

# 2

## Componentes químicos das células

À primeira vista, é difícil aceitar a ideia de que os organismos vivos sejam meramente um sistema químico. A inacreditável diversidade das suas formas, de seus comportamentos aparentes de autodeterminação e sua capacidade para crescerem e se reproduzirem parecem colocá-los à parte do mundo dos sólidos, líquidos e gases que a química normalmente descreve. Até o século XIX, foi aceito amplamente que os animais tinham uma força vital – um “animus” – que era responsável pelas suas propriedades características.

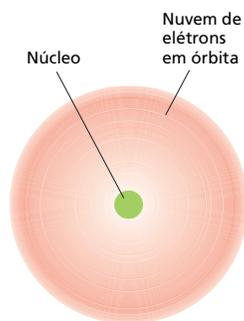
Hoje se sabe que nada há nos organismos vivos que desobedeça às leis da química e da física. Entretanto, a química da vida, sem dúvida, é de um tipo muito especial. Primeiro, ela se baseia fundamentalmente em compostos de carbono, cujo estudo é conhecido como *química orgânica*. Em segundo lugar, ela depende quase exclusivamente de reações que ocorrem em soluções *aquosas* e na faixa de temperatura relativamente estreita que existe na Terra. Em terceiro, a química das células é extremamente complexa: mesmo a mais simples das células tem uma química muito mais complicada do que qualquer outro sistema químico conhecido. Quarto, ela é dominada e coordenada por cadeias enormes de *moléculas poliméricas* (cadeias formadas por **subunidades** ligadas em sucessão) cujas propriedades únicas permitem que as células e os organismos cresçam e se reproduzam e ainda façam todas as outras coisas que são peculiares à vida. Por fim, a química da vida é finamente regulada: as células se organizam com um grande número de mecanismos para assegurar que todas as suas reações químicas ocorram corretamente no espaço e no tempo.

Devido ao fato de que a química é central para toda a biologia, este capítulo revisa brevemente a química das células vivas. Aqui são vistas as moléculas que formam as células e também examinadas as suas estruturas, formas e propriedades químicas. Essas moléculas determinam o tamanho, a estrutura e as funções das células vivas. Entendendo como elas interagem, começamos a ver como elas exploram as leis da química e da física para sobreviver, crescer e se reproduzir.

### LIGAÇÕES QUÍMICAS

### MOLÉCULAS PEQUENAS NAS CÉLULAS

### MACROMOLÉCULAS NAS CÉLULAS



**Figura 2-1** O átomo é formado por um núcleo rodeado por uma nuvem de elétrons. O núcleo, denso e carregado positivamente, contém a maior parte da massa do átomo. Os elétrons, muito mais leves e carregados negativamente, ocupam o espaço ao redor do núcleo, de acordo com as leis da mecânica quântica. Os elétrons estão representados como uma nuvem contínua porque não há maneira de prever com exatidão onde o elétron se encontra a cada instante. Na figura, a densidade do sombreamento da nuvem indica a probabilidade de que os elétrons sejam encontrados nessa região. O diâmetro da nuvem de elétrons varia entre 0,1 nm (para o hidrogênio) e 0,4 nm (para átomos de número atômico elevado). O núcleo é muito menor, cerca de  $5 \times 10^{-6}$  nm para o carbono, por exemplo.

**Figura 2-2** O número de prótons de um átomo determina seu número atômico. Representação esquemática de um átomo de carbono e de um átomo de hidrogênio. O núcleo de cada átomo, exceto no hidrogênio, consiste em prótons carregados positivamente e nêutrons eletricamente neutros. O peso atômico é igual ao número de prótons mais o número de nêutrons. O número de elétrons de um átomo é igual ao número de prótons, de modo que o átomo não tem carga líquida. Diferentemente da Figura 2-1, aqui os elétrons estão representados como partículas individuais. Os círculos pretos concêntricos representam de forma altamente esquemática as "órbitas" (i.e., as diferentes distribuições) dos elétrons. Os nêutrons, os prótons e os elétrons têm, na realidade, um tamanho mínimo em relação ao átomo como um todo; neste esquema, os seus tamanhos estão em uma escala desproporcionalmente maior.

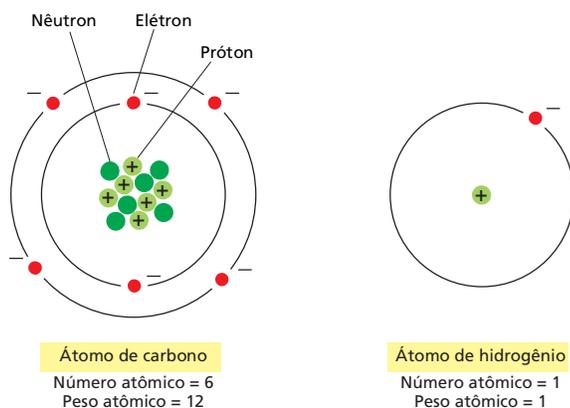
## LIGAÇÕES QUÍMICAS

A matéria é formada por combinações de *elementos* – substâncias como o hidrogênio ou o carbono que não podem ser desmembrados ou convertidos uns nos outros por reações químicas. A menor partícula de um elemento que ainda retém as propriedades características desse elemento é o *átomo*. Entretanto, as características de outras substâncias que não são elementos puros – incluindo os materiais que formam as células vivas – dependem de quais são os átomos que formam essas substâncias e da maneira pela qual eles estão ligados entre si, em agrupamentos que formam as *moléculas*. Portanto, para entender os organismos vivos é fundamental que se conheça como são formadas as ligações químicas que mantêm os átomos unidos, formando moléculas.

### As células são formadas por relativamente poucos tipos de átomos

Cada **átomo** tem, em sua região central, um núcleo denso e com carga positiva, que é rodeado, a uma certa distância, por uma nuvem de **elétrons** carregados negativamente, os quais são mantidos nessa nuvem ao redor do núcleo por atração eletrostática (**Figura 2-1**). Por sua vez, o núcleo dos átomos é constituído por dois tipos de partículas subatômicas: **prótons**, que são carregados positivamente, e **nêutrons**, que são eletricamente neutros. O número de prótons no núcleo de um átomo determina o seu *número atômico*. Um átomo de hidrogênio tem o núcleo composto de um único próton. O hidrogênio, portanto, com o número atômico 1, é o mais leve dos elementos. Um átomo de carbono tem seis prótons no seu núcleo e um número atômico 6 (**Figura 2-2**). A carga elétrica que um próton carrega é exatamente igual e oposta à carga de um elétron. Como o átomo, na sua totalidade, é eletricamente neutro, o número de elétrons negativamente carregados que rodeiam o núcleo é igual ao número de prótons carregados positivamente que estão contidos no núcleo, e assim o número de elétrons de um átomo é exatamente igual ao seu número atômico. Todos os átomos de um mesmo elemento têm o mesmo número atômico, e veremos brevemente que é esse número que determina o comportamento químico do átomo.

Os nêutrons têm, essencialmente, a mesma massa que os prótons. Eles contribuem para a estabilidade estrutural do núcleo – se forem em número muito pequeno ou elevado, o núcleo pode desintegrar-se por decaimento radioativo –, mas não alteram as propriedades químicas do átomo. Assim, um elemento pode existir sob distintas formas físicas, mas quimicamente idênticas. Essas formas são denominadas *isótopos*, e têm um número de nêutrons diferente, porém com um mesmo número de prótons. Quase todos os elementos ocorrem, na natureza, na forma de vários isótopos, inclusive alguns que são instáveis – e, portanto, radioativos. Por exemplo, enquanto a maior parte do carbono que existe na Terra está na forma de isótopo de carbono 12, com seis prótons e seis nêutrons, o



carbono também existe em pequenas quantidades como um isótopo instável, o carbono 14, que tem seis prótons e oito nêutrons. O carbono 14 sofre decaimento radioativo, em velocidade lenta, mas constante. Isso permite que arqueólogos estimem a idade de materiais orgânicos.

O **peso atômico** de um átomo, ou o **peso molecular** de uma molécula, é a relação entre a sua massa e a massa do átomo de hidrogênio. Ela é essencialmente igual ao número de prótons mais o número de nêutrons que o átomo ou a molécula contém, pois os elétrons são tão leves que sua contribuição para a massa total é praticamente zero. Assim, o principal isótopo do carbono tem peso atômico de 12 e é escrito como  $^{12}\text{C}$ . O isótopo instável do carbono recém-mencionado tem peso atômico de 14 e é escrito como  $^{14}\text{C}$ . A massa de um átomo ou molécula é frequentemente especificada em *dáltons* – um dálton sendo a unidade de massa atômica aproximadamente igual à massa do átomo de hidrogênio.

Os átomos são tão pequenos que é difícil imaginar o seu tamanho. Um átomo de carbono, grosseiramente, possui um diâmetro de 0,2 nm, de maneira que seria preciso uma linha de cerca 5 milhões deles para cobrir uma distância de um milímetro. Um próton, ou um nêutron, pesa aproximadamente  $1/(6 \times 10^{23})$  gramas. Como o hidrogênio possui apenas um único próton, ele tem peso atômico 1 e então 1 grama de hidrogênio contém  $6 \times 10^{23}$  átomos. No caso do carbono, com seis prótons e seis nêutrons e peso atômico igual a 12, 12 gramas contêm  $6 \times 10^{23}$  átomos. Esse número enorme, denominado **número de Avogadro**, permite que se relacionem as quantidades de substâncias químicas encontradas na vida cotidiana com o número de átomos ou moléculas individuais. Se uma substância tiver um peso molecular de  $M$ ,  $M$  gramas dessa substância conterão  $6 \times 10^{23}$  moléculas da mesma. Essa quantidade é chamada de um *mol* de substância (**Figura 2-3**). O conceito de mol é amplamente usado na química como uma maneira de representar o número de moléculas disponíveis para participar das reações químicas.

Existem cerca de 90 elementos que ocorrem naturalmente, cada um deles diferindo dos demais pelo número de prótons e elétrons de seus átomos. Os organismos vivos, entretanto, são formados apenas por um pequeno e selecionado grupo de elementos, mas somente quatro deles – carbono (C), hidrogênio (H), nitrogênio (N) e oxigênio (O) – perfazem 96% do peso dos organismos vivos. Essa composição difere muito daquela do ambiente inorgânico não vivo na Terra (**Figura 2-4**) e é uma das evidências de um tipo de química muito particular.

## Os elétrons da camada mais externa determinam como os átomos interagem

Para entender como os átomos se ligam entre si para formar as moléculas que compõem os organismos vivos, deve-se prestar atenção especial aos seus elétrons. Prótons e nêutrons são mantidos firmemente unidos uns aos outros no núcleo de um átomo, e trocam de parceiro somente em condições extremas, por exemplo, durante o decaimento radioativo, ou no interior do sol, ou ainda no interior de um reator nuclear. Nos tecidos vivos, apenas os elétrons dos átomos sofrem rearranjos. Eles formam a parte externa dos átomos e especificam as regras da química segundo as quais os átomos se combinam, formando moléculas.

Os elétrons estão permanentemente se movimentando ao redor do núcleo. Entretanto, a motilidade nesse nível submicroscópico obedece a leis diferentes daquelas com que se está acostumado na vida cotidiana. Essas leis determinam que os elétrons podem estar presentes e se movimentar apenas em determinadas regiões dos átomos, em órbitas individuais. Ainda mais, há um limite específico do número de elétrons que pode ser acomodado em um determinado tipo de órbita, a assim chamada *camada eletrônica*. Aqueles elétrons que, em média, estão mais próximos do núcleo positivo são atraídos mais fortemente pelo núcleo, e então ocupam a região mais interna e estão ligados à camada eletrônica com maior afinidade. Essa camada pode ter, no máximo, dois elétrons. A segunda camada está mais afastada do núcleo e pode abrigar até oito elétrons. A terceira camada também pode conter até oito elétrons, que estão ligados com afinidade menor.

Um **mol** são  $X$  gramas de uma substância, onde  $X$  é o peso atômico da substância. Um mol contém  $6 \times 10^{23}$  moléculas da substância.

1 mol de carbono pesa 12 g  
1 mol de glicose pesa 180 g  
1 mol de cloreto de sódio pesa 58 g

Uma **solução 1 molar** tem a concentração de 1 mol da substância em 1 litro de solução. Uma solução 1 M de glicose, por exemplo, contém 180 g/L e uma solução 1 milimolar (1 mM) contém 180 mg/L.

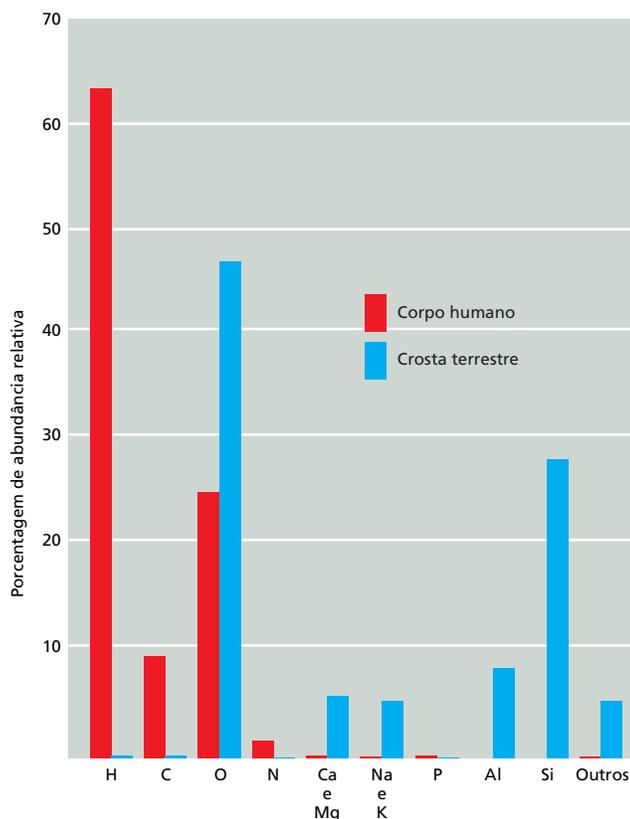
A abreviação padrão para grama é g e para litro é L.

**Figura 2-3** O que é um mol? Exemplos de cálculos envolvendo mols e soluções molares.

**Figura 2-4** A distribuição dos elementos na crosta terrestre difere radicalmente daquela encontrada nos organismos vivos. A abundância de cada elemento está expressa como porcentagem do número total de átomos presentes em amostras biológicas e geológicas, inclusive a água. Assim, por exemplo, mais de 60% dos átomos presentes no corpo humano são átomos de hidrogênio e praticamente 30% dos átomos da crosta terrestre são átomos de silício (Si). A abundância relativa dos elementos é semelhante em todos os seres vivos.

### QUESTÃO 2-1

Uma xícara de água contendo exatamente 18 g, ou 1 mol, de água foi esvaziada no Mar Egeu há 3 mil anos. Qual seria a chance de a mesma quantidade de água, tirada do Oceano Pacífico hoje, incluir pelo menos uma dessas moléculas antigas de água? Considere uma mistura perfeita e que o volume aproximado dos oceanos da Terra seja de 1,5 bilhão de quilômetros cúbicos ( $1,5 \times 10^9 \text{ km}^3$ ).



A quarta e a quinta camadas podem conter 18 elétrons cada uma. A presença de átomos com mais de quatro camadas é muito rara nas moléculas biológicas.

O arranjo eletrônico de um átomo é mais estável quando todos os seus elétrons estiverem em um estado no qual possam ligar-se com a maior afinidade possível, isto é, quando ocupam as camadas mais internas, próximas ao núcleo. Portanto, exceto no caso de átomos muito grandes, os elétrons de um átomo preenchem os orbitais ordenadamente: a primeira camada antes da segunda, a segunda antes da terceira e assim por diante. Átomos cuja camada mais externa esteja completamente preenchida por elétrons são particularmente estáveis e, portanto, quimicamente inertes. São exemplos o hélio, que possui dois elétrons (número atômico 2), o neônio, que possui 2 + 8 elétrons (número atômico 10) e o argônio, que possui 2 + 8 + 8 elétrons (número atômico 18); esses três elementos são gases inertes. De maneira oposta, o hidrogênio, que possui apenas um elétron e, conseqüentemente, apenas meia camada externa preenchida, é extremamente reativo. Todos os átomos presentes nos seres vivos possuem a camada mais externa preenchida incompletamente e, portanto, são capazes de reagir com algum outro átomo para formarem moléculas (Figura 2-5).

Uma vez que uma camada eletrônica preenchida incompletamente é menos estável do que uma que esteja completamente preenchida, os átomos com a camada mais externa incompleta têm uma forte tendência a interagir com outros átomos, de modo a que cada um ganhe ou perca elétrons para completarem as suas respectivas camadas mais externas. Essa troca de elétrons pode ocorrer tanto por transferência de elétrons de um átomo a outro, quanto pelo compartilhamento de elétrons entre dois átomos. Essas duas estratégias levam a dois tipos de **ligações químicas** entre os átomos. Quando os elétrons são doados de um átomo para outro átomo, ocorre a formação de uma **ligação iônica**; quando dois átomos compartilham um mesmo par de elétrons, há a formação de uma **ligação covalente** (Figura 2-6).

Número atômico	Elemento	Camada eletrônica			
		I	II	III	IV
1	Hidrogênio (H)	•			
2	Hélio (He)	••			
6	Carbono (C)	••	••••		
7	Nitrogênio (N)	••	•••••		
8	Oxigênio (O)	••	••••••		
10	Neônio (Ne)	••	••••••	••	
11	Sódio (Na)	••	••••••	••	
12	Magnésio (Mg)	••	••••••	••••	
15	Fósforo (P)	••	••••••	•••••	
16	Enxofre (S)	••	••••••	••••••	
17	Cloro (Cl)	••	••••••	•••••••	
18	Argônio (Ar)	••	••••••	••••••	••
19	Potássio (K)	••	••••••	••••••	••
20	Cálcio (Ca)	••	••••••	••••••	••••

**Figura 2-5** A reatividade química de um elemento depende de como sua camada eletrônica mais externa está preenchida. Todos os elementos geralmente encontrados nos seres vivos possuem suas camadas mais externas não totalmente preenchidas com elétrons (*vermelho*) e, portanto, podem participar de reações químicas com outros átomos. Os gases inertes (*amarelo*), por outro lado, têm suas camadas mais externas completas e, portanto, não são reativos.

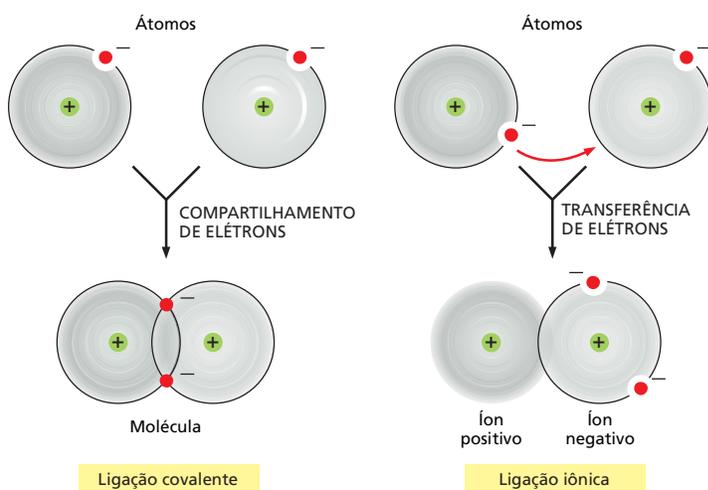
O átomo de H, que precisa de somente mais um elétron para completar sua camada única, geralmente adquire esse elétron por compartilhamento. Com isso, ele forma uma ligação covalente com algum outro átomo. Nas células vivas, os outros elementos mais comuns são C, N e O (que possuem a segunda camada incompleta), e P e S (que possuem a terceira camada incompleta) (ver Figura 2-5). Desse modo, eles compartilham elétrons para completarem a camada externa com oito elétrons, formando assim várias ligações covalentes. O número de elétrons que um átomo adquire ou perde, tanto por compartilhamento quanto por transferência, para completar sua camada mais externa determina o número de ligações que um átomo pode formar.

Quando os elementos são listados segundo a ordem crescente de seus números atômicos, observa-se uma periodicidade recorrente de elementos com propriedades semelhantes, pois é o estado da camada eletrônica mais externa que determina as propriedades químicas do elemento. Um elemento que tem a segunda camada incompleta, contendo um elétron, se comporta praticamente da mesma maneira que um elemento que tem sua segunda camada totalmente preenchida e a terceira camada incompleta, também contendo um elétron. Os metais, por exemplo, têm suas camadas mais externas incompletas, contendo apenas um ou poucos elétrons, ao passo que, como foi visto, os gases inertes contêm suas camadas mais externas totalmente preenchidas. Esse ordenamento deu origem à *tabela periódica dos elementos*, representada na **Figura 2-7**, que mostra os elementos encontrados nos seres vivos destacados com cores diferentes.

### QUESTÃO 2-2

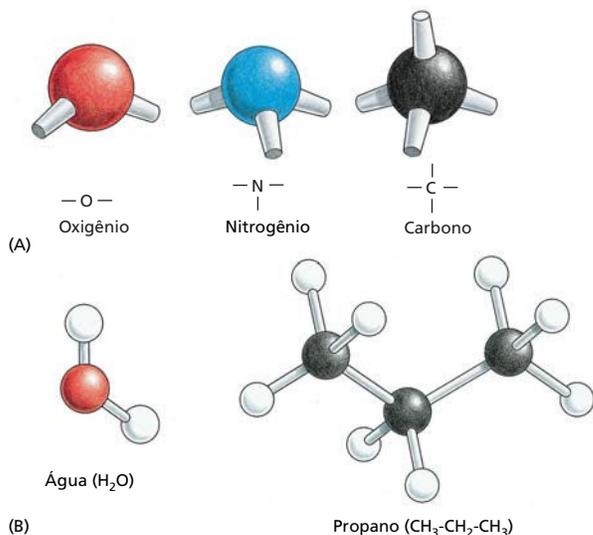
Um átomo de carbono contém seis prótons e seis nêutrons.

- Quais são o seu número atômico e o seu peso atômico?
- Quantos elétrons ele tem?
- Quantos elétrons a mais devem ser adicionados para completar a sua camada eletrônica mais externa? Como isso afeta o comportamento químico do carbono?
- O carbono com peso atômico 14 é radioativo. Como isso modifica sua estrutura em relação ao carbono não radioativo? Como isso afeta o comportamento químico do carbono?



**Figura 2-6** Os átomos podem alcançar uma organização mais estável de elétrons na camada mais externa pela interação com outro átomo. Uma ligação covalente é formada quando os elétrons são compartilhados entre dois átomos. Uma ligação iônica é formada quando os elétrons são transferidos de um átomo a outro. Os dois casos mostrados representam extremos; frequentemente, as ligações covalentes se formam com uma transferência parcial (compartilhamento desigual de elétrons), resultando em uma ligação covalente polar, conforme discutido a seguir.





covalentes entre vários átomos são caracterizadas por ângulos de ligação, comprimento de ligação e energia de ligação específicos (Figura 2-9). As quatro ligações covalentes que podem ser formadas ao redor de um átomo de carbono, por exemplo, estão organizadas na direção dos quatro cantos de um tetraedro regular. A precisão da orientação das ligações covalentes ao redor do átomo de carbono produz a geometria tridimensional das moléculas orgânicas.

## Existem diferentes tipos de ligações covalentes

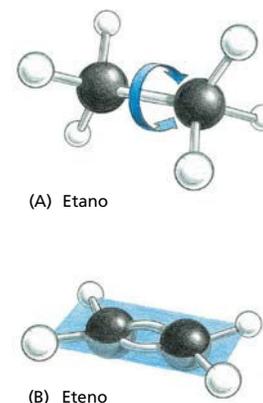
A maioria das ligações covalentes envolve o compartilhamento de dois elétrons, cada um doado por um dos átomos participantes. Essas ligações são denominadas *ligações simples*. Algumas ligações covalentes, entretanto, envolvem o compartilhamento de mais de um par de elétrons. Por exemplo, quatro elétrons podem ser compartilhados, dois oriundos de cada um dos átomos participantes. Esse tipo de ligação é denominado *ligação dupla*. As ligações duplas são mais curtas e mais fortes do que as ligações simples e têm um efeito característico sobre a geometria tridimensional das moléculas que as contêm. Uma ligação covalente simples entre dois átomos geralmente permite a rotação, ao redor do eixo de ligação, de uma parte da molécula em relação à outra. Uma ligação dupla impede tal rotação, produzindo um arranjo de átomos mais rígido e menos flexível (Figura 2-10). Essa restrição tem influência fundamental sobre a forma tridimensional de muitas macromoléculas. O Painel 2-1 (p. 66-67) revisa as ligações covalentes comumente observadas nas moléculas biológicas.

Algumas moléculas possuem átomos que compartilham elétrons de modo a formarem ligações de caráter intermediário entre as ligações simples e duplas. Por exemplo, a molécula do benzeno, que é altamente estável, é formada por um anel de seis átomos de carbono onde os elétrons participantes das ligações estão distribuídos uniformemente (embora, algumas vezes, o arranjo seja representado esquematicamente como uma sequência alternada de ligações simples e ligações duplas, como pode ser visto no Painel 2-1).

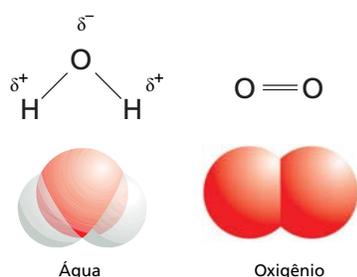
Quando os átomos unidos por uma ligação covalente simples pertencem a elementos diferentes, os dois átomos geralmente atraem, em diferentes graus, os elétrons compartilhados. As ligações covalentes nas quais os elétrons são compartilhados de maneira não equitativa são conhecidas como *ligações covalentes polares*. Uma estrutura **polar** (no sentido elétrico) é uma estrutura com carga positiva concentrada ao redor de uma das extremidades da molécula (o polo positivo) e carga negativa concentrada ao redor da outra extremidade (o polo negativo). Os átomos de oxigênio e de nitrogênio, por exemplo, atraem elétrons com uma força relativamente intensa, enquanto o átomo de hidrogênio atrai elétrons

**Figura 2-9** As ligações covalentes são caracterizadas por geometrias específicas. (A) Arranjos espaciais das ligações covalentes que podem ser formadas pelo oxigênio, pelo nitrogênio e pelo carbono. (B) As moléculas formadas por esses átomos têm uma estrutura tridimensional precisa, definida pelo ângulo e pelo comprimento de cada ligação covalente. A molécula de água, por exemplo, tem a forma de "V", com um ângulo próximo de 109°.

No modelo de esfera-bastão, as esferas coloridas são átomos diferentes e os bastões, as ligações covalentes. As cores tradicionalmente usadas para representar os diferentes átomos – preto para o carbono, branco para o hidrogênio, azul para o nitrogênio e vermelho para o oxigênio – foram estabelecidas pelo químico August Wilhelm Hofmann, em 1865, quando ele utilizou um conjunto de bolas usadas em jogo de croqueté para fazer modelos moleculares para uma palestra pública sobre o "poder combinatório" dos átomos.



**Figura 2-10** As ligações duplas carbono-carbono são mais curtas e mais rígidas do que as ligações simples carbono-carbono. (A) A molécula de etano, com uma ligação covalente simples entre os dois átomos de carbono, apresenta um arranjo tetraédrico das três ligações covalentes simples entre cada átomo de carbono e os três átomos de H ligados a cada um deles. Os grupos CH<sub>3</sub>, ligados pela ligação covalente C-C, podem girar, um em relação ao outro, ao redor do eixo da ligação. (B) A ligação dupla entre os dois átomos de carbono da molécula de eteno (etileno) altera a geometria da ligação dos átomos de carbono e mantém todos os átomos em um mesmo plano (azul); a ligação dupla impede a rotação de um grupo CH<sub>2</sub> em relação ao outro.



**Figura 2-11** Nas ligações covalentes polares, os elétrons são compartilhados de maneira desigual. Comparação da distribuição de elétrons entre as ligações covalentes polares em uma molécula de água ( $\text{H}_2\text{O}$ ) e as ligações covalentes não polares em uma molécula de oxigênio ( $\text{O}_2$ ). Na  $\text{H}_2\text{O}$ , os elétrons são mais fortemente atraídos pelo núcleo do oxigênio do que pelo núcleo do H, como está indicado pela distribuição das cargas parciais negativa ( $\delta^-$ ) e positiva ( $\delta^+$ ).

mais fracamente (devido às diferenças relativas nas cargas positivas dos núcleos de C, O, N e H). Assim, as ligações covalentes entre O e H (O-H) ou entre N e H (N-H) são polares (Figura 2-11). Ao contrário, o átomo de C e o átomo de H atraem elétrons mais equitativamente. Portanto, a ligação entre carbono e hidrogênio (C-H) é relativamente não polar.

## As ligações covalentes variam em intensidade

Foi visto anteriormente que a ligação covalente entre dois átomos tem um comprimento característico que depende dos átomos envolvidos. Outra propriedade crucial de qualquer ligação química é a sua força (ou intensidade). A *força de ligação* é medida pela quantidade de energia que deve ser gasta para romper a ligação; geralmente, essa energia é expressa em unidades de quilocalorias por mol (kcal/mol) ou de quilojoules por mol (kJ/mol). Uma quilocaloria é a quantidade de energia necessária para elevar em um grau centígrado a temperatura de um litro de água. Assim, se, para romper  $6 \times 10^{23}$  ligações de determinado tipo (i.e., um mol de ligações), é necessário empregar 1 quilocaloria, a força dessa ligação é de 1 kcal/mol. Uma quilocaloria equivale aproximadamente a 4,2 kJ, que é a unidade de energia universalmente empregada pelos físicos e também, cada vez mais, pelos biólogos moleculares.

Para se ter uma ideia do que significa força de ligação, é útil compará-la com a energia média dos impactos que as moléculas sofrem constantemente quando colidem com as demais moléculas presentes no mesmo ambiente: sua energia cinética ou calor. As ligações covalentes comuns são mais fortes do que essas energias cinéticas por um fator de 100, assim elas são resistentes ao rompimento pelo calor. Nos organismos vivos, elas são normalmente rompidas apenas durante reações químicas específicas que são cuidadosamente controladas por proteínas catalisadoras altamente especializadas, denominadas *enzimas*.

Na presença de água, as ligações covalentes são muito mais fortes do que as ligações iônicas. Nas ligações iônicas, os elétrons são transferidos, em vez de serem compartilhados, como discutido a seguir.

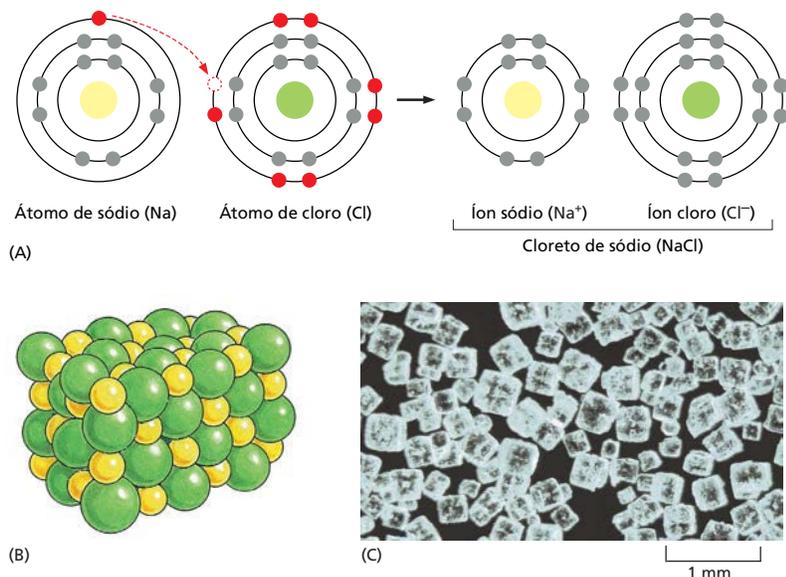
## As ligações iônicas se formam por ganho e perda de elétrons

As **ligações iônicas**, em geral, são formadas entre átomos que podem completar totalmente a camada mais externa, doando elétrons para outro átomo ou então aceitando elétrons de outro átomo, em vez de compartilhando elétrons. Por exemplo, retornando à Figura 2-5, observa-se que um átomo de sódio (Na) pode completar sua camada mais externa doando o único elétron que possui na terceira camada. De maneira oposta, o átomo de cloro (Cl) pode completar sua camada mais externa ganhando apenas um elétron. Consequentemente, se um átomo de Na encontrar um átomo de Cl, um elétron pode pular do Na para o Cl, de modo que os dois átomos ficarão com suas respectivas camadas mais externas completas. O resultado desse casamento entre o sódio, um metal macio e extremamente reativo, e o cloro, um gás tóxico de cor verde, é o sal de cozinha ( $\text{NaCl}$ ).

Quando um elétron pula do Na para o Cl, ambos os átomos se tornam **íons** eletricamente carregados. O átomo de Na, que perdeu um elétron, possui agora um elétron a menos do que o número de prótons no núcleo. Portanto, ele tem uma carga positiva ( $\text{Na}^+$ ). O átomo de Cl, que ganhou um elétron, tem agora um elétron a mais do que o número de prótons, ficando com uma carga negativa

### QUESTÃO 2-3

Discuta se a seguinte afirmação está correta: "Uma ligação iônica pode, a princípio, ser entendida como uma ligação covalente muito polar. As ligações covalentes polares, então, situam-se entre as ligações iônicas, em um extremo do espectro, e as ligações covalentes apolares, no outro extremo."



**Figura 2-12** O cloreto de sódio é mantido unido por ligações iônicas. (A) Um átomo de sódio (Na) reage com um átomo de cloro (Cl). Os elétrons de cada átomo estão mostrados em suas diferentes camadas; os elétrons da camada quimicamente reativa (incompleta), a camada mais externa, estão mostrados em *vermelho*. A reação ocorre pela transferência de um único elétron do sódio para o cloro, formando dois átomos eletricamente carregados, ou íons, cada um com um jogo de elétrons completo na última camada. Os dois íons têm cargas opostas e são mantidos unidos por meio de atração eletrostática. (B) O produto da reação entre o sódio e o cloro, cloreto de sódio cristalino, constitui-se de íons de sódio e de cloro muito compactados, segundo um arranjo regular no qual as cargas estão perfeitamente balanceadas. (C) Fotografia colorida de cristais de cloreto de sódio.

(Cl). Devido a suas cargas opostas, os íons Na<sup>+</sup> e Cl<sup>-</sup> se atraem e, dessa maneira, são mantidos unidos por uma ligação iônica (Figura 2-12A). Íons mantidos unidos apenas por ligações iônicas são geralmente denominados *sais*, em vez de moléculas. Um cristal de NaCl contém um número astronômico de Na<sup>+</sup> e Cl<sup>-</sup> mantidos em uma estrutura tridimensional bem precisa, na qual as cargas opostas estão perfeitamente balanceadas: um cristal com lados de apenas 1 mm contém cerca de  $2 \times 10^{19}$  íons de cada tipo (Figura 2-12B e C).

Em virtude da interação favorável que há entre íons e moléculas de água (que são polares), muitos sais (inclusive o NaCl) são altamente solúveis em água. Eles se dissociam nos íons individuais (como Na<sup>+</sup> e Cl<sup>-</sup>), cada um deles sendo rodeado por um grupo de moléculas de água. Os íons positivos são denominados *cátions*, e os íons negativos são denominados *ânions*. Íons inorgânicos pequenos como Na<sup>+</sup>, Cl<sup>-</sup>, K<sup>+</sup> e Ca<sup>2+</sup> desempenham papéis importantes em vários processos biológicos, incluindo a atividade elétrica das células nervosas, como discutido no Capítulo 12.

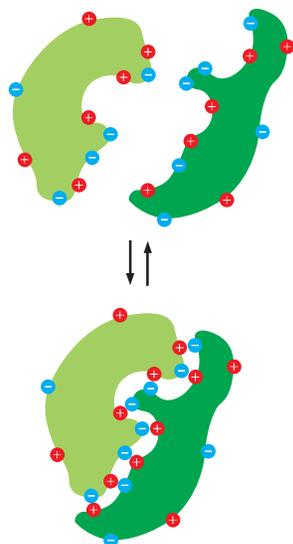
## As ligações não covalentes ajudam a manter as moléculas unidas nas células

Em soluções aquosas, as ligações iônicas são de 10 a 100 vezes mais fracas do que as ligações covalentes que mantêm os átomos unidos em moléculas. Mas o fato de serem fracas tem sua importância: grande parte da biologia depende de interações específicas, embora transitórias, entre moléculas. Essas associações são mediadas por **ligações não covalentes**. Embora individualmente as ligações não covalentes sejam fracas, a soma da energia de muitas ligações pode criar uma força realmente efetiva entre duas moléculas.

As ligações iônicas que mantêm Na<sup>+</sup> e Cl<sup>-</sup> unidos em um sal cristalino (ver Figura 2-12) são uma forma de ligação não covalente denominada *atração eletrostática*. As **atrações eletrostáticas** são mais fortes quando os átomos envolvidos são totalmente carregados, como, por exemplo, Na<sup>+</sup> e Cl<sup>-</sup>. Entretanto, atrações eletrostáticas mais fracas também ocorrem entre moléculas que contenham ligações covalentes polares (ver Figura 2-11). As ligações covalentes polares são extremamente importantes na biologia, porque elas possibilitam que as moléculas interajam por meio de forças elétricas. Qualquer molécula grande que tenha muitos grupos polares terá um padrão de cargas positivas e negativas na sua superfície. Quando uma molécula desse tipo encontra uma segunda molécula com um conjunto de cargas complementares, as duas se atraem mutuamente por atra-

### QUESTÃO 2-4

O que está errado, se é que há algo errado, na seguinte afirmativa: "Quando o NaCl se dissolve em água, as moléculas de água mais próximas aos íons tendem a se orientar preferencialmente de maneira tal que os seus átomos de oxigênio fiquem voltados para os íons sódio e voltados para o lado oposto nos íons cloreto"? Explique sua resposta.



**Figura 2-13** Moléculas grandes como as proteínas podem ligar-se entre si por meio das cargas complementares presentes na superfície de cada molécula. No ambiente aquoso das células, as muitas atrações eletrostáticas individuais devem ajudar as duas proteínas a se manterem ligadas uma à outra.

ção eletrostática – mesmo que em situações biológicas a água reduza em muito a atração mútua dessas cargas. Portanto, quando presentes em grande quantidade, as ligações não covalentes fracas entre superfícies de moléculas grandes podem proporcionar uma ligação forte e específica entre as duas moléculas (Figura 2-13).

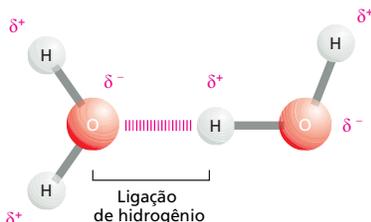
## As ligações de hidrogênio são ligações não covalentes importantes para muitas moléculas biológicas

A água perfaz cerca de 70% do peso de uma célula, e a maioria das reações intracelulares ocorre em ambiente aquoso. Sabe-se que a vida iniciou na Terra nos oceanos. Assim, as propriedades da água deixaram uma marca indelével na química dos seres vivos.

Nas moléculas de água ( $H_2O$ ), os dois átomos de H se ligam ao átomo de O por ligações covalentes. As duas ligações H–O são altamente polares, porque o O atrai fortemente os elétrons, e o H os atrai fracamente. Consequentemente, há uma distribuição de elétrons não equitativa, com predominância de carga positiva nos dois átomos de H e de carga negativa no átomo de O (ver Figura 2-11). Quando, em uma molécula de água, uma região carregada positivamente (i.e., um dos seus átomos de H) se aproxima de uma região carregada negativamente (i.e., o átomo de O) de uma segunda molécula de água, a atração elétrica entre elas estabelece uma ligação fraca denominada **ligação de hidrogênio** (Figura 2-14). Essas ligações são muito mais fracas do que as ligações covalentes e são facilmente rompidas pela energia cinética aleatória gerada pelo calor das moléculas. Assim, cada ligação tem um tempo de vida extremamente curto. Entretanto, o efeito combinado de um grande número dessas ligações está longe de ser inexpressivo. Cada molécula de água pode formar ligações de hidrogênio por meio de seus dois átomos de H, com duas outras moléculas de água, formando assim uma rede na qual as ligações de hidrogênio estão sendo continuamente rompidas e formadas. Em virtude dessa rede de ligações, a água, à temperatura ambiente, é um líquido com alto ponto de ebulição e alta tensão superficial, e não um gás. Sem ligações de hidrogênio, a vida, como a conhecemos, não poderia existir. O significado biológico das propriedades da água está revisado no **Painel 2-2** (p. 68-69).

As ligações de hidrogênio não se limitam à água. Geralmente, há formação de uma ligação de hidrogênio quando um átomo de H carregado positivamente (unido à molécula por ligação covalente polar) fica próximo a um átomo de carga negativa (normalmente de oxigênio ou nitrogênio) pertencente a outra molécula (ver Figura 2-14). As ligações de hidrogênio podem ocorrer também entre partes diferentes de uma mesma molécula grande, e geralmente ajudam essa molécula a se enovelar em uma conformação específica. Na **Tabela 2-1**, estão comparados o comprimento e a força das ligações de hidrogênio e das ligações iônicas com essas mesmas características nas ligações covalentes.

Moléculas como as dos alcoóis, que possuem ligações covalentes polares e então podem formar ligações de hidrogênio com a água, se misturam facilmente



**Figura 2-14** Pode haver a formação de uma ligação de hidrogênio entre duas moléculas de água. Essas ligações são as principais responsáveis pelas propriedades da água que sustentam a vida, inclusive sua capacidade de existir na forma líquida nas temperaturas internas típicas do organismo dos mamíferos.

**TABELA 2-1** Comprimento e força de algumas ligações químicas

Tipo de ligação	Comprimento* (nm)	Força (kcal/mol)	
		no vácuo	na água
Covalente	0,10	90 [377]**	90 [377]
Não covalente: ligação iônica	0,25	80 [335]	3 [12,6]
Não covalente: ligação de hidrogênio	0,17	4 [16,7]	1 [4,2]

\*As forças (ou intensidades) e os comprimentos das ligações listadas são aproximados, porque os valores exatos dependem dos átomos envolvidos.

\*\*Os valores entre colchetes estão em kJ/mol. 1 caloria = 4,184 joules.

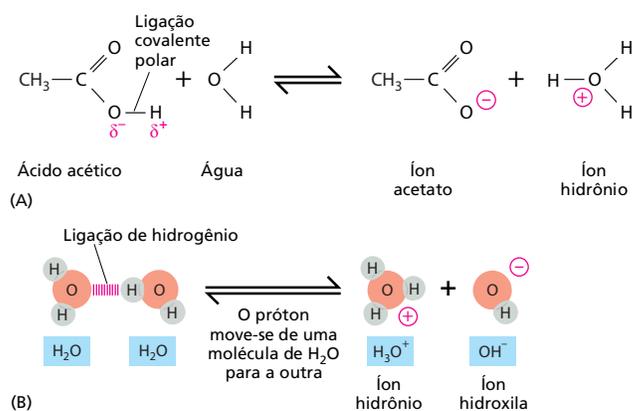
com a água. Igualmente, como foi mencionado, moléculas que possuem cargas positivas ou negativas (íons) se dissolvem facilmente na água. Essas moléculas são denominadas **hidrofilicas**, para indicar que são moléculas que “gostam de água”. Uma proporção muito grande das moléculas presentes no ambiente aquoso das células, incluindo os açúcares, o DNA, o RNA e a maioria das proteínas, pertence a essa categoria. Moléculas **hidrofóbicas** (moléculas que “não gostam de água”) não são carregadas e formam poucas ligações ou nenhuma ligação de hidrogênio; portanto, não se dissolvem em água.

Os hidrocarbonetos são importantes constituintes hidrofóbicos das células (ver Painel 2-1, p. 66-67). Nessas moléculas, os átomos de H são unidos covalentemente a átomos de C por meio de ligações não polares. Uma vez que os átomos de H praticamente não possuem qualquer carga positiva, não podem formar ligações de hidrogênio efetivas com outras moléculas. Isso torna os hidrocarbonetos completamente hidrofóbicos, propriedade que é aproveitada pelas células: as membranas das células são formadas principalmente por *moléculas de lipídeos* que possuem longas caudas hidrocarbonadas. Como os lipídeos não se dissolvem em água, podem formar uma membrana fina que serve de barreira para manter o interior aquoso das células separado do ambiente aquoso circundante, como discutido posteriormente.

## Algumas moléculas polares formam ácidos e bases na água

Um dos tipos de reações químicas mais simples que existe, e de suma importância para as células, ocorre quando uma molécula que possui alguma ligação covalente altamente polar entre um hidrogênio e um segundo átomo se dissolve na água. O átomo de hidrogênio dessa molécula doou quase completamente seu elétron para o átomo parceiro. Portanto, ele existe como um núcleo de hidrogênio, despidido de elétrons e carregado positivamente, ou, em outras palavras, um *próton* ( $H^+$ ). Quando uma molécula polar é envolta por moléculas de água, o próton é atraído pela carga negativa parcial do átomo de oxigênio de uma molécula de água adjacente (ver Figura 2-11). Esse próton pode separar-se da molécula original e associar-se ao átomo de oxigênio da molécula de água, gerando um **íon hidrônio** ( $H_3O^+$ ) (Figura 2-15A). A reação inversa também ocorre prontamente, de modo que se pode imaginar um estado de equilíbrio no qual bilhões de prótons estão constantemente sendo transferidos entre uma e outra molécula da solução aquosa.

As substâncias que, ao se dissolverem em água, liberam prótons, formando  $H_3O^+$ , são denominadas **ácidos**. Quanto maior a concentração de  $H_3O^+$ , mais ácida é a solução. O  $H_3O^+$  está presente mesmo na água pura (a uma concentração de  $10^{-7}$  M) devido ao movimento dos prótons entre as moléculas de água (Figura 2-15B). Por tradição, a concentração de  $H_3O^+$  é normalmente referida como concentração de  $H^+$ , embora quase todo o  $H^+$  presente em uma solução aquosa esteja na forma de  $H_3O^+$ . Para evitar o uso de números inconvenientes de manusear, a



**Figura 2-15** Em solução aquosa, os prótons movem-se continuamente de uma molécula de água para outra. (A) Reação que ocorre quando uma molécula de ácido acético se dissolve em água. Em pH 7, praticamente todas as moléculas de ácido acético estão presentes como íon acetato. (B) As moléculas de água permanecem continuamente trocando prótons entre si, formando íons hidrônio e hidroxila. Por sua vez, esses íons se recombina rapidamente, formando moléculas de água.

concentração de  $\text{H}_3\text{O}^+$  é expressa usando-se uma escala logarítmica denominada **escala de pH**, como está ilustrado no Pannel 2-2. A água pura tem pH 7,0 e, portanto, é neutra, isto é, nem ácida ( $\text{pH} < 7$ ) nem básica ( $\text{pH} > 7$ ).

Os ácidos são classificados como fortes ou fracos, dependendo da facilidade com que eles doam prótons para a água. Os ácidos fortes, como o HCl, por exemplo, perdem os prótons muito facilmente. O ácido acético, por outro lado, é um ácido fraco, porque tende a manter mais firmemente o seu próton quando dissolvido em água. Muitos ácidos importantes para as células, como as moléculas que contêm o grupo carboxila ( $\text{COOH}$ ), são ácidos fracos (ver Pannel 2-2, p. 68-69). Sua tendência a doar prótons com certa relutância é uma característica útil, pois possibilita que as moléculas sejam sensíveis a mudanças de pH nas células, uma propriedade que pode ser explorada para regular funções.

Devido ao fato de que os prótons podem passar facilmente para vários dos tipos de moléculas presentes nas células, e assim alterar as características dessas moléculas, a concentração de  $\text{H}^+$  no interior das células (o pH) deve ser muito bem controlada. Os ácidos, principalmente os ácidos fracos, doam seus prótons mais facilmente se a concentração de  $\text{H}^+$  for baixa e tendem a aceitá-los de volta se a concentração de  $\text{H}^+$  for alta.

O contrário do ácido é a **base**. Portanto, base é qualquer molécula que aceita um próton, quando dissolvida em água. Da mesma forma que a propriedade que define um ácido é sua tendência de doar prótons para moléculas de água, aumentando a concentração de íons  $\text{H}_3\text{O}^+$ , a propriedade que define uma base é sua capacidade de aumentar a concentração de íons hidroxila ( $\text{OH}^-$ ) pela remoção de prótons das moléculas de água. Assim, o hidróxido de sódio (NaOH) é básico (o termo *alcalino* também é usado), porque, em solução aquosa, se dissocia formando íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{OH}^-$  e, por fazer isso facilmente, é uma base forte. As bases fracas, que mostram fraca tendência a aceitar um próton de uma molécula de água, são mais importantes para as células. Muitas bases fracas biologicamente importantes contêm um grupo amino ( $\text{NH}_2$ ) que pode gerar  $\text{OH}^-$  por extrair um próton da água:  $-\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow -\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$  (ver Pannel 2-2, p. 68-69).

Já que um íon  $\text{OH}^-$  se combina com um próton para formar uma molécula de água, um aumento na concentração de  $\text{OH}^-$  provoca uma diminuição na concentração de  $\text{H}^+$ , e vice-versa. Uma solução de água pura contém, portanto, uma concentração igual dos dois íons ( $10^{-7}$  M) e, por não ser ácida, nem básica, é classificada como neutra (pH 7). O interior das células é mantido próximo da neutralidade pela presença de **tampões**: misturas de ácidos fracos e bases fracas que ajustam a concentração de prótons em torno do pH 7, pela liberação de prótons (ácidos) ou pela captação de prótons (bases). Esse toma lá dá cá mantém o pH das células relativamente constante sob várias condições.

### QUESTÃO 2-5

- A. Em água pura, em pH neutro (i.e.,  $\text{pH} = 7,0$ ), há a presença de alguns íons  $\text{H}_3\text{O}^+$ ? Se sua resposta for afirmativa, como esses íons são formados?
- B. Se eles estiverem presentes, qual é a relação entre a quantidade de íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  e a quantidade de moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$ , em pH neutro? (Observação: o peso molecular da água é 18, e 1 litro de água pesa 1 kg.)

## MOLÉCULAS PEQUENAS NAS CÉLULAS

Até agora, foram vistas as maneiras pelas quais os átomos se combinam formando moléculas pequenas e como essas moléculas se comportam em ambiente aquoso. Agora examinamos as principais classes de moléculas pequenas encontradas nas células e os seus papéis biológicos. Apenas poucas categorias básicas de moléculas, formadas a partir de um número pequeno de elementos diferentes, originam toda a extraordinária riqueza de formas e comportamentos que os seres vivos apresentam.

### As células são formadas por compostos de carbono

Deixando de lado a água, praticamente todas as moléculas de uma célula têm o carbono como base. Em comparação com todos os demais elementos, o carbono é inigualável na sua capacidade de formar moléculas grandes. O silício, elemento com o mesmo número de elétrons na sua camada mais externa, vem em segundo lugar, mas muito atrás. Em razão do tamanho pequeno do átomo de carbono e

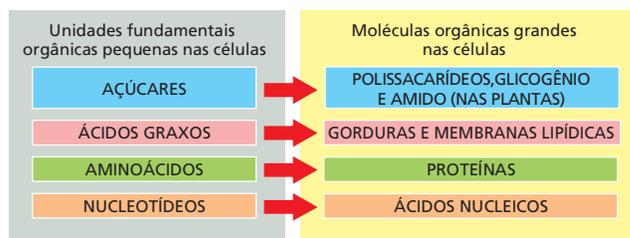
do fato de possuir quatro elétrons e quatro vacâncias na última camada, ele pode formar quatro ligações covalentes com outros átomos (ver Figura 2-9). Mais importante ainda, um átomo de carbono pode unir-se a outros átomos de carbono por meio da ligação covalente C-C, que é altamente estável, e assim formar cadeias e anéis e, conseqüentemente, moléculas grandes e complexas. Não existe um limite imaginável para o tamanho das moléculas que podem ser formadas dessa maneira. Os compostos de carbono, tanto grandes quanto pequenos, formados pelas células são denominados **moléculas orgânicas**. Em contraste, todas as demais moléculas, inclusive a água, são **inorgânicas**.

Certas combinações de átomos, como as dos grupos metila ( $-\text{CH}_3$ ), hidroxila ( $-\text{OH}$ ), carboxila ( $-\text{COOH}$ ), carbonila ( $-\text{C}=\text{O}$ ), fosforila ( $-\text{PO}_3^{2-}$ ) e amino ( $-\text{NH}_2$ ), ocorrem repetidamente nas moléculas orgânicas. Cada um desses **grupos químicos** tem propriedades químicas e físicas próprias que influem no comportamento da molécula na qual o grupo ocorre, inclusive na tendência que essa molécula tem para ganhar ou perder elétrons e com quais outras moléculas irá interagir. O conhecimento desses grupos e de suas propriedades químicas simplifica enormemente o entendimento da química da vida. Os grupos químicos mais comuns e algumas das suas propriedades estão resumidos no Painel 2-1 (p. 66-67).

## As células contêm quatro famílias principais de moléculas orgânicas pequenas

As moléculas orgânicas pequenas das células são compostos de carbono, que possuem pesos moleculares na faixa entre 100 e 1.000, contendo até 30 ou mais átomos de carbono. São geralmente encontradas livres em solução no citosol e têm várias funções diferentes. Algumas são usadas como *monômeros*, subunidades para construir as moléculas poliméricas gigantes das células, as *macromoléculas*, isto é, proteínas, ácidos nucleicos e grandes polissacarídeos. Outras servem como fonte de energia e são degradadas e transformadas em outras moléculas pequenas por meio de uma rede elaborada de vias metabólicas intracelulares. Muitas têm mais de um papel na célula, por exemplo, agindo tanto como subunidade de alguma macromolécula quanto como fonte de energia. As moléculas orgânicas pequenas são muito menos abundantes do que as macromoléculas orgânicas, perfazendo somente cerca de um décimo do total da massa de matéria orgânica das células. Grosseiramente, uma célula animal típica pode ter um milhar de tipos diferentes dessas moléculas orgânicas pequenas.

Todas as moléculas orgânicas são sintetizadas, e degradadas, a partir do mesmo conjunto de compostos simples. Tanto a síntese quanto a degradação dessas moléculas ocorrem por meio de seqüências de modificações químicas que têm uma variedade limitada e seguem regras bem definidas. Como consequência, os compostos presentes nas células são quimicamente relacionados e podem ser classificados em um pequeno grupo de famílias distintas. De maneira geral, as células contêm quatro famílias principais de moléculas orgânicas pequenas: os *açúcares*, os *ácidos graxos*, os *aminoácidos* e os *nucleotídeos* (Figura 2-16). Embora muitos dos compostos presentes nas células não se enquadrem nessas categorias, essas quatro famílias de moléculas orgânicas pequenas, juntamente com as macromoléculas formadas pela ligação entre elas em longas cadeias, correspondem a uma grande proporção da massa celular (Tabela 2-2).



**Figura 2-16** Os açúcares, os ácidos graxos, os aminoácidos e os nucleotídeos são as quatro principais famílias de moléculas orgânicas pequenas encontradas nas células. Eles formam os monômeros, ou subunidades, que formam as moléculas orgânicas grandes, inclusive as macromoléculas e outros agrupamentos moleculares das células. Alguns deles, como os açúcares e os ácidos graxos, também são fontes de energia.

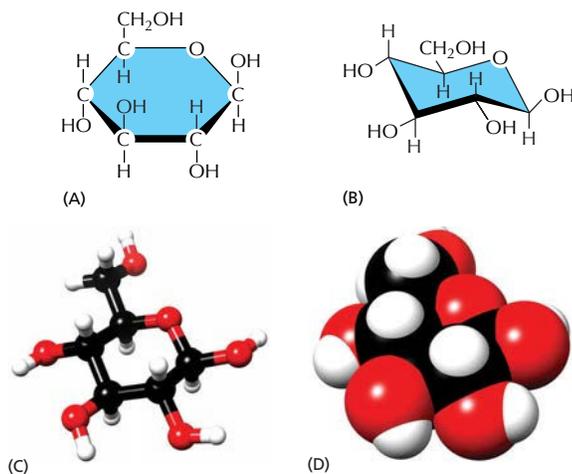
TABELA 2-2 Composição química de uma célula bacteriana		
	Porcentagem do peso total da célula	Número aproximado de tipos de cada classe de molécula
Água	70	1
Íons inorgânicos	1	20
Açúcares e precursores	1	250
Aminoácidos e precursores	0,4	100
Nucleotídeos e precursores	0,4	100
Ácidos graxos e precursores	1	50
Outras moléculas pequenas	0,2	300
Fosfolipídeos	2	4*
Macromoléculas (ácidos nucleicos, proteínas e polissacarídeos)	24	3.000

\*Existem quatro classes de fosfolipídeos, cada uma com muitas variantes.

## Os açúcares são fontes de energia e subunidades dos polissacarídeos

Os **açúcares** mais simples, os *monossacarídeos*, são compostos que têm a fórmula geral  $(\text{CH}_2\text{O})_n$ , em que  $n$  é geralmente 3, 4, 5 ou 6. Em virtude dessa fórmula básica, os açúcares e as moléculas grandes formadas a partir deles são denominados *carboidratos*. A glicose, por exemplo, tem a fórmula  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  (**Figura 2-17**). Essa fórmula, entretanto, não define completamente a molécula: o mesmo conjunto de carbonos, hidrogênios e oxigênios pode juntar-se em uma mesma molécula por ligações covalentes diferentes, criando estruturas com diversas formas. A glicose, portanto, pode ser convertida em açúcares diferentes – manose ou galactose – simplesmente pela troca da orientação, em relação ao resto da molécula, de grupos OH específicos (**Painel 2-3**, p. 70-71). Cada um desses açúcares pode existir em duas formas, chamadas de forma D- e forma L-, que são imagens especulares uma da outra. Os grupos de moléculas que têm a mesma fórmula química, mas estruturas diferentes, são chamados de *isômeros*, e o conjunto de moléculas que forma pares especulares é denominado *isômero óptico*. Os isômeros são amplamente distribuídos entre as moléculas orgânicas em geral, tendo um papel funda-

**Figura 2-17** A estrutura da glicose, um monossacarídeo, pode ser representada de diversas maneiras. (A) Fórmula estrutural, na qual os átomos são mostrados como símbolos químicos ligados por linhas sólidas representando ligações covalentes. As linhas espessas indicam o plano do anel do açúcar, para enfatizar que os grupos –H e –OH não estão no mesmo plano do anel. (B) Outro tipo de fórmula estrutural, que mostra a estrutura tridimensional da glicose na assim denominada “configuração em cadeira”. (C) Modelo de esfera-bastão, no qual é mostrado o arranjo espacial dos átomos. (D) Um modelo de preenchimento espacial que indica o arranjo tridimensional dos átomos e dá uma ideia dos seus tamanhos relativos e do contorno da superfície da molécula (**Animação 2.1**). Os átomos em (C) e (D) estão coloridos como na Figura 2-9: C em preto, H em branco, O em vermelho. Essas são as cores que representam esses átomos conforme o código convencional usado ao longo deste livro.



mental na geração da enorme variedade de açúcares. Uma visão mais completa da estrutura dos açúcares e de sua química se encontra no Painel 2-3.

Os monossacarídeos podem ser unidos por ligações covalentes, denominadas ligações glicosídicas, formando, assim, os carboidratos grandes. Dois monossacarídeos ligados entre si formam um dissacarídeo, como é o caso da sacarose, que é composta por uma unidade de glicose e uma unidade de frutose. Os grandes polímeros de açúcar variam desde os *oligossacarídeos* (trissacarídeos, tetrassacarídeos e assim por diante) até os gigantes *polissacarídeos*, que podem conter milhares de unidades monossacarídicas. Em muitos casos, o prefixo *oligo-* é usado para se referir a moléculas com um número pequeno de subunidades, geralmente de 2 a 10, no caso dos oligossacarídeos. Os polímeros, por outro lado, podem conter centenas ou milhares de subunidades.

A maneira pela qual os açúcares se ligam entre si formando polímeros ilustra algumas das características comuns na formação das ligações bioquímicas. Uma ligação é formada entre um grupo  $-OH$  de um açúcar e um grupo  $-OH$  de outro açúcar por uma **reação de condensação**, havendo a liberação de uma molécula de água quando a ligação é formada. Em outros polímeros biológicos, incluindo os ácidos nucleicos e as proteínas, as subunidades também são ligadas por reações de condensação nas quais há liberação de água. As ligações criadas por todas essas reações de condensação podem ser rompidas por **hidrólise**, o processo inverso no qual há consumo de moléculas de água (Figura 2-18).

Uma vez que cada monossacarídeo tem vários grupos hidroxila livres que podem formar uma ligação com outro monossacarídeo (ou com algum outro composto), os açúcares podem ser ramificados, e, conseqüentemente, o número possível de estruturas de polissacarídeos é extremamente grande. Devido a isso, é muito mais difícil determinar como os açúcares se arranjam em um polissacarídeo complexo do que determinar a sequência de nucleotídeos de uma molécula de DNA ou a sequência de aminoácidos de uma proteína, nas quais cada unidade está ligada à unidade seguinte exatamente da mesma maneira.

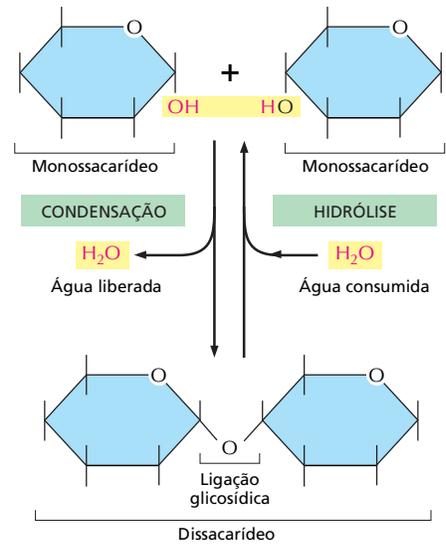
O monossacarídeo *glicose* tem um papel importante como fonte de energia para as células. Em uma série de reações, a glicose é degradada a moléculas menores, liberando energia, que pode ser aproveitada pela célula para fazer algum trabalho útil, como explicado no Capítulo 13. As células utilizam polissacarídeos simples, compostos apenas de unidades de glicose – principalmente *glicogênio* nos animais e *amido* nas plantas – como reservas de longo prazo para produzir energia.

Os açúcares não funcionam somente na produção e no armazenamento de energia. Eles também são usados, por exemplo, para conferir sustentação mecânica. O composto químico mais abundante na Terra, a *celulose*, que forma a parede das células vegetais, é um polissacarídeo de glicose. Outra substância orgânica extraordinariamente abundante, a *quitina* do exoesqueleto de insetos e da parede das células dos fungos, também é um polissacarídeo, nesse caso, um polímero linear de um derivado da glicose denominado *N*-acetilglicosamina (ver Painel 2-3, p. 70-71). Polissacarídeos de vários outros tipos e que tendem a ser pegajosos quando úmidos são os componentes principais do limo, do muco e da cartilagem dos animais.

Os oligossacarídeos pequenos podem ser ligados a proteínas, formando *glicoproteínas*, e a lipídeos, formando *glicolipídeos* (Painel 2-4, p. 72-73), ambos encontrados nas membranas celulares. Sabe-se que as cadeias laterais de açúcar ligadas a glicoproteínas e glicolipídeos da membrana plasmática ajudam a proteger a superfície celular e frequentemente auxiliam na aderência de uma célula a outra. As diferenças entre os tipos de açúcares da superfície das células constituem a base molecular para as diferenças entre os distintos grupos sanguíneos humanos.

## Cadeias de ácidos graxos são componentes das membranas das células

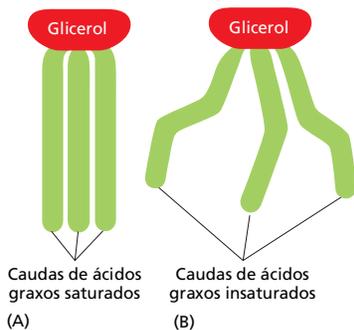
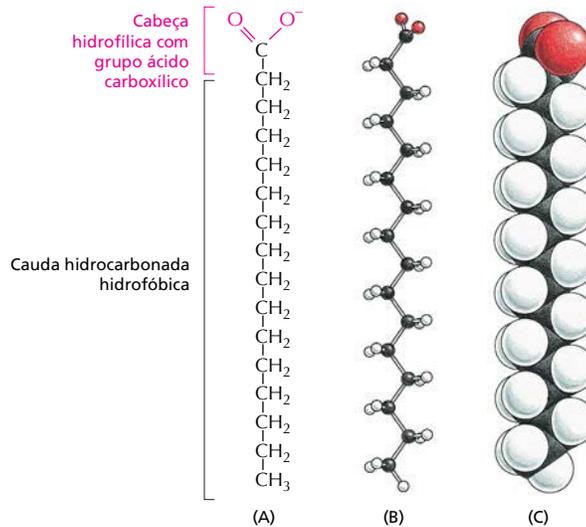
Uma molécula de **ácido graxo**, como o *ácido palmítico*, tem duas regiões quimicamente distintas. Uma dessas regiões é formada por uma longa cadeia hidrocarbonada, que é hidrofóbica e não tem muita reatividade química. A outra região é um grupo carboxila ( $-COOH$ ), que se comporta como um ácido (ácido carboxílico): ele



**Figura 2-18** Dois monossacarídeos ligados por uma ligação covalente glicosídica formam um dissacarídeo. Esta reação pertence a uma categoria geral de reações denominadas *reações de condensação*, nas quais duas moléculas se unem em consequência da perda de uma molécula de água. A reação inversa (na qual há adição de água) é denominada *hidrólise*.

### Figura 2-19 Os ácidos graxos têm componentes hidrofóbicos e hidrofílicos.

A cadeia hidrocarbonada hidrofóbica está ligada a um grupo ácido carboxílico hidrofílico. Ácidos graxos diferentes possuem caudas hidrocarbonadas diferentes. Aqui é mostrado o ácido palmítico. (A) Fórmula estrutural mostrando o grupo ácido carboxílico da cabeça na sua forma ionizada, na qual ela existe em água em pH 7,0. (B) Modelo de esfera-bastão. (C) Modelo de preenchimento espacial (Animação 2.2).



### Figura 2-20 As propriedades das gorduras dependem do comprimento e do grau de saturação das cadeias de ácidos graxos nelas contidas.

Os ácidos graxos são armazenados no citoplasma de muitas células na forma de gotículas de moléculas de *triacilglicerol*, formadas por três cadeias de ácidos graxos, ligadas a uma molécula de glicerol. (A) A gordura saturada é encontrada na carne e em produtos lácteos. (B) Os óleos vegetais, como o óleo de milho, contêm ácidos graxos insaturados, que podem ser monoinsaturados (contêm uma ligação dupla) ou poli-insaturados (contêm mais de uma ligação dupla); por esse motivo, os óleos vegetais encontram-se no estado líquido em temperatura ambiente. Embora a gordura seja essencial na dieta, os ácidos graxos não o são. Eles provocam aumento na concentração de colesterol no sangue e isso leva a uma tendência de obstrução de artérias, aumentando o risco de infartos e acidentes vasculares encefálicos.

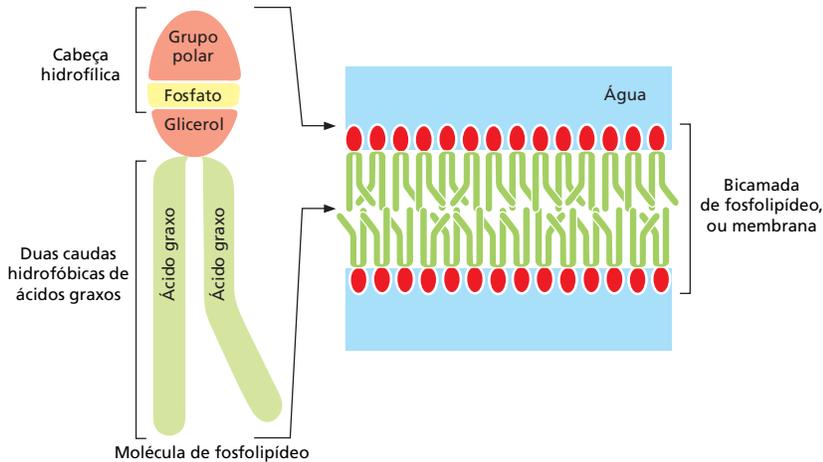
se ioniza (-COO<sup>-</sup>) em solução aquosa e é extremamente hidrofílico e quimicamente reativo (Figura 2-19). A quase totalidade das moléculas de ácidos graxos das células está ligada covalentemente a outras moléculas pelo seu grupo carboxila (ver Painel 2-4, p. 72-73). Moléculas como as dos ácidos graxos, que possuem tanto regiões hidrofóbicas como hidrofílicas, são denominadas *anfipáticas*.

A cauda hidrocarbonada do ácido palmítico é *saturada*: não há ligações duplas entre os seus átomos de carbono, e ela contém o número máximo possível de hidrogênios. Outros ácidos graxos, como o ácido oleico, possuem caudas *insaturadas*, com uma ou mais ligações duplas ao longo da cadeia. As ligações duplas produzem dobras na cauda hidrocarbonada, interferindo na capacidade de compactação dessas caudas entre si. É a presença ou a ausência dessas ligações duplas que produz a diferença entre a margarina cremosa (poli-insaturada) e a sólida (saturada). As caudas de ácidos graxos também são encontradas nas membranas celulares, em que o grau de sua compactação determina a fluidez das membranas. O grande número de ácidos graxos diferentes encontrados nas células varia entre si somente quanto ao comprimento das suas cadeias hidrocarbonadas e quanto ao número e à posição das ligações duplas carbono-carbono (ver Painel 2-4).

Nas células, os ácidos graxos funcionam como uma reserva concentrada de alimento, porque sua degradação produz cerca de seis vezes mais energia utilizável do que a degradação da glicose (relação peso/peso). Os ácidos graxos são armazenados no citoplasma de muitas células na forma de gotículas de gordura compostas por moléculas de *triacilglicerol* – composto formado por três cadeias de ácidos graxos, ligadas covalentemente a uma molécula de glicerol (Figura 2-20, e ver Painel 2-4). Os triacilgliceróis são as gorduras animais encontradas na carne, na manteiga, no creme de leite e nos óleos vegetais como o óleo de milho e o azeite de oliva. Quando as células necessitam de energia, as cadeias de ácidos graxos podem ser liberadas dos triacilgliceróis e degradadas até unidades de dois carbonos. Essas unidades de dois carbonos são idênticas àquelas derivadas da degradação da glicose e entram na mesma sequência de reações que leva à produção de energia, como descrito no Capítulo 13.

Os ácidos graxos e os seus derivados, incluindo os triacilgliceróis, são exemplos de **lipídeos**. Os lipídeos são definidos basicamente como moléculas insolúveis em água e solúveis em gorduras e em solventes orgânicos como o benzeno. Caracteristicamente, eles contêm uma longa cadeia hidrocarbonada, como nos ácidos graxos, ou então múltiplos anéis aromáticos ligados, como nos *esteroides* (ver Painel 2-4).

A função mais exclusiva dos ácidos graxos é a formação de **bicamadas lipídicas**, que constituem a base de todas as membranas das células. Essas camadas finas, que englobam todas as células e suas organelas internas, são compostas em grande parte por *fosfolipídeos* (Figura 2-21).



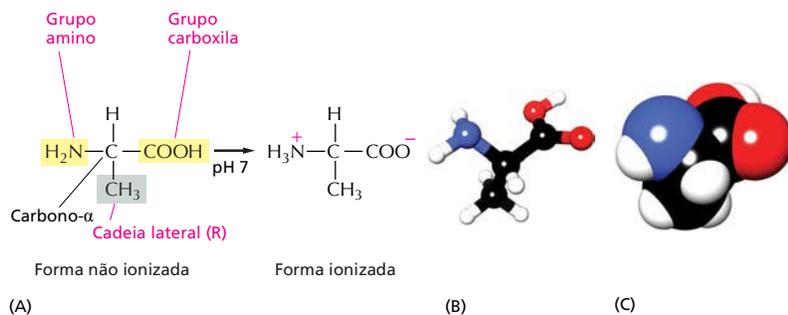
**Figura 2-21** Os fosfolípideos podem agregar-se, formando as membranas celulares. Os fosfolípideos são compostos de duas caudas hidrofóbicas de ácidos graxos, unidas a uma cabeça hidrofílica. Em ambiente aquoso, as caudas hidrofóbicas podem compactar-se entre si, excluindo água e formando, então, uma bicamada lipídica, com as regiões hidrofílicas das moléculas de fosfolípideos na parte externa exposta para o ambiente aquoso e com as caudas hidrofílicas na parte interna.

Assim como os triacilgliceróis, a maior parte dos fosfolípideos é constituída principalmente de ácidos graxos e glicerol. Nesses fosfolípideos, o glicerol está ligado a duas cadeias de ácidos graxos, em vez de três, como nos triacilgliceróis. O grupo -OH remanescente do glicerol é ligado a um grupo fosfato (hidrofílico) que, por sua vez, liga-se a um composto hidrofílico pequeno como, por exemplo, a colina (ver Painel 2-4, p. 72-73). Os fosfolípideos, devido às suas duas caudas de ácidos graxos hidrofóbicas e à cabeça hidrofílica que contém fosfato, são altamente anfipáticos. Essa composição anfipática característica e a forma da molécula dão aos fosfolípideos as propriedades físicas e químicas que os diferenciam dos triacilgliceróis, que são predominantemente hidrofóbicos. Além de fosfolípideos, as membranas das células contêm diferentes quantidades de outros lipídeos, incluindo *glicolipídeos*, que têm ligados um ou mais açúcares em vez do grupo fosfato.

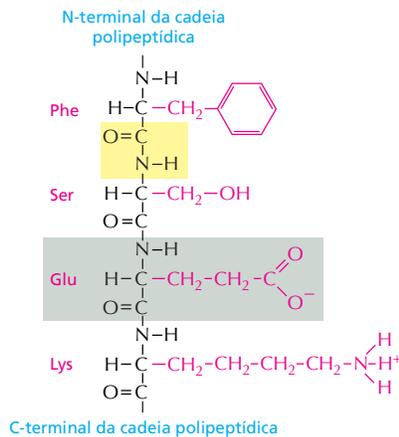
Graças à sua natureza anfipática, os fosfolípideos prontamente formam membranas na água. Esses lipídeos se espalham na superfície da água formando uma monocamada com as suas caudas hidrofóbicas voltadas para o ar e as regiões apicais hidrofílicas em contato com a água. Duas dessas camadas moleculares podem facilmente se combinar cauda com cauda e formar um sanduíche de fosfolípideos, que é a bicamada lipídica (ver Capítulo 11).

## Os aminoácidos são as subunidades das proteínas

Os **aminoácidos** são pequenas moléculas orgânicas com uma propriedade que os define: todos possuem um grupo carboxila e um grupo amino, ambos ligados ao seu átomo de carbono  $\alpha$  (Figura 2-22). Cada aminoácido também tem uma cadeia lateral ligada ao carbono  $\alpha$ . Cada aminoácido se distingue dos demais pelas características próprias e únicas da cadeia lateral.



**Figura 2-22** Todos os aminoácidos têm um grupo amino, um grupo carboxila e uma cadeia lateral (R) ligada ao átomo de carbono  $\alpha$ . Nas células, onde o pH é próximo de 7, os aminoácidos livres existem nas suas formas ionizadas. Entretanto, as cargas dos grupos amino e carboxila desaparecem quando os aminoácidos são incorporados em uma cadeia polipeptídica. (A) O aminoácido mostrado é a alanina, um dos aminoácidos mais simples, que tem um grupo metila ( $\text{CH}_3$ ) como cadeia lateral. (B) Modelo de esfera-bastão e (C) modelo de preenchimento espacial da alanina. Em (B) e (C), o átomo de nitrogênio está em azul.



**Figura 2-23** Nas proteínas, os aminoácidos são unidos por ligações peptídicas. Os quatro resíduos de aminoácidos mostrados estão ligados por três ligações peptídicas, uma delas realçada em amarelo. Um dos aminoácidos, o ácido glutâmico, está marcado em cinza. As cadeias laterais dos aminoácidos estão mostradas em vermelho. As duas extremidades da cadeia polipeptídica são quimicamente distintas. Uma extremidade, N-terminal, termina com um grupo amino e a outra, a extremidade C-terminal, termina com um grupo carboxila. Nas proteínas, a sequência dos resíduos de aminoácidos é abreviada usando-se tanto um código de três letras quanto um de uma letra, e a sequência é sempre lida a partir da extremidade N-terminal (ver Painel 2-5, p. 74-75). Nesse exemplo, a sequência é Phe-Ser-Glu-Lys (ou FSEK).

As células utilizam os aminoácidos para formar as **proteínas** – polímeros compostos por aminoácidos ligados em sequência em uma longa cadeia que se enovela em uma estrutura tridimensional que é única para cada tipo de proteína. A ligação covalente entre dois aminoácidos adjacentes na cadeia proteica é chamada de *ligação peptídica*. Uma cadeia de aminoácidos também é conhecida como *polipeptídeo*. As ligações peptídicas são formadas pelas reações de condensação que unem cada aminoácido ao seguinte. Não importando quais sejam os aminoácidos de que é composto, um polipeptídeo sempre tem um grupo amino ( $\text{NH}_2$ ) em uma das extremidades – a extremidade *N-terminal* – e um grupo carboxila ( $\text{COOH}$ ) na outra extremidade – a extremidade *C-terminal* (Figura 2-23). Essa diferença entre as duas extremidades dá ao polipeptídeo uma direcionalidade definida – uma polaridade estrutural (comparando com a eletricidade).

Normalmente, são encontrados 20 tipos de aminoácidos nas proteínas, cada um deles com uma cadeia diferente ligada ao átomo de carbono  $\alpha$  (Painel 2-5, p. 74-75). Os mesmos 20 aminoácidos são encontrados em todas as proteínas, sejam elas de bactérias, plantas ou animais. A maneira como esse conjunto específico de 20 aminoácidos foi escolhido pela natureza é um dos mistérios relacionados à evolução da vida. Não existe qualquer razão óbvia dos motivos pelos quais outros aminoácidos não servissem igualmente para essa finalidade. Uma vez que a escolha foi feita, não pode ter havido mais mudanças, por causa da quantidade de química que evoluiu para explorar essas estruturas. A mudança dos tipos de aminoácidos usados pelas células exigiria que um ser vivo reequipasse seu metabolismo inteiramente para estar à altura das dificuldades advindas dessas novas unidades fundamentais de moléculas.

À semelhança dos açúcares, todos os aminoácidos, com exceção da glicina, existem como isômeros ópticos nas formas D e L (ver Painel 2-5). Entretanto, apenas formas L são encontradas nas proteínas (embora os D-aminoácidos ocorram como parte das paredes celulares de bactérias e em alguns antibióticos, e a D-serina seja usada como molécula sinalizadora no encéfalo). A origem do uso de apenas L-aminoácidos na construção de proteínas é mais um dos mistérios da evolução.

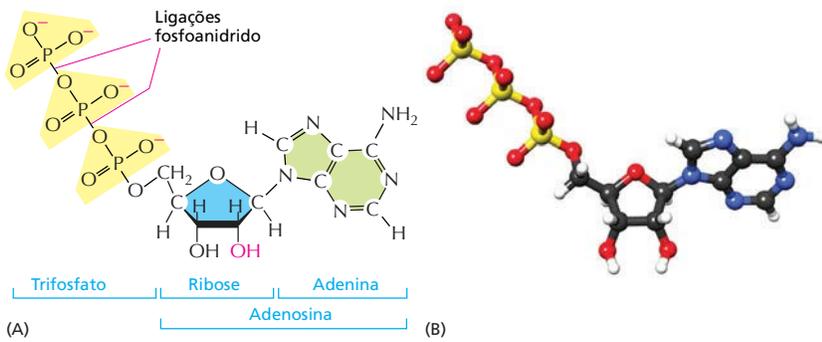
A versatilidade química que os 20 aminoácidos-padrão possibilitam é de importância vital para a função das proteínas. Cinco dos 20 aminoácidos, inclusive lisina e ácido glutâmico (mostrados na Figura 2-23), possuem cadeias laterais que podem formar íons quando em solução e, conseqüentemente, podem ter carga. Os demais aminoácidos não têm carga. Alguns são polares e hidrofílicos, e outros são não polares e hidrofóbicos (ver Painel 2-5). Conforme discutido no Capítulo 4, as propriedades do conjunto das cadeias laterais dos aminoácidos constituem a base da diversidade e da sofisticação das funções das proteínas.

## QUESTÃO 2-6

Por que se supõe que apenas aminoácidos na forma L, e não uma mistura de aminoácidos nas formas L e D, são utilizados para compor as proteínas?

## Os nucleotídeos são as subunidades do DNA e do RNA

O DNA e o RNA são formados a partir de subunidades denominadas **nucleotídeos**. Os *nucleosídeos* são compostos por um anel que tem nitrogênio ligado a um açúcar de cinco carbonos, que pode ser tanto ribose ou desoxirribose (Painel 2-6, p. 76-77). Os nucleotídeos são nucleosídeos que contêm um ou mais grupos fosfato ligados ao açúcar, sendo que existem dois tipos principais: os que contêm



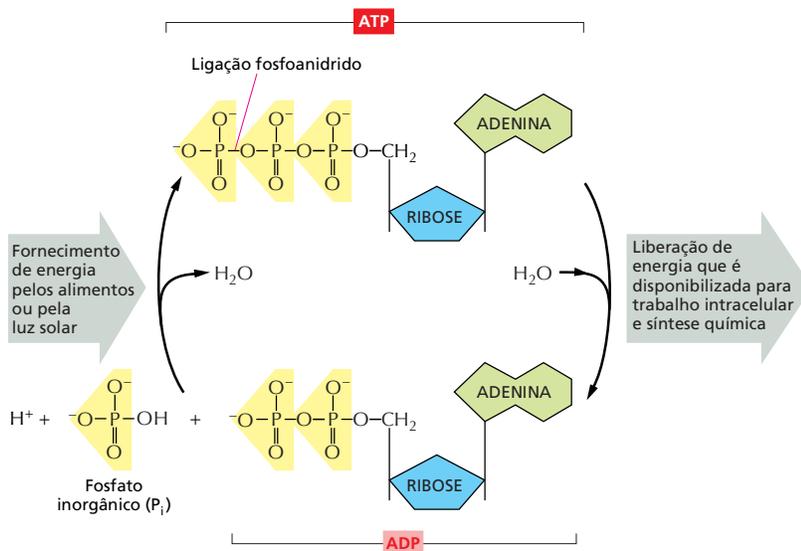
**Figura 2-24** O trifosfato de adenosina (ATP) é um carreador de energia de crucial importância para as células.

(A) Fórmula estrutural com os três grupos fosfato marcados em amarelo. (B) Modelo de esfera-bastão (Animação 2.3). Em (B), os átomos de fósforo estão em amarelo.

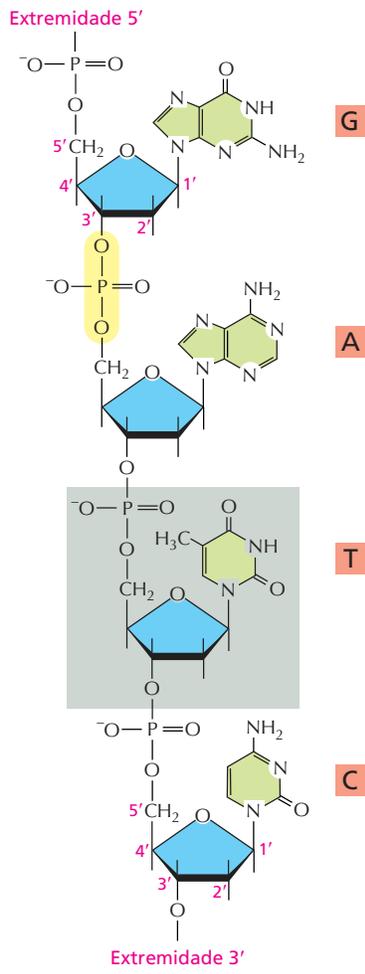
ribose são denominados *ribonucleotídeos*, e os que contêm desoxirribose são denominados *desoxirribonucleotídeos*.

Os anéis contendo o átomo de nitrogênio de todas essas moléculas são genericamente denominados *bases* devido a razões históricas: em condições ácidas e solução aquosa, cada um deles pode ligar um H<sup>+</sup> (próton) e assim aumentar a concentração de íons OH<sup>-</sup>. Há uma grande semelhança familiar entre as diferentes bases dos nucleotídeos. *Citosina* (C), *timina* (T) e *uracila* (U) são denominadas *pirimidinas*, porque elas são derivadas de um anel de pirimidina com seis átomos; *guanina* (G) e *adenina* (A) são chamadas de *purinas*, pois possuem um segundo anel de cinco átomos fusionado ao anel de seis átomos. Cada nucleotídeo é denominado de acordo com a base que contém (ver Painel 2-6, p. 76-77).

Os nucleotídeos podem atuar como carreadores de energia de curto prazo. Mais do que qualquer outro carreador de energia, o ribonucleotídeo **trifosfato de adenosina**, ou **ATP** (Figura 2-24), é usado para transferir energia em centenas de reações metabólicas. O ATP é formado por reações impelidas pela energia que é liberada pela degradação oxidativa dos alimentos. Os seus três fosfatos são ligados em série por duas *ligações fosfoanidrido* (ver Painel 2-6). A ruptura dessas ligações de fosfato libera grande quantidade de energia útil. O grupo fosfato terminal é geralmente liberado por hidrólise (Figura 2-25). Em muitas situações, a transferência desse fosfato para outras moléculas libera energia para reações biossintéticas que requerem energia. Outros derivados de nucleotídeos servem de carreadores para a transferência de certos grupos químicos. Isso tudo está descrito no Capítulo 3.



**Figura 2-25** O ATP é sintetizado a partir de ADP e fosfato inorgânico, e libera energia quando é hidrolisado de volta a ADP e fosfato inorgânico. A energia necessária para a síntese de ATP provém tanto da oxidação dos alimentos, que produz energia nas células dos animais, fungos e de algumas bactérias como da captação da luz (nas plantas e em algumas bactérias). A hidrólise do ATP fornece a energia para impulsionar diversos processos nas células. Conjuntamente, essas duas reações formam o ciclo do ATP.



**Figura 2-26** Um curto segmento de uma cadeia da molécula de ácido desoxirribonucleico (DNA) mostra as ligações covalentes fosfodiéster ligando quatro nucleotídeos consecutivos. Dado que as ligações unem átomos de carbono específicos no anel de açúcar – conhecidos como átomos 5' e 3' –, a extremidade 5' da cadeia polinucleotídica tem um grupo fosfato livre e a extremidade 3' tem um grupo hidroxila livre. Um dos nucleotídeos, a timina (T), está marcado em *cinza* e uma das ligações fosfodiéster está ressaltada em *amarelo*. A sequência linear de nucleotídeos da cadeia polinucleotídica geralmente é abreviada pelo código de uma letra, e essa sequência é sempre lida a partir da extremidade 5'. No exemplo desta ilustração, a sequência é GATC.

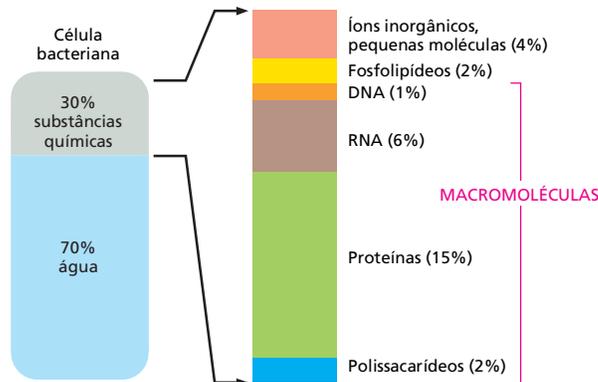
Os nucleotídeos também têm um papel fundamental no armazenamento e recuperação da informação biológica. Eles servem como blocos modulares na construção dos *ácidos nucleicos* – polímeros longos nos quais as subunidades nucleotídicas são ligadas pela formação de *ligações fosfodiéster* covalentes entre grupos fosfato ligados ao açúcar de um nucleotídeo com um grupo hidroxila do açúcar do nucleotídeo seguinte (Figura 2-26). As cadeias de ácidos nucleicos são sintetizadas a partir de trifosfatos de nucleosídeos (que são ricos em energia) por uma reação de condensação que libera pirofosfato inorgânico durante a formação da ligação fosfodiéster (Painel 2-6, p. 76-77).

Existem dois tipos principais de ácidos nucleicos, que se diferenciam quanto ao tipo de açúcar presente nas suas respectivas cadeias principais açúcar-fosfato. Os nucleotídeos com base no açúcar ribose são conhecidos como **ácidos ribonucleicos**, ou RNA, e contêm as bases A, G, C e U. Aqueles com base na desoxirribose (onde a hidroxila da posição 2' no anel de carbonos da ribose é substituída por um hidrogênio) são conhecidos como **ácidos desoxirribonucleicos**, ou DNA, e contêm as bases A, G, C e T (T é quimicamente semelhante a U do RNA; ver Painel 2-6). O RNA geralmente ocorre nas células sob a forma de uma cadeia polinucleotídica de fita simples, mas o DNA praticamente sempre está na forma de uma molécula de fita dupla: a dupla-hélice de DNA é composta por duas cadeias polinucleotídicas dispostas em direções opostas e são mantidas unidas entre si por ligações de hidrogênio formadas entre as bases das duas cadeias (Painel 2-7, p. 78-79).

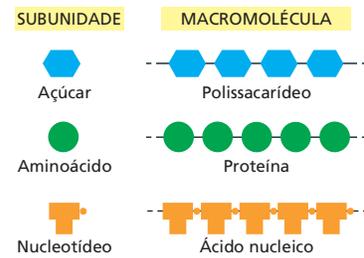
A sequência linear dos nucleotídeos no DNA e no RNA codifica a informação genética. Os dois ácidos nucleicos, entretanto, possuem papéis diferentes nas células. O DNA, que é mais estável, com suas hélices mantidas por ligações de hidrogênio, funciona como depositário da informação hereditária de longo prazo, e o RNA de fita simples geralmente é um carreador transitório de instruções moleculares. A capacidade que as bases das moléculas dos diferentes ácidos nucleicos têm em se reconhecerem aos pares por meio de ligações de hidrogênio (denominada *pareamento de bases*) – G com C, e A tanto com T quanto com U – constitui-se no fundamento de toda a hereditariedade e evolução, como é explicado no Capítulo 5.

## MACROMOLÉCULAS NAS CÉLULAS

Com base no peso, as macromoléculas são as moléculas orgânicas mais abundantes nas células vivas (Figura 2-27). Elas constituem as principais unidades fundamentais das células e também são os componentes que conferem as características peculiares que distinguem os seres vivos. Com tamanho intermediário entre as moléculas orgânicas pequenas e as organelas, as **macromoléculas** são formadas simplesmente por ligações covalentes entre pequenos **monômeros** orgânicos, ou **subunidades**, formando assim **polímeros** com cadeias longas (Figura 2-28 e **Como Sabemos**, p. 60-61). Mesmo assim, as macromoléculas apresentam muitas propriedades inesperadas que não poderiam ser previstas com base nas unidades que as formam. Por exemplo, levou-se muito tempo para determinar que são os ácidos nucleicos DNA e RNA que armazenam e transmitem a informação genética (ver **Como Sabemos**, p. 174-176).



**Figura 2-27** As macromoléculas são abundantes nas células. Aqui está mostrada a composição (em massa) aproximada de uma célula bacteriana. A composição das células animais é semelhante.



**Figura 2-28** Polissacarídeos, proteínas e ácidos nucleicos são formados a partir de subunidades monoméricas. Cada macromolécula é um polímero formado por moléculas pequenas (denominadas monômeros ou subunidades) unidas entre si por ligações covalentes.

As proteínas são especialmente versáteis e desempenham milhares de funções diferentes nas células. Muitas proteínas atuam como enzimas e catalisam as reações químicas que ocorrem nas células. Por exemplo, uma enzima de plantas, denominada ribulose-bifosfato-carboxilase, converte  $\text{CO}_2$  em açúcar, formando, assim, a maior parte da matéria orgânica utilizada pelo restante do mundo vivo. Outras proteínas são usadas para formar componentes estruturais: a tubulina, por exemplo, se auto-organiza formando microtúbulos longos e rígidos (ver Figura 1-27B), e as proteínas do grupo das histonas se auto-organizam em uma estrutura tipo carretel que ajuda a enrolar o DNA dos cromossomos das células. Outras proteínas, ainda, como a miosina, agem como motor molecular para produzir força e movimento. As bases moleculares de muitas dessas várias funções serão examinadas nos próximos capítulos. Aqui, são considerados alguns princípios da química macromolecular que possibilitam todas essas atividades.

## Cada macromolécula contém uma sequência específica de subunidades

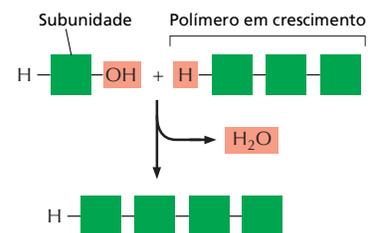
Embora as reações químicas que adicionam subunidades a cada polímero (proteínas, ácidos nucleicos e polissacarídeos) tenham detalhes diferentes, elas compartilham características comuns importantes. O crescimento dos polímeros ocorre pela adição de um monômero à extremidade da cadeia polimérica por uma reação de condensação, na qual uma molécula de água é liberada cada vez que uma subunidade é adicionada (Figura 2-29). Em todos os casos, as reações são catalisadas por enzimas específicas que asseguram que apenas o monômero correto seja incorporado.

A polimerização pela adição dos monômeros, um a um, para formar cadeias longas é a mais simples das maneiras de fazer uma molécula grande e complexa, pois as subunidades são formadas por uma mesma reação que é executada repetidamente muitas e muitas vezes pelo mesmo conjunto de enzimas. Em certo sentido, o processo se assemelha às operações repetitivas realizadas por uma máquina em uma fábrica, mas com diferenças importantes. Primeira, exceto no caso de alguns polissacarídeos, a maior parte das macromoléculas é formada a partir de um conjunto de monômeros que diferem muito pouco entre si. Por exemplo, as proteínas são formadas a partir de 20 aminoácidos diferentes (ver Painel 2-5, p. 74-75). Segunda, e mais importante, a cadeia polimérica não é polimerizada aleatoriamente com essas subunidades; ao contrário, as subunidades são adicionadas em uma determinada ordem, ou **sequência**.

As funções biológicas das proteínas, dos ácidos nucleicos e de muitos polissacarídeos são totalmente dependentes da sequência específica das subunidades na cadeia linear. Variando a sequência das subunidades, as células podem sintetizar uma grande diversidade de moléculas poliméricas. Assim, para uma cadeia

### QUESTÃO 2-7

O que se entende por “polaridade” de uma cadeia polipeptídica e por “polaridade” de uma ligação química? Como os dois significados diferem?



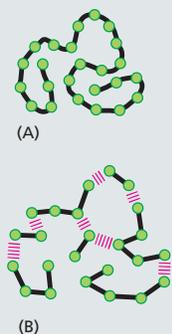
**Figura 2-29** As macromoléculas são formadas pela adição de subunidades em uma das extremidades. Nas reações de condensação, uma molécula de água é liberada cada vez que um monômero é adicionado a uma das extremidades da cadeia crescente. A reação inversa, a quebra do polímero, ocorre pela adição de água (hidrólise). Ver também Figura 2-18.

## O QUE SÃO AS MACROMOLÉCULAS?

A ideia de que as proteínas, os polissacarídeos e os ácidos nucleicos são moléculas grandes e formadas a partir de subunidades menores, ligadas entre si formando longas cadeias moleculares, pode parecer muito óbvia nos dias de hoje. Entretanto, não foi sempre assim. No início do século XX, poucos eram os cientistas que aceitavam a ideia da existência de tais polímeros biológicos, formados por unidades repetitivas mantidas unidas por ligações covalentes. A noção de que macromoléculas tão “espantosamente grandes” pudessem ser formadas a partir de unidades fundamentais simples era considerada completamente “revoltante” pelos químicos da época. Ao contrário, eles pensavam que as proteínas e outras moléculas orgânicas igualmente grandes seriam simplesmente agregados heterogêneos de moléculas orgânicas pequenas unidas por “forças de associação fracas” (Figura 2-30).

A primeira sugestão de que as proteínas e outros polímeros orgânicos fossem moléculas grandes veio da observação dos seus comportamentos em solução. Naquela época, os cientistas estavam trabalhando com uma variedade de proteínas e hidratos de carbono provenientes de alimentos e materiais naturais – albumina da clara do ovo, caseína do leite, colágeno da gelatina e celulose da madeira. As composições químicas pareciam muito simples, semelhantes às de outras moléculas orgânicas: elas continham carbono, hidrogênio, oxigênio e, no caso das proteínas, nitrogênio. Contudo, elas tinham um comportamento estranho em solução, apresentando, por exemplo, uma incapacidade de se difundirem por meio de um filtro de pequeno diâmetro de poro.

Explicar o motivo do comportamento inesperado dessas moléculas em solução era um quebra-cabeça. Seriam elas realmente moléculas gigantes formadas por um número incomumente grande de átomos ligados por ligações covalentes? Seriam mais como uma suspensão coloidal de partícu-



**Figura 2-30 Como as macromoléculas orgânicas podem ser compostas?** No início do século XX, os químicos debateram se as proteínas, os polissacarídeos e outras moléculas orgânicas aparentemente grandes seriam (A) partículas independentes compostas por um número incomumente grande de átomos ligados covalentemente, ou seriam (B) um agregado de baixa afinidade e heterogêneo de pequenas moléculas orgânicas mantidas unidas por meio de forças de associação fracas.

las, uma mistura pegajosa de moléculas orgânicas pequenas associadas com baixa afinidade?

Uma maneira de distinguir entre essas duas possibilidades seria determinar o tamanho verdadeiro dessas moléculas. Mostrar que uma proteína como a albumina é composta de moléculas todas com o mesmo tamanho daria suporte à ideia da existência de verdadeiras macromoléculas. Opostamente, se a albumina fosse um conglomerado de uma mistura de moléculas orgânicas pequenas, essas moléculas, quando em solução, seriam vistas como uma ampla gama de tamanhos moleculares.

Infelizmente, nos primeiros anos do século XX, as técnicas disponíveis aos cientistas não eram ideais para determinar o tamanho de moléculas tão grandes. Alguns químicos estimavam o tamanho das proteínas determinando o quanto elas diminuía o ponto de congelamento de uma solução. Outros mediam a pressão osmótica de soluções de proteínas. Esses métodos eram suscetíveis a erros experimentais e davam resultados variados. Diferentes técnicas, por exemplo, sugeriam que a celulose teria uma massa entre 6.000 e 103.000 dáltons (1 dálton é aproximadamente igual à massa de um átomo de hidrogênio). Esses resultados ajudaram a reforçar a hipótese de que os carboidratos e as proteínas seriam agregados de pequenas moléculas, e não a hipótese de que fossem macromoléculas verdadeiras.

Muitos cientistas simplesmente tinham problemas em acreditar que pudessem existir moléculas maiores do que cerca de 4.000 dáltons, o tamanho do maior composto que os químicos orgânicos tinham sintetizado. Considere o caso da hemoglobina, a proteína carreadora de oxigênio dos eritrócitos. Os pesquisadores tentavam estimar o seu tamanho quebrando-a em seus componentes químicos. Além de carbono, hidrogênio, nitrogênio e oxigênio, a hemoglobina possui uma pequena quantidade de ferro. Trabalhando com porcentagens, parecia que a hemoglobina tinha um átomo de ferro para cada 712 átomos de carbono, portanto, um peso mínimo de 16.700 dáltons. Poderia uma molécula com centenas de átomos de carbono em uma longa cadeia permanecer intacta em uma célula e desempenhar funções específicas? Emil Fischer, o químico orgânico que determinou que os aminoácidos, nas proteínas, são ligados por ligações peptídicas, pensava que uma cadeia polipeptídica não pudesse crescer mais do que 30 ou 40 aminoácidos. No caso da hemoglobina, a cadeia teria 700 átomos de carbono. A existência de moléculas com cadeias com “comprimentos verdadeiramente fantásticos” era considerada pelos químicos proeminentes da época como “muito improvável”.

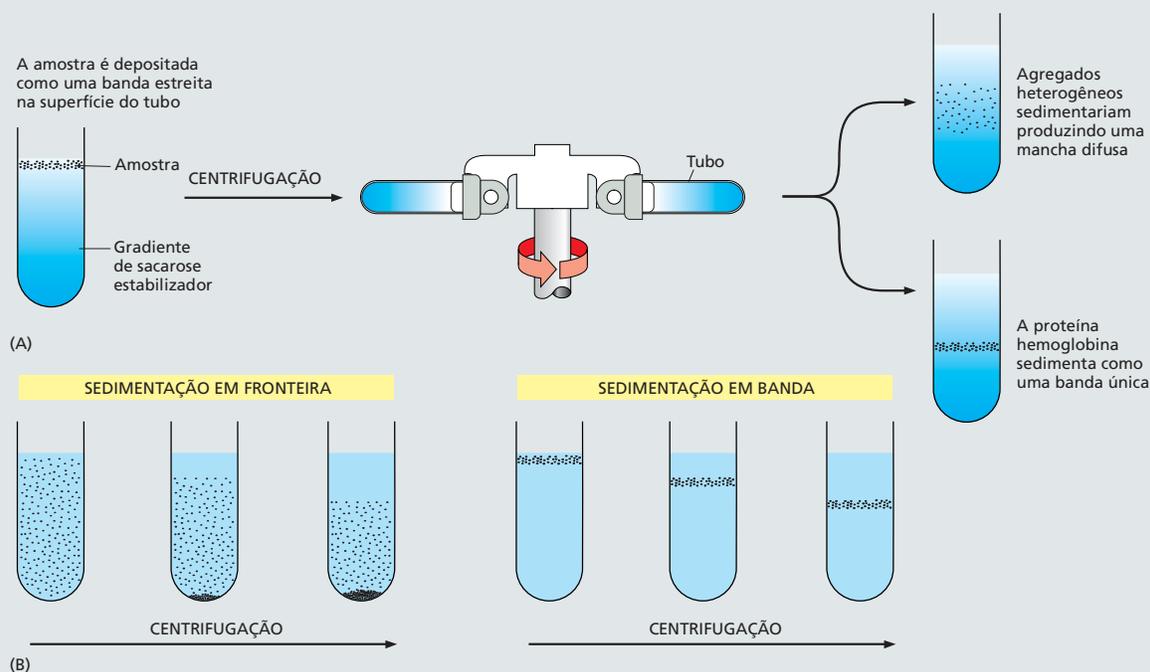
O final do debate teve de esperar pelo desenvolvimento de novas técnicas. Evidências convincentes de que as proteínas são macromoléculas vieram de estudos realizados com o uso da ultracentrífuga – aparelho que utiliza a força centrífuga para separar moléculas de acordo com os seus tamanhos (ver Painel 4-3, p. 164-165). Theodor Svedberg foi quem desenhou o equipamento em 1925 e realizou os primei-

ros estudos. Se uma proteína realmente fosse um agregado de moléculas pequenas – ele raciocinou –, ela deveria aparecer como um rastro de moléculas de diferentes tamanhos quando sedimentada em uma ultracentrífuga. Usando a hemoglobina como sua proteína-teste, Svedberg verificou que a amostra centrifugada aparecia como uma única banda bem definida e com um peso molecular de 68.000 dáltons. Os seus resultados forneceram forte suporte para a teoria de que as proteínas são verdadeiras macromoléculas (Figura 2-31).

Evidências adicionais continuaram a se acumular durante a década de 1930, à medida que outros pesquisadores começaram a preparar cristais de proteínas puras que puderam ser estudados por difração de raios X. Apenas moléculas com tamanho e forma uniformes podem formar cristais altamente ordenados que difratam raios X de maneira tal que a estrutura tridimensional pode ser determinada, como discutido no

Capítulo 4. Uma suspensão heterogênea não poderia ser estudada dessa maneira.

Hoje, tem-se como certo que as macromoléculas grandes desempenham muitas das mais importantes funções das células vivas. Mas, antigamente, os químicos viam a existência de tais polímeros com o mesmo ceticismo que os zoologistas devem ter mostrado ao ouvirem que “na África, existem elefantes com 100 metros de comprimento e 20 metros de altura”. Passaram-se décadas até que os cientistas dominassem as técnicas necessárias para que todos se convencessem de que as moléculas 10 vezes maiores do que qualquer outra que eles tinham encontrado até então fossem um dos alicerces da biologia. Como será visto ao longo deste livro, um caminho tão trabalhoso de descobertas não é incomum, e o progresso científico é frequentemente promovido por avanços tecnológicos.



**Figura 2-31 A ultracentrífuga ajudou a encerrar o debate sobre a natureza das macromoléculas.** Em uma ultracentrífuga, forças centrífugas que ultrapassam a força da gravidade em mais de 500.000 vezes podem ser usadas para separar proteínas e outras moléculas grandes. (A) Em uma ultracentrífuga moderna, as amostras são depositadas em uma fina camada no topo de um gradiente de uma solução de sacarose formado em um tubo. O tubo é colocado em um rotor de metal que gira em alta velocidade. Moléculas de diferentes tamanhos sedimentam em velocidades diferentes. Assim, essas moléculas se moverão como bandas distintas no tubo. Se a hemoglobina fosse um agregado de baixa afinidade de peptídeos heterogêneos, depois da centrifugação, ela formaria uma mancha dispersa de tamanhos variados (*tubo superior*). Em vez disso, ela aparece como uma banda bem definida com um peso molecular de 68.000 dáltons (*tubo inferior*). Embora na maioria dos laboratórios de bioquímica de hoje a ultracentrífuga seja um equipamento padrão comum, quase que elementar, sua construção foi um desafio tecnológico enorme. O rotor da centrífuga deve ser capaz de girar a altas rotações por horas a fio, sob temperatura constante e com alta estabilidade, pois, de outro modo, ocorreria convecção na solução sob sedimentação, o que inutilizaria o experimento. Em 1926, Svedberg ganhou o Prêmio Nobel de Química por seu projeto de ultracentrífuga e de suas aplicações na química. (B) No experimento que fez, Svedberg encheu um tubo especial de uma ultracentrífuga com uma solução homogênea de hemoglobina. Pela iluminação através do tubo, ele podia monitorar cuidadosamente o limite móvel entre as moléculas de proteínas em sedimentação e a solução aquosa límpida deixada para trás (a denominada sedimentação em frente). O método desenvolvido mais recentemente (mostrado em A) é uma forma de sedimentação em banda.

proteica de 200 aminoácidos, existem  $20^{200}$  combinações possíveis ( $20 \times 20 \times 20 \times 20 \dots$ , multiplicando 200 vezes), ao passo que, para uma molécula de DNA com um comprimento de 10.000 nucleotídeos (pequena para os padrões de DNA), com os seus quatro diferentes nucleotídeos, existem  $4^{10.000}$  possibilidades diferentes, um número extremamente elevado. Assim, a maquinaria de polimerização deve estar submetida a um controle muito sensível, que lhe permita especificar exatamente quais as subunidades que devem ser adicionadas na etapa seguinte do crescimento do polímero. Os mecanismos que especificam a sequência das subunidades das moléculas de DNA e RNA e também das proteínas são discutidos nos Capítulos 6 e 7.

## A forma exata das macromoléculas é determinada por ligações não covalentes

A maioria das ligações covalentes simples que ligam as subunidades das macromoléculas entre si permite rotação entre os átomos que formam a ligação. Portanto, a cadeia polimérica possui grande flexibilidade. Em princípio, isso permite que uma macromolécula formada por uma só cadeia adote uma quantidade praticamente ilimitada de formas, ou **conformações**, à medida que a cadeia do polímero se contorce e gira sob a influência da energia térmica aleatória. Entretanto, as formas da maior parte das macromoléculas biológicas são altamente condicionadas pelas várias ligações não covalentes, mais fracas, formadas entre diferentes partes da própria molécula. Em muitos casos, essas interações mais fracas garantem que a cadeia do polímero adote preferencialmente uma conformação específica, que é determinada pela sequência linear dos monômeros na cadeia. Assim, a maior parte das moléculas de proteínas e muitas moléculas de RNA são encontradas, nas células, enoveladas firmemente em uma conformação altamente preferencial (**Figura 2-32**). Essas conformações únicas, lapidadas pela evolução, determinam a química e a atividade dessas macromoléculas e impõem seu modo de interação com outras moléculas biológicas.

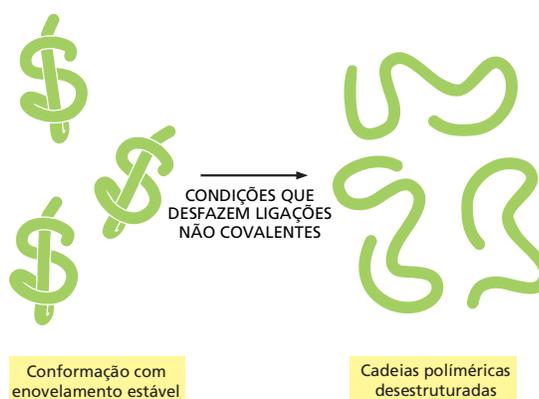
As ligações não covalentes de importância para a estrutura e função das macromoléculas incluem dois tipos discutidos anteriormente: *atração eletrostática* e *ligação de hidrogênio* (ver Painel 2-7, p. 78-79). As atrações eletrostáticas, embora fortes por si mesmas, são um tanto fracas em água, porque os grupos carregados ou parcialmente carregados (polares) envolvidos na atração são protegidos de interagirem entre si por sua interação com moléculas de água e vários íons inorgânicos presentes nas soluções aquosas. Entretanto, as atrações eletrostáticas são muito importantes nos sistemas biológicos. Uma enzima que ligue um substrato de carga positiva geralmente usará uma cadeia lateral de aminoácido com carga negativa para guiar o substrato para a posição apropriada.

Anteriormente, foi descrita a importância das ligações de hidrogênio na determinação das propriedades peculiares da molécula de água. Essas ligações também são muito importantes para o enovelamento das cadeias polipeptídicas e para manter unidas as duas fitas de uma molécula de DNA de fita dupla.

### QUESTÃO 2-8

Em princípio, existem muitas maneiras diferentes, quimicamente diversas, pelas quais as moléculas pequenas podem ser ligadas para formar polímeros. Por exemplo, a pequena molécula de eteno ( $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ ) é usada comercialmente para fazer o plástico polietileno ( $\dots\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\dots$ ). Entretanto, as subunidades individuais das três classes principais de macromoléculas biológicas são ligadas por reações com mecanismos similares, isto é, reações de condensação com eliminação de água. Você consegue se lembrar de algumas vantagens que essa química ofereça e também por que ela teria sido selecionada pela evolução?

**Figura 2-32** A maioria das moléculas de proteína e muitas moléculas de RNA se enovelam em uma forma tridimensional específica estável, ou conformação. Essa forma é determinada principalmente por numerosas ligações intramoleculares não covalentes fracas. Caso a macromolécula com a forma assim determinada seja submetida a condições que desfaçam essas ligações não covalentes, a molécula torna-se uma cadeia flexível que perde tanto sua conformação quanto sua atividade biológica.



Um terceiro tipo de interação não covalente resulta das **atrações de van der Waals**, que são uma forma de atração elétrica causada pelo aparecimento de cargas elétricas oscilantes quando dois átomos se aproximam por uma distância muito pequena. Embora as atrações de van der Waals sejam mais fracas do que as ligações de hidrogênio, quando estão em grande número elas desempenham um papel importante na atração de macromoléculas que tenham formas complementares. Todas essas ligações não covalentes estão revistas no Painel 2-7, p. 78-79.

A estrutura tridimensional da água cria outra interação não covalente importante, que força as porções hidrofóbicas das moléculas dissolvidas em água a ficarem juntas e assim minimizar a perturbação da rede de ligações de hidrogênio das moléculas de água (ver Painel 2-7, p. 78-79, e Painel 2-2, p. 68-69). Essa expulsão da solução aquosa gera o que é algumas vezes conhecido como um quarto tipo de ligação não covalente, denominado **interação hidrofóbica**. Por exemplo, essas interações mantêm as moléculas de fosfolípidos unidas nas membranas celulares e têm uma participação crucial no envelhecimento das moléculas de proteínas formando uma estrutura globular compacta.

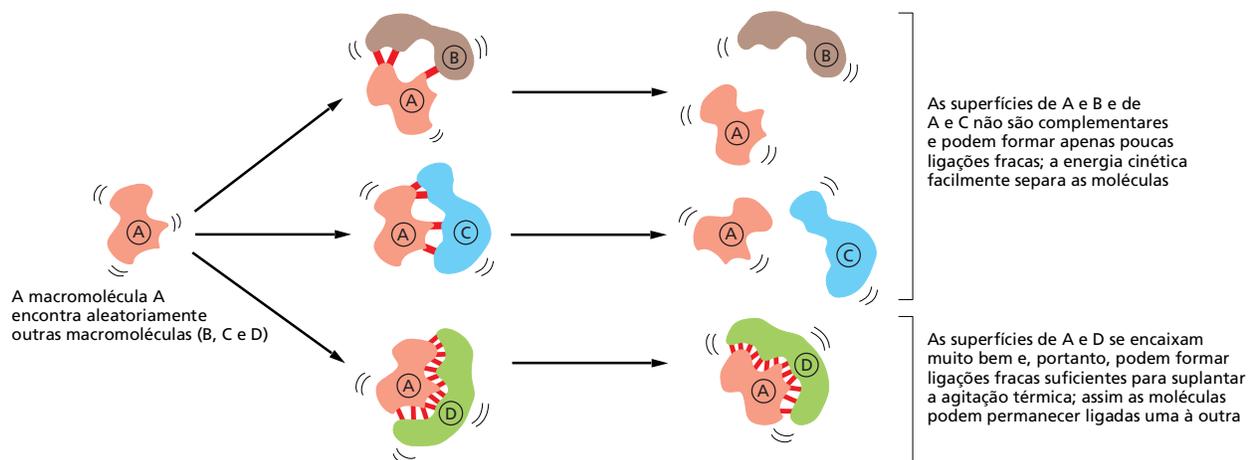
## As ligações não covalentes permitem que as macromoléculas se liguem a outras moléculas selecionadas

Como já foi discutido, embora as ligações não covalentes sejam individualmente fracas, elas podem ajudar a criar uma atração forte entre duas moléculas, quando essas moléculas se encaixarem muito ajustadamente, como uma luva na mão, de modo que possam ser formadas várias ligações não covalentes entre elas (ver Painel 2-7). Essa forma de interação molecular é responsável pela grande especificidade das ligações entre macromoléculas e outras moléculas (pequenas ou grandes), porque os múltiplos pontos de contatos necessários para haver uma ligação forte possibilitam que uma macromolécula selecione apenas uma entre os vários milhares de moléculas diferentes presentes em uma célula. Mais ainda, é possível que se formem associações de praticamente qualquer intensidade, porque a força de ligação depende do número de ligações não covalentes que são formadas.

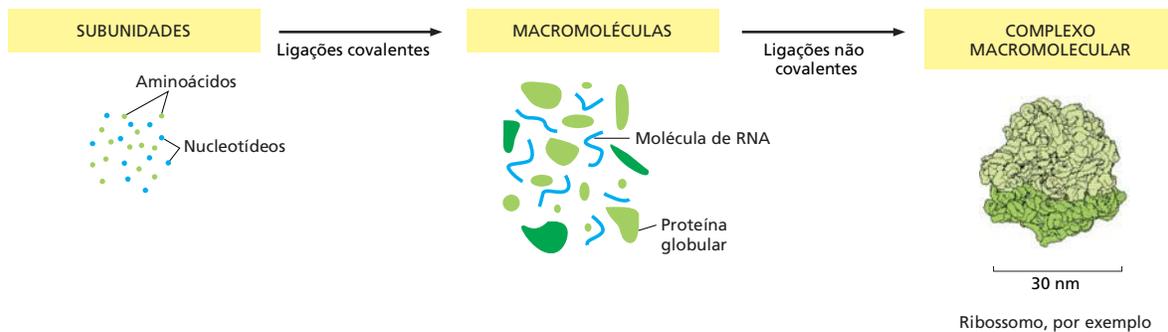
Ligações desse tipo possibilitam que as proteínas funcionem como enzimas. Essas ligações também podem estabilizar associações entre quaisquer macromoléculas, desde que as suas superfícies se complementem perfeitamente (**Figura 2-33** e **Animação 2.4**). Em virtude disso, as ligações não covalentes permitem que as macromoléculas sejam usadas como unidades fundamentais na formação de estruturas muito maiores. Por exemplo, as proteínas geralmente se ligam en-

### QUESTÃO 2-9

Por que as ligações covalentes não poderiam ser usadas no lugar das ligações não covalentes para mediar a maior parte das interações das macromoléculas?



**Figura 2-33** Ligações não covalentes são mediadoras das interações entre macromoléculas. Essas ligações também podem mediar interações entre uma macromolécula e moléculas pequenas (não mostrado).



**Figura 2-34** Para a formação de um complexo macromolecular, tal como um ribossomo, é necessário haver tanto ligações covalentes quanto ligações não covalentes. As ligações covalentes permitem que as moléculas orgânicas pequenas se unam entre si, constituindo macromoléculas que podem se associar formando grandes complexos macromoleculares via ligações não covalentes. Os ribossomos são grandes máquinas macromoleculares que sintetizam proteínas no interior das células. Cada ribossomo é composto por cerca de 90 macromoléculas (moléculas de proteína e de RNA) e é grande o suficiente para ser observado em um microscópio eletrônico (ver Figura 7-31). Subunidades, macromoléculas e ribossomos estão mostrados em uma escala aproximada.

tre si em complexos multiproteicos que funcionam como máquinas intrincadas com muitas partes móveis e, assim, podem desempenhar funções complexas como a replicação do DNA e a síntese de proteínas (Figura 2-34). Realmente, as ligações não covalentes desse tipo respondem pela grande atividade da química altamente complexa que torna a vida possível.

## CONCEITOS ESSENCIAIS

- As células vivas obedecem às mesmas leis da física e da química que regem os objetos não vivos. Como todas as demais formas de matéria, elas são compostas por átomos, que são as menores unidades dos elementos químicos que mantêm as propriedades químicas características de cada elemento.
- As células são compostas por um número limitado de elementos, quatro dos quais (C, H, N e O) perfazem cerca de 96% da massa das células.
- Cada átomo tem um núcleo com carga positiva, que é rodeado por uma nuvem de elétrons carregados negativamente. As propriedades químicas de um átomo são determinadas pelo número e pelo arranjo dos seus elétrons: o átomo é mais estável quando a sua camada mais externa de elétrons está preenchida completamente.
- Há formação de ligação covalente quando há compartilhamento de um par de elétrons da camada mais externa entre dois átomos adjacentes; se forem compartilhados dois pares de elétrons, há formação de uma ligação dupla. Grupamentos de dois ou mais átomos mantidos unidos por ligações covalentes são conhecidos como moléculas.
- Quando um elétron salta de um átomo para outro átomo, são gerados dois íons de cargas opostas; esses íons são mantidos juntos por forças de atração mútuas, formando assim uma ligação não covalente iônica.
- Os organismos vivos contêm um conjunto característico e restrito de moléculas (orgânicas) com base no carbono, que, essencialmente, é o mesmo para todas as espécies de organismos vivos. As principais categorias são os açúcares, os ácidos graxos, os aminoácidos e os nucleotídeos.
- Os açúcares são a fonte primária de energia química para as células e também podem ser unidos entre si para formar polissacarídeos e oligossacarídeos mais curtos.

- Os ácidos graxos são uma fonte de energia ainda mais rica do que os açúcares, mas a sua principal, e essencial, função é formar moléculas de lipídeos que se organizam em membranas celulares.
- A vasta maioria da matéria seca de uma célula é formada por macromoléculas, principalmente polissacarídeos, proteínas e ácidos nucleicos (DNA e RNA). Essas macromoléculas são formadas como polímeros de açúcares, aminoácidos e nucleotídeos, respectivamente.
- As proteínas formam a classe mais diversificada e versátil de macromoléculas. Elas são formadas por 20 tipos de aminoácidos ligados covalentemente por ligações peptídicas em longas cadeias polipeptídicas.
- Os nucleotídeos desempenham um papel central em reações de transferência de energia no interior das células. Eles também se ligam para formar moléculas de RNA e DNA contendo informações, sendo que cada um deles é formado por apenas quatro tipos de nucleotídeos.
- As moléculas de proteína, RNA e DNA são sintetizadas a partir de subunidades por meio de repetidas reações de condensação, e é a sequência específica de subunidades que determina as suas funções particulares.
- Quatro tipos de ligações não covalentes fracas – ligações de hidrogênio, atrações eletrostáticas, atrações de van der Waals e interações hidrofóbicas – possibilitam que as macromoléculas se liguem especificamente a outras macromoléculas ou a um grupo selecionado de moléculas pequenas.
- Os mesmos quatro tipos de ligações não covalentes entre diferentes regiões de um polipeptídeo ou de uma cadeia de RNA possibilitam que essas cadeias se enovem em suas formas específicas (conformações).

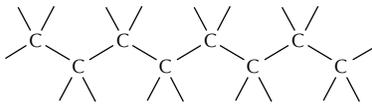
## TERMOS-CHAVE

ácido	hidrofílico	molécula orgânica
ácido graxo	hidrofóbico	monômero
aminoácido	hidrólise	nucleotídeo
átomo	interação hidrofóbica	número de Avogadro
ATP	íon	peso atômico
atração de van der Waals	íon hidrônio	peso molecular
atração eletrostática	ligação covalente	polar
açúcar	ligação de hidrogênio	polímero
base	ligação iônica	proteína
bicamada lipídica	ligação não covalente	próton
conformação	ligação química	reação de condensação
DNA	lipídeo	RNA
elétron	macromolécula	sequência
escala de pH	molécula	subunidade
grupo químico	molécula inorgânica	tampão

## CADEIAS PRINCIPAIS DE CARBONO

O carbono tem um papel único nas células devido à sua capacidade de formar ligações covalentes fortes com outros átomos de carbono. Assim, os átomos de carbono podem unir-se, formando:

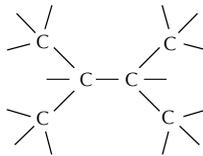
## Cadeias



Também representado por



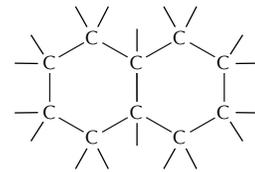
## Árvores ramificadas



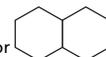
Também representado por



## Anéis



Também representado por



## LIGAÇÕES COVALENTES

Há formação de uma ligação covalente quando dois átomos se aproximam muito e compartilham um ou mais elétrons das suas camadas mais externas. Cada átomo forma um número fixo de ligações covalentes em um arranjo espacial definido.

**LIGAÇÃO SIMPLES:** são compartilhados dois elétrons por ligação

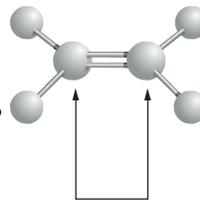


**LIGAÇÃO DUPLA:** são compartilhados quatro elétrons por ligação



O arranjo espacial preciso das ligações covalentes influencia a estrutura tridimensional e a química das moléculas.

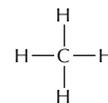
Neste painel de revisão, está mostrado como as ligações covalentes são usadas em várias moléculas biológicas.



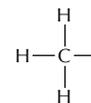
Átomos ligados por duas ou mais ligações covalentes não podem girar livremente em torno do eixo da ligação. Essa restrição tem grande influência na forma tridimensional de diversas macromoléculas.

## COMPOSTOS C-H

Juntos, o carbono e o hidrogênio podem formar compostos (ou grupos) muito estáveis, denominados **hidrocarbonetos**. Eles são não polares, não formam ligações de hidrogênio e geralmente são insolúveis em água.



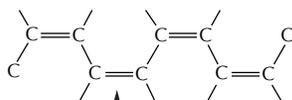
Metano



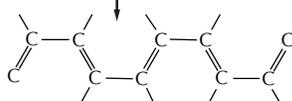
Grupo metila

## LIGAÇÕES DUPLAS ALTERNADAS

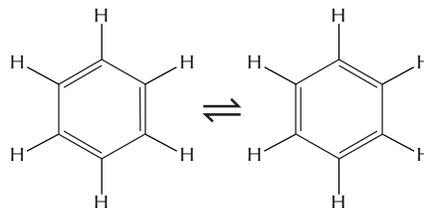
As cadeias de carbono podem incluir ligações duplas. Caso essas ligações ocorram em átomos de carbono alternados, os elétrons que participam dessas ligações movem-se dentro da molécula, estabilizando a estrutura por um fenômeno denominado **ressonância**.



A estrutura real corresponde a um ponto intermediário entre essas duas estruturas

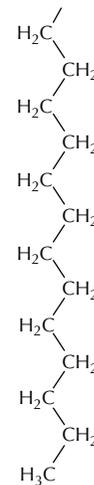


Ligações duplas em um anel podem gerar uma estrutura muito estável.



Benzeno

Geralmente representado como

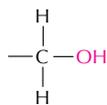


Parte da "cauda" hidrocarbonada de uma molécula de ácido graxo

### COMPOSTOS C-O

Vários compostos biológicos contêm um carbono ligado covalentemente a um oxigênio. Por exemplo,

#### Álcool



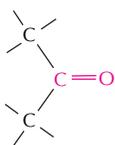
O grupo  $-\text{OH}$  é denominado grupo **hidroxila**.

#### Aldeído



O grupo  $\text{C}=\text{O}$  é denominado grupo **carbonila**.

#### Cetona



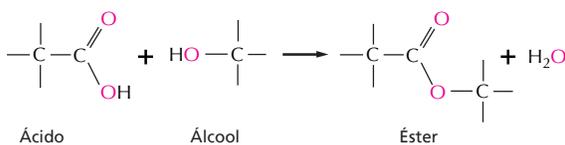
#### Ácido carboxílico



O grupo  $-\text{COOH}$  é denominado grupo **carboxila**. Em água, esse grupo perde um íon  $\text{H}^+$  e torna-se  $-\text{COO}^-$ .

#### Ésteres

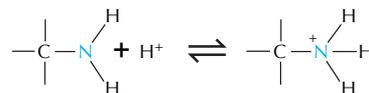
Os ésteres são formados pela combinação de um ácido e um álcool.



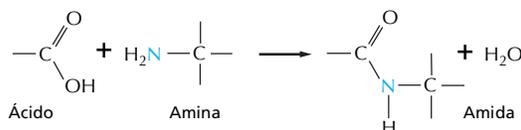
### COMPOSTOS C-N

Aminas e amidas são dois exemplos importantes de grupos contendo um carbono ligado a um nitrogênio.

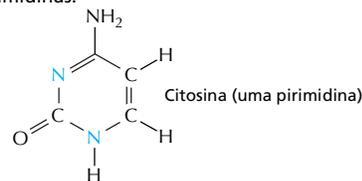
Em água, as **aminas** combinam-se com um íon  $\text{H}^+$ , tornando-se carregadas positivamente.



As **amidas** são formadas pela combinação de um ácido com uma amina. Ao contrário das aminas, as amidas não possuem carga quando em água. Um exemplo é a ligação peptídica que liga dois aminoácidos nas proteínas.

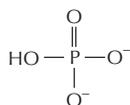


O nitrogênio ocorre também em vários compostos cíclicos, incluindo importantes constituintes dos ácidos nucleicos: purinas e pirimidinas.

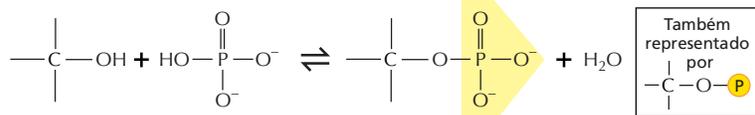


### FOSFATOS

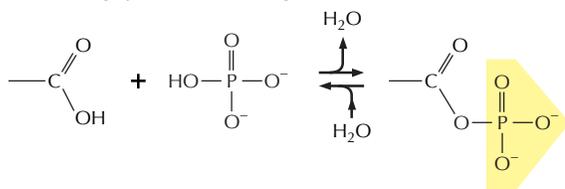
O fosfato inorgânico é um íon estável, formado a partir do ácido fosfórico,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . Ele também é representado por **P<sub>i</sub>**.



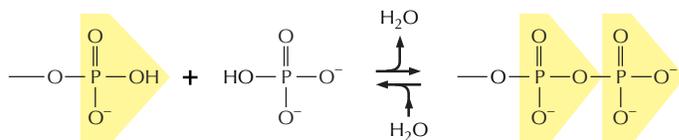
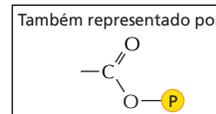
Podem-se formar ésteres de fosfato entre um fosfato e um grupo hidroxila livre. Os **grupos fosfato** geralmente estão ligados covalentemente a proteínas desta maneira.



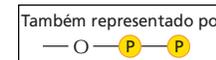
A combinação de um grupo fosfato com um grupo carboxila, ou com dois ou mais grupos fosfato, origina um anidrido ácido. Devido ao fato de que compostos desse tipo liberam grande quantidade de energia quando hidrolisados nas células, diz-se que eles contêm uma ligação "rica em energia".



Ligação acil-fosfato (ácido anidrido carboxílico-fosfórico) de alta energia encontrada em alguns metabólitos



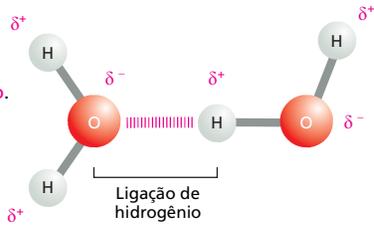
Ligação fosfoanidrido de alta energia encontrada em moléculas como o ATP



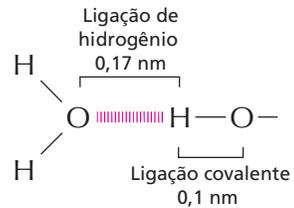
## LIGAÇÕES DE HIDROGÊNIO

Por serem polares, duas moléculas adjacentes de  $H_2O$  podem formar uma ligação não covalente conhecida como **ligação de hidrogênio**. As ligações de hidrogênio possuem apenas 1/20 da força de uma ligação covalente.

As ligações de hidrogênio são mais fortes quando os três átomos se alinham em uma reta.

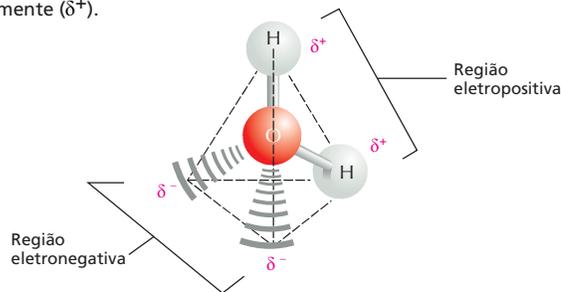


## Comprimento das ligações



## ÁGUA

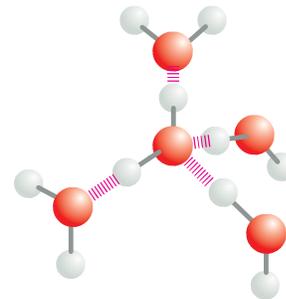
Dois átomos ligados por ligação covalente podem exercer atrações diferentes sobre os elétrons da ligação. Nesses casos, a ligação é **polar**, com um lado levemente carregado negativamente ( $\delta^-$ ) e o outro lado levemente carregado positivamente ( $\delta^+$ ).



Embora a molécula de água tenha uma carga geral negativa (por ter o mesmo número de elétrons e de prótons), os elétrons estão distribuídos assimetricamente, tornando a molécula polar. O núcleo do oxigênio desloca elétrons para mais longe dos núcleos do hidrogênio, deixando os núcleos do hidrogênio com uma carga líquida levemente positiva. A densidade excessiva de elétrons no átomo de oxigênio cria regiões fracamente negativas nos outros dois pontos de um tetraedro imaginário. **Nestas páginas, as propriedades químicas da água são revisadas e é visto como a água influi no comportamento das moléculas biológicas.**

## ESTRUTURA DA ÁGUA

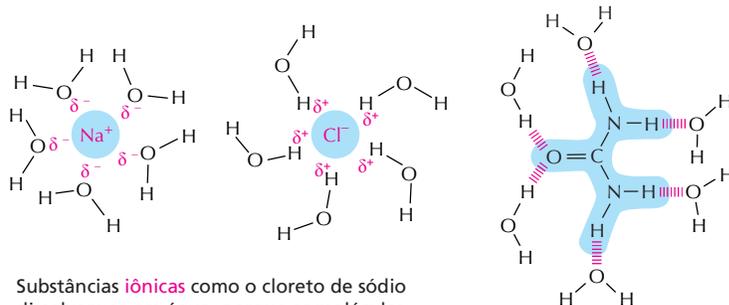
As moléculas de água se mantêm unidas transitoriamente em uma rede de ligações de hidrogênio.



A natureza coesiva da água é responsável por muitas das suas propriedades peculiares, tais como alta tensão superficial, alto calor específico e alto calor de vaporização.

## MOLÉCULAS HIDROFÍLICAS

Substâncias que se dissolvem facilmente em água são denominadas **hidrofílicas**. Entre elas, incluem-se os íons e as moléculas polares, que atraem as moléculas de água por meio de efeitos de carga elétrica. As moléculas de água rodeiam cada íon ou cada molécula polar e os solubilizam.

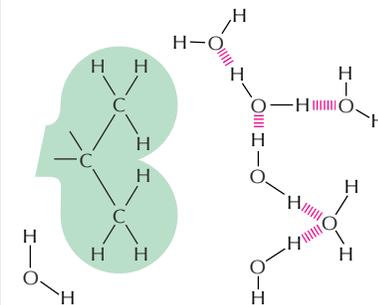


Substâncias **iónicas** como o cloreto de sódio dissolvem-se em água, porque as moléculas de água são atraídas pela carga positiva ( $Na^+$ ) ou negativa ( $Cl^-$ ) de cada íon.

Substâncias **polares** como a ureia dissolvem-se em água, porque as suas moléculas formam ligações de hidrogênio com as moléculas de água circundantes.

## MOLÉCULAS HIDROFÓBICAS

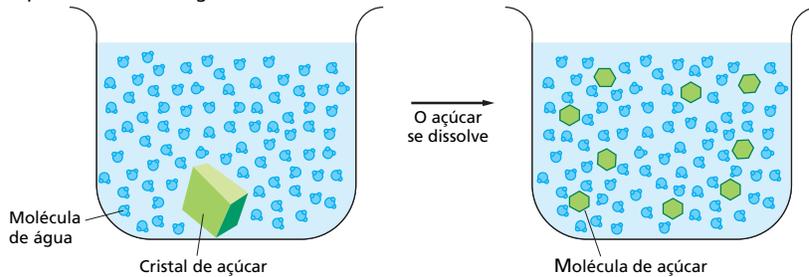
Substâncias que contêm um alto número de ligações apolares são geralmente insolúveis em água e são denominadas **hidrofóbicas**. As moléculas de água não são atraídas por moléculas hidrofóbicas e têm baixa tendência a solvatarem e solubilizarem essas moléculas.



Os hidrocarbonetos, que contêm muitas ligações C-H, são especialmente hidrofóbicos.

### ÁGUA COMO SOLVENTE

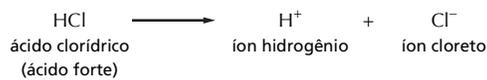
Muitas substâncias, como o açúcar de cozinha (sacarose), se **dissolvem** em água. Isto é, as suas moléculas se separam umas das outras, cada uma tornando-se solvatadas por moléculas de água.



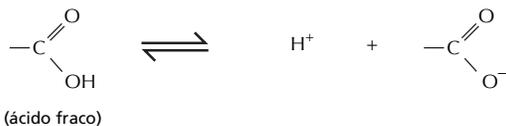
Quando uma substância se dissolve em um líquido, a mistura é denominada **solução**. A substância dissolvida (no caso, o açúcar) é denominada **soluto** e o líquido que faz a dissolução (no caso, a água) é denominado **solvente**. A água é um **solvente** excelente para substâncias hidrofílicas, devido às suas ligações polares.

### ÁCIDOS

Substâncias que liberam íons hidrogênio (prótons) em uma solução são denominadas **ácidos**.



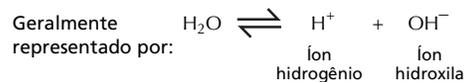
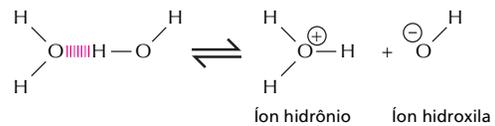
Muitos ácidos de importância para as células não se dissociam completamente e, por isso, são denominados **ácidos fracos** – por exemplo, o grupo carboxila (-COOH), que se dissocia e doa um íon hidrogênio para a solução.



Observe que essa reação é reversível.

### TROCA DE ÍON HIDROGÊNIO

Íons hidrogênio carregados positivamente ( $\text{H}^+$ ) podem mover-se espontaneamente de uma a outra molécula de água, criando assim duas espécies iônicas.



Uma vez que esse processo é rapidamente reversível, os íons hidrogênio estão continuamente trocando de uma molécula de água a outra. A água pura contém quantidades iguais de íons hidrônio e íons hidroxila ( $10^{-7}$  M cada um).

### pH

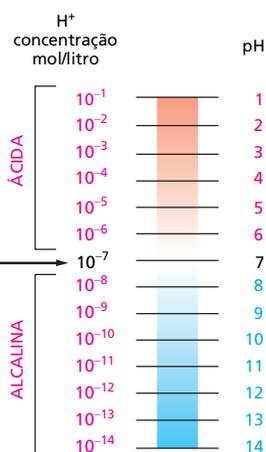
A acidez de uma solução é definida como a concentração de íons hidrônio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) que ela possui, geralmente abreviada como  $\text{H}^+$ . Por ser mais conveniente, usa-se a escala de pH, em que

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}^+]$$

para a água pura

$$[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ mol/litro}$$

$$\text{pH} = 7,0$$

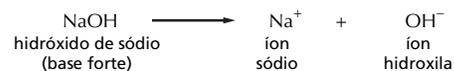


### BASES

Substâncias que reduzem o número de íons hidrogênio na solução são denominadas **bases**. Algumas bases, como a amônia, combinam-se diretamente com íons hidrogênio.



Outras bases, como o hidróxido de sódio, reduzem o número de íons  $\text{H}^+$  indiretamente, ao produzirem íons  $\text{OH}^-$ , que então se combinam diretamente com os íons  $\text{H}^+$ , formando água.

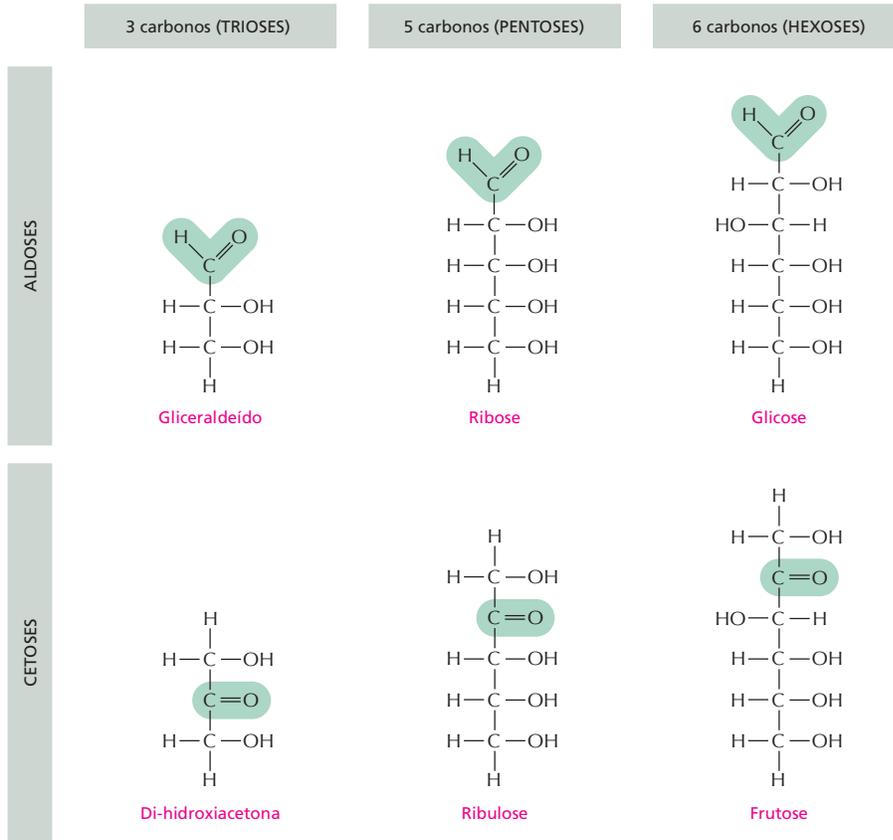


Muitas bases encontradas nas células estão parcialmente associadas com íons  $\text{H}^+$  e são denominadas **bases fracas**. Isso é verdadeiro para compostos contendo um grupo amino ( $-\text{NH}_2$ ), que tem uma tendência fraca a aceitar reversivelmente íons  $\text{H}^+$  da água, aumentando assim a concentração de íons  $\text{OH}^-$  livres.



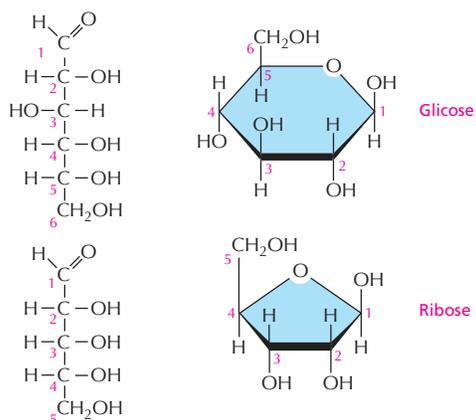
### MONOSSACARÍDEOS

Normalmente os monossacarídeos têm a fórmula geral  $(\text{CH}_2\text{O})_n$ , onde  $n$  pode ser 3, 4, 5 ou 6, e possuem dois ou mais grupos hidroxila. Esses monossacarídeos contêm um grupo aldeído ( $-\text{C}\overset{\text{O}}{\parallel}\text{H}$ ) e são denominados aldoses, ou um grupo cetona ( $>\text{C}=\text{O}$ ) e são denominados cetoses.



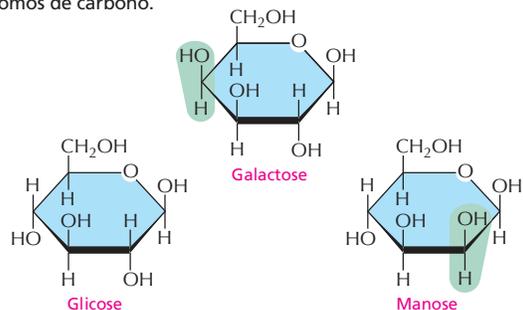
### FORMAÇÃO DE ANEL

Em soluções aquosas, o grupo aldeído ou o grupo cetona de uma molécula de açúcar tende a reagir com um grupo hidroxila da mesma molécula, convertendo a molécula em um anel.



### ISÔMEROS

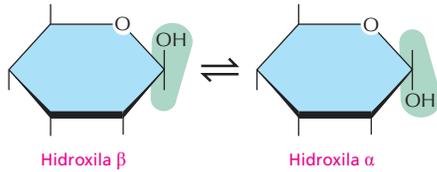
Muitos monossacarídeos diferem apenas no arranjo espacial dos átomos, por isso são denominados **isômeros**. Por exemplo, glicose, galactose e manose têm a mesma fórmula ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ), mas diferem no arranjo dos grupos ao redor de um ou dois átomos de carbono.



Essas pequenas diferenças acarretam somente pequenas mudanças nas propriedades químicas dos açúcares. Entretanto, tais diferenças são reconhecidas pelas enzimas e outras proteínas, e portanto podem ter efeitos biológicos significativos.

### LIGAÇÕES $\alpha$ E $\beta$

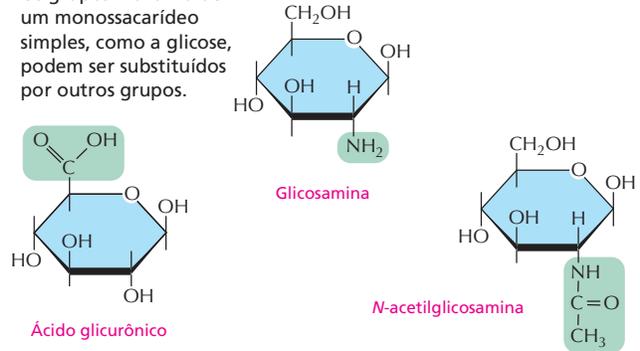
Os grupos hidroxila do carbono que carrega o grupo de aldeído ou cetona podem rapidamente trocar de uma posição para a outra. Essas duas posições são denominadas  $\alpha$  e  $\beta$ .



Tão logo um açúcar é ligado a outro açúcar, as formas  $\alpha$  ou  $\beta$  se tornam permanentes.

### DERIVADOS DE AÇÚCAR

Os grupos hidroxila de um monossacarídeo simples, como a glicose, podem ser substituídos por outros grupos.



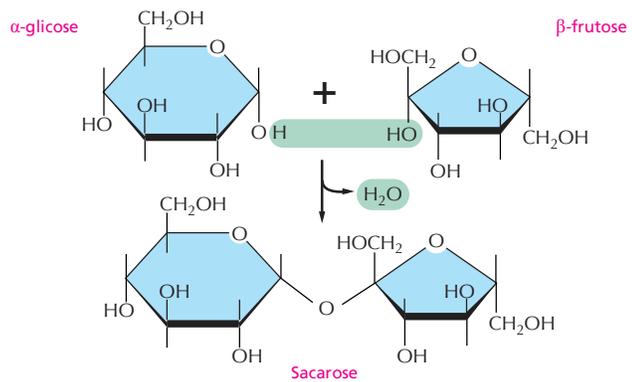
### DISSACARÍDEOS

O carbono ligado ao aldeído ou à cetona pode reagir com qualquer grupo hidroxila de uma segunda molécula de açúcar, formando um **dissacarídeo**.

Os três dissacarídeos comuns são:

- maltose (glicose + glicose)
- lactose (galactose + glicose)
- sacarose (glicose + frutose)

A reação de formação da sacarose está mostrada ao lado.

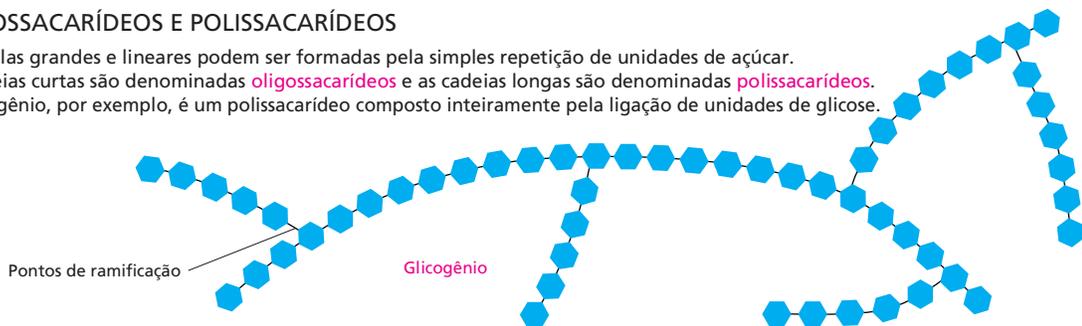


### OLIGOSSACARÍDEOS E POLISSACARÍDEOS

Moléculas grandes e lineares podem ser formadas pela simples repetição de unidades de açúcar.

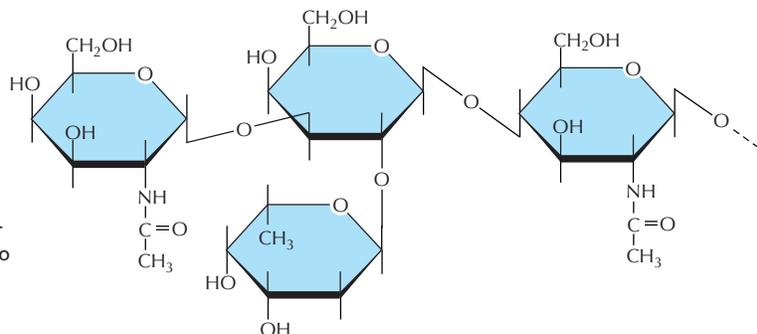
As cadeias curtas são denominadas **oligosacarídeos** e as cadeias longas são denominadas **polissacarídeos**.

O glicogênio, por exemplo, é um polissacarídeo composto inteiramente pela ligação de unidades de glicose.



### OLIGOSSACARÍDEOS COMPLEXOS

Em muitos casos, a sequência de açúcares não é repetitiva. São possíveis muitas moléculas diferentes. Oligossacarídeos complexos desse tipo são geralmente ligados a proteínas ou lipídeos, como este oligossacarídeo (aqui mostrado), que faz parte de uma molécula de superfície celular responsável pela determinação de um grupo sanguíneo específico.

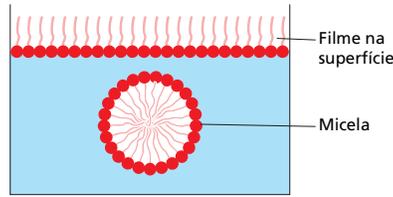




### AGREGADOS DE LIPÍDEOS

Os ácidos graxos possuem uma cabeça hidrofílica e uma cauda hidrofóbica.

Em água, eles podem formar tanto um filme na superfície como pequenas micelas esféricas.

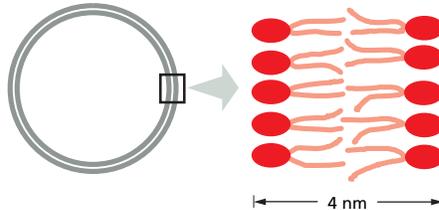


Os seus derivados podem formar grandes agregados, mantidos coesos por forças hidrofóbicas.

Os **triacilgliceróis** formam grandes gotículas de gordura no citoplasma das células.

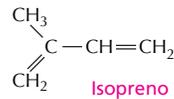


Os **fosfolípidos** e os **glicolípidos** formam **bicamadas lipídicas** autosselantes que se constituem na base de todas as membranas celulares.



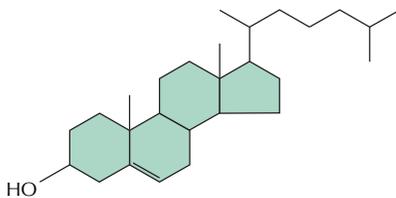
### OUTROS LIPÍDEOS

Os lipídeos são definidos como moléculas insolúveis em água e solúveis em solventes orgânicos. Dois outros tipos comuns de lipídeos são os esteroides e os poli-isoprenoides. Ambos são compostos por unidades de isopreno.

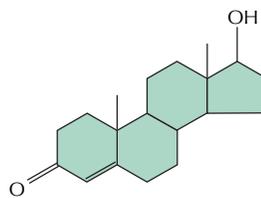


### ESTEROIDES

Os esteroides têm em comum uma estrutura com múltiplos anéis.



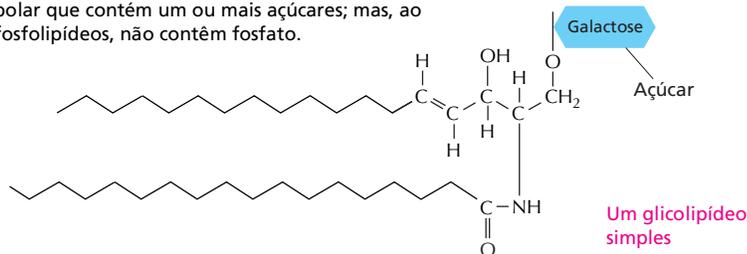
**Colesterol** – encontrado em muitas membranas celulares



**Testosterona** – hormônio sexual masculino

### GLICOLIPÍDEOS

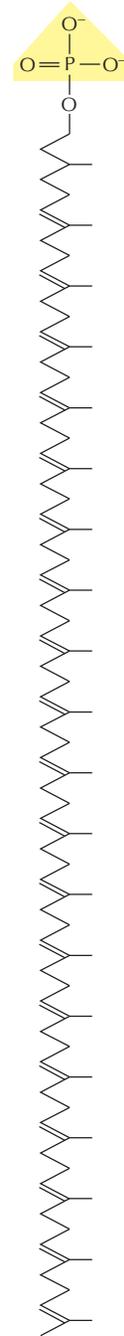
Assim como os fosfolípidos, esses compostos são formados por uma região hidrofóbica, contendo duas longas caudas hidrocarbonadas, e uma região polar que contém um ou mais açúcares; mas, ao contrário dos fosfolípidos, não contêm fosfato.



Um **glicolípido simples**

### POLI-ISOPRENOIDES

Polímeros formados por longas cadeias de isopreno



**Dolicol-fosfato** – usado como carreador de açúcares ativados na síntese de glicoproteínas e alguns polissacarídeos, associada à membrana

### FAMÍLIAS DE AMINOÁCIDOS

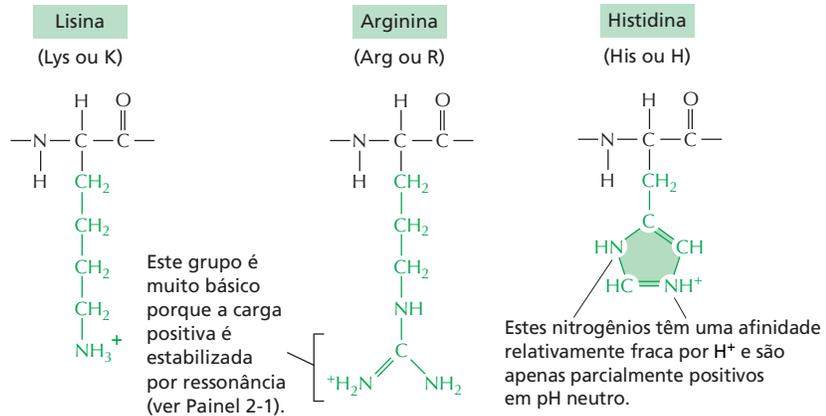
Os aminoácidos comuns são agrupados conforme suas cadeias laterais sejam

ácidas  
básicas  
polares não carregadas  
não polares

Esses 20 aminoácidos recebem abreviação tanto de uma como de três letras.

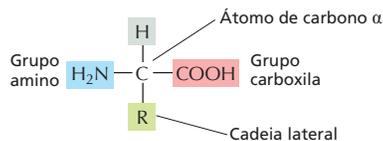
Então: alanina = Ala = A

### CADEIAS LATERAIS BÁSICAS

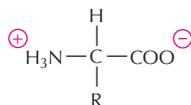


### O AMINOÁCIDO

A fórmula geral de um aminoácido é

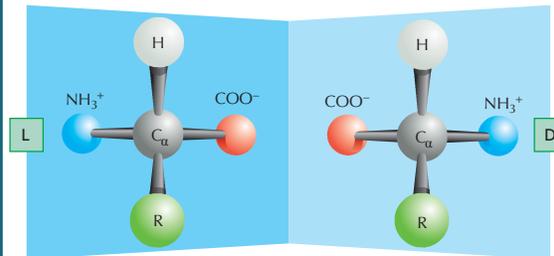


Normalmente R é uma das 20 diferentes cadeias laterais. Em pH 7, tanto o grupo amino quanto o grupo carboxila estão ionizados.



### ISÔMEROS ÓPTICOS

O átomo de carbono α é assimétrico, permitindo assim dois isômeros de imagem especular (ou estereoisômeros), L e D.

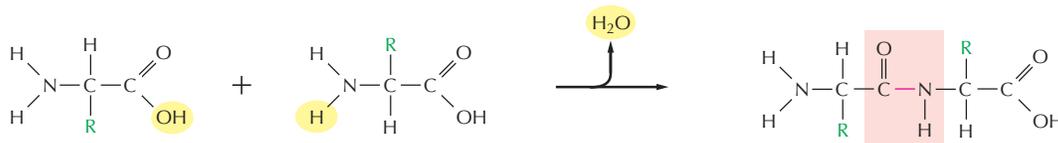


As proteínas apresentam exclusivamente aminoácidos L.

### LIGAÇÕES PEPTÍDICAS

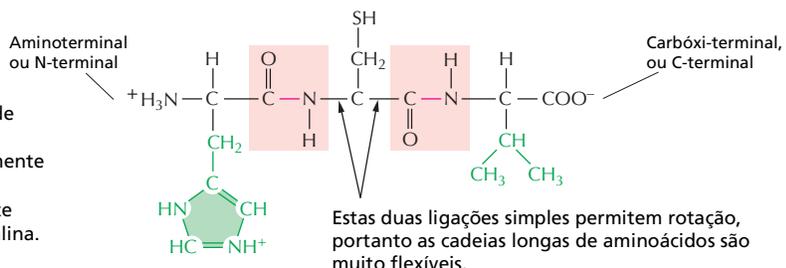
Nas proteínas, os aminoácidos são mantidos ligados por uma ligação amida denominada ligação peptídica.

Os quatro átomos em cada **ligação peptídica** (vermelho) formam uma unidade plana rígida. Não há rotação ao redor da ligação C-N.



**Proteínas** são polímeros longos de aminoácidos ligados por ligação peptídica, e elas são sempre escritas com a extremidade N-terminal no lado esquerdo.

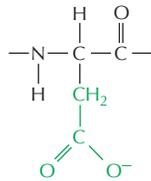
**Peptídeos** são mais curtos, geralmente com comprimento menor do que 50 aminoácidos. A sequência deste tripeptídeo é histidina-cisteína-valina.



CADEIAS LATERAIS ÁCIDAS

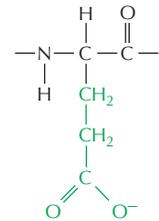
Ácido aspártico

(Asp ou D)



Ácido glutâmico

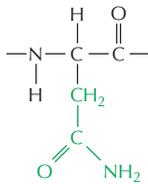
(Glu ou E)



CADEIAS LATERAIS POLARES SEM CARGA

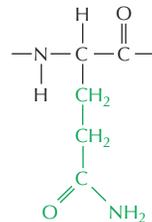
Asparagina

(Asn ou N)



Glutamina

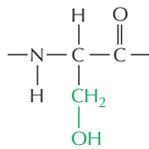
(Gln ou Q)



Embora o N da amida seja não carregado em pH neutro, esse N é polar.

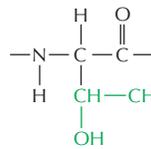
Serina

(Ser ou S)



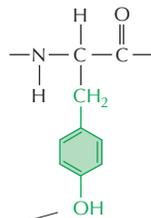
Treonina

(Thr ou T)



Tirosina

(Tyr ou Y)

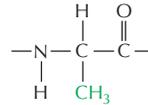


O grupo -OH é polar.

CADEIAS LATERAIS NÃO POLARES

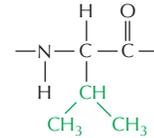
Alanina

(Ala ou A)



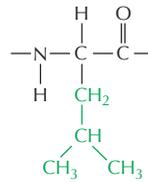
Valina

(Val ou V)



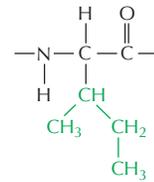
Leucina

(Leu ou L)



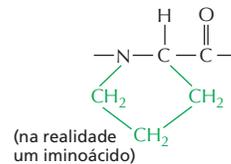
Isoleucina

(Ile ou I)



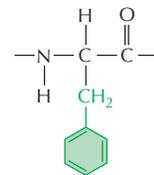
Prolina

(Pro ou P)



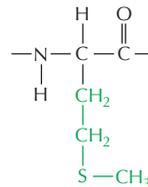
Fenilalanina

(Phe ou F)



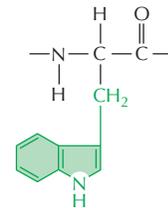
Metionina

(Met ou M)



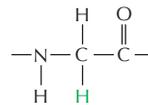
Triptofano

(Trp ou W)



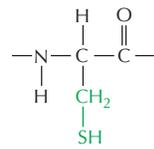
Glicina

(Gly ou G)



Cisteína

(Cys ou C)



Entre duas cadeias laterais de cisteína, nas proteínas, pode haver formação de **pontes dissulfeto**.



**BASES**

As bases, tanto purinas quanto pirimidinas, são compostos em anéis contendo nitrogênio.

**PIRIMIDINA**      **PURINA**

Citosina      Uracila      Adenina      Guanina

Timina

**FOSFATOS**

Os fosfatos estão normalmente ligados à hidroxila C5 do açúcar ribose ou do açúcar desoxirribose (especificado como 5'). Os mais comuns são mono-, di- e trifosfatos.

como no AMP

como no ADP

como no ATP

Os fosfatos tornam um nucleotídeo carregado negativamente.

**NUCLEOTÍDEOS**

Um nucleotídeo consiste em uma base contendo nitrogênio, um açúcar de cinco carbonos e um ou mais grupos fosfato.

Os nucleotídeos são as subunidades dos ácidos nucleicos.

**LIGAÇÃO BASE-AÇÚCAR**

Ligação N-glicosídica

A base é ligada ao mesmo carbono (C1) usado nas ligações açúcar-açúcar.

**AÇÚCARES**

**PENTOSE**

Um açúcar de cinco carbonos

São usados dois tipos de pentoses

$\beta$ -D-ribose usada no ácido ribonucleico (RNA)

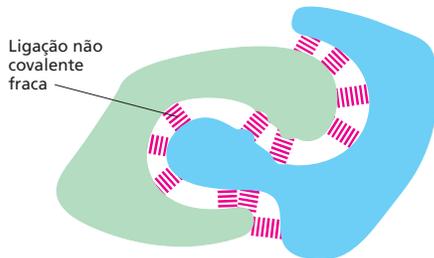
$\beta$ -D-2-desoxirribose usada no ácido desoxirribonucleico (DNA)

A numeração dos carbonos do açúcar dos nucleotídeos é seguida por um apóstrofo ('); assim, se fala em "carbono 5-linha", etc.



### LIGAÇÕES QUÍMICAS NÃO COVALENTES FRACAS

As moléculas orgânicas podem interagir umas com as outras por meio de três tipos de forças de atração de curto alcance, conhecidas como *ligações não covalentes*: atrações de van der Waals, atrações eletrostáticas e ligações de hidrogênio. A repulsão de grupos hidrofóbicos pela água também é importante para essas interações e para o enovelamento de macromoléculas biológicas.



As ligações não covalentes fracas têm menos de 1/20 da força de uma ligação covalente forte. Elas são fortes para proporcionar uma ligação de alta afinidade apenas quando muitas delas se formarem simultaneamente.

### LIGAÇÕES DE HIDROGÊNIO

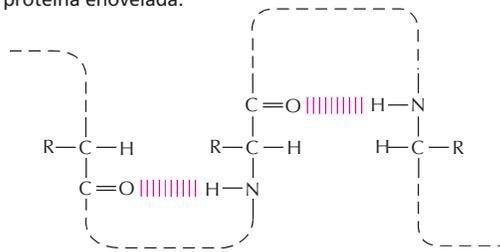
Como já foi descrito para a água (ver Painel 2-2, p. 68-69), ocorre formação de *ligação de hidrogênio* quando um átomo de hidrogênio se encontra entre dois átomos que atraem elétrons (geralmente oxigênio ou nitrogênio).

As ligações de hidrogênio são mais fortes quando os átomos estiverem alinhados em uma reta:

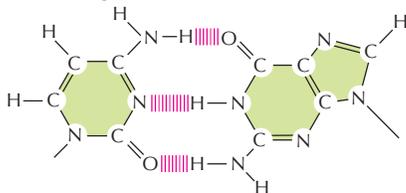


Exemplos em macromoléculas:

Em uma cadeia polipeptídica, os aminoácidos podem ligar-se entre si, mediante ligações de hidrogênio, na proteína enovelada.



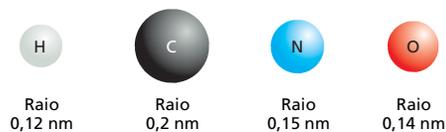
Na dupla-hélice do DNA, duas bases, G e C, estão ligadas por ligação de hidrogênio.



### ATRAÇÕES DE VAN DER WAALS

Se dois átomos estiverem muito próximos, eles se repelirão mutuamente com muita força. Devido a isso, em geral um átomo pode ser tratado como uma esfera com um raio fixo. O "tamanho" característico de cada átomo é especificado pelo seu *raio de van der Waals*.

A distância de contato entre dois átomos ligados não covalentemente é a soma de seus raios de van der Waals.



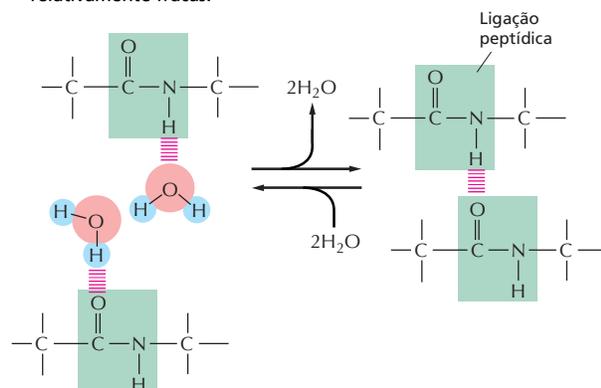
Em distâncias muito curtas, dois átomos quaisquer apresentam interações de ligações fracas devido a flutuações nas suas cargas elétricas. Os dois átomos serão atraídos um ao outro dessa maneira, até que a distância entre os seus núcleos seja aproximadamente igual à soma dos seus raios de van der Waals. Embora sejam individualmente muito fracas, as *atrações de van der Waals* podem tornar-se importantes quando as superfícies de duas macromoléculas se encaixarem precisamente, pois há o envolvimento de muitos átomos.

Observe-se que, quando dois átomos formam uma ligação covalente, os centros desses dois átomos (os dois núcleos atômicos) estão muito mais próximos do que a soma dos dois raios de van der Waals. Então,



### LIGAÇÕES DE HIDROGÊNIO EM ÁGUA

Quaisquer dois átomos que podem formar ligações de hidrogênio entre si podem, alternativamente, formar ligações de hidrogênio com moléculas de água. Devido a essa competição com as moléculas de água, as ligações de hidrogênio formadas entre duas ligações peptídicas, quando em presença de água, são relativamente fracas.



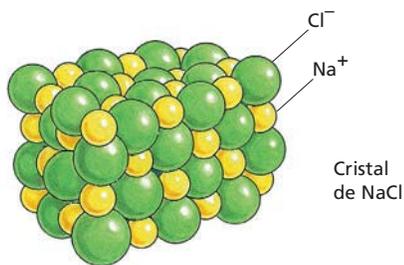
### ATRAÇÕES ELETRÓSTÁTICAS

Podem ocorrer forças atrativas entre dois grupos totalmente carregados (ligação iônica) e entre grupos parcialmente carregados de moléculas polares.



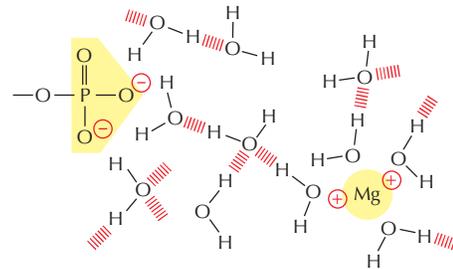
A força de atração entre duas cargas parciais,  $\delta^+$  e  $\delta^-$ , diminui rapidamente à medida que a distância entre as cargas aumenta.

Na ausência de água, as ligações iônicas são muito fortes. Elas são responsáveis pela dureza de minerais como o mármore e a ágata e pela formação de cristais no sal de cozinha (NaCl).

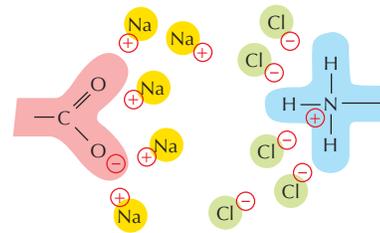


### ATRAÇÕES ELETRÓSTÁTICAS EM SOLUÇÕES AQUOSAS

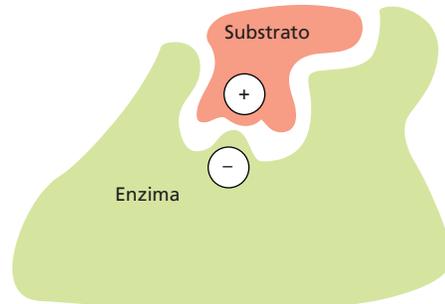
Grupos carregados são revestidos por interações com moléculas de água. Portanto, as atrações eletrostáticas são muito fracas na água.



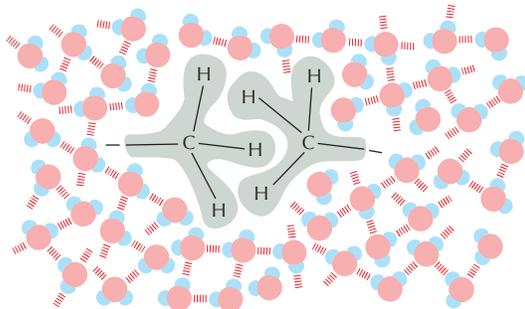
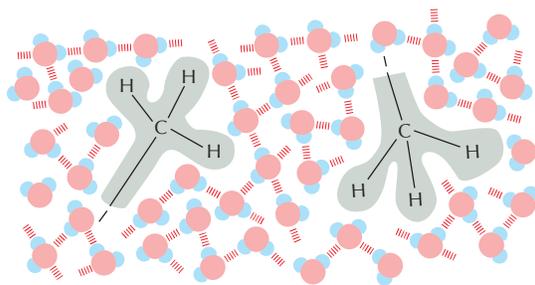
Íons inorgânicos em solução podem formar agregados ao redor de grupos carregados e enfraquecem mais ainda essas atrações eletrostáticas.



Apesar de serem enfraquecidas por água e por íons inorgânicos, as interações eletrostáticas são muito importantes para os sistemas biológicos. Por exemplo, uma enzima que se ligue a um substrato carregado positivamente em geral terá, em um posicionamento apropriado, um aminoácido com cadeia lateral carregada negativamente.



### INTERAÇÕES HIDROFÓBICAS



A água força os grupos hidrofóbicos a ficarem juntos, de modo a minimizar os efeitos de perturbação na rede de água formada pelas ligações de hidrogênio entre as moléculas de água. Algumas vezes, diz-se que os grupos hidrofóbicos mantidos juntos dessa maneira são assim mantidos por "ligações hidrofóbicas", mesmo que a atração na realidade seja causada por uma repulsão pela água.

## TESTE SEU CONHECIMENTO

### QUESTÃO 2-10

Quais das seguintes afirmativas estão corretas? Justifique suas repostas.

- O núcleo atômico contém prótons e nêutrons.
- Um átomo possui mais elétrons do que prótons.
- O núcleo é delimitado por uma membrana dupla.
- Todos os átomos de um mesmo elemento têm o mesmo número de nêutrons.
- O número de nêutrons determina se o núcleo de um átomo é estável ou radioativo.
- Tanto os ácidos graxos como os polissacarídeos podem ser reservas de energia importantes para as células.
- As ligações de hidrogênio são fracas e podem ser rompidas pela energia cinética, mas, mesmo assim, elas contribuem significativamente para a especificidade das interações entre macromoléculas.

### QUESTÃO 2-11

Para obter uma ideia melhor das dimensões atômicas, considere que a página em que esta questão está impressa é composta inteiramente pelo polissacarídeo celulose, cujas moléculas são descritas pela fórmula ( $C_nH_{2n}O_n$ ), na qual  $n$  pode ser um número bem grande e varia de uma molécula para outra. Os pesos atômicos de carbono, hidrogênio e oxigênio são, respectivamente, 12, 1 e 16, e esta página pesa 5 g.

- Quantos átomos de carbono existem nesta página?
- Na celulose, quantos átomos de carbono devem ser sobrepostos para cobrir a espessura desta página (o tamanho da página é de 21,2 cm × 27,6 cm, e a espessura é de 0,07 mm)?
- Considere agora o problema sob um ângulo diferente. Considere que a página é composta apenas de átomos de carbono. Um átomo de carbono tem o diâmetro de  $2 \times 10^{-10}$  m (0,2 nm). Quantos átomos de carbono com o diâmetro de 0,2 nm são necessários para atingir a espessura desta página?
- Compare as suas respostas aos itens B e C e explique algumas diferenças encontradas.

### QUESTÃO 2-12

- Quantos elétrons podem ser acomodados nas primeira, segunda e terceira camadas eletrônicas de um átomo?
- Quantos elétrons os átomos dos elementos da lista abaixo teriam de ganhar ou perder para que a camada mais externa fique completamente preenchida?
 

hélio	ganha__	perde__
oxigênio	ganha__	perde__
carbono	ganha__	perde__
sódio	ganha__	perde__
cloro	ganha__	perde__
- O que essas respostas dizem sobre a reatividade do hélio e sobre as ligações que podem se formar entre o sódio e o cloro?

### QUESTÃO 2-13

Os elementos oxigênio e enxofre têm propriedades químicas similares, porque ambos possuem seis elétrons em suas camadas eletrônicas mais externas. Efetivamente, ambos os elementos formam moléculas com dois átomos de hidrogênio, água ( $H_2O$ ) e sulfeto de hidrogênio ( $H_2S$ ). De maneira estranha, à temperatura ambiente a água é um líquido e o  $H_2S$  é um gás, embora o enxofre seja muito maior e mais pesado do que o oxigênio. Explique por que isso acontece.

### QUESTÃO 2-14

Escreva a fórmula química da reação de condensação de dois aminoácidos formando uma ligação peptídica. Escreva também a fórmula da hidrólise.

### QUESTÃO 2-15

Quais das seguintes afirmativas estão corretas? Explique suas respostas.

- As proteínas são tão extraordinariamente diversas, porque cada uma é sintetizada a partir de uma mistura específica de aminoácidos que são ligados segundo uma ordem aleatória.
- As bicamadas lipídicas são macromoléculas compostas principalmente por subunidades fosfolipídicas.
- Os ácidos nucleicos contêm grupos açúcar.
- Muitos aminoácidos possuem cadeias laterais hidrofóbicas.
- As caudas hidrofóbicas das moléculas de fosfolipídeos são repelidas pela água.
- O DNA contém quatro bases diferentes: A, G, U e C.

### QUESTÃO 2-16

- Quantas moléculas diferentes compostas de (a) dois, (b) três e (c) quatro aminoácidos, unidos por ligações peptídicas, podem ser formadas a partir do conjunto dos 20 aminoácidos de ocorrência natural?
- Imagine que você recebeu uma mistura contendo uma molécula de cada uma das possíveis sequências de uma pequena proteína de peso molecular de 4.800 dáltons. Considerando que o peso molecular médio dos aminoácidos seja 120 dáltons, quanto deve pesar essa amostra? Qual o tamanho do recipiente necessário para conter essa amostra?
- O que esse cálculo lhe diz sobre a fração de proteínas possíveis que é utilizada atualmente pelos seres vivos (o peso molecular médio das proteínas é de cerca de 30.000 dáltons)?

### QUESTÃO 2-17

Este é um livro-texto de biologia. Explique por que os princípios químicos descritos neste capítulo são importantes no contexto da biologia celular moderna.

**QUESTÃO 2-18**

- A. Descreva as semelhanças e as diferenças entre as atrações de van der Waals e as ligações de hidrogênio.
- B. Qual das duas ligações pode ser formada (a) entre dois átomos de hidrogênio ligados a átomos de carbono, (b) entre um átomo de nitrogênio e um hidrogênio ligado a um átomo de carbono e (c) entre um átomo de nitrogênio e um hidrogênio ligado a um átomo de oxigênio?

**QUESTÃO 2-19**

Quais são as forças que determinam que o enovelamento das macromoléculas tenha uma forma específica?

**QUESTÃO 2-20**

Diz-se que os ácidos graxos são "anfipáticos". O que esse termo significa? Como uma molécula anfipática se comporta em água? Desenhe um diagrama para ilustrar a sua resposta.

**QUESTÃO 2-21**

As fórmulas da Figura Q2-21 estão corretas ou incorretas? Explique a resposta dada para cada caso.

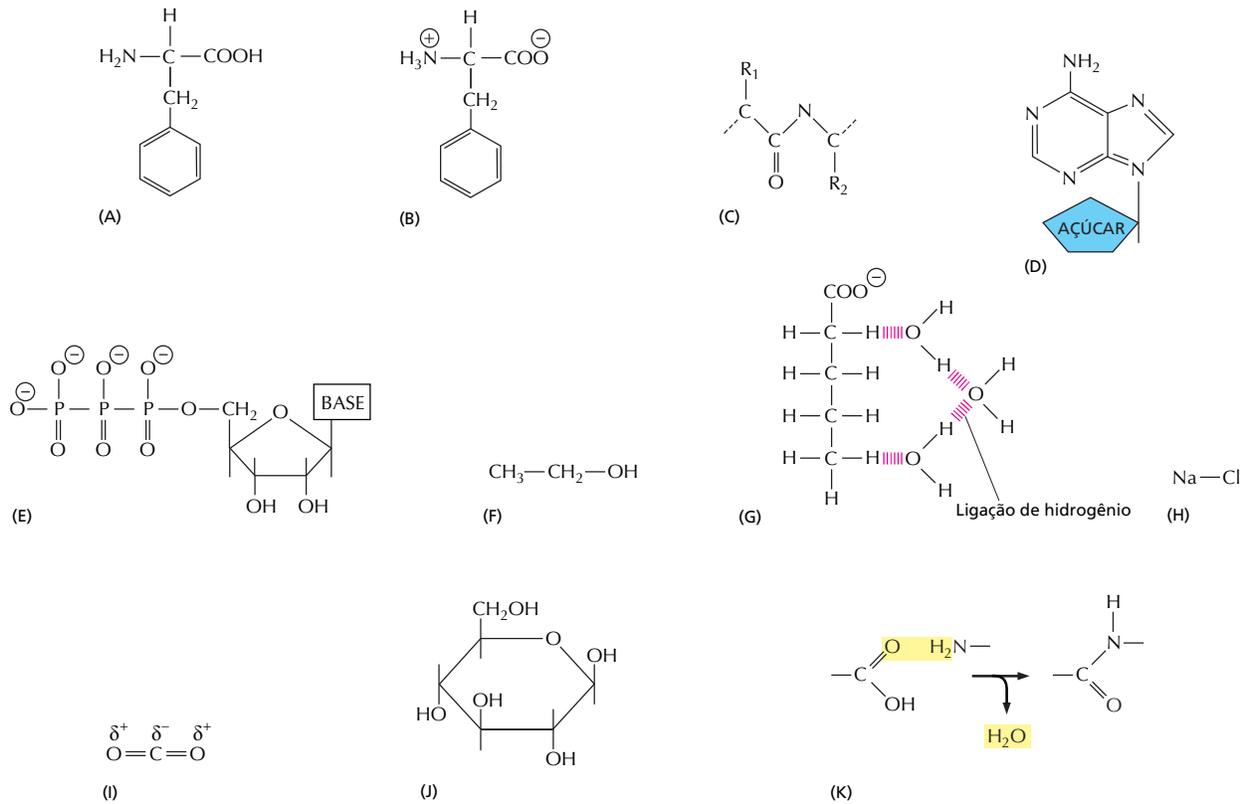


Figura Q2-21