

Classification périodique des éléments

Comment classer les éléments chimiques présents sur Terre et dans l'Univers ?

1) La répartition des électrons au sein d'un atome et d'un ion

1) Couches électroniques

Les électrons d'un atome ou d'un ion se répartissent en **couches électroniques**. La première couche électronique est notée *K*, la 2ème *L*, la 3ème *M* ...

Chacune de ces couches ne peut contenir qu'un **nombre limité d'électrons** : 2 électrons au max. pour la couche *K*, 8 électrons pour la couche *L*, et 18 pour *M*.

Une couche électronique est **saturé** lorsqu'elle contient son nombre max. d'électrons.

2) Formule électronique

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

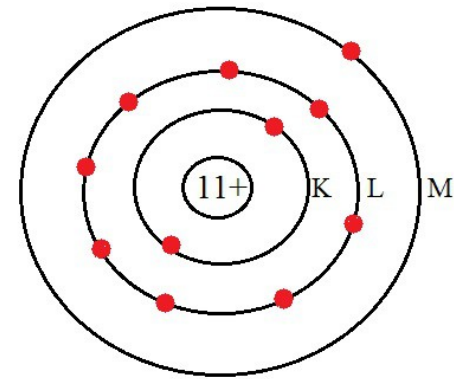
Les électrons se placent d'abord sur la couche *K*. Lorsque celle-ci est saturée, les électrons restants se mettent sur la couche *L*, si nécessaire, sur la couche *M*.

La répartition électronique ainsi obtenue correspond à l'état le plus stable de l'atome ou de l'ion considéré, dit **état fondamental**.

La couche externe est la dernière couche électronique occupée.

Pour donner la formule électronique d'un atome ou d'un ion, on écrit la lettre représentant chacune des couches en indiquant son nombre d'électrons en exposant ; les couches électroniques non occupées ne sont pas écrites.

Exemple : L'atome de sodium possède 11 électrons :
Sa formule électronique est $(K)^2(L)^8(M)^1$.



2) Quelles sont les structures électroniques les plus stables ?

1) Les gaz nobles

Dans l'Univers, les atomes des éléments restent rarement isolés et forment des molécules, des cristaux ioniques

À l'état naturel, seuls les éléments tels que l'hélium, le néon, l'argon ... existent à l'état atomique : ils sont appelés **gaz nobles**, parce qu'ils sont gazeux dans les conditions ordinaires de température et de pression et qu'ils ne réagissent avec quasiment aucune autre espèce.

Mais quelles sont leurs caractéristiques, pour être stable ?

Observons les structures électroniques de plusieurs éléments chimiques :

Atome	Numéro atomique	Nombre d'électrons	Structure électronique
Hydrogène H	Z = 1	1	(K) ¹
Azote N	Z = 7	7	(K) ² (L) ⁵
Oxygène O	Z = 8	8	(K) ² (L) ⁶

Atome	Numéro atomique	Nombre d'électrons	Structure électronique
Hélium He	Z = 2	2	(K) ²
Néon Ne	Z = 10	10	(K) ² (L) ⁸
Argon Ar	Z = 18	18	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁸

Conclusion : La stabilité des gaz nobles est dû à leur structure électronique externe, en duet (2 électrons) pour l'hélium ou en octet (8 électrons) comme pour le néon, l'argon ...

Les structures électroniques en duet et un octet sont particulièrement stables.

2) Règles du duet et de l'octet

La structure électronique stable des gaz nobles est recherchée par les autres atomes.

Au cours des transformations chimiques, les atomes ont tendance à acquérir une structure électronique analogue à celle d'un gaz noble. Les atomes de numéro atomique voisins de 2 cherchent à obtenir la structure électronique en duet de l'hélium. Les autres atomes cherchent à obtenir une structure électronique externe en octet.

3) Charges des ions monoatomiques

→ activité : la classification périodique des éléments.

De nombreux éléments existent sur Terre à l'état d'ions monoatomique ayant le même nombre d'électrons que les gaz nobles.

Exemples :

- L'ion aluminium Al^{3+} , avec Z (nombre de proton) = 13, possède 3 électrons de moins qu'un atome d'aluminium, soit $13 - 3 = \mathbf{10 \text{ électrons}}$.
- L'ion oxyde O^{2-} , avec $Z = 8$, possède 2 électrons de plus qu'un atome d'oxygène, soit $8 + 2 = \mathbf{10 \text{ électrons}}$.

Ainsi, ces 2 ions ont pour formule électronique dans leur état fondamental $(K)^2(L)^8$, soit la même formule que le néon. Ils possèdent un **octet d'électrons externes** : ils sont stables.

Conclusion :

En perdant x électrons pour acquérir une structure électronique externe en duet ou en octet, un atome A donne un cation A^{x+} .

En gagnant y électrons pour acquérir une structure électronique externe en duet ou en octet, un atome A donne un anion A^{y-} .

Exemple :

Déterminer l'ion stable que va former l'atome de fluor F avec $Z = 9$:

L'atome de fluor contient 9 e^- réparties comme ceux-ci : $(K)^2(L)^7$.

Il lui manque un e^- externe pour former un octet, donc il va prendre un e^- dans le milieu pour devenir un ion stable F^- .

3) Quelle est la structure de la Classification périodique ?

1) La classification

Dans la classification périodique, les éléments sont rangés par numéro atomique Z croissant en ligne.

Colonne	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 ^{re}	1H		Gaz nobles (aucune tendance à capter ni à perdre des électrons)														2He	
2 ^e	3Li	4Be	Métaux										5B	6C	7N	8O	9F	10Ne
3 ^e	11Na	12Mg	Non-métaux										13Al	14Si	15P	16S	17Cl	18Ar
4 ^e	19K	20Ca	21Sc	22Ti	23V	24Cr	25Mn	26Fe	27Co	28Ni	29Cu	30Zn	31Ga	32Ge	33As	34Se	35Br	36Kr
5 ^e	37Rb	38Sr	39Y	40Zr	41Nb	42Mo	43Tc	44Ru	45Rh	46Pd	47Ag	48Cd	49In	50Sn	51Sb	52Te	53I	54Xe
6 ^e	55Cs	56Ba	57La	72Hf	73Ta	74W	75Re	76Os	77Ir	78Pt	79Au	80Hg	81Tl	82Pb	83Bi	84Po	85At	86Rn
7 ^e	87Fr	88Ra	89Ac															

doc. 8 Classification périodique des éléments.

Colonne 1	Colonne 2	Colonne 13	Colonne 14	Colonne 15	Colonne 16	Colonne 17	Colonne 18
H : $Z = 1$ K^1							He : $Z = 2$ K^2
Li : $Z = 3$ $K^2 L^1$	Be : $Z = 4$ $K^2 L^2$	B : $Z = 5$ $K^2 L^3$	C : $Z = 6$ $K^2 L^4$	N : $Z = 7$ $K^2 L^5$	O : $Z = 8$ $K^2 L^6$	F : $Z = 9$ $K^2 L^7$	Ne : $Z = 10$ $K^2 L^8$
Na : $Z = 11$ $K^2 L^8 M^1$	Mg : $Z = 12$ $K^2 L^8 M^2$	Al : $Z = 13$ $K^2 L^8 M^3$	Si : $Z = 14$ $K^2 L^8 M^4$	P : $Z = 15$ $K^2 L^8 M^5$	S : $Z = 16$ $K^2 L^8 M^6$	Cl : $Z = 17$ $K^2 L^8 M^7$	Ar : $Z = 18$ $K^2 L^8 M^8$

doc. 9 Formule électronique dans leur état fondamental des atomes des éléments des trois premières périodes.

On constate que :

- la première ligne ne comporte que deux éléments : les atomes de ces éléments ont pour couche électronique externe la couche K ;
- la deuxième ligne comporte huit éléments : les atomes de ces éléments ont pour couche électronique externe la couche L ;
- la troisième ligne comporte huit éléments : les atomes de ces éléments ont pour couche électronique externe la couche M ;
- chaque ligne de la Classification se termine par un gaz noble ;
- les atomes des éléments d'une même colonne ont le même nombre d'électrons externes.

Conclusion : Une nouvelle ligne du tableau, appelée « période », est utilisée chaque fois que la formule électronique des atomes fait intervenir une nouvelle couche.

Les éléments chimiques dont les atomes ont le même nombre d'électrons externes sont disposés dans une même colonne : ils constituent une famille chimique.

2) Quelques familles chimiques

La famille des gaz nobles est constituée par les éléments de la dernière colonne de la C.P. . À l'exception de l'hélium, tous les atomes de cette famille possèdent une répartition électronique externe en octet qui leur confère une stabilité remarquable et une grande inertie chimique.

La famille des alcalins est constituée des éléments de la première colonne de la C.P. (à l'exception de l'hydrogène). Tous les atomes M de cette famille possède un seul électron externe. Ils sont souvent présent dans la nature à l'état de cations M^+ .

La famille des halogènes est constituée des éléments de l'avant-dernière colonne de la C.P. (fluor, chrome ...). Tous les atomes X de cette famille possèdent 7 e^- externes. Ils font formés dans la nature des anions halogénures X^- .

Conclusion : Les éléments d'une même famille chimique possèdent des propriétés chimiques voisines.

4) Comment retrouver la charge des ions monoatomiques ?

Pour obtenir un duet ou un octet électronique externe, les atomes peuvent perdre ou gagner des e^- .

Le nombre d' e^- externes d'un atome se déduit du numéro de sa colonne dans la Classifica° périodique.

Exemple :

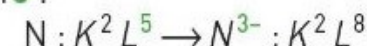
- un atome d'oxygène, colonne 16, possède 6 e^- externes.

La charge des ions monoatomiques des éléments se déduit donc de leur place dans la C.P..

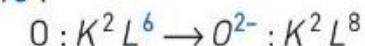
Les atomes des colonnes 1, 2 ou 13 de la Classification ont 1, 2 ou 3 électron(s) externe(s). Ils peuvent le(s) perdre pour donner des cations de formule M^+ , M^{2+} ou M^{3+} .

Les atomes des colonnes 15, 16 ou 17 de la Classification périodique ont 5, 6 ou 7 électrons externes. Ils peuvent gagner 3, 2 ou 1 électron(s) pour donner des anions X^{3-} , X^{2-} ou X^- .

Colonne 15 :



Colonne 16 :



Colonne 17 :



Formation des anions à partir d'atomes des colonnes 15, 16 ou 17.