

MODULE 3

2. Les acides, les bases et les sels

Les acides, les bases et les sels doivent être en *solution* pour que leurs propriétés se manifestent.

Propriétés	Acides	Bases	Sels neutres*
Papier tournesol	rouge	bleu	----
Conductibilité électrique	oui	oui	oui
Toucher	----	visqueux	----
Goût	aigre	amer	salé
Mg	oui (H ₂)	----	----
Neutralisation	base	acide	----

* Certains sels sont acides, d'autres basiques

Formules	
Acides	<ul style="list-style-type: none"> H au début certaines exceptions : CH₃COOH
Bases	<ul style="list-style-type: none"> métal - OH NH₄ - OH
Sels	<ul style="list-style-type: none"> métal - non-métal métal - groupe d'atomes NH₄ - non-métal NH₄ - groupe d'atomes

Électrolytes	Substance en solution dans l'eau permettant le passage du courant
Non-électrolyte	Ne permet pas au courant de passer
Électrolyte faible	Ne libère pas facilement des ions. Le courant passe difficilement
Électrolyte fort	Le soluté libère facilement des ions. Le courant passe facilement.

Théorie d'Arrhenius	
acide	libère des ions H ⁺
base	libère des ions OH ⁻

436

Loi de l'octet
<i>Un atome est stable si sa dernière couche électronique est saturée. Les atomes deviennent stables en donnant, recevant ou partageant des électrons</i>

Liaison ionique entre un métal et un non-métal		
<i>Le métal est donneur d'électrons devient un ion positif, un cation. Le non-métal, celui dont l'électronégativité est la plus grande, est receveur d'électrons et devient un ion négatif, un anion.</i>		
Le nombre de charges positives est égal au nombre de charges négatives		
NaCl	1 Na ⁺	1 Cl ⁻
Na ₂ SO ₄	2 Na ⁺	2 SO ₄ ²⁻

Liaison covalente entre deux non-métaux
<i>Partage d'électrons, formation de doublets d'électrons</i>

3. La concentration des solutions

concentration = $\frac{\text{quantité de soluté}}{\text{quantité de solution}}$

2 types de problèmes de concentration	
concentrations égales (produit croisé)	dilution (c ₁ V ₁ = c ₂ V ₂)
Trouver la masse de soluté pour préparer 200 mL d'une solution 50g/L.	À partir d'une solution 50 g/L, préparer 200 mL d'une solution 10 g/L.
$\frac{50 \text{ g}}{1000 \text{ mL}} = \frac{x \text{ g}}{200 \text{ mL}}$	$V_1 = \frac{c_2 V_2}{c_1} = \frac{10 \text{ g/L} \cdot 200 \text{ mL}}{50 \text{ g/L}}$

436

1 mole d'atomes = 6,02 x 10 ²³ atomes
1 mole de molécules = 6,02 x 10 ²³ molécules
masse molaire atomique : masse d'une mole d'atomes
masse molaire moléculaire : masse d'une mole de molécules
Masse molaire moléculaire du CO ₂ : 12 g (C) + 2 x 16 g (O) = 44 g/mol
concentration molaire: $c = \frac{n}{V}$ (mol / L)

4. Le pH et les indicateurs

Échelle pH														
0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
acide				neutre				basique						

Indicateur	Substance qui change de couleur selon le pH
Point de virage	Portion de l'échelle où se produit le changement de couleur
Mélange d'indicateurs	Plusieurs points de virage
Indicateur universel	Change de couleur plusieurs fois

436

Ionisation de l'eau pure	
$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	$\rightarrow \text{H}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$
$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$	

	Solutions		
	acide	neutre	base
$[\text{H}^+]$	$> 10^{-7} \text{ mol/L}$	$= 10^{-7} \text{ mol/L}$	$< 10^{-7} \text{ mol/L}$
$[\text{OH}^-]$	$< 10^{-7} \text{ mol/L}$	$= 10^{-7} \text{ mol/L}$	$> 10^{-7} \text{ mol/L}$
pH	< 7	7	> 7
	$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$	$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$	$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$

5. Les réactions chimiques et la stoechiométrie

Équation de neutralisation	
acide + base	\rightarrow sel + eau
réactifs	produits

Loi de la conservation de la matière
<ul style="list-style-type: none"> Rien ne se perd, rien ne se crée La masse se conserve. La masse des réactifs est égale à la masse des produits. Les atomes sont conservés. Le nombre d'atomes de chaque élément est le même pour les réactifs et les produits.

Balancement d'équations
On place des coefficients devant les réactifs et produits, on ne modifie jamais les indices ou les formules.

Exemple de balancement d'une équation	
$\text{C}_6\text{H}_6 + \text{O}_2$	$\rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
<ul style="list-style-type: none"> Identifier le composé comportant le plus d'atomes et lui attribuer le coefficient 1 	$\underline{1} \text{ C}_6\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
<ul style="list-style-type: none"> Dans ce cas, il est du côté des réactifs. Compter les atomes de chaque élément de ce composé et placer les coefficients appropriés de l'autre côté de la flèche, du côté des produits. 	$1 \text{ C}_6\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 6 atomes de C et 6 atomes de H $1 \text{ C}_6\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \underline{6} \text{CO}_2 + \underline{3} \text{H}_2\text{O}$
<ul style="list-style-type: none"> Suite à ces changements, compter les atomes des produits et placer les coefficients appropriés du côté des réactifs. 	$1 \text{ C}_6\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$ 12 + 3 = 15 atomes de O Les molécules de O_2 sont diatomiques
<ul style="list-style-type: none"> Si l'équation ne peut être balancée, on recommence en attribuant le coefficient 2 au composé comportant le plus d'atomes. 	$\underline{2} \text{ C}_6\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
<ul style="list-style-type: none"> Compter les atomes de chaque élément de ce composé et placer les coefficients appropriés du côté des produits. 	$\underline{2} \text{ C}_6\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 12 atomes de C et 12 atomes de H $2 \text{ C}_6\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \underline{12} \text{CO}_2 + \underline{6} \text{H}_2\text{O}$
<ul style="list-style-type: none"> Compter les atomes et placer les coefficients appropriés du côté des réactifs. 	$2 \text{ C}_6\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow 12 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$ 24 + 6 = 30 atomes de O $2 \text{ C}_6\text{H}_6 + \underline{15} \text{O}_2 \rightarrow 12 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

436

Calculs stoechiométriques	
$\text{C}_6\text{H}_6 + \text{O}_2$	$\rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Quelle masse de O_2 sera nécessaire pour produire 72 g d'eau ?	
1. Équilibrer l'équation.	
$2 \text{ C}_6\text{H}_6 + 15 \text{ O}_2$	$\rightarrow 12 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$
2. Écrire le nombre de moles des réactifs et des produits.	
$2 \text{ C}_6\text{H}_6 + 15 \text{ O}_2$ 2 moles 15 moles	$\rightarrow 12 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$ 12 moles 6 moles
3. Identifier la donnée et la transformer en moles.	
1 mole de H_2O = 18 g	
x mole de H_2O = 72 g	4 mol de H_2O
4. Effectuer les calculs.	
$2 \text{ C}_6\text{H}_6 + 15 \text{ O}_2 \rightarrow 12 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$ 15 moles \rightarrow 6 moles X moles \rightarrow 4 moles 10 moles de O_2	
5. Convertir la réponse dans les unités demandées.	
1 mole de O_2 = 32 g	
10 moles de O_2 = x g	320 g de O_2

6. Les substances chimiques et l'environnement

Substances	Effet sur l'environnement
SO_2 et NO_x (NO et NO_2)	pluies acides
métaux lourds	contamination du sol
CO_2 , CH_4	effet de serre
Fréon (CFC)	destruction de la couche d'ozone