

2

Princípios Químicos

Podemos observar uma árvore apodrecer ou sentir o cheiro do leite azedando, mas não podemos perceber o que está acontecendo no nível microscópico. Uma árvore apodrece quando micro-organismos decompõem a madeira. O leite azeda pela produção de ácido láctico por bactérias. A maioria das atividades de micro-organismos resulta de uma série de reações químicas.

Como todos os organismos, os micro-organismos utilizam nutrientes para produzir blocos de construção química para o crescimento e outras funções essenciais para a vida. Para a maioria dos micro-organismos, a síntese desses blocos de construção exige que eles quebrem substâncias nutritivas e utilizem a energia liberada para juntar os fragmentos moleculares resultantes em novas substâncias.

A química dos micro-organismos é uma das maiores preocupações dos microbiologistas. O conhecimento da química é essencial para a compreensão do papel dos micro-organismos na natureza, como eles causam as doenças, como são desenvolvidos os métodos para diagnosticá-las, como as defesas do corpo combatem uma infecção e como os antibióticos e as vacinas são produzidos para combater os efeitos nocivos dos micro-organismos. Para entender as mudanças que ocorrem nos micro-organismos e as mudanças que os micróbios provocam no mundo ao nosso redor, precisamos saber como as moléculas são formadas e como elas interagem.



SOB O MICROSCÓPIO

Salmonella typhimurium. Essa bactéria do gênero *Salmonella* está penetrando uma célula epitelial humana.

P&R

A *Salmonella* libera uma molécula reguladora contendo aminoácidos e fosfato que induz o citoesqueleto da célula humana a mudar de forma, permitindo assim a entrada da bactéria na célula. Que tipo de composto químico é essa molécula reguladora?

Procure pela resposta neste capítulo.

A estrutura dos átomos

OBJETIVO DO APRENDIZADO

2-1 Descrever a estrutura de um átomo e sua relação com as propriedades físicas dos elementos.

Toda matéria – seja ar, pedra ou um organismo vivo – é feita de pequenas unidades chamadas de **átomos**. O átomo é o menor componente de uma substância pura que exibe as propriedades físicas e químicas desta substância; um átomo não pode ser dividido em substâncias menores sem perder as suas propriedades. Os átomos interagem uns com os outros em certas combinações para formar **moléculas**. As células vivas são feitas de moléculas, algumas delas bastante complexas. A ciência que estuda a interação entre átomos e moléculas é chamada de **química**.

Os átomos são as menores unidades da matéria que se envolvem em reações químicas. Cada átomo tem um **núcleo** de localização central e partículas chamadas de **elétrons**, que se movem ao redor do núcleo em um padrão conhecido como configuração eletrônica (**Figura 2.1**). Os núcleos da maioria dos átomos são estáveis – ou seja, eles não mudam espontaneamente – e os núcleos não participam das reações químicas. O núcleo é formado de partículas carregadas positivamente (+) chamadas de **prótons** e de partículas não carregadas (neutras) chamadas de **nêutrons**. O núcleo, portanto, carrega uma carga global positiva. A **carga** é uma propriedade de algumas partículas subatômicas que produz forças de atração ou repulsão entre elas; partículas com carga oposta se atraem e partículas com a mesma carga se repelem. Nêutrons e prótons têm aproximadamente o mesmo peso, que é em torno de 1.840 vezes o peso de um elétron. A carga dos elétrons é negativa (-); e em todos os átomos o número de elétrons é igual ao número de prótons. Como a carga positiva total do núcleo é igual à carga negativa total dos elétrons, cada átomo é eletricamente neutro.

O número de prótons em um núcleo atômico varia de um (no átomo de hidrogênio) a mais de 100 (nos maiores átomos conhecidos). Os átomos frequentemente são classificados de acordo com seu **número atômico**, o número de prótons no núcleo. O número total de prótons e nêutrons em um átomo é o seu **peso atômico** aproximado.

Elementos químicos

Todos os átomos com o mesmo número de prótons têm o mesmo comportamento químico e são classificados como o mesmo **elemento químico**. Cada elemento tem o seu próprio nome e um símbolo de uma ou duas letras. Por exemplo, o símbolo do elemento hidrogênio é H, e o símbolo do carbono é C. O símbolo do sódio é Na – as duas primeiras letras do seu nome em latim, *natrium* – para diferenciá-lo do nitrogênio, N, e do enxofre, S. A **Tabela 2.1** apresenta alguns dos elementos químicos comumente encontrados em organismos vivos, incluindo seus números e pesos atômicos. Os elementos mais abundantes na matéria viva são o hidrogênio, o carbono, o nitrogênio e o oxigênio.

A maioria dos elementos tem vários **isótopos** – átomos com números diferentes de nêutrons nos seus núcleos. Todos os isótopos de um elemento têm o mesmo número de prótons em seus núcleos, mas seus pesos atômicos diferem devido à variação no

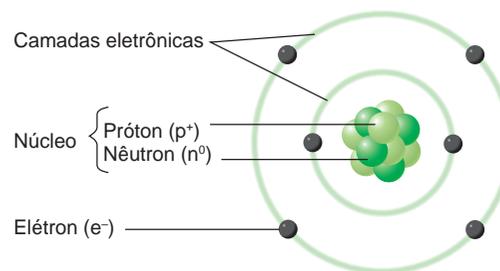


Figura 2.1 A estrutura de um átomo. Neste diagrama simplificado de um átomo de carbono, note a localização central do núcleo. O núcleo contém seis nêutrons e seis prótons, embora nem todos sejam visíveis nesta representação. Os seis elétrons circulam o núcleo em regiões chamadas de camadas eletrônicas, mostradas aqui como círculos.

P Qual o número atômico deste átomo?

número de nêutrons. Por exemplo, em uma amostra natural de oxigênio, todos os átomos contêm oito prótons. Contudo, 99,76% dos átomos têm oito nêutrons, 0,04% contêm nove nêutrons e o 0,2% restante contêm dez nêutrons. Portanto, os três isótopos compondo uma amostra natural de oxigênio têm pesos atômicos de 16, 17 e 18, embora todos tenham um número atômico de oito. Os números atômicos são escritos de forma subscrita à esquerda do símbolo de um elemento químico. Os pesos atômicos são sobrescritos ao lado do número atômico. Assim, os isótopos na-

Tabela 2.1 Os elementos da vida*

Elemento	Símbolo	Número atômico	Peso atômico aproximado
Hidrogênio	H	1	1
Carbono	C	6	12
Nitrogênio	N	7	14
Oxigênio	O	8	16
Sódio	Na	11	23
Magnésio	Mg	12	24
Fósforo	P	15	31
Enxofre	S	16	32
Cloro	Cl	17	35
Potássio	K	19	39
Cálcio	Ca	20	40
Ferro	Fe	26	56
Iodo	I	53	127

*Hidrogênio, carbono, nitrogênio e oxigênio são os elementos mais abundantes nos organismos vivos.

turais do oxigênio são representados como $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$ e $^{18}_8\text{O}$. Os isótopos de alguns elementos são extremamente úteis em pesquisa biológica, diagnóstico médico, tratamento de algumas desordens e alguns métodos de esterilização.

Configurações eletrônicas

Em um átomo, os elétrons são dispostos em **camadas eletrônicas**, regiões que correspondem a diferentes **níveis de energia**. O arranjo é denominado **configuração eletrônica**. As camadas estão dispostas ao redor do núcleo, e cada camada pode conter um número máximo característico de elétrons – dois elétrons na camada mais interna (menor nível de energia), oito elétrons na segunda camada e oito elétrons na terceira camada, se for a mais externa (valência). A quarta, a quinta e a sexta camadas podem cada uma acomodar 18 elétrons, embora existam algumas exceções a essa generalização. A **Tabela 2.2** mostra as configurações eletrônicas dos átomos de alguns elementos encontrados nos organismos vivos.

A camada mais externa tende a ser preenchida com um número máximo de elétrons. Um átomo pode doar, aceitar ou compartilhar elétrons com outros átomos para preencher essa camada. As propriedades químicas dos átomos são em grande parte função do número de elétrons na camada mais externa. Quando a sua camada externa é preenchida, o átomo é quimicamente estável, ou inerte: ele tende a não reagir com outros átomos. O hélio (número atômico 2) e o neon (número atômico 10) são exemplos de átomos de gases inertes cujas camadas externas são preenchidas.

Quando a camada externa de um átomo está apenas parcialmente preenchida, o átomo é quimicamente instável. Este átomo reage com outros, e essa reação depende, em parte, do grau em que os níveis de energia externa são preenchidos. Observe o número de elétrons nos níveis de energia externos dos átomos na Tabela 2.2. Veremos mais tarde como o número se correlaciona com a reatividade química dos elementos.

TESTE SEU CONHECIMENTO

- ✓ Como $^{14}_6\text{C}$ difere de $^{12}_6\text{C}$? Qual é o número atômico de cada átomo de carbono? E o peso atômico? **2-1**

Como os átomos formam as moléculas: ligações químicas

OBJETIVO DO APRENDIZADO

- 2-2** Definir ligação iônica, ligação covalente, ponte de hidrogênio, peso molecular e mol.

Quando o nível de energia mais externo de um átomo não está completamente preenchido, você pode pensar nele como tendo espaços não preenchidos ou elétrons extras naquele nível de energia, dependendo se é mais fácil para o átomo ganhar ou perder elétrons. Por exemplo, um átomo de oxigênio, com dois elétrons no primeiro nível de energia e seis no segundo, tem dois espaços não preenchidos na segunda camada eletrônica; um átomo de magnésio tem dois elétrons extras na sua camada mais externa. A configuração

química mais estável para qualquer átomo é ter sua camada mais externa preenchida, como os gases inertes. Portanto, para esses dois átomos atingirem este estado, o oxigênio deve ganhar dois elétrons, e o magnésio deve perder dois elétrons. Todos os átomos tendem a combinar de modo que os elétrons em excesso na camada externa de um preencham os espaços da camada externa do outro; por exemplo, o oxigênio e o magnésio combinam de modo que a camada externa de cada átomo tenha um complemento integral de oito elétrons.

A **valência**, ou capacidade de combinação de um átomo, é o número de elétrons em excesso ou faltando na sua camada mais externa. Por exemplo, o hidrogênio tem uma valência de 1 (um espaço não preenchido, ou um elétron extra), o oxigênio tem uma valência de 2 (dois espaços não preenchidos), o carbono tem uma valência de 4 (quatro espaços não preenchidos, ou quatro elétrons extras) e o magnésio tem uma valência de 2 (dois elétrons extras).

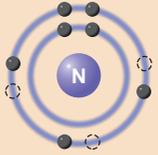
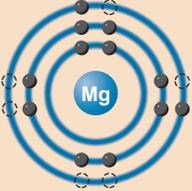
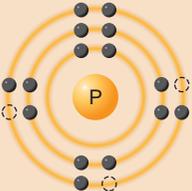
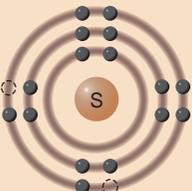
Basicamente, os átomos conseguem um preenchimento completo de elétrons em suas camadas de energia mais externas combinando-se para formar moléculas, que são compostas por átomos de um ou mais elementos. Uma molécula que contenha pelo menos dois diferentes tipos de átomos, como H_2O (a molécula de água), é chamada de **composto**. Em H_2O , o subscrito 2 indica que existem dois átomos de hidrogênio; a ausência de subscrito indica que existe somente um átomo de oxigênio. As moléculas são mantidas juntas pois os elétrons de valência dos átomos combinados produzem forças atrativas, chamadas de **ligações químicas**, entre os núcleos atômicos. Portanto, a valência também pode ser vista como a capacidade de ligação de um elemento. Como energia é requerida para a formação da ligação química, cada ligação possui certa quantidade de energia química potencial.

Em geral, os átomos formam ligações de duas maneiras: ganhando ou perdendo elétrons da sua camada externa, ou compartilhando elétrons externos. Quando os átomos perdem ou ganham elétrons externos, a ligação química é chamada de ligação iônica. Quando os elétrons externos são compartilhados, a ligação é chamada de ligação covalente. Embora as ligações iônicas e covalentes sejam descritas separadamente, o tipo de ligações encontradas em moléculas na verdade não pertence por inteiro a uma categoria. Em vez disso, as ligações variam de altamente iônicas a altamente covalentes.

Ligações iônicas

Os átomos são eletricamente neutros quando o número de cargas positivas (prótons) é igual ao número de cargas negativas (elétrons). Contudo, quando um átomo isolado ganha ou perde elétrons, esse equilíbrio é alterado. Se o átomo ganha elétrons, ele adquire uma carga global negativa; se o átomo perde elétrons, ele adquire uma carga global positiva. Este átomo (ou grupo de átomos) carregado negativo ou positivamente é chamado de **íon**.

Considere os seguintes exemplos. O sódio (Na) tem 11 prótons e 11 elétrons, com um elétron na sua camada eletrônica externa. O sódio tende a perder o único elétron externo; ele é um **doador de elétrons** (**Figura 2.2a**). Quando o sódio doa um elétron a

Tabela 2.2		Configurações eletrônicas para os átomos de alguns elementos encontrados em organismos vivos						
Elemento	Primeira camada eletrônica (2)*	Segunda camada eletrônica (8)*	Terceira camada eletrônica (8)*	Diagrama	Número de valência da camada eletrônica mais externa	Número de espaços não preenchidos	Número máximo de ligações formadas	
Hidrogênio	1	-	-		1	1	1	
Carbono	2	4	-		4	4	4	
Nitrogênio	2	5	-		5	3	5	
Oxigênio	2	6	-		6	2	2	
Magnésio	2	8	2		2	6	2	
Fósforo	2	8	5		5	3	5	
Enxofre	2	8	6		6	2	6	

*Os números entre parênteses indicam o número máximo de elétrons em suas respectivas camadas.

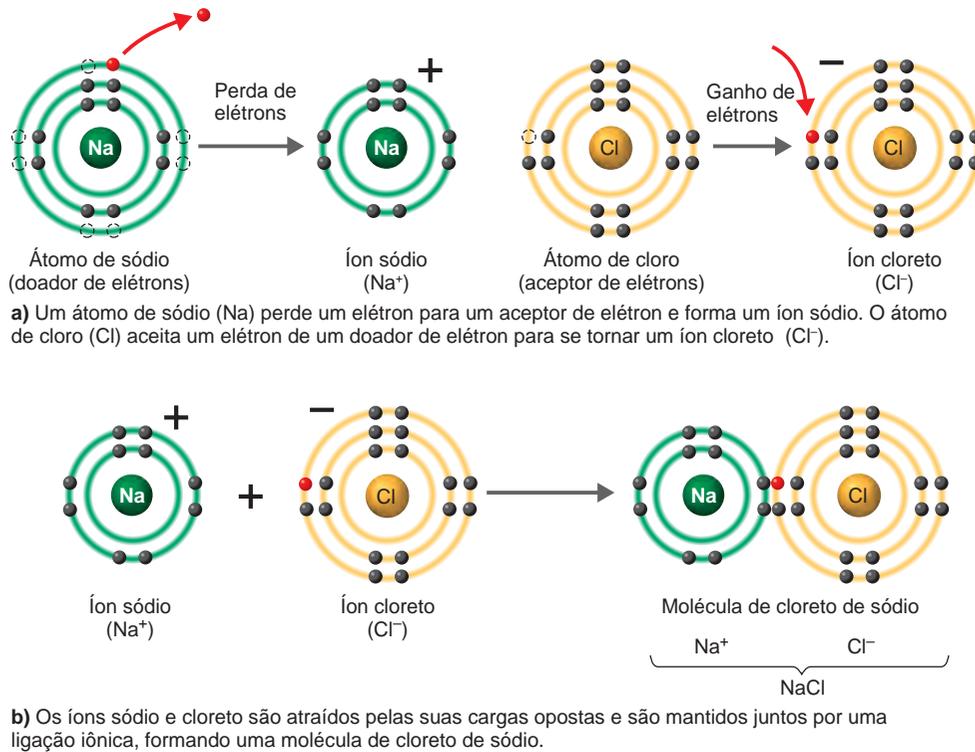


Figura 2.2 Formação de ligação iônica.

P O que é uma ligação iônica?

outro átomo, ele passa a ter 11 prótons e somente 10 elétrons e assim tem uma carga total de +1. Esse átomo de sódio positivamente carregado é chamado de íon sódio e é representado como Na^+ . O cloro (Cl) tem um total de 17 elétrons, sete deles na camada eletrônica externa. Como essa camada externa pode receber oito elétrons, o cloro tende a captar um elétron que foi perdido por outro átomo; ele é um *acceptor de elétrons* (veja a Figura 2.2a). Aceitando um elétron, o cloro totaliza 18 elétrons. Contudo, ele ainda tem 17 prótons em seu núcleo. O íon cloreto tem uma carga de -1 e é representado como Cl^- .

As cargas opostas do íon sódio (Na^+) e do íon cloreto (Cl^-) se atraem. A atração, uma ligação iônica, mantém os dois átomos juntos, e uma molécula é formada (Figura 2.2b). A formação dessa molécula, chamada de cloreto de sódio (NaCl) ou sal de cozinha, é um exemplo comum de ligação iônica. Conseqüentemente, uma **ligação iônica** é uma atração entre íons de carga oposta que mantém os dois unidos para formar uma molécula estável. Apresentado de outra maneira, uma ligação iônica é uma atração entre átomos em que um átomo perde e o outro ganha elétrons. Ligações iônicas fortes, como aquela que mantém Na^+ e Cl^- juntos em cristais salinos, têm uma importância limitada nas células vivas. Contudo, as ligações iônicas mais fracas formadas em soluções aquosas (com água) são importantes para as reações bioquímicas dos micróbios e outros organismos. Por exemplo, as ligações iônicas mais fracas assumem um papel em certas reações antígeno-anticorpo – ou seja, reações em que moléculas produzidas pelo sistema imune (anti-

corpos) se combinam com substâncias estranhas (antígenos) para combater a infecção.

Em geral, um átomo cuja camada eletrônica externa está preenchida em menos da metade irá perder elétrons e formar íons carregados positivamente, chamados de **cátions**. Exemplos de cátions incluem o íon potássio (K^+), o íon cálcio (Ca^{2+}) e o íon sódio (Na^+). Quando a camada eletrônica externa está preenchida em mais da metade, o átomo irá ganhar elétrons e formar íons carregados negativamente, chamados de **ânions**. Exemplos incluem o íon iodeto (I^-), o íon cloreto (Cl^-) e o íon sulfeto (S^{2-}).

Ligações covalentes

Uma **ligação covalente** é uma ligação química formada por dois átomos que compartilham um ou mais pares de elétrons. As ligações covalentes são mais fortes e bem mais comuns nos organismos do que as verdadeiras ligações iônicas. Na molécula de hidrogênio, H_2 , dois átomos de hidrogênio compartilham um par de elétrons. Cada átomo de hidrogênio tem seu próprio elétron mais um elétron proveniente do outro átomo (Figura 2.3a). O par de elétrons compartilhado orbita ao redor dos núcleos dos dois átomos. Portanto, as camadas eletrônicas externas de cada átomo estão preenchidas. Os átomos que compartilham somente um par de elétrons formam uma *ligação covalente simples*. Para simplificar, uma ligação covalente simples é expressa como uma linha simples entre os átomos ($\text{H}-\text{H}$). Os átomos que compartilham dois pares de elétrons formam uma *ligação covalente dupla*, representada por duas linhas

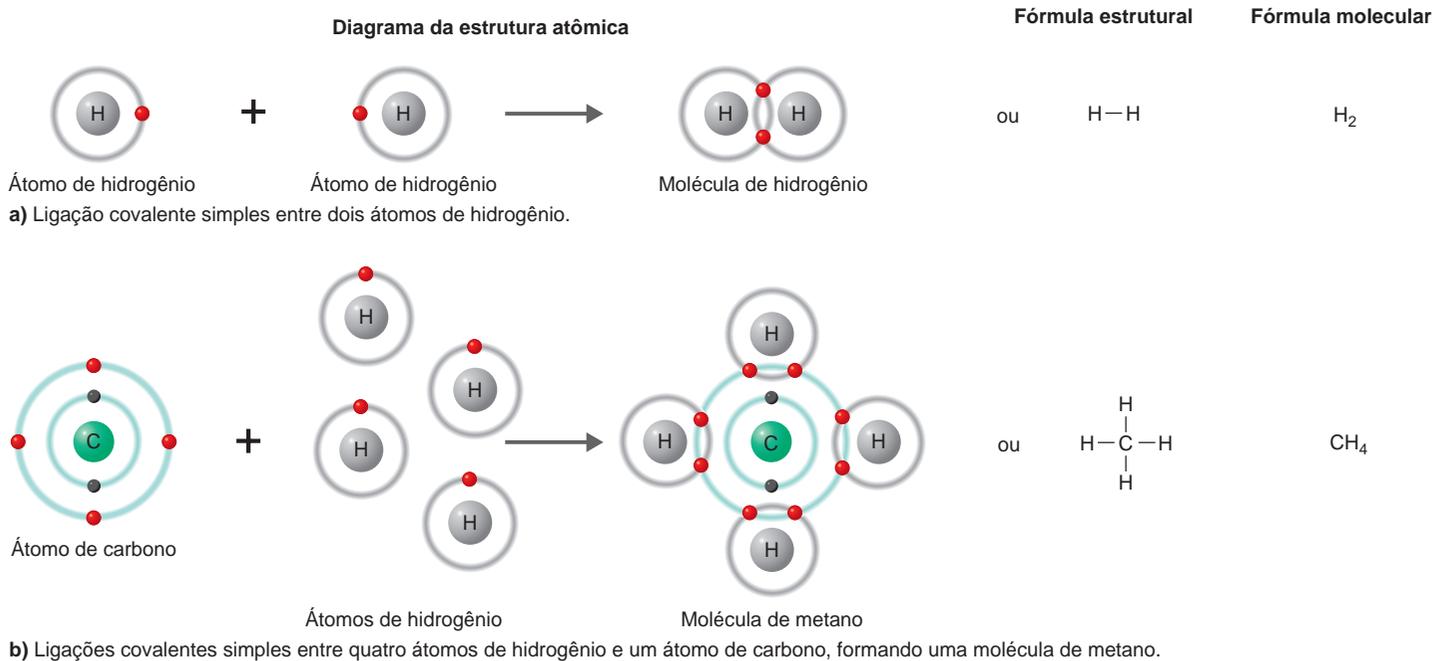


Figura 2.3 Formação de ligações covalentes. À direita estão indicadas as maneiras mais simples de representar as moléculas. Nas fórmulas estruturais, cada ligação covalente é representada por um traço reto entre os símbolos dos dois átomos. Nas fórmulas moleculares, o número de átomos é indicado por subscritos.

P O que é uma ligação covalente?

simples (\equiv). Uma *ligação covalente tripla*, representada por três linhas simples (\equiv), ocorre quando os átomos compartilham três pares de elétrons.

Os princípios da ligação covalente aplicados aos átomos de um mesmo elemento também se aplicam a elementos diferentes. O metano (CH₄) é um exemplo de ligação covalente entre átomos de elementos diferentes (Figura 2.3b). A camada eletrônica externa do átomo de carbono pode conter oito elétrons, mas possui somente quatro; cada átomo de hidrogênio pode apresentar dois elétrons, mas tem somente um. Consequentemente, na molécula de metano, o átomo de carbono ganha quatro elétrons de hidrogênio para completar sua camada externa, e cada átomo de hidrogênio completa seu par compartilhando um elétron do átomo de carbono. Cada elétron externo do átomo de carbono orbita tanto o núcleo do carbono quanto o núcleo do hidrogênio. Cada elétron do hidrogênio orbita seu próprio núcleo e o núcleo do carbono.

Elementos como o hidrogênio e o carbono, cujas camadas eletrônicas externas são preenchidas pela metade, formam ligações covalentes com bastante facilidade. De fato, nos organismos vivos, o carbono quase sempre forma ligações covalentes; ele quase nunca produz um íon. *Lembre-se:* ligações covalentes são formadas pelo *compartilhamento* de elétrons entre átomos. Ligações iônicas são formadas pela *atração* entre os átomos que perderam ou ganharam elétrons e são, portanto, carregados positiva ou negativamente.

Pontes de hidrogênio

Outra ligação química de especial importância para todos os organismos é a **ligação de hidrogênio** (ou ponte de hidrogênio), na qual um átomo de hidrogênio que está ligado covalentemente a um oxigênio ou nitrogênio é atraído por outro átomo de oxigênio ou nitrogênio. Essas ligações são fracas e não ligam os átomos em moléculas. Contudo, elas servem como pontes entre diferentes moléculas ou entre várias porções de uma mesma molécula.

Quando o hidrogênio se combina com átomos de oxigênio ou nitrogênio, o núcleo maior desses grandes átomos de oxigênio ou nitrogênio tem mais prótons e atrai o elétron do hidrogênio com mais força que o núcleo pequeno do hidrogênio. Portanto, em uma molécula de água (H₂O), todos os elétrons tendem a estar mais próximos do núcleo do oxigênio que do núcleo do hidrogênio. Como resultado, a porção de oxigênio da molécula tem uma carga levemente negativa, e a porção de hidrogênio da molécula tem uma carga levemente positiva (Figura 2.4a). Quando a porção final de uma molécula carregada positivamente é atraída pela porção final carregada negativamente de outra molécula, uma ponte de hidrogênio é formada (Figura 2.4b). Essa atração também pode ocorrer entre o hidrogênio e outros átomos da mesma molécula, principalmente em grandes moléculas. O oxigênio e o nitrogênio são os elementos que, com frequência, se envolvem em pontes de hidrogênio.

As pontes de hidrogênio são consideradas mais fracas que as ligações iônicas e covalentes; elas têm apenas cerca de 5% da força

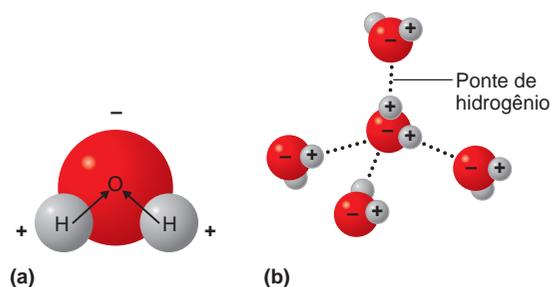


Figura 2.4 Formação de ponte de hidrogênio na água. **(a)** Na molécula de água, os elétrons dos átomos de hidrogênio são fortemente atraídos pelo átomo de oxigênio. Portanto, a parte da molécula de água contendo o átomo de oxigênio tem uma carga levemente negativa, e a parte contendo os átomos de hidrogênio tem uma carga levemente positiva. **(b)** Em uma ponte de hidrogênio entre moléculas de água, o hidrogênio de uma molécula de água é atraído pelo oxigênio de outra molécula de água. Várias moléculas de água podem ser atraídas umas pelas outras por pontes de hidrogênio (pontilhado).

P Quais elementos químicos geralmente estão envolvidos na ponte de hidrogênio?

das ligações covalentes. Em consequência, as pontes de hidrogênio são formadas e quebradas com relativa facilidade. Essa propriedade fica por conta da ligação temporária que ocorre entre certos átomos de moléculas grandes e complexas, como proteínas e ácidos nucleicos. Mesmo que as pontes de hidrogênio sejam relativamente fracas, moléculas grandes contendo várias centenas dessas ligações possuem força e estabilidade consideráveis.

Peso molecular e mol

Vimos que a formação de ligação resulta na criação de moléculas. As moléculas muitas vezes são discutidas em termos de unidades de medida chamadas de peso molecular ou moles. O **peso molecular** de uma molécula é a soma dos pesos atômicos de todos os seus átomos. Para relacionar o nível molecular ao nível laboratorial, usamos uma unidade chamada de mol. Um **mol** de uma substância é seu peso molecular expresso em gramas. Como exemplo, 1 mol de água pesa 18 gramas, pois o peso molecular de H_2O é 18 [(2 × 1) + 16].

TESTE SEU CONHECIMENTO

✓ Diferencie uma ligação iônica de uma ligação covalente. **2-2**

Reações químicas

OBJETIVO DO APRENDIZADO

2-3 Diagramar os três tipos básicos de reações químicas.

Como discutido anteriormente, as **reações químicas** envolvem a construção e a quebra de ligações entre os átomos. Após uma reação química, o número total de átomos permanece o mesmo, mas aparecem novas moléculas com novas propriedades, pois os átomos foram rearranjados.

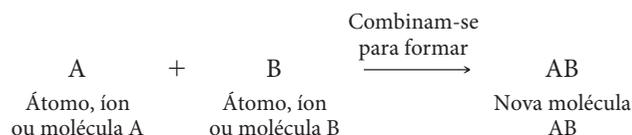
Energia nas reações químicas

Alguma mudança de energia ocorre sempre que ligações entre átomos são formadas ou quebradas durante as reações químicas. Essa energia é chamada de **energia química**. Todas as ligações químicas requerem energia quando são quebradas e liberam energia quando são formadas. Uma reação química que absorve mais energia do que libera é chamada de **reação endérgica** (*endo* = dentro), significando que a energia é direcionada para dentro. Uma reação química que libera mais energia do que absorve é chamada de **reação exérgica** (*exo* = fora), significando que a energia é direcionada para fora.

Nesta seção vamos estudar três tipos básicos de reações químicas comuns nas células vivas. Ficando familiarizados com essas reações, seremos capazes de entender as reações químicas específicas que serão discutidas mais tarde, particularmente no Capítulo 5.

Reações de síntese

Quando dois ou mais átomos, íons ou moléculas se combinam para formar moléculas novas e maiores, a reação é chamada de **reação de síntese**. Sintetizar significa reunir, e a reação de síntese *forma novas ligações*. As reações de síntese podem ser expressas da seguinte forma:

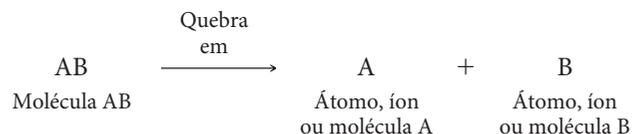


As substâncias que combinam, A e B, são chamadas de *reagentes*; a substância formada pela combinação, AB, é o *produto*. A seta indica a direção em que a reação ocorre.

As vias das reações de síntese são chamadas de reações anabólicas, ou **anabolismo**. A combinação de moléculas de açúcar para formar amido e de aminoácidos para formar proteínas são dois exemplos de anabolismo.

Reações de decomposição

O inverso da reação de síntese é a **reação de decomposição**. Decompor significa quebrar em partes menores, e em uma reação de decomposição, *ligações são quebradas*. Em geral, as reações de decomposição transformam grandes moléculas em moléculas menores, íons ou átomos. A reação de decomposição ocorre da seguinte forma:



As reações de decomposição que ocorrem em organismos vivos são chamadas de reações catabólicas, ou **catabolismo**. Um exemplo de catabolismo é a quebra de sacarose (açúcar de mesa) em açúcares mais simples, glicose e frutose, durante a digestão. A decomposição bacteriana do petróleo é discutida no quadro da próxima página.

Biorremediação – bactérias limpando a poluição

Embora muitas bactérias tenham necessidades nutricionais similares às nossas – razão pela qual provocam deterioração de alimentos – outras metabolizam (ou processam quimicamente) substâncias que são tóxicas para a maioria das plantas e dos animais: metais pesados, enxofre, nitrogênio gasoso, petróleo e mercúrio.

Bactérias que degradam muitos poluentes estão presentes naturalmente no solo e na água, mas em números tão baixos que não conseguem lidar de maneira eficiente com a contaminação em larga escala. Cientistas estão agora trabalhando para melhorar a eficiência desses combatentes naturais da poluição. O método que utiliza bactérias para degradar poluentes é chamado de *biorremediação*.

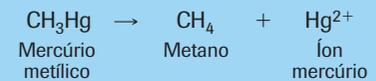
Um dos mais promissores sucessos da biorremediação ocorreu em uma praia do Alasca após o derramamento de óleo do *Exxon Valdez*. Diversas bactérias ambientais do gênero *Pseudomonas* são capazes de degradar óleo para suas necessidades em carbono e energia. Na presença de ar, elas retiram dois átomos de carbono de cada vez de uma molécula grande de petróleo (veja a figura).

As bactérias degradam o óleo de modo lento demais para limparem um derramamento. Contudo, cientistas conseguem de uma maneira

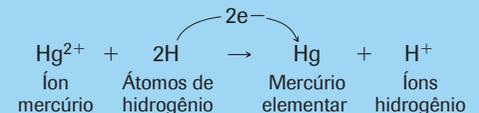
muito simples acelerar o processo – que não precisa de DNA recombinante. Eles simplesmente depositam fertilizantes nitrogenados e fosfatados de plantas na praia a ser tratada. O número de bactérias para a decomposição de óleo aumenta em relação ao número presente em praias de controle não fertilizadas, e o óleo é rapidamente eliminado na praia tratada.

Outro grupo de bactérias está sendo avaliado por sua capacidade de eliminar contaminação por mercúrio, que está presente em substâncias tão comuns como tinta descartada e lâmpadas fluorescentes, podendo passar para o solo e a água a partir de depósitos de lixos. A bactéria *Desulfovibrio desulfuricans* pode de fato transformar o mercúrio pela adição de um grupo metila, o que o converte no extremamente tóxico mercúrio metílico. O mercúrio metílico em lagos ou pântanos passa para organismos menores como o plâncton, que serve de alimento para organismos maiores, que por sua vez são comidos pelos peixes. Intoxicações de peixes e seres humanos já foram atribuídas ao mercúrio metílico.

Contudo, outras bactérias, como espécies de *Pseudomonas*, podem oferecer a solução. Para evitar a intoxicação por mercúrio, essas bactérias inicialmente convertem o mercúrio metílico em íon mercúrio:



Muitas bactérias podem converter o íon mercúrio, carregado positivamente, na sua forma elementar relativamente inócua pela adição de elétrons que elas retiram de átomos de hidrogênio:

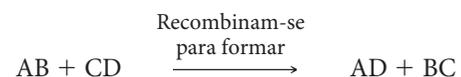


Ao contrário de algumas formas de limpeza ambiental, nas quais substâncias nocivas são removidas de um lugar para serem depositadas em outro, a limpeza bacteriana elimina a substância tóxica e frequentemente devolve uma substância inofensivas ou útil ao ambiente.



Reações de troca

Todas as reações químicas têm como base a síntese ou a decomposição. Muitas reações, como as **reações de troca**, são de fato parte síntese e parte decomposição. Uma reação de troca funciona da seguinte maneira:



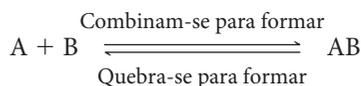
Primeiro, as ligações entre A e B e entre C e D são quebradas em um processo de decomposição. Novas ligações são então formadas entre A e D e entre B e C em um processo de síntese. Por exemplo, uma reação de troca ocorre quando o hidróxido de sódio

(NaOH) e o ácido clorídrico (HCl) reagem para formar sal de cozinha (NaCl) e água (H₂O), como segue:

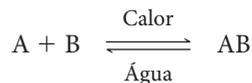


A reversibilidade das reações químicas

Todas as reações químicas são, em teoria, reversíveis; ou seja, podem ocorrer em qualquer direção. Na prática, contudo, algumas reações ocorrem com mais facilidade do que outras. Uma reação química facilmente reversível (quando o produto final pode ser revertido às moléculas originais) é denominada **reação reversível**, sendo indicada por duas setas, como mostrado aqui:



Algumas reações reversíveis ocorrem porque nem os reagentes nem os produtos finais são muito estáveis. Outras reações serão revertidas somente em condições especiais:

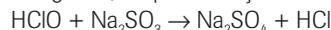


O que está escrito acima ou abaixo das setas indica a condição especial sob a qual a reação ocorre naquela direção. Nesse caso, A e B reagem para produzir AB somente quando calor é aplicado; e AB quebra em A e B somente na presença de água. Veja a Figura 2.8 na página 39 para outro exemplo.

No Capítulo 5, examinaremos os muitos fatores que afetam as reações químicas.

TESTE SEU CONHECIMENTO

✓ A reação química apresentada abaixo é utilizada para remover o cloreto da água. Que tipo de reação é esta? **2-3**



MOLÉCULAS BIOLÓGICAS IMPORTANTES

Os biólogos e os químicos dividem os compostos em duas classes principais: inorgânica e orgânica. Os **compostos inorgânicos** são definidos como moléculas, geralmente pequenas e de estrutura simples, que tipicamente não contêm carbono e nas quais ligações iônicas podem desempenhar um papel importante. Os compostos inorgânicos incluem a água, o oxigênio molecular, o dióxido de carbono e muitos sais, ácidos e bases.

Os **compostos orgânicos** sempre contêm carbono e hidrogênio e sua estrutura típica é complexa. O carbono é um elemento único, pois possui quatro elétrons em sua camada externa e quatro espaços não preenchidos. Ele pode combinar-se com uma grande variedade de átomos, incluindo outros átomos de carbono, para formar cadeias retas ou ramificadas e anéis. As cadeias de carbono formam a base de muitos compostos orgânicos nas células vivas, incluindo açúcares, aminoácidos e vitaminas. Os compostos orgânicos são unidos essencial ou totalmente por ligações covalentes. Algumas moléculas orgânicas, como os polissacarídeos, as proteínas e os ácidos nucleicos, são muito grandes e em geral contêm milhares de átomos. Essas moléculas gigantes são chamadas de *macromoléculas*. Na seção seguinte, apresentaremos os compostos inorgânicos e orgânicos essenciais para as células vivas.

Compostos inorgânicos

OBJETIVOS DO APRENDIZADO

- 2-4** Citar diversas propriedades da água que são importantes para os sistemas vivos.
2-5 Definir ácido, base, sal e pH.

Água

Todos os organismos vivos requerem uma ampla variedade de compostos orgânicos para o crescimento, o reparo, a manutenção e a reprodução. Desses compostos, a água é um dos mais importantes, assim como um dos mais abundantes, sendo particularmente vital aos micro-organismos. Fora da célula, os nutrientes estão dissolvidos em água, que facilita a sua passagem através da membrana celular. Dentro da célula, a água é o meio para a maioria das reações químicas. De fato, a água é o componente mais abundante na maioria das células vivas. A água constitui pelo menos 5 a 95% de todas as células, com uma média de 65 a 75%. De maneira simples, nenhum organismo pode sobreviver sem água.

A água tem propriedades estruturais e químicas que a tornam apropriada ao seu papel nas células vivas. Como discutimos, a carga total da molécula de água é neutra, mas a região do oxigênio tem uma carga levemente negativa, e a região do hidrogênio tem uma carga levemente positiva (veja a Figura 2.4a). Qualquer molécula que tenha esse tipo de distribuição desigual de cargas é chamada de **molécula polar**. A natureza polar da água dá a ela quatro características que a tornam um meio adequado para as células vivas.

Primeiro, cada molécula de água é capaz de formar quatro ligações de hidrogênio com as moléculas de água mais próximas (veja a Figura 2.4b). Essa propriedade resulta em uma forte atração entre as moléculas de água. Devido a essa forte atração, uma grande quantidade de calor é requerida para separar as moléculas de água umas das outras para formar vapor de água; portanto, a água tem um ponto de ebulição alto (100°C). Por apresentar um ponto de

ebulição tão elevado, ela existe no estado líquido na maior parte da superfície da Terra. Além disso, a ligação de hidrogênio entre as moléculas de água afeta a densidade da água, dependendo se ela ocorre como gelo ou líquido. Por exemplo, as ligações de hidrogênio na estrutura cristalina da água (gelo) fazem com que o gelo ocupe mais espaço. Como resultado, o gelo tem menos moléculas que um volume igual de água líquida. Isso torna a sua estrutura cristalina menos densa que a água líquida. Por essa razão, o gelo flutua e pode servir como uma camada isolante na superfície de lagos e rios que abrigam organismos vivos.

Segundo, a polaridade da água torna-a um excelente meio de dissolução, ou **solvente**. Muitas substâncias polares sofrem **dissociação**, ou separação, em moléculas individuais na água – ou seja, são dissolvidas. A parte negativa das moléculas de água é atraída pela parte positiva das moléculas no **soluto**, ou substância dissolvente, e a parte positiva das moléculas de água é atraída pela parte negativa das moléculas de soluto. As substâncias (como os sais) que são compostas por átomos (ou grupos de átomos) mantidos juntos por ligações iônicas tendem a se dissociar em cátions e ânions separados na água. Portanto, a polaridade da água permite que as moléculas de muitas substâncias diferentes se separem e sejam circundadas por moléculas de água (**Figura 2.5**).

Terceiro, a polaridade explica o papel característico da água como reagente ou produto em muitas reações químicas. Sua polaridade facilita a separação e a recombinação dos íons hidrogênio (H^+) e íons hidróxido (OH^-). A água é um reagente fundamental nos processos digestivos dos organismos, em que as moléculas maiores são quebradas em menores. As moléculas de água também estão envolvidas nas reações de síntese; a água é uma importante fonte dos hidrogênios e oxigênios que são incorporados em inúmeros compostos orgânicos nas células vivas.

Finalmente, as ligações de hidrogênio consideradas fortes entre as moléculas de água (veja a Figura 2.4b) fazem da água um excelente tampão de temperatura. Comparada com muitas outras substâncias, uma dada quantidade de água requer um grande ganho de calor para aumentar sua temperatura, e uma grande perda de calor para reduzi-la. Normalmente, a absorção de calor pelas moléculas aumenta sua energia cinética e, portanto, sua velocidade de movimento e sua reatividade. Na água, contudo, a absorção de calor quebra primeiro as ligações de hidrogênio, em vez de aumentar a velocidade de movimento. Portanto, muito mais calor deve ser aplicado para elevar a temperatura da água que para elevar a temperatura de um líquido sem ligação de hidrogênio. O inverso é verdadeiro à medida que a água esfria. Conseqüentemente, a água mantém uma temperatura constante com mais facilidade do que outros solventes e tende a proteger a célula de flutuações nas temperaturas ambientais.

Ácidos, bases e sais

Como visto na Figura 2.5, quando sais inorgânicos, como o cloreto de sódio ($NaCl$), são dissolvidos na água, eles sofrem **ionização** ou **dissociação**; ou seja, separam-se em íons. As substâncias chamadas de ácidos e bases apresentam comportamento similar.

Um **ácido** pode ser definido como uma substância que se dissocia em um ou mais íons hidrogênio (H^+) e um ou mais íons

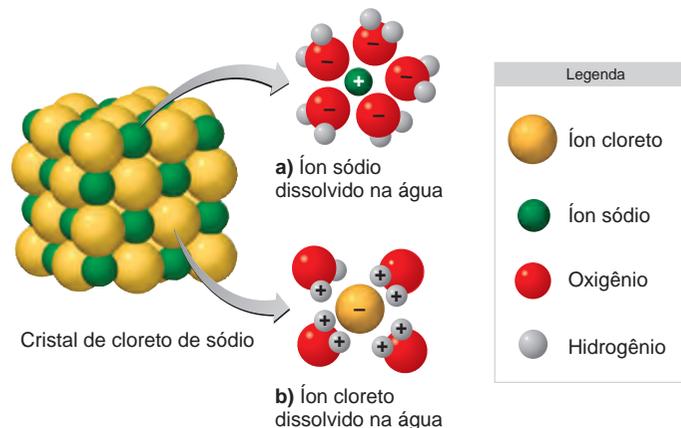


Figura 2.5 Como a água age como solvente para o cloreto de sódio ($NaCl$). **(a)** O íon sódio positivamente carregado (Na^+) é atraído para a parte negativa da molécula de água. **(b)** O íon cloreto negativamente carregado (Cl^-) é atraído para a parte positiva da molécula de água. Na presença de moléculas de água, as ligações entre Na^+ e Cl^- são desfeitas, e o $NaCl$ se dissolve na água.

P O que acontece durante a ionização?

negativos (ânions). Uma **base** se dissocia em um ou mais íons positivos (cátions) um ou mais íons hidróxido carregados negativamente (OH^-), que podem aceitar ou se combinar com prótons. Assim, o hidróxido de sódio ($NaOH$) é uma base, pois se dissocia para liberar OH^- , que tem uma forte atração por prótons e está entre os mais importantes aceptores de prótons. Um **sal** é uma substância que se dissocia na água em cátions e ânions, nenhum dos dois sendo H^+ ou OH^- . A **Figura 2.6** mostra exemplos comuns de cada tipo de composto e como eles se dissociam na água.

Equilíbrio acidobásico: o conceito de pH

Um organismo deve manter um equilíbrio constante entre ácidos e bases para permanecer saudável. Por exemplo, se uma concentração particular de ácido ou base é muito alta ou muito baixa, as enzimas mudam de forma e não promovem de maneira eficiente as reações químicas dentro de uma célula. No ambiente aquoso dentro dos organismos, os ácidos se dissociam em íons hidrogênio (H^+) e ânions. As bases, ao contrário, se dissociam em íons hidróxido (OH^-) e cátions. Quanto mais íons hidrogênio livres na solução, mais ácida ela é. Inversamente, quanto mais íons hidróxido estão livres na solução, mais básica ou alcalina ela é.

As reações bioquímicas – ou seja, as reações químicas em sistemas vivos – são extremamente sensíveis mesmo a pequenas mudanças na acidez ou alcalinidade do ambiente no qual elas ocorrem. Na realidade, H^+ e OH^- estão envolvidos em quase todos os processos bioquímicos, e qualquer desvio em relação à estreita faixa celular de concentrações normais de H^+ e OH^- pode modificar de forma drástica as funções celulares. Por essa razão, os ácidos e as bases que são continuamente formados em um organismo devem ser mantidos em equilíbrio.

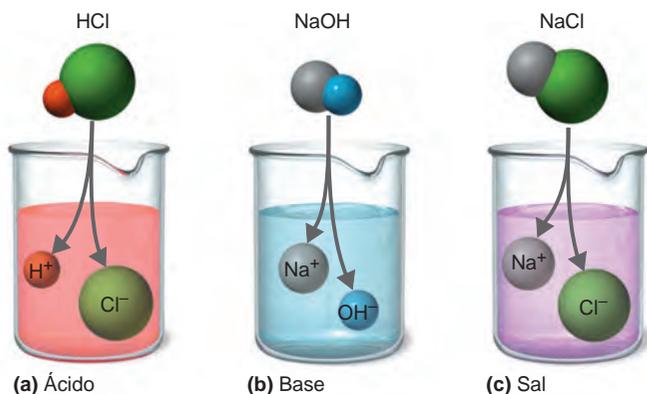


Figura 2.6 Ácidos, bases e sais. (a) Na água, o ácido hidroclórico (HCl) se dissocia em H^+ e Cl^- . (b) Na água, o hidróxido de sódio (NaOH), uma base, dissocia-se em OH^- e Na^+ . (c) Na água, o sal de mesa (NaCl) se dissocia em íons positivos (Na^+) e em íons negativos (Cl^-), nenhum deles sendo H^+ ou OH^- .

P Qual a diferença entre ácidos e bases?

É conveniente expressar a quantidade de H^+ em uma solução por uma escala logarítmica de **pH**, que varia de 0 a 14 (Figura 2.7). O termo *pH* significa potencial de hidrogênio. Em uma escala logarítmica, uma variação de um número inteiro representa uma mudança de dez vezes em relação à concentração prévia. Assim, uma solução de pH 1 tem dez vezes mais íons hidrogênio que uma solução de pH 2, e 100 vezes mais íons hidrogênio que uma solução de pH 3.

O pH de uma solução é calculado como $-\log_{10}[H^+]$, o logaritmo negativo de base 10 da concentração de íon hidrogênio (simbolizada por colchetes), determinada em moles por litro [H^+]. Por exemplo, se a concentração de H^+ de uma solução é $1,0 \times 10^{-4}$ moles/litro, seu pH é igual a $-\log_{10}10^{-4} = -(-4) = 4$; isto é aproximadamente o valor de pH do vinho (veja o Apêndice B). Os valores de pH de alguns fluidos do corpo humano e de outras substâncias comuns são mostrados na Figura 2.7. No laboratório, você normalmente medirá o pH de uma solução com um medidor de pH ou com fitas para teste químico.

Soluções ácidas contêm mais H^+ que OH^- e têm pH inferior a 7. Se uma solução tem mais OH^- que H^+ , é uma solução básica ou alcalina. Em água pura, uma pequena porcentagem de moléculas é dissociada em H^+ e OH^- , tendo assim um pH de 7. Como as concentrações de H^+ e OH^- são iguais, este pH é referido como o pH de uma solução neutra.

Tenha em mente que o pH de uma solução pode ser alterado. Podemos aumentar sua acidez adicionando substâncias que aumentarão a concentração de íons hidrogênio. À medida que um organismo vivo capta nutrientes, realiza reações químicas e excreta resíduos, seu equilíbrio entre ácidos e bases tende a mudar, e o pH flutua. Felizmente, os organismos possuem **tampões** naturais de pH, compostos que ajudam a impedir o pH de se alterar drasticamente. Entretanto, o pH da água ambiental e do solo pode ser alterado por subprodutos de organismos, poluentes industriais ou

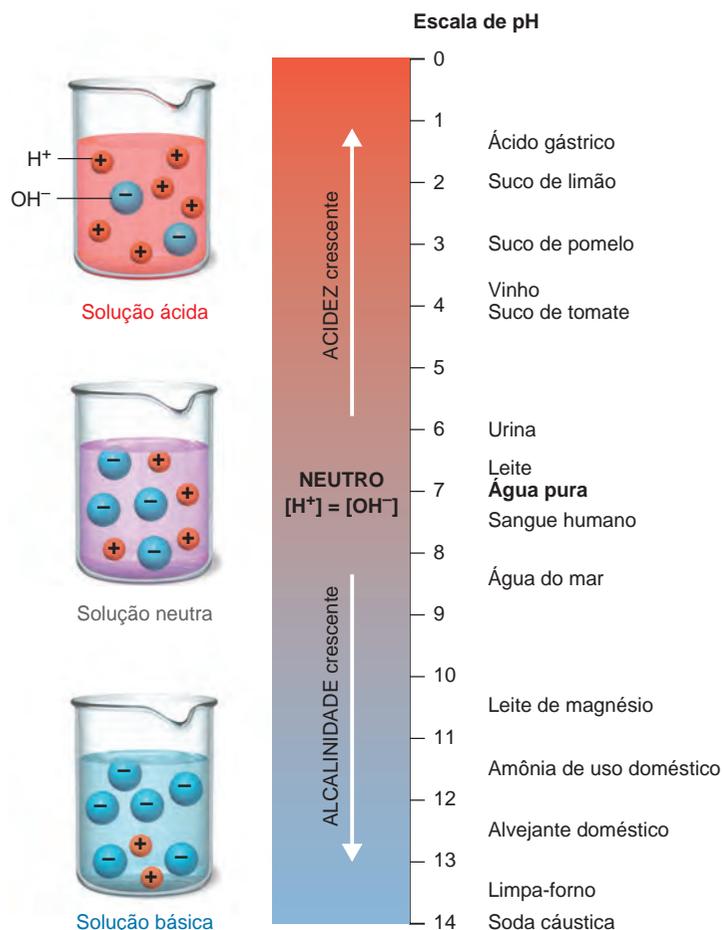


Figure 2.7 A escala de pH.

À medida que os valores de pH diminuem de 14 para 0, a concentração de H^+ aumenta. Portanto, quanto menor o pH, mais ácida é a solução; quanto maior o pH, mais básica é a solução. Se o valor de pH de uma solução está abaixo de 7, a solução é ácida; se o pH está acima de 7, a solução é básica (alcalina). Os valores de pH aproximados de alguns fluidos do corpo humano e de substâncias comuns são mostrados junto à escala de pH.

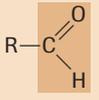
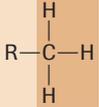
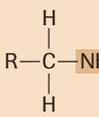
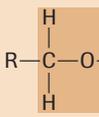
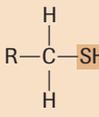
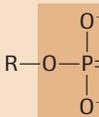
P Em que pH as concentrações de H^+ e OH^- são iguais?

fertilizantes usados na agricultura ou na jardinagem. Quando as bactérias são cultivadas em um meio laboratorial, excretam subprodutos como ácidos que podem alterar o pH do meio. Se esse efeito prosseguisse, o meio se tornaria ácido o suficiente para inibir as enzimas bacterianas e causar a morte das bactérias. Para prevenir esse problema, tampões de pH são adicionados ao meio de cultura. Um tampão de pH muito efetivo para alguns meios de cultura utiliza uma mistura de K_2HPO_4 e KH_2PO_4 (veja a Tabela 6.3, página 166).

Diferentes micróbios atuam em diferentes faixas de pH, mas a maioria dos micro-organismos cresce melhor em ambientes com valor de pH entre 6,5 e 8,5. Entre os micro-organismos, os fungos

Tabela 2.3

Grupos funcionais representativos e os compostos nos quais eles são encontrados

Estrutura	Nome do grupo	Importância biológica
$R-O-H$	Álcool	Lipídeos, carboidratos
	Aldeído*	Açúcares redutores como a glicose; polissacarídeos
	Cetona*	Metabólitos intermediários
	Metil	DNA; metabolismo energético
	Amino	Proteínas
	Éster	Membranas plasmáticas bacterianas e eucarióticas
	Éter	Membranas plasmáticas de arqueobactérias
	Sulfidril	Metabolismo energético; estrutura proteica
	Carboxila	Ácidos orgânicos, lipídeos, proteínas
	Fosfato	ATP, DNA

*Em um aldeído, há um C=O no final da molécula, ao contrário de um C=O que é interno em uma cetona.

A maioria dos compostos orgânicos encontrados nos organismos vivos é bastante complexa; um grande número de átomos de carbono forma o esqueleto, e muitos grupos funcionais estão liga-

dos a ele. Em compostos orgânicos, é importante que cada uma das quatro ligações do carbono seja ocupada (fixada a outro átomo) e que cada um dos átomos fixados tenha seu número característico de ligações preenchido. Nessa condição, essas moléculas são quimicamente estáveis.

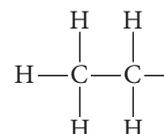
Pequenas moléculas orgânicas podem ser combinadas em moléculas muito grandes, denominadas **macromoléculas** (*macro* = grande). As macromoléculas geralmente são **polímeros** (*poli* = muitos; *mers* = partes), moléculas grandes formadas por ligação covalente de inúmeras moléculas menores repetidas, denominadas **monômeros** (*mono* = um). Quando dois monômeros se unem, a reação normalmente envolve a eliminação de um átomo de hidrogênio de um monômero e um grupo hidroxila do outro; o átomo de hidrogênio e o grupo hidroxila se combinam para produzir água:



Este tipo de reação de troca é denominado **síntese por desidratação** (*de* = a partir; *hidra* = água), ou **reação de condensação**, pois uma molécula de água é liberada (**Figura 2.8a**). Macromoléculas como carboidratos, lipídeos, proteínas e ácidos nucleicos são montadas na célula, essencialmente por meio de síntese por desidratação. Contudo, outras moléculas também devem participar no fornecimento de energia para a formação da ligação. O ATP, o principal fornecedor de energia, será discutido no final deste capítulo.

TESTE SEU CONHECIMENTO

- ✓ Defina *orgânico*. **2-6**
- ✓ Adicione o(s) grupo(s) funcional(is) apropriado(s) ao grupo etil abaixo para produzir os seguintes compostos: etanol, ácido acético, acetaldeído, etanolamina, dietil-éter. **2-7**



Carboidratos

Os **carboidratos** são um grupo grande e diverso de compostos orgânicos, que inclui os açúcares e os amidos. Os carboidratos realizam uma série de importantes funções nos sistemas vivos. Por exemplo, um tipo de açúcar (desoxirribose) é um bloco construtivo do ácido desoxirribonucleico (DNA), a molécula que carrega informações hereditárias. Outros açúcares são necessários para a formação das paredes celulares. Os carboidratos simples são utilizados na síntese de aminoácidos e gorduras ou substâncias similares, que são usadas para construir as membranas celulares e outras estruturas. Os carboidratos macromoleculares funcionam como reservas alimentares. Contudo, a principal função dos carboidratos é fornecer combustível para as atividades celulares, sendo uma fonte imediata de energia.

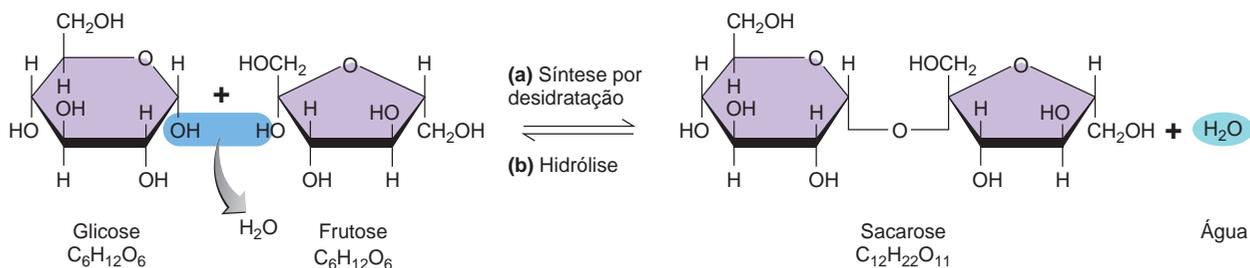


Figura 2.8 Síntese por desidratação e hidrólise. (a) Na síntese por desidratação (da esquerda para a direita), os monossacarídeos glicose e frutose se combinam para formar a molécula do dissacarídeo sacarose. Uma molécula de água é liberada na reação. (b) Na hidrólise (da direita para a esquerda), a molécula de sacarose é quebrada nas moléculas menores glicose e frutose. Para que a reação de hidrólise ocorra, deve ser adicionada água à sacarose.

P Qual a diferença entre um polímero e um monômero?

Os carboidratos são constituídos de átomos de carbono, hidrogênio e oxigênio. A relação entre os átomos de hidrogênio e oxigênio é sempre 2:1 nos carboidratos simples. Essa relação pode ser observada nas fórmulas dos carboidratos ribose ($C_5H_{10}O_5$), glicose ($C_6H_{12}O_6$) e sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$). Embora existam exceções, a fórmula geral dos carboidratos é $(CH_2O)_n$, onde n indica que há três ou mais unidades CH_2O . Os carboidratos podem ser classificados em três grupos principais, com base no tamanho: monossacarídeos, dissacarídeos e polissacarídeos.

Monossacarídeos

Os açúcares simples são denominados **monossacarídeos** (*sacchar* = açúcar); cada molécula contém de três a sete átomos de carbono. O número de átomos de carbono na molécula de um açúcar simples é indicado pelo prefixo em seu nome. Por exemplo, os açúcares simples com três carbonos são chamados de trioses. Existem também as tetoses (açúcares com quatro carbonos), pentoses (açúcares com cinco carbonos), hexoses (açúcares com seis carbonos) e heptoses (açúcares com sete carbonos). As pentoses e as hexoses são extremamente importantes para os organismos vivos. A desoxirribose é uma pentose encontrada no DNA. A glicose, uma hexose muito comum, é a principal molécula fornecedora de energia das células vivas.

Dissacarídeos

Os **dissacarídeos** (*di* = dois) são formados quando dois monossacarídeos ligam-se em uma reação de síntese por desidratação.* Por exemplo, as moléculas de dois monossacarídeos, glicose e frutose, combinam-se para formar uma molécula do dissacarídeo sacarose (açúcar de mesa) e uma molécula de água (veja a Figura 2.8a). De maneira similar, a síntese por desidratação dos

monossacarídeos glicose e galactose forma o dissacarídeo lactose (açúcar do leite).

Podem parecer estranho que a glicose e a frutose tenham a mesma fórmula química (veja a Figura 2.8), embora sejam dois monossacarídeos diferentes. As posições dos oxigênios e dos carbonos diferem nas duas moléculas diferentes e, consequentemente, as moléculas têm propriedades físicas e químicas diferentes. Duas moléculas com a mesma fórmula química, mas estruturas e propriedades diferentes são denominadas **isômeros** (*iso* = idêntico).

Os dissacarídeos podem ser quebrados em moléculas mais simples e menores quando se adiciona água. Essa reação química, o inverso da síntese por desidratação, é chamada de **hidrólise** (*hydro* = água; *lysis* = liberar) (Figura 2.8b). Uma molécula de sacarose, por exemplo, pode ser hidrolisada (digerida) em seus componentes glicose e frutose, reagindo com H^+ e OH^- da água.

Como você verá no Capítulo 4, as paredes celulares das células bacterianas são compostas de dissacarídeos e proteínas (denominadas em conjunto de peptidoglicano).

Polissacarídeos

Os carboidratos do terceiro grupo principal, os **polissacarídeos**, consistem em dezenas ou centenas de monossacarídeos unidos através da síntese por desidratação. Os polissacarídeos frequentemente possuem cadeias laterais ramificando-se a partir da estrutura principal e são classificados como macromoléculas. Como os dissacarídeos, os polissacarídeos podem ser divididos por hidrólise em seus açúcares constituintes. Contudo, ao contrário dos monossacarídeos e dissacarídeos, eles não apresentam o poder adoçante de açúcares como a frutose e a sacarose e, em geral, não são solúveis em água.

Um polissacarídeo importante é o **glicogênio**, que é constituído de subunidades de glicose e é sintetizado como material de armazenamento por animais e algumas bactérias. A **celulose**, outro polímero importante, é o principal componente das paredes celulares

* Carboidratos compostos por 2 a 20 monossacarídeos são denominados **oligossacarídeos** (*oligo* = alguns). Dissacarídeos são os oligossacarídeos mais comuns.

das plantas e da maioria das algas. Embora a celulose seja um dos carboidratos mais abundantes na Terra, somente pode ser digerida por alguns poucos organismos que possuem a enzima adequada. O polissacarídeo *dextrana*, que é produzido como um líquido açucarado por certas bactérias, é utilizado como substituto do plasma sanguíneo. A *quitina* é um polissacarídeo que constitui parte da parede celular da maioria dos fungos e o exoesqueleto das lagostas, dos caranguejos e dos insetos. O *amido* é um polímero da glicose produzido pelas plantas e usado como alimento por seres humanos.

Muitos animais, inclusive os seres humanos, produzem enzimas denominadas *amilases*, que podem quebrar as ligações entre as moléculas de glicose no glicogênio. Contudo, essa enzima não pode quebrar as ligações na celulose. Bactérias e fungos que produzem enzimas chamadas de *celulases* podem digerir a celulose. As *celulases* do fungo *Trichoderma* são utilizadas para uma série de fins industriais. Uma das utilizações mais incomuns é a produção de tecido jeans do tipo *stone-washed*. Uma vez que a lavagem do tecido com pedras poderia danificar as máquinas de lavagem, a celulase é utilizada para digerir e, portanto, amaciar o algodão. (veja o quadro no Capítulo 1, página 3).

TESTE SEU CONHECIMENTO

- ✓ Dê um exemplo de um monossacarídeo, de um dissacarídeo e de um polissacarídeo. **2-8**

Lipídeos

Se os lipídeos desaparecessem da Terra, todas as células vivas entrariam em colapso, se transformando em uma poça de líquido, pois os lipídeos são essenciais para a estrutura e a função das membranas que separam as células vivas do seu ambiente. Os **lipídeos** (*lip* = gordura) são o segundo maior grupo de compostos orgânicos encontrados na matéria viva. Como os carboidratos, eles são constituídos de átomos de carbono, hidrogênio e oxigênio, mas os lipídeos não apresentam a relação 2:1 entre os átomos de hidrogênio e oxigênio. Embora os lipídeos sejam um grupo muito diverso de compostos, compartilham uma característica comum: eles são moléculas *apolares*. Ao contrário da água, eles não apresentam uma extremidade positiva e uma negativa (polo). Assim, a maioria dos lipídeos é insolúvel em água, mas eles se dissolvem facilmente em solventes apolares, como o éter e o clorofórmio. Os lipídeos participam na estrutura das membranas e de algumas paredes celulares e atuam no armazenamento de energia.

Lipídeos simples

Os *lipídeos simples*, chamados de *gorduras* ou *triglicerídeos*, contêm um álcool chamado de *glicerol* e um grupo de compostos conhecidos como *ácidos graxos*. As moléculas de glicerol têm três átomos de carbono aos quais estão fixados três grupos hidroxila ($-\text{OH}$) (**Figura 2.9a**). Os ácidos graxos consistem em longas cadeias de hidrocarbonetos (constituídas somente de carbono e hidrogênio) terminando em um grupo carboxila ($-\text{COOH}$, ácido orgânico) (**Figura 2.9b**). Os ácidos graxos mais comuns contêm um número par de átomos de carbono.

Uma molécula de gordura é formada quando uma molécula de glicerol se combina com uma a três moléculas de ácidos graxos. O

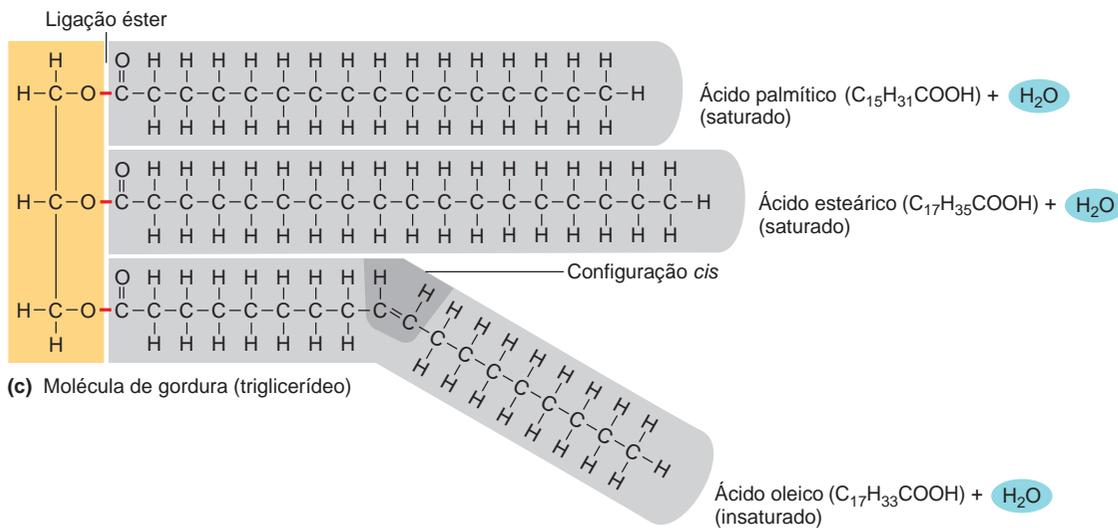
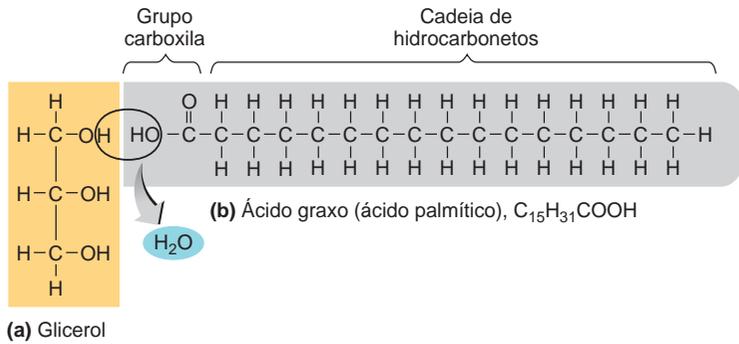
número de moléculas de ácido graxo determina se a molécula de gordura é um monoglicerídeo, um diglicerídeo ou um triglicerídeo (**Figura 2.9c**). Na reação, de uma a três moléculas de água são formadas (desidratação), dependendo do número de moléculas de ácido graxo que estão reagindo. A ligação química formada em que uma molécula de água é removida é denominada *ligação éster*. Na reação inversa, hidrólise, a molécula de gordura é quebrada nas suas moléculas constituintes de ácido graxo e glicerol.

Como os ácidos graxos que formam os lipídeos têm estruturas diferentes, existe uma grande variedade de lipídeos. Por exemplo, três moléculas do ácido graxo A podem combinar-se com a molécula de glicerol, ou uma molécula de cada dos ácidos graxos A, B e C pode se unir com a molécula de glicerol (veja a Figura 2.9c).

A função primária dos lipídeos é formar as membranas plasmáticas que recobrem as células. A membrana plasmática sustenta a célula e permite aos nutrientes e resíduos entrar e sair; assim, os lipídeos devem manter a mesma viscosidade, independentemente da temperatura ambiente. A membrana deve ser tão viscosa como o azeite de oliva, sem ficar muito líquida quando aquecida ou muito espessa quando resfriada. Como todos que já cozinham uma refeição sabem, as gorduras animais (como a manteiga) normalmente são sólidas em temperatura ambiente, enquanto os óleos vegetais em geral são líquidos nessa temperatura. A diferença em seus pontos de fusão respectivos é devida aos graus de saturação das cadeias de ácidos graxos. Um ácido graxo é chamado de *saturado* quando não tem ligações duplas; nesse caso, o esqueleto de carbono contém o seu número máximo de átomos de hidrogênio (veja a Figura 2.9c e a **Figura 2.10a**). As cadeias saturadas solidificam com facilidade, pois são mais lineares e, portanto, podem ser mais empacotadas que as cadeias insaturadas. As ligações duplas das cadeias *insaturadas* criam dobraduras na cadeia, que afastam as cadeias umas das outras (**Figura 2.10b**). Observe na Figura 2.9c que os átomos de H de cada lado da ligação dupla no ácido oleico estão do mesmo lado do ácido graxo insaturado. Esse ácido graxo insaturado é chamado de ácido graxo *cis*. Ao contrário, se os átomos de H estão em lados opostos da ligação dupla, o ácido graxo é chamado de *trans*.

Lipídeos complexos

Os *lipídeos complexos* contêm elementos como o fósforo, o nitrogênio e o enxofre, além do carbono, do hidrogênio e do oxigênio encontrados em lipídeos simples. Os lipídeos complexos chamados de *fosfolipídeos* são constituídos de glicerol, dois ácidos graxos e, no lugar do terceiro ácido graxo, um grupo fosfato ligado a um ou vários grupos orgânicos (veja a Figura 2.10a). Os fosfolipídeos são os lipídeos que compõem as membranas; eles são essenciais para a sobrevivência da célula. Os fosfolipídeos têm regiões polares e apolares (Figura 2.10a e b; veja também a Figura 4.13, na página 86). Quando colocadas em água, as moléculas de fosfolipídeos se dobram de tal maneira que todas as porções polares (hidrofílicas) se orientam em direção às moléculas de água, com as quais elas formam pontes de hidrogênio. (Lembre-se de que *hidrofílico* significa amigo da água.) Isto forma a estrutura básica da membrana plasmática (**Figura 2.10c**). As porções polares consistem de um grupo fosfato e de glicerol. Em contraste com as



regiões polares, todas as partes apolares (hidrofóbica) entram em contato com as porções apolares das moléculas vizinhas. (*Hidrofóbico* significa que teme a água.) As porções apolares consistem em ácidos graxos. Esse comportamento característico torna os fosfolípidos particularmente adequados para seu papel como principal componente das membranas que envolvem as células. Os fosfolípidos permitem que a membrana atue como uma barreira que separa o conteúdo da célula do ambiente aquoso no qual ela vive.

Alguns lipídeos complexos são úteis para identificar certas bactérias. Por exemplo, a parede celular de *Mycobacterium tuberculosis*, a bactéria que causa a tuberculose, é caracterizada por seu conteúdo rico em lipídeos. A parede celular contém lipídeos complexos como ceras e glicolipídeos (lipídeos com carboidratos ligados) que dão à bactéria características distintas de coloração. As paredes celulares ricas nesses lipídeos complexos são características de todos os membros do gênero *Mycobacterium*.

Esteroides

Os **esteroides** são muito diferentes estruturalmente dos lipídeos. A **Figura 2.11** mostra a estrutura do esteroide colesterol, com os quatro anéis de carbono interconectados que são característicos dos esteroides. Quando um grupo $-OH$ é ligado a um dos anéis, o esteroide é denominado *esterol* (um álcool). Os esteróis são constituintes importantes das membranas plasmáticas das células ani-

Figura 2.9 Fórmulas estruturais dos lipídeos simples.

(a) Glicerol. (b) Ácido palmítico, um ácido graxo saturado. (c) A combinação química de uma molécula de glicerol e três moléculas de ácidos graxos (palmítico, esteárico e oleico neste exemplo) forma uma molécula de gordura (triglicerídeo) e três moléculas de água, em uma reação de síntese por desidratação. O ácido oleico é um ácido *cis*. A ligação entre o glicerol e cada ácido graxo é chamada de ligação éster. A adição de três moléculas de água a uma gordura forma glicerol e três moléculas de ácidos graxos em uma reação de hidrólise.

P Em que os ácidos graxos saturados e insaturados diferem?

mais e de um grupo de bactérias (micoplasma), sendo também encontrados em fungos e plantas. Os esteróis separam as cadeias dos ácidos graxos, e assim impedem o empacotamento que poderia endurecer a membrana plasmática em baixas temperaturas (veja a Figura 2.10C).

TESTE SEU CONHECIMENTO

✓ Em que os lipídeos simples diferem dos lipídeos complexos? **2-9**

Proteínas

As **proteínas** são moléculas orgânicas que contêm carbono, hidrogênio, oxigênio e nitrogênio. Algumas também contêm enxofre. Se você pudesse separar e pesar todos os grupos de compostos orgânicos em uma célula viva, as proteínas seriam as mais pesadas. Centenas de proteínas diferentes podem ser encontradas em uma única célula e juntas elas constituem 50% ou mais do peso seco de uma célula.

As proteínas são ingredientes essenciais em todos os aspectos da estrutura e função celulares. As *enzimas* são as proteínas que aceleram as reações químicas. Contudo, as proteínas também têm outras funções. As *proteínas transportadoras* auxiliam no transporte de certos compostos químicos para dentro e para fora das células. Outras proteínas, como as *bacteriocinas* produ-

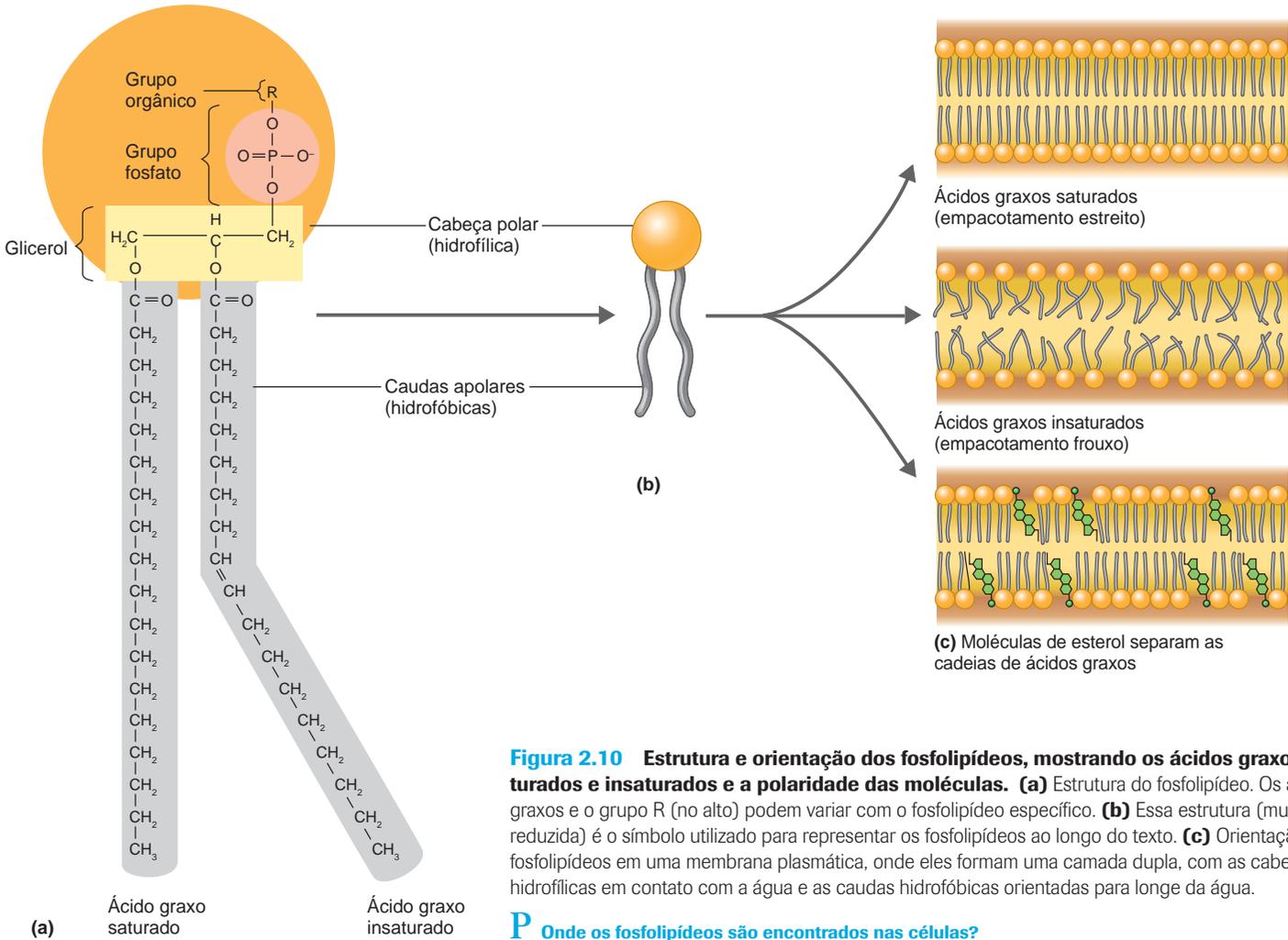


Figura 2.10 Estrutura e orientação dos fosfolípidos, mostrando os ácidos graxos saturados e insaturados e a polaridade das moléculas. **(a)** Estrutura do fosfolípido. Os ácidos graxos e o grupo R (no alto) podem variar com o fosfolípido específico. **(b)** Essa estrutura (muito reduzida) é o símbolo utilizado para representar os fosfolípidos ao longo do texto. **(c)** Orientação dos fosfolípidos em uma membrana plasmática, onde eles formam uma camada dupla, com as cabeças hidrofílicas em contato com a água e as caudas hidrofóbicas orientadas para longe da água.

P Onde os fosfolípidos são encontrados nas células?

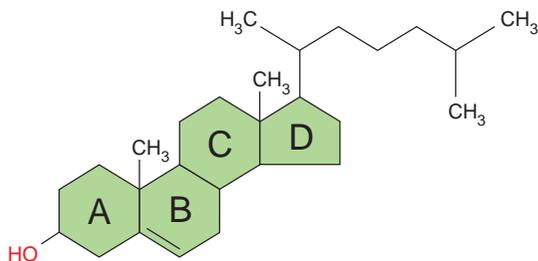


Figura 2.11 Colesterol, um esteroide. Observe os quatro anéis de carbono “fundidos” (designados A-D), que são característicos das moléculas de esteroides. Os átomos de hidrogênio ligados aos carbonos nos cantos dos anéis foram omitidos. O grupo —OH (na cor vermelha) torna essa molécula um esterois.

P Onde os esteroides são encontrados nas células?

zidas por muitas bactérias, matam outras bactérias. Certas *toxinas*, denominadas *exotoxinas*, produzidas por certos micro-

organismos causadores de doença também são proteínas. Algumas proteínas participam da *contração* das células musculares animais e do *movimento* de células microbianas ou de outros tipos. Outras proteínas são partes integrantes das *estruturas celulares*, como as paredes, as membranas e os componentes citoplasmáticos. Ainda outras, como os *hormônios* de certos organismos, têm funções reguladoras. Como veremos no Capítulo 17, as proteínas chamadas de *anticorpos* desempenham um papel no sistema imune dos vertebrados.

Aminoácidos

Assim como os monossacarídeos são os blocos construtivos de moléculas de carboidratos maiores, e os ácidos graxos e o glicerol são os blocos construtivos das gorduras, os **aminoácidos** são os blocos construtivos das proteínas. Os aminoácidos contêm pelo menos um grupo carboxila (—COOH) e um grupo amino (—NH₂) fixados no mesmo átomo de carbono, denominado carbono alfa (representado como C_α) (**Figura 2.12a**). Esses aminoácidos são denominados *ami-*

noácidos alfa. Também fixado ao carbono alfa há um grupo lateral (grupo R), que é a característica distintiva do aminoácido. O grupo lateral pode ser um átomo de hidrogênio, uma cadeia linear ou ramificada de átomos ou uma estrutura em anel que pode ser cíclica (toda de carbono) ou heterocíclica (quando um átomo diferente do carbono está incluído no anel). A **Figura 2.12b** mostra a fórmula estrutural da tirosina, um aminoácido que possui um grupo lateral cíclico. O grupo lateral pode conter grupos funcionais, como o grupo sulfidríla ($-\text{SH}$), o grupo hidroxila ($-\text{OH}$), ou grupos carboxila ou amino adicionais. Esses grupos laterais e os grupos carboxila e alfa-amino afetam a estrutura total de uma proteína, o que será descrito posteriormente. As estruturas e abreviações dos 20 aminoácidos encontrados nas proteínas são mostradas na **Tabela 2.4**.

A maioria dos aminoácidos existe em uma de duas configurações, denominadas **estereoisômeros**, designados como D e L. Essas configurações são imagens espelhadas, correspondendo às formas tridimensionais “destrógira” (D) e “levógira” (L) do aminoácido (**Figura 2.13**). Os aminoácidos encontrados nas proteínas são sempre isômeros L (exceto pela glicina, o aminoácido mais simples, que não tem estereoisômeros). Contudo, aminoácidos da forma D ocorrem ocasionalmente na natureza – por exemplo, em certas paredes celulares bacterianas e antibióticos. (Muitos outros tipos de moléculas também podem existir nas formas D e L. Um exemplo é o açúcar glicose, que ocorre na natureza como D-glicose.)

Embora apenas 20 aminoácidos diferentes ocorram naturalmente nas proteínas, uma única molécula de proteína pode conter de 50 a centenas de moléculas de aminoácidos, que podem ser combinados em um número quase infinito de formas para produzir proteínas de comprimentos, composições e estruturas diferentes. O número de proteínas é praticamente infinito, e todas as células vivas produzem muitas proteínas diferentes.

Ligações peptídicas

Os aminoácidos formam ligações entre o átomo de carbono do grupo carboxila ($-\text{COOH}$) de um aminoácido e o átomo de nitrogênio do grupo amino ($-\text{NH}_2$) de outro (**Figura 2.14**). As liga-

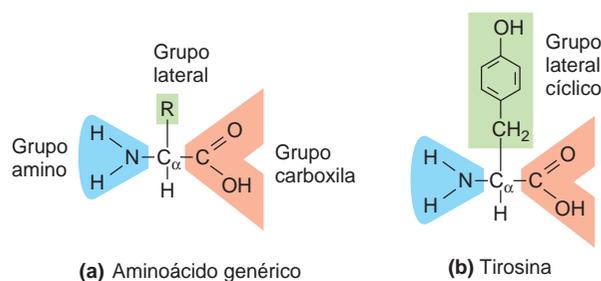


Figura 2.12 Estrutura de um aminoácido. **(a)** A fórmula estrutural geral para um aminoácido. O carbono alfa (C_α) é mostrado no centro. Aminoácidos diferentes têm grupos R diferentes, também denominados grupos laterais. **(b)** Fórmula estrutural do aminoácido tirosina, que possui um grupo lateral cíclico.

P O que diferencia um aminoácido do outro?

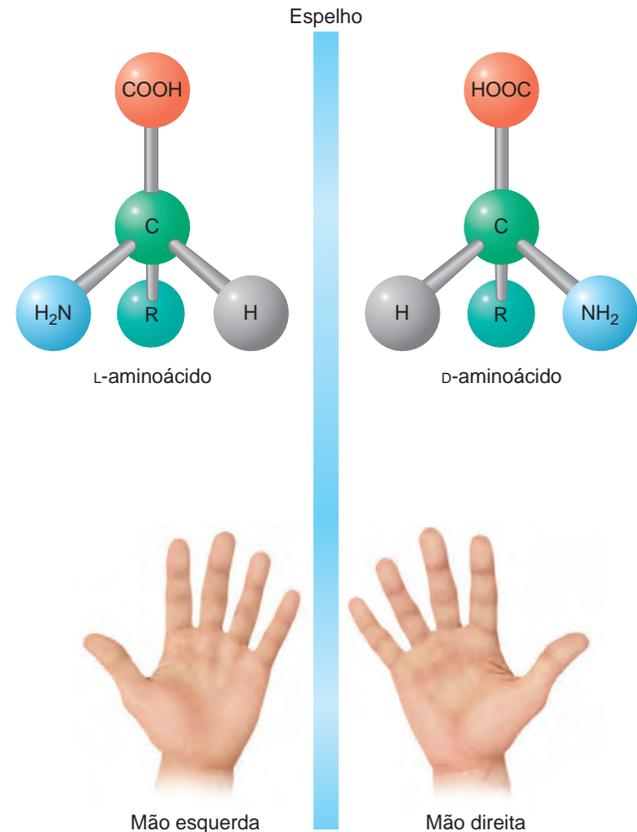


Figura 2.13 Os isômeros L e D de um aminoácido, mostrados como modelos tridimensionais de esferas e hastes. Os dois isômeros, assim como as mãos esquerda e direita, são imagens espelhadas um do outro e não podem ser superpostos. (Tente!)

P Qual isômero é encontrado sempre nas proteínas?

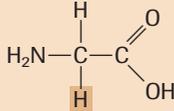
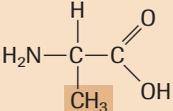
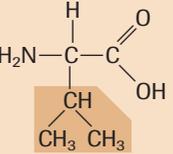
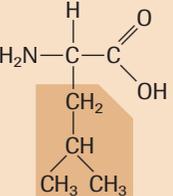
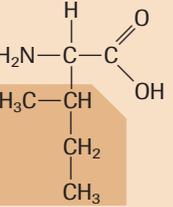
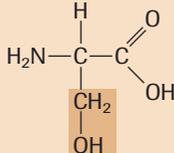
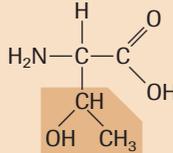
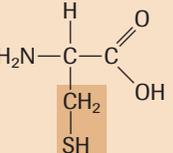
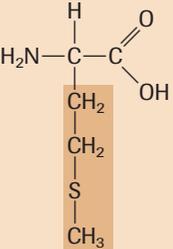
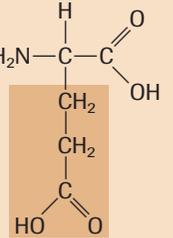
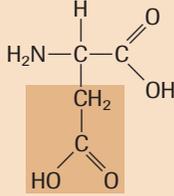
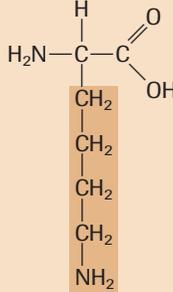
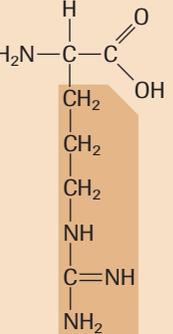
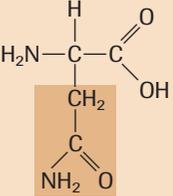
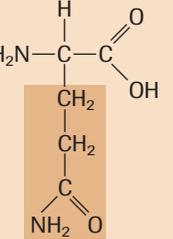
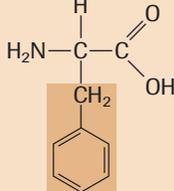
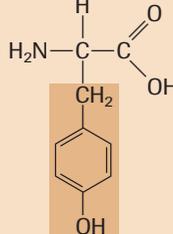
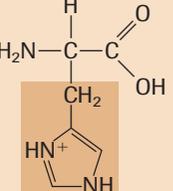
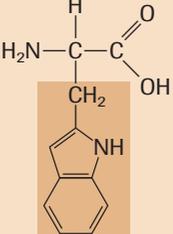
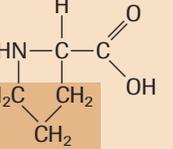
ções entre os aminoácidos são chamadas de **ligações peptídicas**. Para cada ligação peptídica formada entre dois aminoácidos, uma molécula de água é liberada; portanto, as ligações peptídicas são formadas por síntese por desidratação. Na **Figura 2.14**, o composto resultante é chamado de *dipeptídeo*, pois consiste em dois aminoácidos unidos por uma ligação peptídica. A adição de outro aminoácido a um dipeptídeo formaria um *tripeptídeo*. Adições subsequentes de aminoácidos produziriam uma molécula longa, em cadeia, chamada de *peptídeo* (de 4 a 9 aminoácidos) ou *polipeptídeo* (10 a 2.000 aminoácidos).

Níveis de estrutura das proteínas

As proteínas variam extremamente em sua estrutura. Diferentes proteínas têm diferentes arquiteturas e diferentes conformações tridimensionais. Essa variação na estrutura está diretamente relacionada às suas diversas funções.

Quando a célula produz uma proteína, a cadeia polipeptídica dobra-se de forma espontânea para assumir certa conformação. Uma razão para o polipeptídeo se dobrar é que certas partes de

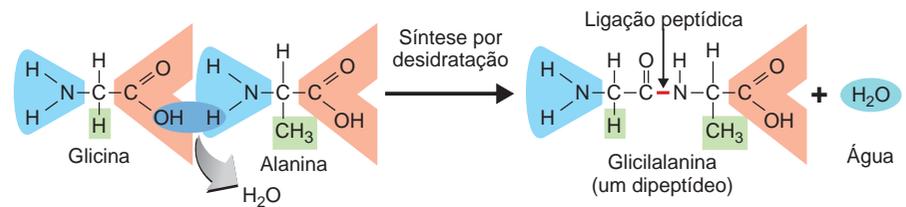
Tabela 2.4 Os 20 aminoácidos encontrados nas proteínas*

<p>Glicina (Gly)</p>  <p>Átomo de hidrogênio</p>	<p>Alanina (Ala)</p>  <p>Cadeia linear</p>	<p>Valina (Val)</p>  <p>Cadeia ramificada</p>	<p>Leucina (Leu)</p>  <p>Cadeia ramificada</p>	<p>Isoleucina (Ile)</p>  <p>Cadeia ramificada</p>
<p>Serina (Ser)</p>  <p>Grupo hidroxila (—OH)</p>	<p>Treonina (Thr)</p>  <p>Grupo hidroxila (—OH)</p>	<p>Cisteína (Cys)</p>  <p>Grupo contendo enxofre (—SH)</p>	<p>Metionina (Met)</p>  <p>Grupo tioéter (SC)</p>	<p>Ácido glutâmico (Glu)</p>  <p>Grupo carboxila adicional (—COOH), ácido</p>
<p>Ácido aspártico (Asp)</p>  <p>Grupo carboxila adicional (—COOH), ácido</p>	<p>Lisina (Lys)</p>  <p>Grupo amino adicional (—NH₂), básico</p>	<p>Arginina (Arg)</p>  <p>Grupo amino adicional (—NH₂), básico</p>	<p>Asparagina (Asn)</p>  <p>Grupo amino adicional (—NH₂), básico</p>	<p>Glutamina (Gln)</p>  <p>Grupo amino adicional (—NH₂), básico</p>
<p>Fenilalanina (Phe)</p>  <p>Cíclico</p>	<p>Tirosina (Tyr)</p>  <p>Cíclico</p>	<p>Histidina (His)</p>  <p>Heterocíclico</p>	<p>Triptofano (Trp)</p>  <p>Heterocíclico</p>	<p>Prolina (Pro)</p>  <p>Heterocíclico</p>

*São mostrados os nomes dos aminoácidos, incluindo a abreviação de três letras, entre parênteses (acima), suas fórmulas estruturais (centro) e grupo R característico (abaixo). Observe que a cisteína e a metionina são os únicos aminoácidos que contêm enxofre.

Figura 2.14 Formação da ligação peptídica por síntese por desidratação. Os aminoácidos glicina e alanina se combinam para formar um dipeptídeo. A nova ligação entre o átomo de carbono da glicina e o átomo de nitrogênio da alanina é chamada de ligação peptídica.

P Como os aminoácidos são relacionados com as proteínas?



uma proteína são atraídas pela água e outras partes são repelidas por ela. Em praticamente todos os casos, a função de uma proteína depende da sua capacidade de reconhecer e se ligar a alguma outra molécula. Por exemplo, uma enzima liga-se especificamente a seu substrato. Uma proteína hormonal liga-se a um receptor em uma célula cuja função ela irá alterar. Um anticorpo liga-se a um antígeno (substância estranha) que invadiu o corpo. A conformação única de cada proteína permite que ela interaja com outra molécula específica, de modo a realizar funções específicas.

As proteínas são descritas em termos de quatro níveis de organização: primário, secundário, terciário e quaternário. A *estrutura primária* é a sequência única na qual os aminoácidos são unidos para formar a cadeia polipeptídica (Figura 2.15a). Essa sequência é determinada geneticamente. Alterações na sequência podem ter efeitos metabólicos profundos. Por exemplo, um único aminoácido incorreto em uma proteína do sangue pode produzir a deformação da estrutura da hemoglobina, característica da anemia falciforme. Contudo, as proteínas não existem somente como cadeias longas e lineares. Cada cadeia polipeptídica dobra-se e curva-se em formas específicas, em uma estrutura relativamente compacta, com uma conformação tridimensional característica.

A *estrutura secundária* de uma proteína é o dobramento localizado e repetitivo da cadeia polipeptídica. Esse aspecto da conformação da proteína resulta de pontes de hidrogênio que unem os átomos das ligações peptídicas em diferentes localizações ao longo da cadeia polipeptídica. Os dois tipos de estruturas secundárias das proteínas são espirais em sentido horário chamadas de *hélices* e *dobras pregueadas*, que se formam a partir de porções quase paralelas da cadeia (Figura 2.15b). Ambas as estruturas são unidas por pontes de hidrogênio entre os átomos de oxigênio e nitrogênio que fazem parte do esqueleto polipeptídico.

A *estrutura terciária* refere-se à estrutura tridimensional geral da cadeia polipeptídica (Figura 2.15c). O dobramento não é repetitivo ou previsível, como em uma estrutura secundária. Enquanto a estrutura secundária envolve pontes de hidrogênio entre os átomos dos grupos amino e carboxila envolvidos nas ligações peptídicas, a estrutura terciária envolve diversas interações entre vários grupos laterais de aminoácidos na cadeia polipeptídica. Por exemplo, os aminoácidos com grupos laterais apolares (hidrofóbicos) geralmente interagem no centro da proteína, longe do contato com a água. Essa *interação hidrofóbica* contribui para a estrutura terciária. As pontes de hidrogênio entre os grupos laterais e as ligações iônicas entre grupos laterais de carga oposta também contribuem para a estrutura terciária. As proteínas que contêm o aminoácido

cisteína formam ligações covalentes fortes chamadas de *pontes dissulfeto*. Essas pontes se formam quando duas moléculas de cisteína são unidas pelo dobramento da proteína. As moléculas de cisteína contêm grupos sulfidríla ($-SH$), e o enxofre de uma molécula de cisteína liga-se ao enxofre de outra, formando (por remoção dos átomos de hidrogênio) uma ponte dissulfeto ($S-S$) que une as partes da proteína.

Algumas proteínas têm uma *estrutura quaternária*, que consiste em uma agregação de duas ou mais cadeias polipeptídicas (subunidades), que operam como uma unidade funcional única. A Figura 2.15d mostra uma proteína hipotética consistindo de duas cadeias polipeptídicas. Mais comumente, as proteínas têm dois ou mais tipos de subunidades polipeptídicas. As ligações que mantêm a estrutura quaternária são basicamente as mesmas que mantêm a estrutura terciária. A forma geral de uma proteína pode ser globular (compacta e quase esférica) ou fibrosa (em forma de fio).

Se uma proteína se encontra em um ambiente hostil em termos de temperatura, pH ou concentrações de sal, ela pode desenrolar-se e perder a sua forma característica. Esse processo é denominado **desnaturação** (veja a Figura 5.6, página 119). Como resultado da desnaturação, a proteína não é mais funcional. Esse processo será discutido mais detalhadamente no Capítulo 5, em relação à desnaturação das enzimas.

P&R As proteínas que já discutimos são *proteínas simples*, que contêm somente aminoácidos. As *proteínas conjugadas* são combinações de aminoácidos com outros componentes orgânicos ou inorgânicos. As proteínas conjugadas são denominadas de acordo com seu componente não aminoácido. Portanto, as glicoproteínas contêm açúcares, as nucleoproteínas contêm ácidos nucleicos, as metaloproteínas contêm átomos de metal, as lipoproteínas contêm lipídeos e as fosfoproteínas contêm grupos fosfato. As fosfoproteínas são importantes reguladores de atividades nas células eucarióticas. A síntese bacteriana das fosfoproteínas pode ser importante para a sobrevivência de bactérias como a *Legionella pneumophila*, que cresce dentro das células hospedeiras.

TESTE SEU CONHECIMENTO

- ✓ Quais são os dois grupos funcionais presentes em todos os aminoácidos? **2-10**

Ácidos nucleicos

Em 1944, três microbiologistas norte-americanos – Oswald Avery, Colin MacLeod e Maclyn McCarty – descobriram que uma subs-

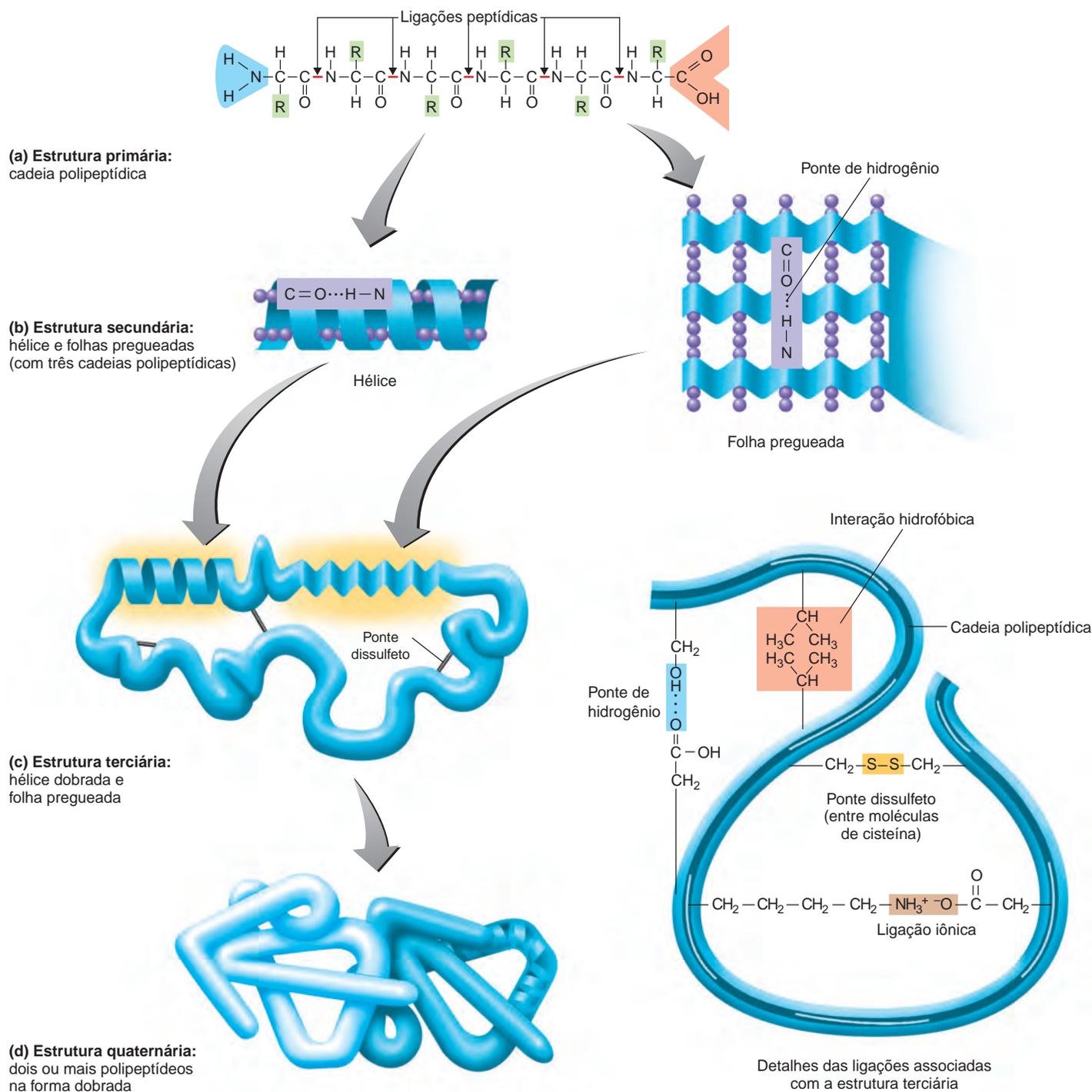


Figura 2.15 Estrutura das proteínas. (a) Estrutura primária, a sequência de aminoácidos. (b) Estruturas secundárias: a hélice e a folha pregueada. (c) Estrutura terciária, o dobramento tridimensional geral de uma cadeia polipeptídica. (d) Estrutura quaternária, as relações entre várias cadeias polipeptídicas que compõem a proteína. Aqui é mostrada a estrutura quaternária de uma proteína hipotética composta de duas cadeias polipeptídicas.

P Qual é a propriedade de uma proteína que permite que ela realize funções específicas?

tância chamada de **ácido desoxirribonucleico (DNA)** é a substância da qual os genes são feitos. Nove anos mais tarde, James Watson e Francis Crick, trabalhando com modelos moleculares e informações obtidas por análise com raios X fornecidas por Maurice Wilkins e Rosalind Franklin, identificaram a estrutura física do DNA. Além disso, Crick sugeriu um mecanismo para a replicação do DNA e como ele atua como material hereditário. O DNA e outra substância denominada **ácido ribonucleico (RNA)** são designados em conjunto como **ácidos nucleicos**, pois foram descobertos pela primeira vez nos núcleos das células. Assim como os aminoácidos são as unidades estruturais das proteínas, os nucleotídeos são as unidades estruturais dos ácidos nucleicos.

Cada **nucleotídeo** tem três partes: a base nitrogenada, uma pentose (açúcar de cinco carbonos) denominada **desoxirribose** ou **ribose** e um grupo fosfato (ácido fosfórico). As bases nitrogenadas são compostos cíclicos feitos de átomos de carbono, hidrogênio, oxigênio e nitrogênio. As bases são denominadas adenina (A), timina (T), citosina (C), guanina (G) e uracila (U). A e G são estruturas de anel duplo chamadas de **purinas**, enquanto T, C e U são estruturas de anel simples denominadas **pirimidinas**.

Os ácidos nucleicos são denominados de acordo com sua base nitrogenada. Portanto, um nucleotídeo contendo timina é um *nucleotídeo timina*, um contendo adenina é um *nucleotídeo adenina*, e assim por diante. O termo **nucleosídeo** refere-se a uma combinação de purina ou pirimidina mais um açúcar pentose; ele não contém um grupo fosfato.

DNA

De acordo com o modelo proposto por Watson e Crick, a molécula de DNA consiste em duas cadeias longas enoveladas uma em torno da outra para formar uma **dupla hélice** (Figura 2.16). A dupla hélice parece, assim, uma escada em espiral, e cada corrimão é composto de inúmeros nucleotídeos.

Cada fita de DNA que compõe a dupla hélice possui um “esqueleto” consistindo do açúcar desoxirribose e de grupos fosfato alternados. A desoxirribose de um nucleotídeo está unida ao grupo fosfato do seguinte. (Veja na Figura 8.3, página 214, como os nucleotídeos estão ligados.) As bases nitrogenadas compõem os degraus da escada. Note que a purina A é sempre pareada com a pirimidina T, e que a purina G é sempre pareada com a pirimidina C. As bases são mantidas juntas por pontes de hidrogênio; A e T são unidas por duas pontes de hidrogênio, e G e C são unidas por três. O DNA não contém uracila (U).

A ordem em que os pares de bases nitrogenadas ocorrem ao longo do esqueleto é extremamente específica e, de fato, contém as instruções genéticas para o organismo. Os nucleotídeos formam os genes, e uma única molécula de DNA pode conter milhares de genes. Os genes determinam todas as características hereditárias e controlam todas as atividades que ocorrem dentro da célula.

Uma consequência muito importante do pareamento de bases nitrogenadas é que, se a sequência de uma fita é conhecida, a sequência da outra também é. Por exemplo, se uma fita tem a sequência ... ATGC ... , a outra terá a sequência ... TACG ... Uma vez que a sequência de bases de uma fita é determinada pela sequência de

bases da outra, as bases são denominadas *complementares*. A transferência real de informação torna-se possível devido à estrutura única do DNA, e será discutida posteriormente no Capítulo 8.

RNA

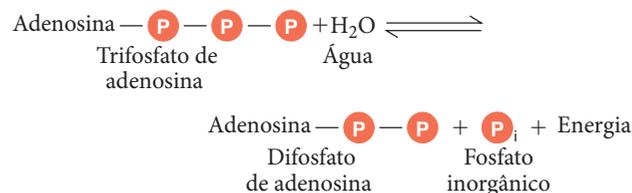
O RNA, o segundo principal tipo de ácido nucleico, difere do DNA em vários aspectos. Enquanto o DNA é uma fita dupla, o RNA normalmente é uma fita simples. O açúcar de cinco carbonos do nucleotídeo RNA é a ribose, que tem um átomo de oxigênio a mais que a desoxirribose. Além disso, uma das bases do RNA é a uracila (U) em vez da timina (Figura 2.17). As outras três bases (A, G, C) são as mesmas do DNA. Três tipos principais de RNA foram identificados nas células. Eles são denominados **RNA mensageiro (mRNA)**, **RNA ribossômico (rRNA)** e **RNA transportador (tRNA)**. Como veremos no Capítulo 8, cada tipo de RNA tem um papel específico na síntese das proteínas.

TESTE SEU CONHECIMENTO

✓ Qual é a estrutura do DNA? E do RNA? **2-11**

Trifosfato de adenosina (ATP)

O **trifosfato de adenosina (ATP)** é a principal molécula transportadora de energia de todas as células e é indispensável para a vida celular. Ele armazena a energia química liberada por algumas reações químicas e fornece energia para reações que requerem energia. O ATP consiste em uma unidade de adenosina, composta de adenina e ribose, com três grupos fosfato (abreviados como **P**) ligados (Figura 2.18). Em outras palavras, é um nucleotídeo adenina (também chamado de monofosfato de adenosina, ou AMP) com dois grupos fosfato extras. O ATP também é chamado de molécula de alta energia, pois libera uma grande quantidade de energia utilizável quando o terceiro grupo fosfato é hidrolisado para se tornar **difosfato de adenosina (ADP)**. Essa reação pode ser representada como segue:



O suprimento de ATP da célula em qualquer momento é limitado. Sempre que o suprimento necessita de reposição, a reação ocorre na direção inversa; a adição de um grupo fosfato ao ADP e a entrada de energia produzem mais ATP. A energia necessária para unir o grupo fosfato terminal ao ADP é fornecida pelas várias reações de oxidação da célula, particularmente pela oxidação da glicose. O ATP pode ser armazenado em todas as células, onde sua energia potencial não é liberada até ser necessária.

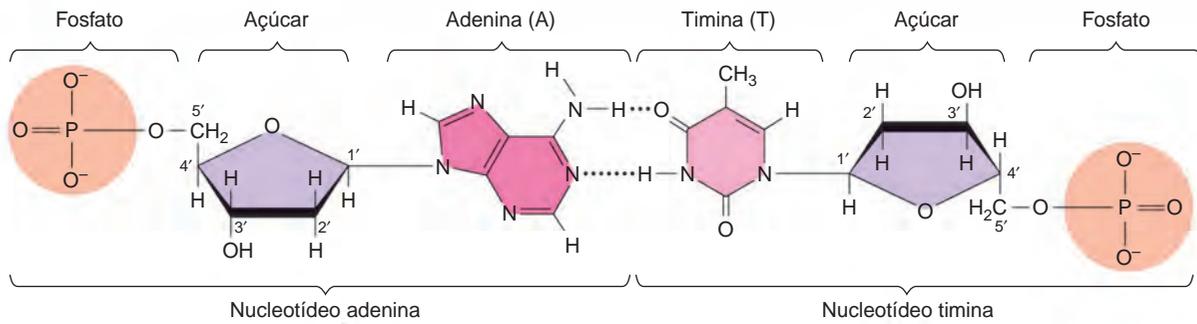
TESTE SEU CONHECIMENTO

✓ Quem pode fornecer mais energia e por quê: ATP ou ADP? **2-12**

Figura 2.16

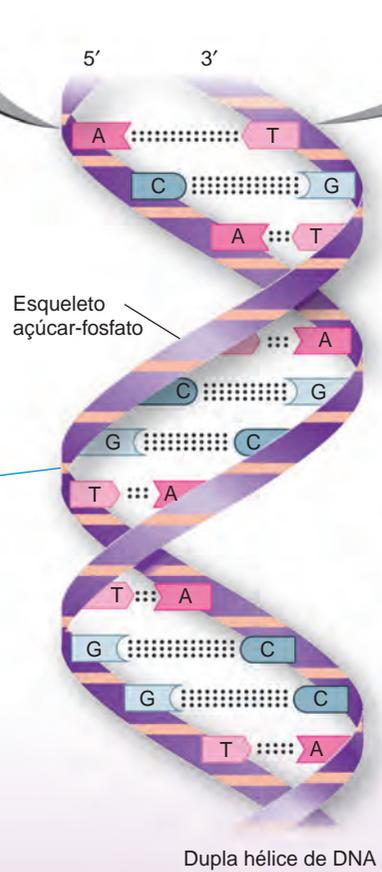
FIGURA FUNDAMENTAL A estrutura do DNA

Esta figura fornece uma visão geral da estrutura do DNA, uma molécula de fita dupla que armazena a informação genética em todas as células. A familiarização com a estrutura e a função do DNA é essencial para entender a genética, as técnicas de DNA recombinante e o surgimento da resistência a antibióticos e de novas doenças.



Os nucleotídeos de DNA são compostos de uma molécula de açúcar desoxirribose ligada covalentemente a um grupo fosfato e a uma base nitrogenada. Os dois nucleotídeos mostrados aqui são unidos por pontes de hidrogênio entre suas bases complementares. Os números dos átomos de carbono nos açúcares são marcados com ' para se diferenciar dos átomos de carbono na base; portanto, o terceiro carbono é 3' (pronunciar três linha). O esqueleto açúcar-fosfato de uma fita está de cabeça para baixo em relação à outra fita.

A forma em escada da dupla hélice do DNA é composta de muitos nucleotídeos, com a combinação repetitiva açúcar-fosfato formando o corrimão da escada, e as bases complementares formando os degraus.



LEGENDA	
T	Timina
A	Adenina
C	Citosina
G	Guanina
(polígono púrpura)	Açúcar desoxirribose
(linha laranja)	Fosfato
(três pontos)	Ponte de hidrogênio

Conceito-chave

Quatro tipos de nucleotídeos formam os blocos de construção do DNA. O corrimão da dupla hélice consiste em grupos alternados de açúcar e fosfato, enquanto as bases formam os degraus dessa molécula em forma de escada em espiral.

Dupla hélice de DNA

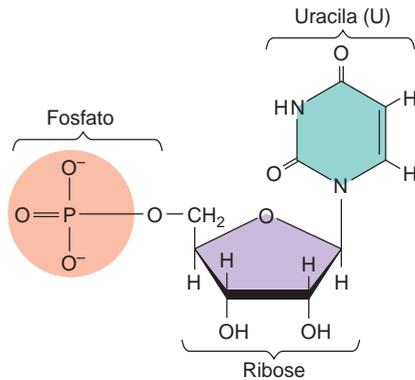


Figura 2.17 Um nucleotídeo uracila do RNA.

P Em que aspecto o DNA e o RNA diferem em sua estrutura?

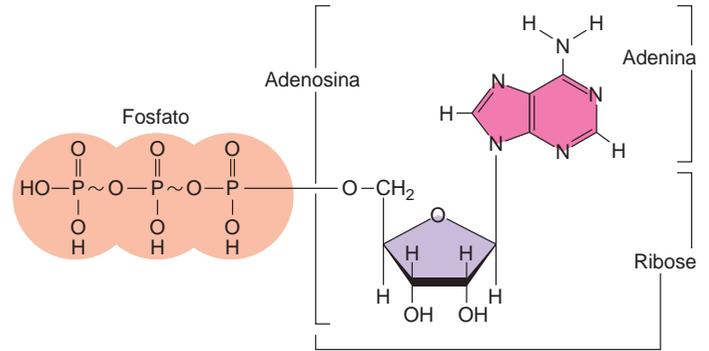


Figura 2.18 A estrutura do ATP. As ligações fosfato ricas em energia são indicadas por linhas onduladas. Quando o ATP se degrada em ADP e fosfato inorgânico, uma grande quantidade de energia é liberada para uso em outras reações químicas

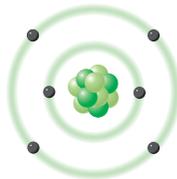
RESUMO PARA ESTUDO

Introdução (p. 26)

1. A ciência da interação entre os átomos e as moléculas é chamada de química.
2. As atividades metabólicas dos micro-organismos envolvem reações químicas complexas.
3. Os micro-organismos quebram os nutrientes para obter energia e para produzir novas células.

A estrutura dos átomos (p. 27, 28)

1. Os átomos são as menores unidades de um elemento químico que apresentam as propriedades do elemento.
2. Os átomos consistem de um núcleo, que contém prótons e nêutrons, e de elétrons que se movem ao redor do núcleo.
3. O número atômico é o número de prótons no núcleo; o número total de prótons e nêutrons é o peso atômico.



Elementos químicos (p. 27, 28)

4. Os átomos com o mesmo número de prótons e o mesmo comportamento químico são classificados como o mesmo elemento químico.
5. Os elementos químicos são designados por abreviações denominadas símbolos químicos.
6. Cerca de 26 elementos são encontrados comumente nas células vivas.

7. Os átomos que têm o mesmo número atômico (são do mesmo elemento), mas pesos atômicos diferentes, são chamados de isótopos.

Configurações eletrônicas (p. 28)

8. Em um átomo, os elétrons são distribuídos ao redor do núcleo em camadas eletrônicas.
9. Cada camada pode manter um número máximo característico de elétrons.
10. As propriedades químicas de um átomo são em grande parte o resultado do número de elétrons na sua camada mais externa.

Como os átomos formam as moléculas: ligações químicas (p. 28-32)

1. As moléculas são compostas de dois ou mais átomos; as moléculas consistindo de pelo menos dois tipos diferentes de átomos são chamadas de compostos.
2. Os átomos formam moléculas para preencher suas camadas eletrônicas mais externas.
3. As forças de atração que ligam os núcleos atômicos de dois átomos são denominadas ligações químicas.
4. A capacidade de combinação de um átomo – o número de ligações químicas que o átomo pode formar com outros átomos – é sua valência.