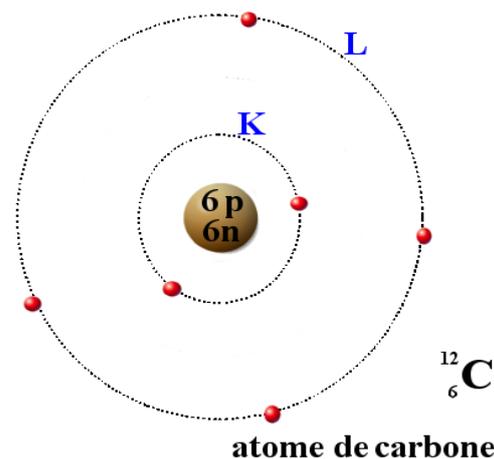


I) Configuration électronique d'un atome

1.1. Notion de couches électroniques.

Les électrons d'un atome ou d'un ion se répartissent autour du noyau sur des couches électroniques.

Les couches sont numérotées 1, 2, 3 ... ou notées de la plus proche à la plus éloignée du noyau par les lettres K, L, M, N, ...



1.2. Configuration électronique d'un atome

a. Remarques.

Nombre d'électrons : Un atome a **Z** électrons et un ion monoatomique a **Z-q** électrons.

Etat fondamental.

Les règles de répartitions concernent l'atome dans son état fondamental. Quand l'atome est dans cet état il est au repos : il n'est pas excité par un apport d'énergie sous forme de chaleur ou de rayonnement.

Définitions.

La couche la plus éloignée du noyau qui contient des électrons est appelée **couche externe**. Les électrons de cette couche externe sont appelés **électrons de valence**.

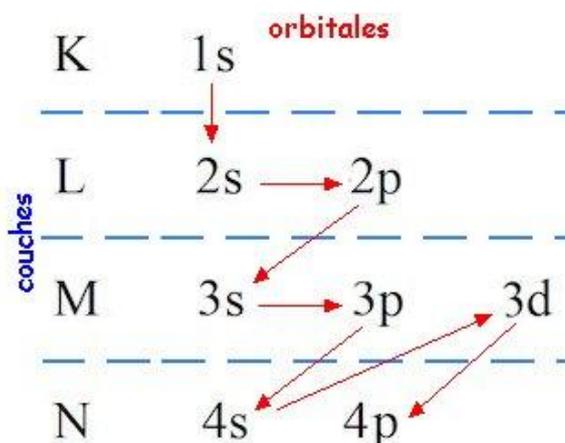
b. Règles de remplissage des couches électroniques et des orbitales.

(Valable pour les 18 premiers éléments)

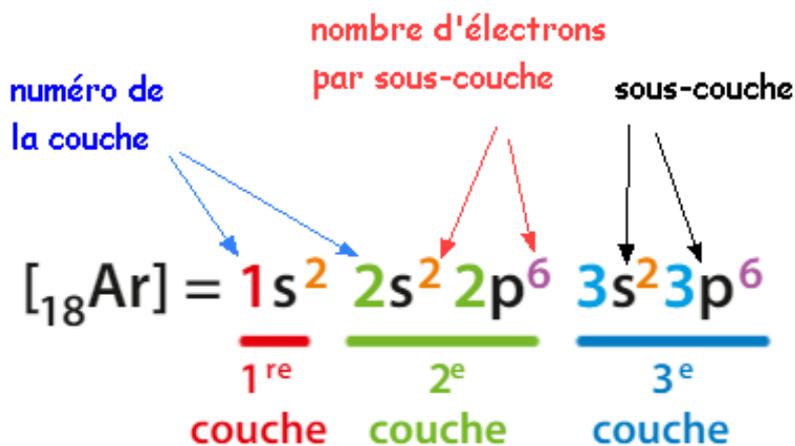
Première règle : Les électrons se répartissent dans des sous couches appelées aussi orbitales

Type de sous-couche	s	p	d
Nombre d'e ⁻ max par sous-couche	2	6	10

Deuxième règle : On remplit les sous-couches dans un ordre précis donné par les règles de Klechkowski jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'électrons à répartir.



Troisième règle On écrit la configuration électronique ainsi :



c. Schéma de Lewis d'un atome

Une fois qu'on a fait la configuration électronique on ne s'occupe que de la **couche externe** :

On écrit le symbole de l'élément entouré des électrons de valence.

Méthode (couche externe ≠ K) : on tourne autour du symbole en plaçant un électron sur chaque côté (4 côtés : haut, droite, bas, gauche) jusqu'à ce qu'il n'y en ait plus.

On représente ensuite **un électron célibataire** par un point et **un doublet d'électron** (deux électrons) par un tiret.

2 électrons :

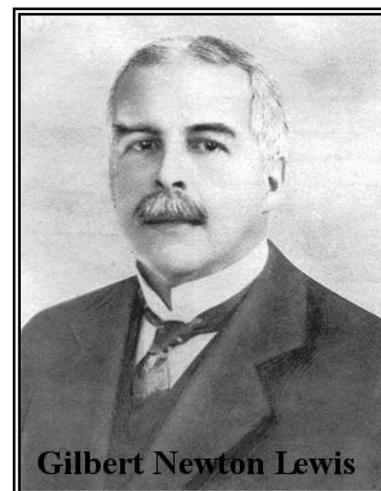


6 électrons :



Exercice : faire la représentation de Lewis des éléments suivants :

8O et 13Al



Remarque : si la couche externe est (K), on met tous les électrons sur **un seul** côté (en haut par exemple) :

Hélium 2He soit (K)² donc $\overline{\text{He}}$

1.3. Grande stabilité des gaz nobles

a) Exercice d'introduction

Écrire la structure électronique puis la représentation de Lewis de $_{10}\text{Ne}$ et comparer avec $_{2}\text{He}$. Que constatez-vous pour ces deux atomes ?

Ces atomes n'ont pas d'électrons célibataires : Ils n'ont que des doublets.

b) conséquences

- *Atomes chimiquement stables.*

Les atomes de la famille des gaz nobles (colonne 18 de la classification : He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn ...) sont **chimiquement très stables**. Ils ne forment ni ions ni molécules dans les conditions habituelles.

- *Transformations subies par les atomes.*

Lorsque les atomes subissent des transformations (formation d'ions monoatomiques ou de molécules) **Ils vont tenter d'obtenir la même configuration électronique que le gaz noble le plus proche.**

- *Octet et duet.*

Les gaz nobles ont **8 électrons** de valence (un octet) sauf l'Hélium qui en a **2** (un duet)

c) Règle de l'octet et du duet

Par transformations chimiques, les atomes réagissent pour obtenir la même configuration électronique que le gaz noble de numéro atomique le plus proche (soit un duet, soit un octet d'électrons)

Exception : l'hydrogène H préfère perdre son électron pour former un ion H^+ plutôt que d'en gagner 1 : il n'obtient donc pas la même configuration que He.

1.4. Application : Prévion de la charge des ions monoatomiques.

Exemple 1 : Considérons l'atome de chlore de numéro atomique $Z = 17$ dont la configuration électronique est : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Il possède 7 électrons de valence sur sa couche externe $n^{\circ}3$. Son schéma de Lewis est :



Lorsqu'il se transforme en ion, il obtient la même structure que l'Argon



il va donc **gagner un** électron pour en avoir **8** sur sa couche externe comme Ar.

La formule de cet ion sera alors Cl^- : avec 18 électrons

Exercice 2 : quel ion va former le magnésium ${}_{12}\text{Mg}$?

Exercice 3 : quel ion va former le lithium ${}_{3}\text{Li}$?

1.5. Application : Formation des molécules

Liaison covalente

Le nombre de liaisons covalentes que peut former un atome est égal au nombre d'électrons célibataires qu'il a sur sa couche externe. On appelle ce nombre **la valence**.

La valence d'un atome est égale au nombre d'électrons célibataires d'un atome.

Une liaison de covalence se forme par la mise en commun d'électrons célibataires entre deux atomes.

Représentation de Lewis des molécules.

Un doublet est représenté par un tiret

Les doublets liants, formés par 2 électrons célibataires sont mis en commun entre deux atomes : ce sont les liaisons covalentes.

Les doublets non liants appartiennent à un seul atome. Ils sont importants pour comprendre la géométrie de la molécule.

Une molécule sera stable si aucun de ses atomes n'a d'électrons célibataires : il ne reste que des doublets (liants ou pas) comme les gaz nobles.

Représentation de Lewis des molécules.

La représentation de Lewis d'une molécule fait apparaître tous les atomes de la molécule ainsi que tous les doublets liants et non liants.

Exemple : formation de la molécule d'eau :



Energie de liaison

La molécule A-B est plus stable que les atomes A et B isolés. Pour casser une liaison covalente d'une molécule il faut fournir de l'énergie. L'Énergie de liaison représente la force de cette liaison.

Par exemple, la molécule de dihydrogène H₂ possède une énergie de liaison H-H égale à 436 kJ/mol. Elle est donc beaucoup plus difficile à rompre, donc beaucoup plus stable, qu'une molécule comme le dibrome Br₂, dont l'énergie de liaison Br-Br vaut seulement 193 kJ/mol.

II) Classification ou tableau périodique des éléments

2.1. Classification historique de Mendéléïev.

Mendéléïev (1834-1907) eut l'idée de classer les éléments, connus à son époque, de telle manière que les éléments figurant dans **une même colonne présentent des propriétés chimiques semblables**. Voir TD Classification périodique des éléments

2.2. Classification moderne.

- Cette classification comporte **7 lignes** (ou périodes) et **18 colonnes**.
- Les éléments sont rangés dans chaque ligne par **ordre croissant du numéro atomique Z**.

2.3. Utilisation de la classification périodique.

a. Familles chimiques.

On dit que **les éléments d'une même colonne constituent une famille chimique**.

Les propriétés chimiques des atomes dépendent essentiellement du nombre d'électrons de valence, donc dans une colonne de la classification, les éléments ont le même nombre d'électrons de valence :

La **1^{ère} colonne** (à l'exception de l'hydrogène) constitue la famille des **métaux alcalins**.

La **17^{ème}** constitue la **famille des halogènes**.

La **18^{ème}** constitue la **famille des gaz nobles**

b. Préviation du nombre de liaisons covalentes que peut établir un atome.

La valence d'un élément chimique c'est le nombre d'électrons célibataires de sa couche externe (ce qui permet de faire des liaisons). Si on détermine la valence de l'élément en tête de colonne elle sera identique pour tous les éléments de la famille chimique.

Exemple : le carbone a une valence de 4 donc c'est pareil pour le Si, Ge, Sn, Pb.

c. Préviation de la charge d'un ion monoatomique.

De même les éléments de la même famille chimique formeront les mêmes ions

Exemple : Li^+ , Na^+ , K^+ , Cs^+ pour la famille des halogènes.

Charge d'ions monoatomiques et classification périodique réduite

Colonne 1	Colonne 2	Colonne 13	Colonne 14	Colonne 15	Colonne 16	Colonne 17	Colonne 18
1 électron de valence*	2 électrons de valence	3 électrons de valence	4 électrons de valence	5 électrons de valence	6 électrons de valence	7 électrons de valence	8 électrons de valence**
Ion X^+	Ion X^{2+}	Ion X^{3+}		Ion X^{3-}	Ion X^{2-}	Ion X^-	
Alcalins*						Halogènes	Gaz nobles

Éléments d'une famille chimique :

- ▶ Même colonne de la classification
- ▶ Même nombre d'électrons de valence et mêmes propriétés chimiques

* Sauf H

** Sauf He : $2e^-$