

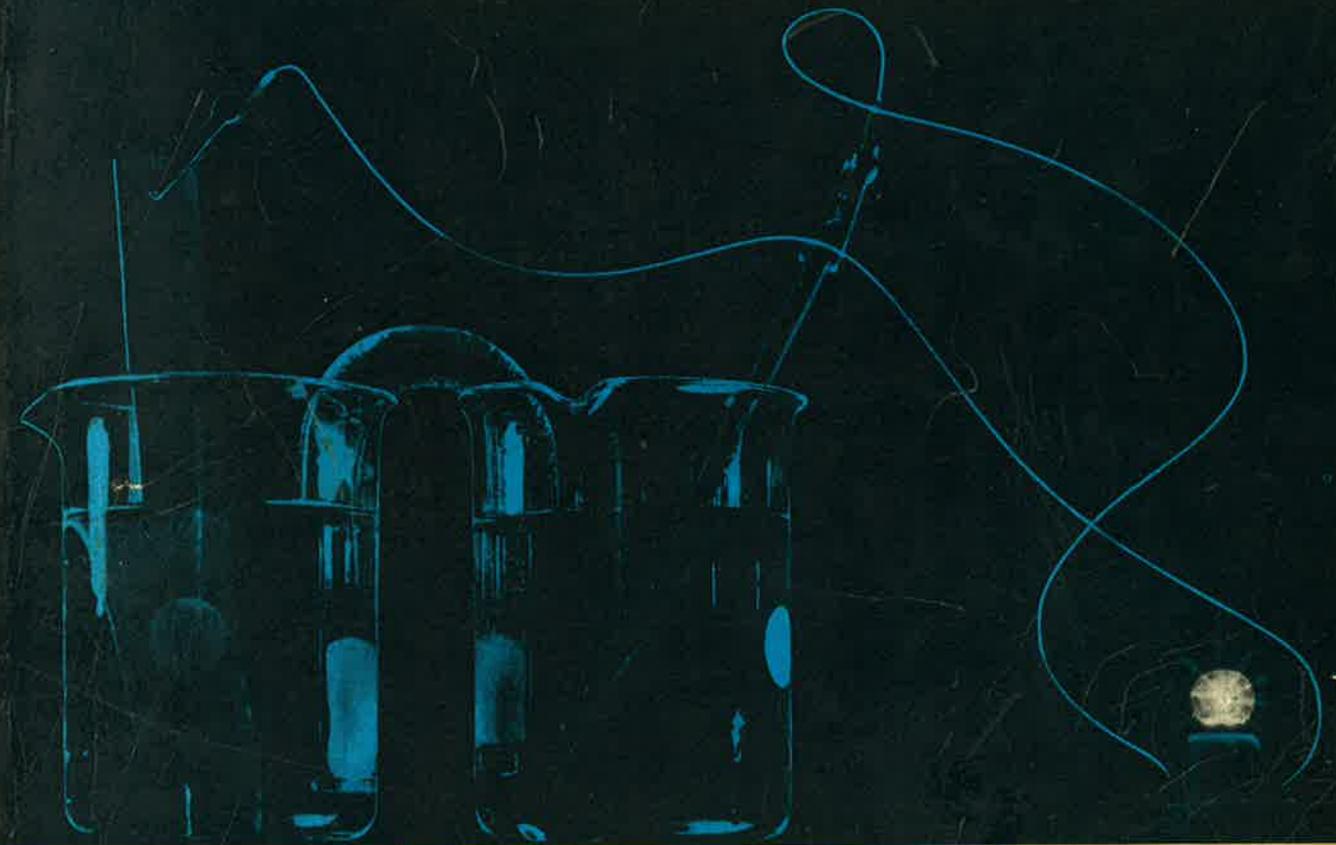
QUÍMICA

UMA CIÊNCIA EXPERIMENTAL



EDART - SÃO PAULO

INVESTIMOS NO FUTURO ATRAVÉS DA EDUCAÇÃO



CHEMICAL EDUCATION MATERIAL STUDY

VOLUME 1

EDART - SÃO PAULO — LIVRARIA EDITORA LTDA.



Classificação Periódica dos Elementos

1 H 1.008																	2 He 4.00
3 Li 6.94	4 Be 9.01															9 F 19.0	
11 Na 23.0	12 Mg 24.3															17 Cl 35.5	
19 K 39.1	20 Ca 40.1	21 Sc 45.0	22 Ti 47.9	23 V 50.9	24 Cr 52.0	25 Mn 54.9	26 Fe 55.8	27 Co 58.9	28 Ni 58.7	29 Cu 63.5	30 Zn 65.4	31 Ga 69.7	32 Ge 72.6	33 As 74.9	34 Se 79.0	35 Br 79.9	36 Kr 83.8
37 Rb 85.5	38 Sr 87.6	39 Y 88.9	40 Zr 91.2	41 Nb 92.9	42 Mo 95.9	43 Tc (99)	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3
55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	57-71 ver abaixo	72 Hf 178.5	73 Ta 180.9	74 W 183.9	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.1	79 Au 197.0	80 Hg 200.6	81 Tl 204.4	82 Pb 207.2	83 Bi 209.0	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)																

57 La 138.9	58 Ce 140.1	59 Pr 140.9	60 Nd 144.2	61 Pm (147)	62 Sm 150.4	63 Eu 152.0	64 Gd 157.3	65 Tb 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.3	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0	71 Lu 175.0
89 Ac (227)	90 Th 232.0	91 Pa (231)	92 U 238.0	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (245)	98 Cf (251)	99 Eg (254)	100 Fm (253)	101 Md (256)	102 Lw (254)	103 Lv (257)

Os valores entre parênteses são números de massa dos isótopos com meia vida mais longa.

Química

Vol. I

direção editorial
de Washington Helou

gerência editorial
de Antonio Orzari

WH
Antonio Orzari

Química

Vol. I

Texto organizado pelo
Chemical Educational Material Study

4.^a edição

 **EDART-SÃO PAULO**
LIVRARIA EDITORA LTDA

01224 - R. JAGUARIBE, 47 - CP. 4108 - SÃO PAULO (SP) - TELS. 221-4399 - 220-3962



EDART - SÃO PAULO — LIVRARIA EDITORA LTDA.
São Paulo

1975

No original em inglês:

CHEMISTRY — An Experimental Science

Tradução de

Anita Rondon Berardinelli

Revisão e adaptação de

Angélica Ambrogi

Carl Hermann Weis

© Copyright 1960, 1961, 1962 1963 por The Regents.
of the University of California.

Direitos cedidos à EDART-SÃO PAULO LIVRARIA EDITORA LTDA. pela
Fundação Brasileira para o Desenvolvimento do Ensino de Ciências.
Proibida a reprodução total ou parcial do texto e das ilustrações.

Introdução à Edição Brasileira

O vertiginoso desenvolvimento da Ciência e da tecnologia contemporânea tornou imperioso que se cuidasse, não só da atualização, mas até da reformulação de ensino da Química na escola secundária. O problema é basicamente o mesmo nas mais diversas regiões do mundo, em face da rapidez com que se propagam os frutos materiais da civilização.

A Fundação Nacional de Ciências dos Estados Unidos da América do Norte estimulou e subvencionou o grupo de trabalho "Chemical Education Material Study" (Chem-Study) para desenvolver um programa de Química para a Escola Secundária, justamente tendo em vista a situação apontada acima. O curso desenvolvido pelo grupo Chem-Study, não só foi testado e usado com sucesso e em larga escala no país originário, mas também tem obtido aceitação em vários países espalhados por mais de um continente.

O programa desenvolvido pelo Chem-Study pode ser considerado subdividido em quatro grandes partes:

- 1.^a — Introdução (Capítulos 1-6)
- 2.^a — Princípios que regem as reações químicas (Capítulos 7-13)
- 3.^a — Princípios relativos às ligações químicas (Capítulos 14-17)
- 4.^a — Aplicações dos princípios já expostos à Química Descritiva (Capítulos 18-25)

Existe uma considerável sobreposição entre estas quatro partes. Conceitos fundamentais são introduzidos na primeira, desenvolvidos

na segunda e terceira e aplicados na quarta. As três primeiras partes contêm muita Química Descritiva, embora este aspecto da Química não receba aqui maior ênfase. A quarta parte é dedicada à Química Descritiva, mas, nela, os conceitos fundamentais e gerais são deliberada e metódicamente usados sempre de novo.

Os detalhes, razões e vantagens desta forma de desenvolvimento são apontados no Guia do Mestre. Aqui somente queremos frisar que muitos tópicos aparentemente aparecem "por acaso", muito antes de serem tratados por extenso. Um exemplo de conceito que é reforçado pela repetição é a relação entre pressão e volume de um gás. Já no Capítulo 1 se usa a equação $PV = \text{constante}$ para mostrar as diferentes maneiras de comunicar informações. Este uso da equação permite que o estudante já vislumbre que existe uma lei dos gases, mas não se tem a intenção de aprofundar o assunto nesta ocasião. Nos Capítulos 2 e 4 passa-se a utilizar a mesma equação juntamente com outros aspectos do comportamento dos gases. As discrepâncias entre os dados experimentais e as previsões da equação para altas pressões, são usadas no Capítulo 5 para introduzir os líquidos.

É digno de nota como o trabalho de laboratório é enquadrado no curso. No curso *Chem-Study*, o estudante é seguidamente enviado ao laboratório para investigar propriedades da natureza antes de serem elas discutidas em classe. Ele coleta alguns fatos, i.é. ganha uma base experimental para poder entender os conceitos que o professor desenvolverá na aula seguinte.

Esta técnica é mais estimulante e mais frutífera do que enviar o estudante ao laboratório simplesmente para confirmar generalizações já apresentadas pelo livro texto ou pelo professor.

Durante o curso, usam-se substitutos visuais para o trabalho individual em laboratório, sempre que apropriado. Os filmes *Chem-Study* são uma parte integrante do curso. Estes filmes cobrem materiais, demonstrações e ilustrações que só dificilmente poderiam ser apresentados de outra forma pelo professor.

A edição original do curso *Chem-Study* foi publicada na forma de 3 volumes:

- Um livro-texto (25 capítulos), um Manual de Laboratório (41 experiências) e um Guia do Mestre.

Cada um destes volumes engloba todo o programa de Química previsto para a Escola Secundária. Na apresentação desta tradução brasileira preferiu-se usar outra subdivisão (puramente mecânica!) do mesmo conteúdo:

- 1.º Volume: Capítulos 1 a 8 do livro texto original e as experiências cor-

respondentes (N.º 1 a 14) do manual de laboratório original.

- 2.º Volume: Capítulos 9 a 17 do livro texto original e as experiências correspondentes (N.º 15 a 27) do manual de laboratório original.

- 3.º Volume: Capítulos 18 a 25 do livro texto original e as experiências correspondentes (N.º 28 a 41) do manual de laboratório original.

Além disto, a tradução brasileira do Guia do Mestre será publicada, subdividida em 3 volumes adicionais, com um conteúdo correspondente aos três volumes propostos aos alunos brasileiros.

Na tradução brasileira, afora esta diferença mecânica na apresentação, procurou-se seguir cuidadosamente o original, salvo modificando alguns exemplos, visando torná-los mais próximos ao estudante brasileiro. Estas adaptações foram feitas sempre onde isto, a juízo do revisor, era possível e adequado, sem ferir o espírito do original.

CARL HERMANN WEIS

Agosto, 1966

Prefácio

A Química trata de tôdas as *substâncias* que constituem o meio em que vivemos. Trata também das *modificações* sofridas por essas substâncias — modificações que fazem a diferença entre um planeta frio e sem vida e outro onde há vida e crescimento. A Química nos ajuda a *entender* e a *tirar benefício* da maravilhosa Natureza.

Constitui parte importante do que chamamos Ciência. Como tôdas as fases da nossa vida diária são afetadas pelos frutos da atividade científica, todos nós precisamos saber o que é a atividade científica, o que ela pode fazer e como funciona. O estudo da Química nos ajudará a compreender essas coisas.

“QUÍMICA — *Uma Ciência Experimental*” apresenta a Química no seu estado atual, dando ênfase a sua parte mais fascinante: a experimentação. Como convém num curso moderno de Química, são apresentados princípios unificadores tomando por base o trabalho no laboratório. Depois de estar familiarizado com êsses princípios gerais, não há mais necessidade de memorizações sem fim de inumeráveis fatos químicos. Constatando como êsses princípios nascem das observações feitas no laboratório, você terá uma visão válida de como principia todo o progresso científico. Através dêsse trabalho de laboratório, você

estará pessoalmente envolvido na atividade científica e, até certo ponto, se tornará um cientista.

Ao fim dêsse curso você não conhecerá tôda a Química. Esperamos que tenha aprendido o suficiente sobre essa ciência e sobre a Ciência em geral, para considerar compreensível a parte que não conhece, em vez de considerá-la misteriosa. Esperamos que venha a apreciar o enorme poder dos métodos científicos, bem como suas limitações. Esperamos que tenha adquirido a prática de ficar atento a observações inesperadas, de pesar os fatos e de tirar conclusões válidas. Esperamos que tenha formado o hábito de fazer perguntas e de procurar compreender, em vez de aceitar cegamente e ficar satisfeito com afirmações dogmáticas. Esperamos que participe do fascínio provocado pela Ciência e que sinta o prazer intenso dado por tôda descoberta. Se a maior parte dessas esperanças se tornarem realidade, então você teve uma ótima introdução à Ciência através da Química. Nada poderia ser mais importante na sua educação numa época em que a Ciência modela o mundo. Janeiro de 1963.

GEORGE C. RIMENTEL

Diretor editorial de Estudos sobre o Material para o Ensino da Química

Apresentação

Este livro foi preparado em três anos por um grupo de professores de Escolas Secundárias e de Universidades, com o apôio financeiro da Fundação Nacional de Ciência. O projeto, chamado "CHEM STUDY", foi organizado e conduzido em suas linhas gerais por um Comitê Diretor composto por professores e eminentes cientistas de vários campos da Química. O Comitê, presidido por Glenn T. Seaborg, Prêmio Nobel, procurou formar uma equipe com os cientistas universitários e os professores secundários mais capazes do País. Os Professores universitários foram escolhidos em todo o País na base de provas de compreensão da Ciência e de reconhecida liderança no ensino da Ciência. Os nomes dos autores deste texto (vide apêndice n.º 7) já aparecem em mais de uma dúzia de livros de grande aceitação para cursos superiores. Vários professores secundários da melhor categoria estão também entre os autores, todos eles selecionados na base de recomendações entusiásticas de seus colegas. Esses professores participaram de todas as fases da preparação deste curso. Os esforços dessas pessoas altamente qualificadas, totalizando quinze anos-homens, somaram-se para a realização do curso CHEM STUDY. À Fundação Nacional de Ciência deve-se uma menção especial por ter tornado possível toda essa atividade. Nunca antes foram reunidos tantos talentos

para organizar um curso de Química para a Escola Secundária.

O livro "QUÍMICA — *Uma Ciência Experimental*", destina-se a um curso introdutório de Química no Curso Secundário e está estreitamente ligado a um *Manual de Laboratório* e a um conjunto de filmes. Há, também, um *Guia para o Professor*, destinado a ajudar os professores a se familiarizarem com este curso. A primeira edição do livro e do manual de laboratório, escrita durante o verão de 1960, foi usada em 1960-61 em 23 Escolas Secundárias e 1 Curso Pré-Universitário por aproximadamente 1300 estudantes. Durante esse primeiro ano, a equipe de autores manteve contacto semanal com os professores pioneiros. Com base nessa experiência, o material foi revisto durante o verão de 1961 e foi escrito o *Guia para o Professor*. A segunda edição foi usada em 123 Escolas Secundárias e 3 Colégios universitários espalhados pelo País, abrangendo 13 000 estudantes. Essa experiência cuidadosamente supervisionada serviu de base para a terceira edição, considerada definitiva. O curso, na forma apresentada aqui, em essência, foi usado em 1962-63 em 560 Escolas Secundárias, em 46 Estados, por 45 000 estudantes, aproximadamente, selecionados ao acaso. Sua exequibilidade está assegurada.

O título, "QUÍMICA — *Uma Ciência Experimental*", revela o tema central deste curso.

Procurou-se apresentar e usar repetidamente um quadro válido dos passos pelos quais um cientista avança. Observações e medidas levam ao desenvolvimento de princípios unificadores e, a seguir, esses princípios são usados para inter-relacionar diversos fenômenos. Confiou-se muito no trabalho de laboratório para que os princípios da Química pudessem ser obtidos diretamente das experiências realizadas pelos estudantes. Esse método, além de dar uma visão correta e não autoritária da origem dos princípios da Química, dá ao estudante um máximo de oportunidade para realizar ele mesmo descobertas; e estas constituem a parte mais excitante da atividade científica. O aspecto experimental deste curso é complementado por alguns filmes que fornecem certas evidências experimentais difíceis de serem obtidas pessoalmente pelos alunos; estão nesse caso experiências perigosas ou muito dispendiosas, e também experiências em que é preciso utilizar materiais difíceis de serem obtidos.

O conjunto inicial de experiências e os primeiros capítulos do livro formam uma base para o curso. Os elementos da atividade científica são desde o início apresentados, inclusive o papel da incerteza. A teoria atômica, a natureza da matéria nas suas diversas fases e o conceito de *mol* são desenvolvidos. A seguir, uma parte extensa do curso é dedicada à extração dos princípios mais importantes da Química, a partir de experiências fundamentais. Esses princípios incluem os aspectos energia, velocidade e equilíbrios característicos das reações químicas, a periodicidade química e a natureza das ligações químicas nos sólidos, líquidos e gases. O curso termina com vários capítulos de Química descritiva, nos quais a aplicabilidade e a utilidade dos princípios anteriormente desenvolvidos ficam evidentes.

Há muitas diferenças entre o CHEM STUDY e os cursos tradicionais. A mais óbvia delas é, seguramente, a ênfase dada aos princípios químicos em detrimento da Química descritiva, para retratar convenientemente a evolução da Química nas duas últimas décadas. Naturalmente, essa reconstrução de todo o curso dá uma oportunidade única de abandonar uma terminologia obsoleta e um material fora de moda. Menos óbvio mas, talvez, mais importante, é o desenvolvimento sistemático da relação entre a experiência e a teoria. A Química

vai sendo desdobrada gradual e logicamente, em vez de apresentada como uma coleção de fatos, enunciados e dogmas. Esperamos transmitir uma consciência do significado e das possibilidades das atividades científicas que ajudará o futuro cidadão a receber calma e sãbiamente o crescente impacto dos avanços tecnológicos sobre o seu meio social. Finalmente, tendo em mente aqueles alunos que irão continuar seu treinamento científico, almejamos conseguir uma melhor continuidade de assunto e de didática entre o curso de química na escola secundária e os modernos cursos básicos de Química nas Universidades.

Acreditamos que o CHEM STUDY realmente atinge os objetivos estabelecidos. A experiência mostrou que o curso é interessante e está ao alcance do estudante secundário e que ele desafia e estimula os estudantes mais bem dotados. Seu conteúdo fornece uma base sólida para o candidato a um curso superior. Inevitavelmente surge a pergunta: "É este curso melhor do que (ou tão bom quanto) o tradicional?" Não se encontra facilmente uma resposta nos testes comparativos. Um estudante que fez o CHEM STUDY pode levar desvantagem num teste sobrecarregado com questões descritivas, que dependem de memória, no qual se tenha dado pouca ênfase aos princípios, ou que use terminologia obsoleta. Inversamente, um teste preparado especificamente para o CHEM STUDY, certamente prejudicaria estudantes com preparo tradicional. A controvérsia não pode ser completamente solucionada de forma "objetiva" porque, em última análise, estão envolvidos julgamentos de valor. Se os objetivos do CHEM STUDY são válidos e se a apresentação adotada é razoável, são questões que só podem ser decididas levando-se na devida consideração a experiência dos professores e as credenciais daqueles que organizaram o curso.

De inúmeras maneiras o CHEM STUDY é devedor da Universidade da Califórnia e do Colégio Harvey Mudd pelas facilidades oferecidas, pelas contribuições em pessoal e pelo estímulo dado. Reconhecemos com gratidão o estímulo e a ajuda recebidos da Fundação Nacional de Ciência. Finalmente, a equipe agradece a todos aqueles que participaram com tanta energia e entusiasmo na preparação deste curso. Agradecemos ao Comitê Diretor por sua

orientação valiosa e solícita. Agradecemos aos colaboradores mencionados no final deste livro por sua dedicação em tempo, interesse e talento. Reconhecemos especialmente o papel chave desempenhado pelos professores Joseph Davis, Saul Geffner, Keith Mac Nab, Harley Sorensen e pela Professora Margaret Nicholson. Todos esses não somente usaram o CHEM STUDY em suas aulas, como fizeram parte, permanentemente, da equipe. Suas contribuições e críticas tornaram mais exequível o curso do CHEM STUDY. Agradecemos aos vários professores que usaram as edições experimentais em suas classes; sua análise minuciosa do texto e do Guia de Laboratório e suas inúmeras sugestões forneceram uma base firme para as revisões. Finalmente agradecemos aos muitos estudantes que labutaram com as versões experimentais do CHEM STUDY; todas as suas reações — sofrimento ou prazer, entusiasmo ou tédio, compreensão rápida ou

confusão — foram anotadas e usadas para melhorar este curso.

J. ARTHUR CABELL,
Diretor de Estudos sobre o
Material para Ensino da Química
Colégio Harvey Mudd

GEORGE C. PIMENTEL
Diretor para o *Livro de Teoria*
Universidade da Califórnia

LLOYD E. MALM
Diretor para o *Manual de Laboratório*
Universidade de Utah

A. L. MC CLELLAN
Diretor para o *Guia do Professor*
Associação de Pesquisa da Califórnia

DAVID RIDGWAY
Produtor dos *Filmes*

Berkeley, Califórnia
Janeiro de 1963

Agradecimento

As citações que aparecem nas páginas abaixo assinaladas foram usadas com a permissão das seguintes fontes:

- Página 1 *History of Science*, W. Dampier, Nova York: Editôra da Universidade de Cambridge, 1949.
- 18 *Princípios*, Isaac Newton. A tradução feita por Mott foi revista por F. Cajori, Berkeley. Editôra da Universidade da Califórnia, 1934, pg. 673.
- 41 *New Systems of Chemical Philosophy*, John Dalton, Manchester, Inglaterra, 1810.
- 52 *Readings in the Literature of Science*, W. C. Dampier e M. Dampier. Nova York: Harper and Row, 1959, pg. 100.
- 68 *Solutions*, W. Ostwald. Londres: Longmans, Green and Co, 1891.
- 88 Artigo de J. A. R. Newlands, *Chemical News*, vol. 10, 1864, pg. 94.
- 112 *Chemical Thermodynamics, A Course of Study*, Frederick T. Wall. São Francisco: W. H. Freeman and Company, 1958, pg. 2.
- 129 *The Drift Toward Equilibrium*, H. Eyring, *Science and Progress, Fourth Series*, editado por G. A. Baitsell, New Haven: Editôra da Universidade de Yale, 1945, pg. 169.

As seguintes fotografias foram usadas com permissão das fontes citadas abaixo:

Frontespício A Vela – Iluminando a Química

- Página 5 Fusão do gelo, por Ross H. McGregor
- 5 Fusão do Alumínio, cortesia de Aluminum Corporation of America.
- 5 Fusão pelo maçarico, por Charles L. Finance.
- 51 G. N. Lewis, cortesia da Coleção Hagemeyer, Biblioteca Bancroft, Universidade da Califórnia.
- 97 Cortando potássio, por Charles L. Finance.
- 111 D. Mendeleev, cortesia da Universidade de Leningrado.

Índice

	PÁGINA
Introdução à Edição Brasileira	V
Prefácio	VII
Apresentação	IX
Agradecimento	XIII
Capítulo 1. A Química: Uma Ciência Experimental	1
2. Um Modelo Científico: A Teoria Atômica	18
3. Reações Químicas	41
4. A Fase Gasosa: A Teoria Cinética	52
5. Líquidos e Sólidos: Fases Condensadas da Matéria	68
6. A Estrutura do Átomo e a Tabela Periódica	88
7. Efeitos Energéticos nas Reações Químicas	112
8. As Velocidades das Reações Químicas	129
 GUIA DE LABORATÓRIO	
Prefácio	149
Instruções para o trabalho de laboratório	151
Relatórios	151
Equipamento de laboratório	152
 PARTE I. OBSERVAÇÃO E INTERPRETAÇÃO, PRECISÃO NAS MEDIDAS	
Experiência 1. Observação Científica e Descrição	154
2. Comportamento de Sólidos sob Aquecimento	155
3. A Temperatura de Fusão de uma Substância Pura	157
4. A Combustão de uma Vela:	161
4A. Outras Investigações sobre uma Vela Acesa	163
5. Efeitos Térmicos	166

PARTE II. INTRODUÇÃO À QUÍMICA. CONCEITO DE MOL. HIPÓTESE DE AVOGADRO, GASES, SOLUÇÕES.

Experiência 6.	As Massas de Volumes Iguais de Gases	171
7.	Comportamento do Cobre Sólido Imerso em uma Solução Aquosa de Nitrato de Prata	176
8.	Relações de Massa que Acompanham as Transformações Químicas	179
8A.	Relações de Massa que Acompanham as Transformações Químicas – II (optativa)	183
8B.	A Fórmula de um Hidrato (optativa)	185
9.	Investigação Quantitativa da Reação de um Metal com Ácido Clorídrico	186
10.	Investigação dos Volumes de Soluções de Concentração Conhecida que Reagem entre Si	191
11.	Reações Entre Ions em Solução Aquosa	194

PARTE III. INVESTIGAÇÕES SOBRE REAÇÕES QUÍMICAS QUE ILUSTRAM PRINCÍPIOS IMPORTANTES

Experiência 12.	Estudo das Reações	196
13.	Calor de reação	199
14.	Estudos das Velocidades de Reação	201
14A.	Estudo das Velocidades de Reação II (optativa)	203
Apêndice 1.	Descrição de uma Vela Acesa	209
2.	Acendendo e Ajustando um Bico de Gás	211
3.	Trabalhando com Vidro	213
4.	Erros Experimentais	215
5.	Recapitulação da Matemática Utilizada neste Curso	220
6.	Nomes, Fórmulas e Cargas de Alguns dos Ions mais comuns....	226
7.	Autores deste Livro	227



A VELA — ILUMINANDO A QUÍMICA

A Química: Uma Ciência Experimental

. . . são vãs e cheias de erros as ciências que não nasceram da experiência, a mãe de toda certeza...

LEONARDO DA VINCI, 1452-1519.

Muitas palavras foram ditas e escritas para responder às perguntas:

“Qual é a natureza do estudo científico?”

“Qual é a natureza da Química?”

Neste curso, tentaremos encontrar as respostas, não através de palavras apenas, mas através da experiência. Ninguém pode transmitir apenas por palavras a emoção e o interesse da descoberta científica. Por isso vamos conhecer a

natureza da Ciência, envolvendo-nos pessoalmente na atividade científica. Conheceremos a natureza da Química através da consideração de problemas que interessam aos químicos.

Exemplos de atividades científicas serão nosso ponto de partida, em vez de definições. *Realizaremos* essas atividades começando em terreno familiar. Em assuntos nos quais *você* conhece a resposta, você compreenderá melhor os passos pelos quais a Ciência avança.

1-1 AS ATIVIDADES CIENTÍFICAS

Qualquer forma de vida “sente” o meio ambiente de uma forma ou de outra. Em resposta à sensação, o ser vivo se comporta de acordo com determinado padrão que tende a prolongar sua existência.

Uma árvore é iluminada pelo sol da manhã. Em resposta, suas folhas giram sobre os pecíolos, apresentando suas faces em cheio à luz. Esse movimento faz com que as folhas interceptem mais luz, e a luz é a fonte de energia

que faz funcionar a espantosa máquina química que é a árvore. A árvore cresce.

Um urso percebe que o verão acabou — talvez por causa da duração do dia ou pela cor das folhas no outono, talvez com a ajuda de algum almanaque ursino que os humanos não são capazes de ler. Em resposta, ele procura um lugar retirado e faz uma longa sesta de inverno. Durante essa hibernação, sua pressão sanguínea e a temperatura de seu corpo decrescem, sua

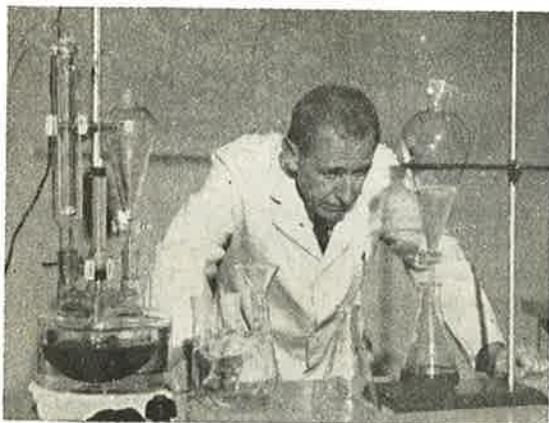
função digestiva cessa. O urso usa o mínimo de energia para permanecer vivo. Não é uma coincidência que isso aconteça na estação do ano em que é mais difícil encontrar alimento e na qual o clima é praticamente insuportável.

Entre todos os seres vivos é o homem o que sente o meio e responde a ele da maneira mais complexa. Ele é mais curioso que a mais inquiridora das gatas. Com o auxílio de seu intelecto, ele usa seus sentidos com mais eficiência do que um antílope evitando um leão à espreita. Ele desenvolveu o sistema de comunicação muito além do grasnar de alarme de um ganso ou o chamado de um alce solitário por sua companheira. O intelecto do homem juntamente com sua habilidade de comunicação permitem-lhe responder ao meio, da maneira a mais benéfica. Ele *acumula* informações sobre o meio, *organiza* essas informações e nelas *procura uma regularidade*, *ele se pergunta por que* essa regularidade existe, e transmite suas descobertas à geração seguinte. Eis aí as atividades básicas da ciência:

- acumular informação através da observação;
- organizar essa informação e nela procurar uma regularidade;
- perguntar por que existe essa regularidade;
- comunicar as descobertas aos outros.

Então, a atividade científica começa com a observação. A observação é mais útil quando

Fig. 1-1 — Um cientista faz observações cuidadosas.



as condições que a afetam são controladas cuidadosamente. Uma condição é controlada quando ela é fixa, conhecida e pode ser variada deliberadamente se o desejarmos. Esse controle é melhor obtido num local especial — o laboratório. Quando a observação é realizada sob controle cuidadoso, ela é dignificada por um nome especial — *uma seqüência controlada de observações é chamada uma EXPERIÊNCIA*. TÓDA A CIÊNCIA É CONSTRUÍDA SOBRE RESULTADOS EXPERIMENTAIS.

1-1.1 Observação e Descrição

Todo mundo se julga bom observador. Entretanto, há muito o que observar além do que vemos. Para isso é necessário concentração, atenção para os detalhes, engenhosidade e, muitas vezes, simplesmente paciência. Isso também requer prática. Considere um exemplo dentro de sua própria experiência pessoal. Pense quanto pode ser escrito a respeito de uma vela acesa. É claro, isso exige observação cuidadosa — isto é, uma experiência cuidadosa. Isso significa que a vela precisa ser observada num *laboratório*, isto é, *num lugar onde as condições podem ser controladas*. Mas como podemos saber quais as condições que precisam ser controladas? Prepare-se para surpresas nesse assunto! Às vezes as condições importantes são difíceis de descobrir. Damos a seguir alguns exemplos de condições que *são* importantes em *algumas* experiências, mas *não* nesta:

A experiência é realizada no segundo andar.

A experiência é realizada de dia.

As luzes do aposento estão acesas.

Agora, algumas condições que talvez sejam importantes aqui:

A mesa do laboratório está perto da porta.

As janelas estão abertas.

Você está tão perto da vela que sua respiração chega a atingí-la.

Por que essas condições são importantes? Têm elas alguma coisa em comum? Sim, há entre elas o fator comum de que uma vela não funciona bem numa corrente de ar. As

condições são importantes porque têm influência sobre o resultado da experiência. Muitas vezes as condições importantes não são descobertas com tanta facilidade. Um bom experimentador se dedica com muita atenção à descoberta das condições que devem ser controladas. Seu sucesso depende freqüentemente de sua habilidade em controlá-las.

Reveja sua descrição de uma vela acesa e compare-a com a descrição do Apêndice I. Quantas das suas observações estão incluídas lá? Quantas mencionadas no apêndice não estão na sua descrição? Vemos que uma vela acesa é um objeto complicado e fascinante quando submetido à *observação cuidadosa e descrição detalhada*.

1-1.2 À Procura de Regularidades

A observação inevitavelmente leva a perguntas. Uma que surge logo é: "Que regularidades aparecem?" A descoberta de regularidades permite a simplificação das observações. Em vez de cada observação ficar isolada, várias observações podem ser reunidas e, portanto, usadas com mais eficiência.

Você deve estar prevenido das armadilhas que existem na procura das regularidades. Essa procura segue meandros que muitas vezes levam a caminhos errados. O fato de que nem todo passo é um avanço é uma característica inerente à procura do desconhecido. Mas não há outro meio de avançar senão dando passos. Por meio de uma fábula poderá compreender melhor como a pesquisa se desenvolve. Um exemplo evidente talvez o ajude a ver como um cientista procura regularidades.

Fábula: Uma Criança Perdida Procurando Aquecer-se

Certa vez uma criança se perdeu. Como fazia frio, decidiu procurar material para atear fogo. À medida que ia trazendo objetos para sua fogueira, observava que alguns queimavam, outros não. Para evitar de recolher objetos inúteis, começou a fazer uma lista dos que queimavam e dos que não queimavam (*organizou* a informação). Depois de algumas viagens, sua classificação continha as informações indicadas na Tabela 1-I.

Tabela 1-I

PROPRIEDADE DE QUEIMAR

Queimam	Não queimam
Galhos de árvores Cabos de vassoura Lápis Pernas de cadeiras Mastro de bandeiras	Rochas Amoras Pedrinhas Pesos de papel

Essa organização da informação foi-lhe de muita ajuda. Entretanto, os galhos de árvores e cabos de vassouras começaram a escassear e ela tentou encontrar uma regularidade que a guiasse na procura de novos materiais combustíveis. Comparando a pilha de objetos que queimavam com a dos objetos que não queimavam, notou uma regularidade e propôs uma possível "generalização":

Talvez, "*objetos cilíndricos queimem*".

Esse é um dos processos elementares de pensamento lógico pelos quais as informações são sistematizadas. É chamado *raciocínio indutivo* e significa que *uma regra geral é construída com base numa coleção de observações individuais* (ou "fatos"). Qual a utilidade do processo indutivo? Ele é um método eficiente para auxiliar nossa memória.

No dia seguinte, a criança saiu à procura de objetos combustíveis, mas esqueceu-se de levar a lista. Entretanto, lembrava-se de sua generalização. Assim, voltou para seu acampamento trazendo um galho de árvore, uma velha bengala e três tacos de "baseball" (previsões acertadas). E refletia satisfeita sobre o fato de não se ter dado ao trabalho de trazer um radiador de automóvel, um pedaço de corrente e uma grande porta. Como esses objetos não eram cilíndricos, não havia motivo para imaginar que queimassem.

Sem dúvida você está pronto a argumentar que essa generalização não era correta! Muito pelo contrário! A generalização estabelece a regularidade descoberta entre todas as observações disponíveis e enquanto as observações estiverem restritas aos objetos constantes da lista, a generalização *será aplicável*. Uma ge-

neralização merece confiança dentro dos limites definidos pelas experiências que levaram à regra enunciada. Enquanto nos restringirmos aos objetos da Tabela 1-I (além de bengalas e tacos de "baseball"), é certamente verdade que objetos cilíndricos queimam!



Fig. 1-2 — "Objetos cilíndricos queimam".

Em vista de suas previsões acertadas, a criança tornou-se mais confiante na sua generalização. No dia seguinte, deliberadamente deixou a lista no acampamento. Desta vez, ajudada por sua regra, voltou sobrecarregada com três pedaços de cano, duas garrafas e o eixo de um carro velho, tendo deixado de lado uma grande caixa de papelão cheia de jornais.

Durante a longa e fria noite que se seguiu, ela tirou as seguintes conclusões:

1. Afinal de contas, é possível que não esteja a forma cilíndrica de um objeto intimamente ligada à sua propriedade de queimar.
2. Embora a regra "dos objetos cilíndricos" não seja mais útil, troncos de árvores, cabos de vassoura, lápis e os outros objetos da coluna da esquerda da Tabela 1-I realmente queimam.
3. Talvez seja melhor levar a lista amanhã.

Mas, pensando de novo sobre a longa lista, ela descobriu uma nova regularidade que estava de acordo com a Tabela 1-I e com a informação recentemente adquirida:

Talvez "objetos de madeira queimem".

De que utilidade poderia ser essa regra, à vista do desapontamento anterior? Bem, tendo em vista sua nova generalização, a criança foi buscar a porta que havia deixado de lado dois dias antes, mas não foi buscar o radiador de automóvel, a corrente e a caixa de jornais.

Não pense que tudo isso seja apenas brincadeira — a ciência é exatamente assim. Fazemos certas observações, as organizamos, procuramos regularidades que nos ajudem no uso eficiente de nossos conhecimentos. As regularidades são enunciadas como generalizações chamadas *teorias*. Uma teoria é mantida enquanto é consistente com os fatos conhecidos da Natureza ou enquanto representa uma ajuda à sistematização de nosso conhecimento. Podemos ter certeza de que, algum dia, várias concepções científicas atuais parecerão tão absurdas quanto "objetos cilíndricos queimam". Mas, nesse dia, estaremos orgulhosos de melhores concepções que passarão a substituir as atuais. Se você se sente desencorajado pelo avanço titubeante da criança — ela ainda não descobriu que a caixa de jornais queimará — tranquilize-se. Essa criança é um cientista e seus passos vacilantes a levarão aos jornais. São os mesmos passos que nos levaram à compreensão da Relatividade, à descoberta da vacina anti-pólio e à propulsão de foguetes para a Lua.

UMA GENERALIZAÇÃO A RESPEITO DA FUSÃO DE SÓLIDOS

Através da experiência, você mesmo descobriu uma regularidade importante no comportamento das substâncias sólidas:

Um sólido funde e transforma-se em líquido quando se eleva suficientemente sua temperatura. A temperatura em que o sólido se funde é característica. Quando o líquido quente é resfriado, ele se solidifica àquela mesma temperatura.

Essa generalização é de grande valor. Ela é baseada exatamente no tipo de experiência que você realizou. Temos confiança nessa regra porque esse tipo de experiência foi realizado com sucesso em centenas de milhares de substâncias. *O comportamento na fusão é um dos métodos mais comumente usados para caracterizar uma substância.* Ele nos leva a perguntar se todos os sólidos podem ser transformados em líquidos, contanto que a temperatura seja elevada suficientemente. Depois nos leva



Fig. 1-3 — Um sólido funde e transforma-se em líquido a uma temperatura característica.

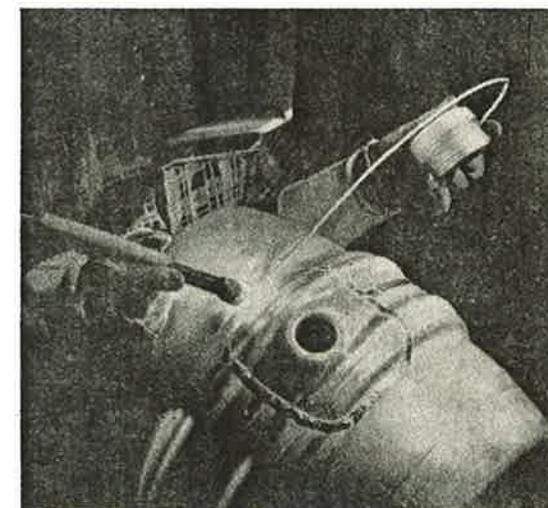
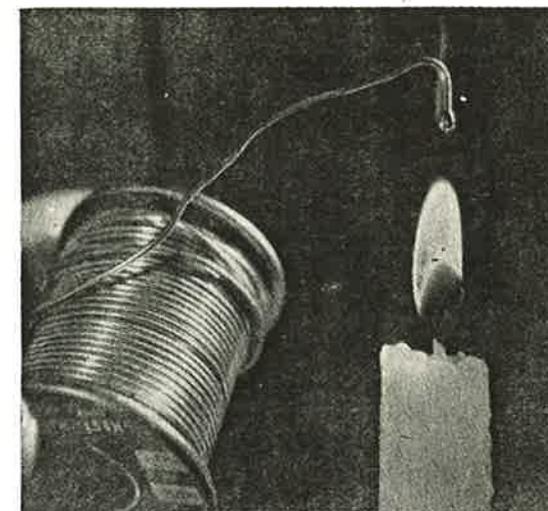
a perguntar se todos os líquidos podem ser transformados em sólidos desde que a temperatura seja suficientemente abaixada.

UM POUCO DE TERMINOLOGIA

Descobrimos que sólidos podem ser transformados em líquidos se forem aquecidos até ou acima do ponto de fusão. Depois o sólido pode ser obtido novamente por simples resfriamento. Sólidos e líquidos são semelhantes em muitos aspectos, e um é facilmente obtido do outro, por isso são chamados "fases diferentes" da mesma substância. O gelo é a fase sólida da água e, à temperatura ambiente, a água se apresenta na fase líquida. A mudança que ocorre quando um sólido se funde ou um líquido se congela é chamada **mudança de fase**.

1-1.3 Perguntando Por Que

Já experimentamos algumas atividades da ciência. Primeiro vimos como se realiza a observação sob condições controladas, depois como se organiza a informação e como se procuram regularidades de comportamento. Há ainda



uma atividade que, como a sobremesa, deve vir no fim. Poderíamos chamá-la "perguntando por que". Ela surge de nossa irresistível necessidade de saber mais do que apenas "o que acontece?" Precisamos também procurar a resposta a "Por que tal coisa acontece?" Essa atividade é provavelmente a parte mais criativa e mais recompensadora da ciência. Em que consiste esse processo? O que significa responder a uma pergunta que comece com "por que"?

EXPLICAÇÕES

Vejamos o que significa procurar uma explicação. Considere uma criança enchendo um balão de borracha. À medida que ela vai soprando,

êle se expande e torna-se cada vez mais "duro". Evidentemente o gás está "empurrando" as paredes internas do balão, esticando suas paredes elásticas. Por que o gás empurra cada vez mais as paredes do balão para fora à medida que êle vai sendo inflado? Por que o gás continua a empurrar para fora sem "se cansar" ou "perder sua força"? Essas são perguntas que fazem parte daquela atividade que designamos como "perguntando por que".

Há duas maneiras de proceder quando se tenta responder a essas questões. Já examinamos uma dessas maneiras — observar mais detalhadamente o balão, anotar cuidadosamente o que vemos e procurar regularidades no que observamos. A outra maneira é observar *outra* coisa além do balão e procurar comportamento semelhante em alguma outra situação que compreendamos melhor. Talvez isso nos permita encontrar uma explicação para a pressão do gás em termos de uma situação que compreendemos melhor. Às vezes, uma explicação útil nos aparece de uma direção inteiramente inesperada.

Considere o movimento de uma bola de bilhar. Depois de ter sido impulsionada pelo taco, ela se move até bater na borda da mesa; da borda ela volta sem ter, aparentemente, perdido velocidade. Ela rola numa nova direção até bater de novo na borda da mesa, mudando novamente de direção. Ela pode continuar em movimento até ter batido seis ou sete vezes na borda da mesa. A bola de bilhar parece incansável. Haveria uma relação entre o movimento "incansável" da bola de bilhar e a

Fig. 1-4 — Uma bola de bilhar refletindo-se nos bordos da mesa sugere uma possível explicação para a pressão de um gás.



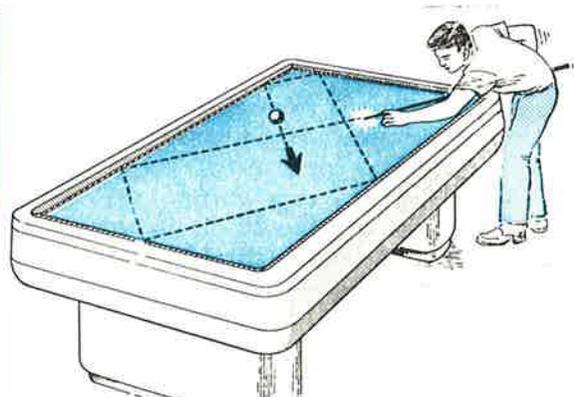
pressão "incansável" do gás dentro da bola de borracha?

Há muito tempo, as bolas de bilhar vêm fascinando tanto a pessoas desocupadas quanto a pessoas curiosas. As dêsse último grupo descobriram que o movimento da bola de bilhar pode ser descrito admitindo-se que cada colisão com a borda da mesa é perfeitamente elástica. Quando a bola bate na borda, empurrando-a, a borda a empurra em sentido oposto e a bola sai sem nenhuma perda de velocidade. Seu movimento pode ser razoavelmente previsto com base nessa hipótese de *colisão elástica*. Talvez o comportamento de um gás possa ser explicado em termos semelhantes. Suponha que imaginemos um gás como sendo formado por um conjunto de partículas saltando indefinidamente entre as paredes de um recipiente, colidindo elásticamente com elas, exatamente como uma bola de bilhar em miniatura. Cada vez que uma dessas partículas colide com uma parede, ela empurra a parede e salta para trás. Se houver muitas partículas, haverá muitas dessas colisões cada segundo, o que explica a pressão exercida pelo gás. Se introduzirmos mais gás dentro do balão haverá maior número de partículas e, portanto, maior número de colisões por segundo, o que significa maior pressão. Assim, o modelo da bola de bilhar realmente oferece uma possível resposta à nossa pergunta.

Com êste exemplo podemos agora entender o que significa "uma explicação". Tudo começou com um "por que":

Pergunta: Por que um balão de borracha se expande quando soprarmos dentro dêle?

Possível resposta: Talvez o gás introduzido no balão seja formado por uma coleção de par-



ticulas que se refletem nas paredes do balão como bolas de bilhar nas bordas da mesa. Quando as partículas do gás se chocam com as paredes do balão e voltam, elas empurram as paredes. Quando introduzimos maior número de partículas, o número de colisões por segundo com as paredes aumenta; e o balão se expande.

Esta é a forma característica de uma explicação. Ela começa com um "por que" a respeito de um processo que não é bem compreendido. Estrutura-se uma resposta em termos de um processo que é bem compreendido. No nosso exemplo, o processo que desejamos esclarecer é a origem da pressão exercida pelo gás. É difícil até mesmo sentir a presença de um gás. O ar à nossa volta em geral não pode ser visto, provado ou cheirado (não estamos falando em "smog" — neblina misturada com fumaça); êle não pode ser ouvido ou sentido com nosso tacto, a menos que haja vento. Procuramos explicar as propriedades dos gases em termos do comportamento de bolas de bilhar. Êsses objetos são facilmente vistos e sentidos; seu comportamento foi completamente estudado e é muito bem compreendido.

A procura de uma explicação é, portanto, a procura de semelhanças que relacionem o sistema em estudo com o sistema que serve de modelo e que foi estudado antes. A explicação é considerada "boa" quando:

1. o sistema que serve de modelo é bem compreendido (isto é, quando as regularidades nesse sistema foram completamente exploradas); e
2. a relação entre os dois sistemas é forte (isto é, quando há semelhanças acentuadas entre os dois sistemas).

O nosso exemplo constitui uma boa explicação porque:

1. compreendemos muito bem porque uma bola de bilhar é refletida pela parede; podemos calcular com todos os detalhes matemáticos a intensidade da força que a bola de bilhar exerce sobre a borda da mesa em cada colisão; e
2. há relação próxima com a pressão do gás; descreve a pressão do gás supondo-se que êle seja formado por um conjunto de partículas em movimento permanente, ricoche-

teando elásticamente das paredes do recipiente.

Portanto, a explicação corpuscular da pressão de um gás é boa.

Talvez, agora, você compreenda que responder a um "por que" é apenas uma maneira altamente sofisticada de procurar regularidades. Na realidade, o fato de gases e bolas de bilhar terem propriedades comuns é uma regularidade da Natureza. Como essa regularidade não é evidente, a sua descoberta tem um caráter criativo. Há uma recompensa pela descoberta dessa semelhança escondida: o descobridor pode transpor para o sistema em estudo toda a experiência e todo o conhecimento acumulados a respeito de outro sistema já bem conhecido.

AQUECENDO PALHINHA DE AÇO

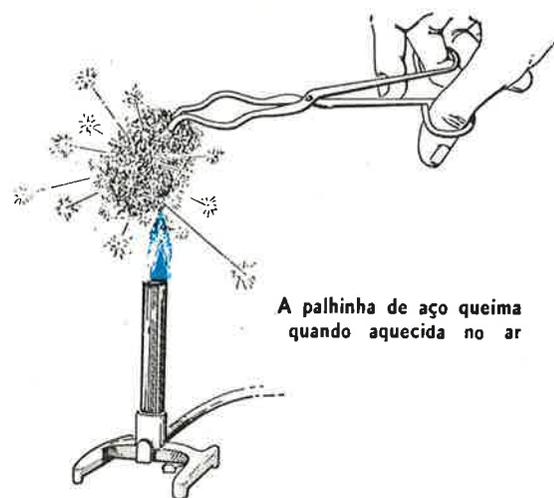
Você compreenderá melhor essas idéias, usando-as você mesmo. Tomemos um exemplo no seu próprio trabalho de laboratório. Você observou o aquecimento de vários materiais sólidos: enxôfre, cera, fôlha de flandres, chumbo, cobre e cloreto de prata. Cada um dêles se funde a uma temperatura característica. Êste fato nos levou a uma generalização: "um sólido se transforma em líquido a uma temperatura característica". Sua confiança na generalização foi fortalecida pela informação adicional (recebida por você, não experimentada) de que isso se aplica a "centenas de milhares de substâncias".

Seu professor mostrou-lhe o efeito de aquecer palhinha de aço^(*) e você viu que se tratava de uma exceção espetacular à generalização sobre a fusão. Um observador pouco experimentado anotaria em seu caderno êsse comportamento especial, fazendo uma referência a "centelhas" e passaria à substância seguinte. Uma pessoa curiosa, entretanto, não pode deixar de perguntar: "por que a palhinha de aço se comporta dessa maneira especial?"

Seguindo outra direção de pensamento, você investigou o comportamento de uma vela acesa. Você descobriu que o ar desempenha um papel importante e que os produtos são diferentes dos materiais iniciais.

Temos aqui duas áreas que foram investigadas a fundo e que são bem compreendidas

(*) "BOM-BRIL" ou similar. Nota do Rev.



A palhinha de aço queima quando aquecida no ar

Fig. 1-5 — O comportamento da palhinha de aço quando aquecida.

(e que você, até certo ponto, examinou pessoalmente). Em poucas palavras, o ponto de partida de nosso conhecimento é o seguinte:

1. Os sólidos aquecidos se fundem.
2. Uma vela queima consumindo oxigênio do ar.

Ficamos intrigados com o comportamento da palhinha de aço quando aquecida. Por que surge faísca? Talvez a explicação seja encontrada em (2). Embora haja diferenças visuais flagrantes, talvez possamos *explicar* o comportamento da palhinha de aço relacionando-o com o de uma vela. Podemos substituir a palavra "vela" por "palhinha de aço" em (2)?

Talvez: 3. A palhinha de aço queima consumindo oxigênio do ar.

Se (3) representa uma conexão útil com o comportamento de uma vela acesa, então devemos desfrutar da recompensa da descoberta. A conexão proposta implica em que o conhecimento acumulado sobre a vela pode ser transferido para o novo sistema.

Como: Uma vela não queima na ausência de oxigênio,

então: a palhinha de aço não deve emitir centelhas na ausência de oxigênio.

Aqui está uma hipótese que pode ser submetida a um teste direto. Podemos submeter a palhinha de aço a uma atmosfera que não contenha oxigênio e verificar se há alguma modificação no seu comportamento quando aque-



A palhinha de aço funde e transforma-se em líquido quando aquecida na ausência de oxigênio

Dióxido de carbono

cida. Vamos para o laboratório, aquecemos palhinha de aço sob uma atmosfera de dióxido de carbono e verificamos que assim a palhinha de aço funde!

Agora podemos dizer que o comportamento especial da palhinha de aço quando aquecida está *explicado*:

"A palhinha de aço, da mesma maneira que a vela, queima quando aquecida no ar".

"A palhinha de aço, da mesma maneira que os outros sólidos, transforma-se em líquido quando aquecida em condições que evitem a combustão".

Esse tipo de compreensão torna possível o processamento metalúrgico do aço (e de outros metais). Esse tipo de raciocínio torna possível um aumento de nossa percepção das regularidades da Natureza. *Ele começa com um "por que"*.

1-2 A INCERTEZA NA CIÊNCIA

Damos a seguir três afirmativas relacionadas com o comportamento do *paradiclorobenzeno* no que diz respeito à fusão:

1. O ponto de fusão é 53°C .
2. O ponto de fusão é $53,2^{\circ}\text{C}$.
3. O ponto de fusão é $53,203^{\circ}\text{C}$.

Aparentemente, a terceira afirmativa diz mais do que a segunda, e esta mais do que a primeira. Ficaria você surpreendido se lhe dissessem que a segunda é a que contém mais informação? De fato é assim. Para compreen-

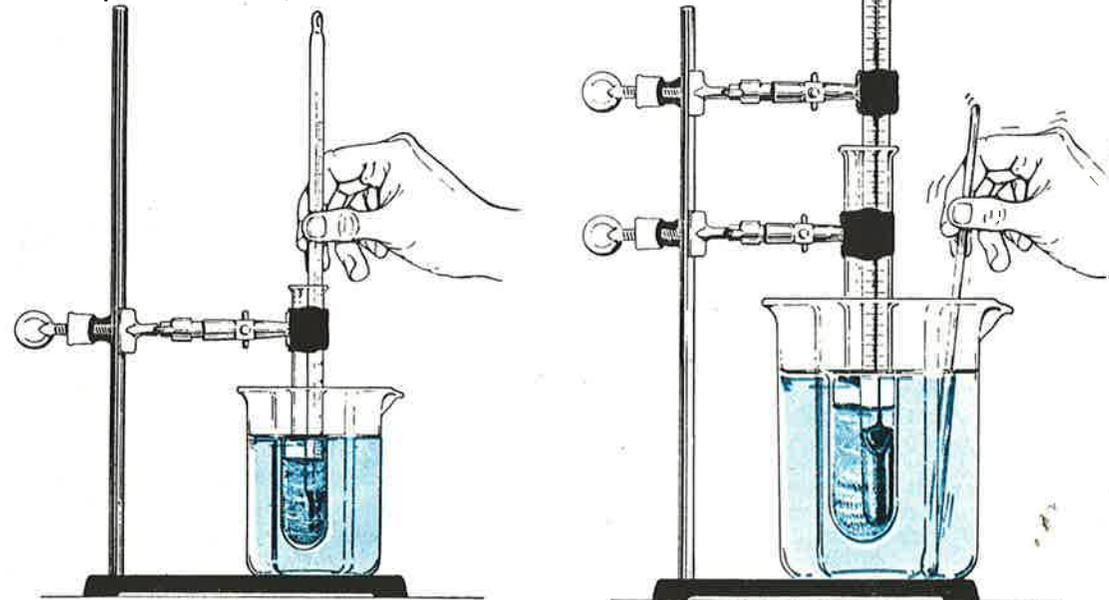
der porque, precisamos considerar o problema da incerteza nas medidas.

1-2.1 Incerteza em medidas

Um enunciado científico dá informações a respeito do ambiente. Ele é inútil se diz menos do que se sabe, e enganoso se diz mais do que se sabe. *O enunciado mais preciso diz claramente o que se sabe e nada mais*. Assim, um cientista escreverá 53°C , $53,2^{\circ}\text{C}$ ou $53,203^{\circ}\text{C}$ considerando qual desses valores diz apenas o que se sabe a respeito do ponto de fusão e nada mais.

Considere a medida que você mesmo fez do ponto de fusão do *paradiclorobenzeno* (Experiência 3) Permite-lhe ela dizer que o ponto de fusão é 53°C e não 54°C ? Provavelmente, sim. Não é muito difícil ler o termômetro com essa certeza. Pode você fazer a leitura no termômetro de maneira a distinguir $53,0^{\circ}\text{C}$ de $53,2^{\circ}\text{C}$? Isso já é mais difícil — depende do termômetro e de sua habilidade em usá-lo. Depende também da temperatura do sólido ser uniforme durante a fusão. Uma lupa permitiria maior certeza na leitura da escala e um aquecimento mais lento elevaria mais uniformemente a temperatura da amostra. Com

Fig. 1-6 — Toda medida envolve alguma incerteza. O termômetro à esquerda pode ser lido com precisão de $\pm 0,2^{\circ}\text{C}$. O da direita, com precisão de $\pm 0,002^{\circ}\text{C}$



essas precauções, é possível dizer que o ponto de fusão do *paradiclorobenzeno* é $53,2^{\circ}\text{C}$ e não $53,0^{\circ}\text{C}$. Considere, entretanto a probabilidade de refinar suficientemente a sua termometria a ponto de distinguir entre $53,200^{\circ}\text{C}$ e $53,203^{\circ}\text{C}$. Com o equipamento de que você dispõe é simplesmente impossível.

Concluimos, portanto, que uma medida cuidadosa poderia estabelecer que o ponto de fusão é $53,2^{\circ}\text{C}$. Então a segunda afirmativa é a que diz apenas o que sabemos. A primeira não diz tudo o que sabemos, pois tem apenas dois algarismos, mas foram medidos três. A terceira diz muito mais do que se sabe, pois os dois últimos algarismos não foram obtidos experimentalmente. Constatamos que a medida efetuada nos dá três algarismos que têm sentido e são significativos. Dizemos que o número $53,2^{\circ}\text{C}$ tem três algarismos significativos.

1 - 2.2 Incerteza em Quantidades Obtidas Indiretamente: Adição e Subtração

Muitas vezes combinamos os resultados de várias observações científicas. Por exemplo, na Experiência 5, você vai determinar a variação da temperatura da água durante a combustão de uma vela (ou durante a solidificação da cêra da vela). A variação de temperatura, que chamamos Δt , é o resultado de duas medidas, não de uma apenas — trata-se de uma quantidade obtida indiretamente:

$$\begin{aligned} \text{Temperatura depois do aquecimento} &= 38,5^\circ \text{ C} \\ \text{Temperatura antes do aquecimento} &= 9,3^\circ \text{ C} \\ \text{Diferença (variação de temperatura), } \Delta t &= 29,2^\circ \text{ C} \end{aligned}$$

De acordo com a boa prática científica, gostaríamos de exprimir a variação de temperatura de maneira a incluir apenas o que é conhecido, e nada mais. Para isso, precisamos investigar de que maneira a incerteza nas duas leituras de temperatura determina a incerteza na diferença, Δt . Suponha que a temperatura final seja medida por um segundo estudante, que acha $38,3^\circ \text{ C}$. Um terceiro estudante obtém $38,7^\circ \text{ C}$. Aparentemente, estudantes diferentes, fazendo a mesma medida, podem obter resultados que diferem por alguns décimos de grau. Aparentemente, a medida feita por qualquer um dos estudantes pode estar em erro por essa quantidade, aproximadamente $0,2^\circ \text{ C}$. Talvez a temperatura registrada como $38,5^\circ \text{ C}$ seja $38,7^\circ \text{ C}$ ($0,2^\circ \text{ C}$ mais alta) ou $38,3^\circ \text{ C}$ ($0,2^\circ \text{ C}$ mais baixa)! Isso pode ser expresso abreviadamente, da seguinte forma:

$$\text{Temperatura depois do aquecimento} = (38,5 \pm 0,2)^\circ \text{ C} \quad (*) \quad (**)$$

Presumivelmente, a mesma incerteza está presente na primeira medida da temperatura, de maneira que nossos cálculos são:

$$\begin{aligned} \text{Temperatura depois do aquec.} &= (38,5 \pm 0,2)^\circ \text{ C} \\ \text{Temperatura antes do aquec.} &= (9,3 \pm 0,2)^\circ \text{ C} \\ \text{Diferença (variação de temp.), } \Delta t &= (29,2 \pm ?)^\circ \text{ C} \end{aligned}$$

(*) O símbolo \pm deve ser lido "mais ou menos".
(**) Os parênteses em expressões como a acima (omitidos na edição original) foram acrescentados na presente versão para frisar que tanto o valor estimado $38,5$ como a incerteza $0,5$ são expressos em termos da mesma unidade. O emprego dos parênteses, por conseguinte, está de acordo com seu significado usual em álgebra conforme ilustrado, por exemplo, na igualdade $(a \pm b) n = an \pm bn$. Nota do Rev.

Para decidir qual a incerteza do resultado $29,2^\circ \text{ C}$, considere a pior combinação possível das incertezas. A temperatura inicial poderia ser $9,1^\circ \text{ C}$ e a final, $38,7^\circ \text{ C}$. Nesse caso, a diferença Δt seria $29,6^\circ \text{ C}$. Portanto, a pior combinação possível de incertezas acarretaria, na diferença, uma incerteza igual à soma das incertezas das partes: $0,2 + 0,2 = 0,4$. Portanto, nosso resultado obtido indiretamente pode ser escrito:

$$\text{Diferença (variação de temp.), } \Delta t = (29,2 \pm 0,4)^\circ \text{ C}$$

Vemos que a incerteza numa quantidade obtida indiretamente é determinada pelas incertezas nas medidas que devem ser combinadas. Para uma adição ou uma subtração, a incerteza máxima é simplesmente a soma das incertezas nos componentes: $0,2 + 0,2 = 0,4$.

EXERCÍCIO 1-1

Na Experiência 5, o peso de uma amostra de água é determinado subtraindo-se o peso do recipiente vazio do peso do recipiente com água:

$$(\text{peso da água}) = (\text{peso do recipiente} + \text{água}) - (\text{peso do recipiente vazio}).$$

Suponha que o peso do recipiente seja $(61 \pm 1) \text{ g}$ e o do recipiente com água $(406 \pm 1) \text{ g}$. Calcule o peso da água e a incerteza máxima no peso causada pelas incertezas em cada uma das pesagens.

1 - 2.3 Incerteza em Quantidades Obtidas Indiretamente: Multiplicação e Divisão

As medidas de temperatura realizadas na Experiência 5 permitem-lhe calcular a quantidade de calor libertada quando determinada massa de vela é queimada. O calor é medido em unidades chamadas calorias; **uma caloria é o calor necessário para elevar a temperatura de um grama de água de um grau centígrado.** (*) Para elevar a temperatura de 2 g de água de 1° C , são necessárias

(*) O calor necessário para elevar a temperatura de um grama de água de um grau centígrado é constante (a menos de variações de $0,2\%$) entre 8 e 80° C . Antigamente definia-se a caloria como o calor necessário para elevar a temperatura de um grama de água de $14,5$ a $15,5^\circ \text{ C}$.

2 calorias; 10 g exigiriam 10 calorias. Em geral,

quantidade de calor necessária para elevar de 1° C a temperatura de m gramas de água = m calorias.

Mas, na experiência, a temperatura da água é elevada de vários graus — chamamos Δt à variação de temperatura. Se é preciso 1 caloria para elevar de 1° C a temperatura de 1 g de água, são necessárias 5 calorias para obter uma elevação de temperatura de 5° C . Em geral,

quantidade de calor necessária para elevar de Δt $^\circ \text{ C}$ a temperatura de m gramas de água = $m \times \Delta t$ calorias. (1)

Temos, de novo, o mesmo problema: primeiro calcular a quantidade de calor q e, depois, decidir qual a incerteza existente em q .

A quantidade de calor q é calculada com o auxílio da equação (1); ela é simplesmente o produto da massa da água pela variação de temperatura. Usando os dados que a experiência nos forneceu:

$$\text{massa da água} = (345 \pm 2) \text{ g}$$

variação da temperatura = $(29,2 \pm 0,4)^\circ \text{ C}$
obtemos a quantidade de calor, calculando o produto:

$$\begin{array}{r} 345 \\ \times 29,2 \\ \hline 690 \\ 3105 \\ 690 \\ \hline 10074,0 \text{ calorias} \end{array}$$

$$q = (10074,0 \pm ?) \text{ calorias}$$

Da mesma maneira que na seção anterior, podemos avaliar a incerteza em q considerando a pior combinação possível de incertezas. Suponha que a massa seja na realidade 343 g e a variação de temperatura $28,8^\circ \text{ C}$. Nesse caso, o produto seria menor do que $10\,074,0$ calorias. Mas, talvez, a massa seja, na realidade, 347 g e a variação de temperatura $29,6^\circ \text{ C}$. Nesse caso, o produto seria maior do que $10\,074,0$ calorias. Os extremos determinam a incerteza no produto:

$$\begin{array}{r} \text{Valor mínimo} \qquad \qquad \text{Valor máximo} \\ 343 \qquad \qquad \qquad 347 \\ \times 28,8 \qquad \qquad \times 29,6 \\ \hline 2744 \qquad \qquad \qquad 2082 \\ 2744 \qquad \qquad \qquad 3123 \\ 686 \qquad \qquad \qquad 694 \\ \hline 9878,4 \text{ calorias} \qquad 10271,2 \text{ calorias} \end{array}$$

Vemos que, no produto $10\,074,0$ calorias, há uma incerteza de aproximadamente 200 calorias. Agora podemos exprimir nosso resultado juntamente com sua incerteza:

$$q = (10\,074,0 \pm \text{aproximadamente } 196) \text{ calorias}$$

Tendo em vista essa grande incerteza, podemos arredondar a resposta:

$$q = (10\,100 \pm 200) \text{ calorias}$$

Mais uma vez, a incerteza numa quantidade obtida indiretamente é fixada pelas incertezas nas medidas que devemos combinar.

EXERCÍCIO 1-2

Calcule a incerteza no produto $m \times \Delta t$ causada apenas pela medida de temperatura (admitindo que a incerteza na massa de 345 g de água tornou-se desprezível em virtude de determinações mais precisas). Calcule a incerteza causada apenas pela incerteza de $\pm 2 \text{ g}$ na medida da massa (admitindo que a incerteza na variação da temperatura $29,2^\circ \text{ C}$ tornou-se desprezível em virtude do uso de um termômetro mais sensível). Compare essas duas contribuições com a incerteza total de aproximadamente 200 calorias.

A incerteza no produto, ± 200 calorias, não é simplesmente a soma das incertezas nos fatores, $\pm 0,4^\circ \text{ C}$ e $\pm 2 \text{ g}$. Entretanto, a soma das incertezas percentuais nos fatores determina a incerteza num produto ou num quociente. (*) Felizmente há um método fácil para avaliar grosseiramente a incerteza no produto sem calcular porcentagens. Esse método, ba-

(*) O cálculo baseado na incerteza percentual é apresentado no Apêndice 4.

seado no número de algarismos escritos, é explicado na Seção 1-2.5.

1-2.4 A Ausência de Certeza na Ciência

Todo aparelho de medida tem limitações que fixam sua precisão. Portanto, cada observação feita está associada a alguma incerteza. Como qualquer regularidade na Natureza é descoberta através de observações, qualquer regularidade (lei, regra, teoria) está ligada a alguma incerteza.

Tôda afirmação científica envolve alguma incerteza.

Corolário:

Nenhuma afirmação científica é absolutamente segura.

1-2.5 Como se Indica a Incerteza

Vimos dois métodos para indicar a incerteza em um número. O mais informativo é acrescentar ao número o símbolo \pm seguido da melhor estimativa disponível da incerteza. O menos informativo, porém o mais usado, é indicar grosseiramente a incerteza pelo número de algarismos escritos. Em geral, o último algarismo escrito é aquele sobre o qual há alguma incerteza. Assim, o número $53,2^\circ\text{C}$ indica que pode haver incerteza no algarismo 2 mas não nos algarismos 3 e 5. *Os algarismos dos quais temos certeza e mais um são chamados alga-*

rismos significativos. Deve-se usar sempre o número correto de algarismos significativos e, sempre que possível, deve-se acrescentar a indicação mais precisa \pm .

Precisamos de regras práticas para avaliar a incerteza máxima nas quantidades obtidas indiretamente. Isso é fácil para uma soma e uma diferença, pois nesses casos, simplesmente somamos as incertezas associadas aos termos. Felizmente, há uma regra muito simples também para avaliar grosseiramente a incerteza num produto e num quociente: *Um produto ($a \times b$) ou um quociente (a/b) tem o mesmo número de algarismos significativos que o termo menos preciso (a ou b) (*).*

EXERCÍCIO 1-3

Na Seção 1-2.3, multiplicamos $345 \times 29,2$ e obtivemos $10\,074,0$ calorias.

- Quantos algarismos significativos existem no fator 345? E no fator 29,2?
- Quantos algarismos significativos devem ser retidos no produto $10\,074,0$?
- Há seis algarismos no número $10\,074,0$ — mais, portanto, do que podemos garantir. “Arredonde” esse número de acordo com sua resposta ao item (b). Compare sua resposta com o resultado final obtido na Seção 1-2.3, a saber, $q = (10\,100 \pm 200)$ calorias. (**)

1-3 COMUNICANDO INFORMAÇÃO CIENTÍFICA

Dentre as razões que explicam o progresso da tarefa de compreender e controlar o meio ambiente, uma das mais importantes é a sua habilidade de comunicar o conhecimento à geração seguinte. Não é necessário que cada cientista do século XX invente a teoria atômica da matéria. Ela foi inventada por John Dalton, no século XIX. Dalton descreveu suas idéias na literatura científica juntamente com suas observações. Estudando a obra de Dalton e tudo o que foi escrito depois, um cientista moderno pode apreender a natureza da descrição, os fatos que ela explica e suas limitações. Rápidamente ele se torna capaz de chegar às fronteiras do conhecimento — fronteiras definidas

pelas limitações dos modelos aceitos do comportamento da matéria.

Quase podemos dizer que um avanço científico só é importante se for comunicado a

(*) O uso dos algarismos significativos é discutido no Apêndice 4.

(**) Nota do Rev.: Para evitar a escrituração de zeros sem significado, recomenda-se reescrever resultados desse tipo de uma forma mais conveniente e menos ambígua, a saber:

$$q = (10,1 \pm 0,2) \times 10^3 \text{ calorias}$$

Para detalhes sobre o emprego da notação exponencial veja o Apêndice 5. Uma das vantagens da notação exponencial é justamente evitar o aparecimento de

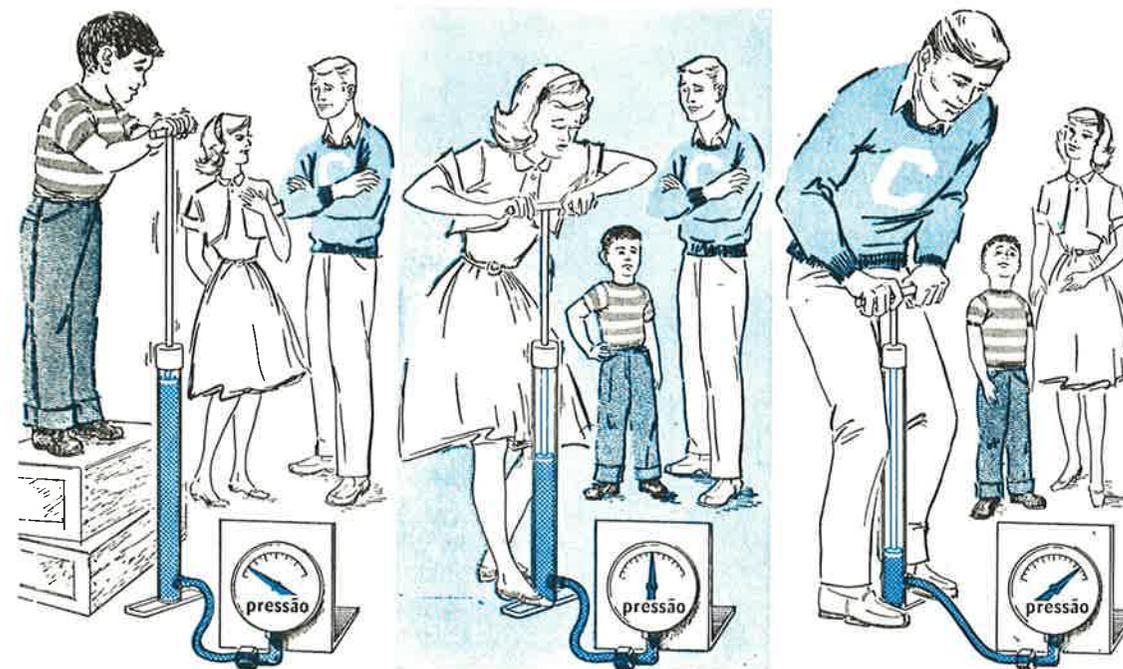


Fig. 1-7 — Regularidade no comportamento de uma quantidade determinada de gás. À medida que a pressão aumenta, o volume diminui.

outros. Se Dalton não tivesse contado aos outros suas idéias nem tivesse tentado convencê-los da validade das mesmas, alguém teria de refazer todo o trabalho.

Portanto, a comunicação do conhecimento é uma parte importante da atividade científica. O primeiro requisito é o bom uso da linguagem. Se uma idéia não está bem expressa, oralmente ou por escrito, é pouco provável que seja bem compreendida. Um argumento perde sua força se é apresentado de maneira ambígua. Uma idéia essencial pode se perder numa confusão de palavras inúteis. *Escolha e use sua linguagem cuidadosamente.*

zeros ambíguos. Para ilustrar este ponto, sirva de exemplo a indicação de distância entre as cidades Rio de Janeiro e São Paulo. Vamos admitir que esta distância (d) tenha sido medida com a incerteza de mais ou menos 1 quilômetro. Podemos indicar este resultado por qualquer uma das formas abaixo:

$$d = 403 \text{ km} = 403 \times 10^3 \text{ metros} = 4,03 \times 10^5 \text{ metros}$$

Observe que a indicação $d = 403\,000$ metros não é razoável, tendo em vista que os 3 zeros foram acrescentados apenas para indicar o recuo da vírgula. Estes zeros na realidade substituem algarismos desconhecidos.

A maneira como você apresenta uma idéia depende, até certo ponto, do uso que você pretende fazer dela e, até certo ponto, do tipo de informação disponível. Em geral, quanto mais preciso for o enunciado de uma regularidade, mais útil ele é. Muitas vezes há várias maneiras de exprimir uma generalização, e é preciso critério para escolher. Compreende-se melhor isto por meio de um exemplo.

A Fig. 1-7 mostra uma bomba de encher pneu ligada a um medidor de pressão que impede o escape do gás contido na bomba. Se empurrarmos a haste da bomba, o pistão desce e o volume ocupado pelo gás diminui. O medidor mostra que a pressão é maior. Empurrando-se com mais força a haste, o medidor indica pressão ainda maior. Novamente, um aumento na pressão provoca uma redução no volume. Vemos que *à medida que a pressão aumenta o volume diminui*. Esse enunciado qualitativo descreve uma regularidade no comportamento de uma quantidade determinada de gás. Uma descrição qualitativa é a maneira mais rudimentar de exprimir uma regularidade.

Uma pessoa curiosa que estivesse tentando entender essa regularidade, provavelmente sentiria necessidade de realizar medidas mais cuidadosas. Ela poderia construir um outro

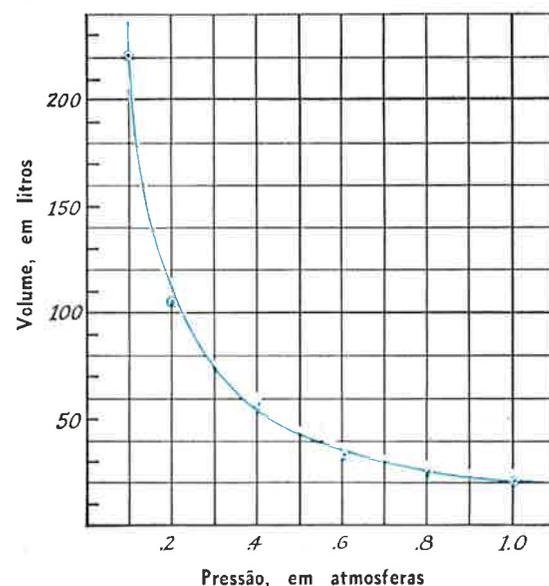


Fig. 1-8 — Gráfico da pressão em função do volume de 32,0 g de gás oxigênio a $t=0^{\circ}\text{C}$.

dispositivo, mais apropriado para medir volumes e pressões num intervalo maior. Depois de realizar uma série de medidas, terminaria com uma tabela de dados semelhante à Tabela 1-II. Uma tabela de dados é outra maneira pela qual a regularidade pode ser expressa. Uma terceira maneira de exprimir a regularidade é usar um gráfico no qual se represente a pressão em função do volume, como na Fig. 1-8.

De posse dessas medidas cuidadosas, poderíamos também procurar uma forma matemática para exprimir o comportamento do gás. Às vezes a simples inspeção dos dados sugere uma relação. Outras vezes, a aparência do gráfico, como na Fig. 1-8, revela a expressão matemática. No exemplo que estamos estudando, a curva se parece com uma hipérbole, que é uma curva descrita pela equação muito simples: $x y = \text{constante}$. Essa semelhança nos leva a multiplicar cada pressão pelo volume correspondente, como na terceira coluna da Tabela 1-II. Verificamos que, à medida que a pressão aumenta até se tornar dez vezes maior do que a inicial, a produto $P \times V$ mantém-se aproximadamente constante. Há algumas variações no produto, como podemos ve-

rificar na Tabela 1-II e no gráfico (pelo espalhamento dos pontos em torno da curva regular da Fig. 1-8). A natureza "ao acaso" dos desvios sugere que eles medem a incerteza devida à técnica experimental. Podemos usar esses desvios para avaliar a incerteza média, $\pm 0,6$ (no Exercício 1-4, mostra-se como isto se faz). Portanto, podemos, com uma confiança razoável, estabelecer matematicamente a regularidade:

$$P \times V = (22,4 \pm 0,6) \text{ atm} \times \text{litro}$$

Então achamos quatro maneiras de exprimir a regularidade entre a pressão e o volume do gás oxigênio:

- Qualitativamente*: Concluindo: "Se a pressão aumenta, o volume diminui".
- Quantitativamente*: Elaborando uma relação ordenada dos dados na forma de tabela que mostra como a pressão e o volume estão relacionados, como na Tabela 1-II.
- Gráficamente*: Construindo o gráfico das variações da pressão e do volume para 32,0 g de gás oxigênio a 0°C , como na Fig. 1-8.
- Matematicamente*: Escrevendo...
 $P \times V = (22,4 \pm 0,6) \text{ atm} \times \text{litros}$
 onde $P =$ pressão (em atmosferas)
 e $V =$ volume (em litros) ocupado por 32,0 g de gás oxigênio a 0°C .

Evidentemente, a regularidade expressa na forma qualitativa (a) contém muito menos informação do que qualquer das apresentações quantitativas (b), (c) ou (d). Os méritos relativos das expressões (b), (c) e (d) dependem do uso que se vai fazer delas. A Tabela 1-II mostra em maior detalhe exatamente o que se sabe a respeito das variações de pressão e volume do gás oxigênio (de acordo com essa experiência). Na apresentação gráfica da Fig. 1-8, a tendência geral dos dados é indicada pela curva regular que foi traçada de maneira a passar perto do maior número possível de pontos. As incertezas ocasionadas pelos erros experimentais fazem com que os pontos caiam acima e abaixo dessa curva. Portanto, a apre-

sentação gráfica revela até que ponto se pode confiar nas medidas. Observe que traçamos uma curva isenta de irregularidades procurando ficar entre os pontos afetados de incerteza. Este "alisamento" da curva fornece uma base conveniente para prever os volumes correspondentes a pressões intermediárias (isto é, para interpolar). Entretanto, do ponto de vista da utilidade, a expressão matemática (d) é, muitas vezes, a melhor. É a maneira mais compacta de exprimir a regularidade e sua incerteza. A Matemática é um dos instrumentos mais importantes da Química.

Tabela 1-II.

PRESSÃO E VOLUME DE 32,0 GRAMAS DE GÁS OXIGÊNIO
A $t = 0^{\circ}\text{C}$

PRESSÃO (em unidades chamadas atmosferas)	VOLUME (em unidades chamadas litros)	$P \times V$ (1 atm \times 1 litro)
0,100	224	22,4
0,200	109	21,8
0,400	60,0	24,0
0,600	35,7	21,4
0,800	27,7	22,2
1,00	22,4	22,4
Média		22,4 \pm 0,6

1 - 4 RESUMO

Este capítulo começou com a afirmação de que, através da experiência, ficaríamos sabendo o que é a Ciência. Você já teve oportunidade de fazer isso no laboratório. Vemos que a ciência é a investigação sistemática do ambiente realizada pelo homem. O Capítulo 1 mostrou como se procede a essa investigação. O resto deste livro trata da parte dessa investigação realizada pelos químicos. Antes de ir adiante para ver o que é a Química, façamos uma revisão do que você realizou no laboratório até agora, dando ênfase ao que há de científico nessa atividade.

De qualquer maneira que sejam expressas, todas as "regras", "leis" e "teorias" científicas são expressões de regularidades da Natureza. Sua utilidade depende da quantidade de evidência experimental que mostra que a "regra" ou "teoria" corresponde à realidade experimental. Dentro dos limites em que sabemos que ela corresponde à realidade experimental, a relação pode ser usada para fazer previsões.

EXERCÍCIO 1-4

- Some os seis valores de $P \times V$ na Tabela 1-II e divida por 6 para obter a média, ($P \times V$) médio ou ($P V$) médio.
- Acrescente uma quarta coluna à Tabela 1-II mostrando o desvio de cada produto $P \times V$ em relação a ($P V$) médio. Chame a essa coluna "Desvios" e calcule o valor de cada desvio subtraindo ($P V$) médio do valor medido. Por exemplo, o segundo valor será: $-0,6$ (pois $21,8 - 22,4 = -0,6$).
- Depois de terminar a coluna dos desvios, some os valores dos desvios (desprezando os sinais algébricos) e divida por 6, para obter um desvio médio.
- Compare seus cálculos em (a) e (c) com o resultado dado na Tabela 1-II:
Média = $(22,4 \pm 0,6) \text{ atm} \times \text{litro}$

1 - 4.1 Acumulando Informação Através da Observação

A observação de uma vela em combustão revela uma complexidade impressionante. Revela também a importância e o valor do estudo cuidadoso e da atenção para os detalhes.

Em suas atividades experimentais, esteja alerta e preparado para acontecimentos inesperados. Anote em seu caderno, no momento da observação, a descrição de tudo o que você vê. Frequentemente a hora em que foi efetuada a observação tem importância. A principal qualidade de um caderno de notas é sem dúvida alguma, ser completo. A seguir vem a

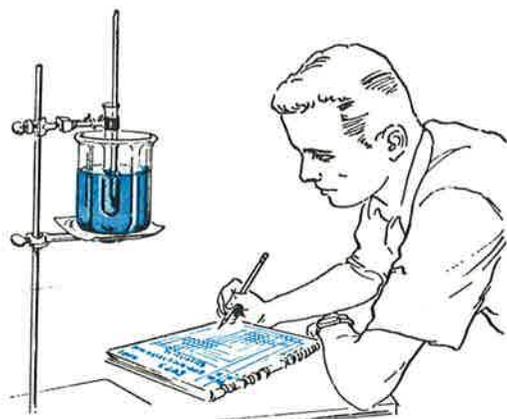


Fig. 1-9 — Um bom experimentador e um bom observador. Tome notas em seu caderno na ocasião em que está fazendo as observações. Prepare com antecedência os quadros para registrar os resultados das medidas.

legibilidade, a limpeza e a organização que fazem de seu caderno um registro mais valioso. Sempre que possível, prepare com antecedência as tabelas para registrar os resultados de medições. Isso evita que você esqueça informações importantes e o dispensa desse trabalho durante uma experiência.

Lembre-se: *A Química é construída sobre os resultados de experiências. Uma experiência é uma seqüência controlada de observações. Um bom experimentador é um bom observador.*

1 - 4.2 Organizando a Informação e Procurando Regularidades

A mera catalogação de observações não é ciência. De fato, o progresso de nosso conhecimento da Natureza teria parado há muito tempo se apenas fizéssemos observações. Só podemos lidar com a multidão de fatos conhecidos se eles forem reunidos eficientemente em grupos. A isso chamamos “organizar a informação” e “procurar regularidades”.

Não há uma receita única para procurar regularidades. Esse talvez seja o motivo que torna a procura tão interessante e dá ao cientista tanta satisfação pessoal. Nessa procura há oportunidade para ser original e para testar sua própria inteligência e acuidade.

No nosso estudo da vela, a presença de líquido no alto da mesma chamou nossa atenção. Ela nos levou a indagar sobre o comportamento de outros sólidos familiares submetidos a tratamento semelhante. Nesse caso, continuamos procurando uma regularidade — procuramos descobrir, através da experiência, de que maneira outros sólidos se comportam sob aquecimento. Nossos primeiros estudos, quando organizados, nos conduziram à generalização de que os sólidos, quando aquecidos, se fundem a uma temperatura característica. Com isso ganhamos duas coisas: obtivemos uma expressão eficiente dos resultados de numerosas experiências e fornecemos uma base para prever o efeito do aquecimento sobre sólidos ainda não estudados. *A confiança que essa previsão merece é fixada pela quantidade de evidências que sustentam a generalização.*

1 - 4.3 Perguntando Por Que

Chamamos “perguntando por que” ao ápice da investigação do meio ambiente. Procuramos explicações. Por meio de um exemplo, vimos que uma explicação é a descoberta da semelhança existente entre um processo que não compreendemos e um processo que compreendemos. Esta é a atividade mais compensadora da ciência. Ela leva à exploração. Aprenda a fazer perguntas que comecem com “por que”, quando você faz observações — dentro e fora do laboratório de Química. É um bom hábito que muitas vezes torna a vida mais interessante.

Você já teve oportunidade de perguntar muitos “por ques” no seu trabalho de laboratório. Na realidade já há perguntas suficientes para fornecer uma base para o resto do curso. No fim deste capítulo há uma lista de algumas perguntas levantadas durante as experiências. Você pode acrescentar mais alguma a essa lista? Quantas perguntas dessa lista você é capaz de responder agora? Em capítulos subsequentes, você encontrará a resposta a muitas delas. Algumas talvez não tenham ainda uma resposta satisfatória. Essas são as mais interessantes porque apontam para o futuro — o seu futuro.

ALGUMAS QUESTÕES LEVANTADAS DURANTE O ESTUDO DE UMA VELA ACESA

- Por que um sólido absorve calor enquanto se funde?
- Por que há desprendimento de calor enquanto uma vela se queima?
- Por que motivo o efeito térmico é muito maior numa reação química de que na mudança de fase que você estudou?
- Por que motivo a vela reage com o ar para dar dióxido de carbono e água, em vez de acontecer o contrário — dióxido de carbono e água reagirem para dar vela e ar?
- Por que a vela não reagiu com o ar (isto é, não queimou) enquanto estava guardada na gaveta? Por que ela esperou que você quisesse que ela queimasse? Qual é o papel do fósforo que você usou para acender a vela?
- Por que uma vela se queima vagarosamente quando você acende o pavio, em contraste com o que acontece quando você acende o pavio de uma “bombinha”?
- Qual é o papel do pavio da vela?
- Que quantidades de água e de dióxido de carbono são produzidas quando se queima uma vela?
- Por que o dióxido de carbono turva a água de cal?
- Por que a combustão do enxofre produz mau cheiro enquanto que a combustão de palhinha de aço produz centelhas?
- Por que uma chama emite luz colorida?
- Por que a base da chama é azul?
- O que é a zona escura da chama de uma vela?
- Por que a chama da vela produz mais fumaça quando há brisa?
- Por que não paramos de fazer perguntas?

Um Modelo Científico: A Teoria Atômica

... as hipóteses devem ser escolhidas de maneira a apenas explicar as propriedades das coisas e não numa tentativa de predeterminá-las, exceto até o ponto em que elas podem ser uma ajuda para experiências.

ISAAC NEWTON, 1689

Uma das atividades da Ciência é a procura de regularidades. Dessas, as que correlacionam diretamente resultados experimentais são chamadas regras ou leis. Uma regularidade mais abstrata, que expresse uma semelhança escondida é chamada, geralmente, modelo, teoria ou princípio. Assim, o comportamento do gás oxigênio resumido na equação $P \times V = \text{constante}$ é chamado lei (*). A explicação desse comportamento regular do gás em termos do movimento de partículas é chamada uma teoria. É uma grande abstração relacionar o produto PV com as equações matemáticas que descrevem bolas de bilhar refletindo-se das bordas da mesa. Entretanto, regras, leis, modelos, teorias e princípios têm um objetivo comum: sistematizar nosso conhecimento experimental, estabelecendo regularidades entre fatos conhecidos.

As regularidades mais abstratas provêm da descoberta de semelhanças escondidas. Quando

(*) É chamado lei de Boyle, por causa de Robert Boyle, o cientista que descobriu essa regularidade.

a semelhança envolve um sistema físico real (como bolas de bilhar) a explicação é, geralmente, chamada modelo. Quando a semelhança envolve uma idéia abstrata (como uma equação matemática), a explicação é, em geral, chamada teoria. Entretanto, não há uma diferença real entre as duas coisas, e usaremos as palavras modelo e teoria indiferentemente.

Às vezes, quando procuramos uma explicação, encontramos mais de uma explicação. Quando isso acontece, o modelo (ou teoria) que se revela mais útil é mais usado. O modelo mais útil em geral abre novos caminhos para o pensamento. Esses caminhos conduzem a novas experiências e revelam novos fatos. Frequentemente os novos fatos exigem uma ampliação do modelo. Às vezes contradizem o modelo, que deve então ser abandonado em favor de outro. Tanto a ampliação quanto o abandono de modelos e teorias refletem um aumento de nossa compreensão a respeito do meio.

Vejamos de que maneira um modelo cresce.

2-1 IMPLICAÇÕES E CRESCIMENTO DE UM MODELO CIENTÍFICO

Como exemplo, podemos explorar as implicações de nossa explicação sobre o comportamento dos gases.

Pergunta: Por que um balão de borracha se dilata quando nele se vai introduzindo ar?

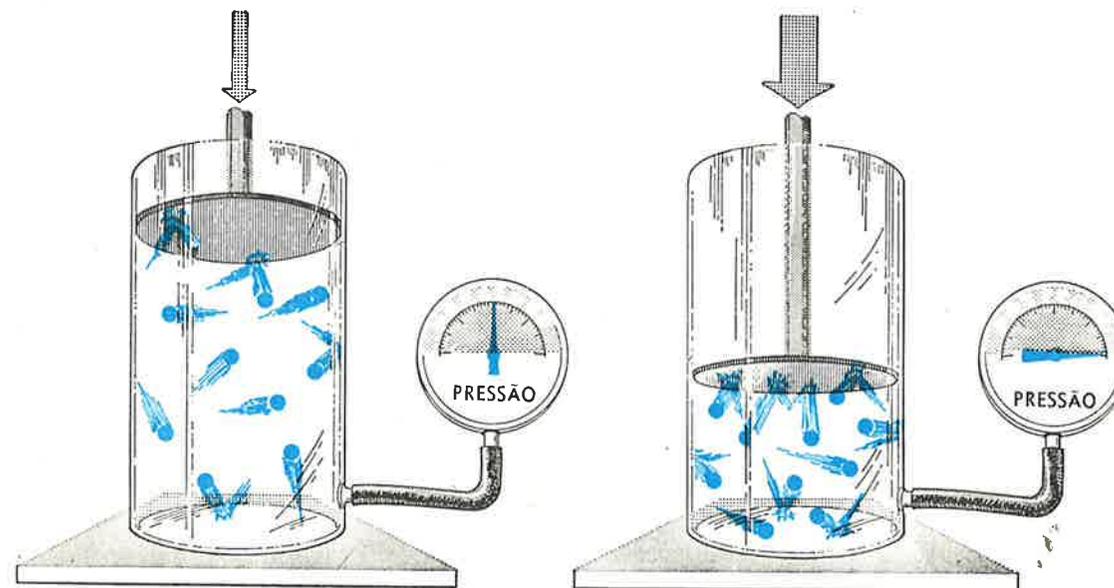
Resposta Possível: Talvez o gás colocado dentro dêle seja constituído por um grande número de pequenas partículas que, ao baterem nas paredes, voltam para trás, como bolas de bilhar refletindo-se na borda da mesa. Quando isso acontece, as partículas empurram as paredes do balão.

Este modelo é útil, em primeiro lugar, porque podemos calcular com detalhes matemáticos e com toda exatidão a intensidade do empurrão que a bola de bilhar exerce sobre a borda da mesa e, em segundo lugar, porque exatamente a mesma matemática descreve a pressão do gás dentro do balão. O sucesso do modelo conduz a novos caminhos de pensamento. Por exemplo, poderíamos agora nos perguntar se a relação pressão-volume indicada na Tabela 1-II (pág. 15) para o oxigênio pode ser explicada em termos do modelo corpuscular de um gás.

2-1.1 A Relação Pressão—Volume para o Gás Oxigênio

Os dados experimentais da Tabela 1-II mostram que, reduzindo-se o volume à metade, a pressão duplica (dentro da incerteza das medidas). Que relação tem o modelo corpuscular com esse fato observado? Imaginamos partículas de oxigênio saltando de uma parede à outra do recipiente. A pressão é determinada pelo empurrão dado à parede em cada colisão e pela frequência das colisões. Se reduzirmos à metade o volume sem diminuir o número de partículas, deverá haver duas vezes mais partículas por litro. Com duas vezes mais partículas por litro, a frequência das colisões com as paredes duplicará. Duplicando o número de colisões, duplicamos a pressão. Portanto, nosso modelo é coerente com o fato observado: reduzindo-se o volume à metade, a pressão duplica.

Fig. 2-1 — No modelo corpuscular, as colisões com as paredes determinam a pressão. Reduzindo-se o volume à metade, duplica-se a pressão.



2 - 1.2 A Relação Pressão — Volume para Outros Gases

Tendo compreendido dêsse modo a relação pressão-volume para o oxigênio, é natural perguntar se o mesmo modelo se aplica a outros gases. Assim, o desenvolvimento da teoria nos leva a realizar novas experiências. Essas experiências resultam num crescimento sistemático de nossos conhecimentos a respeito do meio. Elas são, em geral, muito mais eficientes do que experiências feitas ao acaso, "no escuro".

Dois outros gases nunca faltam na prateleira do químico: amônia e cloreto de hidrogênio. Será o modelo corpuscular aplicável também a eles? Para verificá-lo, precisamos realizar experiências que reproduzam as condições usadas no estudo do oxigênio. Na Tabela 2-I estão registradas medidas de pressão e volume realizadas para 32,0 g de amônia gasosa a 0°C. Na Tabela 2-II, estão os mesmos dados para 32,0 g de cloreto de hidrogênio à mesma temperatura.

Tabela 2-I

PRESSÃO E VOLUME DE 32,0 GRAMAS DE AMÔNIA GASOSA A 0°C

PRESSÃO (atmosferas)	VOLUME (litros)	P × V (atm × litros)
0,100	421	42,1
0,500	84,2	42,1
1,00	42,1	42,1

Tabela 2-II

PRESSÃO E VOLUME DE 32,0 GRAMAS DE CLORETO DE HIDROGÊNIO A 0°C

PRESSÃO (atmosferas)	VOLUME (litros)	P × V (atm × litros)
0,100	196	19,6
0,500	39,2	19,6
1,00	19,6	19,6

Vemos que, para esses dois gases, também é verdade que $PV = constante$, mantendo-se fixa a temperatura. O modelo corpuscular deve

ser útil para esses também. Por outro lado, o valor numérico da constante muda de um gás para outro, se trabalharmos sempre com a mesma massa de gás. Assim, 32,0 g de oxigênio a 0°C e pressão de 1 atmosfera ocupam 22,4 litros. A mesma massa de amônia, a essa temperatura e pressão, ocupa 42,1 litros. A mesma massa de cloreto de hidrogênio ocupa apenas 19,6 litros. O modelo corpuscular deve ser modificado para explicar essas diferenças.

Para explicar esse fato, os químicos acharam conveniente considerar uma massa diferente para cada gás; escolheram a quantidade de gás que dá o mesmo valor para o produto PV que o obtido com 32,0 g de oxigênio. Considere, primeiro, a amônia. A 0°C e pressão de 1 atmosfera, 32,0 g de amônia ocupam 42,1 litros. Tomamos uma quantidade grande demais de amônia. A quantidade de amônia que ocupa apenas 22,4 litros a essa pressão e temperatura deve ser menor pelo fator $22,4/42,1$:

$$\text{quantidade de amônia} = 32,0 \text{ g} \times \frac{22,4 \text{ l}}{42,1 \text{ l}} = 17,0 \text{ g}$$

Na Tabela 2-III estão os dados obtidos para essa quantidade de amônia.

Tabela 2-III

PRESSÃO E VOLUME DE 17,0 GRAMAS DE AMÔNIA A 0°C

PRESSÃO (atmosferas)	VOLUME (litros)	P × V (atm × litros)
0,100	224	22,4
0,500	44,8	22,4
1,00	22,4	22,4

EXERCÍCIO 2-1

Se 32,00 g de cloreto de hidrogênio (a 0°C e 1 atm) ocupam 19,65 litros, então é necessária maior massa dêsse gás para ocupar o volume maior de 22,4 litros. Mostre que a massa necessária é 36,5 g.

Agora, a regularidade entre pressão e volume para esses três gases pode ser expressa da seguinte maneira:

Para 32,0 g de oxigênio a 0°C, $P \times V = 22,4 \text{ atm} \times \text{litro}$

Para 17,0 g de amônia a 0°C, $P \times V = 22,4 \text{ atm} \times \text{litro}$

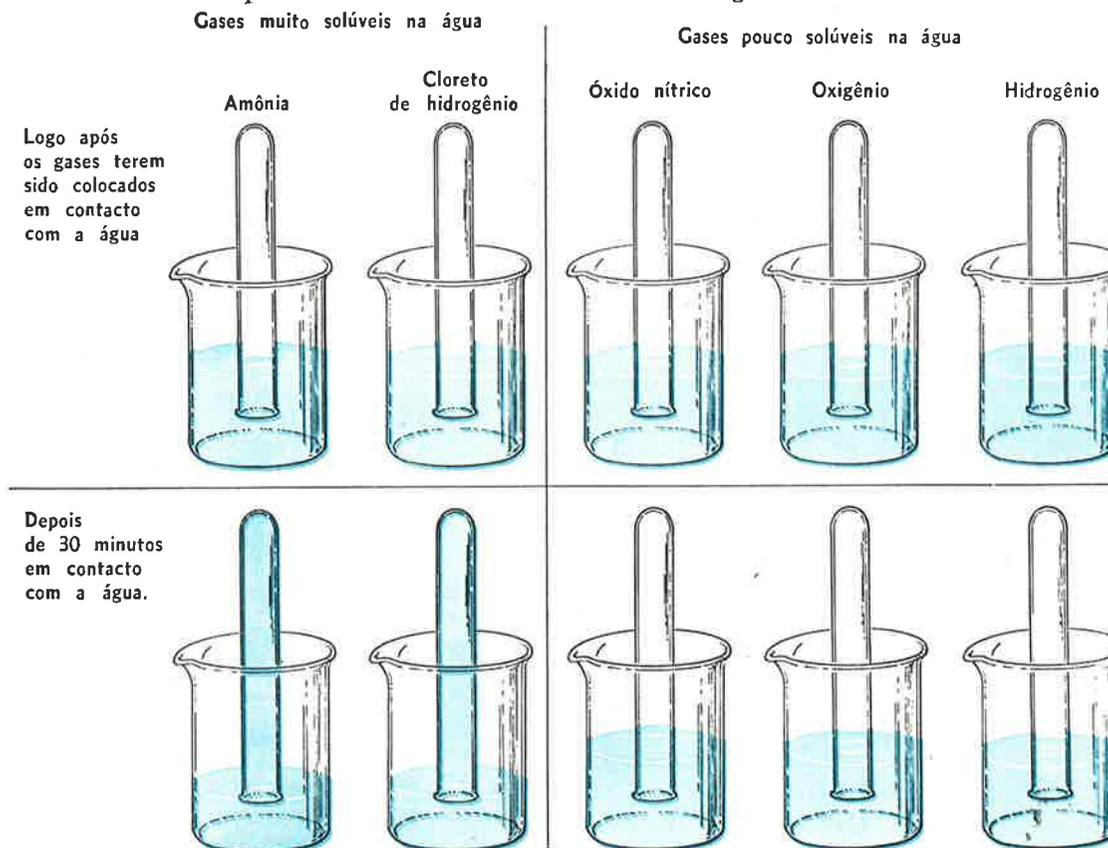
Para 36,5 g de cloreto de hidrogênio a 0°C, $P \times V = 22,4 \text{ atm} \times \text{litro}$

Esses três gases têm um comportamento coerente com o modelo corpuscular ($PV = constante$). Entretanto, as partículas do gás chamado oxigênio devem ser diferentes das partículas do gás chamado amônia. Estas, por sua vez, devem diferir das partículas do gás chamado cloreto de hidrogênio. De que maneira diferem as partículas? Por que motivo 32,0 g de oxigênio dão o mesmo produto PV que 17,0 g de amônia e 36,5 g de cloreto de hidrogênio (todos a 0°C)? Terão as partículas distintas massas diferentes? De novo somos conduzidos a novas perguntas, e novas perguntas conduzem a novas experiências.

2 - 1.3 Algumas Propriedades dos Gases

Que outros gases encontramos, em geral, no laboratório de Química? Que outras propriedades têm em comum, ou em que outras propriedades diferem entre si? Olhando para as fileiras de botijões e cilindros encontramos nomes como: amônia, cloro, hidrogênio, cloreto de hidrogênio, óxido nítrico, dióxido de nitrogênio e oxigênio, entre outros. Dois desses gases são coloridos: o cloro é amarelo esverdeado e o dióxido de nitrogênio é marrom-avermelhado; os outros cinco são incolores. Estes podem ser classificados de acordo com sua solubilidade em água. A Fig. 2-2 mostra o que acontece se tubos de ensaio cheios de cada um dos gases são destampados com a boca sob a água. Nos tubos que contêm amô-

Fig. 2-2 — Os gases têm diferentes solubilidades na água.



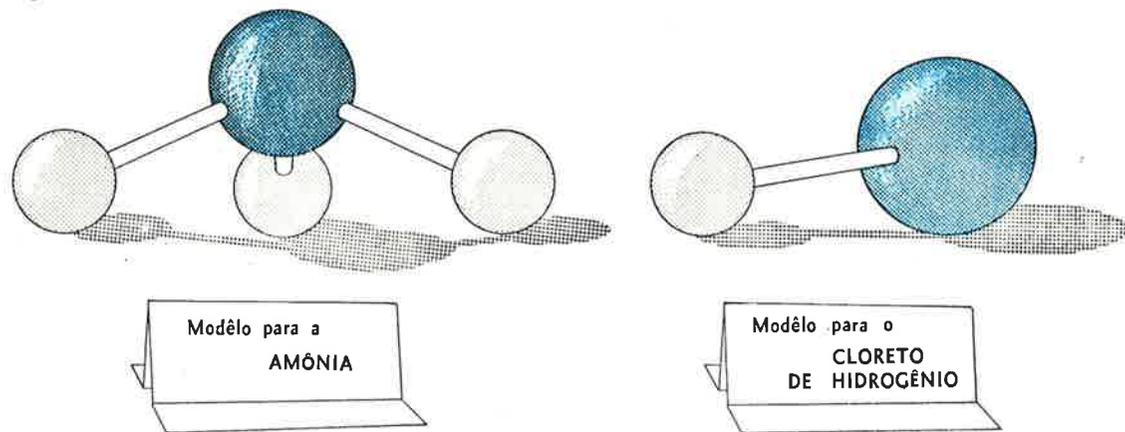
nia e cloreto de hidrogênio, a água sobe rapidamente, enchendo-os. Esses gases dissolvem-se rapidamente na água. Em cada um dos outros três tubos de ensaios, o nível do líquido sobe muito pouco, mostrando que apenas pequena quantidade do gás se dissolve.

Embora a amônia e o cloreto de hidrogênio se dissolvam na água, em outros aspectos diferem acentuadamente. Por exemplo, comportam-se diferentemente quando colocados em contacto com o indicador conhecido como tornassol. Esse indicador, depois de umedecido, torna-se vermelho quando colocado em contacto com o cloreto de hidrogênio e azul quando em contacto com a amônia.

Ainda não procuramos diferenças entre o óxido nítrico, o hidrogênio e o oxigênio. O óxido nítrico tem sua própria personalidade. Assim que é exposto ao ar, de incolor passa a marrom-avermelhado — exatamente a cor do dióxido de nitrogênio. Nem o oxigênio, nem o hidrogênio comportam-se dessa maneira.

2-2 MOLÉCULAS E ATOMOS

As partículas ou moléculas do óxido nítrico não podem ser exatamente iguais às do dióxido de nitrogênio. Deve haver diferenças responsáveis pelo fato de um desses gases ser incolor e o outro marrom-avermelhado. Entretanto, quando óxido nítrico e ar se misturam, aparece aquela coloração, sugerindo que se tenha formado dióxido de nitrogênio. Ao que parece, moléculas presentes no ar combinam-se de alguma maneira com as moléculas do óxido nítrico para formar moléculas de dióxido de nitrogênio. Gostaríamos de desenvolver nosso



Esses dois últimos gases podem ser distinguidos facilmente por suas propriedades em relação à combustão. Quando se introduz no oxigênio um palito com a ponta em brasa, forma-se imediatamente uma chama. Quando um palito em combustão é introduzido no hidrogênio, pára de queimar ou, se há um pouco de ar misturado com o hidrogênio, produz-se pequena explosão.

Assim, verificamos que cada um desses gases tem propriedades distintas. Se são constituídos por partículas, elas devem ser diferentes. As partículas presentes na amônia não podem ser iguais às que estão no cloreto de hidrogênio ou nos outros gases. Portanto, a natureza das partículas de amônia são a chave para as propriedades da amônia. As partículas que constituem um gás determinam o comportamento químico desse gás. São tão importantes para o químico, que recebem um nome especial. Consideramos um gás como um conjunto de partículas chamadas **moléculas**.

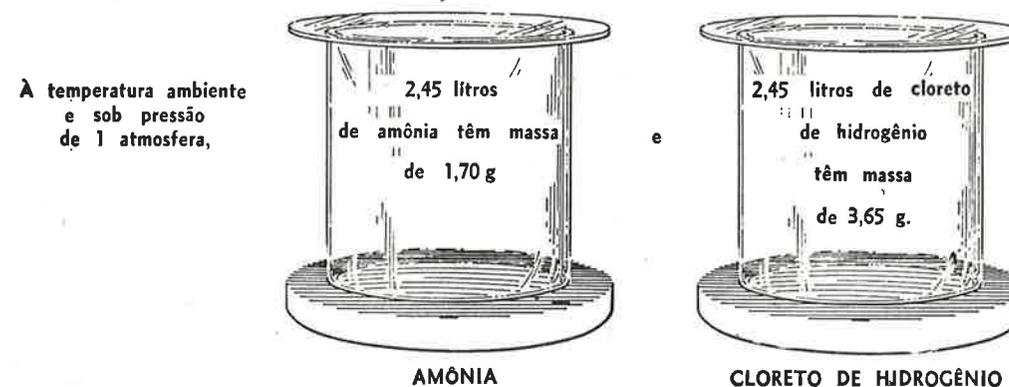
modêlo de moléculas de maneira que êle nos ajudasse na discussão dessas modificações.

Para explicar como as moléculas podem se rearrumar e se modificar, admitimos que são formadas por fragmentos menores a que chamaremos **átomos**. Com essa hipótese, podemos explicar as diferenças entre duas moléculas em termos dos átomos presentes em cada uma

Fig. 2-3 — Modelos de moléculas. As propriedades de uma molécula são fixadas pelos números e pe'os tipos de átomos que ela contém.

À PROCURA DE UMA EXPLICAÇÃO:

Por que volumes iguais de amônia e de cloreto de hidrogênio têm massas diferentes?



POR QUE?

delas. O óxido nítrico é diferente do gás clorídrico porque contém átomos diferentes. O óxido nítrico exposto ao ar forma dióxido de nitrogênio devido a rearranjo dos átomos disponíveis. Em geral, as propriedades de um gás são determinadas pelo número e tipo dos átomos que contém.

Os químicos constroem modelos de moléculas para mostrar quantos átomos elas possuem. A Fig. 2-3 mostra alguns exemplos. O modêlo da amônia apresenta 3 átomos de um tipo ligados a 1 átomo de outro tipo. O modêlo do cloreto de hidrogênio apresenta apenas 2 átomos e de tipos diferentes. Levaremos o ano todo discutindo porque êsses e outros modelos são construídos como o são. Veremos que uma molécula de amônia é representada da maneira indicada na Fig. 2-3 porque êsse modêlo nos ajuda a explicar as propriedades da amônia. Ao longo de todo o curso, investigaremos as propriedades das substâncias encontradas na Natureza ou preparadas no laboratório e procuraremos explicações em termos de número, tipo e disposição dos átomos. Essas explicações são chamadas **teoria atômica**. Essa teoria é considerada a pedra fundamental da Química.

2-2.1 Massa das Moléculas

Descobrimos que 32,0 g de oxigênio, 17,0 g de amônia e 36,5 g de cloreto de hidrogênio exibem o comportamento regular expresso por:

$$PV = 22,4 \text{ atm} \times \text{litrô a } 0^\circ\text{C}$$

Fig. 2-4 — Por que volumes iguais de amônia e gás clorídrico têm massas diferentes?

Para qualquer um desses gases, se a pressão é dada, o volume ocupado pode ser calculado. A 1 atmosfera, cada uma das três massas especificadas ocupa 22,4 litros. A 2 atmosferas, o volume de qualquer um daqueles três gases fica reduzido a 11,2 litros. Perguntamo-nos: Por que a massa de 22,4 litros de amônia é 17,0 g, enquanto que o mesmo volume de cloreto de hidrogênio tem a massa de 36,5 g?

Há dois fatores a considerar. São os mesmos fatores com que estaríamos envolvidos se perguntássemos porque a massa de uma sacola cheia de feijões é 17,0 g enquanto que a mesma sacola cheia de bolinhas de gude tem massa de 36,5 g. A explicação seria encontrada comparando-se o número de grãos de feijão e a massa de cada grão ao número e massa das bolinhas de gude contidas na mesma sacola. No nosso problema sobre gases, fazemos o mesmo tipo de comparação; a massa de cada molécula e o número de moléculas de amônia existentes em 22,4 litros devem ser comparados com a massa de cada molécula e o número de moléculas de cloreto de hidrogênio existentes em 22,4 litros. Há duas possibilidades especialmente simples:

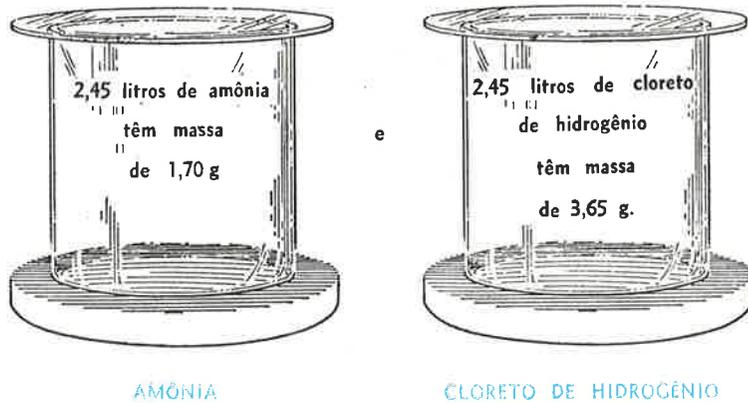
(A) Talvez:

1. Volumes iguais desses dois gases contém o mesmo número de moléculas, e

À PROCURA DE UMA EXPLICAÇÃO:

Por que volumes iguais de amônia e de cloreto de hidrogênio têm massas diferentes?

À temperatura ambiente e pressão normal,

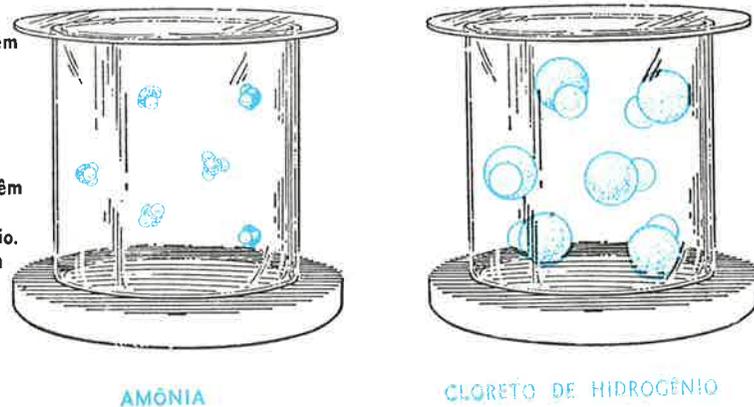


MODELO A

POR QUE?

Talvez:

1. 2,45 litros de amônia contém o mesmo número de moléculas que 2,45 litros de cloreto de hidrogênio
2. as moléculas de amônia têm massa menor do que as de cloreto de hidrogênio. (a massa de uma molécula de amônia é igual a $1,70/3,65$ vezes a massa de uma molécula de cloreto de hidrogênio)



MODELO B

Talvez:

1. 2,45 litros de amônia contém menos moléculas do que 2,45 litros de cloreto de hidrogênio. (o n.º de moléculas de amônia é $1,70/3,65$ vezes menor do que o n.º de moléculas de cloreto de hidrogênio)
2. as moléculas de amônia têm a mesma massa que as moléculas de cloreto de hidrogênio.

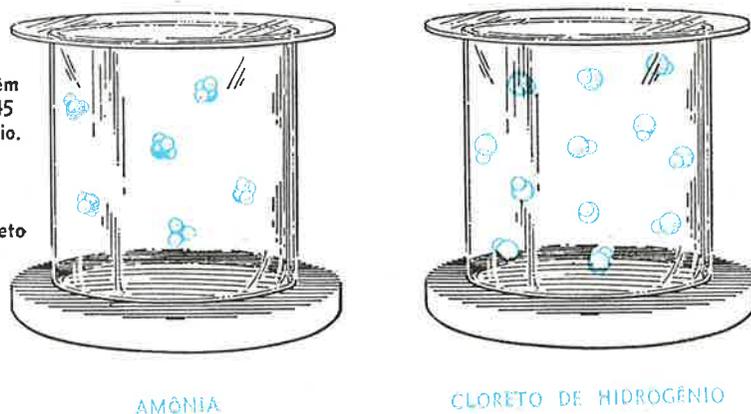


Fig. 2-5 — Dois modelos simples para explicar as massas de volumes iguais de gases.

2. as moléculas de amônia têm massa menor do que as de cloreto de hidrogênio na proporção dada pelo fator $17,0/36,5$.

(B) Talvez:

1. Volumes iguais desses dois gases contêm números diferentes de moléculas, a amônia contendo menos moléculas na proporção dada pelo fator $17,0/36,5$ e
2. os dois tipos de moléculas têm a mesma massa.

Essas duas possibilidades são atraentes porque são simples — apenas *um* fator é considerado responsável pela diferença de massa. Devemos estar preparados, entretanto, para um desapontamento.

Há a terceira possibilidade de que nem a proposta A nem a B expliquem as propriedades dos gases. Afinal de contas, nem A nem B se aplicam ao exemplo de feijões e bolinhas de gude. A sacola provavelmente não contém o mesmo número de feijões e bolinhas (como em B) e, além disso, grãos de feijão e bolinhas não têm a mesma massa (como em A). Precisamos de outras informações para decidir qual das propostas, A ou B, aplica-se aos gases. Podemos obter mais informações observando como alguns gases se comportam quando misturados.

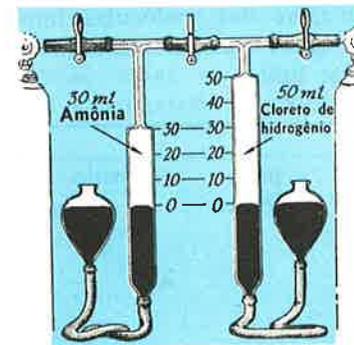


Fig. 2-6 — Dispositivos apropriados para medir volumes de gases.

2 - 2.2 Misturas de Amônia e Cloreto de Hidrogênio

Quando cloreto de hidrogênio e amônia se misturam, forma-se um pó branco. Quando moléculas desses dois gases se misturam, os átomos se rearrumam e resulta uma substância

completamente diferente — um sólido. Pode-se obter muitas informações estudando quantitativamente esse processo.

A Fig. 2-6 mostra um dispositivo apropriado para a medição de volumes de gases. No tubo da esquerda, foram introduzidos 30 ml de amônia, vindos de um cilindro de aço onde costuma ser armazenada. Depois, 50 ml de cloreto de hidrogênio foram introduzidos no tubo da direita. Os bulbos (peras) de nivelamento cheios de mercúrio e ligados aos tubos foram usados para regular a pressão de ambos os gases (1 atm). O aparelho agora está pronto para a etapa de mistura dos dois gases. A amostra de cloreto de hidrogênio pode ser transferida lentamente para o tubo que contém amônia. A Fig. 2-7 mostra o desenrolar da experiência.

Na Fig. 2-7A, 20 ml de cloreto de hidrogênio já foram transferidos. Uma nuvem do sólido branco enche o tubo da esquerda, onde os gases se misturam. Depois que os bulbos de nivelamento são novamente ajustados, vemos que restam apenas 10 ml de amônia. Portanto, 20 ml de cloreto de hidrogênio combinam-se com exatamente 20 ml de amônia, formando o sólido branco. 10 ml a mais de cloreto de hidrogênio são exatamente suficientes para consumir o resto da amônia, formando o sólido de volume insignificante, como vemos na Fig. 2-7B. Mesmo que se continue a acrescentar cloreto de hidrogênio, não se forma mais sólido, fica apenas um excesso daquele gás no tubo da esquerda (Fig. 2-7C).

Este é um resultado simples e muito significativo, 30 ml de cloreto de hidrogênio combinam-se com exatamente 30 ml de amônia, medidos à mesma temperatura e pressão. Portanto, 1 litro de cloreto de hidrogênio deve combinar-se exatamente com 1 litro de amônia. Embora determinado volume de amônia pese menos do que o mesmo volume de cloreto de hidrogênio (menos por um fator $17,0/36,5$), esses volumes iguais se combinam. Esta situação simples sugere que procuremos uma explicação simples. A proposta A na Seção 2-2.1 adapta-se perfeitamente. Se admitimos que volumes iguais contêm o mesmo número de moléculas, então 30 ml de amônia contêm o mesmo número de moléculas que 30 ml de cloreto de hidrogênio. A proposta A nos leva a concluir que *uma* molécula de amônia com-

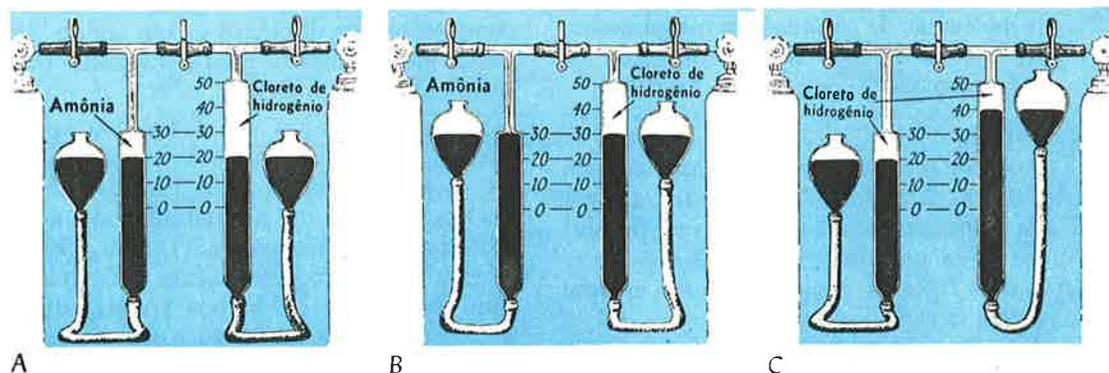


Fig. 2-7 — Misturando volumes conhecidos do gás cloreto de hidrogênio com o gás amônia.

bina-se com *uma* molécula de cloreto de hidrogênio para formar o sólido branco. Por intermédio da proposta A, os volumes que se combinam nos dizem os números de moléculas que se combinam. Por outro lado, a proposta B não fornece uma explicação simples para os novos dados.

Evidentemente, um único exemplo não é suficiente para provar que volumes iguais de qualquer par de gases (à mesma temperatura e pressão) contém o mesmo número de moléculas. A simplicidade não é suficiente para convencer, quando temos apenas um exemplo. Entretanto, vários gases comportam-se com tanta simplicidade quanto a mistura de cloreto de hidrogênio e amônia.

Por exemplo:

2 litros do gás óxido nítrico	combinam-se com	1 litro do gás oxigênio	para formar	dióxido de nitrogênio
1 litro do gás oxigênio	queimam carvão para formar	1 litro do gás dióxido de carbono		
2 litros do gás hidrogênio	combinam-se com	1 litro do gás oxigênio	para formar	água

Essas razões volumétricas inteiras e muito simples confirmam a utilidade da interpretação de que volumes iguais contém números iguais de moléculas. Esta proposta foi feita pela primeira vez em 1811 por um cientista italiano, Amadeo Avogadro; desde então passou a chamar-se *Hipótese de Avogadro*. Já faz um

século e meio que ela é usada com sucesso para explicar as propriedades dos gases.

Hipótese de Avogadro: *Volumes iguais de gases, medidos à mesma temperatura e pressão, contém números iguais de moléculas.*

2 - 2.3 As Massas Relativas das Moléculas

A importância da hipótese de Avogadro está em que ela fornece uma base para pesar moléculas: pesam-se dois volumes iguais de gases (à mesma temperatura e pressão) e se admitimos que os dois volumes contém números iguais de moléculas, então temos de admitir que o gás que tem maior massa é formado por moléculas de maior massa. Além disso, a razão entre as massas das moléculas tem que ser exatamente igual à razão entre as massas das amostras dos gases.

Por exemplo, a Tabela 1-II (pág. 15) mostra que 32,0 g de oxigênio a 0°C e pressão de 1 atmosfera ocupam 22,4 litros. Esse mesmo volume de amônia (também a 0°C e 1 atm) tem a massa de 17,0 g. Pela hipótese de Avogadro, esses dois volumes contém o mesmo

número de moléculas. Portanto cada molécula de amônia deve ter massa menor do que uma molécula de oxigênio numa proporção dada pelo fator 17,0/32,0. Pelo mesmo motivo, cada molécula de cloreto de hidrogênio deve ter massa maior do que uma molécula de oxigênio numa proporção dada pelo fator 36,5/32,0. Dizemos "*deve*" mas, evidentemente, esta é uma afirmação válida apenas se a hipótese de Avogadro for aplicável.

Os cientistas determinaram as massas relativas de muitos gases. A experiência é muito simples. Mede-se a massa de um volume de oxigênio cuidadosamente determinado, à pressão e temperatura fixas. A seguir, mede-se a massa do mesmo volume de outro gás, à mesma pressão e temperatura. As massas relativas dos gases indicam as massas relativas das moléculas, contanto que a hipótese de Avogadro seja aplicável. Não é necessário medir nem a temperatura nem a pressão, contanto que elas permaneçam constantes.

A Tabela 2-IV dá, para alguns outros gases, as massas que ocupam o mesmo volume que 32,0 g de oxigênio (à mesma temperatura e pressão).

Tabela 2-IV

MASSAS DE VOLUMES IGUAIS DE GASES A TEMPERATURA E PRESSÃO FIXAS (BASEADOS NO VOLUME OCUPADO POR 32,0 GRAMAS DE OXIGÊNIO)

GÁS	MASSAS EM GRAMAS
Oxigênio	32,0
Amônia	17,0
Cloro	71,0
Hidrogênio	2,02
Cloreto de hidrogênio	36,5
Óxido nítrico	30,0
Dióxido de nitrogênio	46,0

2 moléculas de óxido nítrico	combinam-se com	1 molécula de oxigênio	para formar	2 moléculas de dióxido de nitrogênio
------------------------------------	--------------------	---------------------------	----------------	--

2 - 2.4 O Número de Átomos de Uma Molécula

Na Fig. 2-3 vemos modelos da molécula de amônia e da molécula de cloreto de hidrogênio. Esses modelos mostram como os químicos imaginam essas moléculas: a de amônia com quatro átomos e a de cloreto de hidrogênio com dois átomos. Os químicos decidem construir os modelos dessas moléculas partindo do mesmo tipo de informação descrito na Seção 2-2.2, isto é, a partir dos volumes de gases que se combinam.

Considere a combinação de óxido nítrico e oxigênio. O óxido nítrico (gás incolor), quando misturado com oxigênio, (também incolor), torna-se marrom-avermelhado — a mesma cor de um outro gás, o dióxido de nitrogênio. Todas as propriedades da mistura de óxido nítrico e oxigênio são consistentes com a conclusão de que o gás dióxido de nitrogênio tenha sido formado. De que maneira poderá essa transformação ser discutida em termos do nosso modelo molecular dos gases?

Em primeiro lugar, explicamos as diferenças entre o óxido nítrico, o oxigênio e o dióxido de nitrogênio afirmando que as moléculas de óxido nítrico, oxigênio e dióxido de nitrogênio são, de alguma maneira, diferentes. Devem ser constituídas por componentes menores, aos quais chamamos átomos. Os números e tipos de átomos de uma molécula de óxido nítrico devem ser diferentes dos números e tipos de átomos de uma molécula de oxigênio.

Verificamos que o dióxido de nitrogênio pode ser formado a partir de uma mistura de óxido nítrico e oxigênio. Isto significa que os átomos da molécula de dióxido de nitrogênio devem provir dos átomos existentes nas moléculas de óxido nítrico e de oxigênio.

Finalmente descobrimos que exatamente *dois* volumes de óxido nítrico combinam-se com *um* volume de oxigênio e que são formados exatamente *dois* volumes de dióxido de nitrogênio. De acordo com a hipótese de Avogadro, isto indica que:

Todos os átomos da molécula de dióxido de nitrogênio provieram de duas moléculas de óxido nítrico e de uma de oxigênio. Evidentemente as duas moléculas de dióxido de nitrogênio têm duas vezes mais átomos do que uma única molécula de dióxido de nitrogênio. Portanto, qualquer que seja o número de átomos de uma molécula de dióxido de nitrogênio (por exemplo, um, dois, três, quatro...), duas moléculas de dióxido de nitrogênio devem conter um número *par* de átomos (por exemplo, dois, quatro, seis, oito...). Pode-se afirmar o mesmo a respeito das duas moléculas de óxido nítrico que entraram na combinação. Qualquer que seja o número de átomos de uma molécula de óxido nítrico, duas moléculas devem conter um número *par* de átomos.

Assim, vemos que depois de um número par de átomos das duas moléculas de óxido nítrico se terem combinado com os átomos de uma molécula de oxigênio, obtém-se ainda um número par de átomos. Isto só é possível se a molécula de oxigênio *também* contiver um número par de átomos. Somos levados à conclusão de que *a molécula de oxigênio contém um número par de átomos*.

Isto pode ser demonstrado claramente em linguagem algébrica.

Suponha que:

1 molécula de óxido nítrico contém
X átomos,

1 molécula de oxigênio contém
Y átomos, e

1 molécula de dióxido de nitrogênio contém
Z átomos,

onde X, Y e Z são números inteiros.

Então:

2 moléculas de óxido nítrico contém
2 X átomos, e

2 moléculas de dióxido de nitrogênio contém
2 Z átomos

Além disso,

todos os átomos de duas moléculas de dióxido de nitrogênio (2 Z átomos) provieram de duas moléculas de óxido nítrico (2 X átomos), mais uma molécula de oxigênio (Y átomos), ou

$$2X + Y = 2Z$$

Podemos resolver para Y subtraindo 2 X de ambos os membros da equação:

$$Y = 2Z - 2X$$

$$Y = 2(Z - X)$$

Quaisquer que sejam os valores inteiros de Z e X, sua diferença (Z - X) é um inteiro. Como multiplicar por 2 *qualquer* inteiro produz um número *par*, $Y = 2(Z - X)$ tem que ser um número par. Provamos que *a molécula de oxigênio deve conter um número par de átomos*.

A estrutura mais simples que podemos propor para o oxigênio é que ele tenha dois átomos. São necessárias mais experiências para podermos eliminar a possibilidade de que o oxigênio contenha quatro, seis ou um número par mais elevado de átomos.

EXERCÍCIO 2-2

Na Seção 2-2.2 (pág. 25) foi dito que dois volumes de hidrogênio combinam-se com um volume de oxigênio e são produzidos dois volumes de água no estado gasoso. De acordo com a hipótese de Avogadro, isto significa que *duas* moléculas de hidrogênio combinam-se com *uma* molécula de oxigênio para formar *duas* moléculas de água.

Definindo:

X = número de átomos da molécula de hidrogênio

Y = número de átomos da molécula de oxigênio

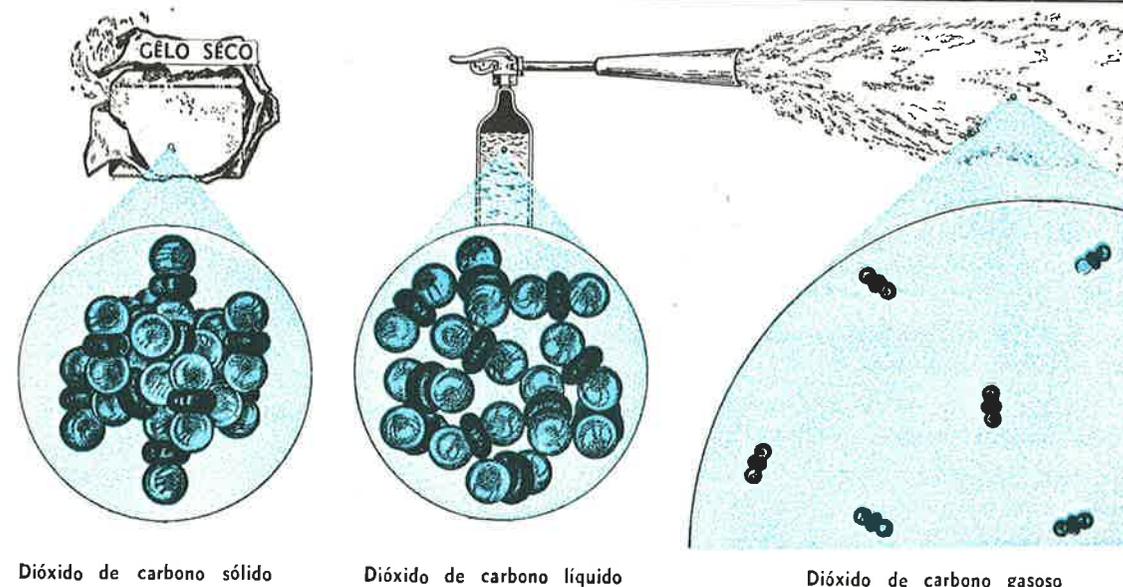
Z = número de átomos da molécula de água,

temos a relação algébrica:

$$2X + Y = 2Z$$

(a) Convença-se de que, a partir desses dados apenas, pode-se concluir que Y deve ser *par* (isto é, que as moléculas de oxigênio devem conter um número par de átomos).

(b) Resolvendo para X em termos de Y e Z, convença-se de que, a partir apenas dos dados acima, X pode ser par ou ímpar.



Dióxido de carbono sólido

Dióxido de carbono líquido

Dióxido de carbono gasoso

Fig. 2-8 — Toda matéria é formada por partículas. Num gás, as partículas estão muito separadas; num líquido e num sólido, muito mais próximas.

2-2.5 Átomos em Líquidos e Sólidos

Quando se queima uma vela, produzem-se gases — dióxido de carbono e vapor de água. É útil descrever esses gases como um conjunto de moléculas, cada uma delas contendo unidades menores chamadas átomos. Cada molécula de dióxido de carbono contém um átomo de carbono e dois de oxigênio. Cada molécula de água contém um átomo de oxigênio e dois de hidrogênio. De onde vieram esses átomos? Existiam eles na vela antes dela se queimar?

Questões semelhantes a essas surgem quando consideramos o efeito de resfriar os gases produzidos pela vela. Resfriá-los resulta em condensá-los — aparecem gotas de água líquida. Se o vapor de água contém moléculas formadas por átomos, o que acontece a essas moléculas (e átomos) quando o gás se condensa? Continuam presentes no líquido?

Os cientistas sempre procuram a explicação mais simples que se adapta aos fatos. Como achamos conveniente descrever o vapor de água como um conjunto de grupos de átomos (chamados moléculas), a hipótese mais simples que podemos fazer a respeito da condensação desse vapor é que o líquido resultante também

contém os mesmos átomos. Como uma vela ao queimar-se produz gases — conjuntos de moléculas — a hipótese mais simples que podemos fazer é que a vela já continha os átomos que formaram as moléculas do gás durante a combustão. Essas hipóteses simplificadoras — líquidos e sólidos são formados por átomos — são aceitáveis e convenientes enquanto se mostram coerentes com tudo o que se sabe a respeito de sólidos e líquidos.

Assim somos levados à idéia de que qualquer tipo de matéria é formada por partículas. Podemos enunciar essa idéia como uma proposta.

Proposta: Qualquer tipo de matéria, sólida líquida ou gasosa, é formada por partículas. Num gás, essas partículas estão muito afastadas; num líquido ou num sólido, estão mais próximas umas das outras.

Esta proposta é conhecida como a *teoria atômica*. Seu valor depende, como o de qualquer outra teoria, de sua capacidade de nos ajudar a explicar os fatos da Natureza. Em toda a Ciência não há teoria mais valiosa do que a teoria atômica. Nós a usaremos em todo este curso. Mais adiante, no Capítulo 14, faremos uma revisão de muitos tipos de experiências que levam os químicos a considerar a teoria atômica como a pedra fundamental de sua ciência.

2-3 SUBSTÂNCIAS: ELEMENTOS E COMPOSTOS

Moléculas são aglomerados de átomos. Dois tipos de moléculas são possíveis: algumas são formadas por átomos todos iguais, outras contêm dois ou mais tipos de átomos. Esses dois tipos de moléculas recebem nomes diferentes:

Um *elemento* ou *substância simples* contém apenas um tipo de átomo.

Um *composto* ou *substância composta* contém dois ou mais tipos de átomos.

Em geral é preciso fazer muitas experiências para se chegar a considerar uma substância como pura. Depois disso, são necessários muito trabalho e muito estudo para decidir se determinada substância pura é um elemento ou um composto. Considere a substância água que é, provavelmente, a mais familiar de todas. Estamos habituados ao seu aspecto e consistência, à sua densidade (massa por unidade de volume), à maneira como escorre, às temperaturas em que se congela e ferve, e à maneira como ela dissolve sal e açúcar. É uma substância pura porque é identificada por propriedades constantes e características. Em uma experiência posterior, você verá como se pode transformar a substância pura água em duas substâncias, hidrogênio e oxigênio. Nesse processo, os dois gases são produzidos em quantidades definidas. Como a água pode ser decomposta em duas outras substâncias, ela deve conter pelo menos dois tipos de átomos. Portanto, a água é um *composto*.

Note bem o procedimento seguido: Em primeiro lugar estabelecemos as propriedades características da água, por causa das quais a identificamos como substância pura. Depois encontramos uma transformação na qual duas outras substâncias são formadas em quantidades definidas e a partir da água apenas. Isto mostra que contém mais de um tipo de átomo e que, portanto, a água é um *composto*.

O açúcar é outro exemplo de substância. Muitas amostras comerciais de açúcar branco são razoavelmente puras; isto é, contém apenas pequenas quantidades de outras substâncias. Propriedades características do açúcar são sua maneira de se dissolver na água, e a maneira

como se comporta quando aquecido. A uma temperatura definida, não somente começa a se liquefazer, mas também a se decompor. O líquido escurece e desprende-se água no estado gasoso. O que fica no recipiente é um sólido preto (carvão). Verificamos que esse sólido é uma forma do carbono. Portanto, o açúcar puro, identificado por suas propriedades características, pode ser decomposto em água e carbono em quantidades definidas. O açúcar é um *composto*.

A água e o açúcar são compostos. E o hidrogênio e o oxigênio? O hidrogênio, por exemplo, em condições normais apresenta-se como um gás. Pode ser liquefeito a uma temperatura característica, por resfriamento. Continuando o resfriamento, pode ser solidificado a uma outra temperatura característica. Trata-se de uma substância pura. Entretanto, nenhum tratamento faz com que ele se decomponha em outras substâncias. O hidrogênio deve conter apenas um tipo de átomo, portanto é um *elemento*. Esse tipo de átomo é chamado *átomo de hidrogênio*. O oxigênio também tem propriedades características e não pode ser decomposto em outras substâncias. Portanto, o oxigênio também é um *elemento* — contém apenas um tipo de átomo, chamado *átomo de oxigênio*.

Agora podemos voltar à decomposição da água, que resulta em hidrogênio e oxigênio. Como o hidrogênio contém apenas átomos de hidrogênio e o oxigênio apenas átomos de oxigênio, as moléculas de água só podem conter átomos de hidrogênio e oxigênio.

Este tipo de problema é um dos mais importantes na Química — decidir que átomos estão presentes numa dada substância. A importância disso pode ser compreendida comparando-se as três substâncias água, oxigênio e hidrogênio. Tanto a água quanto o oxigênio contêm átomos de oxigênio, mas as duas substâncias têm propriedades muito diferentes. A água e o hidrogênio contêm átomos de hidrogênio mas são tão diferentes entre si quanto a água e o oxigênio. As propriedades da água são determinadas pela combinação dos dois tipos de átomos e são absolutamente características.

EXERCÍCIO 2-3

Que diferenças pode você assinalar entre a água, o oxigênio e o hidrogênio, baseado apenas em sua própria experiência? Por exemplo, você pode considerar

- pontos de fusão e ebulição,
- papel desempenhado na combustão,
- papel desempenhado na manutenção da vida.

O açúcar é outra substância que contém átomos de oxigênio e hidrogênio, mas, além desses, contém átomos de carbono. Não se assemelha nem à água, nem ao oxigênio, nem ao hidrogênio. A presença dos vários tipos de átomos e sua disposição dentro da molécula são responsáveis pelas propriedades que identificam o açúcar. Em qualquer substância, os átomos presentes, seus números e sua colocação determinam as propriedades da substância.

2-3.1 Os Elementos

Um *elemento* é uma substância pura que contém apenas um tipo de átomo. Existem aproximadamente 100 elementos conhecidos hoje em dia — portanto há aproximadamente 100 tipos de átomos com propriedades químicas diferentes. Alguns desses elementos ocorrem puros na natureza e são conhecidos há milhares de anos. Alguns, como o ferro, a prata, o ouro, o mercúrio e o enxofre, eram conhecidos dos antigos e os alquimistas lhes deram nomes latinos. Por exemplo, o ferro era chamado "ferrum", a prata, "argentum", o ouro, "aurum".

Durante o século XIX, foram sendo descobertos vários outros elementos, à medida que os químicos iam adotando métodos quantitativos. No começo do século XIX, conheciam-se uns 26 elementos. Cem anos mais tarde, isto é, no início do século XX, já 81 eram conhecidos. Nesse intervalo de tempo, portanto, foram descobertos acima de duas vezes mais elementos do que em todas as épocas anteriores consideradas em conjunto!

A Fig. 2-9 mostra o progresso dos nossos conhecimentos como uma função do tempo. A Fig. 2-9 A mostra como o número total de elementos conhecidos aumentou desde 1700.

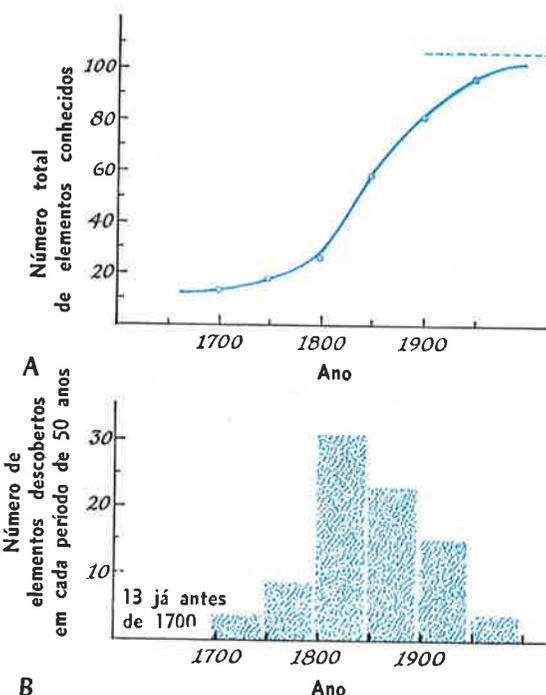


Fig. 2-9 — A descoberta dos elementos. A: número total de elementos conhecidos, em função do tempo. B: número de elementos descobertos em cada meio século, a partir de 1700.

A Fig. 2-9 B mostra a mesma informação em termos do número de elementos descobertos em cada meio século, a partir de 1700. Ambos os gráficos mostram que o ritmo de descobertas de novos elementos está declinando no século XX, e sugerem que há um número limitado de elementos a serem ainda descobertos na Natureza. (*)

Cada elemento recebeu um nome e, por conveniência, recebeu — também um "apelido" — um símbolo taquigráfico formado de uma ou duas letras. Assim o elemento carbono é simbolizado pela letra C, o elemento neônio pelas letras Ne. Estes símbolos são adotados por todos os químicos em virtude de um acordo internacional. A tabela 2-V indica os doze únicos elementos cujos símbolos não têm relação com seus nomes em português, mas, derivam de seus antigos nomes em latim salvo no caso do tungstênio (sueco: pedra pesada) cujo

(*) Nota do Rev.: Observar que estas considerações constituem um exemplo da aplicação de métodos estatísticos na Ciência.

símbolo deriva do nome alemão. É digno de nota que os metais ouro, prata, cobre, estanho, chumbo e ferro já eram conhecidos na antiguidade.

Os elementos descobertos mais recentemente têm o mesmo nome (salvo a ortografia e pronúncia) em todas as línguas e isto em virtude de acordo internacional. Exceto para os elementos já mencionados na tabela 2-V, todos os outros têm símbolos que podem ser derivados de seu nome em português. Por exemplo, os símbolos do hidrogênio (H), hélio (He), carbono (C), nitrogênio (N), oxigênio (O), cálcio (Ca) e cloro (Cl) são facilmente relacionados com seus nomes. Note que He é usado para hélio para distingui-lo do H usado para o hidrogênio. Da mesma forma os símbolos do cálcio e do cloro têm ambos uma segunda letra depois de C para distingui-los do carbono cujo símbolo é um C sem segunda letra. (*)

A tabela dos elementos impressa na parte interna da capa, no fim deste livro, contém uma lista completa dos símbolos químicos. (**)

Tabela 2-V

SÍMBOLOS QUÍMICOS QUE NÃO CORRESPONDEM AOS NOMES COMUNS DOS ELEMENTOS EM PORTUGUÊS

NOME COMUM	SÍMBOLO	NOME DE ORIGEM
Antimônio	Sb	Stibium
Chumbo	Pb	Plumbum
Cobre	Cu	Cuprum
Enxofre	S	Sulfur
Estanho	Sn	Stannum
Fósforo	P	Phosphorus
Mercurio	Hg	Hydrargyrum
Ouro	Au	Aurum
Potássio	K	Kalium
Prata	Ag	Argentum
Sódio	Na	Natrium
Tungstênio	W	Wolfram

(*) Convém frisar que a primeira letra do símbolo é uma *maiúscula* e a segunda (se ocorrer) uma *minúscula*. Esses símbolos devem ser escritos em *letra de forma*, mesmo em manuscritos.

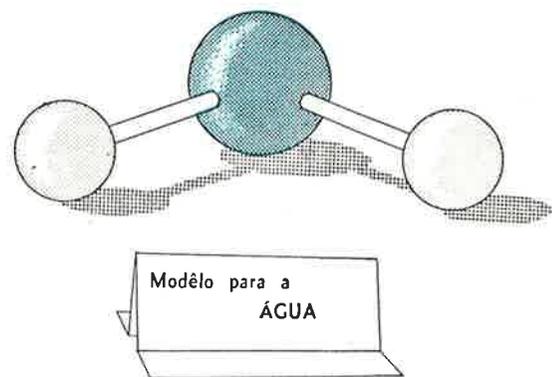
(**) Estes símbolos só começaram a ser adotados na primeira metade do século XIX em virtude da insistência do destacado químico sueco João Berzelius. Antes de Berzelius ter empenhado todo o seu prestígio em apoio a este sistema, muitos dos elementos tinham vários símbolos de acordo com os nomes e tradições em cada país.

2-3.2 Fórmulas Químicas

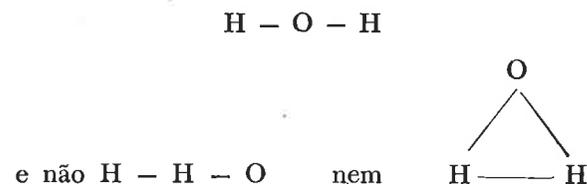
As moléculas são formadas de átomos em números determinados e em arranjos definidos. Os símbolos dos elementos e modelos para as moléculas nos ajudam a mostrar a composição destas últimas. A Fig. 2-10 mostra um modelo da molécula de água. Experiências mostraram que o modelo deve conter dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio. A vantagem de tal modelo é que ele mostra também o arranjo espacial dos átomos. Numa molécula de água, cada um dos átomos de hidrogênio está ligado ao de oxigênio, formando um arranjo triangular. De que maneira a forma da molécula é determinada e quão importante ela é, são assuntos que serão tratados mais adiante neste curso.

Os números e tipos de átomos que constituem uma molécula podem também ser indicados por uma *fórmula molecular*. Por exemplo, a molécula da água é simbolizada por "H₂O". Nesta fórmula molecular, "H" significa "átomo de hidrogênio", "O" significa "átomo de oxigênio" e o índice "2" acrescentado ao símbolo "H" indica que há 2 átomos de hidrogênio ligados ao único átomo de oxigênio. A fórmula molecular da amônia, NH₃, indica que uma molécula de amônia contém 1 átomo de nitrogênio (N) e 3 átomos de hidrogênio (H). Experiências mostram que o oxigênio é *diatômico* (cada molécula contém 2 átomos); portanto, sua fórmula molecular é O₂. O hidrogênio também é *diatômico*; sua fórmula é H₂.

Fig. 2-10 - Modelo de uma molécula de água.



Os números e arranjos dos átomos em uma molécula podem ser indicados também por uma *fórmula estrutural*. As fórmulas estruturais, como os modelos de que falamos atrás, indicam como os átomos estão ligados entre si. Assim, H₂O tem a seguinte fórmula estrutural.



Na fórmula estrutural H — O — H, os traços indicam as conexões entre os átomos. As *conexões entre os átomos são chamadas ligações químicas*. Vemos que cada um dos átomos de hidrogênio está ligado ao átomo de oxigênio. Os outros dois arranjos indicados acima:

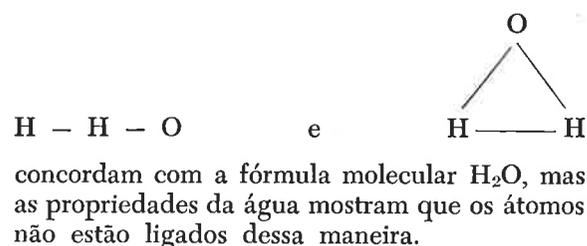


Fig. 2-11 - Diferentes tipos de representação para as moléculas. H₂, H₂O, NH₃.

Nome	Fórmula Molecular	Fórmula Estrutural	Modelos		
			Bola-e-vareta	Bola-e-mola	Ocupação espacial
Hidrogênio	H ₂				
Água	H ₂ O				
Amônia	NH ₃				

Nenhuma fórmula escrita é tão eficiente quanto um modelo molecular para nos ajudar a visualizar a forma da molécula. Como os químicos acham que a forma da molécula influencia fortemente o seu comportamento químico, os modelos são auxiliares importantes. Usam-se muitos tipos de modelos, dependendo sua escolha dos fins que se têm em vista. A Fig. 2-11 mostra algumas representações das moléculas de hidrogênio, água e amônia. O modelo tipo "bola-vareta" procura visualizar as ligações e suas orientações. O tipo "bola-mola" dá ênfase à flexibilidade molecular. Modelos tipo "ocupação espacial" procuram dar uma visão mais realista do espaço ocupado por cada átomo, isto é, da distância e orientação entre átomos ligados entre si, bem como até que ponto átomos *não* ligados entre si podem se aproximar mutuamente.

EXERCÍCIO 2-4

O dióxido de carbono tem a fórmula CO₂. Lembrando que o prefixo "di" significa "dois" e "tri" significa "três", escreva a fórmula molecular para cada uma das seguintes substâncias: dissulfeto de carbono, dióxido de enxofre, trióxido de enxofre (consulte a tabela dos elementos no fim do livro, quando não conhecer o símbolo de algum elemento).

2-3.3 O Mol

Qualquer amostra de matéria que examinemos contém um grande número de átomos. Nunca trabalhamos com átomos ou moléculas individuais, mas sempre com conjuntos dessas partículas. Por isso os químicos escolheram uma unidade maior do que um átomo ou uma molécula para comparar quantidades de diferentes materiais. Essa unidade, chamada **mol**, contém um grande número de partículas: $6,02 \times 10^{23}$. Um mol de átomos de oxigênio, um mol de átomos de hidrogênio, ou um mol de átomos de cobre contém $6,02 \times 10^{23}$ átomos do tipo especificado. Um mol de moléculas de oxigênio, O_2 , contém 2 moles de átomos de oxigênio ($2 \times 6,02 \times 10^{23}$ átomos de oxigênio) porque cada molécula de oxigênio contém 2 átomos. Um mol de moléculas de P_4 contém $4 \times 6,02 \times 10^{23}$ átomos de fósforo, isto é, quatro moles de átomos de fósforo. (*)

Um quitandeiro conta ovos às dúzias — um número conveniente. Tijolos são vendidos por milheiro — neste caso mil é um número conveniente. Por que decidiram os químicos contar em termos de moles — o número $6,02 \times 10^{23}$ parece uma escolha muito estranha. Por que não escolheram eles um número mais simples, como, por exemplo, um bilhão de partículas? Há uma razão. Os químicos preferem uma definição em termos de uma quantidade que possa ser medida facilmente e com muita precisão. Determinar a massa de um conjunto de partículas é mais fácil do que contá-las — sobretudo quando seu número é grande. Basta lembrar como se costuma vender pregos. Conseqüentemente, os químicos basearam a definição do mol sobre determinada massa de um tipo especificado de moléculas e não sobre a contagem direta das partículas. Durante o século XIX, decidiram que o número de moléculas existentes em uma amostra de oxigênio cuja massa seja exatamente 32 g seria tomado

como padrão. Assim definido, o *mol* é o número de moléculas de oxigênio contidas em 32 g de oxigênio. (**) O significado de um mol torna-se mais útil quando ligado a esse número de partículas do que quando ligado à massa. O valor desse número só foi obtido mais tarde ($6,02 \times 10^{23}$) e é chamado *número de Avogadro* (esse químico italiano foi o primeiro a propor uma maneira de obter números iguais de moléculas de diferentes substâncias).

2-3.4 Massas Atômicas e Moleculares

Os químicos lidam com quantidades de substâncias facilmente mensuráveis. Embora saibam que a massa de um único átomo de oxigênio vale $2,656 \times 10^{-23}$ g, acham muito mais útil saber que um mol de átomos de oxigênio tem massa de 16,00 g. Esta é uma quantidade que pode ser determinada numa balança comum. Para fins práticos, a massa de um mol de átomos é um número valioso; é chamada massa atômica. *A massa atômica de um elemento é a massa do número de Avogadro de átomos.*

Agora considere os compostos. Em relação a eles, também, um número útil para o químico é a massa de um mol de moléculas — chamado massa molecular (ou massa molar). *A massa molecular de um composto é a massa em gramas, do número de Avogadro de moléculas.*

Considere a substância cloreto de hidrogênio: sua fórmula molecular é HCl. (***) Muitas vezes um químico que esteja lidando com essa substância precisa saber qual é a massa de um mol de moléculas (a massa molecular). Essa massa é facilmente calculável a partir das massas atômicas dos dois tipos de átomos, H e Cl:

(**) Recentemente, a definição de mol foi alterada em termos de medidas mais precisas, mas a alteração é de apenas — 0,0045%, o que é absolutamente desprezível do ponto de vista do químico.

(***) Nota do Rev.: Observe que, por convenção internacional, escrevemos HCl e não ClH, apesar do nome em português — *cloreto de hidrogênio*!

(*) Se você tem dificuldades para exprimir números em termos de potências de 10, consulte o apêndice 5.

1 molécula de HCl	contém	1 átomo de hidrogênio	e	1 átomo de cloro
1 mol de moléculas de HCl	contém	1 mol de átomos de hidrogênio	e	1 mol de átomos de cloro
a massa de 1 mol de moléculas de HCl	é igual a	massa de 1 mol de átomos de hidrogênio	+	massa de 1 mol de átomos de cloro
massa molecular do HCl	=	massa atômica do hidrogênio	+	massa atômica do cloro
massa molecular do HCl	=	1,01 g	+	35,5 g
massa molecular do HCl	=			36,5 g

Analogamente, a massa de um mol de moléculas de H_2O é igual à massa de dois moles de átomos de hidrogênio mais a massa de um mol de átomos de oxigênio. Portanto:

$$\begin{aligned} \text{massa molecular de } H_2O &= \\ &= 2 \times (\text{massa atômica do hidrogênio}) + 1 \\ &\quad \times (\text{massa atômica do oxigênio}) = 2 \times \\ &\quad \times (1,01) \text{ g} + (16,00) \text{ g} = 18,02 \text{ g} \end{aligned}$$

As massas atômicas têm uma importância diária para o químico e, por isso, devem estar sempre à mão. Podem ser encontradas na tabela periódica (no começo do livro, por dentro da capa) e na tabela de massas atômicas (no fim do livro, por dentro da capa).

EXERCÍCIO 2-5

Mostre que a massa de um mol (massa molecular) de CO_2 é 44,0 g e que a massa de um mol de SO_2 é 64,1 g.

EXERCÍCIO 2-6

Na Experiência 6, você calculou a razão entre a massa do dióxido de carbono e a massa do mesmo volume de oxigênio. Ao oxigênio foi atribuída a massa molecular de 32,0 g. A partir da massa molecular do oxigênio e da razão que você mediu, calcule a massa molecular do dióxido de carbono. Avalie a incerteza de

seu resultado. Compare com o valor obtido no Exercício 2-5.

EXERCÍCIO 2-7

Calcule as massas moleculares das seguintes substâncias: enxofre (fórmula: S_8), amônia (fórmula: NH_3), e nitrogênio (molécula diatômica).

EXERCÍCIO 2-8

Calcule a massa de $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de monóxido de carbono (CO).

EXERCÍCIO 2-9

Quantos moles de átomos de ferro existem em 1,73 g de ferro?

2-3.5 Questões de terminologia e convenção *

Vimos que a massa atômica foi definida como a massa de 1 mol de átomos do tipo em mente. Um mol, por definição, é o número de partículas igual ao número de átomos contidos em 16,0 gramas de oxigênio. Querendo nos referir ao valor da massa atômica — por exemplo — no caso do nitrogênio, podemos dizer:

(*) Acrescentado pelo tradutor para facilitar comparação com outros textos, resolução de questões de exame vestibular, etc. Caso não entenda já estas considerações, não se preocupe, voltando à estudá-las no fim deste curso.

"A massa de 1 mol de átomos de nitrogênio é 14,0 gramas".

A mesma informação também pode ser expressa assim:

"Para átomos de nitrogênio temos a relação 14,0 gramas/mol".

Observe como, conforme o contexto, o valor 14,0 é seguido de unidade *grama* ou de unidade *grama por mol*. Esta é uma das razões porque nas tabelas de massas atômicas se registra para o nitrogênio simplesmente o valor 14,0 *sem menção da unidade*, ficando subentendido que se trata do número de gramas correspondente a um mol daquele tipo de átomo.

Infelizmente, na linguagem cotidiana muitas vezes não se faz uma distinção clara entre massa e o peso (fôrça) que tem esta massa em virtude da atração pela Terra. Esta é uma das razões porque muitos autores

falam em "pesos" atômicos. Tabelas de "pesos" atômicos registram o valor 14,0 para o nosso exemplo, o nitrogênio. Este 14,0 também indica simplesmente as 14,0 gramas por mol cujo sentido já conhecemos. Acontece que estes autores usam o vocábulo "peso" quando na realidade estão pensando na massa!

Outros autores usam a expressão "átomo-grama". Na nomenclatura desses autores 1 átomo-grama de nitrogênio corresponde a 14,0 gramas de nitrogênio, 1 átomo-grama de oxigênio corresponde a 16,0 gramas de oxigênio, etc. O que foi dito em relação a massa atômica, "peso" atômico e "átomo-grama" se aplica análogamente a massa molecular, "peso" molecular e "molécula-grama".

Quando apenas se comparam as massas ou pesos de dois tipos diferentes de átomos, resultam simples relações isentas de dimensão. Comparando — por exemplo — átomos de oxigênio com átomos de nitrogênio temos:

$$\left(\frac{\text{massa de um átomo de oxigênio}}{\text{massa de um átomo de nitrogênio}} \right) = \left(\frac{\text{massa de 1 mol de átomos de oxigênio}}{\text{massa de 1 mol de átomos de nitrogênio}} \right) = \left(\frac{\text{peso de 1 mol de átomos de oxigênio}}{\text{peso de 1 mol de átomos de nitrogênio}} \right) = \frac{16,0}{14,0}$$

← multiplicando numerador e denominador pelo número de Avogadro

← multiplicando numerador e denominador pelo valor da aceleração da gravidade no local

← Observar que o valor desta relação não depende do fato de se conhecer o n.º de Avogadro

Uma última questão: — O que aconteceria se os químicos resolvessem usar outro padrão de comparação para as massas atômicas? Como ilustração vejamos as conseqüências da proposta: Massa atômica do oxigênio passa a valer 8,0. As conseqüências seriam:

- tôdas as outras massas atômicas forçosamente também deveriam ser divididas por 2.
- o mol, isto é, o n.º de Avogadro, passaria a valer só $3,01 \times 10^{23}$.

2-4 RESUMO: A TEORIA ATÔMICA

"Os gases são constituídos por partículas" — foi proposto no Capítulo 1 como um modelo útil para nos ajudar a discutir certas propriedades do gás oxigênio. Continuamos a usar esse modelo na discussão de outros tipos de informação. Foi testada sua aplicabilidade a

outros gases, como amônia e cloreto de hidrogênio. Verificamos que a hipótese molecular concordava, em tudo, com as propriedades desses dois gases, mas, ao mesmo tempo, descobrimos que a massa das partículas de diferentes gases devem ser diferentes. Continuando o estudo de várias propriedades dos gases (côr,

solubilidade na água, comportamento em relação ao tornassol, etc.) fomos levados a propor a hipótese de que as moléculas diferem em suas estruturas. Assim, fomos conduzidos à idéia de que as moléculas contêm partes menores, chamadas átomos.

Tendo proposto a existência de átomos, começamos a representar a estrutura das moléculas por meio de modelos e fórmulas moleculares. Esses modelos e fórmulas indicam o que se sabe a respeito dos números, tipos e arranjos dos átomos nas moléculas. O sucesso obtido em relação aos gases usando-se a teoria atômica, levou-nos a propor a hipótese de que existem átomos também nos sólidos e líquidos. Finalmente postulamos que toda matéria é formada por átomos.

PERGUNTAS E PROBLEMAS

- O hidrogênio, o hélio e o dióxido de carbono são gases à temperatura ambiente. Quais as diferenças entre as propriedades desses gases que são responsáveis por:
 - O hidrogênio e o hélio são usados para encher balões enquanto que o dióxido de carbono não o é.
 - O hélio é menos perigoso do que o hidrogênio para ser usado em balões.
- Damos abaixo uma lista de quatro diferenças entre os gases hélio e nitrogênio:
 - O ar seco contém 80% de nitrogênio e apenas 0,0005% de hélio (em volume).
 - O hélio é muito menos denso do que o nitrogênio.
 - O hélio é muito menos solúvel na água do que o nitrogênio.
 - O hélio é muito mais caro do que o nitrogênio.

A qual das diferenças atribui você o fato de que, para evitar a doença conhecida como "mal dos mergulhadores", os mergulhadores devem respirar uma mistura de 80% de hélio e 20% de oxigênio, em vez de respirar ar? (O mal dos mergulhadores é uma doença penosa, às vezes, fatal, produzida pela formação de bolhas nas veias

Assim cresce um modelo (teoria). À medida que vai sendo testado num domínio cada vez mais amplo da experiência, o modelo, muitas vezes, vai-se tornando mais complexo. Isto é compensado pela vantagem de se estabelecerem correlações entre diversos fenômenos (isto é, de se descobrirem semelhanças escondidas). A teoria atômica, plenamente desenvolvida para correlacionar os vários aspectos do comportamento químico, é muito mais complexa do que a descrição dada no Capítulo 1 para explicar o comportamento muito simples de um gás. Entretanto, as conexões desenvolvidas entre bolas de bilhar refletindo-se nos bordos de uma mesa e a pressão num balão de borracha nos proporcionaram um substancial ponto de partida para a compreensão da Química.

e a conseqüente interrupção do fluxo sanguíneo. As bolhas são formadas por gás dissolvido no sangue a alta pressão.)

- A etapa mais importante no processo de conversão do nitrogênio do ar em compostos comerciais muito importantes (como fertilizantes e explosivos) envolve a combinação de 1 volume de nitrogênio com 3 volumes de hidrogênio para formar 2 volumes de amônia.

A partir desses dados apenas, e da hipótese de Avogadro, quantas moléculas de hidrogênio combinam-se com uma molécula de nitrogênio? Quantas moléculas de amônia são produzidas a partir de uma molécula de nitrogênio?

- O hexafluoreto de urânio gasoso é importante na preparação de urânio como fonte de "energia atômica". Um frasco cheio desse gás é levado a uma balança, em determinadas condições de laboratório (temperatura e pressão) e obtém-se para a massa do gás o resultado 3,52 g. Enche-se o mesmo frasco com oxigênio e leva-se à balança sob as mesmas condições de laboratório. A massa obtida para o oxigênio é 0,32 g.

Qual a razão entre a massa de uma molécula de hexafluoreto de urânio e a massa de uma molécula de oxigênio? Enuncie

todos os princípios necessários para responder a essa pergunta.

5. Dois volumes de fluoreto de hidrogênio combinam-se com um volume de difluoreto de dinitrogênio para formar dois volumes do gás G.

(a) De acordo com a hipótese de Avogadro, quantas moléculas de G são produzidas a partir de uma molécula de difluoreto de dinitrogênio?

(b) Sendo: X = número de átomos da molécula de fluoreto de hidrogênio

Y = número de átomos da molécula de difluoreto de dinitrogênio

Z = número de átomos da molécula de G,

escreva a relação entre X, Y e Z apropriada à combinação dos volumes dados.

(c) Para cada um dos seguintes valores possíveis para X e Y, calcule o valor de Z:

Se X vale	e Y	então Z deve valer
1	2	
1	4	
2	2	
2	4	

(d) Não foi sugerido nenhum valor ímpar para Y no item (c). Prove que Y tem que ser um inteiro par.

6. Há várias misturas de gases que se combinam de acordo com o seguinte esquema geral:

1 volume do gás A	combina-se com	1 volume do gás B	para formar	2 volumes do gás C
Por exemplo:				
1 volume de dióxido de carbono	combina-se com	1 volume de dissulfeto de carbono	para formar	2 volumes de oxissulfeto de carbono
1 volume de hidrogênio	combina-se com	1 volume de cloro	para formar	2 volumes de cloreto de hidrogênio

Sendo:

X = número de átomos da molécula de A

Y = número de átomos da molécula de B

Z = número de átomos da molécula de C

Mostre que: a) se X é par, Y deve ser par
b) se X é ímpar, Y deve ser ímpar.

7. Uma substância pura branca, ao ser aquecida, forma um gás incolor e um sólido purpurino. É a substância um elemento ou um composto?

8. O que representam os seguintes símbolos: K, Ca, Co, CO, Pb?

9. Escreva fórmulas para:

dióxido de silício (areia ou sílica)
dicloreto de enxofre
trifluoreto de nitrogênio
trifluoreto de alumínio
difluoreto de dinitrogênio

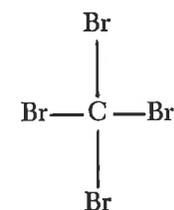
10. (a) Escreva fórmulas para:

cloreto de hidrogênio
brometo de hidrogênio
iodeto de hidrogênio
tricloreto de boro
tetracloro de carbono
tricloreto de nitrogênio
dicloreto de oxigênio

(b) Localize na tabela periódica (parte interna da capa, no começo do livro) o símbolo de cada elemento envolvido nesses compostos.

11. Para cada uma das substâncias seguintes, dê o nome de cada tipo de átomo presente e o número total de átomos representados na fórmula correspondente.

- | Nome | Fórmula |
|--|-----------------------------------|
| (a) grafite (carga do lápis) | C |
| (b) diamante | C |
| (c) cloreto de sódio. (sal de cozinha) | NaCl |
| (d) hidróxido de sódio | NaOH |
| (e) hidróxido de cálcio | Ca(OH) ₂ |
| (f) nitrato de potássio | KNO ₃ |
| (g) nitrato de magnésio | Mg(NO ₃) ₂ |
| (h) sulfato de sódio | Na ₂ SO ₄ |
| (i) sulfato de cálcio | CaSO ₄ |
12. Todas as substâncias abaixo, quando em solução aquosa, são chamadas "ácidos". Que elemento têm elas em comum?
- (a) ácido nítrico HNO₃
(b) ácido clorídrico (ou cloreto de hidrogênio) HCl
(c) ácido fluorídrico (ou fluoreto de hidrogênio) HF
(d) ácido sulfúrico H₂SO₄
(e) ácido fosfórico H₃PO₄
13. Damos a seguir os nomes de alguns compostos químicos comuns e suas fórmulas. Que elemento têm elas em comum?
- (a) peróxido de hidrogênio H₂O₂
(b) hematita Fe₂O₃
(c) filamento de lâmpada de incandescência W
(d) chumbo tetraetila Pb(C₂H₅)₄
(e) bicarbonato de sódio NaHCO₃
(f) octano C₈H₁₈
(g) metano CH₄
14. (a) O que significa a fórmula molecular CBr₄?
(b) Que outra informação é acrescentada pela fórmula estrutural:



15. Quantas partículas existem em um mol?

16. Uma pedra um pouco maior do que uma bola de tênis tem massa de aproximadamente 1 kg. Quantos moles de pedras iguais a essa seriam necessários para se ter uma massa equivalente à da Terra, isto é, 6×10^{27} g?

17. Se tivéssemos 1 mol de cruzeiros para dividir entre todos os habitantes da Terra, quanto receberia cada um dos três bilhões de habitantes?

18. Quantos moles de átomos existem em:

(a) 9,0 g de alumínio

(b) 0,83 g de ferro

Resposta para (a): $\frac{1}{3}$ mol.

19. A mais delicada das balanças pode detectar uma variação de aproximadamente 10^{-8} g. Quantos átomos de ouro existiriam numa amostra cuja massa fosse 10^{-8} g?

20. Quantos moles de átomos de oxigênio existem em um mol de moléculas de ácido nítrico? E em um mol de moléculas de ácido sulfúrico?

21. Determine a massa, em gramas, de um átomo de prata.

Resposta: $1,79 \times 10^{-22}$ g.

22. Escreva as fórmulas dos seguintes compostos e dê a massa de um mol de cada um deles: dissulfeto de carbono, hexafluoreto de enxofre, tricloreto de nitrogênio, tetróxido de ósmio.

23. Considere os seguintes dados:

Elemento	Massa Atômica
A	12,01
B	35,5

A e B se combinam para formar uma nova substância, X. Se 4 moles de átomos de B se combinam com 1 mol de A, para dar 1 mol de X, então a massa de 1 mol de X é:

- (a) 47,5 g
(b) 74,0 g
(c) 83,0 g
(d) 154,0 g
(e) 166,0 g

24. Calcule a massa molecular de cada uma das seguintes substâncias:
SiF₄, HF, Cl₂, Xe, NO₂.
25. Se $1 \frac{1}{2}$ moles de hidrogênio (H₂) reagem, em determinada experiência, quantas gramas de hidrogênio isso representa?
26. Quantos moles estão contidos em 49 g de H₂SO₄ puro?
27. Um químico está usando 10,0 g de água, 10,0 g de amônia e 10,0 g de cloreto de hidrogênio. Quantos moles de cada substância tem ele?
28. (a) A razão entre a massa de 1 litro de cloro e a massa de 1 litro de oxigênio, ambos à mesma temperatura e pressão (ambiente), é 2,22. Calcule a massa molecular do cloro.
(b) Compare esse valor com a massa atômica do cloro dada na tabela de massas atômicas. Qual é a fórmula de uma molécula de cloro?
29. Determina-se a massa de um frasco com CCl₄ gasoso, a determinada temperatura e pressão. O frasco é esvaziado e lavado e, depois, cheio com oxigênio à mesma temperatura e pressão. A massa do vapor de CCl₄ é aproximadamente
- (a) a mesma que a do oxigênio
(b) um quinto da massa do oxigênio
(c) cinco vezes maior do que a do oxigênio
- (d) duas vezes maior do que a do oxigênio
(e) a metade da massa do oxigênio
30. Suponha que os químicos tivessem escolhido um bilhão de bilhões (10¹⁸) como o número de partículas de um mol. Qual seria a massa molecular do oxigênio?
31. Um volume de hidrogênio combina-se com um volume de cloro para produzir dois volumes de cloreto de hidrogênio (todos medidos à mesma temperatura e pressão). Muitos tipos de experiências sugerem que o hidrogênio é um elemento e que suas moléculas são diatômicas.
- (a) Qual das seguintes fórmulas moleculares para a substância cloro não é compatível com os volumes dados acima e que se combinam? (Use apenas os dados fornecidos neste problema; não considere como conhecida a fórmula molecular do cloreto de hidrogênio.)
- (i) Cl₂
(ii) Cl₄
(iii) H₂Cl₂
(iv) H₃Cl₂
(v) H₄Cl₂
- (b) Para cada fórmula do item (a) consistente com os volumes dados (e com a fórmula H₂ para o hidrogênio), calcule a massa molecular indicada pela fórmula.
- (c) Para cada fórmula aceitável do item (a), prediga a fórmula molecular da substância cloreto de hidrogênio.

Reações Químicas

Poderíamos tanto tentar introduzir um novo planeta no sistema solar como destruir um que já exista, ou ainda criar ou destruir um átomo de hidrogênio. Qualquer transformação que pudéssemos realizar consistiria apenas em separar partículas que estivessem num estado ... de combinação ou reunir outras que estivessem separadas.

JOHN DALTON, 1810

Na Experiência 5, você comparou a quantidade de calor libertada quando cêra líquida se solidifica com a quantidade de calor libertada quando a mesma quantidade de cêra é queimada. Em cada um dos dois casos, ocorre uma modificação óbvia (líquido transforma-se em sólido, e um sólido queima-se transformando-se em gás); nos dois casos a transformação é acompanhada por libertação de calor. Temos aí semelhanças entre a solidificação e a combustão. Mais acentuadas, entretanto, são as diferenças. Experimentando aquecer e resfriar cêra, você verificou que, depois de ter fundido um pedaço dela, é possível recuperar o sólido por simples resfriamento. Entretanto, depois da combustão, não se pode recuperar a cêra resfriando os gases

produzidos. Ao contrário, os produtos da combustão (dióxido de carbono, água líquida e, talvez, fuligem) não têm semelhança alguma com a cêra. O contraste entre os efeitos térmicos também é acentuado. O calor liberado durante a combustão é cerca de duzentas vezes maior do que o liberado durante a solidificação.

Por causa dessas diferenças, os químicos estabelecem uma distinção entre esses dois tipos de transformação. Na Seção 1-2, já mencionamos a solidificação da cêra; chamamos a esse tipo de transformação uma "mudança de fase". Transformações do tipo da combustão, com efeitos térmicos muito maiores, são chamados *transformações químicas* ou *reações químicas*.

3-1 PRINCÍPIOS DAS REAÇÕES QUÍMICAS

A atividade central do químico é compreender as transformações químicas e delas tirar proveito. Às vezes seu interesse está em produzir uma transformação, outras vezes, em evitá-la. Em todos os casos, ele deseja compreender e

controlar as transformações químicas que podem ocorrer.

Iniciaremos nosso estudo das transformações químicas por uma reação simples, da qual resulta uma substância familiar — a água.

3-1.1 Formação da Água a Partir de Hidrogênio e Oxigênio

Na Seção 2-2.2, mencionamos que dois volumes de hidrogênio combinam-se com um volume de oxigênio para formar água. A reação liberta calor — grande quantidade de calor, como na combustão de uma vela. O produto da reação, a água, não se parece, em nada, com os materiais que serviram de ponto de partida, o hidrogênio e o oxigênio. Portanto, a transformação que ocorre deve ser classificada como reação química.

Em termos da teoria atômica, começamos com moléculas de hidrogênio e moléculas de oxigênio. Depois da reação, obtemos moléculas de água. As ligações entre os átomos, nas substâncias que reagem, são rompidas e os átomos se rearrumam, formando-se novas ligações nas moléculas resultantes. Essas transformações são facilmente visualizadas com o auxílio dos modelos moleculares. Na Fig. 3-1, duas moléculas de hidrogênio (quatro átomos) e uma molécula de oxigênio (dois átomos) estão representadas à esquerda. Se essas moléculas reagem para formar água, as ligações entre os átomos na molécula de oxigênio e nas moléculas de hidrogênio se rompem. Depois disso, os átomos podem se rearrumar formando duas moléculas de água. Note que o número total de átomos não muda.

EXERCÍCIO 3-1

Suponha que dez moléculas de hidrogênio e dez de oxigênio são misturadas. Quantas moléculas de água se formam? O que sobra?

EXERCÍCIO 3-2

Um milhão de moléculas de oxigênio reagem com uma quantidade suficiente de moléculas de hidrogênio para formar moléculas de água. Quantas moléculas de água são formadas? Quantas moléculas de hidrogênio são consumidas?

Fig. 3-1 — Formação de moléculas de água a partir de moléculas de hidrogênio e oxigênio.

Por analogia com a Fig. 3-1, você pode raciocinar que a produção de 100 moléculas de água requer 100 moléculas de hidrogênio e 50 de oxigênio. Para produzir 1 mol de água ($6,02 \times 10^{23}$ moléculas), você precisa de 1 mol de hidrogênio ($6,02 \times 10^{23}$ moléculas) e $\frac{1}{2}$ mol de oxigênio ($3,01 \times 10^{23}$ moléculas). Esses resultados estão resumidos na Tabela 3-1.

TABELA 3-1

QUANTIDADES DE HIDROGÊNIO E OXIGÊNIO QUE REAGEM PARA FORMAR ÁGUA

	HIDROGÊNIO	OXIGÊNIO	ÁGUA
(a) Em números de moléculas	2 4 100 $6,02 \times 10^{23}$	1 2 50 $3,01 \times 10^{23}$	2 4 100 $6,02 \times 10^{23}$
(b) Em números de moles	1 2 10	$\frac{1}{2}$ 1 5	1 2 10

A reação entre hidrogênio e oxigênio processa-se mais rapidamente se misturarmos os gases e fizermos uma centelha atravessar a mistura. Produz-se violenta explosão, mas a quantidade de água produzida e o calor liberado por mol de hidrogênio, são os mesmos que na queima controlada.

Se fazemos reagir um mol de hidrogênio puro com meio mol de oxigênio puro, produz-se um mol de água. A quantidade de calor produzida quando se forma um mol de água é de 68 000 calorias. Se usamos apenas 0,025 mol de hidrogênio puro, basta $(\frac{1}{2}) \times (0,025)$ mol de oxigênio puro. A quantidade de água produzida é 0,025 mol e, nesse caso, são liberadas apenas $(0,025) \times (68\ 000)$ calorias, ou seja, 1 700 calorias.

A fonte dessa energia térmica é constituída pelos próprios reagentes (hidrogênio e oxigênio), pois não se fornece nenhum calor externo além do necessário para desencadear a explosão. Podemos concluir que a água tem menos energia do que tinham os reagentes

usados para produzi-la. Uma reação em que se desprende energia é chamada **reação exotérmica**. A quantidade de energia produzida quando um mol de hidrogênio é queimado — 68 000 calorias, ou 68 kcal (*) — é chamada **calor molar de combustão do hidrogênio**.

EXERCÍCIO 3-3

Que quantidade de calor é liberada quando se queimam 2 moles de hidrogênio? E se fôsse queimado só $\frac{1}{2}$ mol?

3-1.2 Decomposição da Água

Podemos decompor a água de uma solução de água e ácido sulfúrico passando uma corrente elétrica através da solução, num aparelho para eletrólise, como indica a Fig. 3-2. Nesse dispositivo, dois condutores (chamados eletrodos) estão imersos no líquido; quando são ligados a uma fonte de energia elétrica, aparece hidrogênio em um deles e oxigênio no outro. Se deixamos a corrente passar até que 1 mol de água se tenha decomposto, veri-

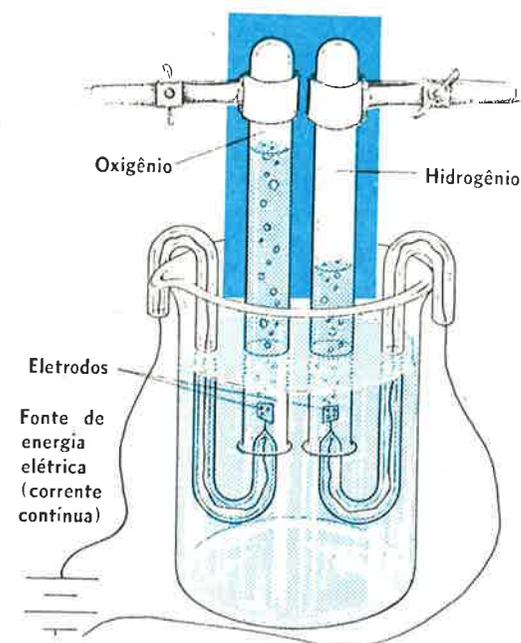


Fig. 3-2 — Decomposição eletrolítica da água.

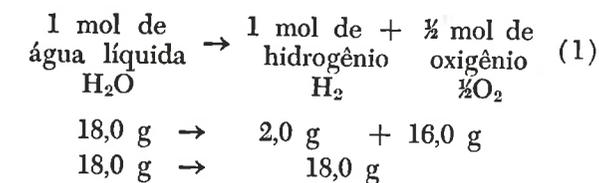
ficamos que são produzidos 1 mol de hidrogênio e $\frac{1}{2}$ mol de oxigênio. Observamos também que é preciso fornecer energia (elétrica, nesse caso) para decompor a água. Quando energia é absorvida numa reação, esta é chamada **endotérmica**.

Agora podemos comparar a formação e a decomposição da água. Como indica a Fig. 3-3, a transformação química envolvida na formação da água é exatamente oposta à transformação envolvida na decomposição da água. Essas transformações são regidas por leis simples. À esquerda encontramos dois átomos de oxigênio e à direita também. À esquerda encontramos quatro átomos de hidrogênio e à direita também. Vemos que os átomos não são nem perdidos nem criados. **Nas reações químicas, os átomos são conservados.**

O número de moléculas de H_2 necessárias para reagir com uma molécula de O_2 é o número necessário para produzir duas moléculas de H_2O . Se são formadas duas moléculas de H_2O , são necessários quatro átomos de hidrogênio. Duas moléculas de H_2 contêm quatro átomos de hidrogênio. Lembre-se — **nas reações químicas os átomos são conservados.**

3-1.3 Conservação da Massa

A crença na conservação dos átomos é baseada numa generalização que resistiu ao teste de muitas décadas. **A matéria não pode ser criada nem destruída.** Como freqüentemente medimos uma quantidade de matéria em termos de sua massa, podemos dizer que **a massa é conservada**. Assim, um mol de água líquida pesa 18,0 g; na decomposição de 1 mol de água são produzidas 2,0 g de hidrogênio e 16,0 g de oxigênio:



Como a massa de um mol de água é igual à soma das massas dos átomos existentes em um mol de água, a conservação da massa implica a conservação dos átomos.

(*) 1 quilocaloria (1 kcal) = 1000 calorias.

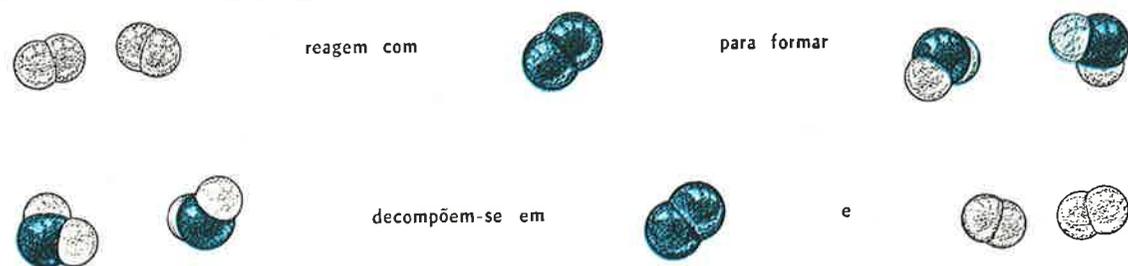
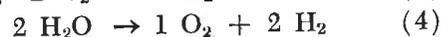


Fig. 3-3 — As reações de formação e decomposição da água, indicadas por meio de modelos moleculares.

3 - 2 EQUAÇÕES PARA AS REAÇÕES QUÍMICAS

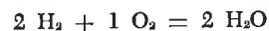
Os desenhos que fizemos até agora para representar as reações nos ajudam a visualizar a rearrumação dos átomos. Podemos também indicar o que se passa nas reações de maneira menos detalhada, porém mais simples. Podemos usar fórmulas químicas em vez de desenhos de átomos e moléculas. A fórmula do hidrogênio é H_2 , a do oxigênio é O_2 e a da água é H_2O . Usando essas fórmulas para representar as moléculas podemos substituir o diagrama da Fig. 3-3 pelas seguintes expressões:



Essas expressões são chamadas *equações químicas*. (*) Note que indicamos duas moléculas de uma substância escrevendo o coeficiente 2 antes da fórmula. O coeficiente 2 antes da fórmula H_2O significa duas moléculas — aplica-se a todos os símbolos da fórmula. Em duas moléculas de água, há seis átomos — quatro de hidrogênio e dois de oxigênio. Note também que podemos passar da equação (2) para a (3) simplesmente duplicando todos os coeficientes. Podemos passar da equação (2) para a (4) invertendo a (2). A equação (2) representa a formação de água; a equação (4), a decomposição da água.

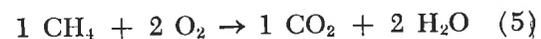
Todas as equações são baseadas na conservação dos átomos. Cada símbolo, quando multiplicado pelo índice colocado à sua direita, em baixo, e pelo coeficiente que precede a

(*) Muitos químicos usam sinal de "igual" no lugar da seta. Por exemplo, a equação (2) poderia ser escrita:



fórmula, deve aparecer o mesmo número de vezes em ambos os membros da equação.

O que se costuma chamar "gás natural" (***) contém sobretudo a substância metano, cuja fórmula é CH_4 . A equação química que representa a queima do metano é:



O número de átomos dos reagentes é igual ao número de átomos dos produtos da reação. Em ambos os lados da equação há um átomo de carbono, quatro de hidrogênio e quatro de oxigênio.

Por causa da relação existente entre uma molécula e um mol, podemos ler a equação (5) de duas maneiras: a) "uma molécula de metano reage com duas moléculas de oxigênio para formar uma molécula de dióxido de carbono e duas moléculas de água", ou b) "um mol de metano reage com dois moles de oxigênio para formar um mol de dióxido de carbono e dois moles de água."

EXERCÍCIO 3-4

Escreva uma equação que contenha toda a informação contida em sua resposta à Questão 1 da Experiência 7.

3 - 2.1 Escrevendo Equações de Reações

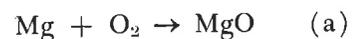
Como se pode escrever a equação de uma reação sem primeiro fazer um desenho? Lem-

(**) Trata-se do gás que sai como tal, de muitos poços de regiões petrolíferas. Nota da Trad.

bre-se de que, para escrever a equação ou fazer o desenho, é necessário:

1. saber que reagentes são consumidos e que substâncias se formam;
2. conhecer a fórmula correta de cada reagente e de cada produto da reação;
3. satisfazer a lei da conservação dos átomos.

Considere a reação em que se queima magnésio para formar óxido de magnésio. O metal magnésio e o óxido de magnésio são sólidos. Suas fórmulas são Mg e MgO , respectivamente. O primeiro passo para escrever a equação consiste em escrever as fórmulas dos reagentes à esquerda e as fórmulas dos produtos da reação à direita:

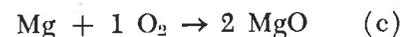


Na expressão (a) não está respeitado o princípio da conservação dos átomos. Precisamos encontrar coeficientes numéricos para colocar antes de cada fórmula, de maneira que haja o mesmo número de átomos de cada elemento de ambos os lados da equação. O processo de achar esses coeficientes é chamado "balancear" a equação. Para reações simples, é um processo simples e lógico.

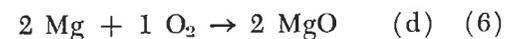
Podemos começar por escolher um mol de oxigênio como a quantidade desse reagente consumida em (a):



Mas um mol de O_2 , com seus dois moles de átomos de oxigênio, formará dois moles de óxido de magnésio:



Dois moles de óxido de magnésio requerem dois moles de magnésio. Portanto:

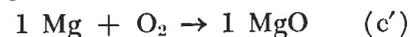


A equação (6) é uma equação química balanceada, pois os átomos são conservados.

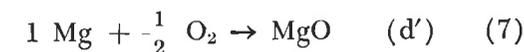
Poderíamos ter começado admitindo que a quantidade de magnésio consumida fôsse um mol:



Um mol de magnésio contém um mol de átomos; portanto formará um mol de óxido de magnésio:



Um mol de óxido de magnésio contém um mol de átomos de oxigênio, o mesmo número contido em meio mol de moléculas de oxigênio. Portanto:



A equação (7) também é uma equação química balanceada. É tão correta quanto a (6), como se pode verificar multiplicando-a por 2. Sempre que multiplicamos ou dividimos todos os coeficientes de uma equação pelo mesmo número, obtemos outra equação igualmente válida.

Na equação (6) pode-se omitir o coeficiente 1, mas não é errado escrevê-lo.

3 - 2.2 Outros Exemplos de Equações Químicas

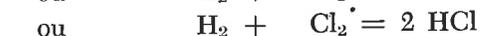
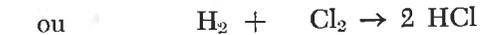
Hidrogênio, H_2 , e cloro, Cl_2 , reagem para formar cloreto de hidrogênio (*). Os reagentes são H_2 e Cl_2 , o produto da reação é HCl .



Se baseamos a reação em um mol de H_2 , vemos que a conservação dos átomos de hidrogênio exige que sejam formados dois moles de HCl :



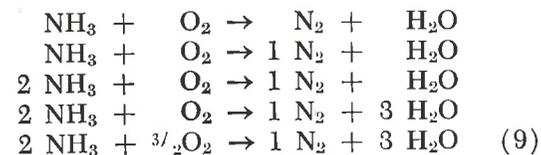
Mas o produto 2 HCl contém dois moles de átomos de cloro, que são exatamente a quantidade de átomos de cloro existentes em um mol de cloro. Podemos escrever a equação balanceada:



EXERCÍCIO 3-5

O gás amônia, NH_3 , pode ser queimado com oxigênio dando nitrogênio, N_2 , e água, H_2O . Verifique se você consegue seguir a lógica dos seguintes passos no processo de balancear a equação:

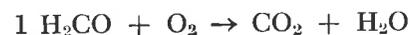
(*) O cloreto de hidrogênio, HCl , quando dissolvido em água, é comumente chamado ácido clorídrico.



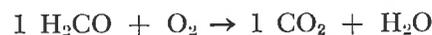
Explique resumidamente o que foi feito em cada passagem.

A substância chamada formaldeído tem a seguinte fórmula molecular: H_2CO . Ela queima formando-se dióxido de carbono e água. Que equação representa essa reação?

Começemos, como sempre, por escrever as fórmulas dos reagentes e dos produtos:



Suponha que queimamos uma molécula de formaldeído. O único átomo de carbono, o único de oxigênio e os dois de hidrogênio devem aparecer nos produtos da reação. Como, nos produtos, os átomos de carbono aparecem apenas no dióxido de carbono, deve haver uma molécula de CO_2 :



Como os átomos de hidrogênio aparecem em um dos produtos apenas — a água — deve haver uma molécula dessa substância para acomodar os dois átomos de hidrogênio. Então temos:



Note que não determinamos ainda o coeficiente de O_2 ; por isso o designamos por y . Como os átomos de oxigênio também devem ser conservados e são necessários três deles para os produtos da reação, concluímos que deve haver três átomos de oxigênio nos reagentes. Há um átomo de oxigênio na molécula de formaldeído; então precisamos de mais dois. Assim, concluímos que y deve valer 1.

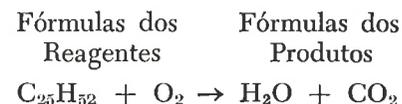
Temos, então a equação balanceada:



EXERCÍCIO 3-6

Velas de parafina queimam no ar formando água e dióxido de carbono. A parafina é

constituída por moléculas de vários tamanhos, mas usaremos a fórmula molecular $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$ como representativa de todas elas. Um mol de parafina contém o número de Avogadro dessas moléculas.



Suponha que queimamos 1 mol de parafina (que pesa 353 g). Usando o método empregado no exemplo anterior, obtemos:



Não determinamos ainda o coeficiente de O_2 . Como precisamos de 76 átomos de oxigênio para os produtos [$26 + (2 \times 25) = 76$], deve haver esse número de átomos de oxigênio nos reagentes. Mostre que, então, y deve valer 38:



Freqüentemente é mais útil pensar nas equações em termos de moles em vez de moléculas, porque o mol é uma quantidade mensurável. Na equação (6), temos dois moles de magnésio (48,6 g), um mol de oxigênio (32,0 g) e dois moles de MgO (80,6 g). A massa é conservada: $48,6 \text{ g} + 32,0 \text{ g} = 80,6 \text{ g}$.

Na equação (11), o termo 38O_2 é, muitas vezes, lido como 38 moles, em vez de 38 moléculas; "38 moles de oxigênio" tem significado experimental — sua massa $38 \times 38 \text{ g} = 1216 \text{ g}$.

3-2.3 Cálculos Baseados em Equações Químicas

As equações nos dão todas as informações de que precisamos para calcular as massas das substâncias usadas ou produzidas nas reações químicas. Suponha que desejamos saber quantos moles de água são produzidos quando 68 g de amônia são queimadas. Essa reação é representada pela equação (9):

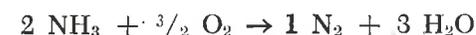


Um mol de amônia equivale a 17 g. Dois moles (34 g), produzem três moles de água.

Desejamos queimar 68 gramas de amônia. Quantos moles há nessa quantidade?

$$\frac{68 \text{ g}}{17 \text{ g/mol}} = 4,0 \text{ moles de amônia}$$

Portanto, podemos escrever:



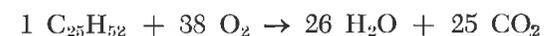
dois moles de amônia produzem três moles de água

então:

quatro moles de amônia produzem seis moles de água

Vemos que 68 g de amônia (4 moles) produzem 6 moles de água.

Suponha que desejamos saber quantas gramas de água são produzidas quando se queima meio mol de parafina. Essa reação é representada pela equação (11):



1 mol de $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$ produz 26 moles de H_2O

$1/2$ mol de $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$ produz 13 moles de H_2O

PERGUNTAS E PROBLEMAS

1. Um volume de hidrogênio combina-se com um volume de cloro para formar dois volumes de cloreto de hidrogênio. Com base em muitas reações, sabemos que as fórmulas moleculares para o hidrogênio, o cloro e o cloreto de hidrogênio são, respectivamente, H_2 , Cl_2 e HCl . Em símbolos, a reação é a seguinte:



a) De acordo com essa reação, quantas moléculas de cloreto de hidrogênio, HCl , podem ser formadas a partir de uma molécula de hidrogênio, H_2 ?

Como 1 mol de água equivale a 18 g, 13 moles de água equivalem a: $(13 \text{ moles} \times 18 \text{ g/mol}) = 234 \text{ g}$.

EXERCÍCIO 3-7

Mostre que são necessários 3,80 moles de oxigênio para queimar 35,3 g de parafina, segundo a reação (11).

EXERCÍCIO 3-8

Quantos moles de oxigênio, O_2 , são necessários para produzir 242 g de óxido de magnésio, segundo a equação (6)?

EXERCÍCIO 3-9

Escreva a equação correspondente à reação que se deu na Experiência 8, Parte II. O que era o resíduo que você obteve quando evaporou a solução do béquer n.º 2?

EXERCÍCIO 3-10

Na experiência 8 você determinou o número de moles de cloreto de prata produzidos na reação de certa quantidade de cloreto de sódio com uma quantidade conhecida de nitrato de prata. Quantos moles de cloreto de sódio reagiram com o nitrato de prata? Compare com o número de moles de cloreto de sódio que você usou.

- b) Quantos moles de cloreto de hidrogênio, HCl , podem ser formados a partir de um mol de hidrogênio, H_2 ?
- c) Quatro moléculas de cloro, Cl_2 , produzem quantas moléculas de HCl ?
- d) Oito moles de cloreto de hidrogênio são formados a partir de quantos moles de Cl_2 ?

2. A reação entre o óxido nítrico, NO , e o oxigênio, O_2 é a seguinte:



- a) Duas moléculas de óxido nítrico dão quantas moléculas de dióxido de nitrogênio, NO_2 ?
- b) Dois moles de NO dão quantos moles de NO_2 ?
- c) Quantos moles de átomos de oxigênio existem em dois moles de NO ?
- d) Quantos moles de átomos de oxigênio existem em um mol de O_2 ?
- e) Quantos moles de átomos de oxigênio existem em dois moles de NO_2 ?
- f) Use as respostas das partes (c), (d) e (e) para verificar se a reação está escrita de tal modo que os átomos de oxigênio estão conservados.
3. a) Escreva a equação correspondente à reação entre nitrogênio e hidrogênio para dar amônia, baseando-se em sua resposta ao Problema 3 do Capítulo 2, e admitindo as seguintes fórmulas moleculares: nitrogênio, N_2 ; hidrogênio, H_2 ; amônia, NH_3 .
- b) Verifique que sua equação conserva os átomos de nitrogênio.
- c) E os de hidrogênio.
4. Quando a amônia se decompõe em nitrogênio e hidrogênio, a reação absorve calor. Em termos de moles, temos a equação:
- $$2 \text{NH}_3 + 22 \text{ kcal} \rightarrow \text{N}_2 + 3 \text{H}_2$$
- a) Dois moles de amônia produzem quantos moles de nitrogênio?
- b) A produção de um mol de nitrogênio absorve que quantidade de calor?
- c) A produção de nove moles de hidrogênio (H_2) absorve que quantidade de calor?
- d) Calcule o peso de dois moles de amônia e compare-o à soma dos pesos de um mol de nitrogênio (N_2) com três moles de hidrogênio (H_2).
5. Na fabricação de ácido nítrico (HNO_3), dióxido de nitrogênio reage com água para formar HNO_3 e óxido nítrico (NO):
- $$3 \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3 + \text{NO}$$
- a) Verifique se esta equação conserva os átomos de oxigênio.
- b) Quantas moléculas de dióxido de nitrogênio são necessárias para formar 25 moléculas de óxido nítrico?
- c) Quantos moles de óxido nítrico são formados a partir de 0,60 mol de dióxido de nitrogênio?
6. Se 3 g da substância A combinam-se com 4 g da substância B, produzindo 5 g da substância C e certa quantidade da substância D, quantas gramas de D se formarão?
7. Uma das etapas na fabricação do ácido sulfúrico consiste em queimar enxofre (S_8) no ar para formar um gás incolor de odor insuportável, chamado dióxido de enxofre, cuja fórmula é SO_2 . Baseado nessas informações:
- a) Escreva a equação balanceada para essa reação.
- b) Interprete-a em termos de moléculas.
- c) Em termos de moles.
- d) Dois moles de enxofre, S_8 , produzem quantos moles de dióxido de enxofre, SO_2 ?
8. Quando o ferro enferruja, combina-se com o oxigênio do ar formando óxido de ferro (Fe_2O_3). Qual das afirmações seguintes é FALSA?
- a) A equação é:
- $$3 \text{O}_2 + 4 \text{Fe} \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$$
- b) Na fórmula Fe_2O_3 estão representados cinco átomos.
- c) O oxigênio é triatômico.
- d) A massa dos reagentes é igual à massa dos produtos da reação.
- e) Os átomos são conservados.
9. Acerte os coeficientes das equações abaixo. Comece tomando por base um mol da substância sublinhada.
- a) $\text{Li} + \underline{\text{Cl}_2} \rightarrow \text{LiCl}$
- b) $\text{Na} + \underline{\text{Cl}_2} \rightarrow \text{NaCl}$
- c) $\text{Na} + \underline{\text{F}_2} \rightarrow \text{NaF}$
- d) $\text{Na} + \underline{\text{Br}_2} \rightarrow \text{NaBr}$
- e) $\text{O}_2 + \underline{\text{Cl}_2} \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}$
- f) $\text{O}_2 + \underline{\text{Cl}_2} \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}$
- Mostre que suas respostas (e) e (f) contêm a mesma informação.

10. Acerte os coeficientes das seguintes equações de reações que envolvem oxigênio. Comece tomando por base um mol da substância sublinhada.
- a) Com níquel metálico:
- $$\text{Ni} + \underline{\text{O}_2} \rightarrow \text{NiO}$$
- b) Com níquel metálico:
- $$\underline{\text{Ni}} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NiO}$$
- c) Com lítio metálico:
- $$\text{Li} + \underline{\text{O}_2} \rightarrow \text{Li}_2\text{O}$$
- d) Com hidrazina (N_2H_4) que é um combustível para foguete:
- $$\underline{\text{N}_2\text{H}_4} + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- e) Com acetileno (C_2H_2) numa tocha de acetileno:
- $$\underline{\text{C}_2\text{H}_2} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- Resposta: $\text{C}_2\text{H}_2 + 5/2 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- f) Com o importante minério de cobre, calcosina (Cu_2S):
- $$\underline{\text{Cu}_2\text{S}} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{SO}_2$$
- (êsse processo é conhecido como "ustulação" do minério)
- g) Com o importante minério de ferro, piritita (FeS_2):
- $$\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \underline{\text{Fe}_2\text{O}_3} + \text{SO}_2$$
- (ustulação do minério)
11. a) Acerte os coeficientes das equações que exprimem a decomposição da amônia (NH_3), do trifluoreto de nitrogênio (NF_3) e do tricloreto de nitrogênio (NCl_3). Tome por base, em cada equação, a produção de um mol de N_2 .
- $$\text{NH}_3 \rightarrow 1 \text{N}_2 + \text{H}_2$$
- $$\text{NF}_3 \rightarrow 1 \text{N}_2 + \text{F}_2$$
- $$\text{NCl}_3 \rightarrow 1 \text{N}_2 + \text{Cl}_2$$
- b) Reescreva as equações de maneira a incluir a informação de que: a decomposição da amônia é endotérmica, absorvendo 22,08 kcal por mol de N_2 ; a decomposição do NF_3 é endotérmica, absorvendo 54,4 kcal por mol de N_2 ; e a decomposição do NCl_3 é exotérmica, libertando 109,4 kcal por mol de N_2 .
- c) Um dos três compostos NH_3 , NF_3 , NCl_3 é perigosamente explosivo. Qual deles? Por quê?
12. A grafite, que é uma forma de carbono (C), queima no ar, produzindo um gás incolor, o dióxido de carbono. Baseado nessa informação:
- a) Escreva a equação da reação.
- b) Se um mol de grafite é queimado, quantos moles de dióxido de carbono são produzidos? Qual é a massa, em gramas, dessa quantidade de dióxido de carbono?
- c) Se queimássemos dois moles de grafite, quantos moles de dióxido de carbono seriam produzidos? Qual seria a massa, em gramas?
- d) Se cinco moles de grafite fôssem queimados num recipiente que contivesse dez moles de oxigênio, qual seria o maior número de moles de dióxido de carbono que poderia ser produzido?
13. Se um pedaço do metal sódio é mergulhado num frasco que contenha gás cloro, dá-se uma reação: forma-se sal de cozinha (NaCl).
- a) Escreva a equação da reação.
- b) Quantos moles de NaCl poderiam ser formados a partir de um mol de Na ?
- c) Quantos moles de NaCl poderiam ser formados a partir de 2,30 g de Na ?
14. Metano, o principal constituinte do chamado gás natural, tem a fórmula CH_4 . Quando é queimado, produzem-se dióxido de carbono e água.
- a) Escreva a equação da combustão do metano. Compare suas respostas com a equação (5) da pag. 44.
- b) Um mol de metano produz quantos moles de vapor de água?
- c) Um oitavo de mol de metano, produziria quantos moles de dióxido de carbono?

- d) Quantos moles de vapor de água seriam produzidos por 4,0 g de metano?
15. Aquecendo-se lentamente clorato de potássio (KClO_3), os cristais se fundem. Continuando-se o aquecimento, aquela substância se decompõe, dando oxigênio e cloreto de potássio (KCl).
- Escreva a equação da decomposição.
 - Quantos moles de KClO_3 são necessários para que se produzam 1,5 moles de oxigênio?
 - Quantos moles de KCl seriam produzidos por 1/3 de mol de KClO_3 ?
 - Quantos moles de oxigênio seriam produzidos por 122,6 g de KClO_3 ?
16. Pode-se considerar que um 1 litro de gasolina contém 7 moles de octano (C_8H_{18}).
- Quantos moles de oxigênio devem ser usados para queimar essa gasolina, admitindo que os únicos produtos da combustão são dióxido de carbono e água?
 - Quantos moles de dióxido de carbono são formados?
 - Qual é a massa dessa quantidade de dióxido de carbono? (Resposta em quilogramas).
 - Que quantidade de dióxido de carbono é libertada na atmosfera quando seu automóvel consome 40 litros de gasolina? (Resposta em quilogramas).
17. O ferro (Fe) queima ao ar e forma um óxido sólido e negro (Fe_3O_4).
- Escreva a equação dessa reação.
 - Quantos moles de oxigênio são necessários para queimar um mol de ferro?
 - Exprima em gramas a resposta à pergunta anterior.
 - Pode um pedaço de ferro de 5,6 g queimar completamente e formar Fe_3O_4 num recipiente que contenha 0,05 mol de O_2 ?
18. O Problema 5 diz respeito à fabricação de ácido nítrico.
- De acordo com a equação dada naquele problema, quantas gramas de ácido nítrico são formadas a partir de um mol de dióxido de nitrogênio?
 - Quantas gramas *mais* de ácido nítrico poderiam ser formadas se o óxido nítrico formado pudesse ser completamente transformado em ácido nítrico (admitindo que um mol de óxido nítrico, produz um mol de ácido nítrico)?
19. A hidrazina (N_2H_4) pode ser queimada com oxigênio para produzir energia para a propulsão de foguetes. A energia libertada é 150 kcal por mol de hidrazina queimada.
- Que quantidade de energia é libertada quando se queimam 10,0 kg de hidrazina?
 - Compare com a energia que seria libertada se o mesmo peso de hidrogênio fôsse queimado à guisa de combustível (veja Seção 3-1.1).



Gilbert Newton Lewis, um dos maiores químicos norte-americanos do século XX, começou sua carreira ensinando Química numa escola secundária. Nascido perto de Boston e criado em Nebraska, o jovem Lewis voltou para o Leste para estudar e graduar-se na Universidade de Harvard. Depois de passar um ano lecionando numa escola secundária, voltou para Harvard onde concluiu seu doutoramento em 1899. Seguiram-se um ano em Universidades alemãs e outro como Superintendente de Pesos e Medidas nas Ilhas Filipinas. A seguir, no Instituto de Tecnologia de Massachusetts, em sete anos, subiu à categoria de Professor. Finalmente, em 1912, aceitou a posição de Chefe de um Departamento de Química ainda, muito pouco conhecido naquela época: o Departamento de Química da Universidade da Califórnia, em Berkeley, onde organizou um dos Departamentos de Química mais produtivos do mundo.

Lewis dedicou a maior parte de sua carreira à compreensão da estrutura das moléculas e da termodinâmica, que é o estudo das relações de energia nas transformações químicas. Suas idéias eram muito avançadas para sua época e suas teorias tiveram profunda influência sobre a Química. Sua compreensão da ligação química influenciou fortemente o pensamento moderno sobre esse assunto. Lewis foi um dos primeiros a reconhecer que os efeitos de energia fornecem uma base para se predizer que reações químicas podem ocorrer. Assim, ele alertou os químicos para a importância crucial da termodinâmica. Seu livro sobre esse assunto, publicado em 1923, tornou-se um clássico da literatura química. Publicou cerca de 150 trabalhos de pesquisa sobre tópicos que vão desde as fases do enxofre até à mecânica quântica.

G. N. Lewis gostava da Química. Ao longo de toda a sua brilhante carreira, permaneceu ativo no laboratório e nunca se cansou das emoções da descoberta. Preferia experiências simples e diretas — muitas das suas descobertas mais interessantes foram realizadas com alguns poucos tubos de ensaio e drogas comuns. Seu entusiasmo era contagiante — muitos dos seus alunos se tornaram grandes cientistas. Lewis virtualmente eliminou os cursos graduados, confiando, em vez disso, no debate aberto dos seminários de pesquisa. Encontrava seus colegas a pensar criticamente, a desafiar suas idéias e a aceitar que fossem eles próprios desafiados.

G. N. Lewis morreu no dia 23 de março de 1946, no laboratório que amava, cercado pelos béquers e livros que haviam sido os instrumentos de sua atividade. É lembrado e respeitado pelos químicos de todo o mundo.

A Fase Gasosa: A Teoria Cinética

... é minha intenção tornar conhecidas algumas novas propriedades dos gases, cujos efeitos são regulares, mostrando que essas substâncias combinam-se entre si em proporções muito simples...

JOSEPH L. GAY-LUSSAC, 1808

Já vimos que o comportamento dos gases é importante para o químico. A relação pressão-volume conduz ao modelo corpuscular dos gases. As diferenças entre os gases (côr, odor, solubilidade) mostram que as partículas de determinado gás diferem das partículas de outro gás. Nas reações químicas, as relações simples entre os volumes que se combinam sustentam a hipótese de Avogadro e, portanto, nos oferecem uma maneira de medir as massas moleculares.

4-1 VOLUME OCUPADO POR UM MOL DE GÁS

Para o químico, uma das regularidades mais importantes apresentadas pelos gases relaciona-se com o volume ocupado por um mol de gás. Começaremos a investigação desse assunto comparando os tamanhos das partículas gasosas com o espaçamento médio entre elas, em condições normais de temperatura e pressão. A comparação pode ser baseada sobre os volumes ocupados por um mol de nitrogênio, primeiro no estado sólido, depois no estado líquido e, finalmente, no estado gasoso.

Assim, vemos que as propriedades dos gases fornecem uma base substancial para desenvolver a teoria atômica. O estado gasoso é, por muitos motivos, o estado da matéria mais simples de se entender. As regularidades que descobrimos são susceptíveis de interpretação matemática detalhada. Neste capítulo, examinaremos essas regularidades. Verificaremos que sua interpretação, chamada "teoria cinética" permite compreender o significado da temperatura em termos do comportamento das moléculas.

4-1.1 Volume Ocupado por um Mol de Nitrogênio, N₂

A fórmula molecular do nitrogênio é N₂; a molécula do nitrogênio é diatômica. Um mol de moléculas N₂ contém, portanto, dois moles de átomos de nitrogênio. A massa de um mol de moléculas de nitrogênio é 28,0 g.

A uma temperatura suficientemente baixa, inferior a -210°C, o nitrogênio é um sólido com densidade de 1,03 g por mililitro. O volu-

me ocupado por um mol do sólido, chamado volume molar, é:

$$\begin{aligned} \text{Volume molar do sólido: } & \frac{28,0 \text{ g/mol}}{1,03 \text{ g/ml}} = \\ & = 27,2 \text{ ml/mol} \end{aligned}$$

Se aquecemos o sólido até -210°C, ele se funde e forma nitrogênio líquido. A densidade desse líquido é 0,81 g/ml. O volume de um mol de nitrogênio líquido é:

$$\begin{aligned} \text{Volume molar do líquido: } & \frac{28,0 \text{ g/mol}}{0,81 \text{ g/ml}} = \\ & = 34,6 \text{ ml/mol} \end{aligned}$$

Se elevamos mais ainda a temperatura, o líquido se vaporiza e forma nitrogênio gasoso, que assume qualquer densidade necessária para que o gás preencha o recipiente. Neste caso a densidade depende do volume do recipiente e da temperatura. Para efeito de comparação, suponha que o nitrogênio gasoso está contido num volume que dá a pressão de 1 atmosfera quando colocado em um banho de gelo a 0°C. A densidade, nesse caso, é de apenas 0,00125 g/ml. Isto significa que o volume necessário para um mol do gás é:

Volume molar do gás a 0°C e 1 atm:

$$\begin{aligned} \frac{28,0 \text{ g/mol}}{0,00125 \text{ g/ml}} & = 22,4 \times 10^3 \text{ ml/mol} = \\ & = 22,4 \text{ litros/mol} \end{aligned}$$

O volume desse gás é aproximadamente 1000 vezes maior do que o volume da mesma massa de sólido. Experiências com outros gases dão resultados semelhantes. Se admitimos que o tamanho de uma molécula é o mesmo no sólido e no gás, então as moléculas devem ter-se afastado umas das outras no gás. O espaço livre entre as moléculas, no gás, é de ordem de 1000 vezes o volume ocupado por uma molécula no sólido.

EXERCÍCIO 4-1

Quantas moléculas de nitrogênio estão presentes em 1 l do gás, a 0°C e 1 atm?

EXERCÍCIO 4-2

a) Calcule o volume (em ml) ocupado por uma molécula de nitrogênio na fase sólida.

b) Sabendo que 1 ml é igual a 1,00 cm³, calcule (em centímetros) o tamanho da aresta de um cubo que tenha o volume calculado em (a). Use 1 algarismo significativo. Em seguida exprima sua resposta em Angstroms (1 Å = 10⁻⁸ cm).

4-1.2 Comparação de Volumes Molares de Gases

Já havíamos visto antes o volume calculado acima: 22,4 l. Na Tabela 1-II, obtivemos, para o produto da pressão pelo volume de 32,0 g de oxigênio (O₂), o valor de 22,4, a 0°C. (Note que 32,0 g de O₂ é a massa de um mol de O₂.) Portanto, podemos usar essa relação:

$$P \times V = 22,4 \frac{\text{litros} \times \text{atmosferas}}{\text{mol}} \quad (\text{a } 0^\circ\text{C}).$$

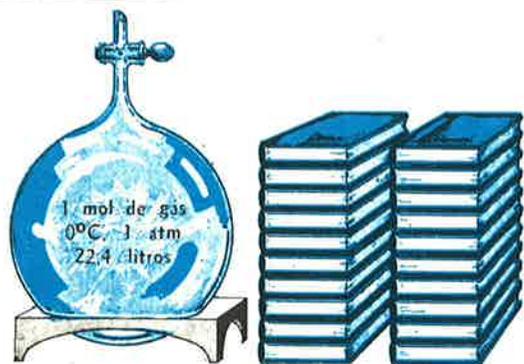
para calcular o volume de um mol de O₂ à pressão de 1 atm:

$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} \times V & = 22,4 \text{ litros} \times \text{atm/mol} \\ V & = 22,4 \frac{\text{litros} \times \text{atm/mol}}{1 \text{ atm}} = \\ & = 22,4 \text{ litros/mol} \end{aligned}$$

Este é exatamente o mesmo volume que acabamos de calcular para um mol de nitrogênio a 0°C e pressão de 1 atm (Seção 4-1.1). Além do mais, este é o mesmo volume ocupado por 17,0 g de amônia a 0°C e pressão de 1 atm (veja Tabela 2-III, pág. 20). Como a fórmula molecular da amônia é NH₃, sua massa molecular é (14,0 g + 3 × 1,0 g) = 17,0 g. Portanto um mol de amônia (17,0 g) também ocupa 22,4 l a 0°C e pressão de 1 atm. Experiências com muitos outros gases concordam com esse resultado e levam à seguinte generalização:

Um mol de gás ocupa 22,4 l a 0°C se a pressão for 1 atm. (1)

O que acontece com um gás quando sua temperatura varia? Uma experiência fornece a resposta. Na tabela 4-I estão anotadas algumas medidas de pressão e volume para amônia a 25°C (temperatura ambiente, aproximada-



mente). Embora os dados indicados contenham alguma incerteza experimental, obtemos novamente a regularidade $PV = \text{constante}$.

Tabela 4-I

PRESSÃO E VOLUME DE 17,0 GRAMAS DE AMÔNIA (NH_3) a $t = 25^\circ\text{C}$

PRESSÃO (em atmosfera)	VOLUME (em litros)	$P \times V$ (atm \times litros)
0,200	123	24,6
0,400	60,0	24,0
0,600	43,0	25,8
0,800	29,3	23,4
1,00	25,7	25,7
1,50	15,9	23,9
2,00	12,1	24,2

MÉDIA: $(24,5 \pm 0,7)$ atm \times litros

Desta vez, entretanto, o produto pressão \times volume para um mol de amônia é $(24,5 \pm 0,7)$ atm \times litro. Podemos comparar este resultado com o anterior:

Para um mol de amônia a 0°C ,

$$P \times V = 22,4 \text{ l} \times \text{atm} \quad (2)$$

Para um mol de amônia a 25°C ,

$$P \times V = 24,5 \text{ l} \times \text{atm} \quad (3)$$

Pela equação (3), verificamos que o volume molar da amônia a 25°C e pressão de 1 atm é 24,5 l, enquanto que a 0°C é 22,4 l. O volume molar da amônia depende da temperatura. Este resultado não constitui surpresa — uma amostra de gás expande-se quando aquecida à pressão constante. Portanto, quando comparamos os volumes molares de diferentes gases,



Fig. 4-1 — Um mol de gás ocupa 22,4 litros a 0°C e pressão de 1 atm. Um mol de gás ocupa 24,5 litros a 25°C e pressão de 1 atm.

todos devem estar à mesma temperatura (e, por motivos análogos, à mesma pressão).

Considere a seguinte experiência: Remove-se o ar de um recipiente de 1 l e determina-se a massa do recipiente vazio. A seguir, enche-se o mesmo com um gás a 25°C e pressão de 1 atm. Determina-se novamente a massa do recipiente. A diferença entre as duas massas é a massa de 1 l do gás. A partir desse resultado, podemos calcular o volume de 1 mol do gás. A Tabela 4-II mostra os resultados. Verificamos que todos os gases têm aproximadamente o mesmo volume molar a 25°C e pressão de 1 atm. Quer se trate de O_2 , N_2 , CO ou CO_2 , o mesmo volume $(24,5 \pm 0,2)$ l contém $6,02 \times 10^{23}$ moléculas (a 25°C e 1 atm). Quer o gás seja N_2 ou CO , o volume de $(22,4 \pm 0,1)$ l contém $6,02 \times 10^{23}$ moléculas a 0°C e pressão de 1 atm.

4-1.3 A Hipótese de Avogadro

Quando comparamos vários gases à mesma temperatura e pressão, verificamos que têm o mesmo volume por mol. Isto é verdade a 0°C e 1 atm e, o que é mais importante, é verdade também a outras temperaturas e pressões.

Quando amônia (NH_3) e cloreto de hidrogênio (HCl) reagem, 1 l de amônia reage com 1 l de cloreto de hidrogênio, medindo-se os dois volumes à mesma temperatura e pressão. Esta relação simples entre os volumes é observada a 0°C e 1 atm e, o que é mais

Tabela 4-II

VOLUME DE UM MOL PARA VÁRIOS GASES A 25°C e 1 ATMOSFERA

GÁS	massa do recipiente vazio (m_1)	massa do recipiente c gás (m_2)	densidade do gás	massa molecular	volume molar
	gramas	gramas	$\frac{\text{gramas}}{\text{litro}}$	$\frac{\text{gramas}}{\text{mol}}$	$\frac{\text{litros}}{\text{mol}}$
oxigênio, O_2	157,35	158,66	1,31	32,0	24,5
nitrogênio, N_2	157,35	158,50	1,15	28,0	24,3
monóxido de carbono, CO	157,35	158,50	1,15	28,0	24,4
dióxido de carbono, CO_2	157,35	159,16	1,81	44,0	24,3

OBSERVAÇÕES: A capacidade do recipiente usado é de 1,00 litro, logo densidade = $(m_2 - m_1)/(1,00 \text{ litro})$. Volume molar = $(\text{massa molecular})/(\text{densidade})$.

importante, é observada também a outras temperaturas e pressões.

Esses resultados e muitos outros semelhantes levaram Avogadro a propor sua famosa hipótese, como foi visto na Seção 2-2.3. De acordo com essa hipótese, *volumes iguais de gases contêm o mesmo número de moléculas (à mesma temperatura e pressão)*. Portanto, a massa molecular de um gás pode ser determinada comparando-se a massa de um volume conhecido do gás com a massa do mesmo volume de outro gás, cuja massa molecular seja conhecida. Não interessa quais os valores da pressão e da temperatura, contanto que sejam os mesmos para os dois gases.

A "hipótese de Avogadro" é freqüentemente chamada "lei de Avogadro" por ter ela aplicabilidade tão ampla. É uma das generalizações importantes da Química. É importante, não por ser exata, mas porque aplica-se a todos os gases, independentemente de suas moléculas serem grandes ou pequenas. De fato, as moléculas dos diferentes gases têm diferentes tamanhos e exercem diferentes forças de atração umas sobre as outras. O resultado é que dife-

4-2 A TEORIA CINÉTICA

A hipótese de Avogadro fornece um método para identificar as moléculas presentes em amostras de gases. Além disso, explica por

rentes gases não têm exatamente o mesmo número de moléculas em determinado volume. Tais variações são pequenas (em geral, menos do que 1%) e não destroem a utilidade da hipótese de Avogadro como método de determinação da massa molecular dos gases.

Detalhe importante a respeito do progresso da ciência é o fato de que essa regularidade, tão importante que atualmente é chamada "lei", levou cerca de meio século para ser universalmente aceita. Embora Avogadro tenha publicado sua idéia em 1811, a validade da mesma só foi amplamente aceita depois de ter sido a hipótese novamente apresentada numa conferência internacional de químicos em Karlsruhe, na Alemanha, em 1858. Atualmente achamos fácil "descobrir" ou "confirmar" a hipótese de Avogadro porque podemos nos apoiar sobre um grande número de determinações quantitativas de massas e volumes, todas elas consistentes umas com as outras, enquanto que, no começo do século XIX, até mesmo as massas atômicas não eram conhecidas com muita segurança e os métodos quantitativos eram relativamente grosseiros.

que os volumes dos gases que reagem estão entre si nas mesmas relações simples que os moles nas equações balanceadas. A importân-

cia desses resultados torna a explicação das propriedades dos gases, importantes para o químico.

Já observamos que há várias e estreitas semelhanças entre um gás e uma coleção de partículas em permanente movimento. É essencial, nesse modelo, que cada partícula possua energia de movimento, chamada **energia cinética**. Por esse motivo, a expressão matemática que descreve este modelo é chamada **teoria cinética dos gases**. De acordo com essa teoria, as moléculas dos gases estão em movimento muito rápido. Viajam em linha reta até encontrarem outras moléculas do gás ou os átomos das paredes do recipiente. Quando isso acontece, são desviadas de sua trajetória anterior. O resultado é um movimento confuso de moléculas em todas as direções e com diferentes velocidades.

À temperatura ambiente, a velocidade média de uma molécula do nitrogênio é de aproximadamente 400 m/seg. Entretanto, durante um segundo, uma molécula de nitrogênio colide com muitas outras, de maneira que seu movimento segue um caminho em zigue-zague. Embora a distância média entre as moléculas seja pequena, cada molécula passa por muitas outras sem chocar-se, de forma que a distância que ela percorre entre duas colisões consecutivas é da ordem de 15 vezes a distância média entre as moléculas (à temperatura ambiente e pressão normal).

4 - 2.1 A Pressão nos Gases

A pressão é uma grandeza importante quando se discute o comportamento dos gases. A aplicabilidade da teoria cinética à compreensão da pressão exercida pelos gases constitui, portanto, um sucesso importante (veja Seção 2-1.1). Investigaremos esse sucesso em maior detalhe, mas antes veremos como se mede pressão.

MEDINDO A PRESSÃO DE UM GÁS

Um gás exerce pressão igualmente sobre todas as paredes do recipiente. O método padronizado de medir essa pressão consiste em medir a altura de uma coluna de mercúrio sustentada por esse gás. A Fig. 4-2A mostra um instrumento para medir a pressão do ar; esse instrumento é chamado barômetro. Pode-

mos fazer um barômetro, enchendo com mercúrio um tubo longo de vidro (fechado em uma das extremidades) e invertendo-o em um prato ou pequena cuba que também contenha mercúrio. Este descerá no tubo, escorrendo para o prato ou cuba até que a coluna de mercúrio exerça uma pressão, para baixo, exatamente contrabalançada pela pressão do ar. Na ilustração, a pressão do ar é expressa como "755 milímetros de mercúrio" (que se abrevia mm Hg). Esta é a altura da coluna de mercúrio. (Note que apenas vapor de mercúrio existe e exerce pressão na câmara que se forma no alto do tubo. À temperatura ambiente, essa pressão é desprezível — da ordem de 10^{-3} mm.)

A pressão exercida por um gás contido em um recipiente pode ser medida com um dispositivo semelhante ao barômetro, chamado manômetro. As Figs. 4-2B e 4-2C mostram dois tipos de manômetro. Na Fig. 4-2B vemos um manômetro de tubo fechado, no qual a pressão exercida para baixo pela coluna de mercúrio é contrabalançada pela pressão do gás que está dentro do recipiente. No exemplo da figura, a pressão do gás é de 105 mm Hg. Da mesma maneira que no barômetro, somente vapor de mercúrio existe no tubo da direita.

O aparelho indicado na Fig. 4-2C é diferente do anterior pelo fato do tubo da direita ser aberto. Nesse tipo de manômetro, a coluna de mercúrio da direita está sujeita à pressão atmosférica. Portanto, a pressão no recipiente mais a altura da coluna de mercúrio é igual à pressão atmosférica. No exemplo da figura, a pressão é $(755 \text{ mm Hg} - 650 \text{ mm Hg}) = 105 \text{ mm Hg}$, a mesma representada no manômetro de tubo fechado da Fig. 4-2B.

CONDIÇÕES DE TEMPERATURA E PRESSÃO

Freqüentemente, a temperatura e a pressão são importantes em experiências químicas. Por isso os químicos costumam controlar essas duas condições durante as experiências. Além disso, é útil referir muitos resultados experimentais a uma temperatura padrão e a uma pressão padrão aceitas por todos. Isso ajuda a comparar resultados de diferentes tipos e de diferentes laboratórios.

A temperatura de 0°C é facilmente obtida e mantida por meio de um banho de gelo misturado com água. Trata-se de uma das tempe-

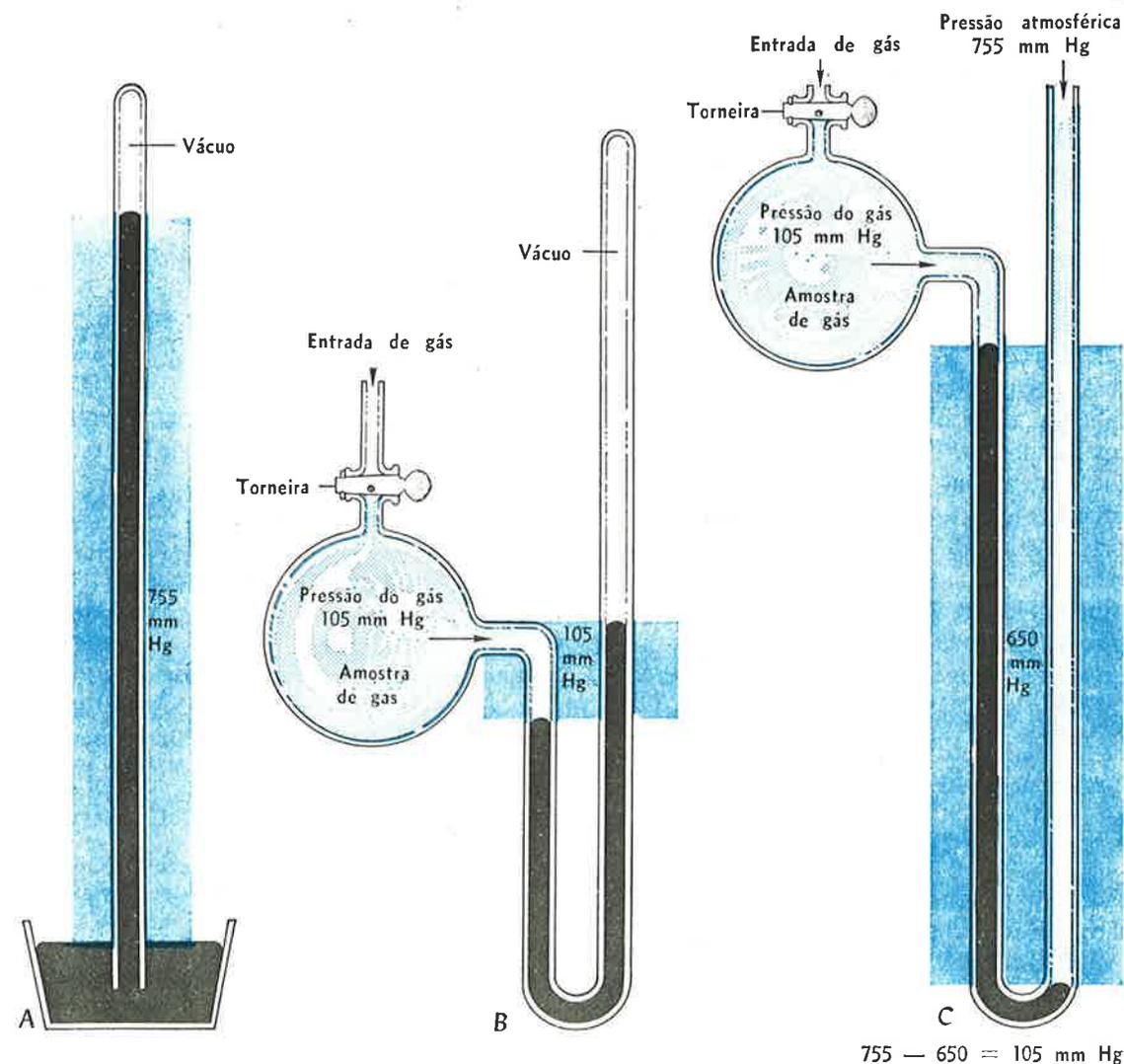


Fig. 4-2 — Medida da pressão. A) Barômetro: pressão atmosférica = 755 mmHg. B) Manômetro de tubo fechado: pressão = 105 mmHg. C) Manômetro de tubo aberto: pressão = $(755 - 650) \text{ mmHg} = 105 \text{ mmHg}$.

raturas em que os termômetros são calibrados; isso ajuda as medidas. Uma temperatura fácil de manter e fácil de ser determinada constitui um bom padrão.

A pressão do ar varia um pouco de dia para dia e de lugar para lugar. Apesar disso, a pressão do ar é sempre razoavelmente próxima de 760 mm Hg, de forma que a pressão atmosférica constitui uma referência útil, apesar de aproximada. Entretanto, para muitos

fins, ela não é suficientemente constante. Então, por acordo internacional, a **pressão padrão para os gases é representada por uma altura de 760 mm Hg**. Essa pressão padrão é, muitas vezes, chamada apenas **uma atmosfera (1 atm)**.

Assim, os químicos aceitaram 0°C e 1 atm como condições padronizadas convenientes. **Essas condições 0°C e 760 mm Hg, são chamadas condições normais de temperatura e pressão e podem ser indicadas abreviadamente por CNTP.**

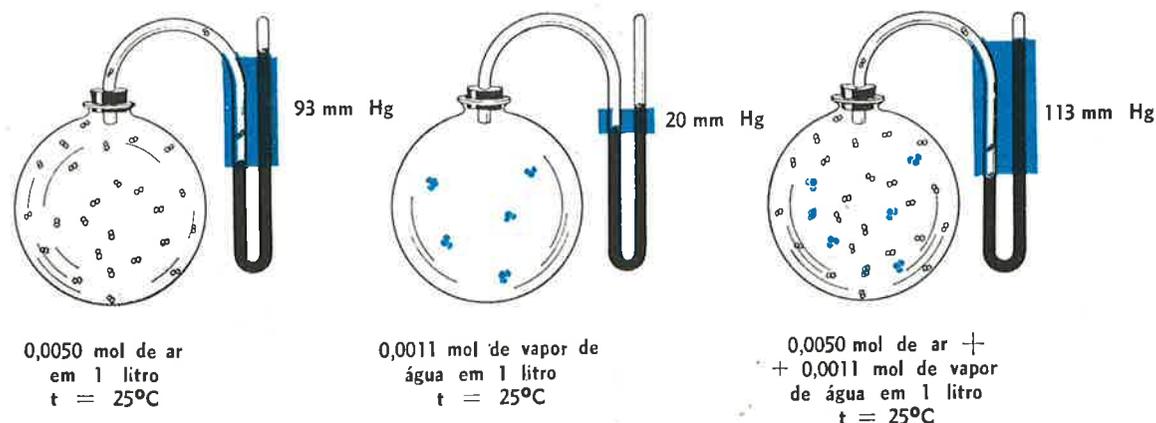
A pressão padrão é definida em termos de um barômetro padrão. Tal barômetro leva em consideração o fato de que a atração gravitacional sobre o mercúrio varia ligeiramente de lugar para lugar e o fato de que

o mercúrio se expande e torna-se menos denso quando aquecido. Assim a coluna de mercúrio de um barômetro a 20°C é mais longa de vários milímetros do que a 0°C. No barômetro padrão o mercúrio está a 0°C. Você pode encontrar, em tabelas publicadas, quanto se deve subtrair (ou somar) à leitura de um barômetro para obter o valor da pressão que seria dado pelo barômetro padrão. Raramente a correção ultrapassa 1 ou 2 mm e é freqüentemente desprezível em face de outros erros possíveis. A menos que suas outras medidas sejam muito precisas, você não precisa se preocupar com essa correção.

A CAUSA DA PRESSÃO DE UM GÁS

No Capítulo 1 explicamos como os gases exercem pressão, em termos das colisões das partículas com as paredes do recipiente: esse modelo da pressão dos gases faz parte da teoria cinética. Cada vez que uma molécula do gás atinge a parede ou a superfície do mercúrio, exerce um pequeno empurrão ou força, da mesma maneira que uma bola atirada contra uma parede exerce uma força sobre esta. A força por unidade de área, chamada **pressão**, depende diretamente do número de moléculas que atingem a unidade de área da parede. Um número duas vezes maior de moléculas em determinado volume resulta em um número duas vezes maior de colisões por unidade de área e, portanto, numa pressão duas vezes maior. Explicamos, assim, porque a pressão aumenta à medida que introduzimos ar no pneu de um automóvel. Se o volume e a temperatura do pneu permanecem constantes, a pressão aumenta em proporção direta com o número de moles de ar introduzidos.

Fig. 4-3 — Pressão de uma mistura de gases.



EXERCÍCIO 4-3

Um recipiente de volume invariável contém 2 moles de gás à temperatura ambiente e pressão de 4 atmosferas. Introduzem-se mais três moles de gás, à mesma temperatura. Use o resultado enunciado acima para mostrar que a pressão passa a ser de 10 atm.

4-2.2 Pressão Parcial

A Fig. 4-3 mostra três balões de 1 litro a 25°C. O primeiro contém 0,0050 mol de ar; o manômetro indica a pressão de 93 mm Hg. O segundo contém 0,0011 mol de vapor d'água; a pressão é de 20 mm Hg. O terceiro contém 0,0050 mol de ar e também 0,0011 mol de vapor d'água; o terceiro manômetro mostra que a pressão nesse balão é de 113 mm Hg.

Esta experiência mostra que a pressão exercida pela mistura dos dois gases é exatamente a soma da pressão exercida pelo ar, quando sozinho no recipiente, com a pressão exercida pelo vapor d'água, quando sozinho no recipiente:

$$113 \text{ mm Hg} = 93 \text{ mm Hg} + 20 \text{ mm Hg}$$

A pressão total pode ser encarada como a soma das pressões exercidas por cada gás individualmente. A *pressão exercida por cada um dos gases da mistura é chamada pressão parcial desse gás*. A pressão parcial é a pressão que o gás exerceria se estivesse sozinho no recipiente. No exemplo da Fig. 4-3, a pressão total no terceiro balão é 113 mm. A pressão

parcial do vapor d'água nesse balão é 20 mm Hg e a pressão parcial do ar é 93 mm Hg.

EXERCÍCIO 4-4

Admita que 0,0050 mol de ar contém 0,0040 mol de nitrogênio (N_2) e 0,0010 mol de oxigênio (O_2). Qual a pressão do oxigênio no primeiro balão da Fig. 4-3? Qual a pressão parcial do oxigênio no terceiro balão? Use três algarismos significativos.

O fato ilustrado na Fig. 4-3 é facilmente explicado em termos da teoria cinética dos gases. Há tanto espaço entre as moléculas, que cada uma se comporta independentemente, contribuindo com sua parte para a pressão total por suas colisões ocasionais com as paredes do recipiente. As moléculas de água, no terceiro balão, raramente passam por perto umas das outras ou por perto das moléculas do ar. Conseqüentemente, sua contribuição para a pressão é exatamente a mesma que no segundo balão, isto é, a pressão que elas exerceriam se as moléculas de ar não estivessem presentes. 0,0011 mol de vapor de água contribui com 20 mm Hg de pressão, quer o ar esteja presente ou não. 0,0050 mol de ar contribui com 93 mm Hg de pressão, quer o vapor de água esteja presente ou não. Juntas, as duas pressões parciais, 20 mm Hg e 93 mm Hg, determinam a pressão total medida.

4-2.3 Temperatura e Energia Cinética

Se a teoria cinética é aplicável aos gases, devemos esperar que a pressão seja afetada por outros fatores além do número de moléculas por unidade de volume. Por exemplo, a massa das moléculas e suas velocidades devem ser importantes também. Afinal de contas, uma bola de voleibol empurra com mais força a mão de uma pessoa do que uma bola de pingue-pongue que tivesse sido lançada com a mesma velocidade. Por outro lado, a mesma bola de voleibol empurra com mais força quando está animada de maior velocidade. Para compreender o papel da massa e da velocidade das moléculas na teoria cinética, precisamos considerar a temperatura.

Para medir a temperatura de um gás, mergulhamos nele algum tipo de termômetro. Se o termômetro está mais frio do que o sistema, *ele recebe calor do sistema* até que ambos estejam à mesma temperatura. Então lemos o termômetro para obter uma indicação numérica da temperatura. Se o termômetro está mais quente do que o gás, o calor passa do *termômetro para o gás*. Quando não há fluxo de calor nem num sentido nem no outro, dizemos que o termômetro e o gás estão em **equilíbrio térmico**.

Há muitos tipos de termômetros. Qualquer substância pode ser usada como termômetro, desde que tenha alguma propriedade facilmente mensurável e sensível a variações de temperatura. O familiar termômetro de mercúrio depende da expansão do líquido, à medida que a temperatura se eleva. Os sólidos e os gases também mudam de volume quando a temperatura varia. Por esse motivo, tanto um sólido como um gás podem ser usados como base para um termômetro (e efetivamente o são). Um gás mantido a volume constante também sofre modificações quando a temperatura varia — a pressão aumenta com a temperatura. É dessa maneira que, em geral, um gás é usado num termômetro: o volume é constante e a pressão varia com a temperatura.

Vamos medir a temperatura de uma amostra de gás A colocando-o em contacto com uma amostra de gás B que constitui nosso termômetro. Haverá fluxo de calor entre A e B se estiverem inicialmente a temperaturas diferentes. Energia é transferida do gás mais quente para o mais frio. Cessa o fluxo de calor quando os gases atingem o equilíbrio térmico, isto é, quando os dois gases estão à mesma temperatura.

Com a ajuda da teoria cinética, podemos visualizar o que está ocorrendo. Suponha que A está inicialmente a uma temperatura mais elevada do que o termômetro de gás B. Isto significa que as moléculas de A têm mais energia de movimento do que as de B — as moléculas de A têm (em média) mais energia cinética. Quando os dois gases são colocados em contacto térmico, as moléculas de A, que se movem rapidamente, transferem energia cinética para as de B, que se movem mais lentamente; essa transferência se dá por meio de choques e através do material que faz a

conexão térmica entre os dois gases (as paredes dos recipientes, por exemplo) Essa transferência de energia cinética do gás A para o gás B é o processo que eleva a temperatura de B e abaixa a de A. Quando o contacto térmico entre as moléculas de A e B não resulta mais numa transferência global de energia cinética de um gás para o outro, então os dois gases estão em equilíbrio térmico: têm a mesma temperatura.

Então, representamos o fluxo de calor entre duas amostras de gás como uma transferência de energia cinética. O processo continua até que as moléculas dos dois gases tenham a mesma energia cinética média. Quando isso acontece, os gases estão à mesma temperatura. Isto constitui uma premissa básica da teoria cinética: *Quando gases estão à mesma temperatura, suas moléculas têm a mesma energia cinética (em média).*

4-2.4 Temperatura Absoluta

Os efeitos da temperatura sobre os gases foram estudados pela primeira vez quantitativamente por Jacques Charles, um cientista francês, em 1787. Ele descobriu que todos os gases se expandem da mesma fração do seu volume inicial quando sofrem a mesma elevação de temperatura (nessas experiências a pressão fica constante). Uma experiência simples mostra a relação descoberta por Charles: num tubo de vidro estreito e fechado numa das extremidades, coloca-se uma gota de mercúrio. Essa gota vai descendo pelo tubo e finalmente aprisiona uma pequena porção de ar no fundo do mesmo (Fig. 4-4). Como o tubo tem diâmetro interno uniforme, podemos usar o comprimento da porção de ar como uma medida de seu volume. A gota de mercúrio move-se para cima e para baixo, mantendo constante a pressão.

Podemos colocar o tubo numa mistura de água e gelo (0°C) e medir o volume relativo da pequena porção de ar. Depois colocamos o tubo em água fervente a 1 atm (100°C); o volume relativo é maior. A partir desses dados e de medidas análogas, em outras temperaturas, reunimos dados como os da Tabela 4-III.

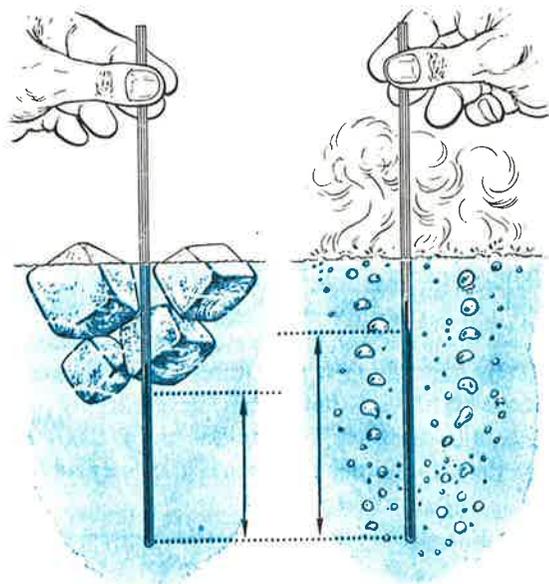


Fig. 4-4 — Dispositivo para demonstrar o efeito da temperatura sobre o volume de um gás.

Tabela 4-III

VARIAÇÃO DE VOLUME DE UM GÁS COM A TEMPERATURA

TEMPERATURA (em °C)	VOLUME RELATIVO (medido pelo comprimento da amostra)
200	1,73
100	1,37
50	1,18
0	1,00

Quando fazemos a representação gráfica desses resultados, colocando os volumes relativos em ordenadas (eixo vertical) e as temperaturas em abscissas (eixo horizontal), obtemos o gráfico indicado na Fig. 4-5. A linha reta passa pelos pontos experimentais. Quando extrapolado para cima, o gráfico mostra que o volume a 273°C é o dobro do volume a 0°C. Extrapolado para baixo, o gráfico mostra que o volume se tornaria zero a -273°C. A variação de volume por grau centígrado é $\frac{1}{273}$ do volume a 0°C. Na realidade todos os gases se liquefazem antes de atingirem -273°C.

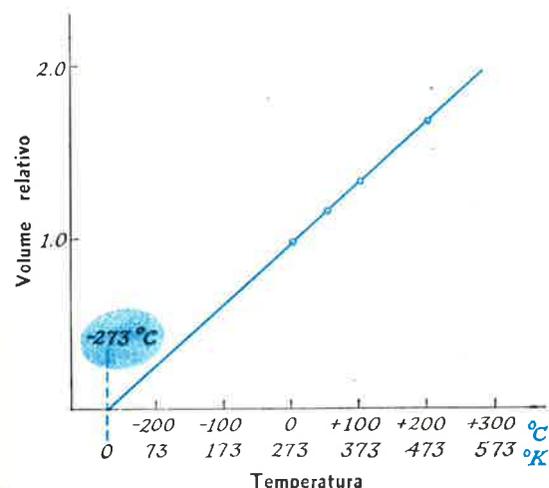


Fig. 4-5 — Escala absoluta de temperatura, estabelecida a partir da variação do volume de um gás com a temperatura.

Se aquecemos ou resfriamos um gás a volume constante, a pressão varia na mesma razão de $\frac{1}{273}$ do seu valor a 0°C. Portanto, a pressão do gás se tornaria zero a -273°C. Em termos de teoria cinética, o movimento das moléculas cessaria a essa temperatura. A energia cinética se tornaria zero.

Há grandes vantagens numa escala absoluta de temperatura, com o zero a -273°C. Enquanto que o zero da escala centígrada é baseado numa temperatura arbitrária, escolhida apenas porque é fácil de determinar, o zero da escala absoluta tem um significado relacionado com a teoria cinética. Se exprimimos a temperatura numa escala absoluta, verificamos que o volume de determinada quantidade de gás (a pressão constante) varia diretamente com a temperatura (*). Por outro lado, a pressão de determinada quantidade de gás (a volume constante) varia diretamente com a temperatura. E, de acordo com a teoria cinética, a energia cinética das moléculas varia diretamente com a temperatura absoluta. Por todas essas razões, quando tratarmos de gases, usaremos, em geral, a escala absoluta de temperatura.

Essa escala de temperatura, com graus do mesmo tamanho que os da escala Celsius, é

(*) Essa relação direta entre volume e temperatura (a pressão constante) é chamada LEI DE CHARLES.

chamada escala Kelvin e as temperaturas nessa escala são expressas em graus Kelvin (°K). As temperaturas Kelvin e Celsius estão indicadas na Fig. 4-5. Note que todos os valores numéricos na escala Kelvin estão 273 graus acima dos valores correspondentes na escala Celsius.

EXERCÍCIO 4-5

- a) Expresse em graus Kelvin as seguintes temperaturas:
- Ponto de ebulição da água: 100°C
- Ponto de congelamento do mercúrio: -38,9°C
- Ponto de ebulição do nitrogênio líquido: -196°C
- b) Expresse em graus Celsius as seguintes temperaturas:
- Ponto de fusão de chumbo: 600°K
- Temperatura ambiente normal: 298°K
- Ponto de ebulição do hélio líquido: 4°K

EXERCÍCIO 4-6

Na Experiência 9, um estudante verificou que $2,00 \times 10^{-3}$ mol de magnésio produziu certo volume de hidrogênio que ocuparia 49,0 ml a 25°C e pressão de 1 atm.

- a) Se 1 mol de magnésio produz um mol de hidrogênio, use os dados acima para calcular o volume de 1 mol de hidrogênio a 25°C (298°K) e pressão de 1 atm.
- b) Calcule o volume que 1 mol de hidrogênio ocuparia a 0°C (273°K) e pressão de 1 atm.

Já assinalamos que o zero de temperatura na escala absoluta corresponderia à ausência de todo movimento. A energia cinética se tornaria zero. A temperaturas próximas de 0°K, ocorrem fenômenos muito interessantes (a supercondutividade de vários metais e a superfluidez do hélio líquido são dois exemplos). Por isso os cientistas têm grande interesse nos métodos para se atingir temperaturas tão próximas do zero absoluto quanto possível. Os dois refrigerantes de baixas temperaturas mais comumente usados são o hidrogênio

líquido (que ferve a 20°K) e o hélio líquido (que ferve a 4°K). O hélio a baixa pressão ferve a temperaturas ainda mais baixas e fornece um meio de se atingir temperaturas próximas de 1°K. Técnicas mais exóticas foram desenvolvidas para produzir temperaturas ainda mais baixas (como 0,001°K), mas a própria termometria torna-se um problema difícil a temperaturas tão baixas.

4 - 2.5 A Hipótese de Avogadro e a Teoria Cinética

A teoria cinética é baseada na premissa de que, estando dois gases à mesma temperatura, suas moléculas têm a mesma energia cinética média. Um dos sucessos mais importantes dessa teoria é sua capacidade de explicar a hipótese de Avogadro.

Podemos enunciar essa hipótese nos seguintes termos: se dois gases, à mesma temperatura, têm o mesmo número de partículas no mesmo volume, então devem exercer a mesma pressão. Entretanto, como assinalamos na Seção 4-2-3, as massas das moléculas e suas velocidades devem ter influência sobre a pressão exercida. Se as moléculas das duas porções de gás têm massas diferentes mas a mesma energia cinética, então devem ter velocidades diferentes. As moléculas mais leves devem mover-se mais rapidamente e, por isso, atingirão as paredes do recipiente mais vezes por segundo. O efeito das colisões mais frequentes contrabalança exatamente o empurrão mais fraco em cada colisão, devido à massa menor dessas moléculas. Esse resultado está em perfeito acôrdo com a hipótese de Avogadro: dois gases, com a mesma concentração e a mesma temperatura, exercem a mesma pressão, apesar de suas moléculas terem massas diferentes.

A hipótese de Avogadro pode ser apresentada muito facilmente de forma aproximada. A energia cinética de uma partícula em movimento é expressa pela equação.

$$E_c = \frac{1}{2} mv^2 \quad (5)$$

onde m é a massa da partícula e v , sua velocidade. Portanto, para os gases A e B, à mesma temperatura, temos:

$$(E_c)_A = (E_c)_B \quad (6)$$

$$\frac{1}{2} m_A v_A^2 = \frac{1}{2} m_B v_B^2$$

ou

$$m_A v_A^2 = m_B v_B^2 \quad (7)$$

Suponhamos que haja n moléculas numa caixa cúbica de aresta igual a d . A pressão é determinada pelo número de colisões por segundo com as paredes (em cada centímetro quadrado), multiplicado pela transferência de quantidade de movimento em cada colisão:

$$\text{Pressão} = \left(\frac{\text{colisões}}{\text{segundo}} \right) \left(\frac{1}{\text{área}} \right) \left(\frac{\text{quantidade de movimento}}{\text{colisão}} \right) \quad (8)$$

A quantidade de movimento depende da massa e da velocidade. A partícula se aproxima da parede com quantidade de movimento mv e se afasta, depois do choque, com a mesma quantidade de movimento, mas em sentido oposto. A quantidade de movimento transferida para a parede é, portanto:

$$\text{Quantidade de movimento} = 2mv \quad (9)$$

Por outro lado, o número de colisões por segundo com a parede depende das dimensões do recipiente e da velocidade das partículas no seu movimento de vai-e-vem entre as paredes. Podemos admitir que um terço das moléculas se movimentam perpendicularmente a duas paredes opostas. Portanto, se existem n moléculas no recipiente, há $\frac{n}{3}$ atingindo essas duas paredes. Cada vez que uma molécula faz a viagem de ida e volta entre duas paredes (distância $2d$), cada uma dessas paredes recebe uma colisão.

$$\frac{\text{colisões}}{\text{segundo}} = \frac{\text{número de partículas}}{\text{tempo para percorrer a distância } 2d} = \frac{(n/3)}{(2d/v)} = \left(\frac{n}{3} \right) \left(\frac{v}{2d} \right) = \left(\frac{nv}{6d} \right) \quad (10)$$

Combinando (8), (9) e (10), obtemos:

$$\begin{aligned} \text{Pressão} &= \left(\frac{\text{colisões}}{\text{segundo}} \right) \left(\frac{1}{\text{área}} \right) \left(\frac{\text{quantidade de movimento}}{\text{colisão}} \right) \\ &= \frac{1}{6} \frac{nv}{d} \times \frac{1}{d^2} \times 2mv = \\ &= \frac{1}{3} \left(\frac{n}{d^3} \right) (mv^2) \quad (11) \end{aligned}$$

Aplicando a equação (11) a cada um dos gases A e B,

$$P_A = \frac{1}{3} \left(\frac{n_A}{d^3} \right) (m_A v_A^2) \quad (12)$$

$$P_B = \frac{1}{3} \left(\frac{n_B}{d^3} \right) (m_B v_B^2) \quad (13)$$

Se a pressão dos dois gases é a mesma, $P_A = P_B$, podemos igualar (12) e (13), obtendo:

$$\frac{1}{3} \left(\frac{n_A}{d^3} \right) (m_A v_A^2) = \frac{1}{3} \left(\frac{n_B}{d^3} \right) (m_B v_B^2) \quad (14)$$

Se os dois gases estão à mesma temperatura, a equação (7) é aplicável e a equação (14) se torna

$$\frac{n_A}{d^3} = \frac{n_B}{d^3} \quad (15)$$

Portanto, chegamos à conclusão de que, nas mesmas condições de temperatura e pressão, os dois gases têm o mesmo número de moléculas por unidade de volume, o que nada mais é do que a hipótese de Avogadro.

4 - 2.6 O Gás Perfeito

Examinamos dados experimentais relativos à pressão e volume para os gases oxigênio (Tabela 1 - II), amônia (Tabela 4 - I) e cloreto de hidrogênio (Tabela 2 - II). Nos três casos, dentro da incerteza experimental, os gases apresentam o comportamento regular: $PV = \text{constante}$. Muitas outras experiências do mesmo tipo mostram que muitos gases comportam-se dessa maneira simples. Naturalmente tal generalização está sujeita a incerteza, como qualquer afirmação científica. A generalização foi obtida a partir de um conjunto de medidas, cada uma das quais comporta determinada incerteza e, portanto, a constância do produto PV fica estabelecida dentro dos correspondentes limites de incerteza. E mais, esse comportamento dos gases foi testado apenas dentro de determinados limites de pressão.

Especifiquemos: considere os resultados obtidos para 17,0 g de amônia a 25°C, apresentados na Tabela 4 - I — eles mostram que $PV = 24,5 \text{ atm} \times \text{litro}$, mas deveríamos acrescentar uma indicação a respeito da incerteza e dos limites de pressão dentro dos quais aqueles resultados são válidos. Nesse caso a incerteza é $\pm 0,7 \text{ atm} \times \text{litro}$ e os resultados são válidos entre 0,2 atm e 2 atm. A partir daqueles dados apenas, não podemos garantir que o produto pressão-volume seja constante até quatro algarismos significativos: $PV = 24,50 \text{ atm} \times \text{litro}$. Nem podemos afirmar que aquele produto seja constante fora dos limites estudados: de 0,2 a 2 atm. Lembre-se: *pode-se confiar numa generalização dentro dos limites definidos pelas experiências que conduzem à lei*. Se precisamos de quatro algarismos significativos ou se desejamos conhecer o comportamento do gás a uma pressão mais elevada, precisamos realizar mais experiências.

Realizaram-se medidas mais precisas de pressão e volume, chegando-se à pressões muito mais elevadas. Os resultados estão reunidos na Tabela 4 - IV.

Tabela 4-IV

MEDIDAS PRECISAS DE PRESSÃO E VOLUME PARA 17,0 GRAMAS DE AMÔNIA A 25°C

PRESSÃO (atmosferas)	VOLUME (litros)	P × V (atm × litros)	
0,1000	244,5	24,45	
0,2000	122,2	24,44	
0,4000	61,02	24,41	
0,8000	30,44	24,35	
2,000	12,17	24,34	
4,000	5,975	23,90	
8,000	2,925	23,40	
9,800	2,360	23,10	começa a condensação
9,800	0,020	0,20	não há mais gás; só resta líquido
20,00	0,020	0,40	só líquido
50,00	0,020	1,0	só líquido

O fato que mais chama a atenção na Tabela 4 - IV é o desvio drástico em relação a $PV = 24,5 \text{ atm} \times \text{litro}$ que ocorre quando a pressão é elevada acima de 9,800 atm. Subitamente, a relação $PV = \text{constante}$ torna-se inaplicável. Temos aqui um exemplo que mostra como pode ser perigoso extrapolar sem o devido cuidado.

Mesmo abaixo da pressão de condensação, o produto pressão-volume não é perfeitamente constante. Com medidas suficientemente precisas, verificamos que o produto PV para amônia, a 25°C, não é realmente constante. Ele varia sistematicamente de 24,45 atm × litro, a 0,1000 atm, até 23,10 atm × litro a 9,800 atm, quando começa a condensação. Medidas semelhantes realizadas com 28,0 g de monóxido de carbono a 0°C mostram que o produto PV vale 22,410 atm × litro a 0,2500 atm, mas se a pressão é elevada até 4,000 atm, PV torna-se 22,308 atm × litro. Esse tipo de desvio é comum. Medidas cuidadosas revelam o fato de que *nenhum* gás segue perfeitamente a generalização $PV = \text{constante}$ a todas as pressões. Por outro lado, *todos* os gases seguem essa regra aproximadamente e tanto mais exatamente quanto mais baixa é a pressão. Em outras palavras, *todos* os gases *aproximam-se* do comportamento $PV = \text{constante}$ à medida que a pressão baixa.

Há uma explicação razoável para esse tipo de desvio. A teoria cinética, que "explica" o comportamento pressão-volume, é baseada na hipótese de que as partículas não exercem forças umas sobre as outras. Mas moléculas reais *exercem* forças umas sobre as outras! A condensação de qualquer gás resfriado mostra que sempre há forças atrativas. Essas forças não são muito importantes quando as moléculas estão bem afastadas umas das outras (isto é, a baixas pressões), mas tor-

nam-se perceptíveis quando a pressão se eleva. Com esta explicação, vemos que a teoria cinética é baseada num gás "idealizado", no qual as moléculas não exercem forças umas sobre as outras de forma alguma. Todos os gases se aproximam desse comportamento ideal se a pressão for suficientemente baixa, pois, nessa situação, as moléculas estão tão afastadas umas das outras que suas forças atrativas são desprezíveis. Um gás nessas condições é chamado gás ideal ou gás perfeito.

A hipótese de Avogadro é consistente com a teoria cinética. Portanto, ela é aplicável a um gás perfeito. À pressão de 1 atm e a temperatura de 0°C, um mol ($6,02 \times 10^{23}$ moléculas) de um gás perfeito ocupa 22,414 litros. Até que ponto os gases reais se aproximam de um gás perfeito, a 0°C e 1 atm, pode ser verificado medindo-se o volume ocupado por um mol do gás, o volume molar. Na Tabela 4-V estão os volumes molares de vários gases. Vemos que os gases reais, a 0°C e 1 atm, aproximam-se bastante (até três algarismos significativos) do comportamento do gás perfeito. Todos os gases tornam-se gases perfeitos quando a pressão tende a zero.

4-3 RESUMO

As regularidades observadas no comportamento dos gases muito contribuíram para a compreensão da estrutura da matéria. Uma das regularidades mais importantes é a hipótese de Avogadro: volumes iguais de gases contêm o mesmo número de partículas (à mesma temperatura e pressão). Essa relação é valiosa na determinação das fórmulas moleculares — precisamos conhecer essas fórmulas para compreender a ligação química.

Exploramos o significado de temperatura. De acordo com a teoria cinética, quando dois gases estão à mesma temperatura, suas moléculas têm a mesma energia cinética média. Variando-se a temperatura de uma amostra de gás, à pressão constante, verifica-se que o

PERGUNTAS E PROBLEMAS

- Quantas moléculas existem no volume molar de um gás a 100°C? A 0°C?
- Qual o volume molar da água em cada uma das seguintes condições?
 - Sólido, a 0°C
(densidade do gelo = 0,915 g/ml)

Tabela 4-V

VOLUMES MOLARES DE ALGUNS GASES

GÁS	FÓRMULA	MASSA MOLECULAR (gramas)	VOLUME MOLAR A 0°C e 1 atm (litros)
Hidrogênio	H ₂	2,0160	22,430
Hélio	He	4,003	22,426
"Gás perfeito"	—	—	(22,414)
Nitrogênio	N ₂	28,016	22,402
Monóxido de carbono	CO	28,011	22,402
Oxigênio	O ₂	32,000	22,393
Metano	CH ₄	16,043	22,360
Dióxido de carbono	CO ₂	44,011	22,262
Cloreto de hidrogênio	HCl	36,465	22,248
Amônia	NH ₃	17,032	22,094
Cloro	Cl ₂	70,914	22,063
Dióxido de enxofre	SO ₂	64,066	21,888

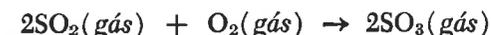
volume é diretamente proporcional à temperatura, desde que esta seja expressa em termos de uma nova escala, a escala absoluta. O ponto de fusão do gelo (0°C), nessa nova escala (chamada escala Kelvin), é 273°K. O ponto de ebulição da água à pressão de 1 atm (100°C) é 373°K. O zero da escala Kelvin corresponde à perda hipotética de todo movimento molecular.

Tudo isso nos dá uma base substancial para confiar na utilidade da teoria atômica e nos encoraja a continuar desenvolvendo esse modelo. Veremos que os conceitos desenvolvidos em nosso estudo dos gases são úteis também quando consideramos o comportamento das fases condensadas — líquidos e sólidos.

- Líquido, a 0°C
(densidade da água líquida, a 0°C = 1,000 g/ml)
- Gás, a 100°C
(densidade do vapor d'água, a 100°C e 1 atm = $5,88 \times 10^{-4}$ g/ml)

- Qual é a massa molecular de um gás, sabendo que, a 0°C e pressão de 1 atm, 1,00 litro desse gás tem massa de 2,00 g?
Resposta: 44,8 g/mol.

- O gás dióxido de enxofre combina-se com oxigênio, formando o gás trióxido de enxofre:



Que valores você espera para os seguintes quocientes:

- $\frac{\text{número de moléculas de SO}_2 \text{ produzidas}}{\text{número de moléculas de O}_2 \text{ consumidas}}$
- $\frac{\text{volume de gás SO}_2 \text{ produzido}}{\text{volume do gás O}_2 \text{ consumido}}$

- A massa de um balão de vidro é 108,11 g depois que todo o ar foi removido. Quando cheio com gás oxigênio à pressão atmosférica e temperatura ambiente, sua massa é 109,56 g. Quando cheio com um gás obtido na cratera de um vulcão, à pressão atmosférica e temperatura ambiente, sua massa é 111,01 g. Qual das fórmulas moleculares para o gás do vulcão está de acordo com os dados acima?

CO ₂	SO ₃
OCS	S ₈
Si ₂ H ₆	Uma mistura de metade
SO ₂	de CO ₂ e metade
NF ₃	de Kr.

- O gás oxigênio é vendido comprimido à pressão de 130 atm em cilindros de aço de 40 litros de capacidade.

- Quantos moles de oxigênio estão contidos em um desses cilindros?
- Quantos quilogramas de oxigênio estão nesse cilindro?
Resposta: 6,7 kg

- Um extintor de incêndio de 3 litros contém cerca de 4,4 kg de dióxido de carbono (CO₂). Que volume de gás seria libertado nas condições ambientes?

- O hidrogênio para balões meteorológicos é obtido, geralmente, pela reação entre hidreto de cálcio sólido, CaH₂, e água para formar hidróxido de cálcio sólido, Ca(OH)₂, e gás hidrogênio, H₂.

- Escreva a equação balanceada para a reação e calcule quantos moles de CaH₂ seriam necessários para encher com hidrogênio, em condições normais de temperatura e pressão, um balão de 250 litros.

- Que massa de água seria consumida na formação dessa quantidade de hidrogênio?

Resposta: 0,18 kg

- Introduz-se lentamente um gás na câmara de um manômetro de tubo fechado (Fig. 4-2B). Faça desenhos indicando os níveis de mercúrio nos dois ramos do manômetro e a diferença entre esses níveis em milímetros — em cada uma das seguintes etapas:

- antes de se começar a introduzir gás na câmara vazia;
- quando a pressão do gás na câmara vale 300 mm Hg;
- quando a pressão do gás na câmara vale 760 mm Hg;
- quando a pressão do gás na câmara é 865 mm Hg.

- Refaça o Problema 9, mas com um manômetro de tubo aberto (Fig. 4-2C). A pressão atmosférica vale 760 mm Hg.

- Os balões meteorológicos são bem grandes. Quando são largados na superfície da Terra, seu volume é relativamente pequeno em comparação com o volume que adquirem a grandes altitudes. Explique.

- Num cilindro de 1,50 litros há uma amostra de ar seco que exerce a pressão de 3,00 atm a 25°C. Sem variar a temperatura, move-se um pistão nesse cilindro até que a pressão se reduza a 1,00 atm. Qual o novo volume do gás no cilindro?

- Suponha que a pressão total num pneu de automóvel seja de 2 atm e desejamos elevá-la para 3 atm. Que quantidade adicional de ar devemos introduzir no pneu? Admita que a temperatura e o volume do pneu permanecem constantes.

14. A densidade do dióxido de carbono líquido à temperatura ambiente é 0,80 g/ml. Que volume de CO₂ líquido deve ser fornecido para encher um salva-vidas de 4,0 litros em condições normais de temperatura e pressão?

15. Um estudante recolhe determinado volume de hidrogênio em um tubo emborcado em água e verifica que há $2,00 \times 10^{-3}$ mol de hidrogênio e $6,0 \times 10^{-5}$ mol de vapor d'água no espaço acima da água no tubo. Qual é a pressão parcial de cada gás no tubo coletor, sabendo que a pressão total é 760 mm Hg?

Resposta:

Pressão parcial de H₂ = 738 mm Hg;
Pressão parcial de H₂O = 22 mm Hg.

16. Recolhe-se determinada quantidade de nitrogênio num tubo emborcado em água. A pressão do vapor de água a 18,5°C é 16 mm Hg. Quando a pressão do gás no tubo coletor é igual à pressão atmosférica local (756 mm Hg), qual é a pressão parcial do nitrogênio? Qual será a pressão parcial do nitrogênio se o volume fôr reduzido por um fator 740/760?

17. Uma vela é queimada sob um bquer até extinguir-se. Dentro do bquer há uma mistura de gases formada por $6,08 \times 10^{20}$ moléculas de nitrogênio, $0,76 \times 10^{20}$ moléculas de oxigênio e $0,50 \times 10^{20}$ moléculas de dióxido de carbono. A pressão total é 764 mm Hg. Qual é a pressão parcial de cada gás?

18. Um cilindro contém gás nitrogênio e pequena quantidade de água líquida à temperatura de 25°C (a pressão do vapor de água a 25°C é 23,8 mm Hg). A pressão total é de 600,0 mm Hg. Empurra-se um pistão no cilindro até reduzir o volume à metade. Qual é a pressão total final?

Resposta: 1176 mm Hg.

19. Considere dois recipientes de vidro de mesmo volume. Um contém gás hidrogênio e o outro, dióxido de carbono,

estando ambos à temperatura e à pressão ambiente.

- Qual a relação entre os números de moles dos dois gases?
- Qual a relação entre os números de moléculas dos dois gases?
- Qual a relação entre as massas dos dois gases?
- Se elevarmos a temperatura do hidrogênio qual será a relação:
 - das pressões
 - dos volumes
 - dos números de moles
 - das energias cinéticas moleculares médias dos dois gases?

20. Damos abaixo os pontos de ebulição e de congelamento de alguns líquidos na escala Celsius. Expresse essas temperaturas na escala absoluta (Kelvin).

Hélio líquido, ponto de ebulição = - 269°C
Hidrogênio líq. ponto de congelamento = - 259°C

Resposta: 14°K

Hidrogênio líquido, ponto de ebulição = - 253°C

Resposta: 20°K

Nitrogênio líq. ponto de congelamento = - 210°C
Nitrogênio líquido, ponto de ebulição = - 196°C
Oxigênio líq. ponto de congelamento = - 219°C
Oxigênio líquido, ponto de ebulição = - 183°C

21. Se exatamente 100 ml de um gás a 10°C são aquecidos até 20°C (mantendo-se constantes a pressão e o número de moléculas), qual dos seguintes valores representa o volume final do gás?

- 50 ml
- 1000 ml
- 100 ml
- 375 ml
- 103 ml

22. Por que é conveniente exprimir a temperatura em graus Kelvin quando se trata de problemas sobre gases?

23. Processa-se num recipiente fechado uma reação entre metano (CH₄) e oxigênio (O₂). Nas condições em que se dá a reação, os produtos são hidrogênio (H₂)

e dióxido de carbono (CO₂). Liberta-se energia, de maneira que a temperatura se eleva durante a reação.

- A pressão final será maior ou menor do que a inicial?
- Por que fator variará a pressão se 1 mol de metano e 1 mol de oxigênio forem misturados e reagirem? (Admita que a temperatura varia de 25°C a 200°C).

Resposta: 2,38

24. Os automóveis são movidos pela gasolina em combustão (fórmula típica para a gasolina: C₈H₁₈). A combustão se dá dentro de um recipiente (o cilindro) de volume variável, cujo pistão move as rodas. O oxigênio reage com a gasolina, formando-se dióxido de carbono e água libertando energia suficiente para aquecer o gás de aproximadamente 300°K até aproximadamente 1500°K.

Acerte os coeficientes da equação que representa essa reação e decida se o trabalho efetuado pelo gás dentro do cilindro é devido predominantemente ao aumento do número de moles do gás ou ao aumento de pressão que resulta do aquecimento.

25. Por que a pressão se eleva dentro dos pneus nos dias quentes? Responda em termos da teoria cinética.

26. Um recipiente contém o mesmo número de moléculas de oxigênio e hidrogênio. A pressão é 760 mm Hg quando o volume é 50 litros. Qual das afirmações seguintes é FALSA?

- Em média, as moléculas de hidrogênio estão se movimentando mais rapidamente do que as do oxigênio.
- Em média, o número de moléculas de hidrogênio que atingem as paredes, por segundo, é maior do que o número de moléculas de oxigênio.
- Se se retirasse o oxigênio do sistema, a pressão cairia para 190 mm Hg.
- Há, no recipiente, o mesmo número de moles dos dois gases.
- A energia cinética média é a mesma para as moléculas dos dois gases.

27. A pressão de vapor de um metal fundido pode ser medida por meio de um dispositivo chamado célula de Knudsen. Trata-se de um recipiente fechado por uma lâmina fina na qual existe um orifício de tamanho conhecido. A célula é aquecida no vácuo até que o vapor existente acima do metal fundido começa a escapar pelo orifício (chama-se a isso *efusão*). A massa do material que escapa, por segundo, nos dá o número de átomos que escapam por segundo.

Duas células de Knudsen idênticas são aquecidas até 1000°C; uma contém chumbo e a outra magnésio.

- Compare as energias cinéticas médias dos átomos de chumbo e magnésio nessas células.
- Compare as velocidades médias dos átomos de chumbo e magnésio ao saírem das células.
- A essa temperatura, a quantidade de átomos que saem, por unidade de tempo, é determinada por dois fatores: a pressão de vapor e a massa das partículas. Explique.

28. A tabela seguinte indica os pontos de ebulição e os volumes molares (a 0°C e 1 atm) de alguns gases comuns.

- Que regularidade é sugerida pela relação entre os pontos de ebulição e os volumes molares?
- Explique essa regularidade.

GÁS	FÓRMULA	PONTO DE EBULIÇÃO (°C)	VOLUME MOLAR CNTP (litros)
hélio	He	-269	22,426
nitrogênio	N ₂	-196	22,402
monóxido de carbono	CO	-190	22,402
oxigênio	O ₂	-183	22,393
metano	CH ₄	-161	22,360
cloro de hidrogênio	HCl	-84,0	22,248
amônia	NH ₃	-33,3	22,094
cloro	Cl ₂	-34,6	22,063
dióxido de enxofre	SO ₂	-10,0	21,888

Líquidos e Sólidos: Fases Condensadas da Matéria

Quase todos os processos químicos que ocorrem na Natureza, quer nos organismos animais, quer nos vegetais, quer na superfície sem vida da Terra, ... têm lugar entre substâncias em solução.

W. OSTWALD, 1890

Apenas relativamente poucas substâncias apresentam-se como gases em condições normais de temperatura e pressão. Dos cento e poucos elementos conhecidos, quase todos são normalmente sólidos; dois ou três são líquidos. Quanto às substâncias compostas, os químicos já prepararam mais de um milhão delas, das quais mais de 99% são líquidas ou sólidas, cada uma com suas propriedades características. É natural, portanto, que haja grande variedade entre todas essas substâncias. O extraordinário é que elas possam ser classificadas em um pequeno número de tipos e que os dados relativos a todos esses compostos possam ser tratados dentro de um esquema

5-1 SUBSTÂNCIAS PURAS

Os gases, quando resfriados, condensam-se transformando-se em líquidos. Continuando-se o resfriamento, eles se solidificam. Estamos familiarizados com a condensação da amônia sob pressão, com a condensação do vapor de água por resfriamento e com a solidificação da água. Essas transformações são chamadas

simples. Iniciaremos o estudo desse esquema considerando as propriedades das substâncias puras na fase líquida e na fase sólida.

EXERCÍCIO 5-1

Os elementos encontrados normalmente como gases (doze, aproximadamente) incluem o nitrogênio, o oxigênio, o flúor, o hélio, o neônio, o argônio, o criptônio, o xenônio e o cloro. Em que posição ficam esses elementos na tabela periódica? (Veja na parte interna da capa no começo do livro).

mudanças de fase. Consideraremos em primeiro lugar as transformações líquido-gás (*) e, depois, as transformações sólido-líquido.

(*) A transformação líquido-gás também é chamada transformação líquido-vapor. Em face dos nossos conhecimentos as palavras gás e vapor devem ser encaradas simplesmente como sinônimos! (N. do Rev.).

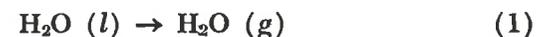
5-1.1 Mudanças de Fase Líquido-Gás

Quando aquecemos uma panela com água, o calor fornecido faz com que a temperatura se eleve. Em certo ponto, entretanto, a água começa a ferver. A temperatura mantém-se constante enquanto existe ainda água no estado líquido. O calor fornecido provoca formação de vapor de água. A água passa da fase líquida para a gasosa, absorvendo energia, embora a temperatura permaneça constante. A energia de determinada quantidade de líquido é menor do que a energia de igual massa de gás.

Vejamus que quantidade de energia é necessária para essa mudança de fase:

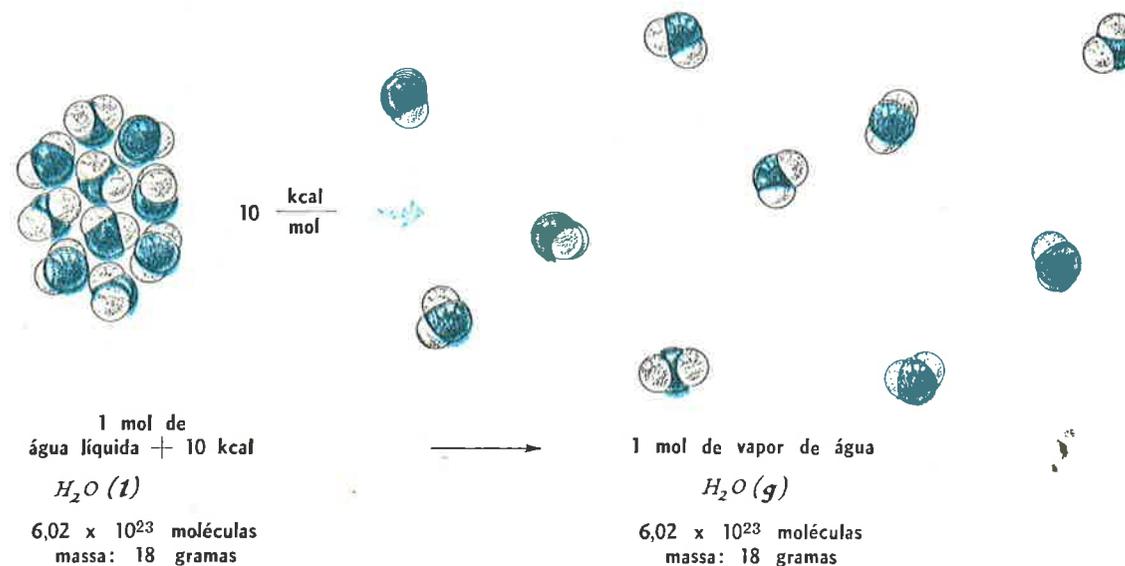


ou, abreviadamente:



Suponha que desejamos evaporar 1 mol de água. 1 mol contém o número de Avogadro de moléculas ($6,02 \times 10^{23}$) e tem massa de 18,0 g. Usando um calorímetro, como na Experiência 5, você poderia medir a quantidade de calor necessária para evaporar 1 mol de água — você encontraria 10 kcal/mol. Esse valor é chamado **calor molar de vaporização** da água; ele representa a energia necessária para separar umas das outras $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de água, como está representado na Fig. 5-1.

Fig. 5-1 — Evaporação da água líquida.



EXERCÍCIO 5-2

Qual é a quantidade de calor necessária para evaporar 2 moles de água? E 1/2 mol?

Quando o vapor de água se condensa transformando-se em água líquida, as moléculas libertam a energia que haviam absorvido para se separarem. Portanto, 1 mol de vapor de água liberta 10 kcal de calor quando se condensa àquela mesma temperatura. A quantidade de calor libertada é numericamente igual ao calor molar de vaporização.

Para outras substâncias, dão-se transformações análogas, embora os pontos de ebulição variem muito. Na Tabela 5-I, estão indicados os pontos de ebulição e os calores de vaporização de vários líquidos. Em todos os casos, energia é absorvida quando as partículas que constituem o líquido são separadas para formar o gás. No Cap. 17, veremos que a ampla variedade de calores de vaporização pode ser explicada por princípios simples, que fornecem uma base para previsões qualitativas sobre pontos de ebulição, calores de vaporização e outras propriedades.

5-1.2 Equilíbrio Líquido - Gás: Pressão de Vapor

Nossos conhecimentos sobre o comportamento dos gases nos ajudam a interpretar a evaporação dos líquidos. Até aqui, conside-

Tabela 5-1

PONTO DE EBULIÇÃO NORMAL E CALOR MOLAR DE VAPORIZAÇÃO DE ALGUMAS SUBSTÂNCIAS PURAS

SUBSTÂNCIA	MUDANÇA DE FASE		PONTO DE EBULIÇÃO		CALOR MOLAR DE VAPORIZAÇÃO (kcal/mol)
	(líquido)	→ (gás)	°K	°C	
neônio	Ne(l)	→ Ne(g)	27,2	-245,8	0,405
cloro	Cl ₂ (l)	→ Cl ₂ (g)	238,9	-34,1	4,88
água	H ₂ O(l)	→ H ₂ O(g)	373	100	9,7
sódio	Na(l)	→ Na(g)	1162	889	24,1
cloreto de sódio	NaCl(l)	→ NaCl(g)	1738	1465	40,8
cobre	Cu(l)	→ Cu(g)	2855	2582	72,8

ramos a vaporização de um líquido à sua temperatura de ebulição habitual. Entretanto, os líquidos se vaporizam a todas as temperaturas. Para estudar esse processo, consideremos novamente a água líquida.

Se colocarmos um pouco de água líquida num frasco a 20°C e fecharmos herméticamente o recipiente, algumas moléculas de água passarão para a fase gasosa. A pressão parcial do vapor de água se eleva mas, quando atinge 17,5 mm Hg, não se observa mais nenhuma variação. A quantidade de líquido permanece constante daí por diante e a pressão parcial do vapor de água conserva o valor de 17,5 mm Hg enquanto a temperatura se mantém a 20°C. Essa pressão parcial é chamada **pressão de vapor** da água a 20°C. Para este valor da pressão do vapor, água líquida e água gasosa podem coexistir indefinidamente a 20°C. Essa pressão de vapor não depende do fato de haver ar no recipiente; é uma propriedade da água. Se, inicialmente, existisse vácuo no recipiente, o líquido se evaporaria até que a pressão se elevasse de 0 a 17,5 mm Hg. Se o frasco, inicialmente, contivesse ar seco à pressão de 750 mm Hg, o líquido se evaporaria até que a pressão se elevasse de 750 para 767,5 mm Hg (a pressão parcial do vapor de água passaria de 0 a 17,5 mm Hg).

Quando um líquido está em contacto com seu vapor, a pressão do vapor tendo atingido o valor estacionário chamado "pressão de vapor", diz-se que o líquido e o gás estão em equilíbrio (*). Quando há equilíbrio, não ocorrem variações mensuráveis.

(*) Observar bem a nomenclatura. Fixada a temperatura, a pressão exercida pelo vapor pode ter

EFEITO DA TEMPERATURA

A pressão de vapor da água a 20°C é 17,5 mm Hg; a 40°C, é 55,3 mm Hg; a 60°C, é 149,4 mm Hg. A pressão de vapor da água aumenta quando a temperatura aumenta.

O álcool etílico também é líquido à temperatura ambiente. Sua pressão de vapor a 20°C é 44 mm Hg, mais elevada, portanto, do que a da água à mesma temperatura. A 40°C a pressão de vapor do álcool etílico é 134 mm Hg e a 60°C, 352 mm Hg. Para essa substância também, a pressão de vapor se eleva rapidamente com a temperatura. Isso sempre acontece: *A pressão de vapor de todos os líquidos aumenta quando a temperatura se eleva.*

O PONTO DE EBULIÇÃO

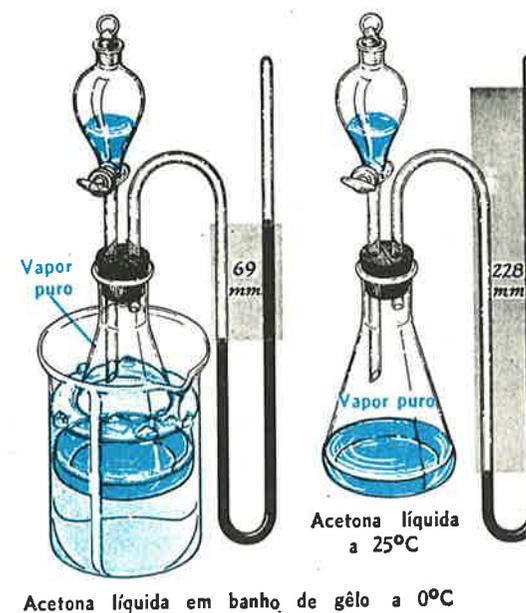
A qualquer temperatura, as moléculas podem escapar da superfície do líquido, passando para a forma de vapor (fase gasosa); a esse processo chama-se vaporização ou evaporação. À temperatura particular em que a pressão de vapor é exatamente igual à pressão atmosférica, ocorre um novo fenômeno: *bólbhas de vapor formam-se em toda parte dentro do líquido.* A essa temperatura o líquido ferve.

Vemos, então, que o ponto de ebulição é determinado pela pressão ambiente. Por exemplo, se a pressão ambiente é 760 mm Hg, a

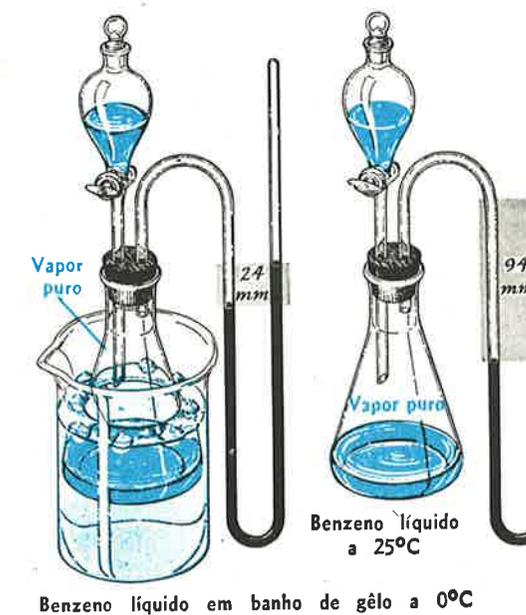
inicialmente valores diferentes. Estes valores são chamados de *pressão do vapor*. O valor estacionário no equilíbrio é chamado de *pressão de vapor*. No nosso exemplo: A 20°C a pressão do vapor de água cresceu de 0 a 17,5 mm Hg. De outro lado 17,5 mm Hg é o valor da pressão de vapor de água nesta temperatura. Em outras palavras: a pressão de vapor é o valor da pressão do vapor quando "saturado". (N. do Rev.).

água ferve a 100°C, que é exatamente a temperatura para a qual a pressão de vapor da água é 760 mm Hg. O álcool etílico, tendo pressão de vapor mais elevada, forma uma

Fig. 5-2 — A pressão de vapor aumenta quando a temperatura se eleva.



Acetona líquida em banho de gelo a 0°C



Benzeno líquido em banho de gelo a 0°C

pressão de vapor de 760 mm Hg a 78,5°C; portanto, ferve a essa temperatura quando a pressão atmosférica é de 760 mm Hg. Suponha, entretanto, que a pressão atmosférica caia para 750 mm Hg (como acontece, às vezes, antes de uma tempestade); nesse caso, podem formar-se bólbhas de vapor em qualquer lugar dentro da água líquida à temperatura de 99,6°C, porque a pressão de vapor da água a 99,6°C é 750 mm Hg. A água ferve a 99,6°C quando a pressão ambiente é 750 mm Hg.

O ponto de ebulição normal de um líquido é a temperatura para a qual a pressão de vapor do líquido é exatamente igual a 1 atm, ou seja, 760 mm Hg.

EXERCÍCIO 5-3

Qual é o ponto de ebulição normal do álcool etílico?

EXERCÍCIO 5-4

Suponha que um frasco fechado contém certa quantidade de água líquida e está ligado a uma bomba de vácuo que vai produzindo um abaixamento da pressão sobre o líquido. A temperatura da água é mantida a 20°C. A que pressão a água começará a ferver?

EXERCÍCIO 5-5

Responda ao Exercício 5-4 substituindo água por álcool etílico.

5-1.3 Mudanças de Fase Sólido-Líquido

Os sólidos e os líquidos são conhecidos como *fases condensadas* . As forças atrativas nos sólidos e nos líquidos tendem a manter as moléculas juntas. Nos líquidos, as moléculas estão espaçadas irregularmente e orientadas ao acaso. Num sólido cristalino, as moléculas ocupam posições regulares, o que resulta em maior estabilidade (em comparação com o líquido).

A diferença entre a energia de uma substância na forma líquida e sua energia na forma sólida é, em geral, muito menor do que a diferença entre as energias nas formas líquida

Tabela 5-II

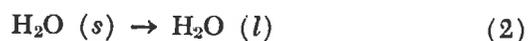
PONTO DE FUSÃO E CALOR DE FUSÃO DE ALGUMAS SUBSTÂNCIAS PURAS

SUBSTÂNCIA	MUDANÇA DE FASE		PONTO DE FUSÃO		CALOR MOLAR DE FUSÃO (kcal/mol)
	(sólido)	→ (líquido)	°K	°C	
neônio	Ne(s)	→ Ne(l)	24,6	-248,4	0,080
cloro	Cl ₂ (s)	→ Cl ₂ (l)	172	-101	1,53
água	H ₂ O(s)	→ H ₂ O(l)	273	0	1,44
sódio	Na(s)	→ Na(l)	371	98	0,63
cloreto de sódio	NaCl(s)	→ NaCl(l)	1081	808	6,8
cobre	Cu(s)	→ Cu(l)	1356	1083	3,11

e gasosa. Por exemplo, considere o calor de fusão de 1 mol de gelo,



ou abreviadamente,

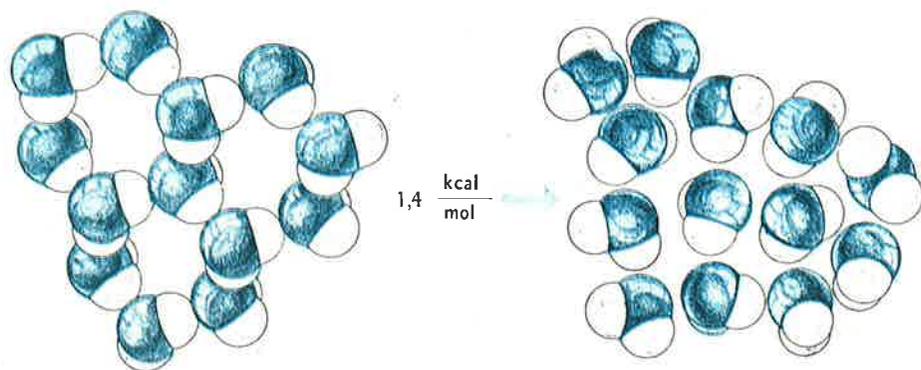


A quantidade de calor que acompanha a mudança de fase (2) é 1,44 kcal/mol — muito menor do que o calor molar de vaporização da água: 10 kcal/mol. A Tabela 5-II indica

os pontos de fusão e os calores molares de fusão das mesmas substâncias que figuram na Tabela 5-I.

Também no caso da fusão encontramos uma ampla gama de variação para as propriedades dessas substâncias. Os calores molares de fusão variam desde 0,080 kcal/mol, para o neônio, até 6,8 kcal/mol, para o cloreto de sódio — 85 vezes maior do que o do neônio. Há grandes diferenças entre as forças que mantêm esses sólidos. Como essas diferenças afetam outras propriedades além do ponto de fusão e do calor de fusão, elas são importantes para o químico.

Fig. 5-3 — Fusão do gelo.



5-2 SOLUÇÕES

Cloreto de sódio, açúcar, álcool etílico e água são quatro substâncias puras. Cada uma delas é caracterizada por propriedades bem definidas, como pressão de vapor, ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade. Suponha que misturamos algumas dessas substâncias

puras. O cloreto de sódio dissolve-se quando em contacto com água. O sólido desaparece tomando-se parte do líquido. Da mesma maneira, o açúcar, em contacto com a água, se dissolve. Quando misturamos álcool etílico e água, obtemos um líquido de aparência

semelhante à dos líquidos originais. Todas essas misturas são chamadas soluções. As soluções diferem das substâncias puras porque suas propriedades variam, dependendo das quantidades relativas de seus constituintes. O comportamento das soluções durante as mudanças de fase é completamente diferente do que acabamos de descrever para as substâncias puras. Essas diferenças fornecem imediatamente razões para fazer uma distinção entre substâncias puras e soluções e, também, uma base para estabelecer se dado material é uma substância pura ou uma solução.

5-2.1 Distinguindo entre Substâncias Puras e Soluções

O globo terrestre é formado por muitas porções diferentes entre si — ele é *heterogêneo*. Algumas dessas partes são uniformes em toda a sua extensão — elas são *homogêneas*. Podemos citar, como exemplos familiares de materiais heterogêneos, o granito (formado por vários minerais suspensos em outro mineral), molho de azeite e vinagre para salada (que consiste de gotículas de azeite suspensas em solução aquosa de ácido acético) e fumaça escura (que consiste de partículas de fuligem suspensas no ar). Como exemplos de materiais homogêneos, podemos citar: o diamante, a água fresca, a água salgada e o ar "puro", i. é, isento de poeira, neblina, etc. Os materiais heterogêneos são difíceis de classificar e descrever, mas podemos descrever com bastante precisão os materiais homogêneos.

Tanto as substâncias puras quanto as soluções são homogêneas. Um *material homogêneo que contém apenas uma substância é chamado substância pura. Uma solução é um material homogêneo que contém mais de uma substância.*

Usamos os termos fase gasosa, fase líquida e fase sólida. *Fase* é uma parte homogênea de um sistema. *Sistema* é qualquer região ou qualquer material que desejamos considerar; pode incluir uma ou mais fases.

Suponha que comparemos duas porções de líquido — uma de água destilada e outra de água salgada. As duas amostras são sistemas homogêneos constituídos por uma única fase. Entretanto, um dos líquidos é uma substância pura enquanto que o outro é uma solução. Por simples observação visual, não podemos

dizer qual desses líquidos incolores é a substância pura e qual a solução. Há, certamente, diferenças entre eles — por exemplo, a água salgada tem maior densidade do que a água pura — mas, mesmo essa propriedade não indica qual é a substância pura.

Comparemos o comportamento desses dois sistemas durante uma mudança de fase. Considere, em primeiro lugar, a água ao congelar-se ou vaporizar-se. A água pura congela-se à temperatura fixa de 0°C. Se congelarmos metade de uma amostra de água, removermos o gelo e o fundirmos em outro recipiente, não seremos capazes de distinguir entre as duas porções de água. Análogamente, se fervermos certa quantidade de água até que metade dela se transforme em vapor, se condensarmos o vapor em outro recipiente e compararmos as duas amostras, não conseguiremos distingui-las. *Tal comportamento caracteriza as substâncias puras.* As soluções comportam-se de outra maneira.

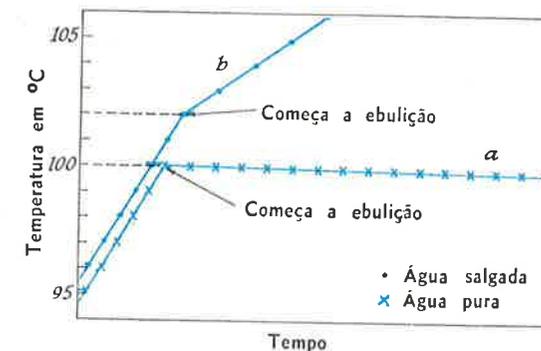


Fig. 5-4 — Comportamento durante a ebulição. (a) Substância pura. (b) Solução.

Suponha que fervemos uma parte da solução de água e sal. A temperatura do líquido se eleva, como indica a curva *b* da Fig. 5-4, até que começa a ebulição. Nota-se imediatamente uma diferença em relação ao comportamento da água pura, indicado na curva *a* da Fig. 5-4: o ponto de ebulição da água salgada é mais alto. Enquanto dura a ebulição, a temperatura da água pura permanece constante ao passo que a da solução se eleva. À medida que o ponto de ebulição se eleva, o líquido restante se torna mais salgado. Se recolhermos o vapor obtido da solução de água e sal e o condensarmos em outro reci-

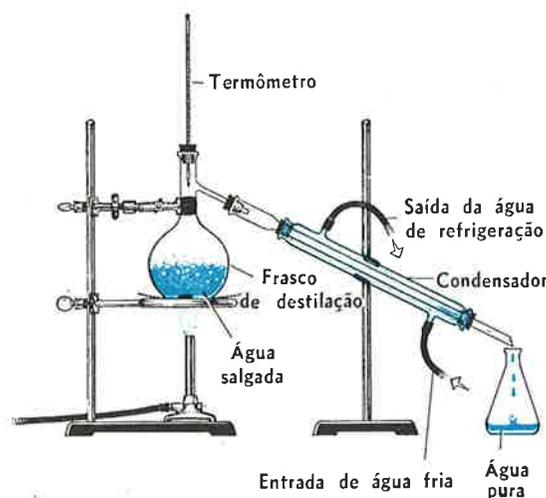


Fig. 5-5 — Aparelho simples para destilação.

piente, veremos que o líquido resultante comporta-se como água pura e não como a solução da qual se originou. Se fervermos toda a água, obteremos finalmente no recipiente sal sólido. Portanto, por **destilação** — isto é, *evaporando e recondensando em outro recipiente* — podemos separar um líquido puro de uma solução; e por **cristalização** — isto é, *pela formação de um sólido cristalino* — podemos obter um sólido puro a partir de uma solução. Os químicos chamam de *componentes* da solução o líquido puro obtido por destilação e o sólido puro obtido por cristalização. Na experiência indicada na Fig. 5-4, os componentes são sal e água.

Cloreto de sódio puro, da mesma maneira que a água pura, apresenta uma temperatura bem definida de fusão (e solidificação) a determinada pressão. Processos de separação — tais como destilação e congelamento — não separam o sal em componentes. A composição do sal, expressa em números relativos de átomos de sódio e cloro ou em massas relativas desses átomos, é fixada e representada pela fórmula NaCl . O cloreto de sódio, da mesma maneira que a água, é um exemplo de substância pura.

Por outro lado, processos do tipo da destilação e do congelamento em geral separam as soluções nas substâncias puras que as constituem. Quanto mais semelhantes entre si são os componentes, mais difícil se torna separá-los; entretanto, mesmo nos casos mais difíceis, vários métodos aplicados sucessivamente, em

geral conseguem produzir a separação. Na Natureza, as soluções são muito mais comuns do que as substâncias puras, e os sistemas heterogêneos, mais comuns do que as soluções. Quando desejamos substâncias puras, em geral precisamos prepará-las a partir de soluções, através de sucessivas mudanças de fase.

Todos nós estamos familiarizados com as soluções líquidas. Existem também soluções gasosas e sólidas. Trataremos delas rapidamente e, depois, voltaremos às soluções líquidas, que são as mais importantes do ponto de vista do químico.

5 - 2.2 Soluções Gasosas

Tôdas as misturas de gases são homogêneas; portanto, tôdas as misturas de gases são soluções. O ar é um exemplo. Só há uma fase — a fase gasosa — e tôdas as moléculas, independentemente de sua origem, comportam-se como moléculas de um gás. As moléculas podem ter vindo de substâncias gasosas, líquidas ou sólidas. Qualquer que seja a fonte dos constituintes, essa solução gasosa, o ar, é constituída por uma única fase homogênea. Como no caso de outras soluções, os componentes do ar são separados por meio de mudanças de fase.

5 - 2.3 Soluções Sólidas

As soluções sólidas são mais raras. Os cristais são estáveis por causa da regularidade de colocação dos átomos. Um átomo estranho interfere com essa regularidade e, portanto, com a estabilidade do cristal. Por esse motivo, quando um cristal se forma, êle tende a excluir os átomos estranhos. É por esse motivo que a cristalização constitui um bom método de purificação.

Entretanto, nos metais é relativamente comum a formação de soluções sólidas. Os átomos de um elemento podem ocupar lugares no cristal de outro, desde que os átomos de ambos os elementos sejam aproximadamente do mesmo tamanho. Ouro e cobre podem formar soluções sólidas. Átomos de ouro podem ocupar lugares de átomos de cobre, no cristal de cobre e, análogamente, átomos de cobre podem ocupar lugares de átomos de ouro, no cristal de ouro. Essas soluções sólidas chamam-

se *ligas*. Alguns metais sólidos dissolvem átomos de hidrogênio ou carbono — o aço é ferro contendo uma pequena quantidade de carbono dissolvido.

Trataremos de novo das soluções sólidas e, em particular das ligas, no Capítulo 17.

5 - 2.4 Soluções Líquidas

No laboratório, você trabalhará sobretudo com soluções líquidas. Estas podem ser constituídas pela mistura de dois líquidos (por exemplo, álcool e água), pela dissolução de um gás em um líquido (por exemplo, dióxido de carbono em água), ou pela dissolução de um sólido em um líquido (por exemplo, açúcar em água). O resultado é um sistema homogêneo que contém mais de uma substância — isto é, uma solução. No líquido que resulta, cada componente é diluído pelo outro componente. Em água salgada, o sal dilui a água e, naturalmente, a água dilui o sal. Essa solução é apenas em parte constituída por moléculas de água e verifica-se que sua pressão de vapor é correspondentemente mais baixa do que a pressão de vapor da água pura. Enquanto que a água precisa ser aquecida até 100°C para que a pressão de vapor atinja 760 mm Hg, uma solução de água e sal deve ser aquecida acima de 100°C para atingir aquela pressão de vapor. Portanto, o ponto de ebulição da água salgada está acima do ponto de ebulição da água pura. Quanto mais sal existe na solução, relativamente à quantidade de água, mais alto é o ponto de ebulição.

Analogamente, necessita-se de uma temperatura mais baixa para produzir cristais de gelo a partir de uma solução de sal e água ou de álcool e água. Nos países frios, mistura-se à água do radiador dos veículos, substâncias anticongelantes com base nesse princípio. Essas substâncias diluem a água do radiador e abaixam a temperatura à qual podem se formar cristais de gelo na solução. Quanto maior for a quantidade da substância anticongelante, em relação à quantidade de água, maior é o abaixamento da temperatura de congelamento.

De maneira geral, as propriedades de uma solução dependem das quantidades relativas dos componentes. É importante especificar quantitativamente as substâncias presentes na

solução, isto é, especificar a *composição*. Há muitas maneiras de fazer isso, mas um método é suficiente para nossas finalidades.

5 - 2.5 Especificando a Composição das Soluções

Os componentes de uma solução são as substâncias puras que foram misturadas para formar a solução. Quando há dois componentes, um deles é, às vezes, chamado *solvente* e o outro, *soluto*. Trata-se apenas de termos de conveniência. Como ambos devem penetrar-se mutuamente para formar a solução, não podemos estabelecer nenhuma distinção importante entre eles. Quando os químicos preparam uma solução líquida a partir de um líquido puro e de um sólido, costumam chamar o componente líquido de solvente.

Para indicar a composição de uma solução, devemos especificar os tipos e quantidades relativas dos componentes. Os químicos chamam **concentração** a essas quantidades relativas e as exprimem de diferentes maneiras, de acordo com a finalidade que têm em vista. Neste curso, usaremos uma maneira apenas de exprimir as concentrações.

Exprimiremos a concentração de uma substância numa solução aquosa pelo número de moles da substância dissolvida em cada litro da solução — isto nos dá a **concentração molar**. Uma solução "um molar" (1 M) contém 1 mol do soluto por litro da solução total; uma solução "2 molar" (2M) contém 2 moles do soluto por litro; uma solução "um décimo molar" (0,1 M) contém um décimo de mol do soluto por litro. Note que a concentração da água não está especificada, embora tenhamos que usar quantidades definidas de água para fazer as soluções.

Podemos preparar uma solução 1 M de cloreto de sódio, usando 1 mol do sal. Pela fórmula NaCl , sabemos que 1 mol equivale à massa de 58,5 g (23,0 g + 35,5 g). Dissolvemos essa quantidade de sal em um pouco de água num recipiente graduado, de 1 litro; a seguir acrescentamos água até completar exatamente o volume de 1 litro. Podemos também preparar uma solução 1 M de cloreto de sódio usando um frasco de 100 ml. O volume final da solução será 0,100 litro e precisamos de apenas 0,1 mol do sal, isto é, de 5,85 g.

5 - 2.6 Solubilidade

Quando vamos dissolvendo um sólido num líquido, a concentração do material dissolvido vai-se elevando. Depois que todo o sólido se dissolveu, a concentração permanece constante, determinada pela quantidade de sólido dissolvido e pelo volume da solução. Se acrescentarmos mais sólido, a concentração aumenta. Chega-se a um ponto, entretanto, em que, mesmo acrescentando-se mais sólido, a concentração da substância dissolvida não aumenta. Quando determinada quantidade de líquido dissolveu todo o sólido que ela é capaz de dissolver, a concentração atingida é chamada **solubilidade** daquele sólido. Uma solução em contacto com um excesso de sólido é chamada solução **saturada**.

A solubilidade de sólidos e líquidos varia muito. Por exemplo, o cloreto de sódio continua a dissolver-se na água a 20°C até que a concentração seja de aproximadamente 6 moles/litro. A solubilidade do NaCl na água é 6 M a 20°C. Ao contrário, apenas uma pequena quantidade de cloreto de sódio se dissolve no álcool etílico a 20°C — a solubilidade, nesse caso, é de 0,009 M. Até num mesmo líquido a solubilidade varia muito. Os sólidos cloreto de cálcio (CaCl_2) e nitrato de prata (AgNO_3) têm solubilidades na água que excedem 1 mol/litro. O sólido chamado cloreto de prata (AgCl) tem solubilidade na água de apenas 10^{-5} mol/litro.

Por causa dessa gama tão extensa de solubilidades, a palavra solúvel não tem um significado preciso. Há um limite superior para a solubilidade do mais solúvel dos sólidos, e mesmo o menos solúvel dos sólidos fornece algumas poucas partículas dissolvidas por litro da solução. Se um composto tem solubilidade superior a 0,1 M, os químicos costumam dizer que ele é *solúvel*. Quando a solubilidade é inferior a 0,1 M (ou 10^{-1} M), os químicos costumam dizer que o composto é *pouco solúvel*. Compostos com solubilidade inferior a aproximadamente 10^{-3} M são chamados, às vezes, *muito pouco solúveis* e, se a solubilidade é tão baixa a ponto de não apresentar interesse prático, diz-se que tem *solubilidade desprezível*. Usamos recipiente de vidro para água pura porque o vidro tem solubilidade desprezível na água.

5 - 2.7 Variações entre as Propriedades das Soluções

Embora muitas soluções sejam incolores e se pareçam muito com água pura, há grandes diferenças entre elas. Isto pode ser demonstrado com as cinco substâncias puras seguintes: cloreto de sódio (sal de cozinha), iôdo, açúcar, álcool etílico e água. Duas dessas substâncias, o álcool etílico e a água, são

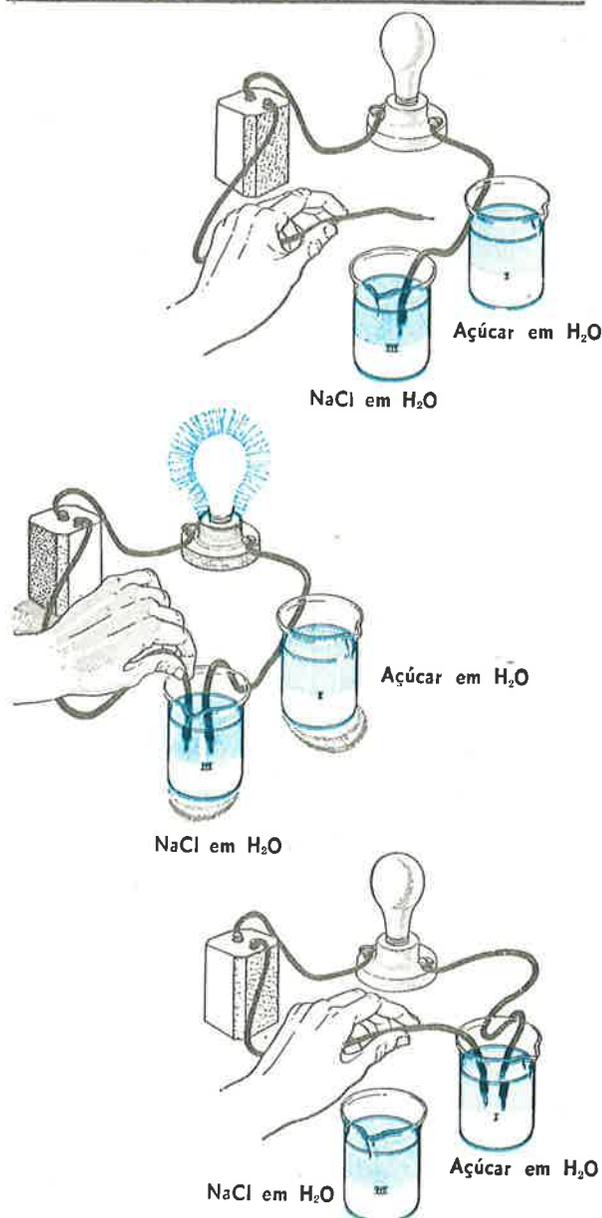


Fig. 5-6 — Água salgada conduz muito bem a eletricidade; uma solução de açúcar, não.

líquidas à temperatura ambiente. Investiguemos as propriedades das soluções formadas por essas duas substâncias.

Em primeiro lugar, investiguemos qualitativamente a solubilidade de sólidos nesses líquidos. Colocando um pedaço bem pequeno de sólido em 1 mililitro de líquido, verificamos imediatamente que o açúcar se dissolve tanto no álcool etílico quanto na água, que o cloreto de sódio dissolve-se na água, mas não no álcool etílico, e que o iôdo não se dissolve muito na água, mas dissolve-se facilmente no álcool etílico. Vemos, portanto, que as propriedades dos dois líquidos como solventes são inteiramente distintas, pelo menos no que diz respeito ao açúcar, ao sal e ao iôdo.

A experiência que acabamos de descrever nos dá quatro soluções que contêm uma quantidade apreciável de soluto:

I	II	III	IV
Açúcar em água	Açúcar em álcool etílico	Cloreto de sódio em água	Iôdo em álcool etílico

5 - 3 A NATUREZA ELÉTRICA DA MATÉRIA

Mencionamos a condutibilidade elétrica como um meio de distinguir as soluções, mas o interesse do químico a respeito da natureza elétrica da matéria tem razões muito mais profundas. Veremos que a compreensão do comportamento elétrico fornece uma chave para a explicação das propriedades químicas. Veremos que os efeitos elétricos nos ajudam a prever as fórmulas moleculares, a explicar as reações químicas e a compreender as variações de energia que acompanham as reações.

5 - 3.1 Fenômenos Elétricos

Tente lembrar-se de vários fenômenos elétricos que você já tenha observado. Não leia a lista dada a seguir e faça a sua. A seguir verifique se incluiu em sua lista os seguintes fenômenos.

A solução IV pode ser facilmente distinguida das outras três, pois é de coloração marrom escura. As outras três são incolores e podem ser distinguidas pelo paladar, mas os químicos têm meios mais seguros e mais significativos para fazê-lo. Essas soluções diferem acentuadamente quanto à capacidade de conduzir corrente elétrica. As duas soluções de açúcar têm praticamente as mesmas propriedades de condutibilidade dos respectivos líquidos puros — elas não conduzem facilmente a corrente elétrica. A solução III conduz a corrente elétrica muito melhor do que a água pura.

Portanto, encontramos grandes diferenças entre as soluções: o iôdo dissolve-se facilmente no álcool etílico, tornando o líquido marrom, mas quase não se dissolve na água. O cloreto de sódio não se dissolve facilmente no álcool etílico, mas dissolve-se na água, formando uma solução que conduz a corrente elétrica. O açúcar dissolve-se facilmente no álcool etílico e na água, mas nenhuma das duas soluções conduz a corrente elétrica. Essas diferenças são muito importantes para o químico e, dentre elas, uma das mais importantes é a condutibilidade elétrica. Estudaremos essa propriedade com maiores detalhes, mas, antes, precisamos investigar a natureza elétrica da matéria.

1. O pente atraindo os cabelos em um dia seco.
2. O relâmpago que acompanha um raio.
3. O choque que sentimos ao tocar um fio descoberto numa instalação elétrica.
4. O calor gerado pela corrente elétrica no ferro de passar roupa.
5. A luz emitida pelo filamento de uma lâmpada pela qual passa corrente elétrica.
6. O campo magnético gerado pela corrente que percorre uma espira de fio condutor.
7. O trabalho efetuado por um motor elétrico quando por ele passa uma corrente elétrica.
8. A emissão de "ondas de rádio" pela antena de uma estação de rádio ou televisão.

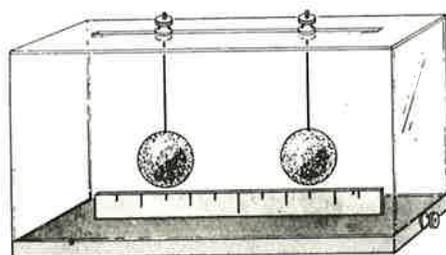
Encontramos muitos aparelhos elétricos à nossa volta — aparelhos que fornecem trabalho mecânico, luz, meios de comunicação — influenciando todas as facetas de nossa vida. O que significa dizer que uma corrente elétrica “percorre” um fio condutor? O que é uma corrente elétrica? Para responder a essas perguntas começaremos por estudar o eletroímetro, que é um dispositivo para detectar e medir cargas elétricas.

5-3.2 Detectando Carga Elétrica

A Fig. 5-7 mostra um eletroímetro simples, que consiste de duas esferas muito leves, revestidas por uma película metálica extremamente fina, suspensas por fios metálicos finos, dentro de uma caixa de vidro para evitar correntes de ar. Os fios de suspensão estão ligados a terminais de latão. Próximo à caixa há uma “bateria”, isto é, um conjunto de células eletroquímicas, dotada, também, de dois terminais, a que chamaremos P_1 e P_2 . Se P_1 e P_2 forem ligados aos terminais do eletroímetro como indica a figura, veremos que as duas esferas movem-se uma em direção à outra. Evidentemente os fios transmitiram às esferas a propriedade de exercerem forças uma sobre a outra — forças atrativas. A força continua a existir se retirarmos o ar de dentro da caixa, por meio de uma bomba de vácuo. As esferas agem uma sobre a outra “através do espaço”; exercem forças à distância”.

Se desligarmos os fios, a força atrativa continuará atuando, mas se ligarmos entre si os

Fig. 5-7 — Eletroímetro simples.



terminais do eletroímetro por meio de um fio de cobre, as esferas voltam para suas posições iniciais. Não há mais atração.

Vemos que a bateria transfere às esferas do eletroímetro a propriedade de se atraírem. É natural imaginar que alguma coisa foi transferida da bateria para as esferas. Essa “alguma coisa” é chamada carga elétrica. O movimento da carga elétrica através dos fios da bateria para as esferas é chamado corrente elétrica. Essa carga elétrica é perdida quando os dois terminais do eletroímetro são ligados entre si por um fio de cobre.

Podemos aprender outras coisas a respeito da carga elétrica, usando o eletroímetro de outra maneira. Ligue um dos terminais da bateria (digamos, P_1) à base do eletroímetro, e o outro terminal da bateria aos dois terminais do eletroímetro, como indica a Fig. 5-8.

Desta vez as duas esferas se afastam uma da outra — elas se repelem! Quando as duas esferas recebem carga do terminal P_2 , elas se repelem em vez de se atraírem. Na Fig. 5-7, vemos que, se as esferas recebem carga de terminais diferentes da bateria, elas se atraem. Deve haver, portanto, pelo menos dois tipos de carga!

Invertamos, agora, as ligações, de maneira que as duas esferas recebam carga do terminal P_1 da bateria (P_2 deve ficar ligado à base do eletroímetro). Verificamos que, de novo, as esferas se afastam. *Sempre que as esferas estão ligadas ao mesmo terminal da bateria, elas se repelem.*

Isto representa um avanço considerável no nosso conhecimento a respeito da carga elétrica. Um tipo de carga vem do terminal P_1 . Enquanto não tivermos motivos para designá-

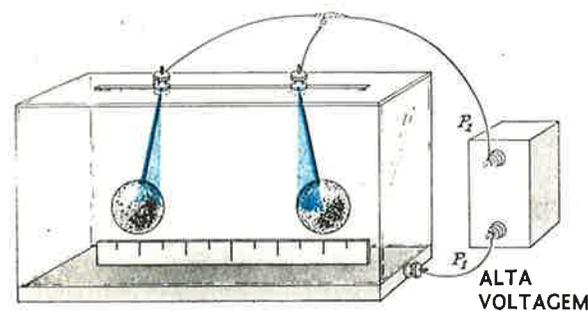
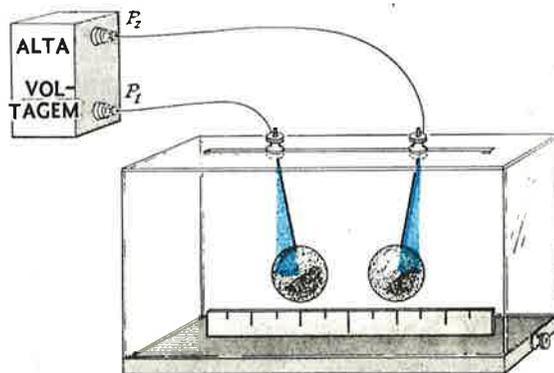


Fig. 5-8 — O eletroímetro com as duas esferas ligadas ao terminal P_2 da bateria.

—la de outra maneira, chamaremos C_1 a esse tipo de carga. O outro tipo de carga vem do terminal P_2 e o chamaremos C_2 . As esferas se atraem e se repelem de acordo com o seguinte esquema:

C_1 atrai C_2 — cargas diferentes se atraem
 C_1 repele C_1 — cargas iguais se repelem (3)
 C_2 repele C_2 — cargas iguais se repelem

Devemos representar simbolicamente ainda uma outra observação: quando as duas esferas têm cargas diferentes (como na Fig. 5-7), as cargas podem ser removidas ligando-se os dois terminais por um fio de cobre — as esferas deixam de se atrair. Interpretamos esse resultado admitindo que C_1 ou C_2 (ou ambos) moveram-se através do fio, de maneira a se reunir ao outro tipo de carga. Quando C_1 e C_2 estão unidos, não se observa o efeito de carga alguma. Podemos escrever simbolicamente:

$$C_1 + C_2 = \text{nenhuma carga} \quad (4)$$

Os dados de que dispomos mostram que há pelo menos dois tipos de carga elétrica, que simbolizamos por C_1 e C_2 . Esses dois tipos de carga possuem as propriedades (3) e (4). Podemos nos perguntar se há outros tipos de carga, o que pode ser verificado se procurarmos outras maneiras de produzir carga elétrica. Os químicos conhecem vários tipos de células eletroquímicas e todas produzem no eletroímetro o mesmo tipo de comportamento que acabamos de descrever. Alguns processos de fricção deixam cargas sobre as duas superfícies atritadas. A atração entre o pente e os cabelos tem essa origem. Há muitas décadas

as propriedades das cargas elétricas foram investigadas atritando-se um bastão de ebonite com pele de gato. Verifica-se que a ebonite adquire carga C_1 e a pele de gato, carga C_2 . Se um bastão de vidro é atritado com seda, o vidro fica com carga C_2 e a seda com carga C_1 .

Qualquer que seja o processo de produção das cargas elétricas, obtemos sempre esses dois tipos, C_1 e C_2 , e apenas esses dois. Qualquer método para produzir C_1 sempre produz a mesma quantidade de C_2 . Concluímos que há dois e apenas dois tipos de carga elétrica.

5-3.3 O Efeito da Distância

A Fig. 5-9 mostra dois eletroímetros nos quais as esferas estão a diferentes distâncias. Embora as esferas dos dois eletroímetros recebam carga da mesma bateria, sofrem maior desvio quando estão mais próximas (à esquerda). Quando as esferas estão mais próximas, a deflexão é maior. Portanto, concluímos que a força de atração varia com a distância e é mais intensa quando as cargas estão mais próximas uma da outra. Um estudo quantitativo cuidadoso mostra que a força é inversamente proporcional ao quadrado da distância r entre as duas esferas:

$$\text{A força elétrica é proporcional } \frac{1}{r^2} \quad (5)$$

onde

r = distância entre os centros das duas esferas.

5-3.4 O Modelo para Elétron e Próton

Esses fatos novos a respeito dos fenômenos elétricos podem ser incorporados ao nosso modelo corpuscular da estrutura da matéria desde que o ampliamos de novo. A nova idéia é que a matéria é formada por partículas dotadas da propriedade chamada carga elétrica. Mais precisamente, propomos que existam nos átomos partículas dotadas de cargas unitárias, algumas com uma unidade de carga C_1 e outras com uma unidade de carga C_2 . Chamamos a essas partículas elétrons e prótons.

Proposta: A matéria é formada por partículas dotadas de cargas elétricas unitárias. Os elétrons têm uma unidade de carga C_1 . Os prótons têm uma unidade de carga C_2 .

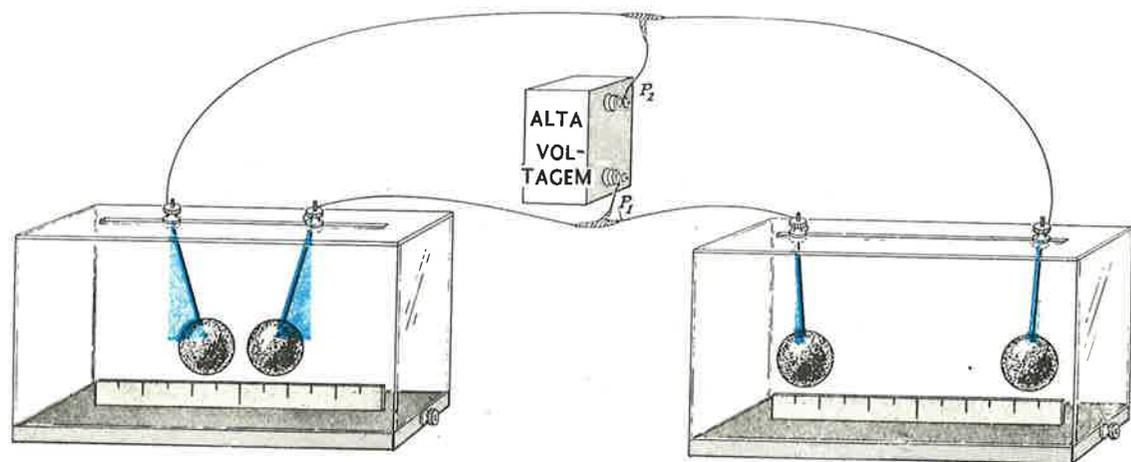


Fig. 5-9 — Diferença entre as deflexões em dois eletrômetros com diferentes distâncias entre as esferas.

Essas partículas exercem forças à distância umas sobre as outras, de acordo com o que observamos usando o eletrômetro.

Como:

C_1 repele C_1 — elétrons repelem elétrons

C_2 repele C_2 — prótons repelem prótons

C_1 atrai C_2 — elétrons atraem prótons

$C_1 + C_2$ = nenhuma carga

1 elétron + 1 próton = nenhuma carga.

ou

1 unidade de C_1 + 1 unidade de C_2 =
nenhuma carga.

Agora o modelo atômico se ajusta aos fatos observados. Se determinado pedaço de matéria (como uma das esferas do eletrômetro antes de ser ligada à bateria) tiver o mesmo número de elétrons e prótons, isto significa que ele tem o mesmo número de unidades de carga C_1 e de unidades de carga C_2 . Como $C_1 + C_2$ = nenhuma carga, a esfera no total, não terá carga alguma. Um objeto que tenha o mesmo número de prótons e de elétrons é chamado **corpo eletricamente neutro**. Se removermos alguns elétrons de uma das esferas, ela ficará com excesso de prótons e, portanto, terá uma carga do tipo C_2 . Se acrescentarmos elétrons à esfera, ela ficará com um excesso de carga do tipo C_1 . Consideramos como *carga*

do corpo a diferença entre a quantidade de carga C_1 e a quantidade de carga C_2 .

É conveniente expressarmos a carga por meio de símbolos algébricos e por isso, daqui por diante, chamaremos "carga negativa" ao tipo C_1 e "carga positiva" ao tipo C_2 .

Note as vantagens dessa convenção: Combinando-se 5 unidades de C_1 e 3 unidades de C_2 , obtêm-se 2 unidades de C_1 . Isto pode ser expresso da seguinte maneira:

$$5(-1) + 3(+1) = -5 + 3 = -2$$

EXERCÍCIO 5-6

Suponha que reunimos 10 prótons e 11 elétrons. Esse conjunto é equivalente a quantos elétrons? Lembre-se de que 1 próton + 1 elétron = nenhuma carga.

EXERCÍCIO 5-7

Use números com sinais algébricos para representar as cargas e o resultado do Exercício 5-6.

5-3.5 Força Elétrica: Uma Propriedade Fundamental da Matéria

Vimos que uma bateria pode transferir para as esferas de um eletrômetro a propriedade chamada carga elétrica. Quando isso acontece, as esferas exercem forças uma sobre a outra. A discussão fez aparecer dois "Por ques":

1.º — "Por que aparecem as cargas elétricas?" Por que a bateria transfere ao eletrômetro a propriedade chamada carga elétrica? Mais adiante, neste curso, examinaremos melhor esta questão, pois o funcionamento das células eletroquímicas é extremamente importante na Química. Constitui o assunto de todo um capítulo deste livro (Capítulo 12). Por enquanto, o máximo que podemos dizer é que a carga *realmente* proveio da bateria, indicando dessa maneira que a matéria contida nas células eletroquímicas é dotada de cargas elétricas.

2.º — "Por que as duas esferas do eletrômetro, quando carregadas exercem forças uma sobre a outra?" "Qual é a nossa explicação para esse fenômeno? Essa é uma questão mais profunda. Dizemos que as esferas têm um excesso de elétrons (ou de prótons) e que esses elétrons (ou prótons) exercem forças uns sobre os outros. Isto na realidade não explica a força elétrica à distância. Ficamos com as perguntas equivalentes: "Por que dois elétrons (ou dois prótons) se repelem? Por que um elétron e um próton se atraem?" À falta de uma resposta, dizemos: "É uma *propriedade fundamental* da matéria o fato de poder ela adquirir carga elétrica e de um corpo com

carga elétrica exercer forças sobre outro corpo também carregado". Tal afirmação pode ser tomada como uma definição de "propriedade fundamental" — uma propriedade observada em muitas circunstâncias mas para a qual não foi possível encontrar um modelo útil. Quando não temos explicação para uma propriedade, nós a chamamos "fundamental". O interessante é que, depois que uma propriedade resistiu a explicação durante bastante tempo e foi classificada como propriedade fundamental, a explicação deixa de parecer necessária.

EXERCÍCIO 5-8

Houve um tempo em que os átomos eram considerados partículas fundamentais da matéria. Atualmente descrevemos a estrutura do átomo em termos das partículas mencionadas atrás — os prótons e os elétrons — e ainda de um outro tipo de partícula — o nêutron. Por que não mais afirmamos que os átomos são partículas fundamentais? Você espera que os nêutrons, prótons e elétrons sejam sempre chamados partículas fundamentais?

5-4 PROPRIEDADES ELÉTRICAS DAS FASES CONDENSADAS

Agora podemos investigar certos aspectos das fases condensadas que evidenciam a presença e o movimento de cargas elétricas. Já nos referimos a um dos exemplos mais importantes — o movimento de cargas elétricas nas soluções aquosas.

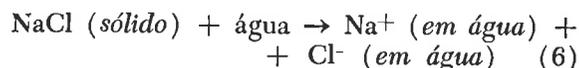
5-4.1 A Condutibilidade Elétrica das Soluções Aquosas

O movimento de cargas elétricas é chamado corrente elétrica. Portanto, quando dizemos que uma corrente elétrica passa através de uma solução de sal, queremos dizer que há movimento de cargas elétricas através da solução. Veremos agora de que maneira essa carga se move.

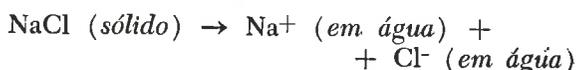
A água é um mau condutor de eletricidade. Entretanto, quando há cloreto de sódio nela

dissolvido, a solução conduz a eletricidade com muita facilidade. O responsável por esse fato deve ser o cloreto de sódio. De que maneira o sal dissolvido permite o movimento de cargas através do líquido? Uma possibilidade seria que, dissolvendo-se o sal na água, formem-se partículas com carga elétrica; nesse caso, o movimento das partículas carregadas constituiria a corrente elétrica. O sal de cozinha tem a fórmula NaCl — para cada átomo de sódio, há um átomo de cloro. Os químicos chegaram à conclusão de que, quando cloreto de sódio se dissolve em água, as partículas carregadas que se formam são: átomos de cloro, cada um deles com a carga negativa de um elétron, e átomos de sódio, cada um deles com a carga positiva de um próton. Representamos o átomo de cloro com uma carga negativa pelo símbolo Cl^- e o átomo de sódio com uma carga positiva por Na^+ . Átomos ou moléculas com carga elétrica são chamados **íons**.

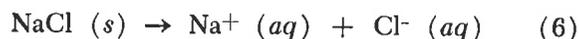
Usando êsses símbolos, podemos escrever a equação da reação que ocorre quando cloreto de sódio se dissolve em água:



A equação (6) indica que, quando cloreto de sódio se dissolve em água, produzem-se na solução íons Na^+ (íons sódio) e íons Cl^- (íons cloreto). Em geral os químicos abreviam ao máximo essa equação, restando apenas o essencial: suprimem o termo "água" no membro da esquerda porque os símbolos à direita já implicam a sua presença. Escrevem, então:



Já vimos que NaCl (sólido) pode ser abreviado para NaCl (s) . Há uma maneira análoga de abreviar "em água": usa-se o símbolo "aq", que significa "aquoso". Assim, a equação (6), que representa a reação de cloreto de sódio dissolvido em água, formando uma solução condutora em geral é escrita da seguinte maneira:

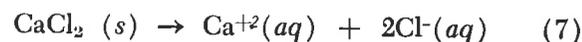


Agora temos o modelo de uma solução de sal que nos ajuda a discutir a condutibilidade elétrica. O sólido se dissolve formando partículas carregadas $\text{Na}^+ (\text{aq})$ e $\text{Cl}^- (\text{aq})$, que podem mover-se independentemente dentro da solução. A corrente elétrica passa através da solução em virtude do movimento desses íons. Os íons $\text{Cl}^- (\text{aq})$ movem-se num sentido, produzindo um movimento de carga negativa nesse sentido, enquanto que os íons $\text{Na}^+ (\text{aq})$ movem-se no sentido oposto, produzindo um movimento de carga positiva nesse outro sentido. Esses movimentos levam carga através da solução e tem-se, então, uma corrente elétrica.

O açúcar se dissolve na água, mas a solução conduz tão pouco a corrente elétrica quanto a água pura. Concluímos que, quando o açúcar se dissolve, não se formam partículas carregadas (íons). O açúcar deve ser muito diferente do cloreto de sódio.

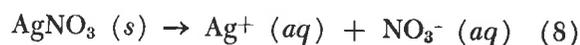
O cloreto de cálcio (CaCl_2) é outro sólido cristalino que se dissolve facilmente na água e sua solução conduz a corrente elétrica da mesma maneira que a solução de cloreto de

sódio. A esse respeito, o cloreto de cálcio é semelhante ao cloreto de sódio e diferente do açúcar. A equação que representa essa reação é:



A equação (7) mostra que, quando cloreto de cálcio se dissolve, produzem-se os íons $\text{Ca}^{+2} (\text{aq})$ e $\text{Cl}^- (\text{aq})$. Neste caso, cada íon de cálcio tem a carga positiva de dois prótons, isto é, duas vezes mais carga do que um íon de sódio, $\text{Na}^+ (\text{aq})$. O íon cloreto que forma, $\text{Cl}^- (\text{aq})$, é o mesmo que existe na solução de cloreto de sódio, embora provenha de outro composto. Consideramos o $\text{CaCl}_2 (\text{s})$ e o NaCl (s) semelhantes porque ambos se dissolvem na água formando íons aquosos.

O nitrato de prata (AgNO_3) é outra substância sólida que se dissolve na água produzindo uma solução condutora. A reação é a seguinte:

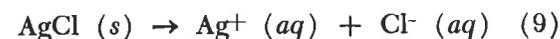


Desta vez, os íons formados são íons prata, $\text{Ag}^+ (\text{aq})$, e íons nitrato, $\text{NO}_3^- (\text{aq})$. O íon aquoso de prata é constituído por um átomo de prata com a carga positiva de um próton, isto é, a mesma carga de um íon aquoso de sódio. O íon aquoso nitrato tem a carga negativa de um elétron, isto é, a mesma carga do íon aquoso cloreto. Desta vez, entretanto, a carga negativa está associada a um grupo de quatro átomos — um de nitrogênio e três de oxigênio. Como o grupo NO_3^- mantém-se unido, age como uma unidade, e tem um nome próprio: íon nitrato.

Esses três sólidos, cloreto de sódio, cloreto de cálcio e nitrato de prata, são semelhantes: dissolvem-se na água formando íons aquosos, o que resulta em soluções condutoras. Por esse motivo, os três são classificados como **sólidos iônicos**.

A maior ou menor facilidade com que uma solução salina conduz a corrente elétrica é determinada pela quantidade de sal dissolvido na água. Uma solução que contenha 0,1 mol por litro conduz muito melhor do que uma outra que contenha 0,01 mol por litro. Em outras palavras, a condutibilidade é determinada não só pela presença de íons, mas também por sua concentração.

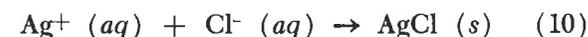
O cloreto de prata é um sólido que mostra claramente esse efeito. Ele não se dissolve facilmente na água. Quando se coloca cloreto de prata sólido em água, uma quantidade muito pequena do sólido entra em solução e há um ligeiro aumento na condutibilidade da solução. Esse aumento, embora pequeno, é mensurável e indica que realmente formam-se íons. Medidas cuidadosas mostram que, embora o cloreto de prata seja muito menos solúvel na água do que o cloreto de sódio, numa coisa ambos são semelhantes: a porção que se dissolve forma íons aquosos. A reação é a seguinte:



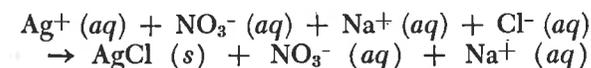
O cloreto de prata também é um sólido iônico.

5-4.2 Reações de Precipitação em Soluções Aquosas

Embora o nitrato de prata e o cloreto de sódio sejam muito solúveis na água, o cloreto de prata é muito pouco solúvel. O que acontecerá se misturarmos soluções de nitrato de prata e de cloreto de sódio? Teremos uma solução que contém os íons existentes numa solução de cloreto de prata, $\text{Ag}^+ (\text{aq})$ e $\text{Cl}^- (\text{aq})$, mas, nesse caso, em alta concentração! O íon $\text{Ag}^+ (\text{aq})$ proveio da reação (8) e o $\text{Cl}^- (\text{aq})$, da reação (6), e suas concentrações excedem de longe a solubilidade do cloreto de prata. O resultado é que se forma um sólido. **A formação de sólido a partir de uma solução chama-se precipitação:**



Note que a reação (10) indica a transformação que se dá quando soluções de nitrato de prata e cloreto de sódio são misturadas. Poderíamos ter escrito uma equação mais completa:



Entretanto, os íons $\text{NO}_3^- (\text{aq})$ e $\text{Na}^+ (\text{aq})$ não desempenham parte ativa na reação, nem têm influência sobre ela; por esse motivo, não são incluídos na equação. *A equação química balanceada deve conter apenas as espécies químicas que participam realmente da reação e que são chamadas reagentes predominantes.*

As equações (6), (7), (8), (9) e (10) envolvem partículas carregadas ou grupos de partículas carregadas — os íons. Quando vimos de que maneira se balanceia uma equação química (Seção 3-2.1), consideramos reações que envolviam partículas eletricamente neutras. Guiávamo-nos pela lei segundo a qual os átomos são conservados. Esse princípio é válido também para reações que envolvem íons. Mas, em tais equações, devemos considerar também a conservação da carga. Uma reação química não produz nem consome carga. Consequentemente, a soma das cargas elétricas entre os reagentes deve ser igual à soma das cargas elétricas entre os produtos da reação. Na reação (7), cloreto de cálcio dissolve-se, dando íons aquosos Ca^{+2} e Cl^- . A equação balanceada nos diz que o cloreto de cálcio sólido e neutro dissolve-se dando um íon Ca^{+2} para cada dois íons Cl^- . Somando essas cargas elétricas,

$$\left[\begin{array}{c} \text{carga do} \\ \text{Ca Cl} \\ \text{sólido} \end{array} \right] = \left[\begin{array}{c} \text{carga do} \\ \text{íon Ca}^{+2} \end{array} \right] + 2 \left[\begin{array}{c} \text{carga do} \\ \text{íon Cl}^- \end{array} \right]$$

$$0 = (2+) + 2(1-)$$

$$0 = 0 \quad (11)$$

Na equação balanceada de uma reação química, a carga é conservada.

EXERCÍCIO 5-9

Balanceie as equações das reações dadas abaixo. A seguir, some, em cada uma delas, as cargas dos reagentes e compare com a soma das cargas dos produtos da reação.

- $\text{PbCl}_2 (\text{s}) \rightarrow \text{Pb}^{+2} (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 (\text{s}) \rightarrow \text{K}^+ (\text{aq}) + \text{Cr}_2\text{O}_7^{-2} (\text{aq})$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CrO}_4^{-2} (\text{aq}) + \text{H}^+ (\text{aq})$

5-4.3 A Condutibilidade Elétrica dos Sólidos

Encontramos, neste capítulo, várias propriedades dos sólidos. Na Tabela 5-II, vimos que

os pontos de fusão e os calores de fusão variam muito de sólido para sólido. Para fundir um mol de neônio sólido precisamos de apenas 80 calorias, enquanto que um mol de cobre requer mais de 3000 calorias. Alguns sólidos dissolvem-se na água formando soluções condutoras (o cloreto de sódio, por exemplo), outros dissolvem-se na água, dando origem a soluções não condutoras (açúcar, por exemplo). Alguns sólidos dissolvem-se no álcool etílico, mas não na água (iôdo, por exemplo). Há grandes diferenças também na aparência dos sólidos. Há pouca semelhança entre um pedaço de vidro transparente e uma folha brilhante de alumínio, ou entre um pedaço de carvão e um límpido cristal de cloreto de sódio.

As grandes diferenças entre os sólidos tornam conveniente encontrar-se um bom esquema de classificação. Embora esse assunto seja tratado mais adiante neste curso (Capítulo 17), podemos já agora começar abordá-lo observando a condutibilidade elétrica dos sólidos.

Todos nós conhecemos a alta condutibilidade elétrica de substâncias como o cobre e a prata. Medidas da condutibilidade de vários outros sólidos mostram que todas as substâncias que conduzem a eletricidade com uma facilidade semelhante à do cobre e à da prata têm aparência semelhante. Quase todos esses bons condutores podem ser classificados como metais, pela simples aparência. *A propriedade mais característica das substâncias metálicas é a alta condutibilidade elétrica.*

Quando estudamos sólidos que não têm aquela aparência brilhante característica dos metais, verificamos que sua condutibilidade é extremamente baixa, inclusive para aqueles que chamamos sólidos iônicos: cloreto de sódio, nitrato de sódio, nitrato de prata e cloreto de prata. Nesse caso estão também os *cristais moleculares* como o gelo. Esse sólido (Fig. 5-3) é formado por moléculas (as mesmas que existem na fase gasosa) arrumadas com regularidade. Esses maus condutores diferem dos metais em praticamente todas as propriedades. Assim, a condutibilidade elétrica fornece a chave para um dos esquemas mais fundamentais de classificação das substâncias.

5 - 4.4 Sólidos Iônicos

Examinando as Tabelas 5-I e 5-II, verificamos que tanto o cloreto de sódio quanto o cobre têm pontos de fusão e de ebulição extremamente elevados; entretanto, quanto ao resto, pouco têm em comum. O cloreto de sódio não tem nenhuma das outras propriedades que identificam um metal: não é brilhante (pelo contrário, é formado por cristais transparentes), não conduz a eletricidade, nem é um bom condutor de calor. O tipo de forças que mantêm tal cristal unido deve ser bem diferente das forças existentes num metal.

O cristal de cloreto de sódio contém o mesmo número de átomos de sódio e cloro, mas não moléculas desses elementos. Baseados em muitos dados experimentais, os químicos concluíram que os cristais de cloreto de sódio são formados por íons sódio (Na^+) e íons cloro (Cl^-), e não por moléculas ou átomos neutros. Deve haver o mesmo número de íons Na^+ e Cl^- porque o cristal como um todo é eletricamente neutro. Apesar disso, há atrações elétricas entre as partículas com cargas opostas. Essa atração entre íons positivos e negativos é responsável pela ligação num sólido iônico.

Para representar a composição desse sólido, usamos a fórmula NaCl que, entretanto, não indica a presença de moléculas de cloreto de sódio — ela *não é* uma fórmula molecular. Ela, dando os números relativos de átomos de cada tipo, indica apenas a composição e é chamada **fórmula empírica**.

A Fig. 5-10 representa o arranjo dos íons no cristal de cloreto de sódio — eles estão arrumados em camadas. Cada camada tem uma camada igual a ela à sua frente e outra atrás. Mas estão deslocadas umas em relação às outras, de modo que, em frente e atrás de cada íon Na^+ , há um íon Cl^- . Assim, cada íon está circundado por seis íons de cargas opostas à sua. Chamamos a esse arranjo "*o arranjo do cloreto de sódio*" ou "*a rede do cloreto de sódio*". O fato de, nessa rede, íons de cargas opostas serem vizinhos é responsável pela ligação muito forte e, portanto, pelo fato do ponto de fusão desse cristal ser elevado.

Quando se funde um sólido iônico como o cloreto de sódio, o sal fundido conduz a corrente elétrica. Temos uma condutibilidade semelhante à da solução aquosa: concluímos

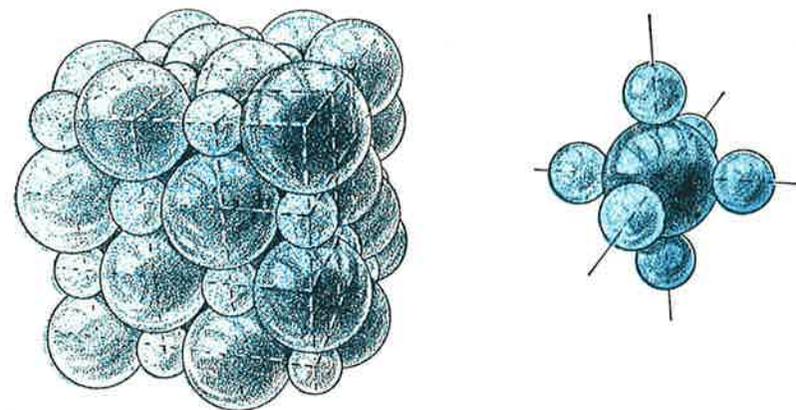


Fig. 5-10 — Arranjo dos íons num cristal iônico: o cloreto de sódio.

que estão presentes íons Na^+ e Cl^- . O fato da temperatura de fusão ser extremamente alta (808°C) mostra que é necessária uma grande quantidade de energia para desfazer o arranjo cristalino regular do NaCl tornando assim os íons "livres", isto é, capazes de se mover.

Entretanto, o cloreto de sódio sólido dissolve-se facilmente na água à temperatura ambiente e *sem grande efeito térmico*. Isto só pode significar que a água interage fortemente com os íons — tão fortemente que os íons aquosos são quase tão estáveis quanto os íons no cris-

tal. De fato, a água interage tão fortemente com íons, que certos cristais moleculares dissolvem-se na água formando soluções condutoras. Por exemplo, cloreto de hidrogênio sólido, $\text{HCl}(s)$, é um cristal molecular semelhante ao gelo. O sólido é formado por moléculas HCl , e não por íons, como o cristal de cloreto de sódio. Mesmo assim, o $\text{HCl}(s)$ dissolve-se na água, formando uma solução condutora que contém íons hidrogênio, $\text{H}^+(aq)$ e íons cloreto, $\text{Cl}^-(aq)$. Portanto, não podemos afirmar com segurança para qualquer solução condutora que o sólido dissolvido é iônico. Podemos afirmar apenas que, quando um sólido iônico se dissolve na água, obtém-se uma solução condutora.

PERGUNTAS E PROBLEMAS

- Um líquido em ebulição é mantido sobre um aquecedor. Embora haja consumo de energia pelo líquido, sua temperatura não sobe mais. Explique.
- Qual a maior quantidade de calor que você pode perder quando 1 grama de água se evapora de sua pele?
- Note, na Tabela 5-I, a correlação entre o ponto de ebulição normal e o calor de vaporização de vários líquidos. Sugira possíveis razões para essa regularidade.
- Na sua opinião, o que causaria uma queimadura mais grave: 1 grama de $\text{H}_2\text{O}(g)$ a 100°C ou 1 grama de $\text{H}_2\text{O}(l)$ a 100°C ?
- Os líquidos usados nos combustíveis para foguetes passam sobre a parede externa

da câmara de combustão antes de penetrarem na própria câmara. Qual a vantagem desse procedimento?

- O que requer mais energia:
 - Transformar 1 mol de água líquida em água gasosa?
 - Decompor, por eletrólise, 1 mol de água?
 Explique.
- Em cada um dos pares de substâncias mencionados adiante, indique qual o líquido que tem pressão de vapor mais alta. Admita que todas as substâncias estão à temperatura ambiente.
 - Mercúrio, água.
 - Gasolina, óleo para motor.
 - Um perfume, mel.

8. Explique porque o ponto de ebulição da água é mais baixo na cidade de São Paulo (altitude aprox. 800 metros) do que em Santos (nível do mar).
9. Os dois líquidos, tetracloreto de carbono (CCl_4 — usado para limpeza a seco e em certos extintores de incendio) e mercúrio (Hg) têm vapores venenosos. Se houve um escapamento de CCl_4 , evita-se o perigo simplesmente arejando o cômodo durante a noite; mas se espalhou-se alguma quantidade de mercúrio é necessário recolher as gotículas de líquido com dispositivo aspirante. Explique.
10. Devido a sua excelente condutibilidade térmica, o sódio líquido foi proposto como refrigerante em usinas nucleares.
- Dentro de que intervalo de temperatura pode o sódio ser usado como líquido refrigerante, num sistema construído para operar à pressão de 1 atm ou menos?
 - Que quantidade de calor seria absorvida por quilograma de sódio para fundir o sólido, quando o sistema de refrigeração fôsse pôsto a funcionar?
 - Que quantidade de calor seria absorvida por quilograma de sódio, se a temperatura se elevasse demais e o sódio se vaporizasse?
Use os dados das Tabelas 5-I (pág. 70) e 5-II (pág. 72).
11. Usa-se comumente a água como refrigerante em usinas produtoras de energia. Refaça o Problema 10 considerando 1 kg de água, em vez de sódio. Compare os resultados para os dois refrigerantes.
12. Que quantidade de calor deve ser removida para congelar 500 gramas de água a 0°C ?
13. Cite três materiais heterogêneos que não constem da lista da Seção 5-2.1.
14. Cite três materiais homogêneos que não constem da lista da Seção 5-2.1.
15. Qual das seguintes afirmações a respeito da água do mar é FALSA?
- Ela ferve a uma temperatura mais alta do que a água pura.
 - Ela funde a uma temperatura mais baixa do que a água pura.
 - O ponto de ebulição se eleva à medida que o líquido vai fervendo.
 - O ponto de fusão baixa à medida que o líquido vai se congelando.
 - A densidade é a mesma que a da água pura.
16. Quantas gramas de metanol (CH_3OH) devem ser acrescentadas a 2,00 moles de H_2O para preparar uma solução que contenha o mesmo número de moléculas de H_2O e CH_3OH ? Quantas moléculas existirão ao todo na solução?
17. Quantas gramas de cloreto de amônio (NH_4Cl) existem em 0,30 litro de uma solução 0,40M de NH_4Cl ?
Resposta: 6,4 gramas.
18. Escreva instruções para preparar as seguintes soluções aquosas:
- 1,0 litro de solução 1,0 M de nitrato de chumbo, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.
 - 2,0 litros de solução 0,50 M de cloreto de amônio, NH_4Cl .
 - 0,50 litro de solução 2,0 M de cromato de potássio, K_2CrO_4 .
19. Quantos litros de solução 0,250 M de K_2CrO_4 contém 38,8 gramas de K_2CrO_4 ?
20. Mencione três propriedades de uma solução que você acha que variam quando a concentração do soluto varia.
21. Mencione dois outros tipos de força (além da força elétrica) que agem à distância.
22. Na sua opinião, o que aconteceria se uma das esferas do eletrômetro fôsse carregada por seu cabelo e a outra pelo pente usado para penteá-lo?
23. Por que afirmam os cientistas que só há dois tipos de cargas elétricas?
24. Sabe-se que as cargas elétricas se atraem ou se repelem com forças inversamente proporcionais ao quadrado da distância

- entre elas. Como varia a força de repulsão entre duas esferas carregadas negativamente quando a distância entre elas é aumentada de quatro vezes?
25. Por que dois objetos materiais, mesmo elêtricamente neutros, atraem-se mutuamente?
26. Cada um dos seguintes sólidos iônicos dissolve-se em água, formando soluções condutoras. Escreva equações para as reações correspondentes.
- Cloreto de potássio (KCl).
 - Nitrato de sódio (NaNO_3).
 - Brometo de cálcio (CaBr_2).
- Resposta:*
 $\text{CaBr}_2(s) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(aq) + 2\text{Br}^-(aq)$
- d) Iodeto de lítio (LiI).
27. Um cloreto de ferro chamado cloreto férrico (FeCl_3) dissolve-se na água, formando uma solução que contém íons férricos (Fe^{3+}) e íons cloreto (Cl^-).
- Escreva a equação dessa reação.
 - Se 0,10 mol de FeCl_3 fôr dissolvido em 1,0 litro de água, qual será a concentração de íons férricos e de íons cloro?
Resposta:
Concentração de $\text{Fe}^{3+} = 0,10 \text{ M}$
Concentração de $\text{Cl}^- = 0,30 \text{ M}$
28. O sal sulfato de amônio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, dissolve-se em água formando uma solução condutora que contém íons amônio, NH_4^+ , e íons sulfato, SO_4^{2-} .
- Escreva a equação balanceada dessa reação.
 - Verifique a conservação da carga comparando a carga do reagente com a soma das cargas dos produtos da reação.
 - Suponha que se dissolva 1,32 g de sulfato de amônio em água e se dilua à 0,500 litro. Calcule as concentrações de $\text{NH}_4^+(aq)$ e $\text{SO}_4^{2-}(aq)$.
29. 1,00 litro de solução contém 0,100 mol de cloreto férrico, FeCl_3 , e 0,100 mol de cloreto de amônio, NH_4Cl . Calcule as concentrações dos íons Fe^{3+} , Cl^- e NH_4^+ .
- Respostas:*
Concentração de: $\text{Fe}^{3+} = 0,100 \text{ M}$
Concentração de: $\text{NH}_4^+ = 0,100 \text{ M}$
Concentração de: $\text{Cl}^- = 0,400 \text{ M}$
30. Na Experiência 10, você misturou nitrato de chumbo e iodeto de sódio. Escreva a equação da reação que então ocorreu, indicando apenas as espécies químicas predominantes.
31. Escreva as equações das reações entre os íons aquosos de bromo e:
- íons aquosos de chumbo.
 - íons aquosos de prata.
- O brometo de chumbo (PbBr_2) e o brometo de prata (AgBr) são ligeiramente solúveis.
32. Quando misturamos soluções de cloreto de bário (BaCl_2) e cromato de potássio (K_2CrO_4), ocorre a seguinte reação
- $$2\text{K}^+(aq) + \text{CrO}_4^{2-}(aq) + \text{Ba}^{2+}(aq) + 2\text{Cl}^-(aq) \rightarrow \text{BaCrO}_4(s) + 2\text{K}^+(aq) + 2\text{Cl}^-(aq)$$
- Explique como a carga é conservada.
 - Reescreva a equação indicando apenas as espécies químicas predominantes.
 - Suponha que 1,00 litro de uma solução 0,50 M de BaCl_2 é misturada com 1,00 litro de uma solução 0,200 M de K_2CrO_4 . Admitindo que BaCrO_4 tem solubilidade desprezível, calcule as concentrações de todos os íons presentes quando termina a precipitação.
Resposta:
Concentração de $\text{K}^+ = 0,200 \text{ M}$
Concentração de $\text{Cl}^- = 0,500 \text{ M}$
Concentração de $\text{CrO}_4^{2-} = \text{desprezível}$
Concentração de $\text{Ba}^{2+} = 0,150 \text{ M}$

A Estrutura do Átomo e a Tabela Periódica

O oitavo elemento, a partir de qualquer um deles, é como que uma repetição do primeiro, assim como a oitava nota em uma escala musical.

J. A. R. NEWLANDS, 1864

Já vimos que a Natureza apresenta uma grande variedade. Em torno de nós encontramos gases, líquidos e sólidos. Para liquefazer o ar, devemos resfriá-lo até aproximadamente -180°C , o que é muito mais frio do que o mais frio dos invernos. Para liquefazer uma rocha, precisamos aquecê-la até temperaturas superiores a 1000°C , temperatura encontrada num vulcão ativo. Quando examinamos a reatividade química, encontramos ainda maior variedade. Uma vela queima calma e lentamente, depois de ter sido acesa, embora não reaja apreciavelmente antes disso. O ferro também reage com o oxigênio muito lentamente (enferruja), embora não tão lentamente quanto desejaríamos. O hidrogênio, ao contrário, reage explosivamente com o oxigênio. Por seu lado, o gás hélio *nunca* reage com o oxigênio.

Voltando à concepção atômica da matéria, encontramos mais de cem elementos diferentes, cada um dos quais tem um tipo de átomo que, de alguma maneira, é diferente de todos os demais. Com esses cem elementos, os químicos prepararam cerca de um milhão e meio

de compostos diferentes, cada um com suas propriedades especiais. Cada ano há notícia de mais cem mil compostos, aproximadamente. Nesse campo também lidamos com grande variedade.

Já assinalamos, no Capítulo 1, que “a mera catalogação de observações não é ciência.” Para nos colocarmos em dia com essa grande variedade da Natureza precisamos usar as regularidades que ela apresenta e, assim, organizar nosso conhecimento. O fato de os químicos terem conseguido sintetizar mais de um milhão de compostos mostra que foram bem sucedidos nessa organização. Esse sucesso é devido, em grande parte, às regularidades enfeitadas na *tabela periódica*.

Essa tabela agrupa os elementos que têm propriedades químicas semelhantes. Como instrumento de correlação, ela já é de grande valor, mas torna-se ainda mais poderosa quando associada à compreensão da estrutura do átomo. Por esse motivo é conveniente considerar este tópico antes de examinar as relações que estabelecem a tabela periódica.

6-1 A ESTRUTURA DO ÁTOMO

Os cientistas desenvolveram um modelo altamente sofisticado da estrutura do átomo. O modelo geralmente aceito é chamado “átomo nuclear”. Nós o apresentaremos sem tentar mostrar imediatamente todas as evidências experimentais que conduziram a esse modelo. Entretanto, você pode ter certeza de que cada detalhe do modelo se apoia em dados experimentais, como veremos no Capítulo 14.

6-1.1 Um Modelo: O Átomo Nuclear

Um átomo contém elétrons e prótons. Como a massa é uma propriedade associada a toda a matéria, é natural admitir que os átomos, que formam a matéria, têm massa. Como qualquer pedaço de matéria ocupa certo volume, podemos também admitir que cada átomo tem volume. Quase toda a massa do átomo está concentrada numa região que é muito menor do que o volume todo do átomo. Essa região é chamada *núcleo* do átomo. *O resto do volume do átomo é ocupado pelos elétrons.*

O núcleo tem carga elétrica positiva. O elemento hidrogênio é constituído pelos átomos mais leves e os núcleos desses átomos têm a menor carga elétrica positiva já observada até agora. Cada átomo de hidrogênio tem um próton no núcleo. A carga de núcleo de um átomo de hidrogênio é a carga de um único próton, isto é, a unidade de carga

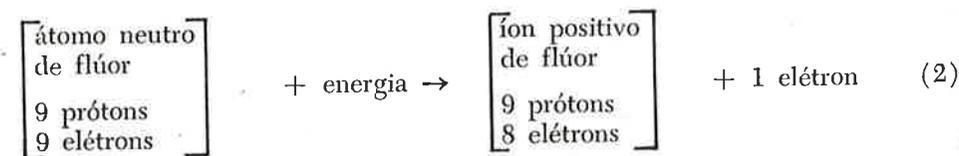
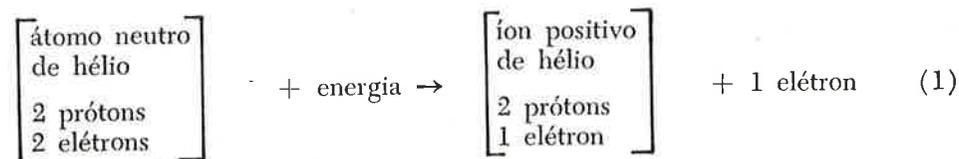
positiva ($1+$). Todos os outros núcleos têm cargas positivas que são múltiplos inteiros da carga do próton; um núcleo pode ter duas unidades positivas de carga ($2+$), três unidades positivas de carga ($3+$), e assim por diante. Cada núcleo contém um definido número de prótons e a carga do núcleo é fixada por este número.

Todos os átomos de um mesmo elemento têm a mesma carga nuclear. Assim, todos átomos de hidrogênio têm carga nuclear $+1$, todos átomos de hélio têm carga nuclear $+2$, todos átomos de lítio têm carga nuclear $+3$, e assim por diante. Veremos que a *carga nuclear determina a química de cada átomo.*

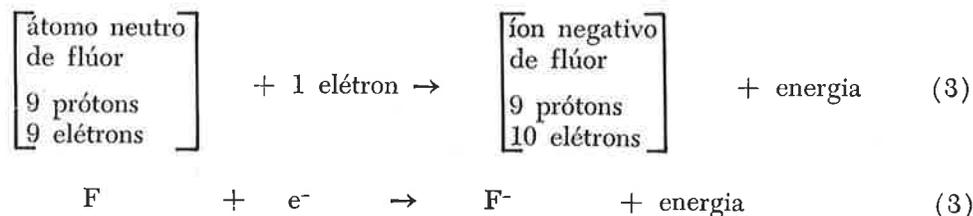
Já que o núcleo tem carga positiva, ele atrai elétrons (que têm carga negativa). Quando um núcleo atrai um número de elétrons exatamente igual à carga nuclear, forma-se um átomo eletricamente neutro. Considere um núcleo que contenha dois prótons, o núcleo de hélio. Quando o átomo de hélio tem também dois elétrons, isto é, duas cargas negativas ($2-$), resulta um átomo neutro de hélio:

$$2 \text{ prótons} + 2 \text{ elétrons} = \text{nenhuma carga} \\ (2+) + (2-) = 0$$

Pode-se remover ou acrescentar elétrons a um átomo neutro, formando-se, então, um átomo carregado eletricamente — isto é, um íon. Vejamos dois exemplos:



Como as cargas positivas atraem as negativas, é difícil arrancar o elétron para longe do núcleo positivo de hélio ou flúor. Os cientistas dizem que “é necessário realizar trabalho” ou “é preciso energia” para formar um íon positivo a partir de um átomo neutro, como em (1) ou (2). “Trabalho” e “energia” são sinônimos nesse contexto e indicam que um agente externo deve exercer uma força sobre o elétron para arrancá-lo do átomo neutro. Por analogia, podemos dizer que a atração entre o elétron e o núcleo é como uma



6-1.2 A Massa de um Átomo e suas Partes

Os prótons estão no núcleo e os elétrons o circundam. A maior parte da massa do átomo está no núcleo. Essas duas proposições implicam em que um elétron pesa muito menos do que um próton; de fato, isso acontece. Foram realizadas experiências para determinar as massas de elétrons e prótons individualmente. Essas experiências estão descritas no Capítulo 14 e mostram que a massa de um elétron é menor do que a de um próton na proporção dada pelo fator $\frac{1}{1840}$.

Isto significa que a maior parte da massa do átomo deve ser fornecida pelo núcleo. Entretanto, a massa do núcleo não é determinada apenas pelo número de prótons. Por exemplo, o núcleo de hélio tem dois prótons e o núcleo de hidrogênio tem um próton. Entretanto, experiências mostram que o átomo de hélio tem quatro vezes mais massa do que o átomo de hidrogênio. Qual será, então a composição do núcleo de hélio? Obteve-se uma resposta parcial para esse problema quando se descobriu uma terceira partícula, o nêutron, que não tem carga — é uma partícula neutra. Sua massa é praticamente igual à do próton. Portanto, o núcleo de hélio deve consistir de dois

tira de borracha esticada ligando as duas partículas. Aplicando-se continuamente uma força às duas partículas, pode-se conseguir “esticar tanto a tira de borracha” que ela acabe por “arrebentar”, libertando as duas partículas; isto se dá à custa de trabalho.

Alguns átomos neutros podem *ganhar* elétrons, formando íons negativos. Por exemplo, um átomo neutro de flúor pode *anexar* um elétron, formando um íon negativo, F^- . Essa transformação para átomos de flúor não requer energia; pelo contrário, *liberta* energia:

nêutrons e de dois prótons. Sua carga será, então, $2+$; sua massa, entretanto, será quatro vezes a massa do átomo de hidrogênio.

Por enquanto, nosso modelo nuclear é suficiente. Podemos construir átomos para todos os elementos. Cada átomo tem um núcleo formado por prótons e nêutrons. Os prótons são responsáveis por toda a carga nuclear e por parte da massa. Os nêutrons são responsáveis pelo resto da massa do núcleo. Ao que parece, os nêutrons contribuem para manter o núcleo ligado, fornecendo forças atrativas que predominam sobre a repulsão elétrica entre os prótons. (*)

Em torno do núcleo há elétrons em número suficiente para que o átomo, como um todo, seja eletricamente neutro. A carga e a massa de cada uma das três partículas fundamentais mencionadas até agora estão indicadas na Tabela 6-I.

(*) Esse modelo não chega a esclarecer quais são as forças que mantêm o núcleo ligado apesar da repulsão entre os prótons. Sabemos que o núcleo de hélio é estável — pode existir indefinidamente — mas o modelo não explica *porque* ele é estável. Usamos modelos porque nos ajudam a explicar muitos fatos importantes, embora não expliquem todos os fatos.

Tabela 6-I

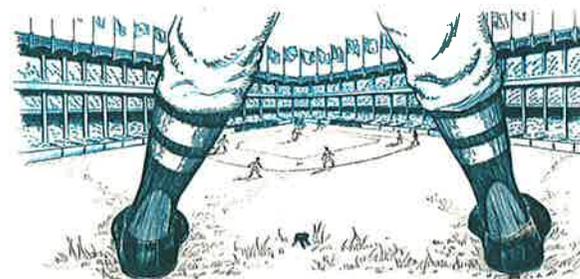
CARGA E MASSA DE ALGUMAS PARTÍCULAS FUNDAMENTAIS

PARTÍCULA	CARGA (em relação à carga do elétron)	MASSA APROXIMADA (em relação à massa do próton)
Elétron	$1-$	$\frac{1}{1840}$
Próton	$1+$	1
Nêutron	0	1

6-1.3 O Tamanho dos Átomos

De que tamanho é um átomo? Não podemos responder a essa pergunta para um átomo isolado. Podemos entretanto planejar experiências para descobrir até que distância um átomo pode se aproximar do núcleo de outro átomo. À medida que dois átomos se aproximam, eles são freados pela força repulsiva dos núcleos carregados positivamente. Os elétrons dos dois átomos também se repelem mutuamente, mas são atraídos pelos núcleos. A distância de aproximação de dois núcleos depende da compensação entre as forças atrativas e repulsivas. Depende também da energia de movimento dos átomos quando estão se aproximando um do outro. Se pensarmos nos átomos como es-

Fig. 6-1 — O núcleo é muito menor do que o átomo. Ele ocupa no átomo, relativamente, um volume igual ao ocupado por uma pulga no estádio do Maracanã.



feras, verificaremos que seus diâmetros variam de 0,000 000 01 até 0,000 000 5 cm (de 1×10^{-8} até 5×10^{-8} cm). Os núcleos são muito menores. Um diâmetro nuclear típico é 10^{-13} cm aproximadamente $\frac{1}{100\ 000}$ do diâmetro do átomo.

Suponha que tomamos o estádio do Maracanã (150 mil lugares) como modelo do átomo. Conservando a escala, o núcleo seria do tamanho de uma pulga! Para o átomo de hidrogênio, a pulga representaria um próton e estaria localizada no centro do estádio. O único elétron existente no átomo neutro de hidrogênio movimentar-se-ia por *toda* o resto do estádio. Para o átomo de hélio, no lugar do núcleo haveria um aglomerado de quatro pulgas representando dois prótons e dois nêutrons e os dois elétrons do átomo neutro de hélio partilhariam o resto do estádio. Essa situação torna-se ainda mais difícil de ser imaginada quando pensamos que as pulgas, que ocupam um minúsculo volume no centro do campo, detêm quase toda a massa do átomo.

6-1.4 Número Atômico

O que têm em comum os átomos de determinado elemento e que o distingue dos átomos de todos os outros elementos? Todo núcleo de hidrogênio tem carga $1+$. Todo átomo neutro de hidrogênio tem um elétron (carga $1-$) situado no volume relativamente grande que circunda o núcleo. Todo átomo de hélio tem núcleo com carga $2+$ e todo átomo neutro de hélio tem dois elétrons em torno do núcleo. O elemento lítio tem átomos mais pesados do que o hidrogênio e o hélio; todo átomo de lítio tem núcleo com carga $3+$, e três elétrons em volta, para formar um átomo neutro.

Vemos, assim, que cada elemento químico consiste de átomos cujos núcleos têm um número determinado de prótons, ou seja, uma determinada carga nuclear. O número de prótons do núcleo é chamado **número atômico**. Evidentemente, todos os números atômicos são números inteiros. Assim, o oxigênio, que tem número atômico 8, tem 8 prótons no núcleo (carga nuclear $8+$). Um átomo neutro de oxigênio tem 8 elétrons (cada qual com carga $1-$).

Os números atômicos dos elementos estão indicados na parte interna da capa no fim deste livro. Você verá, nessa tabela, que cada elemento tem seu próprio nome, símbolo e número atômico. Cada elemento pode ser identificado por uma dessas três características. Por exemplo, o hélio pode ser designado por seu nome, por seu símbolo (He) ou por seu número atômico (elemento de número atômico 2).

Na tabela periódica (parte interna da capa no início do livro) os elementos foram colocados na ordem crescente dos números atômicos. Em cada quadradinho da tabela, o número colocado acima do símbolo é o número atômico.

Tabela 6-II

VALORES NUMÉRICOS BÁSICOS RELATIVOS A ALCUNS ISÓTOPOS COMUNS

NOME DO ISÓTOPO	ABUNDÂNCIA NA NATUREZA %	NÚMERO ATÔMICO	NÚMERO DE MASSA	NÚCLEO			NÚMERO DE ELÉTRONS NO ÁTOMO NEUTRO	
				COMPOSIÇÃO *	MASSA	CARGA		
hidrogênio 1	99,984	1	1	1p		1	1+	1
hidrogênio 2	0,016	1	2	1p	1n	2	1+	1
hélio 3	$1,34 \times 10^{-4}$	2	3	2p	1n	3	2+	2
hélio 4	100	2	4	2p	2n	4	2+	2
lítio 6	7,40	3	6	3p	3n	6	3+	3
lítio 7	92,6	3	7	3p	4n	7	3+	3
berílio 9	100	4	9	4p	5n	9	4+	4
boro 10	18,83	5	10	5p	5n	10	5+	5
boro 11	81,17	5	11	5p	6n	11	5+	5
carbono 12	98,892	6	12	6p	6n	12	6+	6
carbono 13	1,108	6	13	6p	7n	13	6+	6
nitrogênio 14	99,64	7	14	7p	7n	14	7+	7
nitrogênio 15	0,36	7	15	7p	8n	15	7+	7
oxigênio 16	99,76	8	16	8p	8n	16	8+	8
oxigênio 17	0,04	8	17	8p	9n	17	8+	8
oxigênio 18	0,20	8	18	8p	10n	18	8+	8
flúor 19	100	9	19	9p	10n	19	9+	9
cloro 35	75,4	17	35	17p	18n	35	17+	17
cloro 37	24,6	17	37	17p	20n	37	17+	17
ouro 197	100	79	197	79p	118n	197	79+	79
urânio 235	0,71	92	235	92p	143n	235	92+	92
urânio 238	99,28	92	238	92p	146n	238	92+	92

* p = próton, n = nêutron.

6 - 1.5 Número de Massa e Isótopos

Todos os átomos de um elemento têm a mesma carga nuclear. Terão todos eles a mesma massa? Quase todos os átomos de hidrogênio têm a mesma massa: a soma da massa do próton e da massa do elétron. O núcleo desses átomos consiste de um único próton. Entretanto, uma pequena fração dos átomos de hidrogênio (0,016% deles) tem núcleos cuja massa é aproximadamente o dobro da massa do próton (compare com o núcleo de hélio). Para explicar a massa desses átomos de hidrogênio, temos que admitir que seus núcleos consistem de um nêutron (carga zero, massa 1) e um próton (carga 1+ e massa 1). Esse tipo de átomo de

hidrogênio é chamado *hidrogênio 2*; outra designação usada comumente é *deutério*. Os dois tipos de átomos de hidrogênio (com o mesmo número atômico e diferentes massas) são chamados **isótopos**. Determinado isótopo é identificado especificando-se em primeiro lugar de que elemento se trata (pelo símbolo ou nome do elemento) e, a seguir, pela soma do número de prótons e de nêutrons. O *número de prótons mais o número de nêutrons de determinado núcleo é chamado número de massa do núcleo*. Naturalmente, o número de massa é sempre um inteiro.

Resumindo:

Número atômico = número de prótons do núcleo (determina a carga nuclear).

Número de massa = número de prótons e nêutrons do núcleo (fixa a massa nuclear).

A maior parte dos elementos químicos consiste de misturas de isótopos. O oxigênio, de número atômico 8, tem três isótopos estáveis. O tipo de oxigênio que tem número de massa 16 é o mais abundante. Aproximadamente

99,76% dos átomos de oxigênio consistem desse isótopo. Apenas 0,04% dos átomos de oxigênio têm número de massa 17 e 0,20% têm número de massa 18. O núcleo do átomo do oxigênio 16 tem 8 prótons e 8 nêutrons, tendo, portanto, carga 8+ e massa 16. O núcleo do átomo do oxigênio 17 tem 8 prótons e 9 nêutrons, tendo, portanto, carga 8+ e massa 17. O núcleo do átomo do oxigênio 18 tem 8 prótons e 10 nêutrons, isto é, carga 8+ e massa 18. A Tabela 6-II resume dados sobre a estrutura atômica de alguns isótopos comuns.

A carga nuclear e os elétrons que giram em torno do núcleo determinam fundamentalmente o comportamento de cada átomo em relação a outros átomos. As diferenças de massa produzem efeitos químicos de menor importância. Como os isótopos de um mesmo elemento têm a mesma carga nuclear e o mesmo número de elétrons no átomo neutro, eles reagem da mesma maneira. Sendo assim, podemos falar das propriedades químicas do oxigênio sem especificar de qual dos isótopos estáveis se trata. Somente medidas muito precisas são capazes de indicar as tênues diferenças químicas existentes entre eles.

6 - 2 A FAMÍLIA QUÍMICA MAIS SIMPLES: OS GASES INERTES

Agora já temos informações suficientes para compreender porque os elementos estão dispostos daquela maneira na tabela periódica, cujo significado e utilidade descobriremos examinando os elementos conhecidos. Essa tabela é tão importante que está impressa na parte interna da capa de quase todos os livros de Química.

Quando os elementos são colocados na ordem crescente dos números atômicos, cada um deles tem propriedades químicas diferentes das de seus vizinhos. Entretanto, há semelhanças acentuadas entre alguns elementos. Por exemplo, dos cento e poucos elementos conhecidos, apenas uns doze são gases em condições normais de temperatura e pressão. Esses, seis têm propriedades químicas tão notavelmente semelhantes que se torna conveniente estudá-los em conjunto. Esses seis gases são identificados por um "nome de família": os *gases inertes*.

Fig. 6-2 — Os gases inertes — uma família química.

hélio	2 He
neônio	10 Ne
argônio	18 Ar
criptônio	36 Kr
xenônio	54 Xe
radônio	86 Rn

lhantes; por esse motivo, tudo o que conhecermos a respeito de um dos elementos do grupo ajuda a compreender a química dos outros elementos do grupo. Na tabela periódica, cada grupo aparece numa coluna vertical. A chave para esse arranjo está nos elementos chamados gases inertes. O fato desses gases fornecerem a chave para a organização de nosso conhecimento químico é uma das artimanhas da Natureza, pois o que distingue esses elementos é sua quase total ausência de reatividade química. O primeiro dos gases inertes é o hélio.

6 - 2.1 O Hélio

Hélio, o segundo elemento da tabela periódica, tem número atômico 2. Isto significa que seu núcleo contém 2 prótons e tem carga $2+$. O átomo neutro, portanto, contém 2 elétrons. Há dois isótopos estáveis, o hélio 4 e o hélio 3, mas o que encontramos na Natureza é o hélio 4 praticamente puro. Ele é encontrado em certos lençóis subterrâneos de gás natural e é separado como um subproduto. As fontes de hélio são raras e quase todo o suprimento mundial provém dos Estados Unidos, sobretudo dos Estados de Texas e Kansas.

O hélio é um gás monoatômico e, até agora, não se encontrou nenhum composto estável desse elemento. As forças atrativas entre os átomos de hélio são extraordinariamente fracas, como se verifica pelo ponto normal de ebulição: para liquefazer o hélio, é preciso resfriá-lo a $-268,9^{\circ}\text{C}$, ou $4,2^{\circ}\text{K}$. Não há outro elemento ou composto que tenha ponto de ebulição tão baixo. Há uma outra característica do hélio que também reflete a fragilidade das forças intermoleculares: esse elemento é o único que não pode ser solidificado por mais baixa que

seja a temperatura, a menos que seja submetido a enorme pressão — o hélio torna-se sólido a $1,1^{\circ}\text{K}$, mas só se a pressão for superior a 26 atmosferas.

As reações químicas costumam ocorrer de maneira a formar arranjos mais estáveis de átomos. O hélio não toma parte em reação química alguma, por onde concluímos que os átomos de hélio são particularmente estáveis.

6 - 2.2 Neônio, Argônio, Criptônio, Xenônio e Radônio

Dentre os cento e poucos elementos conhecidos, há apenas cinco cuja química se parece com a do hélio. Já dissemos que esses elementos: o neônio, o argônio, o criptônio, o xenônio e o radônio, juntamente com o hélio, são conhecidos como gases inertes. Somente a partir de 1962 os químicos têm conseguido preparar alguns compostos desses elementos. Os poucos compostos obtidos reagem com muita facilidade, decompondo-se rapidamente, de maneira que o gás inerte volta ao estado de elemento. Tudo o que se sabe a respeito desses gases indica que seus átomos são particularmente estáveis.

As propriedades físicas dos gases inertes estão resumidas na Tabela 6-III, que examinaremos parte por parte.

PONTO DE EBULIÇÃO

Os gases inertes apresentam-se todos como gases à temperatura ambiente. O hélio tem o ponto de ebulição mais baixo que se conhece: $4,2^{\circ}\text{K}$. O neônio também tem ponto de ebulição muito baixo: $27,2^{\circ}\text{K}$ (entre ele e o hélio há o hidrogênio, cujo ponto de ebulição é

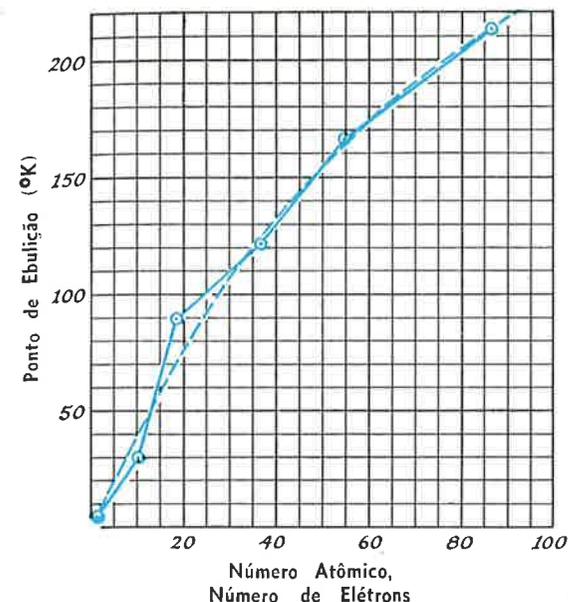


Fig. 6-3 — Correlação entre o ponto de ebulição e o número de elétrons por átomo para os gases inertes.

$20,4^{\circ}\text{K}$). O ponto de ebulição do argônio também é muito baixo, mas não o suficiente para distingui-lo de várias moléculas diatômicas, como as de nitrogênio (N_2), flúor (F_2) e oxigênio (O_2), cujos pontos de ebulição são respectivamente: $77,4^{\circ}\text{K}$, $85,2^{\circ}\text{K}$ e $90,2^{\circ}\text{K}$. O criptônio, o xenônio e o radônio têm pontos de ebulição sucessivamente mais altos. Ao que parece, à medida que o número atômico se eleva, o ponto de ebulição também se eleva. A Fig. 6-3 mostra a tendência geral do ponto de ebulição dos gases inertes por meio de um gráfico de ponto de ebulição em função do número atômico. O número atômico dá o número de prótons do núcleo e, também, o número de elétrons de cada átomo. Podemos, então, interpretar um ponto de ebulição elevado como significando que mais energia é necessária para romper o estado líquido. Portanto, as débeis forças atrativas que fazem com que os gases inertes se liquefaçam tornam-se mais acentuadas quando o número de elétrons do átomo aumenta.

PONTO DE FUSÃO

À temperaturas ligeiramente mais baixas do que as de liquefação, os líquidos se congelam.

Os sólidos são cristais simples nos quais os átomos estão dispostos regularmente e muito próximos uns dos outros. O pequeno intervalo de temperatura no qual cada um desses líquidos pode existir sugere que as forças que mantêm o cristal unido são muito parecidas com as forças existentes no líquido.

VOLUME ATÔMICO

Imaginamos que, nos líquidos e sólidos, os átomos estão dispostos bem próximos uns dos outros — ao acaso, nos líquidos, e ordenadamente, nos sólidos. Partindo dessa hipótese e do volume molar, podemos calcular o volume a ser atribuído a cada átomo. Consultando a Tabela 6-III, verificamos que o hélio tem um volume atômico que o distingue de todos os outros átomos (aliás, ele se distingue em todas as propriedades mencionadas naquela Tabela). À parte o hélio, vemos que o volume por mol de átomos aumenta com o número atômico, isto é, com o número de elétrons em torno do núcleo. Note que o volume por mol de átomos do neônio (16,8ml) é apenas ligeiramente menor do que o da água (18 ml). A molécula de água ocupa pouco mais espaço do que o átomo de neônio.

PROPRIEDADES FÍSICAS: SUMÁRIO

Comparamos entre si as propriedades físicas dos gases inertes e de algumas moléculas diatômicas simples. Verificamos que as forças entre os átomos são realmente fracas, embora comparáveis com as forças entre algumas moléculas estáveis. Entretanto, as propriedades físicas não distinguem esse grupo de elementos. A singularidade dos gases inertes se relaciona com a formação de compostos: são os elementos que têm a menor tendência a formar compostos.

6 - 2.3 Número de Elétrons e Estabilidade

O caráter relativamente inerte dos compostos estáveis torna-os especialmente interessantes para nós. Podemos fazer uma lista do número de elétrons dos átomos de cada gás inerte (lembre-se da criança organizando as informações colhidas). Em todo o nosso estudo ulterior da Química, veremos que esses números de elétrons têm um valor todo especial.

Tabela 6-III

ALGUMAS PROPRIEDADES DOS GASES INERTES

PROPRIEDADE	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
Número atômico	2	10	18	36	54	86
Massa atômica	4,00	20,2	39,9	83,7	131	222
Ponto de ebul. ($^{\circ}\text{K}$)	4,2	27,2	87,3	120	165	211
Ponto de fusão ($^{\circ}\text{K}$)	—	24,6	83,9	116	161	202
Volume atômico, líquido (ml/mol de átomos)	31,8	16,8	28,5	32,2	42,9	50,5

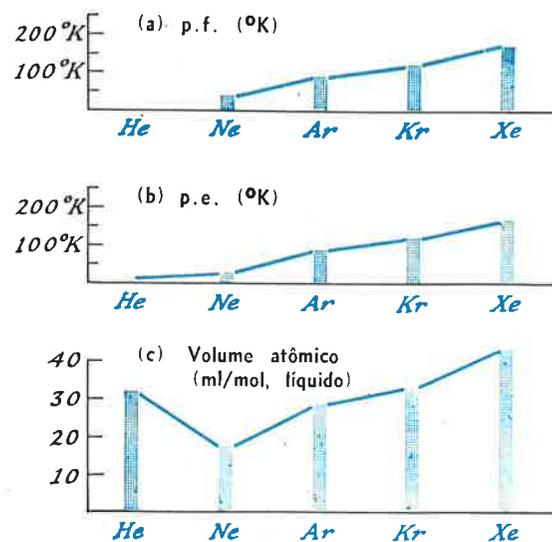


Fig. 6-4 - Tendências das propriedades físicas dos gases inertes.

A Tabela 6-IV fornece muito material para meditação. Em primeiro lugar, todos os átomos especialmente estáveis têm número par de elétrons. Vemos também que parece haver certa regularidade nas diferenças entre o número de elétrons de determinado gás inerte e o de seu antecessor. As duas primeiras diferenças são 8 e as duas seguintes são 18. Se houvesse outro gás inerte, teria ele $86 + 32 = 118$ elétrons? Qual é o significado especial dos números 8, 18 e 32? Será verdade para todos os outros elementos que os arranjos de elétrons do hélio, neônio, argônio, etc. são especialmente estáveis? Veremos que isso é verdade, não apenas para alguns elementos, mas para todos os elementos.

Tabela 6-IV

AS POPULAÇÕES DE ELÉTRONS DOS GASES INERTES

GÁS INERTE	NÚMERO TOTAL DE ELÉTRONS	DIFERENÇAS ENTRE OS NÚMEROS DE ELÉTRONS
hélio	2	
neônio	10	10 - 2 = 8
argônio	18	18 - 10 = 8
criptônio	36	36 - 18 = 18
xenônio	54	54 - 36 = 18
radônio	86	86 - 54 = 32

6-2.4 Cloreto de Sódio — Átomos Tentando Ser Átomos de Gases Inertes

O cloreto de sódio é um composto de um elemento — o cloro — que precede imediatamente um gás inerte e de outro elemento — o sódio — que vem a seguir de um gás inerte. O sódio tem número atômico (carga nuclear) 11 — uma unidade maior do que o neônio, que tem número atômico 10. Portanto, o átomo neutro de sódio tem 1 elétron a mais do que o átomo especialmente estável de neônio. O cloro tem número atômico (carga nuclear) 17, uma unidade menos do que o argônio (18). O átomo neutro de cloro tem um elétron a menos do que o átomo especialmente estável de argônio. Encontramos sódio e cloro combinados na razão de um para um, formando um composto muito estável chamado cloreto de sódio, $\text{NaCl}(s)$.

Já discutimos a estrutura do sólido cloreto de sódio no Capítulo 5. Lá, dissemos: “Com base em muitos dados experimentais, os químicos concluíram que os cristais de cloreto de sódio são formados por partículas carregadas e não por átomos neutros”. A seguir identificamos os íons dessa rede cristalina como íons Cl^- arrumados cerradamente em torno de íons Na^+ (veja Fig. 5-10, pág. 85). Mas, quantos elétrons tem um íon Cl^- ? Ganhando um elétron, o cloro fica com 18 elétrons, exatamente o mesmo número de elétrons do argônio, o gás inerte imediatamente seguinte. De maneira análoga, perdendo um elétron, o sódio fica com o mesmo número de elétrons (10) do gás inerte que lhe é adjacente, o neônio. Os átomos atingiram esses arranjos eletrônicos do tipo dos gases inertes através da formação de um composto; por esse motivo, o composto resultante tem a singular estabilidade dos gases inertes.

Tendo sempre em vista esse fato, investiguemos o comportamento químico de todos os elementos imediatamente adjacentes aos gases inertes. Essas duas colunas verticais da tabela periódica são chamadas “dos metais alcalinos” e “dos halogêneos”.

6-3 OS METAIS ALCALINOS

Os seis elementos que seguem imediatamente os seis gases inertes são o lítio, o sódio, o potássio, o rubídio, o célio e o frâncio. Esses elementos têm comportamento químico semelhante e são chamados de metais alcalinos. A Fig. 6-5 mostra que esses elementos são vizinhos dos gases inertes. Suas propriedades químicas podem ser entendidas em termos da estabilidade dos íons $1+$ que têm os mesmos arranjos eletrônicos dos gases inertes.

2 He	3 Li	lítio
10 Ne	11 Na	sódio
18 Ar	19 K	potássio
36 Kr	37 Rb	rubídio
54 Xe	55 Cs	césio
86 Rn	87 Fr	frâncio

Fig. 6-5 - Os metais alcalinos.

Todos os elementos desta família apresentam caráter metálico quando em estado elementar. Quando suas superfícies estão limpas, têm brilho prateado. São excelentes condutores da eletricidade e do calor. São moles e maleáveis e têm pontos de fusão baixos (em comparação com quase todos os outros metais).

Tabela 6-V

ALGUMAS PROPRIEDADES DOS ELEMENTOS ALCALINOS

PROPRIEDADE	LÍTIO	SÓDIO	POTÁSSIO	RUBÍDIO	CÉLIO
Número atômico	3	11	19	37	55
Massa atômica	6,94	23,0	39,1	85,4	133
Ponto de ebulição (°K)	1599	1162	1030	952	963
(°C)	1326	889	757	679	690
Ponto de fusão (°K)	453	371	336,4	311,8	301,7
(°C)	180	98	63,4	38,8	28,7
Volume atômico (sólido) (ml/mol de átomos)	13,0	23,7	45,4	55,8	70,0
Densidade do sólido a 20°C	0,535	0,971	0,862	1,53	1,90



Fig. 6-6 - O potássio é mole - pode ser cortado com uma faca.

No Capítulo 5 identificamos os metais por sua alta condutibilidade elétrica. Agora podemos explicar porque conduzem tão bem a corrente elétrica: é porque existem, na rede cristalina, alguns elétrons extremamente móveis. Esses “elétrons de condução” movem-se através do cristal metálico não estando ligados especificamente a átomo algum. Os elementos alcalinos são metais por causa da facilidade com que liberam um elétron por átomo, fornecendo assim um estoque de elétrons de condução. Essa facilidade deriva da estabilidade da configuração remanescente, análoga à configuração dos gases inertes.

6-3.1 Propriedades Físicas dos Elementos Alcalinos

Na Tabela 6-V encontramos relacionadas as propriedades dos metais alcalinos, as mesmas que estão na Tabela 6-III para os gases inertes.

PONTO DE EBULIÇÃO E PONTO DE FUSÃO

Todos os metais alcalinos são sólidos à temperatura ambiente, embora o céσιο se funda pouco dessa temperatura. Note que os pontos de fusão e os de ebulição baixam à medida que o número atômico cresce (o oposto do que acontece com os gases inertes). As Figs 6-7a e 6-7b mostram a diferença de comportamento entre os metais alcalinos e os gases inertes no que diz respeito ao ponto de ebulição e ao ponto de fusão. Note também o intervalo de temperatura extremamente amplo em que os metais alcalinos permanecem na forma líquida. O sódio, por exemplo, funde-se a 371°K e ferve a 1162°K, permanecendo lí-

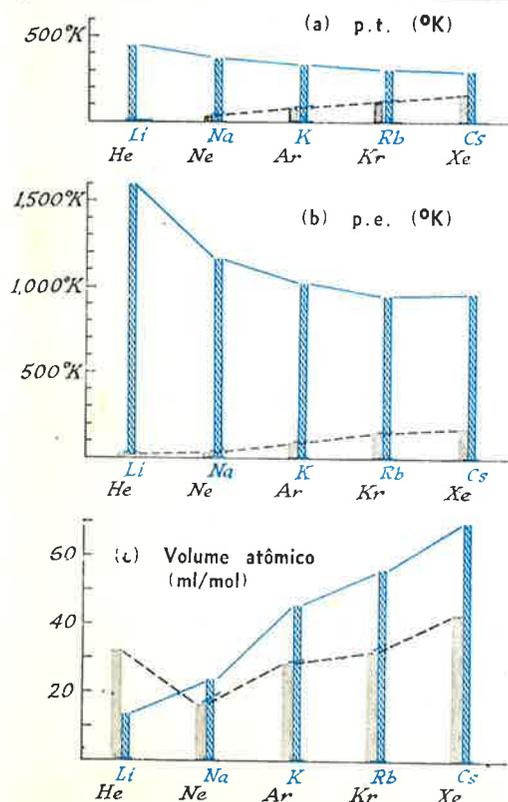


Fig. 6-7 - Tendências das propriedades físicas dos metais alcalinos.

quido, portanto, num intervalo de quase 800°K. Compare com o neônio, que se funde a 24,6°K e ferve apenas 2,6° acima, a 27,2°K. Quão diferentes são os metais alcalinos dos gases inertes, apesar das diferenças nos números atômicos serem de apenas uma unidade!

VOLUME ATÔMICO

Os volumes atômicos dos metais alcalinos aumentam com o número atômico, da mesma maneira que os volumes atômicos dos gases inertes. Observe, entretanto, que o volume ocupado por um átomo de um metal alcalino é um pouco maior do que o do gás inerte adjacente (com exceção do lítio e do hélio — sendo este último a causa dessa anomalia). O átomo de sódio, no metal sódio, ocupa 30% mais volume do que o de neônio. O céσιο ocupa aproximadamente o dobro do volume do xenônio.

6-3.2 A Química dos Metais Alcalinos

Os metais alcalinos são exatamente o oposto dos gases inertes no que diz respeito à reatividade química. Reagem vigorosamente quando em contacto com o oxigênio e o cloro e até mesmo com um reagente plácido como a água. Investiguemos algumas dessas reações.

REAÇÕES DOS METAIS ALCALINOS COM O CLORO

Quando o gás cloro é posto em contacto com o metal sódio, forma-se cloreto de sódio:



O cloreto de sódio tem uma rede cristalina constituída por íons sódio, Na^+ , e íons cloreto, Cl^- . Portanto, na reação (4) há a transferência de elétrons dos átomos de sódio para os átomos de cloro. Os íons resultantes atraem-se mutuamente porque têm cargas elétricas opostas. Naturalmente consome-se alguma energia para arrancar um elétron de um átomo de sódio para formar um íon sódio. Trata-se, no entanto, de uma pequena quantidade de energia, porque os íons Na^+ formados têm a população de elétrons de um gás inerte, o neônio. Esse elétron removido de um átomo de sódio é, então, acrescentado a

um átomo de cloro, formando-se um íon Cl^- . Esta reação *liberta* uma pequena quantidade de energia — o íon Cl^- também tem a população de elétrons de um gás inerte, o argônio. Contabilizando os “lucros e perdas” de energia, vemos que a transferência de um elétron de um átomo de sódio para um de cloro produzindo os íons Na^+ e Cl^- , requer só um pequeno dispêndio de energia. Depois de formados, esses dois íons podem aproximar-se um do outro com grande redução na energia total. Pode-se dizer que a estabilidade do cristal de cloreto de sódio depende da atração elétrica dos íons de cargas opostas. Diz-se que o cristal é mantido por **ligações iônicas**.

Essa química é característica de todos os metais alcalinos. Todos reagem com gás cloro de maneira semelhante:



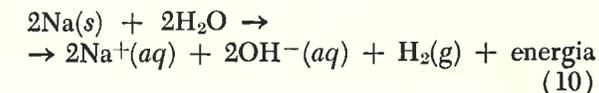
Em todos os casos, o metal alcalino reage formando um sólido iônico estável, no qual cada átomo proveniente do metal alcalino figura como um íon de configuração eletrônica semelhante a de um gás inerte. Em todos os casos o produto da reação é uma substância cristalina altamente solúvel em água.

REAÇÕES DOS METAIS ALCALINOS COM ÁGUA

O metal sódio reage vigorosamente com a água formando gás hidrogênio e uma solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH :

6-4 OS HALOGÊNEOS

Agora, transportemo-nos para o lado esquerdo da tabela periódica e consideremos a coluna dos elementos *flúor, cloro, bromo, iodo e astatínio*. Cada um desses elementos tem um elétron a menos do que o gás inerte vizinho. Esses elementos são chamados **halogêneos**. No que segue, não discutiremos as propriedades do *tatínio* porque esse halogênio é muito raro.



Liberta-se energia e, em geral, a reação se dá tão rapidamente que a temperatura se eleva e o hidrogênio, misturando-se com ar, explode. Sendo assim, o metal sódio é perigoso e deve ser manuseado com cuidado. Esse comportamento químico é característico também de todos os outros metais alcalinos.

EXERCÍCIO 6-1

Escreva as equações das reações entre a água e o lítio, o potássio, o rubídio e o céσιο.

Vemos que, também nas reações com a água, os metais alcalinos são semelhantes entre si. Os produtos da reação sempre incluem um íon aquoso do elemento alcalino, no qual um elétron foi removido, formando-se um íon $1+$.

SUMÁRIO DA QUÍMICA DOS METAIS ALCALINOS

Os metais alcalinos são extremamente reativos, havendo, portanto, uma mudança acentuada nas propriedades químicas quando passamos dos gases inertes para a coluna seguinte na tabela periódica. A química dos metais alcalinos é interessante e, muitas vezes, espetacular. Esses metais reagem com cloro, água e oxigênio, formando sempre um íon $+1$ estável em contacto com muitas substâncias. A química desses íons, por outro lado, é monótona, refletindo a estabilidade da configuração eletrônica que adquiriram, semelhante à dos gases inertes.

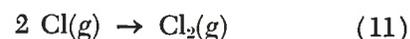
6-4.1 Propriedades Físicas dos Halogêneos

A Tabela 6-VI relaciona algumas propriedades dos halogêneos, os quais, no estado de elementos formam moléculas diatômicas estáveis. Essa estabilidade é indicada pelo fato de que são necessárias temperaturas extremamente altas para romper as moléculas diatômicas dos ha-

	2	3
	He	Li
flúor	9 F	10 Ne
	11 Na	
cloro	17 Cl	18 Ar
	19 K	
bromo	35 Br	36 Kr
	37 Rb	
iôdo	53 I	54 Xe
	55 Cs	
astatínio	85 At	86 Rn
	87 Fr	

Fig. 6-8 — Os halogêneos.

logêneos e formar o gás monoatômico. Por exemplo, é sabido que o cloro próximo à superfície do Sol, à temperatura de aproximadamente 6000°C, está sob a forma de um gás constituído por átomos simples de cloro. A temperaturas mais normais, os átomos de cloro reagem uns com os outros, formando moléculas:



Depois disso, não ocorrem mais reações entre as moléculas de cloro.

Ao que parece, as moléculas diatômicas dos halogêneos atingiram, pelo menos em parte, a estabilidade característica do arranjo eletrônico dos gases inertes. Como pode ser isso? De que maneira poderia um átomo de cloro satisfazer sua necessidade de um elétron a mais (de maneira a atingir a estabilidade do argônio) combinando-se com outro átomo de cloro que, por sua vez, tem a mesma necessidade? Res-

pondemos a essa pergunta sugerindo que os dois átomos *compartilham* dois elétrons, cada átomo contribuindo com um elétron. Se os dois átomos se movimentam muito perto um do outro e colocam entre si esse par comum de elétrons, cada átomo atua como se tivesse a estabilidade de um gás inerte, o que resulta na constituição de um agregado estável de átomos, isto é, uma molécula, cuja fórmula é Cl_2 . A mesma explicação pode ser dada para a formação das moléculas diatômicas dos outros halogêneos. Como essas moléculas são ligadas por um par *compartilhado* de elétrons, essa ligação é chamada *covalente*.

PONTOS DE EBULIÇÃO E DE FUSÃO

Já fizemos uma comparação entre as propriedades físicas de alguns dos halogêneos e as dos gases inertes. A comparação sugere que, depois da formação de uma molécula diatômica, a capacidade de ligação dos dois átomos do halogênio está esgotada. A única força atrativa que resta é daquele tipo extremamente fraco responsável pela liquefação dos gases inertes. Assim sendo, o ponto de fusão se eleva à medida que o número atômico aumenta (lembre-se de que, com os metais alcalinos, acontece o contrário). Além disso, o líquido é estável num intervalo muito restrito de temperaturas. O flúor e o cloro são gases nas condições normais, o bromo é líquido e o iôdo, sólido.

Essas diferenças no estado físico resultam do fato casual das condições normais no nosso planeta serem o que são. Em um planeta, em que a temperatura "normal" fôsse de 25°C

Tabela 6-VI

ALGUMAS PROPRIEDADES DOS HALOGÊNEOS

PROPRIEDADE	FLÚOR	CLORO	BROMO	IÔDO	ASTATÍNIO
Número atômico	9	17	35	53	85
Massa atômica	19,0	35,5	79,9	127	
Fórmula molecular	F_2	Cl_2	Br_2	I_2	
Ponto de ebulição (°K)	85	239,9	331,8	457	
(°C)	-188	-34,1	58,8	184	
Ponto de fusão (°K)	55	172	265,7	387	
(°C)	-218	-101	-7,3	114	
Volume atômico, sólido (ml/mol de átomos)	14,6	18,7	23,5	25,7	

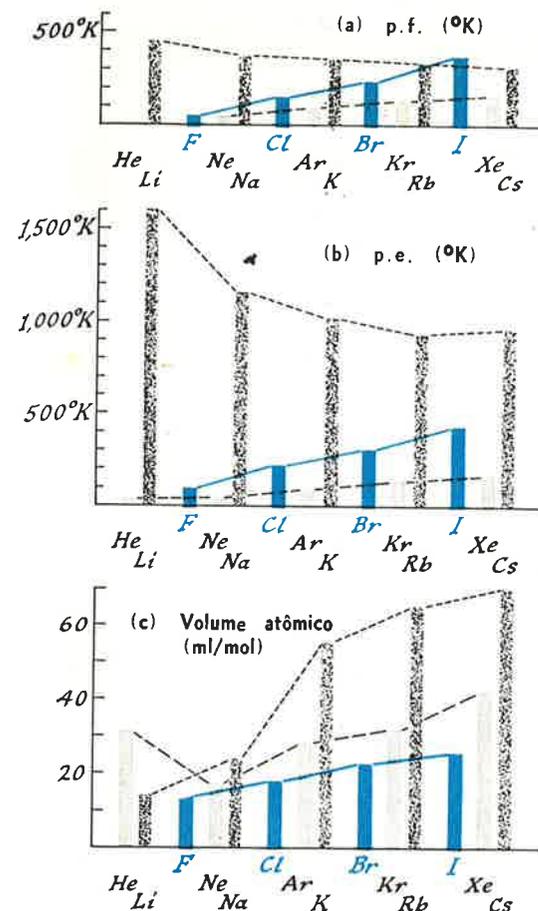


Fig. 6-9 — Tendências das propriedades físicas dos halogêneos.

todos os halogêneos seriam sólidos, enquanto que o neônio seria líquido, o hélio, gasoso, e o argônio, o criptônio e o xenônio, sólidos.

VOLUMES ATÔMICOS

Neste assunto, encontramos uma continuação da tendência revelada pelos gases inertes e pelos metais alcalinos. Compare os volumes atômicos no estado sólido dos três elementos adjacentes:

flúor	neônio	sódio
14,6 ml	20,2 ml	23,7 ml

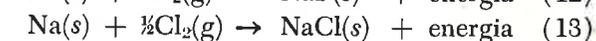
cloro	argônio	potássio
18,7 ml	24,2 ml	45,4 ml

bromo	criptônio	rubídio
23,5 ml	41,9 ml	55,8 ml

Em cada grupo, o volume atômico cresce quando se passa do halogênio para o gás inerte e, deste, para o metal alcalino, como indica gráficamente a Fig. 6-9c. Na Fig. 6-10, vemos modelos construídos, todos na mesma escala para mostrar os tamanhos relativos dos átomos, indicados pelos volumes atômicos e pela arrumação dos íons nos sólidos iônicos.

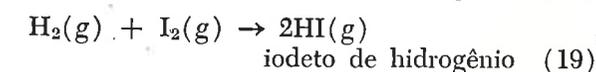
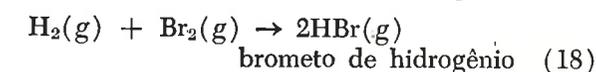
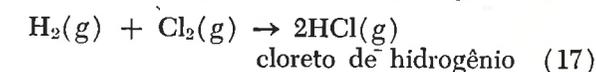
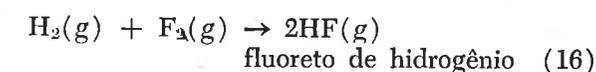
6-4.2 A Química dos Halogêneos

As reações dos metais alcalinos com o cloro foram usadas para mostrar as semelhanças dos metais alcalinos entre si. De maneira análoga, as reações dos halogêneos com um dos metais alcalinos, por exemplo, o sódio, indicam as semelhanças dentro do grupo dos halogêneos. As reações que ocorrem são as seguintes:



Essas reações processam-se facilmente e produzem sólidos iônicos que têm a fórmula geral NaX . Todos eles têm uma estrutura cristalina constituída por átomos de sódio positivamente carregados e átomos de halogêneos negativamente carregados. Esses íons negativos, F^- , Cl^- , Br^- , I^- , são chamados íons haletos. A estabilidade desses íons pode ser relacionada com a estabilidade dos arranjos eletrônicos correspondentes dos gases inertes.

Os halogêneos também reagem com gás hidrogênio, formando haletos de hidrogênio:



Nenhuma dessas reações (de 16 a 19) processa-se facilmente à temperatura ambiente porque, para que elas ocorram, devem ser rompidas as ligações entre os átomos de hidro-

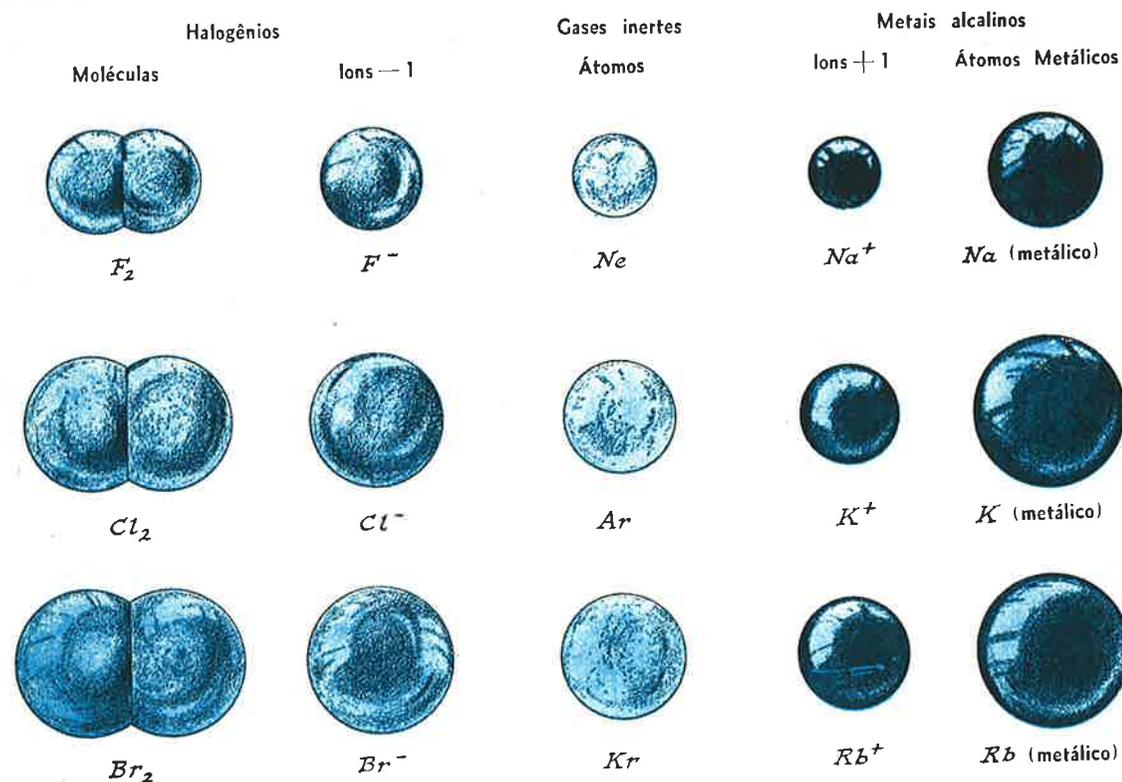


Fig. 6-10 — Modelos em escala dos átomos dos halogêneos, dos gases inertes e dos metais alcalinos.

gênio, na molécula de hidrogênio, e as ligações entre os átomos do halogênio, na molécula do halogênio, para que se formem novas ligações entre os átomos de hidrogênio e do halogênio. O rompimento das ligações torna-se mais fácil a altas temperaturas e, uma vez iniciadas, essas reações tendem a prosseguir rapidamente ou, até, explosivamente.

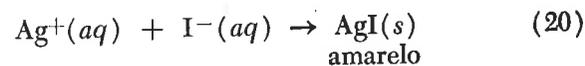
6-4.3 A Química dos Ions Haleto

Por causa da estabilidade dos haleto, a maioria dos elementos forma compostos estáveis com os halogêneos. O cálcio, por exemplo, forma CaF_2 , $CaCl_2$, $CaBr_2$ e CaI_2 que são, todos, sólidos iônicos. Em todos esses cristais, o íon cálcio tem carga +2 e o íon haleto carga -1. A fórmula empírica de todos esses compostos é do tipo CaX_2 .

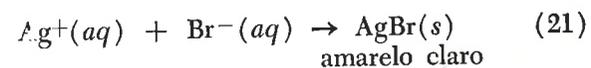
Os haleto alcalinos são substâncias com relativamente pouca reatividade química, alta-

mente solúveis em água e bem pouco solúveis em álcool etílico.

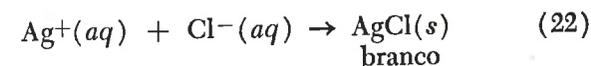
Vimos, na Experiência 8, que o cloreto de prata é pouco solúvel em água. Isto também é verdade para brometo de prata e iodeto de prata. Na prática, essas baixas solubilidades fornecem um ensaio sensível para verificar a presença dos íons cloreto, brometo e iodeto em soluções aquosas. Com efeito, se acrescentarmos uma solução de nitrato de prata [que contém íons de prata, $Ag^+(aq)$ e íons nitrato, $NO_3^-(aq)$] a uma solução contendo íons $I^-(aq)$ formar-se-á um precipitado amarelo de $AgI(s)$:



Se existem íons Br^- , a reação que ocorre é:

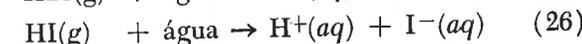
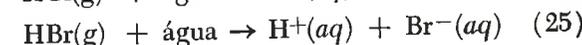
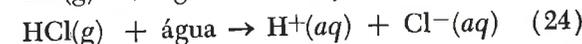
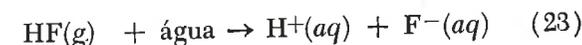


e, se existirem íons Cl^- , a reação será



O fluoreto de prata é solúvel; portanto, não se forma precipitado quando se adicionam íons Ag^+ a uma solução que contenha íons F^- .

Todos os haleto de hidrogênio são gasosos à temperatura ambiente, mas o fluoreto de hidrogênio liquefaz-se a $19,9^\circ C$ e pressão de 1 atm. O que há de mais importante na química dos haleto de hidrogênio relaciona-se com suas soluções aquosas. Todos eles dissolvem-se na água, resultando soluções que conduzem eletricidade; isto sugere que se formam íons. As reações podem ser escritas da seguinte forma:



Essas soluções têm propriedades semelhantes e são chamadas soluções ácidas. O que há de comum em todas elas é o íon hidrogênio, $H^+(aq)$ e as propriedades das soluções aquosas ácidas são atribuídas a esse íon. Examinaremos melhor essas soluções no Capítulo 11.

6-5 O HIDROGÊNIO — UMA FAMÍLIA POR SI MESMO

Talvez, neste ponto, você esteja querendo saber porque o hidrogênio não foi incluído como um dos halogêneos. Afinal de contas, trata-se de um elemento que tem um elétron a menos que o gás inerte vizinho, o hélio. Por outro lado, o átomo de hidrogênio só tem um elétron e, de certo modo, é semelhante a um metal alcalino. A supressão de um elétron de um metal alcalino resulta numa população de elétrons especialmente estável — a de um gás inerte. Suprimindo-se um elétron de um átomo de hidrogênio, resulta um átomo sem elétrons, o que também é uma configuração muito estável. Constataremos essas duas influências na química do hidrogênio. Esse elemento, sozinho, constitui uma família separada, por ter, de um lado, certas semelhanças com os halogêneos e, de outro lado, certas semelhanças com os metais alcalinos.

6-5.1 Propriedades Físicas

O hidrogênio é um gás diatômico nas condições normais de pressão e temperatura. Seu ponto de fusão é $15,9^\circ K$ e seu ponto normal de ebulição $20,4^\circ K$. Trata-se do segundo ponto de ebulição, em ordem crescente, entre todos os elementos. Na Tabela 6-VII, temos um resumo das propriedades físicas do hidrogênio.

Vemos que as propriedades físicas do hidrogênio são semelhantes às dos halogêneos. O hidrogênio é um gás diatômico, como os halogêneos e não como os metais alcalinos. Seu ponto de fusão é muito baixo e é muito restrito o intervalo de temperatura em que o líquido é estável. Entretanto, as relações de

Tabela 6-VII

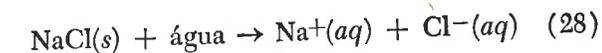
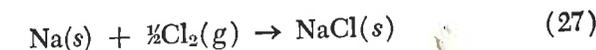
ALGUMAS PROPRIEDADES DO HIDROGÊNIO

Número atômico	1
Massa atômica	1,008
Fórmula molecular	H_2
Ponto de ebulição ($^\circ K$)	20,4
Ponto de fusão ($^\circ C$)	-252,8
Ponto de fusão ($^\circ K$)	14,0
Ponto de fusão ($^\circ C$)	-259,2
Volume atômico (no estado sólido), em ml/mol de átomos	13,1

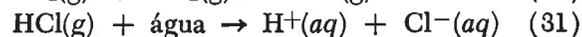
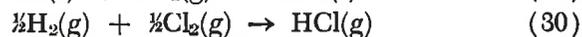
família entre os elementos são determinadas pelas propriedades químicas; por esse motivo, devemos investigar as reações do hidrogênio antes de classificá-lo.

6-5.2 Um pouco da Química do Hidrogênio

Uma das principais características, tanto dos metais alcalinos quanto dos halogêneos, é justamente o fato de os elementos de uma dessas famílias reagirem com os elementos da outra. O exemplo que melhor discutimos até agora foi a reação entre o cloro e o sódio, produzindo-se cloreto de sódio, que é um sólido iônico e se dissolve na água, dando íons sódio positivamente carregados, $Na^+(aq)$, e íons cloreto negativamente carregados, $Cl^-(aq)$. A reação pode ser escrita da seguinte maneira:



Reagirá o hidrogênio como o sódio ou como o cloro na reação (27)? Experiências mostram que o hidrogênio pode tomar o lugar tanto do metal alcalino quanto do halogênio na reação (27):



O composto hidreto de sódio, formado na reação (29), é um composto cristalino com propriedades físicas semelhantes às do cloreto de sódio. As propriedades químicas, entretanto, são muito diferentes. Embora o sódio queime facilmente em atmosfera de cloro, só reage com o hidrogênio a temperaturas da ordem de 300°C. Enquanto o cloreto de sódio é uma substância estável que se dissolve na água formando $\text{Na}^+(aq)$ e $\text{Cl}^-(aq)$, os hidretos alcalinos queimam-se no ar e alguns queimam espontaneamente. Quando em contacto com a água, ocorre uma reação violenta, libertando-se hidrogênio:

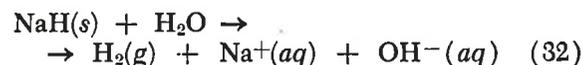


Fig. 6-11 — A posição dos elementos da terceira linha na tabela periódica.

1 H										2 He	
3 Li									9 F	10 Ne	
11 Na	12 Mg					13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K										35 Br	36 Kr
37 Rb										53 I	54 Xe
55 Cs										85 At	86 Rn
87 Fr											

6-6 OS ELEMENTOS DA TERCEIRA LINHA

A química dos elementos que estudamos até aqui neste capítulo é dominada pela especial estabilidade da população de elétrons dos gases

Portanto, na reação (29), o hidrogênio reage com o sódio, como um halogênio [como na reação (27)], mas o produto, hidreto de sódio, é muito diferente quimicamente do cloreto de sódio.

A reação (30) mostra o hidrogênio agindo como metal alcalino. Embora o produto dessa reação, cloreto de hidrogênio, não seja um sólido iônico, como o cloreto de sódio, dissolve-se na água, dando íons aquosos. A formação de $\text{H}^+(aq)$ e $\text{Cl}^-(aq)$ é notavelmente semelhante à formação de $\text{Na}^+(aq)$ e $\text{Cl}^-(aq)$ a partir do cloreto de sódio. De fato, a tendência do hidrogênio para formar íons positivos na água, $\text{H}^+(aq)$, e a ausência de íons negativos $\text{H}^-(aq)$ na água é uma das diferenças mais significativas entre o hidrogênio e os halogêneos.

O conjunto das propriedades químicas do hidrogênio exige que ele seja classificado sozinho — como uma família química à parte. Ele tem algumas semelhanças importantes com os halogêneos — como vimos, é um gás diatômico estável — mas sua química é mais semelhante à dos metais alcalinos. Por esse motivo, o hidrogênio é, em geral, colocado à esquerda da tabela periódica, com os metais alcalinos, mas separado deles, para mostrar seu caráter singular.

inertes. Podemos esperar encontrar esse mesmo fator em ação na química dos elementos das outras partes da tabela periódica. Vamos fazer,

agora, uma excursão através de uma linha horizontal da tabela periódica para verificar qual a tendência quando passamos de elemento para

elemento. Consideraremos a terceira linha, que contém os elementos *sódio, magnésio, alumínio, silício, fósforo, enxôfre, cloro e argônio*.

Tabela 6-VIII

ALGUMAS PROPRIEDADES DOS ELEMENTOS DA TERCEIRA LINHA DA TABELA PERIÓDICA

PROPRIEDADE	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Número atômico	11	12	13	14	15	16	17	18
Massa atômica	23,0	24,3	27,0	28,1	31,0	32,1	35,5	39,9
Fórmula molecular	metal	metal	metal	sólido covalente	P_4	S_8	Cl_2	Ar
Ponto de ebulição (°K)	1162	1393	2600	2628	553	718	238,9	87
(°C)	889	1120	2327	2355	280	445	-34,1	-186
Ponto de fusão (°K)	371	923	933	1683	317,2	392	172	84
(°C)	98	650	660	1410	44,2	119	-101	-189
Volume atômico do sólido (ml/mol de átomos)	23,7	14,0	9,99	12,1	16,9	15,6	18,7	24,2

6-6.1 Propriedades Físicas dos Elementos da Terceira Linha

A Tabela 6-VIII apresenta algumas propriedades dos elementos que estamos considerando. Os três primeiros, sódio, magnésio e alumínio, são metálicos. Os pontos de fusão e ebulição são altos e se elevam quando passamos de elemento para elemento. Essa tendência reflete ligações cada vez mais fortes e é acompanhada por um decréscimo do volume atômico.

O quarto elemento, o silício, forma um sólido no qual cada átomo de silício é ligado a quatro átomos de silício vizinhos, equidistantes entre si. (Este arranjo situa os quatro vizinhos nos vértices de um tetraedro regular.) Uma justaposição assim ordenada gera uma estrutura tridimensional onde ligações covalentes unem átomos vizinhos de um extremo a outro do cristal. Daí o nome de *sólido covalente* para este tipo de arranjo de átomos. Temperatura de fusão elevada e temperatura de ebulição elevada são características para estruturas desse tipo.

Os quatro elementos restantes constituem sólidos moleculares. Os átomos do fósforo branco, do enxôfre e do cloro são fortemente ligados entre si formando *pequenas* moléculas (de fórmulas P_4 , S_8 e Cl_2 respectivamente), mas *entre as moléculas as atrações são fracas*. As propriedades estão todas de acordo com essa descri-

ção, mas não revelam tendências simples porque as unidades moleculares são muito diferentes.

6-6.2 Compostos dos Elementos da Terceira Linha

Consideraremos três tipos de compostos: hidretos, cloretos e óxidos.

HIDRETOS

Os hidretos são compostos formados com o hidrogênio. O metal sódio, quente e fundido, reage com o gás hidrogênio, formando um hidreto sólido, parecido com o sal, de fórmula empírica NaH . Considera-se que os íons desse sal são Na^+ e H^- . O íon H^- pode existir no sólido ou na substância fundida, mas não existe numa solução aquosa. O magnésio forma um hidreto semelhante, de fórmula empírica MgH_2 . Ao que parece, o átomo neutro de magnésio perde dois elétrons formando o íon Mg^{+2} (que tem o arranjo eletrônico estável do tipo do neônio).

O alumínio forma um hidreto que parece ter caráter mais molecular do que de sal; sua fórmula empírica é AlH_3 . Os outros elementos formam hidretos que são compostos gasosos notoriamente moleculares. Suas fórmulas são respectivamente: SiH_4 , PH_3 , H_2S e HCl . Essas fórmulas estão indicadas na Tabela 6-IX junta-

Tabela 6-IX

FÓRMULAS DE ALGUNS COMPOSTOS DOS ELEMENTOS DA TERCEIRA LINHA

	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Hidretos								
Fórmula H/M	NaH 1	MgH ₂ 2	AlH ₃ 3	SiH ₄ 4	PH ₃ 3	H ₂ S 2	HCl 1	— 0
Cloretos								
Fórmula Cl/M	NaCl 1	MgCl ₂ 2	Al ₂ Cl ₆ 3	SiCl ₄ 4	PCl ₃ , PCl ₅ 5, 3	S ₂ Cl ₂ 1	Cl ₂ 1	— 0
Óxidos								
Fórmula 2(O/M)	Na ₂ O 1	MgO 2	Al ₂ O ₃ 3	SiO ₂ 4	P ₂ O ₅ 5	SO ₂ 6	Cl ₂ O ₇ , Cl ₂ O 7, 1	— 0

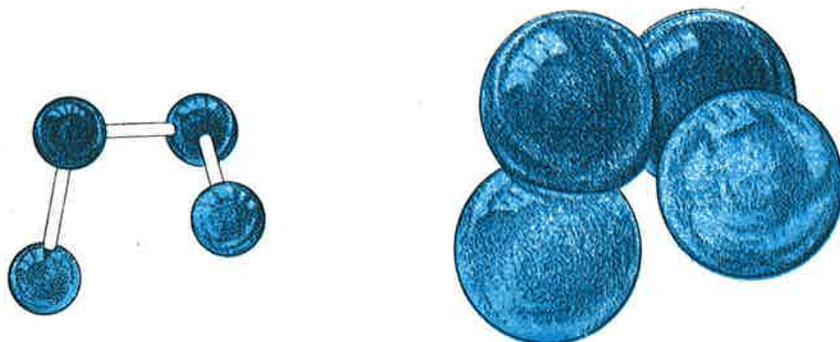
mente com a razão entre o número de átomos de hidrogênio e o número de átomos do elemento (H/M). Vemos a regularidade da tendência da capacidade de combinação dos elementos (refletida na razão H/M). À esquerda, os elementos sódio e magnésio (e, até certo ponto, o alumínio) atingem o arranjo eletrônico do neônio cedendo elétrons a átomos de hidrogênio. Note que, por esse processo, cada átomo de hidrogênio adquire a estrutura eletrônica do hélio. Do silício em diante, os compostos moleculares indicam que os elementos estão atingindo o arranjo eletrônico do gás inerte seguinte (o argônio), compartilhando elétrons com átomos de hidrogênio. Para esses compostos, a ligação com os átomos de hidrogênio se assemelha mais à ligação covalente (que vimos para o Cl₂) do que à ligação iônica (que encontramos no NaCl). Qualquer que seja a natureza da ligação, entretanto, a capacidade de combinação de cada elemento é influenciada pela tendência a formar a popu-

lação de elétrons do gás inerte imediatamente anterior ou imediatamente superior.

CLORETOS E ÓXIDOS

Podemos encontrar as mesmas tendências na capacidade de combinação, examinando os cloretos e óxidos. (*) Verificamos, nesse caso também, que a ligação pode ser entendida em termos de transferência ou compartilhamento de elétrons, chegando-se sempre a um arranjo eletrônico do tipo de um gás inerte. Há apenas uma anomalia aparente: a capacidade de combinação do enxofre no composto S₂Cl₂. Mas não se trata, na realidade, de uma anomalia, pois a estrutura desse composto revela o esperado poder de combinação 2. A Fig. 6-12 mostra essa estrutura. Nessa molécula, os átomos estão dispostos de tal maneira que cada átomo de enxofre atinge o arranjo eletrônico

(*) Devemos assinalar que alguns compostos estáveis foram omitidos (por exemplo, Na₂O₂, SO₂). Os compostos mencionados são estáveis e revelam as tendências na capacidade de ligação.

Fig. 6-12 — A estrutura do S₂Cl₂.

do tipo do argônio pelo compartilhamento de um par de elétrons com um átomo de cloro e de um par de elétrons com outro átomo de enxofre.

SUMÁRIO

As tendências simples reveladas pelas fórmulas moleculares dos elementos da terceira linha demonstram a importância dos arranjos eletrônicos dos gases inertes. A utilidade das regula-

ridades é evidente. Simplesmente pela posição de dois átomos na tabela periódica, é possível prever as fórmulas moleculares mais prováveis. Nos Capítulos 16 e 17, veremos que, muitas vezes, as propriedades de uma substância podem ser previstas a partir de sua fórmula molecular. Assim sendo, usaremos continuamente a tabela periódica ao longo desse curso para prever e correlacionar as propriedades das substâncias.

6-7 A TABELA PERIÓDICA

O que estudamos até agora já revela o poder da tabela periódica: dispendo os elementos na ordem indicada na primeira contra-capla deste livro, simplificaremos o problema de entender a variedade química encontrada na Natureza. Os elementos agrupados numa coluna vertical apresentam semelhanças pronunciadas. Podemos fazer afirmações gerais a respeito de suas propriedades químicas e dos compostos por eles formados. Além disso, as fórmulas desses compostos e a natureza das ligações que os mantêm podem ser entendidas em termos da especial estabilidade dos gases inertes.

A periodicidade das propriedades químicas foi descoberta há cerca de 100 anos atrás — J. W. Döbereiner, químico alemão, reconheceu, em 1828, semelhanças entre certos elementos (cloro, bromo e iodo; lítio, sódio e potássio; etc.) e agrupou-os em “tríades” (lembre-se:

“Objetos cilíndricos queimam?”). J. A. R. Newlands, químico inglês, foi ridicularizado, em 1864, por propor “uma lei das oitavas” que era uma antevisão das diferenças de oito que notamos na Tabela 6-IV. Simultaneamente, Lothar Meyer, químico e físico alemão, propôs uma tabela periódica semelhante à de Newlands. Independentemente, e nesse mesmo ano (o tempo estava maduro para o passo seguinte: “objetos de madeira queimam”) D. I. Mendeleev (russo) esboçou a tabela periódica de forma mais completa. Chegou mesmo a prever a existência e as propriedades de elementos que não eram ainda conhecidos. A subsequente descoberta desses elementos e a confirmação de suas propriedades fortaleceu a aceitação da tabela periódica. Um século depois, ela continua sendo a correlação mais importante da Química. Ela nos permite lidar com a grande variedade encontrada na Natureza.

PERGUNTAS E PROBLEMAS

- Para quais dos processos seguintes haverá absorção de energia?
 - Separar dois elétrons um do outro.
 - Separar um elétron de um próton.
 - Separar dois prótons um do outro.
 - Retirar um elétron de um átomo neutro.
- Qual das seguintes afirmações é FALSA? Os átomos de oxigênio diferem dos átomos de qualquer outro elemento das seguintes maneiras:
 - o número de prótons dos núcleos dos átomos de oxigênio é diferente do

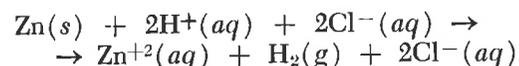
- número de prótons dos núcleos de qualquer outro elemento;
- a razão entre o número de nêutrons e o número de prótons para os átomos de oxigênio é maior do que para qualquer outro elemento;
- átomos neutros de oxigênio têm um número de elétrons diferente do número de elétrons de qualquer outro elemento neutro;
- os átomos de oxigênio têm comportamento químico diferente dos átomos de qualquer outro elemento.

3. Para *qualquer* átomo, a quantidade de energia para retirar um elétron do átomo neutro é menor do que a quantidade necessária para retirar outro elétron do íon resultante. Explique.
4. Diga o número e o tipo de partículas fundamentais existentes no átomo neutro de lítio, sabendo que seu núcleo tem carga três vezes maior do que a do hidrogênio e massa sete vezes maior.
5. O núcleo de um átomo de alumínio tem diâmetro de aproximadamente 2×10^{-13} cm. O átomo tem diâmetro médio da ordem de 3×10^{-8} cm. Calcule a razão dos diâmetros.
6. Suponha que um átomo de cobre tenha o tamanho de uma esfera de diâmetro igual a $2,6 \times 10^{-8}$ cm. Se fizermos um modelo para esse átomo usando uma esfera de 5,2 cm de diâmetro, que ampliação representa esse modelo?
7. Suponha que um átomo seja semelhante a abelhas voando em torno da colmeia. Esta representaria o núcleo e as abelhas voando pelo campo seriam os elétrons.
- a) Se o raio da colmeia fosse de 25 cm, qual seria o raio médio de vôo das abelhas, de forma a manter uma escala correta com o átomo? Dê sua resposta em quilômetros.
- b) Onde é mais provável que haja maior concentração de abelhas a qualquer instante?
- c) Descreva qualitativamente a distribuição de abelhas em torno da colmeia, em função da direção e da distância.
8. O hélio encontrado na Natureza consiste de dois isótopos. A maioria dos átomos tem número de massa 4, e uns poucos têm número de massa 3. Indique, para cada isótopo,
- a) o número atômico
- b) o número de prótons
- c) o número de nêutrons
- d) o número de massa
- e) a carga nuclear.
9. Preencha os retângulos vazios da seguinte tabela:

ELEMENTO	NÚMERO ATÔMICO	PARTÍCULAS POR ÁTOMOS			NÚMERO DE MASSA
		PRÓTONS	ELÉTRONS	NÊUTRONS	
alumínio (Al)	13				27
berílio (Be)		4			9
bismuto (Bi)	83				209
cálcio (Ca)			20	20	
carbono (C)		6		6	
flúor (F)			9		19
fósforo (P)	15			16	
iôdo (I)			53		127

10. Em que diferem entre si os isótopos de um mesmo elemento? Em que são eles iguais?
11. Qual é a massa de 0,754 de mol de átomos de cloro 35? Qual é a massa de 0,246 de mol de cloro 37? Qual seria a massa de 1 mol de átomos "médios" numa amostra obtida misturando-se as duas amostras acima? Qual é a massa atômica da mistura desses dois isótopos tal qual ocorre na Natureza?
12. Em termos de atrações entre os átomos, que significado têm as tendências reveladas pelos pontos de fusão e ebulição dos gases inertes?
13. Por que se usa o argônio em muitas lâmpadas elétricas?
14. Calcule a razão entre o número de elétrons num átomo neutro de xenônio e o número de elétrons num átomo neutro de neônio. Compare essa razão com a razão entre os volumes atômicos desses dois elementos. Baseado nessas duas razões, discuta o efeito que têm sobre o tamanho do átomo a repulsão entre os elétrons e a atração entre o núcleo e os elétrons.
15. Damos a seguir os calores de vaporização dos gases inertes (em kcal/mol):
- | | |
|------------|-----------|
| He - 0,020 | Kr - 2,16 |
| Ne - 0,405 | Xe - 3,02 |
| Ar - 1,59 | Rn - 3,92 |
- Usando os dados da Tabela 6-III (pág. 94), faça um gráfico dos pontos de ebulição (eixo vertical) em função dos calores de vaporização (eixo horizontal). Sugira uma generalização baseada em uma curva simples que passe perto dos pontos obtidos no gráfico. Escreva uma equação que represente a reta que passa pela origem e pelo ponto relativo ao radônio.
16. O lítio forma os seguintes compostos:
- óxido de lítio - Li_2O
 hidróxido de lítio - LiOH
 sulfeto de lítio - Li_2S
- Escreva as fórmulas e dê os nomes dos compostos correspondentes de sódio e potássio.
17. Um elemento alcalino produz íons que têm a mesma população de elétrons dos átomos dos gases inertes imediatamente anteriores. Em que diferem esses íons e os gases inertes? Em que são semelhantes?
18. Há uma grande diferença entre a energia necessária para remover um elétron de um átomo neutro de sódio gasoso e a de um átomo neutro de neônio gasoso:
- $$\text{Na}(g) + 118,4 \text{ kcal} \rightarrow \text{Na}^+(g) + e^-$$
- $$\text{Ne}(g) + 497,0 \text{ kcal} \rightarrow \text{Ne}^+(g) + e^-$$
- Explique como essas energias são consistentes com a hipótese de que os arranjos eletrônicos dos gases inertes são especialmente estáveis.
19. Considere a coluna dos halogêneos na tabela periódica. Quantos elétrons deve ganhar cada átomo de halogênio para ficar com população de elétrons igual à do gás inerte adjacente? Que propriedade adquire o íon em virtude desse número de elétrons?
20. Compare as tendências das propriedades físicas dos halogêneos com as dos gases inertes. Compare os pontos de ebulição e de fusão e os volumes atômicos.
21. Com base no que você sabe a respeito da utilidade da tabela periódica, preencha os espaços em branco na Tabela 6-VI, (pág. 100), na coluna referente ao astatínio. Mencione algumas reações químicas previsíveis para o astatínio.
22. O cloro é usado comumente em piscinas, como germicida. Ao dissolver-se na água, reage com esta formando ácido hipocloroso, HOCl:
- $$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HOCl}(aq) + \text{H}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$$
- Prediga o que acontece quando bromo, Br_2 , dissolve-se na água. Escreva a reação correspondente.
23. O metal zinco dissolve-se numa solução de cloro gasoso em água, da seguinte maneira:
- $$\text{Zn}(s) + \text{Cl}_2(aq) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(aq) + 2\text{Cl}^-(aq)$$
- O zinco não se dissolve numa solução de hidrogênio gasoso em água, mas dissolve-se

numa solução aquosa de cloreto de hidrogênio:



Lembrando que o metal zinco tem que perder 2 elétrons para formar $\text{Zn}^{2+}(aq)$, explique porque essas reações demonstram que o hidrogênio não se comporta como um halogênio.

24. Escreva as fórmulas moleculares dos compostos do hidrogênio com os elementos da segunda linha: Li, Be, B, C, N, O, F, Ne. Para cada composto, indique a razão H/M.

25. Admitindo que, nas reações indicadas a seguir, os átomos atingem configurações eletrônicas semelhantes às dos gases inertes, indique quantos elétrons cada átomo ganha ou perde:

- a) $2\text{Rb} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{RbBr}$
- b) $2\text{Cs} + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{CsI}$
- c) $\text{Mg} + \text{S} \rightarrow \text{MgS}$
- d) $2\text{Ba} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{BaO}$

26. Qual das seguintes fórmulas NÃO é correta em condições normais de laboratório?

- a) $\text{H}_2\text{S}(g)$
- b) $\text{CaCl}_2(s)$
- c) $\text{He}(g)$
- d) $\text{NaNe}(s)$
- e) $\text{Al}_2\text{O}_3(s)$

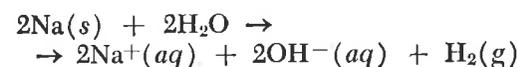
27. O metal magnésio queima no ar emitindo luz suficiente para produzir um rápido clarão, formando, a seguir, uma nuvem de fumaça branca. Escreva a equação dessa reação. De que se compõe a fumaça?

28. Use as fórmulas do óxido de magnésio (MgO) e do cloreto de magnésio (MgCl_2)

juntamente com a tabela periódica para concluir que os íons de magnésio têm o mesmo número de elétrons que as espécies químicas abaixo EXCETO

- a) átomos de neônio (Ne)
- b) íons sódio (Na^+)
- c) íons fluoreto (F^-)
- d) íons óxido (O^{2-})
- e) íons cálcio (Ca^{2+})

29. O metal sódio reage com a água formando íons sódio (Na^+), íons hidróxido (OH^-) e gás hidrogênio (H_2):

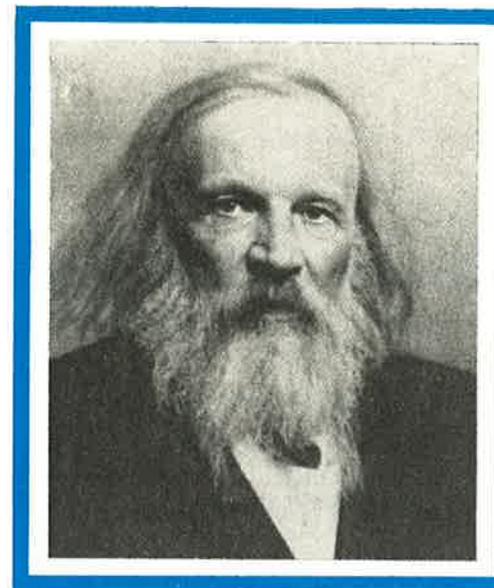


Admitindo que o metal cálcio reage da mesma maneira, escreva a equação para a reação análoga entre o cálcio e a água. Lembre-se de que o cálcio está na segunda coluna da tabela periódica e o sódio, na primeira.

30. Use a Tabela 6-IX, (pág. 106) e a tabela periódica para escrever possíveis fórmulas para os seguintes compostos:

- a) hidreto de bário, elemento 56
- b) cloreto de germânio, elemento 32
- c) óxido de índio, elemento 49
- d) óxido de cério, elemento 55
- e) fluoreto de estanho, elemento 50

31. Todos os isótopos do elemento de número atômico 87 são radioativos. Por esse motivo tal elemento não é encontrado na Natureza. Entretanto, mesmo antes de ter sido ele preparado por bombardeamento nuclear, os químicos tinham certeza de quais seriam as reações desse elemento. Explique. Que previsões a respeito desse elemento faria você?



DMITRI MENDELEEV, 1834-1907

O elemento 101 é chamado "Mendelevium" em honra ao grande químico russo, Dmitri Mendeleev. Era o mais jovem entre dezessete irmãos e nasceu em Tobolska, onde seu avô publicou o primeiro jornal da Sibéria e onde seu pai era diretor do ginásio. Dmitri recebeu sua educação elementar de um exilado político, mas, quando lhe morreu o pai, sua mãe viajou para o oeste, à procura de melhores oportunidades educacionais para Dmitri.

Na Universidade de S. Petersburgo (hoje Leningrado), distinguiu-se em Ciências e Matemática e conquistou o doutoramento com uma tese sobre assunto que continua sendo de interesse: "A União do Alcool e da Água". Estudos subsequentes na França e na Alemanha permitiram-lhe assistir em Karlsruhe, no ano de 1858, à conferência em que a hipótese de Avogadro foi acaloradamente debatida. Mais tarde visitou os campos de petróleo da Pensilvânia para ver o primeiro poço. De volta à Rússia, desenvolveu um novo processo comercial de destilação.

Aos 32 anos, tornou-se professor de Química em S. Petersburgo. Procurando regularidades, ordenou os elementos de acordo com suas propriedades. Essa organização levou-o a propor a tabela periódica e a usá-la para prever a existência e as propriedades de vários elementos adicionais. Quando alguns dos elementos previstos em 1869 foram realmente descobertos alguns anos depois, Mendeleev foi aclamado como profeta.

Esse professor inspirado e experimentador infatigável tinha tal preocupação com os problemas sociais que renunciou à sua cátedra para não ter que obedecer a uma ordem que o proibia de interferir em assuntos governamentais. Fez numerosos inimigos porque dava apoio a movimentos liberais; chegou mesmo a desafiar os desejos do Czar, recusando-se a cortar os cabelos. Apesar de tudo, foi designado Diretor do Departamento de Pesos e Medidas.

Quando Mendeleev publicou pela primeira vez sua tabela, havia 63 elementos conhecidos. Um ano depois de sua morte, havia 86. A rapidez desse progresso foi possível em virtude da generalização mais importante da Química — a tabela periódica.

Efeitos Energéticos nas Reações Químicas

Embora uma reação química típica possa parecer uma coisa muito diferente do funcionamento de uma máquina, verifica-se que os mesmos princípios fundamentais do calor e do trabalho se aplicam em ambas as situações.

F. T. WALL, 1958

As reações químicas constituem o coração da Química. Não há aspecto mais importante das reações químicas do que os efeitos energéticos que elas causam. Vocês verificarão isto se deixarem seus pensamentos vagarem desde a criacinha procurando se aquecer na fábula

derivada da combustão da madeira, até às viagens dos astronautas graças às reações dos combustíveis nos seus foguetes. Quanta energia é envolvida numa reação química? Como podemos determiná-la? De onde vem essa energia? Investigaremos essas questões neste capítulo.

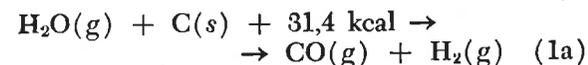
7-1 CALOR E REAÇÕES QUÍMICAS

À temperatura de 600°C, passando-se vapor de água sobre carvão aquecido (que em sua maior parte é constituído de carbono), verifica-se uma reação com a produção de monóxido de carbono e hidrogênio:



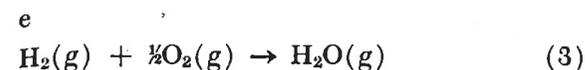
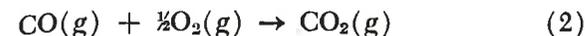
Esta reação é bastante útil porque a mistura dos gases resultantes, chamada "gás d'água", é um combustível industrial excelente. Na preparação industrial do gás d'água, o engenheiro químico deve levar em conta que há absorção de calor durante a reação. De fato, periodicamente ele deve fechar o acesso de vapor e

reaquecer o carvão para que a reação continue se processando. Para auxiliar esse engenheiro, poderíamos medir a quantidade de calor absorvida pelo sistema e incluir esta informação na reação química. Essa determinação nos mostra que, por mol de carbono que reage, são absorvidos 31,4 kcal de calor. Como o calor é consumido (como se fôsse um reagente), podemos incluí-lo no lado esquerdo da equação:



Poderíamos agora pensar no engenheiro mecânico que está projetando uma caldeira para

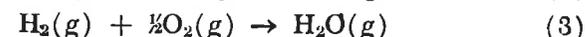
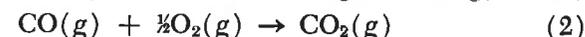
ser aquecida com gás d'água, como combustível. Ele interessa-se por estas duas reações químicas de combustão:



Estas reações libertam calor, e o nosso engenheiro mecânico deseja saber quanto. Outra vez, poderíamos ajudar determinando essas quantidades de calor e adicionando essas informações às equações 2 e 3. Como o calor é produzido pela reação (como um produto químico), devemos colocá-lo no lado direito da equação. As experiências mostram que:



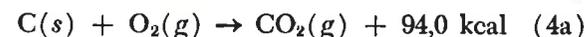
Agora vamos ao gerente comercial. Ele pensa em termos de ganhos e perdas e, provavelmente, observará que o consumo de carvão e água para produzir gás d'água é seguido pela combustão do gás d'água formando-se dióxido de carbono e água. Sem conhecer muito de Química, ele percebe que em última análise se queima carbono para formar dióxido de carbono. A reação total é obtida adicionando-se as reações (1), (2) e (3):



reação total = (efeito global):



O gerente comercial ama a simplicidade e a economia e, assim, pergunta: "Por que não queimamos carvão diretamente, e economizamos o custo de fabricação do "gás d'água"? O engenheiro mecânico é prático e pergunta: "Quanto calor a caldeira receberá se usarmos carvão ao invés de gás d'água?". O engenheiro químico vai ao laboratório para procurar as respostas e mede o calor libertado por mol de carbono queimado na reação (4). O resultado do laboratório mostra que a reação (4) liberta 94,0 kcal por mol.



O engenheiro químico pode agora responder a todas as perguntas. Se um mol de carbono for queimado diretamente, serão libertadas 94,0 kcal de calor. A mesma quantidade de carbono, convertida em gás d'água, liberta a soma dos calores desenvolvidos nas reações (2a) e (3a):

$$67,6 + 57,8 = 125,4 \text{ kcal}$$

O engenheiro mecânico tem um combustível melhor, usando gás d'água em vez de carvão.

Nesta nova situação, o gerente comercial poderia perguntar ao engenheiro químico, "De onde veio esse calor extra? Obtivemos alguma coisa do nada?" A resposta é "Não". O gás d'água liberta mais calor por mol do que o carbono porque o engenheiro químico, durante a reação (1a) introduziu calor no sistema. A Tabela 7-1 mostra o balancete do gerente:

Tabela 7-1

EFETOS DO CALOR NA FABRICAÇÃO E USO DO GÁS D'ÁGUA

	DÉBITO	CRÉDITO
Reação (1a): calor absorvido	31,4 kcal	—
Reação (2a): calor libertado	—	67,6 kcal
Reação (3a): calor libertado	—	57,8 kcal
Reação total:	31,4 kcal	125,4 kcal
(1a) + (2a) + (3a) = (4a)	absorvidas	libertadas
		125,4
		—31,4
	saldo líquido	94,0 kcal
Experiência realizada:		
Reação (4a): calor libertado		94,0 kcal

7-1.1 Conteúdo de Calor de uma Substância

O exemplo dado mostra que as 31,4 kcal absorvidas durante a reação (1a) foram "armazenadas" no gás d'água. Mais que isso, a quantidade de energia "armazenada" é fixa, não alterável face à vontade do gerente comercial ou ante a capacidade do engenheiro químico. A quantidade de energia armazenada depende dos reagentes e dos produtos da reação. Devemos adicionar uma quantidade fixa de energia (como calor) ao carbono e vapor de água para termos uma quantidade específica de monóxido de carbono e hidrogênio. Este calor é retido pelas moléculas CO e H₂, como está indicado

na Tabela 7-I. Poderíamos dizer que a reação (1a) aumenta o "conteúdo de calor" dos átomos participantes da reação em virtude do rearranjo dos mesmos formando os produtos. Evidentemente, um mol de cada substância molecular tem um "conteúdo de calor" característico, da mesma forma como tem uma massa característica. *Esse "conteúdo de calor" mede a energia armazenada em uma substância molecular durante a sua formação.* O efeito do calor em uma reação química mede a diferença entre os conteúdos de calor dos produtos e os conteúdos de calor dos reagentes. Se fôr armazenada mais energia nos reagentes do que nos produtos, então, durante a reação liberar-se-á calor. Inversamente, se os produtos armazenarem mais energia do que os reagentes, então, durante a reação, será absorvido calor.

Esta idéia de que cada substância molecular tem um conteúdo de calor característico, fornece uma boa explicação para os efeitos térmicos que se manifestam nas reações químicas. O símbolo que os químicos deram ao conteúdo de calor é *H*. Como o efeito térmico de uma reação química é a *diferença* entre os "Hs" dos produtos e os "Hs" dos reagentes, o calor da reação é chamado ΔH , a letra grega Δ ("delta") significando *diferença*.

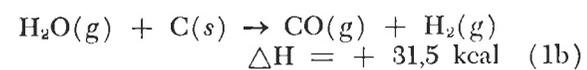
Por meio de um exemplo, podemos ver o significado de ΔH . Consideremos a reação (1):



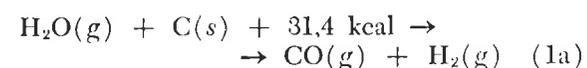
A cada uma das substâncias está associado um conteúdo de calor *H*. Assim sendo, o ΔH para a reação 1 é a diferença:

$$\begin{aligned} \Delta H &= (\text{conteúdo de calor})_{\text{dos PRODUTOS}} - (\text{conteúdo de calor})_{\text{dos REAGENTES}} \\ &= [\text{H}_{\text{CO}} + \text{H}_{\text{H}_2}] - [\text{H}_{\text{H}_2\text{O}} + \text{H}_{\text{C}}] \\ &= \text{H}_{\text{CO}} + \text{H}_{\text{H}_2} - \text{H}_{\text{H}_2\text{O}} - \text{H}_{\text{C}} \end{aligned}$$

Como essa reação consome calor, o conteúdo calórico dos produtos será maior e o ΔH será positivo. Isso poderá ser expresso por:



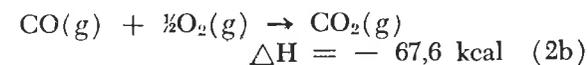
A equação (1b) é exatamente igual à equação (1a):



Tentemos este mesmo procedimento para a reação (2):

$$\begin{aligned} \Delta H &= (\text{conteúdo de calor})_{\text{dos PRODUTOS}} - (\text{conteúdo de calor})_{\text{dos REAGENTES}} \\ &= \text{H}_{\text{CO}_2} - [\text{H}_{\text{CO}} + \text{H}_{\frac{1}{2}\text{O}_2}] \\ &= \text{H}_{\text{CO}_2} - \text{H}_{\text{CO}} - \text{H}_{\frac{1}{2}\text{O}_2} \end{aligned}$$

Nesta reação liberta-se calor; assim sendo, o conteúdo de calor dos produtos é *menor* do que o dos reagentes. Portanto, ΔH deve ser negativo.



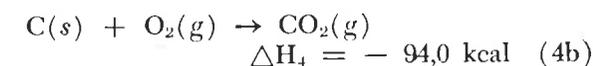
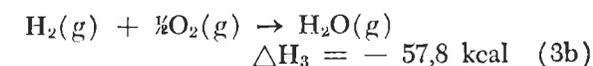
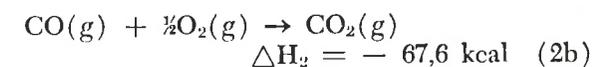
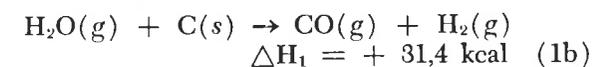
Isso significa exatamente a mesma coisa que



Vemos que o sinal de ΔH é variável. É positivo, quando o conteúdo calórico sofre uma elevação (por uma absorção de calor) e é negativo, quando o conteúdo calórico sofre uma queda (por libertação de calor). Esses fatos são mostrados por meio de diagramas na Fig. 7-1.

7-1.2 Aditividade dos Calores de Reação

Voltemos ao balanço de débito e crédito que encontramos no nosso problema do gás d'água. Em termos de ΔH , os efeitos de calor são os seguintes:



Descobrimos que a reação (4) não é somente igual à soma das reações (1b) + (2b) + (3b) em termos de átomos, mas também que

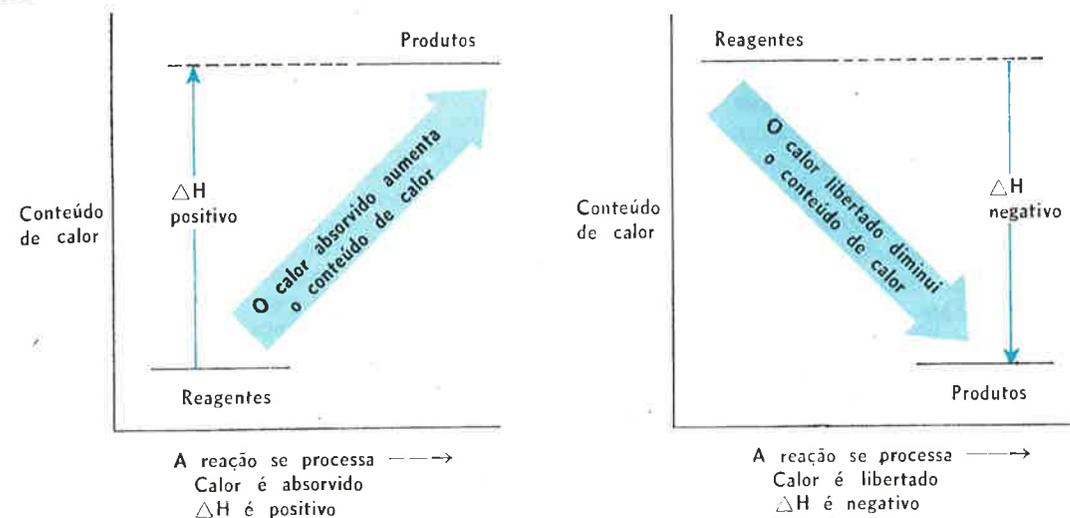


Fig. 7-1 - Variação do conteúdo de calor durante uma reação.

$$\begin{aligned} \Delta H_4 &= \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = \\ &= 31,4 + (-67,6) + (-57,8) = \\ &= 31,4 - 67,6 - 57,8 = \\ &= - 94,0 \text{ kcal} \end{aligned}$$

Chegamos à seguinte conclusão: *Quando uma reação pode ser expressa como a soma algébrica de uma série de duas ou mais reações, então o calor da reação é a soma algébrica dos calores das outras reações.* Verificou-se que essa generalização é aplicável a qualquer reação que tenha sido experimentada. Em virtude de sua enorme aplicabilidade essa generalização é chamada "lei" - *Lei da Aditividade dos Calores de Reação.* (*)

7-1.3 Medida do Calor de Reação

O processo de medir os calores de reação é chamado *calorimetria* - nome relacionado obviamente com a unidade de calor, a caloria. Você já possui alguma experiência com calorimetria. Na experiência 5, você mediu o calor de combustão de uma vela e o calor de solidificação da parafina. Mais tarde, na experiência 13, você vai

(*) Esta generalização foi proposta pela primeira vez por G.H. Hess no ano de 1840 com base em suas experiências sobre calores de reação. Algumas vezes é chamada de "Lei de Hess, da Constância da Soma dos Calores de Reação".

medir o calor libertado quando NaOH reage com HCl.

Os calorímetros variam em detalhes e são adaptados para o caso de uma reação particular que se estuda. A Fig. 7-2 mostra o esquema geral de um calorímetro, que poderia ser usado para medir o calor libertado durante uma reação de combustão. Poderia ser aplicado à combustão de uma vela com o objetivo de se obter uma resposta muito mais correta do que aquela obtida pela técnica rudimentar da Experiência 5.

O dispositivo consiste essencialmente de um vaso externo contendo uma massa conhecida de água. Uma quantidade previamente pesada

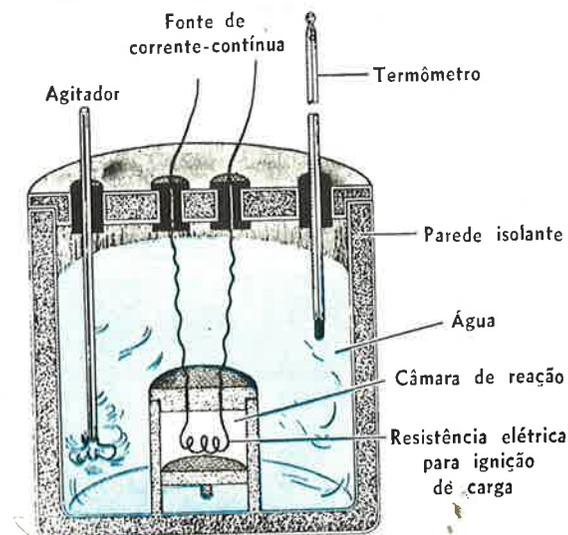


Fig. 7-2 - Esquema geral de um calorímetro.

da substância a ser queimada e um excesso de oxigênio são introduzidos sob pressão na câmara de reação, colocada dentro do vaso. A mistura entra em ignição por meio de uma resistência elétrica colocada dentro da câmara. O calor produzido pela reação faz variar a temperatura da água, que é agitada para que sua temperatura se mantenha uniforme. A partir desta variação de temperatura, e a partir da quantidade de calor necessária para elevar de um grau a temperatura da água e do calorímetro, pode ser calculado o calor de combustão por mol de substância queimada. Usando-se uma grande quantidade de água, a variação de temperatura da água acaba sendo muito pequena. Isto é desejável, pois a temperatura final dos produtos, dessa forma, será mantida bem próxima da temperatura inicial dos reagentes.

EXERCÍCIO 7-1

Suponha que reagentes sejam misturados em um calorímetro a 25°C e que o calor da reação faça com que a temperatura dos produtos e do calorímetro se eleve a 35°C. A partir desse fato, explicar porque na determinação calorimétrica do calor de uma reação química, é desejável manter-se a temperatura final bem próxima da temperatura inicial.

Na reação de combustão que ocorre num calorímetro, conforme a Fig. 7-2, o volume do sistema

Tabela 7-II

CALORES DE REAÇÃO ENTRE ELEMENTOS $t = 25^\circ \text{C}$, $p = 1 \text{ atm}$

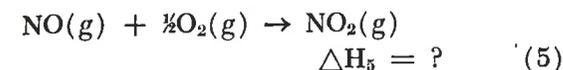
ELEMENTOS	COMPOSTO		CALOR DE REAÇÃO (ΔH) (kcal/mol do produto)
	FÓRMULA	NOME	
$\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g})$	$\rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$	vapor d'água	-57,8
$\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g})$	$\rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	água líquida	-68,3
$\text{S}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$	$\rightarrow \text{SO}_2(\text{g})$	dióxido de enxofre	-71,0
$\text{H}_2(\text{g}) + \text{S}(\text{s}) + 2\text{O}_2(\text{g})$	$\rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\text{l})$	ácido sulfúrico	-194
$\frac{1}{2}\text{N}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g})$	$\rightarrow \text{NO}(\text{g})$	óxido nítrico	+21,6
$\frac{1}{2}\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$	$\rightarrow \text{NO}_2(\text{g})$	dióxido de nitrogênio	+8,1
$\frac{1}{2}\text{N}_2(\text{g}) + \frac{3}{2}\text{H}_2(\text{g})$	$\rightarrow \text{NH}_3(\text{g})$	amônia	-11,0
$\text{C}(\text{s}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g})$	$\rightarrow \text{CO}(\text{g})$	monóxido de carbono	-26,4
$\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$	$\rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$	dióxido de carbono	-94,0
$2\text{C}(\text{s}) + 3\text{H}_2(\text{g})$	$\rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$	etano	-20,2
$3\text{C}(\text{s}) + 4\text{H}_2(\text{g})$	$\rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$	propano	-24,8
$\frac{1}{2}\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{I}_2(\text{g})$	$\rightarrow \text{HI}(\text{g})$	iodeto de hidrogênio	+6,2

reagente é mantido constante porque a câmara de reação é herméticamente fechada. Neste caso a pressão dentro da câmara poderá variar em virtude da ocorrência da reação. De outro lado, nas experiências calorimétricas realizadas por você, no laboratório, a pressão se manteve constante porque seu sistema foi deixado aberto, i. é, em contacto com a atmosfera ambiente. Nas suas experiências calorimétricas o volume da mistura reagente pode variar. Existe uma pequena diferença entre estes dois tipos de medidas calorimétricas, i. é, sob volume constante ou sob pressão constante. A diferença nos resultados surge do fato de ser consumida energia quando um sistema se expande "empurrando" a atmosfera que o circunda. Num calorímetro de volume constante não ocorre tal expansão, logo neste caso o calor de combustão não será afetado por uma parcela de energia correspondente ao trabalho de expansão. Experiências mostram que as diferenças entre o calor de uma reação sob pressão constante e o calor da mesma reação sob volume constante, em geral são pequenas. Todavia, o símbolo ΔH representa o efeito térmico que acompanha a reação quando executada sob pressão constante — condição esta que ocorre precisamente quando a reação é executada num béquer aberto.

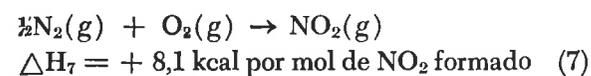
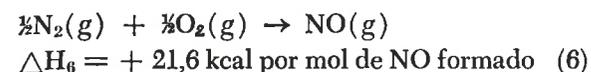
7-1.4 Previsão do Calor de uma Reação

Os químicos mediram os calores de muitas reações. Com os valores determinados, e aplicando a Lei da Aditividade dos Calores de Reação, puderam ser previstos os calores desconhecidos de muitas outras reações. Conseqüentemente, é bastante útil uma compilação dos calores de reação conhecidos. A Tabela 7-II nos fornece alguns desses valores.

Suponha que estamos interessados no calor de combustão do óxido nítrico, NO.

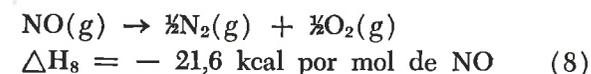


Uma vez que a reação (5) é equivalente à combinação de duas reações da Tabela 7-II, podemos prever ΔH_5 . Na Tabela 7-II encontramos



Desejamos obter a reação (5) combinando as reações (6) e (7). Como NO é um reagente na equação (5), precisamos do inverso da reação (6).

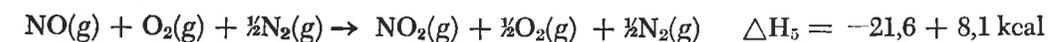
A partir da equação (6), podemos obter o calor da reação inversa, simplesmente pela mudança do sinal de ΔH_6 . Se são absorvidas 21,6 kcal de calor quando 1 mol de NO é formado, então serão libertadas 21,6 kcal de calor quando 1 mol de NO for decomposto em seus elementos, na reação inversa:



Agora, podemos somar as reações (7) e (8) para obtermos a reação (5):



Reação total:

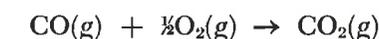


ou



EXERCÍCIO 7-2

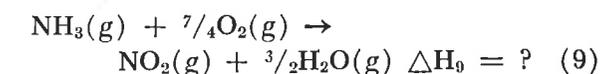
A partir de duas reações assinaladas na Tabela 7-II, determinar o calor da reação



Compare seu resultado com o valor de ΔH para a reação (2b) dado anteriormente na Sec. 7-1.2.

Com esses exemplos, a utilidade da Tabela 7-II é óbvia. Muitos calores de reação podem ser previstos — realmente, o calor de qualquer reação pode ser obtido pela adição de duas ou mais reações da tabela. Além disso, há um modo fácil para se saber se a tabela contém informação necessária para um caso particular. Uma reação pode ser obtida pela adição de reações da Tabela 7-II, contanto que todos os compostos da reação estejam incluídos na tabela. Os elementos que participam da reação automaticamente aparecerão na quantidade correta.

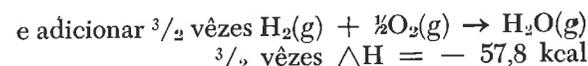
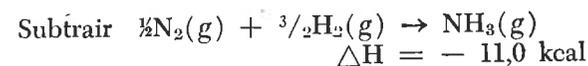
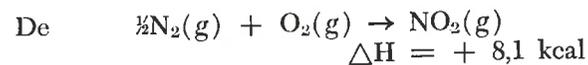
Considere um exemplo mais complexo, a oxidação da amônia, NH_3 :



Na reação (9), encontramos três compostos, $\text{NH}_3(\text{g})$, $\text{NO}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ e todos figuram na Tabela 7-II. Conseqüentemente, somos capazes de calcular ΔH_9 .

EXERCÍCIO 7-3

Mostre que a reação (9) e também $\Delta H_9 = -67,6$ kcal podem ser obtidos processando-se a soma indicada:



Dessa forma, quando desejamos prever o calor de alguma reação, é preciso levar algum

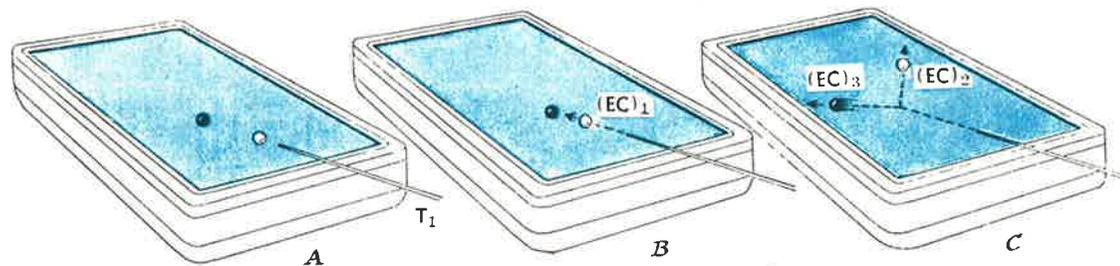
7-2 LEI DA CONSERVAÇÃO DA ENERGIA

Vimos como os químicos medem o calor de uma reação. Usando-se uma compilação de valores determinados, podem-se prever as variações de energia de muitas reações que não foram determinadas. Assim, a regra da Aditividade dos Calores de Reação é uma generalização muito útil e digna de confiança. Ela nos faz pensar "por que seria assim?" A explicação, geralmente, é encontrada relacionando-se o comportamento de um sistema químico ao comportamento de outros sistemas que são mais facilmente entendidos.

7-2.1 Conservação da Energia em uma Colisão de Bolas de Bilhar

A Fig. 7-3 mostra um estudo experimental da colisão entre esferas sólidas. Batendo com a

Fig. 7-3 — Conservação da energia numa colisão de bolas de bilhar.



tempo para se saber se a compilação da Tabela 7-II inclui tôdas as reações necessárias. Se todos os compostos da reação em estudo estiverem na coluna "Composto" da Tabela 7-II, então a previsão poderá ser feita. Esta é uma vantagem apresentada por uma compilação de calores de reação entre elementos e explica porque são êsses os calores de reação que os químicos tabelam. É claro que a lista da Tabela 7-II inclui apenas uma pequena fração dos valores conhecidos. Um número muito maior de calores de reação são tabelados nos manuais. Essas tabelas podem ser encontradas nos índices sob o nome de "calores de formação" (subentendido: do respectivo composto, partindo dos elementos necessários).

extremidade de um taco na bola branca, o experimentador imprime a esta energia de movimento (veja Fig. 7-3A e Fig. 7-3B). A quantidade de energia de movimento (energia cinética) recebida pela bola é fixada pela quantidade de trabalho efetuado. Se a bola recebe um impulso suave (dispêndio de pouco trabalho), move-se lentamente. Se recebe uma batida violenta (dispêndio de muito trabalho), move-se rapidamente. A energia cinética da bola branca aparece porque foi executado um trabalho — a quantidade de trabalho, T_1 , determina a quantidade de energia cinética, $(EC)_1$. Em símbolos,

$$T_1 = (EC)_1 \quad (10)$$

Em virtude da direção do seu movimento, a bola branca entra em contacto com a bola vermelha que está parada. Ocorre um choque. A Fig. 7-3C mostra o resultado. A bola branca tem agora uma energia cinética menor, $(EC)_2$, mas agora a bola vermelha move-se! A bola

vermelha tem agora energia de movimento — vamos designá-la por $(EC)_3$. Medidas mostram que as velocidades são tais que a energia cinética que a bola vermelha ganha é igual à energia cinética perdida pela bola branca. Em símbolos,

$$(EC)_1 = (EC)_2 + (EC)_3 \quad (11)$$

Recapitem esta experiência. Em primeiro lugar, foi produzido um trabalho, T_1 , com um taco. A quantidade de energia cinética recebida pela bola branca, $(EC)_1$, correspondeu exatamente a T_1 . Posteriormente à colisão da bola branca com a bola vermelha, a soma das energias das duas bolas, $(EC)_2 + (EC)_3$, é exatamente igual à $(EC)_1$. Assim sendo,

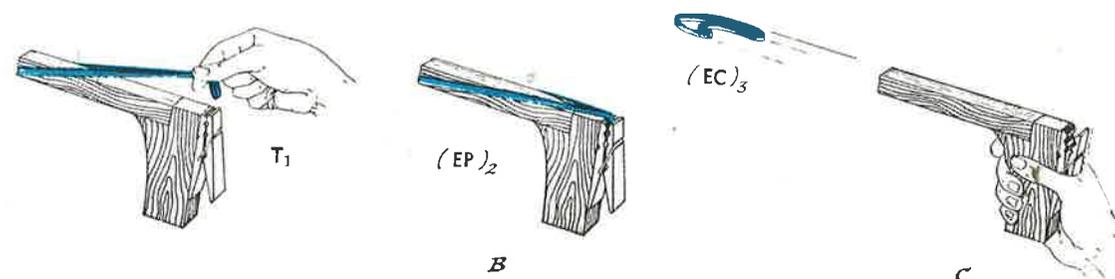
$$T_1 = (EC)_1 = (EC)_2 + (EC)_3 \quad (12)$$

Se reconhecemos o trabalho como uma forma de energia, poderemos dizer que durante a experiência a energia foi conservada. Tôdas as grandezas da equação (12) são conhecidas — podemos medir o trabalho realizado à medida que o produzimos e podemos descobrir os valores de $(EC)_1$, $(EC)_2$ e $(EC)_3$, através de medições das velocidades e das massas. Muitas dessas experiências são feitas todos os dias e os resultados são sempre concordantes. Num salão de bilhar, a energia é conservada.

7-2.2 Conservação da Energia em uma Tira de Borracha Esticada

A Fig. 7-4 mostra um estudo experimental do esticamento de uma tira de borracha. A tira é esticada e prêsas num dispositivo experimental como indica a Fig. 7-4A. Para esticá-la devemos produzir certo trabalho que indicaremos por T_1 . Na Fig. 7-4C, a borracha foi solta e volta

Fig. 7-4 — Conservação da energia numa tira de borracha esticada.



ao seu comprimento inicial, mas tem agora energia de movimento, $(EC)_3$. Que quantidade de energia tem ela agora? A energia cinética que a tira de borracha possui depende de quanto trabalho lhe foi fornecido para esticá-la. T_1 fixa $(EC)_3$. Podemos escrever

$$T_1 = (EC)_3 \quad (13)$$

Outra vez reconhecemos o trabalho como uma forma de energia e, como $T_1 = (EC)_3$, o resultado global é a conservação da energia. Mas, na Fig. 7-4B, a energia se conservou? Se ela se conservou, onde estará? O trabalho T_1 , já foi fornecido, e embora a tira de borracha esteja esticada, não há manifestação externa de energia. A tira de borracha está parada, de sorte que não recebeu qualquer energia cinética. Todavia, sabemos (das experiências anteriores) que a fita de borracha receberá a energia cinética $(EC)_3$ a qualquer momento que escolhermos para soltá-la. A situação inicial e o resultado final lembram as bolas de bilhar — a energia se conserva. Seria conveniente dizer que também na Fig. 7-4B a energia se conserva. Assim, criamos uma forma nova de energia — a energia de posição, ou energia potencial. Dizemos que à medida que o trabalho T_1 foi fornecido, êle foi sendo armazenado na tira de borracha como energia potencial.

Podemos agora fazer um retrospecto desta experiência. Em símbolos, temos

$$T_1 = (EP)_2 = (EC)_3 \quad (14)$$

Trabalho Energia Energia
 potencial cinética

A quantidade de trabalho fornecido determina T_1 . As determinações da massa e da velocidade da borracha dão-nos, experimentalmente, a grandeza de $(EC)_3$. Como conhecemos $(EP)_2$? Como podemos estar seguros de que $(EP)_2$ é igual a T_1 e a $(EC)_3$? A evidência que temos é de que pusemos uma quantidade de energia dentro do sistema e podemos

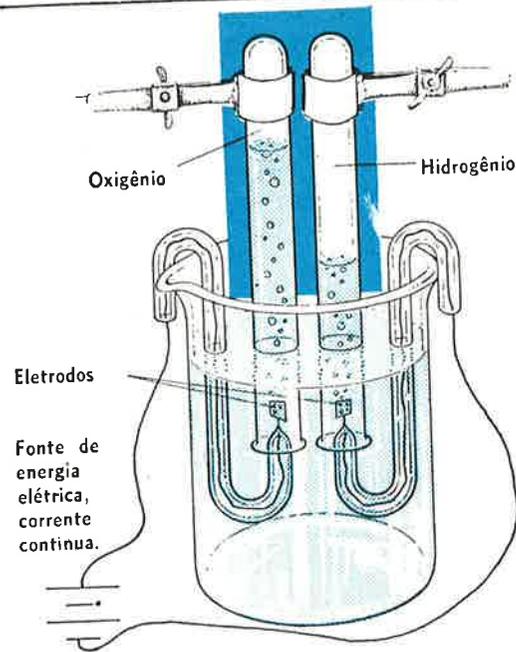
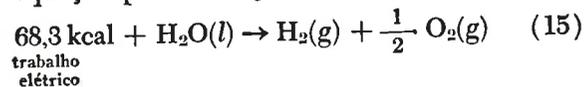


Fig. 7-5 — Decomposição eletrolítica da água.

recuperá-la mais tarde, quando o quisermos. É natural dizer-se que nesse meio tempo a energia foi armazenada. Podemos assim dizer que, no caso da tira de borracha, exatamente como no caso da colisão das bolas de bilhar, a energia se conserva sempre.

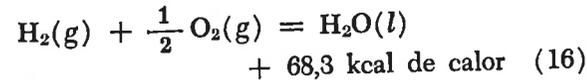
7-2.3 A Conservação de Energia em uma Reação Química

A Fig. 7-5 mostra um aparelho no qual uma corrente elétrica pode ser conduzida através da água. Como foi acentuado na Seção 3-1.2, a corrente elétrica causa uma decomposição da água. À medida que o trabalho (trabalho elétrico) é fornecido, são produzidos gás hidrogênio e gás oxigênio. Determinações da corrente elétrica e da voltagem mostram que, para se decompor um mol de água, devem ser fornecidos 68,3 kcal de trabalho elétrico, T_1 . A equação para a reação é



Suponhamos agora que medimos o calor da reação entre o hidrogênio e o oxigênio em um calorímetro igual ao da Fig. 7-2. Esta experiência já foi realizada inúmeras vezes; para cada

mol de água formada, são produzidas 68,3 kcal de calor, Q_3 . A equação para esta reação é



Temos uma situação igual àquela da tira de borracha. Introduzimos uma quantidade de energia já determinada, T_1 , dentro do sistema e, a qualquer momento mais tarde, de acordo com nossa vontade, esta energia pode ser recuperada como calor, Q_3 .

$$T_1 = Q_3 \quad (17)$$

O resultado global é a conservação da energia.

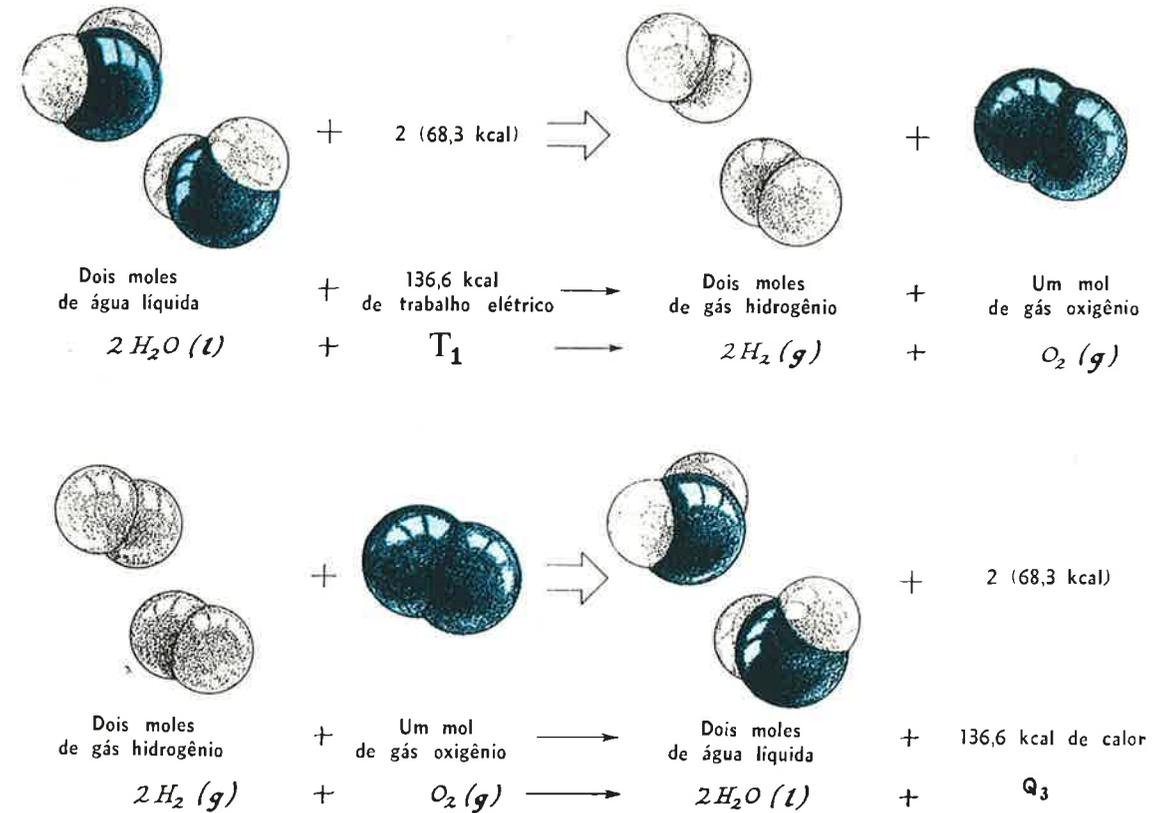
A Fig. 7-7 mostra isto esquematicamente em um diagrama igual àquele da Fig. 7-1. Se representarmos por uma linha neste diagrama o conteúdo de calor de dois moles de água, então a energia de dois moles de hidrogênio mais um mol de oxigênio deverá ser representada por uma linha situada 136,6 kcal mais acima. Desta forma, o diagrama indica que quando decomposmos água, devemos fornecer energia para elevar o conteúdo de calor até o nível suficiente para que haja a formação dos produtos. Quando hidrogênio queima no oxigênio, o conteúdo de calor cai e liberta-se energia.

Outra vez podemos perguntar: Onde estava a energia colocada na reação (15) antes de se processar a reação (16)? A experiência da tira de borracha nos orienta para responder a essa pergunta.

Se dissermos que a energia T_1 foi armazenada nas substâncias químicas, $\text{H}_2(g)$ e $\text{O}_2(g)$, será mais fácil explicar porque $T_1 = Q_3$. Atribuímos a todas estas (e a todas as outras) substâncias a capacidade de armazenar energia — chamada conteúdo de calor. Isto permite-nos dizer que, sempre, durante uma reação, a energia se conserva, como acontece nas colisões de bolas de bilhar e nas tiras de borracha esticadas.

7-2.4 Fundamento da Lei da Conservação da Energia

Vemos que há diversas formas de energia. Falamos sobre o trabalho como uma forma de energia e fizemos referências a duas espécies de trabalho, o muscular e o elétrico. A energia cinética e o calor são outras formas de energia facilmente determinadas. Temos tam-



$$T_1 = Q_3$$

Fig. 7-6 — Conservação da energia numa reação química.

bém duas formas adicionais que são detectáveis apenas indiretamente — a energia potencial da tira de borracha esticada e os conteúdos de calor das substâncias químicas. Com estas duas formas adicionais, podemos escrever:

A Energia é sempre conservada.

Esta é a chamada Lei da Conservação da Energia. Ela diz que, em todas as experiências realizadas até agora, observou-se a conservação da energia, desde que tenham sido levadas em consideração todas as formas de energia. Em virtude do número dessas experiências ser extraordinariamente grande e bastante variado em tipos, a lei fornece uma base para previsão digna de confiança. Não fique alarmado pelo

fato de que a lei é verdadeira somente depois de termos acrescentado formas de energias capazes de dar conta da energia não mensurável diretamente. Esta lei é como qualquer outra — ela é justificada por sua utilidade. Enquanto as diversas formas de energia nos derem um modelo que seja sempre consistente com as experiências, a lei permanecerá útil.

No caso específico dos efeitos do calor nas reações químicas, centenas de reações diferentes têm sido estudadas calorimetricamente. Os resultados estão sempre de acordo com a Lei da Aditividade dos Calores de Reação. Se atribuímos um conteúdo de calor característico a cada substância química, então todas essas experiências confirmarão a Lei da Conservação da Energia. Como a Lei da Conservação da Energia é consistente com tantas reações diferentes, podemos supor, com segurança, que ela se aplicará às reações que não tenham sido estudadas ainda.

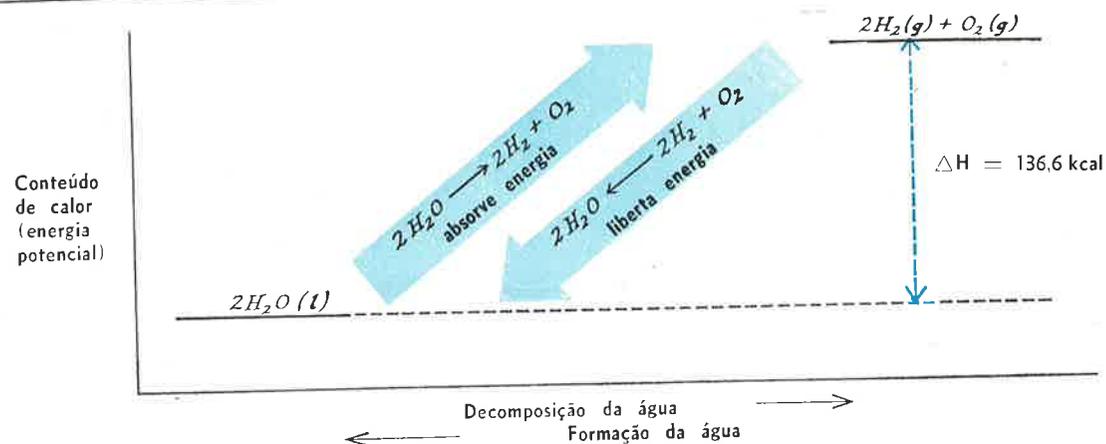


Fig. 7-7 — Variação de energia numa reação química.

O termo "lei" geralmente é aplicado a generalizações científicas mais antigas. Os cientistas de hoje não aplicam esses termos para generalizações novas porque eles sabem que todas as "leis da Natureza" são afirmações humanas — generalizações humanas — e estão sujeitas a revisão. Por exemplo, mais tarde, neste capítulo, você verá que matéria e energia são a

mesma coisa. Aí, você verá que ambas as leis de conservação, a Conservação da Matéria e a Conservação da Energia são realmente uma única lei, a da Conservação da Matéria (que é Energia). Contudo, em qualquer processo químico, a massa equivalente ao calor da reação é desprezível. Sob essas condições, a Lei da Conservação da Matéria e a Lei da Conservação da Energia podem ser consideradas como sendo afirmações independentes. Desta forma, as leis de conservação são muito úteis, embora as afirmações que fizemos sobre elas não se apliquem em todas as condições.

7-3 ENERGIA ARMazenada EM UMA MOLÉCULA

Na discussão das Seções 7-2.1 até 7-2.4 verificamos ser útil falar em diferentes "formas" de energia. Duas delas são "calor" e "conteúdo de calor". Esta última, conteúdo de calor, é, às vezes, chamada "energia química" em virtude de sua grandeza estar relacionada intimamente com a composição química. Estas são manifestações macroscópicas (*) de energia. Duas outras manifestações macroscópicas de energia são a energia cinética (de uma bola de futebol arre-messada, por exemplo) e a energia potencial (de uma bola de futebol no alto da trajetória, por exemplo). Assim, temos necessidade de identificar diversas "formas" de energia quando discutimos as propriedades macroscópicas das substâncias: calor, conteúdo de calor (energia química), energia cinética, energia potencial, energia elétrica, e trabalho mecânico. A presença e a quantidade de cada forma de energia são determinadas pelos métodos aplicáveis unicamente àquela forma. Determinamos uma va-

(*) "Macroscópico" significa grande, i. é, oposto de "microscópico". Em geral, este termo é usado para designar porções visíveis e pesáveis.

riação de calor em um calorímetro, medindo a variação de temperatura por meio de um termômetro. A energia cinética de uma bola de futebol é determinada com o auxílio de um relógio e de uma fita métrica. Você aprenderia pouco sobre a energia cinética de uma bola, atirando-a sobre um termômetro e nada aprenderia sobre a temperatura da água, usando seu relógio de pulso em um chuveiro.

Contudo, quando nos transportamos à escala molecular, verificamos que todas essas formas macroscópicas de energia podem ser discutidas em termos de duas formas de energia que identificamos na bola de futebol: energias cinética e potencial.

Podemos "explicar" todas as formas macroscópicas de energia com um modelo microscópico envolvendo apenas a energia de movimento e a energia de posição das partículas atômicas e moleculares. A explicação tem uma vantagem especial dada na Sec. 1-1.3 (págs. 5-8). Todas as nossas experiências e conhecimentos sobre as propriedades das bolas de futebol em movimento (também das bolas de bilhar, das tiras de borracha, dos automóveis, dos pêndu-

los e giroscópios) podem ser usados para tornar clara a natureza do calor, do conteúdo de calor, da energia elétrica, etc. Para compreendermos isto, devemos considerar a maneira como os químicos discutem a questão da energia existente em uma molécula.

7-3.1 A Energia de uma Molécula

Retratemos uma molécula em termos de um modelo constituído de bolas de massas relativas apropriadas, presas entre si por molas. As molas representam as ligações entre os átomos. Podemos fazer as molas vibrarem e depois lançar o conjunto inteiro através do espaço. Há agora associadas ao nosso modelo, três formas de energia cinética, como está exposto na Fig. 7-8.

Este modelo se aplica muito bem a uma molécula simples no estado gasoso. No estado líquido, e com maior razão no estado sólido, todos esses movimentos são restritos. Nestas fases, a manifestação principal de energia cinética é o movimento para a frente e para trás da molécula, em relação a um ponto fixo.

Além das diversas espécies de energia cinética assinaladas acima, há a energia poten-

cial relacionada com as forças que agem entre as moléculas. Estas forças são de atração e têm um valor médio muito pequeno no estado gasoso, no qual as moléculas estão muito separadas. As forças são, em média, maiores no estado líquido, e maiores ainda, no estado sólido.

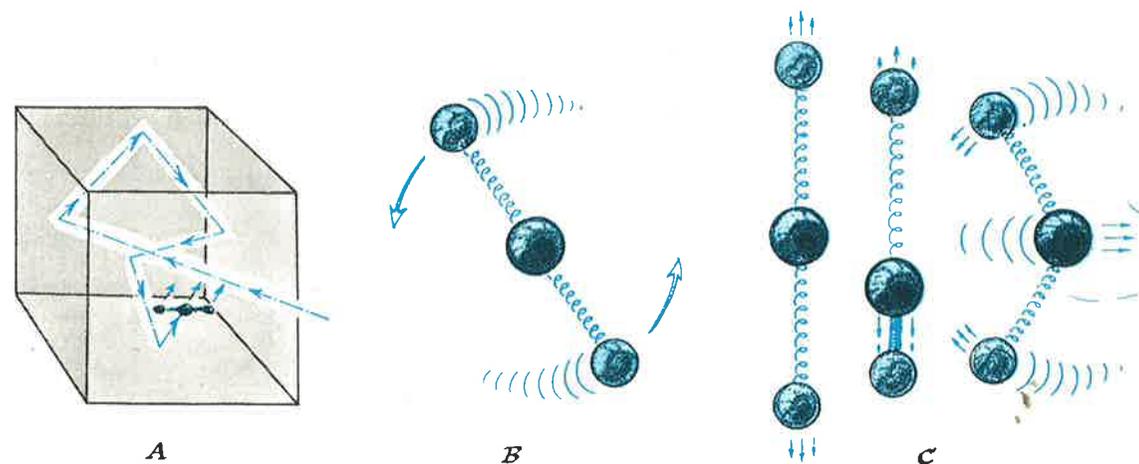
Existe também, dentro da molécula, energia química que está relacionada com as forças que ligam os átomos entre si, formando as moléculas. Esta é referida como energia de ligação química.

Além disso, cada átomo tem energia, uma parte associada com os elétrons e outra parte associada ao núcleo. Os elétrons dos átomos possuem energia cinética e, em virtude da atração exercida pelo núcleo e da repulsão que exercem entre si, possuem energia potencial. A soma algébrica destas representa a energia necessária para separar um elétron do átomo.

Finalmente, há dentro do núcleo de cada átomo uma energia armazenada. Esta energia está relacionada com as forças que mantêm juntas as partículas nucleares. Como, durante as reações químicas, todos os núcleos permanecem intactos, evidentemente não influenciados, essa energia nuclear não sofre qualquer transformação durante a reação. Dessa forma, a contribuição nuclear ao conteúdo de calor molecular geralmente não preocupa o químico.

A soma de todas essas formas de energia molecular constitui o conteúdo de calor molecular. Se somarmos o conteúdo molecular de $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de uma espécie dada, obteremos o conteúdo de calor molar daquela substância.

Fig. 7-8 — Tipos de movimento de uma molécula de dióxido de carbono, CO₂. A — Movimento de translação — a molécula move-se de um lugar para outro. B — Movimento de rotação — a molécula gira em torno de seu centro de massa. C — Movimento de vibração — os átomos movem-se alternadamente para perto e para longe do centro de massa.



7-3.2 Variações da Energia no Aquecimento

Com esta visão da constituição do conteúdo de calor de uma substância, podemos visualizar os efeitos que aparecem durante o aquecimento da substância. Se a temperatura do início for baixa, então a substância será um sólido. O aquecimento do sólido aumenta a energia cinética dos movimentos de vai-e-vem das moléculas em relação às suas posições regulares no cristal. À medida que a temperatura aumenta, esses movimentos perturbam mais e mais a regularidade do cristal. Um excesso desses movimentos ao acaso destrói completamente a rede cristalina. Há uma temperatura acima da qual a energia cinética das partículas provoca tanto movimento desordenado que o retículo não é mais estável, a essa temperatura ocorre uma mudança de fase: o sólido funde-se.

No estado líquido, cada molécula tem uma liberdade de movimento consideravelmente maior, particularmente com relação à rotação e à translação. O aquecimento do líquido aumenta a quantidade de movimento molecular. Como sempre, a energia cinética provoca um efeito desordenado, tendente a levar as moléculas para qualquer lugar dentro do recipiente. À medida que o movimento aumenta (com o aumento da temperatura), mais moléculas são capazes de se mover para fora da região líquida, onde a energia potencial é mínima. Ocorre uma outra mudança de fase: o líquido vaporiza-se.

Se, a partir deste ponto, continuarmos o aquecimento de modo suficiente, alcançaremos uma situação na qual as energias cinéticas de

vibração, rotação e translação tornam-se comparáveis às energias das ligações químicas. Aí, as moléculas começam a desintegrar-se. É essa a razão porque no Sol somente são encontradas as moléculas mais simples — moléculas diatômicas. No Sol, a temperatura é tão elevada (6.000° K na superfície) que moléculas mais complexas não podem sobreviver.

Finalmente, se continuarmos o aquecimento ainda mais, alcançaremos uma temperatura para a qual as energias cinéticas são tão elevadas que destroem os núcleos. Então, “as reações nucleares” têm início. Acredita-se que as condições existentes em algumas estrelas são próprias para que reações nucleares possam ocorrer rapidamente.

Para concluir nosso estudo, comparemos as magnitudes dos efeitos energéticos. As mudanças de fases envolvem, geralmente, energias da ordem de diversas quilocalorias por mol. As reações químicas envolvem, geralmente, energias de 50 a algumas centenas de quilocalorias por mol. Dessa forma, vemos que as energias envolvidas nas reações químicas são comumente 10 a 100 vezes maiores do que as que se manifestam nas mudanças de fases.

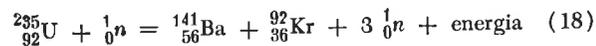
EXERCÍCIO 7-4

Mostrar que a razão entre o calor molar de formação da água gasosa a partir dos elementos (uma reação química) e o calor molar de fusão da água (uma mudança de fase) é da ordem de 50.

7-4 ENERGIA ARMAZENADA EM UM NÚCLEO

Consideremos agora transformações nucleares. O fato de o núcleo permanecer intacto durante as reações químicas sugere que energias muito maiores são necessárias para provocar mudanças nucleares. A experiência prova que isto é verdade. As reações nucleares comumente envolvem variações de energia milhões de vezes maiores do que aquelas que encontramos em reações químicas. Esse fator desmedido explica o grande interesse atual pelas reações nucleares como fonte de energia.

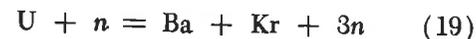
Uma dessas reações nucleares é representada pela equação:



Antes de examinarmos os detalhes desta equação aparentemente estranha, focalizemos nossa atenção no termo “+ energia”. O valor numérico é da ordem de $4,5 \times 10^9$ kcal por mol de urânio. Observemos esse valor e comparêmo-lo ao calor molar de combustão do carbono. Grosseiramente, qual é a relação entre essas duas energias? É 10⁷, ou seja, 10 milhões!

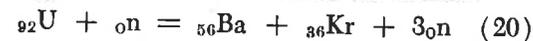
Agora examinemos a reação com mais detalhes. Esqueçamos momentaneamente os índices inferiores e superiores. Recordemos do Capítulo

6 que o nêutron (*n*) é uma das partículas fundamentais encontradas no núcleo. O que aconteceu?



Ao invés da produção de substâncias diferentes pela combinação de átomos, o elemento urânio combinou-se com um nêutron e, como consequência, dividiu-se em dois outros elementos — bário e criptônio — e ainda mais três nêutrons. Os átomos de um elemento dado caracterizam-se pelo seu número atômico, o número de cargas positivas do núcleo. Para que um elemento se transforme em outro, o núcleo deve ser alterado. No nosso exemplo, o núcleo de urânio, em virtude de sua reação com um nêutron, rompe-se em fragmentos, i.é, fissiona-se em dois núcleos novos, liberando, além disto, nêutrons. (°) Como os nêutrons são obtidos, e como os fazemos reagir com os núcleos de urânio, são questões não essenciais para a discussão em pauta.

Uma observação da tabela periódica mostramos que os índices inferiores junto aos nossos símbolos são os números atômicos dos elementos designados pelos símbolos — 92 para o U, 56 para o Ba, 36 para o Kr. No caso do nêutron, o índice zero denota a não existência de carga nessa partícula. Se observamos os índices

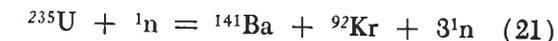


inferiores notaremos que sua soma em ambos os lados da equação é a mesma.

$$92 + 0 = 56 + 36 + (3 \times 0)$$

Esta identidade nada mais é do que um modo de se expressar a lei da conservação da carga. No modelo da estrutura nuclear dado a você no Capítulo 6, o núcleo foi considerado constituído de prótons e nêutrons. A essas duas espécies de partículas dá-se o nome geral de **núcleons**. O **número de massa** de um núcleo é igual ao número de núcleons presentes. Os índices superiores escritos em nossa equação são números de massa.

(°) Talvez você já tenha reconhecido nossa reação nuclear como uma reação de “fissão”. É o tipo de reação usada em uma “pilha” atômica, a fonte de energia de uma usina nuclear. O exemplo que selecionamos é apenas um dos modos pelos quais o núcleo de urânio pode se dividir. Núcleos de lantânio e de bromo são também produzidos, de cério e selênio, etc., de tal modo que, para cada par de produtos da fissão, a soma dos números atômicos é sempre 92.



Aparentemente os números de massa também foram conservados.

$$235 + 1 = 141 + 92 + (3 \times 1)$$

Podemos exprimir isto na forma de uma regra: *o número total de núcleons durante as reações nucleares não varia.*

EXERCÍCIO 7-5

De acôrdo com o modelo do Capítulo 6, quantos núcleons existem em um núcleo de urânio com o número de massa 235? Quantos prótons? E quantos nêutrons?

Realmente, então, pelo símbolo ${}_{92}^{235}\text{U}$ não estamos representando um átomo, mas um núcleo. Nossa equação está escrita em termos de núcleos e partículas associadas com o mesmo. A equação nuclear não nos diz nada sobre que composto de urânio foi bombardeado com nêutrons ou que composto de bário se formou. Estamos apontando apenas as *transformações nucleares*. Durante a transformação nuclear há muitos outros átomos que são afetados, em virtude da grande quantidade de energia liberada. Não sabemos em detalhe o que acontece, mas finalmente voltamos a ter substâncias eletricamente neutras, os compostos químicos, e os nêutrons são consumidos por outros núcleos.

É fácil verificar-se que há um balanceamento dos elétrons entre reagentes e produtos.

Núcleos:	${}_{92}\text{U}$	${}_0\text{n}$	${}_{56}\text{Ba}$	${}_{36}\text{Kr}$	${}_0\text{n}$
Elétrons associados com os núcleos:	92	0	56	36	0
	$92 =$		$56 + 36$		

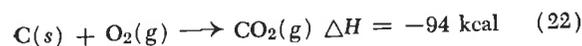
7-4.1 Relações Exatas de Massa

Embora os números de massa dos prótons e nêutrons sejam ambos um, as massas dessas partículas fundamentais não são idênticas. A massa de um mol de prótons é 1,00762 gramas e a massa de um mol de nêutrons é 1,00893 gramas. Uma investigação posterior nos mostraria que a massa do núcleo de um dado isótopo, medida experimentalmente, não é exatamente a soma das massas dos prótons e nêutrons agregados no núcleo de acôrdo com nosso modelo. Por exemplo, a massa do núcleo do isótopo de urânio de número de massa

235 é menor do que a soma exata das massas de 92 prótons e 143 nêutrons.

Uma das conseqüências da teoria especial da relatividade, formulada em 1905 pelo grande físico teórico alemão, Albert Einstein, foi a de fazer-nos perceber que massa e energia são uma só coisa. Embora essa idéia fôsse ousada e radical na ocasião em que Einstein apresentou pela primeira vez a sua teoria, a equação que relaciona massa com energia provavelmente já lhe é familiar. A fórmula $E = mc^2$ praticamente já está incorporada até no linguajar cotidiano, a partir dos meados da década de 1940, época na qual o êxito na aplicação da energia nuclear tornou-a uma parte da tecnologia moderna. Nessa equação, "c" é a velocidade da luz: $3,00 \times 10^{10}$ centímetros por segundo. Evidentemente, um valor pequeno da massa (m) é equivalente a uma enorme quantidade de energia, uma vez que a constante de proporcionalidade (c^2) que relaciona a massa e a energia vale $9,00 \times 10^{20}$ cm²/seg².

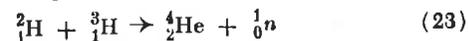
Podemos usar esta idéia de relação entre massa e energia, de diversos modos. A massa de um núcleo de ²³⁵U é menor do que a soma das massas dos 92 prótons e 143 nêutrons que postulamos existir no mesmo. A diferença em massa representa a energia de ligação que mantém unidos os núcleons no núcleo. Aqui usamos o conceito de energia de ligação nuclear em termos do decréscimo de massa implicado. Podemos fazer a mesma coisa, se o desejarmos, para uma reação química. Voltemos outra vez ao calor molar de combustão do carbono, aproximadamente 10² kcal/mol:



A variação de massa associada à variação de energia de 10² kcal(*) é da ordem de 5×10^{-9} gramas. Esse valor é pequeno demais para ser percebido por qualquer balança capaz de pesar 12 gramas de carbono e 32 gramas de oxigênio. Uma vez que as variações de massa em Química são tão pequenas que não podem ser medidas, não usamos esta terminologia.

Para chegarmos a ter alguma idéia da alteração da massa em uma transformação nuclear, não podemos usar a reação de fissão porque as massas exatas dos núcleos envolvidos não são conhecidas. Vejamos um

outro tipo de reação, eventualmente importante na produção de energia nuclear:



Esta reação é chamada reação de "fusão" nuclear, uma vez que os núcleos são combinados para produzirem núcleos mais pesados. A energia associada com esta transformação é $4,05 \times 10^8$ kcal por mol de núcleos ²H.

Façamos um pequeno balancete com as massas exatas desses núcleos. Na realidade vamos simplificar um pouco, usando as massas exatas dos átomos. Este procedimento não afetará nossas conclusões já que as massas dos átomos diferem das massas nucleares apenas pelas massas dos elétrons existentes em cada átomo, e porque já vimos que os elétrons são conservados nas transformações nucleares. As massas exatas dos átomos (isto é, as massas exatas de cada espécie isotópica e não as massas atômicas mostradas na contracapa) são facilmente disponíveis. Para a nossa reação hidrogênio-hélio, temos:

Reagentes	{	² H	2,01471 gramas/mol
		³ H	3,01707 5,03178
Produtos	{	⁴ He	4,00390
		¹ n	1,00893 5,01283

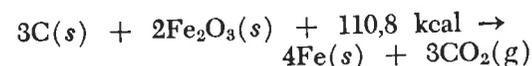
Reagentes:	5,03178
Produtos:	5,01283
Diferença de massa:	0,01895 grama/mol

Compare esta diferença de massa de cerca de 0,02 g/mol com uma de cerca de 5×10^{-9} g/mol para a combustão do carbono.

Para terminar, lembremo-nos da diferença entre as reações nucleares e químicas. Nas reações nucleares, ocorrem alterações nos núcleos. Nas reações químicas, os núcleos mantêm-se intatos, e as transformações são explicadas em termos dos elétrons exteriores ao núcleo.

PERGUNTAS E PROBLEMAS

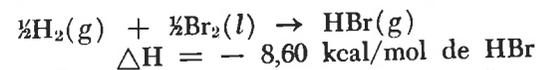
1. Dados:



Reescrever a equação usando um mol de carbono e usando a notação ΔH .

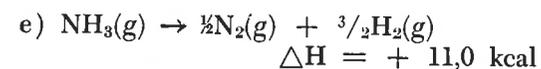
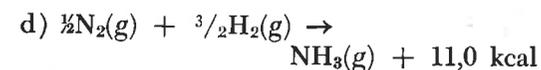
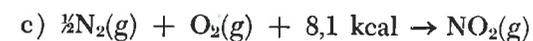
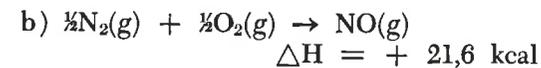
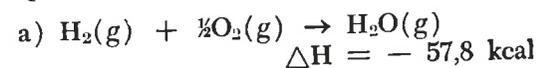
(*) Antes de usar a relação $E = mc^2$ para calcular a quantidade de massa associada com a variação de energia, você deve prestar atenção à relação entre as diversas unidades de energia.

2. Dados:



Reescrever a equação para um mol de hidrogênio e incluir a energia térmica como um termo da equação.

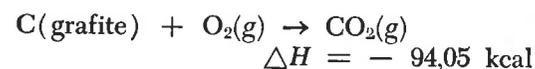
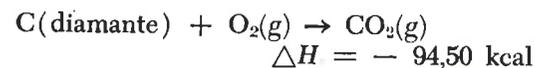
3. Quais das reações abaixo são endotérmicas?



- Qual é a energia mínima necessária para sintetizar-se 1 mol de monóxido de nitrogênio a partir dos seus elementos?
- Quanta energia se liberta quando 0,100 mol de H₂ (a 25°C e 1 atm) se combina com oxigênio suficiente, O₂(g), para produzir água líquida a 25°C e 1 atm?
- Quanta energia se consome na decomposição de 5,0 g de H₂O(l) a 25°C e 1 atm, em seus elementos às mesmas condições?
- Usando a tabela 7-II, calcular o calor da queima do etano em oxigênio para dar CO₂ e vapor de água.

Resposta: $\Delta H = -341 \text{ kcal/mol de } C_2H_6$

8. Dados:



Determinar ΔH para a preparação do diamante a partir do grafite.



A transformação de grafite em diamante implica em absorção ou desprendimento de calor?

- Para variar-se de 1°C a temperatura de determinado calorímetro e da água que ele contém, temos necessidade de 1550 calorias. A combustão completa de 1,40 g de gás etileno C₂H₄(g) nesse calorímetro, faz a temperatura subir de 10,7°C. Determinar o calor de combustão por mol de etileno.
- Uma reação de grande efeito e altamente exotérmica é aquela entre Fe₂O₃ (óxido férrico) e alumínio metálico, reação essa

chamada "termite". Essa reação produz em poucos segundos ferro fundido que emite luz branca, de tão quente que ficou em virtude da reação. Dados:



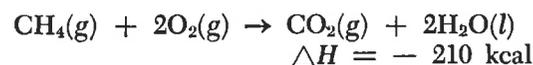
Determinar a quantidade de calor liberada na reação entre um mol de Fe₂O₃ com Al.

Resposta: $\Delta H = -200 \text{ kcal/mol de } Fe_2O_3$

- Quanta energia é liberada na obtenção de 1,00 kg de ferro na "reação termite" mencionada no problema 10?
- Quantas gramas de água poderiam ser aquecidas de 0°C a 100°C pelo calor libertado por mol de óxido de alumínio formado pela reação "termite" descrita no Problema 10?
- Qual seria melhor combustível — considerando apenas o calor libertado por mol de combustível — monóxido de nitrogênio ou amônia? Admita que os produtos são NO₂(g) e H₂O(g).
- Qual será o mínimo de energia necessário para produzir-se dióxido de enxofre a partir de ácido sulfúrico? $H_2SO_4(l) \rightarrow SO_2(g) + H_2O(g) + \frac{1}{2}O_2(g)$
Resposta: $\Delta H = +65 \text{ kcal/mol de } SO_2(g)$
- Por que se considera válida a lei da conservação da energia?
- O que aconteceria nos círculos científicos se fôsse encontrada uma excessão clara e bem verificada à Lei da Conservação da Energia, tal como foi exposta no texto?
- Quando uma bola de barro mole cai de sua mão até o chão, a energia se conserva? Explicar sua resposta.
- O que acontece em relação à energia que é fornecida às moléculas de água em um vaso fechado, quando elas são aquecidas de 25°C a 35°C?
- Descreva os fatos e associe-os com as variações de energia que ocorrem na escala

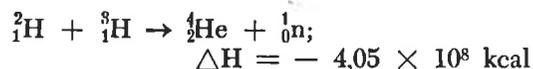
molecular quando vapor superaquecido a 150°C e à pressão de 1 atmosfera perde energia continuamente até tornar-se finalmente gelo a -10°C.

20. O calor de combustão do metano (CH₄) é -210 kcal/mol:



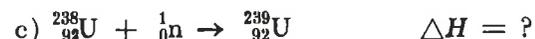
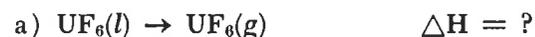
Mostrar porque este combustível é melhor do que o gás d'água, caso a comparação seja baseada em um mol de átomos de carbono.

21. Numa reação nuclear do tipo chamado "fusão nuclear", dois núcleos se reúnem para formar um núcleo maior. Por exemplo, núcleos de deutério (²₁H) e núcleos de trítio (³₁H), podem "fundir-se" formando núcleos de hélio (⁴₂He) e um nêutron

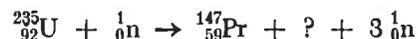


Pergunta-se quantas gramas de hidrogênio precisariam ser queimadas (para formar vapor de água) caso se desejasse obter a mesma quantidade de calor que a liberada na fusão de 1 mol de núcleos ²₁H. Exprima sua resposta em toneladas. (1 tonelada = 10⁶ gramas).

22. Qual entre as reações abaixo mais provavelmente terá um efeito térmico de -505 kcal? E de -1,7 × 10⁶ kcal? E de +7,2 kcal?



23. A fissão do urânio produz uma variedade de produtos de fissão incluindo praseodímio, Pr. Caso o processo pelo qual o praseodímio é formado forneça ¹⁴⁷₅₉Pr e três nêutrons, qual é o outro produto nuclear?



As Velocidades das Reações Químicas

...um sistema molecular... passa... de um estado de equilíbrio para outro... através de todos os caminhos intermediários possíveis, mas o caminho mais econômico em energia será seguido com mais frequência.

HENRY EYRING, 1945

Uma vela permanece indefinidamente em contacto com o ar sem que se dê nenhuma reação observável, mas reage quando se dá a partida com um fósforo aceso. Uma mistura de gás de cozinha e ar permanece indefinidamente num cômodo fechado sem reagir, mas pode explodir violentamente desde que um simples cigarro aceso seja introduzido no ambiente. Um pedaço de ferro reage lentamente com o ar (enferruja), mas um pedaço de fósforo branco produz imediatamente uma chama assim que é exposto ao ar. Todas essas são reações com o oxigênio do ar, mas apresentam grandes diferenças em matéria de tempo. *As reações se processam com diferentes velocidades.* Nós nos preocupamos com a velocidade das reações e procuramos saber que fatores a determinam para podermos controlá-las. (*)

(*) O estudo das velocidades das reações é chamado **cinética química**.

Vejamos, por meio de um exemplo, o que significa a expressão "velocidade de reação". Examinemos a reação entre os gases monóxido de carbono, CO, e dióxido de nitrogênio, NO₂. Testes químicos mostram que os produtos são dióxido de carbono, CO₂, e óxido nítrico, NO. A equação da reação é:



Suponha que preparamos uma mistura de monóxido de carbono e dióxido de nitrogênio e que a aquecemos até 200°C. Enquanto o gás é aquecido, observamos o desaparecimento gradual da cor marrom avermelhada do NO₂. Está-se processando a reação. Podemos estudar sua velocidade medindo a modificação de cor durante um intervalo de tempo determinado. Como os outros gases são incolores, essa modificação de cor indica o número de moles de NO₂ que reagiram durante aquele intervalo

de tempo. O quociente entre o número de moles que reagiram e o intervalo de tempo é chamado velocidade da reação:

$$\begin{aligned} \text{Velocidade} &= \frac{\text{quantidade de NO}_2 \text{ consumido}}{\text{intervalo de tempo}} = \\ &= \text{quantidade de NO}_2 \text{ consumido} \\ &\quad \text{por unidade de tempo} \end{aligned}$$

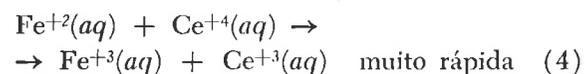
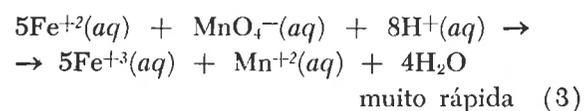
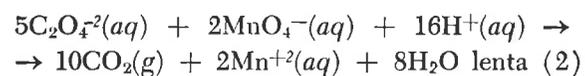
Podemos expressar a velocidade da reação (1) em função da velocidade com que é consumido tanto o CO quanto o NO₂. Análogamente, podemos expressar a velocidade da reação em função do aparecimento de qualquer um dos produtos, CO₂ ou NO. Qual deles é efetivamente usado depende do que mais convém medir. Se o experimentador preferir medir a produção de dióxido de carbono, éle expres-

8-1 FATORES QUE AFETAM AS VELOCIDADES DE REAÇÃO

No laboratório você observou a reação do íon ferroso, Fe²⁺(aq), com o íon permanganato MnO₄⁻(aq). Observou também a reação do íon oxalato, C₂O₄²⁻(aq), com o íon permanganato, MnO₄⁻(aq). Essas observações mostram que a velocidade da reação depende da natureza das substâncias que reagem. Na Experiência 14, a reação entre IO₃⁻ e HSO₃⁻ mostra que a velocidade da reação depende das concentrações dos reagentes e da temperatura. Examinemos cada um desses fatores de per si.

8-1.1 A Natureza dos Reagentes

Compare as três reações seguintes, que ocorrem em soluções aquosas:



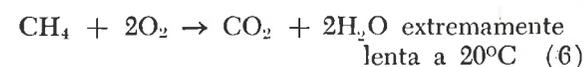
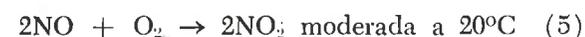
sará a velocidade da reação da seguinte maneira:

$$\begin{aligned} \text{Velocidade} &= \frac{\text{quantidade de CO}_2 \text{ produzido}}{\text{intervalo de tempo}} = \\ &= \text{quantidade de CO}_2 \text{ produzido} \\ &\quad \text{por unidade de tempo} \end{aligned}$$

A quantidade consumida ou produzida é convenientemente expressa em unidades de pressão parcial, se a substância for um gás. Unidades de concentração são convenientes se o reagente ou o produto estiver em solução. A medida de tempo também é expressa na unidade que convém à reação: micro-segundos para a explosão do gás de cozinha e oxigênio; segundos ou minutos para a vela acesa; dias para o enferrujamento do ferro; meses para o apodrecimento da madeira.

Tanto o íon ferroso, Fe²⁺(aq), quanto o íon oxalato, C₂O₄²⁻, são capazes de descolorar, à temperatura ambiente, uma solução que contenha o íon permanganato. Entretanto, há uma grande diferença no tempo requerido para a descoloração. A diferença está em características específicas dos íons Fe²⁺(aq) e do C₂O₄²⁻(aq). Por outro lado, Fe²⁺(aq) é transformado em Fe³⁺(aq) ao reagir com MnO₄⁻(aq) ou com o íon cérico Ce⁴⁺(aq). Uma dessas reações é simples e a outra envolve muitas moléculas. Entretanto, essas duas reações são, ambas, rápidas.

Damos, a seguir, dois exemplos de reações que ocorrem na fase gasosa:



A oxidação do óxido nítrico, NO, é uma reação na qual há produção de "smog" (*). Ela é moderadamente rápida na temperatura ambien-

(*) "Smog": neblina resultante de emanções industriais e de automóveis, modificadas por oxidação fotoquímica. Encontra-se de preferência em certas regiões (Los Angeles, p. ex.) devido a condições geográficas e térmicas.

te (**). A oxidação do metano, CH₄, entretanto, ocorre tão lentamente à temperatura ambiente que podemos afirmar, para todos os fins, que ela absolutamente não ocorre (***). Aqui também, a diferença na velocidade de reação deve depender das características específicas dos reagentes, NO e CH₄.

A determinação das características moleculares que determinam as velocidades das reações é uma fronteira interessante da Química. Ao que parece, as reações que envolvem a quebra de muitas ligações químicas e a formação de novas ligações tendem a se processar lentamente à temperatura ambiente. A reação (2) é desse tipo — há muitas ligações que devem ser rompidas nos 5 íons de C₂O₄²⁻ e nos dois íons de MnO₄⁻ para formar os 10CO₂ e os 2Mn²⁺. Era de se esperar que essa reação se processasse lentamente, como de fato acontece. A reação (6) também envolve o rompimento de ligações e formação de novas ligações e é lenta à temperatura ambiente. Ao contrário, a reação (3) é muito rápida embora ela envolva o rompimento de ligações químicas e se pudesse esperar que ela fosse lenta. Vemos que não podemos ter certeza ao predizer que uma reação será lenta. A reação (4), aparentemente, não exige o rompimento e a formação de ligações. Pode-se esperar que ela seja rápida, como de fato é. Uma previsão desse tipo em geral merece confiança. A reação (5) requer o rompimento de apenas uma ligação e a formação de duas. Sua velocidade é moderada; é rápida a pressões altas e lenta a pressões baixas.

Estes e outros exemplos levam às seguintes regras:

- (1) As reações que não envolvem rearranjos das ligações são, em geral, rápidas à temperatura ambiente.
- (2) As reações nas quais há rompimento de ligações tendem a ser lentas à temperatura ambiente.

(**) NOTA DO REVISOR: A oxidação do NO é uma das reações envolvidas na formação de certo tipo de bruma ("smog") incômoda e nociva que — na ausência de vento suficiente — aflige cidades cuja atmosfera é seriamente poluída pelos gases de escape do enorme número de automóveis que nela trafegam.

(***) NOTA DO REVISOR: Metano é o componente mais importante do "gás natural". Também ocorre no gás gerado nos "gasômetros" urbanos. O "gás de botijão", porém, consiste essencialmente numa mistura de propano e butano.

Antes de considerarmos em detalhes, de que maneira certas reações se processam, pouco podemos acrescentar a respeito de como a natureza dos reagentes determina a velocidade de uma reação. Por enquanto é suficiente observar que este é um campo de estudos muito ativo e que nele muita coisa ainda resta a ser aprendida.

EXERCÍCIO 8-1

É provável que alguma das três reações seguintes seja rápida à temperatura ambiente e que alguma seja extremamente lenta à temperatura ambiente. Explique.

- Cr²⁺(aq) + Fe³⁺(aq) → Cr³⁺(aq) + Fe²⁺(aq)
- 3Fe²⁺(aq) + NO₃⁻(aq) + 4H⁺(aq) → 3Fe³⁺(aq) + NO(g) + 2H₂O
- C₈H₁₈ + 12½O₂(g) → 8CO₂(g) + 9H₂O(g)
gasolina líquida

8-1.2 O Efeito da Concentração: Teoria das Colisões

Daqui por diante concentraremos nossa atenção em uma reação de cada vez. A natureza dos reagentes será mantida constante enquanto os outros fatores que afetam a velocidade da reação serão considerados.

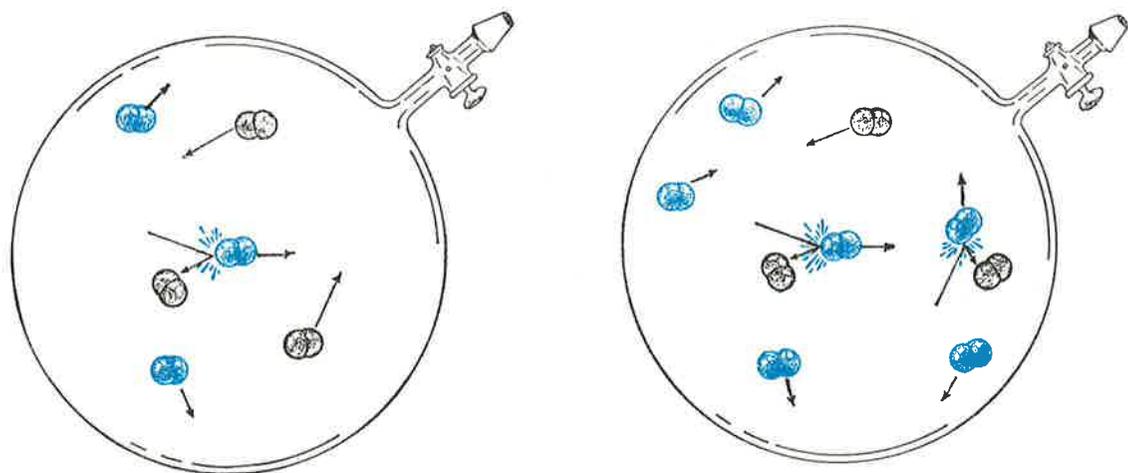
Os químicos verificaram que, para muitas reações, elevando-se a concentração de um dos reagentes, aumenta-se a velocidade da reação. Entretanto, algumas vezes, e não muito raramente, esse efeito não se verifica. Nesta seção veremos como se explica o aumento da velocidade por um aumento de concentração. Na Seção 8-1.3, veremos porque, em certas reações, a velocidade independe da concentração de um ou mais reagentes. Ambas as explicações são baseadas em um modelo em escala molecular para o mecanismo das reações químicas.

Na concepção molecular da matéria, é natural supor que duas moléculas devem se aproximar uma da outra para poderem reagir. Portanto, postulamos que as reações químicas dependem de colisões entre as partículas reagentes — átomos, moléculas ou íons. Este modelo para a velocidade de reação é chamado

teoria das colisões e fornece uma base conveniente para entender o efeito da concentração. Da mesma maneira que um aumento do número de veículos em movimento numa estrada leva a uma maior velocidade de formação de pára-lamas amassados, também um aumento do número de partículas em determinado volume acarreta maior frequência de colisões moleculares. A maior frequência das colisões resulta em maior velocidade de reação.

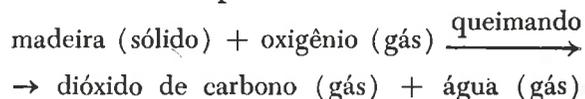
Considere um sistema homogêneo — um sistema no qual todos os componentes estejam na mesma fase. De acordo com a teoria das colisões, podemos esperar que o aumento de concentração de um ou mais reagentes resulte num aumento da velocidade da reação. Diminuir a concentração tem o efeito oposto. É exatamente esse o comportamento encontrado na reação entre $\text{HSO}_3^-(aq)$ e $\text{IO}_3^-(aq)$ quando se variam as concentrações adicionando ou retirando reagentes ou solvente (Experiência 14). Nos gases, que também são sistemas homogêneos, a concentração de um dos reagentes pode ser aumentada introduzindo-se na mistura maior quantidade desse reagente. As concentrações de todos os componentes gasosos podem ser aumentadas simultaneamente diminuindo-se o volume ocupado pela mistura. Diminuindo-se o volume, por compressão do gás, a concentração de todos os reagentes é aumentada e, por isso, aumenta a velocidade das reações que estão se processando. Aumentando-se o volume pela expansão

Fig. 8-1 — O número de colisões por segundo depende da concentração.



do gás, as concentrações diminuem e a velocidade das reações também diminui.

Em sistemas heterogêneos, os componentes estão em duas ou mais fases diferentes. Considere, como exemplo:

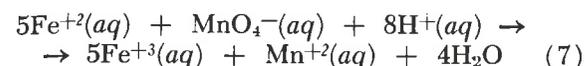


Em um sistema desse tipo, a velocidade da reação depende da extensão da interface entre as fases ou, em outras palavras, da área de contacto entre elas. Por exemplo, uma tora de madeira queima no ar, de maneira relativamente lenta. Aumentando-se a superfície exposta da madeira, reduzindo-se a tora a lascas, a queima se dá muito mais rapidamente. Se a madeira for reduzida a serragem muito fina, e se esse pó for colocado em suspensão numa corrente de ar, a combustão se dará explosivamente. Quando um dos reagentes é gasoso, como no exemplo acima, a concentração do gás também é um fator. Um pedaço de madeira queima muito mais rapidamente em oxigênio puro do que no ar comum, no qual há aproximadamente 20% de oxigênio.

Vemos que a teoria das colisões fornece uma boa explicação para a questão das velocidades de reação. É muito razoável achar que as velocidades das reações dependem das colisões entre as moléculas dos reagentes. Na realidade, é tão razoável que ficamos pensando porque as concentrações de alguns reagentes, em algumas reações, não afetam a velocidade. A explicação é encontrada nos detalhes do mecanismo da reação.

8-1.3 Mecanismo das Reações

Propusemos a hipótese de que as partículas devam colidir para que se processe uma reação química. As partículas podem ser átomos, moléculas ou íons. Como resultado das colisões, pode haver rearranjos de átomos, elétrons e ligações químicas, resultando a formação de uma nova espécie química. A título de exemplo, consideremos novamente a reação entre Fe^{+2} e MnO_4^- em solução ácida:



A equação indica que um íon MnO_4^- , cinco íons Fe^{+2} e oito íons H^+ (num total de quatorze íons) devem reagir entre si. Se essa reação se processasse em uma única etapa, os quatorze íons deveriam colidir uns com os outros *simultaneamente*. A probabilidade de tal ocorrência é extremamente pequena — tão pequena que uma reação que dependesse de tal colisão se daria com velocidade imensuravelmente pequena. Como a reação ocorre com velocidade facilmente mensurável, ela deve se dar por uma série de etapas, nenhuma das quais envolve aquela colisão tão improvável.

Na realidade, os químicos consideram a colisão de até mesmo quatro moléculas como um acontecimento extremamente improvável se elas estão em concentrações baixas ou em fase gasosa. Concluimos que uma reação química complexa que se processa com velocidade mensurável provavelmente se dá numa série de etapas mais simples. A série de etapas da reação chama-se o **mecanismo da reação**.

Considere a oxidação do brometo de hidrogênio gasoso, HBr , reação razoavelmente rápida no intervalo de temperatura de 400°C a 600°C :

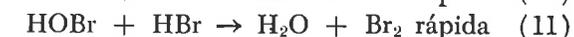


De acordo com a teoria das colisões, esperamos que, aumentando-se a pressão parcial (e, portanto, a concentração) do HBr ou do O_2 , a reação seja mais rápida. Experiências mostram que, de fato, isso acontece. Estudos quantitativos da velocidade da reação (8) a várias pressões e com várias misturas mostram que o oxigênio e o brometo de hidrogênio são igualmente capazes de modificar a velocidade da

reação. Entretanto, este resultado levanta uma questão: como a reação (8) exige quatro moléculas de HBr para cada molécula de O_2 , porque uma variação na pressão do HBr tem exatamente o mesmo efeito que a mesma variação na pressão do O_2 ?

Encontra-se uma explicação, considerando-se os detalhes do processo pelo qual ocorre a reação (8). A reação completa reúne cinco moléculas, quatro de HBr e uma de O_2 . Entretanto, a probabilidade de que cinco moléculas gasosas colidam simultaneamente é praticamente nula. A reação deve ocorrer segundo uma seqüência de etapas mais simples.

Tudo o que se sabe sobre a reação (8) é explicado pela seguinte série de reações:



Em primeiro lugar, observe que, somando-se as reações (9) e (10) com a reação (11) multiplicada por dois, obtém-se a reação total (8). A seguir, vemos que cada etapa daquela seqüência requer a colisão de apenas duas moléculas. Finalmente, a hipótese de que a reação (9) é lenta enquanto que as reações (10) e (11) são rápidas explica porque o HBr e o O_2 têm o mesmo efeito sobre a velocidade da reação.

A reação (9) é “um gargalo de garrafa” na oxidação do brometo de hidrogênio. A medida que o HOBr é formado nessa reação lenta, ele é consumido na reação rápida (10). Mas, por mais rápidas que sejam as reações (10) e (11), elas só podem produzir H_2O e Br_2 na medida em que a reação mais lenta da seqüência for se processando. Portanto, os fatores que determinam a velocidade da reação (9) determinam a velocidade do processo total.

A seqüência das reações (9), (10) e (11) é chamada mecanismo da reação total (8). Por ser a reação mais lenta de todo o mecanismo, a reação (9) é a etapa que fixa a velocidade. A *reação mais lenta no mecanismo de uma reação é chamada a etapa determinante da velocidade*.

O exemplo que acabamos de dar tem duas particularidades muito comuns: em primeiro lugar, nenhuma das etapas do mecanismo da reação requer a colisão de mais de duas par-

tículas. Muitas reações químicas seguem uma seqüência de etapas que envolvem, cada uma, colisões de apenas duas partículas. Em segundo lugar, a reação completa não revela o mecanismo. Em geral, o mecanismo da reação não pode ser deduzido da equação que exprime a reação completa. As várias etapas segundo as quais os átomos são rearranjados e recombinados devem ser determinadas pela experiência.

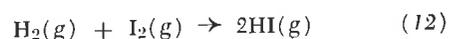
EXERCÍCIO 8-2

Imagine cinco pessoas trabalhando juntas para lavar um conjunto de pratos muito engordurados. As duas primeiras tiram a mesa e entregam os pratos à terceira pessoa, que os lava e os passa adiante. As duas últimas pessoas enxugam os pratos e os empilham. Qual dessas etapas é, mais provavelmente, a determinadora da velocidade? Tendo em vista a sua resposta, discuta a maneira de como uma sexta pessoa reunida ao grupo afetaria a velocidade do processo como um todo, admitindo que: (a) essa pessoa ajudasse a tirar a mesa; (b) ajudasse a lavar os pratos; (c) ajudasse a enxugar.

8-1.4 O Efeito Quantitativo da Concentração

O mecanismo da reação é deduzido de estudos quantitativos sobre a relação entre a velocidade e as concentrações ou pressões dos vários reagentes. Para interpretar esses estudos, precisamos construir nosso modelo da teoria das colisões.

Considere a reação entre hidrogênio gasoso, H_2 , e iodo gasoso, I_2 :



Cada vez que uma molécula de H_2 colide com uma de I_2 , a reação pode ocorrer. A freqüência desses encontros para uma determinada molécula de H_2 é determinada pelo número de moléculas de I_2 presentes. Se o número de moléculas de I_2 por unidade de volume for duplicado, o número de colisões também ficará duplicado. Triplicando-se o número de moléculas de I_2 por unidade de volume, o número de colisões será triplicado. Como a pressão parcial do iodo determina a concentração dessa substância, a velocidade da reação é proporcional à pressão parcial do iodo:

$$(a \text{ velocidade}) \text{ é proporcional à } \left[\begin{array}{c} \text{pressão} \\ \text{parcial} \\ \text{do iodo} \end{array} \right] \quad (13)$$

Da mesma maneira, determinada molécula de iodo precisa encontrar uma molécula de hidrogênio para

reagir. A velocidade da reação é proporcional à pressão parcial do hidrogênio:

$$(a \text{ velocidade}) \text{ é proporcional à } \left[\begin{array}{c} \text{pressão} \\ \text{parcial do} \\ \text{hidrogênio} \end{array} \right] \quad (14)$$

Em virtude de (13) e (14), a velocidade deve ser proporcional ao produto das pressões parciais de iodo e hidrogênio:

$$(a \text{ velocidade}) \text{ é proporcional a } \left[\begin{array}{c} \text{pressão} \\ \text{parcial do} \\ \text{hidrogênio} \end{array} \right] \times \left[\begin{array}{c} \text{pressão} \\ \text{parcial} \\ \text{do iodo} \end{array} \right] \quad (15)$$

Em símbolos, podemos escrever:

$$\text{velocidade} = k[p_{H_2}] \times [p_{I_2}] \quad (16)$$

8-1.5 O Efeito da Temperatura: A Teoria das Colisões

Nas Experiências 12 e 14, você descobriu que a temperatura tem efeito marcante sobre a velocidade das reações químicas. Com efeito, elevando a temperatura, tornamos mais rápida a reação entre IO_3^- e HSO_3^- . Qualitativamente, trata-se do mesmo efeito observado na reação da vela com o ar. O fósforo "acende" a vela por uma elevação de temperatura (no pavio). Uma vez desencadeada, a reação de combustão desprende calor suficiente para manter elevada a temperatura e, assim, manter a reação numa velocidade razoável. A elevação da temperatura acelerou a reação. O mesmo tipo de explicação aplica-se à explosão de uma cozinha cheia de gás e ar quando um cigarro aceso é introduzido no cômodo. Em torno da ponta acesa do cigarro, a temperatura do gás é elevada. Nesse local a reação é acelerada, libertando calor. Esse calor aquece ainda mais a vizinhança e a reação continua um pouco mais rapidamente. Essa aceleração continua até que, finalmente (num mili-segundo, aproximadamente), atinge a velocidade de explosão, que é a reação mais rápida que as propriedades de colisão do gás permitem. A elevação da temperatura deu início a tudo, acelerando a reação.

Em todas essas reações (e em quase todas as outras) a elevação da temperatura tem um efeito muito acentuado, acelerando sempre a reação. Duas questões se apresentam logo: "Por que a elevação da temperatura acelera

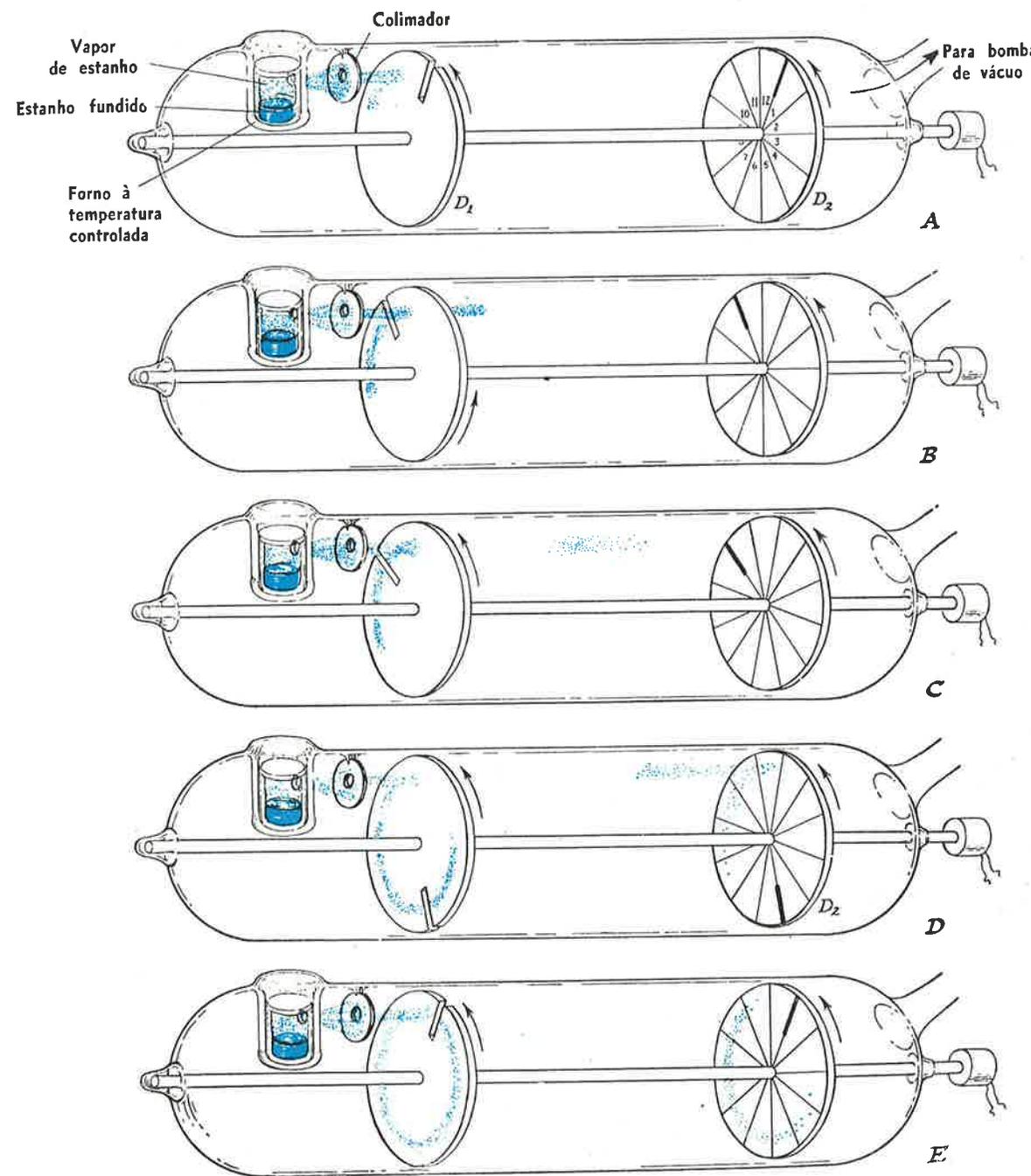


Fig. 8-2 — Disco giratório para determinação das velocidades atômicas.

a reação?" e "Por que a elevação da temperatura tem um efeito tão acentuado?" Para responder a essas perguntas, voltemos à teoria das colisões.

Pelo que sabemos a respeito do tamanho das moléculas, podemos calcular que, numa mistura de gás metano (fórmula CH_4) e ar, em condições normais, uma determinada molécula de CH_4 colide com uma molécula de oxigênio mais ou menos uma vez em cada milésimo de micro-segundo (10^{-9} seg.). Isto significa que, em cada segundo, essa molécula de metano encontra 10^9 moléculas de oxigênio! Mesmo assim, a reação não se processa de maneira perceptível. Podemos concluir que: ou a maior parte das colisões não resulta em reação, ou a teoria das colisões não é uma boa explicação. Veremos que a primeira possibilidade é a verdadeira; em termos de idéias consistentes com a teoria das colisões, podemos entender porque a maioria das colisões é inútil.

Os químicos verificaram que as reações químicas ocorrem quando ocorrem colisões, mas apenas quando as colisões envolvem mais do que uma certa quantidade de energia. Podemos entender isto, voltando à analogia dos carros abalroando-se numa estrada. Numa via de tráfego intenso, freqüentemente recebemos leves batidas do carro por trás ou pela frente. Dessas batidas não resulta dano algum para os veículos, mas apenas para o humor dos motoristas! Entretanto, ocasionalmente, ocorre uma colisão em alta velocidade. Se isso acontece com energia suficiente, um pára-choque pode ser arrancado ou um pára-lama amassado. Somente as colisões de alta energia danificam os veículos, da mesma maneira que somente as colisões moleculares de alta energia produzem aquele "dano molecular" que chamamos reação química. Da mesma maneira que certa quantidade de energia é necessária para arrancar um pára-choque, também certa quantidade de energia é necessária para produzir uma reação química. Em ambos os casos, havendo mais do que essa energia mínima, ou "energia limiar", a reação pode ocorrer; havendo menos, ela não pode se dar.

DISTRIBUIÇÃO DE ENERGIAS CINÉTICAS

A discussão sobre energia limiar nos faz indagar que energias possuem as moléculas a uma dada temperatura. Já comparamos as

moléculas de um gás com bolas de bilhar sendo refletidas pelo bordo da mesa. Quando temos bolas de bilhar movendo-se sobre a mesa e colidindo umas com as outras, algumas movem-se rapidamente e outras devagar. Comportam-se as moléculas da mesma maneira? A experiência nos dá a resposta.

A Fig. 8-2 mostra um dispositivo para medir a distribuição de velocidades atômicas ou moleculares. Esse dispositivo consiste de dois discos, D_1 e D_2 , que giram rapidamente sobre um eixo comum, numa câmara de vácuo, em frente a um forno que contém estanho fundido mantido a uma temperatura determinada. Pela pequena abertura existente no forno, o vapor sai e atinge o disco em movimento D_1 . Quando esse disco atinge a posição indicada na Fig. 8-2B, uma pequena quantidade de gás passa através da fenda. Após um pequeno intervalo de tempo, os átomos de estanho já percorreram uma parte do caminho em direção ao segundo disco giratório, como indica a Fig. 8-2C. Os átomos mais rápidos percorreram uma distância maior e estão à frente do grupo. Os átomos mais lentos estão ficando para trás. Mais tarde ainda (Fig. 8-2D), os átomos se espalharam mais ainda e os mais rápidos já alcançaram o segundo disco giratório. Quando os átomos alcançam esse disco, condensam-se sobre ele. A posição na qual determinado átomo se condensa sobre o disco D_2 depende do tempo gasto pelo átomo para percorrer a distância entre os dois discos e da velocidade de rotação de D_2 .

À medida que o disco D_1 deixa passar sucessivas porções de átomos de estanho, vai-se formando uma camada dessa substância sobre o disco D_2 . As diferentes espessuras dessa camada são determinadas pela distribuição de velocidades dos átomos que escapam do forno à temperatura T . A Fig. 8-3 mostra o disco dividido em seções com o formato de fatias de uma torta. Os átomos mais rápidos se condensaram nas fatias 3, 4 e 5. Os mais lentos, nas fatias 10 e 11. Cortando-se o disco e determinando-se a massa de cada fatia, pode-se determinar a quantidade de estanho que se depositou em cada uma delas. Um gráfico da massa de estanho em função dos números das fatias indica a distribuição das velocidades atômicas.

Evidentemente, o gráfico da Fig. 8-3 contém informação a respeito da distribuição das ener-

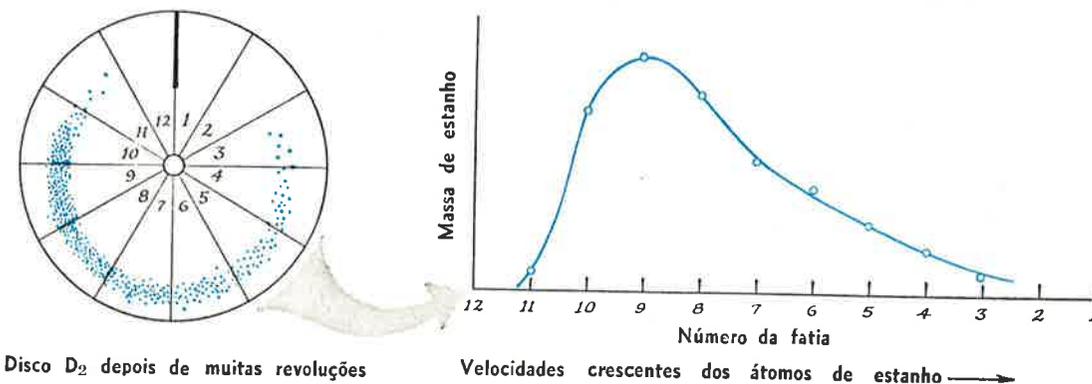


Fig. 8-3 — Distribuição das velocidades atômicas (ou moleculares) obtidas com o auxílio do disco giratório.

gias cinéticas. A partir das velocidades de rotação dos discos e da distância entre eles, pode-se calcular a velocidade que um átomo deve ter para condensar-se sobre determinada fatia. A partir da massa atômica e da velocidade, calculamos a energia cinética do átomo. A Fig. 8-4 indica o resultado. À temperatura T_1 , alguns poucos átomos têm energias cinéticas muito baixas e alguns, energias cinéticas muito altas. A maioria deles tem energias cinéticas intermediárias, como indica a curva em traço contínuo. A uma temperatura mais elevada, T_2 , a distribuição de energia é alterada e está indicada pela curva em traço interrompido. Como vemos, um aumento de temperatura produz um deslocamento geral da distribuição, de forma que maior número de moléculas tem energias mais altas. Além disso, passando-se de T_1 para T_2 , há um grande aumento no número de moléculas que têm energias cinéticas acima de determinado valor.

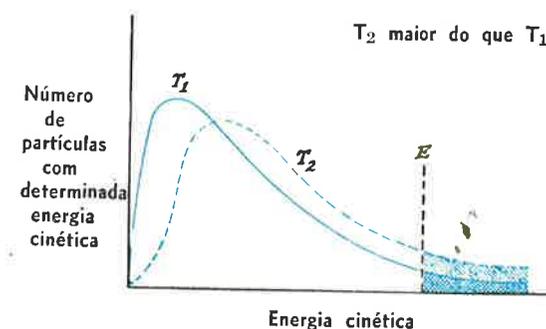
ENERGIA LIMAR E VELOCIDADE DE REAÇÃO

Podemos aplicar essas curvas ao nosso problema de velocidade de reação. Suponha que uma reação só pode ocorrer se duas moléculas colidem com energia cinética superior a determinado valor limiar, E . A Fig. 8-4 mostra uma situação típica. À temperatura T_1 , a área sombreada abaixo da curva correspondente a essa temperatura é proporcional ao número de moléculas que possuem essa energia, ou energia maior. Como são poucas as moléculas que preenchem essa condição, poucas colisões con-

tribuem para a reação, e esta é lenta. Mas, se elevarmos a temperatura para T_2 , o número de moléculas que possuem energia E , ou mais, será aumentado na mesma proporção que a área sombreada (agora considera-se a área abaixo da curva correspondente a T_2). Basta uma pequena diferença de temperatura para que haja uma grande alteração na área que fica sob a curva, naquela região que podemos chamar "a cauda da curva". Conseqüentemente, a velocidade de reação é muito sensível às variações de temperatura.

Esse argumento é baseado na situação "típica" na qual o valor E está situado bem na "cauda da curva". Suponha que não seja esse o caso, mas que E esteja perto do máximo da curva correspondente à temperatura T_1 , ou mesmo à esquerda desse máximo. Nesse caso, muitas moléculas têm a energia necessária, mesmo à temperatura mais baixa, T_1 . Como as colisões ocorrem muito rapidamente (uma a cada 10^{-9} seg., aproximadamente), a reação se completa num abrir e fechar de olhos. Essa reação seria chamada "instantânea". As cir-

Fig. 8-4 — Efeito da temperatura sobre a distribuição das energias cinéticas atômicas (ou moleculares).



cunhâncias indicadas na Fig. 8-4 são "típicas" apenas para uma reação lenta.

É preciso assinalar que a elevação da temperatura aumenta a velocidade da reação por um outro motivo ainda: porque aumenta a

frequência das colisões. Esse é, entretanto, um efeito muito pequeno, em comparação com o efeito resultante do aumento do número de moléculas que têm energia suficiente para produzir a reação.

8 - 2 O PAPEL DA ENERGIA NAS VELOCIDADES DE REAÇÃO

Agora que já conhecemos a distribuição das velocidades moleculares, podemos indagar de que maneira a temperatura faz variar a fração das colisões moleculares que envolvem uma energia superior à energia limiar E . No ponto em que estamos, podemos ampliar nossa compreensão sobre o papel da energia para fixar a velocidade da reação.

8 - 2.1 Energia de Ativação

Suponha que você esteja nos Estados Unidos e queira fazer uma viagem de automóvel de Los Angeles para São Francisco. Essa viagem requer que você transponha as Montanhas Tehachapi. Como indica a Fig. 8-5, isso pode ser feito pela rodovia que passa pelo "Tejon Pass". Evidentemente a grande altitude dessa garganta (1400 m) torna essa parte da viagem a mais difícil. É nesse trecho que a água dos radiadores ferve, que os motores apresentam suas falhas e que os automóveis velhos voltam para casa. Entretanto, essa é a passagem mais baixa naquelas montanhas e, portanto, o caminho mais favorável. Se seu automóvel conseguir superar essa passagem, certamente chegará a São Francisco.

As reações químicas se assemelham a essa viagem. Quando as moléculas colidem e a reação se processa, os átomos têm de formar momentaneamente, ligações menos estáveis do que as ligações existentes nos reagentes ou nos produtos da reação. Esses arranjos moleculares de alta energia se assemelham à passagem nas montanhas — eles colocam uma barreira de energia entre os reagentes e os produtos. A reação só se dá se as moléculas que colidem têm energia suficiente para superar a barreira imposta pelos arranjos instáveis. Essa barreira determina a "energia limiar" ou energia mínima necessária para permitir que a reação ocorra. Ela é chamada **energia de ativação**.

Essa barreira pode ser indicada gráficamente ampliando-se a Fig. 7-1 (pág. 115) que mostra as energias relativas de reagentes e produtos. Na Fig. 8-6, vemos que o gráfico da energia é equivalente ao diagrama da estrada. O gráfico da Fig. 8-6 se refere à reação entre monóxido de carbono, CO , e dióxido de nitrogênio, NO_2 , para produzir dióxido de carbono, CO_2 , e óxido nítrico, NO . O eixo horizontal, chamado *coordenada de reação*, indica o progresso da reação. Ir da esquerda para a direita ao longo desse eixo significa que as moléculas de CO e NO_2 estão se aproximando uma da outra, colidindo e passando por processos intermediários da reação que resultam na formação de CO_2 e NO e, finalmente, que estas duas últimas moléculas estão se separando. O eixo vertical representa a energia potencial total do sistema. Portanto, a curva fornece o histórico da variação da energia potencial durante a colisão que resulta em uma reação. A energia necessária para superar a "barreira" de energia potencial é fornecida, em geral, pelas energias cinéticas das partículas que colidem, e essas energias cinéticas são determinadas pela temperatura.

Desloquemo-nos da esquerda para a direita ao longo dessa curva e façamos uma descrição dos acontecimentos que ela representa. Ao longo da região quase horizontal da esquerda, as moléculas de CO e NO_2 estão se aproximando uma da outra. Nessa região, elas possuem energia cinética e sua energia potencial total não varia. O começo da subida na curva significa que as duas moléculas se aproximaram suficientemente para terem efeito uma sobre a outra. Durante essa aproximação, as moléculas perdem velocidade, pois suas energias cinéticas estão fornecendo a energia potencial para subir a curva. Se têm energia cinética suficiente, conseguem subir pelo lado esquerdo da "barreira" até o topo. Atingir esse ponto mais elevado da curva é interpretado da seguinte maneira: as moléculas de CO

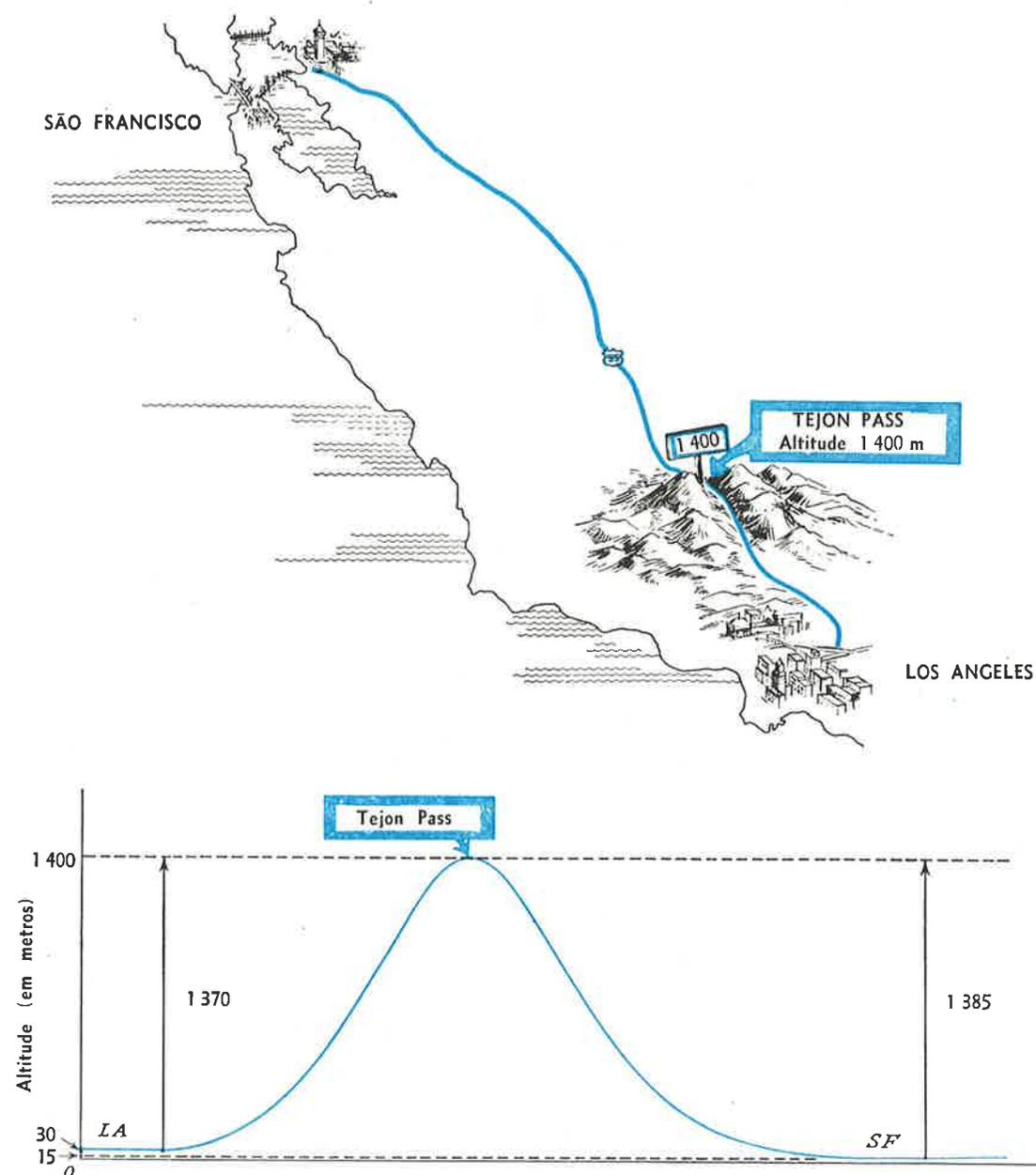


Fig. 8-5 — Atravessando as montanhas entre Los Angeles e São Francisco.

e NO_2 tinham energia cinética suficiente para superar as forças de repulsão mútua de seus núcleos e de suas nuvens eletrônicas e conseguiram chegar muito perto uma da outra. No alto da curva, o aglomerado molecular é instá-

vel em relação ao prosseguimento da reação (para dar CO_2 e NO) e em relação à volta atrás (para restaurar as moléculas de CO e NO_2). Esse arranjo transitório é de uma importância primordial (sua energia potencial determina a energia de ativação); ele é chamado **complexo ativado**.

A partir daí, há duas possibilidades: (1) o complexo ativado pode se separar nas duas mo-

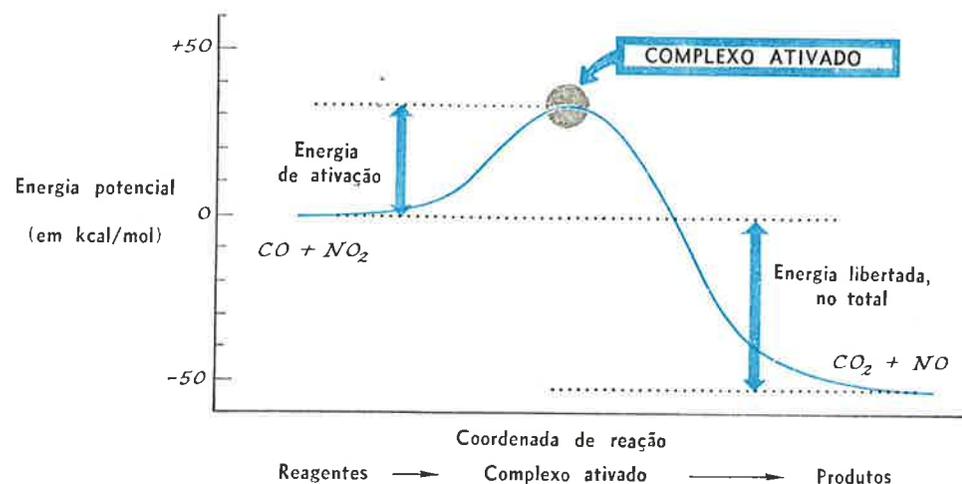


Fig. 8-6 — Diagrama da energia potencial para a reação $\text{CO} + \text{NO}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO}$.

léculas iniciais, CO e NO_2 , que percorreriam novamente o mesmo caminho sobre a curva, ou (2) o complexo ativado pode se separar nas moléculas de CO_2 e NO . Esta última possibilidade é representada pela descida à direita da “barreira”. Na região pouco inclinada da direita, as moléculas de CO_2 e NO se separam e não agem mais uma sobre a outra e a energia potencial do complexo ativado tornou-se novamente energia cinética.

Caso as moléculas de CO e NO_2 não tenham energia suficiente para atingir o tópo, elas atingem um ponto situado a meio caminho da subida à esquerda da “barreira”. Depois, repeliendo-se mutuamente, separam-se de novo, descendo a inclinação à esquerda.

Chamamos **energia de ativação** à diferença entre a elevada energia potencial do complexo ativado e a baixa energia dos reagentes. A **energia de ativação é a energia necessária para transformar os reagentes no complexo ativado**. Para isso, pode ser necessário enfraquecer ou romper ligações, forçando os reagentes a se aproximarem apesar das forças repulsivas, ou armazenando energia numa molécula em vibração, de maneira que ela reaja quando ocorre uma colisão. Um aumento de temperatura afeta a velocidade da reação porque aumenta o número de colisões moleculares nas quais há energia suficiente para formar o complexo ativado. O valor da energia de ativação para determinada reação pode ser determinado medindo-se experimentalmente a variação da velocidade de reação em função da temperatura.

8 - 2.2 Calor de Reação

Podemos deduzir o calor de reação a partir da Fig. 8-6. Em nosso exemplo, os reagentes têm uma energia total mais alta do que os produtos. Isto significa que, no decorrer da reação, haverá, ao todo, um *desprendimento* de energia. Esta reação é *exotérmica*. A Fig. 8-6 mostra que a reação liberta 54 kcal de calor por mol de monóxido de carbono consumido. Note que a altura da barreira de energia entre reagentes e produtos não afeta a quantidade de calor libertada no total. Devemos fornecer uma quantidade de energia igual à energia de ativação para atingir o tópo da barreira, mas a recuperamos quando descemos do outro lado.

Consideremos agora a reação inversa. Não precisamos traçar novo gráfico; a Fig. 8-6 basta. Estamos interessados, agora, na reação entre CO_2 e NO para produzir CO e NO_2 :



Esta reação começa no nível baixo de energia, apropriado à estabilidade química de $\text{CO}_2 + \text{NO}$ (à direita, na Fig. 8-6) e termina no nível mais alto de energia, apropriado à estabilidade química de $\text{CO} + \text{NO}_2$ (à esquerda, na Fig. 8-6). A diferença de energia, o calor dessa reação, é exatamente igual ao da reação inversa, mas tem sinal oposto. Esta reação *absorve* 54

kcal de calor por mol de monóxido de carbono produzido. Ela é *endotérmica*.

A Fig. 8-6 contém uma outra informação muito interessante relativa à velocidade da reação inversa, (17). Essa velocidade de reação é controlada pela barreira de energia com que se depararam as moléculas de CO_2 e NO ao colidirem. Vemos, pelo gráfico, que a energia de ativação para esta reação é mais alta do que para a reação estudada em primeiro lugar. Essa energia de ativação supera a primeira por uma quantidade exatamente igual ao calor de reação. Concluimos que a reação entre CO_2 e NO será mais lenta, a qualquer temperatura, do que a reação inversa, entre CO e NO_2 , desde que as velocidades sejam comparadas mantendo-se as mesmas pressões parciais.

A relação entre as energias de ativação para determinada reação e seu inverso podem ser expressas matematicamente. A energia de ativação é designada pelo símbolo ΔH^\ddagger (que se lê: “delta H asterisco”) e o calor de reação por ΔH . Portanto, podemos escrever:

$$\Delta H^\ddagger_D = \Delta H^\ddagger_E + \Delta H \quad (18)$$

ΔH^\ddagger_D = energia de ativação para a reação que vai da esquerda para a direita (sempre endotérmica).

ΔH^\ddagger_E = energia de ativação para a reação que vai da direita para a esquerda (sempre endotérmica).

ΔH = calor absorvido durante a reação que vai da esquerda para a direita (endotérmica ou exotérmica).

O calor de reação, ΔH , é positivo quando calor é absorvido durante a reação, da esquerda para a direita. É negativo quando calor é libertado. No exemplo:



$$\Delta H^\ddagger_D = + 32 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H^\ddagger_E = + 86 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H = - 54 \text{ kcal/mol}$$

Vemos que: (32) = (86) + (-54),

o que concorda com a equação (18). Esta relação é importante porque implica em que precisamos conhecer apenas *duas* das três quantidades, ΔH^\ddagger_D , ΔH^\ddagger_E e ΔH , e podemos calcular a terceira. Por exemplo, se medirmos o

calor de reação, ΔH , e também a velocidade da reação entre CO e NO_2 para determinar ΔH^\ddagger_D poderemos calcular ΔH^\ddagger_E com o auxílio da equação (18). A partir de ΔH^\ddagger_E , ficamos sabendo alguma coisa sobre a velocidade da reação de $\text{CO}_2 + \text{NO}$.

8 - 2.3 Ação dos Catalisadores

Muitas reações se desenvolvem bem lentamente quando os reagentes são misturados, mas pode-se conseguir que elas tenham andamento bem mais rápido introduzindo-se outras substâncias. Estas, chamadas **catalisadores**, não são consumidas na reação. O processo de aumentar a velocidade da reação pelo uso de catalisadores é conhecido como **catálise**. Você viu pelo menos um exemplo de ação catalítica: o efeito de $\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$ acelerando a reação entre $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq})$ e $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$.

A ação de um catalisador pode ser explicada em termos de nossa analogia da viagem através da montanha. Na Fig. 8-5, vemos uma passagem muito elevada na montanha obstruindo a viagem entre Los Angeles e São Francisco. Muitas pessoas que gostariam de fazer essa viagem desistem porque seus automóveis não estão em condições de efetuar tal ascensão. Por esse motivo foi melhorada uma outra estrada, a rodovia litorânea indicada na Fig. 8-7, que é mais longa, mas muito mais fácil porque sua passagem mais elevada, o Gaviota Pass, tem apenas 300m de altitude acima do nível do mar. Alguns viajantes ainda usam o Tejon Pass, mas a viagem pode ser feita pelo Gaviota Pass que é muito mais acessível. O resultado é que tornou-se maior o número de pessoas que, cada dia, podem fazer a viagem de Los Angeles para São Francisco. É claro que a passagem mais baixa serve também para aumentar o número de viagens de volta, cada dia.

A Fig. 8-8 mostra a situação análoga para uma reação química. A curva em traço contínuo indica a barreira de energia de ativação que deve ser superada para que a reação se dê. Quando se adiciona um catalisador, fornece-se um novo caminho para a reação, com uma barreira de energia de ativação diferente, como sugere a curva em traço interrompido. Esse novo caminho corresponde a um novo mecanismo para a reação, o qual permite que esta ocorra através de um complexo ativado dife-

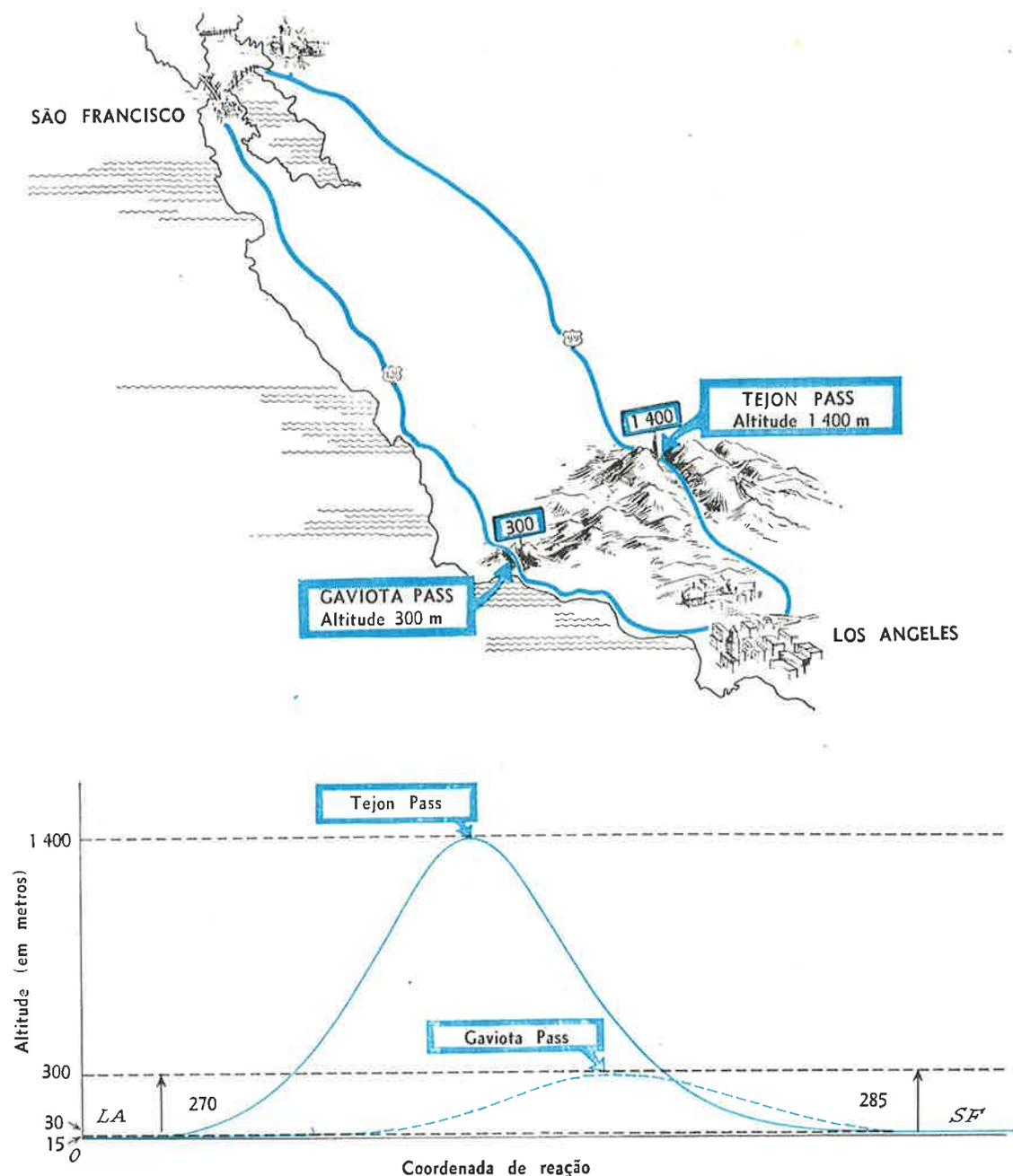


Fig. 8-7 — Outro caminho, mais fácil, através das montanhas, entre Los Angeles e São Francisco.

rente. Assim sendo, é maior o número de partículas que podem superar o nova e mais baixa barreira de energia e a velocidade da reação é aumentada. Note que a energia de

ativação para a reação inversa é abaixada da mesma quantidade que para a primeira reação. Isto explica o fato de que um catalisador para determinada reação tem o mesmo efeito sobre a reação inversa; isto é, ambas as reações são aceleradas pelo mesmo fator. Se um catalisador duplica a velocidade em um sentido, duplica também no sentido oposto.

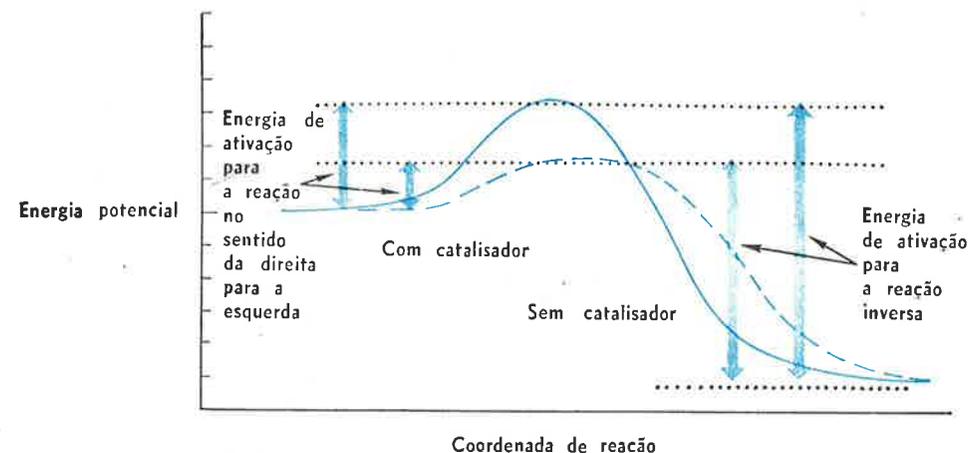
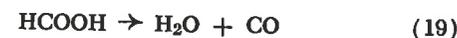


Fig. 8-8 — Efeito de um catalisador sobre determinada reação e a sua inversa.

8-2.4 Exemplos de Catalisadores

Em todos os casos de catálise, o efeito do catalisador é inserir etapas intermediárias na reação — etapas que não ocorreriam sem o catalisador. Este, por sua vez, deve ser regenerado numa etapa subsequente. (Uma substância que é consumida pela reação de uma maneira permanente é um reagente, não catalisador). Temos um exemplo na ação catalítica de ácidos na decomposição do ácido fórmico, HCOOH . A Fig. 8-9 mostra um modelo do ácido fórmico. O átomo de carbono tem, presos a ele, um átomo de hidrogênio, um de oxigênio e um grupo OH.

A Fig. 8-10 mostra como essa molécula poder-se-ia decompor. Se o hidrogênio preso ao carbono migrar para o grupo OH, a ligação carbono-oxigênio pode-se romper, dando uma molécula de água e uma de monóxido de carbono. Essa migração, indicada no desenho do, meio, exige uma grande quantidade de energia, ou seja, elevada energia de ativação. Assim sendo, a reação:



é muito lenta.

Adicionando-se ácido sulfúrico, H_2SO_4 , à solução aquosa de ácido fórmico, o monóxido de carbono desprende-se rapidamente. Isso ocorre também se adicionamos ácido fosfórico, H_3PO_4 . O que há em comum nesses dois ácidos é que ambos libertam íons hidrogênio, H^+ . Entretanto, uma análise cuidadosa mostra que a concentração de íons hidrogênio é constante durante a rápida decomposição do ácido fórmico. Evidentemente, o íon hidrogênio age como catalisador na decomposição do ácido fórmico.

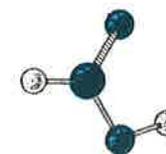
Os químicos têm uma idéia clara de como o íon H^+ catalisa a reação (19). A presença de H^+ na solução torna possível um novo caminho para a reação. O novo mecanismo começa com a adição do íon hidrogênio ao ácido fórmico, como indica a Fig. 8-11. Portanto, o catalisador, a princípio, é consumido, formando uma

nova espécie química: $(\text{HCOOH}_2)^+$. Nessa espécie uma das ligações carbono-oxigênio é enfraquecida. Com pouco dispêndio de energia, pode ocorrer a reação seguinte, indicada na Fig. 8-11, produzindo-se $(\text{HCO})^+$ e H_2O . Finalmente $(\text{HCO})^+$ decompõe-se produzindo monóxido de carbono, CO , e H^+ . Esta última reação regenera o catalisador H^+ .

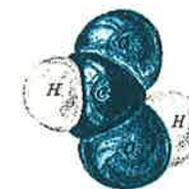
Cada etapa desse novo mecanismo é governada pelos mesmos princípios que governam a reação simples. Cada reação tem uma energia de ativação. A reação completa tem um diagrama de energia potencial que é apenas a resultante das curvas de energia das etapas sucessivas.

A energia mais alta para esse novo caminho é apenas 18 kcal, muito menor do que a energia de ativação indicada na Fig. 8-10 para a reação não catalisada. Portanto, a velocidade da decomposição é muito maior quando o ácido está presente.

Fig. 8-9 — Modelo do ácido fórmico.



modelo tipo "esferas e molas"



modelo tipo "ocupação espacial"

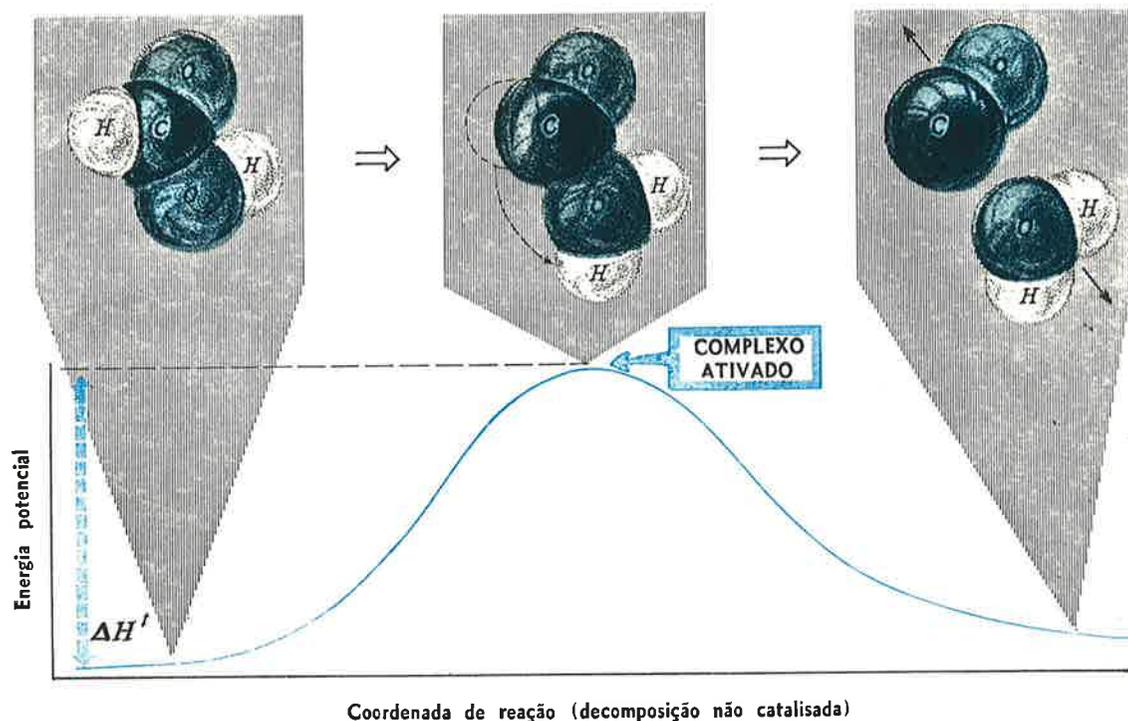


Fig. 8-10 — Diagrama da energia potencial para a decomposição não catalisada do ácido fórmico.

Note que a ação catalisadora não *causa* a reação. O catalisador apenas acelera a reação que ocorreria mesmo sem a presença do catalisador, mas muito mais lentamente.

Em alguns casos o catalisador é uma substância sólida em cuja superfície a molécula do reagente pode ficar presa (adsorvida) em posição favorável para a reação até que uma molécula de outro reagente atinja o mesmo ponto no sólido. Metais como o ferro, o níquel, a platina e o paládio parecem agir dessa maneira em reações que envolvem gases. Há evidência de que, em alguns casos de adsorção superficial, ligações das partículas reagentes são enfraquecidas ou mesmo rompidas, ajudando assim a reação com outra partícula reagente.

PERGUNTAS E PROBLEMAS

- A velocidade de um automóvel pode ser expressa em km/h. Que unidades você usaria para exprimir as velocidades de:
 - avanço de um filme no projetor cinematográfico;
 - a rotação do eixo de um motor;
 - ganho de altitude;
 - consumo de leite por uma família;
 - produção de automóveis numa linha de montagem.
- Para cada par de reações mencionadas abaixo, assinale a mais rápida. Admita

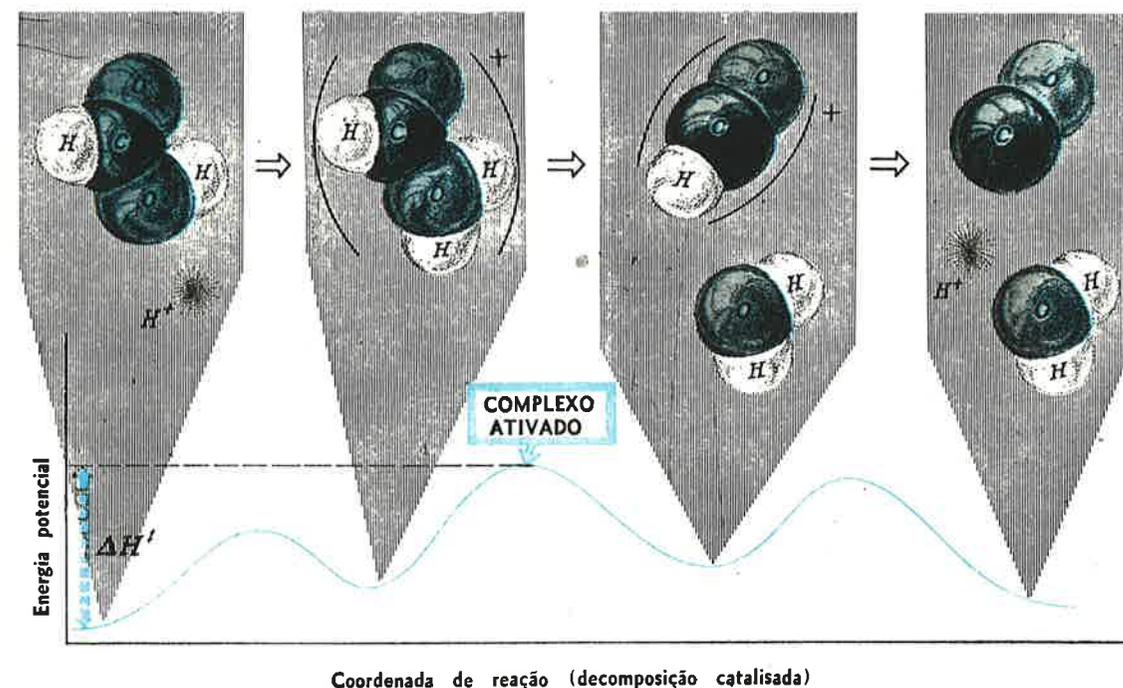


Fig. 8-11 — Diagrama da energia potencial para a decomposição catalisada do ácido fórmico.

- que, para cada par, as condições são semelhantes.
- ferro enferrujando e cobre azinhavrando;
 - cêra queimando e papel queimando;
 - gasolina se evaporando e água se evaporando.

- Descreva dois sistemas homogêneos e dois heterogêneos, não descritos no texto.
- Explique porque há perigo de explosão em um lugar em que se produz grande quantidade de material combustível em pó.
- Explique, em nível molecular, porque o aumento da concentração de um reagente pode produzir um aumento da velocidade da reação.
- Considere dois gases, A e B, em um recipiente, à temperatura ambiente. Que efeito terão as seguintes alterações sobre a velocidade da reação entre os gases?
 - Duplica-se a pressão.
 - Duplica-se o número de moléculas do gás A.
 - Abaixa-se a temperatura, mantendo-se o volume constante.

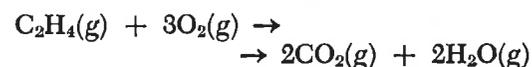
- Em importante processo industrial para produzir amônia (o processo Haber) a reação completa é a seguinte:



Pode-se obter um rendimento de 98% a 200°C e 1000 atmosferas de pressão. Esse processo emprega um catalisador, em geral finamente dividido, que é uma mistura de óxidos de ferro, e de pequenas quantidades de óxido de potássio, K_2O , e de óxido de alumínio, Al_2O_3 .

- Trata-se de uma reação exotérmica ou endotérmica?
- Sugira uma razão que justifique o fato de se processar essa reação, em geral, a 500°C e 350 atmosferas, apesar do rendimento nessas condições ser de apenas 30%.
- Quanto vale o ΔH para essa reação, em kcal por mol de $\text{NH}_3(\text{g})$?
- Quantas gramas de hidrogênio devem reagir para formar 1,60 moles de amônia?

8. Mencione vários processos mediante os quais a velocidade de combustão de uma vela poderia ser aumentada. Diga porque a velocidade aumentaria.
9. Mencione três métodos pelos quais a pressão de um sistema gasoso pode ser aumentada.
10. Espere você que a reação escrita abaixo represente o mecanismo pelo qual o etileno, C_2H_4 , queima? Por que?



11. Um grupo de estudantes está preparando um jornalzinho de 10 fôlhas. Estas foram impressas e estão arrumadas em 10 pilhas. As folhas devem ser: 1) reunidas em ordem, 2) arrumadas de maneira a ficar exatamente superpostas, 3) grampeadas. Se há três estudantes trabalhando, cada um desempenhando uma das tarefas acima, qual das etapas controla a velocidade do processo? Se 10 outros estudantes viessem ajudar aquele que reúne as fôlhas, qual seria a alteração na velocidade do processo como um todo? E se os 10 novos estudantes fôsem ajudar na segunda etapa? E na terceira?
12. Descreva a vida e a morte de um copo de vidro comum, vazio. Utilize o conceito de "energia limiar".
13. Um aumento de temperatura de $10^\circ C$ raramente duplica a energia cinética das partículas e, portanto, não duplica o número de colisões. Entretanto, essa elevação de temperatura pode ser suficiente para duplicar a velocidade de uma reação lenta. Como se explica isso?
14. Numa colisão de partículas, qual é o fator primordial que determina se a reação vai ocorrer?
15. Na Fig. 8-6, por que a energia cinética decresce, enquanto NO_2 e CO "sobem" do lado esquerdo da barreira, e por que cresce

a energia cinética enquanto CO_2 e NO "descem" do lado direito? Explique em termos de conservação da energia e também em termos do que está ocorrendo com as várias partículas umas em relação às outras.

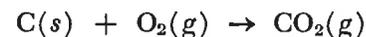
16. O fósforo, P_4 , quando exposto ao ar queima espontaneamente, dando P_4O_{10} . O ΔH dessa reação é -712 kcal por mol de P_4 .

- a) Desenhe um diagrama de energia para a reação completa, explicando as partes críticas da curva.
- b) Que quantidade de calor é produzida quando 12,4 gramas de fósforo queimam?

17. Considerando que é necessário tão pouca energia para transformar grafite em diamante (relembre o Problema 8 do Capítulo 7), como explica você a grande dificuldade encontrada no processo industrial para realizar essa transformação?

18. Por que um fósforo aceso acende uma vela?

19. Desenhe um diagrama de energia para a seguinte reação:



- a) Quando o carbono está sob a forma de grandes pedaços de carvão.
- b) Quando se usa pó muito fino de carbono (é a curva modificada, nesse caso?).

20. Esboce um diagrama de energia potencial que possa representar uma reação endotérmica. Assinale na curva as partes que representam o complexo ativado, a energia de ativação e a energia absorvida no total.

21. Por que é difícil cozinhar um ovo no alto do pico do Itatiaia? É também difícil fazer ovos mexidos naquela altitude?

22. Dê dois fatores que aumentariam a velocidade de uma reação e explique porque teriam esse efeito.

GUIA DE LABORATÓRIO

PREFÁCIO

O curso do "CHEM-Study" apresenta a Química como uma ciência experimental. É um curso baseado no laboratório e suas principais características são:

1. As experiências escolhidas darão a você, estudante, a oportunidade de fazer suas próprias descobertas a respeito das regularidades e princípios que unificam a Química. Tais experiências tornam a Química mais fácil de ser compreendida.
2. Dá ênfase à realização de observações cuidadosas e de medidas quantitativas sob condições experimentais controladas.
3. Insiste na preparação de tabelas bem organizadas para anotar dados e resultados de cálculos, o que facilita as deduções e ajuda a reconhecer as regularidades existentes.
4. Apresenta, para discussão, questões que o ajudarão a aplicar a novas situações os princípios observados nas experiências.

Os assuntos tratados na parte teórica do livro estão intimamente ligados ao trabalho de laboratório. Cada capítulo é precedido por uma ou duas experiências que fornecem base experimental para os tópicos discutidos. Depois que você tiver aprendido a reconhecer e a usar os princípios importantes, estará em melhor posição para apreciar e compreender as teorias que tentam explicar as regularidades da Química.

A organização do curso do "CHEM-Study" é revelada pelas cinco grandes divisões em que as experiências foram classificadas:

- a) Observação e interpretação. Precisão das medidas. (Seis experiências).
- b) Introdução à Química. O conceito de mol. A hipótese de Avogadro. Os gases. As soluções. (Oito experiências).

- c) Pesquisa sobre reações químicas que ilustram princípios importantes. (Treze experiências).
- d) Conceitos teóricos. Estrutura atômica. Ligação química. Estrutura e propriedades. (Quatro experiências).
- e) Aplicação dos princípios químicos à Química Descritiva. (Quinze experiências).

Antes de ir para o laboratório, você deve familiarizar-se com cada experiência a ser realizada. Em um caderno de laboratório, prepare tabelas para anotar dados e resultados de cálculos. Leia cuidadosamente as instruções da pág. 151 sobre como fazer relatórios dos trabalhos de laboratório. As págs. 152 e 153 contêm ilustrações do equipamento de laboratório que será usado. Leia também cuidadosamente as instruções sobre as precauções a serem tomadas por quem trabalha num laboratório (pág. 151).

Adquira autoconfiança trabalhando sozinho nas experiências, a menos que lhe aconselhem o contrário. Use de bom senso e engenho. Você verá que há sempre oportunidade para o pensamento lógico e para a imaginação.

Os Apêndices 2 e 3 ensinam como acender e ajustar um bico de Bunsen e como manipular um tubo de vidro. Os Apêndices 4 e 5 tratam dos erros experimentais, e dão um rápido apanhado da matemática que você usará para realizar seus cálculos. Muitas experiências contêm sugestões para outras investigações que você poderá realizar com a permissão de seu professor.

Lembre-se de que o trabalho de laboratório é o cerne de seu curso de Química. Você terá uma oportunidade única e estimulante de observar em primeira mão muitos dos fatos e das regularidades da Química. A partir dessas observações, os cientistas desenvolveram os princípios que unificam a Química e as teorias que fornecem as explicações atualmente

aceitas. Tudo isto constitui o método científico em ação.

Os professores e estudantes que usaram as três edições experimentais deste Guia deram importantes contribuições para esta edição. Suas sugestões valiosas e sua participação em muitas sessões de avaliação forneceram bases sólidas para a edição agora apresentada. Todos os membros da equipe do "CHEM-Study" contribuíram para a elaboração das experiências. Desejamos agradecer especialmente as contribuições muito significativas dos seguintes professores secundários de nossa

equipe: Joseph E. Davis, da Escola Secundária de Miramonte (Orinda, Califórnia), Keith MacNab, da Escola Secundária Sir Francis Drake (San Anselmo, Califórnia) e Margaret Nicholson, da Escola Secundária de Acalanes (Lafayette, Califórnia).

De inúmeras maneiras, o "CHEM-Study" é devedor das instituições relacionadas abaixo, pelas facilidades concedidas ao nosso trabalho, pelas contribuições em pessoal e pelo estímulo dado. Finalmente agradecemos o apoio recebido da Fundação Nacional de Ciência, que tornou possível o "CHEM-Study".

LLOYD E. MALM

Editor do Guia de Laboratório
Universidade de Utah

GEORGE C. PIMENTEL

Editor do Livro Texto
Universidade da Califórnia

A. L. McCLELLAN

Editor do Guia do Professor
Instituto de Pesquisa da Califórnia

J. ARTHUR CAMPBELL

Diretor do Grupo de Estudo para o
Ensino da Química
Colégio Harvey Mudd

INSTRUÇÕES PARA O TRABALHO NO LABORATÓRIO

1. Lembre-se sempre de que o laboratório é um lugar para trabalho sério.
2. Prepare-se para realizar cada experiência lendo antes a instrução correspondente no Guia de Laboratório. Siga as instruções inteligentemente e respeite rigorosamente as precauções recomendadas. Consulte seu professor cada vez que notar algo anormal ou imprevisto.
3. **Faça apenas as experiências indicadas no Guia de Laboratório e as aprovadas por seu professor. Experiências não autorizadas são proibidas.**
4. Se algum ácido ou qualquer outro produto químico for derramado, lave o local imediatamente com bastante água.
5. Não toque com os dedos nos produtos químicos, a menos que seu professor lhe diga que pode fazê-lo.
6. Nunca prove uma droga ou solução, a menos que receba permissão para isso.
7. Para sentir o odor de uma substância, não coloque seu rosto diretamente sobre o recipiente. Em vez disso, com sua mão, traga um pouco do vapor para você.
8. Deixe qualquer peça de vidro quente esfriar durante bastante tempo. Lembre-se de que o vidro quente *têm a mesma aparência* do vidro frio.
9. Tenha cuidado com materiais inflamáveis. Qualquer incêndio deve ser abafado imediatamente com uma toalha. *Já na primeira vez que entrar no laboratório* trate de familiarizar-se com a localização dos extintores de incêndio, toalhas, chuveiros de emergência, etc.
10. **Comunique a seu professor qualquer acidente, por menor que seja.**
11. Use óculos de proteção quando estiver manuseando produtos químicos perigosos. Use a capela quando receber instruções para isso.
12. Jogue todos os sólidos e pedaços de papel usados num frasco ou cesta para isso destinados. Nunca jogue nas pias fósforos, papel de filtro, ou qualquer sólido ainda que ligeiramente solúvel.
13. Leia com atenção o rótulo de qualquer frasco de reagente antes de usá-lo. Leia duas vezes para ter certeza de que pegou o frasco certo.
14. Nunca torne a colocar no frasco uma droga não usada. Não coloque objeto algum nos frascos de reagentes, exceto o conta-gotas próprio de que alguns deles são providos.
15. Conserve limpos seu equipamento e sua mesa. Evite derramar líquidos, mas, se o fizer, lave imediatamente o local. Ao término do período de laboratório, guarde seu próprio equipamento em sua gaveta particular e leve qualquer aparelho especial para o lugar apropriado.

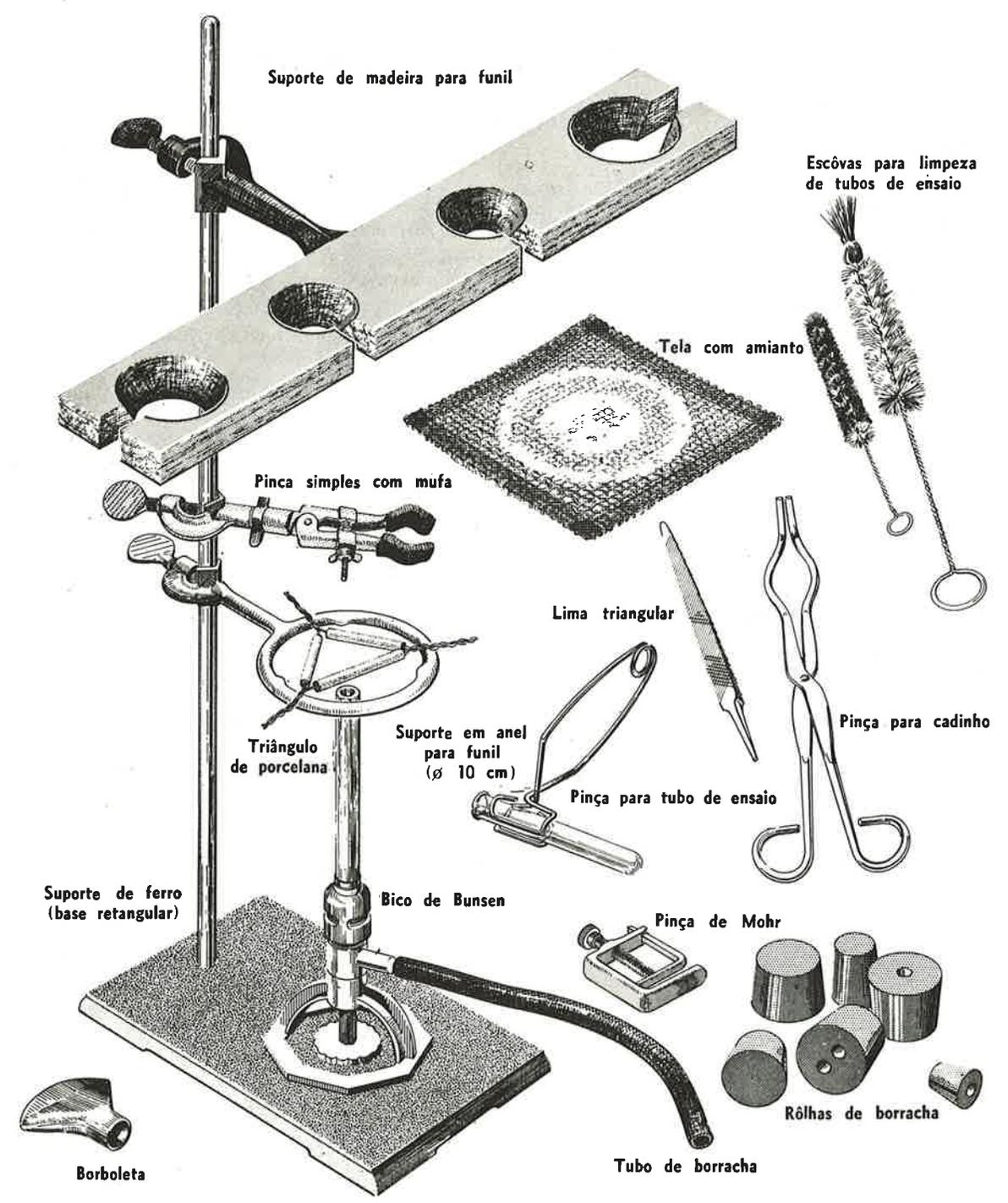
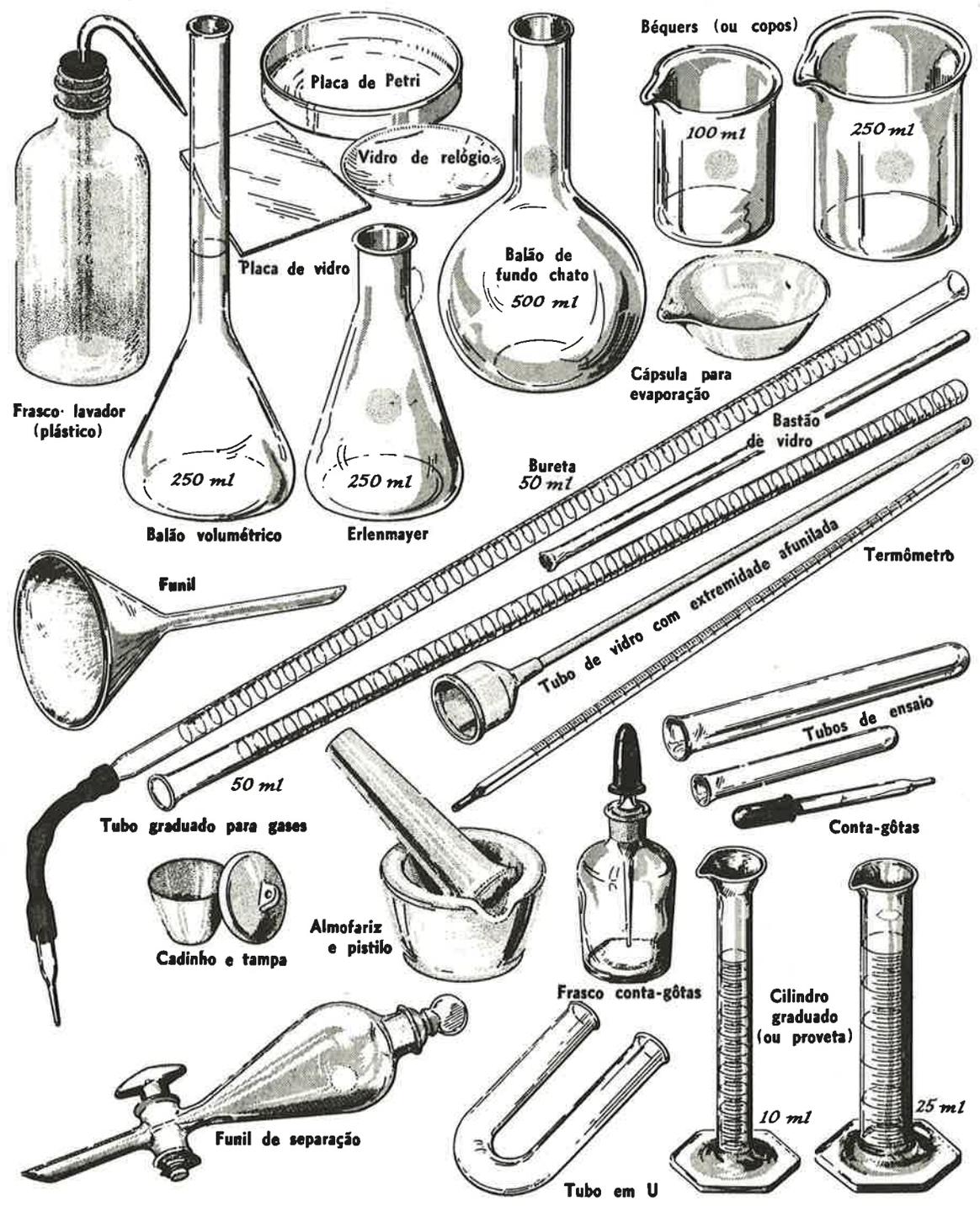
RELATÓRIOS

1. Anote os dados obtidos, num caderno de laboratório (*) logo depois de ter realizado as observações. *Não apague nada*; em vez disso risque com uma única linha qualquer erro. Coloque sempre seu nome, a data e o título da experiência.
2. Faça suas anotações bem limpas e com clareza. Organize tabelas sempre que for conveniente. Se possível, prepare a tabela antes de ir para o laboratório.
3. Indique as operações usadas para realizar os cálculos por meio de uma amostra bem

(*) NOTA do REVISOR: Para caderno de laboratório se recomenda um caderno "quadriculado" com cada segunda folha destacável. Estas folhas destacáveis servem para cópias (via papel carbono) destinadas ao professor. Para maior legibilidade do original como da cópia recomenda-se escrever com esferográfica.

clara dos mesmos. Não sobrecarregue os cálculos com detalhes aritméticos desnecessários. Indique as unidades usadas em todas as medidas. Normalmente os cálculos não devem ser realizados durante o período de laboratório.

4. *Responda às perguntas numeradas* que aparecem como parte do trabalho de laboratório. Use frases concisas.
5. *Não responda por escrito* às perguntas que aparecem na introdução de cada experiência e na seção de procedimento. Algumas dessas perguntas têm por finalidade dirigir sua atenção para problemas que serão investigados. Outras indicam a razão de ser de certos procedimentos e controles que lhe proporcionarão melhor compreensão do assunto.



OBSERVAÇÃO CIENTÍFICA E DESCRIÇÃO

Todo mundo se julga bom observador. Entretanto, há muito mais a observar além do que chama a atenção à primeira vista. Para isso é preciso concentração, atenção aos detalhes, espírito aberto e, muitas vezes, simplesmente paciência. É preciso, até mesmo, prática! Tente você mesmo. Veja até que ponto você é capaz de fazer uma descrição completa de um objeto familiar — por exemplo, uma vela acesa. Seja “científico” e comece com uma experiência. Isso significa que você deve observar uma vela acesa no laboratório, isto é, num lugar onde as condições podem ser controladas. Mas, como podemos saber que condições devem ser controladas? Prepare-se para surpresas! Às vezes as condições importantes são difíceis de descobrir, mas uma experiência pode tornar-se totalmente sem significado se as condições que a afetam não forem controladas. Damos a seguir uma lista de condições que podem ser importantes em algumas experiências mas não são importantes nesta:

PROCEDIMENTO

Para começar, examine a vela cuidadosamente. Depois acenda-a e anote em seu caderno o maior número de observações que você conseguir realizar durante 10 ou 15 minutos.

O ideal é você fazer suas anotações com

A experiência é realizada no segundo andar.

A experiência é realizada durante o dia.

As luzes estão acesas.

Vejam agora algumas condições que talvez sejam importantes na experiência que você vai realizar:

A mesa de laboratório está perto da porta.

As janelas estão abertas.

Você está tão perto da vela que respira sobre ela.

Por que são essas condições importantes? Têm elas alguma coisa em comum? Sim, há o fator comum de que uma vela não funciona bem numa corrente de ar. Nem sempre as condições importantes são reconhecidas com tanta facilidade. Um bom experimentador presta muita atenção à descoberta e ao controle das condições importantes.

cópia a carbono e entregar a cópia ao professor antes de sair do laboratório.

Escreva uma descrição da vela acesa com base na lista das observações realizadas no laboratório e em outras observações que você realize em casa, se quiser.

COMPORTAMENTO DE SÓLIDOS SOB AQUECIMENTO

A observação cuidadosa de um objeto familiar revela, quase sempre, características que não haviam sido notadas antes. Você percebeu isso quando estudou a vela na Experiência 1. Tais detalhes de observação levantam muitas questões. Consideremos com atenção uma delas: “O que é o líquido incolor que se acumula no alto da vela, em torno do pavio?”

PROCEDIMENTO

PARTE I

- Coloque a tampa de uma lata de folha de flandres sobre um anel metálico preso a um suporte, como indica a Fig. 2-1 (o lado estanhado para cima). A tampa deve ter três depressões nas quais você colocará as substâncias a serem testadas (veja o item b). Ajuste a altura do anel de maneira que a tampa fique 8 cm acima da vela.
- Coloque sobre a tampa, igualmente espaçadas, próximo à borda, pequenas quantidades, aproximadamente iguais, de cada uma das substâncias seguintes (a quantidade pode ser equivalente a uma cabeça de fósforo):

cera de vela	chumbo
palhinha de aço	estanho
enxôfre	fio de cobre
cloreto de prata	

Coloque a cera, o enxôfre e o cloreto de prata em depressões distintas e distribua as outras substâncias como indica a Fig. 2-1. A quantidade e localização das amostras sobre a tampa são condições que têm significado.

- Acenda a vela e ajuste a altura do anel de maneira que a extremidade da chama fique 4 cm abaixo do centro da tampa. Aqueça a tampa durante 3 minutos aproximadamente. Vá anotando suas observações e preste atenção especial à fusão.

Esta é uma pergunta cuja resposta é muito fácil. Talvez o líquido seja simplesmente cera derretida. Como pode você ter certeza disto? Que provas tem você? Que tipo de experiência o ajudaria a saber se essa resposta tão pronta é correta?

Comparemos o comportamento de diferentes substâncias quando aquecidas.

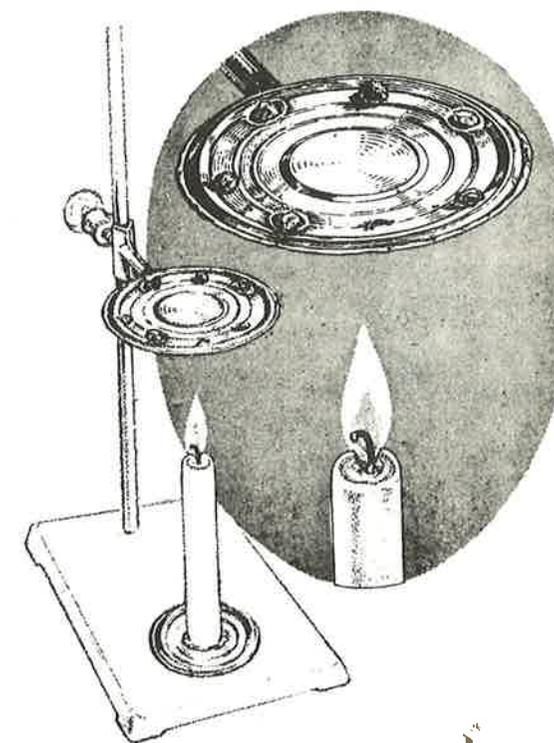


Fig. 2-1 — Disposição das substâncias sobre a tampa.

- d) Retire a vela e ajuste novamente a altura do anel, de modo que a tampa fique uns 8 cm acima de um bico de Bunsen (veja o Apêndice 2 para saber como acender e ajustar o bico de Bunsen). Aqueça a tampa (colocada uns 5 cm acima da extremidade da chama) durante uns 3 minutos. Aumente o tamanho da chama e aqueça durante vários minutos. Anote suas observações.

PARTE II

Agora vamos aquecer um pedaço da cêra da vela e um pouco da substância que aparece líquida no alto da vela (e que se solidifica logo que é retirada de junto do pavio aceso); comparemos o comportamento de ambos.

- a) Retire a tampa de cima do anel; coloque no lugar uma tela de amianto e, sobre esta, um béquer de 250 ml (ou uma pequena lata) cheia de água até um terço da altura. Veja Fig. 2-2.
- b) Derrame sobre um pedaço de papel algumas gotas do líquido que se forma junto ao pavio da vela. Retire com a unha um dos pedacinhos solidificados e jogue-o dentro da água do béquer. Corte um pedaço da cêra da vela aproximadamente do mesmo tamanho que a gota solidificada. Coloque esse pedaço de cêra na água, afastado da gota solidificada.
- c) Aqueça o béquer usando um bico de Bunsen e observe o momento em que cada uma

das substâncias começa a fundir-se. Deixe a cêra se solidificar e depois jogue-a na cesta de papéis. Não derrame cêra líquida na pia.

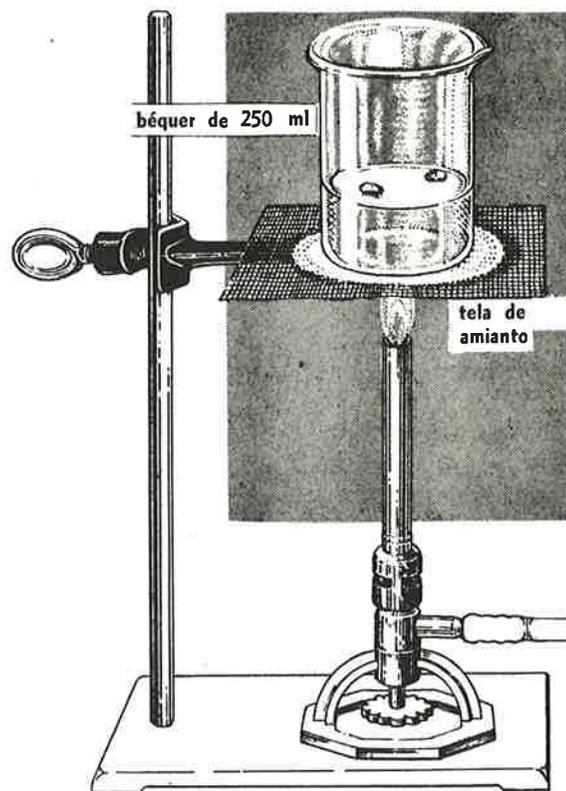


Fig. 2-2 — Comparando o comportamento durante a fusão.

junto ao pavio, baseado na generalização da pergunta 2?

UMA PERGUNTA PARA PENSAR

Por que as substâncias testadas sobre a tampa começaram a se fundir a diferentes temperaturas?

PERGUNTAS E EXERCÍCIOS

1. Compare o que você observou quanto à ordem de entrada em fusão com o que seus colegas observaram.
2. Faça uma generalização baseada no conjunto das observações.
3. Que afirmação pode você fazer a respeito da cêra da vela e do material que aparece

EXP. N.º 3

A TEMPERATURA DE FUSÃO DE UMA SUBSTÂNCIA PURA

O método usado na Experiência 2 para determinar a ordem em que diferentes materiais se fundem, à medida que a temperatura se eleva, constitui uma técnica experimental satisfatória mas não é conveniente. Nos depósitos de substâncias químicas encontram-se várias centenas de produtos diferentes e, se fôssemos seguir tal método, teríamos que colocar cada substância sobre a tampa. Método mais prático consiste em medir separadamente a temperatura de fusão (o ponto de fusão) de cada substância. Essa temperatura característica pode ser

anotada numa ficha e arquivada para posterior comparação com qualquer outra amostra.

Até agora, ocupamo-nos exclusivamente com a ordem de entrada em fusão. Examinemos agora mais de perto a fusão de uma substância determinada. O *paradichlorobenzeno* sólido será aquecido até um pouco acima de sua temperatura de fusão; anotar-se-á a temperatura a intervalos regulares de tempo, à medida que o líquido for resfriando e se solidificando. Torna-se a aquecer e a fundir o sólido, anotando-se a temperatura durante o aquecimento.

PROCEDIMENTO

PARTE I — RESFRIAMENTO

- a) Para facilitar a anotação dos dados nesta experiência, você deve trabalhar com um companheiro: você ou ele deve preparar uma tabela que permita anotar sistematicamente a temperatura, o tempo e o comportamento durante o resfriamento. Essa tabela deve ser feita com duas cópias, uma das quais ficará com o colega e a outra será entregue ao instrutor. Veja o modelo de tabela no fim desta experiência.

- b) Encha um béquer de 400 ml, até três quartos da altura, com água à temperatura ambiente (abaixo de 30°C) e coloque-o sobre a base do suporte.

- c) Aqueça umas 15 g do sólido *paradichlorobenzeno* (repelente para traças) em um tubo de ensaio, até fundi-lo. Use o bico de Bunsen com chama baixa. Coloque um termômetro no líquido e continue o aquecimento até que a temperatura esteja entre 65°C e 70°C. Movimento continuamente o tubo de ensaio para a frente e para trás sobre a chama, como indica a Fig. 3-1.

- d) Prenda o tubo de ensaio sobre o béquer com água, usando uma pinça.

- e) Agora, divida com seu parceiro, o trabalho: coloque o relógio em posição tal que um dos companheiros possa ler o tempo de 30 em 30 segundos. Esse mesmo estudante

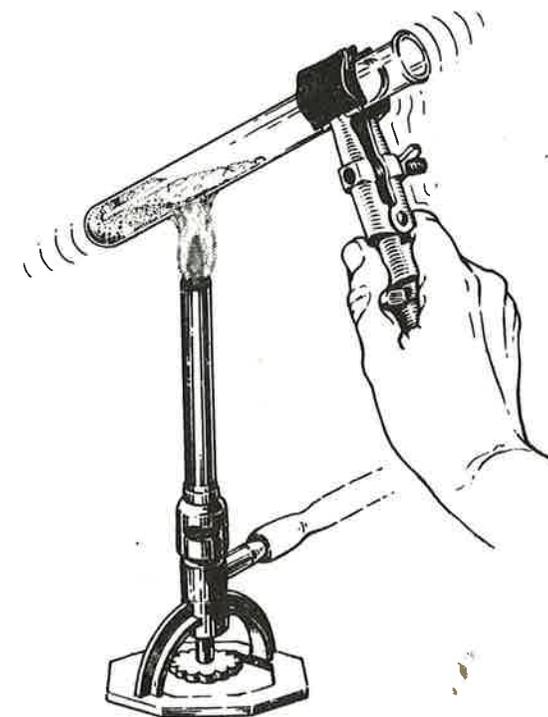


Fig. 3-1 — Fundindo os cristais sólidos.

deve anotar o tempo e tôdas as observações feitas pelo outro.

- f) Quando tudo estiver pronto, verifique a temperatura do *paradiclorobenzeno* e anote-a com aproximação de $0,2^{\circ}\text{C}$. Quando o companheiro encarregado das anotações der um sinal, mergulhe a metade inferior do tubo de ensaio na água e fixe-o nessa posição. Mantenha o termômetro encostado à parede do tubo e quase tocando o fundo, de forma que o bulbo fique no interior do *paradiclorobenzeno* quando este último solidificar-se (veja Fig. 3-2). Anote a temperatura de 30 em 30 segundos, até quase 40°C . Observe também o momento em que a solidificação começa e quando ela se completa.

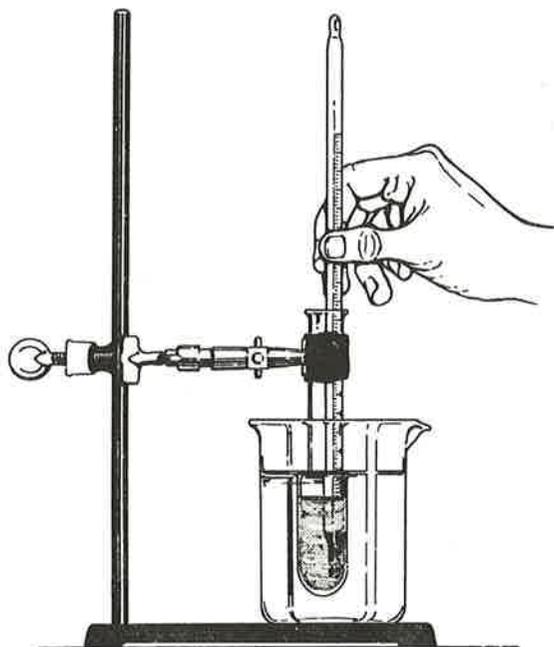


Fig. 3-2 — Dispositivo para observar o comportamento durante o resfriamento.

PARTE II — AQUECIMENTO

Neste ponto, o colega encarregado das observações e aquele que anota devem permutar as funções.

- a) Retire o tubo de ensaio de dentro da água e gire a pinça de forma que o tubo fique do outro lado do suporte, como indica a Fig. 3-3. Coloque o béquer (até $\frac{1}{2}$ cheio

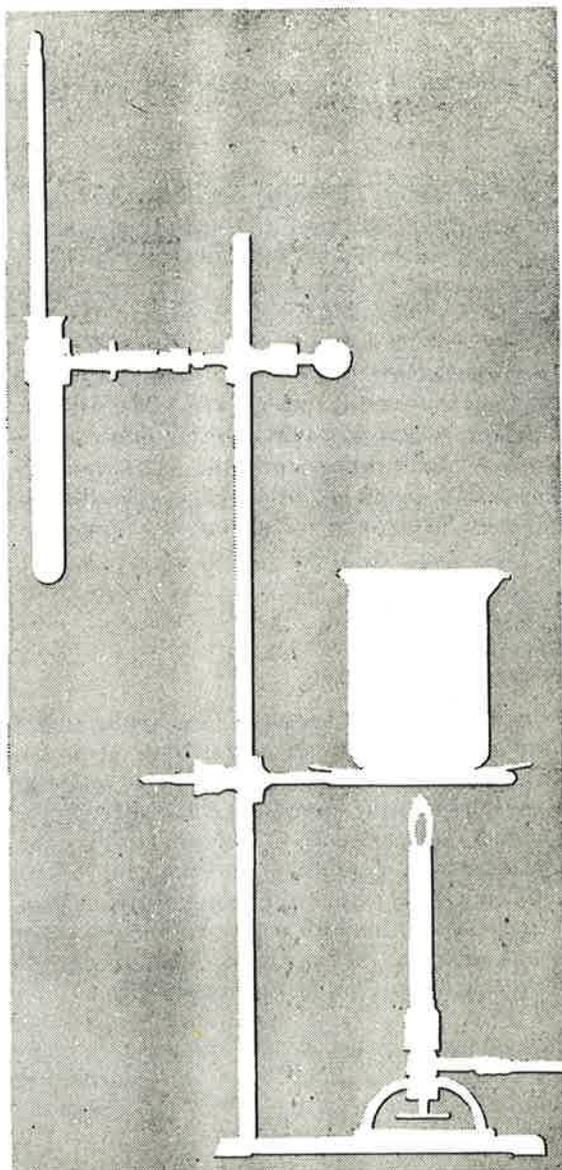


Fig. 3-3 — Dispositivo para observar o comportamento durante o aquecimento.

de água) sobre o anel e a tela de amianto. Aqueça a água até 70°C aproximadamente, apague o bico de Bunsen, mas deixe-o na mesma posição.

- b) Anote a temperatura do *paradiclorobenzeno* com aproximação de $0,2^{\circ}\text{C}$. Com outro termômetro, determine a temperatura da água quente com aproximação de 1°C . Quando o colega que faz as anotações der

um sinal, mergulhe a metade inferior do tubo de ensaio na água, de maneira que a água e o *paradiclorobenzeno* fiquem no mesmo nível. Anote a temperatura do *paradiclorobenzeno* de 30 em 30 segundos, assinalando quando se inicia e se completa a fusão.

- c) Assim que o sólido soltar das paredes do tubo, comece a mover o termômetro delicadamente para baixo e para cima. De vez em quando, verifique a temperatura da água com o outro termômetro. Se essa temperatura cair abaixo de 60°C antes do sólido se fundir, aqueça novamente a água com o bico de Bunsen, de forma a manter a temperatura entre 60°C e 65°C . Continue movendo o termômetro dentro do tubo de ensaio e anotando as temperaturas até que o *paradiclorobenzeno* atinja 60°C aproximadamente.

AMOSTRA DE TABELA DE DADOS

O seguinte tipo de tabela deve ser reproduzido no seu caderno e usado para anotar os dados obtidos durante o resfriamento; uma tabela análoga deve ser organizada para os dados obtidos no aquecimento.

TEMPO min. e seg.	TEMPERATURA graus Celsius	OBSERVAÇÕES
0,00		
0,30		
1,00		
1,30		
2,00		
2,30		
etc.		
até cerca de 8 minutos		

PERGUNTAS

1. Que efeito teria sobre a forma das curvas de aquecimento e resfriamento um aumento da quantidade de *paradiclorobenzeno*?
2. Baseado nos dados que você obteve, qual a temperatura de fusão do *paradiclorobenzeno*?

ORGANIZANDO AS INFORMAÇÕES OBTIDAS

Para a avaliação desta experiência, muito ajuda anotar os dados em forma gráfica. Represente o tempo no eixo horizontal (em abscissa) e use 4 espaços ($^{\circ}$) para 1 minuto. Represente a temperatura no eixo vertical (em ordenada), usando 5 espaços para cada 10 graus. Essa escala é escolhida de forma a se usar aproximadamente o mesmo comprimento dos dois eixos.

Assinale no mesmo gráfico as temperaturas durante o aquecimento e o resfriamento, começando do lado esquerdo do gráfico. Para o resfriamento, assinale cada ponto no gráfico com uma pequena cruz e, para o aquecimento, use pequenos círculos; assim você poderá distinguir entre os dois processos. A temperatura determina a altura em que o ponto é marcado no gráfico. O tempo determina o quanto à direita o ponto é assinalado. Esse processo é chamado "fazer um gráfico".

Usando lápis vermelho, desenhe uma curva contínua para representar o comportamento do *paradiclorobenzeno* durante o aquecimento. Com lápis preto faça o mesmo para o resfriamento. Não se esqueça de dar um título ao gráfico e de indicar sobre os eixos as grandezas correspondentes. Ao alto da página do gráfico, coloque seu nome, o de seu companheiro, a data e o nome da experiência.

Estude seus resultados experimentais analisando o gráfico. Escreva um breve relatório da experiência. No primeiro parágrafo, descreva os resultados, isto é, descreva o gráfico. No segundo parágrafo, dê sua interpretação da forma das curvas de aquecimento e resfriamento. O gráfico deve ser anexado ao relatório.

3. Baseado nos seus dados, qual a temperatura de congelamento do *paradiclorobenzeno*?

(*) NOTA do REVISOR: Este "espaço" corresponde ao comprimento do lado dos "quadrinhos" de um caderno quadriculado comum.

UMA PERGUNTA PARA PENSAR

Por que têm as curvas de aquecimento e resfriamento a forma característica do seu gráfico?

PESQUISAS SUPLEMENTARES — *para serem realizadas como trabalhos extracurriculares, depois de consulta ao professor.*

1. Planeje uma experiência que lhe permita desenhar a curva de aquecimento para a

evaporação de uma substância líquida. Usando um líquido que não se misture com a água, você pode investigar o comportamento durante a evaporação por um método semelhante ao que você usou para estudar a fusão de um sólido, na Parte II da Experiência 3.

2. Determine o comportamento de outra substância sólida durante o aquecimento e o resfriamento.

EXP. N.º 4

A COMBUSTÃO DE UMA VELA

Esta experiência será feita em classe pelo professor e você fará as observações e anotações.

Na descrição que você fez, provavelmente algumas das suas observações foram as seguintes: a vela diminui de comprimento à medida

que queima; o material da vela é consumido; o que está acontecendo com a vela, e por que? Estas perguntas têm respostas fáceis também. Todos sabemos que a vela está queimando. Mas o que significa isso exatamente? Tentemos descobri-lo por meio de algumas experiências.

PROCEDIMENTO

PARTE I

a) Cubra uma vela acesa com um béquer grande (1 000 ml) (Fig. 4-1) e espere até a vela se apagar. Teste a fina camada de líquido que aparece no copo usando uma tira de papel indicador de cloreto de cobalto.

b) Umedeça outro pedaço do mesmo papel indicador com uma gota de água da torneira.

PARTE II

a) Determine o intervalo de tempo (em segundos) durante o qual uma vela continua a queimar quando é recoberta por um béquer pequeno ou frasco de 1/4 de litro, como indica a Fig. 4-2.

b) Torne a acender a vela e repita o procedimento (a) usando um béquer de 400 ml.

Como muitas vezes acontece em Ciência, a tentativa de responder a uma pergunta levanta outras perguntas. O que faz com que a vela se apague quando confinada durante pouco tempo? Sugerimos duas respostas possíveis:

1. A combustão *produz* um material gasoso que, de uma maneira ou de outra, "sufoca" a chama.
2. A combustão *consome* um material gasoso que existe no ar. Quando esse componente do ar se esgota, a combustão cessa.

PARTE III

a) Usando um tubo de vidro, sobre a vela (Fig. 4-3).

b) Coloque um erlenmeyer de 250 ml sobre uma vela acesa, como no item (a) da Parte II. Depois que a vela se apagar,

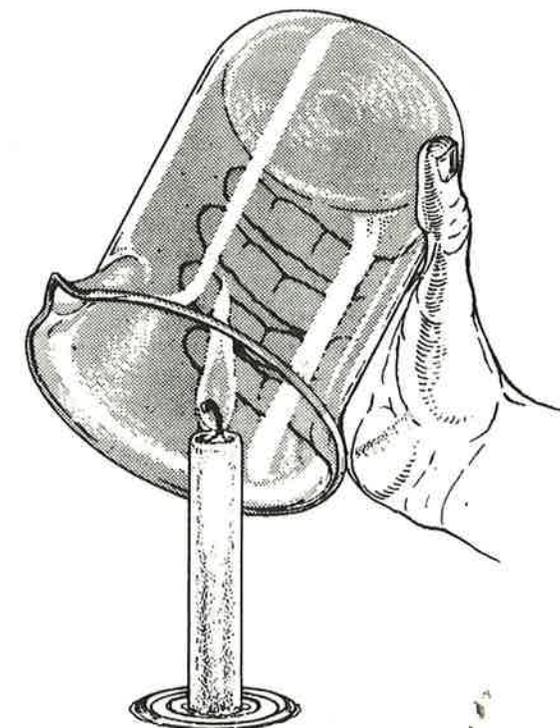


Fig. 4-1 — Procurando um produto da combustão.

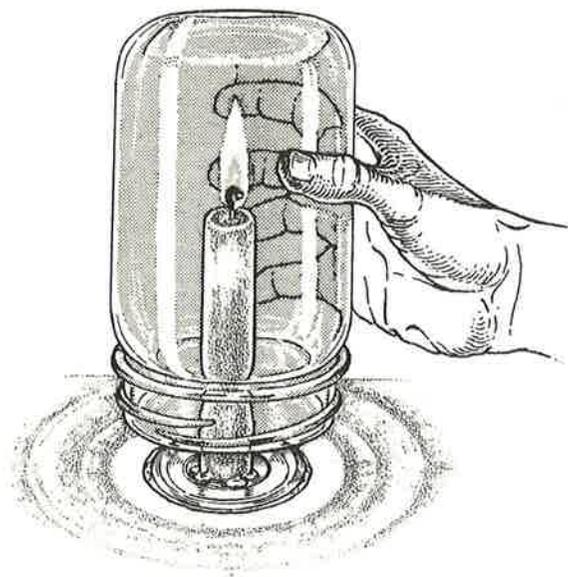


Fig. 4-2 - Combustão dentro de um recipiente.

coloque rapidamente o erlenmeyer sobre a mesa com a boca para cima. Use, como controle, outro erlenmeyer de 250 ml, limpo.

PERGUNTAS

PARTE I

1. Que conclusões podem ser tiradas desta experiência?
2. As provas que você reuniu eliminam a possibilidade de que outra coisa além da água tenha causado as transformações observadas? Explique sua resposta.
3. Se a fina camada líquida que aparece no copo é constituída por água, de onde provém ela?
4. Esperaria você produção de água se, em vez da vela, você houvesse colocado um aquecedor elétrico sob o béquer? Explique sua resposta.

Coloque 25 ml de água de cal em cada erlenmeyer. Agite as duas soluções até que alguma transformação ocorra em uma delas.

- c) Com um tubo de vidro ou um canudo de refrêscos, sopre dentro de outro frasco que contenha também água de cal.

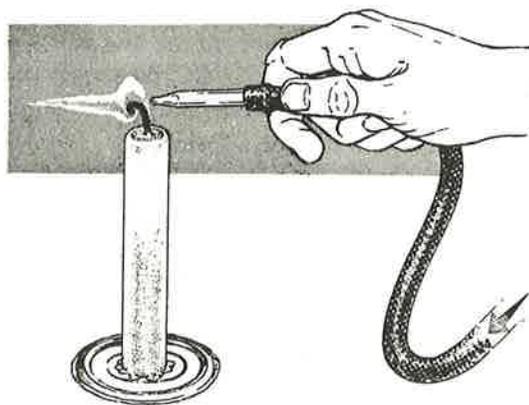


Fig. 4-3 - Soprando ar para dentro da chama.

PARTE II

5. Compare os intervalos de tempo necessários para que a vela se apague quando é recoberta com os recipientes de 250, 400 e 1 000 ml.

PARTE III

6. Explique porque estas experiências fornecem uma base para se escolher uma das duas respostas propostas na Parte II para a seguinte pergunta: "O que faz com que a vela se apague quando confinada durante um pequeno intervalo de tempo?"
7. Com base nestas experiências, mencione alguns produtos possíveis de combustão dos materiais da vela.

EXP. N.º 4 A

OUTRAS INVESTIGAÇÕES SÔBRE UMA VELA ACESA

(Optativa)

Quando você observou a vela acesa, certamente lhe ocorreram muitas perguntas que ficaram sem resposta. Para outras perguntas talvez você tenha encontrado respostas satisfatórias. A finalidade desta experiência é habilitá-lo a encontrar chaves para responder as perguntas que ficaram sem resposta. À medida que você for realizando as experiências delineadas

abaixo, vá pensando em respostas possíveis para as seguintes perguntas:

- Por que a chama é azul na base, escura no centro e amarela nas partes restantes?
- Qual é a finalidade do pavio na vela?
- Por que tem a chama aquele formato característico?
- Por que é possível apagar a chama de uma vela, soprando-a?

PROCEDIMENTO

- a) Com o auxílio de um pregador de roupa, segure um tubo de vidro, de aproximadamente 8 cm de comprimento e 8 mm de diâmetro, junto à chama de uma vela, de forma que uma extremidade do tubo fique bem dentro da parte escura da chama. Depois de ter mantido o tubo nessa posição durante alguns segundos, aproxime um fósforo aceso da outra extremidade do tubo (Fig. 4a-1). Anote suas observações.
- b) Repita o procedimento anterior, mas colocando a extremidade do tubo de vidro na parte superior brilhante da chama. Anote suas observações.
- c) Acenda uma vela e deixe que ela queime durante meio minuto. Com um fósforo aceso na mão, sopre a vela e aproxime o fósforo do pavio (3 cm aproximadamente) dentro da coluna de fumo que sai do pavio (Fig. 4a-2). Anote suas observações.

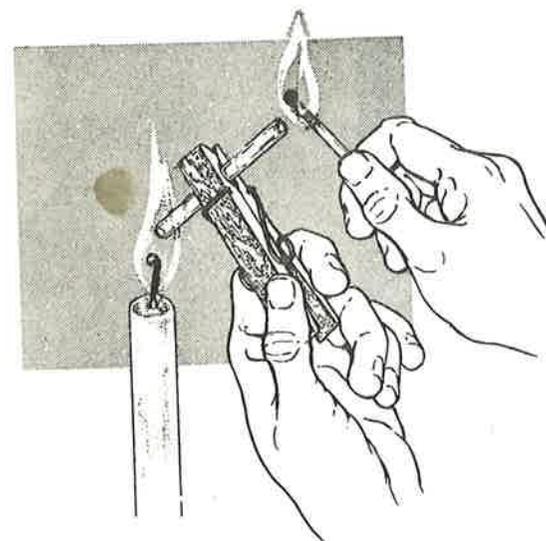


Fig. 4a-1 - Investigando a zona escura da chama.

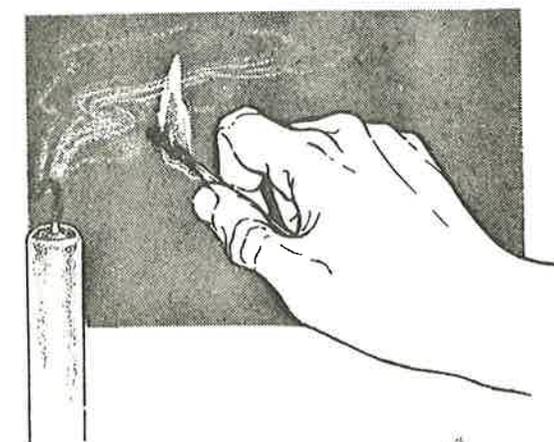


Fig. 4a-2 - Investigando os vapores.

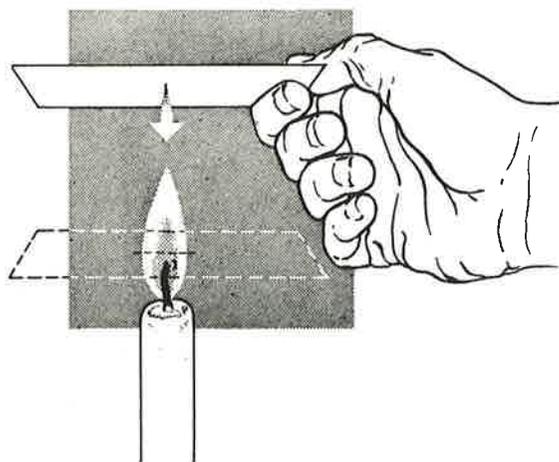


Fig. 4a-3 — As diferentes zonas da chama.

d) Segure horizontalmente um cartão branco e mova-o rapidamente para baixo até a posição indicada na Fig. 4a-3. Mantenha-o nessa posição o tempo suficiente para que a chama o chamusque e a mancha apareça na parte superior, mas não o tempo suficiente para que o cartão pegue fogo. Note o formato da mancha no cartão.

e) Tente acender a cêra de uma vela sem pavio. Tente acender um material do tipo do pavio (um pedaço de barbante, por exemplo) mas sem a cêra. Experimente usar diferentes



Fig. 4a-4 -- Ensaios sobre natureza e função de eventuais sucedâneos do pavio.

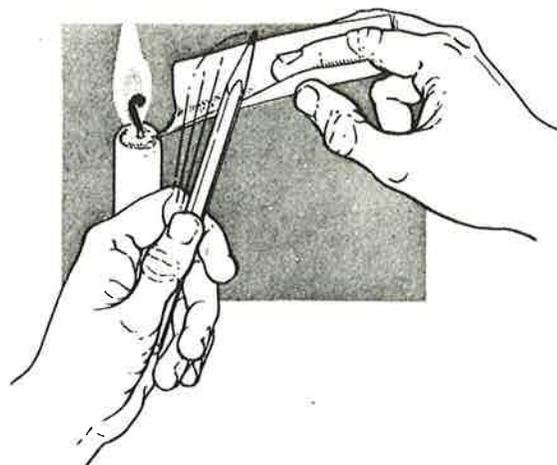


Fig. 4a-5 — Investigando o líquido que se acumula no tópo da vela.

materiais como pavio, espetando-os no lado da vela (Fig. 4a-4): um palito de dentes, um palito de fósforo de papelão, pedaços de fio de lã e algodão, pedaços de cadarços trançados e de cordas, um pedaço de fio de cobre. Faça o possível para que cada um desses "pavios" funcione bem. Que propriedades deve ter necessariamente um bom pavio?

f) Raspe um pouco da fuligem que se acumulou no tubo de vidro usado nas experiências (a) e (b) e deixe-a cair no

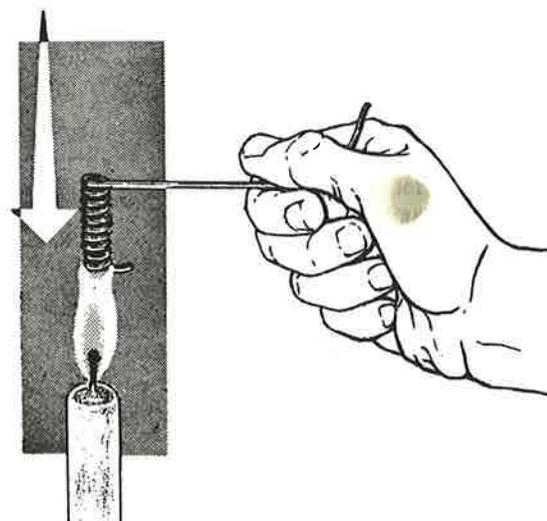


Fig. 4a-6 — Introduzindo uma bobina de fio de cobre na chama.

líquido que se acumula no alto da vela. Observe o movimento das partículas de fuligem no líquido (Fig. 4a-5).

g) Enrole umas 10 vezes um pedaço de fio de cobre em torno de um lápis, deixando um pedaço desenrolado para servir como cabo. Retire o lápis do fio enrolado e coloque este último sobre a chama da vela, como indica a Fig. 4a-6. Anote suas observações.

h) Apague a vela apertando rapidamente o pavio com o polegar e o indicador molhados. Acenda novamente a vela e tente apagá-la usando diferentes velocidades de sopro.

i) Tome um pedaço retangular de papel de alumínio, faça-lhe um corte até o centro e coloque-o como indica a Fig. 4a-7. Mantenha-o nessa posição durante uns 30 segundos. Explique os resultados obtidos.

j) Com um conta-gôtas, coloque 1 ou 2 gotas de água na cêra derretida acumulada em torno do pavio aceso. O que acontece?

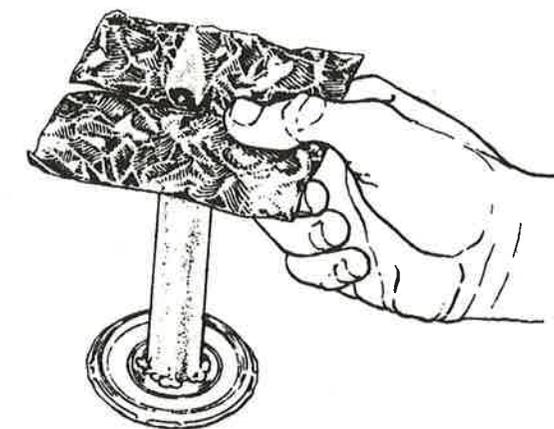


Fig. 4a-7 — Colocando uma fôlha de alumínio abaixo da chama.

PERGUNTAS E EXERCÍCIOS

1. Produz uma vela de maior diâmetro uma chama maior? Teste sua hipótese por meio de uma experiência.
2. Faça a lista mais completa que você puder das propriedades de um bom material para pavio.
3. Escreva um parágrafo descrevendo o que você acha que está ocorrendo dentro da

chama da vela. Justifique experimentalmente seus argumentos. Proponha respostas para as perguntas introdutórias.

UMA PERGUNTA PARA PENSAR

Como a cêra sólida, que é composta de carbono e hidrogênio, se transforma nos produtos de combustão?

EFEITOS TÉRMICOS

Na Experiência 3, vimos que a temperatura de um sólido em fusão ou de um líquido em congelamento permanece constante enquanto existem as duas fases, a sólida e a líquida. A energia consumida para transformar o sólido em líquido é libertada quando o líquido volta a sólido. As transformações que ocorrem quando um sólido se funde e um líquido se solidifica são exemplos de **mudanças de fase**. Na Experiência 4, sobre os produtos da combustão de uma vela, você verificou que a cêra da vela, queimando-se, transforma-se pelo menos em três substâncias (carbono finamente dividido, dióxido de carbono e água). Esses produtos têm composições diferentes do material do qual se originaram. Esse tipo de transformação, no qual novos produtos são formados, é chamado **transformação química**.

Em que diferem esses dois tipos de transformação? Em que são eles semelhantes? Como ponto de partida para responder a essas duas perguntas, examinemos um dos aspectos dessas transformações: os efeitos térmicos que as acompanham.

Quando a água líquida absorve calor, sua temperatura se eleva. A quantidade de calor

necessária para elevar de 1°C a temperatura de 1 g de água é razoavelmente constante entre 8°C e 80°C. Conseqüentemente, ela fornece uma base simples e reprodutível para a definição de uma quantidade padrão de calor — a caloria. Uma **caloria** é a quantidade de calor necessária para elevar de 1°C a temperatura de 1 g de água (a aproximadamente 15°C). Reciprocamente, 1 cal é liberada quando 1 g de água é resfriada de 1°C.

Metade da classe fará a Parte I desta experiência enquanto a outra metade fará a Parte II.

PARTE I — CALOR DE COMBUSTÃO

Nesta experiência, você determinará a quantidade de calor, isto é, o número de calorias liberadas quando uma vela queima. Determina-se a quantidade de vela usada verificando-se a massa da vela antes e depois de uma parte ter sido queimada. O calor obtido pela combustão da vela é usado para aquecer uma massa conhecida de água. Antes de ir para o laboratório, veja, na pág. 151, instruções sobre a preparação de tabelas de dados.

chaminé, use uma lata grande, aberta nas duas extremidades e com dois ou três furos próximos no fundo, para ventilação.

- d) Encha, até dois terços da altura, com água da torneira, a lata cuja massa você determinou. Não determine a massa ou o volume da água neste momento.
- e) Resfrie a água usando gelo, de forma que sua temperatura fique de 10 a 15°C abaixo da temperatura ambiente. Coloque o gelo diretamente dentro da água. Retire o gelo que tenha sobrado quando a temperatura desejada tiver sido atingida.
- f) Leia e anote a temperatura da água com aproximação de 0,2°C. Acenda a vela e aqueça a água, agitando-a levemente, até

PROCEDIMENTO

- a) Fixe uma vela à tampa de uma lata e determine a massa do conjunto em uma balança conveniente, com aproximação de 0,01 g (Fig. 5-1). Anote em sua tabela o resultado obtido. Anote também o número da balança, de forma que você possa usar sempre a mesma; isso elimina erros devidos a diferenças entre balanças.
- b) Determine a massa de uma lata vazia, usando uma balança de meia capacidade e que lhe permita ter aproximação de 1 g. A lata deve ter dois orifícios, como indica a Fig. 5-2. Anote a massa da lata.
- c) Faça a montagem indicada na Fig. 5-3 de forma que a chama da vela quase toque o fundo da lata. Não acenda já a vela. Como

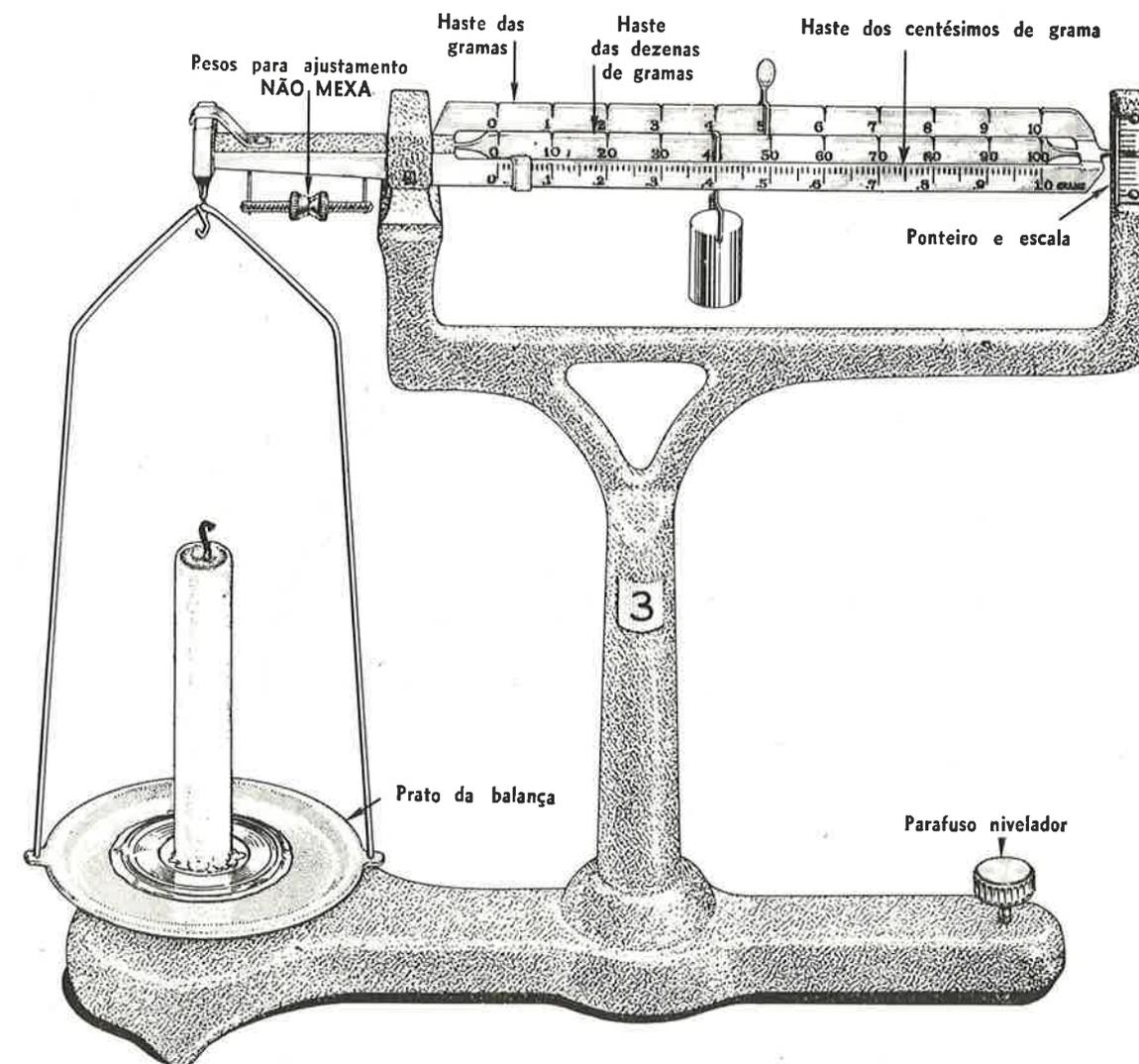


Fig. 5-1 — Determinando a massa de uma vela em uma balança sensível até o centésimo de grama. A balança está indicando 45,03 g.

- que atinja uma temperatura uns 10 a 15°C acima da temperatura ambiente. Sobre cuidadosamente a chama. Continue a agitar a água, observando o termômetro, até que a temperatura pare de subir. Anote a temperatura mais elevada, com aproximação de 0,2°C.
- g) Determine a massa final da vela, usando a mesma balança que foi usada para determinar sua massa inicial. Anote o valor encontrado. Tome cuidado para que todas as gotinhas solidificadas que se desprende-

- ram da vela sejam também levadas à balança. Anote a massa obtida.
- h) Determine a massa da lata incluindo a água, usando a mesma balança que foi usada para determinar a massa da lata vazia. Anote o valor encontrado. Repita a experiência, se tiver tempo.

Antes de ir para o laboratório, prepare uma tabela que deve conter os seguintes itens:
 N.º da balança usada para a vela
 N.º da balança usada para a lata e água

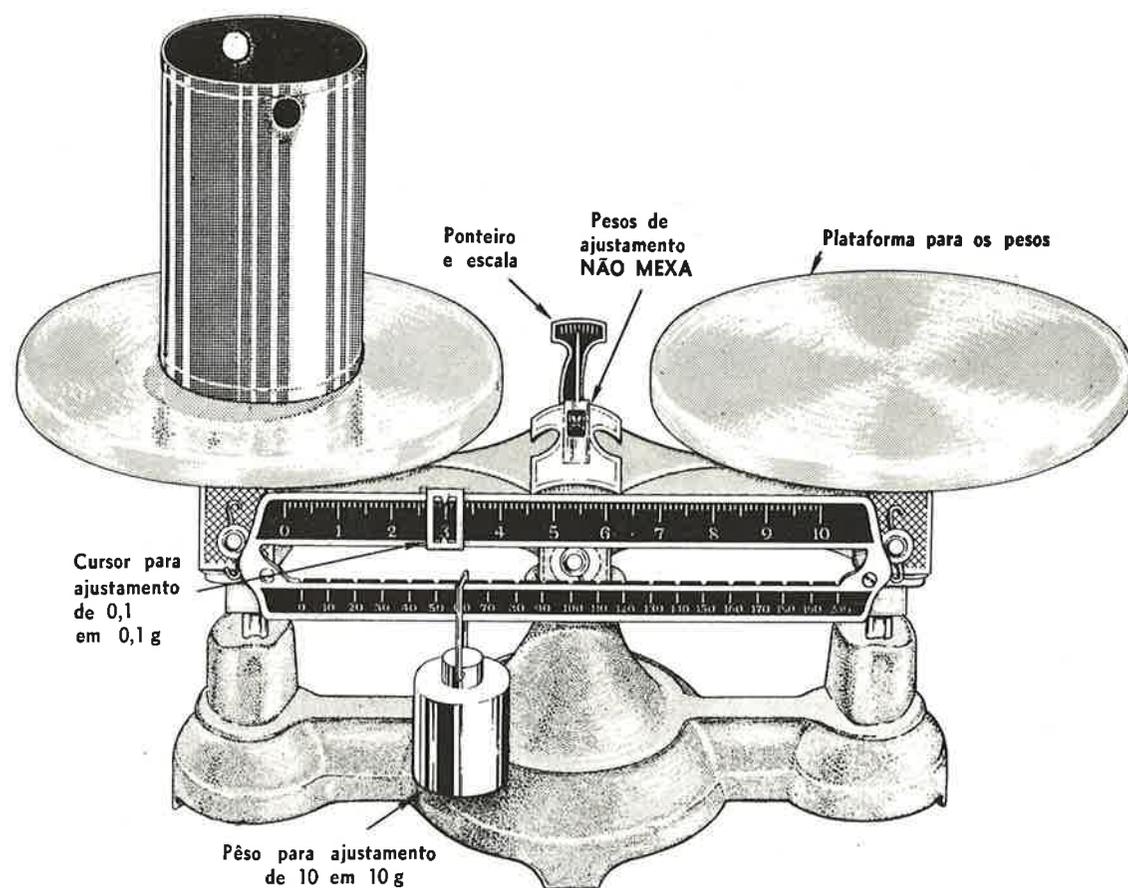


Fig. 5-2 — Determinando a massa de uma lata. A balança está indicando 63,0 g.

Massa da vela antes de queimar (g)
 Massa da vela depois de queimar (g)
 Massa da lata com água (g)
 Massa da lata vazia (g)
 Temperatura da água antes do aquecimento (°C)
 Temperatura da água depois do aquecimento (°C)
 Temperatura ambiente (°C).

Estes dados lhe permitem efetuar os seguintes cálculos:

Massa da parte da vela que queimou (g)
 Massa da água aquecida (g)

Variação de temperatura da água (Δt) (°)
 (°C).

Quantidade de calor necessária para aquecer a água (em calorías). (**) (Admita que todo o calor produzido pela combustão da vela foi usado apenas para aquecer a água.)

Calor de combustão do material de que é feita a vela (calorías/g).

(°) A letra grega Δ (delta) é freqüentemente usada para representar a variação de uma quantidade. Aqui, Δt significa uma variação de temperatura.

(**) Uma caloria faz variar de 1°C a temperatura de 1g de água. 10 calorías fazem variar de 10°C a temperatura de 1 g de água. A quantidade de calor é obtida multiplicando-se a variação da temperatura, Δt , pela massa de água em gramas.

PARTE II — CALOR DE SOLIDIFICAÇÃO

Nesta experiência, você usará certa porção de cêra derretida, à temperatura de fusão, para produzir uma variação de temperatura

PROCEDIMENTO

- Encha de cêra, parcialmente, um tubo de ensaio de 18 x 150 mm (aproximadamente 10 g de cêra). Determine e anote a massa do conjunto com aproximação de 0,1 g.
- Na mesma balança, determine e anote a massa de um tubo de ensaio vazio, e limpo, igual ao primeiro, com aproximação de 0,1 g.

em uma quantidade conhecida de água. Antes de ir para o laboratório, veja, na pág. 170, instruções para a preparação da tabela de dados.

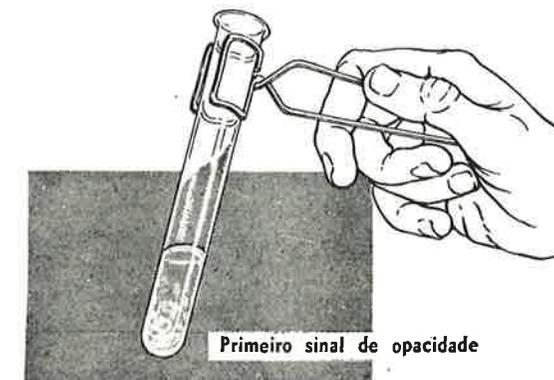


Fig. 5-4 — Resfriando a cêra até que a solidificação comece.

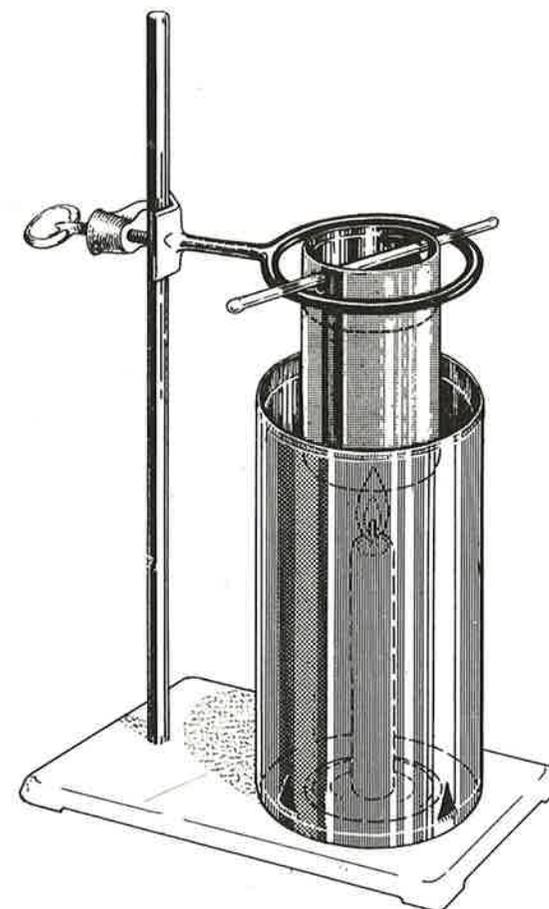


Fig. 5-3 — Dispositivo para determinar o calor de combustão.

- Em uma balança menos sensível, mas com maior capacidade, determine e anote, com aproximação de 1 g, a massa de um béquer de 250 ml vazio, que será usado como calorímetro.
- Encha o béquer até à metade com água da torneira. Usando um pouco de gelo, resfrie a água até 1 ou 2°C abaixo da temperatura ambiente. Determine e anote a massa do béquer com água, usando a mesma balança usada no item c.
- Aqueça outro béquer de 250 ml ou uma lata pequena cheia de água até à metade. Espere ferver e coloque na água em ebulição o tubo de ensaio com cêra. Espere exatamente até tãda a cêra se fundir mas evite continuar o aquecimento.
- Usando uma pinça, retire o tubo de ensaio da água quente. Deixe a cêra resfriar-se até que apareça o primeiro sinal de solidificação (a cêra começa a apresentar manchas opacas) (Fig. 5-4). Enquanto a cêra está esfriando, determine e anote a temperatura da água fria, com aproximação de 0,2°C. Rapidamente, coloque no béquer que serve de calorímetro o tubo de ensaio com a cêra que



Fig. 5-5 — Determinando o calor de solidificação.

está começando a solidificar-se; agite levemente a água com o próprio tubo de ensaio (Fig. 5-5). Observe a temperatura da água enquanto a agita até perceber que a temperatura parou de subir (o termômetro deve ficar mergulhado na água a meia distância entre o tubo de ensaio e a parede do béquer).

PERGUNTAS PARA AS PARTES I e II

1. Considerando as hipóteses feitas para efetuar os cálculos do "calor de solidificação" e do "calor de combustão", espera você que os resultados obtidos estejam abaixo ou acima dos valores aceitos? Explique.
2. Verifique os resultados obtidos por seus colegas para o calor de combustão e tire a média entre esses valores. Faça o mesmo para o calor de solidificação. São diferentes as duas médias? Quanto?

UMA PERGUNTA PARA PENSAR

Por que é o calor de combustão tão diferente da quantidade de calor que acompanha uma mudança de fase?

Anote essa temperatura máxima com aproximação de $0,2^{\circ}\text{C}$. Repita a experiência se houver tempo.

Antes de ir para o laboratório, prepare uma tabela que deve conter os seguintes itens:

Número da balança para o tubo e cera
 Número da balança para o béquer e água
 Massa do tubo de ensaio com cera (g)
 Massa do tubo de ensaio vazio (g)
 Massa do béquer + água (g)
 Massa do béquer vazio (g)
 Temperatura da água antes ($^{\circ}\text{C}$)
 Temperatura da água depois ($^{\circ}\text{C}$)

Estes dados lhe permitem realizar os seguintes cálculos:

Massa da cera (g)
 Massa da água (g)
 Variação de temperatura da água (Δt) ($^{\circ}$)
 Quantidade de calor necessária para fazer variar a temperatura da água (em calorías) ($^{\circ}$) (despreze a quantidade de calor necessária para fazer variar a temperatura do béquer).
 Calor de solidificação da cera (em calorías/g) (admita que todo o calor trocado entre a cera e a água constitui o calor de solidificação).

PESQUISA SUPLEMENTAR — *para ser realizada como atividade extracurricular. Consulte seu professor antes de efetuar-la.*

1. Planeje uma experiência para medir o efeito térmico que acompanha a transformação de gás em líquido ou de líquido em gás para alguma substância conveniente.
2. Aperfeiçoe a Parte I da Experiência 5 de maneira a eliminar as principais causas de erro que você encontrou. Determine o calor de combustão de uma substância pura, o ácido esteárico, por exemplo, e compare o resultado obtido com os valores encontrados em livros.

(*) Veja notas na página 168.

EXP. N.º 6

AS MASSAS DE VOLUMES IGUAIS DE GASES

Os gases parecem não ter massa nem peso. Entretanto, como são compostos de moléculas e estas têm que ter substância, os gases devem ter massa e peso. É possível determinar a massa de um gás com balanças comuns de laboratório? Se for possível, diferentes gases terão a mesma massa ou massas diferentes? A experiência fornece a resposta.

Nesta experiência, você terá a oportunidade de tentar determinar a massa de volumes iguais de alguns gases: oxigênio, dióxido de carbono e, talvez, um outro gás. Como o volume de um gás varia com a temperatura e a pressão (condições que têm importância), são necessá-

rias várias precauções para conservar os mesmos valores dessas variáveis enquanto se determina a massa dos gases. Como essas massas serão de apenas algumas gramas, é preciso tomar muito cuidado para evitar fontes de erro nessas determinações. Algumas poucas marcas gordurosas de dedos ou um pequeno vestígio de umidade são suficientes para interferir com a experiência.

Antes de ir para o laboratório, leia as instruções cuidadosamente e organize a tabela para anotar os dados e os resultados de seus cálculos.

PROCEDIMENTO

PORTE I — DETERMINAÇÃO DA MASSA DE GÁS OXIGÊNIO

- a) Arranje uma rôlha de borracha (tamanho 5 ou 6) com um furo e corte, à volta dela, um sulco profundo, a 1 cm mais ou menos da extremidade mais larga. Dobre em pequenas pregas a extremidade aberta de um saco de plástico (capacidade de 0,8 l aproximadamente) e prenda-a com um elástico em torno da extremidade mais larga da rôlha. Veja Fig. 6-1.

- b) Retire a borracha de um conta-gôtas. Segure com um pedaço de pano o tubo de vidro do conta-gôtas (veja Apêndice 3, Fig. A 3-4) e introduza a extremidade mais fina deste no lado menor da rôlha, girando-o cuidadosamente até que fique bem firme.
- c) Expulse todo o ar do saco plástico, alisando-o sobre a mesa. Torne a colocar a borracha no conta-gôtas e determine a massa desse conjunto com aproximação de 0,01 g. Anote a incerteza como $\pm 0,01$ g.

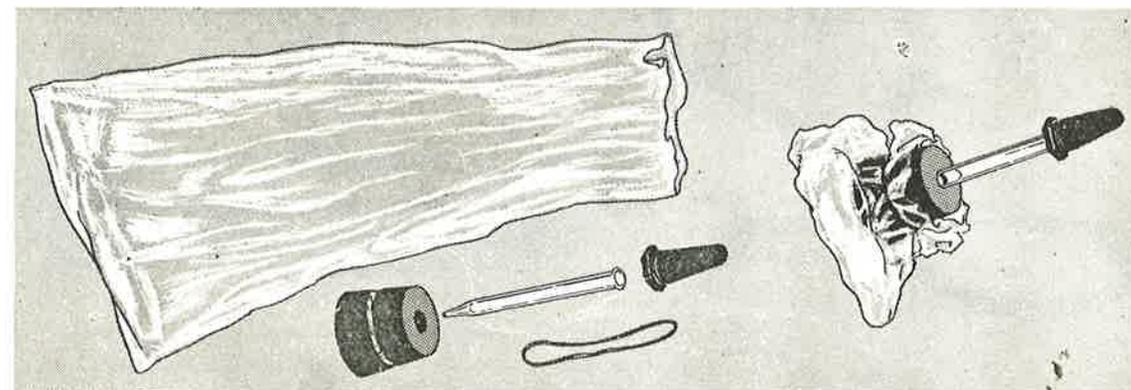


Fig. 6-1 — Fazendo o arranjo com o saco plástico.

- d) Retire a borracha do conta-gotas e ligue o conjunto, por meio de um tubo de borracha a uma fonte de gás oxigênio. Deixe que o saco fique completamente cheio. Veja Fig. 6-2. Segure o conjunto pela rôlha e desligue o tubo de borracha do tubo de conta-gotas. Deixe escapar o gás em excesso, mas não amasse o saco plástico; o gás dentro do saco deve ficar à pressão atmosférica. A seguir recoloca a borracha do conta-gotas.
- e) Determine, com aproximação de 0,01 g, a massa do conjunto que contém gás à temperatura ambiente e à pressão atmosférica.

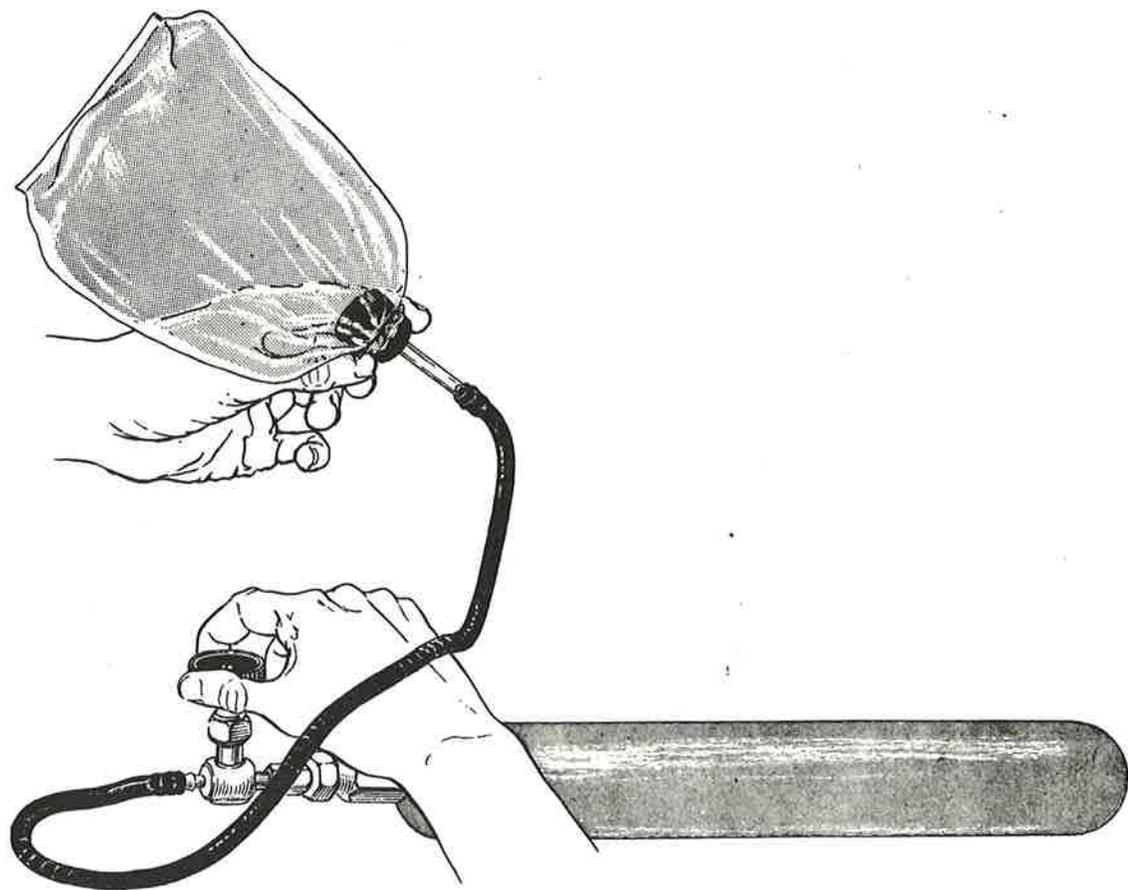


Fig. 6-2 - Enchendo o saco plástico com um gás.

Anote a incerteza da mesma maneira que antes.

Optativo: Se seu professor achar conveniente, repita as etapas (d) e (e) para conferir seus resultados.

PARTE II — DETERMINANDO A MASSA DE DIÓXIDO DE CARBONO

Assegure-se de que o saco, a rôlha e o conta-gotas estão vazios e secos. Encha o conjunto com gás dióxido de carbono. Repita as etapas (d) e (e) da Parte I. Procure ter o mesmo volume de gás à mesma temperatura

e à mesma pressão que antes. Se seu professor achar conveniente, repita todo o processo com dióxido de carbono e determine novamente a massa do conjunto.

PARTE III — OPTATIVA

Determine a massa do saco plástico cheio com outro gás, se dispuser de algum.

DETERMINAÇÃO DO VOLUME DO SACO PLÁSTICO

Se o saco plástico contiver qualquer outro gás que não seja oxigênio, remova-o. A seguir, introduza ar no saco, soprando dentro. Procure ter o mesmo volume usado anteriormente com cada um dos gases.

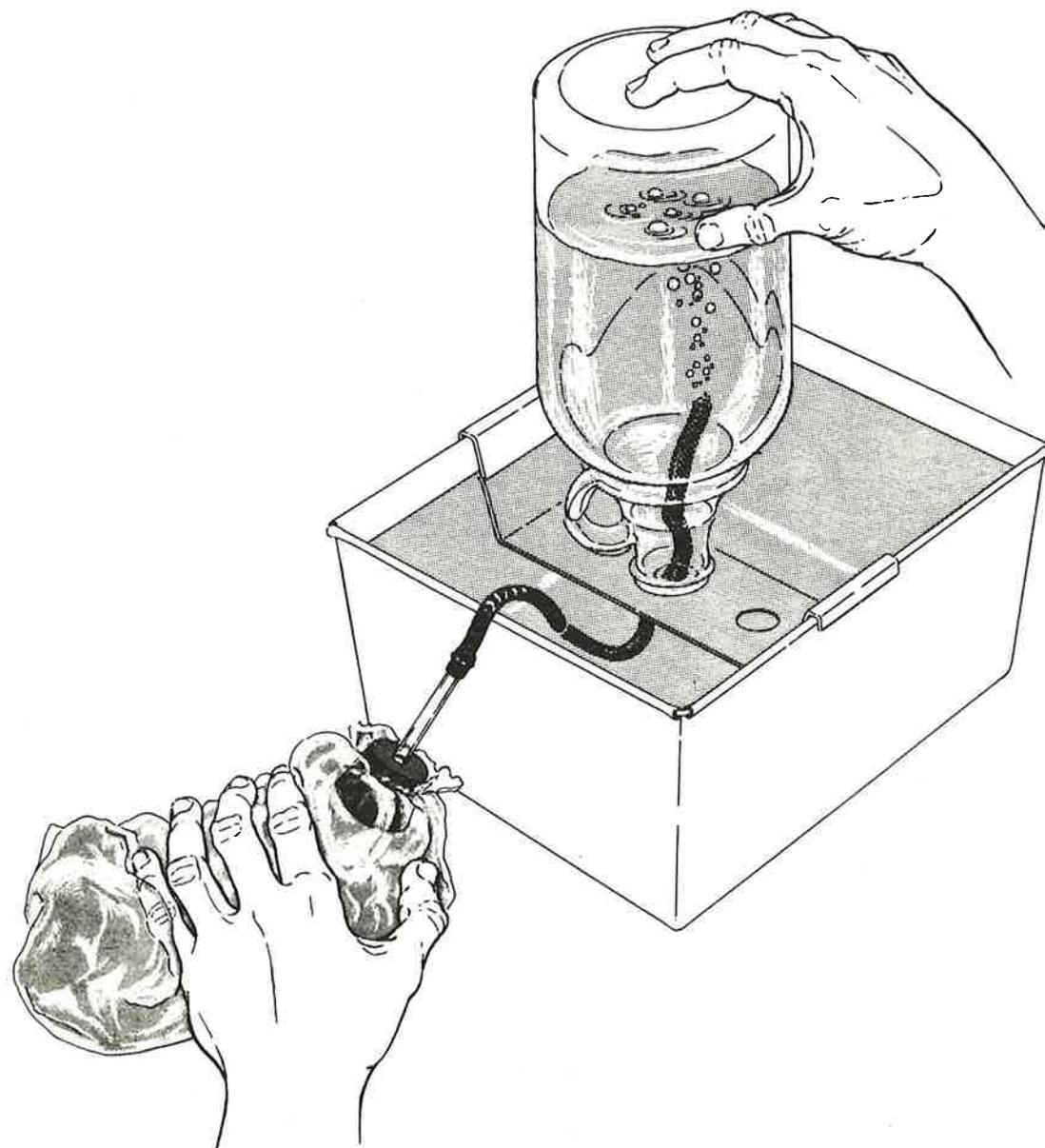


Fig. 6-3 - Medindo o volume do saco plástico.

- a) Meça o volume de ar ou oxigênio pelo método indicado na Fig. 6-3. Encha completamente uma garrafa ou qualquer frasco grande de vidro com água da torneira, tampe-o com uma rolha e inverta-o dentro de um reservatório com água. Retire a rolha debaixo da água.
- b) Retire a borracha do conta-gotas e, no lugar dela, coloque um tubo de borracha. Introduza a outra extremidade desse tubo no gargalo da garrafa ou frasco invertido.
- c) Comprima levemente o saco plástico, de maneira que o gás desloque a água da garrafa. Finalmente alise completamente o saco para remover todo o gás.
- d) Aperte o tubo para fechá-lo e retirá-lo do reservatório com água. Coloque uma rolha sem furos no gargalo da garrafa. Remova a garrafa da água e coloque-a em pé na mesa.
- e) Meça a quantidade de água necessária para tornar a encher a garrafa, usando a maior proveta graduada de que dispuser. Anote o volume do gás deslocado e a incerteza dessa medida.
- f) Anote a temperatura e a pressão ambiente.

CÁLCULOS

O EFEITO DO EMPUXO DO AR NAS DETERMINAÇÕES DE MASSA

Como vivemos numa atmosfera de ar, em geral não consideramos o seu efeito sobre as medidas. Por exemplo, quando um objeto é colocado em uma balança, sofre a ação de uma força para cima igual ao peso do ar por ele deslocado. Em geral deixamos de lado esse efeito porque é relativamente pequeno.

Suponha que o meio que nos circundasse fosse a água. Provavelmente você já notou que é mais fácil levantar objetos mergulhados na água do que no ar. A água empurra para cima o objeto submerso com uma força igual ao peso da água por ele deslocada. Por exemplo, um objeto com o volume de 1 litro (1000 ml), quando submerso em água desloca 1 litro de água e é empurrado para cima com a força correspondente ao peso de 1000 gramas, pois 1000 gramas é a massa de 1 litro de água. O mesmo objeto, no ar, é empurrado para cima com a força aproximada de 1,2 gramas, pois 1,2 gramas é aproximadamente a massa de 1 litro de ar.

Nesta experiência, a massa aparente que você anotou deve ser corrigida porque o saco plástico colocado na balança sofre a ação do empuxo. Se não existisse o empuxo, seria necessário colocar mais massas aferidas no outro prato da balança para ter-se o equilíbrio. Então devemos acrescentar, à massa aparente, a massa do ar deslocado pelo saco plástico, para obter a massa real.

Pode-se determinar a massa do ar deslocado usando-se o volume do saco plástico, em litros (determinado experimentalmente), e a massa específica do ar seco à temperatura e à pressão apropriadas, em g/l. Veja Tabela 6-1.

Tabela 6-1

MASSA ESPECÍFICA DO AR EM GRAMAS POR LITRO (incerteza : $\pm 0,01$ g) A VÁRIAS TEMPERATURAS E PRESSÕES

Pressão (mm de Hg)	Temperatura			
	15°C	20°C	25°C	30°C
600	0,97	0,95	0,94	0,92
610	0,98	0,97	0,95	0,93
620	1,00	0,98	0,97	0,95
630	1,02	1,00	0,98	0,97
640	1,03	1,01	1,00	0,98
650	1,05	1,03	1,01	1,00
660	1,06	1,05	1,03	1,01
670	1,08	1,06	1,04	1,03
680	1,10	1,08	1,06	1,04
690	1,11	1,09	1,07	1,06
700	1,13	1,11	1,09	1,07
710	1,14	1,12	1,10	1,09
720	1,16	1,14	1,12	1,10
730	1,18	1,16	1,14	1,12
740	1,19	1,17	1,15	1,13
750	1,21	1,19	1,17	1,15
760	1,23	1,21	1,19	1,16
770	1,24	1,22	1,20	1,18

RESULTADOS CALCULADOS

- Qual a massa aparente de oxigênio no saco plástico? (Subtraia a massa do saco sem oxigênio, da massa do saco com oxigênio).

- Calcule a massa do ar deslocado pelo saco cheio com gás. Indique a incerteza desse resultado (Veja Apêndice 4).
- Qual a massa real do oxigênio contido no saco? (Some a massa do ar deslocado à massa aparente indicada pela balança.)
- De maneira análoga determine a massa do gás dióxido de carbono e a de algum outro gás usado.
- Compare a massa de cada gás com a massa de oxigênio, dividindo cada uma daquelas massas pela massa do mesmo volume de oxigênio. Expresse essas razões em números decimais. Assinale a incerteza de cada resultado.

UMA PERGUNTA PARA PENSAR

Há alguma relação entre as massas comparativas de volumes iguais de gases e a massa relativa das moléculas?

INVESTIGAÇÕES ADICIONAIS — Para serem realizadas como atividades extracurriculares. Consulte seu professor antes de realizá-las.

- Compare as massas (de volumes iguais) de gases à pressão atmosférica, mas a uma temperatura mais elevada que a ambiente, com as massas à temperatura ambiente.
- Caso o gás disponível no laboratório para os bicos de Bunsen, for “gás de botijão”, então ele consistirá essencialmente numa mistura de propano (C_3H_8) e butano (C_4H_{10}), sendo geralmente, muito pequena a porcentagem de outros compostos. Neste caso, determine a massa de uma amostra de gás e calcule a porcentagem de propano e butano, admitindo que estes sejam os únicos gases presentes.

COMPORTAMENTO DO COBRE SÓLIDO IMERSO EM UMA SOLUÇÃO DE NITRATO DE PRATA

Nesta experiência, você vai determinar a massa de uma amostra de nitrato de prata sólido e preparar com ela uma solução aquosa. Vai também determinar a massa de um pedaço de fio de cobre, colocá-lo na solução e observar seu comportamento. Determinando a massa do fio de cobre ao término da experiência, você poderá investigar quantitativamente qualquer modificação que ocorra.

De acordo com o costume em Química, vamos referir às substâncias químicas usando símbolos apropriados. O cobre é um elemento;

PROCEDIMENTO

- a) Obtenha 30 cm de fio de cobre, Cu (o fio n.º 16 é conveniente). Faça uma bobina enrolando o fio em volta de um tubo de ensaio grande; deixe uns 7 cm sem enrolar para servir como cabo. Estique um pouco a bobina, de maneira que haja um pouco de espaço entre as espiras (Fig. 7-1). Determine a massa da bobina com aproximação de 0,01 g.
- b) Determine a massa de um béquer de 250 ml completamente seco e limpo, com aproximação de 0,01 g. Determine a massa do frasco de nitrato de prata, $AgNO_3$, fornecido por seu professor.
- c) Coloque água *destilada* até aproximadamente $\frac{2}{5}$ da altura do béquer. Acrescente à água o nitrato de prata sólido, $AgNO_3$. Agite levemente com um bastão de vidro até que os cristais de $AgNO_3$ se tenham dissolvido. Determine a massa do frasco vazio.

Precaução: O nitrato de prata, sólido ou em solução, reage com a pele e mancha-a de escuro. Seja cuidadoso e não deixe cair essa substância sobre sua pele ou sua roupa. Mas não precisa se alarmar se descobrir manchas escuras em suas mãos — elas desa-

contém apenas um tipo de átomo; seu símbolo é Cu. O nitrato de prata é um composto e é identificado pela fórmula na qual Ag representa a prata e NO_3 o grupo nitrato. Este grupo, que consiste de um átomo de nitrogênio e três de oxigênio, é freqüentemente encontrado reunido nos compostos químicos e tem o nome "nitrato".

Antes de ir para o laboratório, prepare uma tabela em seu caderno para anotar tudo o que observar. Use os títulos sugeridos no fim da seção de procedimento.

parecem em poucos dias. Mãos limpas depois desta experiência indicam boa técnica de laboratório.

- d) Dobre a parte do fio de cobre que não foi enrolada, de maneira a poder prendê-la na borda do béquer, ficando a bobina mergulhada na solução de $AgNO_3$. Observe tudo o que se passa durante alguns minutos.
- e) Cubra o béquer com um vidro de relógio e guarde-o em seu armário até o próximo período de laboratório.
- f) No início do próximo período de laboratório, abra cuidadosamente o armário e coloque o béquer sobre sua mesa. Observe o que se passou no béquer. Anote todas as suas observações.
- g) Sacuda um pouco a bobina, de maneira que os cristais que estão aderentes a ela se desprendam. Se fôr necessário, lave-a para soltar os últimos cristais. Veja Fig. 7-1. Deixe secar a bobina. Determine sua massa depois de seca.
- h) Deixe os cristais assentarem dentro do béquer. Decante cuidadosamente a solução. "Decantar" significa despejar o líquido, deixando ficar o sólido dentro do recipiente,



Fig. 7-1 — Lavando com o frasco lavador.

como o indica a Fig. 7-2. Adicione 5 ml de solução diluída de nitrato de prata e agite levemente até que todas as partículas de cobre tenham desaparecido. Decante cuidadosamente de novo. Lave o resíduo com 10 ml de água e decante cuidadosamente. Repita esta operação mais umas três vezes, pelo menos. Você pode desprezar as poucas partículas que flutuam porque sua massa, em geral, não é mensurável.

Optativo: Guarde a primeira solução decantada para outras experiências sugeridas no fim desta.

- i) Depois de ter sido lavado pela última vez, o resíduo deve ser deixado para secar. O professor poderá sugerir um método adequado. Se a amostra é secada durante a noite por meio de lâmpadas ou em uma estufa, ela deverá estar seca quando você voltar ao laboratório.

Deixe o béquer e seu conteúdo esfriarem antes de levá-los à balança. Use a mesma balança usada anteriormente e anote a massa e a incerteza da medida.

Nota: Se você usar um banho de areia para secar a amostra, poderá ter certeza de que

ela está seca, da seguinte maneira: determine a massa do béquer com a amostra e volte a aquecê-lo no banho de areia. Determine novamente a massa; se esta diminuiu, a amostra não estava seca e talvez não o esteja ainda. Repita o processo até obter massa constante.

- j) Cubra o sólido seco, no béquer, com um vidro de relógio e guarde-o para a Experiência n.º 8.

Sua tabela deve incluir os seguintes dados (juntamente com a incerteza de cada medida):

- Massa do cobre antes de imerso na solução.
- Massa do cobre ao término da experiência.
- Varição da massa do cobre.
- Massa do frasco com nitrato de prata.
- Massa do frasco vazio.
- Massa do nitrato de prata.
- Massa do béquer com prata.
- Massa do béquer vazio.
- Massa da prata.

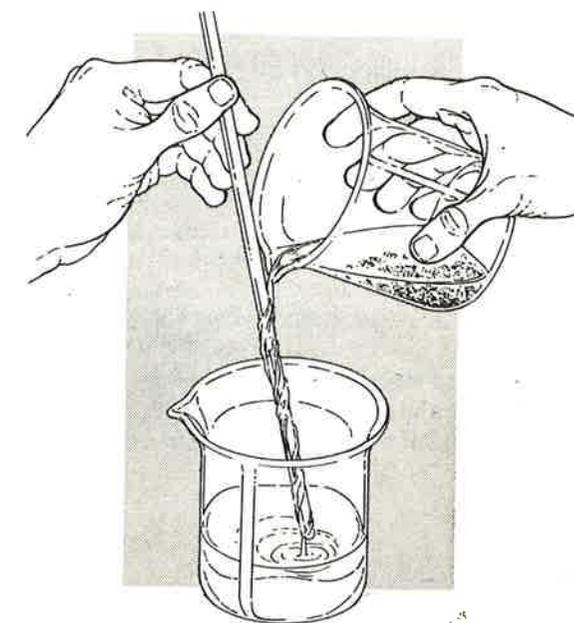


Fig. 7-2 — O líquido sobrenadante é separado do resíduo no fundo por decantação.

CÁLCULOS

Releia as Seções 2-3.3 e 2-3.4 na parte de teoria do livro antes de realizar os cálculos.

1. Calcule o número de moles de cobre que reagiram. Lembre-se (Exercício 2-9) de que a massa de uma substância dividida pela massa de um mol dá o número de moles.

PERGUNTAS

1. O que você observou pode ser descrito pela seguinte proposição:

Um mol de cobre (sólido) + _____ mol (es) de nitrato de prata (em água) → _____ mol (es) de prata (sólida) + _____ mol (es) de nitrato de cobre (em água).

Usando os resultados obtidos nesta experiência, escreva os números inteiros adequados nos espaços deixados em branco na proposição acima, para o caso de se usar 1 mol de cobre.

2. Quantos átomos de cobre sólido foram usados na sua experiência? Veja Seção 2-3.3 na parte de teoria do livro.
3. Quantos átomos de prata sólida foram usados na sua experiência?
4. Qual a relação entre o número de átomos de prata e o número de átomos de cobre calculados nas questões 2 e 3?
5. Para avaliar os resultados desta experiência, o professor recolherá os dados obtidos por vários colegas seus. Faça um gráfico no qual deve figurar, no eixo vertical, o número de pessoas que obtiveram determinado valor para a razão prata/cobre e, no eixo horizontal, os valores da razão Ag/Cu. Estes valores devem ser arredondados de maneira que cada divisão no gráfico represente valores compreendidos em um intervalo de

2. Calcule o número de moles de prata obtidos.
3. Determine a razão entre o número de moles de prata e o número de moles de cobre envolvidos na reação. Use o número correto de algarismos significativos para exprimir o resultado de seus cálculos.

± 0,05. Por exemplo: valores compreendidos entre 1,85 (inclusive) e 1,95 (exclusive) devem ser assinalados, no gráfico, como 1,9.

6. Considerando apenas os dois terços médios dos dados transpostos para o gráfico, qual é a amplitude de variação dos valores obtidos? Compare com a incerteza que você considerou justificável para suas medidas.

UMA PERGUNTA PARA PENSAR

1. O que produz o colorido da solução depois que a reação está completa?
2. Qual a natureza das partículas na solução aquosa?

INVESTIGAÇÕES — Para serem realizadas como experiências extracurriculares, se seu professor achar conveniente.

Divida a "solução azul" obtida na etapa (h) em duas porções aproximadamente iguais e faça as seguintes investigações:

1. Evapore a solução cuidadosamente, até ficar seca, e observe o produto.
2. Coloque um pedaço de substância metálica na solução azul. Observe as modificações que ocorrem imediatamente e torne a observar depois de um dia mais ou menos.

EXP. N.º 8

RELAÇÕES DE MASSA QUE ACOMPANHAM AS TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS

Nesta experiência você vai usar a prata produzida na Experiência 7; com ela vai preparar uma solução de nitrato de prata, AgNO_3 , fazendo a prata reagir com ácido nítrico, HNO_3 . A seguir você vai preparar uma solução aquosa de cloreto de sódio, NaCl , adicioná-la à solução de nitrato de prata e determinar a massa dos produtos da reação.

Você vai ter ocasião de rever e aprender muitas técnicas, como a determinação cuidadosa de massas, a decantação, a filtração, a

lavagem e a secagem. Faça tudo muito bem feito porque, daqui por diante, o professor vai supor que você sabe usar essas técnicas.

Anote seus dados cuidadosamente e com limpeza. Tome cuidado especial para assinalar as unidades usadas em suas medidas. Antes de ir para o laboratório, você deve planejar tudo o que vai fazer. Esta preparação evitará preocupações com detalhes mecânicos e lhe permitirá fazer as observações necessárias no tempo prescrito.

PROCEDIMENTO

PARTE I — PREPARAÇÃO DE NITRATO DE PRATA SÓLIDO, A PARTIR DE PRATA METÁLICA

- a) Procure nas anotações da Experiência 7 e torne a anotar em seu caderno, na página desta experiência, a massa do béquer usado (marque-o com o sinal 1), a massa do nitrato de prata usado e a da prata produzida.
- b) Adicione 10 ml de ácido nítrico (HNO_3) 6M (*) ao béquer que contém prata. Não respire os vapores venenosos, marrom-avermelhados, de dióxido de nitrogênio (NO_2) que se formam enquanto a prata se dissolve. Cole no béquer uma etiqueta com seu nome ou o número de seu armário. Deixe o béquer na capela ou perto de uma janela aberta, durante a noite, para evaporar e secar.
- c) Quando o béquer e seu conteúdo (AgNO_3) estiverem secos, determine a massa do conjunto. Lembre-se da precaução recomendada na Experiência 7 relativamente ao nitrato de prata.

(*) O termo 6M refere-se à concentração da solução, definida no Cap. 5 da parte de teoria do livro. Esta solução é moderadamente concentrada; portanto, se ela respingar, lave sua pele ou sua roupa. Também lave o cilindro em que foi medido o HNO_3 , antes de guardá-lo.

PARTE II — O QUE ACONTECE QUANDO SE ADICIONA UMA SOLUÇÃO DE CLORETO DE SÓDIO A UMA SOLUÇÃO DE NITRATO DE PRATA

- a) Adicione 15 ml de água destilada ao AgNO_3 que está no béquer 1. Agite até que não ocorra mais transformação alguma.
- b) Retire do frasco de cloreto de sódio, NaCl , cerca de 2 a 2,5 gramas deste sal (aproximadamente 1/2 colher de chá), conforme indica a Fig. 8.1. Gire cuidadosamente o

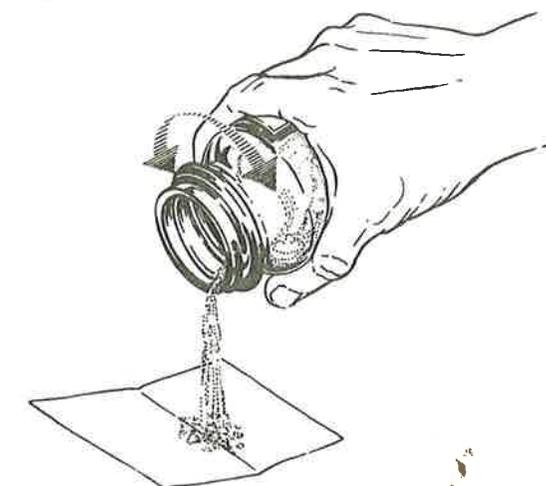


Fig. 8-1 — Gire o frasco para obter aproximadamente a quantidade desejada de sólido.

frasco de um lado para o outro até obter a quantidade desejada sobre um pedaço de papel limpo.

- c) Tome um béquer de 100 ml limpo e seco e marque-o com o sinal 2. Determine sua massa com aproximação de 0,01 g.
- d) Ajuste a balança, de maneira que ela indique entre 2 e 2,5 g mais do que a massa do béquer 2 e adicione cuidadosamente o sal de cozinha (NaCl) contido no papel, em quantidade suficiente para que o prato da balança desça. Jogue fora o resto do sal, se tiver sobrado algum no papel. Determine a massa do béquer com NaCl, com aproximação de 0,01 g (veja Fig. 8-2).

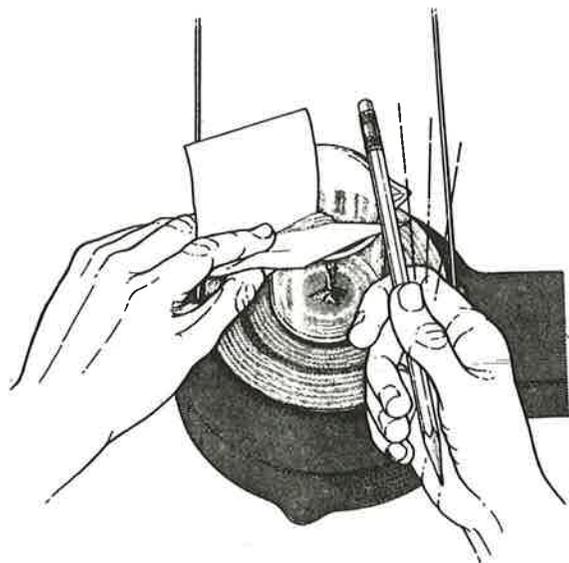


Fig. 8-2 - Determinando a massa da quantidade desejada.

- e) Adicione aproximadamente 15 ml de água destilada ao NaCl sólido. Agite até que não ocorram mais transformações.
- f) Vá agitando rapidamente a solução de AgNO_3 no béquer 1 e adicionando lentamente a solução de NaCl. Observe o resultado. O sólido branco produzido é o composto cloreto de prata, AgCl . Lave o béquer vazio (2) com aproximadamente 5 ml de água destilada como indica a Fig. 8-3, dirigindo o jato de água para a parede do



Fig. 8-3 - Lavando o béquer com o frasco apropriado.

béquer. Junte à mistura do béquer 1 a água usada para lavar o béquer 2. Torne a lavar o béquer 2 com água destilada e, desta vez, jogue fora a água. O béquer limpo será usado novamente na etapa (i).

- g) Aqueça o precipitado (o sólido que se deposita) e a solução, fervendo-os durante uns 2 minutos, ou até que a solução se torne razoavelmente límpida em virtude do assen-

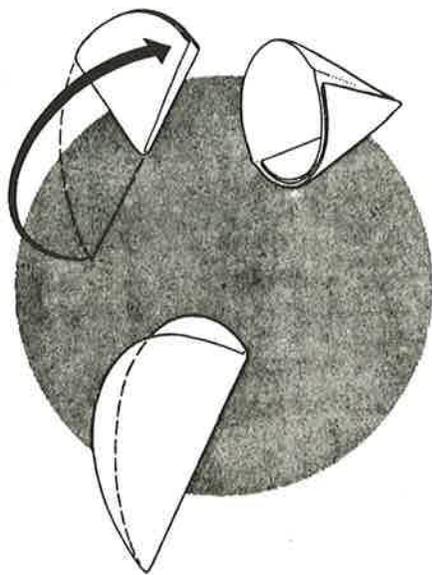


Fig. 8-4 - Dobrando uma folha de papel de filtro.

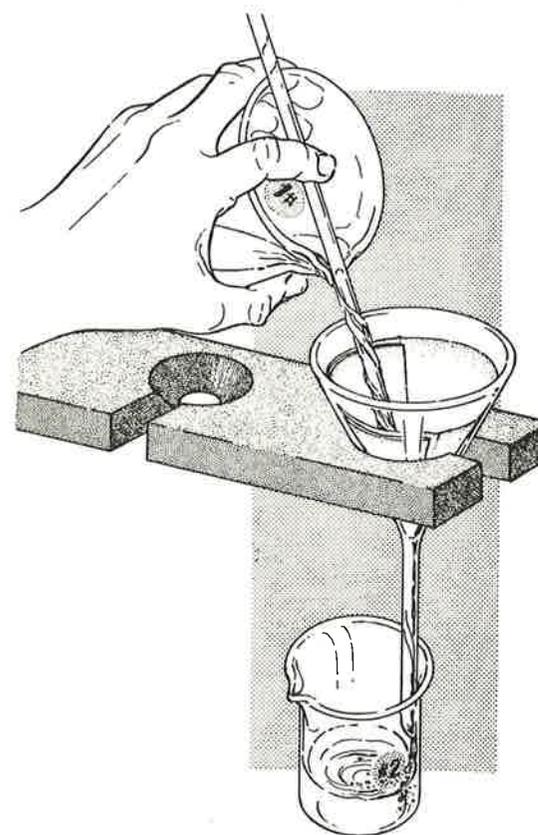


Fig. 8-5 - Derramando o líquido no funil.

tamento do precipitado. Coloque um agitador no béquer para evitar que a ebulição (fervura) se torne violenta (superaquecimento).

- h) Determine a massa de um pedaço de papel de filtro, com aproximação de 0,01 g. Dobre-o como indica a Fig. 8-4. Coloque-o num funil e umedeça-o com um pouco de água destilada. Coloque o funil para filtragem como indica a Fig. 8-5.
- i) Coloque o béquer 2 sob o funil, cuja ponta deve ficar encostada à parede do béquer de forma que um fluxo constante de líquido escorra pela parede. Decante o líquido claro do béquer 1 dentro do funil, derramando-o dentro deste ao longo de um bastão de vidro (Fig. 8-5). Talvez um pouco do precipitado passe para o papel de filtro, mas procure conservar a maior parte dele no béquer, onde pode ser lavado mais facilmente.

- j) Lave o precipitado no béquer com aproximadamente 15 ml de água destilada, agitando com um bastão de vidro para ajudar. Decante no funil a água usada para lavar. Repita todo o processo mais uma vez.
- k) Depois de terminada a filtragem, coloque o papel de filtro e qualquer sólido que ele contenha no béquer 1, onde está o precipitado.
- l) Coloque em lugar designado por seu professor, para evaporar e secar durante a noite, o béquer 2, que contém o filtrado, e o béquer 1, que contém o precipitado úmido. Verifique se os béquers estão numerados e se têm marcado seu nome ou o número de seu armário.
- m) Determine a massa de ambas as amostras secas e anote os resultados obtidos. Guarde o cloreto de prata de acordo com as instruções do professor.

Sua tabela de dados deve incluir o seguinte:

- Massa de prata, determinada na Exp. 7
 Massa de nitrato de prata, usada na Exp. 7
 Massa do béquer 1
 Massa do béquer 1 com AgNO_3 sólido
 Massa do béquer 1 com o papel de filtro e o AgCl sólido
 Massa do béquer 2
 Massa do béquer 2 com NaCl sólido
 Massa da folha de papel de filtro
 Massa do béquer 2 com o resíduo sólido

CÁLCULOS E RESULTADOS

SUBSTÂNCIAS ENVOLVIDAS	Massa (em gramas)	Número de moles
Ag (da Exp. 7)		—
AgNO_3 (usado na Exp. 7)		
AgNO_3 (produzido na Exp. 8)		
NaCl (adicionado)		
AgCl (no béquer 1) (lembre-se de subtrair a massa do papel de filtro)		—
Resíduo (no béquer 2)		

1. Compare a massa de AgNO_3 produzida nesta experiência com a massa usada na Experiência 7. Como explica você qualquer semelhança ou diferença?
2. Compare a soma das massas de AgNO_3 e NaCl com a soma das massas de AgCl e do resíduo no béquer 2. Suas conclusões terão mais significado se forem baseadas nos dados gerais da classe, compilados pelo professor. Qual o significado desses resultados?
3. Compare os resultados obtidos para o número de moles de prata usada, de nitrato de prata produzido na Parte I, e de cloreto de prata produzido na Parte II, calculando a razão entre o número de moles de prata e de cada uma das outras substâncias, AgNO_3 e AgCl . Use o número inteiro mais próximo

para exprimir seu resultado. O que pode você concluir sobre o número de moles envolvido nesta série de transformações químicas?

4. O nitrato de prata puro é um sólido branco. Como explica você qualquer coloração que talvez apareça na sua amostra ou nas amostras preparadas por seus colegas?

INVESTIGAÇÃO ADICIONAL — *Para ser realizada como experiência extracurricular, se seu professor achar conveniente:*

Planeje uma experiência para determinar a composição do resíduo no béquer 2. Estude os Exercícios 3-9 e 3-10 no Capítulo 3 da parte de teoria do livro, como etapa preliminar para esta investigação.

EXP. N.º 8 A

RELAÇÕES DE MASSA QUE ACOMPANHAM AS TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS — II

(Optativa)

Nesta experiência você usará várias técnicas aprendidas nas experiências anteriores. Se você encontrar qualquer dificuldade nas várias operações — determinação de massa, decantação,

filtragem, secagem — examine as figuras das Experiências 7 e 8. O objetivo desta experiência é semelhante ao da Experiência 8.

PROCEDIMENTO

- a) Determine a massa de um béquer limpo e seco (de 100 ou 250 ml), com aproximação de 0,01 g.
- b) Usando a técnica indicada nas Fig. 8-1 (pág. 179) e 8a-1, coloque no prato da balança exatamente 0,0050 mol de cromato de potássio, K_2CrO_4 , e transfira-o para o béquer cuja massa você determinou.
- c) Determine a massa de um frasco Erlenmeyer limpo e seco (de 125 ou 250 ml), com aproximação de 0,01 g.
- d) Coloque no prato da balança, como indica a Fig. 8a-1, exatamente 0,0050 mol de nitrato de chumbo, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e transfira-o para o Erlenmeyer cuja massa você determinou.
- e) Dissolva cada um dos sólidos em cerca de 25 ml de água destilada. Se achar necessário, aqueça as soluções para acelerar o processo de dissolução.
- f) Adicione cerca de 1 ml de solução de nitrato de chumbo à solução de cromato de potássio e agite durante um minuto mais ou menos. Evite salpicar.
- g) Adicione o resto do nitrato de chumbo, alguns mililitros de cada vez, agitando. Lave os últimos traços de nitrato de chumbo com um pouco de água destilada. Use o mínimo possível de água destilada. Vários pequenos volumes de água são mais eficientes do que uma única quantidade grande. Aqueça durante uns 5 minutos, mas não deixe a solução ferver violentamente. Deixe assentar o precipitado.
- h) Determine a massa de uma folha de papel de filtro e coloque-a em um funil para filtragem, como nas Figs. 8-4 e 8-5. Coloque o frasco sob o funil e decante o líquido claro do béquer dentro do funil. Retenha no béquer a maior quantidade possível do precipitado.

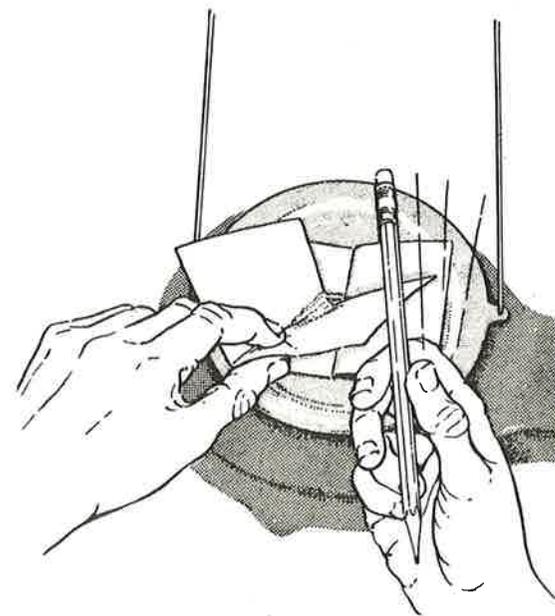


Fig. 8a-1 — Transferindo a quantidade desejada.

- i) Lave o precipitado no béquer, adicionando cerca de 20 ml de água destilada e aquecendo a mistura novamente. Deixe o precipitado assentar e decante o líquido no funil, deixando o máximo de precipitado no béquer. Lave o precipitado no béquer com mais 15 ml de água destilada.
- j) Novamente decante a água no papel de filtro do funil. Lave os lados do béquer com 10 ml de água destilada e derrame essa água também no papel de filtro. Não é necessário tentar transferir todo o precipitado porque, logo a seguir, você vai colocar o papel de filtro e seu conteúdo no béquer, para secar.
- k) Quando a filtragem estiver completa, remova o frasco e comece a evaporar o filtrado sobre uma chama muito baixa. Seu professor poderá sugerir outro método para evaporar

CÁLCULOS

- Determine a massa de cada produto.
- Compare a soma das massas dos reagentes com a soma das massas dos produtos. Correspondem seus resultados ao que você esperava? Justifique sua resposta.
- Quantos moles de cada reagente foram usados e quantos moles de cada produto foram produzidos?
- Escreva as fórmulas para os dois reagentes, à esquerda de uma seta, e as fórmulas para os dois produtos, à direita da mesma seta. Coloque a palavra (*sólido*) depois de cada

a solução e obter os cristais secos no dia seguinte.

- Retire o papel de filtro do funil, desdobre-o e exponha ao ar o máximo possível do precipitado; depois coloque o papel e o precipitado dentro do béquer. Seque o precipitado durante a noite de acordo com as instruções de seu professor.
- Quando o resíduo no frasco estiver seco, determine sua massa dentro do frasco.
- Quando o precipitado no béquer estiver seco, determine a massa do precipitado, do papel de filtro e do béquer.

TABELA DE DADOS

Prepare uma tabela concisa para anotar as medidas e as observações realizadas durante a experiência.

fórmula, para indicar a condição de estado sólido das substâncias iniciais e finais. Você verá mais adiante outras modificações que ocorreram durante a reação.

Abaixo de cada substância, escreva o número de moles usados ou formados na reação.

Utilizando o número de moles envolvidos, acerte os coeficientes de maneira a ter uma equação balanceada.

- São seus dados consistentes com a idéia de que os átomos são conservados nas reações químicas?

EXP. N.º 8 B

A FÓRMULA DE UM HIDRATO (Opcativa)

Muitos sais cristalizados a partir de soluções aquosas parecem perfeitamente secos; entretanto, quando aquecidos, desprendem grande quantidade de água. Os cristais mudam de forma e às vezes até mesmo de cor, à medida que perdem água, indicando que havia água como parte integrante da estrutura do cristal. Tais compostos são chamados hidratos. O número de moles de água existentes, para cada

PROCEDIMENTO

- Organize uma página limpa de seu caderno para anotar dados e cálculos. Coloque um cadinho limpo e seco, com tampa, sobre um triângulo apoiado num anel de ferro. Aqueça com chama não luminosa durante dois ou três minutos.
- Quando o cadinho estiver suficientemente frio para que você possa tocá-lo, leve-o, juntamente com a tampa, a uma balança, e determine a massa, com aproximação de 0,01 g.
- Coloque cristais do hidrato até um quarto ou um terço do cadinho. Recoloque a tampa e torne a determinar a massa.
- Torne a colocar o cadinho tampado sobre o triângulo e aqueça suavemente até que a maior parte da água tenha sido retirada; nesse ponto, aumente a chama até que a base do cadinho fique pelo menos vermelho escuro. Mantenha essa temperatura durante 5 minutos. Deixe o cadinho tampado esfriar (se possível, num dissecador).

CÁLCULOS

Calcule o número de moles do sal anidro, preparados por você. Quantos moles de água

PERGUNTAS

- Sugira as razões pelas quais se determina a massa do cadinho com o sal anidro logo que ele se resfriou, não antes ou depois.
- Concordam exatamente os seus resultados com aqueles para determinado hidrato?

mol do sal anidro, em geral é um número simples.

Nesta experiência, você receberá um hidrato escolhido por seu professor e determinará a massa de água retirada por aquecimento e a quantidade de sal anidro restante. O professor lhe dirá quanto vale a massa de 1 mol do sal anidro, para que você possa encontrar a fórmula empírica do hidrato.

- Quando o cadinho estiver suficientemente frio para que você possa tocá-lo, leve-o, juntamente com a tampa, à balança, e determine a massa.
- Para ter certeza de que toda a água foi retirada, torne a aquecer o cadinho com a tampa até ficar vermelho novamente. Esfrie e leve à balança. Se seus resultados não concordarem dentro de 0,02 g, consulte o instrutor a respeito da conveniência de aquecer novamente e determinar a massa.

Seus dados devem incluir os seguintes itens:

- Massa do cadinho com tampa
- Massa do cadinho com a tampa e o hidrato
- Massa do cadinho com a tampa e o sal anidro depois do primeiro aquecimento
- Massa do cadinho com a tampa e o sal anidro depois do segundo aquecimento
- Massa de 1 mol do sal anidro (fornecida pelo professor).

estavam associados com 1 mol do sal anidro? Escreva a fórmula empírica do hidrato.

Caso não concordem, dê algumas explicações plausíveis para o desvio.

- Pode você sugerir razões pelas quais o método descrito acima talvez não seja conveniente para todos os hidratos?

INVESTIGAÇÃO QUANTITATIVA DA REAÇÃO DE UM METAL COM ÁCIDO CLORÍDRICO

Nesta experiência, você determinará o volume de gás hidrogênio produzido quando uma amostra do metal magnésio reage com cloreto de hidrogênio dissolvido na água. O volume do gás hidrogênio será medido à temperatura e à pressão ambientes — condições

importantes para os gases. Os resultados obtidos lhe permitirão responder à seguinte pergunta: Quantos litros de gás hidrogênio seco, à temperatura ambiente e pressão de 1 atmosfera, podem ser produzidos para cada mol do metal magnésio?

PROCEDIMENTO

- Obtenha uma fita de magnésio, Mg, de uns 5 cm de comprimento (em altitudes elevadas use um pedaço mais curto). Meça cuidadosamente o comprimento da fita e anote-o com aproximação de 0,05 cm. O professor lhe dará a massa de 1 metro de fita e, como ela é uniforme em espessura e largura, você poderá calcular a massa de magnésio usado.
- Dobre a fita de magnésio de maneira que ela possa ser colocada dentro de uma pequena "gaiola" feita de fio de cobre fino enrolado em hélice. Deixe sem enrolar uns 5 cm do fio de cobre, para servir de cabo (Fig. 9-1).
- Adapte uma presilha a um suporte vertical e prenda nessa presilha uma pinça que você usará para manter em posição vertical um tubo graduado de 50 ml. Arranje também uma rôlha de borracha com um ou dois furos, que será adaptada ao tubo, como indica a Fig. 9-1. Coloque perto do suporte um béquer de 400 ml cheio, até dois terços, com água de torneira.
- Incline ligeiramente o tubo graduado e derrame dentro dêle cerca de 10 ml de ácido clorídrico moderadamente concentrado (HCl 6M).
- Com o tubo na mesma posição, encha-o lentamente com a água que está no béquer. Enquanto estiver derramando, aproveite para lavar as paredes do tubo de qualquer porção de ácido que tenha ficado aderente; dessa forma, o líquido no alto do tubo conterà muito pouco ácido. Faça o possível para não deixar subir a camada de ácido que está no fundo do tubo. Pequenas bôlhas que estejam aderentes às paredes do tubo podem ser desalojadas por algumas pancadinhas leves.
- Segure pelo cabo a "gaiola" de fio de cobre e introduza-a uns 3 cm no interior do tubo. Entorte o cabo de fio de cobre sôbre a borda do tubo e prenda-o adaptando a rôlha. O tubo deve estar completamente cheio, de maneira que, ao introduzir-se a rôlha, derrame um pouco de líquido. Veja a parte da esquerda da Fig. 9-1.
- Cubra o furo ou os furos da rôlha com seu dedo e inverta o tubo na água contida no béquer, como indica a parte central da Fig. 9-1. Fixe-o por meio da presilha. O ácido, sendo mais denso do que a água, se difundirá através dela até a parte inferior do tubo e, finalmente, reagirá com o metal.
- Depois que a reação cessar, espere por uns 5 minutos, para deixar o tubo atingir a temperatura ambiente. Solte qualquer bôlha que esteja presa às paredes do tubo.
- Cubra o furo ou os furos da rôlha com seu dedo e transfira o tubo para uma proveta grande quase completamente cheia de água à temperatura ambiente (veja Fig. 9-2). Eleve ou abaixe o tubo até que o líquido em

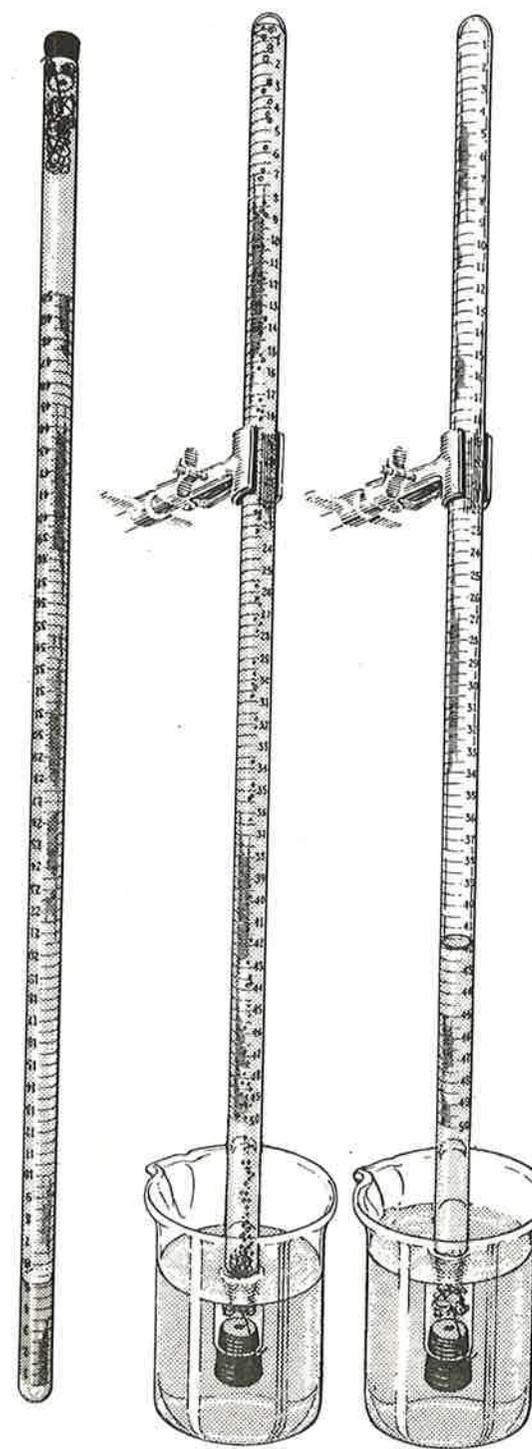


Fig. 9-1 — Como usar o tubo para medir quantidades de gás.

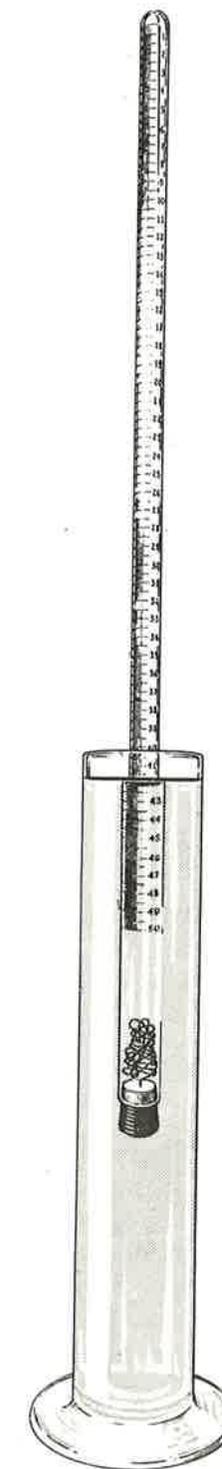


Fig. 9-2 — Medindo o volume do gás.

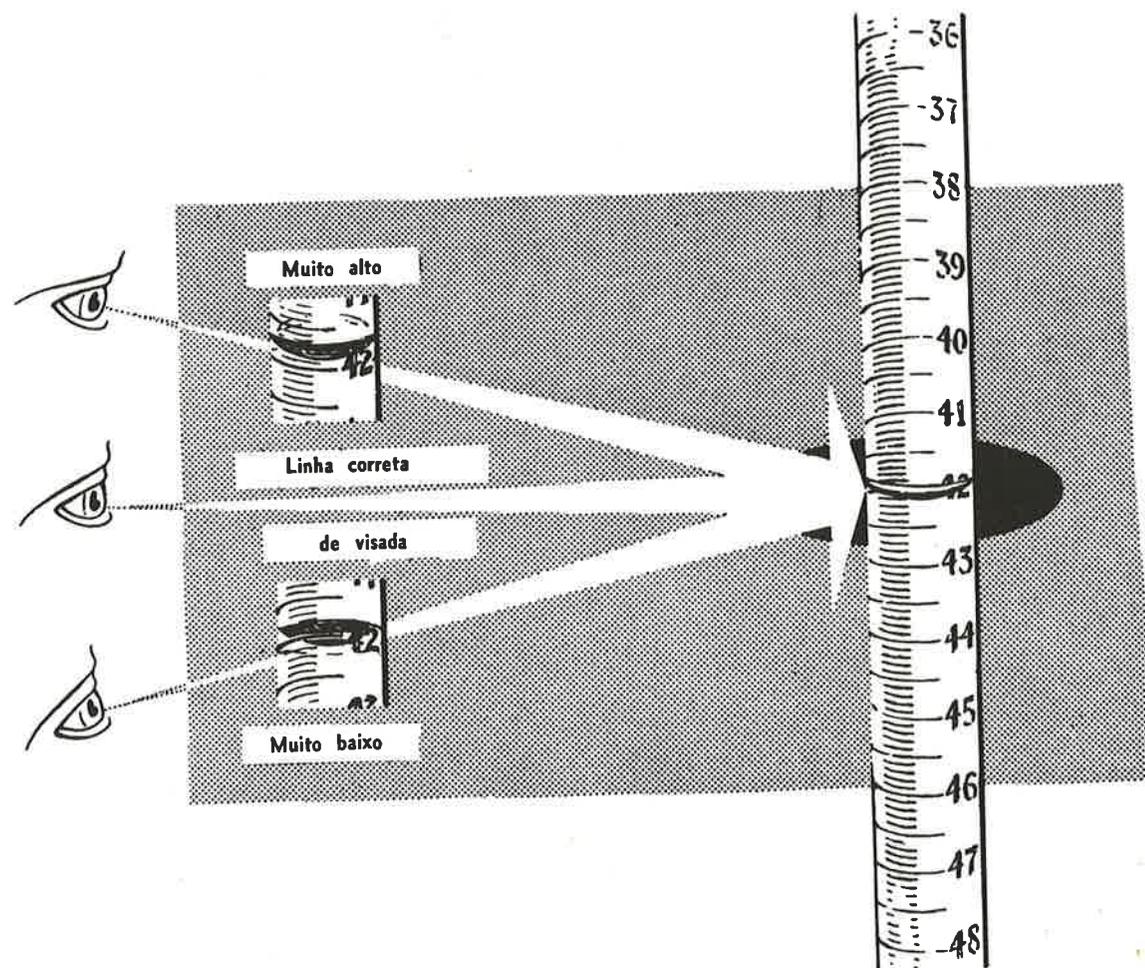


Fig. 9-3 — Leia a parte inferior do menisco colocando o olho no nível correto.

seu interior esteja no mesmo nível que o de fora. Isso lhe permitirá medir o volume dos gases que estão dentro do tubo (hidrogênio e vapor d'água) à pressão ambiente.

Leia o volume, colocando seus olhos no mesmo nível que a base do menisco (superfície curva do líquido dentro do tubo), como indica a Fig. 9-3. Anote o volume do gás com aproximação de 0,05 ml.

j) Retire o tubo da água e despeje a solução de ácido na pia. Lave o tubo com água da torneira.

k) Anote a temperatura ambiente. O professor lhe dirá o valor da pressão ambiente ou o ajudará a ler o barômetro.

Se houver tempo, a experiência poderá ser repetida com outra amostra de magnésio, para conferir os resultados.

A tabela de dados deve conter as seguintes informações:

Massa da fita de magnésio, em gramas por metro (dada pelo professor)

Comprimento da fita de magnésio

Volume de hidrogênio (saturado com vapor d'água)

Temperatura da água

Temperatura ambiente

Leitura do barômetro (pressão ambiente)

Pressão do vapor d'água à temperatura acima

Para esta última informação, veja a seguinte tabela:

PRESSÃO DE VAPOR DA ÁGUA A DIFERENTES TEMPERATURAS

Temperatura (°C)	Pressão (mm de Hg)	Temperatura (°C)	Pressão (mm de Hg)
15	12,8	23	21,0
16	13,6	24	22,4
17	14,5	25	23,8
18	15,5	26	25,2
19	16,5	27	26,7
20	17,5	28	28,3
21	18,6	29	30,0
22	19,8	30	31,8

CÁLCULOS

1. Determine a massa de magnésio que você usou, baseando-se na massa de 1 metro da fita e no comprimento do pedaço de fita.
2. Determine o número de moles de magnésio usados.
3. Determine a pressão parcial do gás hidrogênio.

Como este foi recolhido sobre a água, o gás no tubo é uma mistura de hidrogênio e vapor d'água. A pressão total produzida por esses dois gases é igual à pressão ambiente. Veja o caso hipotético ilustrado na Fig. 9-4 A. Matematicamente podemos expressar esse fato da seguinte maneira:

$$P_{H_2} + P_{H_2O} = P_{amb.}$$

A pressão ambiente pode ser determinada pela leitura do barômetro. A pressão do vapor d'água, P_{H_2O} pode ser obtida na tabela acima. Os valores dessa tabela foram obtidos medindo-se a pressão do vapor d'água acima de água líquida a várias temperaturas. A pressão parcial de hidrogênio pode, então, ser calculada da seguinte maneira:

$$P_{H_2} = P_{amb.} - P_{H_2O}$$

Veja a Fig. 9-4 B que ilustra a pressão devida ao hidrogênio apenas.

4. Determine o volume do gás hidrogênio à pressão de 1 atm (760 mm de Hg).

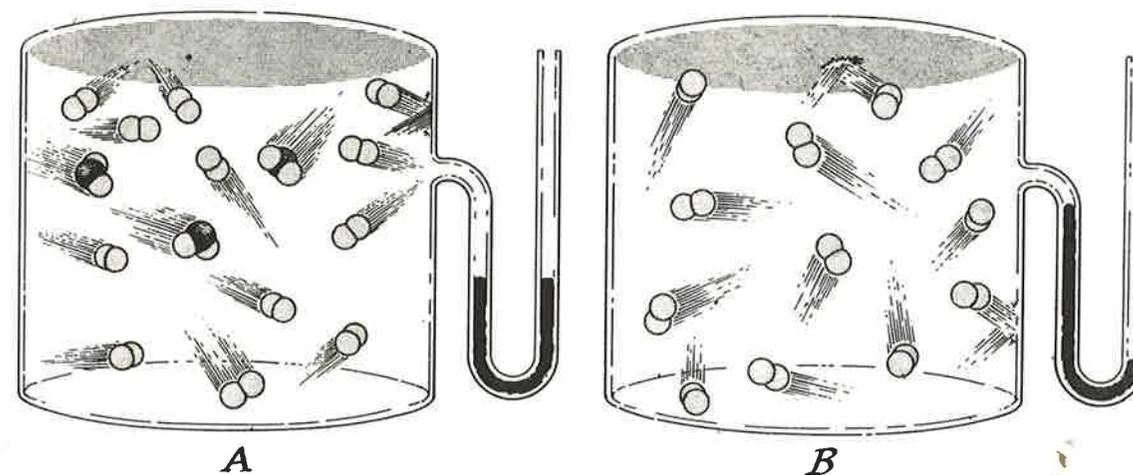


Fig. 9-4 — Pressão parcial de hidrogênio e vapor d'água.

Você aprendeu que, a uma dada temperatura, o produto da pressão e do volume do gás é constante: $PV = k$.

Para calcular o novo volume (à pressão de 760 mm de Hg), V_{760} , pode-se usar a seguinte relação matemática:

$$V_{\text{medido}} \times P_{H_2} = V_{760} \times 760 \text{ mm Hg}$$

PERGUNTAS

1. Sabendo-se que 1 mol de Mg produz 1 mol de H_2 , qual é o volume de 1 mol de hidrogênio à temperatura ambiente e pressão de 1 atm?
2. Se a massa de 1 mol de hidrogênio é 2,0 g, qual é a massa de um litro de hidrogênio à temperatura ambiente e pressão de 1 atm, ou seja, qual é a massa específica

ou

$$V_{760} = V_{\text{medido}} \times \frac{P_{H_2}}{760 \text{ mm Hg}}$$

5. Calcule o volume de hidrogênio seco que seria produzido por 1 mol de magnésio à temperatura ambiente e pressão de 1 atm.

do hidrogênio, em g/l, naquelas condições de temperatura e pressão?

INVESTIGAÇÃO ADICIONAL — *Para ser realizada como atividade extracurricular, se o professor achar conveniente.*

Determine o volume de gás hidrogênio produzido quando 1 mol de outro metal reage com um ácido.

EXP. N.º 10

INVESTIGAÇÃO DOS VOLUMES DE SOLUÇÕES DE CONCENTRAÇÃO CONHECIDA QUE REAGEM ENTRE SI

Nesta experiência você vai preparar soluções de nitrato de chumbo, $Pb(NO_3)_2$ e de iodeto de sódio, NaI, ambos com concentração conhecida: 0,50M. Você observará os resultados obtidos quando são misturados entre si diferentes volumes dessas soluções. A partir dos

volumes relativos das soluções usadas e de sua molaridade, e ainda das massas dos precipitados formados, será possível determinar o número de moles das substâncias envolvidas nas reações.

PROCEDIMENTO

PARTE I — PREPARO DAS SOLUÇÕES

Nesta experiência você deverá trabalhar com um companheiro. Cada um vai preparar uma das soluções 0,50 M que serão depois repartidas no decorrer da experiência.

- a) Antes de ir para o laboratório, os dois companheiros devem calcular a massa necessária de cada composto — nitrato de chumbo, $Pb(NO_3)_2$ e iodeto de sódio, NaI — para preparar 25,0 ml de solução 0,50 M. Confirmem entre si os resultados, antes de passar para o item (b).
- b) No laboratório, cada companheiro deverá pesar a quantidade calculada de um dos sólidos. (Veja a Fig. 8-1 que indica a maneira de transferir uma quantidade aproximada de sólido para um pedaço de papel antes de pesar uma quantidade exata.) A Fig. 10-1 mostra a técnica para obter a quantidade desejada sobre uma folha de papel no prato da balança. Em primeiro lugar, determine a massa de um pedaço de papel liso e limpo, depois ajuste as massas aferidas de maneira a obter a massa adicional necessária de sólido. Dê pancadinhas leves no papel que contém a quantidade aproximada, a fim de transferir o sólido pouco a pouco para o papel cuja massa foi determinada e que deve estar sobre o prato da balança. Se cair uma quantidade excessiva de sólido, retire alguns cristais com uma espátula ou pequeno pedaço de papel com uma dobra no meio.
- c) Transfira cuidadosamente um dos sólidos cuja massa tenha sido determinada para

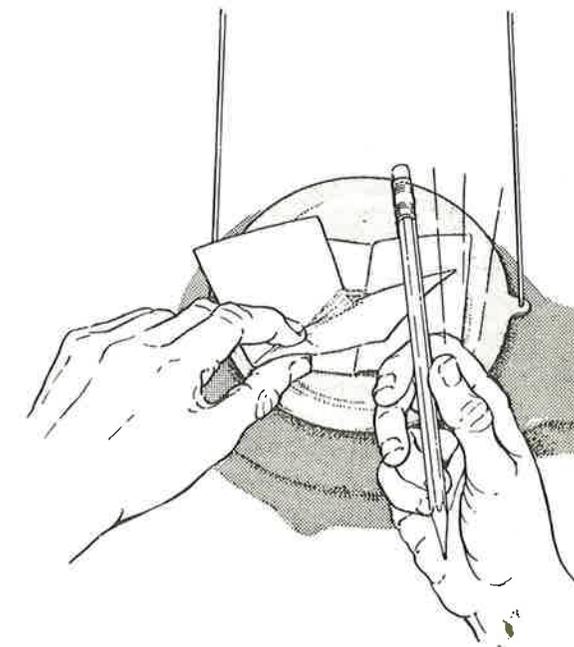


Fig. 10-1 — Dando ligeiras batidas no papel para transferir a quantidade desejada.

usar a proveta graduada para a segunda solução, lave-a bem. — Coloque em cada béquer uma etiqueta com o nome da solução.

PARTE II — ESTUDO QUALITATIVO DAS QUANTIDADES DE PRECIPITADO FORMADAS QUANDO SÃO MISTURADOS DIFERENTES VOLUMES DAS SOLUÇÕES

A tabela seguinte dá os volumes que devem ser cuidadosamente medidos em tubos de ensaios limpos de 13x100 mm, de acordo com as técnicas descritas nas etapas II(a) e II(b). Um dos companheiros deve realizar a etapa (a) enquanto o outro realiza a (b).

Tubo de ensaio	Mililitros da solução 0,50 M de Iodeto de Sódio	Mililitros da solução 0,50 M de Nitrato de Chumbo
1	4,0	0,5
2	4,0	1,0
3	4,0	2,0
4	4,0	3,0
5	4,0	4,0

- a) Meça os volumes de 4,0 ml de solução de iodeto de sódio da seguinte maneira: encha uma proveta graduada de 10 ml, *limpa*, com solução de iodeto de sódio, de maneira que o menisco fique na marca de 10,0 ml (Veja a Fig. 9-3 sobre a maneira correta de ler o menisco). Use um conta-gotas *limpo* para ajustar o nível, se necessário. Use o mesmo conta-gotas *limpo* para retirar da proveta porções sucessivas da solução até que exatamente 4,0 ml tenham sido transferidos para um dos tubos de ensaio numerados. Faça o mesmo para os outros quatro tubos.
- b) Meça os vários volumes de nitrato de chumbo da seguinte maneira: encha uma proveta de 10 ml, *limpa*, com solução de nitrato de chumbo até a marca de 10,0 ml. Use um conta-gotas *limpo* para ajustar o nível, se necessário. Use o mesmo conta-gotas para retirar exatamente 0,5 ml de solução e transferi-lo para o tubo de ensaio n.º 1 preparado por seu companheiro (Veja Fig. 10-2). Adapte uma rólha *limpa* ao tubo de ensaio e misture as soluções agitando o tubo.

De maneira análoga, adicione os volumes de 1,0 ml, 2,0 ml, 3,0 ml e 4,0 ml respec-

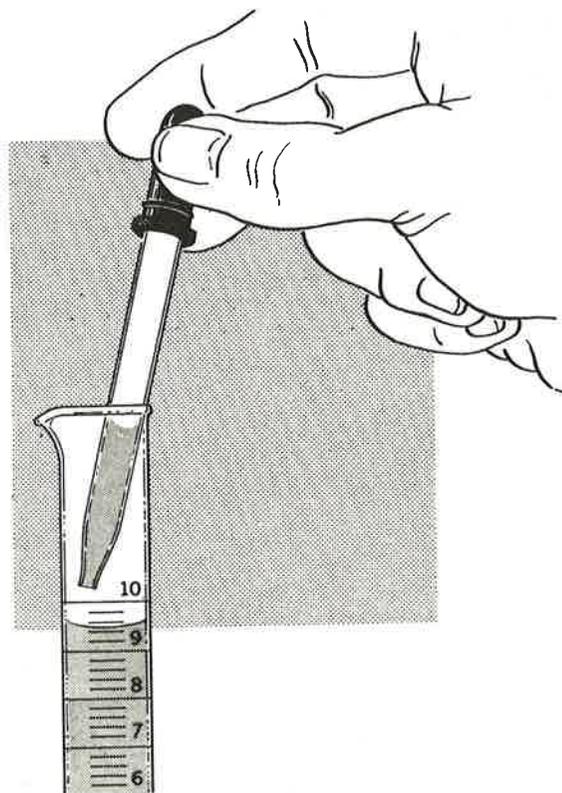


Fig. 10-2 — Calibrando um conta-gotas.

tivamente aos tubos 2, 3, 4 e 5. Misture muito bem as soluções em cada tubo de ensaio.

- c) Coloque os tubos de ensaio em pé numa estante apropriada e, depois que os precipitados tiverem assentado, meça as alturas relativas do sólido amarelo, iodeto de chumbo, em cada tubo de ensaio. Se houver tempo, observe as alturas relativas dos precipitados no fim do período de laboratório ou no início do período seguinte.

PARTE III — DETERMINAÇÃO QUANTITATIVA DAS MASSAS DE IODETO DE CHUMBO FORMADAS

Se não houver tempo para que toda a classe realize esta parte da experiência, ela deverá ser realizada por alguns estudantes ou pelo professor para que todos disponham de dados quantitativos. Você e seu companheiro devem dividir o trabalho de filtrar, secar e determinar a massa dos cinco precipitados, de uma ma-

neira sistemática. Cada um deve montar um dispositivo para filtragem, para poupar tempo.

- Numere de 1 a 5, cinco folhas de papel de filtro. Determine a massa de todas elas e anote a média dessas massas.
- Dobre o papel de filtro 1 e coloque-o no funil como indica a Fig. 8-5. Coloque um pequeno béquer sob o funil.
- Adapte uma rólha ao tubo de ensaio n.º 1 e agite o conteúdo. Retire a rólha e derrame rapidamente o conteúdo no cone de papel de filtro. Coloque o *mesmo* tubo de ensaio sob o funil e colete vários mililitros do filtrado. Lave as paredes do tubo de ensaio com o filtrado e, rapidamente, derrame o conteúdo no papel de filtro, para retirar o iodeto de chumbo que ainda tenha ficado no tubo de ensaio. Se necessário, repita esta operação. Recolha o filtrado final no béquer.
- Quando todo o líquido já houver passado através do papel de filtro, dirija um pequeno jato de água destilada (veja frasco da Fig. 8-3) sobre o papel de filtro para remo-

ver o nitrato de sódio, que é um sal solúvel. Como o iodeto de chumbo é ligeiramente solúvel em água (0,063g/100 ml a 20°C), use a menor quantidade possível de água. Jogue fora o filtrado.

- Finalmente, lave o tubo de ensaio e a rólha com 5 ml de álcool etílico e derrame esse líquido sobre o papel de filtro para remover um pouco da água.
- Retire cuidadosamente o papel de filtro e coloque-o sobre um papel absorvente; tente conseguir que este chupe o máximo de água do papel de filtro. Coloque o cone de papel de filtro numerado em seu armário e deixe-o secar durante a noite. Em alguns climas é necessário secar o precipitado por meio de lâmpadas ou por outro processo qualquer sugerido pelo professor.
- Repita todas as etapas de (c) até (f) com os precipitados dos outros tubos de ensaio.
- Determine a massa dos cones de papel de filtro *secos* com os precipitados de iodeto de chumbo. Anote as massas obtidas.

CALCULOS E PERGUNTAS

- Obtenha a massa de iodeto de chumbo de cada tubo de ensaio subtraindo a massa de uma folha de papel de filtro das massas anotadas na Parte III (h).
- Faça um gráfico representando os dados obtidos nesta experiência; coloque as massas de iodeto de chumbo em ordenadas e os volumes de nitrato de chumbo em abscissas.
- Como explica você a forma da curva obtida quando se ligam os pontos do gráfico?
- Calcule o número de moles de nitrato de chumbo e de iodeto de sódio usados em cada um dos tubos de ensaio. Tabele suas respostas num quadro como o que damos abaixo:

Tubo de ensaio	Número de moles de $Pb(NO_3)_2$	Número de moles de NaI
1	0,00025	0,0020
2		
3		
4		
5		

- Observando o gráfico, selecione a combinação para a qual havia a quantidade exata de solução de nitrato de chumbo para reagir com todo o iodeto de sódio.
- Usando os dados tabelados no item 4, determine a razão entre o número de moles de nitrato de chumbo e o número de moles de iodeto de sódio usados na combinação selecionada na questão 5. Use essa razão para determinar a fórmula do iodeto de chumbo.
- Use a massa do precipitado obtido na referida combinação para calcular o número de moles de iodeto de chumbo produzido no tubo de ensaio. Compare esse número com o número de moles de nitrato de chumbo e de iodeto de sódio usados na combinação.

REAÇÕES ENTRE ÍONS EM SOLUÇÃO AQUOSA

Todos os compostos usados nesta experiência são sólidos iônicos e suas soluções aquosas contêm íons positivos e negativos em proporções tais que a carga elétrica total é nula. A manipulação das soluções é simples. Você fará todas as combinações possíveis duas a duas, entre as seis soluções e anotará os casos em que se forma precipitado. Organize uma tabela para suas observações, de acordo com o modelo abaixo.

Íons na solução	N.º 6: K ⁺ , Cl ⁻	N.º 5: etc.	N.º 4: etc.
N.º 1: Ba ²⁺ , NO ₃ ⁻			
N.º 2: Ba ²⁺ , Cl ⁻			
N.º 3: etc.			

PROCEDIMENTO

MÉTODO I — USANDO PEQUENOS TUBOS DE ENSAIO

Com um conta-gotas, coloque aproximadamente 1 ml de uma solução num tubo de ensaio limpo de 13-100 mm. Adicione o mesmo volume de outra solução. Se você não dispuser de um conta-gotas para cada solução, lave *muito bem* o conta-gotas antes de usá-lo na solução seguinte. Continue a misturar as soluções, duas a duas, até ter experimentado todas as combinações diferentes possíveis.

Registre, nos espaços correspondentes da tabela, os casos em que observou a formação de um precipitado. Use a abreviação ppt. nos casos em que apareceu um precipitado e um traço — nos casos em que não se formou um precipitado.

Se o professor achar conveniente, repita a experiência com outro conjunto de soluções.

INTERPRETAÇÃO DOS RESULTADOS

Como os pares de íons mencionados na tabela de dados estavam presentes na solução,

Numere as soluções e, numa coluna vertical, escreva as fórmulas do par de íons presentes em cada solução. Escreva os pares de fórmulas de novo numa fileira horizontal, mas em ordem inversa. Os íons mencionados no modelo de tabela dado ao lado não são necessariamente os íons que você encontrará no seu conjunto de soluções.

Se você não souber a carga associada com cada íon, procure essa informação no Apêndice 6.

Com seis soluções diferentes, quantos testes diferentes você poderá fazer para estudar todas as combinações possíveis de soluções duas a duas?

MÉTODO II — USANDO PLACAS DE VIDRO

Coloque uma gota de uma solução sobre uma placa de vidro seca e pingue outra solução sobre a primeira. A placa de vidro pode ser dividida em pequenos quadrados, usando-se um lápis de cêra, de maneira que diversas combinações podem ser tentadas sobre a mesma placa. Continue até ter tentado todos os pares possíveis de soluções. Sobre as placas de vidro, o precipitado aparecerá como uma suspensão turva.

Registre, nos espaços correspondentes da tabela, os casos em que observou a formação de um precipitado. Use a abreviação ppt. para indicar a formação de um precipitado e use um traço — nos casos em que isto não foi observado.

Se o professor achar conveniente, repita a experiência com outro conjunto de soluções.

você pode admitir que cada precipitado produzido foi devido a uma nova combinação de

íons. Por exemplo, se você misturar soluções aquosas de AgNO₃ e NaCl, os íons presentes são: Ag⁺(aq), NO₃⁻(aq), Na⁺(aq) e Cl⁻(aq), e as novas combinações possíveis são AgCl e NaNO₃. Que novas combinações

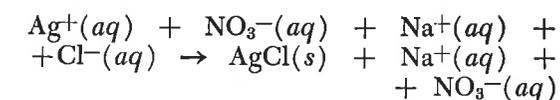
seriam possíveis nas misturas que produziram precipitado? Faça uma lista delas. Note que em cada caso, se ocorria um precipitado, ele podia ser o resultado de duas combinações diferentes de íons.

CONCLUSÕES

1. Examine seus resultados e proponha explicações para o fato de que, em alguns casos, ocorriam precipitados e, em outros, não.
2. Proponha uma outra experiência para testar suas idéias.
3. Escreva equações para indicar o que, na sua opinião, aconteceu nos casos em que houve reação. Use íons separados para representar as espécies reagentes presentes nas soluções, mas, para os precipitados formados escreva a fórmula sem separar os íons.

Coloque a indicação (aq) depois das espécies em solução e (s) depois dos

precipitados. Ao escrever as equações, tome cuidado para exprimir a conservação dos átomos e das cargas. Por exemplo:



4. Reescreva essas equações omitindo os íons não envolvidos na reação, isto é, não escrevendo os íons que aparecem da mesma forma nos dois lados da equação ("antes" e "depois" de reação). Uma equação assim simplificada é chamada equação iônica representativa.

ESTUDO DAS REAÇÕES

O que é uma reação química?

Desde o começo do curso tivemos ocasião de observar vários tipos de transformações, uma das quais era uma mudança de fase. Quando esse tipo de transformação ocorre, a fórmula empírica da substância não é alterada. Por exemplo, o gelo, $H_2O (s)$, funde-se formando água líquida, $H_2O (l)$, e esta se evapora dando origem à água gasosa, $H_2O (g)$. Por outro lado, numa transformação química, os átomos se rearrumam formando substâncias que têm fórmulas empíricas diferentes das fórmulas dos reagentes. Ambos os tipos de transformação envolvem modificações na atração (ligação) entre os átomos ou entre os grupos de átomos chamados moléculas. Como saberemos se ocorreu ou não uma transformação química?

Em nosso estudo da vela concluímos que, durante a queima, ocorre uma transformação química porque os produtos da combustão (água, dióxido de carbono, etc.) têm propriedades diferentes das propriedades dos reagentes (a substância da vela e o oxigênio do ar). O aparecimento de uma nova substância com propriedades diferentes é um indicio de que ocorreu uma reação química. Como evidência das transformações que ocorrem durante as reações, podemos observar mudanças de cor, formação de gases, ou produtos com outra solubilidade.

Outro indicio é a quantidade de energia envolvida. Você se lembra de que, na Experiência 5, constatou-se que a energia associada a uma mudança de fase (calor de solidificação) é muito menor do que a energia associada a uma transformação química (combustão). Uma reação química na qual energia é libertada, é chamada "exotérmica" e uma na qual energia é absorvida, é chamada "endotérmica".

Além de procurar evidências de que ocorreram transformações químicas, você deve procurar observar outros fenômenos que acompanham as reações:

1. A velocidade da reação, isto é, quão rapidamente a transformação se dá, e quais os fatores que afetam a velocidade: temperatura, concentração e presença de outras substâncias (catalisadores).
2. Até onde a reação se processa. A reação continua até que a maior parte dos reagentes foi consumida?

Nesta experiência, você misturará certas substâncias, tendo presentes os indícios mencionados acima e as características que devem ser observadas nas reações químicas.

Releia na página 151, os itens 5, 6 e 7 das Instruções de Laboratório, para lembrar as precauções que devem ser observadas quando

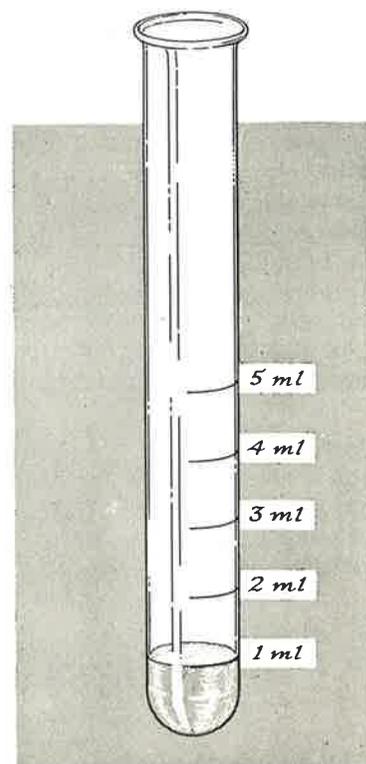


Fig. 12-1 — Desenho em tamanho natural de um tubo de ensaio de 13 x 100 mm, calibrado.

se manipula, se prova, ou se cheira um produto químico.

Prepare uma tabela que deve incluir o seguinte:

1. descrição dos reagentes envolvidos em cada reação.
2. observação detalhada de cada reação.

PROCEDIMENTO

PARTE I

- a) Coloque em um tubo de ensaio 5 ml de água da torneira e vá acrescentando, de uma em uma, 15 gotas de solução 18 M de ácido sulfúrico (H_2SO_4). Anote suas observações. Atenção: adicione sempre ácido concentrado à água; nunca acrescente água ao ácido concentrado. Guarde o ácido diluído (2 M, aproximadamente) para usá-lo nas Partes IIB e IIIa.
- b) Coloque em um tubo de ensaio 5 ml de água da torneira e acrescente 3 pequenos fragmentos de hidróxido de sódio sólido, $NaOH(s)$. Não pegue com seus dedos esses fragmentos. Adapte uma rolha ao tubo de ensaio e agite-o cuidadosamente. Anote suas observações. Guarde a solução para usar na Parte IIa.
- c) Coloque em um tubo de ensaio 1 ml de cloreto de amônio sólido, $NH_4Cl (s)$, e acrescente 5 ml de água da torneira. Arrolhe o tubo e agite-o cuidadosamente. Anote suas observações.
- d) Repita a etapa (c) mas, como sólido, use 1 ml de acetato de sódio, $NaCH_3COO (s)$.

PARTE II

- a) Adicione a 5 ml de água da torneira cerca de 1 ml da solução de hidróxido de sódio preparada na Parte Ib. Acrescente algumas gotas de uma solução de fenolftaleína (solução indicadora).
- b) Repita o teste da etapa a, mas usando 1 ml da solução de ácido sulfúrico preparada na Parte Ia.

3. suas razões para acreditar que uma reação química ocorreu ou não ocorreu.

Nesta experiência, as quantidades devem ser estimadas. Marque os níveis correspondentes a 1, 2, 3, 4 e 5 ml no tubo de ensaio que você vai usar (13x100 mm). A Fig. 12-1 é um desenho natural desse tubo de ensaio, indicando os vários volumes.

- c) Coloque em um tubo de ensaio pequena quantidade (cerca de 1/4 de ml) de sulfato de sódio sólido, (Na_2SO_3). Acrescente cuidadosamente cerca de 3 ml de ácido clorídrico diluído (HCl 6M).
- d) Coloque em um tubo de ensaio cerca de 5 ml de uma solução 0,1 M de sulfato ferroso acidificada ($FeSO_4$). Acrescente, uma de cada vez, 10 gotas de uma solução 0,1 M de permanganato de potássio ($KMnO_4$), agitando o tubo de ensaio depois de cada gota.
- e) Acrescente 1 ml de uma solução 0,1 M de cloreto de sódio ($NaCl$) a 1 ml de uma solução 0,1 M de brometo de potássio (KBr).
- f) Coloque em um tubo de ensaio cerca de 1/2 ml de dióxido de chumbo em pó (PbO_2). Aqueça sobre um bico de Bunsen, e anote todas as modificações. Acenda um palito bem fino de madeira, sobre-o e, rapidamente, jogue-o dentro do tubo de ensaio enquanto sua ponta ainda estiver em brasa. Como explica você o resultado? Deixe o tubo de ensaio esfriar antes de lavá-lo.

PARTE III

- a) Prepare quatro tubos de ensaio, cada um contendo 5 ml de solução 0,1M de oxalato de sódio, $Na_2C_2O_4$. Acidifique-os acrescentando a cada um deles cerca de 1 ml (20 gotas) de solução 2M de H_2SO_4 (preparada na Parte Ia).
 1. Coloque dois dos tubos de ensaio em um banho de água quente (de 40° a 50°C), de maneira que ambos fiquem à mesma

temperatura. A um deles acrescente 5 gotas de solução 0,1M de sulfato manganoso ($MnSO_4$) e, a seguir, 2 gotas de solução 0,1M de $KMnO_4$ a cada um dos tubos. Agite-os para misturar e anote o tempo de reação para que ambos atinjam os mesmos produtos finais.

2. A um dos outros dois tubos de ensaio, à temperatura ambiente, acrescente 5 gotas de solução 0,1M de sulfato manganoso, $MnSO_4$. Aos dois tubos de ensaio acrescente 2 gotas de solução 0,1M de $KMnO_4$. Agite os tubos de ensaio, para misturar, e compare os tempos de reação.

b) Numere cinco tubos de ensaio de 1 a 5 e coloque em cada um deles o seguinte:

Tubo n.º 1 – 5 ml de ácido clorídrico 6M (HCl).

Tubo n.º 2 – 5 ml de ácido acético 6M (CH_3COOH).

Tubo n.º 3 – 5 ml de ácido clorídrico 1M (HCl).

Tubo n.º 4 – 5 ml de ácido clorídrico 0,1M (HCl).

Tubo n.º 5 – 5 ml de ácido acético 1M (CH_3COOH).

Em cada tubo coloque um pequeno fragmento de carbonato de cálcio, $CaCO_3(s)$. Anote as velocidades de reação observadas.

PERGUNTAS

1. Em quais das experiências não havia evidência de reação química?
2. Que reações químicas produziram uma nova fase?
3. Quais reações eram exotérmicas? Quais endotérmicas?
4. Que reações foram aceleradas por um aumento da temperatura?
5. Que reações foram aceleradas por um aumento da concentração?

PARTE IV — (PODE SER FEITA COMO DEMONSTRAÇÃO PELO PROFESSOR)

- a) Aqueça cerca de 1/4 ml de nitrato de chumbo, $(PbNO_3)_2$, pulverizado, num tubo de ensaio de vidro resistente. Se ocorrer uma reação, remova o bico de gás e observe o que acontece. Depois que o material se resfriar, torne a aquecê-lo.
- b) Coloque em um tubo de ensaio cerca de 1 ml de solução 0,1M de cloreto de sódio, NaCl, e em outro tubo de ensaio 1 ml de solução 0,1M de cromato de potássio, K_2CrO_4 . Acrescente a ambos algumas gotas de solução 0,2M de nitrato de prata, $AgNO_3$. Anote os resultados. Misture em um tubo de ensaio cerca de 1 ml de solução 0,1M de cloreto de sódio, NaCl, e 1 ml de solução 0,1M de cromato de potássio, K_2CrO_4 . Acrescente, uma de cada vez, algumas gotas de solução 0,2M de nitrato de prata, $AgNO_3$, agitando o tubo de ensaio depois de cada gota. Continue a adicionar a solução de $AgNO_3$ até que não se observe mais nenhuma modificação.

DEMONSTRAÇÃO A SER FEITA PELO PROFESSOR:

Coloque em um cadinho cerca de 1/2 ml de dicromato de amônio, $(NH_4)_2Cr_2O_7$ e aqueça suavemente. Quando a reação começar, retire o bico de gás. Evite inalar a poeira formada na reação.

6. Na Parte IIIa, que efeito teve sobre a velocidade da reação o fato de se acrescentar a solução de $MnSO_4$?
7. Observou você alguma coisa que indicasse não haver sido usada, em algumas das reações, uma parte dos reagentes?

PERGUNTA PARA PENSAR:

Explique os resultados obtidos quando soluções de ácido clorídrico e de ácido acético — de mesma concentração — reagiram com $CaCO_3(s)$.

EXP. N.º 13

CALOR DE REAÇÃO

Nesta experiência você vai usar um frasco Erlenmeyer de 250 ml para servir como recipiente para a reação e como calorímetro simples para medir o calor desprendido ou absorvido durante as reações.

Você pode admitir que o calor de reação será usado para modificar a temperatura da solução aquosa e do frasco. Desprezaremos pequenas perdas de calor para o ambiente. Lembre-se que é preciso 1,0 caloria para fazer variar de 1°C a temperatura de 1g de água. Para alterar de 1°C a temperatura de 1g de vidro, precisa-se de 0,2 cal.

Não é necessário determinar a massa da água usada porque você sabe que 1,0 ml de água tem a massa aproximada de 1,0g, e você vai determinar o volume com aproximação de 1 ml. As variações de temperatura devem ser determinadas com aproximação de 0,2°C. A partir da variação de temperatura e da massa dos reagentes, você pode calcular o número de calorías desprendidas ou absorvidas.

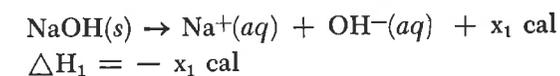
Nesta experiência, você vai medir e comparar a quantidade de calor envolvida em três reações.

PROCEDIMENTO

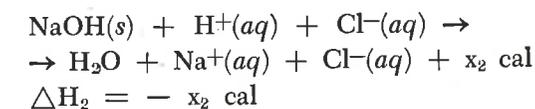
DETERMINAÇÃO DO CALOR DA REAÇÃO 1

- a) Determine a massa de um frasco Erlenmeyer de 250 ml limpo e seco, com aproximação de 0,1 g.
- b) Coloque no frasco 200 ml (± 1 ml) de água fria da torneira. Agite cuidadosamente com um termômetro até que toda a água esteja a uma temperatura uniforme (aproximadamente a temperatura ambiente). Anote esta temperatura com aproximação de 0,2°C.
- c) Determine a massa de 2 g de hidróxido de sódio sólido, NaOH, com aproximação de 0,01 g. Como o hidróxido de sódio se torna

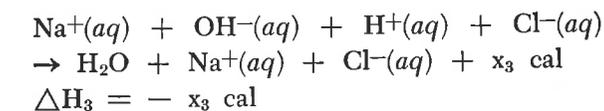
Reação 1 — Hidróxido de sódio sólido dissolvendo-se em água e formando solução aquosa de íons:



Reação 2 — Hidróxido de sódio sólido reagindo com solução aquosa de cloreto de hidrogênio, formando-se água e solução aquosa de cloreto de sódio:



Reação 3 — Solução aquosa de hidróxido de sódio reagindo com solução aquosa de cloreto de hidrogênio formando água e solução aquosa de cloreto de sódio:



úmido enquanto fica na balança, exposto ao ar, seu professor lhe dará instruções especiais sobre a maneira de colocar na balança rapidamente uma quantidade pre-determinada de pequenos fragmentos sólidos que darão aproximadamente 2 g (entre 1,9 g e 2,1 g).

- d) Deixe cair essa quantidade de NaOH(s) na água do frasco Erlenmeyer. Movimente o frasco até que o hidróxido de sódio se tenha dissolvido. Introduza o termômetro no frasco e anote a temperatura extrema. Antes de passar para a *Reação 2*, lave muito bem o frasco com água. Não precisa secá-lo.

DETERMINAÇÃO DO CALOR DA REAÇÃO 2

Repita as etapas *b*, *c* e *d* usadas na determinação do calor para a *Reação 1*, mas na etapa *b* substitua água da torneira por 200 ml de HCl 0,25 M.

Lave de novo o frasco de 250 ml e passe para a *Reação 3*.

DETERMINAÇÃO DO CALOR DA REAÇÃO 3

a) No frasco Erlenmeyer de 250 ml, coloque 100 ml de solução 0,5 M de HCl e, num

béquer de 250 ml, coloque 100 ml de solução 0,5M de NaOH. As duas soluções devem estar à temperatura ambiente ou ligeiramente abaixo. Verifique isto com um termômetro (lave-o antes de passá-lo de uma solução para a outra). Anote as temperaturas.

b) Adicione a solução de hidróxido de sódio à solução de ácido clorídrico. Misture rapidamente e anote a temperatura mais elevada que fôr atingida.

CÁLCULOS

1. Para cada uma das reações calcule:

- A variação de temperatura.
- A quantidade de calor absorvida pela solução.
- A quantidade de calor absorvida pelo frasco.
- A quantidade total de calor absorvida.
- O número de moles de NaOH usados em cada reação.

f) A quantidade total de calor envolvida por mol de NaOH.

2. Exprima seus resultados como calores de reação: ΔH_1 , ΔH_2 , ΔH_3 , todos por mol de NaOH.

3. a) Compare ΔH_2 com $\Delta H_1 + \Delta H_3$ e explique.

b) Calcule a diferença percentual entre ΔH_2 e $\Delta H_1 + \Delta H_3$, admitindo que ΔH_2 esteja correto.

PERGUNTAS

- Escreva as equações iônicas representativas para as *Reações 2* e *3*.
- Na *Reação 1*, ΔH_1 representa o calor da solução de NaOH(*s*). Observe as equações iônicas representativas para as *Reações 2* e *3* e encontre um significado para ΔH_2 e ΔH_3 .

3. Suponha que você tivesse usado 4 g de NaOH(*s*) na *Reação 1*.

- Quantas calorias teriam sido libertadas?
- Que consequência isto teria sobre o valor de ΔH_1 , o calor envolvido por mol?

EXP. N.º 14

ESTUDO DAS VELOCIDADES DE REAÇÃO

Até que ponto modificações na concentração dos reagentes afetam a velocidade de uma reação química? Variações de temperaturas afetam a velocidade? Nesta experiência você vai investigar o papel desses fatores estudando uma reação interessante chamada "reação relógio". Você compreenderá o significado deste nome depois de ter completado a primeira determinação.

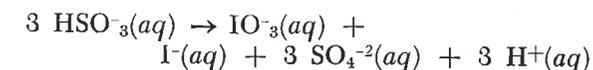
Para determinar o papel de cada fator independentemente, você vai, na Parte I, variar apenas a concentração de um dos reagentes e, na Parte II, vai variar apenas a temperatura. Em ambos os casos, as outras possíveis variáveis — "as condições que interessam" — serão mantidas constantes.

A reação relógio é obtida misturando-se as duas soluções descritas abaixo:

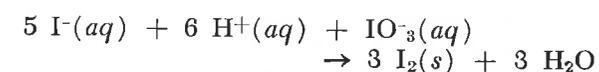
Solução A — é uma solução diluída de iodato de potássio, KIO₃, que constitui a fonte de um dos reagentes — o íon iodato, IO₃⁻(aq).

Solução B — contém um pouco de amido e o outro reagente — o íon "hidrogenossulfito", HSO₃⁻(aq) também chamado íon "bissulfito".

A etapa inicial da reação pode ser representada pela equação:



Quando os íons hidrogenossulfito HSO₃⁻(aq) são consumidos, os íons iodeto, I⁻(aq), reagem com os íons iodato restantes, IO₃⁻(aq), produzindo iôdo, I₂(s):



O iôdo molecular forma juntamente com o amido existente na solução, uma substância azul que mostra que a reação se processou até esse ponto.

PARTE I — EFEITO DAS VARIAÇÕES DE CONCENTRAÇÃO

Para investigar o efeito da variação da concentração de um dos reagentes sobre o tempo de reação, você vai preparar diluições da solução A para variar a concentração do íon IO₃⁻(aq). A concentração do íon HSO₃⁻(aq) será mantida constante e todas as soluções deverão ser mantidas à temperatura ambiente. Se não houver tempo suficiente para investigar várias concentrações, o professor lhe dirá quais devem ser usadas. Trocando resultados com seus colegas, você poderá tirar conclusões relativas ao efeito dessa variável.

PROCEDIMENTO

- Use uma proveta limpa para medir 10,0 ml da solução A e transfira-a para um tubo de ensaio limpo de 18 x 150 mm. Lave a proveta e, de maneira análoga, coloque 10,0 ml da solução B em outro tubo de ensaio. Se as soluções permaneceram no laboratório por algum tempo, certamente estarão à temperatura ambiente. Se não fôr esse o caso, você deverá colocar os tubos de ensaio que contêm as soluções em um béquer de 250 ml com água à temperatura ambiente, e deixá-los lá por alguns minutos.
- Derrame a solução A sobre a B; usando um relógio que marque segundos, anote o instante em que as duas soluções entram em contacto (faça a determinação desse instante com erro inferior a 1 seg). Transfira rapidamente de um tubo para o outro, várias vezes, a mistura das duas soluções para que fiquem bem misturadas.
- Observe cuidadosamente a solução dentro do tubo de ensaio e anote o instante em que perceber o primeiro sinal de reação.
- Se o professor achar conveniente, repita a experiência para conferir os resultados.

Prepare diferentes concentrações da solução de KIO_3 , diluindo a solução A da seguinte maneira (prepare tantas soluções quantas o seu professor achar conveniente):

Solução A	Água Destilada
9,0 ml	1,0 ml
8,0 ml	2,0 ml
7,0 ml	3,0 ml
etc.	etc.

Note que o volume total é sempre 10,0 ml. Misture muito bem cada uma das soluções diluídas.

Repita todo o procedimento, adicionando cada uma das soluções diluídas de KIO_3 a 10,0 ml da solução B, estando tôdas elas à temperatura ambiente.

CÁLCULOS E PERGUNTAS PARA A PARTE I

1. A concentração de KIO_3 na solução A é 0,02 M. Calcule o número de moles de iodato de potássio existente em cada mililitro dessa solução.
2. Calcule a concentração de KIO_3 , em moles/litro, para cada uma das soluções

PROCEDIMENTO

- a) Coloque 10,0 ml da solução A (rotulada para a parte II) em um tubo de ensaio de 18 x 150 mm, e 10,0 ml da solução B em outro. Estas soluções devem ser levadas à temperatura desejada antes de serem misturadas. Para isso, coloque os dois tubos de ensaio dentro de um béquer de 250 ml com água à temperatura em que você deve fazer a investigação. Deixe-os lá durante uns dez minutos para adquirirem a temperatura do banho.
- b) Derrame a solução A sobre a B; anote (com aproximação de segundo) o instante em que as duas soluções entram em contacto. Continue a passar rapidamente de um tubo de ensaio para o outro a mistura das duas soluções.
- c) Coloque novamente o tubo de ensaio no banho e observe-o cuidadosamente. Anote

diluídas preparadas na Parte I levando em consideração o volume total de solução em cada tubo de ensaio (A + B)

3. Por que é importante que o volume total para tôdas as diluições da solução A seja de 10 ml?
4. Faça um gráfico com o tempo no eixo vertical (ordenada) e a concentração de KIO_3 no eixo horizontal (abscissa). Use também os dados obtidos por seus colegas.
5. Que generalizações pode você estabelecer a respeito da influência que tem a variação de concentração sobre o tempo da reação?
6. Que relação existe entre o tempo da reação e a velocidade da reação?

PARTE II — EFEITO DA TEMPERATURA

Para investigar o efeito de variações da temperatura, você determinará o tempo desta reação à temperatura ambiente e a outras temperaturas, dentro de um intervalo de $\pm 20^\circ\text{C}$ em torno da temperatura ambiente. O professor dirá a você e a seu companheiro com que temperaturas trabalhar. Trocando resultados com seus colegas você poderá tirar conclusões a respeito do efeito da temperatura sobre o tempo da reação.

o instante em que aparece o primeiro sinal de reação.

- d) Repita a experiência à mesma temperatura para verificar os resultados, e a outras temperaturas, se o professor achar conveniente.

CÁLCULOS E PERGUNTAS PARA A PARTE II

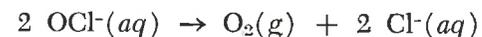
1. Faça um gráfico, colocando a temperatura no eixo horizontal (abscissa) e o tempo no eixo vertical (ordenada).
2. Que relações gerais pode você deduzir do gráfico acima?
3. Faça uma previsão a respeito do tempo da reação a 0°C e a 50°C , admitindo que as outras variáveis da experiência sejam mantidas constantes.

EXP. N. 14 A

ESTUDO DAS VELOCIDADES DE REAÇÃO - II

(Optativa)

Nesta experiência continuaremos o estudo dos fatores que influenciam a velocidade de uma reação, observando a decomposição do hipoclorito de sódio aquoso, $\text{NaOCl}(aq)$. Usaremos como fonte de íons hipoclorito, OCl^- , um alvejante comercial qualquer (solução de Javel) que contém, em geral, cerca de 5% (em peso) de hipoclorito de sódio. A decomposição desse íon se dá de acordo com a seguinte equação:



Como a velocidade dessa reação é extremamente baixa em condições normais, usaremos um catalisador sólido, um óxido de cobalto, que será preparado no próprio recipiente da reação. Quando desejarmos iniciar a decomposição, permitiremos que alguns mililitros de solução 0,17 M de nitrato de cobalto, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, reajam com um pouco da solução de Javel. Admite-se que a reação para a formação do catalisador seja a seguinte:

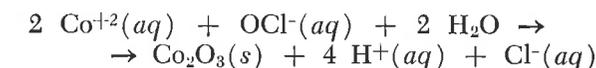
PROCEDIMENTO

Faça a montagem indicada na pág. 204 do Manual. Se não dispuser dos tubos recurvados de vidro, veja o Apêndice 3, que ensina a trabalhar com vidro. Preste atenção também, à figura que ensina a introduzir tubos de vidro em rólhas de borracha. Talvez o professor prefira fornecer aos alunos rólhas com tubos de vidro já colocados. Use frascos Erlenmeyer de 125 ml.

Para maior comodidade, o segundo frasco deve ser fixado por uma pinça.

PARTE I — VELOCIDADE DE DECOMPOSIÇÃO À TEMPERATURA AMBIENTE

- a) Meça cuidadosamente, numa proveta, 15,0 ml da solução de hipoclorito de sódio e transfira-o para o primeiro frasco Er-



A velocidade de decomposição do hipoclorito será determinada medindo-se em sucessivos intervalos de tempo, o volume da água deslocada pelo oxigênio que se forma.

O efeito da temperatura será estudado, medindo-se a velocidade da reação a três temperaturas diferentes: a ambiente, 10°C abaixo e 10°C acima.

O efeito da concentração será estudado diluindo-se a solução de Javel.

O professor determinará que parte ou que partes da experiência serão realizadas por você e seu companheiro. Um de vocês deverá preparar uma tabela de dados para anotar o tempo, de 30 em 30 segundos, e o volume da água deslocada pelo oxigênio. Faça essa tabela com original e duas cópias. Antes de fazer o relatório desta experiência, anote também os dados obtidos por seus colegas, para poder fazer gráficos relativos às partes I, II, III e IV.

lenmeyer. Coloque 3 ml da solução de nitrato de cobalto num tubo de ensaio de 13 x 100 mm e coloque-o cuidadosamente dentro do Erlenmeyer, como indica a figura 14a-1.

- b) Encha completamente de água o segundo Erlenmeyer e coloque a rólha.
- c) Abra a pinça que aperta o tubo de borracha. Sobre pelo outro tubo de borracha até encher de água o tubo de vidro cuja ponta está dentro da proveta. Aperte a pinça enquanto o tubo de vidro estiver cheio de água.
- d) Faça tôdas as ligações e verifique se tôdas as rólhas de borracha se adaptam perfeitamente aos frascos. Remova a pinça. Se não estiver penetrando ar em seu aparelho

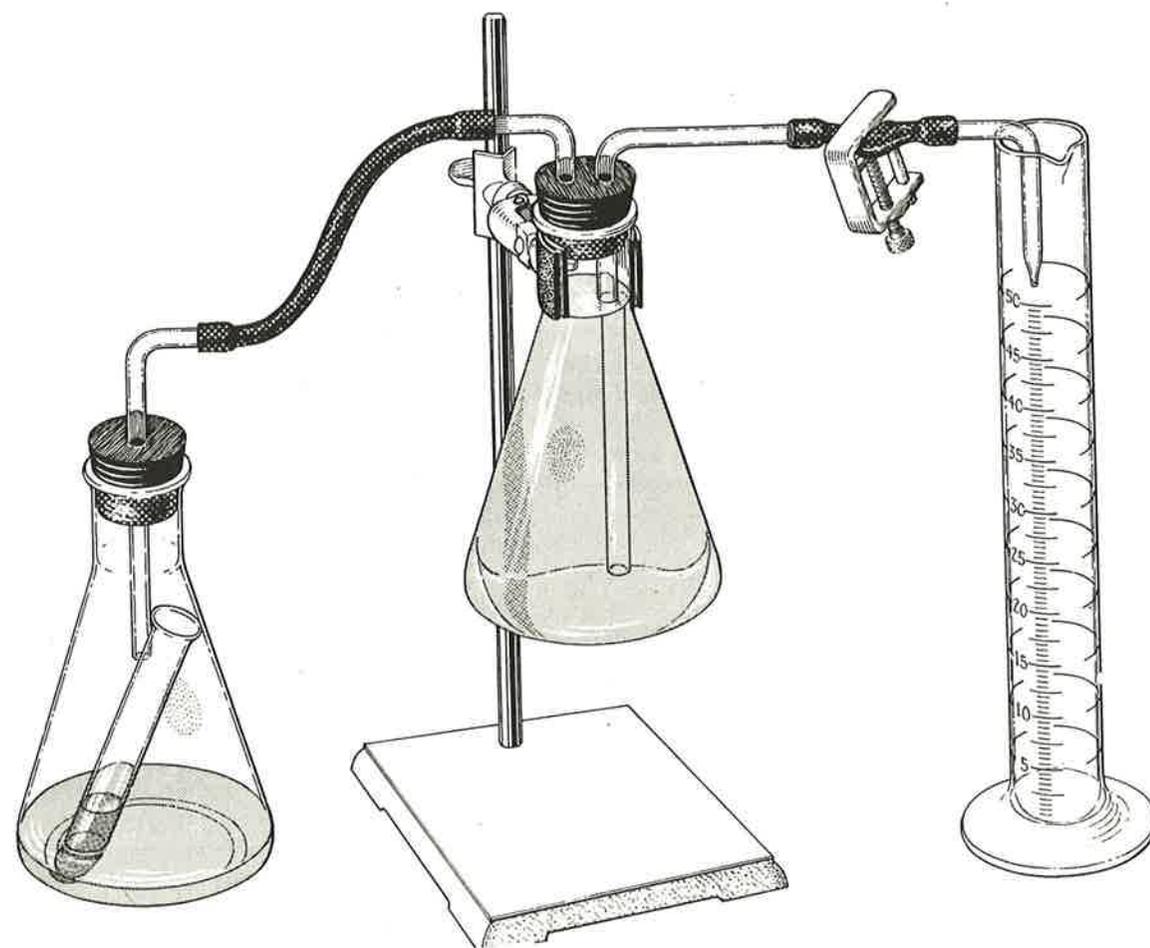


Fig. 14a-1 — Dispositivo para medir a velocidade de decomposição.

em nenhum ponto, pingarão somente algumas gotas dentro da proveta.

- e) Incline rapidamente o primeiro Erlenmeyer de maneira a entornar a solução de nitrato de cobalto sobre a solução de hipoclorito de sódio. Anote o instante em que isso se dá.
- f) Segure o primeiro Erlenmeyer pelo gargalo, e movimente-o fazendo um suave e constante movimento giratório para desalojar do catalisador sólido, de maneira uniforme, as bolhas de gás. Esse movimento precisa ser suave e uniforme em todas as experiências.
- g) De 30 em 30 segundos, anote o volume de água que já passou para a proveta, até que 50 ml tenham sido coletados.

PARTE II — VELOCIDADE DE DECOMPOSIÇÃO ACIMA DA TEMPERATURA AMBIENTE

Lave o frasco em que se dá a reação e repita todas as etapas da experiência, mantendo o primeiro Erlenmeyer imerso em um banho de água morna (cerca de 10°C acima da temperatura ambiente).

PARTE III — VELOCIDADE DE DECOMPOSIÇÃO ABAIXO DA TEMPERATURA AMBIENTE

Lave novamente o frasco e repita a experiência mantendo o Erlenmeyer imerso em um banho de água fria (uns 10°C abaixo da temperatura ambiente).

PARTE IV — VELOCIDADE DE DECOMPOSIÇÃO USANDO UMA SOLUÇÃO DE JAVEL DILUÍDA DUAS VÉZES

Repita a experiência como na Parte I, mas acrescente 18 ml de água à solução de hipoclorito de sódio para obter a dupla diluição no volume final.

PARTE V — DECOMPOSIÇÃO PARA OUTRAS DILUIÇÕES, A CRITÉRIO DO PROFESSOR

ORGANIZANDO OS DADOS

Depois de trocar dados com os colegas, faça gráficos relativos às Partes I, II, III e IV (use os mesmos eixos coordenados para todos

PARTE VI — EXTENSÕES OPTATIVAS DESTA EXPERIÊNCIA, PARA ALGUNS ALUNOS

- a) Investigue vários óxidos sólidos como possíveis catalisadores, usando outras soluções em vez da de nitrato de cobalto. Por exemplo, tente com 3 ml de solução 0,17 M de nitrato férrico, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.
- b) Investigue combinações de óxidos sólidos como catalisadores, usando misturas de soluções tais como $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ e $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ e precipitando óxidos misturados como possíveis catalisadores.

os gráficos). Coloque os volumes de oxigênio em ordenadas e o tempo em abscissas. Numere as curvas obtidas.

PERGUNTAS

1. Estabeleça uma regra tão quantitativa quanto possível sobre a relação entre a temperatura e a velocidade da reação.
2. Qual seria o aspecto da curva se a experiência fosse realizada a 60°C?
3. Compare as velocidades observadas para as soluções diluída e não diluída de NaOCl .
4. Onde estaria localizada a curva se a concentração de hipoclorito de sódio na solução de Javel fosse de 10% em peso, em vez de 5%?
5. (Optativa) Servem como catalisadores outros óxidos sólidos? Que efeito notou quando usou uma mistura de óxidos?

APÊNDICES

APÊNDICE 1

DESCRIÇÃO DE UMA VELA ACESA

Na Fig. A1-1, temos o desenho de uma vela acesa ⁽¹⁾. Ela é cilíndrica ⁽²⁾, seu diâmetro mede aproximadamente 1,4 cm ⁽³⁾ e seu comprimento inicial era cerca de 20 cm ⁽⁴⁾. O comprimento foi-se modificando lentamente ⁽⁵⁾ durante a observação, diminuindo de aproximadamente 1,5 cm por hora ⁽⁶⁾. A vela é feita de uma substância sólida ⁽⁷⁾, branca ⁽⁸⁾ e translúcida ⁽⁹⁾, que tem um ligeiro odor ⁽¹⁰⁾ e nenhum gosto ⁽¹¹⁾. É suficientemente mole para ser riscada com a unha ⁽¹²⁾. Há um pavio ⁽¹³⁾ que se estende de ponta a ponta ⁽¹⁴⁾ da vela, ao longo de seu eixo central ⁽¹⁵⁾, e emerge em uma das extremidades, ficando aparente um comprimento de cerca de 1,5 cm ⁽¹⁶⁾. O pavio é feito de três fios enrolados ⁽¹⁷⁾.

Acende-se uma vela segurando uma chama perto do pavio durante alguns segundos. Depois disso, essa chama pode ser removida, porque a chama do pavio se mantém a si mesma ⁽¹⁸⁾. A vela não produz som algum enquanto queima ⁽¹⁹⁾. Durante o processo de queima, o corpo da vela permanece frio ⁽²⁰⁾, exceto próximo à extremidade em que fica a chama. Na extensão de aproximadamente 1,5 cm perto dessa extremidade, a vela fica morna ⁽²¹⁾ (mas não quente) e suficientemente mole para ser moldada com facilidade ⁽²²⁾. A chama treme quando é atingida por correntes de ar ⁽²³⁾ e, nessas ocasiões, emite muita fumaça ⁽²⁴⁾. Quando não há correntes de ar, a chama tem a forma indicada na Fig. A1-1, embora sempre se movimente um pouco ⁽²⁵⁾. A chama começa uns 3 mm acima da extremidade da vela ⁽²⁶⁾ e, em sua base, é de cor azul ⁽²⁷⁾. Em torno do pavio, a chama é escura numa região que tem cerca de 0,5 cm de largura ⁽²⁸⁾ e que se estende até mais de 1 cm acima da extremidade do pavio ⁽²⁹⁾. Essa região escura tem forma aproximadamente cônica ⁽³⁰⁾. Em torno dessa zona, e até cerca de 1,5 cm acima dela, há uma região que emite luz amarela brilhante ⁽³¹⁾, mas não ofuscante ⁽³²⁾. A chama tem limites bastante nítidos ⁽³³⁾, mas a extremidade é difusa ⁽³⁴⁾. O pavio é branco

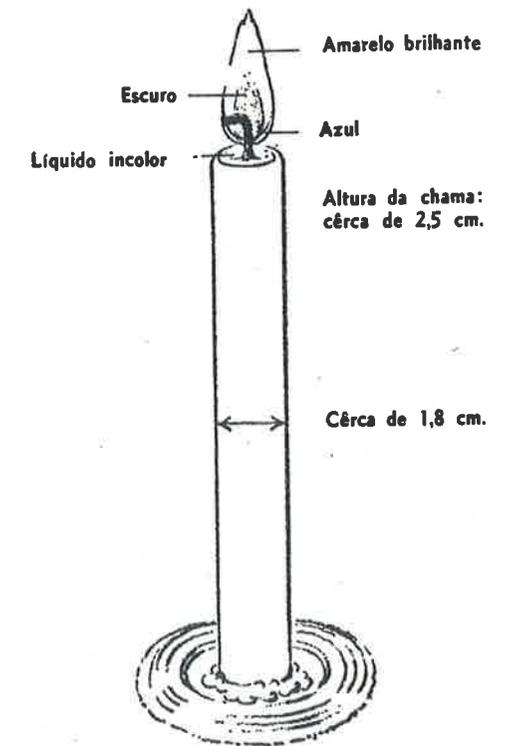


Fig. A1-1 — Vela acesa.

no ponto em que emerge da vela ⁽³⁵⁾, mas, da base da chama até quase a extremidade ⁽³⁶⁾, é preto, parecendo queimado. A extremidade é de um vermelho brilhante ⁽³⁷⁾. O último meio centímetro do pavio se curva ⁽³⁸⁾. À medida que a vela diminui, o pavio também diminui, de maneira que a parte que emerge da vela tem comprimento aproximadamente constante ⁽³⁹⁾. A chama emite calor ⁽⁴⁰⁾ em quantidade suficiente para tornar desconfortável ficar durante 10 ou 20 segundos com o dedo a 0,5 cm ao lado da chama em repouso ⁽⁴¹⁾ ou a uns 10 cm acima dela ⁽⁴²⁾.

No topo da vela acesa, há uma região ligeiramente côncava ⁽⁴³⁾, na qual se acumula certa quantidade de um líquido incolor ⁽⁴⁴⁾.

Se soprarmos a chama, um lado dessa região côncava pode tornar-se líquido e o líquido que se acumulara pode escorrer ao longo da vela⁽⁴⁵⁾. À medida que ele desce, resfria-se⁽⁴⁶⁾, torna-se translúcido⁽⁴⁷⁾ e, gradualmente, se solidifica de fora para dentro⁽⁴⁸⁾, prendendo-se à vela⁽⁴⁹⁾. Não havendo corrente de ar, a vela pode queimar durante horas sem que escorra uma só gota⁽⁵⁰⁾. Nessas condições, forma-se numa reserva estável do líquido transparente na região côncava⁽⁵¹⁾. O líquido se eleva ligeiramente em torno do pavio⁽⁵²⁾, umedecendo-o até a base da chama⁽⁵³⁾.

Muitos aspectos desta descrição merecem menção especial. Compare-a com a sua própria descrição, em cada uma das seguintes características:

1. A descrição é compreensiva em termos *qualitativos*? Você mencionou a aparência, o cheiro, o gosto, o aspecto tátil, o som? (Atenção: Um químico reluta sempre em provar ou cheirar uma droga desconhecida. Um produto químico deve sempre ser considerado venenoso, a menos que se *saiba* que não o é!)

2. Sempre que possível a descrição foi *quantitativa*. Isto significa que a pergunta "Quanto?" foi respondida (a quantidade foi especificada). A observação de que a chama emite luz amarela ganhou mais significado por causa da expressão "brilhante mas não ofuscante". A afirmação de que calor é emitido poderia levar um pesquisador cauteloso, que estivesse acendendo uma vela pela primeira vez, a colocar-se dentro de um abrigo de concreto a 100m de distância. As poucas palavras que o informaram a respeito do "quanto" evitam essa superprecaução.
3. A descrição não faz nenhum pressuposto a respeito da importância dessa ou daquela observação. A observação de que a vela não emite som merece ser mencionada tanto quanto a que se refere à emissão de luz.
4. A descrição não confunde observações com interpretações. Quando dizemos que, no topo da vela, acumula-se um líquido incolor, estamos relatando uma observação. Seria uma interpretação afirmar alguma coisa a respeito da composição desse líquido.

APÊNDICE 2

ACENDENDO E AJUSTANDO UM BICO DE GAS

Na Fig. A2-1, vemos dois tipos comuns de bicos de gás para laboratório. O princípio de funcionamento é o mesmo para ambos, mas há diferenças quanto à aparência e quanto ao ajuste e ao controle.

Para acender o bico de gás, segure um fósforo aceso um pouco acima e ao lado da extremidade do tubo. Abra a torneira de gás. Se o bico que você vai usar tem um dispositivo

para ajustar a entrada de gás (como o da esquerda, na figura), abra completamente a torneira e regule o gás com o ajustador do bico. Caso contrário, ajuste a entrada de gás na própria torneira.

Ajuste a quantidade de ar necessário da maneira como indica a Fig. A2-2. Quando a chama está amarelada e fumacenta, há necessidade de mais ar. Quando a chama se desprende do

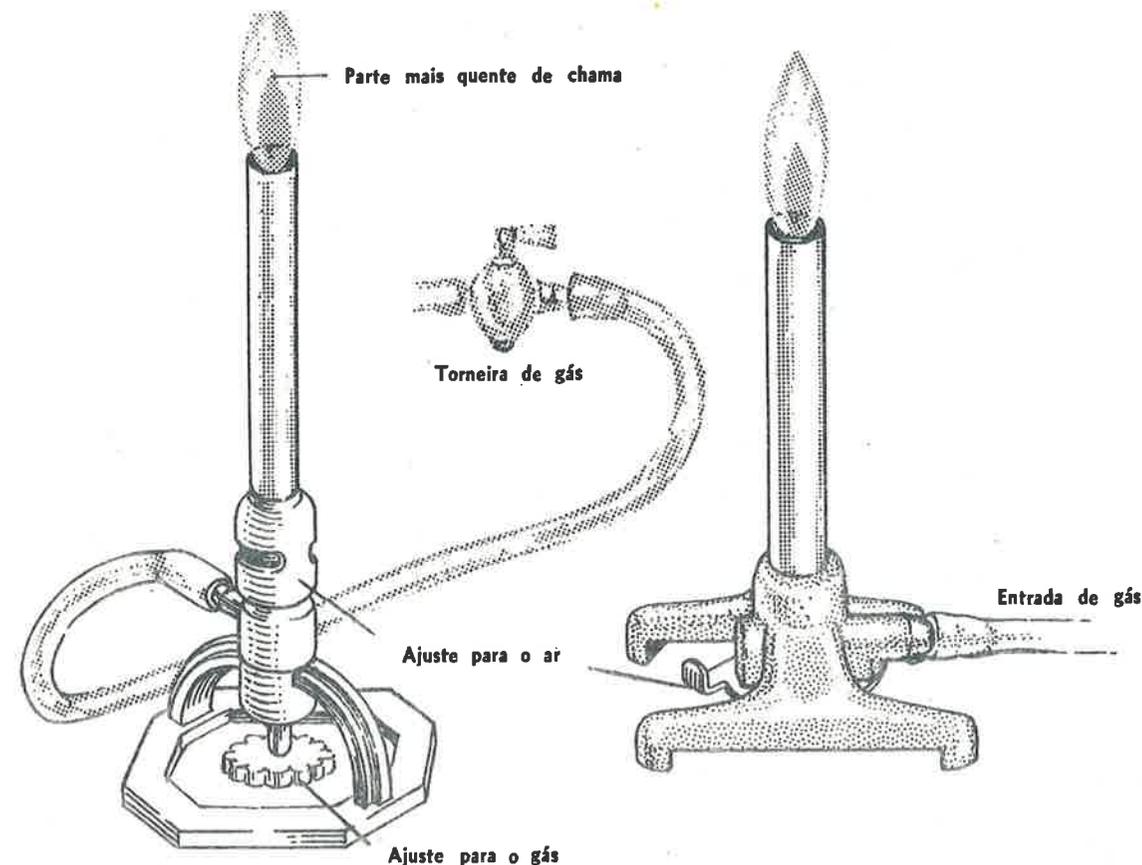


Fig. A2-1 — Bicos de gás típicos — suas partes e ajustamentos.

bico, é preciso reduzir a entrada de gás. Se a chama fica dentro do tubo, perto do dispositivo para regular o ar, feche o gás por um

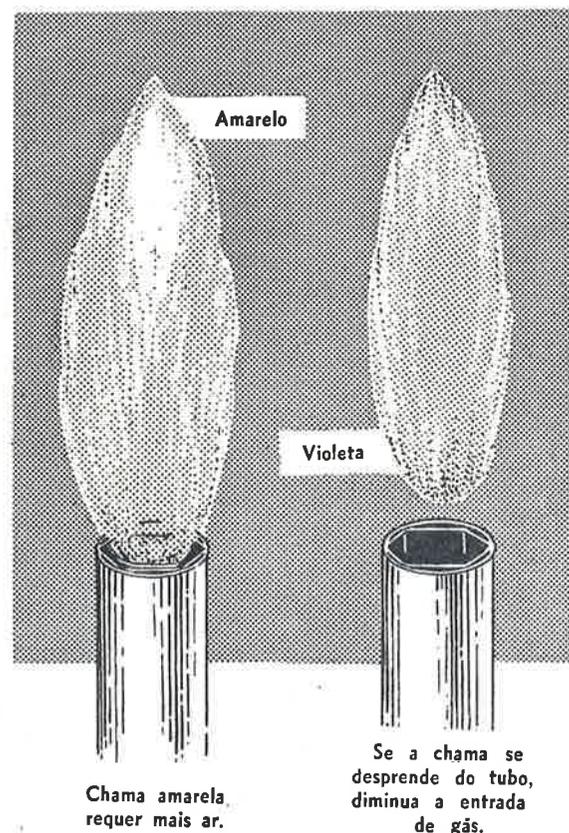


Fig. A2-2 — Chamas que resultam de um ajuste errado das entradas de gás e ar.

momento. Não toque no tubo quente. Deixe o bico esfriar, reduza a entrada de ar, e torne a acender.

Quando dispuser de algum tempo extra, tente a experiência indicada na Fig. A2-3. Mantenha um palito de fósforo suspenso dentro do tubo do bico apagado. Acenda o bico. O que pode você concluir a respeito dessa zona da chama, de acordo com o resultado da experiência?

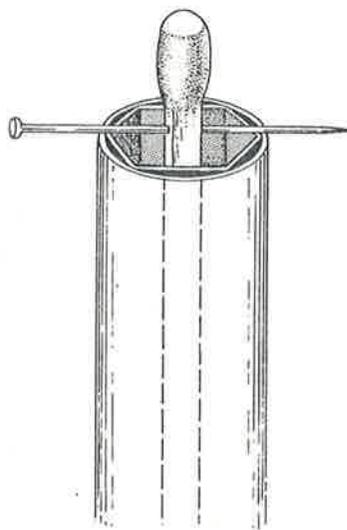


Fig. A2-3 — Investigação sobre uma zona da chama do bico de gás.

APÊNDICE 3

TRABALHANDO COM VIDRO

COMO CORTAR, ARREDONDAR E DOBRAR TUBOS DE VIDRO

Segure o tubo de vidro firmemente entre o polegar e a aresta de uma lima triangular, como indica a Fig. A3-1. Gire o tubo de aproximadamente 1/4 de volta para fazer uma risca curta, mas nítida no vidro.

Coloque seus polegares juntos, um de cada lado da risca; puxe e dobre rapidamente para quebrar o tubo na marca.

Para arredondar os bordos cortantes, coloque a extremidade do tubo na parte mais quente da chama do bico de gás e gire o tubo para um lado e para o outro, até que os bordos fiquem arredondados. Não mantenha o tubo por um tempo longo de mais no fogo, para que a extremidade não comece a fechar.

CUIDADO: o vidro quente tem o mesmo aspecto do vidro frio; coloque o tubo sobre uma tela de amianto para esfriar; depois arredonde a outra extremidade.

Aqueça o tubo de vidro na chama de um bico de gás na posição indicada na Fig. A3-2, girando-o na parte mais quente da chama. Deixe que o tubo se torne um pouco mais curto à medida que o vidro amolece e as paredes engrossam até se tornarem duas vezes mais espessas do que inicialmente. Depois que o vidro se tornou suficientemente mole e espesso, retire-o da chama e repuxe-o até que atinja o diâmetro desejado (formando como que um bico de conta-gotas). Coloque o tubo quente sobre uma tela de amianto para esfriar. Corte o tubo no meio da parte repuxada e arredonde os bordos.

Adapte ao bico de gás um bico "borboleta", como indica a Fig. A3-3, para obter uma chama baixa e larga, e aqueça o tubo, girando-o para um lado e para o outro. Continue aquecendo até que o vidro fique bastante mole e comece a curvar-se à medida que vai sendo girado. Retire-o do fogo e dobre-o elevando as extremidades, até obter o ângulo desejado. Como o vidro quente tende a curvar-se, esse método produz uma dobra mais uniforme. A Fig. A3-3 mostra também a diferença entre uma dobra

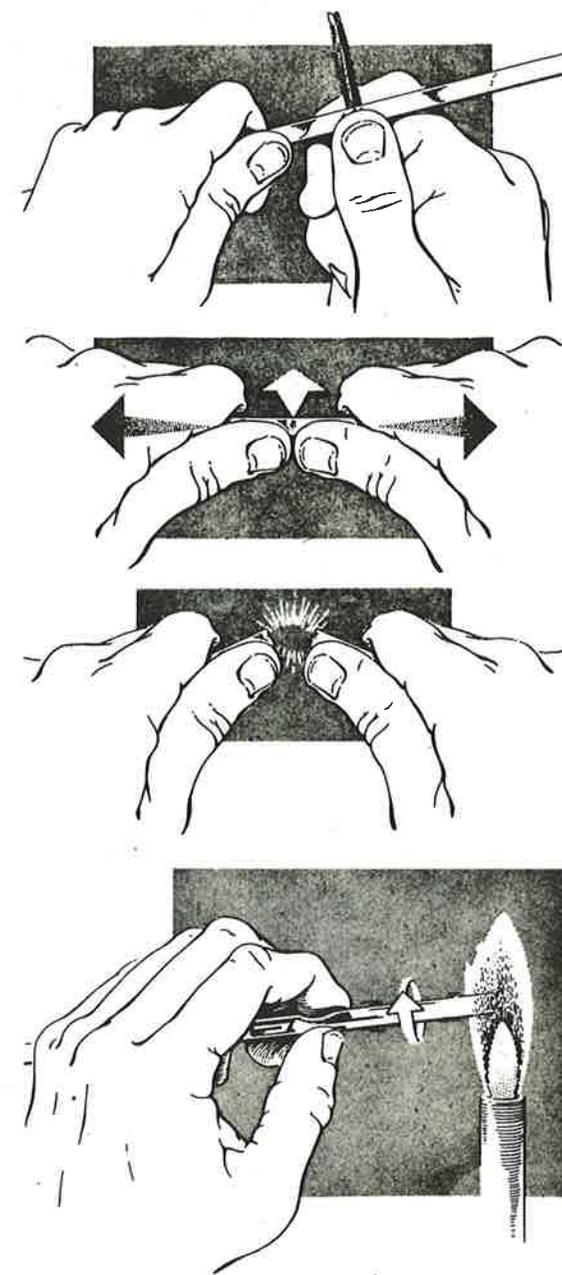


Fig. A3-1 — Cortando um tubo de vidro e arredondando as bordas do corte no fogo.

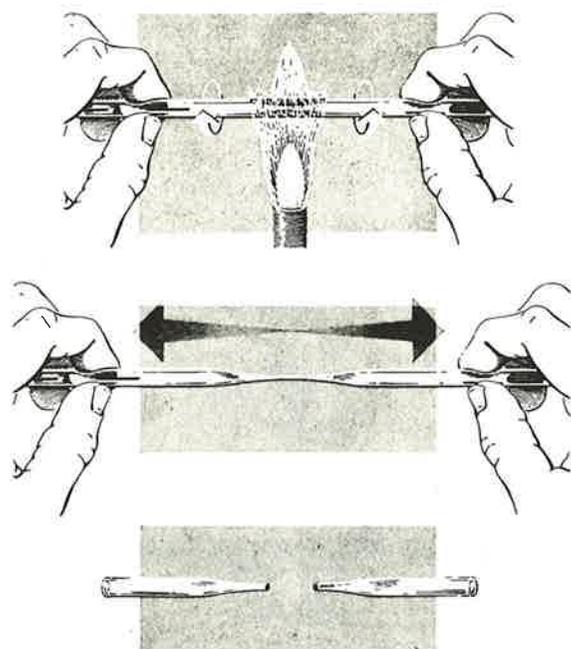


Fig. A3-2 — Repuxando um tubo de vidro para formar uma ponta.

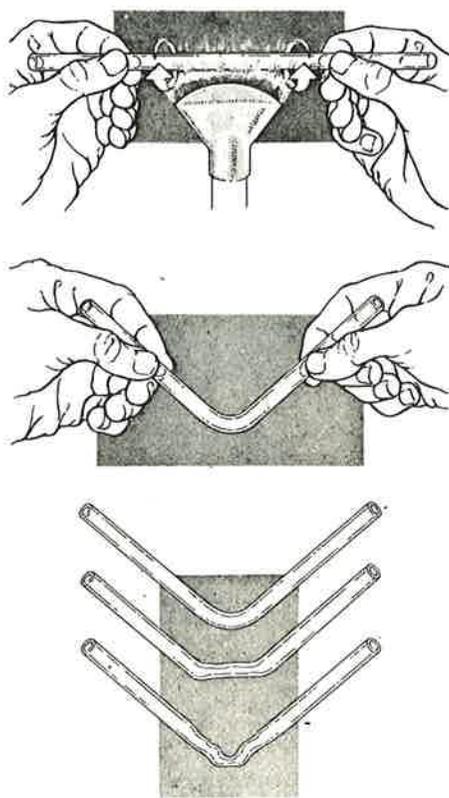


Fig. A3-3 — Fazendo um ângulo de 90° bem regular num tubo de vidro.

bem feita (elevando-se as extremidades) e duas dobras mal feitas. A do meio resultou de se manter o tubo, muito baixo na chama, de modo que a parte do meio ficou na região fria. A dobra representada em baixo no desenho foi produzida concentrando-se a chama numa porção pequena do tubo de vidro, o que freqüentemente acontece quando não se usa um bico “borboleta” para espalhar a chama.

COMO INTRODUIZIR UM TUBO DE VIDRO OU UM TERMÔMETRO EM UMA RÔLHA DE BORRACHA

Antes de tentar introduzir um tubo de vidro em uma rôlha de borracha, verifique se o furo é suficientemente grande para se alargar e acomodar o tubo. Uma gota de glicerina ou um pouco de água, colocados no furo da rôlha ou na ponta do tubo, servirão como lubrificantes.

Proteja suas mãos envolvendo o tubo com um pedaço de pano. Segure o tubo junto à rôlha e empurre-o efetuando um delicado movimento giratório. Não use muita força. SEJA MUITO CUIDADOSO. Se tiver alguma dificuldade, consulte o professor.

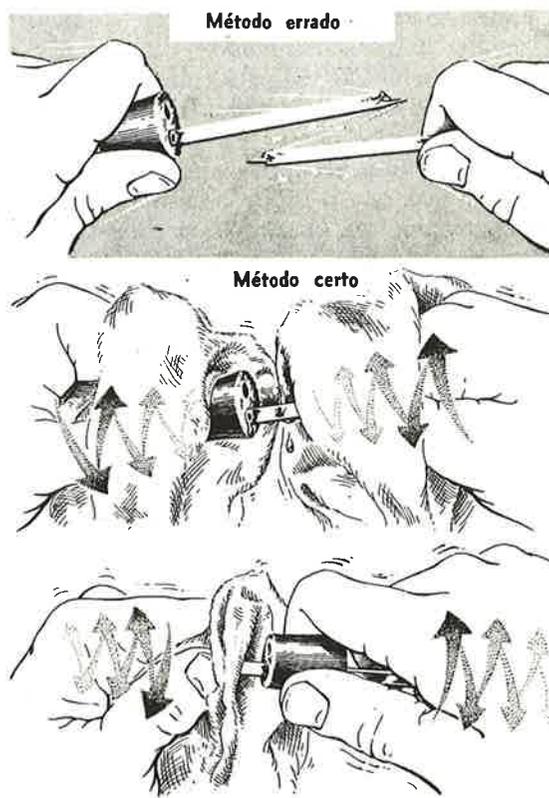


Fig. A3-4 — Enfiando um tubo de vidro em uma rôlha de borracha.

APÊNDICE 4

ERROS EXPERIMENTAIS

Em qualquer medida, há certo grau de incerteza. Em geral procuramos distinguir entre duas contribuições à incerteza: limitações de exatidão e limitações de precisão.

Exatidão exprime até que ponto a medida se aproxima do valor verdadeiro ou aceito. Uma medida pode ser extremamente reprodutível, dando os mesmos resultados tôdas as vezes e, entretanto, pode não medir realmente aquilo que se supõe que ela meça. Nesse caso, a exatidão do resultado pode ser muito incerta. Para descobrir a causa da falta de exatidão é preciso fazer a mesma determinação por muitos outros métodos. Portanto, não é fácil especificar a exatidão de uma medida.

A precisão ou reprodutibilidade exprime a variação encontrada quando se repete a mesma experiência usando sempre o mesmo método. Qualquer medida tem alguma incerteza resultante das limitações do aparelho de medida e da habilidade do experimentador para usar esse aparelho. A tabela abaixo indica valores típicos das incertezas associadas à qualidade dos aparelhos usados geralmente neste curso. Esses valores não incluem erros grosseiros devidos a descuidos ou a falta de conhecimento a respeito dos métodos corretos de fazer observações.

INCERTEZAS ASSOCIADAS COM MEDIDAS FEITAS COM VÁRIOS INSTRUMENTOS

Instrumento	Incerteza típica
Balança de centigramas	$\pm 0,01$ g
Balança de pratos	$\pm 0,5$ g
Proveta graduada de 50 ml	$\pm 0,2$ ml
Proveta graduada de 10 ml	$\pm 0,1$ ml
Termômetro de -10°C a $+110^{\circ}\text{C}$	$\pm 0,2$ $^{\circ}\text{C}$
Bureta de 50 ml	$\pm 0,02$ ml
Tubo graduado de 50 ml (para gás)	$\pm 0,02$ ml

Ao anotar os dados de uma experiência, é importante avaliar e anotar a incerteza. Por

exemplo, se você determinar a massa de um pedaço de fio de cobre numa balança de centigramas, você pode escrever:

$$\text{Massa de fio de cobre} = 2,89 \text{ g} \pm 0,01 \text{ g.}$$

A expressão “ $\pm 0,01$ g” significa que, se repetirmos a medida, poderemos esperar encontrar um dos seguintes resultados: 2,88; 2,89 ou 2,90 g. Se repetirmos muitas vezes a medida, poderemos esperar encontrar o valor central com mais freqüência do que 2,88 ou 2,90 g, ou valores mais afastados.

Outra maneira de exprimir a incerteza consiste em indicá-la como uma porcentagem da quantidade medida. Para o exemplo dado acima, a incerteza percentual é

$$\frac{0,01 \text{ g}}{2,89 \text{ g}} \times 100 = 0,35\%$$

A massa desse pedaço de fio de cobre seria anotada como

$$2,89 \text{ g} \pm 0,35\%$$

Este método tem muitas vantagens quando considerarmos de que maneira os erros afetam resultados calculados, especialmente os que envolvem multiplicações e divisões. Ele constitui também uma maneira mais clara de comparar as incertezas que afetam quantidades diferentes. Por exemplo, um pedaço maior de cobre poderia ter massa igual a $28,92 \text{ g} \pm 0,01 \text{ g}$. A incerteza percentual seria:

$$\frac{0,01 \text{ g}}{28,92 \text{ g}} \times 100 = 0,035\%$$

Essa massa de cobre seria anotada como

$$28,92 \text{ g} \pm 0,035\%$$

Se este último pedaço de cobre fôsse levado a uma balança menos sensível, poderíamos obter $28,9 \text{ g} \pm 0,5 \text{ g}$ ou $28,9 \text{ g} \pm 1,7\%$, o que constitui um resultado muito menos preciso.

Outra maneira de indicar a incerteza é pelo número de algarismos anotados. Esse método é conhecido como o dos "algarismos significativos" e, embora muitas vezes ele seja conveniente, fornece menos informações do que os outros dois. Apesar de suas limitações, o método dos algarismos significativos é satisfatório para muitos fins neste curso.

Segundo esse método, são dados todos os algarismos de que temos certeza e mais um, incerto. Por exemplo, para o fio de cobre cuja massa foi determinada na balança de centigramas, anotamos $2,89 \text{ g} \pm 0,01 \text{ g}$; portanto, essa massa deve ser escrita com três algarismos significativos: 2,89. Note que não fica especificado *de quanto* é incerto o último algarismo. Os valores $2,89 \pm 0,02$, $2,89 \pm 0,03$ ou $2,89 \pm 0,04$ também seriam escritos como 2,89.

Para o pedaço maior de fio de cobre cuja massa foi determinada na balança menos precisa, demos o valor $28,9 \text{ g} \pm 0,5 \text{ g}$. Isto seria escrito simplesmente como 28,9 g (três algarismos significativos). Neste caso, também, não temos certeza da extensão da incerteza. A expressão $28,9 \text{ g} \pm 0,1 \text{ g}$ indica uma precisão maior do que a obtida com essa balança. Por outro lado, se você escrevesse 29 g (dois algarismos significativos), isto poderia significar $29 \text{ g} \pm 1 \text{ g}$, o que é menos do que a precisão dessa balança.

O USO DE ALGARISMOS SIGNIFICATIVOS NA EXPRESSÃO DAS MEDIDAS

- Os algarismos escritos são aqueles de que temos certeza e mais um sobre o qual há alguma incerteza. Veja os exemplos acima.
- O número de algarismos significativos não tem nada a ver com a posição da vírgula. Portanto, zeros que apenas indicam a ordem de grandeza do número não são algarismos significativos.

Por exemplo, os números 36,09, 3,609, 0,3609, 0,003609 e 3 609 têm todos, quatro algarismos significativos. O número 36,090 tem cinco algarismos significativos; e o número 36 090? Neste caso, o último zero pode ser um algarismo significativo ou pode apenas indicar a ordem de grandeza. Para tornar inteiramente claro que o último zero é um algarismo significativo, o número deveria ser escrito como

$3,6090 \times 10^4$. Se o zero não for significativo, tal fato seria indicado pela notação $3,609 \times 10^4$.

Lembre-se de que, ao ser usado o número de algarismos significativos para indicar a incerteza, fica pressuposto que a incerteza está sempre no último algarismo escrito — mas não fica esclarecida a extensão da incerteza.

A PROPAGAÇÃO DOS ERROS NOS RESULTADOS CALCULADOS

Até agora discutimos apenas o problema de anotar o resultado de uma única medida indicando corretamente a incerteza. Agora vamos ver de que maneira as incertezas de diversas medidas combinam-se, quando realizarmos vários tipos de cálculos, e qual a incerteza do resultado.

A) Adição e subtração

Quando várias grandezas são somadas ou subtraídas, a incerteza máxima no resultado é a soma das incertezas das várias grandezas.

EXEMPLO A. RESULTADO OBTIDO POR SUBTRAÇÃO

Na Experiência 7, você obteve a massa do nitrato de prata, $\text{AgNO}_3(s)$, fazendo duas determinações de massa:

Massa do frasco com $\text{AgNO}_3(s)$	$15,34 \text{ g} \pm 0,01 \text{ g}$
Massa do frasco	$12,83 \text{ g} \pm 0,01 \text{ g}$
Massa de $\text{AgNO}_3(s)$	$2,51 \text{ g} \pm 0,02 \text{ g}$

Note que a incerteza no resultado calculado é $\pm 0,02$, ou seja, a soma das incertezas nas duas medidas. Verifiquemos a exatidão disso usando os valores que darão a maior e a menor diferença.

$$\begin{array}{r|l} (15,34 + 0,01) & 15,35 \text{ g} \\ (12,83 - 0,01) & 12,82 \text{ g} \\ \hline & 2,53 \text{ g} \end{array} \quad \begin{array}{r|l} (15,34 - 0,01) & 15,33 \text{ g} \\ (12,83 + 0,01) & 12,84 \text{ g} \\ \hline & 2,49 \text{ g} \end{array}$$

Esses números estão de acordo com a notação:

$$2,51 \text{ g} \pm 0,02 \text{ g}$$

EXEMPLO B. RESULTADO DERIVADO POR ADIÇÃO

Na Experiência 8, você determinou a massa de uma amostra de cloreto de sódio, $\text{NaCl}(s)$, com incerteza de $\pm 0,02 \text{ g}$. Depois somou essa massa à massa de nitrato de prata, $\text{AgNO}_3(s)$, cuja incerteza também era de $\pm 0,02 \text{ g}$:

Massa de $\text{NaCl}(s)$	$0,87 \text{ g} \pm 0,02 \text{ g}$
Massa de $\text{AgNO}_3(s)$	$2,51 \text{ g} \pm 0,02 \text{ g}$
Soma	$3,38 \pm 0,04 \text{ g}$

Note que a incerteza no resultado derivado é $\pm 0,04 \text{ g}$. Verifique isto achando o maior e o menor resultado da soma, como foi feito no Exemplo A.

EXEMPLOS USANDO-SE O MÉTODO DOS ALGARISMOS SIGNIFICATIVOS

No Exemplo A, só podem ser usados três algarismos significativos para exprimir a diferença 2,51 g, porque as incertezas ocorrem nos centésimos de grama. Isto significa que os dois primeiros algarismos são conhecidos com certeza, mas há alguma dúvida a respeito do último. Note que, na subtração (ou adição), você não pode usar o número verdadeiro de algarismos significativos dos dados (quatro, no exemplo acima), mas deve observar em que posição, a dos décimos, centésimos, etc., o algarismo duvidoso aparece.

Considere um exemplo mais extremo; some: $27 \text{ cm} \pm 1 \text{ cm}$ (incerteza nas unidades) com $2,35 \text{ cm} \pm 0,01 \text{ cm}$ (incerteza nos centésimos).

A primeira parcela limita a resposta a $29 \text{ cm} \pm 1 \text{ cm}$, ou seja, a dois algarismos significativos, 29 cm.

Note que o método dos algarismos significativos é superficialmente mais simples, mas nem sempre dá a extensão da incerteza. Entretanto, ele é adequado para a maior parte dos cálculos que faremos.

EXERCÍCIOS

Calcule a incerteza máxima nos seguintes resultados:

Subtração

$$\begin{array}{l} 1. (40,2 \pm 0,2)^\circ\text{C} \\ \quad - (10,2 \pm 0,2)^\circ\text{C} \end{array} \quad \begin{array}{l} 3. (103,24 \pm 0,01) \text{ g} \\ \quad - (98,13 \pm 0,01) \text{ g} \end{array}$$

Adição

$$\begin{array}{l} 2. (1500 \pm 10) \text{ cm} \\ \quad (1500 \pm 10) \text{ cm} \\ \quad (481 \pm 1) \text{ cm} \\ \quad + (481 \pm 1) \text{ cm} \end{array} \quad \begin{array}{l} 4. (5,18 \pm 0,02) \text{ g} \\ \quad + (1,76 \pm 0,02) \text{ g} \end{array}$$

5. Quantos algarismos significativos existem em cada uma das quantidades calculadas acima?

B) Multiplicação e divisão

Na multiplicação e na divisão a incerteza não é simplesmente a soma das incertezas dos fatores, mas a soma das incertezas percentuais dos fatores.

EXEMPLO A

Calcule o calor Q absorvido por $(306 \pm 2) \text{ g}$ de água quando sua temperatura varia de $(20,0 \pm 0,4)^\circ\text{C}$.

Como é necessária 1 cal para elevar de 1°C a temperatura de 1 g de água, são necessárias 306 cal para elevar de 1°C a temperatura de 306 g de água, e $(306 \pm 2) \times (20,0 \pm 0,4)$ calorias para elevar de $20,0^\circ\text{C}$ a temperatura de 306 g de água. Determine a incerteza no produto calculado, considerando o maior e o menor valor que poderíamos obter:

Maior:

$$308 \text{ g} \times 20,4^\circ\text{C} \times 1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} = 6283,2 \text{ cal}$$

Menor:

$$304 \text{ g} \times 19,6^\circ\text{C} \times 1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} = 5958,4 \text{ cal}$$

A média para esses dois resultados é $6120,8 \pm 162,4 \text{ cal}$. Isto indica claramente que a incerteza está situada entre 100 e 200 calorias, e a resposta deverá ser escrita:

$$Q = (6100 \pm 200) \text{ cal}$$

ou melhor:

$$Q = (6,1 \pm 0,2) \cdot 10^3 \text{ cal}$$

Expressando as incertezas como percentagens, obtemos para a massa de 306 g:

$$\frac{2}{306} \times 100 = 0,65\% \text{ ou, aproximadamente, } 0,7\%$$

e para a variação de temperatura de 20,0°C:

$$\frac{0,4}{20,0} \times 100 = 2,0\%$$

para a incerteza total no produto, obtemos:

$$0,7\% + 2,0\% = 2,7\%$$

$$306 \times 20,0 = 6120 \text{ cal}$$

$$6120 \times 2,7\% = 160 \text{ cal}$$

ou, arredondando:

$$(6100 \pm 200) \text{ cal}$$

e usando uma notação melhor:

$$(6,1 \pm 0,2) \cdot 10^3 \text{ cal}$$

Quando usamos algarismos significativos, admitimos que o produto ou o quociente terão o mesmo número de algarismos significativos que o fator menos preciso. Não se trata de uma regra absolutamente exata, mas muitas vezes conveniente. Os dois fatores do produto acima têm três algarismos significativos (306 e 20,0); portanto, presume-se que o resultado também tenha três. Isto significa que, no valor 6120 cal, a incerteza esteja no algarismo das dezenas, ou seja, no 2. Devemos escrever, portanto, $6,12 \times 10^3$, para mostrar que o último zero não é significativo. Nesse caso, o uso dos algarismos significativos leva a uma estimativa imprecisa da incerteza. Isto porque admitimos que a incerteza do resultado é determinada inteiramente pelo componente menos preciso, quando, na realidade, a incerteza dos dois componentes contribui para a incerteza do produto. Escrevemos apenas o número $6,12 \times 10^3$, quando, na realidade, trata-se de $(6,1 \pm 0,2) \cdot 10^3$.

EXEMPLO B

Calcule o quociente entre o número de moles de alumínio ($1,49 \pm 0,02$) e o número de moles de prata ($0,51 \pm 0,02$):

$$\frac{\text{moles de alumínio}}{\text{moles de prata}} =$$

$$\frac{1,49 \pm 0,02}{0,51 \pm 0,02} = \frac{1,49 \pm 1,3\%}{0,51 \pm 3,9\%} = 2,92 \pm 5,2\%$$

$$\text{ou}$$

$$2,92 \pm 0,15$$

Usando algarismos significativos, temos:

1,49 tem três algarismos significativos

0,52 tem dois algarismos significativos

A resposta deve ter dois algarismos significativos; por isso arredondamos 2,92 para 2,9.

EXERCÍCIOS

- Calcule a área de um retângulo que mede ($10,0 \pm 0,1$) cm por ($2,5 \pm 0,1$) cm e calcule a incerteza pelos dois métodos (usando algarismos significativos e somando as incertezas percentuais). Faça um desenho do retângulo sombreando a área de incerteza. Calcule a área da parte sombreada e compare com a incerteza calculada.
- Calcule o calor absorvido quando ($200 \pm 0,5$) g de água são aquecidas de ($5,0 \pm 0,2$)°C.
- Calcule o calor de combustão (em calorias por grama) para uma substância, sabendo que (9800 ± 200) cal são liberadas quando ($1,23 \pm 0,02$) g são queimadas. Exprima sua resposta com o número correto de algarismos significativos. Não é preciso assinalar a incerteza.
- Calcule o calor de solidificação para a mesma substância, sabendo que (210 ± 70) cal são liberadas quando ($10,3 \pm 0,2$) g se solidificam. Exprima sua resposta com o número correto de algarismos significativos.

ARREDONDAMENTO

Em geral, os resultados calculados contêm mais algarismos do que se justifica de acordo com a incerteza dos dados. Por exemplo, cal-

cule a área de um retângulo que mede ($15,2 \pm 0,1$) cm por ($13,2 \pm 0,1$) cm. Desprezando a incerteza, o produto vale 200,64 cm². Trata-se de um valor mais preciso do que o esperado, tendo em vista a incerteza de 0,1 cm em cada medida. Usando os dados que fornecem o maior produto:

$$15,3 \text{ cm} \times 13,3 \text{ cm} = 203,49 \text{ cm}^2$$

e o menor produto:

$$15,1 \text{ cm} \times 13,1 \text{ cm} = 197,81 \text{ cm}^2$$

torna-se óbvio que a área deve ser expressa com apenas três algarismos significativos. Deve-se, portanto, arredondar o resultado 200,64 cm² para 201 cm².

Analogamente, se o número 56,24 deve ser arredondado para três algarismos apenas, deve-se usar 56,2 porque 0,24 fica mais próximo de 0,2 do que de 0,3.

Vejamos outros exemplos:

234,57 arredondado para quatro algarismos dá 234,6
 234,12 arredondado para quatro algarismos dá 234,1
 234,546 arredondado para cinco algarismos dá 234,55
 234,546 arredondado para quatro algarismos dá 234,5

SUMÁRIO

1. PROPAGAÇÃO DA INCERTEZA NOS CÁLCULOS

(A) Adição e Subtração

A incerteza do resultado é a soma das incertezas das quantidades componentes.

Método dos algarismos significativos: inclua todos os algarismos sobre os quais não há dúvida e um sobre o qual há alguma incerteza.

(B) Multiplicação e Divisão

A incerteza do resultado é a soma das incertezas percentuais das quantidades componentes.

Método dos algarismos significativos: inclua tantos algarismos significativos quantos são os do componente que tem menor número de algarismos significativos.

2. EXATIDÃO DE UM RESULTADO

(A) Em geral é difícil avaliar a incerteza associada à exatidão. Se foram usados diferentes métodos para medir a mesma quantidade, as diferenças entre os resultados podem servir como indicio da exatidão. Naturalmente, se conhecemos o valor verdadeiro ou um valor aceito, podemos calcular o erro percentual assim como a incerteza nos cálculos baseados na precisão das medidas.

A inexatidão é expressa, em geral, como:

$$\text{erro percentual} = \frac{\text{diferença entre o valor experimental e o aceito} \times 100}{\text{valor aceito}}$$

(B) Nos casos em que o valor verdadeiro ou o valor aceito não são conhecidos, desde que você tenha realizado várias determinações da mesma grandeza, você pode calcular o desvio em relação à média. Há muitas maneiras de indicar uma tendência central:

- Você pode calcular o desvio médio em relação ao valor médio. Veja o Exercício 1-4, no Cap. 1.
- Você pode indicar o intervalo dentro do qual cai certa percentagem dos casos. Em uma análise estatística mais rigorosa, você pode calcular aquilo que se chama "desvio padrão". Aproximadamente dois terços dos casos de uma distribuição normal caem dentro de ± 1 desvio padrão. É costume por isso dar o intervalo no qual caem cerca de 67% dos casos.

RECAPITULAÇÃO DA MATEMÁTICA UTILIZADA NESTE CURSO

POTÊNCIAS

A NOTAÇÃO EXPONENCIAL

Em Química, freqüentemente temos que lidar com números muito grandes ou muito pequenos, como

602 300 000 000 000 000 000 000 — que é o número de moléculas existentes em um mol — ou 0,000 000 000 000 000 000 000 000 911 g — que é a massa de um elétron. É muito mais conveniente exprimir tais números como o produto de um número entre 1 e 10 por 10 elevado a alguma potência. Por exemplo:

$$1 = 1 \times 10^0 \quad 1 = \frac{1}{10^0} = 1$$

$$10 = 1 \times 10^1 \quad 0,1 = \frac{1}{10^1} = 1 \times 10^{-1}$$

$$100 = 1 \times 10^2 \quad 0,01 = \frac{1}{10^2} = 1 \times 10^{-2}$$

$$1000 = 1 \times 10^3 \quad 0,001 = \frac{1}{10^3} = 1 \times 10^{-3}$$

Assim:

$$602\ 300\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000 = 6,023 \times 10^{23}$$

e

$$0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 911 = 9,11 \times 10^{-28}$$

Escrever um número dessa maneira constitui uma forma "taquigráfica" de expressão. A notação $6,023 \times 10^{23}$ nos diz que devemos multiplicar 6,023 por dez, vinte e três vezes. A notação $9,11 \times 10^{-28}$ nos diz que devemos dividir 9,11 por 10, vinte e oito vezes. Lembre-se que, quando multiplicamos por 10, movemos a vírgula uma casa para a direita e quando dividimos por 10, movemos a vírgula uma casa para a esquerda.

Essa notação é extremamente útil para indicar o número de algarismos significativos e

elimina a confusão que às vezes ocorre sobre os zeros que aparecem em um número serem significativos ou não.

EXEMPLOS

a) O valor dado acima para o número de moléculas de um mol merece confiança até quatro algarismos significativos. Por isso, deve ser escrito como $6,023 \times 10^{23}$. O número 6,023 exprime o número certo de algarismos significativos. O termo 10^{23} indica a ordem de grandeza.

b) Os números abaixo estão escritos com o número correto de algarismos significativos:

$$186000 \pm 1000 = 1,86 \times 10^5$$

(três algarismos significativos)

$$0,00430 \pm 0,00001 = 4,30 \times 10^{-3}$$

(três algarismos significativos)

$$10002 \pm 1 = 1,0002 \times 10^4$$

(cinco algarismos significativos)

EXERCÍCIOS

1. Escreva cada um dos números seguintes como o produto de um número entre 1 e 10 e uma potência de dez, como, por exemplo: $22400 \pm 100 = 2,24 \times 10^4$; $0,0056 \pm 0,0001 = 5,6 \times 10^{-3}$.

- | | |
|---------------------------|------------------------------|
| a) 300 ± 100 | f) $0,0000094 \pm 0,0000001$ |
| b) 85000 ± 1000 | g) $0,000183 \pm 0,000001$ |
| c) 186251 ± 1 | h) $0,0155 \pm 0,0001$ |
| d) 16100000 ± 1000000 | i) $0,0080 \pm 0,0001$ |
| e) $0,005 \pm 0,001$ | j) $80,10 \pm 0,01$ |

2. Escreva cada um dos números abaixo sem usar as potências de dez, como, por exemplo: $2,24 \times 10^4 = 22400 \pm 100$; $4,30 \times 10^{-3} = 0,00430 \pm 0,00001$.

- | | |
|---------------------------|---------------------------|
| (a) 3×10^2 | (f) $9,4 \times 10^{-6}$ |
| (b) $8,5 \times 10^4$ | (g) $1,83 \times 10^{-4}$ |
| (c) $1,86251 \times 10^5$ | (h) $1,55 \times 10^{-2}$ |
| (d) $1,61 \times 10^7$ | (i) $8,010 \times 10^1$ |
| (e) 5×10^{-3} | (j) $8,0 \times 10^{-3}$ |

3. Nos números abaixo, modifique as potências de dez como nos seguintes exemplos:

$$224 \times 10^5 = 2,24 \times 10^7$$

Resposta: $224 \times 10^5 = 2,24 \times 10^7$

$$3224 \times 10^{-5} = 3,224 \times 10^2$$

Resposta: $3224 \times 10^{-5} = 3,224 \times 10^{-2}$

- | |
|---|
| (a) $448 \times 10^4 = 4,48 \times 10^7$ |
| (b) $0,035 \times 10^8 = 3,5 \times 10^2$ |
| (c) $2,35 \times 10^4 = \text{---} \times 10^5$ |
| (d) $8,1 \times 10^6 = \text{---} \times 10^4$ |
| (e) $324,5 \times 10^9 = \text{---} \times 10^{11}$ |
| (f) $224 \times 10^{-5} = 2,24 \times 10^2$ |
| (g) $0,045 \times 10^{-9} = 4,5 \times 10^2$ |
| (h) $76,16 \times 10^{-4} = 7616 \times 10^{-2}$ |
| (i) $3,1 \times 10^{-6} = \text{---} \times 10^{-3}$ |
| (j) $5,423 \times 10^{-9} = \text{---} \times 10^{-11}$ |

ADIÇÃO E SUBTRAÇÃO DE NÚMEROS ESCRITOS COM POTÊNCIAS DE DEZ

Para somar ou subtrair números escritos com potências de dez, comece por exprimi-los usando a mesma potência de dez, depois some ou subtraia.

EXEMPLOS

(a) $2,3 \times 10^4 + 1,4 \times 10^5$
 $= 2,3 \times 10^4 + 14 \times 10^4 = 16 \times 10^4$

(b) $9,6 \times 10^5 - 3,2 \times 10^4$
 $= 9,6 \times 10^5 - 0,32 \times 10^5 = 9,3 \times 10^5$

EXERCÍCIOS

- $2,3 \times 10^4 + 4,6 \times 10^4 =$
- $2,3 \times 10^4 + 5,3 \times 10^5 =$
- $8,6 \times 10^{-3} + 5,0 \times 10^{-4} = 9,1 \times 10^{-3}$
- $2,18 \times 10^{-2} - 1,09 \times 10^{-2} =$
- $6,23 \times 10^{-9} - 8,5 \times 10^{-10} =$
- $8,6 \times 10^7 - 3,0 \times 10^6 = 8,3 \times 10^7$

MULTIPLICAÇÃO E DIVISÃO DE NÚMEROS ESCRITOS COM POTÊNCIAS DE DEZ

Para multiplicar números escritos com potência de dez, some os expoentes de dez e multiplique os outros fatores.

EXEMPLOS

- | |
|--|
| (a) $10^1 \times 10^2 \times 10^4 = 10^{1+2+4} = 10^7$ |
| (b) $10^{-2} \times 10^3 \times 10^5 = 10^{-2+3+5} = 10^6$ |
| (c) $(1,0 \times 10^2)(2,2 \times 10^3)(1,5 \times 10^4)$
$= 1,0 \times 2,2 \times 1,5 \times 10^{2+3+4} = 3,3 \times 10^9$ |

EXERCÍCIOS

(Escreva os resultados na notação habitual com potências de dez)

- $10^2 \times 10^3 =$
- $(2 \times 10^7)(2 \times 10^4) =$
- $(1,2 \times 10^{12})(8,0 \times 10^8) =$
- $(2,5 \times 10^8)(4,0 \times 10^{-3}) =$
- $(1,3 \times 10^{-6})(3,0 \times 10^{-4}) =$

Para dividir números escritos com potências de dez, subtraia os expoentes de dez e divida os outros fatores.

EXEMPLOS

- | |
|---|
| (a) $10^4 \div 10^1 = 10^{4-1} = 10^3$ |
| (b) $8 \times 10^3 \div 2 \times 10^3$
$= 8 \div 2 \times 10^{3-3} = 4 \times 10^0 = 4$ |
| (c) $\frac{2 \times 10^3 \times 1 \times 10^{-2} \times 3 \times 10^6}{6 \times 10^{-6}}$
$= \frac{2 \times 1 \times 3}{6} \times \frac{10^{3-2+6}}{10^{-6}} = \frac{10^7}{10^{-6}} = 10^{7-(-6)} = 10^{13}$ |

EXERCÍCIOS

1. $10^6 \div 10^2 = 10^?$
2. $2,7 \times 10^8 \div 3 \times 10^5 =$
3. $4,5 \times 10^{-9} \div 5 \times 10^4 =$
4. $1,77 \times 10^8 \div 3 \times 10^{-3} =$
5. $1,45 \times 10^{-8} \div 5,0 \times 10^{-12} =$

RAIZ QUADRADA DE NÚMEROS ESCRITOS COM POTÊNCIAS DE DEZ

Para extrair a raiz quadrada de um número escrito com potência de dez, multiplique o expoente por $\frac{1}{2}$ e extraia a raiz do outro fator. Se o expoente fôr ímpar, mude a vírgula de lugar, da maneira mais conveniente, e faça a alteração correspondente no expoente.

EXEMPLOS

- (a) $\sqrt{y^4} = (y^4)^{\frac{1}{2}} = y^2$
- (b) $(4 \times 10^2)^{\frac{1}{2}} = 4^{\frac{1}{2}} \times (10^2)^{\frac{1}{2}} = 2 \times 10 = 20$
- (c) $(9 \times 10^4)^{\frac{1}{2}} = 9 \times (10^4)^{\frac{1}{2}} = 3 \times 10^2 = 300$
- (d) $(2,5 \times 10^5)^{\frac{1}{2}} = (25 \times 10^4)^{\frac{1}{2}}$
 $= 25 \times (10^4)^{\frac{1}{2}} = 5 \times 10^2$
- (e) $(10 \times 10^9)^{\frac{1}{2}} = (1,0 \times 10^{10})^{\frac{1}{2}}$
 $= 1,0 \times (10^{10})^{\frac{1}{2}} = 1 \times 10^5$

EXERCÍCIOS

(Escreva as respostas na notação correta com potências de dez)

1. $\sqrt{10^8} =$
2. $(2,5 \times 10^7)^{\frac{1}{2}} =$
3. $(62,5 \times 10^{-5})^{\frac{1}{2}} =$
4. $\sqrt{16} \times 10^{12} =$
5. $(16,9 \times 10^{11})^{\frac{1}{2}} =$

GRÁFICOS

Verificamos experimentalmente que muitos fatores são interdependentes. À medida que a temperatura de um gás se eleva, o volume aumenta, desde que as outras condições não sejam alteradas. Uma relação desse tipo, em que dois valores variam na mesma direção (um permanece maior do que o outro sempre pelo mesmo fator), é chamada *relação direta*. Uma

relação direta pode ser expressa matematicamente como $x = ky$ ou $\frac{x}{y} = k$,

onde k é constante. Considere o seguinte exemplo de relação direta, entre o volume de um gás, V , e sua temperatura absoluta, T : temos $V = k T$. Observe a linha reta que se obtém quando se faz o gráfico. (Fig. A5-1).

Volume (em litros)	Temperatura (em °K)
1	120
2	240
3	360

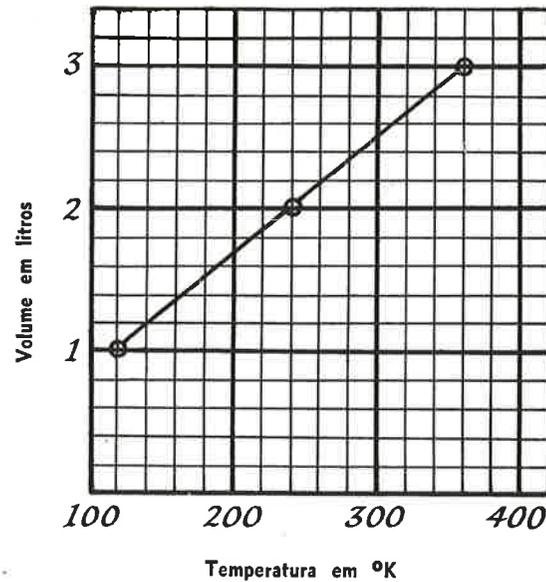


Fig. A5-1 - Gráfico para $V = k T$.

EXEMPLOS

- a) Se $k = 1$, obtemos $x = y$. Quando x cresce, y também cresce. Levando esses valores a um gráfico, com x no eixo horizontal (abscissa) e y no vertical (ordenada), obtemos a Fig. A5-2.

x	y
1	1
3	3
5	5

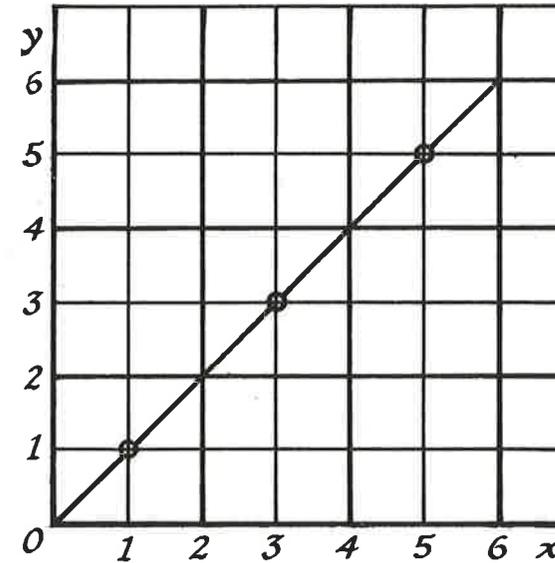


Fig. A5-2 - Gráfico para $x = y$.

- b) Se $k = 2$, obtemos $x = 2y$ e o gráfico da Fig. A5-3.

x	y
2	1
4	2
6	3

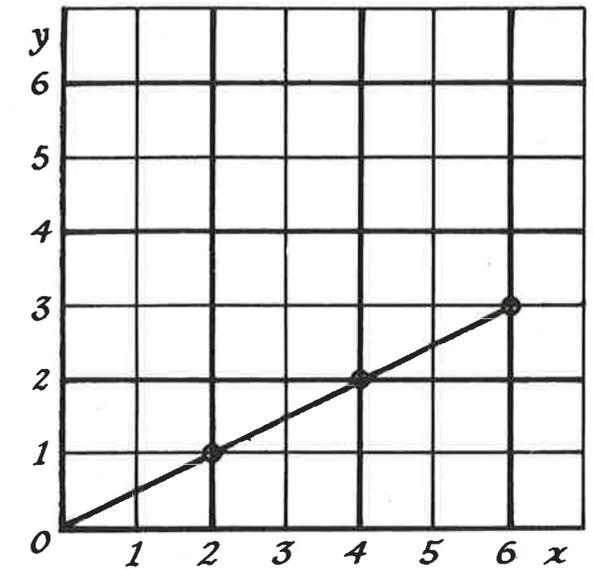


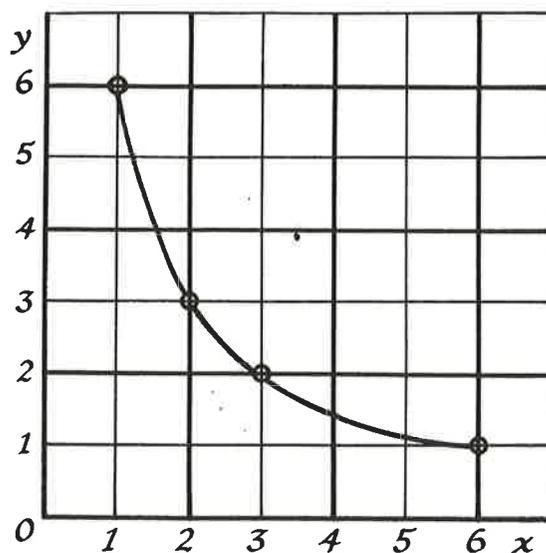
Fig. A5-3 - Gráfico para $x = 2y$.

Note que em ambos os casos, a curva é uma linha reta que passa pela origem, onde $x = y = 0$.

Quando um dos valores se torna maior por um determinado fator e o outro se torna menor pelo mesmo fator, temos uma *relação inversa*, que é expressa matematicamente com $xy = k$ ou $y = \frac{k}{x}$.

Se $k = 6$, obtemos os valores indicados abaixo e a curva da Fig. A5-4.

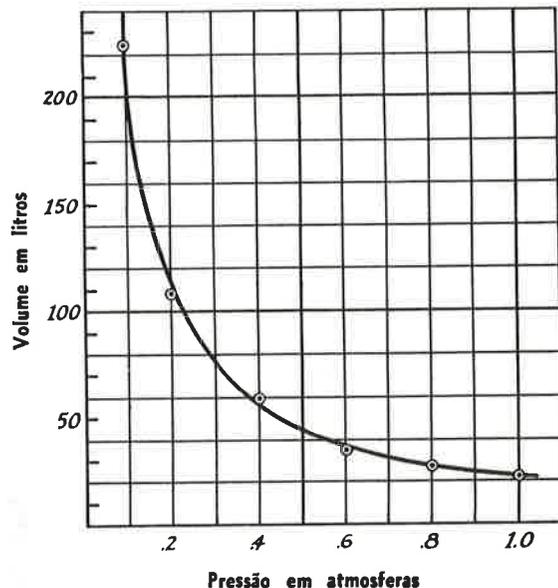
x	y
1	6
2	3
3	2
6	1

Fig. A5-4 - Gráfico para $xy = 6$.

A relação entre a pressão e o volume de um gás discutida no Capítulo 1 constitui um exemplo de relação inversa, na qual $P = k/V$ ou $PV = k$. Note, na Fig. A5-5, o tipo de curva obtida quando são introduzidos nessa relação os valores medidos da pressão e do volume para 32,0 g de oxigênio.

Pressão (atmosferas)	Volume (litros)
0,100	224
0,200	109
0,400	57,5
0,600	38,0
0,800	27,7
1,00	22,4

Note que, numa relação inversa, qualquer que seja o valor de k (exceto $k = 0$), quando x se torna muito grande, y torna-se muito pequeno, aproximando-se de zero, mas nunca atingindo zero. Quando y se torna muito grande, x torna-se muito pequeno, mas nunca chega a zero.

Fig. A5-5 - Gráfico para $PV = k$.

EXERCÍCIOS

1. Faça um gráfico que represente uma relação direta na qual $k = 3$. Use quatro pares de valores de x e y .
2. Faça um gráfico que represente uma relação inversa, na qual $k = 3$. Use seis pares de valores de x e y , começando por $x = 1$, $y = 3$.
3. Qual é o valor de k na relação que fornece os seguintes pares de valores:

$x = 0,2$	$y = 0,4$
$x = 0,6$	$y = 1,2$
$x = 1,8$	$y = 3,6$

Faça um gráfico com esses valores.

4. O volume de um balão de borracha não muito cheio varia na razão inversa da pressão externa.
 - a) Escreva uma equação para descrever essa relação. Represente a pressão por P e o volume por V .

b) Verifica-se experimentalmente que, quando a pressão é de 1 atm, o volume do balão é 22,4 l. Quando a pressão é aumentada para 2 atm, o volume decresce para 11,2 l. Quanto vale k nessa equação?

c) Qual seria o volume sob a pressão de 12 atm? e de $\frac{1}{2}$ atm?

SOMANDO, SUBTRAINDO, MULTIPLICANDO E DIVIDINDO EQUAÇÕES

Muita coisa que você aprendeu em Álgebra é extremamente útil em Química. Vamos rever agora alguns recursos algébricos mais comuns. Estude cada exemplo como um meio de refrescar sua memória.

Consideremos dois pares de equações. O primeiro par lhe lembrará as equações que você usou em Álgebra; o segundo par usa símbolos comuns na Química. No mais, são idênticos.

$$\begin{array}{ll} \text{a)} & 2a + b = 2c \\ & 2c + b = 2e \end{array} \quad \begin{array}{ll} \text{b)} & 2C + O_2 = 2CO \\ & 2CO + O_2 = 2CO_2 \end{array}$$

Somando as equações obtemos:

$$\begin{array}{l} 2a + 2b + 2c = 2c + 2e \quad (\text{A5.1}) \\ 2C + 2O_2 + 2CO = 2CO + 2CO_2 \quad (\text{A5.2}) \end{array}$$

Pode-se somar ou subtrair a mesma quantidade de ambos os membros de uma equação sem alterar a igualdade. Subtraindo $2c$ de ambos os membros da equação (A5.1), obtemos:

$$2a + 2b = 2e$$

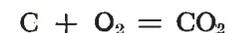
Subtraindo $2CO$ de ambos os membros da equação (A5.2), obtemos:

$$2C + 2O_2 = 2CO_2$$

Podemos multiplicar ou dividir ambos os membros de uma equação pelo mesmo número sem alterar a igualdade. Dividindo por 2, obtemos:

$$a + b = e$$

que é a soma das duas equações do exemplo (a) e



que é a soma das duas equações do exemplo (b).

Consideremos mais dois pares de equações:

$$\begin{array}{l} \text{a)} \quad a + b = c + 26d \\ \quad \quad e + b = c + 24d \\ \text{b)} \quad C(\text{diamante}) + O_2(g) = CO_2(g) + 94,50 \text{ kcal} \\ \quad \quad C(\text{grafite}) + O_2(g) = CO_2(g) + 94,05 \text{ kcal} \end{array}$$

Subtraindo uma equação da outra, obtemos:

$$a - e = 2d \quad (\text{A5.3})$$

$$C(\text{diamante}) - C(\text{grafite}) = 0,45 \text{ kcal} \quad (\text{A5.4})$$

Somando e a ambos os lados da equação (A5.3) e $C(\text{grafite})$ a ambos os lados da equação (A5.4), nós obtemos:

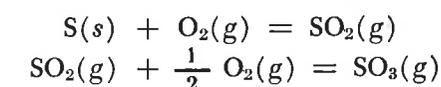
$$a = e + 2d$$

e

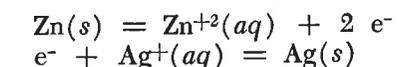
$$C(\text{diamante}) = C(\text{grafite}) + 0,45 \text{ kcal}$$

EXERCÍCIOS

1. Dadas as duas etapas seguintes para a produção de SO_3 , some as equações para obter a equação de produção de SO_3 a partir de S e O_2 .

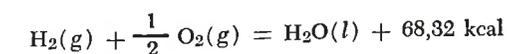
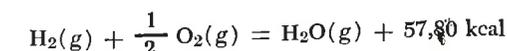


2. Some as duas reações seguintes de maneira que os e^- se cancelem.



3. É necessária energia para evaporar água. As equações abaixo indicam a energia liberada quando hidrogênio e oxigênio são queimados para formar água. Calcule a energia necessária para evaporar $H_2O(l)$.

$$\text{Sugestão: } \text{--- kcal} + H_2O(l) = H_2O(g)$$



APÊNDICE 6

NOMES, FÓRMULAS E CARGAS DE ALGUNS DOS IONS MAIS COMUNS

ÍONS POSITIVOS (CÁTIONS)		ÍONS NEGATIVOS (ÂNIONS)	
alumínio	Al ⁺³	acetato	CH ₃ COO ⁻
amônio	NH ₄ ⁺	brometo	Br ⁻
bário	Ba ⁺²	carbonato	CO ₃ ⁻²
cálcio	Ca ⁺²	hidrogenocarbonato ou bicarbonato	HCO ₃ ⁻
cromo (II), cromoso	Cr ⁺²	clorato	ClO ₃ ⁻
cromo (III), crômico	Cr ⁺³	cloreto	Cl ⁻
cobalto (II), cobaltoso	Co ⁺²	clorito	ClO ₂ ⁻
cobre (I), (*) cuproso	Cu ⁺	cromato	CrO ₄ ⁻²
cobre (II), cúprico	Cu ⁺²	dicromato	Cr ₂ O ₇ ⁻²
hidrogênio, hidroxônio	H ⁺ , H ₃ O ⁺	fluoreto	F ⁻
ferro (II), (*) ferroso	Fe ⁺²	hidróxido	OH ⁻
ferro (III), férrico	Fe ⁺³	hipoclorito	ClO ⁻
chumbo	Pb ⁺²	iodeto	I ⁻
lítio	Li ⁺	nitrato	NO ₃ ⁻
magnésio	Mg ⁺²	nitrito	NO ₂ ⁻
manganês (II), manganoso	Mn ⁺²	oxalato	C ₂ O ₄ ⁻²
mercúrio (I), (*) mercuroso	Hg ₂ ⁺²	hidrogenoxalato ou bioxalato	HC ₂ O ₄ ⁻
mercúrio (II), mercúrico	Hg ⁺²	perclorato	ClO ₄ ⁻
potássio	K ⁺	permanganato	MnO ₄ ⁻
prata	Ag ⁺	fosfato	PO ₄ ⁻³
sódio	Na ⁺	monoidrogenofosfato	HPO ₄ ⁻²
estrôncio	Sr ⁺²	diidrogenofosfato	H ₂ PO ₄ ⁻
estanho (II), (*) estanoso	Sn ⁺²	sulfato	SO ₄ ⁻²
estanho (IV), estânico	Sn ⁺⁴	hidrogenossulfato ou bissulfato	HSO ₄ ⁻
zinco	Zn ⁺²	sulfêto	S ⁻²
		hidrogenossulfêto ou bissulfêto	HS ⁻
		sulfito	SO ₃ ⁻²
		hidrogenossulfito ou bissulfito	HSO ₃ ⁻

(*) As soluções aquosas são facilmente oxidadas pelo ar.

Nota: Nos compostos iônicos o número relativo de íons positivos e negativos é tal que a soma de suas cargas elétricas é zero.

APÊNDICE 7

AUTORES DESTE LIVRO

COLABORADORES:

- Robert F. Campbell
Escola Secundária de Miramonte, Orinda, Califórnia
- Joseph E. Davis, Jr.
Escola Secundária de Miramonte, Orinda, Califórnia
- Saul L. Geffner
Escola Secundária de Forest Hills, Forest Hills, Nova York
- Theodore A. Geissman
Universidade da Califórnia, Los Angeles, Califórnia
- Melvin Greenstadt
Escola Secundária de Fairfax, Los Angeles, Califórnia
- Carl Gruhn
Escola Secundária de South Pasadena, South Pasadena, Califórnia
- Edward L. Haenisch
Colégio Wabash, Crawfordsville, Indiana
- Rolfe H. Herber
Universidade Rutgers, New Brunswick, Nova Jersey
- C. Robert Hurley
Colégio do Estado de Sacramento, Sacramento, Califórnia
- Lawrence D. Lynch, Jr.
Escola Secundária de Beverly Hills, Beverly Hills, Califórnia
- Lloyd E. Nalm
Universidade de Utah, Salt Lake City, Utah
- Clyde E. Parrish
Escola Secundária de Cubberley, Palo Alto, Califórnia
- Robert W. Parry
Universidade de Michigan, Ann Arbor, Michigan
- Eugene Roberts
Escola Politécnica, São Francisco, Califórnia
- Michell J. Sienko
Universidade Cornell, Ithaca, Nova York
- Robert Silber
American Chemical Society, Washington, D.C.

Harley L. Sorensen

Escola Secundária da União do Vale de San Ramon, Danville, Califórnia

Luke E. Steiner

Colégio Oberlin, Oberlin, Ohio

Moddie D. Taylor

Universidade Howard, Washington, D.C.

Robert L. Tellefsen

Escola Secundária de Napa, Napa, Califórnia

DIRETOR: J. Arthur Campbell, Colégio Harvey Mudd, Claremont, Califórnia

PRÉSIDENTE: Glenn T. Seaborg, Universidade da Califórnia, Berkeley, Califórnia

Massas atômicas internacionais

Os mais recentes valores recomendados pela União Internacional de Química Pura e Aplicada, 1961.

Os nomes entre parênteses referem-se a elementos radioativos; é geralmente dado o número de massa (não a massa atômica) do isótopo com meia vida mais longa.

NOME	SÍMBOLO	NÚMERO ATÔMICO	PÊSO ATÔMICO	NOME	SÍMBOLO	NÚMERO ATÔMICO	PÊSO ATÔMICO
ACTÍNIO	Ac	89	(227)	LANTÂNIO	La	57	138,9
ALUMÍNIO	Al	13	27,0	LÍTIO	Li	3	6,94
AMERICÍO	Am	95	(243)	LUTÉCIO	Lu	71	175,0
ANTIMÔNIO	Sb	51	121,8	MAGNÉSIO	Mg	12	24,3
ARGÔNIO	Ar	18	39,9	MANGANÊS	Mn	25	54,9
ARSÊNIO	As	33	74,9	MENDELEVIO	Md	101	(256)
ASTATÍNIO	At	85	(210)	MERCÚRIO	Hg	80	200,6
BÁRIO	Ba	56	137,3	MOLIBDÊNIO	Mo	42	95,9
BERÍLIO	Be	4	9,01	NEODÍMIO	Nd	60	144,2
BERQUÉLIO	Bk	97	245	NEÔNIO	Ne	10	20,2
BISMUTO	Bi	83	209,0	NETÚNIO	Np	93	(237)
BORO	B	5	10,8	NIÓBIO	Nb	41	92,9
BROMO	Br	35	79,9	NIQUEL	Ni	28	58,7
CÁDMIO	Cd	48	112,4	NITROGÊNIO	N	7	14,01
CÁLCIO	Ca	20	40,1	ÓSMIO	Os	76	190,2
CALIFÓRNIO	Cf	98	(251)	OURO	Au	79	197,0
CARBONO	C	6	12,01	OXIGÊNIO	O	8	16,00
CÉRIO	Ce	58	140,1	PALÁDIO	Pd	46	106,4
CÉSIO	Cs	55	132,9	PLATINA	Pt	78	195,1
CHUMBO	Pb	82	207,2	PLUTÔNIO	Pu	94	(242)
CLORO	Cl	17	35,5	POLÔNIO	Po	84	210
COBALTO	Co	27	58,9	POTÁSSIO	K	19	39,1
COBRE	Cu	29	63,5	PRASEODÍMIO	Pr	59	140,9
CRIPTÔNIO	Kr	36	83,8	PRATA	Ag	47	107,9
CROMO	Cr	24	52,0	PROMÉCIO	Pm	61	(147)
CURIO	Cm	96	(247)	PROTACTÍNIO	Pa	91	(231)
DISPRÓSIO	Dy	66	162,5	RÁDIO	Ra	88	(226)
EINSTÊNIO	Es	99	(254)	RADÔNIO	Rn	86	(222)
ENXÓFRE	S	16	32,1	RÊNIO	Re	75	186,2
ÉRBIO	Er	68	167,3	RHÓDIO	Rh	45	102,9
ESCÂNDIO	Sc	21	45,0	RUBÍDIO	Rb	37	85,5
ESTANHO	Sn	50	118,7	RUTÊNIO	Ru	44	101,1
ESTRÔNCIO	Sr	38	87,6	SAMÁRIO	Sm	62	150,4
EURÓPIO	Eu	63	152,0	SELÊNIO	Se	34	79,0
FÉRMIO	Fm	100	(253)	SILÍCIO	Si	14	28,1
FERRO	Fe	26	55,8	SÓDIO	Na	11	23,0
FLÚOR	F	9	19,0	TALÍO	Tl	81	204,4
FÓSFORO	P	15	31,0	TANTALO	Ta	73	180,9
FRÂNCIO	Fr	87	(223)	TECNÉCIO	Tc	43	(99)
GADOLÍNIO	Gd	64	157,3	TELÚRIO	Te	52	127,6
GÁLIO	Ga	31	69,7	TÉRBIO	Tb	65	158,9
GERMÂNIO	Ge	32	72,6	TITÂNIO	Ti	22	47,9
HÁFNIO	Hf	72	178,5	TÓRIO	Th	90	232,0
HÉLIO	He	2	4,00	TÓLIO	Tm	69	168,9
HIDROGÊNIO	H	1	1,008	TUNGSTÊNIO	W	74	183,9
HÓLMIO	Ho	67	164,9	URÂNIO	U	92	238,0
ÍNDIO	In	49	114,8	VANÁDIO	V	23	50,9
IÓDO	I	53	126,9	XENÔNIO	Xe	54	131,3
IRÍDIO	Ir	77	192,2	ZINCO	Zn	30	65,4
ITÉRBIO	Yb	70	173,0	ZIRCÔNIO	Zr	40	91,2
ÍTRIO	Y	39	88,9				