

Sommaire

<u>Chapitre 1</u> ■ Structure de la matière	5
<u>Chapitre 2</u> ■ Solutions aqueuses	21
<u>Chapitre 3</u> ■ La réaction chimique – Acides et bases	33
<u>Chapitre 4</u> ■ Les réactions acido-basiques	55
<u>Chapitre 5</u> ■ Les réactions d'oxydoréduction	73
<u>Chapitre 6</u> ■ Transformations spontanées, forcées	87
<u>Chapitre 7</u> ■ Cinétique chimique	105
<u>Chapitre 8</u> ■ Chimie organique – Généralités	123
<u>Chapitre 9</u> ■ Estérification – saponification	137
Annexe	153
Réussir sa prépa	154
Comment travailler efficacement	156
Choisir la bonne filière	158

Structure de la matière

A. Structure atomique

A.1. L'atome

1. La structure lacunaire de la matière a été mise en évidence par Rutherford (1871-1937) en 1911 : le bombardement d'une mince feuille d'or (quelques μm d'épaisseur) par des particules α (noyaux d'hélium) ne provoquait que la déviation de 1 particule sur 10 000 émises.

2. A , Z et N sont des nombres entiers. Dans un atome, il y a autant d'électrons que de protons dans le noyau : un atome est électriquement neutre.

3. Voir la classification périodique des éléments en fin d'ouvrage.

• Un atome est constitué d'un noyau et d'électrons en mouvement dans le vide autour du noyau¹.

Définition 1

Le noyau d'un atome est constitué de Z protons et de N neutrons. Z est le numéro atomique caractéristique de l'élément. $Z + N = A$ est le nombre de masse².

• Le noyau de l'atome est constitué de A nucléons :
– N neutrons, chacun de masse $m_N = 1,675 \cdot 10^{-27}$ kg, de charge nulle ;

– Z protons, chacun de masse $m_P = 1,673 \cdot 10^{-27}$ kg, de charge $q_P = 1,602 \cdot 10^{-19}$ C.

Chaque électron a une masse $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}$ kg, soit environ 1/1840 fois la masse d'un nucléon.

La masse rigoureuse d'un atome ${}^A_Z\text{X}$:

$$m_X = Zm_P + Nm_N + Zm_e$$

est donc très peu différente de $Zm_P + Nm_N$ en négligeant la masse des Z électrons.

Remarque :

Ce calcul est aussi valable pour un ion (atome ayant gagné ou perdu un ou plusieurs électrons) : $m_{\text{ion}} \approx m_{\text{atome}}$.

• Pour caractériser un élément de numéro atomique Z , on utilise une lettre majuscule (suivie éventuellement d'une minuscule).

Exemples : Li : lithium ; K : potassium...

Actuellement, 114 éléments ont reçu un symbole³.

A.2. Notion d'isotopie

Des atomes ayant le même numéro atomique Z et des nombres de neutrons N différents sont des **isotopes**. Les isotopes d'un même élément ont les mêmes propriétés chimiques.

4. Pour calculer la masse atomique du magnésium, on tient compte de l'abondance isotopique de chacun des noyaux des isotopes stables :

$$m(\text{Mg}) = 0,7870 \cdot m(^{24}\text{Mg}) + 0,1013 \cdot m(^{25}\text{Mg}) + 0,1117 \cdot m(^{26}\text{Mg})$$

5. Cette notion de couche électronique est sans rapport avec la zone d'espace, autour du noyau, appelée **orbitale atomique** et dans laquelle la probabilité de présence de l'électron est importante.

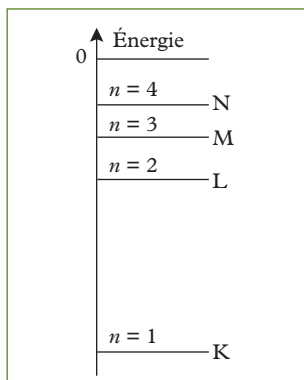
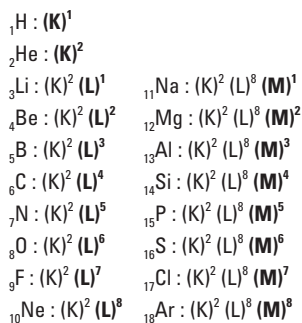


Fig. 1 – Modèle en couches d'énergie des électrons.

Structure électronique des 18 premiers atomes :



6. Seuls les cinq premiers éléments, de l'hydrogène H au bore B, satisfont à cette règle. Tous les autres éléments satisfont à la règle de l'octet.

Exemple :

Le magnésium existe sous la forme de 3 isotopes stables d'abondances isotopiques respectives : $^{24}_{12}\text{Mg}$ (78,70%) ; $^{25}_{12}\text{Mg}$ (10,13%) ; $^{26}_{12}\text{Mg}$ (11,17%)⁴.

Les autres isotopes du magnésium : $^{20}_{12}\text{Mg}$; $^{21}_{12}\text{Mg}$; $^{23}_{12}\text{Mg}$; $^{27}_{12}\text{Mg}$ et $^{28}_{12}\text{Mg}$, sont radioactifs.

A.3. Le cortège électronique

Les propriétés chimiques d'un élément sont dues à celle de son cortège électronique.

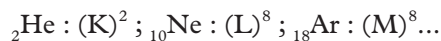
Autour du noyau de l'atome, les électrons sont répartis selon un modèle en couches⁵ d'énergies ne prenant que quelques valeurs particulières (figure 1).

Règles 1

- La structure électronique d'un atome correspond à la répartition de ses électrons sur les couches K, L, M, N... correspondant au nombre quantique principal respectif : $n = 1, 2, 3, 4...$
- Chaque couche électronique ne contient qu'un nombre fini d'électrons : 2 électrons au maximum sur la couche K ; 8 électrons au maximum sur la couche L ; 8 électrons au maximum sur la couche M...
- Les couches se remplissent par ordre croissant d'énergie : couche K, puis couche L, puis couche M...
- Un électron ne peut appartenir à une couche que si les couches précédentes sont pleines.

A.4. Règles de stabilité

Les gaz rares contenus dans l'air, hélium He, néon Ne, Argon Ar, krypton Kr et xénon Xe, sont les seuls gaz monoatomiques, de structure électronique externe :



Ces structures particulières portent les noms de structures en duet⁶ et en octet : la couche externe est pleine (soit deux électrons pour la structure en duet, ou 8 électrons pour la structure en octet).

Pour acquérir cette structure, un atome peut :

- perdre un ou plusieurs électrons en formant des **ions positifs** ou **cations** ;
- gagner un ou plusieurs électrons en formant des **ions négatifs** ou **anions** ;
- mettre en commun des électrons avec d'autres atomes en établissant des **liaisons de covalence**.

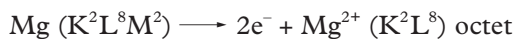
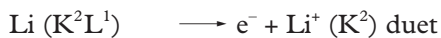
Règle 2

Règles du duet et de l'octet

Les atomes (sauf ceux des gaz rares) tendent à acquérir **par gain, par perte** ou **par partage** d'électrons la structure électronique avec huit électrons sur la couche externe du gaz rare qui les suit ou les précède dans la classification périodique.

7. Les ions Li^+ , Na^+ , Be^{2+} , Mg^{2+} , O^{2-} , Cl^- , F^- sont communs à l'état naturel : ce sont les constituants des cristaux minéraux.

Exemples d'ions monoatomiques⁷ :



A.5. Représentation de Lewis des dix-huit premiers éléments

Le chimiste américain Lewis (1875-1946) a eu l'intuition que seuls les électrons de(s) la couche(s) la(les) plus externe(s) d'un atome étaient concernés par l'échange d'électrons lors du gain, du don ou du partage afin d'améliorer la stabilité de l'atome.

8. Doublet d'électrons •• ;
électron célibataire •.

Nous représentons dans le **tableau 1** les répartitions⁸ des électrons des couches externes pour les dix-huit premiers éléments de la classification périodique de l'hydrogène ${}_1\text{H}$ à l'argon ${}_{18}\text{Ar}$.

1							18
$\overset{\cdot}{\text{H}}$							$\overset{\cdot\cdot}{\text{He}}$
$\overset{\cdot}{\text{Li}}$	$\overset{\cdot\cdot}{\text{Be}}$	$\cdot\overset{\cdot\cdot}{\text{B}}$	$\cdot\overset{\cdot}{\text{C}}\cdot$	$\cdot\overset{\cdot\cdot}{\text{N}}\cdot$	$:\overset{\cdot\cdot}{\text{O}}\cdot$	$:\overset{\cdot\cdot}{\text{F}}\cdot$	$:\overset{\cdot\cdot}{\text{Ne}}:$
$\overset{\cdot}{\text{Na}}$	$\overset{\cdot\cdot}{\text{Mg}}$	$\cdot\overset{\cdot\cdot}{\text{Al}}$	$\cdot\overset{\cdot}{\text{Si}}\cdot$	$\cdot\overset{\cdot\cdot}{\text{P}}\cdot$	$:\overset{\cdot\cdot}{\text{S}}\cdot$	$:\overset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}\cdot$	$:\overset{\cdot\cdot}{\text{Ar}}:$

Tableau 1 – Représentation de Lewis des 18 premiers éléments.

– Les éléments placés dans une même colonne ont le même nombre d'électrons externes, donc des propriétés chimiques voisines.

– Les éléments de la droite du tableau tendent à donner des anions par application de la règle de stabilité de l'octet : O^{2-} ; S^{2-} ; F^- ; Cl^- .

– Les éléments de la gauche du tableau, par perte d'électrons, tendent à donner des cations : Li^+ ; Be^{2+} ; Na^+ ; Mg^{2+} .

A.6. Mise en évidence de la structure en couches

Les spectres d'émission ou d'absorption observés lorsque des atomes gazeux sous faible pression sont convenablement excités, présentent une série de raies fines et non un spectre continu. Cela signifie que les échanges énergétiques se font entre des niveaux d'énergie électronique discontinus, de valeurs bien définies caractéristiques de l'élément considéré.

La transition entre deux niveaux d'énergie E_n et E_p s'accompagne de l'émission ou de l'absorption d'un photon d'énergie $E_n - E_p$ ($E_n > E_p$) correspondant à une radiation de longueur d'onde bien définie, telle que :

$$\Delta E = h\nu = h \frac{c}{\lambda}$$

$\Delta E = E_n - E_p$ énergie absorbée ou émise (J)

h constante de Planck (J · s)

c célérité de la lumière dans le vide ($m \cdot s^{-1}$)

ν fréquence de la radiation (Hz)

λ longueur d'onde de la radiation (m)

L'atome d'hydrogène est le plus simple à étudier.

• Spectre de l'hydrogène

Lorsqu'un atome d'hydrogène absorbe un photon, il est excité : l'atome passe d'un niveau d'énergie à un autre plus élevé.

Inversement, lorsqu'il émet un photon, il est désexcité, et son niveau d'énergie diminue.

Définition 2

Le spectre d'un atome est l'ensemble des longueurs d'ondes des photons que cet atome peut absorber ou émettre lors d'une transition entre deux niveaux d'énergie.

Le spectre se caractérise donc par une série de raies, de longueur d'ondes bien définies qui satisfont à la relation :

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{p^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

λ longueur d'onde de la raie (m)

$R_H = 1,09677 \cdot 10^7 m^{-1}$, constante de Rydberg

$n > p$ entiers naturels représentant les niveaux d'énergie électronique de l'atome avant et après la transition.

Il y a une infinité de transitions possibles (n et p peuvent prendre une infinités de valeurs) mais les seules qui correspondent à des longueurs d'ondes visibles⁹ se produisent d'un niveau d'énergie initial $p = 2$ vers quatre niveaux plus élevés, $n = 3$, $n = 4$, $n = 5$ ou $n = 6$.

⁹ Étudié dans un plus vaste domaine de longueurs d'onde, le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène excité présente des raies d'émission à des longueurs d'onde bien déterminées dans l'ultraviolet et l'infrarouge.