

4.1 Critère de stabilité d'une entité chimique

4.1.1 Critère de stabilité d'une entité chimique

Dans la nature, les entités chimiques peuvent se présenter sous la forme d'atomes, d'ions ou bien encore de molécules. Pour qu'une entité soit stable, il faut que sa couche de valence soit **saturée**, c'est-à-dire qu'elle soit remplie entièrement avec des électrons. Ainsi, au regard de la classification périodique, seuls les atomes de la dernière colonne sont stables à l'état monoatomique. Cette famille est celle des **gaz nobles** (ou **gaz rares**).

Critère de stabilité d'une entité chimique

Une entité chimique (atome, ion ou molécule) est dite **stable** si la couche de valence des atomes qui la constituent est **saturée**.

Seuls les **gaz rares** sont naturellement stables en tant qu'entité monoatomique.

4.1.2 Les gaz rares

Les gaz rares, éléments chimiques de la 18^{ème} colonne, sont, pour les trois premières périodes, l'**hélium** (He), le **néon** (Ne) et l'**argon** (Ar). Leurs configurations électroniques sont les suivantes :

- He : $1s^2$
- Ne : $1s^2 2s^2 2p^6$
- Ar : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

4.2 Formation d'ions monoatomiques

Un ion monoatomique est un atome qui a gagné ou perdu un ou plusieurs électrons. Les cations sont les ions chargés positivement, et les anions ceux chargés négativement.

Lorsqu'un atome gagne ou perd des électrons, il le fait de manière à devenir stable, c'est-à-dire de sorte à saturer sa couche de valence. Selon la colonne du tableau périodique dans lequel il se trouve il cherchera à perdre ou gagner le nombre d'électrons qui lui permet d'obtenir la structure électronique du gaz rare le plus proche.

Formation d'ions monoatomiques

Lorsqu'un atome devient un ion, il gagne ou perd le nombre d'électrons qu'il faut pour atteindre la même structure électronique que le gaz noble le plus proche.

Exemples :

- Le magnésium $^{24}_{12}\text{Mg}$, de structure électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, va ainsi perdre deux électrons pour former l'ion Mg^{2+} de structure électronique $1s^2 2s^2 2p^6$, comme le néon Ne.
- Le chlore $^{35}_{17}\text{Cl}$ de structure électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ va quant à lui gagner un électron pour former l'ion Cl^- , qui possède la même structure électronique que l'argon Ar : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
- On peut également former les ions oxonium H^+ , sodium Na^+ , potassium K^+ , calcium Ca^{2+} et fluorure F^-

Remarques :

- Les gaz nobles ne forment pas d'ions monoatomique puisqu'ils ont naturellement une couche de valence saturée qui les stabilisent.
- Les atomes de la quatorzième colonne comme le carbone ou le silicium ont une couche de valence à moitié remplie. Pour saturer leur couche de valence, ils ont aussi bien le choix de perdre ou de gagner 4 électrons. Cette position d'équilibre ne favorise pas la formation d'ions. Ils vont rester sous forme d'atome et ne pas former d'ion monoatomique. Avoir une couche de valence à demi remplie a donc un certain effet stabilisant.

4.3 Formation de molécules : la liaison covalente

4.3.1 Formation d'une molécule

Il est possible de créer une liaison dite **covalente** entre deux atomes. Cette liaison est issue de l'association entre deux électrons, chaque atome en apportant un. On peut ainsi former une liaison simple à partir d'un doublet d'électrons, il s'agit d'un **doublet liant**.

Il est également possible de former des liaisons doubles ou triples (deux ou trois doublets non liants entre les deux atomes).

Molécule

Une molécule est une entité électriquement neutre, constituée d'un enchaînement de **liaisons covalentes** entre deux ou plusieurs atomes.

4.3.2 Règle de stabilité pour les molécules

Lors de la formation d'une molécule, les atomes doivent respecter le critère de stabilité et chercher à saturer, quand c'est possible, leur couche de valence. Par exemple, l'atome d'hydrogène H a pour structure électronique $1s^1$. Il possède un électron externe. Si une liaison covalente est formée entre lui et un autre atome X, alors l'électron apporté par cet autre atome permet à l'hydrogène de saturer sa couche $1s^2$.

Pour les atomes de la 2^{ème} et 13^{ème} colonne, ils ont respectivement 2 et 3 électrons externes. Ils peuvent ainsi former 2 ou 3 liaisons covalentes avec d'autres atomes.

Pour la quatorzième colonne, comme le carbone C, il y a 4 électrons de valence. Cet atome va pouvoir former 4 liaisons covalentes, ce qui lui permet de saturer sa couche externe grâce aux 4 électrons apportés par les autres atomes.

Pour les éléments de la quinzième à la dix-septième famille, ils ont entre 5 et 7 électrons de valence. Ils ne peuvent pas former autant de liaison car sinon ils seraient entourés d'un nombre d'électron plus grand que la couche le permet. A ce moment là, les atomes vont former autant de liaison qu'il leur manque d'électrons pour saturer la couche, et les électrons restant vont s'apparier pour former des **doublets non liants**.

4.3.3 Schéma de Lewis

Pour rendre compte des doublets liants entre les atomes d'une molécule, et des doublets non liants de certains atomes, la représentation utilisée est le **schéma de Lewis**. Le tableau ci-dessous montre des exemples pour des atomes provenant de chaque colonne entre la première et la troisième période.

Famille	Atomes	Symbol	Structure électronique	Nombre liaisons	Formule
I	Hydrogène	${}_1^2\text{H}$	$1s^1$	1	$\cdot\text{H}\cdot$
II	Magnésium	${}_{12}^{24}\text{Mg}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	2	$\cdot\text{Mg}\cdot$
XIII	Aluminium	${}_{13}^{27}\text{Al}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	3	$\cdot\text{Al}\cdot$
XIV	Carbone	${}_6^{12}\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$	4	$\cdot\dot{\text{C}}\cdot$
XV	Azote	${}_7^{14}\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	3	$\cdot\overline{\text{N}}\cdot$
XVI	Oxygène	${}_8^{16}\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$	2	$\cdot\overline{\text{O}}\cdot$
XVII	Chlore	${}_{17}^{35}\text{Cl}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^7$	1	$ \overline{\text{Cl}} $
XVIII	Néon	${}_{10}^{20}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	0	$ \overline{\text{Ne}} $

Exemples de molécules en schéma de Lewis :

- Dioxyde de carbone $\langle \text{O}=\text{C}=\text{O} \rangle$
- Eau $\begin{array}{c} \text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$

