

corrigé type TD N°1

EX N°1

$$M(\text{Nad}) = 58,5 \text{ g/mol.}$$

$$a/- Q_{\text{mol}} = \frac{C_M \times V_{\text{cm}^3}}{1000} = \frac{0,125 \times 50}{1000} = 0,00625 \text{ mol.}$$

$$b/- Q_{\text{mmol}} = Q_{\text{mol}} \times 1000 = 0,00625 \times 1000 = 6,25 \text{ mmol.}$$

$$c/- Q_{\text{mg}} = Q_{\text{mmol}} \times M_{\text{Nad}} = 6,25 \times 58,5 = 365,6 \text{ mg.}$$

EX N°2

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,0 \text{ g/mol.}$$

* Titre (en molarité) T_{conc} de la solution concentrée de H_2SO_4 :

$$T_{\text{conc}} = \frac{\text{Masse volumique} \times V_{\text{cm}^3} \times \% \text{ pureté}_{\text{m/m}}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \times 100}$$

$$T_{\text{conc}} = \frac{1,83 \times 1000 \times 92,1}{98,0 \times 100} = 17,198 \text{ M.}$$

Quantité Q (en mol) de H_2SO_4 contenue dans 1 litre de solution 0,500 M à préparer.

$$Q = 1,00 \times 0,500 = 0,500 \text{ mol.}$$

Volume V_{conc} (en cm^3) de solution H_2SO_4 concentrée nécessaire pour préparer 1 litre de solution 0,500 M

$$V_{\text{conc}} = \frac{Q \times 1000}{T_{\text{conc}}} = \frac{0,500 \times 1000}{17,198} \Rightarrow V_{\text{conc}} = 29,07$$
$$\approx 29,1 \text{ cm}^3.$$

(1)

EX N°3

500ml d'une solution 0,1M de $(\text{H}_2\text{C}-\text{CO}_2\text{H}, 2\text{H}_2\text{O})$

1/ Calcul de la masse de cristaux qu'il faut peser:

$$m = C \cdot V \cdot M$$

$$M = 126 \text{ g/mole}$$

$$m = 0,1 \times 500 \cdot 10^{-3} \times 126 = 6,3 \text{ g}$$

2 - $m_T = 6,3 + 3,0 = 9,3 \text{ g}$

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow C = \frac{0,074}{0,5} = 0,148 \text{ M}$$

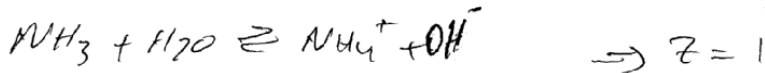
$$n = \frac{9,3}{126} = 0,074 \text{ mol}$$

EX N°4

1/ Calcul du volume H_2O

calcul de la concentration molaire de la solution mère

$$N = C \cdot z \Rightarrow C = \frac{N}{z}$$



donc $C = 0,1 \text{ M}$.

$$C_1 = 0,1 \text{ M} \quad \text{et} \quad C_2 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$V_1 = 500 \text{ ml} \quad V_2 = ?$$

on utilise la loi de dilution: $C_1 V_1 = C_2 V_2$

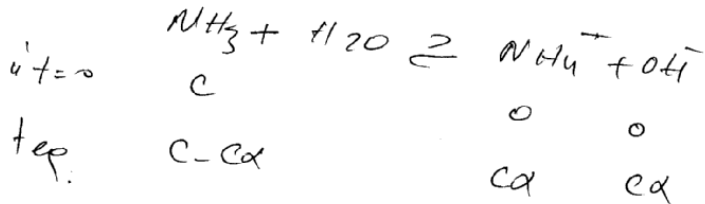
$$\Rightarrow V_2 = \frac{C_1 V_1}{C_2} \Rightarrow V_2 = \frac{0,1 \times 500}{2 \cdot 10^{-2}} = 2500 \text{ ml}$$

②

$$V_2 = 2500 \text{ ml}$$

$$V_2 = V_1 + V_{H_2O} \rightarrow V_{H_2O} = V_2 - V_1 = 2500 - 500 = 2000 \text{ ml}$$

② calcul du degré de dissociation α de NH_3 ($K_b = 1,9 \cdot 10^{-5}$)



$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{C\alpha \cdot C\alpha}{C(1-\alpha)} = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha}$$

$$K_b(1-\alpha) = C\alpha^2 \Rightarrow C\alpha^2 + K_b\alpha - K_b = 0$$

$$2 \cdot 10^{-2} \alpha^2 + 1,9 \cdot 10^{-5} \alpha - 1,9 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$2\alpha^2 + 1,9 \cdot 10^{-3} \alpha - 1,9 \cdot 10^{-3} = 0$$

$$\Delta = 1,52 \cdot 10^{-2}$$

$$\alpha = 3,03 \cdot 10^{-2} \Rightarrow \alpha = \underline{\underline{3,03\%}}$$

EXERCICE

$$M(Na^+) = 23 \text{ g/mol}, Na_3PO_4 \cdot 12H_2O : M = 380 \text{ g/mol}$$

- concentration (C_A) en Na_3PO_4 dans la solution A

$$C_A = \frac{m}{V} = \frac{m}{MV} = \frac{22}{380 \times 0,5} = 0,1158 \text{ M}$$

volume V_B de solution B: $V_B = 50 + 200 = 250 \text{ cm}^3$

concentration (C_B) en Na_3PO_4 dans la solution B

$$C_B = \frac{C_A \times 50}{V_B} = \frac{0,1158 \times 50}{250} = 0,02316 \text{ M}$$

(3)

a) calcul de la concentration C en Na^+ dans la solution B :

$$C_{\text{PO}_4^{3-}} = C_{\text{Na}_3\text{PO}_4} \text{ et } C_{\text{Na}^+} = 3 \times C_{\text{Na}_3\text{PO}_4}$$

donc $C_M = 0,02316 \times 3 = 0,0695 \text{ M}$

$$C_{g/l} = 0,0695 \times 23,0 = 1,60 \text{ g/l} \text{ et } C_{\text{mmol/cm}^3} = C_M =$$

$$C_M = 0,0695 \text{ mmol/cm}^3$$

b) volume (V_1) de la solution A pour avoir 50mg d'ions Na^+ dans la prise d'essai :

$$V_1 = \frac{50}{0,1158 \times 3 \times 23} = 6,26 \text{ cm}^3$$

c) volume (V_2) de la solution (A) pour préparer 1 litre de solution 0,0100 M en Na^+

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{C_1 V_1}{C_2}$$
$$V_2 = \frac{100 \times 0,0100}{0,1158 \times 3} \times 1000 = 28,8 \text{ cm}^3$$

d) concentration (C_2) en ppm d'ions Na^+ de cette dernière solution :

$$C_2 = 0,0100 \times 23,0 \times 1000 = 230 \text{ ppm}$$

Ex N° 6

La dissociation étant totale les ions présents sont :



• calcul des concentrations de chacun des ions en tenant compte de la dilution ou de la dilution (mélange volume a' volume des deux solutions)

(4)

pour NaCl ($0,250\text{M}$) : $|\text{Na}^+| = |\text{Cl}^-|$

pour CaCl_2 ($0,300\text{M}$) : $|\text{Cl}^-| = 2|\text{Ca}^{2+}|$

$$|\text{Cl}^-|_{\text{Tot}} = |\text{Na}^+| + 2|\text{Ca}^{2+}|$$

donc :

concentrations finales :

$$|\text{Na}^+| = \frac{0,250}{2} = 0,125\text{M} \quad , \quad |\text{Ca}^{2+}| = \frac{0,300}{2} = 0,150\text{M}$$

$$|\text{Cl}^-|_{\text{Tot}} = 0,125 + (2 \times 0,150) = 0,425\text{M}$$

Calcul de la force ionique :

$$I = \frac{1}{2} \left[(|\text{Na}^+| \times 1^2) + (|\text{Ca}^{2+}| \times 2^2) + (|\text{Cl}^-|_{\text{total}} \times (-1)^2) \right]$$

$$I = \frac{1}{2} \left(0,125 \times 1 + 0,150 \times 2^2 + 0,425 \times 1 \right)$$

$$\Rightarrow \underline{I = 0,575\text{M}}$$

Ex 7 :

NaNO_3 : $M = 85\text{g/mol}$, CaCl_2 : $M = 111\text{g/mol}$.

concentration molaire en NaNO_3

$$C = \frac{0,425}{85} = 0,005\text{M}$$

concentration en ions Na^+ et NO_3^-

$$[\text{Na}^+] = [\text{NO}_3^-] = 0,005\text{M}$$

concentration en ions Ca^{2+} et Cl^- :

en appliquant \times la concentration de CaCl_2 (en stochiométrie)

$$|\text{Ca}^{2+}| = |\text{CaCl}_2| = x \quad \text{et} \quad |\text{Cl}^-| = 2|\text{CaCl}_2| = 2x$$

(8)

$$I = \frac{1}{2} \left(|M^+| x_1^2 + |NO_3^-| x_1^2 + |Cl^-| x_1^2 + |Ca^{2+}| x_2^2 \right)$$

$$I = \frac{1}{2} \left((0,001) x_1^2 + (0,001 x_1^2) + (2x \cdot 1^2) + (x \cdot 2) \right)$$

$$I = 0,150M$$

doit être : $x = 0,0483M$

Quantité (Q) de $CaCl_2$ à ajouter :

le volume de solution étant de 250 cm^3 (0,250 litre)

$$Q = 0,250 \times 0,0483 \times 111 = 1,34g$$

⑥