

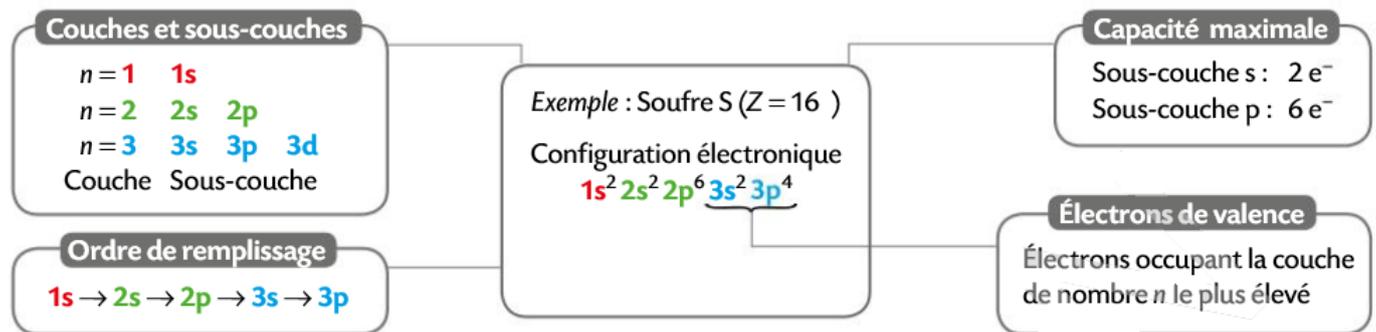


Modèle de la stabilité des entités

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^e période et dans la 3^e 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.

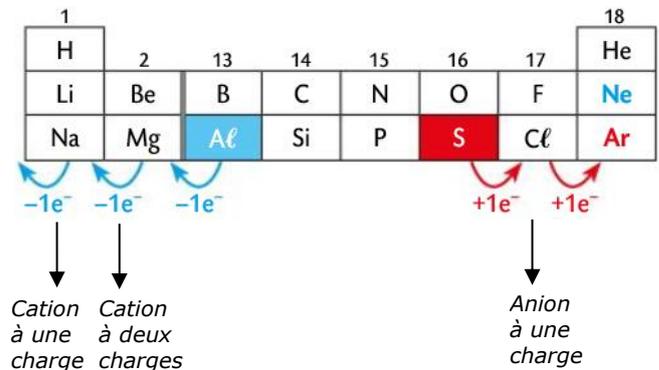


D. Ions monoatomiques

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

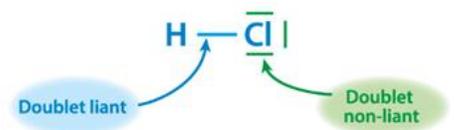
1 - Dans une molécule, les atomes sont liés par des **liaisons chimiques** (dites *de valence*).

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**, **doubles** 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.