

## Partie 1 - Analyse de sang :

1.1.1 Solution aqueuse : solution dont le solvant est l'eau.

Exemples : eau de mer, sirop...

1.1.2 Ce prélèvement est une solution plus conductrice que l'eau pure car elle contient plus d'ions. (L'eau pure ne contient que des ions  $H_3O^+$  et  $HO^-$ ).

1.2.1 Les 2 autres ions forcément présents en solution sont :  $H_3O^+$  et  $HO^-$ .

- 1.2.2  $NO_3^-$  : Nitrate
- $Na^+$  : Sodium
- $SO_4^{2-}$  : Sulfate
- $HCO_3^-$  : Hydrogène carbonate.
- $K^+$  : potassium
- $Mg^{2+}$  : Magnésium
- $Ca^{2+}$  : Calcium.
- $Cl^-$  : chlorure

1.2.3 Equation d'électroneutralité :

$$[NO_3^-] + 2[SO_4^{2-}] + [HCO_3^-] + [Cl^-] + [HO^-] = [H_3O^+] + [Na^+] + [K^+] + 2[Mg^{2+}] + 2[Ca^{2+}].$$

1.3.1 Concentration molaire des ions chlorures :

$$n_{Cl^-} = \frac{m}{M} = \frac{45 \cdot 10^{-3}}{35,5} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[Cl^-] = \frac{n}{V} = \frac{1,3 \cdot 10^{-3}}{1} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L.}$$

1.3.2 Calcul de la quantité de matière d'ions chlorures :

$$n_{Cl^-} = [Cl^-] \times V = 1,3 \cdot 10^{-3} \times 75 \cdot 10^{-3} = 9,75 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

1.3.3 Dans l'échantillon, la concentration en  $\text{Cl}^-$  est de  $45 \text{ mg/L} < 40 \text{ g/L}$

Donc l'analyse n'est pas suspecte.

1.4.1 2 exemples de mesures expérimentales de pH:

- papier pH: On trempe le papier dans la solution et la couleur prise par celui-ci nous indique le pH.
- pH-mètre: On trempe les électrodes dans la solution et on peut lire électroniquement le résultat. (méthode plus précise que la première).

1.4.2 Calcul de la concentration en ions  $\text{H}^+$ :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-7,45} = 3,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

1.4.3 Calcul de la concentration en ions  $\text{HO}^-$ :

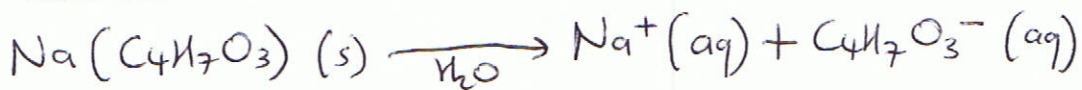
$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{3,5 \cdot 10^{-8}} = 2,9 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

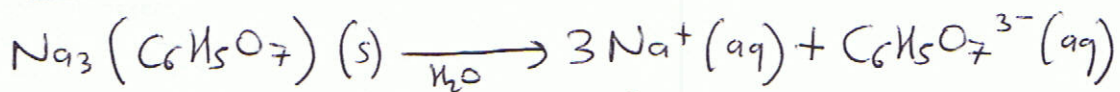
Partie 2 - A propos du GHB:

2.1.1 Equations de dissolution:

- Du GHB:



- Du citrate de sodium:



2.1.2 Calcul des masses molaires:

- $M(\text{Na}(\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_3)) = M(\text{Na}) + 4M(\text{C}) + 7M(\text{H}) + 3M(\text{O})$   
 $= 126 \text{ g/mol.}$

- $M(\text{Na}_3(\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7)) = 3M(\text{Na}) + 6M(\text{C}) + 5M(\text{H}) + 7M(\text{O})$   
 $= 258 \text{ g/mol.}$

2.1.3 Concentration molaire et massique :

$$\bullet n_{\text{Na}^+}(\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_3^-) = \frac{m}{M} = \frac{1}{126} = 0,008 \text{ mole}$$

$$\bullet n_{\text{Na}_3}(\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}) = \frac{m}{M} = \frac{1}{258} = 0,004 \text{ mol}$$

- De l'ion  $\text{Na}^+$  :

$$n_{\text{Na}^+} = 0,008 + 3 \times 0,004 \text{ (D'après les équations de dissolution)}$$

$$n_{\text{Na}^+} = 0,02 \text{ mol.}$$

$$[\text{Na}^+] = \frac{n}{V} = \frac{0,02}{50 \cdot 10^{-2}} = 0,04 \text{ mol/L.}$$

$$t_{\text{Na}^+} = \frac{m}{V} = \frac{n \times M}{V} = \frac{0,02 \times 23}{50 \cdot 10^{-2}} = 0,92 \text{ g/L}$$

- De l'ion  $\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_3^-$  :

$$n_{\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_3^-} = 0,008 \text{ mole.}$$

$$[\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_3^-] = \frac{n}{V} = \frac{0,008}{50 \cdot 10^{-2}} = 0,016 \text{ mol/L.}$$

$$M(\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_3^-) = 4M(\text{C}) + 7M(\text{H}) + 3M(\text{O}) \\ = 103 \text{ g/mol}$$

$$t_{\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_3^-} = \frac{m}{V} = \frac{n \times M}{V} = \frac{0,008 \times 103}{50 \cdot 10^{-2}} = 1,65 \text{ g/L.}$$

- De l'ion  $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}$  :

$$n_{\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}} = 0,004 \text{ mole.}$$

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}] = \frac{n}{V} = \frac{0,004}{50 \cdot 10^{-2}} = 0,008 \text{ mol/L.}$$

$$M(\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}) = 6M(\text{C}) + 5M(\text{H}) + 7M(\text{O}) \\ = 189 \text{ g/mol.}$$

$$t_{\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}} = \frac{m}{V} = \frac{n \times M}{V} = \frac{0,004 \times 189}{50 \cdot 10^{-2}} = 1,51 \text{ g/L.}$$



2.1.4 Après dilution, voici les nouvelles concentrations:

- De l'ion  $\text{Na}^+$ :

$$[\text{Na}^+] = \frac{0,02}{100 \cdot 10^{-2}} = 0,02 \text{ mol/L}$$

$$t_{\text{Na}^+} = \frac{m}{V} = \frac{n \times M}{V} = \frac{0,02 \times 23}{100 \cdot 10^{-2}} = 0,46 \text{ g/L}$$

- De l'ion  $\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_3^-$ :

$$[\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_3^-] = \frac{0,008}{100 \cdot 10^{-2}} = 0,008 \text{ mol/L}$$

$$t_{\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_3^-} = \frac{m}{V} = \frac{0,008 \times 103}{100 \cdot 10^{-2}} = 0,82 \text{ g/L}$$

- De l'ion  $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}$ :

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}] = \frac{0,004}{100 \cdot 10^{-2}} = 0,004 \text{ mol/L}$$

$$t_{\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}} = \frac{m}{V} = \frac{0,004 \times 189}{100 \cdot 10^{-2}} = 0,76 \text{ g/L}$$

2.2.1 Calcul du pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 4$$

2.2.2. Le pH étant  $< 7$ , la solution est acide.

2.2.3 La boisson (qui a un  $\text{pH} = 4$ ) n'est pas très acide  
Donc pas dangereuse.  
(Rq: notre estomac a un  $\text{pH} = 2$ ).

Partie 3 - Alcootest:

3.1 Calcul de la concentration massique:

$$m_{\text{alcool}} = C_m \times V = 0,7 \times 1000 \times 10 \cdot 10^{-3} = 7 \text{ g}$$

$$C_{m_{\text{alcool}}} = \frac{m}{V} = \frac{7}{5} = 1,4 \text{ g/L}$$

3.2 Calcul du temps nécessaire pour que la personne n'ait plus une goutte d'alcool dans le sang:

$$0,12 \text{ g/L} \longrightarrow 60 \text{ minutes}$$

$$1,4 \text{ g/L} \longrightarrow x$$

$$x = \frac{1,4 \times 60}{0,12} = 700 \text{ minutes soit } 11 \text{ h } 40 \text{ minutes}$$