

## CH C3 - Stabilité des éléments chimiques

### Programme officiel :

#### Constitution et transformations de la matière

#### 1. Constitution de la matière de l'échelle macroscopique à l'échelle microscopique

Au niveau atomique, la description des entités chimiques est complétée par les ordres de grandeur de taille et de masse de l'atome et du noyau et par le modèle du cortège électronique pour les trois premières lignes de la classification périodique. La stabilité des gaz nobles, associée à leur configuration électronique, permet de rendre compte de l'existence d'ions monoatomiques et de molécules. En seconde, les schémas de Lewis sont fournis et interprétés.

Notions et contenus	Capacités exigibles
<b>B) Modélisation de la matière à l'échelle microscopique</b>	
<p><b>Le cortège électronique de l'atome définit ses propriétés chimiques.</b></p> <p>Configuration électronique (1s, 2s, 2p, 3s, 3p) d'un atome à l'état fondamental et position dans le tableau périodique (blocs s et p).</p> <p>Électrons de valence.</p> <p>Familles chimiques.</p>	<p>Déterminer la position de l'élément dans le tableau périodique à partir de la donnée de la configuration électronique de l'atome à l'état fondamental.</p> <p>Déterminer les électrons de valence d'un atome (<math>Z \leq 18</math>) à partir de sa configuration électronique à l'état fondamental ou de sa position dans le tableau périodique.</p> <p>Associer la notion de famille chimique à l'existence de propriétés communes et identifier la famille des gaz nobles.</p>
<p><b>Vers des entités plus stables chimiquement.</b></p> <p>Stabilité chimique des gaz nobles et configurations électroniques associées.</p> <p>Ions monoatomiques.</p> <p>Molécules.</p> <p>Modèle de Lewis de la liaison de valence, schéma de Lewis, doublets liants et non-liants.</p> <p>Approche de l'énergie de liaison.</p>	<p>Établir le lien entre stabilité chimique et configuration électronique de valence d'un gaz noble.</p> <p>Déterminer la charge électrique d'ions monoatomiques courants à partir du tableau périodique. Nommer les ions : H<sup>+</sup>, Na<sup>+</sup>, K<sup>+</sup>, Ca<sup>2+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, Cl<sup>-</sup>, F<sup>-</sup> ; écrire leur formule à partir de leur nom.</p> <p>Décrire et exploiter le schéma de Lewis d'une molécule pour justifier la stabilisation de cette entité, en référence aux gaz nobles, par rapport aux atomes isolés (<math>Z \leq 18</math>).</p> <p>Associer qualitativement l'énergie d'une liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison.</p>

## CH C3 - Stabilité des éléments chimiques

### 1. La configuration électronique

#### 1.1. Les couches

Les électrons se répartissent autour du noyau en différentes couches électroniques appelées 1, 2, 3, etc.

Chaque couche ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons :

- la **couche 1** contient au maximum **2 électrons**,
- la **couche 2** contient au maximum **8 électrons**,
- la **couche 3** contient au maximum **18 électrons**, etc ...

Les couches possèdent des sous-couches appelées s, p, d, f, etc ... qui ne contiennent également qu'un nombre limité d'électrons :

- la **sous-couche s** contient au maximum **2 électrons**,
- la **sous-couche p** contient au maximum **6 électrons**,
- la sous-couche d contient au maximum 10 électrons,
- la sous-couche f contient au maximum 14 électrons,

**Remarque** : Dans le programme de seconde seuls les éléments ayant  $Z \leq 18$  sont étudiés, donc cela ne concerne que les 3 premières couches et les sous-couches s et p.

**Exemple** : L'atome de sodium dans son état fondamental possède 11 électrons. La structure électronique de cet atome sera donc :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ .

#### 1.2. Electrons de valence

Quand une couche contient son maximum d'électrons, on dit que la couche est saturée.

La couche externe est la dernière couche contenant des électrons.

Les électrons de la couche externe sont appelés **électrons de valence**.

**Exemple** : La structure électronique de l'atome de sodium vu précédemment est :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . Il possède donc 1 seul électron de valence (1 de la couche 3).  
L'atome de fluor qui possède 9 électrons a pour structure électronique :  $1s^2 2s^2 2p^5$ . Il possède donc 7 électrons de valences (2+5 de la couche 2).

### 2. Le tableau périodique

#### 2.1. Présentation

En 1869, **Dimitri MENDELEÏEV** propose de trier et de ranger les différents éléments connus en fonction de leurs propriétés : c'est la naissance du tableau périodique des éléments.

Les 118 éléments connus sont rangés en lignes et en colonnes par **numéros atomiques Z croissants**.

## 2.2. Utilisation du tableau

### 2.2.1. Avec la configuration électronique

La configuration électronique indique la position de l'élément dans le tableau. En effet, la dernière couche correspond à la ligne et le nombre d'électrons de valence à la colonne (sauf pour l'hélium He).

**Exemple :** Pour le sodium Na :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . Il possède 1 seul électron de valence sur la couche 3. Il est donc situé dans la 1<sup>ère</sup> colonne à la 3<sup>ème</sup> ligne.  
 Pour le fluor F :  $1s^2 2s^2 2p^5$ . Il possède 7 électrons de valences sur la couche 2, il est donc situé sur la 7<sup>ème</sup> colonne (17<sup>ème</sup> si on compte le bloc central) à la 2<sup>ème</sup> ligne.

### 2.2.2. Avec les familles des éléments

Les éléments d'une même colonne appartiennent à la même **famille chimique**. Ils ont des propriétés chimiques voisines. Par exemple la 1<sup>ère</sup> colonne (**sauf l'hydrogène**) est la famille des alcalins et la 17<sup>ème</sup> colonne concerne la famille des halogènes.

La dernière colonne constitue la famille des **gaz nobles**. Ce sont tous des gaz monoatomique qui restent stables dans les conditions normales de pression et de température.

Pour devenir stable comme un gaz noble, un atome va perdre ou gagner des électrons pour avoir la même structure électronique. Les éléments d'une même famille (donc d'une même colonne) ayant le même nombre d'électrons de valence, vont donc former des ions monoatomiques de même charge.

**Exemple :** Le sodium Na :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . Le gaz noble le plus proche est le néon Ne :  $1s^2 2s^2 2p^6$ . L'atome de sodium va donc perdre 1 électron pour avoir la même structure électronique (stable) du néon et devenir l'ion sodium  $Na^+$ .

## 3. Les molécules

### 3.1. Les liaisons

Comme nous l'avons déjà vu, une molécule est un assemblage d'atomes. Pour se faire les atomes doivent être liés.

On appelle liaison covalente, ou **doublet liant**, la liaison entre 2 atomes d'une molécule. On la représente par un tiret : A — B.

Ce sont les électrons de valence qui permettent de faire cette liaison. Ainsi, chacun des 2 atomes va partager 1 électron de valence pour faire cette liaison.

Il existe aussi les liaisons doubles (et triples) représentées un double (triple) tiret : A =B    A ≡B.

Il arrive également que 2 électrons de valence d'un même atome s'associent. On l'appelle un **doublet non liant** et est représenté par un tiret sur un côté de l'atome : A|.

### 3.2. Le modèle de Lewis

Le modèle proposé par Lewis permet de comprendre la stabilité des molécules. En effet, une molécule  $A - B$  est plus stable que les atomes A et B séparés car la liaison a permis à chaque atome d'avoir un électron de plus et ainsi avoir la même structure électronique qu'un gaz noble.

Prenons par exemple l'hydrogène. Il a 1 seul électron, sa structure électronique est  $1s^1$ . Le gaz noble le plus proche est l'hélium de structure  $1s^2$ . Ainsi, l'atome d'hydrogène va partager son électron de valence avec celui d'un autre atome pour en avoir 2. Ils formeront une liaison.

De même pour l'oxygène. Il a 8 électrons, sa structure électronique est  $1s^2 2s^2 2p^4$  et donc il a 6 électrons de valence. Le gaz noble le plus proche est le néon de structure  $1s^2 2s^2 2p^6$ . Ainsi, l'atome d'oxygène va partager deux électrons de valence avec deux autres atomes pour en avoir 2 de plus. Il formera deux liaisons.

Suivant ce principe, les différentes liaisons que peuvent former les atomes dans une molécule sont alors :

Atome	4 voisins	3 voisins	2 voisins	1 voisin
Carbone	$\begin{array}{c}   \\ -C- \\   \end{array}$	$\begin{array}{c} // \\ -C \\ \backslash \end{array}$	$\begin{array}{c} -C \equiv \\ =C = \end{array}$	
Azote		$\begin{array}{c} \bar{ } \\ -N- \\   \end{array}$	$\begin{array}{c} \bar{ } \\ \diagdown N = \\ \diagup \end{array}$	$\equiv N  $
Oxygène			$\begin{array}{c} \diagdown O \diagup \\ \diagup \end{array}$	$= O \diagdown$
Hydrogène				$-H$
Halogènes				$\begin{array}{c} \bar{ } \\ -Cl \\ \bar{ } \end{array}  $

Schéma de Lewis des atomes les plus courants



### 3.3. Energie de liaison

Certaines liaisons sont plus « fortes » que d'autres car les atomes n'ont pas tous la même affinité avec leurs voisins.

On définit alors l'**énergie de liaison** comme étant l'énergie nécessaire pour rompre une liaison et donc pour séparer les deux atomes.

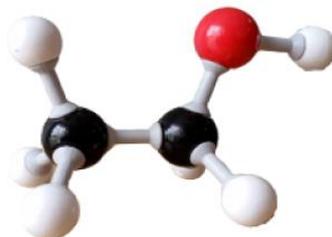
**Exemple** : L'énergie de liaison entre 2 atomes d'hydrogène est de : 436 kJ/mol, alors que celle de 2 atomes de carbone est de : 348 kJ/mol, et celle entre un atome C et un atome H est de : 413 kJ/mol.

### 3.4. Complément

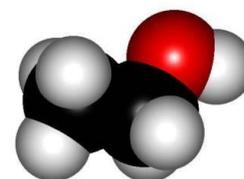
Les modèles moléculaires sont constitués de boules de couleur matérialisant les atomes, reliées par des bâtonnets matérialisant les liaisons.

H :       C :       O :       N :       halogènes : 

Exemple de l'éthanol :



Modèle éclaté

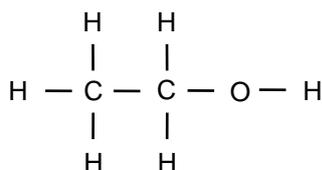


Modèle compact

Différentes formules peuvent être utilisées pour nommer la molécule :

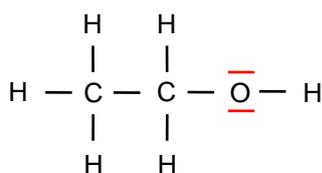
**Formule brute** : on donne les symboles des atomes et leur nombre :  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ .

**Formule développée** : on montre tous les enchaînements des atomes :



**Formule semi-développée** : on ne montre pas les liaisons avec H :  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$

**Schéma de Lewis** : on ajoute tous les doublets non liants dans la formule développée :



Le schéma de Lewis rend compte de la stabilité des atomes dans la molécule. Les atomes H n'ont qu'un seul doublet liant et tous les autres atomes en auront 4 (liants ou non).