

Chapitre 02 : classification périodique des éléments

L'Univers connu est constitué de près d'une centaine d'éléments chimiques différents. Les étoiles, qui naissent au sein de nuage de gaz et de poussières, sont le principal lieu de formation de ces éléments.



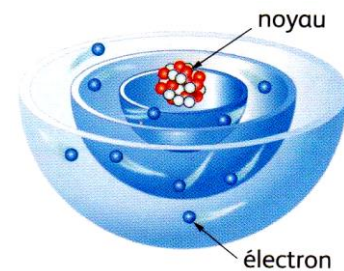
- Comment les scientifiques ont-ils classés les éléments chimiques de l'Univers ?

1. Structure électronique et stabilité

1.1. Description du modèle utilisé

En 1931, Niels Bohr propose un modèle atomique tel que :

- les noyaux de l'atome constitué de nucléons est assimilé à une sphère ;
- les électrons de l'atome sont en mouvement autour du noyau. Ils se répartissent dans des **couches électroniques**, notées K, L, M, etc.



Chaque couche ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons. Une couche qui contient son nombre maximal d'électrons est dite **saturée**.

Couche électronique	<i>K</i>	<i>L</i>	<i>M</i>
Nombre maximal d'électrons	2	8	18

Nombre maximal d'électrons des différentes couches électroniques

Dans l'état le plus stable, dit état fondamental, d'un atome ou d'un ion monoatomique, les électrons remplissent d'abord la couche *K*. Lorsqu'elle est saturée, les électrons restant remplissent la couche *L*, puis si nécessaire, la couche *M*, etc.

1.2. Structure électronique

La **structure électronique** d'un atome ou d'un ion monoatomique décrit la répartition de ses électrons sur les différentes couches électroniques.

On note, dans l'ordre, chaque couche occupée (entre parenthèses) avec le nombre d'électrons qu'elle contient en exposant à haut à droite.

Exemples :

- *structure électronique d'un atome d'aluminium ($Z = 13$: 13 protons donc 13 électrons pour l'atome) dans l'état fondamental Al: (*K*)²(*L*)⁸(*M*)³ Couche externe non saturée : *M* ;*
- *structure électronique d'un atome d'oxygène ($Z = 8$: 8 protons donc 8 électrons pour l'atome) dans l'état fondamental O: (*K*)²(*L*)⁶ Couche externe non saturée : *L*.*

La **couche externe** est la dernière couche électronique occupée. Les électrons de la couche externe sont les moins liés au noyau.

1.3. Règles de stabilité

Dans la nature, les atomes ne sont généralement pas isolés : ils s'associent pour former des molécules ou deviennent des ions qui se trouvent souvent combinés dans des cristaux ioniques.

Pourtant, l'hélium He ($Z = 2$), le néon Ne ($Z = 10$), et l'argon Ar ($Z = 18$) sont des éléments qui n'existent sur Terre que sous forme d'atomes isolés. Ce sont des gaz qui ne réagissent pas, ils sont dits inertes chimiquement : ils sont qualifiés de « nobles ».

La structure électronique en duet de l'hélium et la structure électronique externe en octet du néon et de l'argon sont très stables. Cette stabilité est recherchée par tous les atomes.

Vocabulaire

- *duet* vient du latin *duo*, qui signifie « ensemble de deux » ;
- *octet* vient du latin *octo*, qui signifie « huit ».

a. Énoncé des règles

Au cours d'une transformation chimique, les atomes tendent à obtenir la structure électronique du gaz noble de numéro atomique le plus proche.

- **Règle du « duet »** : les atomes de numéro atomique voisin de 2 tendent à obtenir la structure électronique en duet de l'hélium.
- **Règle de l'octet** : les autres atomes ($2 < Z \leq 20$) tendent à obtenir la structure électronique externe en octet des gaz nobles autres que l'hélium.

b. Application aux ions monoatomiques

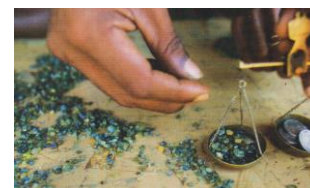
Afin de **satisfaire les règles du « duet » et de l'octet**, les atomes peuvent perdre des électrons et devenir des cations ou bien gagner des électrons et devenir des anions.

Exemples :

- l'atome d'aluminium de numéro atomique $Z = 13$, a pour structure électronique $Al: (K)^2(L)^8(M)^3$. Dans certaines conditions expérimentales, l'atome d'aluminium perd trois électrons et se transforme en cation Al^{3+} , de structure électronique $Al^{3+}: (K)^2(L)^8$. Comme sa couche externe L contient un octet d'électrons, la règle de l'octet est vérifiée. L'élément aluminium a alors acquis une plus grande inertie chimique.

- l'atome d'oxygène de numéro atomique $Z = 8$, a pour structure électronique $O: (K)^2(L)^6$. Dans certaines conditions expérimentales, l'atome d'oxygène gagne deux électrons et se transforme en anion O^{2-} , de structure électronique $O^{2-}: (K)^2(L)^8$.

Comme sa couche externe L contient un octet d'électrons, la règle de l'octet est vérifiée. L'élément oxygène a alors acquis une plus grande inertie chimique.



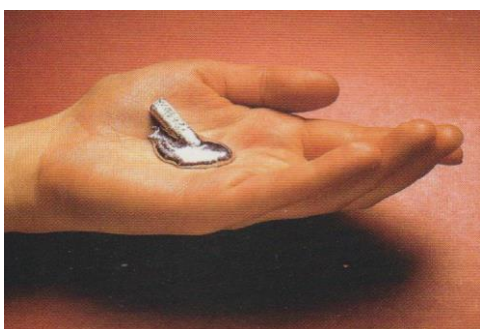
Le saphir est essentiellement constitué d'ions Al^{3+} et O^{2-} .

2. Classification périodique des éléments

2.1. Critères de classement

a. Le génie de Mendeleïev

En 1869, Mendeleïev a le premier l'idée de classer les éléments chimiques par masse atomique croissante, en s'appuyant également sur le fait que certains éléments possèdent des propriétés chimiques et physiques analogues. Il remarque en effet que ces propriétés reviennent de manière périodique.



Il construit ainsi un tableau où il peut classer les éléments chimiques connus. À cette époque, une soixantaine d'éléments sont répertoriés. Pour expliquer certaines cases vides dans son classement, il prédit alors avec succès l'existence d'éléments non découverts à l'époque.

Exemple

Le gallium (photo) est un métal qui fond dans la main ($T_{fus} = 29,8^\circ\text{C}$). Découvert en 1875, il confirma l'efficacité de la classification établie par Mendeleïev.

b. Critères actuels de classification

La classification périodique actuelle, composée de sept lignes et de dix-huit colonnes, renferme les 118 éléments chimiques naturels ou artificiels classés selon trois critères :

- les éléments sont rangés horizontalement par **numéro atomique Z croissant** ;
- une **nouvelle période** est utilisée chaque fois que la structure électronique des atomes fait intervenir une **nouvelle couche électronique** ;
- les éléments chimiques dont les atomes ont le **même nombre d'électrons externes** sont **disposés dans la même colonne**.

Classification périodique simplifiée des éléments, en se limitant aux 18 premiers

1 1 H (K) ¹								18 4 He (K) ²
2 7 Li (K) ² (L) ¹	3 9 Be (K) ² (L) ²		13 11 B (K) ² (L) ³	14 12 C (K) ² (L) ⁴	15 14 N (K) ² (L) ⁵	16 16 O (K) ² (L) ⁶	17 19 F (K) ² (L) ⁷	20 10 Ne (K) ² (L) ⁸
23 11 Na (K) ² (L) ⁸ (M) ¹	24 12 Mg (K) ² (L) ⁸ (M) ²		27 13 Al (K) ² (L) ⁸ (M) ³	28 14 Si (K) ² (L) ⁸ (M) ⁴	31 15 P (K) ² (L) ⁸ (M) ⁵	32 16 S (K) ² (L) ⁸ (M) ⁶	35 17 Cl (K) ² (L) ⁸ (M) ⁷	40 18 Ar (K) ² (L) ⁸ (M) ⁸

Remarque :

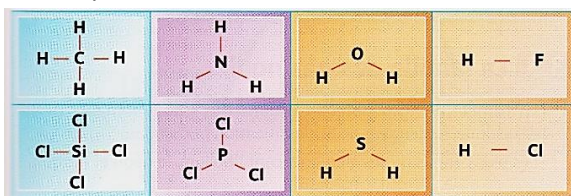
- Dans chaque case de la classification périodique figure la notation A_ZX du noyau isotopique le plus abondant dans le mélange naturel.

2.2. Utilisation de la classification périodique

a. Évolution des propriétés dans une période

Les propriétés des éléments évoluent périodiquement lorsqu'ils sont sur la même ligne.

Exemple



Formules de plusieurs molécules pour des éléments classés en ligne

Les atomes des éléments situés :

- dans la 14^{ème} colonne forment quatre liaisons ;
- dans la 15^{ème} colonne forment trois liaisons ;
- dans la 16^{ème} colonne forment deux liaisons ;
- dans la 17^{ème} colonne forment une liaison ;
- dans la 18^{ème} colonne ne forment pas de liaison.

b. Les familles chimiques

Ce sont les électrons externes (ou périphériques) des atomes qui confèrent aux éléments leurs propriétés chimiques. C'est la raison pour laquelle **les éléments d'une même colonne possèdent des propriétés chimiques analogues**.

Les colonnes du tableau périodique regroupent les éléments qui présentent des propriétés chimiques similaires : ils constituent des **familles chimiques**.

- La famille des halogènes

Elle regroupe les éléments de la **17^{ème} colonne de la classification**.

Les corps simples stables sont le dichlore, le diiode, le dibrome. Ils sont très solubles dans le cyclohexane et peu solubles dans l'eau ;

Les ions halogénures réagissent avec les ions argent pour former des précipités d'halogénure d'argent. Même chose avec les ions Pb^{2+} avec lesquels ils donnent des halogénures de plomb.

Exemple d'application : ampoule halogène.

- La famille des métaux alcalins

Elle regroupe les éléments de la **première colonne de la classification** (sauf l'hydrogène).

Ils peuvent être préparés à l'état de corps purs simples. Métaux de formules chimiques Li, Na et K. Ces métaux réagissent spontanément avec le dioxygène de l'air pour former des composées ioniques : Li_2O , Na_2O , K_2O .

Les métaux alcalins réagissent aussi très vivement avec l'eau pour former du dihydrogène, des ions H^+ , Na^+ ou K^+ ainsi que des ions HO^- .

Exemple d'application : les batteries électriques au lithium

- La famille des gaz nobles

Elle regroupe les éléments de la **18^{ème} colonne de la classification**. Leur couche externe comporte soit deux (hélium) soit huit électrons.

Ils sont particulièrement stables et existent la plupart du temps sous forme de gaz monoatomiques.

Exemple d'application : soudure en atmosphère inerte

c. Charges des ions monoatomiques

Les électrons situés sur une même colonne possèdent le même nombre d'électrons sur leur couche externe. Par conséquent, **les règles du « duet » et l'octet s'appliquent de la même manière pour les éléments d'une même colonne**.

Les éléments d'une même colonne forment des ions monoatomiques ayant tous la même charge. Cette charge peut se déduire de la place de l'élément dans la classification.

Les atomes des éléments des colonnes 1, 2, ou 13 ont 1, 2 ou 3 électron(s) externe(s). Ils peuvent les perdre pour former des cations de formule X^+ , X^{2+} , X^{3+} .

Les atomes des éléments des colonnes 15, 16, ou 17 ont 5, 6 ou 7 électron(s) externe(s). Ils peuvent gagner 3, 2 ou 1 électron(s) pour former des anions de formule X^{3-} , X^{2-} , X^- .

Exemple
Des ions monoatomiques stables.

H^+			
Li^+	Be^{2+}	O^{2-}	F^-
Na^+	Mg^{2+}	S^{2-}	Cl^-
K^+	Ca^{2+}		Br^-
			I^-