

Chapitre 2
Les molécules et les solutions

Notes de cours

Capsules 2.1 à 2.4



Sciences et technologie de l'environnement

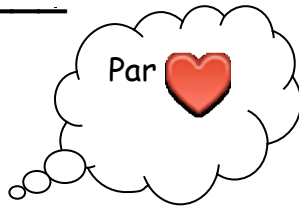
Nom : _____ groupe : _____

Les molécules et les ions

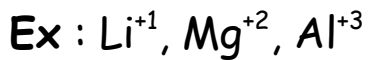
. Une molécule est _____



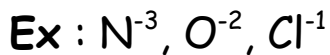
. Un ion est _____



Cation : Ion chargé positivement. Un atome qui a perdu un ou plusieurs électrons.



. **Anion** : Ion chargé négativement. Un atome qui a gagné un ou plusieurs électrons.



STE

. **Ion polyatomique** : (ou radical) _____



Important!

. Une liaison chimique est _____

. **Liaison ionique** : Liaison formée suite au transfert d'un ou de plusieurs électrons d'un atome (métal) à un autre atome (non-métal).

Ex : CaCl_2 , KI

. **Liaison covalente** : Liaison formée suite au partage mutuel d'électron entre deux atomes (entre deux non-métaux ou entre un atome d'hydrogène et un non-métal).

Ex : HCl, O_2 , F_2

. **Lien simple de covalence** : Ce lien se forme quand il y a un seul partage d'électrons célibataires entre 2 atomes.

Ex : Cl_2

. **Lien double de covalence** : Ce lien se forme quand 2 électrons célibataires sont partagés entre 2 atomes.

Ex : O_2

. **Lien triple de covalence** : Ce lien se forme quand 3 électrons célibataires sont partagés entre 2 atomes.

Ex : N_2

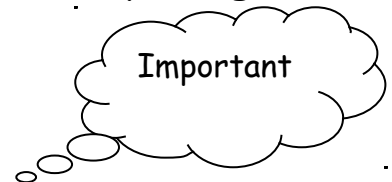


Illustration : (Notation de Lewis)

. **La règle de l'octet** : Les éléments cherchent à acquérir la stabilité chimique des gaz rares en perdant ou gagnant un ou des électrons afin que leur dernier niveau d'énergie soit saturé (8 électrons sur le dernier niveau).

Ex : L'atome de fluor cherche à gagner 1 électron pour devenir stable. Il formera ainsi l'anion F^{-1} .

Ex : L'atome de magnésium cherche à perdre 2 électrons pour devenir stable. Il formera ainsi le cation Mg^{+2} .

Étapes pour établir la formule moléculaire d'un composé :

1. Écrire le symbole chimique des éléments (le cation est suivi de l'anion).
2. Déterminer le nombre de liens chimiques possibles que peut faire chaque élément. (Métal = \square de famille)
(Non-métal = $8 - \square$ de famille)
3. Déterminer le ppcm (plus petit commun multiple) entre le nombre de liens possibles.
4. Diviser le ppcm par le nombre de liens possibles afin d'obtenir le nombre d'atomes de chaque élément.
5. S'assurer que les indices soient les plus petits possibles. (Ne pas inscrire l'indice 1)

Ex : Na et Br	Ex : Al et O	Ex : Ba et N	Ex : Mg et O
_____	_____	_____	_____

La nomenclature

On représente les composés chimiques par des formules. Dans une formule, chaque élément est représenté par un symbole et le chiffre placé en indice, qui suit le symbole, indique le nombre de fois que cet atome se retrouve dans la molécule. Si l'indice suit une parenthèse, il multiplie tous les éléments de cette parenthèse.

Voici les principales règles établies par l'Union internationale de chimie pure et appliquée (UICPA) pour nommer les composés binaires.

Règles pour écrire la formule chimique d'une molécule :

1. En général, on écrit le métal en premier suivi du non-métal
(ou le cation suivi de l'anion).
Ex : NaCl, KCl, BeO ...

2. Si la molécule est formée de deux non-métaux ou d'hydrogène et d'un non- métal, on doit suivre l'ordre suivant : (Se référer au tableau périodique)
B, Ge, Si, C, Sb, As, P, N, H, Te, Se, S, I, Br, Cl, O et F.
3. Ajouter des indices précisant le nombre d'atomes de chaque élément.

Règles pour énoncer la formule des molécules

binaires :

1. L'élément écrit en premier est nommé tel quel en dernier, et l'élément écrit en dernier est nommé en premier et ajouté du suffixe « ure ».

Si l'élément est seul, il est nommé tel quel, sans suffixe.

Ex : NaBr : _____

KI : _____

HCl : _____

O₂ : _____

H₂ : _____

P₄ : _____

2. S'il y a plus d'un atome pour le même élément, ajouter

les préfixes : Par 

1 _____ 4 _____ 7 _____

2 _____ 5 _____ 8 _____

3 _____ 6 _____ 9 _____

10 _____

* Le préfixe mono est utilisé seulement lorsqu'il y a ambiguïté dans la désignation des composés formés de mêmes éléments chimiques.

Ex : CO et CO₂ NO et NO₂

CO : monoxyde de carbone CO₂ : dioxyde de carbone

3. Exceptions :

Oxygène : oxyde

Hydrogène : hydrure

Carbone : carbure

Azote : nitrure

Soufre : sulfure

Phosphore : phosphure



Ex : CaO : _____

NH₄ : _____

H₂S : _____

STE

4. Les ions polyatomiques

Par



Lorsqu'une molécule se compose de plus de deux éléments, il est plus difficile de la nommer. Cependant, si on reconnaît la présence d'un ion polyatomique, il suffit de suivre les règles de la nomenclature en utilisant le nom de l'ion sans le modifier.

Formule chimique	Nom de l'ion
NH_4^+	_____
CO_3^{2-}	_____
OH^-	_____
NO_3^-	_____
PO_4^{3-}	_____
SO_4^{2-}	_____

Exemples :

NaOH _____

H_2SO_4 _____

$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ _____

NH_4OH _____

La concentration

. Une solution est _____

. Une solution aqueuse est une solution dans laquelle le solvant est _____

. Un solvant est _____

. Un soluté est _____

La préparation d'une solution en laboratoire ...

Manipulations :

- 1 Équilibrer la balance et peser la quantité de soluté désiré à l'aide _____
- 2 Verser le soluté dans un récipient et diluer avec un peu de solvant _____

3 Transférer le soluté dans le cylindre gradué _____
et compléter au volume désiré en ajoutant du
solvant.

4 Agiter afin d'obtenir une solution homogène.

. **La solubilité** est la quantité maximale de soluté qu'on
peut dissoudre dans un certain volume de solvant

. **La concentration** d'une solution correspond

Symbole: C Unités de mesure : g/L, g/mL, %m/V, %V/V,
ppm.

$$C = \frac{m}{V}$$

C : _____

m : _____

V : _____

Unités de mesure → g/L : $\frac{\text{g de soluté}}{1 \text{ litre de solution}}$

→ %V/V : $\frac{\text{mL de soluté}}{100 \text{ mL de solution}}$

→ % m/V : $\frac{\text{g de soluté}}{100 \text{ mL de solution}}$

Par 

→ ppm : $\frac{\text{parties de soluté}}{1000 \ 000 \text{ parties de solution}}$

$$1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ g}}{1 \ 000 \ 000 \text{ g}} \quad \text{ou} \quad 1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ g}}{1 \ 000 \ 000 \text{ mL}}$$

Ex : Un pichet contenant 750 mL de thé glacé renferme 15 g de sucre. Quelle est la concentration en sucre de cette solution (g/L) ?

Ex : Un échantillon de 700 g de sol contaminé contient 3,2 g d'un polluant. Quelle est la concentration de ce polluant en ppm ?

STE

. La concentration molaire équivaut _____

STE

Symbole : C

Unité de mesure : mol/L

$$C = \frac{n}{V}$$

C : _____

n : _____

V : _____

Ex : Quelle est la concentration molaire de 650 mL de solution contenant 4,5 moles de NaCl ?

Ex : Quel est le volume d'une solution contenant 68 moles de KOH et dont la concentration est de 3 mol/L ?

Ex : Combien y a-t-il de grammes de FeCl_3 dans 150 mL de solution à 1,3 mol/L ?

. **La dilution** est l'addition supplémentaire de solvant à une solution, ce qui en diminue la concentration.

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

C_1 : _____

V_1 : _____

C_2 : _____

V_2 : _____

Ex : On dispose de 200 mL d'une solution concentrée à 15 g/L. On y ajoute 150 mL de solvant. Quelle sera sa concentration finale ?

Ex : On prépare un jus d'orange fait à partir d'une boîte congelée contenant 200 mL de jus dont la concentration est de 70 %V/V. Pour être bonne, la préparation de jus doit être concentrée à 25 %V/V. Quel volume d'eau doit-on ajouter ?

ST - STE

La conductibilité électrique et le pH

. La conductibilité électrique est _____

. Un électrolyte est une substance, qui une fois mise en solution aqueuse, libère des ions permettant au courant électrique de circuler dans la solution.

* Les acides, les bases et les sels sont des électrolytes.

STE

Électrolyte fort : Substance qui libère beaucoup d'ions en solution aqueuse.

Ex : NaOH, NaCl, CaCl₂, H₂SO₄

STE

Électrolyte faible : _____

Ex : Ca(OH)₂, HF, HCH₃CO₂

ST - STE

Un non-électrolyte est _____

Ex : CH₃OH (alcool), H₂O (eau pure), C₁₂H₂₂O₁₁ (sucre)

Une dissociation ionique ou électrolytique est une réaction entraînant la formation d'ions aqueux. Les électrolytes se dissocient de façon ionique.

Une dissociation moléculaire est une dissolution qui ne produit pas d'ions aqueux.

Les non-électrolytes se dissocient de façon moléculaire.

Caractéristiques des types d'électrolytes

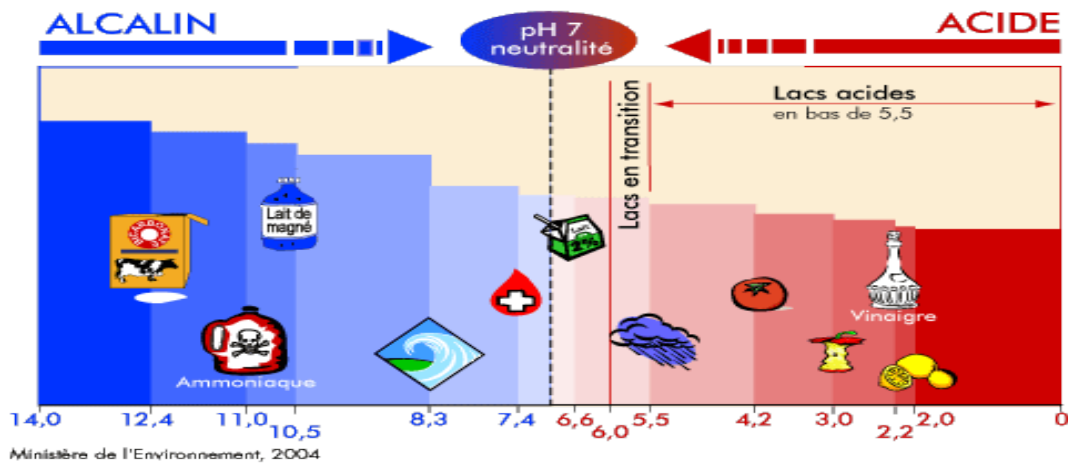
	Formule moléculaire	Réaction au papier tournesol	Conductibilité électrique	Réaction aux métaux	Goût	Toucher	Neutralise
Acide	_____	_____	oui	oui, en dégageant H	_____	irritant	base
Base	_____	_____	oui	non	—	visqueux x	acide
Sel	_____	_____	oui	non	_____	-----	-----

On ne peut mesurer le pH d'une substance solide. Il faut d'abord la diluer dans l'eau avant afin de permettre la libération des ions.

Toujours à l'examen

L'échelle de pH est une échelle qui mesure le degré d'acidité des solutions aqueuses.

pH signifie potentiel hydrogène.



. Chaque degré de pH multiplie par 10 le degré d'acidité ou d'alcalinité d'une solution.

Ex : Une pluie de pH 5 est 10 fois plus acide qu'une pluie de pH 6.

Une solution de pH 2 est _____ fois plus acide qu'une solution de pH 5.

. Le pH, c'est l'exposant changé de signe de la concentration molaire des ions H^+ présents dans une solution.

Ex : $[H^+] = 0,001 \text{ mol/L} = 1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ donc un $pH = 3$

. *Le produit des concentrations molaires des ions $[H^+]$ et $[OH^-]$ dans les solutions aqueuses est toujours égal à 1×10^{-14} .*

Ainsi... $[H^+] [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$

Ex : On mesure un pH de 3 dans une solution acide. Quelle est sa concentration molaire en ions OH^- ?

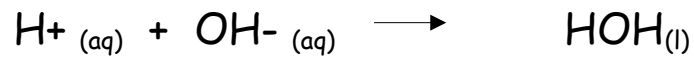


Ex : Complétez le tableau suivant.

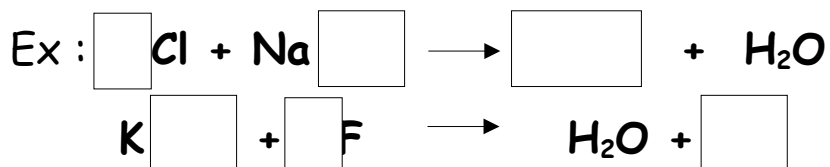
Nature	pH	[H ⁺] (mol/L)	[OH ⁻]
_____	7	_____	_____
_____	_____	1 X 10 ⁻²	_____
_____	13	_____	_____

ST - STE

La neutralisation est _____



. Équation générale de neutralisation :



C_A : _____

V_A : _____

C_B : _____

V_B : _____

$$C_A \times V_A = C_B \times V_B$$

Ex : Quel volume d'une solution acide concentrée à 1 mol/L a-t-on besoin pour neutraliser complètement 1,2 L d'une solution basique concentrée à 3 mol/L ?

Ex : Quelle est la concentration d'une solution acide si 80 mL de base concentrée à 2 mol/L ont été nécessaires pour neutraliser 150 mL de cet acide ?

. **Un indicateur universel** est une substance qui change de couleur au contact d'une solution. **Il précise le degré d'acidité d'une solution** en prenant une couleur différente pour chaque degré de pH.

. **Un indicateur acido-basique** est une substance qui change de couleur au contact d'une solution selon qu'elle soit acide ou basique, mais **il ne donne pas de précision concernant le pH d'une solution.**

Ex : le tournesol