

EX1:

1. Pts physiques et chimiques.

* Propriétés physiques:

- la température d'ébullition de l'éthanol est 78°C .

* Propriétés chimiques:

- des objets en argent ternissent;

- la couleur rouge du rubis est due à la présence d'ions chrome.

2. Pts extensives et intensives

* Pts extensives: l'énergie produite par la combustion de l'essence;

* Pts intensives:

- la température à laquelle

à laquelle la glace fond;

- la couleur du chlorure de nickel;

- la vitesse d'un cheval.

l'arsenic.	As.	metalloïde.
l'iode.	I.	non-métal
le chrome.	Cr	métal
le mercure.	Hg.	métal
l'aluminium.	Al	métal

3.

Symbol	Li	Ga	Xe	K
Élément	Lithium.	Gallium	Xénon	Potassium
Groupe.	IA	III A	VIII A	IA.

EX 3:

1.

Corps simples	Corps Composés
L'or (Au)	
le fer (Fe)	le sel de table
l'ozone (O_3)	NaCl.
le chlore gazeux (Cl_2)	

2.

Corps purs	mélanges.
le diamant	le laiton (alliage Zn-Cu).
	* Zamak (Zn + Al + Mg + Cu).
	* la fonte, l'ain,
	* le béton.

EX 2:

(1, 2)

Éléments	Symboles	
Carbone	C	non-métal
Chlore.	Cl	non-métal
Cobalt.	Co	métal
Zinc.	Zn.	métal.

Corps purs. Corps simple	Corps composés	mélange homogène	mélange hétérogène
mercure, helium.	Sel de table, dioxyde de carbone.	eau sucrée, eau de mer filtrée, alcool et eau. ↓ EEOH MeOH.	huile et eau, laitier et le sel de table, la boue.

Ex 4³

(A)

$$V = 10 \text{ ml}$$

$$\rho_{\text{CO}_2} = 774 \text{ Kg/m}^3.$$

$$1. \rho_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{V_{\text{CO}_2}} \Rightarrow m_{\text{CO}_2} = \rho_{\text{CO}_2} \times V_{\text{CO}_2}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 774 \times 10 \times 10^{-6}$$

$$= 774 \times 10^{-5} \text{ Kg.}$$

$$\underline{m_{\text{CO}_2} = 7,74 \text{ g.}}$$

$$2. n_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{7,74}{12 + 32}$$

$$\underline{\underline{44}}$$

$$\underline{n_{\text{CO}_2} = 0,176 \text{ mol.}}$$

$$3. 1 \text{ mol.} \longrightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}$$

$$0,176 \longrightarrow x$$

$$x = \frac{0,176 \times 6,02 \times 10^{23}}{1}$$

$$\underline{x = 1,06 \times 10^{23} \text{ molécules}}$$

$$4. 1 \text{ molécule CO}_2 \begin{cases} \nearrow 1 \text{ atome de C} \\ \searrow 2 \text{ atome de O} \end{cases}$$

$$1,06 \times 10^{23} \text{ molécules} \begin{cases} \nearrow 1,06 \times 10^{23} \text{ atome de C} \\ \searrow 2,12 \times 10^{23} \text{ atome de O} \end{cases}$$

(B)

$$1 \text{ mole de personnes} \longrightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ personnes}$$

$$x' \longleftarrow 5,7 \times 10^9 \text{ personnes}$$

$$x' = \frac{5,7 \times 10^9}{6,02 \times 10^{23}}$$

$$\underline{x' = 0,95 \times 10^{-14} \text{ mol.}}$$

Ex 5³

$$M_{\text{sel}} = 40,1 + 32,1 + 4 \times 16 + 18n = 136,2 + 18n$$

$$1 \text{ mol. de sel hydraté} \longrightarrow 4 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$(136,2 + 18n) \text{ g} \longrightarrow (18n) \text{ g}$$

$$20 \text{ g} \longrightarrow 4 \text{ g}$$

$$\Rightarrow 4(136,2 + 18n) = 18n \times 20$$

$$544,8 + 72n = 360n$$

$$\Rightarrow 288n = 544,8$$

Suite Ex 5

$$n = \frac{544,8}{288} = 1,9 \approx 2 \quad (\text{Car } n \in \mathbb{N})$$

Le sel est : $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Ex 6 :

a). Supposons que nous allons préparer 1l de solution de KMnO_4 0,010M. (0,01mol/l)
c-à-d, il nous faut

0,01mol. de $\text{KMnO}_4 \rightarrow$ 1l de solution

$$n_{\text{KMnO}_4} = \frac{m_{\text{KMnO}_4}}{M_{\text{KMnO}_4}}$$

$$\Rightarrow m_{\text{KMnO}_4} = n_{\text{KMnO}_4} \times M_{\text{KMnO}_4}$$

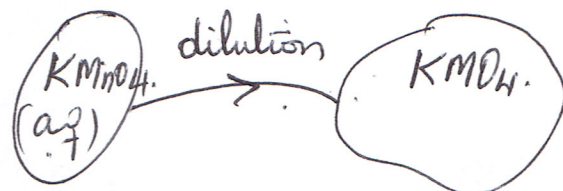
$$m_{\text{KMnO}_4} = 0,01 \times (39,1 + 55 + 16 \times 4) \\ = 0,01 \times 158,1$$

$$\underline{m_{\text{KMnO}_4} = 1,581 \text{ g.}}$$

On pèse 1,581g de KMnO_4 .
Solide, on le met dans
une fiole jaugée de 1l,

On verse un peu d'eau pour
dissoudre KMnO_4 , ensuite on
complète avec de l'eau jusqu'à
le trait de jauge.

b).



$$C_1 = 0,05 \text{ M.}$$

$$V_1 = ?$$

$$C_2 = 0,01 \text{ M.}$$

$$V_2 = 1 \text{ l.}$$

La loi de dilution:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \\ V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1} = \frac{0,01 \times 1}{0,05}$$

$$\underline{V_1 = 0,2 \text{ l.} = 200 \text{ ml.}}$$

Donc, on prélève 200 ml de
la solution aqueuse. (0,05M)
On les met dans une fiole
jaugée de 1l. et on
complète à 1l.

Ex 7 :

$$d) \quad d_{\text{sac}} = \frac{\rho_{\text{sac}}}{\rho_{\text{eau}}}$$

$$\rho_{\text{sac}} = d_{\text{sac}} \times \rho_{\text{eau}} \\ = 1,28 \times 1$$

$$\underline{\rho_{\text{sac}} = 1,28 \text{ g/ml.}}$$

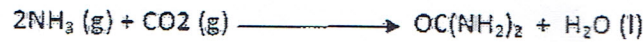
$$\rho_{\text{sac}} = \frac{m_{\text{sac}}}{V_{\text{sac}}}$$

$$\Rightarrow m_{\text{sac}} = \rho_{\text{sac}} \times V_{\text{sac}} \\ = 1,28 \times 750 = 960 \text{ g.}$$

EX 9 :

5. Exercice 4 (0,3 points)

- a) Quel est le réactif limitant pour la préparation de l'urée à partir de l'ammoniac selon la réaction :



lorsqu'on fait réagir 14,5 kg d'ammoniac avec 22,1 kg de dioxyde de carbone ?

- b) Quelle masse d'urée peut-on obtenir ?
c) Quelle masse du réactif en excès reste à la fin de réaction ?

On donne les masses atomiques : H : 1, N : 14, C : 12

* a) cherchons le nbre de moles de NH_3 et CO_2 : $n = \frac{m}{M}$

$$\begin{array}{lcl} \textcircled{0,5} \quad n_{\text{NH}_3} = \frac{14,5 \times 10^3}{17} \approx \underline{\underline{853 \text{ mol}}} & n_{\text{CO}_2} = \frac{22,1 \times 10^3}{44} = \underline{\underline{502,3 \text{ mol}}} & \textcircled{0,5} \\ 2 \text{ moles de } \text{NH}_3 & \longrightarrow & 1 \text{ mole de } \text{CO}_2 \\ 853 \text{ moles} & \longrightarrow & n_{\text{CO}_2} = \underline{\underline{426,5}} \end{array}$$

$n_{\text{CO}_2} = 426,5 \text{ moles} < 502,3 \text{ moles}$ donc NH_3 va réagir totalement (853 moles) et CO_2 est en excès. $\textcircled{0,5}$

* b) La masse d'urée obtenue :

$$\begin{array}{lcl} \textcircled{0,5} \quad \left(\begin{array}{l} 2 \text{ moles de } \text{NH}_3 \longrightarrow 1 \text{ mole de } \text{OC}(\text{NH}_2)_2 \\ 853 \text{ moles} \longrightarrow n \end{array} \right. & n = \frac{853}{2} = \underline{\underline{426,5 \text{ moles}}} & \Rightarrow m = n \times M = 426,5 \times 60 \\ & \textcircled{0,25} & \\ m = \underline{\underline{25590 \text{ g} \approx 25,6 \text{ Kg}}} & & \end{array}$$

* c) La masse du réactif en excès restante (CO_2) ?

$$\begin{array}{lcl} 2 \text{ moles } \text{NH}_3 & \longrightarrow & 1 \text{ mole de } \text{CO}_2 \\ 853 \text{ moles} & \longrightarrow & 426,5 \text{ moles} \\ (n_{\text{CO}_2})_{\text{rest}} = 502,3 - 426,5 = \underline{\underline{75,8 \text{ moles}}} & & \textcircled{0,5} \\ (m_{\text{CO}_2})_{\text{rest}} = (n_{\text{CO}_2})_{\text{rest}} \times M_{\text{CO}_2} = 75,8 \times 44 = 3335,2 \text{ g} \\ \textcircled{0,25} \quad (m_{\text{CO}_2})_{\text{rest}} \approx \underline{\underline{3,3 \text{ Kg}}} & & \end{array}$$