

Stabilité des entités chimiques

I Les atomes en quête de stabilité

1 - Les gaz nobles

Pour se stabiliser, les atomes ont tendance à s'associer entre eux pour former des molécules. Seuls les atomes de gaz nobles (Hélium, Néon, Argon, Krypton...) présentent une grande stabilité chimique.

Dans des conditions normales de température et de pression, ce sont des gaz monoatomiques. Cette particularité est liée à la configuration électronique de la couche externe des atomes correspondants à ces gaz :

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

A l'exception de l'atome Hélium qui possède deux électrons sur sa couche externe, les autres atomes de gaz nobles ont tous 8 électrons sur leur couche externe.

La grande stabilité des gaz nobles est donc liée au nombre particulier d'électrons qu'ils possèdent sur leur couche externe :

- soit deux électrons ou un duet d'électrons pour l'atome d'Hélium.
- soit huit électrons ou un octet d'électrons pour les autres atomes.

2 - Des règles de stabilité

Dans les entités (ions, molécules) qu'ils forment, les atomes ont tendance à adopter la configuration électronique externe du gaz noble le plus proche.

Pour le faire, ils vont appliquer une des deux règles suivantes :

- **la règle du duet** : les atomes dont le numéro atomique est proche de celui de l'Hélium $Z = 2$ ont tendance à adopter sa configuration à deux électrons ($1s^2$)
- **la règle de l'octet** : les autres atomes ont tendance à adopter la configuration électronique externe du gaz noble le plus proche avec huit électrons ($ns^2 np^6$)

Ces règles de stabilité du duet et de l'octet permettent aussi de justifier l'existence des ions monoatomiques. En étudiant la configuration électronique d'un atome, on peut déterminer l'ion correspondant. En effet, l'atome va chercher à perdre ou à gagner des électrons pour adopter la configuration électronique du gaz noble le plus proche. On dit alors que l'ion est **isoélectronique** du gaz noble.

Exemple : La configuration électronique de l'atome d'oxygène est $1s^2 2s^2 2p^4$. Il va donc chercher à gagner deux électrons pour adopter la configuration électronique du Néon ($1s^2 2s^2 2p^6$) et va donner le cation O^{2-} . La règle de l'octet est ainsi vérifiée.

II Le modèle de Lewis

1 - Liaison covalente et doublets non liants

Dans les molécules, les atomes mettent en commun des électrons afin de gagner en stabilité.

Définition :

La liaison covalente est la mise en commun de deux électrons de valence entre deux atomes. On représente une liaison covalente par un tiret entre les deux atomes concernés : $A - B$.

Remarque : Pour se lier, les atomes ont besoin d'énergie. Il faut la même quantité d'énergie pour casser cette liaison.

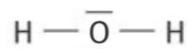
Les électrons de valence d'un atome qui ne participent pas aux liaisons covalentes sont répartis en doublets d'électrons appelés doublets non liants. Chaque **doublet non liant** est représenté par un tiret placé sur l'atome considéré : $A - \bar{B}$ ← doublet non liant

2 - Formule de Lewis

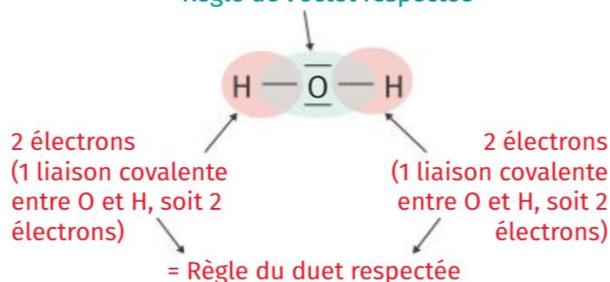
En s'associant entre eux pour former des molécules, les atomes vont chercher à acquérir une plus grande stabilité.

Chaque atome respectera donc soit la règle de l'octet, soit la règle du duet. Les formules de Lewis des molécules permettent de vérifier le respect de ces règles en comptabilisant les électrons des liaisons covalentes et des doublets non liants pour chaque atome de la molécule.

Exemple : formule de Lewis de la molécule d'eau.

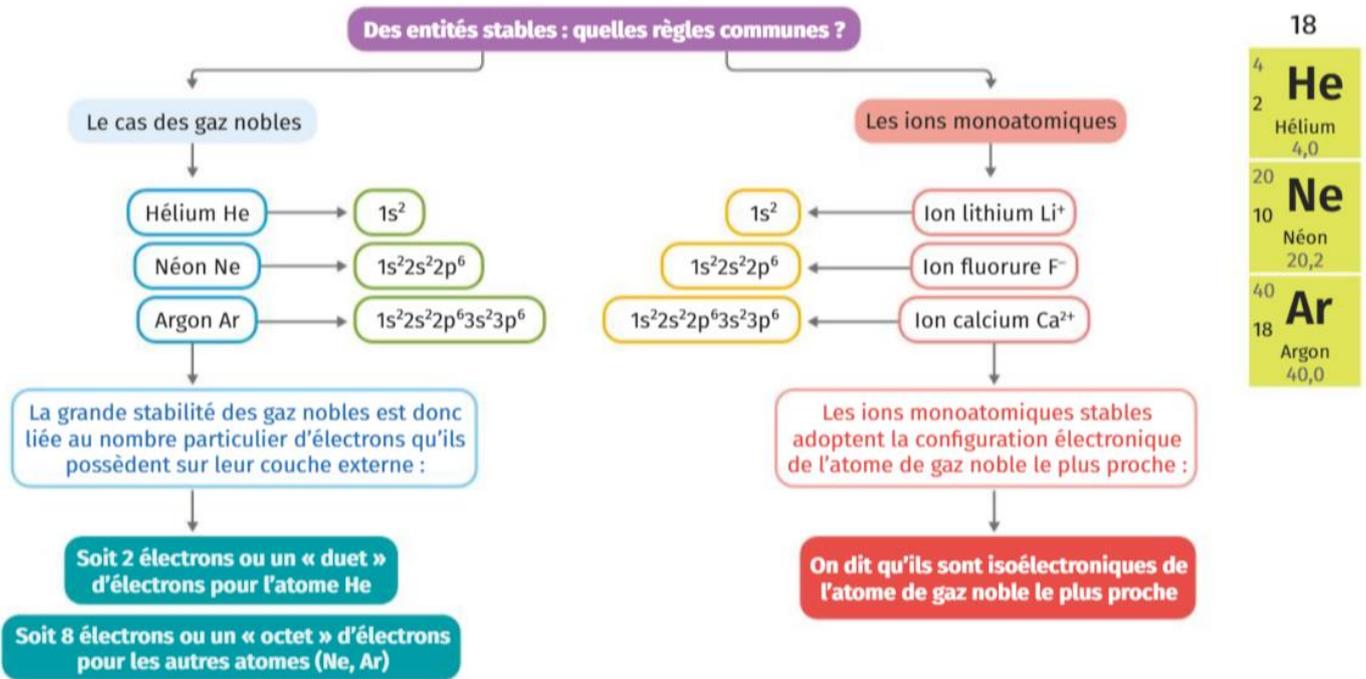


8 électrons (2 doublets non liants, soit 4 électrons, et 2 liaisons covalentes, soit 4 électrons)
= Règle de l'octet respectée



Résumé

En quête de stabilité



Le modèle de Lewis

