

Stabilisation d'un atome : ions et molécules

Seuls les atomes de la famille des gaz nobles sont stables à l'état naturel du fait de leur structure électronique saturée.

Les autres atomes ne sont pas stables et ont deux possibilités pour se stabiliser :

- former un ion monoatomique
- former une molécule

I. Stabilisation des atomes par formation d'ions

1. Ions stables

Pour devenir stable un atome perd ou gagne un ou plusieurs électrons en vue d'obtenir la configuration électronique du gaz noble le plus proche dans le tableau périodique. L'atome forme un ion monoatomique.

Ions monoatomiques à connaître :

Atomes à stabiliser	Configuration électronique	Nombre d'électrons pour être stable	Formule de l'ion	Nom de l'ion	Nature de l'ion
H					
Na					
K					
Ca					
Mg					
Cl					
F					

Un ion monoatomique de charge globale négative est un

Un ion monoatomique de charge globale positive est un

L'ion formé par un atome dépend de sa position dans le tableau périodique. Tous les atomes appartenant à la même famille chimique, c'est à dire positionnés dans la même colonne, forment le même type d'ions monoatomiques (même charge globale).

Remarque : un ion a la même masse que l'atome correspondant.

2. Les ions en solutions

Une solution est électriquement neutre, les charges des ions en solutions se compensent donc toujours.

Il y a deux possibilités :

- les anions et cations coexistent en solution
- les anions et cations ne coexistent pas en solution : ils forment un précipité.

Voir TP : Formation des ions en solutions.

II. Stabilisation des atomes par formation de molécules

Deux atomes se stabilisent par mise en commun des électrons de leur couche de valence, 2 électrons forment un doublet liant appelée liaison covalente.

Une molécule est un édifice électriquement neutre constitué d'atomes liés les uns aux autres par des liaisons covalentes.

Chaque atome admet un nombre particulier de liaisons, que l'on peut prévoir.

1. Les liaisons covalentes entre les atomes

Atome	Structure électronique	Nombre d'électrons en moins ou en plus pour stabiliser l'atome ($ns^2 np^6$)	Nombre de liaisons formées
H ($Z = 1$)			
C ($Z = 6$)			
O ($Z = 8$)			
N ($Z = 7$)			
F ($Z = 9$)			

Les éléments d'une même colonne du tableau périodique forment le même nombre de liaisons.

Une liaison est représentée par un trait qui lie les atomes entre eux.

Une liaison avec un seul trait est une liaison

Une liaison avec deux traits est une liaison

Une liaison avec trois traits est une liaison

2. Modèle de Lewis de la molécule

Les électrons de valence ne sont pas tous engagés dans une liaison covalente, les restants sont appelés électrons célibataires. Lorsque deux électrons célibataires sont appariés (forment une paire), on parle de doublet non liant.

La structure de Lewis d'une molécule est la représentation de celle-ci avec toutes les liaisons covalentes entre les atomes et les doublets non liants autour des atomes.

Méthode pour représenter une molécule avec la représentation de Lewis :

- Écrire la formule brute : ainsi on connaît tous les atomes de la molécule.
- Donner la configuration électronique de chacun de ces atomes.
- Déterminer le nombre d'électrons sur la couche externe pour chacun de ces atomes.
- Définir les liaisons covalentes de chaque atome ainsi que les doublets non liants.

Exemples d'application : Écrire la structure de Lewis des molécules H_2 , O_2 , Cl_2 , HCl , H_2O .

3. Masse d'une molécule

La masse d'une molécule peut être calculée à partir de sa formule brute et de la masse des atomes qui la constituent.

4. Énergie de liaison d'une molécule

Voir TP : Évaluation de l'énergie de liaison

