

Corrigé série de TD N°1 de Chimie 1 (Licence)

Exercice 1

- A. Laquelle des quantités suivantes a la masse la plus élevée : 2 atomes de plomb ou $5,1 \cdot 10^{-23}$ mol d'hélium ?

Solution :

La masse de 2 atomes de Pb :

$$1 \text{ mol} \rightarrow N_A \text{ atomes (Pb)}$$

$$X \text{ mol} \rightarrow 2 \text{ atomes (Pb)}$$

$$X = 3,3206 \cdot 10^{-24} \text{ mol (Pb)}$$

$$n = m / M \rightarrow m = n \cdot M = 3,3206 \cdot 10^{-24} \times 207 = 6,8736 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

La masse de $5,1 \cdot 10^{-23}$ mol d'hélium

$$m = n \cdot M = 5,1 \cdot 10^{-23} \cdot 4 = 2,04 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

La masse la plus élevée est celle de 2 atomes de Pb.

- B. Combien d'atomes y a-t-il dans 5,10 mol de soufre (S) ?

Solution:

$$1 \text{ mol} \rightarrow N_A \text{ atomes (S)}$$

$$5,10 \text{ mol} \rightarrow X \text{ atomes (S)}$$

$$X = 3,0717 \times 10^{24} \text{ atomes de (S)}$$

- C. Quelle est la masse (en grammes et en uma) d'un seul atome de chacun des éléments suivants ? a) Hg ; b) Ne. Avec : $M(\text{Hg}) = 200 \text{ g/mol}$; $M(\text{Ne}) = 20 \text{ g/mol}$

Solution:

$$1 \text{ mol (200 g/mol)} \rightarrow N_A \text{ atomes (Hg)}$$

$$X \text{ g} \rightarrow 1 \text{ atome (Hg)}$$

$$m(\text{Hg}) = 3,3206 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

La masse en uma

$$1 \text{ uma} \rightarrow 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$m(\text{uma}) \rightarrow 3,3206 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

$$\rightarrow m = 200,036 \text{ uma}$$

1 mol (20 g/mol) $\rightarrow N_A$ atomes (Ne)

X g \rightarrow 1 atome (Ne)

$$m(\text{Ne}) = 3,3206 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

La masse en uma

1 uma $\rightarrow 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

m (uma) $\rightarrow 3,3206 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

$$m = 3,3206 \cdot 10^{-23} / 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = \mathbf{20,003 \text{ uma}}$$

Exercice 2

Un cylindre contient 10,0 g de dioxygène (O_2).

- Combien de moles de molécules de O_2 ce cylindre Contient-il ?
- Combien de molécules de O_2 ce cylindre Contient-il ?
- Combien de moles d'atomes d'oxygène ce cylindre contient-il ?

Données: M (O) = 16 g/mol

Solution:

a) 32 g \rightarrow 1 mol (O_2)

10 g \rightarrow mol (O_2)

$$n(\text{O}_2) = \mathbf{0,3125 \text{ mol}}$$

b) 1 mol $\rightarrow N_A$ molécules (O_2) = $6,023 \cdot 10^{23}$

0,3125 mol \rightarrow X molécules (O_2)

$$\mathbf{X = 1,8821 \cdot 10^{23} \text{ molécules}}$$

Ou 32g $\rightarrow N_A$ molécules (O_2)

10g \rightarrow X molécules (O_2)

$$\mathbf{X = 1,8821 \cdot 10^{23} \text{ molécules}}$$

c) 16 g \rightarrow 1 mol (O)

10 g \rightarrow n mol (O)

$$n(\text{O}) = \mathbf{0,625 \text{ mol}}$$

Exercice 3

Un cylindre gradué contient 242,0 mL d'eau. On y place un objet en argent (Ag) pesant 194,3 g. Le cylindre indique alors que le volume d'eau est de 260,5 mL. À partir de ces données,

- calculer la masse volumique (ρ) de l'argent en (Kg/ m^3)
- Déduire la densité de l'argent

Solution:

La masse volumique d'un corps est la masse par unité de volume de ce corps

$$\rho = m / V \text{ en (g/cm}^3\text{) ou (Kg/ m}^3\text{)}$$

$$m \text{ (objet en Ag)} = 194,3 \text{ g}$$

$$V \text{ (objet en Ag)} = 260,5 - 242,0 = 18,5 \text{ ml}$$

$$1 \text{ ml} = 1 \text{ cm}^3; 1 \text{ g} = 10^{-3} \text{ kg}; 1 \text{ cm}^3 = 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$\rho = 194,3 / 18,5 = 10,5027 \text{ g/cm}^3$$

$$= 10,5027 \cdot 10^{-3} \text{ kg/ m}^3$$

$$d = \rho_{\text{sol}} / \rho_{\text{eau}} \text{ avec } \rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g/cm}^3 \rightarrow d = 10,5027$$

Exercice 4

selon l'équation suivante : $\text{H}_2\text{CO}_3 \text{ (aq)} + \text{Ca(OH)}_2 \text{ (aq)} \rightarrow \text{CaCO}_3 \text{ (s)} + 2\text{H}_2\text{O (l)}$

Quelle masse de carbonate de calcium (CaCO_3) sera produite lors de la réaction de 500,0 mL d'une solution d'acide carbonique (H_2CO_3) de concentration 0,1 mol/L avec une quantité suffisante de Ca(OH)_2 ?

Données : M (Ca) = 40 g/mol ; M (C) = 12 g/mol ; M (H) = 1g/mol ; M (O) = 16 g/mol.

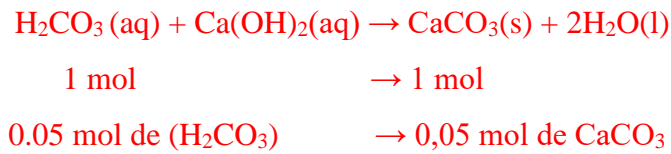
Solution:

Nous avons:

$$V \text{ (H}_2\text{CO}_3\text{)} = 500 \text{ mL}, C \text{ (H}_2\text{CO}_3\text{)} = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$C = n / V \rightarrow n = C \times V$$

$$\text{AN: } n \text{ (H}_2\text{CO}_3\text{)} = 0,1 \times 500 \times 10^{-3} = 0,05 \text{ mol}$$



Aussi : $n = m / M \rightarrow m = n \times M$

$$\begin{aligned} M(\text{CaCO}_3) &= M(\text{Ca}) + M(\text{C}) + M(\text{O}) \\ &= 40 + 12 + 3 \times 16 \\ &= 100 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

AN: $m(\text{CaCO}_3) = 0,05 \times 100 = 5 \text{ g}$

Exercice 5:

- I. On dissout 50 g de Na_2SO_4 dans 100 g d'eau.
 - ✓ Calculer le pourcentage en poids du sel (% massique du soluté) dans la solution. Déduire celui du solvant.
 - ✓ Calculer les fractions molaires (soluté et solvant). Déduire le pourcentage molaire du soluté
- II. Calculer la normalité de l'acide phosphorique H_3PO_4 qui contient :
 - a- 98 g de soluté par 500 mL de solution.
 - b- 0,2 équivalents-grammes de soluté par 50 mL de solution.

Données : Masse atomique molaire en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: Na = 23 ; S = 32 ; P = 31 ; O = 16; H = 1

Solution :

✓ **Calcul du pourcentage massique du soluté :**

$$\% \text{ massique } (\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} + m_{\text{H}_2\text{O}}} * 100 = \frac{50}{50 + 100} * 100 = \mathbf{33,33\%}$$

$$\% \text{ massique du solvant } (\text{H}_2\text{O}) = 100 - 33,33 = \mathbf{66,67\%}$$

✓ **Calcul des fractions molaires :**

$$\text{Fraction molaire du soluté : } x_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{n_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} + n_{\text{H}_2\text{O}}}$$

$$n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{Na}_2\text{SO}_4}} = \frac{50}{142} = \mathbf{0,35 \text{ mol}} \quad ; \quad M_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 2M(\text{Na}) + M(\text{S}) + 4M(\text{O}) = \mathbf{142 \text{ g/mol}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{100}{18} = \mathbf{5,56 \text{ mol}}$$

$$x_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{0,35}{0,35 + 5,56} = \mathbf{0,0592}$$

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{5,56}{5,56 + 0,35} = 0,9407 \text{ ou } : x_{\text{H}_2\text{O}} = 1 - 0,0593 = \mathbf{0,9408}$$

$$\% \text{ molaire de } \text{Na}_2\text{SO}_4 = x_{\text{Na}_2\text{SO}_4} * 100 = \mathbf{5,92\%}$$

II. Calcul de la normalité de l'acide phosphorique qui contient :

a- 98 g de soluté par 500 mL de solution :

La normalité exprime le nombre d'équivalent-gramme de soluté par litre de solution N

$$N = \frac{\text{Neq-gramme de soluté}}{V_{\text{solution}}}$$

Avec : Neq-gramme de soluté = $m/M_{\text{eq-gramme}}$

Et Meq-gramme = $M/Z \Rightarrow N = C_M * Z$

ou : M représente la masse moléculaire du soluté

Z représente le nombre de proton H^+ (H_3O^+) ou d'hydroxyle (OH^-) échangés lors d'une réaction acido-basique ou le nombre d'électrons échangés lors d'une réaction d'oxydoréduction

La réaction de dissociation de $H_3PO_4 \rightarrow 3 H^+ + PO_4^{3-}$ donc $Z=3$

Ce qui revient à calculer la concentration molaire en H_3PO_4 : C_M

$$C_{M H_3PO_4} = \frac{m_{H_3PO_4}}{M_{H_3PO_4} * V_{sol}} = \frac{98}{98 * 0,5} = 2 \text{ mol/L et } Z=3$$

Donc la normalité $N = 2 * 3 = 6 \text{ eq/L (N)}$

c. 0,2 équivalent-gramme dans 0,05 L

$$\text{soit : } N = \frac{0,2}{0,05} = 4 \text{ eq/L} = 4N$$

Exercice 6:

Une étiquette de flacon d'un litre de solution commerciale d'acide chlorhydrique (solution aqueuse de chlorure d'hydrogène HCl) indique les informations suivantes :

Chlorure d'hydrogène : HCl
Masse molaire = $36,5 \text{ g.mol}^{-1}$
Pourcentage massique en chlorure d'hydrogène : 35,3 % ; **densité** : 1,18

- Calculer la masse de chlorure d'hydrogène contenue dans ce litre de solution commerciale d'acide chlorhydrique.
- En déduire la concentration molaire de la solution commerciale ainsi que molalité de cet acide.
- Quel volume de chlorure d'hydrogène gazeux, mesuré dans les conditions normales de température et de pression est nécessaire pour constituer 1,00 L de cette solution commerciale ?

Données : Volume molaire d'un gaz parfait : $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$, $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g/cm}^3$

Solution

a. Masse de chlorure d'hydrogène :

On a la densité $d = 1,18$

En effet : $d = \rho_{\text{sol}} / \rho_{\text{eau}}$ avec $\rho_{\text{sol}} = m_{\text{sol}} / V \rightarrow m_{\text{sol}} = \rho_{\text{sol}} V = d * \rho_{\text{eau}} * V$

$$\rightarrow m_{\text{sol}} = 1,18 * 1 * 1000 = \mathbf{1,18.10^3 \text{ g}}$$

Pourcentage massique : 35,3% signifie que dans 100 g de solution il y a 35,3 g de HCl.

Donc dans $1,18.10^3$ g de solution il y a (m) g de HCl ;

Il vient : $m = 1,18.10^3 * 35,3 / 100 = \mathbf{416.5 \text{ g}}$

b. Déduire la concentration molaire de la solution commerciale et la molalité

La concentration molaire C_M : $C_M = n_{\text{HCl}} / V_{\text{sol}}$

Or nombre de moles de HCl : $n = m / M = 416,5 / 36,5 = 11,41 \text{ mol}$

Avec : $V = 1 \text{ L}$ donc : $C_M = \mathbf{11,4 \text{ mol/L}}$

Calcul de la molalité bi:

$$b_i = \frac{n_i}{m_{\text{solvant}}}$$

n_i : quantité de matière du soluté

m_{solvant} : masse du solvant en Kg

$$m_{\text{solvant}} = m_{\text{solution}} - m_{\text{soluté}} = 1,18.10^3 - 416,5 = 763,5 \text{ g} = \mathbf{0,7635 \text{ Kg}}$$

Donc : $b_i = 11,41 / 0,7635 = \mathbf{14,94 \text{ mol/Kg d'eau}}$

c. Calcul du volume de chlorure d'hydrogène gazeux :

$$D'après le volume molaire $V_m = \frac{V_{\text{HCl}}}{n_{\text{HCl}}} \Rightarrow V_{\text{HCl}} = V_m \cdot n_{\text{HCl}} = 22,4 * 11,41 = \mathbf{255.6 \text{ L}}$$$