

STABILITE DES ENTITES CHIMIQUES

Plan du chapitre :

- I Règles de stabilité des éléments chimiques**
- II Formule d'un solide ionique ou d'un composé ionique en solution**
- III Formation des molécules**

I. Règles de stabilité des éléments chimiques

1) Les gaz nobles

- Stabilité

Les gaz nobles (*Hélium, Néon, Argon, Krypton, Xénon*) sont les éléments chimiques les plus stables. Ils ne participent que rarement à des réactions chimiques. Ils existent naturellement sous forme d'atomes isolés, et on ne les rencontre ni sous forme d'ions, ni dans des molécules.

- Structure électronique

Gaz noble	Symbole	Numéro atomique	Nombre d'électrons	Structure électronique
Hélium	He	$Z = 2$	2	$1s^2$
Néon	Ne	$Z = 10$	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
Argon	Ar	$Z = 18$	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

L'inertie chimique des gaz nobles est due à leur couche électronique externe saturée.

Pour He, la structure électronique est dite en « **duet** »

(couche externe saturée à 2 e-).

Pour les autres gaz nobles, la structure électronique est dite en « **octet** »

(couche externe saturée à 8 e-).

Ex 1,5,6,10

2) Les autres éléments : Règles du « duet » et de l'octet

A l'exception des gaz nobles, les éléments n'existent pas sous forme d'atomes isolés, car sous cette forme ils ne sont pas stables.

Les éléments évoluent de façon à obtenir une stabilité similaire à celle des gaz nobles. Ils tendent à adopter une structure électronique dont la couche externe est saturée, celle du gaz noble de numéro atomique le plus proche.

On dit qu'ils satisfont

- à la règle du DUET s'ils tendent à adopter la structure électronique de l'Hélium $1s^2$
- à la règle de l'OCTET s'ils tendent à adopter la structure électronique du Néon $1s^2 2s^2 2p^6$ ou de l'Argon $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Pour obéir à la règle du duet ou de l'octet, un atome peut donner ou prendre un ou plusieurs électrons à un autre atome.

Il se transforme alors en ion.

3) Formation des ions monoatomiques

L'application des règles du duet et de l'octet pour les éléments chimiques dont le numéro atomique est compris entre 3 et 20 permet de prévoir avec certitude la charge des ions monoatomiques qui peuvent se former. Ces éléments ne forment qu'un type d'ion.

Ex : Chlore. $Z=17$. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Tend à avoir structure électronique de l'Argon $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Donc doit gagner un e^- . Donc **Cl^-** .

Lithium. $Z=3$. $1s^2 2s^1$

Tend à avoir structure électronique de l'hélium $1s^2$

Donc doit perdre 1 e^- . Donc **Li^+** .

!!!!!!! NB : Ce modèle ne marche pas avec le Fer. Il n'explique pas la formation de Fe^{2+} , Fe^{3+} . **!!!!!!!**

II. Formule d'un solide ionique ou d'un composé ionique en solution

Les ions peuvent être répartis dans un cristal ionique ou dispersés dans une solution aqueuse.

Ex : le sel existe sous forme de cristaux (marais salants) ou en solution (eau salée = eau de mer par exemple).

**!!!! Dans tous les cas, la charge électrique est nulle.
Il y a électroneutralité. !!!!**

La formule d'un solide ionique est obtenue en joignant le symbole de l'ion positif à celui de l'ion négatif, **sans mettre de charge car le solide est neutre**. De plus, on met alors en **indice** pour chaque ion son **coefficient** trouvé pour l'**électroneutralité** en solution (sauf 1 qui n'est pas mentionné). Le nom est obtenu en couplant le nom de l'anion (négatif) à celui du cation (positif).

Plusieurs exemples (à connaître) :

- L'acide chlorhydrique est une solution contenant des ions **H⁺ et Cl⁻**.

Pour avoir l'électroneutralité, sa formule ionique en solution est **H⁺ + Cl⁻** (ions dispersés dans l'eau). Il n'y a pas de solide ionique HCl, car **HCl** pur est un gaz, de nom chlorure d'hydrogène.

- La soude est une solution aqueuse contenant des ions **Na⁺ et OH⁻**.

Pour avoir l'électroneutralité, sa formule ionique est **Na⁺ + OH⁻** (ions dispersés dans l'eau). Les pastilles de soude sont un solide ionique de formule **NaOH**.

L'autre nom de la soude est **l'hydroxyde de sodium**.

- La solution contenant des ions **Fe²⁺ et Cl⁻**.

Pour respecter l'électroneutralité, elle a pour formule ionique **Fe²⁺ + 2 Cl⁻** (ions dispersés en solution), car il faut 2 charges -, portées par 2 ions chlorure, pour équilibrer la charge +2 portée par l'ion Fe²⁺.

Le cristal ionique correspondant a pour formule **FeCl₂** et s'appelle le **chlorure de fer II**.

➤ NB : Un composé de nom **« Machin truc » de « bidule »**

est très souvent constitué de l'ion machin truc (souvent négatif) et de l'ion bidule (ion positif)

Ex : Chlorure de sodium.

Contre-ex : Dioxyde de carbone, CO₂, mais tout le monde le connaît !!

Exercice : Donnez la formule ionique et la formule du solide ionique à partir des éléments suivants:

Sel (chlorure de sodium), nitrate de cuivre II, chlorure d'aluminium, chlorure de fer III, sulfate de cuivre, sulfate de fer III, sulfate d'aluminium.

Correction :

Nom	Formule ionique	Formule du solide ionique
Chlorure de sodium	$\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$	NaCl
Nitrate de cuivre II	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{NO}_3^-$	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
Chlorure d'aluminium	$\text{Al}^{3+} + 3 \text{Cl}^-$	AlCl_3
Sulfate de sodium	$2 \text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	Na_2SO_4
Chlorure de fer III	$\text{Fe}^{3+} + 3 \text{Cl}^-$	FeCl_3
Sulfate de cuivre	$\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$	CuSO_4
Sulfate de fer III	$2 \text{Fe}^{3+} + 3 \text{SO}_4^{2-}$	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
Sulfate d'aluminium	$2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{SO}_4^{2-}$	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

III. Formation des molécules

1) Molécule : Définition

Une **molécule** est une association électriquement neutre d'atomes.

2) La liaison covalente : mise en commun d'électrons

- **Application des règles du duet et de l'octet**

Pour respecter les règles du duet ou de l'octet, certains atomes mettent en commun des électrons de leur couche externe. Lorsque 2 atomes mettent en commun chacun un électron, les 2 électrons mis en commun appartiennent à la fois aux 2 atomes. Tout se passe comme si chaque atome avait gagné un électron.

La mise en commun de 2 électrons par 2 atomes donne un **doublet liant**. On parle alors de **liaison covalente**.

Chaque liaison a une énergie, appelée énergie de liaison, dont l'énergie est égale à l'énergie pour la rompre.

- **Nombre de liaisons formées par un atome**

Afin de respecter les règles du duet et de l'octet, un élément doit former autant de liaisons covalentes qu'il y a d'électrons manquants sur la couche externe de l'atome isolé.

Ex : N $1s^2 2s^2 2p^3$ Manque 3 e- N forme donc 3 liaisons

- **Liaisons covalentes multiples**

Certains atomes peuvent mettre en commun plusieurs électrons entre eux.

Ex : CH₄ liaisons covalentes simples mais C₂H₄ liaison covalente double
C₂H₂ liaison covalente triple

3) Doublet non liant

Les électrons de la couche externe d'un atome qui ne participent pas aux liaisons covalentes restent sur cet atome et se répartissent en **doublets non liants**.

Ex : F_2 ${}_9F : 1s^2 2s^2 2p^5$ Mise en commun de 1 e- pour respecter la règle de l'octet
(2 e- au total)
Donc liaison covalente (doublet liant)
Restent 6 e- sur chaque atome. Donc 3 doublets non liants.

4) Représentation de Lewis d'une molécule

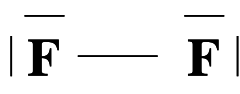
- **Conventions de représentation de Lewis**

G. Lewis a proposé en 1916 la théorie de la liaison covalente et la règle de l'octet. Il est également à la base de la représentation de Lewis d'une molécule :

- Les noyaux et les couches internes des atomes sont représentés par les symboles des éléments chimiques correspondants.
- Les liaisons covalentes (doublets liants) sont représentées par des tirets entre les atomes concernés
- Les doublets non liants sont représentés par des tirets placés sur l'atome

Ex : F_2 ${}_9F : 1s^2 2s^2 2p^5$
Mise en commun de 2 e- au total pour respecter la règle de l'octet.
Donc 1 liaison covalente (doublet liant)
Restent 6 e- sur chaque atome. Donc 3 doublets non liants.

Donc F_2



[Respecte règle de l'octet car 4 doublets sur chaque atome, soit 8 e-]

5) Détermination d'une représentation de Lewis

Méthode :

- ① Déterminer la structure électronique de chaque atome de la molécule
- ② Calculer le nombre total d'électrons externes, en tenant compte de tous les atomes de la molécule
- ③ Trouver le nombre de doublets dans la molécule en divisant le nombre total d'électrons externes par 2

- ④ Déterminer pour chaque atome le nombre de liaisons à former, donc le nombre d'électrons qu'il faut mettre en commun. Ceci donne le nombre de doublets liants par atome
- ⑤ En déduire le nombre de doublets non liants par atome
- ⑥ Arranger les atomes de manière à ce que chaque atome soit entouré du nombre de liaisons et de doublets non liants trouvé.
- ⑦ Vérifier que chaque atome vérifiant la règle de l'octet est entouré de 4 doublets et que chaque atome vérifiant la règle du duet est lié à 1 atome

Ex :

Dihydrogène H_2	
Dichlore Cl_2	
Dioxygène O_2	
Diazote N_2	
Ethane C_2H_6	
Ethène ou éthylène C_2H_4	
Ammoniac NH_3	
Méthanol CH_4O	[!!!! doublets non liants de l'oxygène !!!!!]

Ex 3,9,14,15,16,17,18,20,21,22,23,24