

La réaction chimique

1. La notion de mole :

- la mole représente une quantité de matière à l'échelle de l'expérimentateur. Les "grains de matière" appartiennent à l'infiniment petit.
- DEFINITION de la MOLE (Décret du 04/12/1975) : " la mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités (e^- , atomes, ions) élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 g de l'isotope 12 du carbone ."
- Nombre d'AVOGADRO
C'est le nombre de particules contenues dans une mole :

$$N = 6,02 \cdot 10^{23}$$

2. Masse atomique :

- La masse atomique d'un atome représente la masse d'une mole d'atomes.
- Nombre d'atomes :

$^{12}_6\text{C}$ Dans 1 mole de carbone, il y a $N = 6,02 \cdot 10^{23}$ atomes de Carbone
La masse atomique du carbone est : $M(\text{C}) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

3. Masse molaire :

C'est la masse correspondant à 1 mole de substance chimique (atomes, molécules, ions). La substance chimique peut être SOLIDE ou LIQUIDE ou GAZEUSE.

Exemples :

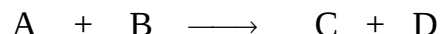
$$\text{H}_2\text{O} : M = 2 \times 1 + 1 \times 16 \quad \Rightarrow \quad M = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{CO}_2 : M = 1 \times 12 + 2 \times 16 \quad \Rightarrow \quad M = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{NaHCO}_3 : M = 1 \times 23 + 1 \times 1 + 1 \times 12 + 3 \times 16 \quad \Rightarrow \quad M = 84 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

4. Réaction chimique - Equation chimique

- Toute réaction chimique peut se représenter par une équation comportant au premier membre les **réactifs** et au second membre les **produits de réaction** :



- Il faut retrouver **les mêmes éléments** au premier membre et au deuxième
- Il faut retrouver le même nombre d'atomes de chaque élément au premier membre et au deuxième. (Loi de LAVOISIER) : pour arriver à cela, il faut **équilibrer** l'équation de réaction.

4.A CALCUL DU NOMBRE DE MOLES :

Cas GENERAL

m : masse du corps

M : masse molaire

$$n = \frac{m}{M}$$

Pour un GAZ

v : volume du gaz et V_m : volume molaire des gaz

$$V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$$

dans les Conditions Normales de Température et de Pression

$$T_0 = 273 \text{ K } P_0 = 10^5 \text{ Pa}$$

$$n = \frac{v}{V_m}$$

Pour une SOLUTION

c : concentration molaire de la solution en mol.L^{-1}

V : volume de la solution

$$n = c \cdot V$$

Pour une équation chimique avec des ELECTRONS

1 Faraday = charge d'une mole d'électrons

$$1 \text{ F} = 96500 \text{ C}$$

4.B RÉSOLUTION D UN PROBLÈME DE CHIMIE :

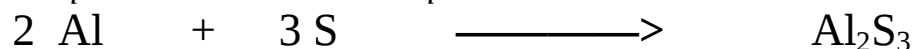
- Ecrire l'équation de la réaction chimique :
- Equilibrer l'équation
- Calculer la ou les données de l'énoncé
- Faire le tableau d'avancement de la réaction :
- Déterminer le réactif limitant x_L :
 - s'il y a 1 seule donnée, alors c'est la donnée qui est le réactif limitant
 - s'il y a 2 données, il faut calculer chaque avancement de façon séparée : x et x' : $\Rightarrow$ c'est la valeur la plus petite qui donnera le réactif limitant x_L .
- Compléter le tableau d'avancement
- Calculer les grandeurs inconnues en utilisant la bonne formule pour le nombre de moles

4.C EXEMPLES :

Exemple 1 : 1 seule donnée :

on fait réagir de l'aluminium sur le soufre. Calculer la masse m_2 de soufre qui réagit avec une masse d'aluminium $m_1 = 5,4 \text{ g}$. Calculer la masse m_3 de sulfure d'aluminium obtenue.

- Ecrire l'équation de réaction et l'équilibrer :



- Calculer le nombre de moles de la donnée : $n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{5,4}{27} \Rightarrow n_1 = 0,20 \text{ mol}$
- Tableau d'avancement :

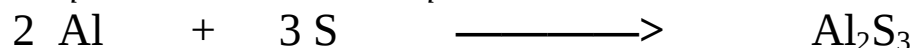
Equation		2 Al	3 S	Al ₂ S ₃
	Avancement			
t = 0	0	0,20	n_2	0
t quelconque	x	$0,20 - 2x$	$n_2 - 3x$	x
t final $\longrightarrow \infty$	x_L	0	0	$n_3 = x_L$

- Calcul du réactif limitant : $0,20 - 2 x_L = 0 \Rightarrow x_L = \frac{0,20}{2} = 0,10 \text{ mol}$
- Quantité de soufre nécessaire : $n_2 - 3 x_L = 0 \Rightarrow n_2 = 3 x_L = 0,30 \text{ mol}$
 $n_2 = \frac{m_2}{M_2} \Rightarrow m_2 = n_2 \cdot M_2 = 0,30 \cdot 32,1 \Rightarrow m_2 = 9,63 \text{ g}$
- Quantité de sulfure d'aluminium fabriqué :
 $n_3 = x_L = \frac{m_3}{M_3} = x_L \Rightarrow m_3 = x_L \cdot M_3 = 0,10 \cdot 150,3 \Rightarrow m_3 = 15,0 \text{ g}$

Exemple 2 : 2 données :

on fait réagir une masse d'aluminium $m_1 = 5,4 \text{ g}$ sur une masse $m_2 = 8,0 \text{ g}$ de soufre .
 Calculer la masse m_3 de sulfure d'aluminium obtenue.

- Ecrire l'équation de réaction et l'équilibrer :



- Calculer le nombre de moles des données :

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{5,4}{27} \Rightarrow n_1 = 0,20 \text{ mol}$$

$$n_2 = \frac{m_2}{M_2} = \frac{8,0}{32,1} \Rightarrow n_2 = 0,249 \text{ mol}$$

- Tableau d'avancement :

Equation		2 Al	3 S	Al ₂ S ₃
	Avancement			
t = 0	0	0,20	0,249	0
t quelconque	x	0,20 - 2 x	0,249 - 3 x'	x ou x'
t final $\longrightarrow \infty$	x _L			n ₃ = x _L

- Calcul du réactif limitant :

$$\text{Aluminium : } 0,20 - 2 x = 0 \Rightarrow x = \frac{0,20}{2} = 0,10 \text{ mol}$$

$$\text{Soufre : } 0,249 - 3 x' = 0 \Rightarrow x' = \frac{0,249}{3} = 8,31 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{Conclusion : } x' < x \Rightarrow x' = x_L = 8,31 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

- Quantité de sulfure d'aluminium fabriqué :

$$n_3 = x_L = \frac{m_3}{M_3} = x_L \Rightarrow m_3 = x_L \cdot M_3 = 8,31 \cdot 10^{-2} \cdot 150,3$$

$$\Rightarrow m_3 = 12,5 \text{ g}$$

5. Le cas des solutions aqueuses

5.1. Concentration molaire ou molarité :

- Définition :

une solution aqueuse est dite MOLLAIRE, si elle contient 1 mole de substance par litre de solution

- Convention d'écriture :
si A est la substance chimique , la concentration de A s'écrit [A].
- Molarité ou concentration molaire :
Unités : n en mol V en L c en mol.L⁻¹

5.2. Produit ionique de l'eau :

- toute solution aqueuse, qu'elle soit acide, basique ou neutre contient les ions :
 H_3O^+ ou H_{aq}^+ : ion oxonium et HO^- : ion hydroxyde
- On démontre que $K_e = [H_3O^+] \cdot [HO^-] = Cte$: c'est le produit ionique de l'eau.
A 25 °C : $K_e = [H_3O^+] \cdot [HO^-] = 10^{-14}$

5.3. Notion de pH :

- Définition :

$$pH = - \log [H_3O^+]$$

- Exemples :

Ex1 : $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ $\Rightarrow$ $pH = - \log 10^{-3} \Rightarrow$ $pH = 3$
la solution est acide

Ex2 : $[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow$ $pH = 7$: solution neutre

Ex3 : $[HO^-] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et $K_e = [H_3O^+] \cdot [HO^-]$
 $\Rightarrow$ $[H_3O^+] = \frac{K_e}{[HO^-]} = 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow$ $pH = 12$
la solution est basique

5.4. Dilution d'une solution

Solution initiale : $c_i =$
 $v_i =$

Solution finale : $c_f =$
 $v_f =$

Dans une dilution : on ajoute de l'eau, **donc la quantité de matière du corps présent ne change pas**

On peut donc écrire : $n_i = n_f \Rightarrow$ $c_i \cdot v_i = c_f \cdot v_f$

Pour la dilution d'un acide, on raisonne sur $[H_3O^+]$

Pour la dilution d'une base, on raisonne sur $[HO^-]$

CALCUL DU NOMBRE DE MOLES :

Cas GENERAL

m : masse du corps

M : masse molaire

$$n = \frac{m}{M}$$

Pour un GAZ

v : volume du gaz et V_m : volume molaire des gaz

$$V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$$

dans les Conditions Normales de Température et de Pression

$$T_0 = 273 \text{ K } P_0 = 10^5 \text{ Pa}$$

$$n = \frac{v}{V_m}$$

Pour une SOLUTION

c : concentration molaire de la solution en mol.L^{-1}

V : volume de la solution

$$n = c \cdot V$$

Pour une équation chimique avec des ELECTRONS

1 Faraday = charge d'une mole d'électrons

$$1 \text{ F} = 96500 \text{ C}$$

RÉSOLUTION D UN PROBLÈME DE CHIMIE :

- Ecrire l'équation de la réaction chimique :
- Equilibrer l'équation : $a \text{ A} + b \text{ B} \longrightarrow c \text{ C} + d \text{ D}$
- Calculer la ou les données de l'énoncé
- Faire le tableau d'avancement de la réaction :

EQUATION CHIMIQUE		a A	b B	c C	d D
ETAT du SYSTEME	Avancement (en mol)	(en mol)	(en mol)	(en mol)	(en mol)
t = 0	0	n_A	n_B	n_C	n_D
t quelconque	x	$n_A - a x$	$n_B - b x$	$n_C + c x$	$n_D + d x$
t final	x_L				

- Déterminer le réactif limitant x_L :
 - s'il y a 1 seule donnée, alors c'est la donnée qui est le réactif limitant
 - s'il y a 2 données, il faut calculer chaque avancement de façon séparée : x et x' : $\Rightarrow$ c'est la valeur la plus petite qui donnera le réactif limitant x_L .
- Compléter le tableau d'avancement
- Calculer les grandeurs inconnues en utilisant la bonne formule pour le nombre de moles