

CHAPITRE

2

Nature des molécules et propriétés de l'eau

Aperçu du chapitre

- 2.1 Nature des atomes
- 2.2 Éléments présents dans les systèmes vivants
- 2.3 Nature des liaisons chimiques
- 2.4 L'eau : un composé vital
- 2.5 Propriétés de l'eau
- 2.6 Acides et bases

Introduction

Il y a environ 12,5 milliards d'années, il semble qu'une gigantesque explosion ait marqué la naissance de l'univers. Avec cette explosion débuta un processus de formation d'étoiles et de planètes qui, il y a 4,5 milliards d'années, produisit la terre. Il y a environ 3,5 milliards d'années, la vie apparut sur terre et commença à s'y diversifier. Pour comprendre la nature de la vie sur terre, il est nécessaire de comprendre la nature de la matière qui constitue les « briques de construction » de toute vie.

Les premières spéculations concernant le monde qui nous entoure incluaient cette question fondamentale : « De quoi le monde est-il fait ? ». Les anciens Grecs reconnaissaient que les objets d'une certaine dimension peuvent être constitués de parties plus petites. C'est au début du XX^e siècle que ce concept acquit une base scientifique expérimentale solide, lorsque les physiciens commencèrent à tenter de briser les atomes. Depuis ces humbles débuts jusqu'au développement des énormes accélérateurs de particules utilisés par les physiciens actuels, l'image du monde atomique le révèle fondamentalement différent du monde macroscopique qui nous entoure.

Pour comprendre comment les systèmes vivants sont assemblés, il nous est nécessaire d'avoir quelque connaissance de la structure atomique, de la manière dont les atomes se lient entre eux par des liaisons chimiques, formant des molécules, et de la manière dont ces petites molécules s'associent en molécules plus grandes, jusqu'à la production de structures cellulaires et enfin d'organismes. Notre étude de la vie sur terre commencera donc par de la physique et de la chimie.

Pour nombre d'entre vous, ce chapitre constituera une révision de notions abordées dans d'autres cours.

2.1 La nature des atomes

Objectifs

1. Définir un élément sur base de sa composition
2. Décrire la relation entre structure atomique et propriétés chimiques
3. Expliquer la position des électrons dans un atome

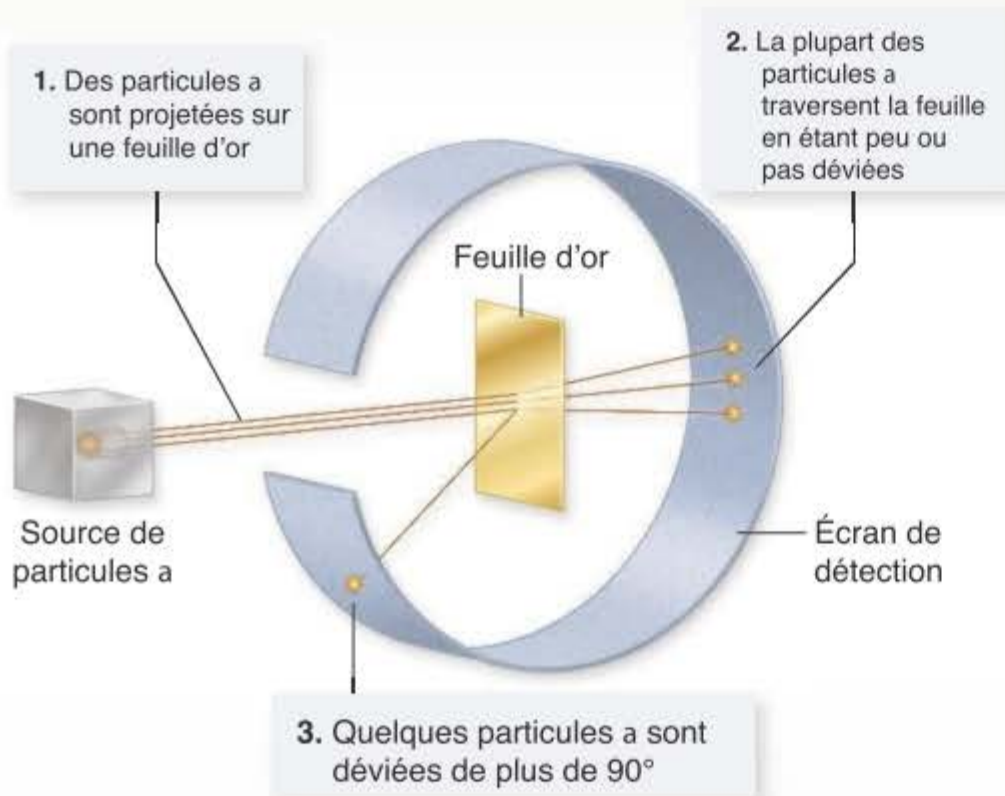
Toute substance de l'univers qui possède une masse et occupe un volume est appelée *matière*. Toute la matière est composée de minuscules particules appelées **atomes**. La taille des atomes rend leur étude difficile. Ce n'est qu'au début du xx^e siècle que les scientifiques ont réalisé les premières expériences révélant la nature physique des atomes (figure 2.1).

LA DÉMARCHÉ SCIENTIFIQUE

Hypothèse : les atomes sont composés d'une charge positive diffuse dans laquelle baigne une charge négative (les électrons).

Prédiction : Si on bombarde une mince feuille d'or avec des particules α (qui sont des noyaux d'hélium), celles-ci ne seront pratiquement pas déviées par la charge positive, diffuse, ni par les électrons, légers.

Test : on bombarde, à l'aide de particules α , une mince feuille d'or entourée d'un détecteur ; celui-ci émet des éclairs lumineux lorsqu'il est touché par les particules.



Résultat : La majorité des particules ne sont pas déviées, mais quelques-unes le sont, selon des angles de 90° ou plus.

Conclusion : L'hypothèse n'est pas vérifiée. Les déviations importantes menèrent à penser que l'atome est composé d'une très petite région centrale contenant une charge positive (le noyau) entourée d'électrons.

Expériences ultérieures : Comment l'atome de Bohr, avec son énergie quantifiée des électrons, développe-t-il ce modèle ?

Figure 2.1 Expérience de diffusion de Rutherford. La diffusion sous grand angle de particules α amena Rutherford à proposer l'existence du noyau.

La structure atomique comporte un noyau central et des électrons en orbite

Des objets aussi petits que les atomes ne peuvent être «vus» que de manière indirecte et en utilisant des technologies remarquablement complexes comme la microscopie à effet tunnel (figure 2.2). On a actuellement une connaissance approfondie de la complexité de la structure des atomes, mais la vue simplifiée présentée en 1913 par Niels Bohr, un physicien danois, constitue un bon point de départ pour comprendre la théorie atomique. Bohr présentait l'atome comme constitué d'un nuage de minuscules particules subatomiques, les *électrons*, orbitant à grande vitesse autour d'un noyau, à la manière des planètes d'un minuscule système solaire. Le noyau central, très dense, est constitué de deux sortes de particules subatomiques, les *protons* et les *neutrons* (figure 2.3).

Nombre atomique

Les différents atomes se définissent par le nombre de leurs protons, quantité appelée *nombre atomique*. Des atomes possédant le même nombre atomique (c'est-à-dire le même nombre de protons) ont les mêmes propriétés chimiques : on dit qu'ils appartiennent au même élément. Formellement, un *élément* est une substance qui ne peut être décomposée en d'autres substances par les méthodes ordinaires de la chimie.

Protons et neutrons sont assemblés dans le noyau par une force qui n'agit que sur de courtes distances subatomiques. Chaque proton porte une charge positive (+), tandis que les neutrons ne sont pas chargés. Chaque électron porte une charge négative (-). Un atome possède normalement autant d'électrons que de protons et est donc électriquement neutre. Le comportement chimique d'un atome est dû au nombre et à la configuration de ses électrons, comme on le verra plus loin dans ce chapitre.

Masse atomique

Les termes *masse* et *poids* sont souvent utilisés indistinctement bien qu'ils aient en fait des significations légèrement différentes. *Masse* se réfère à une quantité de substance, tandis que *poids* se réfère à la force de gravité qui s'exerce sur une substance. Un objet possède donc la même masse sur la terre et sur la lune, alors que son poids est plus élevé sur la terre, dont la force gravitationnelle est supérieure à celle de la lune. La *masse atomique* d'un atome est égale à la somme des masses de ses protons et de ses neutrons. Les atomes que l'on trouve à l'état naturel sur notre planète contiennent de 1 à 92 protons et jusqu'à 146 neutrons.

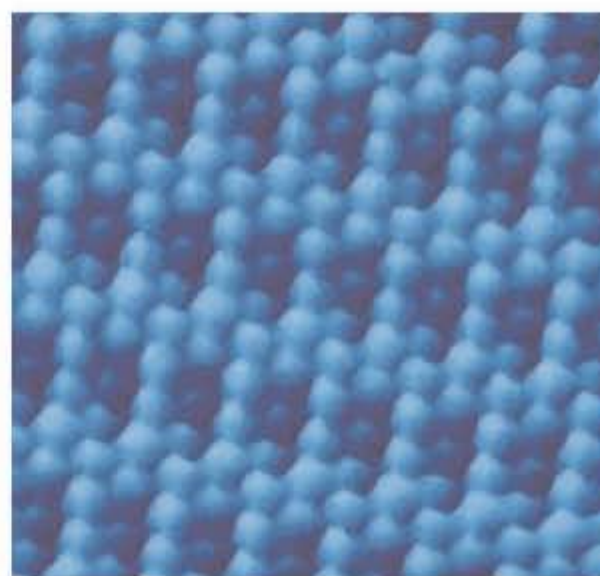


Figure 2.2 Image de microscopie à effet tunnel. La microscopie à effet tunnel est une technique non optique permettant la visualisation d'atomes. L'image ci-dessus montre un réseau d'atomes d'oxygène (bleu foncé) sur un cristal de rhodium (bleu clair).

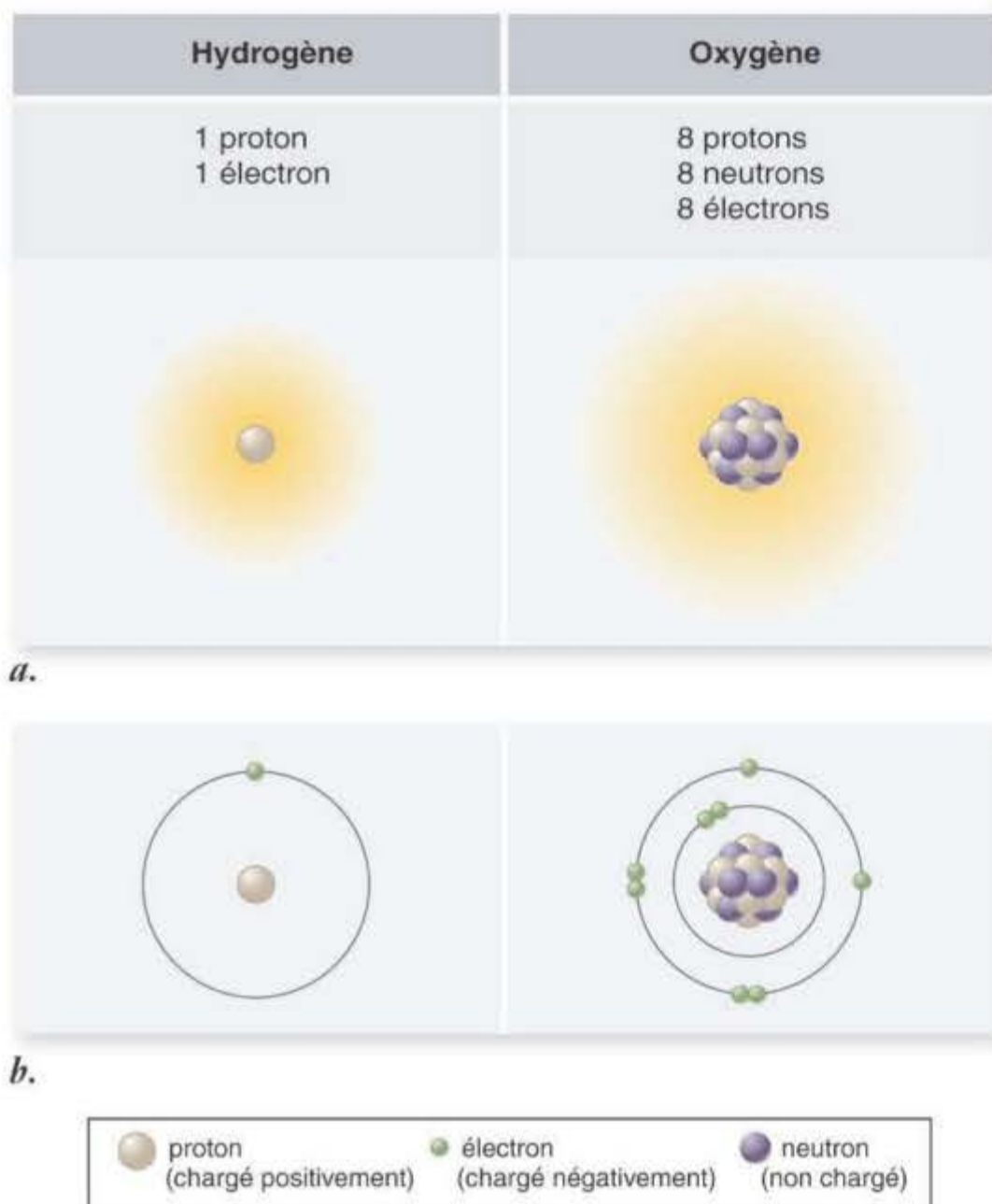


Figure 2.3 Structure de base des atomes. Excepté le plus léger des atomes, l'hydrogène, qui possède en général un seul proton et pas de neutron, tous les autres atomes ont un noyau constitué de protons et de neutrons. Le noyau de l'oxygène a huit protons et huit neutrons. Dans le modèle de Bohr simple, représenté ci-dessus, les électrons tournent autour du noyau, à une distance relativement grande de celui-ci. *a.* Les atomes sont représentés comme un noyau entouré d'un nuage d'électrons (l'échelle n'est pas respectée). *b.* Les électrons sont disposés à des niveaux d'énergie discrets.

L'unité de mesure de la masse des atomes et des particules subatomiques est le *dalton*. Pour donner une idée de la petitesse de cette unité, notons qu'il faut 602 millions de millions de milliards ($6,02 \cdot 10^{23}$) daltons pour faire un gramme. La masse du proton est de 1,007 daltons, celle du neutron 1,009 daltons. L'électron, quant à lui, a une masse de $1/1840^e$ de dalton et sa contribution à la masse totale de l'atome est donc négligeable.

Électrons

Les charges positives du noyau de l'atome sont neutralisées, ou contrebalancées, par les charges négatives des électrons qui sont localisés dans des régions appelées orbitales ; celles-ci sont réparties autour du noyau, à des distances variées de celui-ci. Les atomes ayant le même nombre de protons que d'électrons sont électriquement neutres ou, autrement dit, ils ne possèdent pas de charge nette et sont donc appelés *atomes neutres*.

Les électrons sont maintenus sur leurs orbitales grâce à l'attraction exercée sur eux par les charges positives du noyau. Il arrive que d'autres forces supplantent cette attraction, ce qui provoque la perte d'un ou de plusieurs électrons par l'atome. Dans d'autres cas, un atome peut gagner des électrons. Un atome dont le nombre d'électrons n'est pas égal à celui des protons possède une charge électrique et est appelé **ion**. Si l'atome possède plus de protons que d'électrons, il porte une charge positive nette et est nommé **cation**. Un atome de sodium (Na) par exemple, lorsqu'il perd un électron, devient un ion sodium (Na^+) porteur d'une charge +1. Un atome qui possède moins de protons que d'électrons porte une charge négative et est appelé **anion**. Un atome de chlore (Cl) qui a gagné un électron devient un ion chlorure (Cl^-), avec une charge -1.

Isotopes

Tous les atomes d'un élément donné possèdent le même nombre de protons mais ils n'ont pas nécessairement tous le même nombre de neutrons : on parle dans ce cas d'**isotopes** de cet élément.

La plupart des éléments existent dans la nature sous forme de mélanges de différents isotopes. Le carbone (C) par exemple possède trois isotopes, qui tous possèdent six protons (figure 2.4). Près de 99 % des atomes de carbone possèdent six neutrons et on désigne cet isotope carbone-12, ou ^{12}C , en raison de sa masse de 12 daltons (due à la présence de six protons et de six neutrons). La majorité des autres atomes de carbone possèdent sept neutrons, on parle de l'isotope ^{13}C . Un dernier isotope est le ^{14}C , extrêmement rare, qui a huit neutrons ; contrairement aux deux premiers il est instable, son noyau ayant tendance à se scinder, donnant naissance à des éléments de nombre atomique inférieur. Ce phénomène, qui libère une quantité non négligeable d'énergie, porte le nom de *décomposition radioactive* et les isotopes capables de subir cette décomposition sont dits **isotopes radioactifs**.

Certains isotopes radioactifs sont plus instables que d'autres et se décomposent donc plus rapidement, mais, pour un élément donné, la vitesse de décomposition est constante ; on l'exprime généralement en termes de

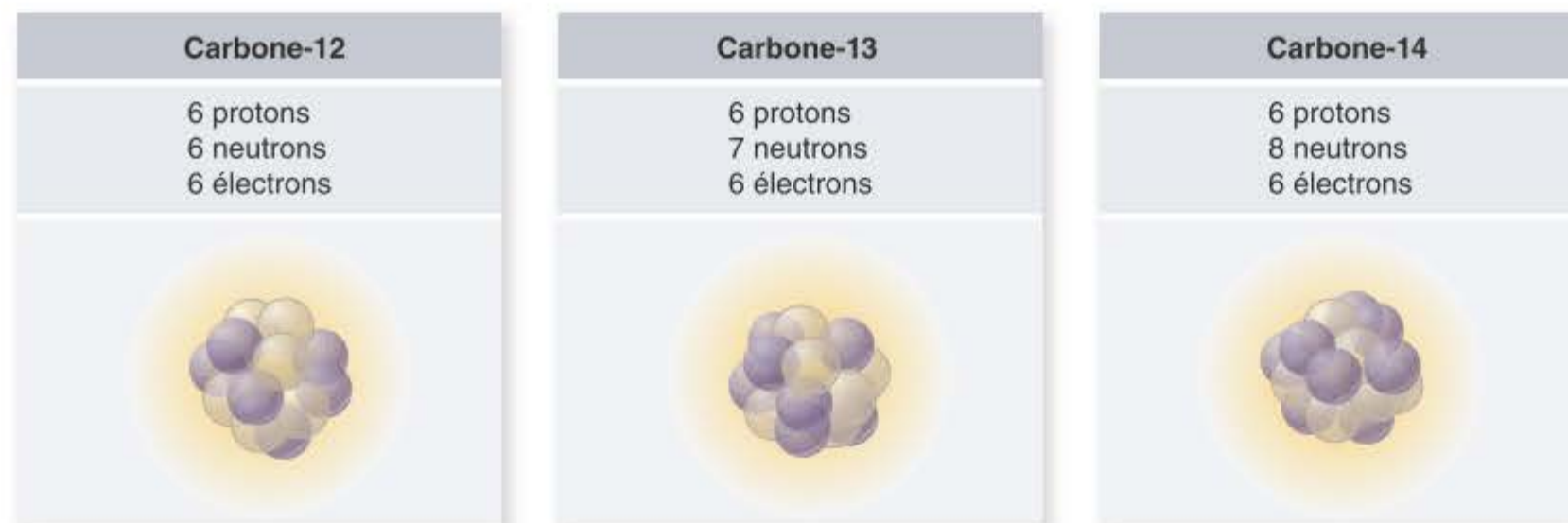


Figure 2.4 Les trois isotopes du carbone les plus abondants. Les isotopes d'un même élément diffèrent par le nombre de leurs neutrons.

demi-vie, temps requis pour que la moitié des atomes d'un échantillon se décomposent. Le carbone-14 par exemple, souvent utilisé pour dater des fossiles et d'autres matériaux, a une demi-vie de 5 730 ans. Un échantillon contenant un gramme de carbone-14 aujourd'hui n'en contiendra plus que 0,5 g dans 5 730 ans, 0,25 g dans 11 460 ans, 0,125 g dans 17 190 ans et ainsi de suite. La détermination des proportions des différents isotopes du carbone (d'autres éléments peuvent également servir) dans des échantillons biologiques et dans des roches, permet aux chercheurs de déterminer avec précision quand ces matériaux ont été formés.

La radioactivité a de nombreuses applications utiles en biologie moderne. Les isotopes radioactifs constituent un des moyens de « marquage » de molécules, dont il est ensuite possible de suivre le sort, que ce soit dans une réaction chimique ou dans leur cheminement dans les cellules et les tissus.

Il ne faut cependant pas perdre de vue certains aspects négatifs de l'utilisation des isotopes radioactifs. Les substances radioactives émettent des particules subatomiques énergétiques susceptibles de provoquer des dommages sévères aux cellules, en y induisant des mutations et, à fortes doses, la mort cellulaire.

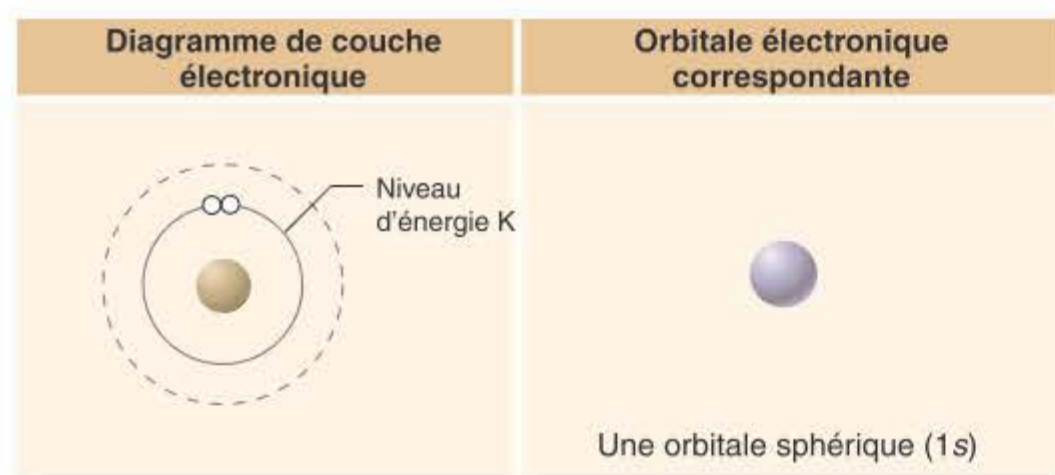
L'exposition aux radiations est dès lors actuellement contrôlée et strictement réglementée. Les chercheurs qui utilisent des produits radioactifs suivent des protocoles de manipulation stricts ; ils portent en outre des détecteurs sensibles aux radiations, qui enregistrent la totalité des radiations auxquelles ils sont exposés, ce qui permet d'éviter des niveaux d'exposition dangereux.

Le comportement chimique des atomes est déterminé par leurs électrons

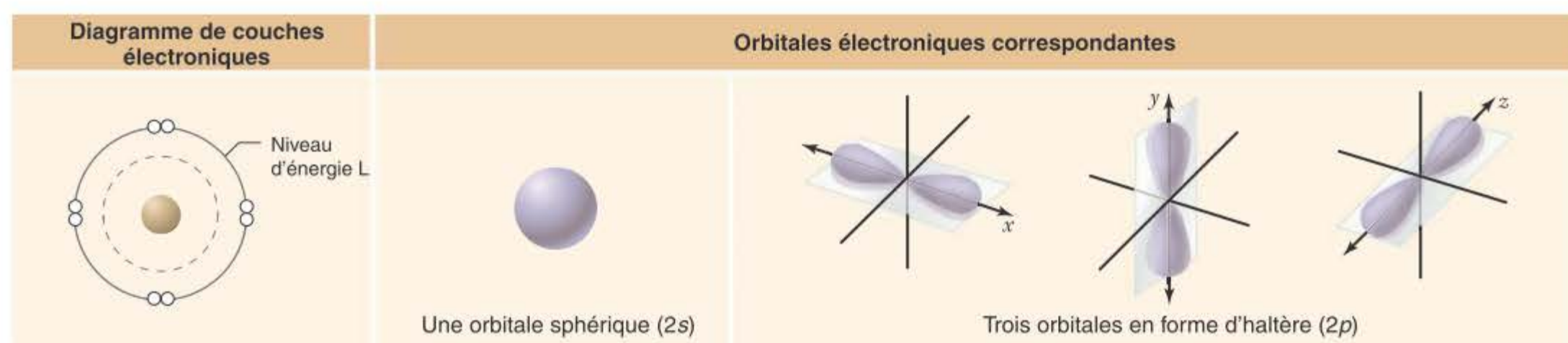
Ce sont le nombre et la disposition des électrons sur leurs orbitales qui conditionnent le comportement chimique des atomes. Le modèle de l'atome de Bohr montre les électrons comme circulant sur des orbites circulaires distinctes autour du noyau. Le problème, avec cette représentation simple, est qu'elle ne reflète pas la réalité. La physique moderne indique en effet qu'il n'est pas possible de localiser précisément un électron individuel à un moment donné, car il peut se trouver n'importe où, aussi bien à proximité immédiate du noyau qu'infiniment loin de lui.

Il n'en reste pas moins qu'un électron donné a plus de chances d'occuper certaines positions que d'autres. La région entourant le noyau où un électron a le plus de chance de se trouver est appelée orbitale de cet électron. Certaines orbitales, proches du noyau, sont circulaires (orbitales *s*), d'autres sont en forme d'haltères (orbitales *p*) (figure 2.5). D'autres enfin, plus éloignées du noyau, peuvent avoir des formes variées. Quelle que soit sa forme, une orbitale ne peut contenir plus de deux électrons.

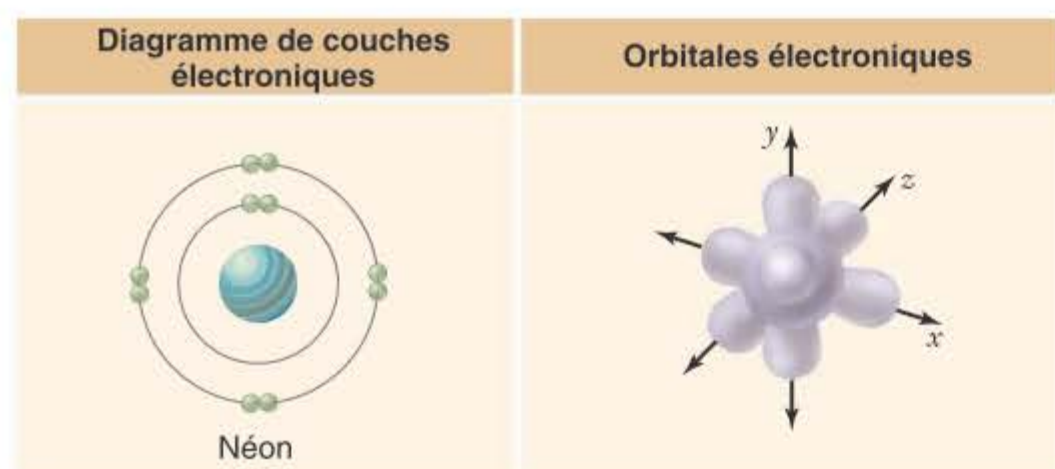
La majeure partie du volume d'un atome est constituée d'un espace vide, les électrons étant fort éloignés du noyau par rapport à sa dimension. Si on compare le noyau à une balle de golf, le plus proche de ses électrons sera distant de plus d'un kilomètre. Les noyaux de deux atomes ne sont par conséquent jamais suffisamment proches pour interagir. C'est la raison pour laquelle ce sont les électrons, non les protons ou les neutrons, qui déterminent le comportement chimique d'un atome ; c'est également ce qui explique pourquoi des isotopes d'un élément ont le même comportement chimique, puisque la disposition de leurs électrons est identique.



a.



b.



c.

Figure 2.5 Orbitales électroniques. a. Le niveau d'énergie (ou couche électronique) le plus faible, le plus proche du noyau, est le niveau K. Il est occupé par une seule orbitale *s*, désignée 1*s*. b. Le deuxième niveau d'énergie, L, est occupé par quatre orbitales : une orbitale *s* (désignée 2*s*) et trois orbitales *p* (toutes trois désignées 2*p*). Chaque orbitale contient deux électrons appariés, de spins opposés. Le niveau K est donc peuplé de deux électrons et le niveau L de 8 électrons. c. Dans l'atome de néon, les niveaux L et K sont saturés en électrons et l'atome n'est donc pas réactif.

Les atomes contiennent des niveaux d'énergie discrets

Les électrons sont attirés par les charges positives du noyau et leur maintien en orbite requiert donc un travail, de même que nous devons effectuer un travail pour tenir un pamplemousse en main à l'encontre de l'attraction de la gravitation. L'énergie se définit comme la capacité d'effectuer un travail.

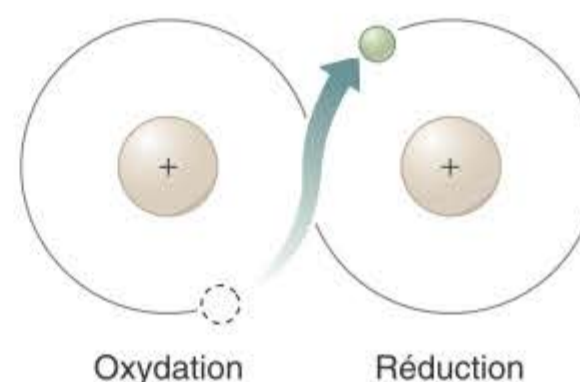
On dit que le pamplemousse possède, de par sa position, de l'énergie potentielle ; si nous le lâchons, il tombera et son énergie diminuera. Si au contraire nous amenons le pamplemousse au sommet d'un immeuble, nous augmenterons son énergie potentielle. Il en va de même avec les électrons, qui possèdent une énergie potentielle de position : un apport d'énergie est nécessaire pour éloigner un électron de son noyau en s'opposant à l'attraction que celui-ci exerce ; l'électron ainsi éloigné possède, lui, une énergie potentielle accrue. C'est ainsi que la chlorophylle capture l'énergie lumineuse dans le processus de photosynthèse (voir chapitre 8), la lumière excitant ses électrons. Si un électron s'approche de son noyau, l'effet est inverse, de l'énergie radiante (chaleur ou lumière) est libérée, tandis que l'énergie potentielle de l'électron diminue (figure 2.6).

Un aspect à première vue surprenant de la structure de l'atome est que ses électrons possèdent des **niveaux énergétiques** discrets ; ceux-ci correspondent à des quanta, c'est-à-dire à des quantités spécifiques d'énergie. Pour reprendre l'analogie du pamplemousse, c'est comme si le pamplemousse ne pouvait être amené qu'à certains étages de l'immeuble. Chaque atome présente une échelle de valeurs d'énergies potentielles, un ensemble discret d'orbitales situées à des « distances » énergétiques particulières du noyau.

Étant donné que la quantité d'énergie d'un électron est déterminée par la distance entre celui-ci et le noyau, des électrons qui sont à égale distance du noyau possèdent la même énergie, même s'ils occupent des orbitales différentes. On dit de tels électrons qu'ils occupent le même niveau d'énergie. Les niveaux énergétiques sont notés K, L, M, ... (voir figure 2.6). Il y a lieu de ne pas confondre les niveaux d'énergie, qui sont représentés par des cercles indiquant l'énergie d'un électron, et les orbitales, qui se présentent sous une variété de formes tridimensionnelles et indiquent la *localisation* la plus probable des électrons. Les orbitales sont disposées d'une manière telle que leur remplissage s'accompagne de celui des niveaux énergétiques, en ordre successif

croissant. C'est ce remplissage des orbitales et des niveaux énergétiques qui est responsable de la réactivité chimique des éléments.

Lors de certaines réactions chimiques, des électrons sont transférés d'un atome à un autre. Dans de telles réactions, la perte d'électron est appelée **oxydation**, et le gain d'électron est appelé *réduction*.



Il y a lieu de noter que, lors de ces réactions, l'électron emporte avec lui son énergie de position. L'énergie des organismes est stockée dans des électrons énergétiques, qui sont transférés d'un atome à un autre dans des réactions comportant oxydation et réduction (voir chapitre 7). Lorsque oxydation et réduction sont couplées dans une même réaction, ce qui est fréquent, un atome (ou une molécule) est oxydé tandis qu'un autre est réduit ; on parle de *réactions rédox*.

Synthèse 2.1

Un atome est formé d'un noyau, constitué de protons et de neutrons, entouré d'un nuage d'électrons. Le nombre de protons d'un atome est le nombre atomique ; tous les atomes possédant le même nombre atomique constituent un élément. Des atomes d'un élément donné qui diffèrent par leur nombre de neutrons sont appelés isotopes. Les électrons, qui déterminent le comportement chimique d'un élément, sont localisés autour du noyau selon des orbitales qui représentent des niveaux énergétiques discrets. Une orbitale ne peut abriter plus de deux électrons, mais chaque niveau énergétique se compose de plusieurs orbitales et ainsi de plusieurs électrons de même énergie.

- Si le nombre de protons est supérieur à celui des neutrons, la charge de l'atome est-elle positive ou négative ?
- Qu'en est-il si le nombre de protons excède celui des électrons ?

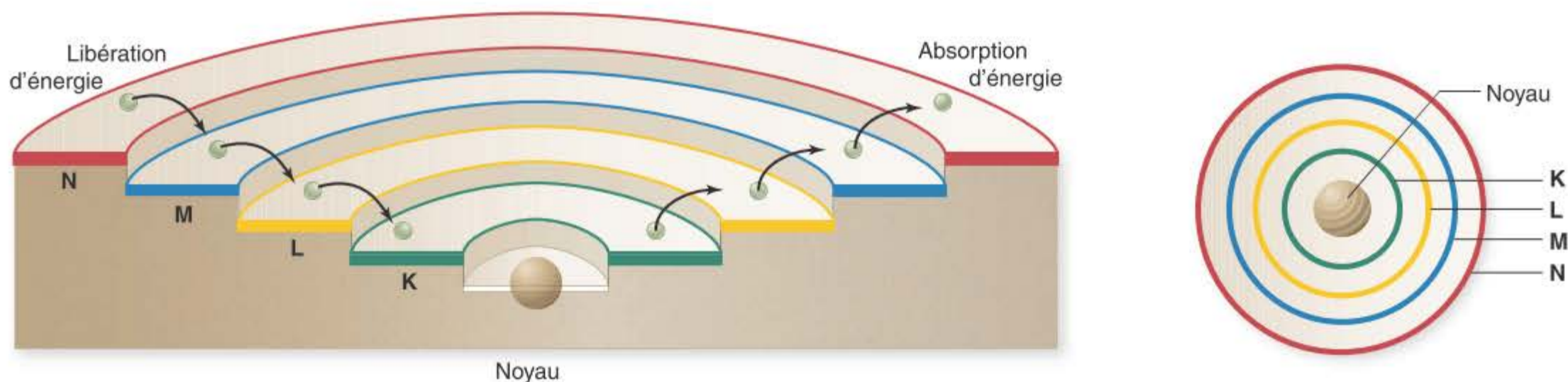


Figure 2.6 Niveaux énergétiques de l'atome. Les électrons possèdent une énergie de position. Lorsqu'un atome absorbe de l'énergie, un de ses électrons se déplace d'un niveau à un niveau énergétique supérieur, plus éloigné du noyau. Lorsqu'un électron tombe d'un niveau énergétique à un niveau plus faible, plus proche du noyau, de l'énergie est libérée. Les deux premiers niveaux du schéma sont les mêmes que ceux représentés à la figure 2.5.

2.2 Éléments présents dans les systèmes vivants

Objectifs

1. Relier structure atomique et tableau périodique
2. Décrire les éléments importants des systèmes vivants

Il existe 92 éléments naturels sur terre ; ils diffèrent entre eux par le nombre de protons et la disposition des électrons. C'est en rangeant dans un tableau les éléments connus, selon leur nombre atomique, que le chimiste russe Dmitri Mendeleïev fit la découverte, dans la seconde moitié du XIX^e siècle, de l'une des grandes généralisations de la science : les éléments y présentaient une distribution de propriétés chimiques se répétant par groupes de huit. C'est cette distribution périodique qui a donné son nom au tableau périodique des éléments (figure 2.7).

Le tableau périodique dispose les éléments selon leur nombre atomique et leurs propriétés

La périodicité mise en évidence par Mendeleïev est basée sur les interactions des électrons de la couche électronique périphérique, celle qui correspond au dernier niveau énergétique des divers éléments. Ce sont ces électrons, désignés électrons de valence, qui sont à la base des propriétés chimiques spécifiques de chaque élément. Dans la plupart des atomes importants pour la vie, le niveau énergétique externe contient au maximum huit électrons. Le comportement chimique d'un élément est le reflet du nombre effectif d'électrons occupant les huit sites possibles.

Les éléments qui possèdent huit électrons de valence (ou deux dans le cas particulier de l'hélium) sont inertes, c'est-à-dire inactifs, et sont dénommés *gaz nobles* ; il s'agit entre autres de l'hélium (He), du néon (Ne) et de l'argon (Ar). Les éléments possédant sept électrons de valence comme le fluor (F), le chlore (Cl) ou le brome (Br) sont au contraire très réactifs ; ils tendent à acquérir un électron supplémentaire nécessaire pour saturer la couche électronique périphérique. Les éléments n'ayant qu'un électron périphérique, tels le lithium (Li), le sodium (Na) et le potassium (K) sont également très réactifs ; ils tendent à perdre l'unique électron de leur couche périphérique.

Le tableau périodique de Mendeleïev conduit à une généralisation utile, la **règle de l'octet** : les atomes tendent à saturer leur couche électronique externe. Pour la plupart des éléments du tableau périodique, la règle de l'octet est respectée par saturation d'une orbitale *s* et de trois orbitales *p* (figure 2.8). Seul l'hélium (He), de la première ligne, ne respecte pas la règle : il ne requiert que deux électrons pour saturer son orbitale *s*. La plupart des réactions chimiques d'intérêt biologique peuvent être prédites sur base de cette règle simple et de la tendance qu'ont les atomes à équilibrer les charges positives et négatives. On a vu par exemple plus haut que l'ion sodium (Na⁺) a perdu un électron, tandis que l'ion chlorure (Cl⁻) en a gagné un. Nous décrirons dans la section 2.3 comment ces ions réagissent en produisant du sel de table.

Seuls 12 des 92 éléments naturels (C, H, O, N, P, S, Na, K, Ca, Mg, Fe et Cl) sont présents dans les systèmes vivants en quantités supérieures à des traces (plus de 0,001 %). Tous ces éléments ont des nombres atomiques inférieurs à 27 et donc des masses atomiques faibles. À eux seuls, quatre d'entre eux (carbone, hydrogène, oxygène et azote) constituent 96,3 % de notre corps. La majorité des molécules qui constituent notre organisme sont des composés du carbone ; on les appelle composés *organiques*. Ceux-ci comportent principalement les quatre éléments C, H, O et N, ce qui explique leur prévalence dans les systèmes vivants. Bien que présents à l'état de traces, certains éléments tels le zinc (Zn) et

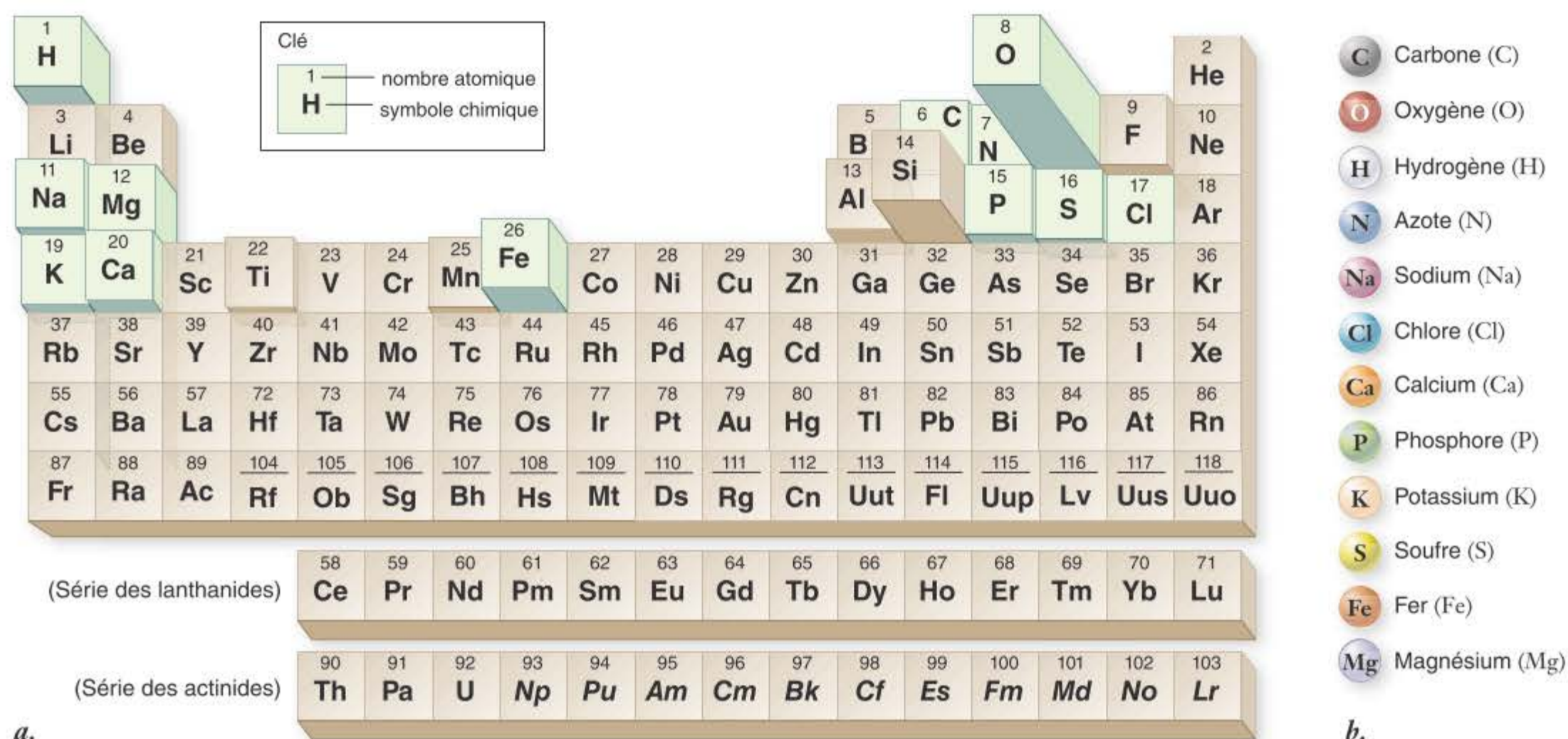


Figure 2.7 Tableau périodique des éléments. *a.* Dans cette présentation du tableau périodique, la fréquence des éléments qu'on trouve dans la croûte terrestre est indiquée par la hauteur des blocs qui leur correspondent. Les blocs colorés en vert sont ceux des éléments présents dans la matière vivante en quantités supérieures à des traces. *b.* Les éléments communément présents dans les systèmes vivants sont affectés d'une couleur qui sera utilisée dans l'ensemble de l'ouvrage.

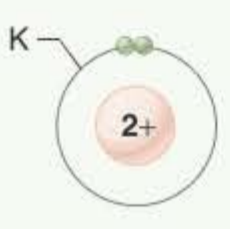
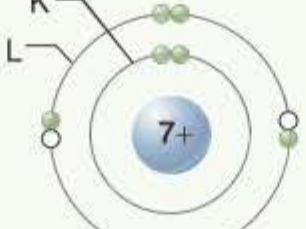
Non réactif	Réactif
2 protons 2 neutrons 2 électrons	7 protons 7 neutrons 7 électrons
	
Hélium	Azote

Figure 2.8 Niveaux d'énergie des électrons de l'hélium et de l'azote. Les petits cercles verts représentent les électrons, les cercles rose et bleu représentent les noyaux, dont le nombre de protons est indiqué par le nombre de charges positives (+). On notera que l'atome d'hélium a une couche K saturée et n'est donc pas réactif, tandis que l'azote possède 5 électrons dans sa couche L, dont trois ne sont pas appariés, et est donc réactif.

l'iode (I), jouent des rôles cruciaux dans les processus de la vie. C'est ainsi par exemple qu'une carence en iode peut entraîner une hypertrophie de la glande thyroïde se traduisant par un renflement du cou, appelé goitre.

Synthèse 2.2

Le tableau périodique présente les éléments en fonction de leur nombre atomique et de leurs propriétés chimiques. Seuls 12 éléments sont présents en quantités significatives dans les organismes vivants : C, H, O, N, P, S, Na, K, Ca, Mg, Fe et Cl.

- Pourquoi les gaz nobles sont-ils plus stables que les autres éléments du tableau périodique ?

2.3 Nature des liaisons chimiques

Objectifs

1. Établir quels éléments sont susceptibles de former des ions
2. Expliquer comment des molécules peuvent être construites à partir de nombreux atomes par liaisons covalentes
3. Comparer liaisons covalentes polaires et apolaires

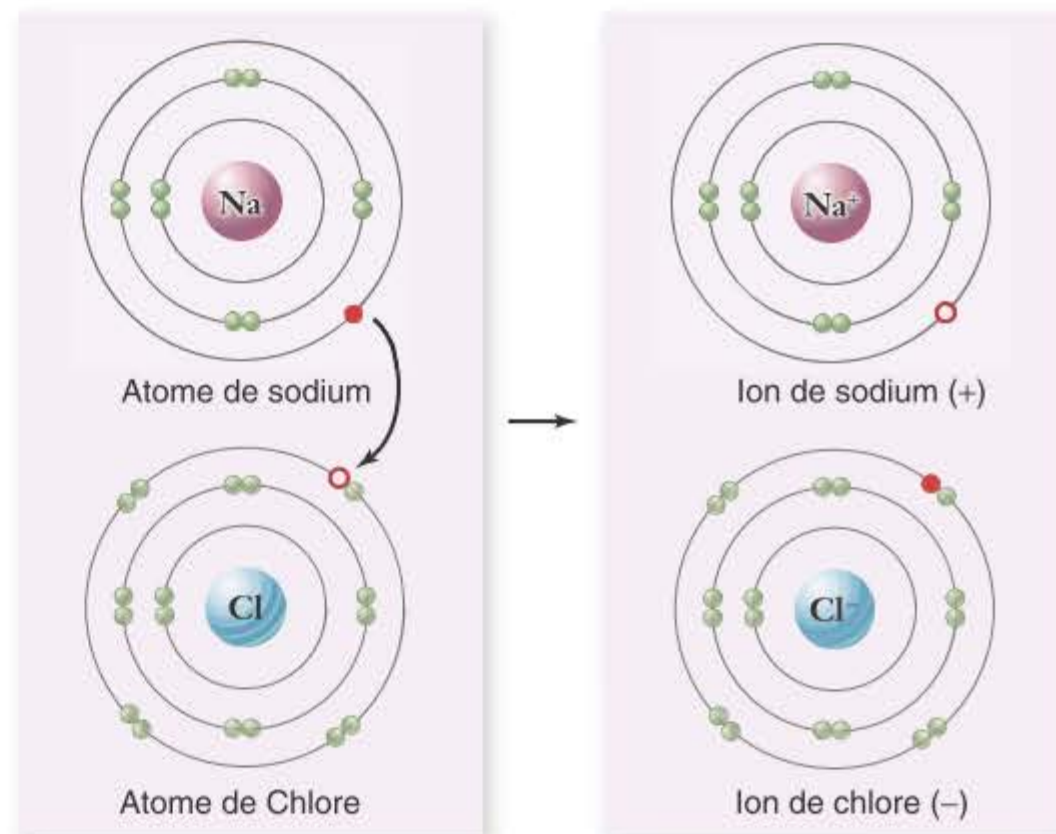
Un groupe d'atomes liés en une association stable par l'intervention d'énergie est appelé molécule. Lorsqu'une molécule est constituée d'au moins deux éléments différents, on parle de *composé*. Les atomes sont joints dans une molécule par des *liaisons chimiques* ; celles-ci peuvent résulter de l'attraction d'atomes porteurs de charges opposées (liaisons ioniques), de la mise en commun par deux atomes d'une ou de plusieurs paires d'électrons (liaisons covalentes), ou d'autres types d'attraction.

Nous examinerons d'abord les *liaisons ioniques*, qui se produisent lorsque deux atomes portant des charges opposées (des ions) s'attirent.

Nom	Base de l'interaction	Force
Liaison covalente	Partage de paires d'électrons	Élevée
Liaison ionique	Attraction de charges opposées	↕
Liaison hydrogène	Partage d'atome d'hydrogène	
Interaction hydrophobe	Regroupement forcé des portions hydrophobes de molécules en présence de substances polaires	↕
Attraction de van der Waals	Attractions faibles entre atomes dues à la présence de nuages d'électrons polarisés de manière opposée	

Les liaisons ioniques forment des cristaux

Le sel de cuisine, constitué de molécules de chlorure de sodium (NaCl) est en réalité un réseau d'ions dans lequel chaque ion est uni à ses voisins par des liaisons ioniques (figure 2.9). Le sodium a 11 électrons : 2 au premier niveau énergétique (K), 8 au deuxième (L) et un électron de valence. Ce dernier est célibataire, c'est-à-dire qu'il n'est pas membre



a.

Figure 2.9

Formation de liaisons ioniques par le chlorure de sodium.
 a. Lorsqu'un atome de sodium cède un électron à un atome de chlore, l'atome de sodium est oxydé et l'atome de chlore est réduit. Il en résulte un ion sodium chargé positivement et un ion chlorure chargé négativement. b. L'attraction électrostatique des ions chargés de manière opposée mène à la formation d'un réseau de Na⁺ et de Cl⁻.



b. Cristal de NaCl

d'une paire et a une forte tendance à se joindre à un électron de valence d'un autre atome. Le sodium peut acquérir une configuration stable en cédant son électron de valence à un autre atome disposant également d'un électron célibataire ; la perte de son électron résulte en la formation d'un ion sodium chargé positivement, Na^+ .

L'atome de chlore possède 17 électrons : 2 au niveau K, 8 au niveau L et 7 au niveau M. Comme on le voit à la figure 2.9, une des orbitales du niveau énergétique externe contient un électron célibataire (cercle rouge). L'addition d'un électron supplémentaire saturera ce niveau et donnera naissance à un ion chargé négativement, Cl^- .

Mis en présence, le sodium métallique et le chlore gazeux réagissent immédiatement et de manière explosive, les atomes de sodium étant oxydés en cédant leur électron de valence aux atomes de chlore, qui sont ainsi réduits, ce qui produit les ions Na^+ et Cl^- . Puisque des charges opposées s'attirent, les deux ions restent associés en un *composé ionique*, le NaCl , électriquement neutre. Il y a lieu de remarquer cependant que les forces d'attraction ne lient pas un Na^+ particulier à un Cl^- particulier et qu'il n'y a pas formation de molécules de NaCl individualisées. Les forces d'attraction lient chaque ion à chacun des ions voisins de charge opposée, formant un agrégat de géométrie définie, un cristal. Si on met un sel comme le NaCl dans de l'eau, l'attraction électrique des molécules d'eau rompra les forces qui maintenaient les ions entre eux dans la matrice de cristal ; le sel sera ainsi dissous dans l'eau, qui contiendra dès lors un mélange équilibré d'ions Na^+ et Cl^- libres.

Compte tenu de ce que les systèmes vivants contiennent toujours de l'eau, les ions y sont plus abondants que les cristaux ioniques. Parmi les ions importants dans ces systèmes, citons Ca^{++} , impliqué dans la signalisation des cellules, ainsi que K^+ et Na^+ , intervenant notamment dans la conduction des impulsions nerveuses.

Les liaisons covalentes forment des molécules stables

Lorsque deux atomes mettent en commun une ou plusieurs paires d'électrons, on parle de *liaisons covalentes*. Prenons l'exemple du dihydrogène (H_2). Chaque atome d'hydrogène possède un électron célibataire, son niveau énergétique externe n'est pas saturé et l'atome est donc instable. Lorsque cependant deux atomes d'hydrogène sont proches, l'électron de chacun d'eux est attiré par les deux noyaux simultanément et ceux-ci se partagent les deux électrons. Il en résulte une molécule diatomique d'hydrogène, ou dihydrogène, un gaz (figure 2.10a).

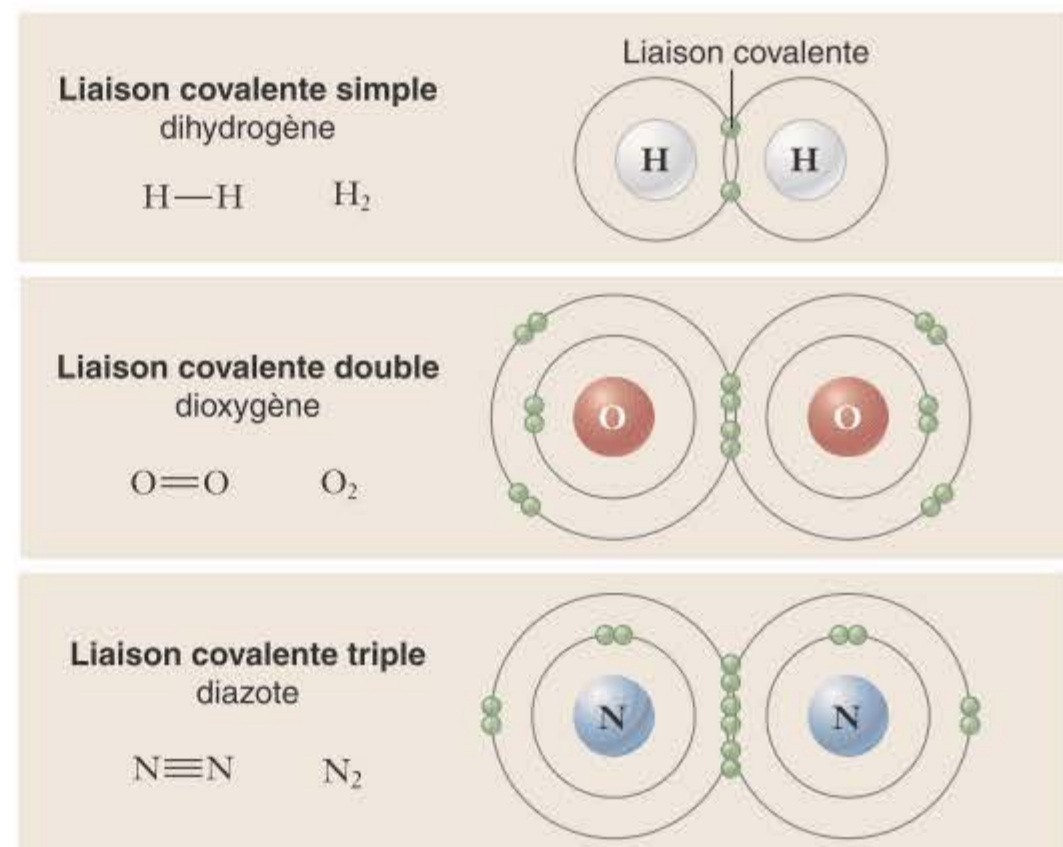
La molécule formée de deux atomes d'hydrogène est stable pour trois raisons :

1. Elle n'est pas chargée. La molécule n'est pas chargée puisqu'elle contient toujours les deux électrons et les deux protons des atomes de départ.
2. La règle de l'octet est satisfaite. On peut considérer que chacun des atomes d'hydrogène dispose de deux électrons de valence. Ceci satisfait la règle de l'octet puisque chacun des électrons partagés est inclus dans le niveau énergétique externe de *chacun* des atomes.
3. Elle ne possède pas d'électron célibataire ; l'association entre les deux atomes apparie en effet les deux électrons célibataires.
4. Contrairement aux liaisons ioniques, les liaisons covalentes donnent naissance à de vraies molécules unissant des atomes spécifiques.

Force des liaisons covalentes

La force d'une liaison covalente dépend du nombre d'électrons partagés. Les *liaisons doubles*, qui respectent la règle de l'octet en mettant en commun deux paires d'électrons, sont donc plus fortes que les *liaisons simples*, qui ne font intervenir qu'une paire d'électrons ; en pratique, il faut plus d'énergie pour rompre une double liaison qu'une liaison simple. Les liaisons covalentes les plus fortes sont les *liaisons triples*, comme celles qui associent les deux atomes d'azote de la molécule gazeuse de diazote (N_2).

Dans les formules chimiques, les liaisons covalentes sont représentées par des traits reliant les symboles des deux atomes impliqués, chaque trait représentant une paire d'électrons partagés. Les *formules structurales* des molécules gazeuses de dihydrogène et de dioxygène sont respectivement $[\text{H}-\text{H}, \text{O}=\text{O}]$ et $[\text{N}\equiv\text{N}]$ tandis que leurs *formules moléculaires* sont H_2 , O_2 et N_2 .



Molécules présentant plusieurs liaisons covalentes

De nombreux composés biologiques sont constitués de plus de deux atomes ; plusieurs atomes sont en effet capables de partager des paires d'électrons avec plus d'un autre atome. Un atome qui requiert deux, trois ou quatre électrons supplémentaires pour saturer son niveau énergétique externe peut acquérir ceux-ci en partageant des électrons avec deux autres atomes ou plus.

L'atome de carbone (C) par exemple possède 6 électrons, dont 4 non appariés au niveau périphérique. Pour satisfaire à la règle de l'octet, il doit former 4 liaisons covalentes. Comme ceci peut se réaliser de multiples façons, l'atome de carbone est présent dans un très grand nombre de molécules différentes. CO_2 (dioxyde de carbone), CH_4 (méthane) et $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (éthanol) en sont quelques exemples.

Liaisons covalentes polaires et apolaires

Les atomes diffèrent entre eux par leur affinité pour les électrons, une propriété dénommée **électronégativité**. En général, l'électronégativité augmente de gauche à droite dans les lignes du tableau périodique et décroît de haut en bas dans les colonnes. Ce sont donc les éléments du coin supérieur droit qui possèdent l'électronégativité la plus élevée.

En ce qui concerne les liaisons entre atomes identiques, par exemple entre deux atomes d'hydrogène ou deux atomes d'oxygène, l'affinité des électrons est évidemment la même, et les électrons sont partagés de manière

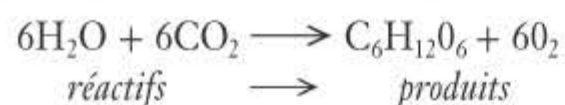
égale entre les deux atomes. De telles liaisons sont dites **apolaires**. Les composés produits (H_2 , O_2 ou N_2) sont aussi qualifiés d'apolaires.

Pour des atomes à électronégativités très différentes, les électrons ne sont pas partagés de manière égale ; ils sont plus probablement proches de l'atome à électronégativité élevée que de l'atome à électronégativité faible. Dans ce cas, bien que la molécule soit électriquement neutre (nombre égal de protons et d'électrons), la distribution des charges n'est pas uniforme. Il en résulte des régions à charge partielle négative, à proximité de l'atome le plus électronégatif, et des régions à charge partielle positive, près de l'atome le moins électronégatif. De telles liaisons sont appelées **liaisons covalentes polaires**, et les molécules sont dites polaires. Dans la représentation de ces molécules, les charges partielles sont généralement symbolisées par la lettre grecque delta (δ) en indice ; la charge partielle d'une liaison covalente polaire est relativement faible, nettement plus faible que la charge unitaire d'un ion. Pour les biomolécules, on peut prédire la polarité des liaisons si on connaît l'électronégativité relative d'un petit nombre d'atomes importants (tableau 2.2). On notera que les électronégativités de C et de H diffèrent légèrement ; cette différence est cependant négligeable, ce qui permet de considérer la liaison C—H comme apolaire.

Étant donné son importance dans la chimie de l'eau, on approfondira la nature des molécules polaires et apolaires dans la section 2.4. L'eau (H_2O) est une molécule polaire dont les électrons sont plus concentrés autour de l'oxygène que des hydrogènes.

Les réactions chimiques modifient les liaisons

La formation et la rupture de liaisons chimiques, qui constituent l'essence de la chimie, sont appelées *réactions chimiques*. Toute réaction chimique comporte le transfert d'atomes d'une molécule ou d'un ion à un autre ; elle ne s'accompagne d'aucun changement de nombre ou d'identité des atomes impliqués. Par convention, les molécules qui participeront à la réaction sont appelées *réactifs*, celles qui seront issues de la réaction sont appelées *produits*. À titre d'exemple :



Cette équation est une représentation simplifiée de la réaction de la photosynthèse, dans laquelle eau et dioxyde de carbone se combinent, formant glucose et oxygène. La majorité de des animaux dépendent en fin de compte de cette réaction, réalisée entre autres par les plantes (les réactions de la photosynthèse seront discutées en détail au chapitre 8).

La vitesse à laquelle se déroule une réaction est influencée par trois facteurs importants :

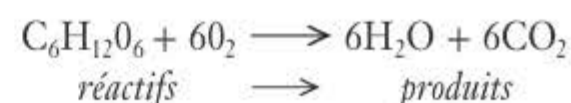
1. **La température.** En augmentant la température des réactifs on accroît leur vitesse de réaction par le fait que les réactifs

TABLEAU 2.2	
Électronégativités relatives de quelques atomes importants	
Atome	Électronégativité
O	3.5
N	3.0
C	2.5
H	2.1

entrent plus fréquemment en collision (tant que l'élévation de la température ne provoque pas la destruction des molécules).

2. **La concentration des réactifs et des produits.** Les réactions sont d'autant plus rapides que les réactifs sont disponibles en abondance, ce qui augmente la fréquence des collisions. L'accumulation des produits ralentit la réaction et, dans le cas de réactions réversibles, elle peut l'inverser.
3. **La présence de catalyseurs.** Un catalyseur est une substance qui augmente la vitesse d'une réaction. Il ne modifie pas l'équilibre entre réactifs et produits mais bien le temps requis pour arriver à cet équilibre, et ce de manière spectaculaire. Pratiquement toutes les réactions chimiques réalisées par les êtres vivants sont catalysées par des protéines appelées enzymes. Certains acides nucléiques, ADN et ARN, peuvent aussi jouer le rôle de catalyseurs.

De nombreuses réactions sont réversibles. Ceci signifie que les produits d'une réaction peuvent eux-mêmes être des réactifs, ce qui permet à la réaction de s'inverser. La réaction précédente peut s'écrire :



Cette réaction est une version simplifiée de l'oxydation du glucose par la respiration cellulaire, dans laquelle le glucose est décomposé en eau et en dioxyde de carbone en présence d'oxygène.

Pratiquement tous les organismes réalisent l'un ou l'autre type d'oxydation du glucose (voir chapitre 7).

Synthèse 2.3

Une liaison ionique est une attraction entre ions de charges opposées dans un composé ionique. Une liaison covalente se forme lorsque deux atomes partagent une ou plusieurs paires d'électrons. Les composés biologiques complexes sont en grande partie formés par des atomes capables de former une ou plusieurs liaisons covalentes : C, H, O et N. Une liaison covalente polaire est formée par un partage inégal d'électrons, contrairement à la liaison apolaire, qui se caractérise par un partage égal d'électrons.

- En quoi une liaison covalente polaire diffère-t-elle d'une liaison ionique ?

2.4 L'eau, un composé vital

Objectifs

1. Montrer comment la structure de l'eau mène à la formation de liaisons hydrogène
2. Décrire les propriétés cohésive et adhésive de l'eau

De toutes les molécules communes, seule l'eau existe à l'état liquide aux températures relativement basses qui règnent sur la terre ; elle recouvre trois quarts de la surface du globe (figure 2.10). À l'époque où la vie a pris



a. Solide

b. Liquide

c. Gaz

Figure 2.10 L'eau se présente sous plusieurs formes. a. L'eau refroidie sous $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ forme de magnifiques cristaux, qui nous sont connus sous forme de neige ou de glace. b. La glace devient liquide lorsque la température dépasse $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. c. L'eau liquide devient vapeur au-dessus de $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, comme on peut le constater dans cette source du Parc national de Yellowstone.

naissance, l'eau constitua un milieu permettant à diverses molécules de se mouvoir librement et d'interagir sans qu'elles soient retenues par des liaisons covalentes ou ioniques fortes. C'est dans l'eau que la vie a évolué pendant deux milliards d'années avant de coloniser les terres. Aujourd'hui encore la vie est intimement liée à l'eau. Elle constitue environ les deux tiers de la masse des organismes et tous les êtres vivants requièrent un environnement riche en eau, interne ou externe, pour croître et se reproduire. Ce n'est pas par accident que la vie foisonne dans les forêts ombrophiles, contrairement à ce qui se passe dans les déserts d'où la vie est quasi absente sauf quand de l'eau devient brièvement abondante après un orage.

La structure de l'eau facilite la formation de liaisons hydrogène

L'eau a une structure simple : elle est formée d'un atome d'oxygène lié à deux atomes d'hydrogène par deux liaisons covalentes simples

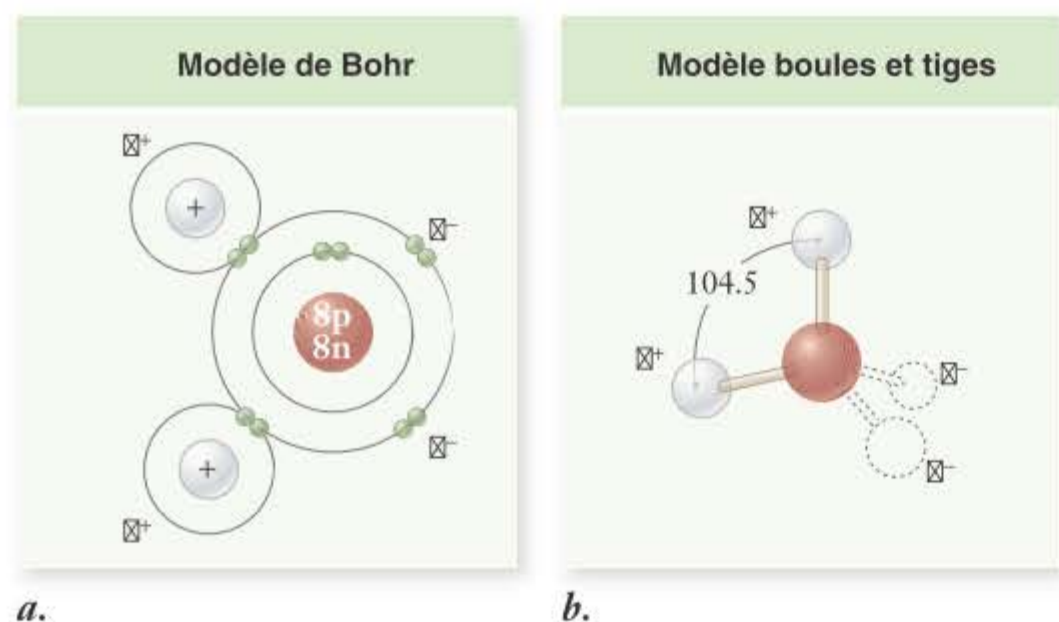
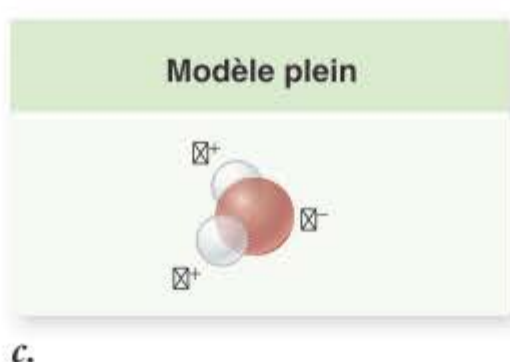


Figure 2.11 L'eau a une structure moléculaire simple.

a. Chaque molécule d'eau est composée d'un atome d'oxygène et de deux atomes d'hydrogène. L'oxygène partage un électron avec chacun des atomes d'hydrogène.

b. L'électronégativité élevée de l'oxygène rend la molécule polaire : l'eau porte deux charges partielles négatives (δ^-) près de l'atome d'oxygène et une charge partielle positive (δ^+) sur chacun des atomes d'hydrogène. c. Le modèle plein montre à quoi pourrait ressembler la molécule si elle était visible.



(figure 2.11). La molécule est stable, elle satisfait à la règle de l'octet, ne présente pas d'électrons célibataires et ne porte pas de charge électrique nette. L'électronégativité de O est beaucoup plus grande que celle de H (voir tableau 2.2), et il en résulte que les liaisons entre ces atomes sont fortement polaires. *La polarité de l'eau est à la base de la chimie de l'eau et de la chimie de la vie.*

La propriété la plus remarquable de l'eau est sa capacité de former des liaisons chimiques faibles, appelées **liaisons hydrogène**. Ces liaisons se forment entre les atomes partiellement négatifs de l'oxygène et les atomes partiellement positifs de l'hydrogène de deux molécules d'eau. Bien que n'ayant pas plus de 5 à 10 % de la force des liaisons covalentes, les liaisons hydrogène jouent un rôle important dans l'ADN et les protéines et sont donc grandement responsables de l'organisation chimique des systèmes vivants.

Si on considère la forme d'une molécule d'eau, on constate que ses deux liaisons covalentes ont une charge partielle à chaque extrémité : δ^- du côté de l'oxygène et δ^+ du côté de l'hydrogène. La disposition spatiale la plus stable de ces charges se présente sous forme d'un *tétraèdre* (une pyramide dont la base est un triangle), dans lequel les deux charges positives et les deux charges négatives se trouvent approximativement à équidistance. L'oxygène se trouve au centre du tétraèdre, dont deux sommets sont occupés par les atomes d'hydrogène, les deux autres par les charges partielles négatives (figure 2.11b). L'angle que forment les deux liaisons covalentes est de $104,5^{\circ}$. Dans un tétraèdre régulier les angles sont de $109,5^{\circ}$ mais dans le cas présent les charges partielles négatives occupent plus de place que les atomes d'hydrogène et obligent donc les liaisons oxygène-hydrogène à se rapprocher légèrement.

Les molécules d'eau sont cohésives

Par le fait qu'elles sont polaires, les molécules d'eau s'attirent l'une l'autre ; autrement dit, l'eau est *cohésive*. L'extrémité oxygène de chaque molécule, qui est δ^- , est attirée vers l'extrémité hydrogène, δ^+ , d'autres molécules. Cette attraction produit des liaisons hydrogène entre les molécules d'eau (figure 2.12). Chaque liaison hydrogène est extrêmement faible et éphémère (temps de vie moyen : 10^{-11} s). Les effets cumulés d'un très grand nombre de ces liaisons peuvent cependant être énormes. Les liaisons hydrogène formées entre molécules d'eau sont très abondantes et responsables d'un grand nombre de propriétés physiques importantes de l'eau (tableau 2.3).

La cohésion de l'eau est responsable de son état liquide, et non gazeux, à températures modérées. Elle rend également compte de sa **tension superficielle**. De petits insectes sont capables de marcher sur l'eau (figure 2.13) parce qu'à l'interface air – eau toutes les molécules d'eau réalisent des liaisons hydrogène avec les molécules sous-jacentes.

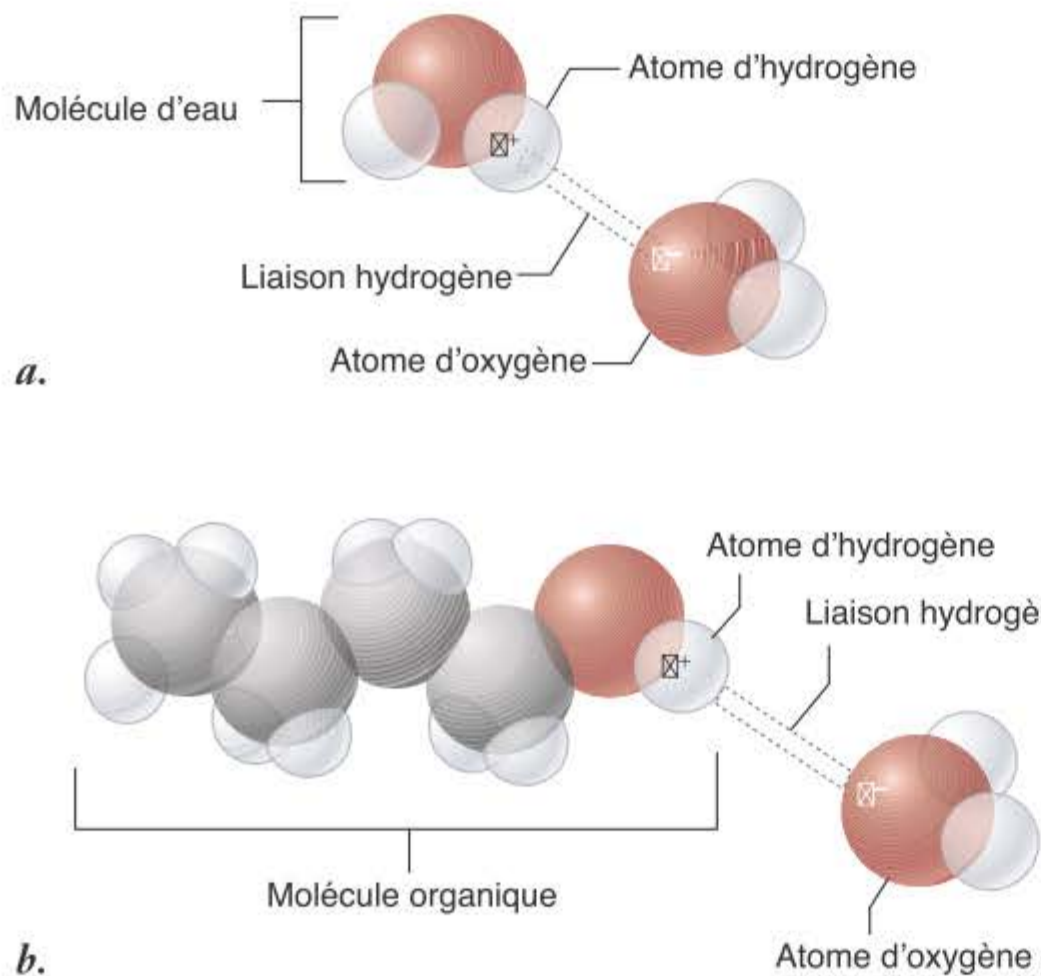


Figure 2.12 Structure de la liaison hydrogène. *a.* Liaison hydrogène entre deux molécules d'eau. *b.* Liaison hydrogène entre une molécule organique (le *n*-butanol) et une molécule d'eau. L'hydrogène du *n*-butanol forme une liaison hydrogène avec l'oxygène de l'eau. Ce type de liaison hydrogène est possible chaque fois qu'un H se lie à un atome plus électronégatif (voir tableau 2.2).

Les molécules d'eau sont adhésives

La polarité de l'eau entraîne aussi qu'elle est attirée par d'autres molécules polaires ; on parle d'*adhésion*. L'eau adhère à toute substance avec laquelle elle peut former des liaisons hydrogène. Cette propriété explique que les substances contenant des molécules polaires se « mouillent » lorsqu'elles sont plongées dans l'eau, contrairement à celles constituées de molécules apolaires (telles que les huiles).

L'attraction de l'eau par des substances qui possèdent des charges électriques superficielles est responsable quant à elle du phénomène de capillarité. Si on plonge un tube de verre de faible diamètre dans un récipient contenant de l'eau, on constate que l'eau s'y



Figure 2.13 Cohésion. Certains insectes, comme ce patineur d'eau, se déplacent à la surface de l'eau. Étant donné que la tension superficielle de l'eau est plus élevée que la force d'une patte, le patineur glisse à la surface de l'eau et ne coule pas. Cette tension superficielle est due aux liaisons hydrogène qui se forment entre les molécules d'eau.

élève jusqu'à un certain niveau ; l'explication est que l'adhérence de l'eau à la surface du tube, qui « attire » l'eau vers le haut, est plus forte que la force gravitationnelle qui l'attire vers le bas. Plus le tube est étroit plus grandes sont les forces électrostatiques entre l'eau et le verre et plus haut sera le niveau atteint par l'eau dans le tube (figure 2.14).



Figure 2.14 Adhésion. L'eau s'élève dans un tube de verre étroit, par action capillaire. L'adhésion de l'eau à la surface du verre, qui « tire » l'eau vers le haut, est supérieure à la force de gravité qui tend, elle, à faire descendre l'eau. Plus étroit est le tube, plus grande est la surface de verre assurant l'adhésion pour un volume donné d'eau et plus élevé est le niveau atteint par l'eau.

TABEAU 2.3 Les propriétés de l'eau

Propriété	Explication	Exemple de rôle pour la vie
Cohésion	Les molécules d'eau sont liées entre elles par des liaisons hydrogène	Les feuilles attirent l'eau en provenance des racines; les graines gonflent avant de germer
Chaleur spécifique élevée	La rupture de liaisons hydrogène absorbe de la chaleur, leur formation en libère, ce qui limite les écarts de température	L'eau stabilise la température des organismes et de l'environnement
Chaleur de vaporisation élevée	L'évaporation de l'eau exige la rupture de nombreuses liaisons hydrogène	L'évaporation de l'eau refroidit l'organisme en surface
Densité faible de la glace	Dans les cristaux de glace, les liaisons hydrogène maintiennent les molécules d'eau relativement éloignées les unes des autres	La faible densité de la glace par rapport à l'eau liquide forme une couche isolante en surface des lacs et des océans, empêchant les eaux sous-jacentes de geler et les organismes qui s'y trouvent de mourir
Solubilité	Les molécules d'eau, polaires, sont attirées par les ions et molécules polaires et les solubilisent.	De nombreuses molécules se déplacent librement dans le milieu cellulaire aqueux, facilitant les réactions chimiques

Synthèse 2.4

En raison de ses liaisons covalentes polaires, l'eau peut former des liaisons hydrogène avec elle-même et avec d'autres molécules polaires. La liaison hydrogène est responsable de la cohésion de l'eau, la force qui maintient ensemble les molécules d'eau, et de son adhésion, aptitude à se fixer sur d'autres molécules polaires. La capillarité résulte de ces deux propriétés.

- Si l'eau était constituée de C et H au lieu de H et O, serait-elle cohésive et adhésive ?

2.5 Propriétés de l'eau

Objectifs

1. Illustrer les propriétés de l'eau déterminées par les liaisons hydrogène
2. Expliquer le rapport entre les propriétés particulières de l'eau et les systèmes vivants
3. Identifier les produits de dissociation de l'eau

L'eau exerce un effet modérateur sur la température en raison de deux de ses propriétés : sa chaleur spécifique et sa chaleur de vaporisation élevées. L'eau possède aussi la propriété inhabituelle d'être moins dense à l'état solide (la glace) qu'à l'état liquide. L'eau est un solvant pour les molécules polaires et exerce un effet organisateur sur les molécules apolaires. Toutes ces propriétés résultent de sa nature polaire.

La chaleur spécifique élevée de l'eau aide à conserver la température

La température d'une substance est une mesure de la vitesse à laquelle chacune de ses molécules se déplace. Dans le cas de l'eau, un apport important d'énergie thermique est requis pour briser les nombreuses liaisons hydrogène qui freinent la mobilité des molécules d'eau. On dit que l'eau possède une **chaleur spécifique** élevée, ce terme étant défini comme la quantité de chaleur qui doit être absorbée ou perdue par 1 gramme d'une substance pour modifier sa température de 1 °C. La chaleur spécifique mesure le degré de résistance d'une substance à un changement de température lorsqu'elle absorbe ou libère de la chaleur. Puisque les substances polaires ont tendance à réaliser des liaisons hydrogène et que de l'énergie est nécessaire pour rompre ces liaisons, plus une substance est polaire, plus élevée sera sa chaleur spécifique. C'est ainsi que la chaleur spécifique de l'eau, soit 4,184 joules/gramme/°C (soit 1 calorie/gramme/°C), est deux fois supérieure à celle de la plupart des composés carbonés et neuf fois supérieure à celle du fer. Seul l'ammoniac, qui forme des liaisons hydrogène très fortes, présente une chaleur spécifique plus élevée que l'eau (5,146 joules/gramme/°C). Ajoutons que seuls 20 % des liaisons hydrogène de l'eau sont rompues lorsqu'on chauffe l'eau de 0° à 100 °C.

Compte tenu de sa chaleur spécifique élevée, l'eau chauffe moins vite que la plupart des composés mais conserve par contre plus longtemps la température qu'elle a emmagasinée. C'est ce qui permet aux organismes, constitués en majeure partie d'eau, de maintenir leur température interne relativement constante. La chaleur générée par les réac-

tions chimiques qui ont lieu dans les cellules détruirait par ailleurs celles-ci si l'eau qu'elles contiennent n'absorbait pas cette chaleur.

La chaleur de vaporisation élevée de l'eau facilite le refroidissement

La **chaleur de vaporisation** est définie comme la quantité d'énergie requise pour transformer 1g de substance liquide en gaz. Dans le cas de l'eau, la quantité d'énergie nécessaire (sous forme de chaleur) est considérable : 2 452 joules. Cette énergie est nécessaire pour rompre ses liaisons hydrogène, nombreuses. L'évaporation d'eau déposée sur une surface refroidit celle-ci. C'est sur cette base que nombre d'organismes se libèrent d'excédents de chaleur corporelle ; c'est le cas des humains et de nombreux autres vertébrés qui transpirent.

L'eau solide est moins dense que l'eau liquide

Aux basses températures, les molécules d'eau sont bloquées dans un réseau cristallin constitué par des liaisons hydrogène et formant le solide qu'on appelle glace (voir figure 2.10a). Il est intéressant de noter que la glace est moins dense que l'eau liquide ; ceci est dû à la disposition des liaisons hydrogène qui s'y réalisent d'une façon telle que les molécules d'eau soient relativement distantes les unes des autres. Cette caractéristique inhabituelle explique que les icebergs flottent. Si l'eau n'avait pas cette propriété, pratiquement toute l'eau des océans se trouverait sous forme de glace et seule une mince couche superficielle aurait l'occasion de fondre chaque année. L'importance écologique de la flottabilité de la glace est grande car elle signifie que l'eau gèle du haut vers le bas et non du bas vers le haut. La glace flotte à la surface de l'eau en hiver, ce qui permet le maintien à l'état liquide de l'eau sous-jacente ; c'est grâce à cela que les poissons et autres animaux aquatiques échappent à la congélation.

Les molécules polaires et les ions sont solubles dans l'eau

Des molécules d'eau s'agglutinent étroitement autour de toute substance porteuse de charges électriques, qu'il s'agisse d'ions ou de molécules polaires. Les molécules de saccharose (le sucre de table) par exemple comportent des groupements hydroxyle (OH) polaires. Un cristal de saccharose se dissout rapidement dans l'eau parce que les molécules d'eau forment des liaisons hydrogène avec chacun des groupes hydroxyle du sucre. C'est la raison pour laquelle le sucre est *soluble* dans l'eau. L'eau est désignée *solvant* et le sucre nommé *soluté*. Chaque fois qu'une molécule de saccharose se dissocie du cristal, des molécules d'eau l'entourent en formant une *sphère d'hydratation*, l'empêchant de s'associer à d'autres molécules de saccharose. Des sphères d'hydratation se forment également autour d'ions comme Na⁺ et Cl⁻ (figure 2.15).

L'eau organise les molécules apolaires

Les molécules d'eau ont tendance à former le maximum possible de liaisons hydrogène. Mises en présence de molécules apolaires comme les huiles, qui n'en forment pas, les molécules d'eau se comportent d'une manière telle qu'elles les excluent. Les molécules apolaires sont effectivement contraintes de se dérober au contact de l'eau et de s'agglutiner, minimisant ainsi la probabilité de s'interposer dans des liaisons hydrogène de l'eau ; c'est pourquoi on qualifie ces molécules d'**hydrophobes**, par opposition aux molécules polaires, qui réalisent facilement des liaisons hydrogène avec l'eau et sont dites **hydrophiles**.

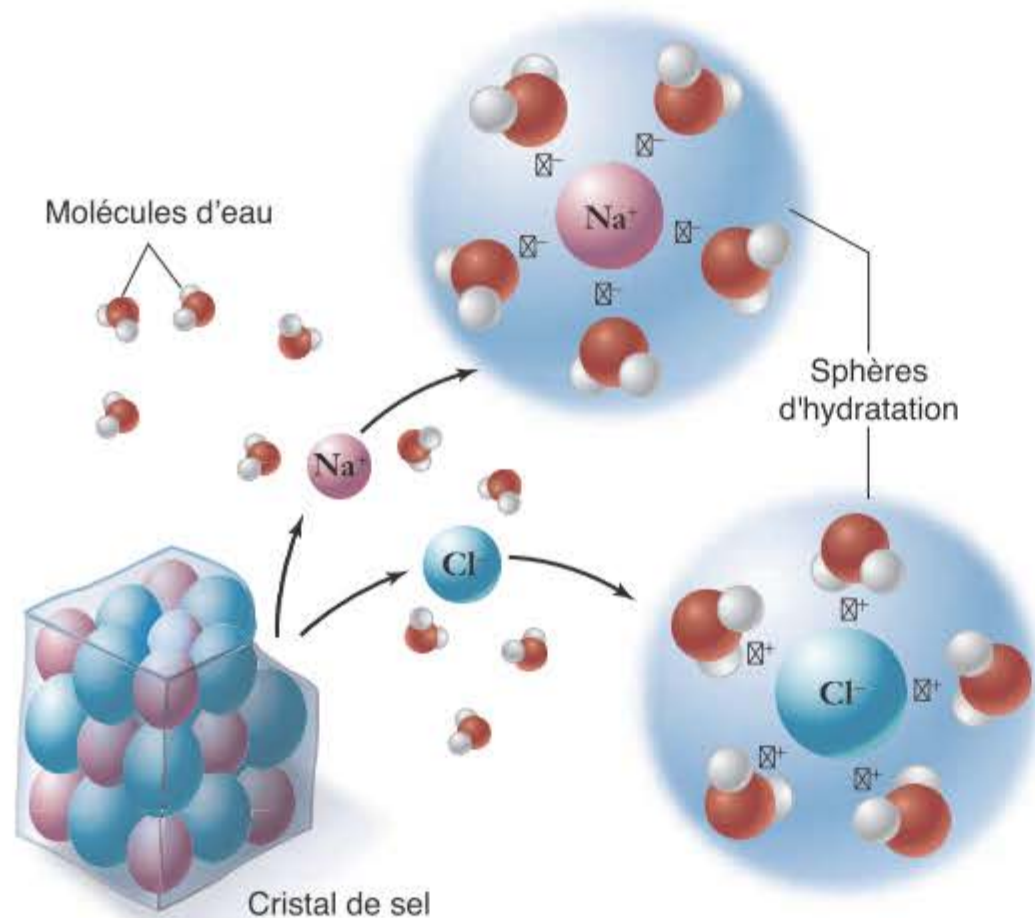
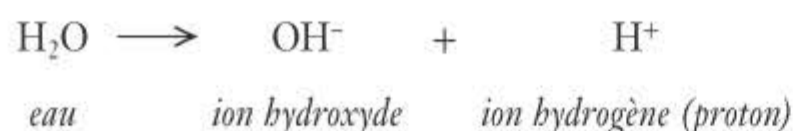


Figure 2.15 Pourquoi le sel se dissout-il dans l'eau? Quand un cristal de sel de cuisine se dissout dans l'eau, les ions Na^+ et Cl^- qui se détachent du réseau cristallin sont entourés de molécules d'eau. Les molécules d'eau entourant un ion Cl^- orientent leur pôle positif vers celui-ci; c'est au contraire leur pôle négatif qu'elles dirigent vers l'ion si celui-ci est l'ion Na^+ . Ainsi isolés dans des sphères d'hydratation, les ions Na^+ et Cl^- ne peuvent plus réintégrer le réseau cristallin.

La tendance qu'ont les molécules apolaires à s'agréger dans l'eau est désignée **exclusion hydrophobe**. En forçant les molécules hydrophobes à regrouper leurs régions apolaires, l'eau oblige ces molécules à adopter certaines conformations. Cette propriété peut affecter la structure des protéines, de l'ADN et des membranes biologiques. En fait, l'interaction des molécules apolaires et de l'eau est critique dans les systèmes vivants.

L'eau forme des ions

Il arrive qu'une liaison covalente d'une molécule d'eau se rompe; dans l'eau pure à 25 °C une molécule sur 550 millions seulement subit ce phénomène. Dans ce cas un proton (un noyau d'atome d'hydrogène) se dissocie de la molécule; comme il n'est plus accompagné de l'électron qu'il partageait avec l'oxygène dans la liaison covalente, sa propre charge positive n'est plus compensée et il devient donc un ion hydrogène, H^+ . Le restant de la molécule d'eau, qui a conservé l'électron partagé dans la liaison covalente rompue et est donc chargé négativement, constitue un ion hydroxyde, OH^- . Ce processus spontané de formation d'ions est appelé *ionisation*:



À 25 °C un litre d'eau contient 1/10 000 000 (10^{-7}) mole d'ions H^+ . Une **mole** d'une substance est définie comme le poids (en grammes) correspondant à la somme des masses atomiques de tous les atomes d'une molécule de cette substance. Dans le cas de H^+ , la masse atomique est 1 et une mole d'ions H^+ pèse 1 g. Quelle que soit la substance considérée, une mole contient toujours $6,02 \times 10^{23}$ molécules de la substance. La **concentration molaire** des ions d'hydrogène dans l'eau pure, représentée $[\text{H}^+]$, est de 10^{-7} mol/L. En fait l'ion H^+ s'associe habituellement avec une molécule d'eau en formant l'ion hydronium (H_3O^+).

Synthèse 2.5

L'eau a une chaleur spécifique élevée et sa température ne change donc que lentement, ce qui aide les systèmes vivants à maintenir une température presque constante. La chaleur de vaporisation de l'eau rend compte du refroidissement lié à l'évaporation. L'eau solide est moins dense que l'eau liquide parce que les liaisons hydrogène y séparent plus les molécules les unes des autres. Les molécules polaires sont solubles dans l'eau, alors que les molécules apolaires en sont exclues. L'eau se dissocie en H^+ et OH^- .

- Comment la vie dans un lac est-elle affectée par le fait que la glace flotte ?

2.6 Acides et bases

Objectifs

1. Définir acide, base et échelle de pH
2. Établir la relation entre changement de pH et changement de $[\text{H}^+]$

La concentration d'une solution en ions hydrogène et, concurremment, en ions hydroxyde, est décrite par les termes d'*acidité* et de *basicité*. L'eau pure, présentant une $[\text{H}^+]$ de 10^{-7} mol/L, est dite neutre, c'est-à-dire ni acide ni basique. Souvenons-nous que pour chaque ion H^+ formé lors de la dissociation de l'eau, un ion OH^- est également formé, ou, en d'autres mots, que la dissociation de l'eau produit H^+ et OH^- en quantités égales.

L'échelle de pH mesure la concentration en ion hydrogène

Une façon pratique d'exprimer la concentration en ion hydrogène d'une solution est l'utilisation de l'*échelle de pH* (figure 2.16); celle-ci définit le *pH* (*potentiel hydrogène*) comme le logarithme négatif de la concentration en ions hydrogène de la solution :

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

Puisque le logarithme de la concentration en ions hydrogène est simplement l'exposant de sa concentration molaire, le pH est égal à l'exposant multiplié par -1. Pour l'eau par exemple, une $[\text{H}^+]$ de 10^{-7} mol/L correspond à un pH de 7 qui, sur l'échelle de pH, représente le point de neutralité, où H^+ et OH^- sont en équilibre. La raison de cet équilibre est que la dissociation de l'eau produit des quantités égales de H^+ et de OH^- .

Il y a lieu de noter que, l'échelle de pH étant *logarithmique*, une variation d'une unité représente un décuplement de la variation de concentration en H^+ . Une solution dont le pH est 4 par exemple possède une concentration en ions hydrogène dix fois supérieure à celle d'une solution dont le pH est 5, et 100 fois supérieure à celle d'une solution de pH 6.

Les acides

Tout soluté qui augmente la $[\text{H}^+]$ (et diminue le pH) de l'eau, est un **acide**. Les solutions acides ont un pH inférieur à 7. Plus un acide est fort, plus il produit d'ions hydrogène et plus faible est le pH. L'acide chlorhydrique (HCl) par exemple, abondant dans notre estomac, s'ionise complètement dans l'eau; une solution aqueuse d' HCl de 10^{-1} mol/L formera donc 10^{-1} mol/L de $[\text{H}^+]$, ce qui confère à la solution un pH de 1. Le pH du

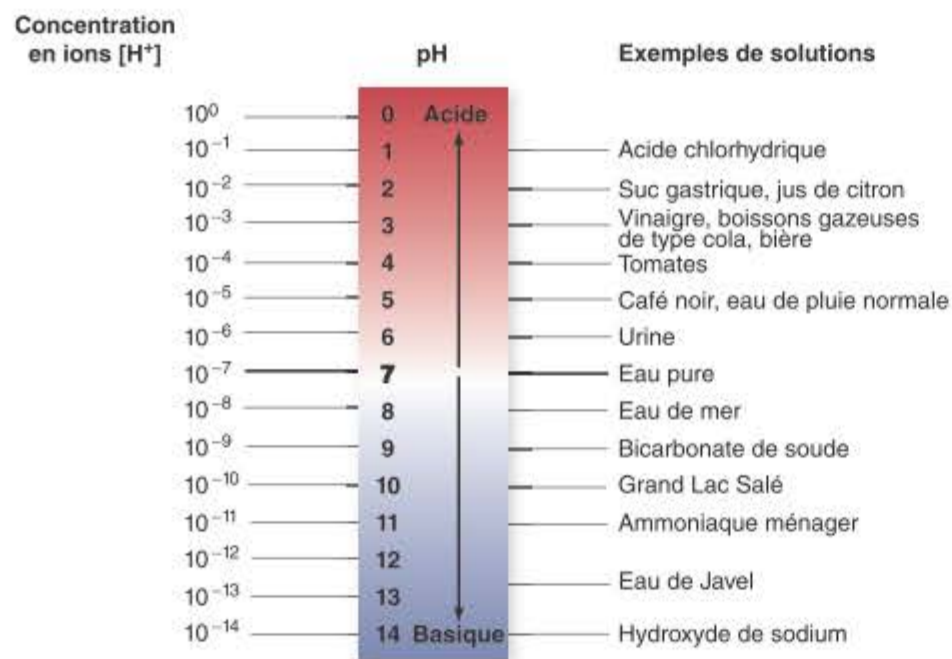


Figure 2.16 L'échelle de pH. Le pH d'une solution indique la concentration en ions H^+ (protons) de cette solution. Les solutions dont le pH est inférieur à 7 sont acides, celles dont le pH est supérieur à 7 sont basiques. L'échelle de pH est logarithmique de sorte qu'une variation d'une unité de pH représente une différence d'un facteur dix dans la concentration en protons. C'est ainsi que le jus de citron est cent fois plus acide que le jus de tomate et que l'eau de mer est dix fois plus basique que l'eau pure, qui a un pH de 7.

champagne, dont les bulles sont dues à l'acide carbonique (H_2CO_3) qui s'y trouve en solution, est d'environ 2.

Les bases

Une substance qui se combine à H^+ lorsqu'on la dissout dans l'eau et abaisse donc la $[H^+]$ est une **base**. En se combinant avec les protons, une base diminue la concentration de ceux-ci et confère à la solution, dite basique (ou alcaline), des valeurs de pH supérieures à 7. Les bases très fortes, comme l'hydroxyde de sodium ($NaOH$), ont des pH supérieurs à 12. L'action de nombreux produits de nettoyage, tels que l'ammoniaque et l'eau de Javel, est due à leur pH élevé.

Les tampons aident à stabiliser le pH

Le pH de la plupart des cellules et des fluides extracellulaires des organismes pluricellulaires est proche de 7. La majorité des enzymes est très sensible au pH : des variations de pH même faibles peuvent entraîner des changements de leur conformation qui suppriment leur activité. Le contrôle par les cellules de la constance de leur pH est dès lors essentiel.

Or il se fait que diverses réactions qui ont lieu dans les cellules produisent constamment des acides et des bases. De plus les animaux ingèrent souvent des aliments acides ou basiques : les boissons gazeuses appelées « cola », par exemple, sont des solutions acides modérément fortes (bien que diluées). Malgré de telles variations dans les concentrations de H^+ et de OH^- , le pH d'un organisme est maintenu relativement constant par des tampons (figure 2.17).

Les **tampons** sont des substances limitant les changements de pH. Ils agissent en libérant des ions hydrogène si on ajoute une base, et en en absorbant si on ajoute un acide, avec pour résultat le maintien d'une concentration relativement constante en ions hydrogène.

Au sein des organismes, les tampons sont le plus souvent constitués de l'association de deux substances, un acide et une base. Dans le sang humain c'est la paire acide carbonique (acide) et bicarbonate (base) qui intervient principalement. Ces deux substances peuvent interagir grâce à un couple de réactions réversibles. Dans l'une, le dioxyde de carbone (CO_2) et l'eau s'associent en formant de l'acide carbonique (H_2CO_3) qui, dans l'autre réaction, se dissocie en un ion bicarbonate (HCO_3^-) et H^+ .

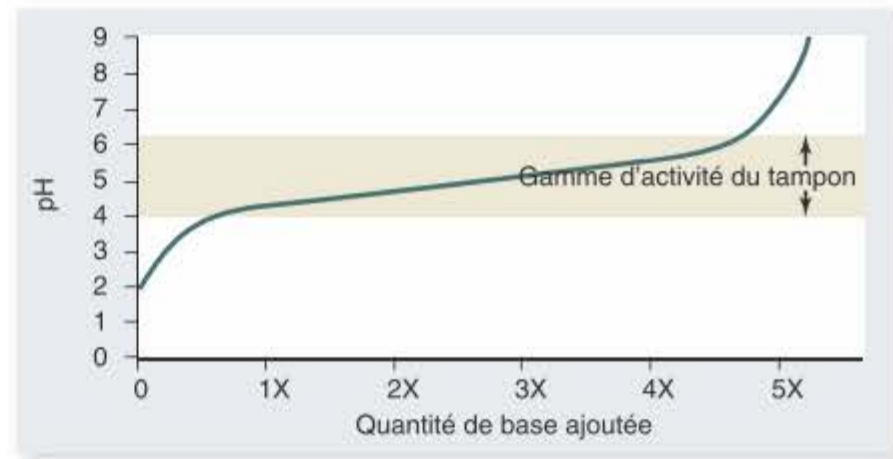


Figure 2.17 Les tampons minimisent les changements de pH.

L'addition progressive d'une base à une solution neutralise partiellement son acidité et augmente donc son pH. La présence d'un tampon a pour conséquence que le pH ne change que très peu dans une certaine fourchette de pH caractéristique de la gamme d'activité du tampon.



Analyse de données Sur l'axe des abscisses, X représente une unité de volume de base; combien de volumes de base sont-ils nécessaires pour augmenter le pH de 4 à 6?

Si un acide ou une autre substance ajoute des H^+ dans le sang, les ions HCO_3^- réagiront en tant que bases et élimineront l'excès de H^+ en formant de l' H_2CO_3 . De même, si une substance basique présente dans le sang y diminue la concentration en H^+ , H_2CO_3 se dissociera, compensant ainsi les pertes d' H^+ subies. C'est donc la conversion réversible d' H_2CO_3 en HCO_3^- qui stabilise le pH du sang.

La réaction entre le dioxyde de carbone et l'eau, qui produit de l'acide carbonique, est cruciale car elle permet au carbone, essentiel à la vie, de se dissoudre dans l'eau à partir de l'air. Les océans constituent un important réservoir de carbone grâce à cette réaction.



L'acidose est un dérèglement métabolique qui se caractérise par un abaissement du pH sanguin de 7,4, sa valeur normale, à environ 7,1. Elle entraîne la mort si elle n'est pas traitée immédiatement. Un dérèglement inverse, l'alcalose du sang, provoque une légère augmentation de pH avec des conséquences tout aussi graves.

Synthèse 2.6

Les solutions acides ont une concentration élevée en H^+ , contrairement aux solutions basiques, dont la concentration en H^+ est faible et la concentration en OH^- est élevée. Le pH d'une solution est le logarithme négatif de sa $[H^+]$. Une faible valeur de pH indique donc une solution acide tandis qu'une valeur élevée de pH indique une solution basique. Des variations de pH, même faibles, peuvent avoir des effets néfastes pour les organismes. Des systèmes tampons permettent aux organismes de maintenir leur pH dans une fourchette étroite.

- À quel changement de $[H^+]$ correspond un changement de 2 unités de pH ?



2.1 La nature des atomes

Toute la matière est composée d'atomes (figure 2.3)

La structure atomique comporte un noyau central et des électrons en orbite

Les atomes électriquement neutres possèdent un nombre égal de protons et d'électrons. Des atomes qui gagnent ou perdent des électrons sont appelés ions.

Chaque élément se caractérise par son nombre atomique, c'est-à-dire par le nombre de protons dans son noyau. La masse atomique est la somme des masses des protons et des neutrons d'un atome. Les isotopes sont les formes d'un élément donné qui diffèrent par leur nombre de neutrons, et ont donc des masses atomiques différentes. Les isotopes radioactifs sont instables.

Le comportement chimique des atomes est déterminé par leurs électrons

L'énergie potentielle des électrons est d'autant plus élevée que l'électron est éloigné de son noyau. Les orbitales électroniques sont des distributions de probabilité. Les orbitales *s* sont sphériques ; les autres orbitales ont des formes diverses : les orbitales *p* par exemple sont en forme d'haltères.

Les atomes contiennent des niveaux d'énergie discrets

Les niveaux d'énergie correspondent à des quanta d'énergie, une échelle des niveaux d'énergie accessibles aux électrons.

La perte et le gain d'électrons par un atome sont respectivement appelés oxydation et réduction. Les électrons peuvent être transférés d'un atome à l'autre lors de réactions rédox couplées.

2.2 Éléments présents dans les systèmes vivants

Le tableau périodique dispose les éléments selon leur nombre atomique et leurs propriétés

Les atomes tendent à saturer leur couche électronique externe (règle de l'octet). Les éléments dont les orbitales périphériques sont saturées sont inertes.

Parmi les 90 éléments présents naturellement sur terre, seuls 12 (C, H, O, N, P, S, Na, K, Ca, Mg, Fe, Cl) se trouvent dans les systèmes vivants en quantités supérieures à des traces.

Les composés du carbone sont appelés composés organiques. La majorité des molécules constituant la matière vivante sont composées de C lié à H, O et N.

2.3 Nature des liaisons chimiques

Les molécules sont constituées de deux ou plusieurs atomes associés par des liaisons chimiques. Les composés contiennent deux ou plusieurs atomes différents.

Les liaisons ioniques forment des cristaux

Les ions portant des charges électriques opposées forment des liaisons ioniques, comme dans NaCl (voir figure 2.9b).

Les liaisons covalentes forment des molécules stables

Une molécule formée de liaisons covalentes est stable car elle n'a pas de charge nette, que la règle de l'octet est respectée et qu'elle ne possède pas d'électrons non appariés. Les liaisons covalentes peuvent être simples, doubles ou triples, selon le nombre de paires d'électrons mises en commun. Les liaisons covalentes apolaires impliquent un partage égal des électrons entre les atomes. Les liaisons covalentes polaires impliquent un partage inégal des électrons.

Les liaisons chimiques modifient les liaisons

La température, la concentration des réactifs et la présence de catalyseurs affectent la vitesse des réactions. La plupart des réactions biologiques sont réversibles ; c'est le cas par exemple de la transformation du dioxyde de carbone et de l'eau en glucides.

2.4 L'eau, un composé vital

La structure de l'eau facilite la formation de liaisons hydrogène

Les liaisons hydrogène sont des interactions faibles entre un H partiellement positif d'une molécule et un O partiellement négatif d'une autre molécule (voir figure 2.12).

Les molécules d'eau sont cohésives

La cohésion est la tendance des molécules d'eau à s'attirer les unes les autres par des liaisons hydrogène. La cohésion est responsable de la tension de surface de l'eau.

Les molécules d'eau sont adhésives

L'adhésion est l'association de molécules d'eau avec d'autres molécules polaires. La capillarité résulte de l'adhésion des molécules d'eau à la surface interne de tubes étroits, associée à sa cohésion.

2.5 Propriétés de l'eau

La chaleur spécifique élevée de l'eau aide à conserver la température

La chaleur spécifique de l'eau est élevée parce la rupture de liaisons hydrogène exige une quantité importante d'énergie.

La chaleur de vaporisation élevée de l'eau facilite le refroidissement

La rupture des liaisons hydrogène nécessaire à la transformation d'eau liquide en vapeur requiert une grande quantité d'énergie. De nombreux organismes éliminent leurs excédents de chaleur par refroidissement lié à l'évaporation, en particulier par la transpiration.

L'eau solide est moins dense que l'eau liquide

Les liaisons hydrogène maintiennent les molécules d'eau plus écartées les unes des autres en phase solide qu'en phase liquide. Il en résulte que la glace flotte.

Les molécules polaires et les ions sont solubles dans l'eau

La polarité de l'eau en fait un bon solvant pour les substances polaires et les ions. Les molécules polaires et les fragments de molécules sont attirés par l'eau (ils sont hydrophiles). Les molécules apolaires sont repoussées par l'eau (elles sont hydrophobes). L'eau provoque l'agrégation des molécules apolaires.

L'eau organise les molécules apolaires

Les molécules apolaires évitent l'eau en s'agglutinant, ce qui permet à l'eau de maximiser ses liaisons hydrogène. Cette exclusion hydrophobe affecte la structure de l'ADN, des protéines et des membranes biologiques.

L'eau forme des ions

L'eau peut se dissocier en H^+ et OH^- . La concentration de H^+ (représentée $[H^+]$), dans l'eau pure est de 10^{-7} mol/L.

2.6 Acides et bases (voir figure 2.16)

L'échelle de pH mesure la concentration en ion hydrogène

Le pH est le logarithme négatif de $[H^+]$. Le pH de l'eau pure est 7. Une variation d'une unité de pH représente un décuplement de la variation de $[H^+]$.

Les acides se caractérisent par leur $[H^+]$ supérieure à celle de l'eau pure et, par conséquent, par un pH inférieur à 7 ; Les bases se caractérisent par une $[H^+]$ inférieure à celle de l'eau pure et donc par un pH supérieur à 7.

Les tampons aident à stabiliser le pH

Le dioxyde de carbone et l'eau réagissent en formant de l'acide carbonique et cette réaction est réversible. Un tampon résiste à des changements de pH en absorbant ou en libérant des H^+ . Le principal tampon du sang humain est la paire acide carbonique/ bicarbonate.

COMPRÉHENSION

- Ce qui distingue l'atome d'un élément (le carbone par exemple) de celui d'un autre élément (l'oxygène par exemple) c'est
 - le nombre d'électrons
 - le nombre de protons
 - le nombre de neutrons
 - le nombre combiné de protons et de neutrons.
- Un atome ayant un seul électron de valence, c'est-à-dire un seul électron sur son niveau énergétique périphérique, forme préférentiellement
 - une liaison covalente polaire
 - deux liaisons covalentes apolaires
 - deux liaisons covalentes
 - une liaison ionique.
- Un atome porteur d'une charge positive nette possède plus
 - de protons que de neutrons
 - de protons que d'électrons
 - d'électrons que de neutrons
 - d'électrons que de protons.
- Les isotopes carbone-12 et carbone-14 diffèrent par
 - le nombre de neutrons
 - le nombre de protons
 - le nombre d'électrons
 - simultanément b et c.
- Lequel des caractères suivants n'est-il PAS une propriété des éléments le plus souvent présents dans les organismes ?
 - une masse atomique faible
 - un nombre atomique inférieur à 21
 - huit électrons sur le niveau énergétique périphérique
 - l'absence d'un ou plusieurs électrons sur le niveau énergétique périphérique
- Les liaisons ioniques résultent
 - du partage d'électrons de valence
 - d'attractions entre électrons de valence
 - d'attractions de charge entre électrons de valence
 - d'attractions entre ions de charge opposée.
- Une solution à concentration élevée en ions hydrogène

a. est appelée base	c. a un pH élevé
b. est appelée acide	d. est appelée acide et a un pH élevé.

- Une molécule ayant des liaisons covalentes polaires
 - est soluble dans l'eau
 - est insoluble dans l'eau
 - contient des atomes d'électronégativité très semblable
 - est insoluble dans l'eau et contient des atomes d'électronégativité très semblable
- Des liaisons hydrogène se forment
 - entre toutes molécules contenant de l'hydrogène
 - uniquement entre molécules d'eau
 - quand l'hydrogène fait partie d'une liaison polaire
 - quand deux atomes d'hydrogène partagent un électron.
- Après avoir été secouée, une bouteille contenant de l'huile et du vinaigre formera deux phases parce que
 - l'huile, apolaire, est soluble dans l'eau
 - l'eau peut former des liaisons hydrogène avec l'huile
 - l'huile, polaire, est insoluble dans l'eau
 - l'huile, apolaire, est insoluble dans l'eau
- La désintégration des isotopes radioactifs comporte des modifications du noyau des atomes.

RÉVISION

- Les éléments qui forment des ions sont importants dans une large gamme de processus biologiques. On a considéré dans ce chapitre quelques implications des cations sodium (Na^+), calcium (Ca^{2+}) et potassium (K^+). Sur base de la définition du cation, identifiez d'autres exemples dans le tableau périodique.
- L'idée d'une forme de vie basée sur le silicium plutôt que sur le carbone a fait l'objet d'un thème populaire de la science fiction. Évaluez la possibilité d'une telle vie, considérant la structure chimique et le potentiel de formation de liaisons chimiques de l'atome de silicium.
- Des recherches de signes de vie sur Mars, effectuées par l'Administration Nationale de l'Aéronautique et de l'Espace (NASA), aux États-Unis, se sont concentrées sur la présence possible d'eau liquide plutôt que sur celle d'organismes biologiques (vivants ou fossiles). Sur base de vos connaissances sur l'influence de l'eau sur la vie terrestre, justifiez cette approche.

APPLICATIONS

- Sur base du tableau périodique de la page 22 lequel des atomes suivants pourrait-il former un ion chargé positivement (un cation) ?

a. le fluor (F)	c. le potassium (K)
b. le néon (Ne)	d. le soufre (S).
- Combien de liaisons covalentes l'élément représenté ci-dessous peut-il former ?
 - deux
 - trois
 - quatre
 - aucune.

