

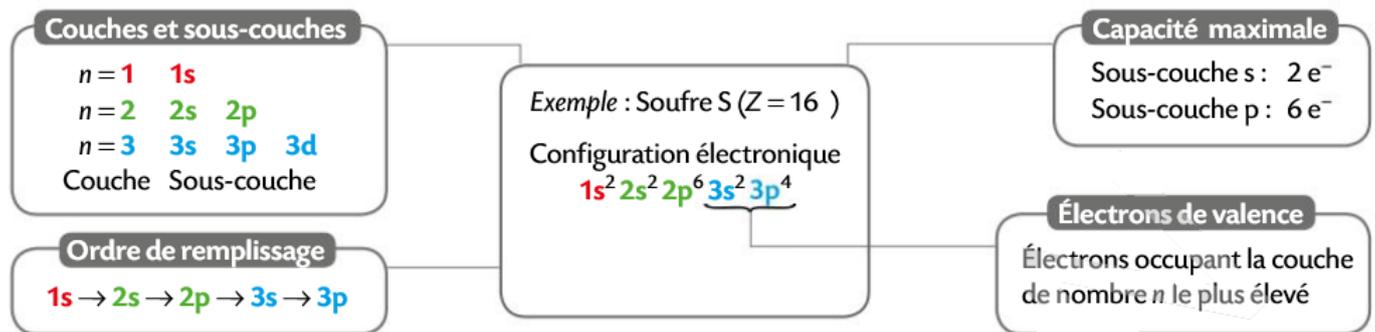


# Modèle de la stabilité des entités

Les propriétés chimiques d'une entité dépendent de la façon dont sont organisés les électrons.

## A. Configuration électronique d'une entité

Dans un atome, les  $Z$  électrons sont disposés selon une certaine **configuration** qui respectent les règles et les écritures conventionnelles ci-dessous.



Pour les entités de numéro atomique inférieur à 18, les **électrons de valence** sont ceux qui occupent la dernière couche occupée (celle qui a le nombre  $n$  le plus élevé). Cette couche est appelée **couche électronique de valence**. On parle parfois de **configuration électronique de valence** pour désigner la configuration de cette couche seulement.

## B. Tableau périodique des éléments

Dans le tableau périodique des éléments sont situés par  $Z$  croissant et on revient à la ligne de façon à ce que dans une même colonne le nombre d'électrons de valence soit toujours le même (mais la couche de valence change).

La dernière couche occupée ( $n$  le plus grand) indique la **période** (ligne) dans laquelle se trouve l'élément.

Le nombre d'électrons de la dernière sous-couche indique la **famille** (colonne) du bloc correspondant.

Exemple : L'atome de phosphore ( $Z=15$ ) a pour configuration électronique  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ . Le phosphore est donc dans la 3<sup>e</sup> période et dans la 3<sup>e</sup> colonne du bloc p.

## C. Règles de stabilité

Les gaz nobles ont une très grande stabilité : ils ne réagissent quasiment pas. Leur dernière couche est pleine.

Au cours des transformations chimiques, les atomes vont avoir leur environnement modifié de façon à ce qu'ils aient la même configuration électronique que le gaz noble le plus proche dans le tableau périodique.

Pour ceci, il y a deux possibilités :

- L'atome forme un ion monoatomique.
- L'atome forme une molécule avec d'autres atomes.

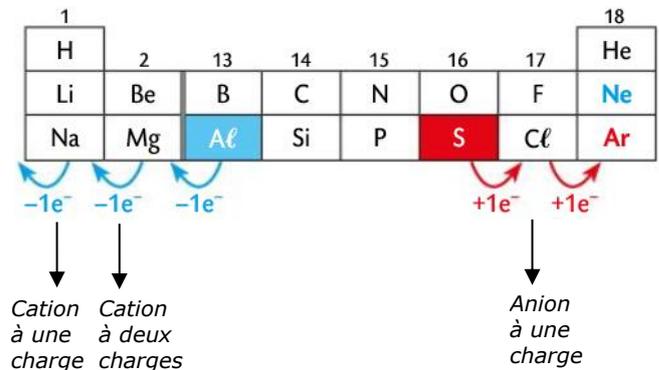


## D. Ions monoatomiques

La charge d'un ion monoatomique dépend de la colonne de l'élément dont il dépend. L'ion monoatomique est plus stable que l'atome correspondant.

Les ions courants à connaître sont les suivants :

$H^+$	Ion hydrogène
$Na^+$	Ion sodium
$K^+$	Ion potassium
$Mg^{2+}$	Ion magnésium
$Ca^{2+}$	Ion calcium
$F^-$	Ion fluor
$Cl^-$	Ion chlorure



## E. Molécules : modèle de la liaison de valence

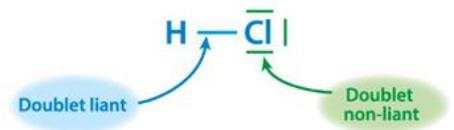
1 - Dans une molécule, les atomes sont liés par des **liaisons chimiques** (dites *de valence*).

2 - Une liaison chimique se crée par la **mise en commun de deux électrons** : un électron par chacun des atomes. Ces électrons mis en commun sont localisés entre les deux atomes et sont ainsi tous les deux autour de chaque atome : chaque liaison chimique apporte ainsi un électron supplémentaire dans l'entourage de l'atome ;

4 – Il existe des liaisons **simples**, **double** et **triples**.

5 – Le schéma de Lewis d'une molécule est une représentation qui s'appuie sur les règles de stabilité :

- chaque atome est représenté par son symbole
- les électrons de valence sont regroupés en doublets liants ou en doublets non-liants.
- on représente un doublet par un trait, soit entre les symboles des 2 atomes si c'est un doublet liant (une liaison), soit à côté du symbole si c'est un doublet non-liant.



**Ne sont pas concernés par ce modèle :**

- Les composés ioniques, par exemple  $NaCl$  ou  $MgO$  (ils ne sont pas composés des molécules).
- Les solides métalliques, par exemple, le fer, le cuivre (ils sont composés d'atomes)...

Processus de formation de la molécule $NH_3$	Schéma de Lewis de la molécule d'ammoniac
<p>L'atome N est entouré de 8 électrons Chaque atome H est entouré de 2 électrons</p>	

Doublet non liant : paire d'électrons de valence non engagés dans la stabilisation.

Doublet liant = liaison : paire d'électrons de valence qui permettent la stabilisation

Faire une liaison libère de l'énergie ; il faut inversement apporter de l'énergie pour casser une liaison. Cette énergie à apporter s'appelle **l'énergie de liaison** et est caractéristique de la liaison.