

PREFÁCIO

Sinto-me honrado por poder transmitir, em meu nome e no do grupo do "Chemical Bond Approach" os votos de sucesso para a edição brasileira do livro do CBA. Tendo permanecido por duas semanas no primeiro Instituto do CBA realizado em São José dos Campos (São Paulo), conheço a dedicação e a habilidade dos químicos brasileiros para produzir uma versão do CBA que tenha um profundo significado no ensino da química nesse país.

O Brasil não é o único país a enfrentar sérios problemas relativos à educação científica, pois calcula-se que a quantidade de informações químicas na literatura duplica cada treze anos e constantemente são propostas novas teorias, novos conceitos e novas maneiras de organizar tais informações.

Em 1957, realizou-se no Reed College, Oregon, uma conferência que reuniu professores norte-americanos secundários e universitários de química para discutir o aperfeiçoamento do ensino da química nas escolas secundárias e o aumento da compreensão e cooperação entre professores de nível secundário e universitário. Nessa conferência os professores Laurence E. Strong (Earlham College, Indiana), e M. Kent Wilson (Tufts University, Massachusetts) apontaram a ausência de um tema central que unificasse toda a matéria dada como a falha principal nos cursos, propondo como um possível tema unificador o conceito da ligação química. Nove professores secundários e nove professores universitários reuniram-se em 1959, para escrever um livro de texto e um manual de laboratório baseados na idéia da ligação química (Chemical Bond Approach), com recursos fornecidos pelo "National Science Foundation", órgão do governo norte-americano, surgindo os primeiros exemplares em caráter experimental neste mesmo ano. Em 1960 realizaram-se três cursos de verão, sob o patrocínio da "National Science Foundation", com a finalidade de treinar 130 professores neste novo conceito. O Earlham College tornou-se o quartel-general do projeto e o Lebanon Valley College,

em Annville, Pennsylvania, o centro do programa de laboratório sob a direção do Professor H. Anthony Neidig. Em 1960 foi lançada uma segunda edição do texto e do manual de laboratório, com modificações baseadas principalmente em sugestões dos professores que usaram a primeira edição. A edição comercial do livro "Chemical Systems" e o guia de laboratório "Investigating Chemical Systems", juntamente com o guia do professor para cada volume, estão programados para publicação no fim do verão de 1963 pela McGraw-Hill Book Co., New York.

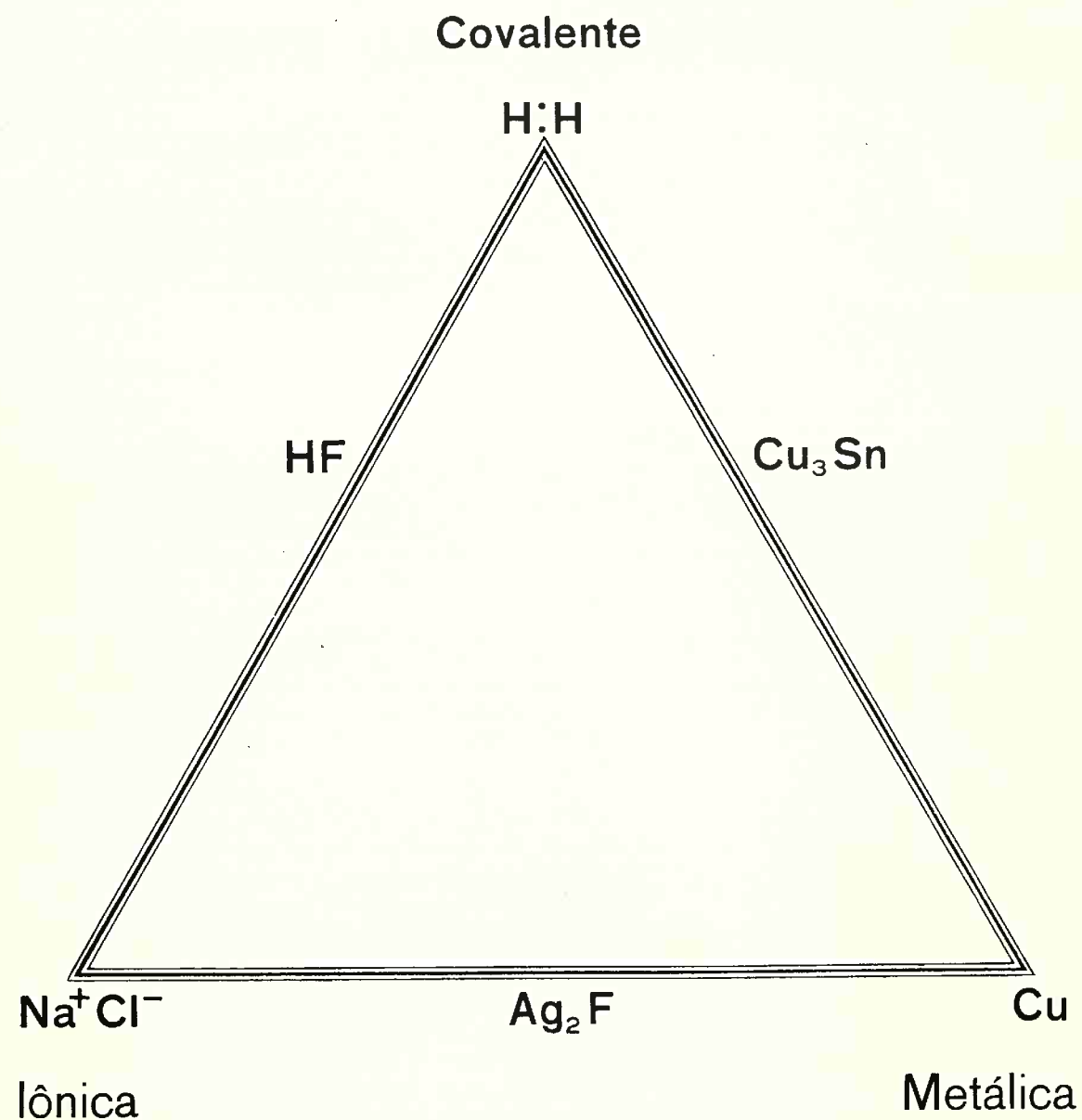
O projeto CBA é uma das duas maiores tentativas feitas por professores secundários e universitários para aperfeiçoar o ensino de química nas escolas secundárias, sendo a outra o "Chem-Study" ou "Chemical Education Material Study" cuja sede fica no Harvey Mudd College, Califórnia, que também já publicou sua edição comercial, em 1963. Ambos os projetos procuram apresentar a química da maneira mais completa e moderna possível e tentam transmitir ao estudante a maneira pela qual o químico estuda e investiga os sistemas químicos.

O texto do CBA apresenta agora três temas centrais interrelacionados em vez do tema original da ligação química. São eles: estrutura, ligação e energia. O laboratório visa fazer do estudante um verdadeiro investigador, descobrindo informações, planejando experiências para a solução de um problema e, mesmo às vezes ampliando suas investigações além da fronteira da química atual.

Os dirigentes do CBA estão convictos de que a integração dos estudantes na química, ciência em pleno desenvolvimento, corresponde a uma aventura. O projeto do CBA atingirá seus objetivos à medida que mais e mais jovens de todas as partes do mundo descobrirem que trabalhar em química é participar de uma verdadeira aventura. É o que desejamos que aconteça no Brasil.

1.º de junho de 1963.

THEODOR BENFEY
Earlham College



CIÊNCIA DA TRANSFORMAÇÃO QUÍMICA

CAPÍTULO 1

Que é Química? Se fizéssemos esta pergunta a diversos químicos certamente obteríamos uma grande variedade de respostas. Evidentemente todos concordariam que a Química é uma ciência. É uma ciência física, fazendo parte, portanto, do grupo mais vasto das ciências naturais que incluem, além das ciências físicas, as biológicas e as geológicas. As linhas divisórias entre as ciências não estão perfeitamente delineadas. Entre química e física existe uma grande área na qual trabalham cientistas de ambos os campos, o mesmo se passando entre química e biologia, entre química e geologia e mesmo, se bem que em menor escala, entre física e biologia.

Tudo isto, porém apenas localiza a química entre algumas das outras ciências, não respondendo à nossa questão inicial "Que é Química"? Para respondê-la devemos descobrir alguma coisa sobre o que todas estas ciências têm em comum. Em primeiro lugar faremos duas perguntas mais amplas: "Que é um cientista?" e "Que é ciência?"

1 — 1. Que é um Cientista?

Um cientista procura aprender e entender o mais possível a respeito do Universo aplicando métodos especiais de trabalho. Distinguimos três partes importantes na tarefa do cientista: observação, reflexão e experimentação. As duas primeiras partes são usadas pelos investigadores conscienciosos de todos os ramos de conhecimento. Por exemplo, o historiador observa cuidadosamente os fatos e reflete sobre eles para apreender

o seu significado. Se ele for muito metódico nos seus métodos baseando suas conclusões apenas nos fatos observados, freqüentemente ouve-se dizer que trabalha de maneira científica. Neste sentido limitado, muitos historiadores, economistas e mesmo filósofos e críticos literários são cientistas.

Antigamente não se fazia grande distinção entre "cientistas" no sentido acima e cientistas que pesquisavam assuntos físicos, químicos ou biológicos usando os mesmos métodos cuidadosos. Atualmente, entretanto, reservamos a palavra cientista para aquele que, além de observar os fatos e refletir no seu significado, ainda emprega a experimentação para comprovar as suas idéias e descobrir novos fatos. O cientista tenta inventar experiências que deverão pôr à prova suas hipóteses e lhe fornecerão novos fatos.

Uma pessoa é um cientista se no seu trabalho executa experiências fazendo observações cuidadosas durante as mesmas; tenta ajustar os fatos observados em esquemas lógicos, por meio de meditação escrupulosa; tenta por fim achar explicações convincentes para esses esquemas. Então imagina novas experiências para pôr à prova suas teorias e o processo recomeça; observação — pensamento — experimentação — e assim por diante várias vezes.

Durante muitos e muitos anos, os cientistas acumularam uma vasta reserva de fatos e desenvolveram esquemas lógicos para explicá-los. Cada nova geração de cientistas descobre que o universo é um campo mais rico e mais variado do que pareceu aos cientistas que vieram antes. A

explicação disto é que diariamente acumulam-se novos fatos e novas interpretações estão constantemente sendo imaginadas. Não há razão para pensarmos que este processo algum dia possa cessar.

Até agora acentuamos o método sistemático — observação, reflexão e experimentação — usado pelos cientistas, como se o processo fôsse de uma lógica simples que pudesse ser ensinado ou aprendido. Na verdade há algo que não se pode explicar e que não pode ser transmitido, na maneira pela qual novas idéias ocorrem aos cientistas. Pode-se fazer muito por meio de trabalho disciplinado, mas as idéias originais que formam as bases para o nosso raciocínio, freqüentemente aparecem quando menos esperamos; aparentemente surgem como que “caídas do céu”. Podemos dizer que elas nascem na imaginação, mas sempre a semente de uma nova idéia está no ar.

Naturalmente, muitas idéias mostram-se inadequadas ou errôneas quando submetidas ao crivo do trabalho experimental. Outras mostram-se valiosas e o verdadeiro cientista sabe reconhecê-las como utilizáveis quando submetidas ao seu julgamento. Considerando-se que as idéias científicas se originam na imaginação podemos comparar a criação de uma idéia proveitosa por um cientista, à criação de uma grande pintura ou uma sinfonia. A despeito da grande diferença nos materiais e instrumentos usados, cientistas, pintores e compositores são todos artistas criadores. Todavia, devemos concordar com H. D. Smyth, o autor do primeiro livro sobre explosivos atômicos, quando diz: “O pesquisador pode freqüentemente pensar e trabalhar como um guarda-livros em termos de fatos, números e seqüências lógicas de raciocínio.”

1 — 2. Que é Ciência?

Vamos tentar agora responder nossa segunda questão: “Que é Ciência? Ciência é ao mesmo tempo o processo de pesquisa científica e os resultados desse processo. Por um lado é o processo de acumular informações por experimentação e observação e acumular entendimento pelo raciocínio. Por outro lado é o conhecimento e entendimento em si mesmos — o conhecimento e o entendimento que foram adquiridos pelo processo científico. Já dissemos que historiadores e economistas não são cientistas no sentido restrito aqui usado porque eles não fazem experiências. Será interessante decidir se a matemática é uma ciência, pois ela está intimamente

ligada às ciências físicas. Se usarmos nossa definição de ciência, devemos concluir que a matemática não é uma ciência pois, apesar de estar relacionada com idéias e processos lógicos não tem correlação com observação e experimentação. Isto não significa que a matemática não seja importante para os cientistas. Ela é na verdade um dos mais poderosos e úteis instrumentos que os cientistas têm em seu poder. É bom, então, que você aprenda a usar matemática com facilidade. Você observará que a manipulação de idéias matemáticas pode ser excitante.

Finalmente você notará que meramente trabalhar com certos tipos de materiais naturais não significa ser cientista. O colecionador de minérios ou borboletas não é necessariamente um cientista. A menos que ele esteja interessado em achar correlação entre os minérios ou as borboletas e as conexões destes objetos com o resto do universo e em comprovar essas correlações experimentalmente, ele não estará realmente fazendo um trabalho científico. O cientista praticante está ligado então com idéias imaginativas e experiências cuidadosas e o que é mais importante, com as conexões existentes entre elas.

Exercício: Os astrônomos são considerados cientistas. Que atividades dos mesmos podem ser consideradas experimentais?

1 — 3. Os resultados do processo científico.

Como resultado das atividades dos muitos cientistas que trabalham em vários campos, cada ano é possível fazer e conhecer coisas que não haviam sido feitas ou conhecidas o ano anterior. Há apenas alguns anos, diabetes era uma doença incurável. Então foi descoberta a insulina e os médicos aprenderam a usá-la para controlar a doença. Mais recentemente, a disposição complexa dos átomos dentro da insulina foi elucidada por meio de experimentação exaustiva. É mesmo possível que futuramente a insulina seja preparada no laboratório ou na indústria e estudos posteriores poderão eventualmente conduzir do controle da diabetes, à verdadeira cura.

Há 40 anos, nossas roupas eram feitas exclusivamente de fibras naturais — lã, algodão, etc. Os pneus eram fabricados de borracha natural e os alimentos vinham embrulhados em papel. Depois os cientistas aprenderam como sintetizar certas moléculas gigantes chamadas polímeros e agora temos tecidos feitos de fibras sintéticas, borracha sintética que dura mais que a natural e sacos de polietileno para empacotar alimentos. Emprega-

mos o termo “sintético” para significar que o material não é de origem vegetal ou animal mas é obviamente fabricado por um ser humano: o químico ou seus colaboradores técnicos. Não há razão para se supor que o polietileno por exemplo possa ser sintetizado sem o auxílio do homem.

Nossa exposição das atividades de um cientista é por demais sucinta para descrever o desenvolvimento de coisas tais como fibras sintéticas e outros progressos científicos mais recentes. Cada descoberta científica envolve um grande número de indivíduos. Comumente uma pessoa sugere uma idéia, outra reúne observações e ainda outras comparam idéias e observações. Algumas irão modificar e melhorar a idéia original. O que agora é conhecido pelos cientistas é o resultado do trabalho, reflexão e mesmo enganos de muitas pessoas diferentes. Você mesmo, talvez, possa contribuir para este empreendimento com um novo fato ou uma idéia produtiva.

Um dos melhores exemplos do progresso lento de uma idéia científica é o desenvolvimento da teoria atômica. A idéia de que a matéria é constituída por átomos é muito antiga, não se sabendo quando nem a quem ela ocorreu pela primeira vez, mas apenas que já era usada há mais de 2000 anos. Mesmo quando o poeta romano *Lucretius* escreveu a tal respeito o poema “De Rerum Natura”, a idéia já não era nova. Através dos séculos, grandes pensadores incluindo Descartes, Boyle e Dalton, aperfeiçoaram a idéia de atomicidade que até hoje, em uma forma grandemente modificada, é uma das mais valiosas das ciências físicas e sem dúvida continuará a desempenhar um papel significativo no pensamento do homem de amanhã, ainda que sofra novas alterações.

1 — 4. Que é Química?

Tendo sido examinada a questão mais geral do que é ciência, podemos voltar à nossa pergunta original: “Que é Química”? Química é a ciência que trata das transformações que ocorrem nas propriedades da matéria. Porém essa definição não pode ser entendida enquanto não tivermos definido as duas palavras chaves “propriedades” e “matéria”.

1 — 5. Que é Matéria?

Matéria é aquilo de que é feito o Universo. Pode ser definida como tudo que possui massa. Medimos a massa de qualquer objeto por com-

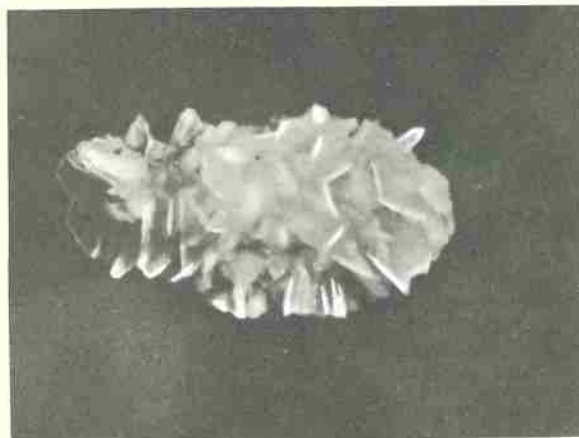
paração com uma massa padrão. Um químico normalmente usa uma balança e massas calibradas. Este processo, entretanto, é usual e algo incorretamente chamado de pesagem. Na terra, tudo que tem massa também tem peso por causa da atração da gravidade. Matéria existe numa variedade quase infinita de variedades — ar, água, folhas, madeira, pedras e vidros são apenas alguns exemplos. Podemos distinguir as várias formas de matéria observando as diferenças nas suas propriedades.

1 — 6. Propriedades da Matéria.

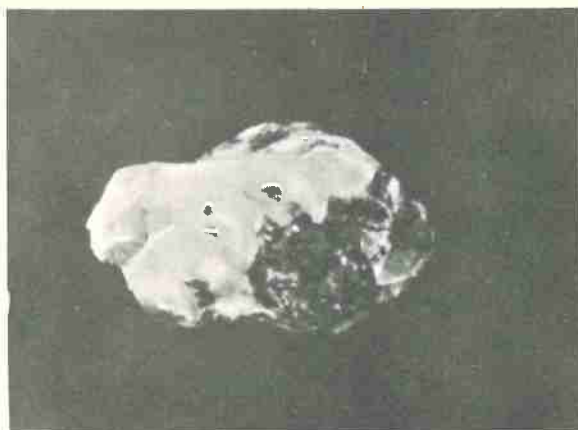
As propriedades da matéria são os atributos que tornam possível distinguir uma determinada matéria de outra. Rochas possuem cores diferentes; diamantes são duros; carvão é mole; sal e açúcar têm o mesmo aspecto mas como qualquer pessoa sabe, possuem sabor diferente. Ar é gasoso; óleo lubrificante é líquido. Cor, dureza, sabor, estado físico (isto é, sólido, líquido ou gasoso) são propriedades da matéria.

Como você sabe, é possível passar uma amostra de matéria do estado sólido para o líquido e para o gasoso, e voltar ao sólido novamente. Essas mudanças são chamadas de mudanças de estado. Por exemplo, quando suficientemente aquecidos, o gelo funde e a água líquida entra em ebulição dando um gás que é o vapor d'água. As temperaturas nas quais ocorrem mudanças de estado são importantes propriedades da matéria. Gelo funde a 0° C; açúcar a 186° C; ferro a 1100° C. Como vocês aprenderão no laboratório, medidas quantitativas de pontos de fusão e de pontos de ebulição, auxiliam os químicos na diferenciação de uma espécie de matéria de outra particularmente na determinação da pureza da amostra.

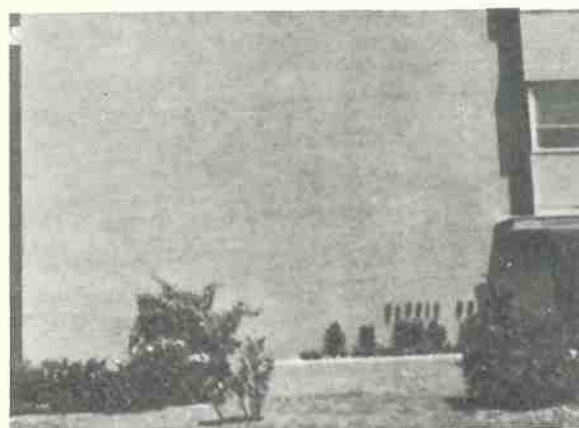
Em nossa vida cotidiana distinguimos comumente um objeto de outro observando o tamanho e a forma. Assim podemos escolher açúcar finamente granulado para dissolver no café e açúcar cristalizado para enfeitar um bolo. Entretanto, na identificação do açúcar para fins químicos, as considerações de tamanho são de importância secundária e apenas propriedades independentes da forma e do tamanho são investigadas. Tais propriedades são freqüentemente chamadas de propriedades características e entre elas estão incluídas a cor, dureza, ponto de fusão, ponto de ebulição e muitas outras.



Uma rocha homogênea.



Uma rocha heterogênea.



De longe, a parede de tijolo parece homogênea.



De perto, a mesma parede mostra-se heterogênea.

Figura 1 — 1. Sistemas homogêneos e heterogêneos.

Por exemplo, um pedaço de gelo funde a 0°C tenha ele o tamanho de um cubo de gelo ou seja tão grande que pese centenas de quilos. Também não faz diferença se tem a forma de um cubo, de uma esfera ou outra forma qualquer, e mesmo que o gelo seja moído ainda e sempre fundirá a 0°C . Quaisquer propriedades desta natureza são propriedades características e são as bases para a identificação de substâncias.

1 — 7. O interior da Matéria.

Ao observarmos o grande número de propriedades que a matéria apresenta, somos levados a indagar se existe algo no seu interior e se é a isso que devemos as propriedades observadas.

Infelizmente não se pode simplesmente "levantar a tampa" de cada porção de matéria e espiar o seu conteúdo diretamente. Alguns meios sumamente engenhosos foram entretanto inventados para se ter uma noção do que existe "no lado de dentro" sem uma inspeção direta.

Esse acesso indireto à natureza subjacente da matéria tem uma analogia aproximada com uma possível experiência de laboratório. Examinando-se uma caixa fechada que encerra um objeto é possível fazer uma série de observações sobre as propriedades da caixa. Logo, sem abrir a caixa pode-se imaginar um mecanismo que possa produzir logicamente um comportamento semelhante ao que vinha sendo observado.

Em grande parte, nossas conclusões sobre os objetos são determinadas pelo número de deta-

lhes que podemos ver. Frequentemente a quantidade de detalhes visíveis é determinada pela distância. Assim a parede de tijolos da Fig. 1 — 1 parece uniforme a distância mas já não é tão uniforme quando se chega mais perto.

Será conveniente tentar classificar a matéria quanto à sua uniformidade. Para isso precisamos comparar uma porção de matéria com outra. Uma parte essencial do processo depende da maneira de obter as porções a serem comparadas.

1 — 8. A uniformidade das propriedades físicas.

A distância, as duas pedras da Fig. 1 — 1 poderiam parecer idênticas, mas vistas de mais perto elas mostram certas diferenças bem visíveis. Uma das pedras é uniforme na cor enquanto que a outra não o é. Para maior segurança, podemos dividir cada pedra em pequenos fragmentos e compará-los entre si. Se todos os fragmentos forem iguais ou uniformes nas suas propriedades, o material é classificado como "homogêneo". Quando porções diferentes do mesmo material diferem nas suas propriedades, dizemos que o material é "heterogêneo". Tais materiais são comumente chamados de "misturas".

O emprêgo cuidadoso de palavras implicará na descrição de todos os meios pelos quais uma determinada amostra demonstrou ser homogênea ou heterogênea. Assim devemos especificar que a amostra era homogênea "com respeito à cor, densidade", etc. Existem materiais que, além de serem homogêneos em todas as suas porções, ainda o são de uma outra maneira. Se uma amostra de vapor d'água é resfriada e se condensa, todas as gotas do líquido formado possuirão as mesmas propriedades. Resfriando-se o vapor condensado até haver congelamento, uma dada partícula do gelo formado terá a mesma série de propriedades de todas as outras partículas. Quando a matéria se comporta desta maneira uniforme durante todas as mudanças de estado possíveis (i. e. do estado gasoso para o líquido ou do estado sólido para o gasoso, etc.) é chamada de "substância pura". Alguns materiais são homogêneos em relação a um tipo de mudança de estado mas não o são em relação a outro. Não é provável que tais materiais sejam substâncias puras.

Cada porção de substância pura deve ter as mesmas propriedades que qualquer outra porção e esta uniformidade deve ser constatada mesmo por exame microscópico. Além disso quando a

substância muda de estado sob determinadas condições, todas as suas porções devem mudar da mesma maneira desde que as condições permaneçam constantes. No caso da água pura, se deixarmos metade do líquido evaporar e logo depois condensar, o líquido que sobrou deve ter as mesmas propriedades do condensado, que serão também as do líquido original. Apliquemos agora estes testes a um material específico.

Água do mar é uma substância pura? Uma amostra tirada perto da praia provavelmente conterá areia. Neste caso não seria difícil tomar pequenas porções, algumas das quais conteriam mais sólido e outras mais líquido. Se deixássemos a amostra em repouso ou a passássemos através de um filtro de papel ou de pano, a areia e a água separar-se-iam. Tal amostra é pois heterogênea em relação à sedimentação e à filtração, não podendo portanto ser classificada como substância pura.

Mas se removermos todos os sólidos em suspensão e obtivermos uma amostra límpida de água do mar, será ela uma substância pura? Sem dúvida, é homogênea com respeito à sedimentação, filtração e a um cuidadoso exame visual. Determinemos agora o seu ponto de congelamento. Procedendo com cuidado é possível conseguir que cada amostra comece a congelar numa temperatura muito próxima de 2°C . Parece, pois, homogênea em relação ao congelamento. O próximo passo sugerido será comparar o primeiro gelo formado com as propriedades da amostra original. Fundindo-se esse gelo e determinando-se o ponto de congelação do líquido resultante vemos que este é agora de $0,0^{\circ}\text{C}$. Vemos que a amostra original, que era homogênea em relação a três aspectos, mostra-se agora não homogênea em relação ao congelamento. Em tal situação uma única demonstração de heterogeneidade é mais importante que muitas demonstrações de homogeneidade. Devemos pois concluir que a água do mar não é uma substância pura.

Temos, pois, qualidades de matéria que são homogêneas quando comparamos suas porções relativamente à cor, densidade, dureza, ponto de ebulição inicial etc., mas heterogêneas em relação a mudanças de estado. Tais tipos de matéria são chamados de soluções e o caso acima discutido é um exemplo. As soluções podem ser sólidas, líquidas ou gasosas.

Mas e as substâncias puras? Examinemos outra vez o sistema água do mar. Se o gelo que se forma inicialmente na congelação for separado cuidadosamente do resto da água do mar e fun-

dido e se o líquido resultante fôr novamente resfriado, nôvo gelo começará a se formar a 0° C. Se fundirmos agora uma porção dêste gelo, o líquido formado continuará a 0° C. Podemos repetir esta experiência muitas vêzes e o resultado será sempre o mesmo. Portanto, o gelo separado da água do mar é homogêneo, pelo menos em relação a um tipo de mudança de estado e é possivelmente uma substância pura. Mas para que tal conclusão seja mais segura torna-se necessário repetir essas observações para tôdas as mudanças de estado possíveis.

1 — 9. Propriedades e transformação física.

Na Tabela I — 1 estão enumeradas as propriedades físicas de algumas substâncias.

É importante notar que para certas propriedades físicas tais como densidade, é necessário especificar a temperatura e o estado físico do material pois a densidade varia com a temperatura. Assim água sólida a 0° C tem a densidade de 0,917 g/cm³. A temperatura de 4° C o gelo já fundiu e a densidade é de 1,000 g/cm³. A uma temperatura ainda maior, 25° C a densidade é de 0,997 g/cm³. A 100° C água líquida de densidade = 0,958 g/cm³ se transforma em vapor cuja densidade é 0,0006 g/cm³.

Os diferentes estados físicos da substância água estão ilustrados na Fig. 1 — 2. Note-se que o

gás é invisível mas está presente no espaço existente entre o bico da chaleira e a nuvem branca. Esse gás invisível é o que chamamos de vapor de água.

Exercício: Que é a nuvem branca acima do vapor de água? Por que o gelo flutua?

Da mesma maneira, a côr de uma substância pode variar com a temperatura. Óxido de zinco, que é usado como pigmento branco em algumas tintas, muda de branco para amarelo brilhante quando fortemente aquecido. Aqui também quando falamos em côr devemos especificar a temperatura, para que esta propriedade seja realmente descritiva. Normalmente produzem-se transformações físicas quando certas condições, tais como temperatura, são alteradas.

1 — 10. Propriedades e Transformação Química.

Quando aquecemos água até à temperatura de ebulição há formação de bôlhas de gás no interior do líquido quente. O mesmo acontece quando passamos uma corrente elétrica através da água, sendo êsse processo denominado eletrólise. Superficialmente os dois fenômenos parecem idênticos. Serão mesmo?

Se recolhermos e examinarmos o gás formado na água em ebulição, verificaremos que suas pro-

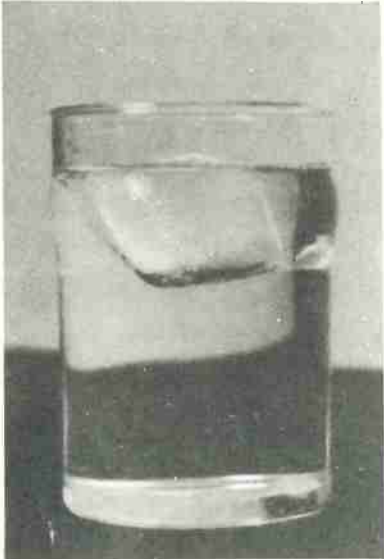
Tabela I — 1

Algumas propriedades físicas de substâncias escolhidas:

Material	Estado		Densidade g/cm³	PF ° C	PE ° C
Água	Sólido	incolor	0,917 (0° C)		100
	Líquido	incolor	1,000 (4° C)		
	Gasoso	incolor	0,0006 (100° C)		
Sal (cloreto de sódio)	Sólido	incolor	2,165 (25° C)	801	1413
	Sólido	incolor	1,62 (801° C)		
	Líquido	incolor	1,55 (803° C)		
Óxido de zinco	Sólido	branco (temp. amb.)	5,47 (25° C)	sublima	a 1800
	Sólido	amarela (ac. 500° C)			
Diamante Grafite Naftaleno Enxôfre	Sólido	incolor	3,51 (25° C)	sublima	a 4347
	Sólido	prêto	2,25 (25° C)	sublima	a 4347
	Sólido	incolor	1,15 (25° C)	80	218
	Sólido (romb.)	amarelo	2,07 (20° C)	113	
	Sólido (monoc.)	amarelo	1,96 (20° C)	119	
	Líquido	amarelo	1,81 (115° C)		445



Gás.



Sólido e líquido.

Fig. 1 — 2. Estados físicos da água.

priedades são as mesmas da própria água. Assim, se o vapor fôr resfriado até à temperatura ambiente, êle se condensa formando um líquido que não poderá ser distinguido da água original nessa mesma temperatura. Podemos entretanto resfriar o gás obtido na eletrólise até à temperatura ambiente, sem que êle se liquefaça e mesmo continuar o resfriamento até 0° C sem que êle se solidifique, como acontece com o gás obtido na ebulição da água. Portanto, como resultado dêsses dois processos, ebulição e eletrólise, teremos produtos com propriedades bem diferentes.

No processo de ebulição, é evidente que o gás não representa uma substância nova sendo tão somente um estado diferente da substância original. Por outro lado, na eletrólise há formação de uma nova substância ou possivelmente de uma mistura de duas novas substâncias. Mudanças de estado, como, por exemplo, a passagem de um líquido a gás, sem produção de novas substâncias, são "transformações físicas". Processos que se efetuam com a formação de uma ou mais substâncias novas chamamos de "transformações químicas" ou de "reações químicas".

Numa reação química as substâncias iniciais (ou reagentes) são substituídas por uma nova série de substâncias (ou produtos).

Muitas reações químicas são familiares a todos nós como a queima de gasolina e da lenha, a formação de estalactites e estalagmites, o escurecimento dos objetos de prata, a digestão, a respiração, o crescimento das árvores, a formação de ferrugem, etc...

1 — 11. Elementos e compostos.

Definimos substâncias puras como aquelas que se comportam uniformemente, ou são homogêneas em relação a tôdas as mudanças de estado possíveis. Naftaleno, por exemplo, pode ser obtido facilmente na forma de uma substância bem pura. Assim quando fundimos naftaleno sólido, tôdas as suas porções fundirão à mesma temperatura, o mesmo acontecendo no processo de sua vaporização. Algumas das suas propriedades estão enumeradas na Tabela I — 1.

A queima do naftaleno ao ar produz um gás cujas propriedades são completamente diferentes

das da substância original mesmo quando comparamos os dois à mesma temperatura. Ao resfriarmos esse gás até à temperatura ambiente, uma porção dele se transformará num líquido ao passo que o resto permanecerá no estado gasoso. Assim, da queima do naftaleno resultam pelo menos dois produtos, um dos quais é líquido e o outro gasoso à temperatura ambiente. Este é um exemplo do que chamamos de reação química. Observe-se um traço característico desta transformação: o naftaleno que era inicialmente homogêneo deu origem a dois produtos diferentes. Desta forma, o naftaleno embora homogêneo em relação a transformações físicas, não o é, em relação a pelo menos uma transformação química. É possível achar para o naftaleno outras reações nas quais se forma um único produto mas nem por isso deixa de estar demonstrada por uma reação, sua natureza fundamentalmente heterogênea.

A maior parte das substâncias puras reagem dando dois ou mais produtos como no caso do naftaleno e portanto podemos concluir que são não homogêneas com respeito a transformações químicas. Até agora, os químicos descobriram um total de 103 substâncias puras que são homogêneas em relação às propriedades físicas e mudanças de estado e também em relação a todas as transformações químicas conhecidas. Essas 103 substâncias são chamadas "elementos químicos".

A substância magnésio é um exemplo de elemento. Magnésio pode reagir com oxigênio sob determinadas condições e o faz sempre da mesma maneira, formando uma única substância pura que é o óxido de magnésio. Em qualquer outra reação do magnésio, ele se comporta de maneira similar, sendo por isso reconhecido como um elemento.

Substâncias como o naftaleno que são puras mas não homogêneas em relação a algumas reações químicas, são chamadas "compostos". O naftaleno quando aquecido acima de 1.000°C na ausência de ar, sofre uma reação na qual se formam como únicos produtos, um sólido preto e um gás. Cada um deles mostra ser física e quimicamente homogêneo sendo portanto um elemento. O sólido preto é chamado carbono e o gás formado é chamado hidrogênio. Podemos concluir então que o naftaleno é formado pelos elementos carbono e hidrogênio. Por meio de reações químicas semelhantes pode-se averiguar que todos os outros compostos são formados de dois ou mais elementos.

1 — 12. Átomos e Moléculas.

A idéia central de toda a teoria química moderna é o conceito de que a matéria é constituída de átomos. Já mencionamos o desenvolvimento vagaroso dessa idéia durante o período de mais de 2.000 anos. Apesar de nos últimos 100 anos os químicos terem aceitado a idéia, há cerca de 60 anos atrás um famoso químico alemão, *Wilhelm Ostwald* advertiu seus colegas a não levarem muito a sério o conceito de átomo. Antes de se considerar a advertência de Ostwald como um disparate, será bom levar em conta que o nosso conceito de átomo ainda poderá ser modificado. É muito freqüente confundirmos conceitos com fatos sendo provavelmente contra essa confusão que Ostwald tentou nos prevenir. Embora os fatos que conhecemos sobre os produtos químicos e que são descritos por suas propriedades físicas e transformações químicas não possam ser alterados, os átomos, a partir dos quais imaginamos constituídas todas as substâncias, não passam de conceitos planejados para ajudar nossa compreensão. Temos toda a liberdade de mudar nosso conceito de átomos desde que com isto possamos facilitar a compreensão dos fatos físicos e químicos inalteráveis.

Foi o inglês *John Dalton* que no começo do século XIX, apresentou a idéia da natureza atômica da matéria numa forma proveitosa para os químicos. Dalton concluiu que a matéria é constituída por átomos que não podem ser subdivididos; que os átomos de um mesmo elemento são iguais e de mesmo peso e que átomos de elementos diferentes têm peso diferente. Em uma combinação química os átomos de diferentes elementos unem-se entre si em várias proporções simples, mas nessas combinações químicas, cada átomo guarda sua identidade.

Esta idéia de átomo nos permite entender o comportamento das substâncias que definimos como elementos e compostos químicos. Assim podemos explicar a homogeneidade característica de um elemento químico, imaginando que cada amostra de um dado elemento é constituída de unidades idênticas que se repetem por toda a extensão da amostra. A homogeneidade dos elementos é então uma consequência dessa repetição de unidades idênticas que no caso são os átomos.

Para um composto podemos aplicar o mesmo raciocínio, de modo que a homogeneidade física seja também explicada pela repetição de unidades idênticas. A não homogeneidade química observada indicará entretanto a presença de mais

de um tipo de átomo. Essas duas afirmações serão compatíveis se imaginarmos as unidades idênticas como constituídas de diferentes átomos que agem em conjunto.

Tais unidades que são constituídas por mais de um átomo são chamadas "moléculas". As reações químicas que mostram a heterogeneidade de um composto devem causar a quebra das unidades moleculares iniciais, havendo formação de produtos que contêm outros arranjos de átomos. No Capítulo V discutiremos novas provas da existência das moléculas e o valor desse conceito no estudo de um grande número de compostos. Verificaremos também que não podemos considerar alguns compostos como possuindo moléculas isoladas mas sim átomos dispostos num arranjo que se repete sem interrupção por toda a extensão do composto.

1 — 13. O problema central da Química: Que é transformação química?

Ao mesmo tempo que apresentamos um aspecto preliminar das substâncias químicas e suas reações, também apresentamos um enigma. Sugerimos que os compostos químicos são formados pelas reações de elementos e daí se conclui que os compostos contêm elementos. Todavia as propriedades dos compostos são diferentes das propriedades dos elementos. Como pode isto ser possível? Porque as propriedades dos compostos não são simplesmente a soma das propriedades dos seus constituintes?

Parece estranho, por exemplo, que o sódio metálico, que é mole, opaco e prateado, ao reagir explosivamente com cloro, que é transparente e esverdeado, possa produzir cristais de cloreto de sódio (sal de cozinha), que são incolores, duros e translúcidos.

O problema central da química é exatamente achar uma explicação para tais fatos misteriosos. No restante de nosso curso queremos discutir algumas das experiências e conceitos que podem esclarecer a maneira pela qual os vários elementos que formam compostos contribuem para as propriedades dos mesmos.

1 — 14. Arquitetura Química.

Além disso veremos que muitos aspectos das propriedades químicas das substâncias podem ser explicados pela idéia de que seus átomos estão colocados numa disposição geométrica de

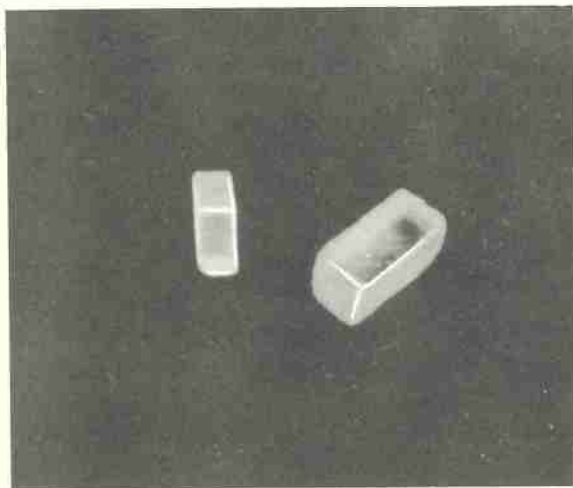
terminada. Podemos dizer que há uma arquitetura das moléculas e cristais. Veremos que a geometria destes últimos é uma consequência das correlações geométricas dos átomos e das moléculas. Isso nos leva a concluir que a grande diferença existente entre sódio e cloro separados e sódio e cloro juntos no cloreto de sódio é arquitetônica ou geométrica, pois os átomos de sódio e cloro podem ainda ser identificados nas duas situações diferentes. Quatro diferentes minerais cristalinos estão ilustrados na Fig. 1 — 3. As formas destes cristais são determinadas por arranjos espaciais dos átomos que os compõem.

1 — 15. Problemas correlatos em Química.

Embora tenha ficado estabelecido que o interesse central do químico é compreender a transformação química, torna-se necessário assinalar que existem vários outros problemas importantes subordinados a este tema principal. Por exemplo:

- 1) Porque existem certas combinações dos elementos e outras não?
- 2) Porque se efetuam certas transformações enquanto outras não se processam?
- 3) Porque algumas reações são tão rápidas que se dão com explosão enquanto outras levam anos para se processar?
- 4) De que maneira a temperatura, pressão e composição intervêm nas transformações químicas?

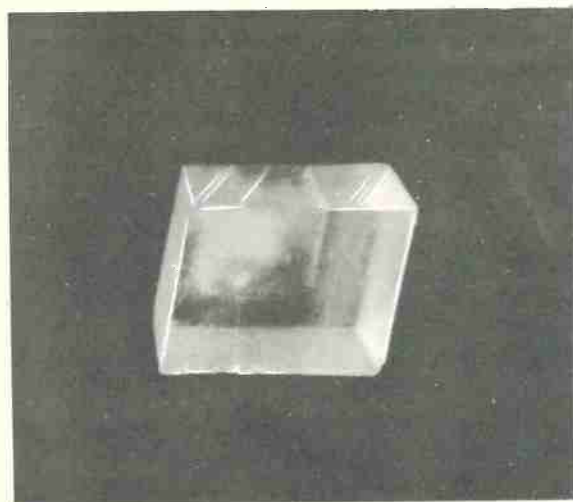
A medida que examinarmos estas questões durante o nosso curso, descobriremos que para poder respondê-las os cientistas tiveram que desenvolver o conceito de energia. Este conceito auxilia a compreensão das transformações tanto físicas como químicas. As transformações químicas são sempre acompanhadas por uma transferência de energia. Temos como exemplo as reações de fotossíntese nas plantas em crescimento e do metabolismo dos alimentos nos animais, que são acompanhadas de variações de energia. Para dióxido de carbono e água se reagruparem em disposições mais complexas formando substâncias chamadas carboidratos, há necessidade de absorção de energia solar. Esta transformação química é chamada fotossíntese. Quando estas moléculas complexas de carboidratos são ingeridas por um animal, sua decomposição em moléculas mais simples é acompanhada de desprendimento de energia. Neste processo, denominado metabolismo, a energia aparece em parte



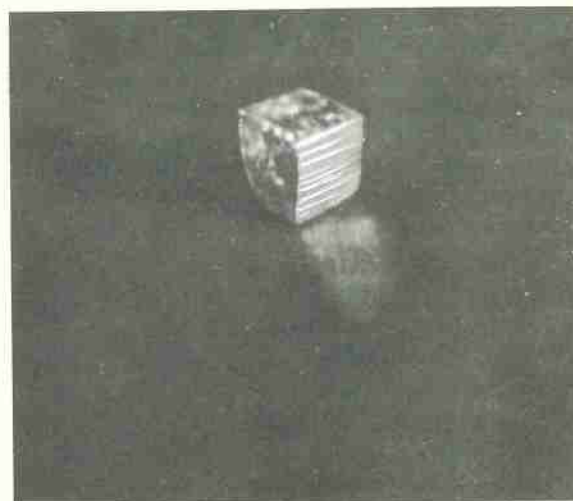
Cloreto de sódio.



Fluorita — Fluoreto de cálcio.



Calcita — Carbonato de cálcio.



Pirita — polissulfeto de ferro.

Figura 1 — 3. Quatro minerais cristalinos.

sob a forma de calor aproveitado para manter a temperatura do animal, em parte sob a forma de trabalho que permite ao mesmo se movimentar e em parte sob a forma de energia química que ajuda a construção de várias partes do corpo.

Em tempos passados, algumas plantas foram transformadas em carvão, com variação de energia. Quando se queima o carvão a energia desenvolvida aquece o meio ambiente.

Em todas as reações químicas, a variação de energia (usualmente sob a forma de calor) pode

ser medida, direta ou indiretamente e expressa em termos quantitativos. Veremos que em algumas reações a variação de energia é pequena; em outras, ao contrário, é muito grande. Averiguaremos se há ou não uma relação entre a ordem de grandeza da transferência de energia e a facilidade com que se dá uma determinada reação. Estudaremos ainda as relações existentes entre as variações de energia e a disposição dos átomos nas substâncias envolvidas nas transformações químicas.

1 — 16. Explicação.

No presente capítulo empregamos várias vezes a palavra “explicar”. Para explicar uma propriedade de uma substância, o químico procura associá-la com outras propriedades da mesma ou de outras substâncias. Por exemplo, um químico deseja saber porque o diamante é duro enquanto que o grafite é mole, ou porque o sal de cozinha é solúvel n’água ao passo que diamante não o é. Ou ele conjectura se há qualquer ligação entre o fato de que sódio reage facilmente tanto com cloro como com oxigênio enquanto que a reação entre cloro e oxigênio só se processa com dificuldade.

A explicação dos fatos fornecidos pelas experiências consiste pois na demonstração da analogia existente entre eles. Uma característica curiosa da experiência humana é que quando confrontamos dois ou mais fatos, normalmente não conseguimos ver nenhuma analogia entre eles pela simples observação. Eles continuam como fatos isolados por mais que os examinemos. Para conseguir relacionar fenômenos aparentemente isolados, o químico lança mão da imaginação, formando aquilo que chamamos de teorias ou conceitos. Para muitos fatos na química, foram encontradas as explicações, mas outros ainda existem cujas conexões estão para serem estabelecidas. Podemos comparar a química a um pedaço de tecido ainda no tear. Alguns fios já estão entrelaçados formando um desenho, enquanto que outros ainda continuam com as pontas soltas. Discutiremos em nosso curso as duas espécies de fios.

LEITURAS SUPLEMENTARES

- Asimov, Isaac, *Building Blocks of the Universe*, Abelard Schuman, Inc., New York (1957).
- Conant, James B., *On Understanding Science*, New American Library of World Literature, Inc., New York (1951).
- Deutsch, Armin J., “The Abundance of the Elements”, *Sci. Am.* 183, (4), 14 (1950).
- Gamow, George, *Creation of the Universe*, New American Library of World Literature, Inc., New York (1958).
- Gamow, George, *Matter, Earth and Sky*, Prentice-Hall, Inc., Englewood Cliffs, N. J. (1958).

- Holmes, Harry N., *Out of the Test Tube*, Fifth Edition, Emerson Books, Inc., New York (1957).
- Jaffe, Bernard, *Chemistry Creates a New World*, Thomas Y. Crowell, Co., New York (1957).
- Kieffer, W. H. and Fitzgerald, R. K., *Selected Readings in General Chemistry*, Journal of Chemical Education, Easton, Pa. (1959).
- Leicester, Henry M., *The Historical Background of Chemistry*, John A. Wiley and Sons, Inc., New York (1956).
- Oppenheimer, J. R., “The Age of Science; 1900-1950”, *Sci. Am.*, 183 (3), 20 (1950).
- Schrodinger, Erwin, “What is Matter”, *Sci. Am.*, 189 (3), 52 (1953).
- Scientific American Editors, *Scientific American Reader*, “The New Chemistry”, Simon and Schuster Publishers, New York.
- Seaborg, Glenn T., and Valens, Evans G., *Elements of the Universe*, E. P. Dutton and Co., New York, (1958).
- Weaver, Warren, “Fundamental Questions in Science”, *Sci. Am.*, 189 (3), 47 (1953).
- Weeks, Mary Elvira, *The Discovery of the Elements*, Sixth Edition, Journal of Chemical Education, Easton, Pa., (1956).

PROBLEMAS

- Qual a sua definição de ciência?
- A água que você costuma beber é normalmente homogênea ou heterogênea? Quando esta água é congelada, o sólido formado é homogêneo ou heterogêneo?
- Qual o volume, em centímetros cúbicos, ocupado por 10 g de gelo a 0° C?
- Quantas gramas de diamante ocuparão o mesmo volume que 10 g de gelo?
- Quais são as diferenças entre um elemento químico e um composto?
- “Leite homogeneizado” é homogêneo?
- Aplique os termos homogêneo e heterogêneo a cada um dos itens seguintes: açúcar, ar, concreto, madeira, sorvete, prego, gasolina, gás natural, suco de laranja, elástico e álcool.
- Qual a possibilidade de um gás ou de uma mistura de gases serem heterogêneos?

9. Quando misturamos volumes iguais de água e gasolina, o material que resulta é homogêneo ou heterogêneo?
10. Um químico verifica que uma certa amostra de um sólido é parcialmente solúvel numa pequena quantidade de água. Levando avante a sua investigação, êle determina a quantidade de água que dissolve justamente a metade da amostra original, permanecendo a outra metade como um resíduo sólido. Posteriormente, êle verifica que uma segunda porção de água igual à primeira dissolverá completamente o resíduo. Quais as conclusões que se podem tirar desta experiência, com relação à homogeneidade da amostra original?
11. Se a experiência anterior (n.º 10) fôr repetida com uma segunda amostra idêntica à primeira, mas usando álcool em vez de água, os resultados são diferentes. Empregando-se álcool, observar-se-á que a metade da amostra se dissolve inicialmente, mas o resíduo não se dissolve mesmo empregando-se um grande excesso de álcool. Este resultado traz alguma conclusão acerca da homogeneidade da amostra?
12. Na experiência do tipo "caixa de segredos" descrita na Seção 1-7, que conclusão se pode tirar a respeito da cor do objeto contido dentro da caixa?

REAÇÕES QUÍMICAS

CAPÍTULO 2

No último capítulo apresentamos a questão "Como obtemos fatos acerca das substâncias e das reações químicas"? Dissemos que no laboratório, o químico faz observações usando um processo que pode ser comparado ao processo que você usaria se fôsse descrever o conteúdo de uma caixa fechada. Vamos rever brevemente como um químico adquire maior conhecimento da sua ciência. Começando com uma pergunta que surgiu de observações, êle faz uma experiência. Meditando sobre estas observações e relacionando-as com suas concepções da natureza dos átomos e moléculas e as maneiras pelas quais êles se organizam em compostos, êle tenta imaginar uma explicação para as observações feitas durante as experiências. Para pôr à prova sua explicação (algumas vezes chamada hipótese) planeja uma nova experiência, executa-a e faz mais observações.

Estas observações agora feitas pelo químico realmente exprimem as respostas que êle procurava a respeito do que ocorre durante uma experiência. Êle sabe que se sua hipótese fôr verdadeira, poderá antecipar certos resultados e se forem observados resultados contrários então sua hipótese não tem valor. Naturalmente o químico não fará as mesmas indagações em todas as experiências. A escolha das questões dependerá da natureza da hipótese que está sendo posta à prova e de prévias observações de fatos ligados à mesma. Por exemplo, o químico poderá saber que se sua hipótese fôr razoável haverá formação de amônia numa determinada situação. Para decidir se de fato houve formação

de amônia êle procurará suas características conhecidas; neste caso o cheiro poderá ser suficiente para reconhecê-lo. Vamos enumerar algumas questões que podem aparecer em outros casos.

Sobre os reagentes e produtos podemos indagar.

São gases, líquidos ou sólidos?

Quais as suas propriedades: cor, densidade, solubilidade, ponto de fusão, ponto de ebulição etc.?

Que elementos estão presentes em cada substância?

Sobre a mistura de reação:

Ela se aquece ou se resfria enquanto a reação se processa?

Há outras manifestações de energia: luz, electricidade?

São necessárias condições especiais de pressão e temperatura para que haja reação?

Com que rapidez a reação se efetua?

A presença de outras substâncias pode alterar a natureza ou a velocidade da reação?

O número de questões possíveis é enorme, mas para uma determinada experiência somente um número limitado delas estará diretamente relacionada com o problema.

Observe-se que algumas questões podem ser classificadas como do tipo "O que acontece?" enquanto outras pertencem ao tipo "Quanto?". As primeiras são *qualitativas* e as segundas *quantitativas*. Podemos ter respostas qualitativas e quantitativas para a mesma pergunta, dependendo da maneira como conduzimos as experiências. Por exemplo, podemos colocar alguns cristais de cloreto de sódio em água e verificar que eles se dissolvem. Qualitativamente podemos dizer que o cloreto de sódio é solúvel em água. Mas podemos também pesar a quantidade de cloreto de sódio que se pode dissolver em um dado volume de água e achar que a quantidade máxima que podemos dissolver em água, a 25°C, é de 36 g por 100 ml. Esta é uma observação ou resposta quantitativa.

Exercício: A determinação do ponto de fusão e do ponto de ebulição de uma substância é uma medida qualitativa ou quantitativa?

Para apresentar o tipo de pergunta sugerida no início do capítulo, vamos, nos próximos parágrafos (2-1 a 2-6), examinar algumas transformações que as substâncias podem sofrer em vá-

rias circunstâncias. Não iremos ainda sugerir como essas transformações podem ser entendidas; isto virá mais tarde. Tentaremos, todavia, apresentar algumas das questões para as quais você poderá encontrar respostas no laboratório. As reações são de certa importância pelo fato de que envolvem substâncias e idéias que no momento interessam aos químicos. Esperamos que elas façam surgir em sua mente questões para as quais parecerá importante procurar respostas.

2 — 1. A reação do diamante e do grafite com o oxigênio.

Se aquecermos diamante a altas temperaturas em atmosfera de oxigênio, o sólido desaparece gradualmente dando lugar a um gás incolor e inodoro. Qualitativamente podemos dizer que as propriedades do diamante (duro, transparente, cintilante, cristalino) desapareceram e, que o produto de reação tem propriedades semelhantes ao outro reagente, o oxigênio. Isto é, à temperatura ambiente, o oxigênio e o produto da reação são ambos gases inodoros e incolores.

Podemos fazer as mesmas observações qualitativas na reação de grafite com o oxigênio.

Aqui, as propriedades do grafite (prêto, lustroso, mole) desaparecem e, como no caso do diamante, forma-se um gás incolor e inodoro. Este gás, quando resfriado abaixo de -78°C transforma-se num sólido que conhecemos como "gelo seco" (Fig. 2 — 1).

Se fizermos medidas quantitativas nas duas reações chegaremos a resultados surpreendentes. Tomemos amostras de 1,00 g de ambos, diamante e grafite, e aqueçamo-las até 4000°C com 3,00 litros de oxigênio (volume esse medido a 0°C antes de iniciar o aquecimento). Em cada experiência, depois de todo o diamante ou grafite desaparecer e do produto ter sido resfriado a 0°C, descobrimos que o volume do gás formado é aproximadamente o mesmo do gás original, oxigênio, isto é, 3 litros. Se passarmos o gás através de uma solução de hidróxido de bário, haverá precipitação de um sólido branco. Depois desse tratamento o gás terá um volume de apenas 1,14 litro. Quando colocamos uma lasca de madeira em brasa neste gás, ela se inflamará. Este é um teste para oxigênio. Remove-se o precipitado branco da solução por filtração, seca-se e pesa-se, obtendo-se 16,3 g. Ao tentarmos fundi-lo verificaremos que se decompõe a ... 1450°C com a libertação de um gás cujo volume medido a 0°C é de 1,86 litros, e sobrando 12,8 g de um sólido branco. O gás é solúvel em água e ao dissolvermos uma boa porção dele (aplicando-se pequena pressão) teremos uma solução que tem o gosto de "água de soda" (outro teste qualitativo). Este gás se chama dióxido de carbono.

Mas a circunstância surpreendente aqui é que obtemos os mesmos produtos seja a experiência iniciada com o diamante ou com o grafite. O dióxido de carbono derivado do grafite e o derivado do diamante são absolutamente idênticos em quantidade e propriedades. Em outras palavras, uma amostra de dióxido de carbono não apresenta nenhuma indicação química sobre se proveio de diamante ou de grafite. Por mais inverossímil que pareça a alguém que examine diamante ou grafite pela primeira vez, o químico é forçado a concluir que ambos são formas diferentes da mesma substância. Essa substância é o carbono. Mas como pode uma substância existir em duas formas tão diferentes? Isto que não parece um grande problema para o leigo, vem, desde os tempos antigos, confundindo homens de raciocínio. Como veremos mais tarde, o químico moderno descobriu que a única resposta está na arquitetura química de que falamos no Capítulo I.

Voltando agora aos dados quantitativos, podemos resumir-los numa tabela:

Quantidades iniciais de substância

Carbono (diamante ou grafite)	1,00 g
Oxigênio	3,00 l (a)

Quantidade de substância depois da reação

Carbono	—
Oxigênio	1,14 l (b)
Dióxido de carbono	1,86 l

Cálculo:

Oxigênio usado	(a) — (b)	1,86 l
----------------	-----------	--------

Podemos escrever da seguinte maneira:

Carbono mais oxigênio produzem dióxido de carbono		
(1,00 g)	(1,86 l)	(1,86 l)

ou de forma mais simples:

Carbono + Oxigênio → Dióxido de carbono		
(1,00 g)	(1,86 l)	(1,86 l)

A reação de dióxido de carbono com hidróxido de bário dá carbonato de bário que é insolúvel em água. O volume de dióxido de carbono obtido pelo aquecimento dessa determinada quantidade de carbonato de bário é igual ao volume obtido pela queima do diamante ou grafite original.

2 — 2. Notação química: símbolos, fórmulas e equações.

A. Símbolos

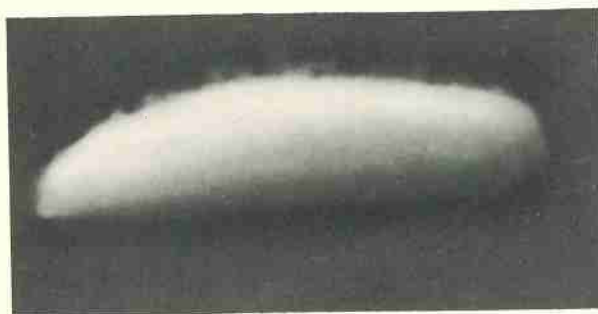
Antes de passarmos em revista outros sistemas químicos, vamos discutir um pouco das abreviações por meio das quais podemos economizar tempo quando escrevemos ou falamos de reações. Na Seção 1-11 assinalamos que até agora foram descobertos 103 elementos químicos (que estão enumerados na capa interna deste volume). O número de letras que formam seus nomes varia de 4 a 11. Por conveniência, os nomes dos elementos foram abreviados a símbolos de 1 ou 2 letras. Assim "C" significa o elemento químico carbono e "O" o elemento oxigênio. Com estes símbolos economizamos tempo e espaço na notação das reações químicas.



Grafite.



Diamante.



Dióxido de carbono
"gelo seco".

Figura 2 — 1. Algumas substâncias sólidas.

Na Seção 1-12 introduzimos a idéia de que cada amostra de um determinado elemento consiste de uma reunião de átomos iguais. Por isso, onde for conveniente, o símbolo de um elemento pode também representar um átomo. Tanto os nomes como os símbolos dos elementos estão sujeitos desde muitos anos a um acordo internacional efetuado pelos químicos através da União Internacional de Química Pura e Aplicada.

B. Fórmulas

A grande maioria das substâncias puras são compostos formados por dois ou mais elementos. Utilizando-se combinações apropriadas de símbolos em grupos podemos representar os elementos em seus compostos. Essa reunião de símbolos chama-se "fórmula". Assim o principal constituinte do sal de cozinha comum é uma substância pura formada pelos elementos sódio e cloro e que é chamada de cloreto de sódio. Sua fórmula é NaCl.

Como símbolos também podem representar um átomo, a fórmula pode reproduzir os dados experimentais que nos dão a proporção dos átomos no composto. A fórmula NaCl significa que os átomos de sódio e cloro, no cloreto de sódio, estão numa proporção de 1 : 1. Esta é a relação achada experimentalmente. Quando a proporção é diferente de 1 : 1, colocam-se índices numéricos nos símbolos para indicar as conclusões experimentais. Assim achou-se que no dióxido de carbono, a relação dos átomos de carbono para os átomos de oxigênio é de 1 : 2, sendo a fórmula, portanto, CO₂. No caso de substâncias puras que existem na forma de unidades moleculares, a fórmula pode também representar a molécula, como é o caso do CO₂. Note-se que os índices numéricos são característicos para uma dada substância, de modo que peróxido de hidrogênio, H₂O₂, é uma substância bem diferente da água, H₂O. Alguns elementos existem sob a forma de moléculas poliatômicas. A fórmula molecular do oxigênio comum é O₂. Alguns outros exemplos são: ozônio, O₃; nitrogênio, N₂; cloro, Cl₂; fósforo, P₄; enxofre, S₈.

Encontramos os nomes, fórmulas e diversas propriedades físicas de inúmeros compostos nos manuais de química *, que são de grande valor para referência.

* "Handbook of Chemistry and Physics", Chemical Rubber Publishing Co., Cleveland, Ohio (1960).
"Lange's Handbook of Chemistry", Handbook Publishers, Inc., Sandusky, Ohio (1956).
"The Merck Index", Merck & Co., Rahway, New Jersey (1960).

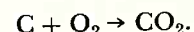
C. Equações

É mais conveniente descrever uma reação química simbolicamente por meio de fórmulas. Por exemplo:



é uma "equação química" e representa a reação que em palavras seria:

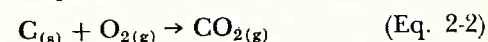
Carbono reage com oxigênio produzindo dióxido de carbono



A equação 2-1 na realidade é muito mais informativa que a reação em palavras, apesar de ser esta bem mais longa. A equação fornece as seguintes informações:

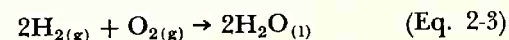
1. O nome de cada reagente e de cada produto.
2. O número de átomos de cada elemento em cada molécula de reagente e do produto.
3. O número de átomos ou moléculas de cada substância produzida, para um dado número de átomos ou moléculas iniciais.

Será de grande auxílio indicar na equação o estado físico de cada substância. Isto pode ser feito usando os símbolos (s), (l), e (g) para sólido, líquido e gás respectivamente. Com este artifício a equação 2-1 pode ser escrita:

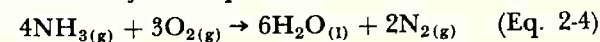


que será traduzida como: carbono sólido reage com oxigênio gasoso dando dióxido de carbono gasoso.

Observe que na equação acima o número de átomos de cada elemento à esquerda da flecha é igual ao número indicado à direita. Pode-se descrever esta relação, dizendo que a equação está "balanceada". Muitas vezes, escrevendo-se as fórmulas dos reagentes e dos produtos não se consegue uma equação balanceada. Neste caso a igualdade é estabelecida multiplicando-se cada fórmula por um coeficiente adequado. Um coeficiente multiplica cada um dos índices da fórmula que o segue. Normalmente escolhem-se como coeficientes de uma equação os menores números inteiros possíveis, ainda que algumas vezes possam ser usados números fracionários. Assim a reação que descreve a síntese da água a partir dos elementos será:



ou a reação da queima de amônia:



É possível escrever quaisquer símbolos na forma de uma equação química de modo que todas as regras aqui descritas sejam observadas. De fato, qualquer coleção de letras pode ser posta em tal forma. Mas em nosso estudo estamos interessados apenas em escrever reações que correspondam às observações experimentais. Em etapas posteriores do nosso curso vamos desenvolver idéias que poderão nos dar a possibilidade de prever, em alguns casos, uma equação química razoável sem estabelecer primeiro um fato experimental da reação. Do começo ao fim do nosso estudo, nosso interesse em equações químicas estará centralizado apenas naquelas que descrevem situações experimentais.

2 — 3. A queima do magnésio em oxigênio.

Magnésio queima numa atmosfera de oxigênio com uma luz branca e brilhante havendo desenvolvimento de calor. Esta é a reação que se processa em algumas lâmpadas de "flash". Sabemos que se produz calor porque a temperatura



Figura 2-2. Algumas lâmpadas de "flash" contêm magnésio.

da lâmpada imediatamente após o "flash" é muito maior. O produto da reação dentro do bulbo da lâmpada é um pó branco. Qualitativamente dizemos que o magnésio brilhante, flexível e maleável reage com o gás incolor oxigênio. À medida que as propriedades de cada uma dessas substâncias desaparecem, observa-se uma luz ofuscante e o aquecimento dos reagentes e de seus arredores. O produto, óxido de magnésio, é um pó branco como o demonstra a Fig. 2 — 3.

O que acontece quantitativamente quando amostras de 1,2 g de magnésio queimam, em diferentes quantidades de oxigênio? O magnésio que sobra é separado do óxido branco e cada um deles é pesado separadamente. Os resultados de diversas experiências estão registrados na Tabela 2 — 1.



Figura 2 — 3. Fita de magnésio metálico e óxido de magnésio branco.

Tabela 2 — 1

Reação do magnésio com oxigênio

Massa inicial de Mg em gramas	Volume inicial de O ₂ a 0° C e uma atmosfera de pressão	Massa do produto (em gramas)	Massa de O ₂ que reagiu (em gramas)
-------------------------------	--	------------------------------	--

1,20	0,10	1,34	0,14
1,20	0,20	1,49	0,29
1,20	0,30	0,64	0,44
1,20	0,40	0,78	0,58
1,20	0,50	1,93	0,73
1,20	0,60	2,00	0,80
1,20	0,70	2,00	0,80

No seu caderno de laboratório faça um gráfico dos dados da Tabela 2 — 1, projetando nas ordenadas o peso de oxigênio que reagiu e nas abscissas o volume de oxigênio. Que você conclui do gráfico assim construído?

Outra observação quantitativa que pode ser feita nesta reação é a quantidade de calor liberada.

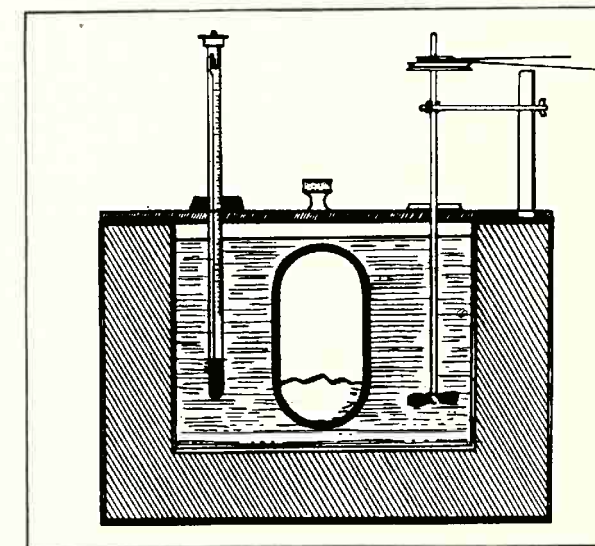


Figura 2 — 4. Um modelo simples de Calorímetro.

tada quando oxigênio e magnésio se combinam. Calor é medido em unidades chamadas *calorias*. Uma caloria é, por definição, a quantidade de calor necessária para aumentar de um grau centígrado a temperatura de 1 g de água (de 14,5° a 15,5°).

O processo pelo qual medimos o calor da reação é a calorimetria e o aparelho usado é o calorímetro. Um calorímetro muito simples está esquematizado na Fig. 2 — 4.

O calorímetro pode ser constituído por dois recipientes separados por água. O recipiente externo é bem isolado para evitar a perda de calor e contém uma determinada massa de água a uma temperatura conhecida. O interno está mergulhado nessa água (sem manter contacto com as paredes do recipiente externo) e contém os reagentes. O princípio é muito simples: os reagentes sofrem uma transformação química e o calor libertado faz com que a água se aqueça. Conhecendo-se o peso da água e medindo-se a variação de temperatura, pode-se calcular o número de calorias libertadas.

Naturalmente, na prática, não se pode aquecer o conteúdo sem aquecer o material de que é feito o calorímetro. Os metais precisam de menos calor por grama do que a água, para aumentar a sua temperatura. Ferro, por exemplo, necessita somente 0,12 calorias por grama para elevar de 1° C sua temperatura. Este valor (0,12 cal/g° C) é chamado de calor específico do ferro. Por meio deste calor específico podemos calcular quantas gramas de ferro elevarão de 1° C a sua temperatura quando se lhe fornece 1 caloria:

$$\frac{1,00 \text{ cal}}{0,12 \text{ cal/g}^\circ \text{C}} = 8,35 \text{ g}^\circ \text{C}.$$

No calorímetro, então, 8,35 g de ferro equivalerão a 1,00 g de água.

Se as experiências descritas na Tabela 2 — 1 forem efetuadas em um calorímetro, o calor de cada reação poderá então ser medido. Em cada experiência devemos usar um calorímetro com um recipiente de ferro de 200 g (calorimetricamente equivalente a 24 g de água) e 1976 g de água. O equivalente total de água será 24 + 1976 = 2.000 g.

Projete os dados da Tabela 2 — 2 no seu caderno de laboratório usando as ordenadas para

Tabela 2 — 2

Calor de reação do Mg em g	de reação do magnésio e oxigênio		
Massa inicial do Mg em g	Volume inicial de O ₂ a 0° C e 1 atmosfera (em litros)	Variação de temperatura da água (°C)	Calorias calculadas
1,20	0,10	0,65	1,30 × 10 ³
1,20	0,20	1,30	2,61
1,20	0,30	1,97	3,95
1,20	0,40	2,62	5,25
1,20	0,50	3,28	6,55
1,20	0,60	3,66	7,31
1,20	0,70	3,66	7,31

calorias e as abscissas para o volume de oxigênio usado. Que se pode concluir deste gráfico?

Outras observações ainda podem ser feitas quando a queima do magnésio se processa ao ar em vez de ser feita em atmosfera de oxigênio. Vocês terão uma oportunidade de observar isto. À medida que pensamos nesta reação do magnésio com o oxigênio aparecem diversas questões embaraçosas. Porquê, por exemplo, outros metais não queimam tão facilmente como o magnésio? Por mais que tentemos não conseguiremos que ouro se queime em oxigênio. Porquê magnésio e ouro, ambos metais, comportam-se de uma maneira tão diferente na presença de oxigênio? Em capítulos posteriores obteremos alguns indícios que nos auxiliarão a explicar estes fatos.

2 — 4. Hidrogênio e oxigênio.

A água é um composto simples de hidrogênio e oxigênio. Mas apesar de toda a simplicidade não deixa de ser um material bastante extraordinário. O que é realmente surpreendente é o fato dela existir em tão grande abundância na terra. Veremos em outro capítulo que se não existisse uma força de atração relativamente grande entre as moléculas de água, haveria muito pouca água em toda a terra.

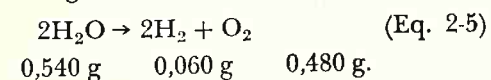
Água é um composto tão estável que pode ser aquecido acima de 500° C produzindo vapor d'água superaquecido sem haver decomposição. Quando resfriado, esse vapor condensa, formando água líquida ainda sem nenhuma decomposição. Uma maneira de decompor a água é usando a energia fornecida por uma corrente elétrica. Se ligarmos fios a uma bateria adequada e os introduzirmos em água, haverá formação de bolhas nas extremidades destes fios (isto supondo-se que água não é bem pura pois água pura conduz muito mal a corrente elétrica). Uma

pequena quantidade de ácido sulfúrico será suficiente para que haja um fluxo razoável de corrente.

Se dispuzermos a bateria, os fios e o Becher de água como na Fig. 2 — 5, podemos recolher as bolhas de gás que provêm dos fios. Depois de alguns minutos, se evidenciará que em um dos tubos invertidos há o dobro do volume de gás do que no outro. Se conduzirmos a experiência de tal modo que os volumes de gás possam ser medidos com precisão, descobriremos que exatamente o dobro de gás está sendo produzido no fio ligado ao polo negativo da pilha.

Se o oxigênio e o hidrogênio forem pesados (como isto pode ser feito?) podemos aprender alguma coisa sobre a composição da água. O oxigênio nesta experiência (336 ml) pesou 0,480 g; o hidrogênio (672 ml) 0,060 g.

Como supomos que nenhum átomo foi perdido ou destruído nessas reações, a soma dos pesos de oxigênio e hidrogênio deve ser igual ao peso da água.



Daqui podemos calcular a percentagem em peso de oxigênio e hidrogênio na água.

Percentagem de oxigênio:

$$\frac{0,480 \text{ g de oxigênio}}{0,540 \text{ g de água}} (100) = 88,9 \%$$

Percentagem de hidrogênio:

$$\frac{0,060 \text{ g de hidrogênio}}{0,540 \text{ g de água}} (100) = 11,1 \%$$

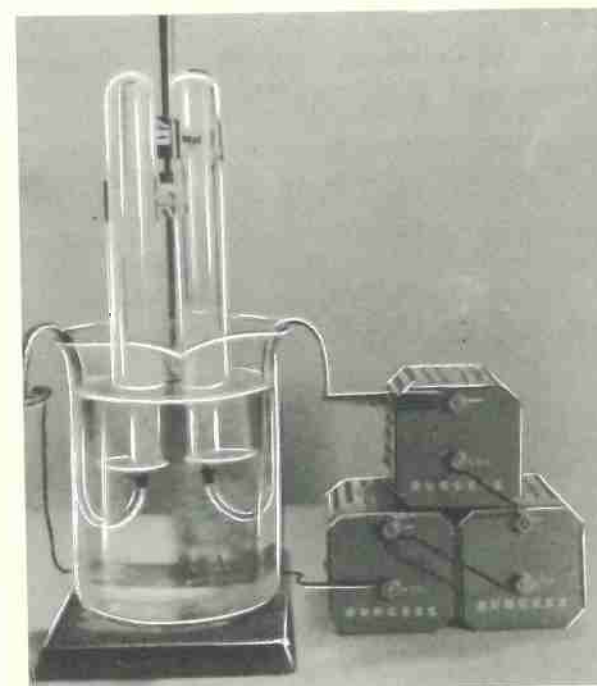
(Como você modificaria o aparelho da Fig. 2 — 5 para poder medir o volume de gás com precisão?)

As diferenças entre os 2 gases podem ser demonstradas de uma maneira muito simples. Se retirarmos da água o tubo que contém o menor volume de gás e nele introduzirmos uma vareta de madeira em brasa, esta se inflamará. Este gás que mantém a combustão (queima) é o oxigênio. Se fizermos o mesmo com o outro tubo, o próprio gás começará a queimar, algumas vezes com uma pequena explosão. Este gás inflamável é o hidrogênio.

Podemos misturar todo o oxigênio obtido da eletrólise com todo o hidrogênio que nada acontecerá. Mas se fizermos passar uma faísca elétrica na mistura (como pode isto ser feito?)



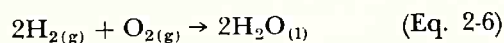
Antes da eletrólise



Durante a eletrólise

Figura 2 — 5. Eletrólise da água.

haverá uma explosão e todo o gás desaparecerá. Houve uma reação química e se recolhermos o produto desta reação descobriremos que é água. A reação é:



Isto é: 2 moléculas de hidrogênio combinam-se com uma molécula de oxigênio para formar 2 moléculas de água.

Pensemos agora em efetuar essas duas reações, a eletrólise da água e a explosão da mistura de hidrogênio e oxigênio, de maneira que a quantidade de água decomposta pela corrente elétrica e a produzida pela explosão de H_2 e O_2 possam ser medidas ou pesadas e as quantidades de hidrogênio e oxigênio determinadas. Numa experiência típica obteremos os valores da Tabela 2 — 3.

Tabela 2 — 3

Água eletrolisada	0,540 g
Oxigênio produzido	335 ml
Hidrogênio produzido	670 ml
Água formada na explosão	0,537 g

Vemos que “dentro dos limites de erro experimental” a quantidade de água eletrolisada é igual à quantidade produzida. Todos os átomos de hidrogênio e oxigênio provenientes das moléculas de água eletrolisada voltaram a formar moléculas de água na explosão. Nenhum átomo foi destruído ou produzido. Dentro da nossa capacidade de percepção, isto é o que achamos em todos os processos químicos. O princípio da conservação dos átomos, que é um dos grandes princípios fundamentais da química, está baseado nessas afirmações. Em todas as reações químicas e em todos os processos físicos o número dos átomos de todas as substâncias iniciais e todos os produtos finais são iguais e constantes.

Este princípio, que agora nos parece óbvio, na realidade foi o produto de centenas de anos de especulação e experiência. Em 1789, o químico francês Lavoisier escreveu em seu compêndio a declaração que ficou mais tarde conhecida como a lei da conservação da massa (ou da matéria): “Devemos considerar como um axioma incontestável, que em todos os trabalhos de arte e natureza nada é criado; a mesma quantidade de matéria existe antes e depois da experiência. Deste princípio depende completamente a arte de se efetuarem experiências químicas”. Com a descoberta da fissão atômica em 1939 foi necessário limitar essa afirmação à lei da conservação

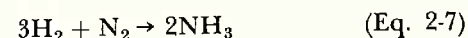
dos átomos. Todavia com esta limitação surgem questões que não serão estudadas aqui.

Exercício: Podemos também afirmar que o volume das substâncias se conserva constante durante as reações químicas? Explique.

2 — 5. Reação entre hidrogênio e nitrogênio.

Nitrogênio (N_2), o principal componente do ar atmosférico, ao contrário do que se dá com o componente menos abundante, oxigênio, não reage com hidrogênio quando os dois são misturados a pressões e temperaturas ordinárias; de fato, é muito difícil fazer com que nitrogênio reaja com qualquer substância. Assim, apesar do nitrogênio existir em grande abundância, não devemos nos admirar de que compostos nitrogenados sejam relativamente escassos como minerais na crosta terrestre.

Sendo os compostos que contêm nitrogênio muito usados como fertilizantes e como matéria-prima de processos industriais, é muito importante que existam métodos para converter nitrogênio atmosférico em compostos de nitrogênio. Um destes métodos foi industrializado há cerca de 50 anos por **Fritz Haber**. A reação é a seguinte:



O produto é a amônia, NH_3 .

A natureza surpreendente das transformações nesta reação é revelada por uma comparação dos pontos de fusão, pontos de ebulição, densidade, solubilidade e cheiro dos reagentes e do produto da reação (ver Tabela 2 — 4). Estas são algumas das propriedades que caracterizam as substâncias e como já dissemos, quando há uma variação delas é sinal que houve uma reação química.

As soluções de amônia em água são usadas para vários fins, inclusive para limpeza doméstica. Amônia é muito solúvel em água: à temperatura ambiente é possível dissolver-se 70 litros de gás em 100 ml de água.

Afirmamos que é difícil fazer com que nitrogênio reaja com hidrogênio mas depois dissemos que a produção de amoníaco é efetuada em escala industrial. Como deveríamos esperar, as condições de pressão e de temperatura empregadas no processo industrial são completamente diferentes das condições usuais. A pressão da mistura de reação é mantida ao redor de 500

atmosferas (ver Apêndice) e a temperatura é de cerca de 500°C.

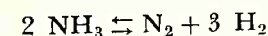
Mesmo sob estas condições o hidrogênio e o nitrogênio não são totalmente convertidos em amônia. Se partirmos de 90 kg de hidrogênio e 400 kg de nitrogênio, a 400°C e sob pressão de 50 atm, depois de completada a reação a mistura conterà cerca de 127 kg de amônia, 64 kg de hidrogênio e 298 kg de nitrogênio.

Tabela 2 — 4

Algumas propriedades do nitrogênio, hidrogênio e amônia

	PF° C	PE° C	Densidade g/litro a 0° C e 1 atm	Solubilidade em água (a 0° C) g/litro de solução	Cheiro
Hidrogênio	-259	-252	0,09	0,002	inodoro
Nitrogênio	-210	-196	1,25	0,03	inodoro
Amônia	-77	-33	0,77	402	irritante lacrimante

É interessante notar o que acontece quando colocamos 490 kg de amônia no mesmo recipiente usado para a reação que descrevemos. Se ajustarmos a temperatura a 400°C e a pressão a 50 atm efetuar-se-á uma reação no fim da qual teremos 127 kg de amônia, 64 kg de hidrogênio e 298 kg de nitrogênio. Estas são as mesmas quantidades obtidas na reação acima, onde houve formação de amônia. As reações que ocorrem podem ser escritas:

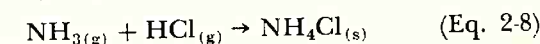


É uma reação que se processa em ambos os sentidos sendo este fato indicado pela dupla flecha. Isto é, tanto hidrogênio e nitrogênio podem se combinar a altas pressões produzindo amônia, como também esta, a pressões mais baixas, pode ser decomposta nos seus elementos constituintes. Esta última reação é usada na obtenção de hidrogênio para alguns fins industriais.

Amônia é um gás à temperatura ambiente. Outro composto interessante que também é um gás à temperatura ambiente é o cloreto de hidrogênio de hidrogênio tem um cheiro que pode distinguir esses dois gases. Como todos sabemos amônia tem um odor característico fazendo vir água aos olhos. Por outro lado, cloreto de hidrogênio tem um cheiro que pode ser descrito como “penetrante” (É muito difícil

descrever odores. Vocês devem procurar reconhecer-los no laboratório).

Se misturarmos esses dois gases incolores haverá formação de uma densa névoa branca que depois de um certo tempo se deposita em forma de um pó fino. A reação pode ser representada pela equação:



O produto da reação é o cloreto de amônio. Note que as letras entre parênteses *g*, *l*, *s* numa equação química indicam o estado físico das substâncias na temperatura em que se dá a reação.

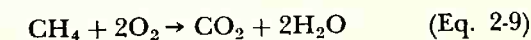
Quantitativamente pode-se demonstrar que os volumes de amônia e de cloreto de hidrogênio que reagem para formar cloreto de amônio são aproximadamente iguais.

Cada um destes gases é bem solúvel em água e suas soluções aquosas são muito usadas no laboratório. A solução aquosa de amônia é usual mas incorretamente chamada de hidróxido de amônio. Preferimos chamá-la simplesmente de amoníaco. A solução aquosa de cloreto de hidrogênio é chamada de ácido clorídrico.

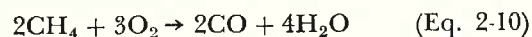
Reações entre soluções de reagentes são largamente usadas no laboratório. São particularmente convenientes porque consegue-se prontamente um contato íntimo, sendo além disso muito fácil medir-se o volume da solução. Quando se dissolve um peso conhecido de um reagente em um líquido para dar um volume determinado da solução, pode-se obter facilmente qualquer peso desejado do reagente dissolvido simplesmente medindo-se um volume apropriado da solução. Essa relação entre peso do reagente e o volume da solução é um dos modos de se exprimir a concentração de uma solução. Usaremos a concentração em termos de gramas do reagente por litro de solução abreviando-se a unidade para g/l. Temos como exemplo os dados de solubilidade na Tabela 2 — 4.

2 — 6. Reação entre metano e oxigênio.

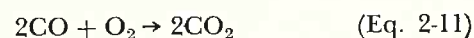
Quando gás metano reage com oxigênio a temperaturas elevadas podem ocorrer várias reações diferentes. Se a reação se der em presença de excesso de oxigênio, os produtos obtidos serão dióxido de carbono e água. Esta reação é representada pela seguinte equação:



Se porém a reação se der entre metano e uma quantidade limitada de oxigênio os principais produtos serão monóxido de carbono e água, e a equação que a representa será:



O monóxido de carbono formado pode reagir com mais oxigênio produzindo dióxido de carbono segundo a equação:

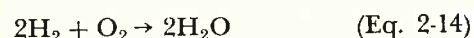


Assim, em ambos os casos, os produtos finais da reação serão água e dióxido de carbono.

Como a reação do metano com o oxigênio é efetuada a temperaturas elevadas, teremos ainda outra possibilidade. Metano a altas temperaturas decompõe-se em carbono e hidrogênio. Esta reação é representada pela equação 2-12.



Tanto o hidrogênio como o carbono formados na decomposição irão reagir com oxigênio. Se o suprimento de oxigênio for limitado o carbono vai reagir formando monóxido de carbono. As reações do carbono e do hidrogênio com o oxigênio são representadas pelas seguintes equações:

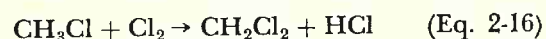
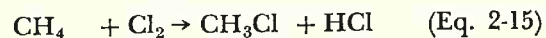


O monóxido de carbono formado irá reagir com oxigênio para formar dióxido de carbono. Portanto os produtos de decomposição do metano reagirão com o oxigênio presente para formar os mesmos produtos finais dos outros dois casos.

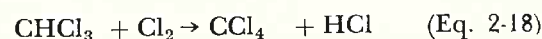
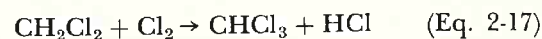
No laboratório será feita uma investigação em torno da queima de uma mistura de gás natural e ar. Como o gás natural é constituído principalmente de metano e o ar contém oxigênio, este estudo fornecerá algumas informações úteis que podem ser relacionadas à reação de metano e oxigênio.

2 — 7. Reação entre metano e cloro.

Se aquecermos a 500° C uma mistura contendo aproximadamente 10 volumes de metano e um volume de cloro, os produtos principais da reação serão monoclorometano, diclorometano e cloreto de hidrogênio:



Usando maior quantidade de cloro haverá também formação de clorofórmio e tetracloreto de carbono:



O fato de que existem quatro e somente quatro diferentes derivados clorados do metano ser-nos-á de grande importância mais tarde na discussão da arquitetura química dos compostos do carbono.

2 — 8. A necessidade de conceitos de energia e estrutura.

Agora temos uma grande variedade de reações químicas algo complicadas, sobre as quais falaremos à medida que progredirmos no nosso curso. Como explicaremos satisfatoriamente o fato que grafite preto e diamante incolor possam ambos dar pela queima ao ar, o mesmo gás incolor, dióxido de carbono? Como tornar plausíveis os aspectos quantitativos dessa reação? Por que o metal branco magnésio queima ao ar com uma luz brilhante enquanto que o ouro não queima de maneira alguma? Por que a primeira reação se efetua com esse tremendo desenvolvimento de energia enquanto que não podemos fazer com que a segunda sofra uma variação no conteúdo de energia? Pode a variação de energia (que discutimos neste capítulo) ser medida ou calculada quantitativamente?

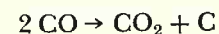
Para que estas questões possam ser respondidas de uma maneira lógica e satisfatória, a arquitetura dos átomos e moléculas deve ser examinada mais detalhadamente e os conceitos de energia, tal como se manifestam na absorção e desenvolvimento de calor, precisam ser associados aos conceitos de transformação química.

LEITURA SUPLEMENTAR

Winderlich, Rudolf, "History of the Chemical Sign Language". J. Chem. Ed., 30, 58 (1953).

PROBLEMAS

1. O que diz a fórmula de um composto sobre a substância de que é formado?
2. Como se pode traduzir em palavras uma reação química tal como:



3. Diga o nome dos elementos correspondentes aos seguintes símbolos: Kr, Al, Mn, Cu, Ra, Sb, As, Ag, Pt, P.

4. Com o auxílio de um manual de Química, escreva as fórmulas das seguintes substâncias: brometo de sódio, iodeto de magnésio, óxido de alumínio, peróxido de sódio, glicose, sacarose, álcool etílico, propano, acetileno, benzeno.

5. Qual a diferença entre 2 Cl e Cl₂, ou entre 2 OH e H₂O₂, ou entre 2 P₂ e P₄, ou entre 2BH₃ e B₂H₆?

6. Transforme as expressões abaixo nas respectivas equações químicas:

a. Óxido de mercúrio (HgO), quando aquecido, fornece mercúrio e oxigênio.

b. Amônia se decompõe em nitrogênio e hidrogênio.

c. Hidreto de lítio reage com água dando hidróxido de lítio e hidrogênio.

d. Óxido de magnésio e cloreto de hidrogênio reagem entre si, dando água e cloreto de magnésio.

7. A partir dos dados experimentais da Tabela 2 — 1, calcule quantas gramas de magnésio reagirão com uma grama de oxigênio?

8. Quantos quilos de magnésio combinar-se-ão com cinco quilos de oxigênio?

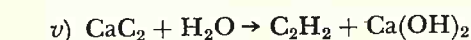
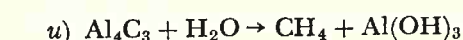
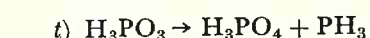
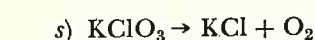
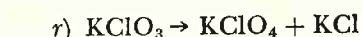
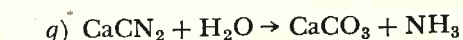
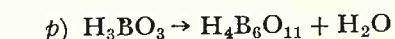
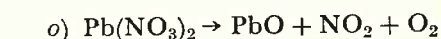
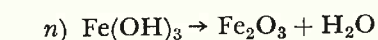
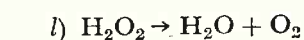
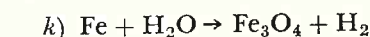
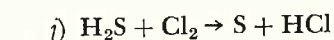
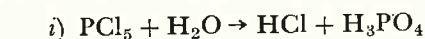
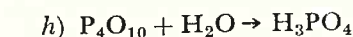
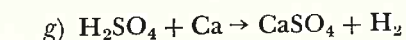
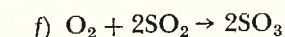
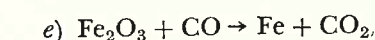
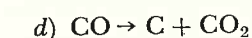
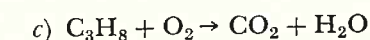
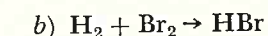
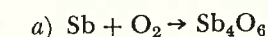
9. Calcule as relações entre os pesos de magnésio e oxigênio que se combinam nos problemas n.º 7 e 8. Compare agora estas relações e tire suas conclusões a respeito.

10. Coloca-se num recipiente 10 g de magnésio e 10 g de oxigênio, deixando-se em contato até que a reação entre ambos se complete. Calcule a quantidade das substâncias existentes no fim da reação.

11. Suponha que a experiência a partir da qual os dados da Tabela 2 — 2 foram obtidos fôsse modificada de tal modo que se usasse a quantidade exata de oxigênio para se combinar com 1,2 g de magnésio. Suponha

também que em vez da energia da reação passar para a água, a mesma permanecesse no próprio óxido de magnésio. Calcule a temperatura final do produto. Suponha que a temperatura inicial seja 25° C e que a capacidade de calor do MgO seja 0,23 cal/g, °C.

12. Acerte os coeficientes das seguintes equações:



13. Decida e justifique se a seguinte afirmação é verdadeira ou falsa: "As propriedades de qualquer elemento, numa dada temperatura e pressão, são sempre as mesmas".

14. Luz pode ser produzida de várias maneiras. Geralmente, o sistema que produz luz sofre um certo tipo de transformação. Nos exemplos enumerados a seguir decida se a trans-

formação é física ou química, justificando a resposta.

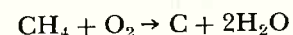
- a) a queima de um palito de fósforo.
- b) a luz de uma lanterna elétrica.
- c) meteoro.
- d) lanterna "Coleman".
- e) vaga-lume.
- f) luz do sol.
- g) mostrador luminoso de um relógio.

15. Qual o peso de água que pode ser aquecido à temperatura de ebulição (100° C) pela combustão de 1,2 g de magnésio? Suponha que a água esteja a 25° C e que sua capacidade de

calor seja 1,0 calorias por grama por grau através todo o intervalo líquido.

16. Analisando-se 1 g de amônia verificou-se que contém 0,822 g de nitrogênio. Qual a composição centesimal de amônia? A partir da equação dada na Seção 2-5, calcule os pesos de hidrogênio e nitrogênio necessários para a formação de 17,0 g de amônia.

17. Na reação



formam-se 36 g de água quando 32 g de oxigênio reagem com 16 g de metano. Dêstes dados, calcule a composição centesimal do metano.

ELÉTRONS, PRÓTONS E REAGENTES QUÍMICOS

CAPÍTULO 3

Considerando a enorme variedade de substâncias químicas e suas reações, há dois caminhos possíveis para compreendê-las. Podemos tentar entender as reações isoladamente imaginando uma explicação interessante para cada uma delas. Naturalmente tal processo não teria fim já que o número de reações possíveis é ilimitado.

Como uma alternativa mais animadora podemos procurar características comuns a todas as substâncias e tentar uma explicação baseada nelas. Uma das características mais prometedoras e reveladoras é o comportamento elétrico da matéria. Consideremos então algumas propriedades da eletricidade.

3 — 1. Eletricidade positiva e negativa.

Todos sabem que quando se passa um pente pelos cabelos secos há uma mudança nas propriedades do pente, que agora pode levantar pedacinhos de papel e mesmo emitir faíscas no escuro. O mesmo acontece com um bastão de vidro que tenha sido esfregado num pedaço de seda ou de nylon, apesar de ser feito de um material completamente diferente. Dizemos que o pente e o bastão ficaram "carregados de eletricidade". Que podemos dizer sobre as propriedades dessa "carga"? Algumas experiências muito simples nos darão fatos que poderão nos conduzir a uma descrição sistemática desse fenômeno.

Pendure o pedaço de nylon e o bastão de vidro, em fios compridos, de modo que ambos

possam balançar e estejam separados por alguns centímetros. O vidro e o nylon irão se aproximar; dizemos que "um atrai o outro" ou que há uma "fôrça de atração".

Substitua o nylon por um segundo bastão de vidro que já tenha sido friccionado no mesmo tecido. Os dois bastões se afastarão um do outro; há agora uma fôrça de repulsão. Por definição, os dois bastões estão com carga elétrica devido à fricção e só podemos supor que estejam carregados da mesma maneira.

Substitua cada bastão por um pedaço de pano que tenha sido usado para friccionar o vidro. Agora os dois pedaços de tecido irão se afastar, indicando que há novamente uma fôrça de repulsão, presumivelmente da mesma espécie nos dois tecidos.

Uma interpretação simples destas experiências é que há duas espécies diferentes de cargas elétricas. Podemos concluir que cargas diferentes se atraem e cargas iguais se repelem. *Benjamin Franklin* fez diversas experiências deste tipo chegando à mesma conclusão; propôs que a carga do vidro fosse chamada de "positiva" e a carga do tecido de "negativa". Apesar de tais nomes serem arbitrários, não deixam de ser muito convenientes sendo usados mundialmente. Experiências com outras substâncias mostrarão que muitas delas têm comportamento atrativo e repulsivo semelhante. Em geral, qualquer que seja o material, os efeitos parecem ser idênticos. Usando outras técnicas experimentais é possível demonstrar que as fôrças magnéticas também