

## SOMMAIRE ET OBJECTIFS D'APPRENTISSAGE

### Première partie : notions de chimie

#### Définition des concepts de matière et d'énergie (p. 25-26)

1. Établir clairement la distinction entre la matière et l'énergie, et entre l'énergie potentielle et l'énergie cinétique.
2. Décrire les principales formes d'énergie qui permettent le fonctionnement de l'organisme et donner un exemple de l'utilisation de chacune.

#### Composition de la matière : atomes et éléments (p. 26-30)

3. Définir ce qu'est un élément chimique et nommer les quatre principaux éléments qui composent le corps humain.
4. Définir ce qu'est un atome. Énumérer les particules élémentaires; donner leur masse relative, leur charge et leur position dans l'atome et préciser quelle particule détermine le comportement chimique des atomes.
5. Définir les termes suivants: numéro atomique, nombre de masse, masse atomique, isotope et radio-isotope; montrer l'utilité des radio-isotopes dans le domaine de la santé.

#### Comment la matière se combine : molécules et mélanges (p. 30-31)

6. Montrer les principales différences entre un composé et un mélange. Définir ce qu'est une molécule.
7. Comparer les solutions, les colloïdes et les suspensions.

#### Liaisons chimiques (p. 32-36)

8. Expliquer le rôle des électrons dans la formation des liaisons chimiques et par rapport à la règle de l'octet.
9. Établir la distinction entre les liaisons ioniques et les liaisons covalentes. Montrer les différences entre ces liaisons et la liaison hydrogène.
10. Comparer les composés polaires et les composés non polaires à l'aide d'un exemple pour chaque type.

#### Réactions chimiques (p. 36-39)

11. Identifier les trois principaux types de réactions chimiques (synthèse, dégradation et échange). Expliquer brièvement la nature et l'importance des réactions d'oxydoréduction dans l'organisme.
12. Expliquer pourquoi les réactions chimiques qui se produisent dans l'organisme sont souvent irréversibles.
13. Énumérer les facteurs qui ont un effet sur la vitesse des réactions chimiques et déterminer l'effet de chacun.

### Deuxième partie : biochimie

#### Composés inorganiques (p. 39-43)

14. Expliquer l'importance de l'eau et des sels dans l'homéostasie de l'organisme.
15. Définir ce que sont les acides et les bases, expliquer la notion de pH et le rôle d'un système tampon.

16. Décrire et comparer les unités de base, les structures générales et les fonctions biologiques des glucides, des lipides, des protéines et des acides nucléiques.
17. Expliquer le rôle de la synthèse et de l'hydrolyse dans la formation et la dégradation des molécules organiques.
18. Comparer les fonctions des graisses neutres, des phospholipides et des stéroïdes dans l'organisme.
19. Décrire les quatre niveaux de structure des protéines.
20. Donner les principales caractéristiques des enzymes et décrire le mécanisme général de l'activité enzymatique.
21. Décrire les fonctions des protéines chaperons.
22. Comparer l'ADN et l'ARN et donner un aperçu des fonctions de chacun.
23. Expliquer le rôle de l'ATP dans le métabolisme cellulaire.

**E**st-il vraiment nécessaire d'étudier la chimie dans le cadre d'un cours d'anatomie et de physiologie? La réponse va de soi: vos aliments et les médicaments que vous prenez quand vous êtes malade sont constitués de substances chimiques, et le corps humain renferme des milliers de composés chimiques qui entrent sans cesse en interaction à une vitesse phénoménale. Bien qu'il soit possible d'étudier l'anatomie sans beaucoup parler de chimie, ce sont bien des réactions chimiques qui rendent possibles tous les processus physiologiques (mouvement, digestion, action de pompage du cœur et même pensée). C'est pourquoi nous présentons dans ce chapitre les notions de base de la chimie et de la biochimie (la chimie de la matière vivante) qui vous permettront de mieux comprendre les fonctions de l'organisme.

## PREMIÈRE PARTIE: NOTIONS DE CHIMIE

### DÉFINITION DES CONCEPTS DE MATIÈRE ET D'ÉNERGIE

#### Matière

La matière est la substance qui forme l'univers. Plus précisément, il s'agit de tout ce qui occupe un volume et qui possède une masse. En pratique, on peut considérer que la masse est l'équivalent du poids, et nous emploierons donc ces deux termes indifféremment, bien qu'ils ne soient pas vraiment synonymes: la *masse* d'un objet représente la quantité de matière qu'il contient et elle demeure constante quel que soit l'endroit où il se trouve, alors que son *poids* varie selon la force gravitationnelle. La masse de votre corps est la même, que vous vous trouviez au niveau de la mer ou au sommet d'une montagne, mais votre poids est légèrement plus faible si vous êtes en haut d'une montagne. La chimie est l'étude de la nature de la matière, plus particulièrement des modes d'association, d'interaction de ses unités de base les unes avec les autres.

#### États de la matière

La matière peut exister sous forme *solide*, *liquide* ou *gazeuse*. On trouve chacun de ces états à l'intérieur de l'organisme humain. Les solides, comme les os et les dents, possèdent une forme et un volume bien définis. Les liquides, comme le plasma sanguin et le liquide interstitiel, occupent un certain volume, mais ils épousent la forme de leur contenant. Les gaz n'ont ni forme ni volume définis; l'air que nous respirons est un gaz.

#### Énergie

L'énergie a un caractère beaucoup moins tangible que la matière; elle n'a pas de masse et n'occupe aucun volume. On ne peut la mesurer que par l'intermédiaire de ses effets sur la matière. On définit l'énergie comme la capacité de fournir un travail ou de mettre de la matière en mouvement. Plus le travail effectué est important, plus il représente une dépense importante d'énergie. L'haltérophile emploie plus d'énergie au moment où il soulève ses 83 kg que lorsqu'il lève sa médaille.

#### Énergie potentielle et énergie cinétique

L'énergie existe sous deux principales formes interchangeables. L'énergie cinétique est représentée par le mouvement. Les déplacements incessants des petites particules de matière que sont les atomes, de même que le mouvement d'objets plus gros (balle qui rebondit) sont des manifestations de l'énergie cinétique. Celle-ci effectue un travail en déplaçant des objets qui, à leur tour, peuvent produire un travail en mettant d'autres objets en mouvement ou en exerçant une force sur eux. C'est ce qui se passe, par exemple, lorsqu'on ouvre une porte battante en la poussant.

L'énergie potentielle se trouve sous forme stockée, ou inactive; elle a le *potentiel*, c'est-à-dire la capacité, d'effectuer un travail mais elle n'en produit aucun au moment où l'on observe. Les piles d'un jouet non utilisé ont une certaine énergie potentielle, tout comme les muscles de vos jambes quand vous êtes assis dans un fauteuil. Lorsqu'on libère l'énergie potentielle, elle se transforme en énergie cinétique et peut donc effectuer un travail. Par exemple, l'eau retenue par un barrage devient un torrent lorsqu'on ouvre les vannes; elle peut alors actionner les turbines d'une centrale hydro-électrique et produire de l'électricité pouvant servir à recharger une pile.

L'étude de l'énergie est en fait un sous-domaine de la physique, mais la matière et l'énergie sont indissociables. La matière est la substance, et l'énergie déplace cette même substance. Tous les êtres vivants sont constitués de matière et ont besoin d'énergie pour croître et fonctionner. Le phénomène difficile à définir que nous appelons la vie résulte en fait de la libération et de l'utilisation de l'énergie par les êtres vivants. Nous allons donc examiner brièvement les diverses formes d'énergie qui permettent le fonctionnement de l'organisme humain.

#### Formes d'énergie

Le corps utilise plusieurs formes d'énergie. L'énergie chimique est emmagasinée dans les liaisons des diverses

substances chimiques. Lorsqu'il survient des réactions chimiques qui réarrangent les atomes de façon différente, cette énergie potentielle est libérée et se transforme en énergie cinétique.

Par exemple, si vous bougez un bras, une partie de l'énergie contenue dans les aliments que vous avez consommés est convertie en énergie cinétique. Cependant, les sources d'énergie présentes dans la nourriture ne peuvent pas servir directement à alimenter les fonctions de l'organisme. Au contraire, une partie de cette énergie se trouve temporairement stockée sous forme de liaisons chimiques dans une substance appelée **adénosine triphosphate**, ou **ATP**. Plus tard, les liaisons de l'ATP seront rompues et l'énergie libérée selon les besoins engendrés par les fonctions cellulaires. Chez tous les êtres vivants, l'énergie chimique stockée sous forme d'ATP est la forme d'énergie la plus fondamentale parce qu'elle alimente tous les processus fonctionnels (voir la description de l'ATP, p. 56-57).

L'énergie électrique résulte du mouvement de particules chargées. Dans une habitation, l'énergie électrique est produite par le déplacement d'électrons dans des fils électriques. Dans votre corps, des particules chargées appelées *ions* produisent des courants électriques lorsqu'elles traversent des membranes cellulaires. Le système nerveux transmet des messages entre les différentes régions du corps au moyen de ces courants électriques appelés *influx nerveux*. (Notez que la vitesse des influx nerveux est beaucoup moins rapide que celle du courant électrique dans un fil, et que leurs voltages ne sont pas du tout comparables.) Les courants électriques qui passent à travers le cœur permettent à celui-ci de se contracter (battre) et de faire circuler le sang, et c'est pour cette raison qu'une forte décharge électrique venant perturber ce courant peut être mortelle.

L'énergie mécanique produit *directement* un mouvement de matière. Lorsque vous faites de la bicyclette, vos jambes fournissent une énergie mécanique qui permet d'actionner les pédales.

L'énergie de rayonnement, ou **énergie électromagnétique**, se propage sous forme d'ondes. Ces ondes, de longueur variable, constituent le *spectre électromagnétique* qui comprend la lumière visible, les rayons infrarouges, les ondes radio, les rayons ultraviolets ainsi que les rayons X (voir la figure 16.13, p. 553). Lorsqu'un rayon de lumière atteint la rétine de votre œil, il déclenche une suite de réactions qui permettent la vision. Les rayons ultraviolets provoquent les coups de soleil, mais ils stimulent aussi la production de vitamine D par notre organisme. Les rayons X ne jouent aucun rôle dans le fonctionnement normal du corps, mais ils sont très utiles au diagnostic médical.

À quelques exceptions près, toute forme d'énergie peut facilement se convertir en une autre. Par exemple, l'énergie chimique (essence) qui alimente un moteur de hors-bord est convertie en énergie mécanique, puisque c'est elle qui propulse le bateau en faisant tourner l'hélice. Les conversions énergétiques sont relativement inefficaces parce qu'une partie de l'énergie initiale est toujours « perdue » dans l'environnement sous forme de chaleur. (Elle n'est pas réellement perdue, car l'énergie ne peut être créée ni détruite, mais elle devient *inutilisable*.) Il est facile de démontrer ce fait. Dans une ampoule électrique,

l'énergie électrique est convertie en énergie lumineuse; cependant, si vous touchez une ampoule allumée, vous vous apercevrez très vite qu'une partie de l'énergie électrique est aussi transformée en chaleur. De la même façon, toutes les conversions énergétiques qui se produisent dans l'organisme dégagent aussi de la chaleur. C'est ce qui explique notre température corporelle relativement élevée et ce qui fait de nous des animaux à sang chaud; cette chaleur a également une très grande influence sur le fonctionnement de notre organisme. Par exemple, lorsqu'on chauffe une certaine quantité de matière, le mouvement des particules qui la constituent s'accélère, c'est-à-dire que leur énergie cinétique augmente. Plus la température s'élève, plus les réactions chimiques peuvent se produire rapidement. Nous reparlerons de ce phénomène plus loin.

## COMPOSITION DE LA MATIÈRE: ATOMES ET ÉLÉMENTS

Toute matière est constituée de substances fondamentales appelées **éléments**. Il est impossible de dégrader les éléments en substances plus simples au moyen de méthodes chimiques ordinaires. L'oxygène, le carbone, l'or, l'argent, le cuivre et le fer sont des éléments bien connus. On connaît actuellement 112 éléments, dont 92 sont présents dans la nature. Les autres sont produits artificiellement à l'aide d'accélérateurs de particules. Quatre éléments (le carbone, l'oxygène, l'hydrogène et l'azote) représentent environ 96 % de notre masse corporelle; on en trouve 20 autres à l'état de traces dans notre organisme. Le tableau 2.1 (p. 29) présente les éléments qui contribuent à la masse de notre corps ainsi que leur importance relative. À l'appendice E, vous trouverez le **tableau périodique** qui constitue une liste plus systématique de tous les éléments connus.

Chaque élément est un ensemble de particules, ou unités de matière, plus ou moins identiques appelés **atomes**. Les atomes les plus petits ont un diamètre de moins de 0,1 nanomètre (nm), et la taille des plus gros n'est que de 5 fois supérieure à ce chiffre. (1 nm = 0,000 000 1 centimètre ou  $10^{-7}$  cm.)

Les atomes d'un élément donné diffèrent des atomes de tous les autres éléments et confèrent à cet élément les propriétés physiques et chimiques qui le caractérisent. Les *propriétés physiques* sont celles que nous pouvons détecter par nos sens (comme la couleur et la texture) ou mesurer à l'aide d'instruments (comme le point d'ébullition et le point de congélation). Les *propriétés chimiques* reflètent la façon dont les atomes interagissent les uns avec les autres (liaisons) et permettent d'expliquer pourquoi le fer rouille, l'essence brûle à l'air libre, les animaux peuvent digérer leurs aliments, etc.

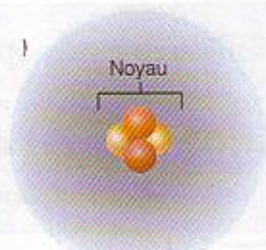
Chaque élément est désigné par un **symbole chimique**, formé d'une ou deux lettres, généralement la ou les premières de son nom. Par exemple, C représente le carbone, O l'oxygène et Ca le calcium. Dans quelques cas, le symbole chimique vient du nom latin de l'élément; par exemple, le symbole du sodium est Na, du mot latin *natrium*.



Atome d'hélium

2 protons ( $p^+$ )  
2 neutrons ( $n^0$ )  
2 électrons ( $e^-$ )

(a) Modèle planétaire



Atome d'hélium

2 protons ( $p^+$ )  
2 neutrons ( $n^0$ )  
2 électrons ( $e^-$ )

(b) Modèle des orbitales

Légende :

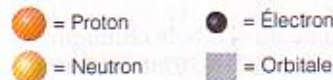


FIGURE 2.1

**Structure d'un atome.** Le noyau central très dense contient les protons et les neutrons. (a) Selon le modèle planétaire de la structure atomique, les électrons décrivent des orbites fixes autour du noyau. (b) Dans le modèle des orbitales, on reconnaît qu'on ne sait jamais exactement où se trouvent les électrons; on les représente donc comme un nuage de charge négative (nuage électronique).

## Structure de l'atome

Le mot *atome* vient d'un mot grec signifiant « indivisible ». Jusqu'au  $xx^e$  siècle, l'indivisibilité de l'atome était considérée comme une vérité scientifique. On sait aujourd'hui que les atomes sont eux-mêmes constitués de particules encore plus petites appelées protons, neutrons et électrons, et que ces particules subatomiques peuvent être elles-mêmes scindées à l'aide d'outils très perfectionnés. Mais l'ancienne notion d'indivisibilité de l'atome est encore utile, puisque l'atome perd les propriétés de l'élément correspondant si on le dissocie en ses constituants, c'est-à-dire les particules subatomiques, ou particules élémentaires.

Les particules élémentaires diffèrent par leur masse, leur charge électrique et la position qu'elles occupent dans l'atome. Chaque atome possède un **noyau** central constitué de protons et de neutrons solidement liés les uns aux autres. Ce noyau est entouré d'électrons en orbite autour de lui (figure 2.1a). Les **protons** ( $p^+$ ) ont une charge électrique positive et les **neutrons** ( $n^0$ ) sont neutres. Par conséquent, l'ensemble du noyau a une charge globale positive. Les protons et les neutrons sont des particules élémentaires lourdes et ils ont à peu près la même masse à laquelle on attribue arbitrairement la valeur d'une **unité de masse atomique** (1 u). Comme toutes les particules élémentaires lourdes sont regroupées dans le noyau, celui-ci est extraordinairement dense et représente presque toute la masse de l'atome (99,9%). Les minuscules **électrons** ( $e^-$ ) ont une charge négative qui équivaut à la charge positive du proton. Un électron ne possède toutefois que environ 1/2000

de la masse du proton, et on lui attribue généralement une valeur de 0 u.

Étant donné que tous les atomes sont électriquement neutres, le nombre d'électrons doit être exactement égal au nombre de protons (pour que les charges positives et les charges négatives s'annulent). Ainsi l'hydrogène a 1 proton et 1 électron, et le fer a 26 protons et 26 électrons. Dans chaque atome, le nombre de protons et d'électrons est toujours le même.

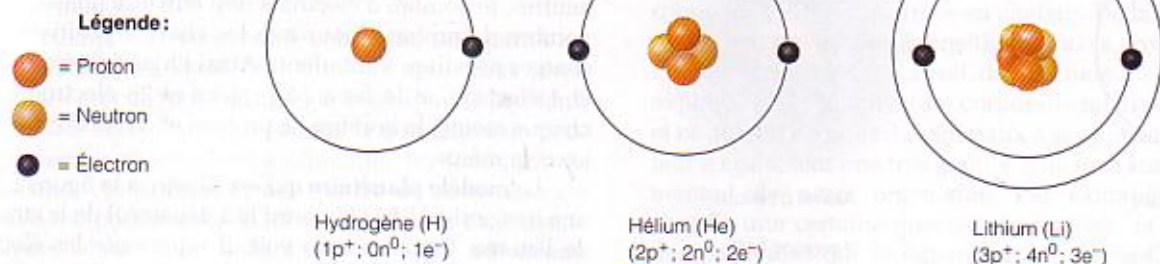
Le **modèle planétaire** qui est illustré à la figure 2.1a est une image simplifiée (aujourd'hui dépassée) de la structure de l'atome. Comme on le voit, il représente les électrons tournant autour du noyau sur des orbites fixes généralement circulaires. Mais en fait il est impossible de connaître la position exacte des électrons à un moment donné parce qu'ils se déplacent de façon erratique en suivant des trajectoires indéterminées. Par conséquent, au lieu de parler d'orbites bien distinctes, les chimistes parlent d'**orbitales**, c'est-à-dire de *régions* autour du noyau où on a de bonnes chances de trouver un électron ou une paire d'électrons la plupart du temps. Ce modèle plus récent de la structure atomique, appelé **modèle des orbitales**, est plus utile lorsqu'on tente de prévoir le comportement chimique des atomes. À la figure 2.1b, on a illustré le modèle des orbitales en représentant par une teinte plus foncée les régions probables de plus grande densité des électrons (ce qu'on appelle la *nuage électronique*). Cependant, dans cet ouvrage, nous décrirons souvent la structure atomique en nous servant du modèle planétaire parce qu'il est plus simple.

L'hydrogène, qui ne possède qu'un proton et un électron, est l'atome le plus simple. Pour illustrer la structure spatiale de l'atome d'hydrogène, imaginons un modèle à l'échelle d'une sphère avec un diamètre égal à la longueur d'un terrain de football; on pourrait alors représenter le noyau par une bille de plomb de la taille d'une boule de gomme placée exactement au centre de la sphère et l'électron unique par une mouche volant de façon totalement imprévisible à l'intérieur de cette sphère. Vous devriez donc vous souvenir que la plus grande partie du volume d'un atome est vide et que presque toute sa masse est concentrée dans le noyau, qui se trouve au centre.

## Identification des éléments

Tous les protons sont identiques, quel que soit l'atome dont ils font partie. Cela est également vrai de tous les neutrons et de tous les électrons. Alors pourquoi les éléments ont-ils tous des propriétés différentes? Parce que les atomes des différents éléments sont composés d'un *nombre différent* de protons, de neutrons et d'électrons.

L'hydrogène, qui est l'atome le plus simple et le plus petit, possède un proton, un électron et aucun neutron (figure 2.2). L'atome d'hélium est un peu plus gros avec deux protons, deux neutrons et deux électrons en orbite. Puis vient le lithium avec trois protons, quatre neutrons et trois électrons. Si nous poursuivions cette énumération, nous obtiendrions une série d'atomes possédant de 1 à 112 protons, autant d'électrons et un nombre un peu plus élevé de neutrons. Cependant, pour pouvoir identifier un élément donné, il suffit de connaître son numéro atomique, son nombre de masse et sa masse atomique. Ces



**FIGURE 2.2**  
Structure atomique des trois plus petits atomes.

données constituent un portrait assez complet de chaque élément.

## Numéro atomique

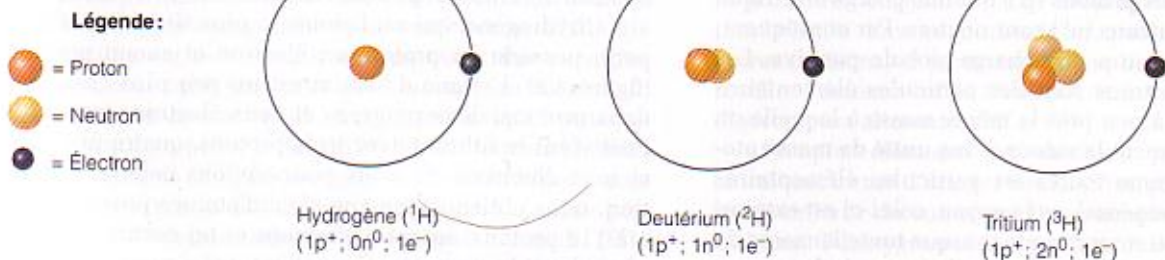
Le **numéro atomique** d'un atome est égal au nombre de protons de son noyau; on l'indique par un chiffre placé en indice à gauche du symbole chimique. L'hydrogène, qui possède un proton, a un numéro atomique de 1 ( ${}^1\text{H}$ ); l'hélium, avec deux protons, a donc un numéro atomique de 2 ( ${}^2\text{He}$ ), et ainsi de suite. Puisque, dans un atome, le nombre de protons est toujours égal au nombre d'électrons, le numéro atomique permet aussi de connaître *indirectement* le nombre d'électrons de l'élément en question. Comme nous le verrons plus loin, ce détail a son importance, parce que ce sont les électrons qui déterminent le comportement chimique des atomes.

## Nombre de masse et isotopes

Le **nombre de masse** d'un atome est la somme de la masse de ses protons et de celle de ses neutrons. (La masse de l'électron est si faible qu'on la néglige.) Le noyau de l'hydrogène ne contient qu'un proton et aucun neutron; le numéro atomique et le nombre de masse de cet élément ont donc une valeur de 1. L'hélium, qui possède deux protons et deux neutrons, a un nombre de masse de 4. On indique habituellement le nombre de masse par un chiffre

en exposant placé à gauche du symbole chimique. On peut donc représenter l'hélium par  ${}^4\text{He}$ . Cette notation simple permet de déduire le nombre total de particules élémentaires de chaque type qui sont présentes dans l'atome; en effet, elle indique le nombre de protons (numéro atomique), le nombre d'électrons (égal au numéro atomique) et le nombre de neutrons (nombre de masse moins numéro atomique).

En lisant ce qui précède, on pourrait penser que chaque élément n'est représenté que par un seul type d'atome, ce qui est faux. Presque tous les éléments connus ont au moins deux variétés d'atomes appelées **isotopes**, qui ont le même numéro atomique mais des nombres de masse différents (et donc des poids différents). Autrement dit, tous les isotopes d'un élément ont le même nombre de protons (et d'électrons) mais pas le même nombre de neutrons. Plus haut, lorsque nous avons écrit que l'hydrogène avait un nombre de masse de 1, nous parlions de  ${}^1\text{H}$ , qui est son isotope le plus abondant. Mais certains atomes d'hydrogène ( ${}^2\text{H}$  et  ${}^3\text{H}$ ) ont une masse de 2 ou 3 u (unités de masse atomique), ce qui signifie qu'ils ont tous un proton mais respectivement un ou deux neutrons (figure 2.3). Le carbone a également plusieurs formes isotopiques. Les isotopes les plus abondants sont  ${}^{12}\text{C}$ ,  ${}^{13}\text{C}$  et  ${}^{14}\text{C}$ . Chacun de ces isotopes du carbone a six protons (sinon ce ne serait pas du carbone), mais  ${}^{12}\text{C}$  a six neutrons,  ${}^{13}\text{C}$  en a sept et  ${}^{14}\text{C}$  en a huit. On représente aussi les isotopes en écrivant le nombre de masse après le symbole chimique, par exemple C-14.



**FIGURE 2.3**  
Isotopes de l'hydrogène.

Élément	Symbole chimique	% de la masse corporelle (approx.) <sup>†</sup>	Fonctions
<b>PRINCIPAUX (96,1 %)</b>			
Oxygène	O	65,0	Constituant important des molécules organiques (qui contiennent du carbone) et inorganiques (qui ne contiennent pas de carbone); à l'état gazeux, il est essentiel à la production de l'énergie cellulaire (ATP)
Carbone	C	18,5	Principal composant de toutes les molécules organiques, notamment des glucides, des lipides (matières grasses), des protéines et des acides nucléiques
Hydrogène	H	9,5	Présent dans toutes les molécules organiques; sous forme d'ion (proton), sa concentration détermine le pH des liquides de l'organisme
Azote	N	3,2	Présent dans les protéines et les acides nucléiques (matériel génétique)
<b>MOINS ABONDANTS (3,9%)</b>			
Calcium	Ca	1,5	Présent sous forme de sel dans les os et les dents; sous forme d'ion ( $\text{Ca}^{2+}$ ), il est nécessaire aux contractions musculaires, à la propagation de l'influx nerveux et à la coagulation du sang
Phosphore	P	1,0	Constituant du phosphate de calcium, un sel présent dans les os et les dents; également présent dans les acides nucléiques et l'ATP
Potassium	K	0,4	L'ion potassium ( $\text{K}^+$ ) est l'ion positif (cation) le plus abondant dans les cellules; nécessaire à la transmission de l'influx nerveux et à la contraction musculaire
Soufre	S	0,3	Présent dans les protéines, notamment dans les protéines musculaires
Sodium	Na	0,2	L'ion sodium ( $\text{Na}^+$ ) est le principal ion positif des liquides extracellulaires (à l'extérieur des cellules); important pour l'équilibre hydrique, la transmission de l'influx nerveux et la contraction musculaire
Chlore	Cl	0,2	L'ion chlorure ( $\text{Cl}^-$ ) est l'ion négatif (anion) le plus abondant dans les liquides extracellulaires
Magnésium	Mg	0,1	Présent dans les os; cofacteur important dans de nombreuses réactions métaboliques
Iode	I	0,1	Essentiel à la production des hormones thyroïdiennes
Fer	Fe	0,1	Constituant de l'hémoglobine (qui assure le transport de l'oxygène dans les globules rouges du sang) et de certaines enzymes
<b>OLIGOÉLÉMENTS (MOINS DE 0,01 %)</b>			
Chrome (Cr); cobalt (Co); cuivre (Cu); fluor (F); manganèse (Mn); molybdène (Mo); sélénium (Se); silicium (Si); étain (Sn); vanadium (V); Zinc (Zn).			
Ces éléments sont appelés <i>oligoéléments</i> parce qu'ils sont nécessaires en très petite quantité; plusieurs entrent dans la composition d'enzymes ou sont nécessaires à leur activation.			

\*Vous trouverez à l'appendice E le tableau périodique des éléments où ceux-ci sont ordonnés par numéro atomique croissant.

<sup>†</sup> Pourcentage de la masse corporelle humide; incluant l'eau.

## Masse atomique

On pourrait penser que la masse atomique est égale au nombre de masse; ce serait vrai si la masse atomique était la masse d'atomes rigoureusement identiques. Mais la **masse atomique** est la moyenne des masses relatives (nombres de masse) de tous les isotopes d'un élément donné en fonction de leur abondance relative dans la nature. De façon générale, la masse atomique d'un élément est à peu près égale au nombre de masse de son isotope le plus abondant. Par exemple, la masse atomique de l'hydrogène est de 1,008, ce qui reflète le fait que, dans la nature, son isotope le plus léger ( $^1\text{H}$ ) existe en quantité beaucoup plus grande que ses isotopes  $^2\text{H}$  ou  $^3\text{H}$ .

## Radio-isotopes

Les isotopes les plus lourds d'un élément sont souvent instables et leurs atomes se décomposent spontanément en formes plus stables. Ce processus de désintégration atomique se nomme *radioactivité* et les isotopes qui présentent ce comportement sont appelés **radio-isotopes**. On pourrait comparer la désintégration d'un noyau radioactif à une minuscule explosion. Lorsqu'elle se produit, des *particules alpha* ( $\alpha$ ) (groupements de  $2p + 2n$ ), *bêta* ( $\beta$ ) (particules de charge négative semblables à des électrons) ou des rayons *gamma* ( $\gamma$ ) (énergie électromagnétique) sont éjectés du noyau atomique. Les raisons de ce phénomène sont complexes; retenir simplement que les

particules nucléaires denses sont constituées de trois types de particules encore plus petites, nommées *quarks*, qui s'associent d'une certaine façon pour former des protons et d'une autre façon pour former des neutrons. La « colle » nucléaire qui relie ces quarks est, semble-t-il, moins efficace dans les isotopes lourds.

Les radio-isotopes peuvent produire un ou plusieurs types de rayonnement et perdre peu à peu leurs caractéristiques radioactives. On appelle *période*, ou demi-vie, le temps qu'il faut à un radio-isotope pour perdre la moitié de son activité. Les radio-isotopes ont des périodes extrêmement variables pouvant aller de quelques heures à des milliers d'années.

Comme il est possible de détecter la radioactivité à l'aide de la scanographie, les radio-isotopes sont des outils précieux en recherche biologique et en médecine. En clinique, les radio-isotopes servent surtout à des fins de diagnostic, c'est-à-dire à la localisation de tissus endommagés ou cancéreux. Par exemple, on utilise parfois l'iode 131 pour évaluer la taille et l'activité de la glande thyroïde ainsi que pour détecter le cancer de cette glande. Dans la tomographie par émission de positrons (une technique perfectionnée qui est présentée dans l'encadré des pages 18-19) on étudie le fonctionnement des molécules à l'intérieur du corps à l'aide de radio-isotopes. Notez bien toutefois que tous les types de radioactivité, quel que soit le but de leur utilisation, endommagent les tissus vivants.

Les rayons  $\alpha$  ont le plus faible pouvoir de pénétration et sont les moins nocifs; ce sont les rayons  $\gamma$  qui ont le plus grand pouvoir de pénétration. On se sert du radium 226, du cobalt 60 et de certains autres radio-isotopes pour détruire des cellules cancéreuses localisées. Par exemple, on traite parfois le cancer de l'utérus à l'aide du radium.

## COMMENT LA MATIÈRE SE COMBINE: MOLÉCULES ET MÉLANGES

### Molécules et composés

La plupart des atomes n'existent pas à l'état libre, ils sont liés chimiquement à d'autres atomes. On nomme **molécule** un tel ensemble de plusieurs atomes unis par des liaisons chimiques. (Nous décrivons plus loin la nature de ces liens chimiques.)

Si deux ou plusieurs atomes d'un même élément sont combinés, le résultat est appelé *molécule de cet élément*. Lorsque deux atomes d'hydrogène se lient, ils forment une molécule d'hydrogène gazeux représentée par le symbole  $H_2$ . De la même façon, une combinaison de deux atomes d'oxygène forme une molécule d'oxygène gazeux ( $O_2$ ). Les atomes de soufre se combinent souvent en molécules de soufre à huit atomes ( $S_8$ ).

Quand plusieurs types d'atomes d'éléments différents se lient entre eux, ils forment des molécules d'un **composé**. Le composé qui résulte de la combinaison de deux atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène est la molécule d'eau ( $H_2O$ ), et le composé formé par la liaison de quatre atomes d'hydrogène et d'un atome de carbone est le méthane

( $CH_4$ ). Remarquez bien que les molécules de méthane et d'eau sont des composés mais que celles d'hydrogène n'en sont pas, parce que les composés contiennent toujours des atomes d'au moins deux éléments différents.

Les composés sont des substances chimiquement pures et toutes leurs molécules sont identiques. Par conséquent, tout comme l'atome est la plus petite particule d'un élément qui possède encore les propriétés de cet élément, une molécule est la plus petite particule d'un composé qui possède encore les propriétés de ce composé. Cette notion revêt une grande importance parce que les propriétés des composés sont généralement très différentes de celles des atomes qu'ils contiennent. Il est même presque impossible de savoir quels atomes constituent un composé sans procéder à une analyse chimique de ce dernier.

### Mélanges

Les **mélanges** sont des substances faites de deux ou plusieurs substances *physiquement entremêlées*. Bien que la plus grande partie de la matière présente dans la nature se trouve sous forme de mélanges, ceux-ci ne comprennent que trois grandes catégories: les *solutions*, les *colloïdes* et les *suspensions*.

### Solutions

Les solutions sont des mélanges *homogènes* (voir à la page suivante) d'au moins deux substances qui peuvent être des gaz, des liquides ou des solides. Citons par exemple l'air que nous respirons (un mélange de gaz), l'eau de mer (un mélange de sels, qui sont des solides, et d'eau) et l'alcool à 90 % (un mélange d'alcool et d'eau, qui sont des liquides). Le **solvant** (ou milieu de dissolution) est la substance la plus abondante; les solvants sont habituellement des liquides. La substance la moins abondante est appelée **soluté**.

L'eau est le principal solvant de l'organisme. La plupart des solutions de notre corps sont des *solutions vraies* contenant des gaz, des liquides ou des solides dissous dans l'eau. Les solutions vraies sont habituellement transparentes; les solutions de sel de table ( $NaCl$  et eau) et les mélanges de glucose et d'eau sont des solutions vraies. Dans ce type de solution, les solutés sont présents sous la forme de particules infinitésimales, généralement des molécules ou des atomes isolés. Par conséquent, ils ne sont pas visibles à l'œil nu, ne se déposent pas et ne diffusent pas la lumière. On ne peut pas voir le trajet d'un rayon lumineux qu'on fait passer à travers une solution vraie.

### Expression de la concentration des solutions

On décrit souvent les solutions vraies en indiquant leur *concentration*, qui peut être exprimée de différentes façons. Dans les laboratoires des collèges et en milieu hospitalier, on parle souvent de **pourcentage** (proportion pour cent) de soluté dans une solution. Il s'agit toujours du pourcentage de soluté et, à moins d'indication contraire, on suppose que c'est l'eau qui est le solvant.

On peut aussi indiquer la concentration d'une solution par sa **molarité**, en moles par litre (mol/L). Cette méthode est plus compliquée mais beaucoup plus utile. Pour comprendre ce qu'est la molarité, il faut d'abord savoir ce qu'est une mole. Une **mole** de tout élément ou

# LIAISONS CHIMIQUES

Comme nous l'avons mentionné plus haut, les atomes qui sont combinés sont maintenus ensemble par des **liaisons chimiques**. Une liaison chimique n'est pas une structure physique comparable à une paire de menottes reliant les poignets de deux personnes; il s'agit d'une relation énergétique entre les électrons des atomes qui participent à une réaction chimique, et elle peut être formée ou détruite en moins d'un millionième de millionième de seconde.

2

## Rôle des électrons dans les liaisons chimiques

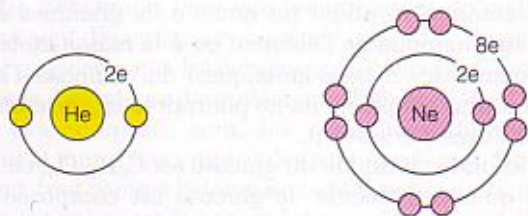
Les électrons qui forment le nuage électronique occupent des régions de l'espace appelées **couches électroniques**, qui sont disposées de façon concentrique autour du noyau de l'atome. Les atomes connus peuvent avoir jusqu'à sept couches électroniques (numérotées de 1 à 7 à partir du noyau), mais le nombre de couches d'un atome donné dépend du nombre d'électrons qu'il possède. Chaque couche électronique contient une ou plusieurs orbitales.

Il est important de bien comprendre que chaque couche électronique représente un **niveau d'énergie**; il faut donc imaginer les électrons comme des particules dotées d'une certaine énergie potentielle. D'une façon générale, les termes *couche électronique* et *niveau d'énergie* sont synonymes.

La quantité d'énergie potentielle d'un électron dépend du niveau d'énergie qu'il occupe parce que la force d'attraction entre le noyau chargé positivement et l'électron chargé négativement est plus grande près du noyau et plus faible lorsque l'électron s'en éloigne. Cela permet de comprendre pourquoi les électrons les plus éloignés du noyau (1) ont la plus grande énergie potentielle (il faut plus d'énergie pour vaincre l'attraction du noyau et atteindre les niveaux les plus éloignés), et (2) pourquoi ces électrons sont ceux qui établissent le plus facilement des interactions chimiques avec d'autres atomes (ils sont moins fortement retenus par leur propre noyau atomique et peuvent être plus facilement influencés par les autres atomes et molécules).

Chaque couche électronique peut recevoir un nombre maximal d'électrons. La couche 1, qui est la plus proche du noyau, ne peut contenir que 2 électrons. La couche 2 peut contenir au maximum 8 électrons; la couche 3 peut en contenir jusqu'à 18. Les couches suivantes peuvent avoir un nombre d'électrons de plus en plus élevé. Les couches se remplissent généralement les unes après les autres; par exemple, la couche 1 se remplit complètement avant que des électrons commencent à occuper la couche 2.

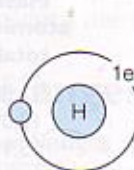
Lorsque les atomes forment des liaisons, les électrons les plus déterminants sont ceux de la couche la plus externe. Les électrons des couches internes ne participent généralement pas aux liaisons parce qu'ils sont retenus solidement par le noyau atomique. Lorsque le niveau d'énergie le plus externe est saturé ou lorsqu'il contient 8 électrons (voir ci-dessous), l'atome atteint un état stable et il devient *chimiquement inerte*, c'est-à-dire non réactif. Un groupe d'éléments appelés *gaz nobles*, qui comprend



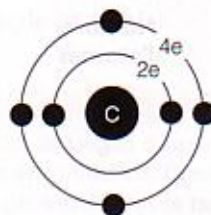
Hélium (He)  
( $2p^+; 2n^0; 2e^-$ )

Néon (Ne)  
( $10p^+; 10n^0; 10e^-$ )

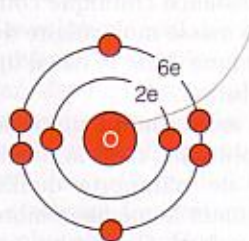
(a) Éléments chimiquement inertes (couche de valence complète)



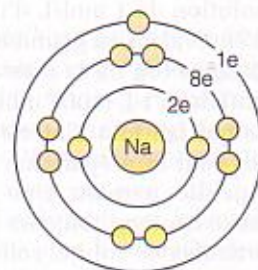
Hydrogène (H)  
( $1p^+; 0n^0; 1e^-$ )



Carbone (C)  
( $6p^+; 6n^0; 6e^-$ )



Oxygène (O)  
( $8p^+; 8n^0; 8e^-$ )



Sodium (Na)  
( $11p^+; 12n^0; 11e^-$ )

(b) Éléments chimiquement actifs (couche de valence incomplète)

FIGURE 2.4

**Éléments chimiquement inertes et réactifs.** (a) L'hélium et le néon sont chimiquement inertes parce que leur niveau d'énergie le plus externe (couche de valence) est rempli d'électrons. (b) Les éléments dont la couche de valence est incomplète sont chimiquement réactifs. Ces atomes tendent à réagir avec d'autres atomes en gagnant, en perdant ou en mettant en commun des électrons pour compléter leur couche de valence. (Remarque: Afin de simplifier les schémas, on a représenté les noyaux atomiques par un cercle portant le symbole chimique de l'atome; les protons et les neutrons ne sont pas dessinés.)

l'hélium et le néon, illustre parfaitement cet état (figure 2.4a). Cependant, les atomes dont la couche externe accueille moins de 8 électrons (figure 2.4b) ont tendance à gagner, à perdre ou à mettre en commun des électrons afin d'atteindre un état stable.



Il nous faut ici éclaircir un point qui risque de prêter à confusion : dans les atomes qui ont plus de 20 électrons, les niveaux d'énergie supérieurs à la couche 2 peuvent accueillir *plus* de 8 électrons. Cependant, le nombre total d'électrons qui peuvent participer aux liaisons se limite encore à 8. On appelle **couche de valence** la couche électronique la plus externe de l'atome ou *la partie de celle-ci* où se trouvent les électrons chimiquement réactifs. Par conséquent, la clé de la réactivité est la **règle de l'octet**, ou **règle des 8 électrons**. Si on excepte la couche 1 qui est complète lorsqu'elle contient 2 électrons, les atomes interagissent généralement de façon à se retrouver avec 8 électrons dans leur couche de valence.

## Types de liaisons chimiques

Il existe trois principaux types de liaisons chimiques résultant des forces d'attraction entre les atomes : les *liaisons ioniques*, les *liaisons covalentes* et les *liaisons hydrogène*.

### Liaisons ioniques

Les atomes sont électriquement neutres. Cependant, il arrive que des électrons passent d'un atome à l'autre ; dans ce cas, l'équilibre parfait des charges + et - est rompu et on obtient alors des particules chargées appelées **ions**. L'atome qui gagne un ou plusieurs électrons, ou *accepteur d'électrons*, acquiert une charge nette négative : il est appelé **anion**. L'atome qui perd des électrons, ou *donneur d'électrons*, acquiert une charge nette positive : il est appelé **cation**. (Pour faciliter votre mémorisation, associez le *t* de « cation » au signe +.) Des anions et des cations se forment chaque fois que des électrons passent d'un atome à l'autre. Étant donné que les charges opposées s'attirent, ces ions tendent à rester voisins, ce qui crée une **liaison ionique**.

Comme exemple de liaison ionique, citons le chlorure de sodium (NaCl), qui se forme par interaction entre les atomes de sodium et les atomes de chlore (figure 2.5). Le sodium a un numéro atomique de 11 ; sa couche de

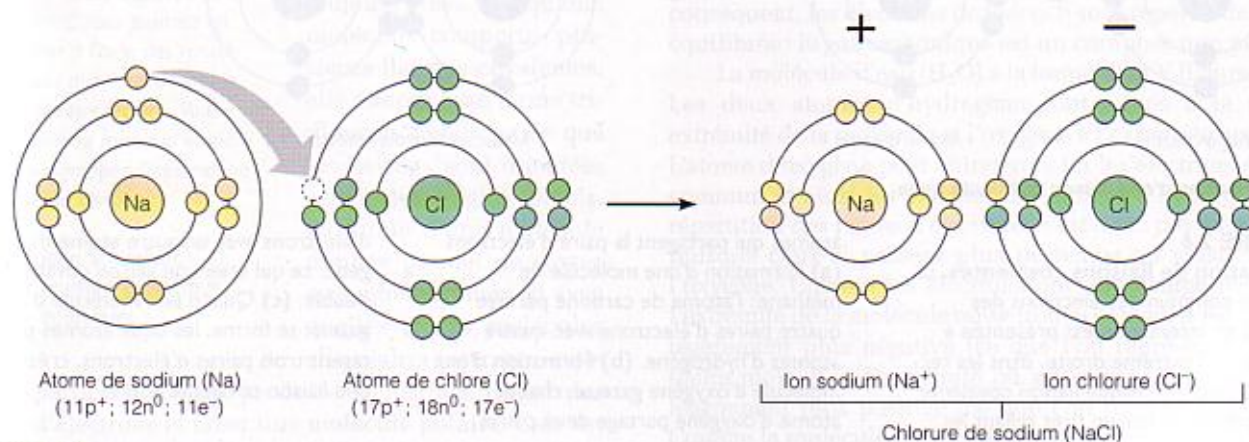
valence ne possède donc qu'un seul électron et il serait très difficile d'en ajouter sept pour la compléter. Cependant, si l'atome perd cet unique électron, c'est la couche 2 qui devient la couche de valence (le niveau d'énergie le plus externe comportant des électrons) ; or elle possède déjà huit électrons et est donc saturée. Par conséquent, si le sodium perd le seul électron de sa troisième couche, il atteint un état stable et devient un cation ( $\text{Na}^+$ ). Par ailleurs, le chlore, dont le numéro atomique est 17, n'a besoin que d'un électron pour compléter sa couche de valence en l'amenant à 8. Lorsqu'il accepte un électron, cet atome devient un anion et atteint un état stable. C'est exactement ce qui se produit lorsque ces deux atomes interagissent. Le sodium cède un électron au chlore, et les ions créés par cet échange s'attirent mutuellement, formant ainsi le chlorure de sodium. Les liaisons ioniques apparaissent généralement entre des atomes ayant un ou deux électrons de valence (les métaux comme le sodium, le calcium et le potassium) et des atomes ayant sept électrons de valence (comme le chlore, le fluor et l'iode). La plupart des composés ioniques entrent dans la catégorie chimique des *sels* (voir p. 40-41).

En l'absence d'eau, les composés ioniques tels que le chlorure de sodium n'existent pas sous forme de molécules individuelles ; ils se présentent plutôt sous forme de **cristaux**, qui sont de grands assemblages de cations et d'anions maintenus ensemble par des liaisons ioniques (voir la figure 2.11, p. 40).

Le chlorure de sodium illustre parfaitement la différence entre les propriétés d'un composé donné et celles des atomes qui le constituent. Le sodium est un métal blanc argenté, le chlore à l'état moléculaire est un gaz vert toxique utilisé pour fabriquer l'eau de javel. Cependant, le chlorure de sodium est un solide cristallin blanc dont on se sert pour assaisonner les aliments.

### Liaisons covalentes

Un transfert complet d'électrons n'est pas toujours nécessaire pour que les atomes atteignent un état stable. Chaque



**FIGURE 2.5**

**Formation d'une liaison ionique.** Les atomes de sodium et de chlore sont chimiquement réactifs parce que leur couche de valence n'est pas complète. Pour devenir stables, le sodium doit perdre un électron et le chlore en gagner un. Après le transfert de l'électron, le sodium s'est transformé en ion sodium ( $\text{Na}^+$ ) et le chlore en ion chlorure ( $\text{Cl}^-$ ). Ces deux ions de charges opposées s'attirent.

de tout composé contient un nombre de grammes égal à la masse atomique de l'élément ou à la **masse moléculaire** (somme des masses atomiques) du composé. Cette notion est plus simple qu'on ne pourrait le croire, comme l'illustre l'exemple suivant.

La formule chimique du glucose est  $C_6H_{12}O_6$ , ce qui signifie qu'une molécule de glucose est composée de 6 atomes de carbone, 12 atomes d'hydrogène et 6 atomes d'oxygène. Pour trouver la masse moléculaire du glucose, on cherche la masse atomique de chacun de ses atomes dans le tableau périodique (voir l'appendice E) et on fait le calcul suivant:

Atome	Nombre d'atomes		Masse atomique		Masse atomique totale
C	6	×	12,011	=	72,066
H	12	×	1,008	=	12,096
O	6	×	15,999	=	95,994
					180,156

Pour préparer une solution de glucose de 1 mol/L, il faut donc prendre 180,156 grammes (g) de glucose, soit un nombre de grammes égal à la masse moléculaire, et y ajouter assez d'eau pour obtenir 1 litre (L) de solution. Une solution de 1 mol/L d'une substance chimique contient l'équivalent en grammes de la masse moléculaire de la substance (ou de la masse atomique dans le cas d'un élément) dans 1 L (1000 mL) de solution.

Ce qui fait tout l'intérêt de la mole comme unité de mesure pour la préparation des solutions, c'est la précision qu'elle permet. Une mole de n'importe quelle substance contient toujours exactement le même nombre de particules de soluté, soit  $6,02 \times 10^{23}$ . Ce nombre est appelé **nombre d'Avogadro**. Par conséquent, que l'on pèse 1 mole de glucose (180 g), 1 mole d'eau (18 g) ou 1 mole de méthane (16 g), on a toujours  $6,02 \times 10^{23}$  molécules de la substance en question\*. Cette méthode permet donc une précision presque incroyable dans les mesures.

## Colloïdes

Les **colloïdes** sont des mélanges *hétérogènes* (voir plus bas) souvent translucides ou laiteux. Bien que les particules de soluté soient plus grosses que celles des solutions vraies, elles ne se déposent pas. Cependant, elles diffusent la lumière, ce qui signifie qu'on peut voir le trajet d'un rayon de lumière passant à travers un colloïde.

Les colloïdes possèdent certaines caractéristiques qui leur sont propres, y compris la capacité de subir des **transformations sol-gel**, c'est-à-dire de passer d'un état liquide (sol) à un état plus solide (gel), puis de revenir à leur état initial. Le Jell-O et autres produits à base de géla-

fine sont des exemples bien connus de colloïdes non vivants qui passent de l'état de sol à l'état de gel si on les met au réfrigérateur (et qui se liquéfient à nouveau si on les met au soleil). Le cytosol, une substance semi-liquide que l'on trouve dans les cellules vivantes, est aussi un colloïde, et ses transformations sol-gel interviennent dans un grand nombre de fonctions cellulaires importantes comme la division cellulaire.

## Suspensions

Les **suspensions** sont des mélanges *hétérogènes* contenant des particules de grande taille, souvent visibles, qui ont tendance à se déposer. Un mélange de sable et d'eau constitue une suspension. Le sang est aussi une suspension; en effet, les globules sanguins vivants sont en suspension dans le plasma, qui est la partie liquide du sang. Si on laisse cette suspension au repos, les cellules se déposent au fond du liquide à moins qu'un processus quelconque ne les maintienne en suspension (mélange, brassage ou, comme dans l'organisme, circulation).

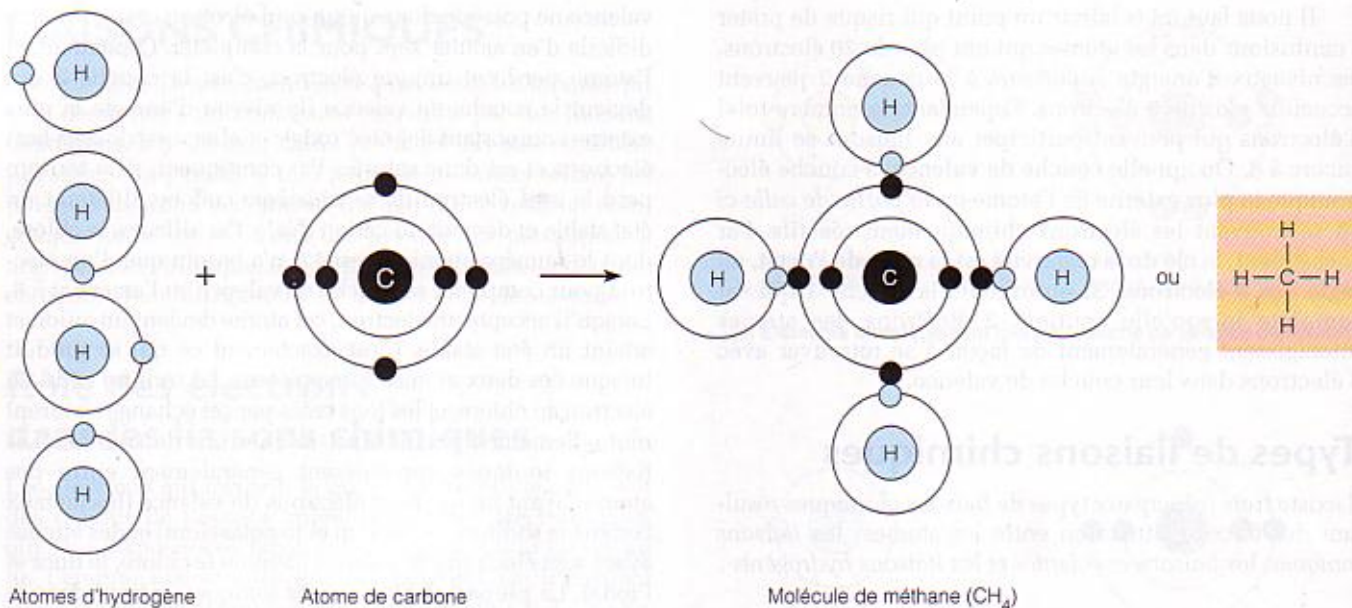
Ces trois types de mélanges sont donc présents à la fois dans les systèmes vivants et dans les systèmes non vivants. La matière vivante est la combinaison la plus complexe de toutes puisqu'on y trouve ces trois types de mélanges en interactions multiples les uns avec les autres.

## Différences entre mélanges et composés

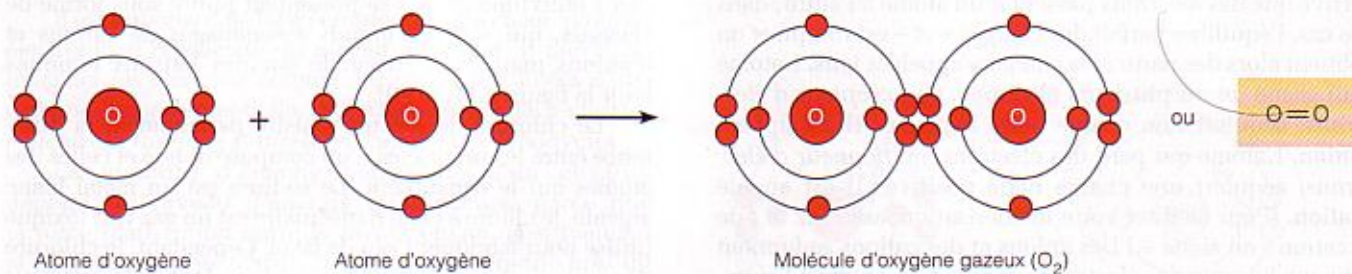
Après avoir examiné les différents types de mélanges, nous allons étudier les différences entre les mélanges et les composés. Voici donc les principales caractéristiques qui les distinguent:

1. Il n'y a aucune liaison chimique entre les constituants d'un mélange, ce qui représente la principale différence entre les mélanges et les composés. Les propriétés des molécules et des atomes ne changent pas lorsqu'ils font partie d'un mélange. Rappelez-vous que les substances ne sont mélangées que du point de vue physique.
2. Les substances présentes dans un mélange peuvent être séparées par des méthodes physiques (égouttage, filtrage, évaporation, etc., selon la nature du mélange). Par contre, on ne peut dissocier les composés en atomes qu'au moyen de méthodes chimiques (qui coupent les liaisons chimiques).
3. Certains mélanges sont homogènes et d'autres sont hétérogènes. On dit qu'une substance est *homogène* si un échantillon prélevé n'importe où dans cette substance a exactement la même composition (du point de vue des atomes et des molécules qu'il contient) que n'importe quel autre échantillon pris ailleurs dans cette substance. Un lingot de fer élémentaire (pur) est homogène, comme le sont tous les composés. La composition des substances *hétérogènes* varie d'un endroit à l'autre. Par exemple, le minerai de fer est un mélange hétérogène qui contient du fer et de nombreux autres éléments.

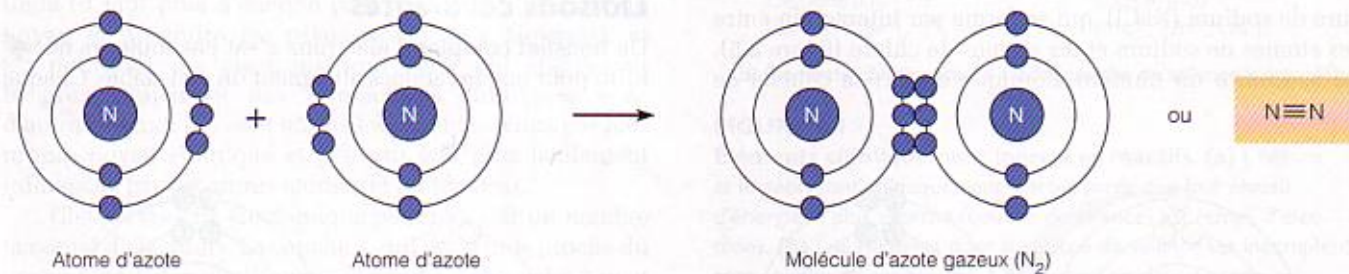
\* Il existe une importante exception à cette règle: les molécules qui s'ionisent pour former des particules chargées (ions) dans l'eau, notamment les sels, les acides et les bases (voir p. 40). Par exemple, le sel de table (chlorure de sodium) se décompose en deux types de particules chargées. Dans une solution de 1 mol/L de chlorure de sodium, il y a donc en fait 2 mol de particules de soluté, c'est-à-dire une mole de sodium et une mole de chlore.



**(a) Formation de quatre liaisons covalentes simples**



**(b) Formation d'une liaison covalente double**



**(c) Formation d'une liaison covalente triple**

**FIGURE 2.6**

**Formation de liaisons covalentes.** La mise en commun des électrons des atomes en interaction est présentée à gauche. À l'extrême droite, dans les rectangles ombrés, chaque liaison covalente est représentée par un tiret reliant les

atomes qui partagent la paire d'électrons. **(a)** Formation d'une molécule de méthane: l'atome de carbone partage quatre paires d'électrons avec quatre atomes d'hydrogène. **(b)** Formation d'une molécule d'oxygène gazeux: chaque atome d'oxygène partage deux paires

d'électrons avec un autre atome d'oxygène, ce qui crée une liaison covalente double. **(c)** Quand une molécule d'azote gazeux se forme, les deux atomes partagent trois paires d'électrons, créant ainsi une liaison covalente triple.

atome peut également compléter sa couche électronique externe au moins une partie du temps en *partageant* des électrons, ce qui permet l'existence de molécules où les électrons mis en commun forment des **liaisons covalentes**.

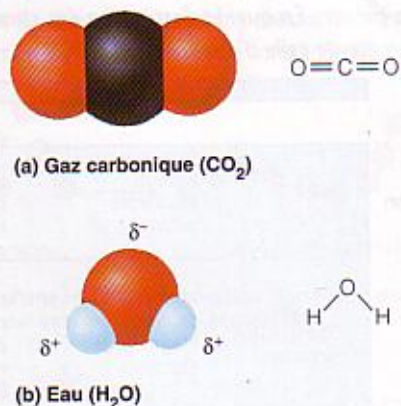
Un atome d'hydrogène, qui ne possède qu'un seul électron, peut donc compléter sa seule couche électronique (couche 1) en partageant une paire d'électrons avec un autre atome. Lorsqu'il la partage avec un autre atome d'hydrogène, on obtient une molécule d'hydrogène gazeux ( $H_2$ ). La paire d'électrons mis en commun gravite autour de l'ensemble de la molécule et assure ainsi la stabilité de chaque atome. L'hydrogène peut également partager une paire d'électrons avec des atomes d'autres éléments pour former des composés (figure 2.6a). Dans l'atome de carbone, il y a quatre électrons dans la couche externe, mais il en faut huit pour assurer un état stable; pour sa part, l'hydrogène a besoin de deux électrons alors qu'il n'en possède qu'un seul. Lors de la formation d'une molécule de méthane ( $CH_4$ ), le carbone partage quatre paires d'électrons avec quatre atomes d'hydrogène (une paire avec chacun des atomes). Dans ce cas également, les électrons mis en commun « appartiennent à » l'ensemble de la molécule autour de laquelle ils gravitent, assurant ainsi la stabilité de chacun des atomes. Lorsque deux atomes partagent une paire d'électrons, ils forment une *liaison covalente simple* (représentée par un trait simple reliant les atomes,  $H-H$ ). Il arrive également que les atomes partagent deux ou trois paires d'électrons (figure 2.6b et c), et établissent ainsi des *liaisons covalentes doubles* ou *triples* (représentées par des traits doubles ou triples,  $O=O$  ou  $N\equiv N$ ).

**Molécules polaires et non polaires** Dans les liaisons covalentes dont nous avons parlé jusqu'ici, les électrons de valence étaient mis en commun également entre les atomes. Les molécules ainsi formées sont équilibrées électriquement

**«** Lorsqu'on vous a demandé de lire un texte, gardez vos notes à portée de la main. Ainsi, vous pourrez les compléter à l'aide des renseignements que vous trouverez pendant votre lecture. Vous comprendrez mieux la matière si vous regroupez l'information pendant la révision.

John Schlechter,  
étudiant en sciences  
infirmières

et on les appelle **molécules non polaires** (parce qu'elles n'ont pas de pôles distincts + et -); mais il n'en est pas toujours ainsi. Lorsqu'une molécule comporte plusieurs liaisons covalentes, elle adopte une forme tridimensionnelle parce que les liaisons sont orientées selon des angles précis. La forme d'une molécule donnée permet de savoir avec quels atomes ou avec quelles autres molécules elle pourra interagir; cette forme particulière peut produire un partage inégal des paires d'électrons et créer une **molécule polaire**. Cela est particulièrement vrai des molécules asymétriques dont les atomes n'attirent pas les électrons avec la même force. De façon générale, les *petits* atomes ayant six ou sept électrons de valence, comme l'oxygène, l'azote et le chlore, attirent très fortement les électrons. Cette caractéristique des atomes avides d'électrons s'appelle **électronégativité**. Inversement, la plupart des atomes n'ayant qu'un ou deux



**FIGURE 2.7**  
Modèles moléculaires représentant la structure tridimensionnelle des molécules de gaz carbonique et d'eau.

électrons de valence sont généralement **électropositifs**, c'est-à-dire que leur capacité d'attirer les électrons est si faible qu'ils perdent habituellement leurs propres électrons de valence au profit d'autres atomes. Le potassium et le sodium, qui possèdent chacun un électron de valence, constituent de bons exemples d'atomes électropositifs.

Le gaz carbonique et l'eau montrent bien comment la structure tridimensionnelle de la molécule et la force d'attraction relative des atomes sur les électrons permettent de déterminer si une molécule formée de liaisons covalentes est polaire ou non. Dans le gaz carbonique ( $CO_2$ ), l'atome de carbone partage quatre paires d'électrons avec deux atomes d'oxygène (deux paires avec chaque atome d'oxygène). L'oxygène est très électronégatif et attire donc les électrons de valence beaucoup plus fortement que le carbone. Cependant, comme la molécule de gaz carbonique est linéaire (figure 2.7a), l'attraction exercée par un atome d'oxygène est contrebalancée par celle de l'autre, comme dans une partie de lutte à la corde où les équipes sont de force égale. Par conséquent, les électrons de valence sont répartis de façon équilibrée: le gaz carbonique est un composé non polaire.

La molécule d'eau ( $H_2O$ ) a la forme d'un V (figure 2.7b). Les deux atomes d'hydrogène sont situés à la même extrémité de la molécule et l'oxygène à l'extrémité opposée. L'atome d'oxygène peut attirer vers lui les électrons mis en commun et ainsi les éloigner des atomes d'hydrogène. La répartition des paires d'électrons *n'est donc pas* équilibrée, puisque ceux-ci passent plus de temps au voisinage de l'oxygène. Comme les électrons ont une charge négative, l'extrémité de la molécule où se trouve l'oxygène est rendue légèrement plus négative (ce que l'on représente par  $\delta^-$  [delta moins]) et l'extrémité où se trouve l'hydrogène est légèrement plus positive (ce que l'on représente par  $\delta^+$ ). Comme la molécule d'eau a deux pôles chargés, on dit que c'est une *molécule polaire*, ou **dipôle**. Les molécules polaires s'orientent par rapport aux autres dipôles ou aux particules chargées (comme les ions et certaines protéines), et elles jouent un rôle essentiel dans les réactions chimiques qui se déroulent dans les cellules de l'organisme. La polarité de l'eau revêt une grande importance, comme nous le verrons plus loin dans ce chapitre.



Supposez qu'un composé XY possède une liaison covalente polaire. En quoi la distribution des charges est-elle différente de celle d'une molécule XX?

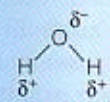
Type de liaison	Liaison ionique	Liaison covalente polaire	Liaison covalente non polaire
État des électrons	Transfert complet des électrons	Mise en commun inégale des électrons	Mise en commun égale des électrons
Distribution des charges électriques	Formation d'ions distincts (particules chargées)	Légère charge négative ( $\delta^-$ ) à une extrémité de la molécule, légère charge positive ( $\delta^+$ ) à l'autre extrémité	Charge équilibrée entre les atomes
Exemple	$\text{Na}^+ \text{Cl}^-$ Chlorure de sodium	 Eau	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$ Gaz carbonique

FIGURE 2.8

Comparaison des liaisons ioniques, covalentes polaires et covalentes non polaires. État des électrons intervenant dans les liaisons et distribution des charges électriques dans les molécules.

Les divers types de molécules possèdent différents degrés de polarité et, comme le résume la figure 2.8, on observe un changement graduel allant des liaisons ioniques aux liaisons covalentes non polaires. Les liaisons ioniques (transfert complet d'électrons) et les liaisons covalentes non polaires (mise en commun égale d'électrons) représentent les extrêmes d'une progression continue entre lesquels la mise en commun des électrons se fait de façon plus ou moins inégale.

## Liaisons hydrogène

Contrairement aux liaisons ioniques et covalentes, les liaisons hydrogène sont trop faibles pour associer des atomes de façon à former des molécules. Une liaison hydrogène apparaît quand un atome d'hydrogène déjà lié de façon covalente à un atome électronégatif (généralement d'azote ou d'oxygène) est attiré par un autre atome électronégatif, créant ainsi une sorte de « pont » entre eux.

Comme X et Y sont des atomes différents, l'un d'eux est plus électronégatif que l'autre. Par conséquent, il y a une séparation des charges dans XY, qui est un dipôle. Dans XX, les deux atomes sont identiques et les électrons sont mis en commun de façon égale : il ne s'agit donc pas d'un dipôle.

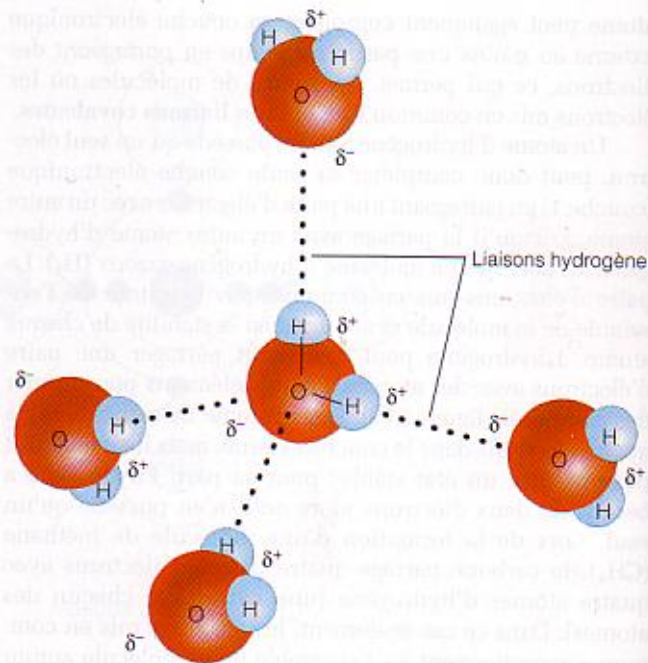


FIGURE 2.9

Liaisons hydrogène entre des molécules d'eau (polaires). Les pôles légèrement positifs (indiqués par  $\delta^+$ ) des molécules d'eau s'alignent en direction des pôles légèrement négatifs (indiqués par  $\delta^-$ ) d'autres molécules d'eau.

Les liaisons hydrogène sont communes entre les dipôles comme les molécules d'eau parce que l'atome d'oxygène d'une molécule donnée, qui est légèrement négatif, attire les atomes d'hydrogène, légèrement positifs, d'autres molécules (figure 2.9). Cette tendance qu'ont les molécules d'eau à se regrouper et à former une mince pellicule est appelée *tension superficielle*, et elle permet d'expliquer en partie pourquoi l'eau qu'on répand sur une surface dure forme de petites sphères.

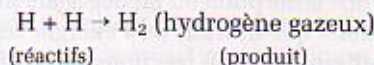
Les liaisons hydrogène constituent également d'importantes *liaisons intramoléculaires* reliant diverses parties d'une grosse molécule pour lui donner la structure tridimensionnelle qui la caractérise. Certaines grosses molécules biologiques comme les protéines et l'ADN comportent un grand nombre de liaisons hydrogène qui stabilisent leur structure.

## RÉACTIONS CHIMIQUES

Comme nous l'avons déjà fait remarquer, toutes les particules de matière sont en mouvement constant à cause de leur énergie cinétique. Au sein d'un solide, le mouvement des atomes ou des molécules se limite généralement à une vibration parce que ces particules sont retenues ensemble par des liaisons assez solides. Mais dans les liquides et les gaz, les particules se déplacent au hasard, entrent en collision les unes avec les autres et interagissent dans des réactions chimiques. Une **réaction chimique** se produit chaque fois que des liaisons chimiques se forment, se réorganisent ou se rompent.

## Équations chimiques

On représente symboliquement les réactions chimiques par des **équations chimiques**. Par exemple, l'association de deux atomes d'hydrogène lors de la formation d'hydrogène gazeux s'écrit comme suit :



La formation du méthane par combinaison de quatre atomes d'hydrogène et d'un atome de carbone s'écrit ainsi :



Remarquez bien qu'un chiffre écrit en *indice* signifie que les atomes sont liés par des liaisons chimiques. D'autre part, le chiffre placé *avant* le symbole (préfixe) désigne le nombre de molécules ou d'atomes *non liés*. Ainsi  $\text{CH}_4$  signifie que la molécule de méthane est formée de quatre atomes d'hydrogène liés à un atome de carbone, mais 4 H désigne quatre atomes d'hydrogène non liés.

Une équation chimique ressemble à une phrase décrivant ce qui se passe pendant une réaction. On y trouve les informations suivantes : nombre et types de substances prenant part à la réaction, ou **réactifs**, composition chimique du ou des **produits** et, si l'équation est équilibrée, la proportion relative de chacun des réactifs et produits. Dans les exemples ci-dessus, les réactifs sont des atomes, comme l'indiquent leurs symboles atomiques (H, C). Dans chaque cas, le produit est une molécule représentée par sa **formule moléculaire** ( $\text{H}_2$ ,  $\text{CH}_4$ ). On peut lire l'équation de la formation du méthane de deux façons : « Quatre atomes d'hydrogène plus un atome de carbone produisent une molécule de méthane » ou bien « Quatre moles d'atomes d'hydrogène plus une mole d'atomes de carbone produisent une mole de méthane ». Il est plus pratique de se servir de moles parce qu'il est impossible d'isoler un atome ou une molécule de quoi que ce soit !

## Modes de réactions chimiques

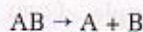
La plupart des réactions chimiques se font selon l'un des trois modes suivants : *synthèse*, *dégradation* ou *échange*.

Lorsque des atomes ou des molécules se combinent pour former une molécule plus grosse et plus complexe, on parle de **réaction de synthèse**. On peut représenter la réaction de synthèse, qui entraîne toujours la formation de liaisons (le choix des lettres est arbitraire), de la façon suivante :



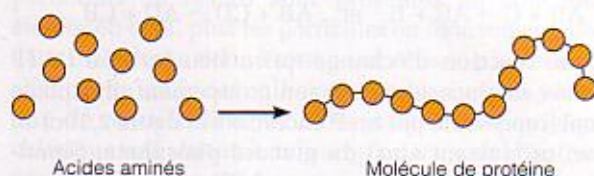
Les réactions de synthèse constituent la base des activités **anaboliques** au sein des cellules de l'organisme, telles que le regroupement de petites molécules appelées acides aminés en grosses molécules de protéines (figure 2.10a). Les réactions de synthèse sont particulièrement évidentes dans les tissus en croissance rapide.

Une **réaction de dégradation** se produit quand une molécule est brisée en molécules plus petites ou en chacun des atomes qui la constituaient :

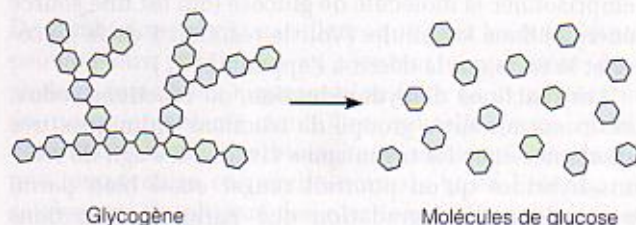


Les réactions de dégradation sont essentiellement l'inverse des réactions de synthèse, puisque des liens sont rompus.

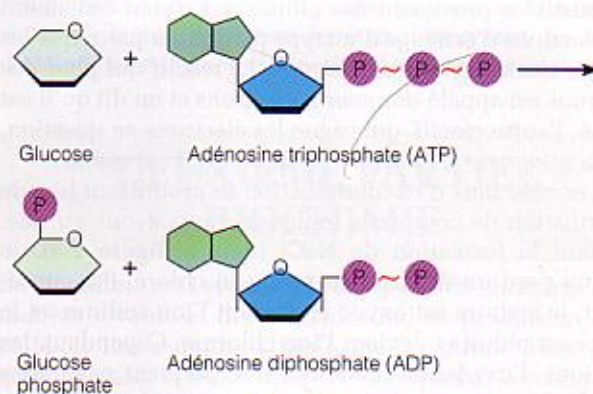
**?** Parmi les réactions de divers types qui sont représentées ici, laquelle se produit pendant la digestion de matières grasses dans votre intestin grêle ?



(a) Exemple d'une réaction de synthèse : formation d'une protéine par assemblage d'acides aminés



(b) Exemple d'une réaction de dégradation : dissociation du glycogène en unités de glucose



(c) Exemple d'une réaction d'échange : formation du glucose phosphate par transfert du groupement phosphate terminal de l'ATP au glucose

FIGURE 2.10

**Modes de réactions chimiques.** (a) Dans les réactions de synthèse, de petites particules (atomes, ions ou molécules) forment des molécules plus grosses et plus complexes en se liant les unes aux autres. (b) Dans les réactions de dégradation, des liaisons sont rompues. (c) Dans les réactions d'échange, ou de substitution, des liaisons sont rompues et d'autres sont formées.

Les réactions de dégradation sont à la base des processus **cataboliques** qui se produisent dans les cellules de l'organisme. Par exemple, la rupture des liaisons des grosses molécules de glycogène libère des molécules de glucose, qui sont plus simples (figure 2.10b).

Les **réactions d'échange** ou de **substitution** comportent à la fois une synthèse et une dégradation, c'est-à-dire qu'il y a simultanément création et rupture de liaisons.

Lors de la digestion, les matières grasses (lipides) sont décomposées en acides gras et en glycérol, qui sont leurs unités de base ; il s'agit donc d'une réaction de dégradation comme en (b).

Dans une réaction d'échange, certaines des molécules réactives changent en quelque sorte de partenaire et forment ainsi des molécules différentes :

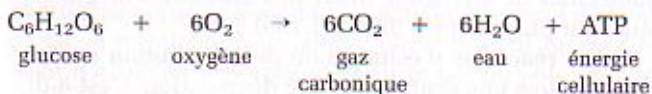


C'est une réaction d'échange qui a lieu lorsque l'ATP réagit avec le glucose et cède son groupement phosphate terminal (représenté par un P encerclé à la figure 2.10c) au glucose, produisant ainsi du glucose phosphate. Simultanément, l'ATP se transforme en ADP; cette importante réaction se déroule chaque fois que du glucose pénètre dans une cellule de l'organisme et elle a pour effet d'emprisonner la molécule de glucose (qui est une source d'énergie) dans la cellule. (Voir la réaction 1 de la glycolyse et le texte qui la décrit à l'appendice D.)

Les **réactions d'oxydoréduction**, ou **réactions redox**, constituent un autre groupe de réactions chimiques très importantes chez les organismes vivants. Il s'agit de réactions hybrides qu'on pourrait ranger aussi bien parmi les réactions de dégradation que parmi les réactions d'échange. Ce sont des réactions de dégradation dans la mesure où elles sont la base de tous les processus de production d'énergie (c'est-à-dire d'ATP) par catabolisme des combustibles provenant des aliments. Ce sont également des réactions d'échange d'un type particulier parce que les réactifs s'échangent des électrons. Le réactif qui perd des électrons est appelé *donneur d'électrons* et on dit qu'il est **oxydé**; l'autre réactif, qui gagne les électrons en question, est un *accepteur d'électrons* et on dit qu'il est **réduit**.

Les réactions d'oxydoréduction se produisent lors de la formation de composés ioniques. Nous avons vu que, pendant la formation de NaCl (voir la figure 2.5), le sodium perd un électron au profit du chlore. Par conséquent, le sodium est oxydé et devient l'ion sodium, et le chlore est réduit et devient l'ion chlorure. Cependant, les réactions d'oxydation-réduction n'impliquent pas toutes un transfert complet d'électrons; dans certains cas, il y a simplement redistribution des électrons qui sont partagés dans des liaisons covalentes. Par exemple, une substance est oxydée à la fois par la perte d'atomes d'hydrogène et par combinaison avec l'oxygène. Le facteur commun à ces deux événements est que les électrons qui « appartiennent » jusque-là à la molécule de réactif sont perdus, soit complètement (l'hydrogène disparaît, emportant avec lui son électron), soit en partie (les électrons partagés passent plus de temps au voisinage de l'atome d'oxygène qui est très électronégatif).

Pour mieux comprendre l'importance des réactions d'oxydoréduction chez les organismes vivants, on peut examiner l'équation générale de la *respiration cellulaire*, qui est la principale voie de production d'énergie par dégradation du glucose dans les cellules de l'organisme :



Comme on peut le voir, il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction. Le glucose perd ses atomes d'hydrogène et est ainsi *oxydé* en gaz carbonique; pour sa part, l'oxygène accepte les atomes d'hydrogène et est *réduit* en eau. Cette réaction est décrite en détail au chapitre 25 avec d'autres points relatifs au métabolisme cellulaire.

## Variations de l'énergie au cours des réactions chimiques

Comme toutes les liaisons chimiques représentent une certaine quantité d'énergie chimique, toutes les réactions ont pour résultat une absorption ou un dégagement net d'énergie. Les réactions qui libèrent de l'énergie sont appelées **réactions exothermiques**, ou réactions exergoniques; leurs produits contiennent moins d'énergie que les réactifs de départ, mais l'énergie qu'elles dégagent peut servir à d'autres fins. À quelques exceptions près, les réactions cataboliques et oxydatives sont exothermiques. Par contre, les produits des **réactions endothermiques**, ou réactions endergoniques (qui absorbent de l'énergie), contiennent dans leurs liaisons plus d'énergie potentielle que les réactifs. Pour établir les liaisons des grosses molécules de notre organisme, il faut habituellement un apport d'énergie, et les réactions anaboliques sont habituellement endothermiques. En fait, un type de réaction utilise ce qu'un autre type de réaction a libéré; par exemple, l'énergie produite par la dégradation des molécules de combustible (oxydation) est emmagasinée dans les molécules d'ATP et utilisée plus tard pour la synthèse de molécules biologiques complexes nécessaires à la survie de l'organisme.

## Réversibilité des réactions chimiques

En théorie, toutes les réactions chimiques sont réversibles; si des liaisons chimiques peuvent être établies, elles peuvent également être rompues, et vice versa. On représente la réversibilité par une flèche double. Lorsque les flèches sont de longueur inégale, la plus longue indique la direction dominante de la réaction :



Dans cet exemple, la réaction directe (vers la droite) est dominante; au fur et à mesure que le processus se déroule, on a donc de plus en plus de produit (AB) et de moins en moins de réactifs (A et B).

Lorsque les flèches sont de même longueur, comme dans l'exemple suivant, aucune des deux réactions n'est dominante :



Pour chaque molécule de produit formée (AB), une autre molécule se dissocie et libère les réactifs A et B. On dit qu'une telle réaction chimique est en état d'**équilibre chimique**. Lorsque l'équilibre chimique est atteint, il n'y a plus de *changement net* dans les quantités de réactifs et de produits. Il y a encore formation et dissociation de molécules de produit, mais l'état d'équilibre qui a été atteint au cours de l'expérience (comme une plus grande quantité de molécules de produit) reste inchangé. Ce phénomène est analogue au système d'entrées de nombreux grands musées qui vendent des billets pour différentes heures. Par exemple, si 300 billets sont émis pour 9 heures, 300 personnes seront admises à cette heure-là. Puis, quand 6 personnes sortiront, on en laissera entrer 6 autres, quand 15 personnes sortiront, on en laissera

entrer 15 autres à nouveau, et ainsi de suite. Malgré le roulement continu, il se trouve environ 300 personnes dans le musée pendant toute la journée. (Il faut bien comprendre que la notion d'équilibre se rapporte à une égalité entre les entrées et les sorties et non entre le nombre d'entités de chaque côté: il y a toujours 300 personnes dans le musée, mais pas nécessairement 300 personnes à l'extérieur.)

Bien que toutes les réactions chimiques soient réversibles, nombre d'entre elles ont si peu tendance à aller dans la direction inverse qu'elles sont pratiquement irréversibles. Cela s'applique aussi à de nombreuses réactions biologiques. Les réactions chimiques qui libèrent de l'énergie lorsqu'elles vont dans une direction n'iront en sens inverse que si on remet de l'énergie dans le système. Par exemple, comme nous l'avons déjà dit plus haut, lorsque le glucose est dégradé en gaz carbonique et en eau par les réactions de la respiration cellulaire, une partie de l'énergie ainsi libérée est emmagasinée dans les liaisons de l'ATP. Dans notre organisme, cette réaction n'est jamais inversée parce que nos cellules consomment l'énergie provenant de l'ATP pour assurer diverses fonctions (et parce que le repas suivant fournit encore du glucose). Si le produit d'une réaction est continuellement évacué du site de la réaction, la réaction inverse devient impossible. C'est ce qui se passe lorsque le gaz carbonique provenant de la dégradation du glucose sort de la cellule, pénètre dans le sang et finit par quitter l'organisme par les poumons.

## Facteurs influant sur la vitesse des réactions chimiques

Pour pouvoir participer à une réaction chimique, les atomes et les molécules doivent *entrer en collision* avec assez de violence pour vaincre les forces de répulsion qui existent entre leurs électrons. Les interactions entre les électrons de valence (qui sont la base de toute formation ou de toute rupture de liaison) ne peuvent pas se produire à distance. La force des collisions dépend de la vitesse de déplacement des particules. Si les particules ont une grande vitesse, les collisions sont violentes et les réactions ont beaucoup plus de chances de se produire que si les particules ne font que se frôler.

### Température

L'échauffement d'une substance a pour effet d'accroître l'énergie cinétique des particules et donc la force de leurs collisions. Par conséquent, les réactions chimiques se déroulent plus rapidement à haute température. Lorsque la température descend, les particules ralentissent et les réactions sont moins rapides.

### Volume des particules

Les petites particules se déplacent plus vite que les grosses (à une même température) et, par conséquent, elles ont tendance à entrer en collision plus souvent et avec plus de violence. Donc, plus les particules de réactif sont petites, plus la réaction chimique est rapide à une température et une concentration données.

## Concentration

Les réactions chimiques se font plus rapidement quand les particules de réactif sont présentes en concentration élevée; en effet, plus les particules en mouvement aléatoire dans un volume donné sont nombreuses, plus elles ont de chances de subir des collisions productives. La concentration de réactifs diminue alors jusqu'à ce que l'équilibre chimique soit atteint, à moins qu'on n'ajoute d'autres réactifs ou qu'on ne retire les produits du site de la réaction.

## Catalyseurs

De nombreuses réactions ailleurs que chez les êtres vivants peuvent être accélérées en ajoutant simplement de la chaleur, mais toute augmentation forte de la température de notre organisme peut être mortelle parce qu'elle détruit des molécules biologiques vitales. Cependant, à une température corporelle normale et en l'absence de catalyseurs, la plupart des réactions chimiques seraient beaucoup trop lentes pour permettre la vie. Les **catalyseurs** sont des substances qui accroissent la vitesse des réactions chimiques sans être elles-mêmes modifiées chimiquement ni devenir une partie du produit. Les catalyseurs biologiques portent le nom d'**enzymes**. Le mode d'action des enzymes est décrit plus loin dans ce chapitre.

## DEUXIÈME PARTIE : BIOCHIMIE

La **biochimie** est l'étude de la composition chimique de la matière vivante et des réactions qui se produisent dans celle-ci. Les composés biologiques entrent dans deux grandes classes: les composés organiques et les composés inorganiques. Les **composés organiques** contiennent du carbone. Ils sont tous constitués de molécules formées par des liaisons covalentes; certaines de ces molécules sont de très grande taille.

Toutes les autres substances chimiques de notre organisme sont considérées comme des **composés inorganiques**. Il s'agit de l'eau, des sels et de nombreux acides et bases. Les composés organiques et inorganiques sont tout aussi vitaux les uns que les autres. Tenter de déterminer quelle catégorie est la plus importante reviendrait à chercher à savoir si c'est le système d'allumage ou le moteur qui est le plus utile pour faire avancer une automobile.

## COMPOSÉS INORGANIQUES

### Eau

L'eau, qui est le composé inorganique le plus abondant et le plus important dans la matière vivante, représente de 60 à 80 % du volume de la plupart des cellules vivantes. L'incroyable polyvalence de ce liquide vital résulte de ses propriétés:

1. **Grande capacité thermique.** L'eau a une forte capacité thermique, c'est-à-dire qu'elle absorbe ou dégage une grande quantité de chaleur avant que sa



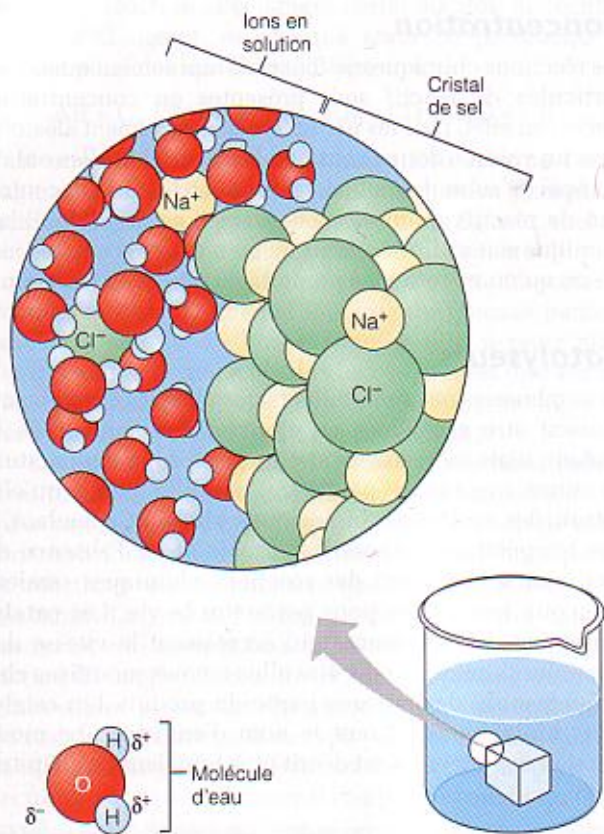


FIGURE 2.11

**Dissociation d'un sel dans l'eau.** Les pôles légèrement négatifs des molécules d'eau ( $\delta^-$ ) sont attirés par le  $\text{Na}^+$ , et les pôles légèrement positifs des molécules d'eau ( $\delta^+$ ) s'orientent vers le  $\text{Cl}^-$ , ce qui a pour effet de faire sortir les ions du réseau cristallin.

température change de façon significative. Le fait qu'elle soit si abondante dans l'organisme empêche les changements soudains de température dus à des facteurs externes, comme le soleil ou l'exposition au vent, ou à des processus internes, comme une activité musculaire intense. L'eau présente dans le sang distribue la chaleur parmi les tissus de l'organisme et contribue ainsi à l'homéostasie thermique.

2. **Grande chaleur de vaporisation.** Lorsque l'eau s'évapore, ou se vaporise, elle passe de l'état liquide à l'état gazeux (vapeur d'eau). Cette transformation résulte de la rupture des liaisons hydrogène qui retiennent ensemble les molécules d'eau, ce qui exige l'absorption de grandes quantités de chaleur. Cette caractéristique présente un très grand avantage lorsque nous transpirons. Lorsque la sueur (surtout constituée d'eau) s'évapore à la surface de notre peau, de grandes quantités de chaleur passent de notre corps à l'environnement, ce qui constitue un système de refroidissement très efficace.
3. **Polarité et qualités de solvant.** L'eau est un solvant sans égal à la fois pour les molécules inorganiques et pour les molécules organiques. On la qualifie même de **solvant universel**. La biochimie est en quelque sorte la « chimie du liquide ». En effet, les molécules biologiques ne sont chimiquement réactives que si

elles sont en solution, et ce sont les qualités de solvant de l'eau qui rendent possibles pratiquement toutes les réactions chimiques de notre organisme.

Comme elles sont polaires, les molécules d'eau orientent leur extrémité légèrement négative vers l'extrémité positive des molécules de soluté, et vice versa; elles les attirent donc, puis les entourent. Cette propriété de l'eau permet d'expliquer pourquoi les composés ioniques et d'autres petites molécules réactives (comme les acides et les bases) se *dissocient* dans l'eau, c'est-à-dire que leurs ions se séparent et se répartissent de façon uniforme dans l'eau pour former des solutions vraies (figure 2.11). L'eau forme également des **couches d'hydratation** (couches de molécules d'eau) autour des grosses molécules chargées, comme les protéines; elles les protègent ainsi de l'influence des autres substances chargées présentes dans le milieu en leur permettant de demeurer en solution. De tels mélanges d'eau et de protéines sont appelés *colloïdes biologiques*. Le liquide cébro-spinal et le plasma sanguin sont des colloïdes.

Grâce à ses qualités de solvant, l'eau constitue le principal milieu de *transport* de l'organisme. Les nutriments, les gaz respiratoires et les déchets métaboliques sont transportés dans l'ensemble de notre corps sous forme de solutés dans le plasma sanguin, et de nombreux déchets métaboliques sont excrétés dans l'urine, un autre liquide aqueux.

L'eau est aussi le milieu de *dissolution* de certaines molécules spécialisées qui jouent le rôle de lubrifiants. Ces liquides lubrifiants sont par exemple le mucus, qui facilite le déplacement des selles dans les intestins, et la sérosité, qui réduit la friction entre les viscères.

4. **Réactivité.** L'eau est un *réactif* important pour de nombreuses réactions chimiques. Par exemple, les aliments (molécules complexes) sont décomposés en leurs constituants (molécules simples) par l'ajout d'une molécule d'eau sur le site de chacune des liaisons qui doit être rompue. Ce genre de réaction de dégradation est plus précisément appelé **réaction d'hydrolyse** (hydrolyse = rupture de l'eau). Inversement, lors de la synthèse de grosses molécules de glucides ou de protéines à partir de molécules plus petites, une molécule d'eau est libérée pour chaque liaison qui est formée; cette réaction est appelée **synthèse** et résulte donc d'une déshydratation.
5. **Amortissement.** Enfin, l'eau forme un coussin résistant autour de certains organes qu'elle protège ainsi de toute lésion physique. Le liquide cébro-spinal qui entoure l'encéphale et la moelle épinière illustre bien cette fonction d'amortisseur assurée par l'eau.

## Sels

Un **sel** est un composé ionique formé de cations autres que  $\text{H}^+$  et d'anions autres que l'ion hydroxyle ( $\text{OH}^-$ ). Ce composé ne comporte donc que des liaisons ioniques, jamais de liaisons covalentes. Comme nous l'avons déjà vu, lorsque des sels se dissolvent dans l'eau, ils se dissocient en chacun des ions qui les composent (figure 2.11). Par

exemple, le sulfate de sodium ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) se dissocie en deux ions  $\text{Na}^+$  et un ion  $\text{SO}_4^{2-}$ : cela se produit aisément parce que les ions sont déjà formés. Il ne reste plus à l'eau qu'à vaincre l'attraction entre les ions de charge opposée. Tous les ions sont des **électrolytes**, c'est-à-dire des substances qui conduisent l'électricité lorsqu'elles sont mises en solution. (Notez que les groupements d'atomes qui ont une charge globale, comme l'ion sulfate, sont appelés *ions polyatomiques*.)

Les sels de nombreux éléments métalliques comme  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Ca}_2\text{CO}_3$  (carbonate de calcium) et  $\text{KCl}$  (chlorure de potassium) sont communs dans l'organisme. Cependant, les sels les plus abondants sont les phosphates de calcium ( $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ) qui confèrent leur dureté aux os et aux dents. Sous leur forme ionisée, les sels jouent un rôle vital dans les fonctions de notre corps. Par exemple, les propriétés électrolytiques des ions sodium et potassium sont essentielles à la propagation de l'influx nerveux et à la contraction musculaire. Le fer ionisé entre dans la composition des molécules d'hémoglobine présentes dans les globules rouges et qui transportent l'oxygène; les ions zinc et cuivre sont essentiels à l'activité de certaines enzymes. Le tableau 2.1 (p. 29) résume quelques-unes des fonctions importantes des éléments présents dans les sels de notre organisme.



Le maintien de l'équilibre ionique des liquides organiques est l'une des fonctions les plus importantes des reins. Lorsque cet équilibre est très perturbé, presque plus rien ne fonctionne dans l'organisme. Graduellement, toutes les activités physiologiques dont nous avons parlé s'arrêtent ainsi que des milliers d'autres. ■

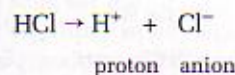
## Acides et bases

Comme les sels, les acides et les bases sont des électrolytes, c'est-à-dire qu'ils s'ionisent et se dissocient dans l'eau et peuvent alors conduire un courant électrique. Cependant, les acides et certaines bases, contrairement aux sels, sont des molécules comportant des liaisons covalentes. Par conséquent, pour que la dissociation devienne possible, il faut que des ions soient formés.

### Acides

Les **acides** ont un goût aigre, réagissent avec de nombreux métaux et peuvent « brûler » les tapis en y laissant des trous. Mais pour nos besoins, la meilleure définition d'un acide est la suivante: c'est une substance qui libère des **ions hydrogène** ( $\text{H}^+$ ) en quantité détectable. Comme un ion hydrogène n'est que le noyau d'un atome d'hydrogène, c'est-à-dire un proton « nu », les acides sont également appelés **donneurs de protons**.

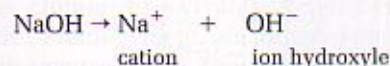
Lorsqu'un acide se dissout dans l'eau, il libère des ions hydrogène (protons) et des anions. C'est la concentration de protons qui détermine l'acidité d'une solution; les anions ont peu d'effet sur l'acidité. Ainsi l'acide chlorhydrique ( $\text{HCl}$ ), qui est sécrété par les cellules de l'estomac et intervient dans la digestion, se dissocie en un proton et un anion chlorure:



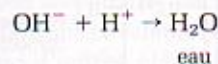
D'autres acides se trouvent dans notre organisme ou y sont produits, comme l'acide carbonique ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) et l'acide acétique qui est la partie acide du vinaigre. L'acide acétique a pour formule  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , mais on peut aussi l'écrire  $\text{HAc}$  pour mettre en évidence le proton qui sera libéré. Il est ainsi plus facile de reconnaître la formule moléculaire d'un acide.

### Bases

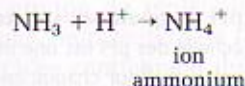
Les **bases** ont un goût amer et sont visqueuses au toucher, comme le savon; ce sont des **accepteurs de protons**, c'est-à-dire qu'elles capturent les ions hydrogène ( $\text{H}^+$ ) en quantité détectable. Parmi les bases inorganiques communes, on trouve les *hydroxydes* tels que l'hydroxyde de magnésium (lait de magnésie) et l'hydroxyde de sodium (soude caustique). Tout comme les acides, les hydroxydes se dissocient dans l'eau, mais ils libèrent des **ions hydroxyle** ( $\text{OH}^-$ ) et des cations. Par exemple, l'ionisation de l'hydroxyde de sodium ( $\text{NaOH}$ ) donne un ion hydroxyle et un ion sodium; l'ion hydroxyle se lie ensuite à un proton présent dans la solution (l'accepte). Cette réaction produit de l'eau tout en réduisant l'acidité (concentration d'ions hydrogène) de la solution:



puis



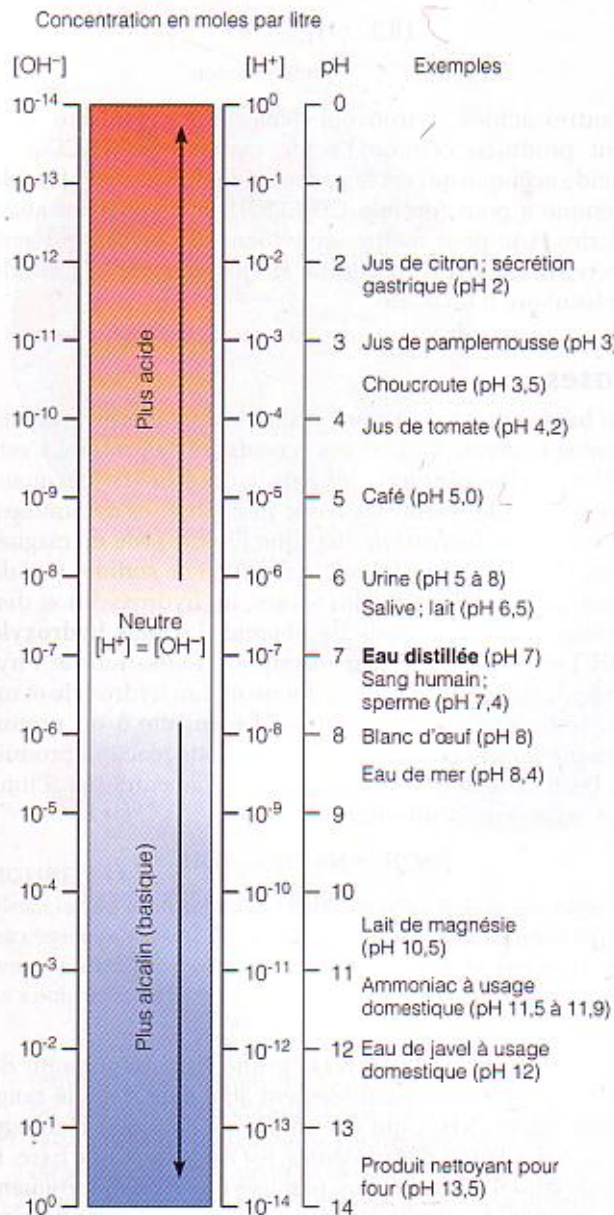
L'ion bicarbonate ( $\text{HCO}_3^-$ ), une base importante de l'organisme, est particulièrement abondant dans le sang. L'**ammoniac** ( $\text{NH}_3$ ), qui est un déchet commun résultant de la dégradation des protéines, est également une base. Il a une paire d'électrons non partagés qui attirent fortement les protons. Lorsqu'il accepte un proton, l'ammoniac se transforme en ion ammonium:



### pH: concentration acide-base

Plus il y a d'ions hydrogène dans une solution, plus celle-ci est acide. À l'inverse, plus la concentration d'ions hydroxyle est forte (plus la concentration de  $\text{H}^+$  est faible), plus la solution est basique, ou *alcaline*. La concentration relative d'ions hydrogène dans les liquides organiques se mesure en unités de concentration appelées **unités de pH**.

C'est Sören Sørensen, biochimiste danois et brasseur de bière à ses heures, qui a eu le premier l'idée d'une échelle des pH en 1909. Il cherchait une manière pratique de vérifier l'acidité de son produit pour éviter qu'il soit altéré par les bactéries. (La prolifération de nombreuses espèces de bactéries est inhibée par l'acidité.) Il a donc



**FIGURE 2.12**  
**Échelle des pH et pH de quelques substances représentatives.** L'échelle des pH est une mesure du nombre d'ions hydrogène en solution. Pour chaque unité de pH, on a indiqué la concentration des ions hydrogène ([H<sup>+</sup>]) et la concentration des ions hydroxyle ([OH<sup>-</sup>]) en moles par litre. À un pH de 7, les concentrations d'ions hydrogène et hydroxyle sont égales et la solution est neutre.

conçu une échelle de pH exprimant la concentration d'ions hydrogène dans une solution en moles par litre, ou molarité. Cette échelle va de 0 à 14 et est logarithmique, c'est-à-dire que d'une unité à la suivante, la concentration d'ions hydrogène est modifiée par un facteur de 10 (figure 2.12). Le pH d'une solution est donc défini comme le logarithme négatif de la concentration d'ions hydrogène [H<sup>+</sup>] en moles par litre, ou  $-\log [H^+]$ .

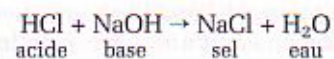
À un pH de 7 (où [H<sup>+</sup>] est égal à 10<sup>-7</sup> mol/L), le nombre d'ions hydrogène est exactement égal au nombre d'ions hydroxyle et on dit que la solution est *neutre* (ni

acide, ni basique). L'eau absolument pure (distillée) a un pH de 7. Les solutions de pH inférieur à 7 sont acides : les ions hydrogène y sont plus abondants que les ions hydroxyle. Plus le pH est bas, plus la solution est acide. Une solution dont le pH est de 6 contient 10 fois plus d'ions hydrogène qu'une autre dont le pH est de 7.

Les solutions de pH supérieur à 7 sont alcalines et la concentration relative d'ions hydrogène diminue d'un facteur 10 à chaque augmentation d'une unité de pH. Ainsi, dans des solutions de pH 8 et 12, la concentration des ions hydrogène est respectivement de 1/10 et 1/100 000 (1/10 × 1/10 × 1/10 × 1/10 × 1/10) de celle de la solution de pH 7. Remarquez que lorsque la concentration des ions hydrogène diminue, celle des ions hydroxyle augmente, et vice versa. La figure 2.12 présente le pH approximatif de plusieurs liquides de l'organisme et de certaines substances d'usage courant.

### Neutralisation

Lorsqu'on mélange un acide et une base, ils entrent en interaction et subissent une réaction d'échange qui produit de l'eau et un sel. Par exemple, quand l'acide chlorhydrique interagit avec l'hydroxyde de sodium, on obtient du chlorure de sodium (un sel) et de l'eau.



Ce type de réaction est appelé **réaction de neutralisation**, parce que la formation d'eau résultant de l'union de H<sup>+</sup> et de OH<sup>-</sup> neutralise la solution. Même si nous avons écrit la formule moléculaire (NaCl) du sel produit par cette réaction, n'oubliez pas qu'il se trouve en réalité sous forme d'ions sodium et d'ions chlorure puisqu'il est dissous dans l'eau.

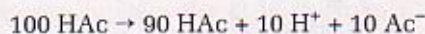
### Tampons

Les cellules vivantes sont extrêmement sensibles aux variations même très légères du pH de leur environnement. Les bases et les acides concentrés sont extrêmement nocifs pour les tissus vivants. C'est pourquoi l'homéostasie de l'équilibre acido-basique est réglée de façon très précise par les reins et les poumons ainsi que par des systèmes chimiques (faisant intervenir des protéines et d'autres types de molécules) appelés **tampons**. Les tampons s'opposent aux variations brusques ou importantes du pH des liquides organiques en libérant des ions hydrogène (en agissant comme des acides) si le pH augmente et en capturant des ions hydrogène (en agissant comme des bases) quand le pH diminue. Comme le sang entre en contact étroit avec presque toutes les cellules de notre corps, la régulation de son pH est particulièrement essentielle. Normalement, le pH sanguin ne varie que dans un intervalle très restreint (de 7,35 à 7,45). Toute variation de plus de quelques dixièmes d'unité en deçà ou au-delà de ces limites peut être mortelle.

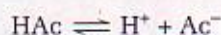
Pour bien saisir le fonctionnement des systèmes tampons, vous devez parfaitement comprendre ce que sont les bases et les acides forts et les bases et les acides faibles. Premièrement, il ne faut pas oublier que l'acidité d'une solution reflète *seulement* la concentration d'ions hydro-

gène libres et non celle des ions hydrogène liés à des anions. Les acides qui se dissocient complètement et de façon irréversible dans l'eau sont appelés **acides forts** parce qu'ils peuvent modifier très fortement le pH d'une solution. L'acide chlorhydrique et l'acide sulfurique sont des acides forts. Si on pouvait isoler 100 molécules d'acide chlorhydrique et les mettre dans 1 mL d'eau, on obtiendrait probablement une solution contenant 100 H<sup>+</sup>, 100 Cl<sup>-</sup> et aucune molécule d'acide chlorhydrique non dissociée.

Les acides qui ne se dissocient pas complètement, comme l'acide carbonique (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) et l'acide acétique (HAc), sont appelés **acides faibles**. Si on plaçait 100 molécules d'acide acétique dans 1 mL d'eau, voici la réaction qui se produirait :



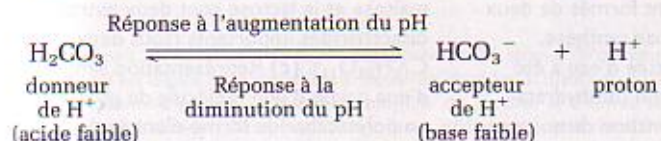
Comme les molécules d'acide non dissociées ne modifient pas le pH, la solution d'acide acétique est beaucoup moins acide que celle de HCl. Les acides faibles se dissocient d'une façon prévisible et les molécules non dissociées sont en équilibre dynamique avec les ions dissociés. Par conséquent, on peut écrire ainsi la dissociation de l'acide acétique :



On voit donc que l'ajout d'ions H<sup>+</sup> (libérés par un acide fort) à la solution d'acide acétique déplacera l'équilibre vers la gauche et qu'un nombre un peu plus élevé d'ions H<sup>+</sup> et Ac<sup>-</sup> se recombineront en HAc. Par contre, si on ajoute une base forte (comme NaOH) et que le pH commence à augmenter, l'équilibre se déplacera vers la droite et un plus grand nombre de molécules de HAc se dissocieront pour libérer des ions H<sup>+</sup>. Cette caractéristique des acides faibles leur permet de jouer un rôle extrêmement important dans les systèmes tampons de l'organisme.

La notion de bases fortes et de bases faibles est plus facile à expliquer : souvenez-vous que les bases sont des accepteurs de protons. Par conséquent, les **bases fortes** sont celles qui, comme les hydroxydes, se dissocient facilement dans l'eau et capturent rapidement des H<sup>+</sup>. Par contre, le bicarbonate de sodium (souvent appelé bicarbonate de soude) s'ionise partiellement et de façon réversible. Comme il accepte relativement peu de protons, on le considère comme une **base faible**.

Voyons maintenant comment un système tampon contribue à maintenir l'homéostasie du pH sanguin. Le **système tampon acide carbonique-bicarbonate** est l'un des plus importants, bien qu'il en existe d'autres. L'acide carbonique (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) se dissocie de façon réversible en libérant des ions bicarbonate (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>) et des protons (H<sup>+</sup>) :



L'équilibre chimique entre l'acide carbonique (un acide faible) et l'ion bicarbonate (une base faible) s'oppose aux fluctuations du pH sanguin en se déplaçant vers la gauche ou vers la droite selon que le nombre d'ions H<sup>+</sup> dans le sang augmente ou diminue. Si le pH sanguin augmente (par

exemple lorsque le sang est rendu plus alcalin par l'ajout d'une base forte), l'équilibre se déplace vers la droite, ce qui oblige une plus grande partie d'acide carbonique à se dissocier. À l'inverse, si le pH commence à baisser (par exemple lorsque le sang est rendu plus acide par l'ajout d'un acide fort), l'équilibre se déplace vers la gauche au fur et à mesure que des ions bicarbonate se lient aux protons. Comme on le voit, les bases fortes sont remplacées par une base faible (ion bicarbonate) et les protons libérés par des acides forts sont capturés par un acide faible (acide carbonique). Dans un cas comme dans l'autre, le pH du sang varie beaucoup moins qu'il ne le ferait en l'absence de système tampon. Au chapitre 27, vous trouverez des explications plus approfondies sur l'équilibre acido-basique et les tampons.

## COMPOSÉS ORGANIQUES

Les molécules propres aux êtres vivants (protéines, glucides, lipides et acides nucléiques) contiennent toutes du carbone et sont donc des composés organiques. Les composés organiques contiennent du carbone et les composés inorganiques n'en contiennent pas, mais vous devez savoir qu'il existe quelques exceptions qui échappent à toute logique : le gaz carbonique (CO<sub>2</sub>), le monoxyde de carbone (CO) et les carbures, par exemple, ont tous du carbone, mais on les considère comme des composés inorganiques.

Pourquoi la chimie du « vivant » dépend-elle à ce point du carbone ? Premièrement, aucun autre *petit* atome n'est aussi **électron neutre**. Par conséquent, le carbone ne perd ni ne gagne jamais d'électrons, mais il les partage toujours. En outre, avec ses quatre électrons de valence, il peut établir quatre liaisons covalentes avec d'autres atomes de carbone ou avec d'autres éléments. C'est ce qui lui permet de former de longues chaînes linéaires (communes dans les graisses), des structures cycliques (comme dans les glucides et les stéroïdes) et de nombreuses autres structures essentielles à certaines fonctions de l'organisme.

## Glucides

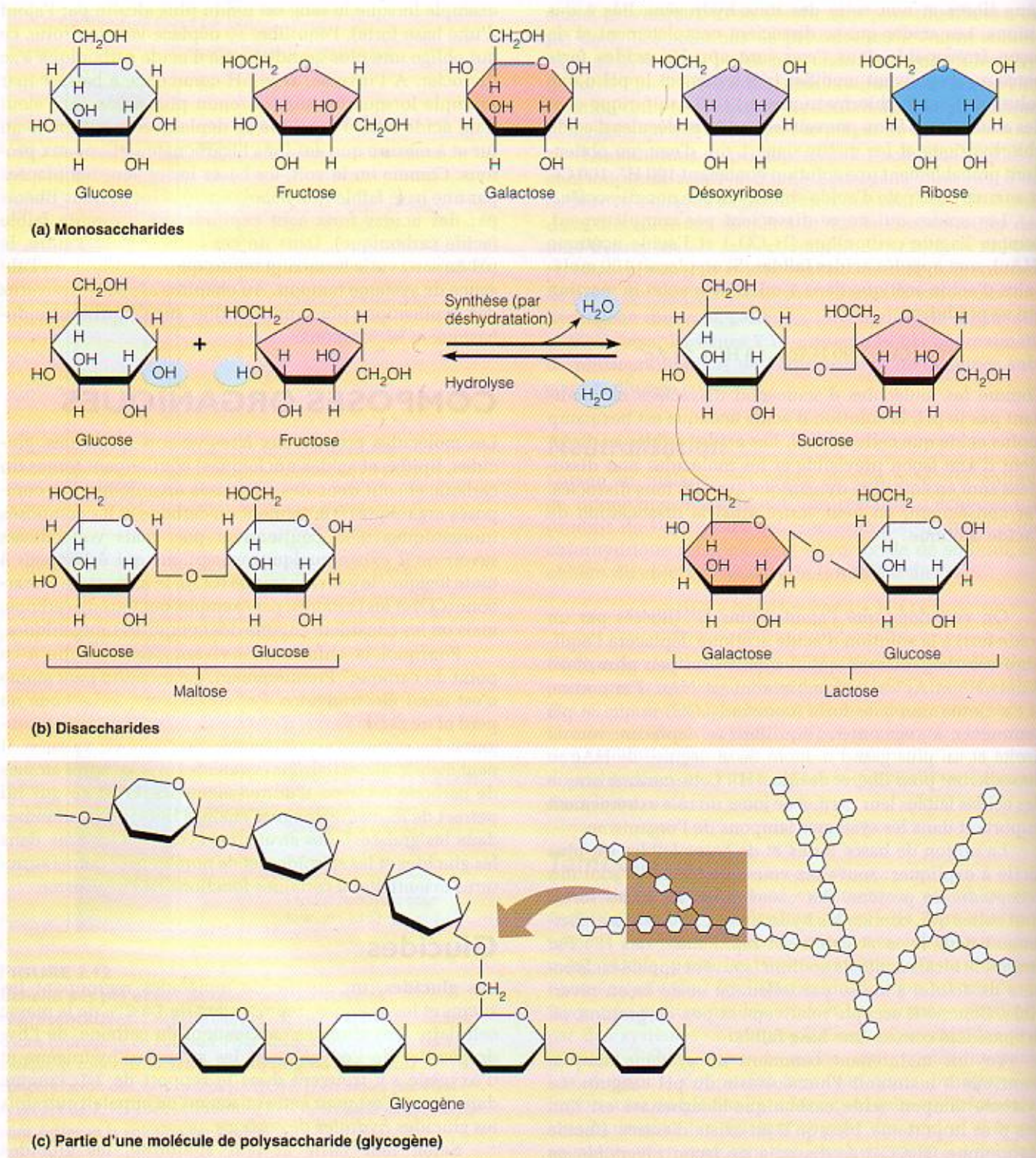
Les **glucides**, un groupe de molécules regroupant les sucres et les amidons, représentent de 1 à 2 % de la masse cellulaire. Les glucides contiennent du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène, et les atomes d'hydrogène et d'oxygène s'y trouvent dans le rapport de 2:1, comme dans l'eau. C'est pour cette raison qu'on appelait autrefois les glucides *hydrates de carbone*.

Selon leur taille et leur solubilité, les glucides peuvent être classés en monosaccharides (« un sucre »), disaccharides (« deux sucres ») ou polysaccharides (« nombreux sucres »). Les monosaccharides sont les unités de base de tous les autres glucides. De façon générale, plus la molécule de glucide est grosse, moins elle est soluble dans l'eau.

## Monosaccharides

Les **monosaccharides**, ou *sucres simples*, sont formés d'une seule chaîne ou d'une seule structure cyclique contenant de trois à six atomes de carbone (figure 2.13a).

2



**FIGURE 2.13**

**Molécules de glucides\*.** (a) Mono-saccharides importants pour l'organisme. Le glucose, le fructose et le galactose, trois hexoses, sont des isomères, c'est-à-dire qu'ils ont la même formule moléculaire ( $C_6H_{12}O_6$ ); cependant, comme on peut le voir ici, la disposition de leurs atomes est différente. Le désoxyribose et le ribose sont des pentoses.

(b) Les disaccharides sont formés de deux monosaccharides reliés par synthèse, c'est-à-dire qu'une molécule d'eau a été enlevée du site de la liaison (déshydratation). On a illustré la formation du sucrose ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) à partir de molécules de glucose et de fructose. Dans la réaction inverse (hydrolyse), le sucrose est dissocié en glucose et fructose par l'ajout d'une molécule d'eau au site de la liaison. Le

maltose et le lactose sont deux autres disaccharides importants (tous deux:  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ). (c) Représentation simplifiée d'une partie d'une molécule de glycogène, un polysaccharide formé d'unités de glucose.

\* (Lire au bas de la page suivante la note concernant la structure complète de ces sucres.)

Habituellement, les atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène sont présents dans des proportions de 1:2:1, de sorte que la formule générale des monosaccharides est  $(\text{CH}_2\text{O})_n$ , où  $n$  est égal au nombre d'atomes de carbone dans le sucre. Ainsi la formule moléculaire du glucose, qui possède six atomes de carbone, est  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ; celle du ribose, qui a cinq atomes de carbone, est  $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5$ .

Le nom générique des monosaccharides dépend du nombre d'atomes de carbone qu'ils contiennent. Les plus importants monosaccharides de notre organisme sont les pentoses (cinq atomes de carbone) et les hexoses (six atomes de carbone). Par exemple, le *désoxyribose*, un pentose, entre dans la composition de l'ADN, et le *glucose*, un hexose, est le sucre présent dans le sang. Deux autres hexoses, le *galactose* et le *fructose*, sont des **isomères** du glucose, c'est-à-dire qu'ils ont la même formule moléculaire ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ), mais que la disposition de leurs atomes n'est pas la même, ce qui leur donne des propriétés chimiques différentes (voir la figure 2.13a).

## Disaccharides

Un **disaccharide**, ou *sucre double*, est formé par une réaction de **synthèse** combinant deux monosaccharides (figure 2.13b). Au cours de cette réaction, la formation de la liaison entraîne la perte d'une molécule d'eau (déshydratation), comme l'illustre la synthèse du sucrose :



Remarquez que le sucrose possède deux atomes d'hydrogène et un atome d'oxygène de moins que le total des atomes d'hydrogène et d'oxygène du glucose et du fructose; cette différence s'explique par la libération d'une molécule d'eau lors de la formation de la liaison.

Les disaccharides importants dans l'alimentation sont le *sucrose* (glucose + fructose), c'est-à-dire le sucre de canne ou de table, le *lactose* (glucose + galactose), présent dans le lait, et le *maltose* (glucose + glucose), aussi appelé sucre de malt – substance utilisée dans la fabrication de la bière (voir la figure 2.13b). Comme les disaccharides sont trop gros pour traverser les membranes cellulaires, ils doivent être dégradés en sucres simples au cours de la digestion afin de pouvoir passer du tube digestif au sang. Ce processus de dégradation, appelé **hydrolyse**, est essentiellement l'inverse de la réaction de synthèse. La liaison entre les sucres simples est rompue par addition d'une molécule d'eau (voir la figure 2.13b).

## Polysaccharides

Les **polysaccharides** sont de longues chaînes de sucres simples réunis par une réaction de synthèse (figure 2.13c). Ces longues molécules formées d'une chaîne d'unités identiques sont appelées **polymères**. Comme les polysaccharides sont de grosses molécules assez insolubles, elles constituent un mode de stockage idéal. Du fait de leur grande taille, elles n'ont pas le goût sucré des monosaccharides et des disaccharides. Deux polysaccharides seulement sont importants pour notre organisme : l'amidon et le glycogène; ce sont des polymères du glucose qui ne diffèrent que par leur degré de ramification.

L'*amidon* est la forme sous laquelle les végétaux constituent des réserves de glucides. Le nombre d'unités de glucose présentes dans une molécule d'amidon est élevé et variable. Lorsque nous consommons des aliments riches en amidon, comme des céréales ou des pommes de terre, notre système digestif doit le dégrader en unités de glucose pour en permettre l'absorption. (Nous ne digérons pas la *cellulose*, un autre polysaccharide présent dans tous les produits végétaux. Cependant, cette substance revêt une certaine importance parce qu'elle donne aux selles le *volume* qui permet leur mouvement dans le côlon.)

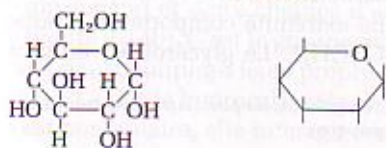
Le *glycogène* est le glucide mis en réserve dans les tissus animaux, en particulier dans les muscles squelettiques et les cellules du foie. Comme l'amidon, il s'agit d'une molécule très grosse et très ramifiée (voir la figure 2.13c). Quand la concentration sanguine de sucre diminue soudainement, les cellules du foie dégradent du glycogène en unités de glucose qu'elles libèrent dans le sang. Comme le glycogène comporte un très grand nombre de ramifications pouvant libérer du glucose simultanément, les cellules de l'organisme ont accès presque instantanément à cette source d'énergie.

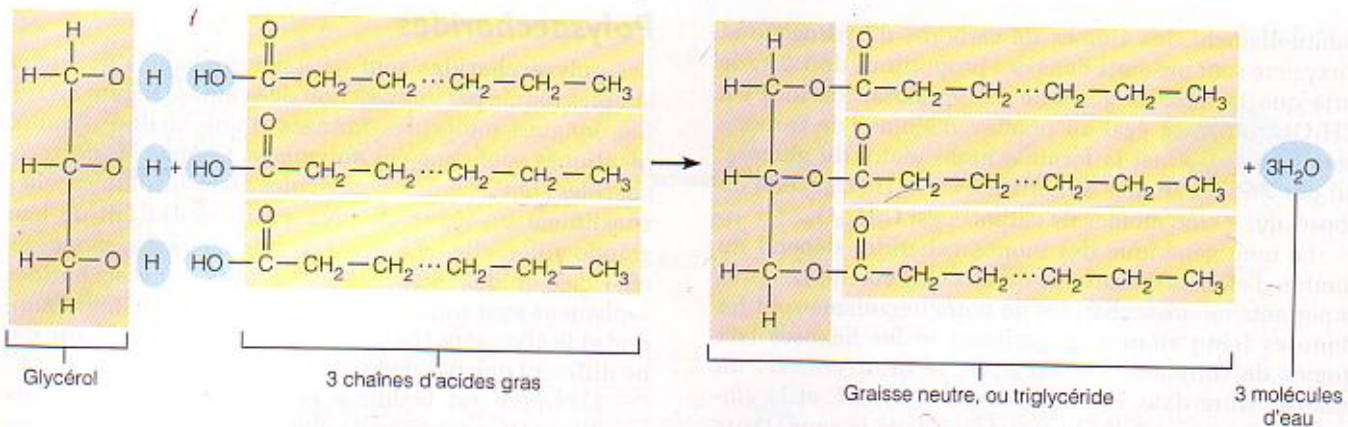
## Fonctions des glucides

Dans l'organisme, les glucides sont avant tout un combustible que les cellules peuvent obtenir et employer facilement. La plupart des cellules ne peuvent utiliser qu'un nombre limité de sucres simples, et le glucose vient en tête de leur « menu ». Comme nous l'avons expliqué lorsque nous avons parlé des réactions d'oxydoréduction (p. 38), le glucose est dégradé et oxydé dans les cellules et, pendant ces réactions, des électrons sont transférés. Ces déplacements d'électrons libèrent l'énergie stockée dans les liaisons du glucose, et elle sert alors à la synthèse de l'ATP. Lorsque les réserves d'ATP sont suffisantes, les glucides provenant des aliments sont convertis en glycogène ou en graisses et stockés. Tous ceux d'entre nous qui ont pris du poids parce qu'ils ont trop mangé d'aliments riches en glucides connaissent bien ce processus de transformation !

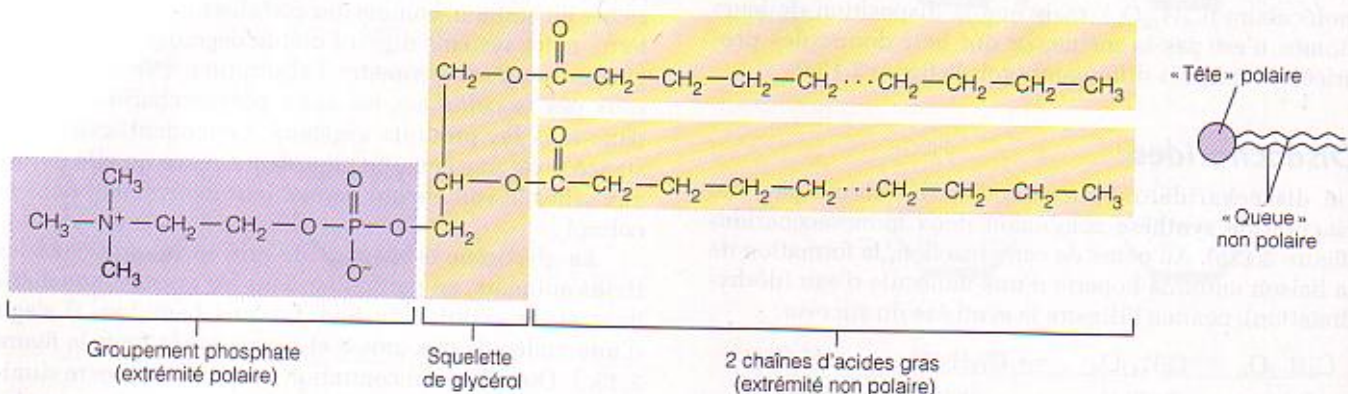
De petites quantités de glucides servent à des fonctions structurales. Par exemple, certains sucres sont présents dans nos gènes. D'autres sont fixés à la surface des cellules, où ils jouent le rôle de « panneaux indicateurs » facilitant les interactions cellulaires (ce sont les chaînes en vert de la figure 3.2, p. 65). En outre, si l'apport en protéines est insuffisant, le foie convertit certains sucres en unités de base servant à la production de protéines.

\* À la figure 2.13, remarquez qu'on n'a pas représenté les atomes de carbone (C) formant les angles de la structure cyclique des glucides. L'illustration ci-dessous montre à gauche la structure complète du glucose et à droite sa représentation abrégée. Dans ce chapitre, nous utiliserons cette dernière façon pour illustrer toutes les structures cycliques.

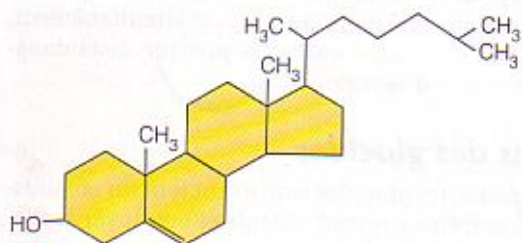




(a) Formation d'un triglycéride



(b) Molécule de phospholipide (phosphatidylcholine)



(c) Cholestérol

FIGURE 2.14

**Lipides.** (a) Les graisses neutres, ou triglycérides, sont produites par une réaction de synthèse: trois chaînes d'acides gras se lient à une molécule de glycérol, et une molécule d'eau est libérée au site de chaque liaison. (b) Structure d'une molécule de phospholipide typique. Deux chaînes d'acides gras et un groupement phosphate sont liés au squelette carboné de glycérol. On voit souvent le schéma qui figure à droite: l'extrémité polaire de la molécule (« tête ») est représentée comme une sphère et l'extrémité non polaire (« queue ») comme deux lignes ondulées. (c) Structure générale du cholestérol. Le cholestérol est le point de départ de la formation de tous les stéroïdes synthétisés dans l'organisme. Le noyau stéroïde est ombré.

## Lipides

Les lipides sont des composés organiques insolubles dans l'eau mais très solubles dans les autres lipides et dans les solvants organiques comme l'alcool, le chloroforme et l'éther. Comme les glucides, tous les lipides contiennent du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène, mais la proportion d'oxygène est beaucoup plus faible. En outre, on trouve du phosphore dans certains des lipides les plus complexes. Le groupe des lipides est diversifié et comprend les graisses neutres, les phospholipides, les stéroïdes et un certain nombre d'autres substances lipoides. À la page 48, le tableau 2.2 indique l'emplacement et la fonction de certains lipides dans l'organisme.

## Graisses neutres

Les graisses neutres sont habituellement appelées graisses lorsqu'elles sont solides et huiles lorsqu'elles sont liquides. Le mot « neutre » réfère à leur mode de formation qui est analogue à une réaction de neutralisation (acide + base). Elles sont composées de deux types d'éléments constitutifs, les acides gras et le glycérol, ou propanetriol -1,2,3 (figure 2.14a). Les acides gras sont des chaînes linéaires d'atomes de carbone et d'hydrogène (chaînes hydrocarbonées) dont une extrémité comporte un groupement acide organique (-COOH)\*. Le glycérol est un glucide simple

\* À l'appendice C, on présente les plus importants groupements fonctionnels des molécules organiques.

modifié (sucre-alcool). Lors de la synthèse, trois chaînes d'acides gras se lient à une molécule de glycérol pour former une molécule en forme de «E». Comme le rapport entre les acides gras et le glycérol est de 3 pour 1, les graisses neutres sont aussi appelées **triglycérides**, ou **triacylglycérols**. L'axe de glycérol est le même pour toutes les graisses neutres mais les chaînes d'acides gras varient, et il existe donc différents types de graisses neutres. Celles-ci sont de grandes molécules qui comportent souvent des centaines d'atomes; les graisses et les huiles qui sont ingérées doivent être dégradées en leurs unités de base avant de pouvoir être absorbées. Les graisses neutres représentent la source la plus concentrée d'énergie utilisable par l'organisme; en effet, lorsqu'elles sont oxydées, elles produisent de grandes quantités d'énergie.

Comme les graisses neutres sont formées de chaînes hydrocarbonées, ce sont des molécules non polaires. Les huiles (ou les graisses) ne se mélangent pas à l'eau parce que les molécules polaires et non polaires n'interagissent pas entre elles. Par conséquent, les graisses neutres constituent une bonne forme de stockage de l'énergie dans l'organisme. Les dépôts de graisses neutres se trouvent surtout sous la peau (hypoderme) où ils isolent aussi du froid les tissus plus profonds et les protègent contre les lésions d'origine mécanique. On sait que les femmes ont généralement moins de mal que les hommes à traverser la Manche à la nage: c'est sans doute en partie parce que leur couche de graisse sous-cutanée est plus épaisse et les isole mieux de l'eau très froide.

La consistance d'une graisse neutre à une température donnée dépend de la longueur de ses acides gras et de leur degré de saturation. Les chaînes des acides gras qui ne contiennent que des liaisons covalentes simples entre leurs atomes de carbone sont dites **saturées**. Les acides gras où il y a une ou plusieurs liaisons doubles entre certains atomes de carbone sont dits **insaturés** (respectivement **mono-insaturés** et **poly-insaturés**). Les graisses neutres dont les acides gras sont formés de chaînes courtes ou de chaînes insaturées sont liquides à la température ambiante, et ce sont ces lipides qu'on trouve habituellement dans les plantes. L'huile de cuisson est une forme très commune de ces graisses insaturées. Les huiles d'olive et d'arachide sont riches en graisses mono-insaturées. Les huiles de maïs, de soja et de carthame contiennent un fort pourcentage d'acides gras poly-insaturés. On trouve des chaînes d'acides gras plus longues et plus saturées dans les graisses d'origine animale comme le beurre et le gras de la viande, qui sont solides à la température ambiante. Sur le plan alimentaire, les acides gras insaturés sont préférables aux acides gras saturés à cause de la participation de ces derniers à la formation de dépôts lipidiques dans les vaisseaux sanguins.

## Phospholipides

Les **phospholipides**, ou **phosphoglycérolipides**, sont des triglycérides modifiés ayant un groupement contenant du phosphore (phosphate) et deux chaînes d'acides gras au lieu de trois (figure 2.14b). C'est le groupement phosphate qui confère aux phospholipides leurs propriétés chimiques caractéristiques. La partie hydrocarbonée (la «queue») de la molécule est non polaire, elle interagit donc seulement

avec des molécules non polaires; toutefois, l'extrémité contenant le groupement phosphate (la «tête») est polaire et attire les autres molécules polaires ainsi que les particules chargées, notamment l'eau et les ions. Les molécules qui possèdent à la fois des régions polaires et des régions non polaires sont appelées *amphipathiques*. Comme vous le verrez au chapitre 3, les cellules mettent à profit cette caractéristique propre aux phospholipides pour construire leurs membranes. Le tableau 2.2 présente quelques phospholipides importants pour les êtres vivants ainsi que leurs fonctions.

## Stéroïdes

Les **stéroïdes** ont une structure très différente des graisses. Ce sont essentiellement des molécules plates constituées de quatre anneaux hydrocarbonés juxtaposés. À l'instar des graisses neutres toutefois, ils sont liposolubles et contiennent peu d'oxygène. Le stéroïde le plus important pour l'être humain est le *cholestérol* (figure 2.14c). Étant donné que le cholestérol est en fait un alcool stéroïde, il serait plus exact de le qualifier de *stérol*. Nous ingérons du cholestérol dans les produits d'origine animale comme les œufs, la viande et le fromage, et notre foie en produit une certaine quantité.

Le cholestérol a mauvaise réputation à cause du rôle qu'il joue dans l'artériosclérose, mais il est absolument essentiel à la vie humaine. Il est présent dans les membranes cellulaires (voir la figure 3.2, p. 65) et c'est le matériau à partir duquel sont produits la vitamine D, les hormones stéroïdes et les sels biliaires. Les hormones stéroïdes ne sont présentes dans l'organisme qu'en petites quantités mais elles sont essentielles à l'homéostasie. Sans hormones sexuelles, la reproduction serait impossible, et l'absence de corticostéroïdes (produits par les glandes surrénales) entraîne la mort.

## Eicosanoïdes

Les **eicosanoïdes** sont des lipides divers principalement dérivés d'un acide gras à 20 carbones (l'acide arachidonique) présent dans les membranes cellulaires. Les molécules les plus importantes de ce groupe sont les *prostaglandines* et les substances apparentées qui participent dans l'organisme à diverses fonctions (tableau 2.2), dont la coagulation sanguine, la réaction inflammatoire et les contractions lors de l'accouchement.

## Protéines

Les **protéines** représentent de 10 à 30% de la masse des cellules et sont le principal matériau structural de l'organisme. Cependant, toutes les protéines ne sont pas des matériaux de structure; nombre d'entre elles jouent un rôle essentiel dans le fonctionnement cellulaire. Les enzymes (catalyseurs biologiques), l'hémoglobine du sang et les protéines contractiles du muscle sont des protéines; dans l'organisme, c'est donc le groupe de molécules dont les fonctions sont les plus diverses. Toutes les protéines contiennent du carbone, de l'oxygène, de l'hydrogène et de l'azote, et beaucoup contiennent également du soufre et du phosphore.



TABLEAU 2.2

## Quelques lipides présents dans l'organisme

Type de lipide	Emplacement et fonction
<b>Graisses neutres</b> (triglycérides)	Dans les tissus adipeux (sous-cutanés et entourant certains organes); protection et isolation des organes; principale forme de réserve d'énergie dans l'organisme.
<b>Phospholipides</b> (phosphatidylcholine, céphaline, etc.)	Principaux constituants des membranes cellulaires; peut-être, rôle dans le transport des lipides dans le plasma; abondants dans le tissu nerveux.
<b>Stéroïdes</b>	
Cholestérol	Constituant de base pour la formation de tous les stéroïdes de l'organisme.
Sels biliaires	Produits de dégradation du cholestérol; sécrétés par le foie et libérés dans le tube digestif, où ils contribuent à la digestion et à l'absorption des graisses.
Vitamine D	Vitamine liposoluble produite dans la peau sous l'effet de l'exposition aux rayons UV; nécessaire à la croissance et au fonctionnement normal des os.
Hormones sexuelles	Œstrogènes et progestérone (hormones femelles) et testostérone (hormone mâle), sécrétées par les gonades et essentielles au fonctionnement des organes génitaux.
Hormones corticosurrénales	Cortisol (un corticostéroïde): hormone du métabolisme nécessaire au maintien d'un taux normal de glucose sanguin. Aldostérone: par son action sur les reins, contribue à la régulation de l'équilibre des sels et de l'eau.
<b>Autres substances lipoides</b>	
Vitamines liposolubles	
A	Présente dans les fruits et les légumes à pigments orange; dans la rétine, transformée en rétinol, un constituant du pigment photorécepteur intervenant dans la vision.
E	Présente dans les produits végétaux comme les germes de blé et les légumes verts à feuilles; soi-disant (non démontré chez l'humain) contribution à la cicatrisation des plaies et à la fertilité; contribution possible à la neutralisation des particules très réactives appelées radicaux libres, qui joueraient un rôle dans le déclenchement de certains cancers.
K	Produite chez l'humain surtout par l'action de bactéries intestinales; également présente dans un grand nombre d'aliments; nécessaire à la coagulation du sang.
Eicosanoïdes (prostaglandines, leucotriènes, thromboxanes)	Groupe de molécules dérivées des acides gras et présentes dans toutes les membranes cellulaires; prostaglandines: divers effets très marqués dont la stimulation des contractions utérines, la régulation de la pression artérielle, la régulation de l'action mécanique du tube digestif et l'activité de sécrétion; prostaglandines et leucotriènes: rôle dans la réaction inflammatoire; thromboxanes: vasoconstricteurs puissants.
Lipoprotéines	Substances formées de lipides et de protéines, transport des acides gras et du cholestérol dans le sang; principaux types: lipoprotéines de haute densité (HDL) et lipoprotéines de basse densité (LDL).

## Acides aminés et liaisons peptidiques

Les unités de base des protéines sont de petites molécules appelées **acides aminés**; il existe 20 acides aminés communs (voir l'appendice B). Ils sont tous dotés de deux groupements fonctionnels importants: un groupement basique appelé *groupement amine* ( $-\text{NH}_2$ ) et un *groupement acide* organique ( $-\text{COOH}$ ). Un acide aminé peut donc agir soit comme une base (accepteur de proton), soit comme un acide (donneur de proton). En fait, tous les acides aminés sont identiques à l'exception d'un seul groupement d'atomes appelé *groupement R*, ou *radical R*. Le comportement chimique qui caractérise chacun des acides aminés est déterminé par le nombre et la disposition des atomes du groupement R (figure 2.15).

Les protéines sont de longues chaînes d'acides aminés; les liaisons entre ces derniers sont formées par une réaction de synthèse, le groupement amine de chaque acide aminé étant rattaché au groupement acide de l'acide aminé suivant. La liaison qui en résulte est constituée par un arran-

gement caractéristique d'atomes appelé **liaison peptidique** (figure 2.16). Un *dipeptide* est formé de 2 acides aminés ainsi reliés, un *tripeptide* de 3 et un *polypeptide* de 10 ou plus. Les polypeptides contenant plus de 50 acides aminés sont appelés protéines, mais la plupart des protéines sont en fait des **macromolécules**, c'est-à-dire de grandes molécules complexes contenant de 100 à 10 000 acides aminés.

Chacun des acides aminés a des caractéristiques qui lui sont propres; selon l'ordre dans lequel ils sont assemblés, ils peuvent donc former des protéines aux structures et aux fonctions extrêmement diverses. On peut considérer que les 20 acides aminés constituent un «alphabet» de 20 lettres servant à former des «mots» (les protéines). Tout comme il est possible de changer le sens d'un mot en remplaçant une lettre par une autre (faire → foire), on peut créer une nouvelle protéine ayant une fonction différente en remplaçant un acide aminé ou en le déplaçant. Il peut aussi arriver que les modifications de la séquence d'acides aminés donnent des protéines non fonctionnelles, comme

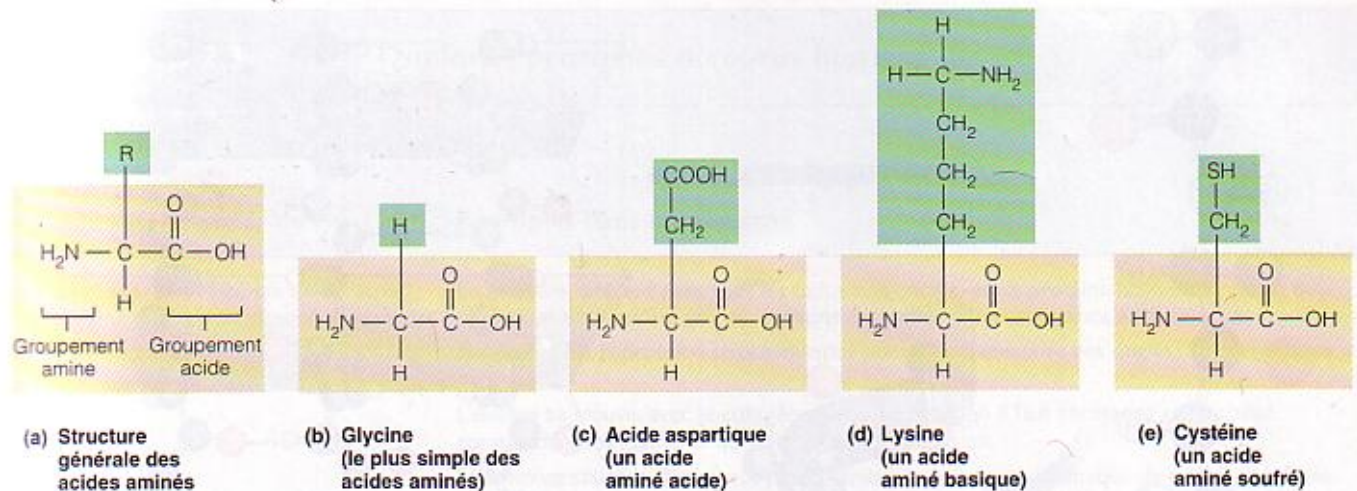


FIGURE 2.15

**Structure de quelques acides aminés.**

(a) Structure générale des acides aminés. Tous les acides aminés ont un groupement amine ( $-\text{NH}_2$ ) et un groupement acide ( $-\text{COOH}$ ); ils ne diffèrent que par la structure atomique de leurs groupements R (en vert). (b-e) Structure de quatre acides

aminés. (b) Le groupement R de l'acide aminé le plus simple (la glycine) ne comporte qu'un seul atome d'hydrogène. (c) La présence d'un groupement acide dans le groupement R, comme dans l'acide aspartique, rend l'acide aminé encore plus acide. (d) La présence d'un groupement amine dans le groupement R, comme dans la

lysine, rend l'acide aminé encore plus basique. (e) La présence d'un groupement thiol ( $-\text{SH}$ ) dans le groupement R de la cystéine indique que cet acide aminé intervient probablement dans les liaisons intramoléculeuses.

si on avait formé un nouveau mot dépourvu de sens (faire → faere). Cependant, l'organisme renferme des milliers de protéines ayant des caractéristiques fonctionnelles différentes, et toutes sont constituées de 20 acides aminés qui sont combinés de diverses façons.

## Niveaux d'organisation structurale des protéines

On peut décrire les protéines selon quatre niveaux d'organisation structurale. La chaîne polypeptidique, formée d'une séquence linéaire d'acides aminés, constitue la *structure primaire* de la protéine. Cette structure, qui ressemble à un chapelet de « perles » d'acides aminés, est le squelette de la molécule de protéine (figure 2.17a, p. 50).

Normalement, les protéines n'existent pas sous forme de simples chaînes linéaires d'acides aminés, mais elles se tordent et se replient sur elles-mêmes en constituant une *structure secondaire* plus complexe. La structure secondaire la plus courante est l'*hélice alpha* ( $\alpha$ ), qui ressemble à un Slinky ou aux anneaux d'un fil de téléphone (figure 2.17b). L'hélice  $\alpha$  est formée par l'enroulement de la molécule sur elle-même; elle est stabilisée par des liaisons hydrogène entre les groupements NH et CO des acides aminés de la

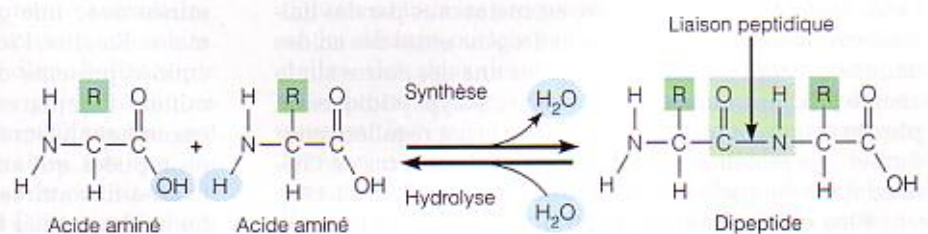
chaîne primaire situés à un intervalle de quatre acides aminés environ. Les liaisons hydrogène des hélices  $\alpha$  unissent toujours différentes parties de la *même* chaîne. Le **feuillet plissé bêta** ( $\beta$ ) est un autre type de structure secondaire où les chaînes polypeptidiques primaires, au lieu de s'enrouler, sont maintenues côte à côte par des liaisons hydrogène et forment une sorte de ruban plié en accordéon (figure 2.17c). Dans ce type de structure secondaire, les liaisons hydrogène peuvent unir *différentes chaînes polypeptidiques* ou bien *différentes parties* d'une même chaîne repliée sur elle-même. On peut trouver ces deux types de structure secondaire (hélice  $\alpha$  ou feuillet  $\beta$ ) à des endroits différents le long d'une même chaîne polypeptidique.

De nombreuses protéines ont également une *structure tertiaire*, soit un niveau de complexité supplémentaire superposé à la structure secondaire. Dans ce cas, les régions hélicoïdales  $\alpha$  ou plissées  $\beta$  de la chaîne polypeptidique se replient les unes sur les autres, et la molécule devient ainsi globulaire, c'est-à-dire en forme de boule. Par exemple, on peut voir à la figure 2.17d la structure tertiaire (et la structure secondaire sous-jacente) de la chaîne polypeptidique  $\beta$  de l'hémoglobine, la protéine des globules rouges qui fixe l'oxygène. (Il ne faut pas confondre *chaîne bêta* et *feuillet plissé bêta*: la molécule d'hémoglobine possède des chaînes

FIGURE 2.16

**Les acides aminés s'unissent au cours d'une réaction de synthèse.**

Le groupement acide d'un acide aminé est lié au groupement amine de l'acide aminé suivant, avec perte d'une molécule d'eau. La liaison ainsi formée est appelée *liaison peptidique*. Les liaisons peptidiques sont rompues par addition d'une molécule d'eau (hydrolyse).



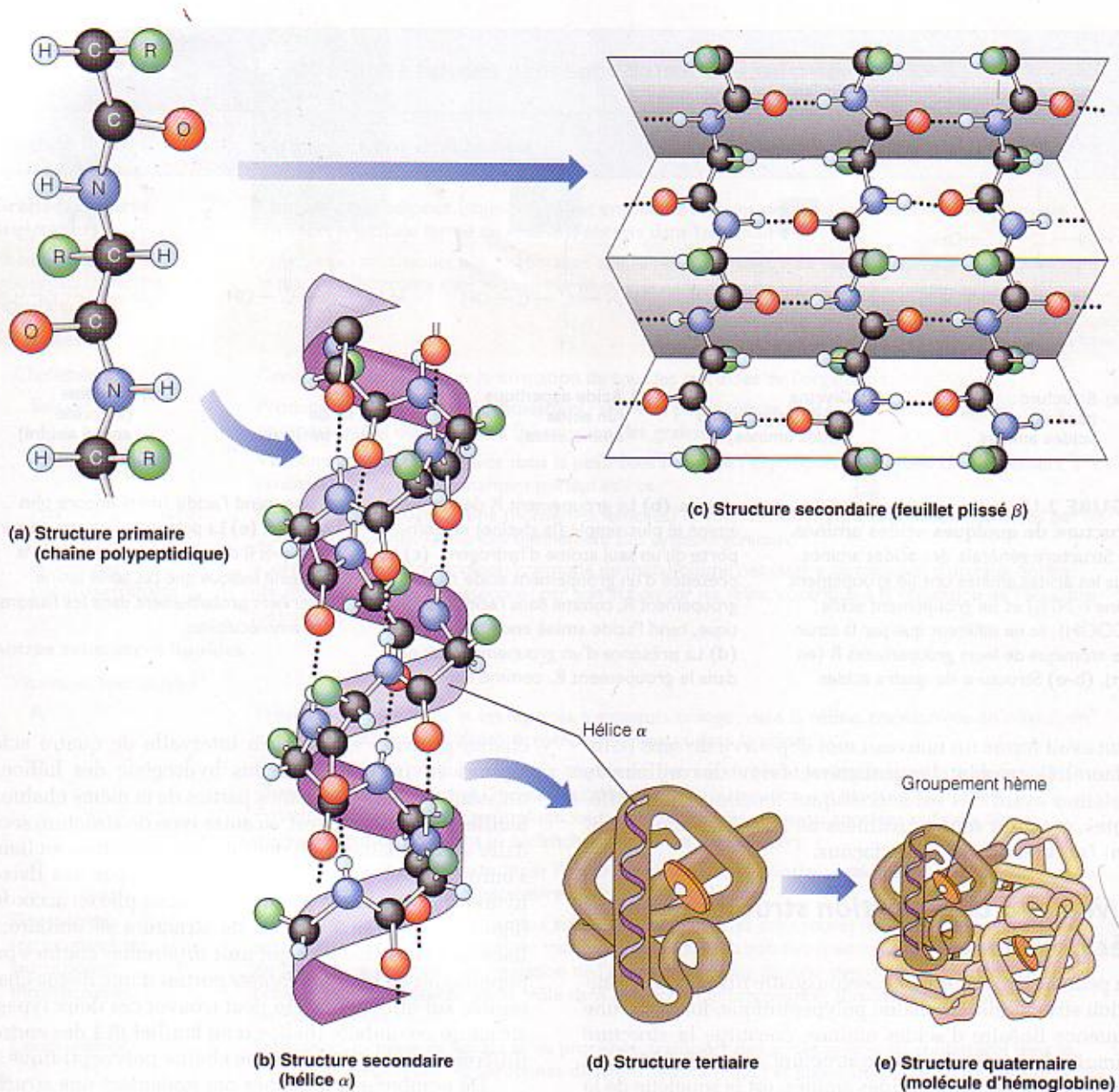


FIGURE 2.17

**Niveaux d'organisation structurale des protéines.**

(a) Structure primaire. Les acides aminés sont liés et forment une chaîne polypeptidique linéaire. (b) Structure secondaire: hélice  $\alpha$ . La chaîne primaire s'enroule sur elle-même en formant une spirale qui sera stabilisée par des liaisons

hydrogène (en pointillé). (c) Structure secondaire: feuillet plissé  $\beta$ . Deux ou plusieurs chaînes primaires sont maintenues côte à côte par des liaisons hydrogène et forment un ruban en accordéon. (d) La structure tertiaire se superpose à une structure secondaire repliée (dans cet exemple, sur des régions hélicoïdales  $\alpha$ ) et forme une

molécule grossièrement sphérique maintenue par des liaisons intramoléculaires. La molécule représentée ici est une des deux chaînes  $\beta$  qui forment avec les chaînes  $\alpha$  la molécule d'hémoglobine. (e) Structure quaternaire de l'hémoglobine. L'hémoglobine est constituée de 4 chaînes polypeptidiques assemblées de façon très spécifique.

alpha et des chaînes bêta qui sont toutes des hélices alpha.) Cette structure très particulière est maintenue par des liaisons covalentes et des liaisons hydrogène entre des acides aminés qui sont souvent éloignés les uns des autres sur la chaîne primaire. Lorsque deux chaînes polypeptidiques ou plus se disposent ou se regroupent de façon régulière pour former une protéine complexe, comme dans le cas de l'hémoglobine, on parle de *structure quaternaire* (figure 2.17e).

Bien qu'une protéine ayant une structure tertiaire ou quaternaire puisse ressembler à un amas de pâtes congelées,

il reste que la structure globale de toute protéine est déterminée avec une grande précision par sa structure primaire. En effet, l'identité et la position relative des acides aminés présents dans le squelette de la protéine déterminent l'emplacement des liaisons possibles; celles-ci engendrent à leur tour les structures complexes enroulées ou repliées qui amènent les acides aminés hydrophiles (c'est-à-dire attirés par l'eau) à la surface et maintiennent les acides aminés hydrophobes (c'est-à-dire évitant l'eau) enfouis au sein de la molécule.

TABLEAU 2.3

## Quelques protéines du corps humain

Catégorie selon :

Structure générale

Fonction générale

Exemples dans l'organisme

Fibreuses

Matériau de construction, support mécanique

Le *collagène*, présent dans tous les tissus conjonctifs, est la protéine la plus abondante du corps humain. Confère aux os, tendons et ligaments leur résistance à l'étirement.

La *kératine* est la protéine structurale des poils, des cheveux et des ongles ; imperméabilise la peau.

L'*élastine* se trouve, avec le collagène, dans les tissus où il faut résistance et flexibilité comme dans les ligaments qui joignent ensemble les os.

Mouvement

La *spectrine* stabilise et renforce par l'intérieur la membrane plasmique de certaines cellules, notamment des globules rouges. La *dystrophine* renforce et stabilise la face interne de la membrane des cellules musculaires. La *titine* intervient dans l'organisation de la structure interne des cellules musculaires et donne leur élasticité aux muscles squelettiques.

L'*actine* et la *myosine* sont des protéines contractiles présentes en grande quantité dans les cellules musculaires, dont elles permettent le raccourcissement (la contraction) ; elles interviennent également dans la division de tous les types de cellules. L'actine joue un rôle important dans le transport intracellulaire, en particulier dans les cellules nerveuses.

Globulaires

Catalyse

Les *enzymes* sont essentielles à presque toutes les réactions biochimiques de l'organisme ; elles multiplient par au moins un million la vitesse des réactions chimiques. Citons l'*amylase* salivaire (dans la salive), qui catalyse la dégradation de l'amidon, et les *oxydases*, qui permettent l'oxydation des sources d'énergie présentes dans les aliments.

Transport

L'*hémoglobine*, présente dans le sang, transporte l'oxygène ; les *lipoprotéines* transportent les lipides et le cholestérol. Dans le sang, d'autres protéines servent au transport du fer, des hormones et d'autres substances.

Régulation du pH

De nombreuses protéines du plasma, notamment l'*albumine*, agissent de façon réversible comme des acides ou des bases ; elles jouent donc le rôle de tampon et empêchent des variations excessives du pH sanguin.

Régulation du métabolisme

Les *hormones peptidiques* et les *hormones protéiques* contribuent à la régulation de l'activité métabolique, de la croissance et du développement. Par exemple, l'*hormone de croissance* est une hormone anabolique nécessaire à une croissance optimale ; l'*insuline* intervient dans la régulation du taux de glucose sanguin.

Défense de l'organisme

Les *anticorps* (immunoglobulines) sont des protéines spécialisées qui reconnaissent et neutralisent les substances étrangères (bactéries, toxines et certains virus) ; elles sont produites par les cellules du système immunitaire. Les *protéines du complément*, en circulation dans le sang, accroissent l'activité du système immunitaire et la réaction inflammatoire. Les *protéines chaperons* permettent le repliement des protéines nouvellement formées à la fois dans les cellules saines et dans les cellules endommagées.

## Protéines fibreuses et globulaires

C'est la structure générale d'une protéine qui détermine sa fonction biologique. Ainsi, c'est grâce à leur structure caractéristique que l'hémoglobine peut transporter de l'oxygène et que les anticorps peuvent protéger l'organisme contre les bactéries en se liant à celles-ci. On classe habituellement les protéines selon leur forme générale en deux catégories, soit les protéines fibreuses et les protéines globulaires.

Les **protéines fibreuses** sont longues et filiformes. La plupart d'entre elles n'ont qu'une structure secondaire, mais certaines ont également une structure quaternaire. Par exemple, le *collagène* est constitué d'une hélice triple (une *spirale spiralée*) de trois chaînes polypeptidiques et ressemble à une corde. Les protéines fibreuses sont linéaires, insolubles dans l'eau et très stables. Ces qualités font d'elles un matériau idéal pour assurer aux tissus un support mécanique et une résistance à l'étirement. Outre le collagène, qui est la protéine la plus abondante de

l'organisme, les protéines fibreuses comprennent aussi la kératine, l'élastine, la titine et les protéines contractiles des muscles (tableau 2.3). Comme les protéines fibreuses constituent le principal matériau de construction du corps humain, on les appelle aussi **protéines structurales**.

Les **protéines globulaires** sont compactes et sphériques, elles ont au moins une structure tertiaire et certaines d'entre elles ont également une structure quaternaire. Ce sont des molécules solubles dans l'eau, mobiles et chimiquement actives qui jouent un rôle essentiel dans pratiquement tous les processus biologiques. Par conséquent, on les désigne parfois par le terme de **protéines fonctionnelles**. Certaines de ces protéines (anticorps) jouent un rôle dans l'immunité, d'autres (hormones peptidiques) assurent la régulation de la croissance et du développement et d'autres encore (enzymes) sont des catalyseurs essentiels à presque toutes les réactions chimiques de l'organisme. Le tableau 2.3 résume le rôle de ces protéines et de quelques autres.

## Dénaturation des protéines

Les protéines fibreuses sont très stables, mais les protéines globulaires le sont beaucoup moins. L'activité d'une protéine est fonction de sa structure tridimensionnelle, qui est elle-même maintenue par les liaisons intramoléculaires, en particulier par les liaisons hydrogène; or celles-ci sont très fragiles et facilement détruites par de nombreux facteurs chimiques ou physiques comme la chaleur ou une trop forte acidité. Bien que les protéines n'aient pas toutes la même sensibilité aux conditions du milieu, les liaisons hydrogène commencent à se rompre quand le pH diminue ou quand la température dépasse les valeurs normales (physiologiques). Dans ces conditions, les protéines se déplient et perdent leur forme tridimensionnelle; on dit qu'elles sont **dénaturées**. Heureusement, ce phénomène est réversible dans la plupart des cas, et la protéine dépliée reprend sa forme initiale lorsque les conditions reviennent à la normale. Toutefois, il arrive que les variations de pH ou de température soient si extrêmes qu'elles infligent des dommages irréparables à la structure de la protéine; on parle alors de **dénaturation irréversible**. Lorsqu'on fait bouillir ou frire un œuf, on observe une coagulation, c'est-à-dire une dénaturation irréversible de l'albumine, qui est la principale protéine du blanc d'œuf. La protéine est devenue blanche et caoutchouteuse et il est impossible de lui redonner la forme translucide qu'elle avait au départ.

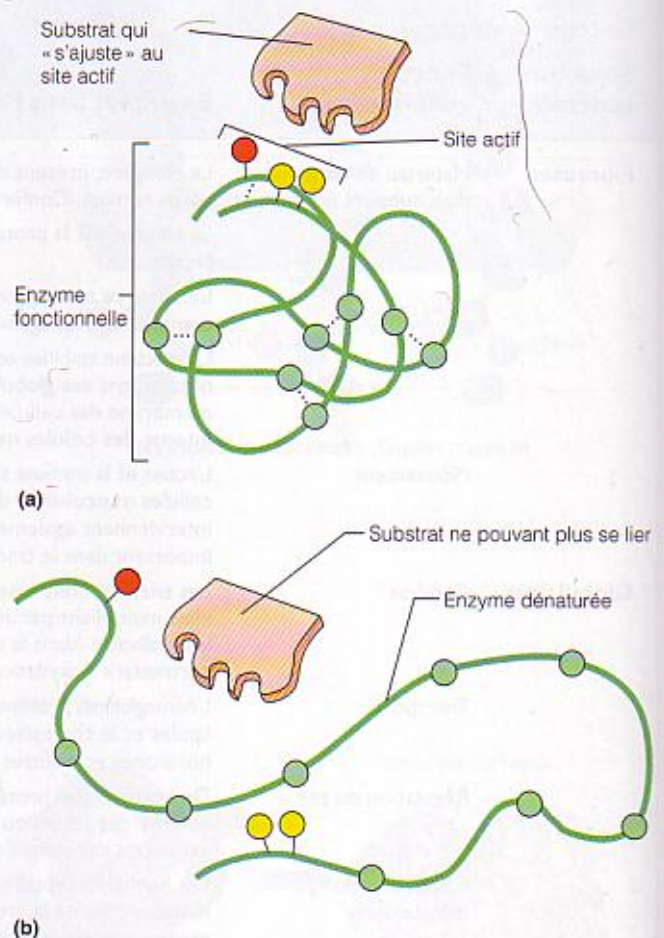
Les protéines globulaires dénaturées ne peuvent plus jouer leur rôle physiologique parce que leur fonction dépend de l'existence, à leur surface, de **sites actifs** qui sont constitués d'atomes disposés de façon précise. Les sites actifs sont des régions qui s'ajustent à d'autres molécules de forme et de charge complémentaires et qui interagissent chimiquement avec elles. Les atomes qui font partie d'un même site actif sont parfois très éloignés les uns des autres le long de la chaîne primaire; la rupture des liaisons intramoléculaires a donc pour effet de les dissocier et de faire disparaître le site actif (figure 2.18). Lorsque le sang est trop acide, la capture et le transport de l'oxygène par l'hémoglobine deviennent totalement impossibles parce que la structure nécessaire à cette fonction a été détruite.

Nous parlerons de nombreuses protéines lorsque nous étudierons les systèmes d'organes ou les processus fonctionnels auxquels elles se rapportent. Cependant nous présentons ici deux groupes de protéines, les *enzymes* et les *protéines chaperons*, parce que ces molécules extrêmement complexes sont essentielles au fonctionnement de toutes les cellules.

## Enzymes et activité enzymatique

**Caractéristiques des enzymes** Les enzymes sont des protéines globulaires qui jouent le rôle de catalyseurs biologiques. Un *catalyseur* est une substance qui règle et accélère la vitesse d'une réaction biochimique, mais n'est ni consommée ni transformée par la réaction. Plus précisément, on pourrait se représenter les enzymes comme des

**?** Quel est l'événement qui est possible en (a) et impossible en (b)?



**FIGURE 2.18**  
**Dénaturation d'une protéine globulaire: exemple d'une enzyme.** (a) La structure globulaire de la molécule est maintenue par des liaisons intramoléculaires. On a représenté chacun des atomes qui constituent le site actif de l'enzyme par une boule au bout d'une tige. Le substrat, ou molécule de réactif, a un site de liaison correspondant, et les deux sites s'adaptent parfaitement l'un à l'autre. (b) Si les liaisons intramoléculaires qui maintiennent les structures secondaire et tertiaire sont rompues, la molécule devient linéaire et les atomes qui constituaient le site actif se trouvent très éloignés les uns des autres. La liaison entre l'enzyme et le substrat est alors impossible.

agents de la circulation de nature chimique qui régissent les allées et venues dans le réseau complexe des différentes voies métaboliques. Les enzymes ne peuvent pas forcer des réactions chimiques à se produire entre des molécules qui, dans d'autres circonstances, ne réagiraient pas du

En (b), le substrat ne peut plus se lier au site actif de l'enzyme parce que les atomes qui forment ce site ne sont plus en position fonctionnelle les uns par rapport aux autres.

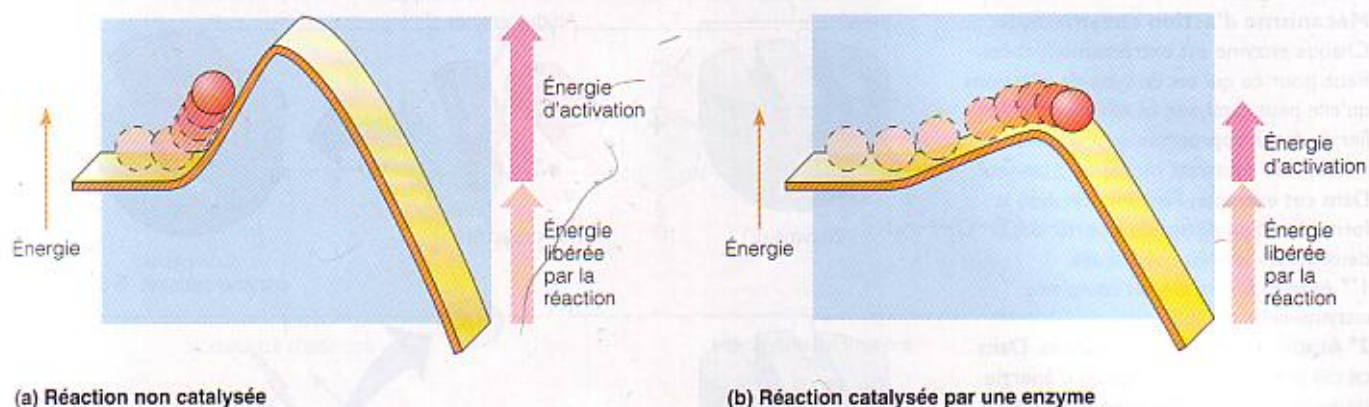


FIGURE 2.19

Comparaison entre la barrière énergétique d'une même réaction non catalysée dans le premier cas et catalysée par une enzyme dans le deuxième cas. Dans chaque cas les

particules de réactifs, représentées ici par des boules, doivent atteindre un certain niveau d'énergie avant de pouvoir interagir. On appelle énergie d'activation la quantité d'énergie qu'elles doivent absorber pour atteindre cet état et

franchir la barrière énergétique représentée par le pic. En (a), la réaction non catalysée, l'énergie d'activation nécessaire est beaucoup plus importante qu'en (b), la réaction catalysée par une enzyme.

tout; leur seul effet est d'accélérer la vitesse de la réaction (d'environ un million de fois!). En l'absence d'enzymes, les réactions biochimiques deviennent si lentes qu'elles cessent pratiquement.

Certaines enzymes ne sont constituées que de protéines. Dans d'autres cas, l'enzyme fonctionnelle comporte deux parties, une **apoenzyme** (partie protéinique) et un **cofacteur** qui, ensemble, forment une **holoenzyme**. Selon l'enzyme, le cofacteur peut être un ion d'un élément métallique comme le cuivre ou le fer, ou bien une molécule organique servant à faciliter la réaction d'une certaine façon. La plupart des cofacteurs organiques sont dérivés des vitamines (notamment des vitamines du complexe B); ce type de cofacteur est appelé **coenzyme**.

Chaque enzyme est extrêmement spécifique, c'est-à-dire qu'elle ne peut agir que sur une seule réaction chimique ou sur un petit groupe de réactions apparentées. Les enzymes présentes déterminent non seulement quelles réactions seront accélérées, mais également lesquelles seront possibles (pas d'enzyme, pas de réaction). La spécificité enzymatique assure que les réactions chimiques peu souhaitables ou inutiles n'auront pas lieu. Généralement, on nomme les enzymes d'après le type de réaction qu'elles catalysent: les *hydrolases* ajoutent une molécule d'eau pendant l'hydrolyse, les *oxydases* ajoutent de l'oxygène, et ainsi de suite. Les noms de la plupart des enzymes se terminent par le suffixe *-ase*.

Certaines enzymes sont élaborées sous une forme inactive et ne deviennent fonctionnelles que si elles sont activées. Par exemple, les enzymes digestives produites par le pancréas ne sont activées que lorsqu'elles arrivent dans l'intestin grêle, où elles doivent remplir leurs fonctions. Si le pancréas les produisait sous forme active, il fini-

rait par se digérer lui-même. Certaines enzymes sont inactivées aussitôt après avoir joué leur rôle de catalyseur, comme celles qui assurent la coagulation sanguine en cas de lésion des parois d'un vaisseau sanguin. Lorsque la coagulation a commencé, celles-ci sont inactivées, sinon le sang finirait par se solidifier dans tous nos vaisseaux sanguins au lieu de former un simple caillot protecteur.

**Mécanisme de l'activité enzymatique** Comment les enzymes jouent-elles leur rôle de catalyseur? Comme nous l'avons déjà dit, une réaction chimique ne peut se produire que si les molécules de réactifs atteignent un certain niveau d'énergie représenté par leur vitesse de déplacement. Plus exactement, l'absorption d'une certaine quantité d'énergie, ou **énergie d'activation**, est nécessaire pour amorcer toute réaction. L'énergie d'activation est un niveau énergétique à partir duquel les collisions aléatoires entre les réactifs sont assez violentes pour permettre une interaction; que la réaction globale consomme ou dégage de l'énergie, cela reste toujours vrai.

Bien entendu, un échauffement aurait pour effet d'accroître l'énergie moléculaire, mais la chaleur dénature les protéines des organismes vivants. (C'est pour cette raison qu'une forte fièvre peut avoir des conséquences graves.) Les enzymes diminuent l'énergie d'activation qui est nécessaire, ce qui permet aux réactions de se produire à la température corporelle normale (figure 2.19). On ne comprend pas exactement comment les enzymes peuvent provoquer un résultat aussi remarquable; cependant, on sait qu'elles lient temporairement les molécules de réactifs à leur surface et les alignent dans une position qui permet leur interaction chimique, ce qui rend les réactions moins aléatoires.

FIGURE 2.20

**Mécanisme d'action enzymatique.**

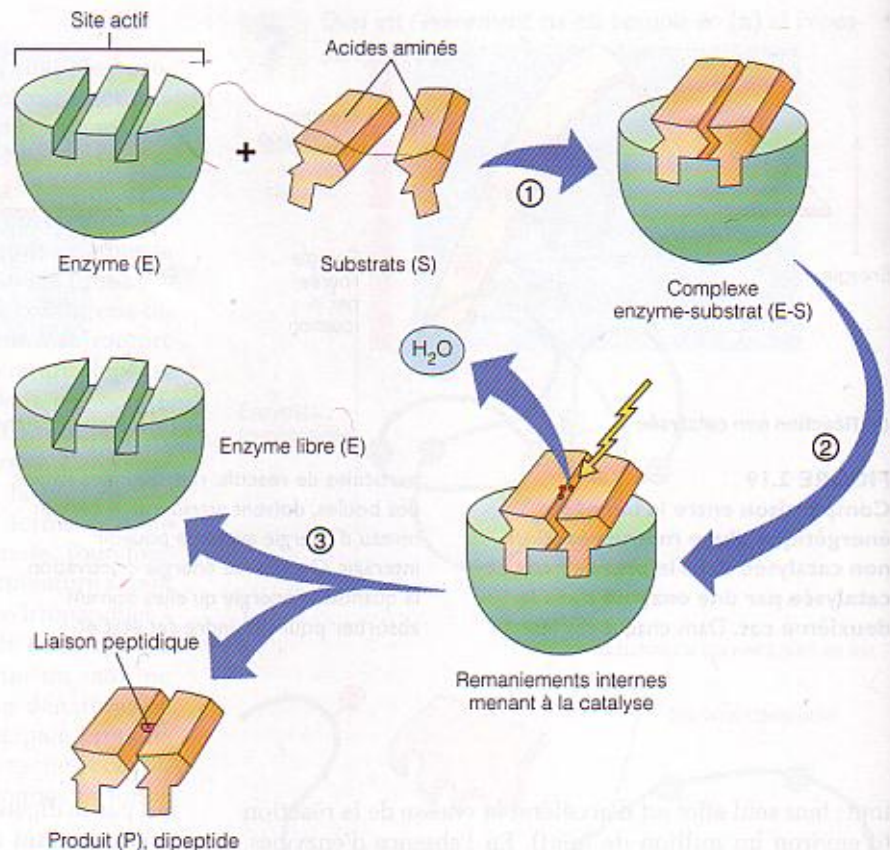
Chaque enzyme est extrêmement spécifique pour ce qui est du type de réactions qu'elle peut catalyser, et elle ne peut se lier de façon appropriée qu'à un petit nombre de substrats ou même à un seul. Dans cet exemple, l'enzyme catalyse la formation d'un dipeptide à partir de deux acides aminés spécifiques.

**1<sup>re</sup> étape:** formation du complexe enzyme-substrat (E-S).

**2<sup>e</sup> étape:** remaniements internes. Dans ce cas précis, il y a absorption d'énergie (indiquée par la flèche jaune), libération d'une molécule d'eau et formation d'une liaison peptidique.

**3<sup>e</sup> étape:** l'enzyme relâche le produit de la réaction (P), un dipeptide. L'enzyme « libre » est la même qu'avant la réaction et peut maintenant catalyser une autre réaction identique.

**Résumé:**  $E + S \rightarrow E-S \rightarrow P + E$



Il semble que le mécanisme de l'action enzymatique comporte trois grandes étapes (figure 2.20).

1. L'enzyme doit d'abord se lier à la substance ou aux substances sur lesquelles elle agit et qui sont ses **substrats**. La liaison avec le substrat s'effectue sur le site actif, à la surface de l'enzyme. Au moment de la liaison, le site actif change de forme et s'adapte parfaitement au substrat. Ce mode de reconnaissance du substrat approprié par l'enzyme est appelé *modèle de l'ajustement induit*.
2. Le complexe enzyme-substrat subit des remaniements internes qui font apparaître le (ou les) produit(s).
3. L'enzyme relâche le (ou les) produit(s) de la réaction. Cette étape montre que l'enzyme a une fonction catalytique, puisqu'elle ne devient pas une partie du produit; dans le cas contraire, il s'agirait d'un réactif et non d'un catalyseur.

Comme les enzymes ne sont pas altérées et qu'elles peuvent jouer leur rôle un très grand nombre de fois, la cellule n'a besoin que de petites quantités de chaque enzyme. La catalyse se fait à une vitesse incroyable, la plupart des enzymes pouvant catalyser des millions de réactions par minute.

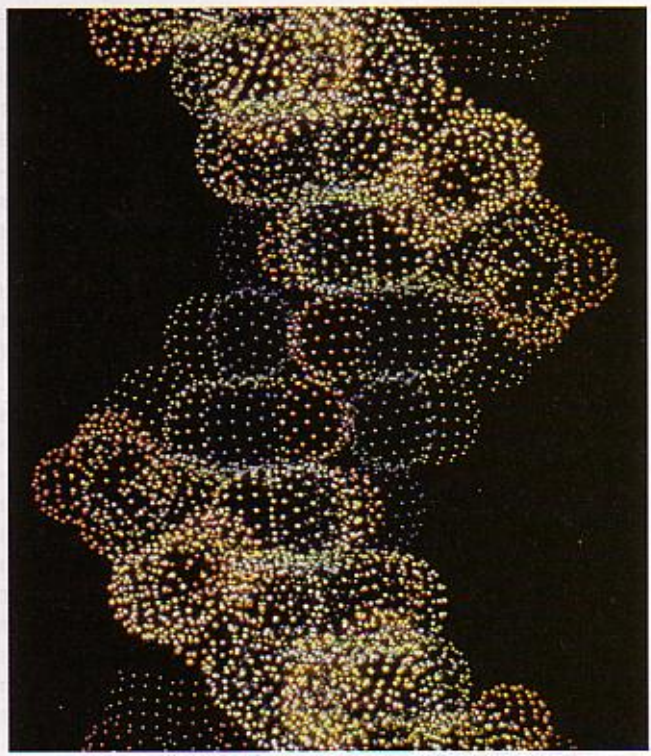
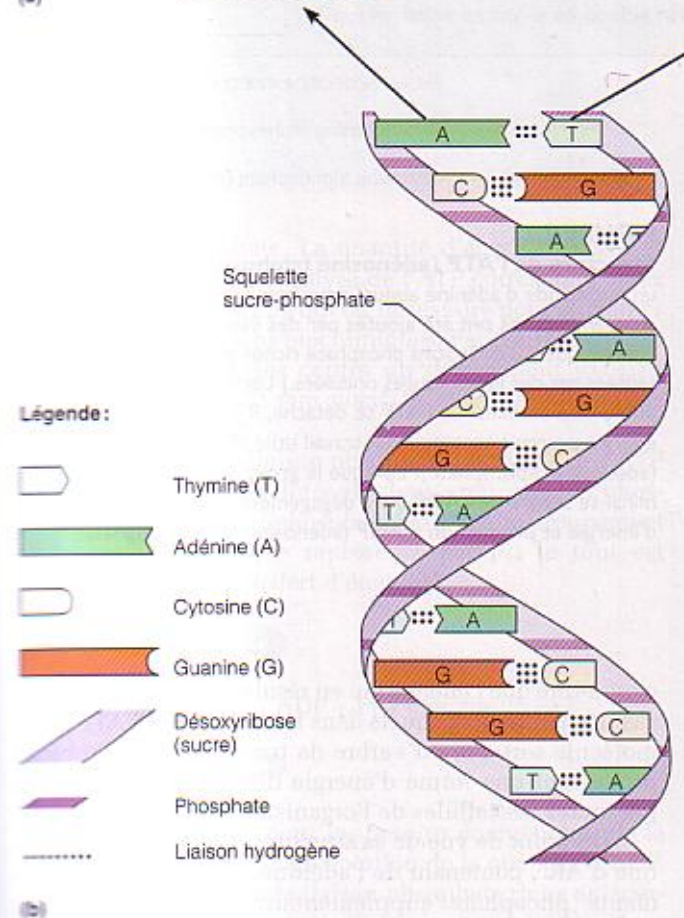
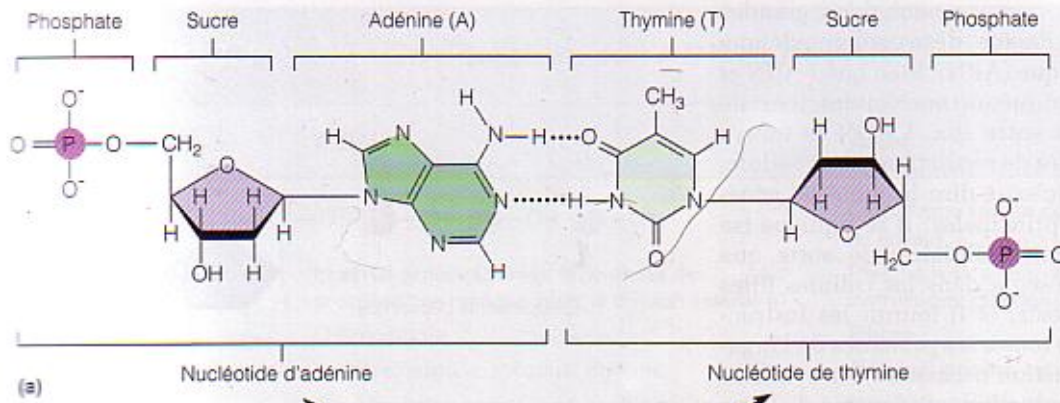
## Protéines chaperons

En plus des enzymes, qui sont présentes partout, les cellules renferment d'autres protéines globulaires appelées **protéines chaperons**, ou **chaperonines**, qui donnent aux protéines leur forme tridimensionnelle et les rendent

ainsi fonctionnelles. Bien que la forme exacte d'une protéine repliée soit déterminée par sa séquence d'acides aminés, il faut également qu'une protéine chaperon soit présente pour que le repliement se déroule rapidement et sans erreur. Il semble que les protéines chaperons aient de nombreuses fonctions. Par exemple, il existe des types spécifiques de chaperonines qui :

- empêchent le repliement accidentel, prématuré ou erroné des chaînes polypeptidiques, ou leur association avec d'autres polypeptides, ou les deux à la fois;
- facilitent le déroulement exact du processus de repliement et d'association;
- aident les protéines à traverser les membranes cellulaires;
- facilitent la dégradation des protéines endommagées ou dénaturées.

Les premières protéines de ce type qui ont été découvertes ont été appelées *protéines de choc thermique* (*hsp*) parce qu'elles s'accumulent dans les cellules exposées à des variations de température anormales et semblent les protéger contre les effets destructeurs de la chaleur. On a découvert plus tard que certaines de ces protéines étaient également produites en réaction à divers stimulus traumatiques (comme dans les cellules privées d'oxygène chez une victime de crise cardiaque); on a alors appelé les chaperonines du groupe en question *protéines de stress* plutôt que *hsp*. Il est maintenant évident que les chaperonines revêtent une importance capitale pour le fonctionnement des cellules, quelles que soient les circonstances.



**FIGURE 2.21**  
**Structure de l'ADN.** (a) L'unité de base de l'ADN est le nucléotide; ce dernier est constitué d'une molécule de sucre (le désoxyribose) qui est liée à un groupement phosphate et à une base azotée. On a illus-

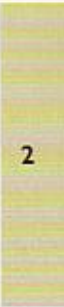
tré deux nucléotides reliés par des liaisons hydrogène entre leurs bases complémentaires. (b) L'ADN est un polymère bicaténaire spiralé (une double hélice) composé de nucléotides. La molécule ressemble à une échelle dont les montants sont formés

par une alternance d'unités de sucre et de phosphate. Les barreaux sont constitués par des bases complémentaires (A-T et G-C) qui sont reliées par des liaisons hydrogène (pointillés). (c) Image de l'ADN produite par ordinateur.

## Acides nucléiques (ADN et ARN)

Les acides nucléiques, qui sont composés de carbone, d'oxygène, d'hydrogène, d'azote et de phosphore, sont les plus grandes molécules de l'organisme. Les nucléotides, leurs unités de base, sont assez complexes. Chaque nucléotide est lui-même formé de trois composants réunis par une réaction de synthèse (figure 2.21a): une base azo-

tée, une molécule de pentose (sucre) et un groupement phosphate. Cinq principaux types de bases azotées peuvent entrer dans la structure d'un nucléotide: l'adénine (qu'on abrège A), la guanine (G), la cytosine (C), la thymine (T) et l'uracile (U). L'adénine et la guanine (appelées purines) sont de grosses molécules formées de deux structures cycliques; la cytosine, la thymine et l'uracile (appelées pyrimidines) sont des molécules plus petites ne comportant qu'une seule structure cyclique.





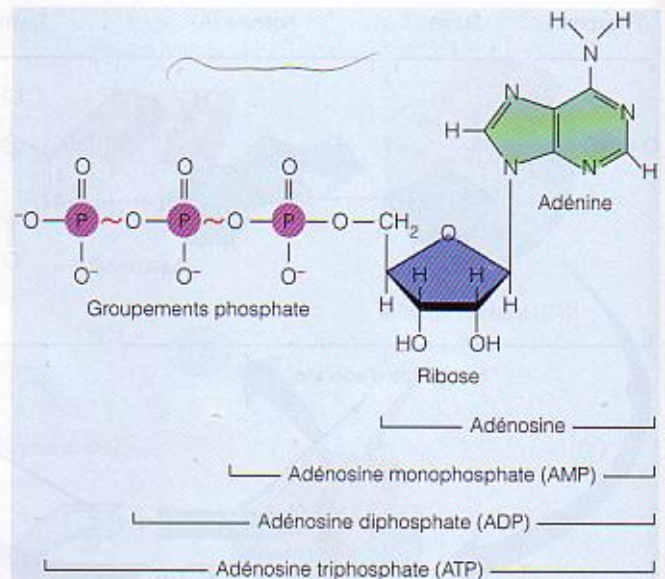
Les acides nucléiques comprennent deux grandes catégories de molécules : l'**acide désoxyribonucléique (ADN)** et l'**acide ribonucléique (ARN)**. Bien que l'ADN et l'ARN soient tous deux constitués de nucléotides, il existe de nombreuses différences entre eux. L'ADN se trouve surtout dans le noyau (centre de régulation) de la cellule, où il constitue les *gènes* (c'est-à-dire le *matériel génétique*). Il a deux fonctions principales : il se réplique (se reproduit) avant la division cellulaire, de sorte que l'information génétique présente dans les cellules filles reste rigoureusement la même, et il fournit les instructions pour la production de toutes les protéines de l'organisme. En donnant l'information nécessaire à la synthèse des protéines, l'ADN détermine l'identité même de l'être vivant (grenouille, humain, chêne), et il dirige sa croissance et son développement. Nous avons dit plus haut que les enzymes commandaient toutes les réactions chimiques, mais il ne faut pas oublier que les enzymes elles-mêmes sont des protéines formées selon les instructions provenant de l'ADN. L'ARN se trouve surtout à l'extérieur du noyau et est en quelque sorte la « molécule esclave » de l'ADN, puisqu'il assure la synthèse des protéines en suivant les directives données par l'ADN. (Certains virus chez lesquels le matériel génétique est constitué d'ARN et non d'ADN sont une exception à cette règle.)

L'ADN est un long polymère bicaténaire, c'est-à-dire formé d'une double chaîne de nucléotides (figure 2.21b et c). Les bases de l'ADN sont A, G, C et T, et son pentose est le *désoxyribose* (comme dans « désoxyribonucléique »). Les deux chaînes de nucléotides sont retenues par des liaisons hydrogène reliant les bases, et le tout a la forme d'une échelle. Les « montants » de l'échelle sont constitués par l'alternance des unités de sucre et de phosphate de chacune des chaînes, et les « barreaux » sont formés par les bases reliées entre elles. L'ensemble de la molécule s'enroule sur elle-même en formant une sorte d'escalier en spirale ; on appelle cette structure **double hélice**. Les liaisons entre les bases se forment de façon très spécifique : A est toujours associé à T, et G à C. A et T sont donc des **bases complémentaires**, tout comme C et G. Par conséquent, la séquence ATGA d'une chaîne de nucléotides sera nécessairement liée à TACT (séquence complémentaire) sur l'autre brin.

Les molécules d'ARN sont des brins simples de nucléotides. Les bases de l'ARN sont A, G, C et U (U remplace le T de l'ADN), et son sucre est le *ribose* et non le désoxyribose. Il existe trois variétés d'ARN qui diffèrent par leur taille relative et leur forme, chacune ayant un rôle précis dans l'exécution des instructions fournies par l'ADN. Au chapitre 3, nous parlerons de la répllication de l'ADN et des rôles joués par l'ADN et l'ARN dans la synthèse des protéines. Dans le tableau 2.4, on compare l'ADN et l'ARN.

## Adénosine triphosphate (ATP)

Bien que le glucose soit le principal combustible cellulaire, l'énergie chimique contenue dans les liaisons de cette molécule n'est pas directement utilisable pour les fonctions cellulaires. Au lieu de cela, la dégradation du glucose est couplée à la synthèse de l'**adénosine triphosphate (ATP)**,



**FIGURE 2.22**

**Structure de l'ATP (adénosine triphosphate).** L'ATP est un nucléotide d'adénine auquel deux groupements phosphate supplémentaires ont été ajoutés par des liaisons phosphate très énergétiques. (Les liaisons phosphate riches en énergie sont représentées par des lignes rouges ondulées.) Lorsque le groupement phosphate terminal de l'ATP se détache, il y a libération d'une énergie pouvant accomplir un travail utile et production d'ADP (adénosine diphosphate). Lorsque le groupement phosphate terminal se sépare de l'ADP, il y a dégagement de la même quantité d'énergie et production d'AMP (adénosine monophosphate).

c'est-à-dire que l'énergie qui en résulte est captée et emmagasinée par petits paquets dans les liaisons de l'ATP. Cette molécule sert alors d'« arbre de transmission » chimique produisant une forme d'énergie directement exploitable par toutes les cellules de l'organisme.

Du point de vue de sa structure, l'ATP est un nucléotide d'ARN contenant de l'adénine, auquel deux groupements phosphate supplémentaires ont été rattachés (figure 2.22) par des liaisons chimiques très particulières appelées **liaisons phosphate riches en énergie**. Du point de vue chimique, on peut comparer l'extrémité triphosphate de l'ATP à un ressort sous tension prêt à se détendre avec une très grande énergie dès qu'il sera relâché. En fait, l'ATP est une molécule de stockage d'énergie qui est très instable parce que ses trois groupements phosphate chargés négativement sont très rapprochés et se repoussent mutuellement. Lorsque les liaisons phosphate terminales riches en énergie sont rompues (hydrolysées), ce « ressort » chimique se détend et l'ensemble de la molécule devient plus stable. Des enzymes transfèrent les groupements phosphate terminaux à d'autres composés, ce qui permet aux cellules d'exploiter l'énergie des liaisons de l'ATP. Les molécules ainsi phosphorylées sont dites « amorcées » ; elles sont temporairement plus énergétiques et en mesure d'effectuer un type donné de travail cellulaire. En effectuant le travail en question, elles perdent leur

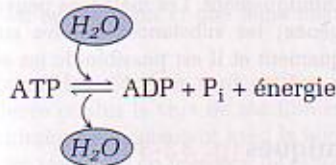
TABLEAU 2.4

## Comparaison de l'ADN et de l'ARN

Caractéristique	ADN	ARN
Emplacement dans la cellule	Noyau	Cytoplasme (partie de la cellule à l'extérieur du noyau)
Principales fonctions	Matériel génétique; régit la synthèse des protéines; se réplique avant la division cellulaire	Effectue la synthèse des protéines en suivant les instructions génétiques
Sucre	Désoxyribose	Ribose
Bases	Adénine, guanine, cytosine, thymine	Adénine, guanine, cytosine, uracile
Structure	Double chaîne enroulée en double hélice	Simple chaîne droite ou repliée

groupement phosphate. La quantité d'énergie libérée et transférée pendant l'hydrolyse de l'ATP correspond assez précisément à la quantité qui est nécessaire pour alimenter la plupart des réactions biochimiques. Par conséquent, les cellules sont protégées contre un dégagement excessif d'énergie qui pourrait être nocif, et elles évitent le plus possible le gaspillage.

La rupture de la liaison phosphate terminale de l'ATP produit une molécule dotée de deux groupements phosphate — l'adénosine diphosphate (ADP) et un groupement phosphate inorganique représenté par  $P_i$ ; le tout est accompagné d'un transfert d'énergie :



L'hydrolyse de l'ATP pour les besoins énergétiques de la cellule provoque une augmentation de la quantité d'ADP. La rupture de la seconde liaison phosphate riche en énergie libère la même quantité d'énergie et produit l'adénosine monophosphate (AMP). Les réserves d'ATP sont reconstituées par l'oxydation du glucose et d'autres molécules représentant des sources d'énergie. Il faut qu'une quantité d'énergie égale à celle qui a été dégagée par l'hydrolyse des phosphates terminaux de l'ATP puisse être captée et mise à profit pour inverser cette réaction, c'est-à-dire rétablir les liaisons à haute énergie et replacer les phosphates terminaux. En l'absence d'ATP, il ne pourrait y avoir ni synthèse ni dégradation de molécules, aucune substance ne pourrait traverser les membranes cellulaires par transport actif (l'un des mécanismes importants de transport, qui requiert de l'énergie; voir le chapitre 3), les muscles ne pourraient ni se contracter, ni agir sur les autres structures, et les processus vitaux cesseraient (figure 2.23).

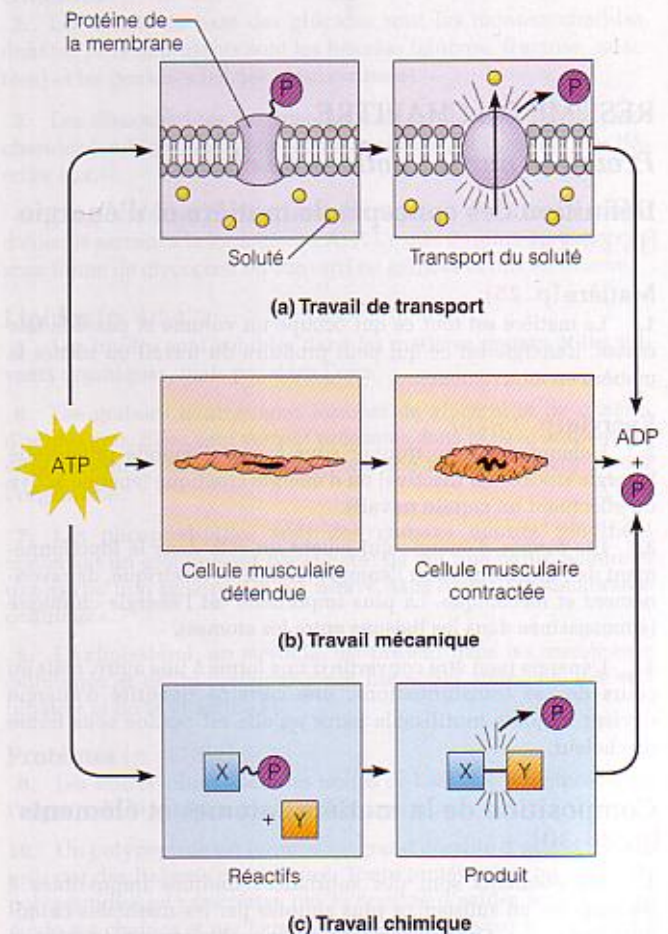


FIGURE 2.23

Trois exemples montrant comment l'ATP permet le travail cellulaire. Dans l'ATP, les liaisons phosphate riches en énergie sont comparables à des ressorts tendus; lorsqu'elles sont rompues, elles libèrent leur énergie qui peut alors être utilisée par la cellule. (a) L'ATP fournit l'énergie nécessaire pour faire passer certains solutés (acides aminés, par exemple) à travers la membrane cellulaire. (b) L'ATP active les protéines contractiles des cellules musculaires, ce qui permet à ces cellules de se contracter et de produire un travail mécanique. (c) L'ATP fournit l'énergie nécessaire aux réactions chimiques endothermiques (qui absorbent de l'énergie).

## TERMES MÉDICAUX

**Acidose** Acidité du sang (pH inférieur à 7,35); forte concentration d'ions hydrogène dans le sang.

**Alcalose** Alcalinité du sang (pH supérieur à 7,45); faible concentration d'ions hydrogène dans le sang.

**Cétose** Forme d'acidose due à l'excès de corps cétoniques (produits de dégradation des graisses) dans le sang; apparaît souvent pendant les périodes de jeûne et les crises aiguës de diabète sucré.

**Mal des rayons** Maladie résultant d'une exposition à la radioactivité; affecte surtout les organes du système digestif.

**Métaux lourds** Métaux toxiques pour l'organisme, notamment l'arsenic, le mercure et le plomb; le fer, qui fait partie de ces métaux, est toxique à forte concentration.

**Rayonnement ionisant** Rayonnement provoquant l'ionisation des atomes; les radiations émises par les radio-isotopes sont ionisantes, tout comme les rayons X.

## RÉSUMÉ DU CHAPITRE

### Première partie: notions de chimie

#### Définition des concepts de matière et d'énergie (p. 25-26)

##### Matière (p. 25)

1. La matière est tout ce qui occupe un volume et possède une masse. L'énergie est ce qui peut produire du travail ou mettre la matière en mouvement.

##### Énergie (p. 25-26)

2. L'énergie peut se trouver sous forme d'énergie potentielle (énergie stockée ou inactive) ou d'énergie cinétique (énergie active ou effectuant un certain travail).

3. Les formes d'énergie qui jouent un rôle dans le fonctionnement de l'organisme sont l'énergie chimique, électrique, de rayonnement et mécanique. La plus importante est l'énergie chimique (emmagasinée dans les liaisons entre les atomes).

4. L'énergie peut être convertie d'une forme à une autre, mais au cours de ces transformations, une certaine quantité d'énergie devient toujours inutilisable parce qu'elle est perdue sous forme de chaleur.

#### Composition de la matière: atomes et éléments (p. 26-30)

1. Les éléments sont des substances uniques impossibles à décomposer en substances plus simples par les méthodes chimiques ordinaires. Quatre éléments (carbone, hydrogène, oxygène et azote) représentent 96 % de la masse corporelle.

##### Structure de l'atome (p. 27)

2. Les éléments sont constitués d'atomes.

3. Les atomes sont formés de protons portant une charge positive, d'électrons portant une charge négative et de neutrons électriquement neutres. Les protons et les neutrons se trouvent dans le noyau et représentent pratiquement toute la masse de l'atome; les électrons occupent des couches électroniques autour du noyau. Dans tous les atomes, le nombre d'électrons est égal au nombre de protons.

#### Identification des éléments (p. 27-29)

4. Tout atome se caractérise par son numéro atomique ( $p^+$ ) et son nombre de masse ( $p^+ + n^0$ ). La notation  ${}^4_2\text{He}$  signifie que l'hélium (He) a un numéro atomique de 2 et un nombre de masse de 4.

5. Les isotopes d'un élément donné diffèrent par le nombre de neutrons qu'ils contiennent. La masse atomique d'un élément est approximativement égal au nombre de masse de son isotope le plus abondant.

#### Radio-isotopes (p. 29-30)

6. De nombreux isotopes lourds sont instables (radioactifs). Ils sont appelés radio-isotopes et se décomposent en formes plus stables en émettant des particules  $\alpha$  ou  $\beta$  ou des rayons  $\gamma$ . Ils sont utiles au diagnostic médical et à la recherche en biochimie.

#### Comment la matière se combine: molécules et mélanges (p. 30-31)

##### Molécules et composés (p. 30)

1. La molécule est la plus petite unité résultant de la liaison chimique entre deux atomes ou plus. Si les atomes sont différents, ils forment une molécule de composé.

##### Mélanges (p. 30-31)

2. Un mélange est une combinaison physique de solutés dans un solvant. Les composants d'un mélange gardent leurs propriétés respectives.

3. Les différents types de mélanges, par ordre croissant de taille des solutés, sont les solutions, les colloïdes et les suspensions.

4. On exprime habituellement la concentration d'une solution en pourcentage ou en molarité.

##### Différences entre mélanges et composés (p. 31)

5. Les composés sont homogènes et les éléments qui les composent sont liés chimiquement. Les mélanges peuvent être homogènes ou hétérogènes; les substances qui les composent sont mélangées physiquement et il est possible de les séparer par des méthodes physiques.

#### Liaisons chimiques (p. 32-36)

##### Rôle des électrons dans les liaisons chimiques (p. 32-33)

1. Les électrons d'un atome occupent des régions de l'espace appelées couches électroniques ou niveaux d'énergie. Les électrons situés dans la couche la plus éloignée du noyau (couche de valence) sont ceux qui ont la plus grande énergie.

2. Les liaisons chimiques sont des relations énergétiques entre les électrons de valence des atomes réactifs. Quand la couche de valence est complète ou qu'il y a huit électrons de valence, l'atome est chimiquement inerte; les atomes dont la couche de valence est incomplète interagissent avec d'autres atomes de façon à atteindre une configuration électronique stable.

##### Types de liaisons chimiques (p. 33-36)

3. Un ion est un atome possédant une ou des charges électriques. Il y a formation d'une liaison ionique lorsque des électrons de valence sont complètement transférés d'un atome à un autre.

4. Il y a formation d'une liaison covalente lorsque les atomes partagent des paires d'électrons. Si les électrons sont répartis de façon égale, la molécule est non polaire; si leur répartition est inégale, elle est polaire (c'est un dipôle).

5. Les liaisons hydrogène sont des liaisons faibles entre l'hydrogène et l'azote ou entre l'hydrogène et l'oxygène. Elles retiennent ensemble différentes molécules (par exemple des molécules d'eau) ou différentes parties d'une même molécule (comme dans les protéines).

## Réactions chimiques (p. 36-39)

### Équations chimiques (p. 37)

1. Une réaction chimique représente la formation, la rupture ou le réagencement de liaisons chimiques.

### Modes de réactions chimiques (p. 37-38)

2. Les réactions chimiques peuvent être des réactions de synthèse, de dégradation ou d'échange. On peut considérer les réactions d'oxydoréduction comme un type particulier de réaction d'échange ou de dégradation.

### Variations de l'énergie au cours des réactions chimiques (p. 38)

3. Les liaisons chimiques sont des relations énergétiques, et toute réaction chimique entraîne une perte ou un gain net d'énergie.

4. Les réactions exothermiques libèrent de l'énergie, les réactions endothermiques en absorbent.

### Réversibilité des réactions chimiques (p. 38-39)

5. Quand toutes les conditions demeurent inchangées, toute réaction chimique finit par atteindre un état d'équilibre chimique et la réaction se poursuit alors à la même vitesse dans les deux directions.

6. Toute réaction chimique est théoriquement réversible, mais chez les êtres vivants, de nombreuses réactions ne vont que dans une direction à cause des besoins énergétiques et/ou de l'élimination des produits.

### Facteurs influant sur la vitesse des réactions chimiques (p. 39)

7. Les réactions chimiques ne se produisent que lorsque les particules entrent en collision et que leurs électrons de valence interagissent.

8. Plus les particules réactives sont petites, plus leur énergie cinétique est élevée et plus le taux de réaction est élevé. Les taux des réactions chimiques augmentent avec la température, avec la concentration des réactifs et en présence de catalyseurs.

## Deuxième partie : biochimie

### Composés inorganiques (p. 39-43)

1. La plupart des composés inorganiques ne contiennent pas de carbone. Ceux que l'on trouve dans l'organisme sont l'eau, les sels et les acides et bases inorganiques.

#### Eau (p. 39-40)

2. L'eau est le composé le plus abondant de notre organisme. Elle absorbe et libère la chaleur lentement, joue le rôle de solvant universel, intervient dans les réactions chimiques et protège les organes contre les lésions.

#### Sels (p. 40-41)

3. Les sels sont des composés ioniques qui se dissolvent dans l'eau et agissent comme des électrolytes. Les sels de calcium et de phosphore confèrent leur dureté aux os et aux dents. Les ions des sels interviennent dans un grand nombre de processus physiologiques.

#### Acides et bases (p. 41-43)

4. Les acides sont des donneurs de protons ; dans l'eau, ils s'ionisent et se dissocient en libérant des ions hydrogène (ce qui explique leurs propriétés) et des anions.

5. Les bases sont des accepteurs de protons. Les principales bases inorganiques sont les hydroxydes ; l'ion bicarbonate et l'ammoniac sont des bases importantes de notre organisme.

6. Le pH est une mesure de la concentration d'ions hydrogène dans une solution (en moles par litre). Une solution de pH 7 est neutre ; si le pH est plus élevé, elle est alcaline et si le pH est plus bas, elle est acide. Le pH normal du sang se situe entre 7,35 et 7,45. Les systèmes tampons s'opposent aux fluctuations excessives du pH des liquides de l'organisme.

### Composés organiques (p. 43-57)

1. Les composés organiques contiennent du carbone. Ceux qu'on trouve dans l'organisme sont les glucides, les lipides, les protéines et les acides nucléiques, qui sont tous produits par synthèse et dégradés par hydrolyse. Toutes ces molécules d'origine biologique contiennent les éléments C, H et O. Les protéines et les acides nucléiques contiennent aussi l'élément N. On retrouve aussi du phosphore (P) dans les acides nucléiques.

#### Glucides (p. 43-45)

2. Les unités de base des glucides sont les monosaccharides, dont les plus importants sont les hexoses (glucose, fructose, galactose) et les pentoses (ribose, désoxyribose).

3. Les disaccharides (sucrose, lactose, maltose) et les polysaccharides (amidon, glycogène) sont formés de monosaccharides liés entre eux.

4. Les glucides, en particulier le glucose, sont la principale source d'énergie servant à la formation d'ATP. L'excès de glucides est stocké sous forme de glycogène ou converti en graisses et mis en réserve.

#### Lipides (p. 46-47)

5. Les lipides sont solubles dans les matières grasses et les solvants organiques, mais pas dans l'eau.

6. Les graisses neutres sont formées de glycérol et de chaînes d'acides gras. Elles sont surtout présentes dans le tissu adipeux où elles servent d'isolant et constituent une réserve d'énergie pour l'organisme.

7. Les phospholipides sont des graisses neutres modifiées contenant un groupement phosphate ; ils ont une partie polaire et une partie non polaire. On les trouve dans toutes les membranes cellulaires.

8. Le cholestérol, un stéroïde, est présent dans les membranes cellulaires et est le précurseur des hormones stéroïdes, des sels biliaires et de la vitamine D.

#### Protéines (p. 47-54)

9. Les acides aminés sont les unités de base des protéines ; dans l'organisme, il y a 20 acides aminés communs.

10. Un polypeptide est formé d'un grand nombre d'acides aminés unis par des liaisons peptidiques. Toute protéine (un ou plusieurs polypeptides) se caractérise par le nombre d'acides aminés de sa ou de ses chaînes et par leur séquence ainsi que par la complexité de sa structure tridimensionnelle.

11. Les protéines fibreuses, comme la kératine et le collagène, ont une structure secondaire (hélice  $\alpha$  ou feuillet plissé  $\beta$ ) et parfois quaternaire. Ce sont des matériaux de structure.

12. Les protéines globulaires ont une structure tertiaire ou quaternaire et sont généralement des molécules sphériques et solubles. Les protéines globulaires (par exemple enzymes, certaines hormones, anticorps, hémoglobine) assurent certaines fonctions précises dans la cellule et dans l'organisme (par exemple catalyse, transport moléculaire).

13. Les pH ou les températures extrêmes ont pour effet de dénaturer les protéines. Lorsqu'elles sont dénaturées, les protéines