



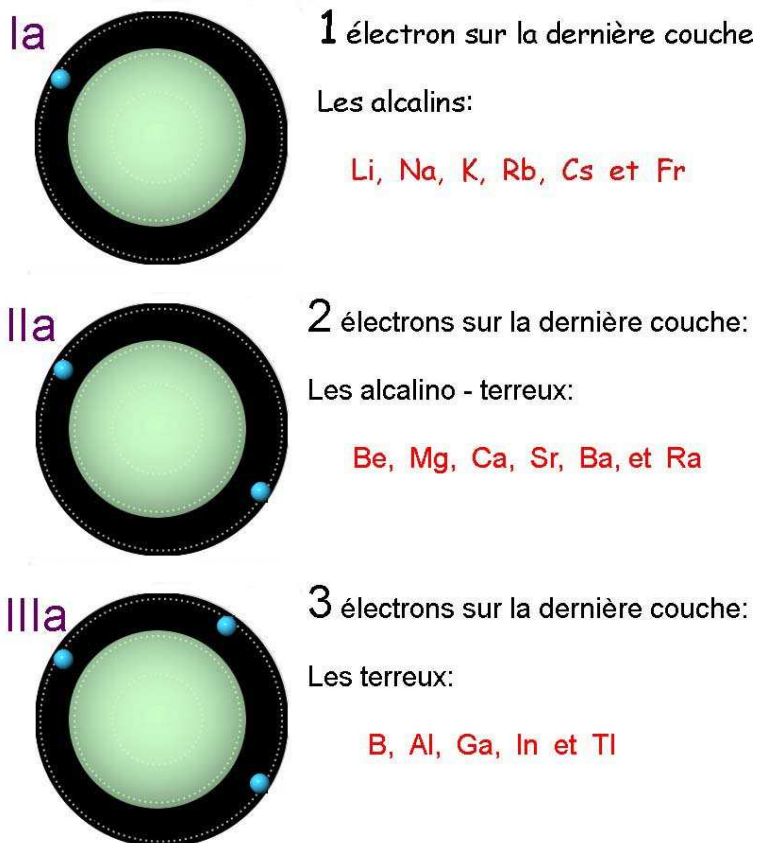
# Les électrons extérieurs des atomes

## 1 La dernière couche occupée

### 1.1 Les électrons de valence

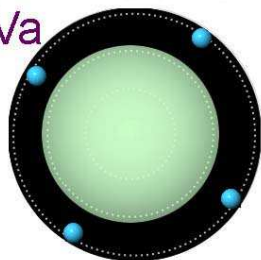
On appelle électrons de valence (= électrons extérieurs) d'un atome les électrons de la dernière couche occupée.

☞ L'occupation des couches se fait de bas (près du noyau) en haut (loin du noyau). La première couche renferme au maximum 2 électrons. Les électrons de l'hydrogène et l'hélium sont placés sur cette couche. Pour les autres atomes, la dernière couche occupée a de la place pour 8 électrons. Les physiciens ont trouvé que ces électrons doivent se grouper deux à deux à partir du moment où le nombre dépasse 4 sur la dernière couche. Pour les atomes des familles Ia à VIIa et O du tableau périodique, la distribution des électrons sur la dernière couche est très simple : en vert : le noyau et les électrons intérieurs, les petits points bleus sont les électrons





IVa

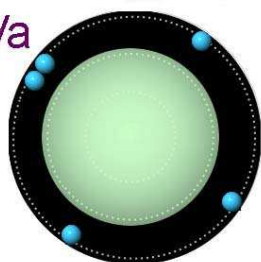


4 électrons sur la dernière couche:

Les carbonides:

C, Si, Ge, Sn et Pb

Va

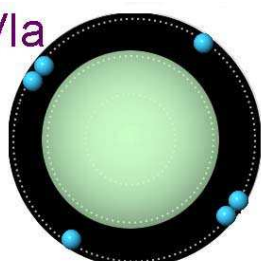


5 électrons sur la dernière couche:

Les azotides:

N, P, As, Sb et Bi

Vla

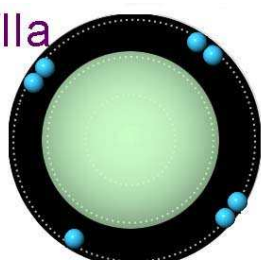


6 électrons sur la dernière couche:

Les sulfurides:

O, S, Se, Te et Po

VIIa

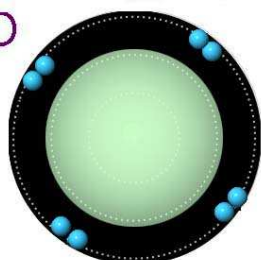


7 électrons sur la dernière couche:

Les halogènes:

F, Cl, Br, I et At

O



8 électrons sur la dernière couche:

Les gaz nobles (argonides):

Ne, Ar, Kr, Xe et Rn

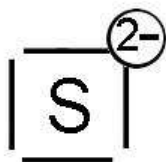


## 1.2 Les formules de Lewis

Gilbert N. Lewis avait l'idée en 1902 de représenter les électrons extérieurs des atomes. Ces "structures de Lewis" naïves se sont révélées très pratiques! **Un trait sont deux électrons groupés (= électrons appariés), un point est un électron seul (= électron non apparié, électron célibataire) :**

<b>H·</b>							<b>He </b>
<b>Li·</b>	<b>Be·</b>	<b>B·</b>	<b>·C·</b>	<b>·N·</b>	<b>·O·</b>	<b>·F·</b>	<b>·Ne </b>
<b>Na·</b>	<b>Mg·</b>	<b>Al·</b>	<b>·Si·</b>	<b>·P·</b>	<b>·S·</b>	<b>·Cl·</b>	<b>·Ar </b>
<b>K·</b>	<b>Ca·</b>	<b>Ga·</b>	<b>·Ge·</b>	<b>·As·</b>	<b>·Se·</b>	<b>·Br·</b>	<b>·Kr </b>
<b>Rb·</b>	<b>Sr·</b>	<b>In·</b>	<b>·Sn·</b>	<b>·Sb·</b>	<b>·Te·</b>	<b>·I·</b>	<b>·Xe </b>
<b>Cs·</b>	<b>Ba·</b>	<b>Tl·</b>	<b>·Pb·</b>	<b>·Bi·</b>	<b>·Po·</b>	<b>·At·</b>	<b>·Rn </b>
<b>Fr·</b>	<b>Ra·</b>						

- Remarquez l'exception de l'hélium qui possède deux électrons appariés sur la dernière couche.
- **Les formules de Lewis représentées en haut décrivent la dernière couche de l'atome neutre**, c.à.d. l'atome qui possède au total le même nombre d'électrons dans tout le nuage électronique que de protons dans le noyau.
- Pour former des ions, les atomes gagnent (ou perdent) des électrons de leur dernière couche, ce qu'on verra facilement en comparant leur structure de Lewis à celle des atomes neutres, p.ex.



En comparant à la structure de Lewis du soufre neutre (en haut), on voit que l'ion sulfure représenté à gauche possède deux électrons supplémentaires. Il aura deux charges élémentaires négatives.

☞ Exercices



### 1.3 La règle de l'octet

Les **gaz nobles** (gaz rares, argonides) restent en général sous forme d'atomes isolés. Ils ne se lient pas à d'autres atomes pour former des molécules ou des réseaux. Il faut penser que leur structure électronique doit être particulièrement stable.

**Un octet électronique ( 8 e<sup>-</sup> sur la dernière couche) est stable**

(sauf pour la première période (ligne) du tableau périodique où la structure stable de l'hélium comporte deux électrons )

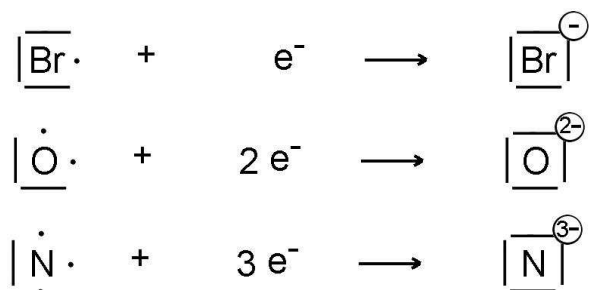
**Tous les atomes tendent à acquérir cette structure stable.**

## 2 La liaison ionique

### 2.1 Ions simples

Pour gagner la structure stable des gaz nobles, les atomes ont plusieurs possibilités :

- **Se procurer les électrons qui manquent sur la dernière couche.** Comme le nombre de protons dans le noyau reste le même, ils auront alors plus d'électrons que de protons. Ils se transformeront en ions négatifs (anions), par exemple :



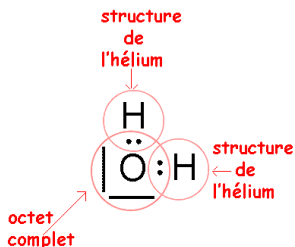
La nomenclature des anions est celle que vous connaissez de votre tableau des valences, p.ex : ion bromure, ion oxyde, ion nitrure.

Un atome ne peut pas gagner plus de 3 électrons, parce que la charge négative croissante rend l'acquisition d'un électron supplémentaire de plus en plus difficile (répulsion entre charge - et -). Cette possibilité convient donc uniquement pour les **azotides, sulfurides et halogènes.**

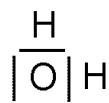
- **Abandonner les électrons de la dernière couche.** L'avant-dernière couche deviendra la dernière et elle sera complète avec la structure stable d'un gaz noble ! Comme le nombre de protons dans le noyau reste le même, ils auront alors moins d'électrons que de protons. Ils se transformeront en ions positifs (cations), par exemple



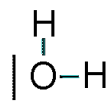




Chaque atome d'hydrogène gagne ainsi la structure stable de l'hélium! Les paires d'électrons peuvent être représentées par des traits :



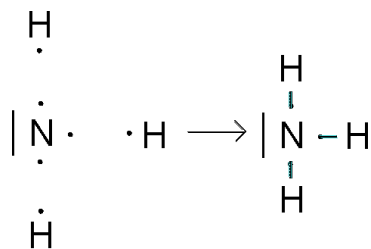
Ces traits sont avantageusement tracés d'un atome vers l'autre pour marquer deux "liaisons covalentes".



La molécule d'eau est ainsi constituée.

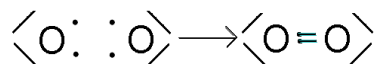
### Exemple 3

Voici la formation de la molécule d'ammoniac :

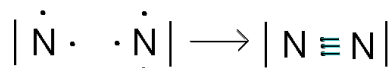


## 3.2 Liaisons multiples

La mise en commun de plusieurs paires d'électrons mène à des liaisons multiples comme dans le cas du (di)oxygène (liaison double) :



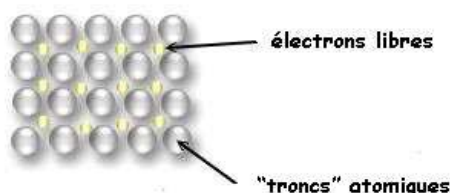
ou encore du (di)azote (liaison triple) :



### ☞ Exercices

## 4 La liaison métallique

Les atomes métalliques retiennent très faiblement leurs électrons extérieurs. Dans un métal ceux-ci sont libres de se déplacer entre les "troucs" ioniques restants (= le noyau et les électrons intérieurs, le tout positivement chargé) des atomes et forment une sorte de "gaz électronique". Ils assurent ainsi la cohésion de l'ensemble :

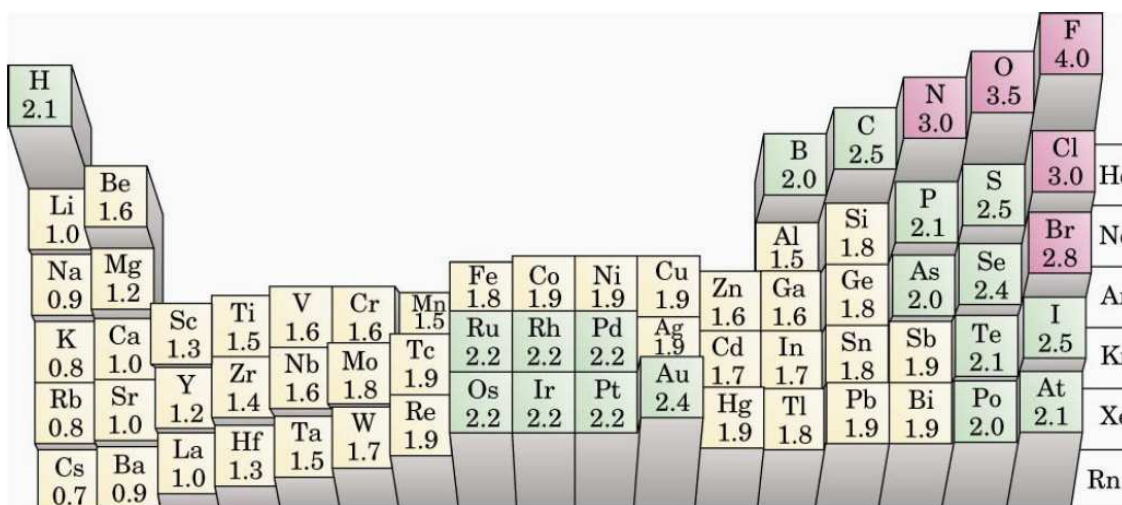


La mobilité des électrons extérieurs explique les propriétés des métaux :

- conductivité électrique élevée
- conductivité thermique élevée
- malléabilité (facilité avec laquelle un matériau se laisse déformer et aplatir en feuilles minces) et ductilité (facilité avec laquelle un matériau se laisse étirer en fils)
- éclat métallique

## 5 L'électronégativité

On peut mesurer la **tendance que possèdent les atomes pour retenir leurs électrons extérieurs**. Cette tendance s'exprime par un nombre qu'on appelle "électronégativité" :



Les atomes à faible électronégativité cèdent facilement leurs électrons, ceux à forte électronégativité les retiennent bien.

### - Électronégativité et liaison ionique

Si la différence d'électronégativité entre deux atomes dépasse **2**, les atomes forment une liaison ionique.

*Exemple* :  $E.n.(Cl) - E.n.(Na) = 2,1$ , donc le chlorure de sodium est une substance ionique.





- **Électronégativité et liaison covalente** Les atomes possédant des électronégativités supérieures ou égales à **2** forment entre eux des liaisons covalentes.  
*Exemple* :  $E.n.(H), E.n.(O) > 2$ , donc l'eau une substance moléculaire.
- **Électronégativité et liaison métallique** Les atomes possédant des électronégativités inférieures à **2** s'associent en liaisons métalliques.  
*Exemple* :  $E.n.(Na) = 0,92$ , donc le sodium est un métal.
- **Remarque** La limite de 2 que nous nous sommes fixée est assez floue. Aux abords de cette limite, des cas intermédiaires sont fréquents.  
*Exemples* :
  - Dans un échantillon de chlorure de fer(III) ( $\Delta(E.n.) = 1,2$ ) il existe des molécules  $FeCl_3$ , mais aussi des ions  $Fe^{3+}$  et  $Cl^-$  !
  - L'or ( $E.n. = 2,4$ ) est un métal !