

TABLEAU PÉRIODIQUE et RÈGLES DE STABILITÉ

1) La configuration électronique d'un atome :

Les Z électrons d'un atome sont répartis en couches électroniques (notées 1,2,3 ...) qui se décomposent elles-mêmes en sous-couches (notées s,p ...).

Chaque sous-couche contient un nombre limité d'électrons :

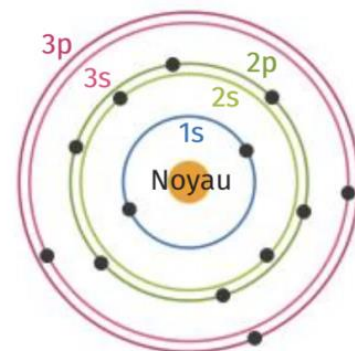
- la sous-couche **s** contient au maximum **2 électrons**
- la sous-couche **p** contient au maximum **6 électrons**

Les sous-couches se remplissent selon l'ordre : **1s -> 2s -> 2p -> 3s -> 3p**

Les électrons occupent d'abord la sous-couche 1s, puis quand elle est pleine occupent sous-couche 2s ... (voir [animation](#) « configuration électronique »)

La répartition des électrons en sous-couches se nomme « **configuration électronique** » de l'atome (voir ci-contre pour l'atome d'aluminium).

La dernière couche qui contient des électrons (couche externe) est appelée **couche de valence**. C'est elle qui nous renseigne sur la réactivité de l'atome.



Configuration électronique de l'aluminium (Z = 13) :



Exercices : n°3,9,10,16,17 p86/87

2) Le tableau périodique des éléments :

ACTIVITÉ 1

Le tableau périodique actuel comporte 118 éléments et repose sur les principes de remplissage suivants :

- les éléments sont classés par numéro atomique Z croissant
- les éléments d'une même colonne ont les mêmes propriétés chimiques et constituent une famille (ex: gaz nobles)

Lorsqu'on compare les configurations électroniques des atomes dans le tableau, on constate :

- une nouvelle ligne est utilisée à chaque fois que la configuration électronique fait intervenir une nouvelle couche
- une colonne contient des éléments qui ont le même nombre d'électrons sur leur couche de valence

	Tableau périodique simplifié							Colonne n°8 => Famille des gaz nobles
	1	2	3	4	5	6	7	
Ligne 1	H 1s ¹							He 1s ²
Ligne 2	Li 1s ² 2s ¹	Be 1s ² 2s ²	B 1s ² 2s ² 2p ¹	C 1s ² 2s ² 2p ²	N 1s ² 2s ² 2p ³	O 1s ² 2s ² 2p ⁴	F 1s ² 2s ² 2p ⁵	Ne 1s ² 2s ² 2p ⁶
Ligne 3	Na 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹	Mg 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ²	Al 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ¹	Si 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ²	P 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ³	S 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴	Cl 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵	Ar 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶

Ainsi, connaissant la position d'un élément dans le tableau, on peut en déduire sa configuration électronique.

Exemples : N est situé dans la 5ème colonne donc possède 5 électrons sur sa couche de valence
Al est situé dans la 3ème ligne donc sa couche de valence est la n°3

Exercices : n°1,2,7,19,20 p86/87

3) Règles de stabilité des éléments chimiques :

a - Stabilité des gaz nobles :

Les gaz nobles sont les éléments chimiques les plus stables : ils ne participent donc pas aux réactions chimiques et restent sous forme atomique (ils ne forment ni ion ni molécule). Leur stabilité provient de leur couche externe :

- deux électrons pour l'hélium : ${}_2\text{He} : 1s^2$
- huit électrons pour les autres : ${}_{10}\text{Ne} : 1s^2 2s^2 2p^6$; ${}_{18}\text{Ar} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; ${}_{36}\text{Kr} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

La stabilité des gaz nobles provient de leur couche externe qui est complètement remplie.

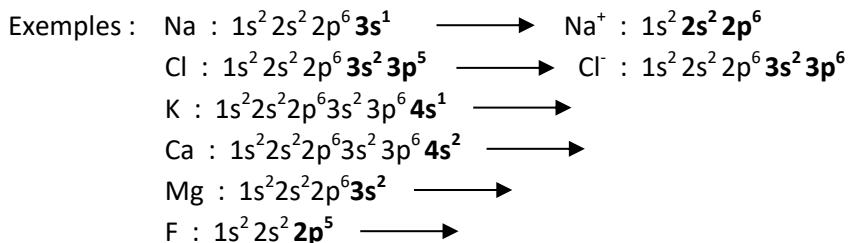
b - Règle de stabilité des autres éléments :

Les autres éléments ne sont pas stables car leur couche électronique externe n'est pas pleine. Dès qu'ils en ont la possibilité (lorsqu'ils sont en contact avec d'autres éléments) ils cherchent à adopter la configuration électronique du gaz noble le plus proche d'eux de manière à avoir leur couche externe pleine :

- les atomes proches de l'hélium évolueront vers une configuration électronique stable avec deux électrons sur leur couche externe (**règle du duet**)
- les autres atomes évolueront vers une configuration électronique stable avec huit électrons sur leur couche externe (**règle de l'octet**)

Pour avoir la même structure électronique que le gaz noble le plus proche d'eux, les éléments à l'état atomique ont deux possibilités :

- soit ils perdent ou gagnent des électrons et se retrouvent sous forme d'ions.



Nom de l'ion	Formule
Ion sodium	
Ion chlorure	
Ion potassium	
Ion calcium	
Ion magnésium	
Ion fluorure	
Ion hydrogène	

- soit ils se lient à d'autres atomes et se retrouvent sous forme de molécules. Exemples :

Molécule (formule)	Méthane (CH ₄)	Ammoniac (NH ₃)	Eau (H ₂ O)
Dans une molécule, les atomes mettent en commun des électrons de manière à ce que chacun ait sa couche externe pleine. La mise en commun de deux électrons correspond à une liaison.			
Schéma de Lewis : Les électrons de la couche externe sont regroupés en doublets liants (tiret vert) et non-liants (tiret noir).			