

Série de TD N° 1

Exercice 1 (*).

Combien y a-t-il d'atomes et de molécules dans 2g de dihydrogène (H₂) à la température ambiante.

Exercice 2(*).

On dispose de 0,4 moles de H₂S, combien y a-t-il :

1. De grammes de H₂S.
2. De moles de H et de moles de S.
3. De grammes de H et de grammes de S.
4. De molécules de H₂S.
5. D'atomes de H et de S. *Données: ${}^1_1\text{H}$ et ${}^{32}_{16}\text{S}$*

Exercice 3.

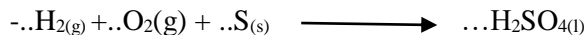
Lequel des échantillons suivants contiennent le plus de fer ?

- 1) 0.2 moles de Fe₂(SO₄)₃. 2) 20g de fer. 3) 0.3 atome-gramme de fer 4) 2.5x10²³ atomes de fer

Données : M_{Fe}=56g. mol⁻¹ M_S=32g.mol⁻¹ - Nombre d'Avogadro N =6,023. 10²³

Exercice 4(*).

Equilibrer puis indiquer pour chacune des réactions suivantes ; le nombre de phases (homogène, hétérogène) et les corps simples ou composés :



Calculer les densités pour les gaz, par rapport à l'air dans les conditions normales(CNTP), sachant que la masse volumique de l'air est $\rho=1.293.10^{-3} \text{ g/cm}^3$.

Exercice 5(*).

L'analyse élémentaire d'un composé a donné les résultats suivants : 71,65% en masse de Cl, 24,27% en masse de C et 4,07% en masse de H. Déterminer les formules empirique et moléculaire de ce composé sachant que sa masse molaire est de 98,96 g/mol.

Données : M (Cl) = 35,453g/mol, M (C) = 12,011 g/mol, M (H) = 1,008 g/mol.

Exercice 6(*).

La formule brute d'un composé est C₁₀H₆O₃, calculer :

- La masse molaire de ce composé
- les pourcentages massiques de chacun des éléments C, H, et O du composé

-Le nombre de moles du composé pur contenues dans une masse de 0.0156g de corps pur occupant un volume de 0.03 cm³.

-Sa densité par rapport à H₂O, dans les mêmes conditions (masse volumique de H₂O est 1g/cm³(4-30°C)

Solution TD : N° 01

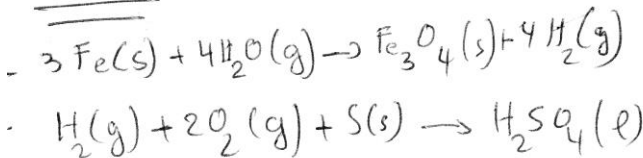
Exo 1

$M_H = 1 \text{ g/mol}$ $n = \frac{m}{M}$
 $2 \text{ g de } H_2$ correspond à $n = \frac{2}{2} = 1 \text{ mol}$
 de molécules, ~~$6,023 \times 10^{23}$~~
 molécules et à $12,05 \times 10^{23}$ atomes
 de H

Exo 2

1. La masse de H_2S ;
 $n = \frac{m}{M}$ donc $m = n \times M = 0,4 \times 34 = 13,6 \text{ g}$
 2. le nombre de moles des atomes H et S :
 Dans une mole de H_2S on a 2 moles
 de H et 1 mole de S alors dans 0,4 moles
 de H_2S on aura $0,4 \times 2$ soit 0,8 moles
 de H et 0,4 moles de S
 3. la masse de chacun des atomes :
 $n = \frac{m}{M}$; $m(H) = 0,8 \times 1 = 0,8 \text{ g}$ et
 $m(S) = 0,4 \times 32 = 12,8 \text{ g}$
 4. le nombre de molécules de H_2S =
 $n \times N_A = 0,4 \times 6,023 \times 10^{23} = 2,4092 \times 10^{23}$
 molécules
 5. le nombre d'atomes de H = $0,8 \times 6,023 \times 10^{23}$
 $= 4,818 \times 10^{23}$ atomes
- le nombre d'atomes S = $0,4 \times 6,023 \times 10^{23}$
 $= 2,409 \times 10^{23}$ atomes.

Exo 4



1/2

Equilibre	Nbr de phases	Type de mélange	Type de corps	
			simple	composé
1	2	Hétérogène	Fe, H_2	$\text{H}_2\text{O}, \text{Fe}_3\text{O}_4$
2	3	Hétérogène	$\text{H}_2\text{O}, \text{S}$	H_2SO_4

les densités des gaz H_2 , O_2 et H_2O :
 soit $\rho = m/V = 1,293 \times 10^3 \text{ g/l}$
 la masse volumique de l'air, et
 $\rho = \bar{m}/V$ la masse volumique d'un
 gaz parfait. la densité de ce gaz
 par rapport à l'air est donnée par
 la relation $d = \frac{\rho}{\rho_{air}} = \frac{\bar{m}/V}{m/V} = \frac{\bar{m}}{m}$
 pour un même volume (1 cm^3), on calcule
 la masse de chacun des gaz pour 1 cm^3 ,

$$1 \text{ mole} \rightarrow M(\text{g/mol}) \rightarrow 22,4 \text{ L} = 22400 \text{ cm}^3$$

$$m \rightarrow V = 1 \text{ cm}^3$$

$$\Rightarrow \bar{m} = M \times 1 \text{ cm}^3 / 22400 \text{ cm}^3$$

$$\Rightarrow \begin{cases} \text{pour } H_2: \bar{m} = \frac{2}{22400} = 8,93 \times 10^{-5} \text{ g} \\ O_2: \bar{m} = \frac{32}{22400} = 1,43 \times 10^{-3} \text{ g} \\ H_2O: \bar{m} = 8,04 \times 10^{-4} \text{ g} \end{cases}$$

la densité d'un gaz parfait
 par rapport à l'air est :

$$d = \rho_{\text{gaz}} / \rho_{\text{air}} = \left(\frac{\bar{m}}{m} \right)_{\text{air}}$$

$$\Rightarrow \begin{cases} H_2: d_{H_2} = \frac{8,93 \times 10^{-5} / 1 \text{ cm}^3}{1,293 \times 10^{-3} \text{ g/l}} \\ = 6,90 \times 10^{-2} \\ O_2: d_{O_2} = \frac{1,43 \times 10^{-3} / 1 \text{ cm}^3}{1,293 \times 10^{-3}} \\ = 1,10 \\ H_2O: d_{H_2O} = \frac{8,04 \times 10^{-4} / 1 \text{ cm}^3}{1,293 \times 10^{-3}} \\ = 6,21 \times 10^{-1} \end{cases}$$

exercice (exo 4)
 on bien on applique la
 formule: $d = M/2g$

EX03

- 0,2 mole de $Fe_2(SO_4)_3$ correspond
 à 0,4 mole d'atomes (en atome-
 gramme) de Fe

- 20 g de Fe correspond à $n = \frac{m}{M_{Fe}}$
 $= \frac{20}{56} = 0,357$ mole d'atomes de Fe

- 0,3 atome-gramme de Fe ou 0,3
 mole d'atome de Fe

- $2,5 \times 10^{23}$ atome de Fe correspond à
 $n = \frac{N}{N_A} = \frac{2,5 \times 10^{23}}{6,02 \times 10^{23}} = 0,415$ mole
 d'atomes de Fe

C'est ce dernier échantillon qui
 contient le plus de Fe.

EX05

Ci calculons le nombre d'atomes de
 chaque élément:

Dans 100 g de ce composé, il y a 71,65g
 de Cl, 24,24 g de C et 4,07g de H.

Le nombre de moles de chacun:

$n(Cl) = \frac{71,65}{35,45} = 2,02$ mol,

$n(C) = 2,02$ mol $n(H) = 4,04$ mol

on écrit la formule empirique, on divise
 chaque nombre de moles par le plus petit
 nombre de moles soit 2,02

⇒ on obtient les proportions

$Cl = \frac{2,02}{2,02} = 1$ $C = 1$ $H = 2$

elle s'écrit: $Cl H_2$, sa masse
 molaire est de 49,480 g.

La formule moléculaire est celle
 dont la masse molaire est de 98,96 g
 sachant que, le facteur entier = $\frac{M_{moléculaire}}{M_{empirique}}$

= $\frac{98,96}{49,48} = 2$. On déduit,

La formule moléculaire est: $(Cl H_2)_2$
 soit $C_2 Cl_2 H_4$

EX06

- La masse molaire de $C_2 H_4 O_2 = 174 g/mol$

- les % massiques de C, O et H:

% de C est: 120g de C → 174g
 % → 100g
 % C = 68,96%

% de H 6g → 174g
 % H → 100g % H = 3,4%

% de O: 48g → 174g
 % O → 100g % O = 27,6%

- le nombre de moles du composé:

$m = 0,0156g \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{0,0156}{174}$

$n = 8,96 \times 10^{-5}$ moles

- La densité par rapport à l'eau est:

$d = \frac{\rho}{\rho_{eau}} = \frac{m/V}{m_{eau}/V} \Rightarrow d = \frac{m(C_2 H_4 O_2)}{m_{eau}}$

soit à $1 cm^3$ ce volume, trouvons la
 masse m du composé qui lui correspond
 $0,0156 \rightarrow 0,03 cm^3$

$m \rightarrow 1 cm^3 \Rightarrow m = 0,52g \Rightarrow$

$d = \frac{0,52}{1} = 0,52$ (p de l'eau est 1 g/l)