



VOS OUTILS INTERACTIFS



Consultez votre MANUEL NUMÉRIQUE, qui vous donne accès aux animations, aux exercices et à la plateforme d'anatomie interactive.

▲ **Figure 2.1** Quelle arme ces fourmis rouges projettent-elles dans les airs ?

CONCEPTS CLÉS

- 2.1** La matière est constituée d'éléments chimiques purs ou combinés; les éléments combinés forment des composés
- 2.2** Les propriétés d'un élément sont déterminées par la structure de ses atomes
- 2.3** La formation et la fonction des molécules dépendent des liaisons chimiques entre les atomes
- 2.4** Les réactions chimiques établissent et rompent des liaisons chimiques



Un lien entre la biologie et la chimie

Comme d'autres animaux, les fourmis possèdent des structures et des mécanismes qui les protègent des attaques. Les fourmis rouges forment des colonies comptant des centaines ou des milliers d'individus et, ensemble, elles ont une façon particulièrement efficace d'affronter des ennemis. Par exemple, lorsque la menace vient d'en haut, comme celle que représente un oiseau affamé, elles font gicler de l'acide formique de leur abdomen, et l'acide ainsi projeté dans les airs asperge l'éventuel prédateur (**figure 2.1**). L'acide formique (du latin *formica* : fourmi) est produit par plusieurs espèces de fourmis, mais bon nombre d'entre elles n'utilisent pas cette substance dans un but défensif; elle leur servirait plutôt, tel un désinfectant, à se prémunir contre des parasites microbiens. Les scientifiques savent depuis longtemps que les substances chimiques jouent un rôle essentiel dans la communication entre les insectes, dans l'attraction des partenaires sexuels et dans leur défense contre d'éventuels agresseurs.

La recherche sur les fourmis et les autres insectes est un bon exemple de la pertinence de la chimie dans l'étude de la vie. Contrairement à la liste de cours d'un programme, la nature ne se résume pas à une série de disciplines scientifiques bien délimitées: biologie, chimie, physique, etc. Les biologistes se spécialisent dans l'étude de la vie, mais pour expliquer certains phénomènes du vivant, ils doivent utiliser des concepts fondamentaux de chimie et de physique qui s'appliquent aux organismes et au monde dans lequel ils évoluent. Science d'intégration, la biologie est multidisciplinaire.

Les chapitres de cette première partie constituent une introduction à certains concepts clés de la chimie qui s'appliquent à l'étude de la vie. Nous établissons des

liens avec les thèmes présentés au chapitre 1. L'un de ces thèmes est l'organisation de la vie en une hiérarchie de niveaux structuraux, chaque niveau présentant des propriétés que le niveau précédent ne possède pas (concept d'émergence). Dans cette partie, nous verrons comment cette émergence se manifeste aux paliers les plus bas de l'organisation biologique. Nous traiterons de l'agencement des atomes en molécules, puis des interactions des molécules au sein des cellules. Ce faisant, nous franchirons la frontière qui sépare le non-vivant du vivant. Ce chapitre porte sur les composants chimiques qui forment toute matière.

CONCEPT 2.1

La matière est constituée d'éléments chimiques purs ou combinés; les éléments combinés forment des composés

Les organismes sont constitués de matière. On appelle **matière** tout ce qui occupe un espace et possède une masse. Notez qu'on utilise parfois le terme « poids » pour désigner une quantité de matière, même si ce terme désigne plutôt l'intensité de la force avec laquelle une masse subit l'action de la gravité. Le poids d'un homme qui marche sur la Lune est approximativement le sixième de celui qu'il a sur Terre, mais sa masse reste la même. Sur Terre, le poids d'un objet donne une mesure de sa masse; c'est pourquoi on peut utiliser indifféremment les deux termes dans le langage courant. La matière existe sous toutes sortes de formes; les pierres, les métaux, le pétrole, les gaz et les humains en sont quelques exemples.

Les éléments et les composés

La matière est formée d'éléments. Un **élément** est une substance impossible à décomposer en d'autres substances plus simples au cours de réactions chimiques. Les chimistes ont identifié 92 éléments naturels, dont l'or, le cuivre, le carbone et l'oxygène. Ils ont attribué à chacun un symbole, le plus souvent constitué de la première ou des deux premières lettres de son nom. Quelques symboles dérivent de noms latins ou allemands; par exemple, celui du sodium est Na, du mot latin *natrium*, alors que celui du tungstène est W, du mot allemand *wolfram*.

Un **composé** est une substance formée de deux ou de plusieurs éléments combinés dans des proportions définies. Le sel de table, par exemple, est en fait du chlorure de sodium (NaCl); il est constitué des éléments sodium (Na) et chlore (Cl) dans un rapport de 1:1. Le sodium pur est un métal, alors que le chlore pur est un gaz toxique. Cependant, une fois qu'ils sont liés chimiquement, ils forment un composé comestible. L'eau (H_2O), un autre composé, est constituée des éléments hydrogène (H) et oxygène (O) dans un rapport 2:1. Ces exemples illustrent bien le concept d'émergence: un composé possède des caractéristiques que n'ont pas ses éléments pris individuellement (**figure 2.2**).

Les éléments chimiques de la matière vivante

Des 92 éléments naturels, environ 20 à 25% sont des **éléments essentiels**, c'est-à-dire dont un organisme a besoin pour mener

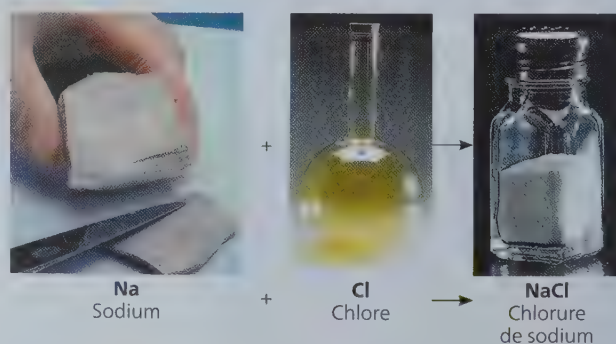
une vie saine et pour se reproduire. Les éléments essentiels sont semblables parmi les organismes, mais il existe certaines variations; par exemple, les humains ont besoin de 25 éléments, alors que les végétaux n'en exigent que 17.

Quatre d'entre eux, soit l'oxygène (O), le carbone (C), l'hydrogène (H) et l'azote (N), constituent à eux seuls environ 96% de toute la **biomasse** (masse de la matière vivante). Le calcium (Ca), le phosphore (P), le potassium (K), le soufre (S) et quelques autres éléments forment presque tout le reste de la masse d'un organisme (4%). L'organisme a besoin de certains éléments en infimes quantités; ces **oligoéléments** sont essentiels à son fonctionnement. Quelques-uns d'entre eux, comme le fer (Fe), sont indispensables à toutes les formes de vie, alors que d'autres le sont uniquement pour quelques espèces. Par exemple, chez les vertébrés (animaux dotés d'une colonne vertébrale), l'iode (I) est un constituant essentiel d'une hormone produite par la glande thyroïde. Un apport quotidien de 0,15 mg d'iode suffit au bon fonctionnement de la thyroïde humaine, mais un régime alimentaire déficient en iode fait augmenter le volume de cette glande, ce qui se manifeste par une déformation appelée goitre. La consommation de fruits de mer ou de sel iodé diminue l'incidence du goitre. Tous les éléments qui entrent dans la composition du corps humain figurent dans le **tableau 2.1**.

Certains éléments naturels sont toxiques pour les organismes. Chez les humains, par exemple, l'arsenic est associé à de nombreuses maladies et ses effets peuvent être mortels. Dans certaines régions du monde, l'arsenic est naturellement présent dans le sol et peut être entraîné dans les eaux souterraines. Après avoir consommé de l'eau riche en arsenic provenant de puits forés en Asie du Sud, des millions de personnes ont été accidentellement contaminées. Les autorités publiques tentent de remédier à ce problème afin de réduire les taux d'arsenic dans l'eau potable.

Étude de cas: l'évolution de la tolérance aux éléments toxiques

ÉVOLUTION Certaines espèces se sont adaptées à des milieux contenant des éléments habituellement toxiques: les communautés végétales qui se développent dans un sol riche en serpentine en sont un exemple. Ressemblant au jade par sa couleur, la serpentine est un minéral riche en divers éléments toxiques



▲ **Figure 2.2** L'émergence (apparition de nouvelles propriétés) au moment de la formation d'un composé. Le sodium, un métal alcalin, se combine au chlore, un gaz toxique, pour former un composé comestible, le chlorure de sodium ou sel de table.

Tableau 2.1 Les éléments constituant le corps humain

Abondance relative	Élément chimique	Symbole	Pourcentage de la masse corporelle (incluant l'eau)	
Éléments majeurs	Oxygène	O	65,0 %	96,3 %
	Carbone	C	18,5 %	
	Hydrogène	H	9,5 %	
	Azote	N	3,3 %	
Éléments mineurs	Calcium	Ca	1,5 %	3,7 %
	Phosphore	P	1,0 %	
	Potassium	K	0,4 %	
	Soufre	S	0,3 %	
	Sodium	Na	0,2 %	
	Chlore	Cl	0,2 %	
	Magnésium	Mg	0,1 %	
Oligoéléments	(moins de 0,01 %)			
	Bore (B), chrome (Cr), cobalt (Co), cuivre (Cu), fluor (F), iode (I), fer (Fe), manganèse (Mn), molybdène (Mo), sélénium (Se), silicium (Si), étain (Sn), vanadium (V) et zinc (Zn)			

INTERPRÉTEZ LES DONNÉES ► Compte tenu de la composition du corps humain, quel composé explique, d'après vous, la présence d'un fort pourcentage d'oxygène ?

comme le chrome, le nickel et le cobalt. La plupart des végétaux ne survivent pas dans un sol contenant de la serpentine, à l'exception d'un petit nombre d'espèces spécialement adaptées à ce milieu (**figure 2.3**). On suppose que les végétaux de ces communautés serpentinicoles sont des variantes d'espèces ancestrales devenues capables de survivre dans ce type de sols. Après une sélection naturelle, ces espèces ont réussi à coloniser ces lieux inhospitaliers. On a entrepris des recherches pour déterminer si les plantes qui se sont adaptées à la serpentine pourraient servir à absorber les métaux lourds toxiques qui contaminent certains sols. On pourrait ainsi concentrer ces métaux et les éliminer de manière plus sécuritaire.

RETOUR SUR LE CONCEPT 2.1

- FAITES DES LIENS** ► Expliquez pourquoi le sel de table possède des propriétés émergentes. (Voir le concept 1.1.)
- Un oligoélément est-il un élément essentiel ? Expliquez votre réponse.
- ET SI ?** ► Le fer est un oligoélément nécessaire aux humains pour le bon fonctionnement de l'hémoglobine, la molécule qui transporte l'oxygène dans les globules rouges. Quels seraient les effets d'une carence en fer ?
- FAITES DES LIENS** ► Expliquez comment la sélection naturelle pourrait avoir joué un rôle dans l'évolution des espèces capables de croître dans les sols de serpentine. (Voir le concept 1.2.)

Voir les réponses proposées à l'appendice A.



▲ **Figure 2.3** Une communauté végétale serpentinicole. Ces plantes poussent dans un sol riche en serpentine, une roche contenant des éléments habituellement toxiques. Les deux photos en gros plan montrent la serpentine et un lis Tiburon Mariposa (*Calochortus tiburonensis*). Cette espèce adaptée pousse uniquement sur les collines de Tiburon, une péninsule qui s'avance dans la baie de San Francisco.

CONCEPT 2.2

Les propriétés d'un élément sont déterminées par la structure de ses atomes

Chaque élément est constitué d'un type d'atome qui lui est propre. L'**atome** est la plus petite unité de matière possédant les mêmes propriétés que l'élément auquel il appartient. Il est si petit qu'il en faudrait environ un million pour tracer le diamètre du point imprimé à la fin de cette phrase. On emploie le même symbole pour désigner l'atome et l'élément dont il fait partie. Par exemple, le symbole C représente aussi bien l'élément carbone qu'un seul atome de carbone.

Les particules élémentaires

Bien qu'il soit la plus petite unité possédant les propriétés d'un élément, l'atome est formé de parties encore plus petites, appelées particules élémentaires. Grâce aux accélérateurs générant des collisions à haute énergie, les physiciens ont réussi à produire plus d'une centaine de types de particules à partir de l'atome, mais nous n'en mentionnerons que trois dans le présent chapitre : les **neutrons**, les **protons** et les **électrons**. Les protons et les électrons ont une charge électrique. Chaque proton possède une unité de charge positive, et chaque électron, une unité de charge négative. Quant au neutron, il est, comme son nom l'indique, électriquement neutre.

Les protons et les neutrons se trouvent au centre de l'atome et forment un noyau dense, le **noyau atomique** ; les protons confèrent au noyau une charge positive. Quant aux électrons, ils forment une sorte de nuage de charge négative orbitant rapidement autour du noyau ; c'est l'attraction des charges positives

qui les retient dans le voisinage du noyau. La **figure 2.4** montre en exemple deux modèles couramment utilisés de la structure d'un atome d'hélium.

Le neutron et le proton possèdent une masse presque identique, de l'ordre de $1,7 \times 10^{-24}$ gramme (g). Les grammes et les autres conventions d'unités ne sont pas très utiles pour décrire des objets aussi minuscules. Par conséquent, pour les atomes et les particules élémentaires (et pour les molécules également), on utilise le **dalton**, une unité de mesure nommée en l'honneur de John Dalton, le scientifique britannique qui a contribué au développement de la théorie atomique autour de 1800. Le dalton est la même chose que l'unité de masse atomique (u ou uma), une unité avec laquelle vous avez peut-être fait connaissance dans une autre discipline. Les neutrons et les protons possèdent des masses autour de 1 dalton. Comme la masse d'un électron ne représente qu'environ 1/2 000 de celle d'un neutron ou d'un proton, on peut l'ignorer lorsqu'on calcule la masse totale d'un atome.

Le numéro atomique et le nombre de masse

Les atomes des différents éléments se distinguent par le nombre de particules élémentaires qu'ils contiennent. Tous les atomes d'un même élément ont un nombre égal de protons dans leur noyau. Ce nombre, le **numéro atomique**, est placé en indice à gauche du symbole de l'élément. Par exemple, l'abréviation ${}^2\text{He}$ montre que chaque atome d'hélium a deux protons dans son noyau. À moins d'une indication contraire, un atome est électriquement neutre, c'est-à-dire qu'il a autant de protons que d'électrons. En conséquence, dans un atome électriquement neutre, le numéro atomique indique à la fois le nombre de protons et le nombre d'électrons.

Il est possible de déduire le nombre de neutrons à partir du **nombre de masse**. Ce dernier correspond à la somme des protons et des neutrons contenus dans le noyau d'un atome. Il est exprimé au moyen d'un exposant placé à gauche du symbole de l'élément. Par exemple, pour désigner un atome d'hélium, on peut employer l'abréviation ${}^4_2\text{He}$. Puisque le numéro atomique

indique le nombre de protons, il est possible de déterminer la quantité de neutrons en soustrayant le numéro atomique du nombre de masse. L'atome d'hélium, ${}^4_2\text{He}$, possède deux neutrons. Pour un atome de sodium (Na) :

$$\begin{array}{l} \text{Nombre de masse} = \text{nombre de protons} + \text{nombre} \\ \text{de neutrons} \\ = 23 \text{ pour le sodium} \\ \text{Numéro atomique} = \text{nombre de protons} \\ = \text{nombre d'électrons} \\ \text{dans un atome neutre} \\ = 11 \text{ pour le sodium} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{Nombre de neutrons} = \text{nombre de masse} - \text{numéro atomique} \\ = 23 - 11 = 12 \text{ pour le sodium} \end{array}$$

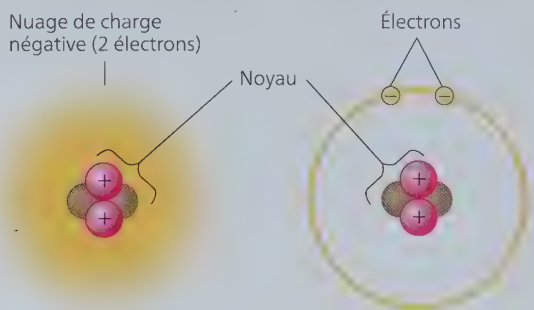
L'atome le plus simple est l'hydrogène (${}^1_1\text{H}$) ; il ne possède aucun neutron. Il est constitué d'un seul proton et d'un seul électron.

Puisque la masse des électrons est négligeable, presque toute la masse de l'atome se concentre dans le noyau. Les neutrons et les protons ayant chacun une masse approximative de 1 dalton, le nombre de masse constitue alors une bonne estimation de la masse atomique moyenne. La **masse atomique moyenne** nous indique, à peu de chose près, la masse de l'atome entier. Ainsi, la masse atomique du sodium (${}_{11}\text{Na}$) est de 23 daltons (22,9898 daltons exactement) :

Les isotopes

Tous les atomes d'un élément donné possèdent le même nombre de protons ; seul le nombre de neutrons peut varier dans le noyau d'un élément, ce qui fait varier la masse totale de l'atome. Les différentes formes atomiques d'un élément sont nommées **isotopes**. Dans la nature, les éléments se trouvent sous forme d'un mélange d'isotopes ; on compte plus de 300 isotopes différents pour l'ensemble des éléments du tableau périodique. Prenons, par exemple, le carbone, dont le numéro atomique est 6. Il existe trois isotopes de cet élément. Le plus courant est le carbone 12 (${}^{12}_6\text{C}$) ; il constitue environ 99 % du carbone naturel et possède six neutrons. La majeure partie du 1 % restant consiste en atomes de l'isotope ${}^{13}_6\text{C}$, qui a sept neutrons. Quant au troisième isotope, le ${}^{14}_6\text{C}$, qui est encore plus rare, il a huit neutrons. Même si leurs masses sont différentes, les isotopes d'un élément se comportent de la même façon dans les réactions chimiques. La masse atomique d'un élément possédant plus d'un isotope naturel est en fait une moyenne des masses atomiques de ses différents isotopes, calculée en fonction de leur abondance. Ainsi, le carbone a une masse atomique de 12,01 daltons.

Les isotopes ${}^{12}\text{C}$ et ${}^{13}\text{C}$ sont stables, c'est-à-dire que leur noyau n'a pas tendance à perdre de particules subatomiques, un processus appelé désintégration. Par contre, l'isotope ${}^{14}\text{C}$ est instable, ou radioactif. Un isotope radioactif, ou **radio-isotope**, est un isotope dont le noyau se désintègre spontanément en libérant des particules et de l'énergie. Lorsque cette désintégration radioactive (nucléaire) donne lieu à une modification du nombre de protons présents dans le noyau, l'atome se transforme en un atome d'un autre élément. Par exemple, lorsqu'un atome de carbone 14 (${}^{14}\text{C}$) se désintègre, il perd un neutron et devient un atome d'azote (${}^{14}\text{N}$). Les radio-isotopes ont de nombreuses applications pratiques en biologie.



(a) En raison de leur mouvement autour du noyau, les deux électrons sont représentés par un nuage de charge négative.

(b) Dans ce modèle plus simplifié, les électrons sont représentés par de petites sphères jaunes sur un cercle autour du noyau.

▲ Figure 2.4 Deux modèles simplifiés d'un atome d'hélium (He).

Le noyau de l'hélium comporte deux neutrons (en brun) et deux protons (en rose). Deux électrons (en jaune) sont situés à l'extérieur du noyau. Ces modèles ne sont pas à l'échelle ; la taille du noyau est très exagérée par rapport à celle du nuage d'électrons.

Les traceurs radioactifs

En médecine, les isotopes radioactifs sont des outils diagnostiques fort utiles. Les cellules du corps peuvent utiliser les isotopes radioactifs d'un élément de la même manière que les isotopes non radioactifs de ce même élément. Il est possible d'intégrer des isotopes radioactifs dans des molécules biologiquement actives qui peuvent servir de traceurs permettant de suivre le devenir des atomes dans le métabolisme (c'est-à-dire l'ensemble des réactions chimiques qui ont lieu dans un organisme). Par exemple, il est possible de diagnostiquer certaines maladies rénales en injectant de petites doses de traceurs radioactifs dans le sang d'une personne pour ensuite analyser les molécules de ce traceur excrétées dans l'urine. De plus, grâce à des techniques d'imagerie sophistiquées, comme la tomographie par émission de positons (TEP), on peut suivre l'évolution des cancers dans l'organisme ainsi que leurs activités métaboliques (figure 2.5).

Au-delà de leur grande utilité dans les domaines de la recherche biologique et médicale, les rayonnements émis au cours de la désintégration des isotopes comportent des risques, parce qu'ils endommagent les molécules constituant les cellules. La gravité des lésions dépend du type et de la quantité de radiations absorbées par l'organisme. Les retombées radioactives causées par des accidents nucléaires constituent l'une des menaces environnementales les plus sérieuses. En médecine, cependant, les faibles doses de la plupart des isotopes utilisés comportent peu de risques.

La datation radiométrique

ÉVOLUTION Les chercheurs mesurent la désintégration radioactive dans les fossiles pour déterminer l'âge de ces vestiges de la vie passée. Les fossiles fournissent une mine de données sur l'évolution. Ces données nous éclairent sur ce qu'il y a de différent entre les organismes d'hier et d'aujourd'hui, et nous



▲ **Figure 2.5** Une image obtenue grâce à la tomographie par émission de positons, une application médicale des radio-isotopes. La tomographie par émission de positons (TEP) détecte les sites d'activité chimique intense dans l'organisme. Le point jaune clair révèle une région où la concentration de glucose marqué par un isotope radioactif est élevée, ce qui indique une intense activité métabolique, une caractéristique d'un tissu cancéreux.

renseignent sur les espèces qui ont disparu au fil du temps. L'ordre des fossiles dans les strates rocheuses permet d'établir que les fossiles des couches profondes sont plus vieux que les fossiles des couches moins profondes, mais l'âge réel (en années) des fossiles de chaque strate ne peut pas être déterminé par leur seule présence dans une strate. C'est ici que les isotopes radioactifs sont utiles.

Un isotope radioactif se désintègre à une vitesse fixe et se transforme alors en sa version plus stable. Cette vitesse de désintégration s'exprime par la **demi-vie**, qui est le temps nécessaire à la désintégration de 50% de l'isotope de départ. Chaque isotope radioactif a sa demi-vie caractéristique que ne modifient ni la température, ni la pression, ni aucune autre variable environnementale. C'est au moyen d'une technique de **datation radiométrique** que les scientifiques mesurent le taux de divers isotopes et calculent combien de demi-vies (en années) se sont écoulées depuis la fossilisation d'un organisme ou la formation d'une roche. La demi-vie de certains isotopes est très courte et se mesure en secondes ou en jours, alors que celle d'autres isotopes est très longue, comme 4,5 milliards d'années dans le cas de l'uranium 238 ! Ainsi, en connaissant la demi-vie d'un isotope donné, il est possible d'estimer l'âge d'une strate rocheuse. Par exemple, en utilisant l'uranium 238, il a été possible d'établir que les roches lunaires ont environ 4,5 milliards d'années, soit l'âge approximatif estimé de la Terre. Dans la rubrique **Habilités scientifiques**, à la page suivante, vous travaillerez avec les données d'une expérience où l'on a utilisé le carbone 14 pour déterminer l'âge d'un important fossile. (Le concept 25.2 explique plus en détail la datation radiométrique des fossiles.)

Les niveaux énergétiques des électrons

Dans la figure 2.4, qui montre deux modèles simplifiés d'un atome, la taille du noyau est disproportionnée par rapport à celle de l'atome. Si l'atome d'hélium avait la taille d'un stade de football, le noyau ne serait pas plus gros que la gomme à effacer d'un crayon planté au centre du terrain. De plus, les électrons auraient l'allure de deux minuscules moucheron gravitant dans le stade. Les atomes se composent en grande partie d'espace vide. Même lorsque deux atomes s'approchent l'un de l'autre au cours d'une réaction chimique, les noyaux demeurent trop éloignés pour interagir. Ainsi, parmi les trois particules élémentaires dont nous avons parlé, seuls les électrons participent directement aux réactions chimiques entre les atomes.

Chaque électron possède sa propre quantité d'énergie. L'**énergie** est la capacité de provoquer un changement, par exemple de produire du travail. L'**énergie potentielle** est l'énergie que la matière possède grâce à sa structure ou à sa position par rapport à d'autres objets. Par exemple, l'eau contenue dans un réservoir situé sur une colline possède de l'énergie potentielle en raison de la hauteur à laquelle elle se trouve. Lorsque les vannes du réservoir s'ouvrent, l'énergie se libère et sert à produire du travail, par exemple à faire tourner une turbine pour produire de l'électricité. L'eau qui arrive au pied de la colline a moins d'énergie que celle du réservoir. La tendance naturelle de la matière est d'occuper le niveau d'énergie potentielle le plus bas possible. Pour rétablir l'énergie potentielle de l'eau ayant coulé, il faut produire du travail ; celui-ci permettra de faire remonter l'eau jusqu'au réservoir en s'opposant à la force gravitationnelle.

Graduer la courbe de désintégration d'un isotope radioactif standard et en interpréter les données

■ COMBIEN DE TEMPS LES NÉANDERTALIENS ONT-ILS VRAISEMBLABLEMENT COEXISTÉ AVEC LES HUMAINS MODERNES (HOMO SAPIENS) ? ■

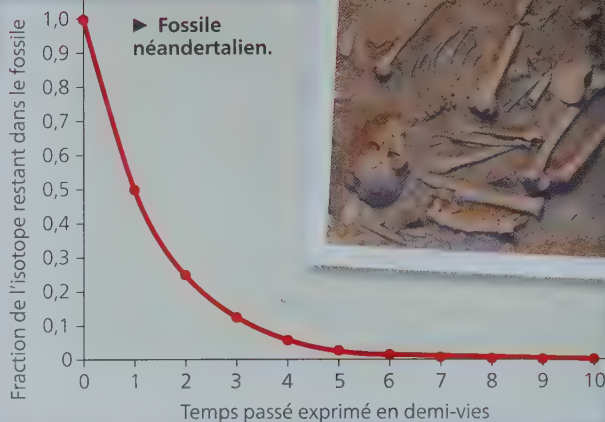
Les néandertaliens (*Homo neanderthalensis*) ont vécu en Europe il y a environ 350 000 ans. Pendant des centaines ou des milliers d'années avant leur extinction, ils ont peut-être coexisté avec les premiers *Homo sapiens* dans certaines régions de l'Eurasie. Des chercheurs ont tenté de déterminer plus précisément la durée de cette coexistence en établissant le dernier moment où les néandertaliens vivaient encore dans ces territoires. Pour ce faire, ils ont utilisé la datation au carbone 14 afin de déterminer l'âge d'un fossile néandertalien découvert dans la couche archéologique la plus récente (la plus superficielle) qui contenait des ossements néandertaliens. Dans cet exercice, vous devez graduer une courbe de désintégration standard du carbone 14 et l'utiliser pour déterminer l'âge de ce fossile néandertalien. L'âge établi vous aidera à estimer le dernier moment où les deux espèces ont coexisté dans la région où ce fossile a été découvert.

■ MÉTHODE ■ Le carbone 14 (^{14}C) est un isotope radioactif du carbone qui se désintègre en ^{14}N à vitesse constante. L'isotope ^{14}C est présent dans l'atmosphère en petites quantités et dans une proportion constante avec le ^{13}C et le ^{12}C , deux autres isotopes du carbone. Lorsqu'une plante absorbe le carbone de l'atmosphère au cours de la photosynthèse, les isotopes ^{12}C , ^{13}C et ^{14}C sont incorporés dans la plante dans les mêmes proportions que celles de l'atmosphère. Et ces proportions resteront les mêmes dans les tissus de l'animal qui mangera la plante. Tant qu'un organisme est en vie, le carbone 14 qu'il contient se désintègre en ^{14}N tout en étant constamment remplacé par du nouveau carbone provenant de l'environnement. Lorsque l'organisme meurt, il cesse d'absorber du nouveau carbone 14; celui-ci continue de se dégrader pendant que le carbone 12, lui, reste inchangé parce qu'il n'est pas radioactif et ne se désintègre pas. Les proportions de ^{14}C diminuent donc, après la mort, par rapport à celles du ^{12}C . Par conséquent, pour savoir pendant combien de temps la quantité initiale de ^{14}C s'est désintégrée dans un fossile, il faut mesurer le rapport du ^{14}C au ^{12}C et le comparer au rapport du ^{14}C au ^{12}C qui se trouvait à l'origine dans l'atmosphère. Il est ensuite possible de convertir en années la fraction de ^{14}C présente dans un fossile comparativement à la fraction originale de ^{14}C puisque nous savons que la demi-vie du ^{14}C est de 5 730 ans – autrement dit que la moitié du ^{14}C se trouvant dans un fossile se désintègre tous les 5 730 ans.

■ RÉSULTATS ■ Les scientifiques ont établi que la quantité de ^{14}C contenue dans ce fossile néandertalien était d'environ 0,0078 fois celle présente dans l'atmosphère (ou, en notation scientifique, $7,8 \times 10^{-3}$). Les questions ci-dessous vous aideront à traduire cette fraction en années pour obtenir l'âge du fossile.

INTERPRÉTEZ LES DONNÉES ▼

1. Dans le coin supérieur droit de cette page se trouve une courbe standard qui représente la désintégration d'un isotope radioactif. Le diagramme montre la fraction de l'isotope radioactif en fonction du temps (passé), exprimé en demi-vies. Rappelez-vous qu'une demi-vie est le temps nécessaire à la désintégration de 50 % de l'isotope radioactif. Pour vous aider à comprendre le diagramme,



Source des données: R. Pinashi et coll., Revised age of late Neanderthal occupation and the end of Middle Paleolithic in the northern Caucasus, *Proceedings of the National Academy of Sciences* 147: 8611-8616 (2011).

indiquez la fraction correspondant à chaque point. Tracez une flèche jusqu'au point qui représente une demi-vie, puis indiquez la fraction de ^{14}C restante après une demi-vie. Pour chaque demi-vie, calculez la fraction de ^{14}C restante et indiquez-la sur le diagramme, près de la flèche correspondante. Convertissez chaque fraction en nombre décimal et arrondissez à trois chiffres significatifs tout au plus (les zéros au début du nombre ne comptent pas pour des chiffres significatifs). Écrivez également chaque nombre décimal en notation scientifique.

2. Rappelez-vous que la demi-vie du ^{14}C est de 5 730 ans. Pour graduer l'axe des x, qui représente la désintégration de ^{14}C , écrivez le temps passé en années sous chaque demi-vie.
3. Les chercheurs ont établi que ce fossile néandertalien contient environ 0,0078 fois la quantité de ^{14}C présente à l'origine dans l'atmosphère. (a) À l'aide des valeurs portées sur votre diagramme, déterminez le nombre de demi-vies écoulées depuis la mort du néandertalien. (b) Utilisez la graduation du ^{14}C sur l'axe des x pour trouver l'âge approximatif du fossile néandertalien en années (arrondi au millier près). (c) Selon cette étude, à quel moment environ les néandertaliens ont-ils disparu ? (d) Les chercheurs font état de données probantes qui montrent que l'humain moderne (*Homo sapiens*) s'est établi dans la même région que les derniers néandertaliens à une époque se situant entre 39 000 et 42 000 ans environ avant notre ère. Que peut-on supposer au sujet de la coexistence des néandertaliens et des humains modernes ?
4. La datation au carbone 14 permet de déterminer l'âge de fossiles âgés d'environ 75 000 ans et moins. Au-delà de cette limite, les fossiles contiennent une quantité de ^{14}C trop faible pour être détectable. La plupart des dinosaures avaient disparu il y a 65,5 millions d'années. (a) Peut-on dater des ossements de dinosaures au carbone 14 ? (b) L'uranium 235 radioactif a une demi-vie de 704 millions d'années. S'il s'est incorporé aux os des dinosaures, peut-on s'en servir pour dater des fossiles de dinosaures ? Expliquez votre réponse.

Les électrons d'un atome, qui sont chargés négativement, possèdent eux aussi de l'énergie potentielle en raison de leur distance par rapport au noyau, chargé positivement (**figure 2.6**). Les électrons de charge négative sont attirés par le noyau de charge positive. Plus ils sont éloignés du noyau, plus leur énergie potentielle est élevée, étant donné qu'il faut fournir un travail pour éloigner un électron donné du noyau. Contrairement à la variation continue de l'énergie potentielle de l'eau qui s'écoule vers le bas, les changements d'énergie potentielle des électrons s'effectuent par étapes, de façon discontinue. Un électron possédant une certaine énergie potentielle peut se comparer à une balle descendant un escalier (**figure 2.6a**). La balle possède différentes quantités d'énergie potentielle selon la marche sur laquelle elle se trouve, et elle ne peut passer beaucoup de temps entre les marches. De même, l'énergie potentielle d'un électron est déterminée par son niveau d'énergie. Un électron ne peut exister qu'à certains niveaux précis d'énergie, et non entre ces niveaux.

Le niveau énergétique d'un électron est donc lié à sa distance moyenne du noyau. Les électrons occupent différentes **couches électroniques**, chacune se caractérisant par une distance moyenne et un niveau énergétique particuliers. Dans des schémas, on peut représenter les couches électroniques par des anneaux concentriques, comme l'illustre la **figure 2.6b**. La première couche est la plus proche du noyau, et les électrons qui s'y trouvent possèdent l'énergie la plus faible. Les électrons situés dans la deuxième couche ont plus d'énergie, ceux de la troisième couche, plus encore. Un électron peut passer d'une couche à une autre, mais seulement en absorbant ou en perdant une quantité d'énergie égale à la différence d'énergie potentielle entre l'ancienne couche et la nouvelle. Pour atteindre une couche plus éloignée du noyau, l'électron doit absorber de l'énergie. Par exemple, la lumière peut exciter un électron et le faire passer à un niveau énergétique supérieur. En fait, il s'agit là de la première étape de la photosynthèse, durant laquelle les végétaux captent l'énergie lumineuse. C'est le processus qui leur permet de produire des composés organiques à partir de molécules de dioxyde de carbone (CO_2) et d'eau. (Vous en apprendrez davantage sur la photosynthèse au chapitre 10.) Au contraire, pour regagner une couche située plus près du noyau, l'électron doit perdre de l'énergie, habituellement en la libérant dans l'environnement sous forme de chaleur. Ainsi, quand les rayons du Soleil excitent les électrons contenus à la surface d'une voiture, ceux-ci passent à des niveaux énergétiques supérieurs, plus loin du noyau. L'automobile chauffe pendant que les électrons regagnent leur niveau énergétique initial en se rapprochant du noyau. Cette énergie thermique peut être transférée à l'air ou à la main si on touche l'automobile.

La répartition électronique et les propriétés chimiques

Le comportement chimique d'un atome est déterminé par la répartition des électrons dans les couches électroniques de l'atome. En commençant par l'hydrogène, l'atome le plus simple, nous pouvons représenter les atomes des autres éléments, dans l'ordre du tableau périodique, en ajoutant un proton et un électron à la fois (de même que le nombre approprié de neutrons). La **figure 2.7** présente une version modifiée du tableau périodique des éléments, qui permet de visualiser la répartition électronique des 18 premiers éléments, soit de

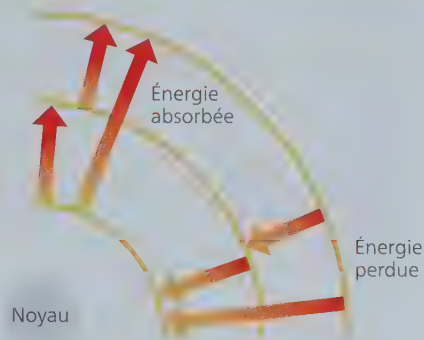
(a) Une balle qui rebondit de marche en marche dans un escalier ne peut s'arrêter que sur les marches, jamais entre deux marches. De même, un électron ne peut exister qu'à certains niveaux d'énergie, jamais entre deux niveaux d'énergie.



Troisième couche (niveau énergétique le plus élevé dans ce modèle)

Deuxième couche (niveau énergétique moins élevé)

Première couche (niveau énergétique le plus bas)



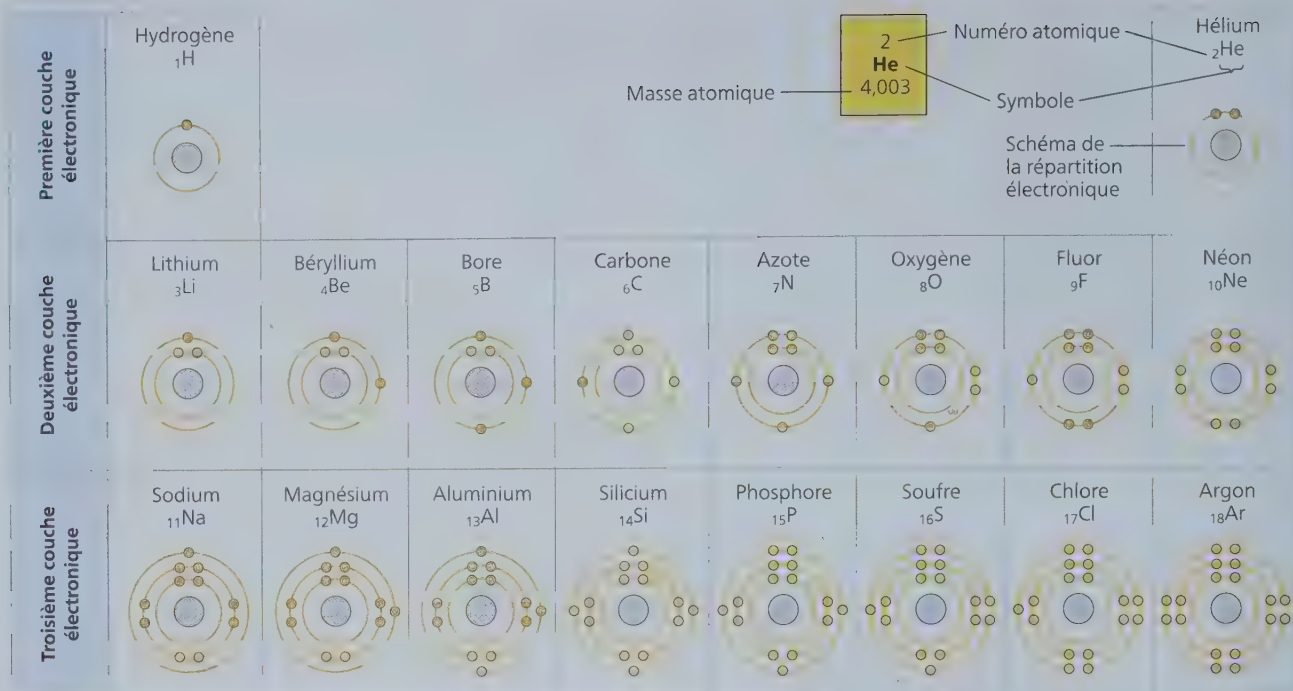
(b) Un électron peut passer d'une couche à une autre uniquement si l'énergie qu'il gagne ou qu'il perd correspond exactement à la différence d'énergie entre les niveaux des deux couches. Les flèches dans ce modèle indiquent quelques-uns des changements possibles de niveaux d'énergie potentielle.

▲ **Figure 2.6 Les niveaux énergétiques des électrons.** Les électrons occupent certains niveaux déterminés d'énergie potentielle, les couches électroniques.

l'hydrogène (${}_1\text{H}$) à l'argon (${}_{18}\text{Ar}$). Ces éléments figurent sur trois lignes, appelées périodes, correspondant au nombre de couches électroniques contenues dans leurs atomes. De gauche à droite, la suite des éléments de chaque ligne correspond à l'addition séquentielle d'électrons et de protons. (Le tableau périodique complet est donné à l'appendice C.)

Comme toute matière, les électrons cherchent à atteindre l'état d'énergie potentielle le plus bas, ce qui est possible lorsqu'ils se trouvent dans la première couche électronique. L'unique électron de l'hydrogène et les deux électrons de l'hélium, par exemple, occupent la première couche. Or, celle-ci ne peut contenir plus de deux électrons; donc, la première rangée du tableau ne peut contenir plus de deux éléments (l'hydrogène et l'hélium). Quand un atome en possède plus de deux, les électrons supplémentaires se distribuent sur les couches électroniques supérieures puisque la première est saturée. L'élément suivant, le lithium, a trois électrons: deux électrons remplissent sa première couche, et le troisième est localisé dans sa deuxième couche. Cette dernière peut contenir un maximum de huit électrons. Quant au néon, qui se situe à la fin de la deuxième ligne, il compte 8 électrons dans sa seconde couche; cet élément a donc 10 électrons au total.

Un atome a des propriétés chimiques qui dépendent principalement du nombre d'électrons présents dans sa couche périphérique, qui constitue le dernier niveau énergétique. Ces électrons se nomment **électrons de valence** (ou électrons périphériques). Le lithium, par exemple, qui a deux couches, possède seulement un électron de valence. Les atomes qui ont le même nombre d'électrons dans leur dernier niveau énergétique affichent un comportement chimique semblable.



▲ **Figure 2.7** Les schémas de la répartition électronique des 18 premiers éléments du tableau périodique. Dans un tableau périodique de base (voir l'appendice C), l'information est présentée comme dans le médaillon illustrant l'hélium. Dans les schémas de ce tableau, les électrons sont symbolisés par des points jaunes, et les couches électroniques, par des anneaux concentriques (correspondant aux niveaux énergétiques). La schématisation des couches électroniques constitue un moyen commode d'illustrer la répartition des électrons d'un atome selon leurs niveaux énergétiques, mais ces modèles simplifiés ne rendent pas compte de façon exacte de la forme de l'atome ou de la localisation de ses électrons. Quant aux éléments, ils figurent sur trois lignes (ou périodes), selon le nombre de leurs couches et le nombre d'électrons contenus dans celles-ci. Chaque ligne représente le remplissage d'un niveau énergétique. À mesure qu'ils s'ajoutent, les électrons occupent le plus bas niveau énergétique disponible.

HABILETÉS VISUELLES ▶ Examinez les schémas d'atomes du tableau et indiquez le numéro atomique du magnésium. Combien de protons et d'électrons possède-t-il ? Combien de couches électroniques ? Combien d'électrons de valence ?

Par exemple, le fluor (F) et le chlore (Cl) possèdent tous deux sept électrons de valence, et chacun d'eux peut se combiner au sodium et former des composés (voir la figure 2.2). Par ailleurs, un atome dont le dernier niveau énergétique est saturé ne réagit pas spontanément avec d'autres atomes. À l'extrême droite du tableau périodique se trouvent l'hélium, le néon et l'argon ; il s'agit des trois seuls éléments présentés à la figure 2.7 dont le dernier niveau énergétique est saturé. Ils sont dits inertes en raison de leur stabilité chimique. Tous les autres atomes de la figure 2.7 ont la capacité de réagir chimiquement, parce que leur dernier niveau énergétique est insaturé.

Les orbitales électroniques

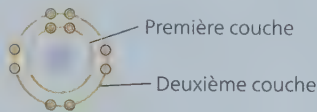
Les électrons se déplacent autour du noyau de l'atome sur des trajectoires formant des couches de différents niveaux d'énergie qu'on nomme orbitales.

POUR APPROFONDIR ■ Au début des années 1900, les scientifiques percevaient les couches électroniques comme des trajectoires concentriques décrites par les électrons se déplaçant autour du noyau, un peu comme les orbites des planètes tournant autour du Soleil. Aujourd'hui, on se sert encore de cercles concentriques à deux dimensions, comme dans la figure 2.7,

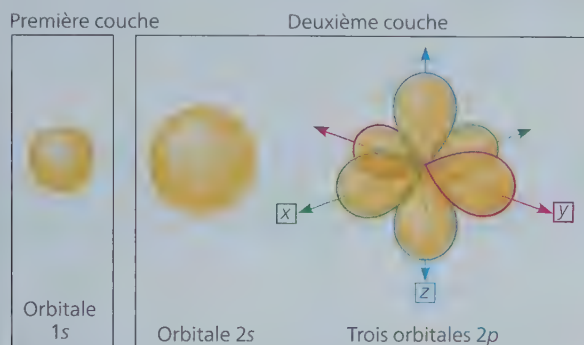
pour illustrer les couches électroniques tridimensionnelles, mais il faut se rappeler que les anneaux concentriques sont une représentation de la position relative des différentes couches électroniques par rapport au noyau. Par conséquent, les schémas d'anneaux concentriques ne donnent en rien une représentation réelle d'un atome. En fait, il est impossible de connaître la trajectoire exacte d'un électron. Par contre, nous pouvons déterminer le volume de l'espace dans lequel il passe la majeure partie de son temps. L'espace tridimensionnel où l'électron passe 90% de son temps est **l'orbitale**.

Chaque couche électronique contient des électrons dans un niveau énergétique particulier, distribués parmi un nombre déterminé d'orbitales de formes et d'orientations particulières. La figure 2.8 illustre en exemple les orbitales du néon accompagné de son schéma de répartition électronique en référence. On peut se représenter une orbitale comme une composante d'une couche électronique. La première couche électronique a une seule orbitale de forme sphérique, nommée 1s, mais la deuxième couche a quatre orbitales : une grande orbitale sphérique s (nommée 2s) et trois orbitales p (nommées 2p) qui ont la forme d'haltères. La troisième couche électronique, de même que les couches supérieures, possède également des orbitales s et p, en plus d'orbitales de formes plus complexes.

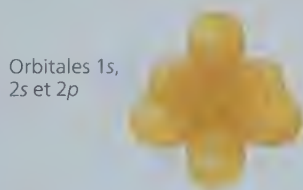
Néon, dont les deux couches sont saturées (10 électrons)



(a) **Schéma de la répartition électronique.** Le schéma ci-dessus représente la répartition électronique d'un atome de néon qui possède au total 10 électrons. Chaque anneau concentrique représente une couche électronique, laquelle peut être subdivisée en orbitales électroniques.



(b) **Orbitales électroniques séparées.** Les formes tridimensionnelles représentent les orbitales électroniques, des régions de l'espace dans lesquelles les électrons ont la plus grande probabilité de se trouver. Chaque orbite contient un maximum de deux électrons. La première couche électronique, à gauche, possède une orbite sphérique (s), nommée $1s$. La deuxième couche, à droite, a une orbite s plus grande (nommée $2s$), ainsi que trois orbitales en forme d'haltères nommées orbitales p (elles se nomment $2p$ dans le cas de la deuxième couche). Les trois orbitales $2p$ se trouvent à angle droit les unes par rapport aux autres sur des axes imaginaires x , y et z . Dans la figure, le contour de chaque orbite $2p$ est représenté par une couleur différente.



(c) **Orbitales électroniques superposées.** Pour révéler la représentation complète des orbitales électroniques du néon, on superpose l'orbite $1s$ de la première couche et l'orbite $2s$ et les trois orbitales $2p$ de la deuxième couche.

▲ **Figure 2.8** Les orbitales électroniques.

Une même orbite ne peut contenir plus de deux électrons. La première couche électronique peut donc loger un maximum de deux électrons dans son orbite s . L'unique électron de l'atome d'hydrogène et les deux électrons de l'atome d'hélium occupent donc l'orbite $1s$. La deuxième couche électronique a quatre orbitales et peut loger jusqu'à huit électrons, deux dans chaque orbite. Les électrons de chacune de ces quatre orbitales possèdent à peu près la même énergie, mais ils se déplacent dans des espaces différents. ■

La réactivité d'un atome dépend de la présence d'électrons non appariés, ou célibataires, dans une ou plusieurs orbitales de son dernier niveau énergétique. Comme vous le verrez dans la prochaine section, les atomes interagissent pour combler leur dernier niveau énergétique et ce sont les électrons célibataires qui entrent alors en jeu.

RETOUR SUR LE CONCEPT 2.2

1. Un atome de lithium a trois protons et quatre neutrons. Quel est son nombre de masse ?
2. Un atome d'azote a sept protons, et l'isotope le plus abondant de l'azote a sept neutrons. Un isotope radioactif de l'azote a huit neutrons. Écrivez le numéro atomique et le nombre de masse de cet azote radioactif sous forme de symbole chimique accompagné des nombres placés en indice et en exposant.
3. Combien d'électrons le fluor a-t-il ? Combien de couches électroniques ? Nommez les orbitales occupées. Combien d'électrons sont nécessaires pour remplir le dernier niveau énergétique ?
4. **HABILITÉS VISUELLES** ▶ Dans la figure 2.7, s'il y a deux éléments ou plus dans la même rangée, qu'ont-ils en commun ? S'il y a deux éléments ou plus dans la même colonne, qu'ont-ils en commun ?

Voir les réponses proposées à l'appendice A.

CONCEPT 2.3

La formation et la fonction des molécules dépendent des liaisons chimiques entre les atomes

Montons maintenant dans la hiérarchie de l'organisation biologique pour comprendre comment les atomes se combinent de façon à former des molécules et des composés ioniques. Les atomes dont le dernier niveau énergétique est incomplet (c'est le cas des éléments les plus abondants dans la matière vivante) interagissent avec certains autres atomes de manière à remplir leur dernière couche électronique. Pour ce faire, ils doivent soit mettre en commun leurs électrons de valence, soit les transférer complètement. Cela fait, ils restent habituellement proches l'un de l'autre : ils sont retenus par des forces d'attraction nommées **liaisons chimiques**. Les liaisons chimiques les plus fortes sont les liaisons covalentes, suivies des liaisons ioniques. Dans les solutions aqueuses, c'est-à-dire à base d'eau, les liaisons ioniques peuvent se rompre facilement, contrairement aux liaisons covalentes, comme nous le verrons plus loin.

La liaison covalente

Une **liaison covalente** se forme quand deux atomes mettent en commun une ou plusieurs paires d'électrons de valence. C'est ce qui arrive, par exemple, quand deux atomes d'hydrogène s'approchent l'un de l'autre pour former une molécule d'hydrogène (H_2). Rappelez-vous que l'hydrogène possède un électron de valence situé dans sa première couche, mais que celle-ci peut

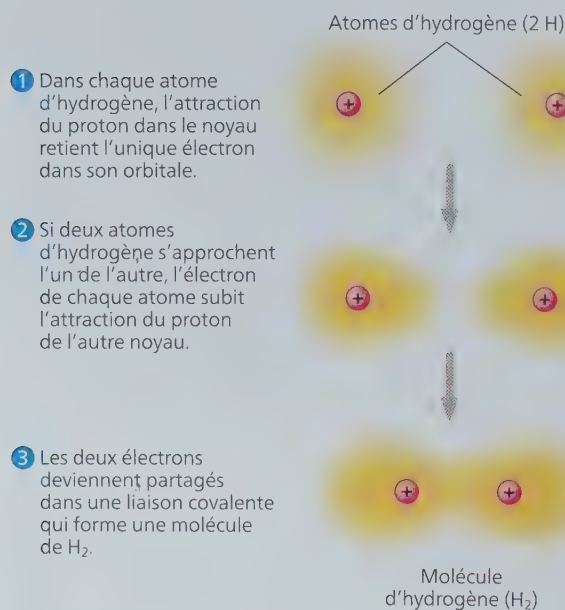
en contenir deux. Lorsqu'ils sont assez près pour que leurs orbitales 1s se chevauchent, ces deux atomes d'hydrogène mettent en commun leur unique électron (**figure 2.9**). Chaque atome d'hydrogène est alors associé à deux électrons dans son dernier niveau énergétique complet. Quand ils sont unis par des liaisons covalentes, deux atomes ou plus forment une **molécule**. Dans l'exemple ci-dessus, il s'agit d'une molécule de dihydrogène.

La **figure 2.10a** illustre plusieurs façons de représenter une molécule de dihydrogène. Sa formule moléculaire, H_2 , indique simplement que la molécule consiste en deux atomes d'hydrogène. On peut décrire le partage des électrons à l'aide d'un schéma de répartition électronique ou par un diagramme de Lewis, dans lequel les symboles des éléments sont entourés de points qui représentent les électrons de valence ($H:H$). On peut également utiliser une formule développée, $H-H$, dans laquelle le tiret indique une **liaison simple**, c'est-à-dire un doublet d'électrons mis en commun. Quant au modèle compact, c'est celui qui se rapproche le plus de la forme réelle de la molécule. Il se peut que le modèle à boules et à bâtonnets vous soit également familier, tel qu'il est représenté à la figure 2.15.

Ayant six électrons dans sa deuxième couche électronique, l'atome d'oxygène a besoin de deux électrons supplémentaires pour combler son dernier niveau énergétique. Deux atomes d'oxygène qui se rencontrent doivent mettre en commun deux doublets d'électrons de valence afin de former une molécule (**figure 2.10b**). Ils sont alors unis par une **liaison double** ($O=O$).

Chaque atome qui peut mettre en commun des électrons de valence possède une capacité de liaison correspondant au nombre de liaisons covalentes qu'il peut établir. Une fois que celles-ci sont formées, le dernier niveau énergétique de l'atome est comblé. Cette capacité de liaison est donnée par le **nombre d'oxydation** d'un atome. Il représente le nombre d'électrons qu'un atome doit perdre (signe +), gagner (signe -) ou mettre

en commun pour remplir son dernier niveau énergétique. Le nombre d'oxydation de l'hydrogène est de +1. Cette valeur signifie que l'électron a plutôt tendance à s'éloigner du noyau de l'hydrogène et à se rapprocher d'un autre atome; l'électron éloigne, par le fait même, sa charge négative du noyau de l'hydrogène. Dans ce cas, le proton du noyau, de charge positive, prédomine au sein de l'hydrogène, d'où le +1 correspondant au nombre d'oxydation de cet atome. Quant au nombre d'oxydation de l'oxygène, il est de -2. Parfois, un élément comporte plusieurs nombres d'oxydation, selon le type de molécule auquel il appartient; ainsi, ceux de l'azote sont de ± 3 , +5, +4 et +2. Cependant, la situation est plus compliquée pour les éléments de la troisième période du tableau périodique. Le phosphore (P), par exemple, peut avoir un nombre d'oxydation de ± 3 , ainsi que



▲ **Figure 2.9** La formation d'une liaison covalente.

Nom et formule moléculaire	Schéma de répartition électronique	Diagramme de Lewis et formule développée	Modèle compact
(a) Molécule d'hydrogène (H_2). Deux atomes d'hydrogène peuvent former une liaison simple en mettant en commun une paire d'électrons.		$H:H$ $H-H$	
(b) Molécule d'oxygène (O_2). Deux atomes d'oxygène peuvent former une liaison double en mettant en commun deux paires d'électrons.		$\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$ $O=O$	
(c) Eau (H_2O). Deux atomes d'hydrogène peuvent s'unir à un atome d'oxygène par des liaisons simples pour donner une molécule d'eau.		$\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}H$ H $O-H$ H	
(d) Méthane (CH_4). Quatre atomes d'hydrogène permettent de combler le dernier niveau énergétique d'un atome de carbone, et une molécule de méthane est formée.		$H:\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{C}}:H$ H H $H-C-H$ H	

▲ **Figure 2.10** Quatre molécules comprenant au moins une **liaison covalente**. Le nombre d'électrons requis pour remplir le dernier niveau énergétique d'un atome détermine généralement le nombre de liaisons covalentes que cet atome peut former. Cette figure illustre plusieurs façons de représenter les liaisons covalentes.

ses trois électrons célibataires permettent de le prédire. Cependant, lorsqu'il fait partie d'une molécule essentielle à la vie, il a généralement un nombre d'oxydation de +5 : il forme trois liaisons simples et une liaison double. Il peut aussi avoir un nombre d'oxydation de +4.

Les molécules H_2 et O_2 constituent des éléments purs et non des composés, car un composé est une combinaison de deux ou de plusieurs éléments différents. L'eau, dont la formule moléculaire est H_2O , est un composé. Il faut deux atomes d'hydrogène pour combler le dernier niveau énergétique d'un atome d'oxygène. La **figure 2.10c** montre la structure d'une molécule d'eau. (L'eau revêt tellement d'importance pour la vie que nous consacrerons tout le chapitre 3 à sa structure et à ses propriétés.)

Le méthane, dont la formule moléculaire est CH_4 , représente un autre exemple de composé. C'est en fait le constituant principal du gaz naturel. Il faut quatre atomes d'hydrogène (chacun ayant un nombre d'oxydation de +1) pour combler le dernier niveau énergétique d'un atome de carbone (dont le nombre d'oxydation est de ± 4) (**figure 2.10d**). (Nous étudierons de nombreux autres composés du carbone au chapitre 4.)

Il arrive que des atomes ou des molécules contenant des électrons de valence non appariés (ou célibataires) se forment dans un organisme (O_2^- , NO et OH, par exemple). Ces substances, les **radicaux libres**, sont très instables et réactives, car elles sont, en quelque sorte, à la recherche de l'électron manquant. Elles peuvent « voler » celui-ci à n'importe quel autre atome, y compris des atomes appartenant à des substances utiles pour un organisme, comme ses protéines. Les radicaux libres peuvent donc avoir des effets physiologiques nocifs.

Les atomes dans une molécule attirent les électrons partagés à divers degrés, selon la nature de l'élément. L'attraction qu'un atome exerce sur les électrons qu'il met en commun dans le cadre d'une liaison covalente est nommée **électronégativité**. Plus un atome est électronégatif, plus il attire fortement vers lui les électrons mis en commun. Dans une liaison covalente entre deux atomes du même élément, le partage est égal, étant donné que ceux-ci possèdent la même électronégativité ; la partie est donc nulle. On parle alors de **liaison covalente non polaire**. Ainsi, la liaison simple de H_2 n'est pas polaire, tout comme la liaison double de O_2 . Par contre, quand un atome est lié à un autre plus électronégatif, les électrons de la liaison ne sont pas partagés également. On parle alors de **liaison covalente polaire**. La polarité de ces liaisons varie en fonction de l'électronégativité relative des deux atomes. Par exemple, les liaisons entre les atomes d'oxygène et d'hydrogène d'une molécule d'eau sont très polaires (**figure 2.11**). L'oxygène est un des éléments les plus électronégatifs ; l'attraction qu'il exerce sur les électrons mis en commun est beaucoup plus forte que celle de l'hydrogène. En conséquence, dans une liaison covalente entre l'oxygène et l'hydrogène, les électrons passent plus de temps autour du noyau de l'oxygène que du noyau de l'hydrogène. Comme les électrons possèdent une charge négative et qu'ils sont attirés vers l'oxygène dans une molécule d'eau, l'atome d'oxygène possède une charge partielle négative (symbolisée par la lettre grecque δ suivie du signe moins, δ^- ou

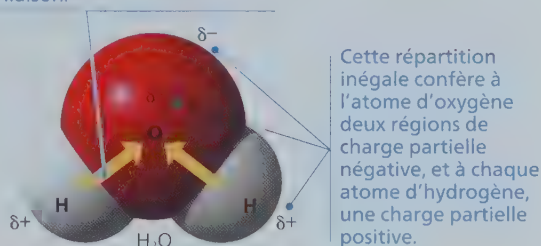
« delta moins »), et chacun des atomes d'hydrogène, une charge partielle positive (δ^+ , ou « delta plus »). Par contre, les liaisons du méthane (CH_4) sont beaucoup moins polaires, parce que les électronégativités du carbone et de l'hydrogène sont semblables.

La liaison ionique

Dans certains cas, deux atomes proches l'un de l'autre exercent des attractions tellement inégales sur leurs électrons de valence que le plus électronégatif arrache complètement un électron à l'autre atome. Les deux atomes (ou les deux molécules) de charges opposées qui en résultent se nomment **ions**. Un ion chargé positivement est un **cation**, tandis qu'un ion chargé négativement est un **anion**. En raison de leurs charges opposées, les cations et les anions s'attirent mutuellement et forment des **liaisons ioniques**. Notez que ce n'est pas à proprement parler le transfert d'un électron qui forme une liaison ; il permet plutôt la formation d'une liaison parce que deux ions de charges opposées sont ainsi créés. Deux ions de charges opposées peuvent former une liaison ionique sans qu'ils aient effectué un transfert mutuel d'électrons pour acquérir leur charge.

Une telle liaison se forme, par exemple, quand un atome de sodium ($_{11}Na$) rencontre un atome de chlore ($_{17}Cl$) (**figure 2.12**). L'atome de sodium possède au total 11 électrons, dont un seul

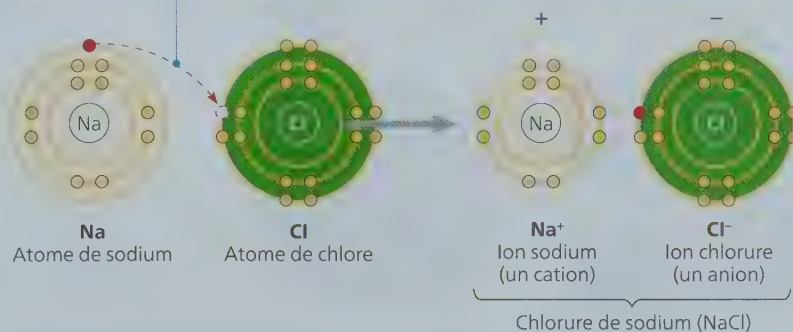
L'oxygène (O), qui est beaucoup plus électronégatif que l'hydrogène (H), attire les électrons mis en commun dans la liaison.



▲ **Figure 2.11** Les liaisons covalentes polaires dans une molécule d'eau.

1 Le sodium cède son unique électron de valence au chlore, qui en possède sept.

2 Le dernier niveau énergétique de chaque ion ainsi formé est saturé. Une liaison ionique peut s'établir entre des ions de charges opposées.



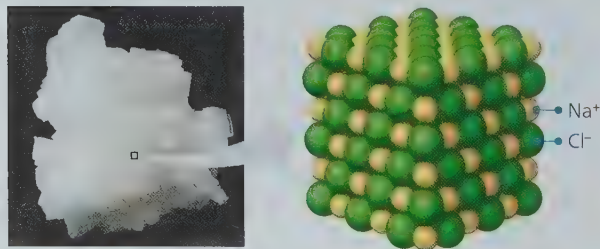
▲ **Figure 2.12** Le transfert d'un électron et la liaison ionique. L'attraction qui unit les atomes de charges opposées, ou ions, constitue une liaison ionique. L'ion peut se lier non seulement à l'atome avec lequel il a réagi, mais aussi à tout autre ion de charge opposée.

de valence. L'atome de chlore possède 17 électrons, dont sept de valence. Lorsque ces deux atomes se rencontrent, le sodium cède son unique électron de valence au chlore; les deux atomes ont alors leur dernier niveau énergétique saturé. (Comme le sodium n'a plus d'électron dans sa troisième couche, sa deuxième couche devient le dernier niveau énergétique.) Le transfert d'un électron du sodium au chlore déplace vers celui-ci une unité de charge négative. Avec ses 11 protons et seulement 10 électrons, le sodium possède maintenant une charge électrique nette de $1+$: l'atome de sodium est devenu un cation. Par contre, comme l'atome de chlore a gagné un électron, il se retrouve avec 17 protons et 18 électrons, ce qui lui donne une charge électrique nette de $1-$: l'atome de chlore est devenu un ion chlorure, un anion.

Les composés formés par des liaisons ioniques sont appelés **composés ioniques** ou **sels**. Nous connaissons tous le sel de table (**figure 2.13**); il s'agit d'un composé ionique, le chlorure de sodium (NaCl). Dans la nature, les sels ont souvent l'aspect de cristaux de taille et de forme diverses. Ce sont des agrégats formés d'un grand nombre de cations et d'anions unis par leur attraction électrique et assemblés en réseaux tridimensionnels. Un composé covalent est constitué de molécules ayant une taille et un nombre d'atomes déterminés, ce qui n'est pas le cas d'un composé ionique. La formule d'un composé ionique, comme NaCl , indique seulement le rapport entre les éléments que le cristal de sel renferme. La formule NaCl ne représente pas une molécule individualisée, mais plutôt un réseau d'ions sodium et d'ions chlorure en proportions égales.

Tous les sels ne possèdent pas un nombre égal de cations et d'anions. Par exemple, le chlorure de magnésium (MgCl_2), un composé ionique, comprend deux ions chlorure pour chaque ion magnésium. Le magnésium (${}_{12}\text{Mg}$) doit perdre ses deux électrons de valence pour que son dernier niveau énergétique soit saturé; il devient alors un cation, dont la charge est de $2+$ (Mg^{2+}). Un cation magnésium peut ainsi former des liaisons ioniques avec deux anions chlorure (Cl^-).

Le terme *ion* s'applique également à des molécules entières qui portent une charge électrique. Dans le cas du chlorure d'ammonium (NH_4Cl), par exemple, l'anion est un ion monoatomique chlorure (Cl^-), mais le cation est l'ion ammonium (NH_4^+), un composé formé d'un atome d'azote lié par covalence à quatre atomes d'hydrogène. L'ion ammonium possède une charge électrique de $1+$ parce qu'il a cédé un électron, il lui en manque donc un.



▲ Figure 2.13 Le cristal de chlorure de sodium (NaCl). Les ions sodium (Na^+) et les ions chlorure (Cl^-) sont maintenus ensemble par des liaisons ioniques. La formule NaCl nous indique que le rapport entre les ions Na^+ et Cl^- est de 1:1.

L'environnement influe sur la force des liaisons ioniques. Lorsqu'il est sec, un cristal de sel pur possède des liaisons tellement fortes qu'il faut un marteau et un ciseau pour le casser en morceaux. Cependant, si le même cristal de sel est dissous dans l'eau, la liaison entre les deux ions devient relativement plus faible parce que les interactions avec les molécules d'eau s'interposent entre ces ions. Cette observation explique pourquoi la plupart des médicaments sont fabriqués sous forme de sels: ils sont très stables lorsqu'ils sont secs, mais ils se dissocient (se séparent) facilement dans l'eau. (Au concept 3.2, vous en apprendrez davantage sur la dissolution des sels dans l'eau.)

Les interactions chimiques faibles

Chez les êtres vivants, les liaisons chimiques les plus fortes sont les liaisons covalentes unissant des atomes et formant les molécules d'une cellule. Mais des interactions intermoléculaires et intramoléculaires plus faibles sont également indispensables; en fait, elles contribuent dans une large mesure aux propriétés émergentes de la vie. Grâce aux interactions faibles, de nombreuses molécules biologiques peuvent maintenir leur forme tridimensionnelle, responsable de leur fonction. De plus, lorsqu'elles entrent en contact dans une cellule, deux molécules peuvent s'associer de façon temporaire grâce à des interactions chimiques faibles. Le caractère réversible de telles interactions constitue un avantage: deux molécules s'associent, réagissent l'une à l'autre d'une certaine manière, puis se séparent.

Plusieurs types d'interactions chimiques faibles jouent un rôle important dans les organismes. Mentionnons la liaison ionique, dont nous venons de parler, telle qu'elle existe entre des ions dissociés dans l'eau, ainsi que la liaison hydrogène et les forces de Van der Waals, qui sont également essentielles à la vie.

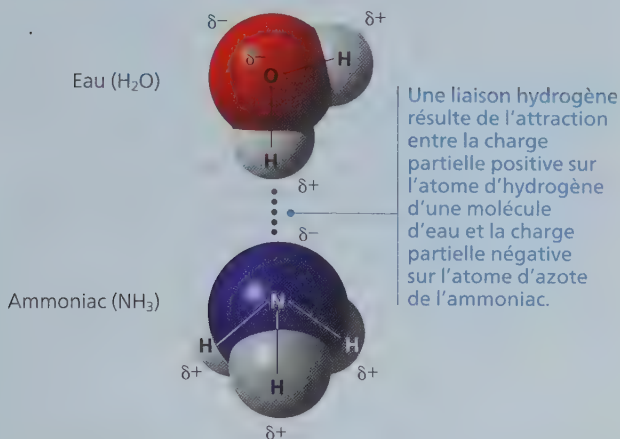
La liaison hydrogène

La liaison hydrogène, ou pont hydrogène, est une liaison chimique faible tellement vitale qu'elle mérite une attention particulière. Lorsqu'un atome d'hydrogène se lie par covalence à un atome électronégatif, il a une charge partielle positive qui lui permet de subir l'attraction d'un autre atome électronégatif situé à proximité. La **liaison hydrogène** est cette attraction entre un atome d'hydrogène et un atome électronégatif. Dans les cellules, les atomes électronégatifs susceptibles de donner lieu à des liaisons hydrogène sont habituellement l'oxygène et l'azote. La **figure 2.14** illustre le cas simple de la liaison hydrogène entre l'eau (H_2O) et l'ammoniac (NH_3).

Les forces de Van der Waals

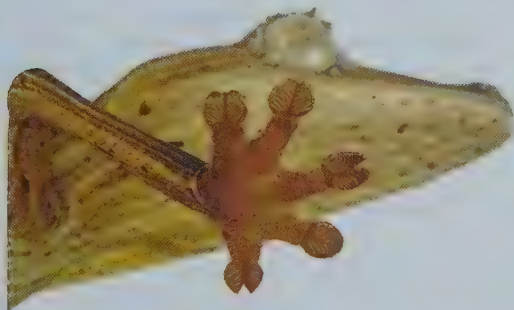
Même une molécule avec des liaisons covalentes non polaires peut présenter des régions chargées positivement, et d'autres, négativement. Les électrons ne sont pas toujours répartis de façon uniforme. Ils peuvent à tout moment se retrouver rassemblés par hasard dans l'une ou l'autre de ses parties. Par conséquent, les régions chargées positivement et négativement changent constamment, ce qui permet à tous les atomes et à toutes les molécules de s'attirer mutuellement. Ces **forces** (ou **interactions**) **de Van der Waals** sont faibles individuellement et apparaissent seulement quand les atomes et les molécules sont très proches les uns des autres. Lorsqu'un grand nombre de ces interactions se produisent simultanément, elles peuvent cependant être puissantes: ce sont les forces de

▼ **Figure 2.14** La liaison hydrogène.



FAITES UN DESSIN ► Dessinez une molécule d'eau entourée de quatre autres molécules d'eau en les disposant de telle sorte qu'elles puissent établir des liaisons hydrogène entre elles. Tracez simplement les contours des molécules représentés selon le modèle compact. Dessinez les charges partielles sur les molécules d'eau et représentez les liaisons hydrogène par des points.

Van der Waals qui permettent au lézard gecko qu'on voit ci-dessous (*Gekko gekko*) d'escalader les murs. C'est l'anatomie particulière des membres du gecko qui lui permet de se déplacer de la sorte : avec ses doigts recouverts d'innombrables poils minuscules et ses puissants tendons sous la peau, notamment, il bénéficie d'un contact maximal avec le mur et ses pattes restent suffisamment rigides pour l'empêcher de tomber. Les interactions de Van der Waals qui s'établissent entre les molécules des pattes et les molécules à la surface d'un mur sont tellement nombreuses que, malgré leur faiblesse individuelle, l'animal arrive à supporter son propre poids et adhère au mur. Cette découverte a d'ailleurs inspiré la mise au point d'un adhésif de synthèse appelé Geckskin (« peau de gecko »). La pièce adhésive, de la taille d'une fiche de carton, permet de suspendre sur un mur un poids de plus de 300 kg!



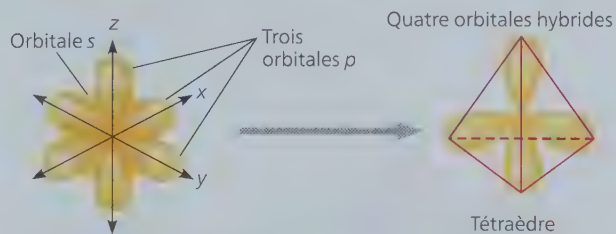
Les forces de Van der Waals, les liaisons hydrogène et les liaisons ioniques en milieu aqueux, ainsi que d'autres sortes d'interactions faibles, peuvent se former non seulement entre des molécules, mais aussi entre des parties d'une molécule volumineuse, comme une protéine. L'effet cumulatif des liaisons faibles renforce la forme tridimensionnelle des grosses molécules. (Vous en apprendrez davantage sur les rôles biologiques des liaisons chimiques faibles au chapitre 5.)

La forme moléculaire et la fonction biologique

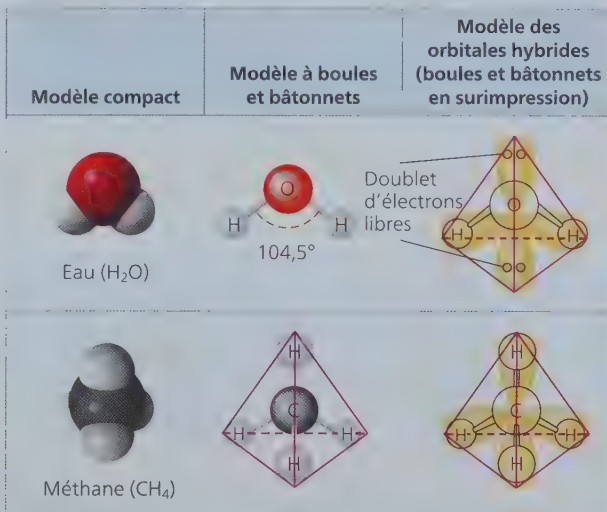
Une molécule possède une taille et une forme tridimensionnelle caractéristiques qui contribuent grandement à la fonction de la molécule dans la cellule. Les molécules constituées de deux atomes, comme H_2 ou O_2 , sont toujours linéaires. Celles qui comportent plus de deux atomes ont des formes plus complexes, déterminées par la position des orbitales de ces atomes (**figure 2.15**). Quand un atome établit des liaisons covalentes avec un autre atome, les orbitales de son dernier niveau énergétique subissent un réarrangement. S'il possède des électrons de valence dans les orbitales s et p (revoir la figure 2.8), l'unique orbitale s et les trois orbitales p forment quatre nouvelles orbitales, dites hybrides. Celles-ci ont la forme de gouttes d'eau identiques émergeant du noyau atomique (**figure 2.15a**). Si on relie les grosses extrémités des gouttes d'eau par des droites, on obtient un tétraèdre (une pyramide à base triangulaire).

Dans la molécule d'eau (H_2O), l'atome d'oxygène met en commun deux des orbitales hybrides de son dernier niveau énergétique avec les atomes d'hydrogène (**figure 2.15b**). La

▼ **Figure 2.15** Les formes moléculaires tridimensionnelles découlant des orbitales hybrides.



(a) **Hybridation des orbitales.** Dans une liaison covalente, l'unique orbitale s et les trois orbitales p du dernier niveau énergétique se combinent pour former quatre orbitales hybrides ayant la forme de gouttes d'eau. Ces orbitales pointent vers les quatre sommets d'un tétraèdre imaginaire (tracé en rose).



(b) **Modèles représentant la géométrie moléculaire.** Trois modèles représentant la géométrie moléculaire de l'eau et du méthane. L'orientation des orbitales hybrides détermine les formes des molécules.