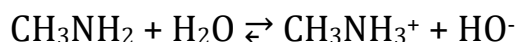


# CORRIGES DES EXERCICES : Transformations chimiques en solution aqueuse

\*\*\*\*\*

## EXERCICE 1

### 1. L'équation bilan de la réaction méthylamine avec l'eau est :



### 2. Le pKa du couple acide base $\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$ est :

Par définition,  $\text{pKa} = \text{pH} - \log \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]}$

➤ La valeur de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  est de :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-11,3} = 5,0 \times 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

➤ La valeur de  $[\text{OH}^-]$  est de :

$$[\text{OH}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} \quad \text{à } 25^\circ\text{C}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-11,3}} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

➤ La valeur de  $[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]$  est de :

D'après l'électroneutralité,  $[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Or  $[\text{OH}^-] \gg [\text{H}_3\text{O}^+]$  alors  $[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-]$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

➤ La valeur de  $[\text{CH}_3\text{NH}_2]$  est de :

D'après la conservation de la matière

$$C = [\text{CH}_3\text{NH}_2] + [\text{CH}_3\text{NH}_3^+]$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = C - [\text{CH}_3\text{NH}_3^+]$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 10^{-2} - 2,0 \times 10^{-3} = 8,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 8,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pKa} = 11,3 - \log \frac{(8,0 \times 10^{-3})}{(2,0 \times 10^{-3})} = 10,7$$

$$pK_a = 10,7$$

### 3. Calcul de la concentration C' de la solution d'acide chlorhydrique:

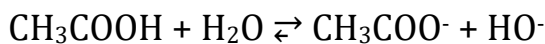
A l'équivalence,  $C' \times V' = C \times V$  donc  $C' = \frac{C \times V}{V'} = \frac{10^{-2} \times 40}{20} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

$$C' = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

## EXERCICE 2

On considère une solution d'acide éthanóique de  $C=0,01 \text{ mol/l}$  et de  $pH=3,4$ .

### 1. L'équation chimique traduisant la dissociation ionique de cet acide dans l'eau est :



### 2. Les concentrations des diverses espèces chimiques présentes dans la solution sont :

➤ La valeur de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  est de :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-pH} = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

➤ La valeur de  $[\text{OH}^-]$  est de

D'après le produit ionique de l'eau,  $[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$  à  $25^\circ\text{C}$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3,4}} = 2,5 \times 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = 2,5 \times 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

➤ La valeur de  $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$  est de :

D'après l'électroneutralité,  $[\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-] \text{ or } [\text{H}_3\text{O}^+] \gg [\text{OH}^-]$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 4 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

➤ La valeur de  $[\text{CH}_3\text{COOH}]$  est de :

En utilisant la conservation de la matière,  $C = [\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = C - [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 9,6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 9,6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

**3. Calcul du degré de dissociation ionique de cet acide est :**

$$\alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{c} = \frac{4 \cdot 10^{-2}}{10^{-2}} = 4\%$$

$$\alpha = 4\%$$

**4. Calcul du pKa du couple CH<sub>3</sub>COOH/CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup> est :**

$$\text{pKa} = \text{pH} - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 3,78$$

$$\text{pKa} = 3,78$$

**5. Zones de prédominance**

Pour  $\text{pH} < \text{pKa}$  : c'est la forme acide qui prédomine.

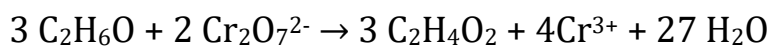
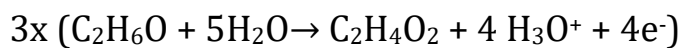
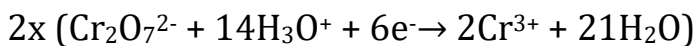
Pour  $\text{pH} = \text{pKa}$  : l'acide et sa base conjuguée sont en quantité égale.

Pour  $\text{pH} > \text{pKa}$  : c'est la forme basique qui prédomine.

Dans notre cas ici,  $\text{pH}=3,4$  inférieur au  $\text{pKa}$ , c'est la forme acide qui prédomine.

**EXERCICE 3**

**1) L'équation de la réaction support du dosage sachant que les 2 couples intervenants sont : Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>/Cr<sup>3+</sup> et C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub>/C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O :**



**2) La concentration molaire Cr de l'éthanol dans le cidre est :**

A l'équivalence,  $C_0 \times V_0 = C_r \times V_r$  alors  $C_r = \frac{C_0 \times V_0}{V_r}$

$$C_r = \frac{5 \times 10^{-1} \times 9,6}{10} = 4,8 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$C_r = 4,8 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

**3) Calcul de la masse d'éthanol présente dans 100 mL de cidre est :**

On sait que  $C_{\text{massique}} = \frac{m}{V}$  alors  $m = C_{\text{massique}} \times V$

Avec  $C_{\text{massique}} = C_r \times M_{\text{éthanol}}$

Finalement,  $m_{\text{éthanol}} = C_r \times M_{\text{éthanol}} \times V$

$$m_{\text{éthanol}} = 4,8 \times 10^{-1} \times 46 \times 0,1 = 2,2 \text{g}$$

$$m_{\text{éthanol}} = 2,2 \text{g}$$

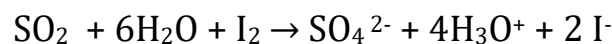
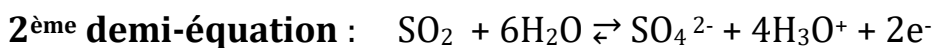
**4) Le degré alcoolique du cidre est donc 2,2.**

**L'indication portée sur l'étiquette est :**

*Un cidre est "doux" lorsque son degré est inférieur à 3.*

#### **EXERCICE 4**

**1. L'équation de la réaction support du dosage sachant que les 2 couples intervenants sont  $\text{I}_2/\text{I}^-$  et  $\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2$  est :**



2. En présence d'empois d'amidon, le diiode donne à une solution aqueuse une teinte violet foncé. Les ions iodure  $\text{I}^-$ , les ions sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$  et le dioxyde de soufre en solution sont incolores.

Pour repérer l'équivalence, c'est la disparition de la couleur violette qui marque l'épuisement du diiode.

**3. La concentration molaire  $C_1$  en dioxyde de soufre de ce vin est :**

$$\text{A l'équivalence, } C_1V_1 = C_2V_2 \Rightarrow C_1 = \frac{C_2V_2}{V_1} = \frac{6,28 \times 10^{-2}}{20} = 3,14 \times 10^{-3} \text{mol.L}^{-1}$$

$$C_1 = \frac{C_2V_2}{V_1} = 3,14 \times 10^{-3} \text{mol.L}^{-1}$$

$$C_1 = 3,14 \times 10^{-3} \text{mol.L}^{-1}$$

**Sa concentration massique  $C_m$  en dioxyde de soufre**

$$C_m = C_1 \times M(\text{SO}_2) = 3,14 \times 10^{-3} \times 64,1 = 2,01 \times 10^{-1} \text{g.L}^{-1}$$

$$C_m = C_1 \times M(\text{SO}_2) = 2,01 \times 10^{-1} \text{g.L}^{-1}$$

$$C_m = 2,01 \times 10^{-1} \text{g.L}^{-1}$$

4. **Expression des valeurs de C1 et de Cm avec leurs incertitudes :**

$$UC_1 = C_1 \sqrt{\left(\frac{UV_2(\text{eq})}{V_2(\text{eq})}\right)^2 + \left(\frac{UC_2}{C_2}\right)^2 + \left(\frac{UV_1}{V_1}\right)^2}$$

$$UC_1 = 3,14 \times 10^{-3} \sqrt{\left(\frac{0,05}{6,28}\right)^2 + \left(\frac{0,01}{1}\right)^2 + \left(\frac{0,05}{20}\right)^2} = 0,04 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$UC_m = M \times UC_1 = 64,1 \times 0,04 \times 10^{-3} = 0,0256 \approx 0,03 \times 10^{-1} \text{ g.L}^{-1}$$

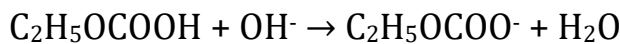
Finalment,  $C_1 = (3,14 \pm 0,04) \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

$$C_m = (2,01 \pm 0,03) \times 10^{-1} \text{ g.L}^{-1}$$

**Le vin est conforme à la réglementation européenne car sa concentration massique est inférieure à 210 mg.L<sup>-1</sup>.**

**EXERCICE 5**

**1. L'équation-bilan de la réaction :**



**2. La concentration molaire C<sub>A</sub> de l'acide lactique**

A l'équivalence,  $C_A V_A = C_B V_{BE} \Rightarrow C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A} = \frac{0,5 \times 12}{20} = 3 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

$$C_A = 3 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

Le pK<sub>A</sub> du couple (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OCOOH/ C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OCOO<sup>-</sup>) :

On sait qu'à la demi-équivalence, le pH = pK<sub>A</sub>.

V<sub>BE</sub> = 12mL est le volume à l'équivalence donc V<sub>1/2BE</sub> = 6mL est le volume à la demi-équivalence.

Alors, pK<sub>A</sub> = 3,9

**3. Les espèces chimiques présentes dans le mélange sont : H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ; OH<sup>-</sup> ;**

C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OCOO<sup>-</sup> ; C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OCOOH.

Calcul de leurs concentrations molaires lorsque pH=3,9.

• **Calcul de [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]**

Par définition,  $[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,9} = 1,3 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

$$[H_3O^+] = 1,3 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

- **Calcul de  $[OH^-]$**

D'après le produit ionique de l'eau,  $[H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14}$  à 25°C

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3,9}} = 7,9 \times 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[OH^-] = 7,9 \times 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

- **Calcul de  $[C_2H_5OCOO^-]$**

D'après l'électroneutralité,  $[OH^-] + [C_2H_5OCOO^-] = [H_3O^+]$

$$\Rightarrow [C_2H_5OCOO^-] = [H_3O^+] - [OH^-]$$

$[H_3O^+] \ll [OH^-]$  donc  $[C_2H_5OCOO^-] = [H_3O^+] = 1,3 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

$$[C_2H_5OCOO^-] = 1,3 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

- **Calcul de  $[C_2H_5OCOOH]$**

Comme le  $pH = pK_A$ , donc  $[C_2H_5OCOOH] = [C_2H_5OCOO^-] = 1,3 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

$$[C_2H_5OCOOH] = 1,3 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

5. On se propose de faire un dosage colorimétrique en utilisant un indicateur coloré.

Pour réaliser ce dosage, il faut utiliser la phénolphtaléine car à l'équivalence le  $pH = 8,3$  comprise dans sa zone de virage.