

Série de TD N°1

Exercice 1

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

- $..Fe_{(s)} + ..H_2O_{(g)} \rightarrow ..Fe_3O_4_{(s)} + ..H_2_{(g)}$
- $..H_2_{(g)} + ..O_2_{(g)} + ..S_{(s)} \rightarrow ..H_2SO_4_{(l)}$

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 $\rho = 1.293 \cdot 10^{-3} \text{ g/cm}^3$.

Exercice 2: Combien y'a-t-il dans 0.1 mole de CO_2 :

- De grammes de CO_2
- D'atomes de C et de O
- De molécules de CO_2 .

On donne : C= 12g/mole ; O=16g/mole ; nombre d'Avogadro $N_A = 6.023 \cdot 10^{23}$

Exercice 3

Soit une quantité d'un composé constitué d'oxygène, d'hydrogène et de soufre dont la composition est de 6,4g d'oxygène ; de $1,213 \cdot 10^{23}$ d'atomes d'hydrogène et de 0.1 mole d'atomes de soufre.

Quel est le nombre de moles d'atomes d'hydrogène et d'oxygène et du composé. Déduire sa formule brute.

Exercice 4

On veut préparer de l'azote gazeux N_2 en faisant passer 18,1g d'ammoniac gazeux NH_3 au dessus de l'oxyde cuivre (II) solide CuO de masse 90,4g portée à haute température. Les produits de la réaction sont du cuivre solide et de la vapeur d'eau mélangés avec le gaz N_2 .

a- Equilibrer la réaction : $NH_{3(g)} + CuO_{(s)} \rightarrow N_{2(g)} + Cu_{(s)} + H_2O_{(g)}$

b- Quels sont dans la réaction les corps simples et composés

c- de combien de phases le mélange des réactifs et des produits est il composé.

d- Quel est le réactif limitant de la réaction

e- Déterminer le nombre de moles, le volume du gaz N_2 libéré en litres dans les conditions normales (CNTP) des gaz parfaits ainsi que sa masse à l'équilibre.

On donne : N=14g/mole, O=16g/mole, Cu=63,54g/mole, H=1g/mole ainsi que le volume d'une mole d'un gaz parfait dans les conditions normales (CNTP) est 22,4litres.

Exercice 5 : La formule brute d'un composé est $C_{10}H_6O_3$, 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 0,0156 g de corps pur occupant un volume de $0,03 \text{ cm}^3$.

-sa densité par rapport à l'eau, dans les mêmes conditions (masse volumique de l'eau est 1 g/cm^3 entre 4°C et 30°C).

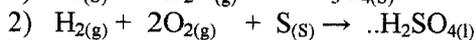
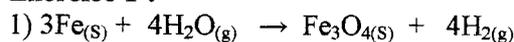
Exercice 6

Une solution concentrée d'acide chlorhydrique HCl de volume 20 cm^3 contenant 8,36g de HCl pur a une masse volumique de $\rho = 1.18 \text{ g/cm}^3$. Déterminer pour cette solution:

- 1- La molarité
- 2- La normalité
- 3- Le nombre d'équivalent-grammes
- 4- La molalité
- 5- Son pourcentage massique en HCl
- 6- Les fractions molaire et massique de HCl dans la solution

Solutions de la série 1 de chimie 1
(N.B : on pourra commencer la série par faire l'exercice 6)

Exercice 1 :



Equilibre	Nombre de Phases	Type de mélange	Type de corps	
			simple	composé
1	2	Hétérogène	Fe, H ₂	H ₂ O, Fe ₃ O ₄
2	3	Hétérogène	H ₂ , O ₂ , S	H ₂ SO ₄

Corps simple: espèce chimique formée de un ou plusieurs atomes identiques liés entre eux;

Corps composé: molécule constituée d'atomes distincts liés entre eux

Mélange homogène : constitué d'une seule phase (soit liquide, ou solide, ou gaz) → un mélange de gaz constitue toujours une seule phase ;

Mélange hétérogène : formé par deux ou plusieurs phases (deux liquides immiscibles, gaz-liquide, solide-liquide, liquide-gaz, deux solides différents)

-Les densités des gaz H₂, O₂ et H₂O: soit $\rho = m/V = 1.293 \cdot 10^{-3} \text{ g/cm}^3$ la masse volumique de l'air, et $\rho' = m'/V$ la masse volumique d'un gaz parfait. La densité de ce gaz par rapport à l'air est donnée par la relation : $d = \frac{\rho'}{\rho} = \frac{m'/V}{m/V} = \frac{m'}{m}$ pour un même volume V (1 cm³). On calcule la masse de chacun des gaz pour 1 cm³:

Or une mole d'un gaz parfait a un volume de 22,4L (CNTP) ; d'où 1 cm³ de ce gaz correspond à la masse en gramme de ce gaz équivalente à :

$$1 \text{ mole} \rightarrow M \text{ (g/mole)} \rightarrow 22.4\text{L} = 22400 \text{ cm}^3 \left. \begin{array}{l} \\ m' \text{ (g)} \rightarrow V = 1 \text{ cm}^3 \end{array} \right\} \Rightarrow m = M \times 1 \text{ cm}^3 / 22400 \text{ cm}^3 \Rightarrow \begin{cases} \text{pour H}_2 : M=2\text{g/mole} \Rightarrow m' = 2/22400 = 8.93 \cdot 10^{-5} \text{ g} \\ \text{pour O}_2 : M=32\text{g/mol} \Rightarrow m' = 32/22400 = 1.43 \cdot 10^{-3} \text{ g} \\ \text{pour H}_2\text{O} : M=18\text{g/mol} \Rightarrow m' = 18/22400 = 8.04 \cdot 10^{-4} \text{ g} \end{cases}$$

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

$$d = \rho_{\text{gaz}} / \rho_{\text{air}} = (m'/m)_{\text{air}} \Rightarrow \begin{cases} \text{Pour H}_2 : d_{\text{H}_2} = (8.93 \cdot 10^{-5} \text{ g/cm}^3) / (1.293 \cdot 10^{-3} \text{ g/cm}^3) = 6.90 \cdot 10^{-2} \\ \text{pour O}_2 : d_{\text{O}_2} = (1.43 \cdot 10^{-3} \text{ g/cm}^3) / (1.293 \cdot 10^{-3} \text{ g/cm}^3) = 1.10 \\ \text{pour H}_2\text{O} : d_{\text{H}_2\text{O}} = (8.04 \cdot 10^{-4} \text{ g/cm}^3) / (1.293 \cdot 10^{-3} \text{ g/cm}^3) = 6.21 \cdot 10^{-1} \end{cases}$$

ou bien on applique la formule : $d = M/29$

Exercice 2 : 1 mole de CO₂ correspond à une masse molaire de : $M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2M(\text{O}) = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g/mole}$;

-donc 0,2mole de CO₂ représente une masse de $0.1 \text{ mole} \times 44 \text{ g/mole} = 4.4 \text{ g}$

-le nombre d'atomes de C : $0.1 \times 6.023 \cdot 10^{23} = 6.023 \cdot 10^{22}$ atomes ;

le nombre d'atomes de O est : $2 \times 0.1 \times 6.023 \cdot 10^{23} = 12.046 \cdot 10^{22}$ atomes

-le nombre de molécules de CO₂ est $0.1 \times 6.023 \cdot 10^{23} = 6.023 \cdot 10^{22}$ molécules

Exercice 3 :

*le nombre de moles d'oxygène est : $n_{\text{O}} = 6.4 \text{ g} / 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,4$ moles de O ;

le nombre de moles d'hydrogène est : $n_{\text{H}} = 1.213 \cdot 10^{23} / 6.023 \cdot 10^{23} = 0.2$ moles de H ;

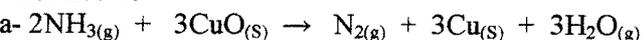
*le nombre de moles de soufre est $n_{\text{S}} = 0.1$ mole

Le composé a une formule brute générale : $\text{H}_x\text{O}_y\text{S}_z \Rightarrow n_{\text{H}} = n \cdot x, n_{\text{O}} = n \cdot y, n_{\text{S}} = n \cdot z$, avec n est le nombre de moles du composé.

$$\text{Or, } \left. \begin{array}{l} y/x = 0.4/0.2 = 2 \Rightarrow y = 2x \\ y/z = 0.4/0.1 = 4 \Rightarrow y = 4z \end{array} \right\} \Rightarrow y > x > z, \text{ avec } y \text{ et } x \text{ sont des multiples pairs de } z \Rightarrow \text{si on suppose que } z = 1 \Rightarrow n = n_{\text{S}} = 0.1 \text{ mole} \\ \text{et } x = 2z$$

Donc, $x = 2$ et $y = 4 \Rightarrow$ la formule brute est : H₂O₄S ou bien H₂SO₄ (l'acide sulfurique)

Exercice 4:



b- Corps simples → N₂, Cu

Corps composés → NH₃, CuO, H₂O

Solutions de la série 1 de chimie 1
(N.B : on pourra commencer la série par faire l'exercice 6)

c- Nombres de phases : Réactifs → 2 phases (solide-gaz)
 produits → 2 phases (solide-gaz)

d- le réactif limitant de la réaction est:

- Calcul du nombre de moles initial de NH_3 : la masse molaire de NH_3 est,
 $M_{\text{NH}_3} = 14 + 3 \times 1 = 17 \text{ g/mole}$, d'où le nombre de moles est,
 $n_{\text{NH}_3} = \frac{m_{\text{NH}_3}}{M_{\text{NH}_3}} = \frac{18.1 \text{ g}}{17 \text{ g}} = 1.06 \text{ moles}$
- Calcul du nombre de moles initial de CuO initial: la masse molaire de CuO est,
 $M_{\text{CuO}} = 63.54 \text{ g} + 16 \text{ g} = 79.54 \text{ g/mole}$
 $n_{\text{CuO}} = \frac{m_{\text{CuO}}}{M_{\text{CuO}}} = \frac{9.04}{79.54} = 1.14 \text{ moles}$

Le facteur stochiométrique entre les deux réactifs est: $\frac{3\text{CuO}}{2\text{NH}_3} = \frac{n_{\text{CuO}}}{n_{\text{NH}_3}} = 1.5$ si la totalité de NH_3 et de CuO auront réagi
 ⇒ le nombre de moles théorique de CuO qu'il faut pour réagir avec la totalité du nombre de moles initial de NH_3 est,
 $\frac{3\text{CuO}}{2\text{NH}_3} \times n_{\text{NH}_3} = 1.5 \times 1.06 = 1.59 \text{ moles de CuO} > n_{\text{CuO}} = 1.14 \text{ moles}$ initialement introduit avant la réaction ⇒ CuO est en déficit par rapport à NH_3 , c'est donc l'oxyde de cuivre (II) qui est le réactif limitant de la réaction.

e-

* le nombre de moles de N_2 libéré par la réaction est :

1 mole de CuO → 1 mole de N_2
 1.14 moles de CuO → $n_{\text{N}_2} = 1.14$ moles de N_2

*le volume de gaz N_2 libéré est : 1 mole de N_2 → 22.4 L (CNTP)
 1.14 moles de N_2 → $V_{\text{N}_2} = 1.14 \times 22.4 = 22.54 \text{ L}$

*la masse de N_2 libéré est : la masse molaire de N_2 est $M = 14 \times 2 = 28 \text{ g/mole}$, d'où la masse $m_{\text{N}_2} = n_{\text{N}_2} \times M = 1.14 \times 28 = 31.92 \text{ g}$

Exercice 5 :

- La masse molaire de $\text{C}_{10}\text{H}_6\text{O}_3$: $M = 10 \times 12 + 6 \times 1 + 3 \times 16 = 120 + 6 + 48 = 174 \text{ g/mole}$
- Les pourcentages massiques de C, O, H :

*Le pourcentage de carbone %C est : $\left. \begin{array}{l} 120 \text{ g de C} \rightarrow 174 \text{ g} \\ \% \text{C} \rightarrow 100 \text{ g} \end{array} \right\} \Rightarrow \% \text{C} = \frac{120}{174} \times 100 = 68.96\%$

*le pourcentage d'hydrogène %H est : $\left. \begin{array}{l} 6 \text{ g de H} \rightarrow 174 \text{ g} \\ \% \text{H} \rightarrow 100 \text{ g} \end{array} \right\} \Rightarrow \% \text{H} = \frac{6}{174} \times 100 = 3.45\%$

*le pourcentage d'oxygène %O est : $\left. \begin{array}{l} 48 \text{ g de O} \rightarrow 174 \text{ g} \\ \% \text{O} \rightarrow 100 \text{ g} \end{array} \right\} \Rightarrow \% \text{O} = \frac{48}{174} \times 100 = 27.59\%$

-Vérification :

$\sum \% = 68.96 + 3.45 + 27.59 = 100\%$

- Le nombre de moles du composé : $m = 1.0156 \text{ g} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{1.0156 \text{ g}}{174 \text{ g}} = 8.96 \cdot 10^{-5} \text{ moles}$
- La densité par rapport à l'eau est :

Solutions de la série 1 de chimie 1
(N.B : on pourra commencer la série par faire l'exercice 6)

$d = \frac{\rho'}{\rho} = \frac{m'/V}{m/V}$, ρ et ρ' sont les masses volumiques respectivement de l'eau et du composé dans les mêmes conditions, m et m' sont les masses respectivement de l'eau et du composé pour un même volume V . Soit 1 cm^3 ce volume, trouvons la masse m' du composé qui lui correspond :

$$\left. \begin{array}{l} 0.0156g \rightarrow 0.03 \text{ cm}^3 \\ m' \rightarrow 1 \text{ cm}^3 \end{array} \right\} \Rightarrow m' = 0.0156 \times 1/0.03 = 0.52g \Rightarrow d = 0.52/1 = 0.52 \text{ (}\rho \text{ de l'eau est } 1g/\text{cm}^3\text{)}$$

Exercice 6 :

1-La molarité est le nombre de moles de soluté par unité de volume (mole/L) ou par litre, c'est également la concentration molaire : $C = n/V = (m/M)/V$

*calcul du nombre de moles de HCl dans 20 cm^3 de solution, on a

La masse molaire de HCl est, $M_{\text{HCl}} = 35.5 + 1 = 36.5g/\text{mole} \Rightarrow n_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}}} = \frac{8.36g}{36.5g} = 0.229 \text{ moles}$

$$\left. \begin{array}{l} 0.229 \text{ moles de HCl} \rightarrow 0.02 \text{ L} \\ M \text{ ou } C \rightarrow 1\text{L} \end{array} \right\} \Rightarrow M \text{ ou } C = \frac{0.229 \text{ moles}}{0.02\text{L}} = 11.45 \text{ mole/L}$$

2-La normalité est le nombre d'équivalent-grammes (eqg) de soluté par unité de volume (par litre) de solution.

Le nombre d'eqg ; $E(\text{HCl}) = \frac{m}{m(1\text{eqg})}$, avec la masse de 1eqg $m(1\text{eqg}) = M/Z$. D'où, $N = \frac{m}{M} \times \frac{Z}{V} = C \times Z$

Pour HCl, $Z=1$ correspond au nombre de H^+ pouvant être libéré $\Rightarrow N = 11.45\text{eqg/L}$

3-Donc le nombre d'eqg de HCl $E(\text{HCl})$ est :

$$\left. \begin{array}{l} 1\text{eq de HCl} \rightarrow 36,5 \text{ g de HCl} \\ \text{Le nombre d'eqg } E(\text{HCl}) \rightarrow 8.36g \end{array} \right\} \Rightarrow E(\text{HCl}) = \frac{8.36g}{36.5g} = n_{\text{HCl}} \text{ dans } 20 \text{ cm}^3 \text{ de solution}$$

4-La molalité est le nombre de moles de soluté par kg de solvant (eau),

$$\text{Molalité} = \frac{n_{\text{HCl}}}{m_{\text{solvant}}(\text{kg})}$$

Or $\rho = \frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}} \Rightarrow m_{\text{solution}} = \rho \times V = 1.18g/\text{cm}^3 \times 20\text{cm}^3 = 23.6g$,

$m_{\text{solution}} = m_{\text{eau}} + m_{\text{soluté}} \Rightarrow m_{\text{eau}} = 23.6g - 8.36g = 15.24g$

$$\left. \begin{array}{l} \text{D'où, } 0.229 \text{ moles de HCl} \rightarrow 15.24 \cdot 10^{-3} \text{ kg d'eau} \\ \text{Molalité} \rightarrow 1\text{kg d'eau} \end{array} \right\} \Rightarrow \text{molalité} = \frac{0.229}{15.24 \cdot 10^{-3}} = 15.03 \text{ mole/kg d'eau}$$

5-Pourcentage massique de HCl :

$$\left. \begin{array}{l} 8.36g \text{ de HCl pur} \rightarrow m_{\text{solution}} = 23.6g \text{ de solution} \\ \% \text{HCl} \rightarrow 100g \text{ de solution} \end{array} \right\} \Rightarrow \% \text{HCl} = \frac{8.36g}{23.6} \times 100 = 35.4\%$$

6-

• Fraction molaire de HCl est : $X_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{n_{\text{eau}} + n_{\text{HCl}}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{n_T} \Rightarrow X_{\text{HCl}} = 0.229/(0.85 + 0.229) = 0.21$

Or $n_{\text{eau}} = m_{\text{eau}}/M_{\text{eau}} = 15.24g/18g/\text{mole} = 0.85\text{moles}$

• Fraction massique de HCl est : $x_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{m_{\text{solution}}} = 8.36g/23.6g = 0.354$