

Química Essencial

Para
leigos

CAP. DE ANOTAÇÃO

CAP. DE AMOSTRA

Sumário Resumido

Introdução	1
CAPÍTULO 1: Matéria e Energia: Explorando os Materiais da Química	5
CAPÍTULO 2: O que Existe em um Átomo?	17
CAPÍTULO 3: Tabela Periódica	35
CAPÍTULO 4: Química Nuclear	45
CAPÍTULO 5: Ligação Iônica	57
CAPÍTULO 6: Ligação Covalente	71
CAPÍTULO 7: Reações Químicas	89
CAPÍTULO 8: Eletroquímica: Usando Elétrons	113
CAPÍTULO 9: Medindo Substâncias com o Mol	127
CAPÍTULO 10: Saudação às Soluções	137
CAPÍTULO 11: Ácidos e Bases	147
CAPÍTULO 12: Esclarecendo os Gases	161
CAPÍTULO 13: Dez Descobertas Curiosas na Química	171
Índice	175

CAP. DE AMOSTRA

NESTE CAPÍTULO

- » Entendendo os estados da matéria
- » Diferenciando substâncias puras e misturas
- » Medindo a matéria com o sistema métrico
- » Examinando as propriedades das substâncias químicas
- » Descobrimo os diferentes tipos de energia

Capítulo 1

Matéria e Energia: Explorando os Materiais da Química

Simplificando, química é um ramo inteiro da ciência sobre matéria, que é quase tudo que tem massa e ocupa espaço. Química é o estudo da composição e das propriedades da matéria e as mudanças sofridas por ela.

Matéria e energia são dois componentes básicos do Universo. Cientistas acreditavam que essas duas coisas eram separadas e distintas, mas agora perceberam que estão ligadas. Por exemplo, em uma bomba atômica ou reator nuclear, a matéria é convertida em energia (talvez um dia a ficção científica se torne realidade e seja algo comum converter o corpo humano em energia e de volta em corpo para viajar por um transportador).

Neste capítulo veremos os diferentes estados da matéria e o que acontece quando ela passa de um estado para outro. Aqui mostro como usar o sistema internacional de unidades (SI), ou sistema

métrico decimal, para medir matéria e energia e descrevo os tipos de energia e como ela é medida.

Conhecendo os Estados da Matéria e Suas Mudanças

Matéria é qualquer coisa que tem massa e ocupa espaço, e ela pode existir em três estados clássicos: sólido, líquido e gasoso. Quando uma substância passa de um estado para outro, o processo é chamado de *mudança de estado* ou *mudança de fase*. Coisas bem interessantes ocorrem durante esse processo, o que explico nesta seção.

Sólidos, líquidos e gases

As partículas da matéria se comportam de modo diferente dependendo se são parte de um sólido, líquido e gás. Como mostra a Figura 1-1, as partículas podem estar organizadas ou aglutinadas, próximas ou dispersas. Nesta seção veremos os estados sólido, líquido e gasoso da matéria.

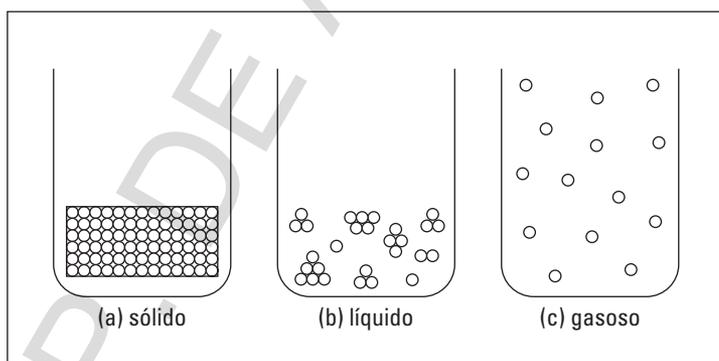


FIGURA 1-1: Estados sólido, líquido e gasoso da matéria.

Sólidos

No *nível macroscópico*, no qual você observa e sente diretamente com seus sentidos, um sólido tem uma forma definida e ocupa um volume definido. Considere um cubo de gelo no copo; é um sólido. Você pode facilmente pesar o gelo e medir seu volume.

No *nível microscópico* (no qual os elementos são tão pequenos que não se pode observá-los diretamente), as partículas que compõem o sólido ficam bem próximas e não se movem muito (veja a Figura 1-1a). Isso porque, em muitos sólidos, as partículas estão posicionadas em uma estrutura rígida e organizada, de padrões repetidos chamados de *estrutura cristalina*. As partículas nessa estrutura ainda se movem, mas muito pouco; é mais como uma leve vibração. Dependendo das partículas, essa estrutura cristalina pode ter diferentes formas.

Líquidos

Diferente dos sólidos, os líquidos não têm forma definida, mas têm volume definido, como os sólidos. As partículas nos líquidos são muito mais separadas do que nos sólidos e também se movem muito mais (veja a Figura 1-1b).

Mesmo que as partículas estejam mais separadas, nos líquidos algumas ainda podem se aproximar umas das outras, se aglutinando em pequenos grupos. As forças de atração entre as partículas não são tão fortes como nos sólidos, sendo por isso que os líquidos não têm uma forma definida. Porém, essas formas são fortes o suficiente para manter a substância confinada em uma grande massa, ou seja, um líquido, em vez de viajar por todo lugar.

Gases

Um gás não tem forma nem volume definidos. Nele, as partículas ficam muito mais distantes do que nos sólidos ou nos líquidos (veja a Figura 1-1c) e se movem com relativa independência uma das outras. Por causa da distância entre as partículas e do movimento independente de cada uma, o gás se expande para preencher a área que o contém (e assim, não tem forma definida).

Condensando e solidificando

Se você resfria uma substância gasosa ou líquida, pode observar as mudanças de estado, ou *mudanças de fase*, que ocorrem. Veja as mudanças de fase quando as substâncias perdem energia:

- » **Condensação:** Quando uma substância *condensa*, ela passa de um estado gasoso para um líquido. As partículas de gás têm muita energia, mas quando resfriadas, essa energia diminui.

As forças de atração agora têm como aproximar as partículas, formando um líquido. Essas partículas se aglutinam, o que é uma característica das partículas no estado líquido.

- » **Solidificação:** Uma substância se *solidifica* quando passa do estado líquido para o sólido. Como a energia é removida com o resfriamento, as partículas em um líquido começam a se alinhar, e um sólido é formado. A temperatura na qual isso ocorre é chamada de *ponto de congelamento (pc)* da substância.



DICA

Podemos resumir o processo de mudança da água de um gás para um sólido assim:



Aqui, (g) significa gás, (l) significa líquido e (s) significa sólido.

Fusão e ebulição

Quando uma substância é aquecida, ela muda de sólido para líquido e para gás. Para a água, representamos a mudança assim:



Esta seção explica a fusão e a ebulição, as mudanças de estado que ocorrem quando uma substância ganha energia.

De sólido para líquido

Quando uma substância derrete, ela passa do estado sólido para o líquido. Veja o que acontece: se você inicia com um sólido, como o gelo, e mede a temperatura enquanto o aquece, observa que a temperatura dele começa a aumentar conforme o calor faz as partículas vibrarem cada vez mais rápido na estrutura cristalina.

Depois de um tempo, algumas partículas se movem tão rápido, que quebram a estrutura, e a estrutura cristalina (que mantém um sólido *rígido*) finalmente se rompe. O sólido começa a passar para um estado líquido, um processo chamado *fusão*. A temperatura na qual a fusão ocorre é chamada de *ponto de fusão (pf)* da substância. Esse ponto para o gelo é de 32°F ou 0°C.



LEMBRE-SE

Durante as mudanças de estado, como a fusão, a temperatura permanece constante, mesmo que o líquido tenha mais energia que o sólido. Portanto, se você observar a temperatura do gelo conforme



DICA

ele derrete, verá que ela permanece invariável a 0°C até todo o gelo derreter.

O ponto de fusão (sólido para líquido) é o mesmo do ponto de congelamento (líquido para um sólido).

De líquido para gasoso

O processo pelo qual uma substância passa do estado líquido para o gasoso é chamado de *ebulição*.

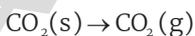
Se você aquece um líquido, como um bule de água fria, a temperatura do líquido sobe, e as partículas se movem cada vez mais rápido conforme absorvem o calor. A temperatura se eleva até o líquido atingir a próxima mudança de estado: *ebulição*. Conforme as partículas se aquecem e se movem mais rápido, elas começam a quebrar as forças de atração entre si e se movimentam livremente como um gás, como o vapor, a forma gasosa da água.

A temperatura na qual um líquido começa a ferver é chamada de *ponto de ebulição* (*pe*), e ele depende da pressão atmosférica, mas para a água no nível do mar, é de 212°F ou 100°C. A temperatura de uma substância fervendo permanece constante até toda ela ter sido convertida em gás.

Pulando os líquidos: Sublimação

A maioria das substâncias passa pela progressão lógica de sólido para líquido para gás conforme é aquecida (ou vice-versa quando é resfriada). Mas algumas vão diretamente do estado sólido para o gasoso sem se tornar líquido. Os cientistas chamam esse processo de *sublimação*. O gelo seco, dióxido de carbono sólido, escrito como $\text{CO}_2(\text{s})$, é um exemplo clássico de sublimação. Você pode ver partes do gelo seco ficando menores conforme o sólido começa a se transformar em gás, mas nenhum líquido é formado durante essa mudança de fase.

O processo de sublimação do gelo seco é representado como



Além do gelo seco, as bolas de naftalina e certos aromatizantes sólidos também passam pelo processo de sublimação. O inverso da sublimação é a *deposição*, ou seja, ir direto de um estado gasoso para um sólido.

Substâncias Puras e Misturas

Um dos processos básicos na ciência é a classificação. Nesta seção, explico como toda matéria pode ser classificada como pura ou mistura (veja a Figura 1-2).

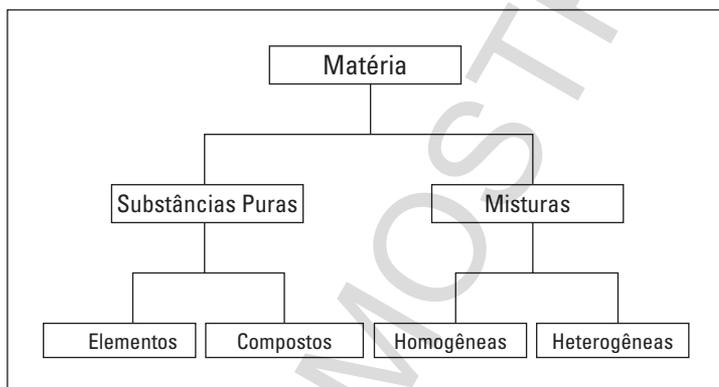


FIGURA 1-2: Classificação da matéria.

Substâncias puras



LEMBRE-SE

Uma *substância pura*, como sal ou açúcar, tem uma composição ou uma constituição definida e constante. Ela pode ser um elemento ou um composto, mas a composição de uma substância pura não varia.

Elementos

Um *elemento* é composto de um único tipo de átomo. Um *átomo* é a menor partícula de um elemento que ainda tem todas as propriedades dele. Por exemplo, se fatiamos várias vezes um pedaço do elemento ouro até uma minúscula partícula que não pode mais ser cortada sem perder as propriedades que tornam o ouro o que *ele* é, então temos um átomo (analisando as propriedades mais adiante na seção “Que Belas Propriedades Você Conseguiu”).

Os átomos em um elemento têm o mesmo número de prótons. *Prótons* são partículas subatômicas, isto é, partículas de um átomo (o Capítulo 2 explica as três partículas subatômicas maiores com muitos detalhes). O importante a lembrar agora é que os elementos

são os componentes constitutivos da matéria. Eles são representados na tabela periódica, que exploraremos no Capítulo 3.

Compostos

Um *composto* é constituído por dois ou mais elementos em uma proporção específica. Por exemplo, a água (H_2O) é um composto formado por dois elementos, hidrogênio (H) e oxigênio (O). Esses elementos são combinados de um modo muito específico, em uma proporção de dois átomos de hidrogênio para um átomo de oxigênio (daí, H_2O). Muitos compostos contêm hidrogênio e oxigênio, mas apenas um tem essa proporção especial de 2 para 1, e ele é chamado de *água*.



LEMBRE-SE

Um composto tem propriedades físicas e químicas diferentes dos elementos que o compõem. Por exemplo, mesmo que a água seja composta de hidrogênio e oxigênio, suas propriedades são uma combinação única dos dois elementos.

Os químicos não conseguem separar facilmente os componentes de um composto; eles têm de recorrer a algum tipo de reação química.

Jogando misturas na confusão



LEMBRE-SE

Misturas são combinações físicas de substâncias puras sem uma composição definida ou constante; a composição de uma mistura varia de acordo com quem a prepara. E cada componente dela tem seu próprio conjunto de características físicas e químicas.

Os químicos conseguem separar facilmente as diferentes partes de uma mistura com meios físicos, como a filtração. Por exemplo, suponha que você tenha uma mistura de sal e areia e deseje purificar a areia removendo o sal. É possível fazer isso adicionando água, dissolvendo o sal, e então filtrando a mistura. O resultado é areia pura.

As misturas podem ser homogêneas ou heterogêneas:

- » **Misturas homogêneas:** Às vezes chamadas de *soluções*, as misturas homogêneas são relativamente uniformes na composição. Todas as partes são iguais. Se você dissolve açúcar na água e mexe bem, sua mistura é basicamente igual, não importando a amostra obtida. Explico as soluções no Capítulo 10.

- » **Misturas heterogêneas:** A composição das misturas heterogêneas varia entre as posições na amostra. Por exemplo, se você coloca açúcar em um pote e adiciona areia, depois sacode um pouco, sua mistura não tem a mesma composição em todo o pote. Como a areia é mais pesada, provavelmente haverá mais dela no fundo do pote e mais açúcar no topo.

Medindo a Matéria

Muitas vezes os cientistas fazem medições, que podem incluir coisas como massa, volume e temperatura. Se cada país tivesse seu próprio sistema de medição, a comunicação entre os cientistas ficaria muitíssimo prejudicada, portanto, eles adotaram um sistema de medição mundial para garantir que todos falem a mesma língua.

O SI (do francês *Système International*) é uma medição universal baseada no antigo sistema métrico. SI é um sistema decimal com unidades básicas para coisas como massa, comprimento, volume e prefixos que modificam as unidades básicas. Por exemplo, veja alguns prefixos SI muito úteis:

- » *kilo-* (*k*) significa 1.000
- » *centi-* (*c*) significa 0,01
- » *mili-* (*m*) significa 0,001

Portanto, 1 quilograma (kg) são 1.000 gramas, e 1 quilômetro (km) são 1.000 metros. Um miligrama (mg) é 0,001 grama, ou podemos dizer que há 1.000 miligramas em 1 grama.

Veja algumas unidades SI básicas e como se comparam às unidades comuns nos EUA:

- » **Comprimento:** A unidade básica de comprimento no SI é o *metro* (*m*). Um metro é um pouco maior que uma jarda; 1,094 jardas correspondem a 1 metro. A conversão mais útil do SI/inglês para o comprimento é 2,54 centímetros = 1 polegada.

» **Massa:** A unidade de medida básica da massa no SI para os químicos é o *grama (g)*. E a conversão mais útil da massa é 454 gramas = 1 libra.

» **Volume:** A unidade básica para o volume no SI é o *litro (L)*. A conversão mais útil é 0,946 litro = 1 quarto de galão.

Suponha que você queira encontrar o peso de um saco de batatas de 5,0 libras em quilogramas. O esquema seria assim:

$$\frac{5,0 \text{ lbs}}{1} \cdot \frac{454 \text{ g}}{1 \text{ lb}} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 2,3 \text{ kg}$$

Que Belas Propriedades Você Conseguiu

Quando os químicos estudam substâncias químicas, eles examinam dois tipos de propriedades:

» **Propriedades químicas:** Essas propriedades permitem que uma substância mude para outra novinha e descrevem como uma substância reage a outras. Uma substância muda para outra completamente nova quando é adicionada água, assim como o metal sódio muda para hidróxido de sódio? A substância queima no ar?

» **Propriedades físicas:** Essas propriedades descrevem a característica física de uma substância. Massa, volume e cor de uma substância são propriedades físicas, assim como sua capacidade de conduzir eletricidade. As propriedades físicas podem ser extensivas ou intensivas:

- As *propriedades extensivas*, como massa e volume, dependem da quantidade de matéria presente.
- As *propriedades intensivas*, como cor e densidade, não dependem da quantidade de matéria presente. Um grande pedaço de ouro, por exemplo, tem a mesma cor de um pedacinho dele.

As propriedades intensivas são especialmente úteis para os químicos porque elas podem ser usadas para identificar uma substância. Por exemplo, saber a diferença entre a densidade do



LEMBRE-SE

quartzo e a do diamante permite a um ourives avaliar com rapidez e facilidade um anel de noivado.

Densidade (d) é a proporção entre massa (m) e volume (v) de uma substância. Matematicamente, fica assim:

$$d = m/v$$

Em geral, a massa é descrita em gramas (g), e o volume é descrito em mililitros (ml), portanto, a densidade é g/ml. Como os volumes dos líquidos variam segundo a temperatura, normalmente os químicos especificam a temperatura na qual eles fizeram uma medição da densidade. A maioria dos livros de consulta informa densidades a 20°C, porque é próxima da temperatura ambiente e fácil de medir sem muito aquecimento ou resfriamento. A densidade da água a 20°C, por exemplo, é de 1 g/ml.



DICA

Às vezes você pode ver a densidade como g/cm³ ou g/cc, ambos significando *gramas por centímetro cúbico*. Essas unidades são iguais a g/ml.

Calcular a densidade é muito simples. Medimos a massa de um objeto usando uma balança ou um instrumento de medida, determinamos seu volume, então dividimos a massa pelo volume.



DICA

Com um sólido irregular, como uma pedra, é possível medir o volume usando o *princípio de Arquimedes*. Esse princípio determina que o volume de um sólido é igual ao volume da água que ele desloca. Basta constatar o volume da água em um recipiente, mergulhar o objeto sólido e checar o nível do volume de novo. A diferença é o volume do objeto.

Tipos de Energia

A matéria é um dos dois componentes do Universo. A energia é o outro. *Energia* é a capacidade de realizar trabalho.

Ela pode ter várias formas, como energias térmica, luminosa, elétrica e mecânica. Mas duas categorias gerais de energia são especialmente importantes para os químicos: energias cinética e potencial.

Energia cinética

Energia cinética é a energia do movimento. Uma bola de beisebol lançada no ar em direção ao rebatedor tem uma grande quantidade de energia cinética; pergunte a alguém que foi atingido por ela.

Muitas vezes, os químicos estudam o movimento das partículas, sobretudo dos gases, porque a energia cinética delas ajuda a determinar se certa reação pode ocorrer. Quando as partículas colidem, a energia cinética pode ser transferida entre elas, causando reações químicas.

A energia cinética pode ser convertida em outros tipos. Em uma barragem hidrelétrica, a energia cinética da queda d'água é convertida em energia elétrica. Na verdade, uma lei científica, a *lei da conservação de energia*, determina que, nas reações químicas comuns (ou processos físicos), a energia não é criada nem destruída, mas pode ser convertida de uma forma em outra.

Energia potencial

Energia potencial é a energia armazenada. Os objetos podem ter energia potencial armazenada em termos de posição. Uma bola no alto de uma árvore tem energia potencial devido à sua altura. Se ela caísse, essa energia seria convertida em energia cinética.

Mas a energia potencial devido à posição não é o único tipo. Os químicos estão muito mais interessados na energia armazenada (energia potencial) nas *ligações químicas*, que são as forças que mantêm os átomos unidos nos compostos.

O corpo humano armazena energia nas ligações químicas. Quando precisamos dessa energia, o corpo pode quebrar essas ligações e liberá-la. O mesmo acontece com os combustíveis que as pessoas normalmente usam para aquecer suas casas e movimentar seus carros. A energia é armazenada nesses combustíveis, por exemplo, a gasolina, e liberada quando ocorrem reações químicas.

Temperatura e Calor

Quando medimos, digamos, a temperatura do ar no quintal, na verdade estamos medindo a *energia cinética* média (a energia do movimento) das partículas de gás no local. Quanto mais rápido essas partículas se movimentam, mais alta é a temperatura.



LEMBRE-SE

A leitura da temperatura no termômetro está relacionada à energia cinética *média* das partículas. Algumas são mais rápidas, e outras, relativamente lentas, mas a maioria se movimenta com velocidade entre os dois extremos.

Uma pessoa nos EUA usa a escala Fahrenheit para medir as temperaturas, mas grande parte dos cientistas usa a escala de temperatura Celsius ($^{\circ}\text{C}$) ou Kelvin (K). (**Lembre-se:** não existe o símbolo de grau associado a K.) A água ferve a 100°C (373K) e congela a 0°C (273K).

Veja algumas conversões de temperatura:

» **Fahrenheit em Celsius:** $^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} (^{\circ}\text{F} - 32)$

» **Celsius em Fahrenheit:** $^{\circ}\text{F} = \frac{9}{5} (^{\circ}\text{C}) + 32$

» **Celsius em Kelvin:** $\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$



LEMBRE-SE

Calor não é igual a temperatura. Quando medimos a *temperatura* de algo, medimos a energia cinética média das partículas individuais. *Calor*, por outro lado, é a quantidade de energia que passa de uma substância para outra.

A unidade de calor no SI é o *joule* (J), mas a maioria das pessoas ainda usa a unidade métrica do calor, a *caloria* (cal). Veja a relação entre os dois:

$$1 \text{ caloria} = 4,184 \text{ joules}$$

Caloria é uma quantidade bem pequena de calor: o necessário para elevar a temperatura de 1 grama de água em 1°C . Normalmente eu uso *quilocaloria* (kcal), que são 1.000 calorias, como uma medida conveniente de calor. Se você queimar completamente um fósforo de cozinha grande, ele produzirá 1 kcal.

- » Examinando as partículas que compõem um átomo
- » Entendendo os elementos e a massa atômica
- » Começando a entender as configurações do elétron
- » Decifrando isótopos e íons

Capítulo 2

O que Existe em um Átomo?

Neste capítulo, explico os átomos, os blocos de construção fundamentais do Universo. Abordo as três partículas básicas de um átomo (prótons, nêutrons e elétrons) e mostro onde se localizam. Em grande parte, explico os elétrons em si, porque as reações químicas (onde muita química entra em ação) dependem da perda, do ganho ou do compartilhamento de elétrons.

Partículas Subatômicas

O *átomo* é a menor parte da matéria que representa determinado elemento. Por um bom tempo, o átomo foi considerado a menor parte da matéria que poderia existir, mas na última metade do século XIX e no início do século XX, cientistas descobriram que os átomos são compostos de certas partículas subatômicas e que, não importava o elemento, as mesmas partículas subatômicas compunham o átomo. A quantidade das várias partículas é a única coisa que varia.

Agora os cientistas reconhecem que existem muitas partículas subatômicas (isso deixa os físicos empolgados). Mas para ter sucesso na química, é preciso se preocupar apenas com três partículas subatômicas maiores:

- » Prótons
- » Nêutrons
- » Elétrons

A Tabela 2-1 resume as características dessas três partículas subatômicas. As massas são listadas de dois modos: gramas e *u.m.a.*, que significa *unidades de massa atômica*. Expressar a massa em *u.m.a.* é muito mais fácil do que usar o grama equivalente.

TABELA 2-1 Três Partículas Subatômicas Maiores

Nome	Símbolo	Carga	Massa (g)	Massa (u.m.a.)	Local
Próton	p ⁺	+1	$1,673 \times 10^{-24}$	1	No núcleo
Nêutron	n ₀	0	$1,675 \times 10^{-24}$	1	No núcleo
Elétron	e ⁻	-1	$9,109 \times 10^{-28}$	0,0005	Fora do núcleo

As unidades de massa atômica são baseadas em algo chamado *escala de carbono-12*, um padrão universal adotado para os pesos atômicos. Segundo um acordo internacional, um átomo de carbono contendo seis prótons e seis nêutrons tem um peso atômico de exatamente 12 *u.m.a.*, portanto, 1 *u.m.a.* é definido como $\frac{1}{12}$ desse átomo de carbono. Como as massas em gramas de prótons e nêutrons são quase exatamente iguais, prótons e nêutrons são ditos como tendo uma massa de 1 *u.m.a.* Observe que a massa de um elétron é muito menor que de um próton ou nêutron. São necessários quase 2 mil elétrons para igualar à massa de um próton.

A Tabela 2-1 também mostra a carga elétrica associada a cada partícula subatômica. A matéria pode ser carregada eletricamente de duas maneiras: positiva ou negativa. O próton tem uma unidade de carga positiva, o elétron tem uma unidade de carga negativa e o nêutron não tem carga, é neutro.



LEMBRE-SE

Cientistas descobriram que os objetos com cargas parecidas, positivas ou negativas, se repelem, e objetos com cargas diferentes se atraem.

O átomo em si não tem carga, ele é neutro (bem, na verdade, certos átomos podem ganhar ou perder elétrons e adquirir carga, como explicado na última seção “Íons: Elétrons variáveis”. Os átomos que ganham carga, positiva ou negativa, são chamados de *íons*). Portanto, como um átomo pode ser neutro se contém prótons carregados positivos e negativos? A resposta é que existem números *iguais* de prótons e elétrons, ou seja, números iguais de cargas positivas e negativas, e, assim, elas se cancelam.

A última coluna na Tabela 2-1 mostra o local das três partículas subatômicas. Prótons e nêutrons estão localizados no *núcleo*, o centro denso no meio do átomo, e os elétrons estão localizados fora dele (para obter detalhes, veja a seção “Localizando Elétrons”, posteriormente neste capítulo).

Centralizando no Núcleo

Em 1911, Ernest Rutherford descobriu que os átomos têm um núcleo, ou centro, contendo prótons. Mais tarde, cientistas descobriram que o núcleo também hospeda um nêutron.

O núcleo é muito, muito pequeno e muito, muito denso em comparação com o resto do átomo. Normalmente, os átomos têm diâmetros que medem em torno de 10⁻¹⁰ metros (tão pequeno!). Os núcleos têm em torno de 10⁻¹⁵ metros de diâmetro (muitíssimo pequeno!). Se o estádio do Maracanã no Rio de Janeiro representasse um átomo de hidrogênio, o núcleo seria do tamanho de uma ervilha.

Os prótons de um átomo são comprimidos dentro do núcleo. Agora, você pode estar pensando: “Tudo bem, cada próton tem uma carga positiva e cargas parecidas se repelem. Portanto, se todos os prótons se repelem, por que o núcleo simplesmente não se desfaz?” É a Força, Luke. As forças no núcleo neutralizam essa repulsão e mantêm o núcleo unido. Os físicos chamam isso de *cola nuclear*. (**Nota:** Às vezes essa “cola” não é muito forte, e o núcleo se separa. Esse processo é chamado de *radioatividade* e é explicado no Capítulo 4.)

O núcleo não só é muito pequeno como também contém grande parte da massa do átomo. Na verdade, para fins práticos, a massa

do átomo é a soma das massas de prótons e nêutrons (ignoro a massa minúscula dos elétrons, a menos que eu esteja fazendo cálculos muitíssimo precisos).



LEMBRE-SE

A soma do número de prótons mais nêutrons em um átomo é chamada de *número de massa*, e o número de prótons em certo átomo recebe um nome especial, *número atômico*. Os químicos usam normalmente os símbolos na Figura 2-1 para representar essas quantidades de certo elemento.

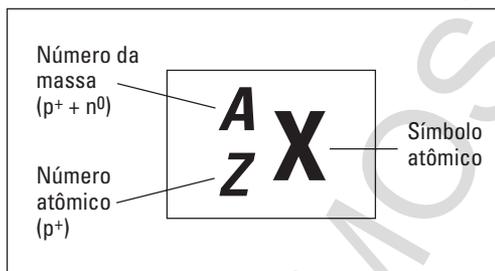


FIGURA 2-1: Representando um elemento específico.

Como mostra a Figura 2-1, os químicos usam o espaço reservado X para representar o símbolo químico. O símbolo químico de um elemento pode ser encontrado na tabela periódica ou em uma lista de elementos. O espaço reservado Z representa o número atômico, ou seja, o número de prótons no núcleo. E A representa o número de massa, a soma de prótons mais nêutrons. O número de massa é listado em u.m.a. (unidade de massa atômica).

Por exemplo, podemos representar o átomo de urânio, que tem 92 prótons e um número de massa 238, como na Figura 2-2.

FIGURA 2-2: Representando o urânio.



DICA

É possível encontrar o número de nêutrons em um átomo subtraindo o número atômico (número de prótons) do número de massa (prótons mais nêutrons). Por exemplo, sabemos que o urânio tem um número atômico 92 e número de massa 238. Portanto, se quisermos saber o número de nêutrons no urânio, só precisamos subtrair o número atômico (92 prótons) do número de massa (238

prótons mais nêutrons). A resposta mostra que o urânio tem 146 nêutrons.

Mas quantos elétrons o urânio tem? Como o átomo é neutro (não tem carga elétrica), deve haver números iguais de cargas positivas e negativas ou números iguais de prótons e elétrons. Então há 92 elétrons em cada átomo de urânio.

Você pode encontrar o símbolo do elemento e seu número atômico na tabela periódica, mas o número de massa de certo elemento não é mostrado nela. O que vemos é a *massa atômica* média ou o *peso atômico* de todas as formas desse elemento em particular, levando em consideração as porcentagens em que cada um é encontrado na natureza. Veja a seção “Isótopos: Nêutrons variáveis” posteriormente para obter detalhes sobre as outras formas de um elemento.

Localizando Elétrons

Muitos dos tópicos importantes em Química, como a ligação química, a forma das moléculas etc., são baseados no local onde ficam os elétrons em um átomo. Simplesmente dizer que os elétrons estão localizados fora do núcleo não é suficiente; os químicos precisam ter uma ideia muito melhor do local, portanto, esta seção irá ajudá-lo a entender onde podemos encontrar esses benditos elétrons.

Modelo da mecânica quântica

Os primeiros modelos do átomo tinham elétrons aleatórios em torno do núcleo. Mas conforme os cientistas descobriram mais sobre o átomo, perceberam que essa representação provavelmente não era precisa. Hoje, os cientistas usam o modelo da mecânica quântica, um modelo altamente matemático, para representar a estrutura.

Ele é baseado na *teoria quântica*, que determina que a matéria também tem propriedades associadas às ondas. Segundo essa teoria, é impossível saber a posição exata de um elétron e o *momento* (velocidade e direção, multiplicados pela massa) ao mesmo tempo. Isso é conhecido como *princípio da incerteza*. Portanto, os cientistas tiveram de desenvolver o conceito de *orbitais* (às vezes chamado de *nuvens de elétrons*), volumes de espaço nos

quais um elétron provavelmente está presente. Em outras palavras, a certeza foi substituída pela probabilidade.

O modelo da mecânica quântica do átomo usa formas complexas de orbitais. Sem recorrer a muitos cálculos (não precisa me agradecer), esta seção mostra alguns aspectos desse mais novo modelo do átomo.

Os cientistas introduziram quatro números, chamados de *números quânticos*, para descrever as características dos elétrons e de seus orbitais. Você notará que eles foram nomeados pelos maiores entendidos em tecnologia:

- » Número quântico principal n
- » Número quântico do momento angular l
- » Número quântico magnético m_l
- » Número quântico spin m_s

A Tabela 2-2 resume os quatro números quânticos. Quando os quatro estão juntos, os químicos teóricos têm uma boa descrição das características de certo elétron.

TABELA 2-2 **Resumo dos Números Quânticos**

Nome	Símbolo	Descrição	Valores Permitidos
Principal	n	Energia orbital	Inteiros positivos (1, 2, 3 etc.)
Momento angular	l	Forma orbital	Inteiros de 0 a $n-1$
Magnético	m_l	Orientação	Inteiros de $-l$ a $+l$
Spin	m_s	Rotação do elétron	$+\frac{1}{2}$ ou $-\frac{1}{2}$

Número quântico principal n

O número quântico principal n descreve a distância média do orbital até o núcleo e a energia do elétron em um átomo. Pode ter apenas valores inteiros positivos (número inteiro): 1, 2, 3, 4 etc. Quanto maior o valor de n , maior a energia e maior o orbital ou o nível de elétrons.

Número quântico do momento angular l

O número quântico do momento angular l descreve a forma do orbital, que é limitada pelo número quântico principal n : o número quântico do momento angular l pode ter valores inteiros positivos de 0 a $n-1$. Por exemplo, se o valor n é 3, três valores são permitidos para l : 0, 1 e 2.



LEMBRE-SE

O valor de l define a forma do orbital, e o valor de n define o tamanho.

Os orbitais com o mesmo valor de n , mas valores diferentes de l são chamados de *subníveis*. Eles recebem letras diferentes para ajudar na distinção. A Tabela 2-3 mostra as letras correspondentes aos diferentes valores de l .

TABELA 2-3 Designação de Letras dos Subníveis

Valor de l (Subnível)	Letra
0	s
1	p
2	d
3	f
4	g

Quando os químicos descrevem um subnível em particular no átomo, podem usar o valor n e a letra do subnível: 2p, 3d etc. Em geral, um valor 4 de subnível é o maior valor necessário para descrever certo subnível. Se os químicos precisarem de um valor maior, poderão criar números e letras do subnível.

A Figura 2-3 mostra as formas dos orbitais s, p e d. Na Figura 2-3a, há dois orbitais s: um para o nível de energia 1 (1s) e outro para o nível de energia 2 (2s). Os orbitais s são esféricos, com o núcleo no centro. Observe que o orbital 2s é maior em diâmetro que o orbital 1s. Nos átomos grandes, o orbital 1s fica aninhado dentro do 2s, assim como o 2p fica aninhado dentro do 3p.

A Figura 2-3b mostra as formas dos orbitais p, e a Figura 2-3c mostra as formas dos orbitais d. Note que as formas ficam progressivamente mais complexas.