

Chapitre 5 : Vers des entités plus stables

I- Quelles sont les entités les plus stables

L'hélium (He), le néon (Ne), l'argon (Ar), le krypton (Kr), le xénon (Xe) et le radon (Rn) sont des **gaz nobles**. Ils sont situés dans la **dernière colonne du tableau périodique**. Ce sont des gaz monoatomiques chimiquement inertes. Ils ne présentent aucune réactivité vis-à-vis des autres atomes ou molécules. Cette stabilité s'explique par leur configuration électronique :

Nom du gaz noble	Formule	Z	Configuration électronique
hélium	He	2	$1s^2$
néon	Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
argon	Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Ils ont leurs **couches de valence saturées**. L'hélium possède 2 électrons de valence (duet), l'argon et le néon en possèdent 8 (octet).

II- Comment des atomes peuvent-ils se stabiliser en formant des ions ?

1- Rappel : Les ions

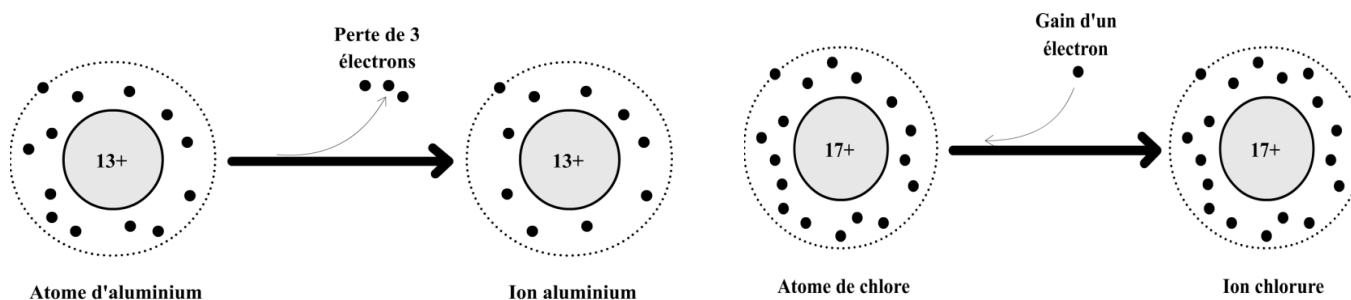
Un atome n'est pas toujours stable. Pour le devenir, **il va perdre ou gagner un ou plusieurs électrons afin d'avoir la même configuration électronique que le gaz noble le plus proche dans le tableau périodique**. L'atome forme alors un ion monoatomique (ion formé à partir d'un seul atome). Il **porte une charge électrique**.

- Un **anion** porte une **charge négative**. Il a **gagné un ou plusieurs électrons**.
- Un **cation** porte une **charge positive**. Il a **perdu un ou plusieurs électrons**.

Exemple:

L'atome d'aluminium Al a perdu 3 électrons. Il est a donc une charge électrique positive. C'est un cation. Sa formule est Al^{3+} .

L'atome de chlore Cl a gagné 1 électron. Il est a donc une charge électrique négative. C'est un anion. Sa formule est Cl^- .



Quelques ions monoatomiques à connaitre :

Exemple : L'atome de fluor F (Z = 9)

Configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^5$

La règle de l'octet s'applique. Il va gagner 1 électron sur sa couche de valence. Il formera l'ion monoatomique F^- de configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^6$.

Nom	Formule	Anion ou Cation ?
Ion Hydrogène	H^+	cation
Ion Sodium	Na^+	
Ion Potassium	K^+	
Ion Calcium	Ca^{2+}	
Ion Magnésium	Mg^{2+}	Anion
Ion Chlorure	Cl^-	
Ion Fluor	F^-	

La configuration électronique d'un atome découle de sa position dans le tableau périodique ainsi, les atomes d'une même colonne forment des ions monoatomiques de même charge électrique.

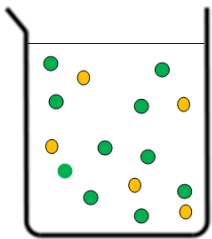
Exemple : L'atome de Chlore Cl se trouve dans la même colonne que le fluor, il formera donc l'ion Cl⁻.

2- L'électroneutralité de la matière

La matière qui nous entoure est toujours électriquement neutre, ce qui implique qu'un corps contenant des ions est toujours composé de cations et d'anions dont les charges électriques se compensent. Cette électroneutralité permet de prévoir les proportions des cations et des anions.

Exemples :

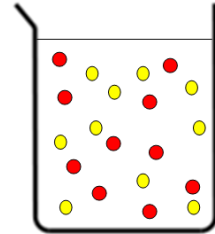
- Le sel, c'est à dire le solide NaCl contient autant d'ions sodium Na⁺ et des ions chlorure Cl⁻ car chaque ion porte une charge.



● Ion Chlorure Cl⁻
● Ion Magnésium Mg²⁺

Solution aqueuse de chlorure de magnésium

- Une solution aqueuse de chlorure de magnésium contient deux fois plus d'ions chlorure Cl⁻ et de ions magnésium Mg²⁺ car il faut deux fois plus d'ions chlorure pour compenser la charge d'un ion magnésium.



● Ion Chlorure Cl⁻
● Ion Sodium Na⁺

Solution aqueuse de chlorure de sodium

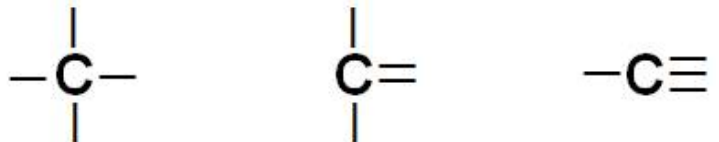
III- Comment des atomes peuvent-ils se stabiliser en formant des molécules ?

1- Les liaisons de valence (doublets liants)

Les molécules sont constituées d'atomes. Ces atomes sont liés entre eux par des liaisons de valence ou doublet liant. Une liaison de valence est la mise en commun par deux atomes d'une paire ou de plusieurs paires d'électrons.

Exemple : L'atome de carbone C (Z = 6). Configuration électronique : 1s² 2s² 2p².

Il a 4 électrons de valence, il lui manque 4 électrons pour avoir la configuration électronique du Néon (octet). Il va établir 4 liaisons de valence soit faire 4 doublets liants. Il va apporter 4 de ses électrons de valence pour faire 4 liaisons.



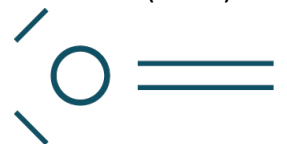
2- Les doublets non liants

Les électrons de valence non engagés dans des liaisons se regroupent par paires appelées doublets non liants.

Exemple : L'atome d'oxygène O (Z = 8). Configuration électronique : 1s² 2s² 2p⁴.

Il a 6 électrons de valence, il lui manque 2 électrons pour avoir la configuration électronique du Néon (octet). Il va établir 2 liaisons de valence soit faire 2 doublets liants.

Il va apporter 2 de ses électrons de valence pour faire 2 liaisons. Il lui restera 6 - 2 = 4 électrons de valence non engagés. Il aura 2 doublets non liants.



3- Le modèle de Lewis

Dans un schéma de Lewis d'une molécule, tous les doublets sont représentés par des tirets. Les doublets liants entre atomes modélisent les liaisons de valences et les doublet non liant autour atomes modélisent les électrons non engagés dans des liaisons.

Exemples :

4- L'énergie de liaison

L'énergie de liaison entre deux atome est l'énergie qu'il faut fournir pour rompre cette liaison. Elle s'exprime en Joule (J).

