

# Chapitre 05 : La stabilité des espèces chimiques

## Extrait Programme 2<sup>nde</sup>

<p>Électroneutralité de la matière au niveau macroscopique.</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>	<ul style="list-style-type: none"><li>- Exploiter l'électroneutralité de la matière pour associer des espèces ioniques et citer des formules de composés ioniques.</li><li>- Établir le lien entre stabilité chimique et configuration électronique de valence d'un gaz noble.</li><li>- Déterminer la charge électrique d'ions monoatomiques courants à partir du tableau périodique.</li><li>- Nommer les ions <math>H^+</math>, <math>Na^+</math>, <math>K^+</math>, <math>Ca^{2+}</math>, <math>Mg^{2+}</math>, <math>Cl^-</math>, <math>F^-</math>.</li><li>- Écrire leur formule à partir de leur nom.</li><li>- 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 &lt; 18</math>)</li><li>- Associer qualitativement l'énergie de liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison.</li></ul>
---	--

## I- Les gaz nobles et leur importance

Les gaz nobles sont stables chimiquement. Cela est dû au fait que leur couche de valence est complète (ou saturée).

Rappel : la couche de valence est la dernière couche contenant des électrons.

Exemples : He ( $Z = 2$ )  $1s^2$  Ne ( $Z = 10$ ) :  $1s^2 2s^2 2p^6$  Ar  $Z=18$ ) :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

L'hélium possède 2 électrons de valence, il a une structure en duet.

Les autres gaz nobles possèdent 8 électrons de valence, ils ont une structure en octet.

Tous les autres éléments de la classification périodique cherchent à obtenir la même stabilité. Pour cela, ils ont deux moyens à leur disposition, c'est ce que nous allons voir dans ce chapitre.

## II- Formation d'ion monoatomique

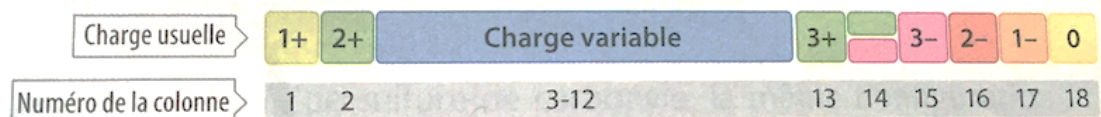
Les atomes n'appartenant pas à la 18<sup>ème</sup> colonne de la classification périodique cherchent à gagner en stabilité. Pour cela, ils gagnent ou perdent un ou plusieurs électrons de leur couche de valence pour avoir la même configuration électronique que celle du gaz noble de numéro atomique le plus proche.

Il y a une exception : l'ion hydrogène  $H^+$  ne possède aucun électron.

Certains ions sont à connaître (nom et formule) :

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

### Colonne et charge des ions monoatomiques



Exemple :

Be a pour numéro atomique  $Z = 4$ . Le gaz noble de numéro atomique le plus proche est l'hélium  $Z = 2$ . Be a deux électrons de trop, qu'il va perdre pour devenir  $Be^{2+}$ .

Application n°1 :

À partir de la classification réduite ci-dessous, indiquer en justifiant la charge des ions monoatomiques formés par les atomes suivants : B / N / Na / P / S et Mg

1																	18
1 H Hydrogène																	A → 2 Z → 2 He Hélium
2		13		14		15		16		17							
7 Li Lithium	9 Be Béryllium	11 B Bore	12 C Carbone	14 N Azote	16 O Oxygène	19 F Fluor	20 Ne Néon										
23 Na Sodium	24 Mg Magnésium	27 Al Aluminium	28 Si Silicium	31 P Phosphore	32 S Soufre	35 Cl Chlore	36 Ar Argon										
39 K Potassium	40 Ca Calcium	69 Ga Gallium	74 Ge Germanium	75 As Arsenic	80 Se Sélénium	79 Br Brome	84 Kr Krypton										

## III- L'électroneutralité des solides ioniques

Voir TP

Les solides ioniques sont neutres, mais constitués d'ions. Dans un solide ionique, il y donc autant de charges positives que de charges négatives : c'est l'électroneutralité.  
Lorsque l'on met un solide ionique dans l'eau, il se dissocie en cations et anions.

Le nom d'un solide ionique est fabriqué à partir du nom des ions qui le constituent, tout comme sa formule.

Pour la formule : on met la formule du cation en 1<sup>er</sup> (avec sa quantité), suivi de la formule de l'anion (avec sa quantité) **sans mettre les charges électriques**.

Pour le nom : on met le nom de l'anion en 1<sup>er</sup>, suivi du nom du cation.

Exemple : L'ion Bromure  $Br^-$  peut s'associer avec l'ion Béryllium  $Be^{2+}$  pour former un solide ionique.

Afin que le solide ionique soit neutre, il faut 2 ions Bromure (Ce qui fait 2 charges – ) pour un ion Béryllium (qui a une charge 2 +).

La formule du solide ionique est donc  $\text{BeBr}_2$ . Son nom est le bromure de béryllium.

Application n°2 :  $\text{Mg}^{2+}$  s'associe avec l'ion chlorure  $\text{Cl}^-$  pour former un solide ionique.

- 1- Écrire la formule associée à ce solide ionique.
- 2- Quel est son nom ?

Application n°3 :

- 1- Le chlorure de fer (III) est une espèce chimique constituée d'ions fer (III)  $\text{Fe}^{3+}$  et d'ions chlorure  $\text{Cl}^-$ . Donner la formule chimique du chlorure de fer (III).
- 2- Le chlorure de calcium est un solide constitué d'ions calcium  $\text{Ca}^{2+}$  et d'ions chlorure  $\text{Cl}^-$ . Choisir en justifiant la formule de ce composé parmi la liste suivante :  
a.  $\text{Ca}_{0,5}\text{Cl}$                       b.  $\text{ClCa}^+$                       c.  $\text{CaCl}^+$                       d.  $\text{Cl}_2\text{Ca}$   
e.  $\text{CaCl}_2$                       f.  $\text{Ca}_2\text{Cl}_4$                       g.  $\text{Cl}_{10}\text{Ca}_5$
- 3- Écrire la formule du composé ionique formé par l'association d'ions magnésium  $\text{Mg}^{2+}$  et d'ions :  
a.  $\text{O}^{2-}$                       b.  $\text{CO}_3^{2-}$                       c.  $\text{I}^-$                       d.  $\text{SiO}_4^{4-}$

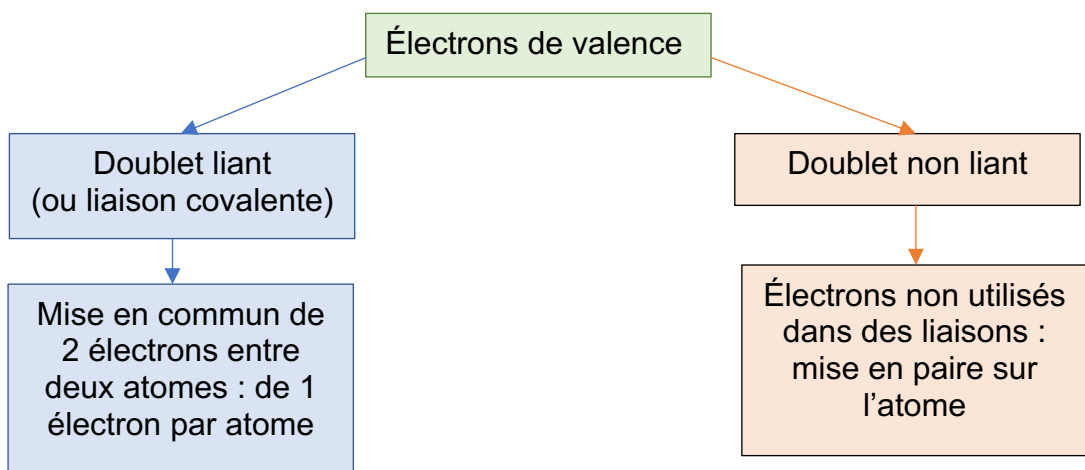
Application : n°15 p 77

Parcours solo : n°25 p 79

## IV- Formation de molécules

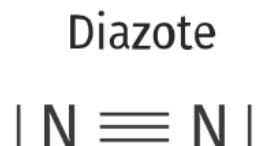
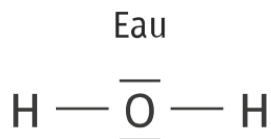
Un atome peut aussi s'associer avec d'autres atomes en formant des molécules et acquérir la configuration électronique du gaz noble de numéro atomique le plus proche.

Afin de représenter les molécules sur papier, les chimistes utilisent le schéma de Lewis.



Dans une molécule, chaque atome s'entoure de 8 électrons de valence répartis en doublets liants ou non liants. Ces 8 électrons correspondent donc à 4 doublets. Seul l'hydrogène fait exception : il ne possède que 2 électrons de valence au sein d'une molécule, soit un seul doublet.

Remarque : il peut exister des liaisons multiples (double ou triple), lorsqu'il y a plusieurs doublets liants entre les deux mêmes atomes.

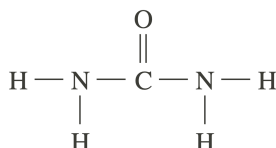


Exemples :

Application n°4 :

L'urée est une molécule de formule  $\text{CH}_4\text{ON}_2$ . Cette molécule est naturellement éliminée par nos urines. C'est la première molécule naturelle à avoir été synthétisée en laboratoire (par Friedrich Wöhler en 1828).

Compléter le schéma ci-dessous en rajoutant les doublets non liants manquants pour obtenir le schéma de Lewis de l'urée.



Application n°5 :

L'acide méthanoïque est un liquide incolore à l'odeur pénétrante. Dans la nature, on trouve l'acide méthanoïque dans les glandes de plusieurs insectes comme les abeilles et les fourmis mais aussi sur les poils qui composent les feuilles des orties. Il a pour formule :  $\text{HCOOH}$ .

Choisir en justifiant la représentation de Lewis correcte pour l'acide méthanoïque :

Proposition 1	Proposition 2	Proposition 3
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} - \text{C} - \text{O} - \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c}  \text{O}  \\   \\ \text{H} - \text{C} - \text{O} = \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} - \text{C} - \text{O} = \text{H} \end{array}$

Parcours solo : n°19 p 77 (corrigé), n°20 p 77

L'énergie de liaison A – B d'une molécule est l'énergie qu'il faut lui fournir pour rompre la liaison covalente et reformer les atomes isolés A et B.

Plus l'énergie de liaison est grande et plus la liaison est stable.

Applications : n°18 p 77

Bilan : n°31 p 81

Parcours solo : n°28 p 80, n°34 p 82