

2

CHIMIE ET BIOCHIMIE

RÉSUMÉ DES OBJECTIFS PÉDAGOGIQUES

2.1 Éléments chimiques

- Toute la matière est constituée d'atomes.
- Tous les atomes sont identiques dans les éléments chimiques.
- Les plus fréquents dans l'organisme humain sont le carbone, l'oxygène, l'azote et l'hydrogène.

2.2 Structure de l'atome

- Les atomes sont constitués d'un noyau, composé de protons (positifs) et de neutrons (neutres), ainsi que d'un nuage d'électrons (négatifs).
- Les différents éléments se différencient par leur nombre de protons (numéro d'ordre).

2.3 Classification périodique des éléments

- Dans le tableau périodique des éléments, ces derniers sont classés horizontalement selon leur numéro d'ordre et verticalement selon leur comportement chimique.
- De manière simplifiée, le noyau est entouré d'« anneaux » d'électrons. Le premier anneau peut contenir un maximum de deux électrons et le plus externe huit pour les éléments des groupes principaux. Lorsque ces chiffres maximaux sont atteints, l'atome est particulièrement stable (configuration des gaz rares).

2.4 Liaisons chimiques

- En cas de liaison ionique, un des partenaires donne des électrons et l'autre les prend, de telle sorte que les deux atteignent la configuration des gaz rares.
- En cas de liaison covalente, les partenaires utilisent des paires d'électrons en commun.
- Les ponts hydrogène sont des liaisons faibles qui sont très fréquentes.

2.5 Réactions chimiques

- Les réactions chimiques résultent de la formation ou de la rupture de liaisons chimiques.
- Dans les réactions cataboliques, de grosses unités sont transformées en plus petites et le plus souvent de l'énergie est libérée. Les réactions anaboliques fabriquent des substances et consomment de l'énergie (à savoir de l'adénosine triphosphate, ATP).

2.6 Composés chimiques

- Les composés inorganiques ne contiennent généralement pas de carbone.
- Les composés organiques comprennent principalement des atomes de carbone et d'hydrogène.

2.7 Composés inorganiques

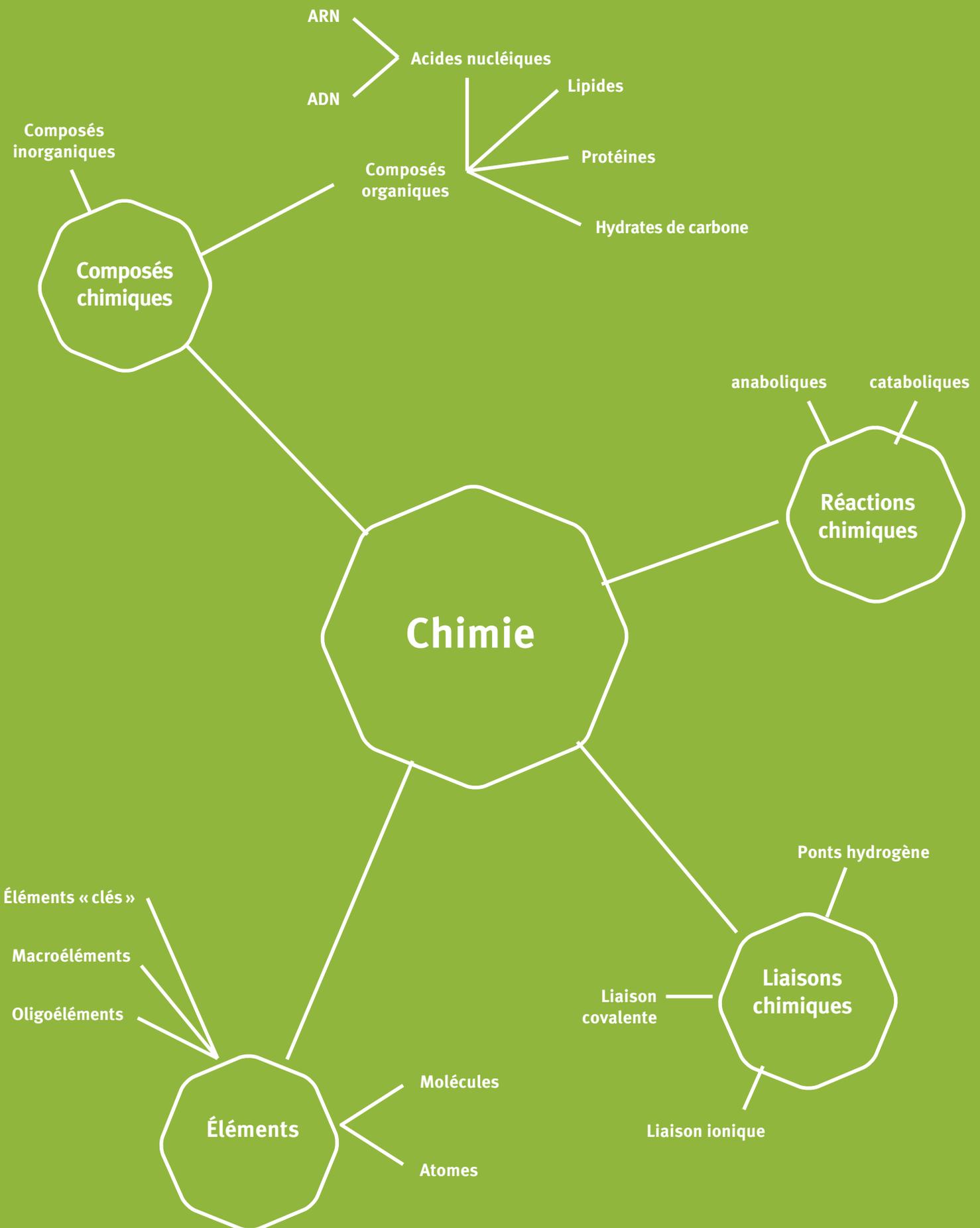
- L'eau, composée d'un atome d'oxygène et de deux atomes d'hydrogène, sert notamment de solvant et d'élément d'une réaction.
- Les acides (ex. : l'acide chlorhydrique) peuvent libérer des ions hydrogène (H^+), alors que les bases, par contre, fixent des ions H^+ .
- Le pH variant de 0 à 14 indique la quantité d'ions H^+ dans une solution ; $pH = 7$ = neutre, $pH < 7$ = acide, $pH > 7$ = basique.
- Les substances tampons, comme le tampon acide carbonique-bicarbonate, équilibrent un excès (acidose) ou un déficit (alcalose) en ions H^+ .

2.8 Composés organiques

- Les hydrates de carbone sont la principale source énergétique pour l'Homme. Le glucose est complètement décomposé pour synthétiser de l'ATP par l'intermédiaire de la glycolyse, du cycle du citrate et de la chaîne respiratoire.
- On compte parmi les lipides par exemple les triglycérides (graisses neutres pour la production d'énergie) et le cholestérol (principalement pour la synthèse des membranes cellulaires et des hormones).
- Les protéines sont indispensables tant au niveau structurel que métabolique. Elles sont constituées de grandes chaînes d'acides aminés.
- Les acides nucléiques sont composés de bases organiques, de molécules de sucres et de groupes phosphate : l'ADN (acide désoxyribonucléique) stocke les informations génétiques, l'ARN (acide ribonucléique) « traduit » ce dernier en protéines.
- Le nucléotide ATP est le réservoir d'énergie de la cellule.

2.9 Oxydation et réduction

- L'oxydation (libération d'électrons) et la réduction (gain d'électrons) sont toujours couplées l'une à l'autre (réaction redox).



Tous les objets et tous les êtres vivants se composent de **matière**, en fait une structure qui utilise l'espace et possède une masse. La matière peut être présente sous un **état physique** solide, liquide ou gazeux et est constituée d'un **mélange d'éléments** ou d'une **substance pure** (→ Fig. 2.1). Enfin, toute la matière est constituée de minuscules éléments chimiques qui ne peuvent être divisés, les **atomes**.

2.1 Éléments chimiques

S'il n'existe qu'un type d'atomes dans une substance, on parle alors d'**élément chimique**, qui peut être représenté en abrégé par un **symbole chimique**. Le symbole chimique est le plus souvent dérivé du nom latin de l'élément. vc

Parmi les 118 éléments connus à ce jour, 91 sont présents dans la nature et seules deux douzaines ont un intérêt pour l'organisme humain (→ Tab. 2.1).

Seuls quatre éléments « clés » représentent environ 96 % de la masse corporelle : oxygène (symbole chimique *O*), carbone (*C*), hydrogène (*H*), azote (*N*).

Les sept **macroéléments** (→ 17.9.10) – calcium (**Ca**), phosphore (**P**), potassium (**K**), soufre (**S**), sodium (**Na**), chlore (**Cl**) et magnésium (**Mg**) – représentent 3 % supplémentaires de la masse corporelle.

Les **oligoéléments** (→ 17.9.9), représentant environ 1 % de la masse corporelle, ne se rencontrent qu'à l'état de traces dans l'organisme. Les macro- et les oligoéléments sont rassemblés sous le nom d'**éléments minéraux**.

2.2 Structure de l'atome

Chaque atome est composé de deux parties principales : le noyau au centre et les anneaux d'électrons en périphérie (→ Fig. 2.2).

Le **noyau atomique** est composé des **protons** porteurs d'une charge électrique positive ainsi que de particules de charge neutre qui sont appelées **neutrons**. Comme chaque proton est porteur d'une charge positive, le noyau est chargé positivement. Les protons et les neutrons sont regroupés sous l'appellation de **nucléons** (*nucleus*, « noyau »). Les nucléons constituent pratiquement la totalité de la masse de l'atome, tandis qu'un proton a environ la même masse qu'un neutron.

Les **électrons** sont des particules chargées négativement qui entourent le noyau et forment le **nuage électronique** de l'atome. Le nombre des électrons chargés négativement correspond toujours au nombre de protons chargés positivement, afin que leurs charges s'équilibrent et que l'ensemble de l'atome soit neutre électriquement. La masse des électrons est négligeable.

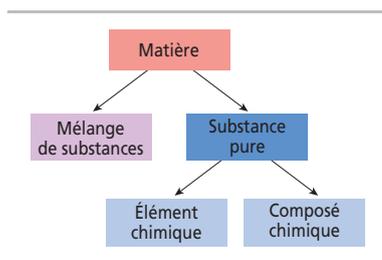


Fig. 2.1 Classification de la matière.

Atomes de différents éléments

Les atomes de différents éléments se différencient uniquement par le *nombre de protons dans le noyau* et, du fait que chaque atome est globalement neutre au niveau électrique, par le *nombre total d'électrons dans le nuage électronique*.

Le nombre de protons d'un atome, par conséquent d'un élément, sera également désigné sous le terme de **numéro atomique**, la

Tab. 2.1 Les éléments chimiques du corps humain.

Élément chimique (symbole)	En % du poids du corps	Fonction biologique
Éléments « clés » (96 %)		
Oxygène (<i>O</i>)	65 %	Composant de l'eau et de nombreuses molécules organiques
Carbone (<i>C</i>)	18,5 %	Composant de toutes les molécules organiques
Hydrogène (<i>H</i>)	9,5 %	Composant de l'eau et des molécules organiques ; sous forme ionisée (H^+) et responsable de l'acidité d'une solution
Azote (<i>N</i>)	3,2 %	Composant de nombreuses molécules organiques (ex. : les protéines et les acides nucléiques)
Macroéléments (3 %)		
Calcium (<i>Ca</i>)	1,5 %	Composant des os et des dents ; participe à la synthèse et à la libération des neurotransmetteurs ainsi qu'au couplage électromécanique lors des contractions musculaires
Phosphore (<i>P</i>)	1 %	Composant de nombreuses molécules biologiques tels les acides nucléiques, l'ATP et l'AMP cyclique ; composant des os et des dents
Potassium (<i>K</i>)	0,4 %	Nécessaire pour la transmission des influx nerveux et pour les contractions musculaires
Soufre (<i>S</i>)	0,3 %	Composant de nombreuses protéines, en particulier les filaments contractiles des muscles
Sodium (<i>Na</i>)	0,2 %	Indispensable à la conduction des influx nerveux et des contractions musculaires ; ion principal du secteur extracellulaire qui est essentiel au maintien du bilan liquidien
Chlore (<i>Cl</i>)	0,2 %	Essentiel pour le maintien du bilan liquidien
Magnésium (<i>Mg</i>)	0,1 %	Composant de nombreuses enzymes
Oligoéléments (1 %)		
Chrome (<i>Cr</i>) Iode (<i>I</i>) Fer (<i>Fe</i>) Cobalt (<i>Co</i>) Cuivre (<i>Cu</i>) Fluor (<i>F</i>) Manganèse (<i>Mn</i>) Molybdène (<i>Mo</i>) Sélénium (<i>Se</i>) Zinc (<i>Zn</i>)	Pour chacun moins de 0,1 % → Tab. 17.6	Il existe aussi des oligoéléments incertains ; ils sont dosables dans l'organisme et sont apportés par l'alimentation, mais les besoins quotidiens ainsi que d'éventuels symptômes de carence ne sont pas connus chez l'homme. Éléments concernés : arsenic (<i>As</i>) étain (<i>Sn</i>) nickel (<i>Ni</i>) silicium (<i>Si</i>) vanadium (<i>V</i>)

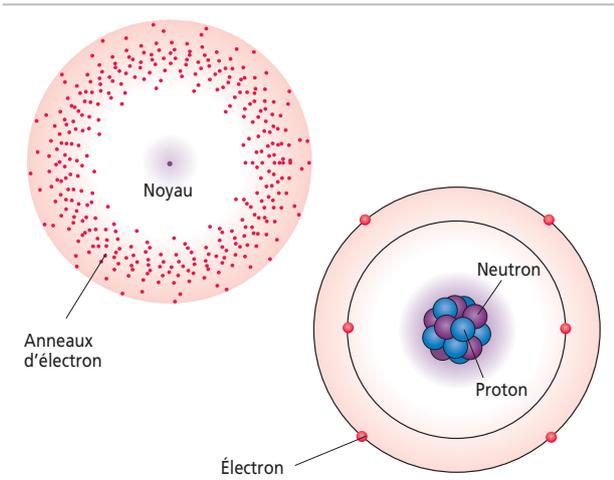


Fig. 2.2 Organisation d'un atome. En haut, proportions plus proches de la réalité et, en bas, représentation d'un noyau grossi pour que les protons et les neutrons soient visibles. En outre, deux anneaux sont schématiquement représentés.

neutrons avec une charge nulle et un **nuage électronique** avec des **électrons** chargés négativement.

Numéro atomique : nombre de protons dans le noyau atomique.

Nombre de masse : somme des protons et des neutrons.

Élément : substance dans laquelle tous les atomes ont le même nombre de protons dans le noyau, par exemple l'oxygène.

2.3 Classification périodique des éléments

Les éléments sont habituellement représentés sous la forme d'une **classification périodique des éléments** au sein de laquelle ils sont ordonnés selon deux critères (→ Fig. 2.5) :

- au niveau horizontal, par numéro d'ordre croissant en **périodes** ;
- au niveau vertical, en fonction des analogies chimiques en **18 groupes**. On différencie à ce niveau **8 groupes principaux** et **10 groupes intermédiaires** (ajoutés après le deuxième groupe principal).

Nombre de masse	1	2,1	Électronégativité
	H		Symbole atomique
Numéro atomique	1		
12	C	2,5	
6			
14	N	3,0	
7			
16	O	3,5	
8			

Fig. 2.3 Symbole atomique, numéro atomique et nombre de masse, par exemple, des 4 éléments « clés ».

somme des protons et des neutrons sous le terme de **nombre de masse** (la masse des électrons est considérée comme négligeable car elle est minimale). L'azote (N) a ainsi le numéro atomique 7 et le nombre de masse 14 car il existe, dans le noyau, sept protons à côté de sept neutrons (→ Fig. 2.3).

Isotopes

Parfois, tous les atomes d'un élément ne sont pas exactement identiques : les **isotopes** possèdent le même nombre de protons et d'électrons, mais ils ont un nombre différent de neutrons. Le corps ne peut pas différencier les isotopes d'un élément et ils seront incorporés dans le métabolisme de la même manière.

MÉDECINE

En particulier pour des éléments d'un numéro atomique élevé, il existe des **isotopes radioactifs** instables qui s'autodétruisent en libérant un rayonnement riche en énergie. Ils sont utilisés en médecine nucléaire à visée diagnostique (ex. : scintigraphie) ou thérapeutique (ex. : traitement à l'iode radioactif).

AIDE-MÉMOIRE

Atome : plus petite partie de la matière. Constitué d'un **noyau atomique** avec des **protons** chargés positivement, des

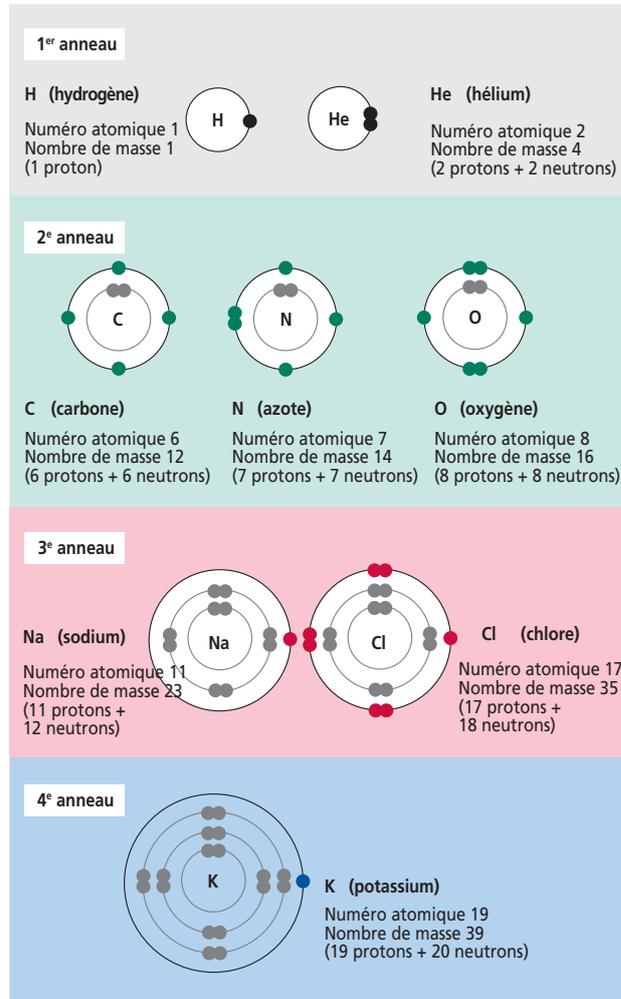


Fig. 2.4 Représentation des anneaux électroniques de quelques éléments importants. Les électrons sont représentés par paires pour plus de lisibilité.

Groupes principaux		Groupes intermédiaires										Groupes principaux						
1 (IA)	2 (IIA)	3 (IIIB)	4 (IVB)	5 (VB)	6 (VIB)	7 (VIIB)	8	9	10	11 (IB)	12 (IIB)	13 (IIIA)	14 (IVA)	15 (VA)	16 (VIA)	17 (VIIA)	18 (VIIIA)	
H Hydrogène												B Bore	C Carbone	N Azote	O Oxygène	F Fluor	He Hélium	
Li Lithium	Be Béryllium											Al Aluminium	Si Silicium	P Phosphore	S Soufre	Cl Chlore	Ar Argon	
Na Sodium	Mg Magnésium	Sc Scandium	Ti Titane	V Vanadium	Cr Chrome	Mn Manganèse	Fe Fer	Co Cobalt	Ni Nickel	Cu Cuivre	Zn Zinc	Ga Gallium	Ge Germanium	As Arsenic	Se Sélénium	Br Brome	Kr Krypton	
Rb Rubidium	Sr Strontium	Y Yttrium	Zr Zirconium	Nb Niobium	Mo Molybdène	Tc Technétium	Ru Ruthénium	Rh Rhodium	Pd Palladium	Ag Argent	Cd Cadmium	In Indium	Sn Étain	Sb Antimoine	Te Tellure	I Iode	Xe Xénon	
Cs Césium	Ba Baryum	La Lanthane	Hf Hafnium	Ta Tantale	W Tungstène	Re Rhénium	Os Osmium	Ir Iridium	Pt Platine	Au Or	Hg Mercure	Tl Thallium	Pb Plomb	Bi Bismuth	Po Polonium	At Astate	Rn Radon	
Fr Francium	Ra Radium																	
↓ Métaux alcalins												↓ Halogènes						↓ Gaz rares
Métaux alcalino-terreux																		

Fig. 2.5 Tableau de la classification périodique des éléments. Les éléments qui se tiennent sur une ligne horizontale représentent à chaque fois une période. Les éléments qui forment une colonne verticale constituent à chaque fois un groupe. Selon la nouvelle convention, les groupes principaux et intermédiaires sont numérotés en chiffres arabes (ancienne numérotation entre parenthèses encore largement utilisée). Les 4 éléments « clés » de la vie sont en rose, les 7 macroéléments en violet, les oligoéléments en brun, les oligoéléments douteux en brun clair et les quelques éléments toxiques (poisons) en jaune.

Modèle du nuage de l'enveloppe électronique

Il existe différents **modèles atomiques**, c'est-à-dire représentations de la structure des atomes et donc également de l'enveloppe électronique. L'un d'entre eux est le **modèle du nuage**.

Un des électrons entourant le noyau atomique ne se déplace pas sur un trajet simple, mais occupe un plus grand *espace*. La taille de cet espace dépend de l'énergie de l'électron. On modélise cet espace sous la forme d'un **nuage électronique**. Les électrons de même énergie se déplacent donc dans le même anneau électronique (→ Fig. 2.4).

Les atomes des éléments de la première période (oxygène et hélium) ne possèdent qu'un seul anneau électronique, dans la deuxième période s'ajoute à l'extérieur un plus grand anneau. Dans la troisième période existe un anneau supplémentaire et ainsi de suite. L'anneau le plus extérieur des éléments des groupes principaux ne peut posséder que huit électrons, au-delà un nouvel anneau sera constitué. Cette règle possède une exception : le premier anneau est complètement rempli avec deux électrons.

Éléments des groupes principaux

L'ordre défini dans la classification périodique des éléments s'organise de telle façon que les éléments avec le même nombre d'électrons se ressemblent fortement au niveau de l'anneau *le plus extérieur* : ainsi se retrouvent dans le premier groupe principal les métaux mous clairs (**métaux alcalins**, dont les principaux sont le *sodium* et le *potassium*).

Les éléments du deuxième groupe possèdent deux électrons sur leur anneau extérieur et sont désignés sous le terme de **métaux alcalino-terreux**. Les principaux éléments de ce groupe sont le *magnésium* et le *calcium* qui sont significativement plus durs que les métaux alcalins.

Les éléments du troisième groupe principal possèdent chacun trois électrons sur leur anneau extérieur et ainsi de suite.

Les éléments du septième groupe principal ainsi que du groupe 17 ont sept électrons sur leur anneau extérieur. Ces éléments sont appelés **halogénés** car ils se transforment facilement en *sels* avec des métaux (→ 2.4.1). Parmi ces derniers on retrouve le *chlore* et le *fluor*.

Les éléments du huitième groupe principal, les **gaz rares** (ex. : *néon*), possèdent huit électrons sur leur anneau extérieur. L'hélium constitue une exception avec un seul anneau et deux électrons. Un tel anneau extérieur, occupé par huit électrons, représente un état extrêmement stable et particulièrement peu réactif, appelé **configuration des gaz rares**. La configuration des gaz rares est la raison qui explique pourquoi, en pratique, les gaz rares ne participent à aucune réaction chimique. De ce fait, ils ne jouent également aucun rôle dans le métabolisme corporel.

Les éléments des septième et huitième groupes principaux, *hydrogène*, *carbone*, *azote*, *oxygène*, *phosphore* et *soufre*, font partie des **éléments non métalliques**.

Éléments des groupes intermédiaires

Les éléments des groupes intermédiaires possèdent deux électrons sur leur anneau électronique le plus externe. Ils se différencient par leurs anneaux électroniques internes. Tous les groupes intermédiaires sont des métaux (de transition). Ils se comportent chimiquement de la même manière. Des éléments de groupes intermédiaires sont par exemple le *cuivre* et le *fer*.

Électrons de valence

La configuration stable des gaz rares est également « souhaitable » pour les autres éléments et plus ils en sont proches, plus ils essaient effectivement de l'atteindre. Les autres éléments tentent également d'atteindre cet état de stabilité électronique des gaz rares, et ce d'autant plus qu'ils en sont proches.

Cela se produit quand ils prennent ou cèdent des électrons à d'autres atomes, ou lorsque des électrons extérieurs sont mis en commun avec d'autres atomes.

Le nombre d'électrons sur l'anneau extérieur, et plus particulièrement le nombre d'électrons qui manquent pour atteindre une configuration de gaz rare, a de ce fait une énorme importance au niveau des réactions chimiques. Ces électrons extérieurs s'appellent les **électrons de valence**.

Électronégativité

Les éléments comme le *fluor* et l'*oxygène*, qui sont situés dans la partie droite de la classification périodique des éléments, recherchent facilement à prendre des électrons. Ils exercent une importante force d'attraction sur les électrons étrangers pour les attirer sur leur anneau électronique extérieur. On appelle cela l'**électronégativité** (plus l'électronégativité est élevée, plus la force d'attraction sur les électrons est importante). C'est le fluor qui possède l'électronégativité la plus élevée (4,0).

Lorsqu'une substance gagne des électrons, le chimiste parlera de **réduction** ; lorsqu'elle en perd, on parlera d'**oxydation** (→ 2.9).

Quantité de substance en mole

La classification périodique est également essentielle pour la mesure habituelle des quantités de matière en *moles* (symbole *mol*). Une quantité de matière de 1 mole signifie que le nombre d'entités élémentaires est dans ce cas égal au nombre d'atomes de carbone contenu dans 12 g de carbone de l'isotope ^{12}C . Ce nombre est difficile à se représenter et correspond à $6,023 \times 10^{23}$ entités élémentaires ! Une mole d'une substance quelconque (que ce soit du glucose, de l'acide chlorhydrique ou de l'eau) contient toujours $6,023 \times 10^{23}$ entités élémentaires (ex. : des atomes, des molécules).

La conversion de mole en gramme ne se fait pas sur la base de ces énormes chiffres mais, de manière beaucoup plus simple, à l'aide de la classification périodique des éléments. Chaque élément est ici répertorié selon sa **masse atomique** (relative) moyenne, à savoir de combien de fois l'atome de l'élément en question est plus lourd en comparaison avec un douzième d'un atome de ^{12}C . Ce chiffre n'est souvent pas un nombre entier, car de nombreux éléments possèdent plusieurs isotopes de poids différents. Par exemple, l'hydrogène élémentaire est affecté dans le système périodique d'une masse atomique relative de 1,008. Si on rapproche ce chiffre de l'unité g (gramme), on obtient la masse de l'hydrogène qui correspond à 1 mole d'hydrogène : 1 mol H égale 1,008 g H.

Pour les molécules, les différentes masses atomiques des atomes reliés entre eux s'additionnent : l'eau est composée de molécules d' H_2O . 1 mol H_2O (H masse atomique 1,008 ; O masse atomique 15,999) correspond donc à $2 \times 1,008 + 15,999 = 18,015$ g.

La plupart des substances existent sous une forme dissoute dans les liquides de l'organisme. On désigne par le terme **concentration** le volume ou la masse d'une substance dissoute dans un litre ou une de ses sous-unités (mL/L, g/L). L'unité mL/L est une **concentration en volume**, l'unité g/L est une **concentration en masse**. Ces concentrations peuvent aussi s'exprimer avec des sous-unités du litre, ainsi que des sous-unités du gramme (ex. : g/dL, mg/dL, mg/L).

Pour exprimer leur quantité en mole, on utilise de ce fait la concentration en *mol/L* (mol/L) (**molarité**). Pour réaliser une solution molaire, on met une mole de produit dans un récipient et on remplit celui-ci avec la solution de dilution jusqu'à obtenir un volume d'un litre. La **molalité** est une indication de concentration similaire : la quantité de substance est exprimée ici en moles rapportées à la masse du solvant (mol/kg).

AIDE-MÉMOIRE

Classification périodique des éléments : représentation sous forme d'un tableau des éléments chimiques. L'organisation horizontale se fait en **périodes** selon le numéro atomique croissant, la verticale originellement selon la parenté chimique des **groupes (groupes principaux, groupes intermédiaires)**.

Enfin, la configuration électronique d'un élément détermine sa position dans la classification périodique des éléments.

Électrons de valence : nombre d'électrons sur l'anneau le plus externe (selon le modèle du nuage électronique).

Électronégativité : mesure de la force d'attraction d'un élément sur des électrons étrangers.

Mole : quantité correspondant à $6,023 \times 10^{23}$ particules.

2.4 Liaisons chimiques

Comme nous l'avons dit plus haut, chaque atome s'efforce, à partir de la deuxième période, de remplir son anneau extérieur avec huit électrons. Cette situation peut être atteinte essentiellement par trois mécanismes : premièrement par attraction d'électrons, deuxièmement par cession d'électrons et troisièmement par partage d'électrons avec des atomes de proximité. Dans les trois cas, on aboutit à une **liaison** entre différents atomes.

Plus bas sont décrites quelques formes de liaisons chimiques.

2.4.1 Liaison ionique

Le sodium est situé dans le premier groupe principal et possède de ce fait un électron sur son anneau électronique extérieur. Le chlore se trouve dans le septième groupe principal et a sept électrons sur son anneau extérieur. Si ces deux éléments réagissent ensemble, il se produit un **transfert d'électrons** du fait de l'importante force d'attraction de l'atome de chlore : l'électron externe du sodium est « capturé » par l'atome de chlore. Par cette opération, les deux partenaires ont atteint l'état de configuration des gaz rares.

Dans cette réaction, le sodium est le **donneur d'électrons** et l'atome de chlore le **receveur d'électrons** :

- le chlore possède ainsi 18 électrons au total et seulement 17 protons dans son noyau (numéro atomique 17). On obtient ainsi une particule chargée négativement. On écrit Cl^- ;
- le sodium a perdu dans cette réaction un électron et n'a plus au total que 10 électrons. Son noyau possède 11 protons dans son noyau (numéro atomique 11) et on obtient de ce fait une particule chargée positivement Na^+ .

D'une manière générale, les particules chargées électriquement sont désignées sous le terme d'**ions**. Les ions chargés positivement (comme l'ion Na^+) sont appelés des **cations**, les ions chargés négativement (comme l'ion Cl^-), des **anions**. La liaison qui se crée par attraction électrique entre les ions de charges opposées s'appelle **liaison ionique**.

Lorsque des ions de charges opposées se réunissent par une liaison ionique, ils forment un **sel**. Le chimiste désigne sous le terme de sels les **composés ioniques** formés à l'aide de liaisons ioniques. **Sel de cuisine**

Un de ces composés ioniques est ce qui est désigné en langage populaire par le terme de « sel » (NaCl → Fig. 2.6). Les ions du chlorure de sodium forment, comme dans la plupart des sels, un **réseau cristallisé** (→ Fig. 2.7) à trois dimensions au sein duquel un ion sodium est entouré de six ions chlore et un ion chlore est entouré de six ions sodium. Ce réseau est neutre électriquement et les ions ne sont pas mobiles car ils sont maintenus au sein du réseau cristallisé.

Lorsque l'on dissout un cristal de chlorure de sodium ou un cristal d'un autre sel dans une quantité suffisante d'eau, les molécules d'eau pénètrent dans les espaces du cristal et le détruisent. Les éléments baignent de nouveau sous une forme libre, en tant qu'ion Na^+ et ion Cl^- , dans une solution liquidienne (→ Fig. 2.7) ; on parle de **solution d'électrolytes**.

2.4.2 Liaison covalente

Les transferts d'électrons comme dans la liaison ionique ne sont pas possibles entre des éléments, comme l'hydrogène et le carbone, qui ne présentent qu'une faible différence en termes d'*électronégativité* (→ 2.3). De tels atomes forment une autre liaison, la **liaison covalente** (*liaison par paire d'électrons* ou *liaison atomique*, → Fig. 2.8). La liaison covalente se produit nettement plus souvent dans le corps humain que la liaison ionique et est également notablement plus stable.

Les liaisons covalentes permettent de constituer des **molécules** : une molécule est formée d'au moins deux atomes qui sont réunis l'un à l'autre par des liaisons covalentes.

Dans une liaison covalente, les atomes se rapprochent tellement qu'ils peuvent mettre en commun un électron. Ainsi se forme la **paire d'électrons**. Un état plus stable est ainsi obtenu. Lors de la

liaison covalente de deux atomes de chlore, par exemple, chacun de ceux-ci possède alors huit électrons sur son anneau extérieur. La particule Cl-Cl ou Cl_2 s'appelle *molécule de chlore* (→ Fig. 2.8).

Double et triple liaison

La formation de la *molécule d'oxygène* (O_2) se passe de la même manière : l'oxygène se situe dans le sixième groupe principal et possède six électrons sur son anneau extérieur. Pour obtenir la configuration stable des gaz rares, il manque à chaque atome d'oxygène deux électrons. Pour cette raison, deux électrons, et non un seul, seront mis en commun pour chaque atome d'oxygène. Comme deux paires d'électrons seront mises en commun par les deux partenaires, on parlera d'une **double liaison** ($\text{O} = \text{O}$). Pour la liaison de la *molécule d'azote* (N_2), une **triple liaison** doit se former (trois paires d'électrons communes → Fig. 2.8).

Les molécules ainsi formées sont plus stables que les atomes non liés entre eux (appelés aussi « **radicaux** »). Les radicaux peuvent léser l'organisme lorsqu'ils réagissent avec des molécules indispensables à la vie dont ils modifient les propriétés.

Les radicaux, en particulier les radicaux oxygène, participent au développement de certaines maladies, comme notamment l'artériosclérose (→ 15.1.2) et le processus de vieillissement (→ 15.1.2).

Molécule d'hydrogène

Pour l'hydrogène, l'anneau extérieur est identique au premier anneau électronique. Celui-ci ne peut donc accepter que deux électrons au lieu de huit, de ce fait, l'hydrogène atteint la configuration stable des gaz rares avec seulement deux électrons sur son anneau. Comme l'hydrogène est composé uniquement d'un proton et d'un électron, il est possible de n'utiliser qu'une seule paire d'électrons commune entre deux atomes d'hydrogène pour la formation de la *molécule d'hydrogène* (H-H ou H_2 , → Fig. 2.8).

Molécule d'air

L'air est un mélange de gaz composé d'environ 78 % d'azote et presque 21 % d'oxygène. Ces deux composants ne se présentent pas sous la forme atomique mais pratiquement en totalité sous la forme moléculaire stable (O_2 et N_2 → Fig. 2.9).

Composés chimiques

Les liaisons covalentes n'existent pas seulement entre deux atomes similaires d'un même élément, mais peuvent se mettre en place des atomes différents (et en nombre quelconque). Par exemple, la molécule de méthane est formée de 4 atomes d'hydrogène et d'1 atome de carbone, avec la création de 4 liaisons covalentes.

Ces substances qui composent *différents* éléments à partir d'atomes solidement reliés entre eux sont appelées des **composés**

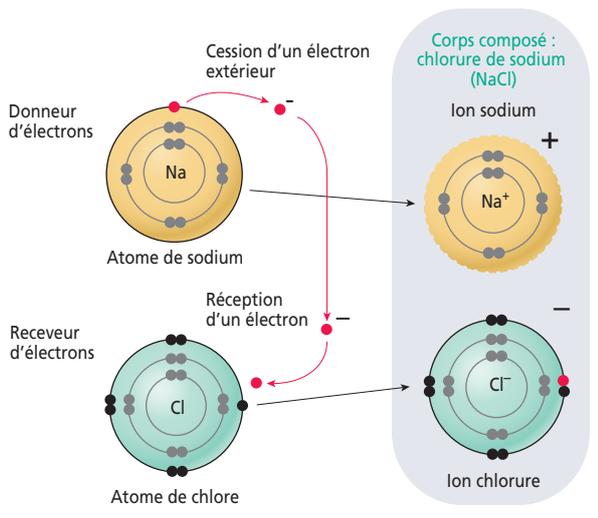


Fig. 2.6 Représentation d'une liaison ionique (exemple de la paire ionique Na^+Cl^-). Le sodium donne son électron extérieur au chlore. Ainsi les deux partenaires atteignent la configuration stable des gaz rares.

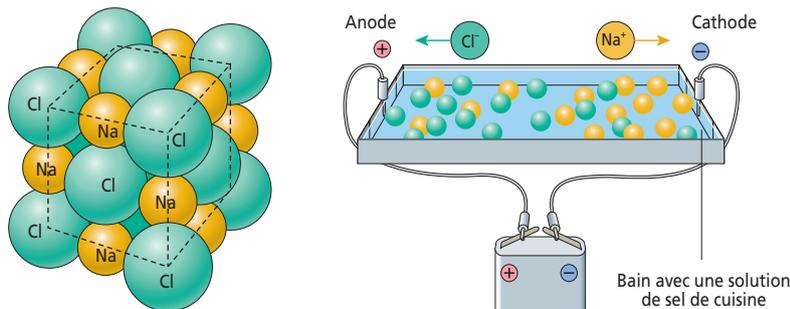


Fig. 2.7 À gauche, cristaux de NaCl ; à droite, solution aqueuse de NaCl . Les ions sont alors librement mobiles et se déplacent dans le champ électrique vers la cathode (pôle négatif) ou vers l'anode (pôle positif).

2.4 LIAISONS CHIMIQUES

chimiques (→ Fig. 2.10). Ils sont représentés par des **formules chimiques** (ex. : CH_4 pour le méthane).

Liaison covalente polaire

En cas de liaisons covalentes entre des atomes avec une électronégativité nettement différente, l'atome avec l'électronégativité la plus élevée attire largement vers lui une partie des électrons utilisés en commun.

La molécule résultante est cependant neutre électriquement vers l'extérieur. Mais à l'intérieur de la molécule, les charges ne sont pas réparties de manière symétrique. Ainsi la molécule a un côté qui « penche » positivement et un autre négativement. Ainsi

par exemple dans une molécule d'eau, les deux atomes d'hydrogène sont chargés légèrement positivement et l'atome d'oxygène est chargé légèrement négativement. On parle alors de **liaison atomique polaire** (*polarisée*).

2.4.3 Autres formes de liaisons

Les **ponts hydrogène** sont cependant d'une importance particulière pour l'organisme. En réalité, il ne s'agit pas de véritables liaisons, mais elles sont souvent désignées sous le terme de *liaisons* par ponts hydrogène (→ Fig. 2.11).

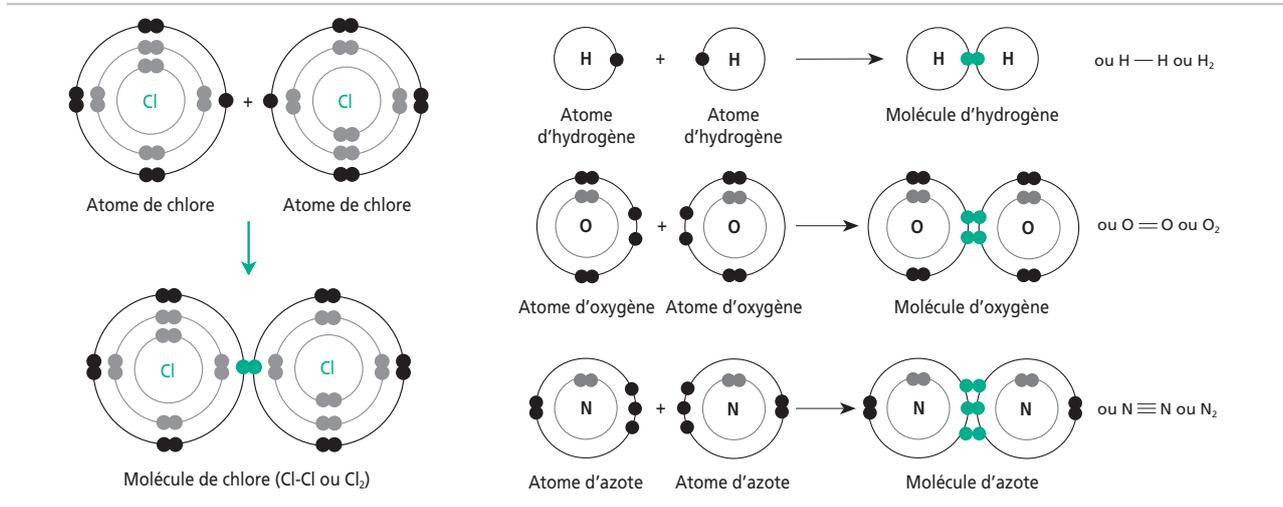


Fig. 2.8 Liaisons covalentes. À gauche, liaison covalente de deux atomes de chlore qui forment une molécule de chlore ; à droite, liaisons covalentes d'atomes d'hydrogène, d'oxygène et d'azote pour former les différentes molécules. Ces molécules résultantes sont plus stables que les atomes isolés.

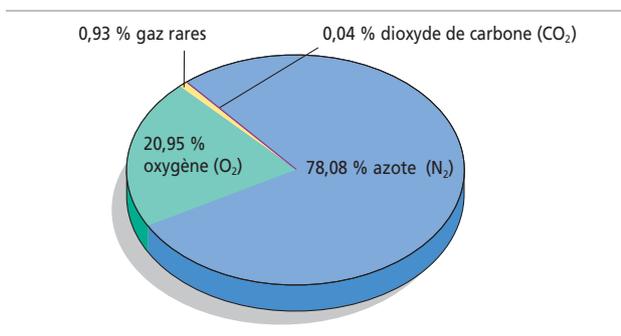


Fig. 2.9 Composition de l'air sec à la température normale ; l'air ambiant contient en plus 1–2 % de vapeur d'eau, d'ozone et de poussières.

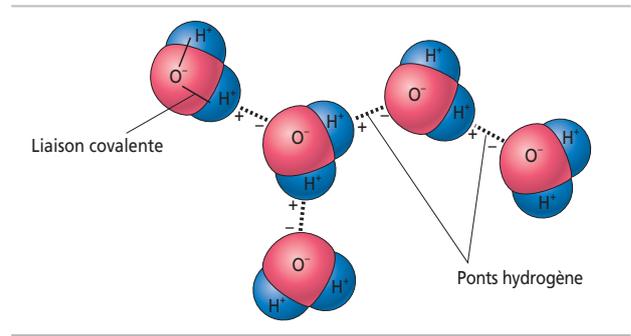


Fig. 2.11 Cinq molécules d'eau réunies par des ponts hydrogène.

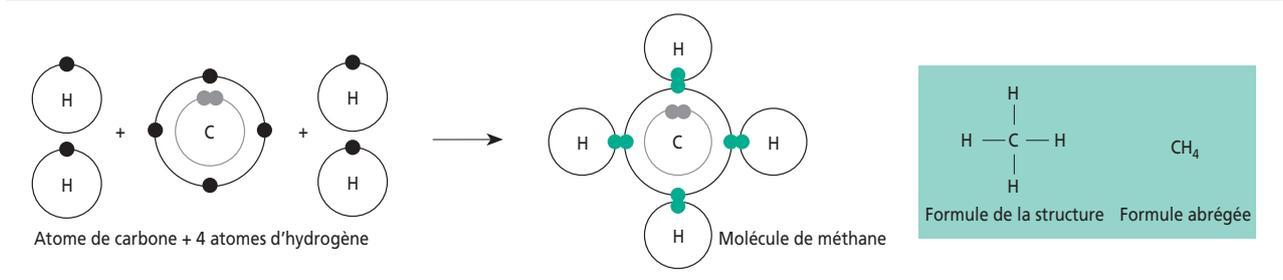


Fig. 2.10 Méthane (CH_4). Un atome de carbone est relié par une liaison covalente avec quatre atomes d'hydrogène.