



- Calculer la constante d'équilibre de la réaction (1)

$$K = \frac{[\text{RCOO}^-][\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{RCOOH}][\text{HCO}_3^-]}$$

$$K_{a1} = \frac{[\text{RCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{RCOOH}]}$$

$$K_{a2} = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

$$K = K_{a1} / K_{a2} = 1,38 \cdot 10^{-4} / 4,3 \cdot 10^{-7} = \mathbf{3,2 \cdot 10^2}$$

- En déduire pourquoi l'élimination de l'acide lactique se fait rapidement.

K très élevé : 1 mol d'acide lactique capté par le bicarbonate, le bicarbonate neutralise l'apport d'acide lactique.

- Calculer le pH des 2 prélèvements.

**Sang normal** :  $\text{pH} = \text{p}K_{a2} + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$   
 $\text{p}K_{a2} = -\log K_{a2} = -\log 4,3 \cdot 10^{-7} = 6,4$   
 $\text{pH} = 6,4 + \log 0,027 / 0,0014 = \mathbf{7,68}$

**Sang imprégné de  $3 \cdot 10^{-4}$  mol d'acide lactique :**

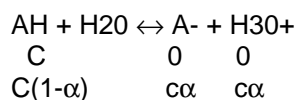
$$\begin{aligned} [\text{HCO}_3^-]_{100\text{ml}} &= 27 \cdot 10^{-4} \text{ M} \\ [\text{H}_2\text{CO}_3]_{100 \text{ ml}} &= 0,00014 \text{ M} \\ [\text{HCO}_3^-] &= 27 \cdot 10^{-4} - 30 \cdot 10^{-4} = 24 \cdot 10^{-4} \text{ M} \\ [\text{HCO}_3^-]_{100\text{ml}} &= 0,024 \text{ M} \\ [\text{H}_2\text{CO}_3] &= 1,4 \cdot 10^{-4} + 3 \cdot 10^{-4} = 4,4 \cdot 10^{-4} \text{ M} \\ [\text{H}_2\text{CO}_3]_{100 \text{ ml}} &= 0,0044 \text{ M} \end{aligned}$$

$$\text{pH} = 6,4 + \log 0,0024 / 0,0044 = \mathbf{7,13}$$

**Faible variation de pH : 7,68 → 7,13 : solution tampon.**

**2.** Pour une concentration de  $2 \cdot 10^{-3}$  M, le coefficient de dissociation  $\alpha$  d'un acide faible est égal à 0,092.

- Pour quelle concentration aurait-on  $\alpha' = 0,017$



$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]} = \frac{(\text{C}\alpha^2)}{c(1-\alpha)} = \frac{(c\alpha^2)}{(1-\alpha)} = \frac{(c'\alpha'^2)}{(1-\alpha')}$$

$$K_a = \frac{\text{C}\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{\text{C}'\alpha'^2}{1-\alpha'}$$

$$(C\alpha^2)X(1-\alpha') = C'\alpha'^2 X(1-\alpha) \Rightarrow C' = \frac{C\alpha^2 X(1-\alpha')}{\alpha'^2 (1-\alpha)}$$

$$C' = (C\alpha^2 / \alpha'^2) / ((1-\alpha') / (1-\alpha)) = 2 \cdot 10^{-3} \times ((1-0,017) / (1-0,092)) \times (0,092^2 / 0,017^2) = \mathbf{0,062 \text{ M}}$$

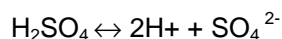
$$C' = C \frac{(1-\alpha')}{(1-\alpha)} \times \frac{\alpha^2}{\alpha'^2}$$

- A partir de ce résultat, calcul du pKa de cet acide.

$$K_A = (c'\alpha'^2)/(1-\alpha') = (0,062 \times 0,017^2) / (1-0,017) = 1,82 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{p}K_a = -\log K_a = \mathbf{4,74}$$

**3.** Quel volume de solution concentrée d'acide sulfurique (90% m/m, masse volumique = 1,81) est nécessaire pour préparer 250 ml de solution 0,5M ?



Normalité = nb eq x Molarité = 2 x 0,5 = 1 N

Titre = 1 x 98/2 = 49 g/l

49g → 1l

12,25 = 49/4 → 250 ml

Solution à 90 % → 12,25 / 90 = 13,61 g

$\mu = m/V \rightarrow V = m/\mu = 13,61 / 1,81 = 7,52 \text{ ml}$

### En résumé :

- **Attention aux unités**
- **Développez tous vos calculs**
- **Pas d'impasse dans le cours**
- **Refaites vos exercices d'ED**

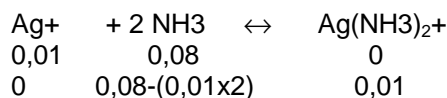
BON COURAGE POUR LES REVISIONS,  
BONNE CHANCE POUR LES PARTIELS !!

## EXERCICE COMPLEMENTAIRE

On met dans un litre d'eau 0,01 mol de AgNO<sub>3</sub>, 0,08 mol de NH<sub>3</sub>, 2 mol de NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>.

Expliquer pourquoi il ne se forme que l'ion Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub><sup>+</sup>.

En déduire la concentration de toutes les espèces présentes en solution et le pH de la solution.



### A l'équilibre :

[Ag<sup>+</sup>] = 0 M

[NH<sub>3</sub>] = 0,06 M

[Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub><sup>+</sup>] = 0,01 M

[NO<sub>3</sub><sup>-</sup>] = 0,01 + 2 (NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>) = 2,01 M

[NH<sub>4</sub><sup>+</sup>] = 2M

pH = pK<sub>a</sub> + log [NH<sub>3</sub>]/[NH<sub>4</sub><sup>+</sup>] = 9,2 + log 3.10<sup>-2</sup> = 7,7

**Il ne se forme que Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub><sup>+</sup> car c'est l'espèce prédominante par rapport à Ag<sup>+</sup>.**