

Série N° 2

Exercice 1 :

Quel est le pH à 25°C d'une solution qui est 2 fois plus alcaline que l'eau c'est-à-dire qui contient 2 fois plus d'ions OH⁻/litre.

Exercice 2 :

Quel volume d'eau doit-on ajouter à 24 mL de solution de NaOH 0,3 mol/L pour obtenir une solution à pH = 11,8 ?

Exercice 3 :

On dispose d'une solution d'acide acétique dont le pH est égale à 3,15 le pKa de cet acide est de 4,75 à 25°C.

- 1-Donner les concentrations, exprimées en mol/L de chacune des espèces dissoutes.
- 2-Calculer la concentration C de cet acide.
- 3-Quel est son degré de dissociation α de l'acide ?

Exercice 4 :

Soit une solution à 0.1 mol/L d'acide fluorhydrique de pKa = 3,2. Le pH de cette solution vaut 2,1.

- 1-Calculer les espèces majoritaires et minoritaires.
- 2-Donner le diagramme de prédominance de ces espèces.

Exercice 5 :

Calculer le pH du mélange d'un tampon acétique à raison de :

500 mL d'acide acétique à 0,2 M et de 500 mL d'acétate de sodium à 0,4 M

Serie n° 9

Exercice 1:

Le pH de l'eau égal à 7 : $\text{pH} = 7 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$

Le produit ionique de l'eau : $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$

Solution 2 fois alcaline que l'eau c.à.d :

$$[\text{OH}^-]_{\text{solution}} = 2 [\text{OH}^-]_{\text{eau}} \Rightarrow [\text{OH}^-]_{\text{solution}} = 2 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

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

$$\text{on a : } K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{OH}^-]} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-7}}$$

$$\text{Donc : } \text{pH} = -\log \left(\frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-7}} \right)$$

$$\text{pH} = 7,3$$

ou bien :

$$[\text{OH}^-]_{\text{solution}} = 2 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pOH} = -\log (2 \cdot 10^{-7}) \Rightarrow \text{pOH} = 6,69$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} \Rightarrow \text{pH} = 14 - 6,69$$

$$\Rightarrow \text{pH} = 7,3$$

Exercice 2:

- On ajoute de l'eau la solution de NaOH c.à.d on fait la dilution

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$C_1 = 0,3 \text{ mol/L}$$

$$V_1 = 24 \text{ ml}$$

On doit calculer la concentration ~~et~~ de la solution fille :

NaOH base forte : $\text{pH} = 14 + \log C_b$

On veut préparer une solution à $\text{pH} = 11,8$, alors on calcule la concentration qui correspond à cette valeur de pH

$$\text{pH} = 14 + \log C_b \Rightarrow \text{pH} - 14 = \log C_b.$$

$$\Rightarrow 11,8 - 14 = \log C_b.$$

$$\Rightarrow -2,2 = \log C_b.$$

$$\Rightarrow C_b = 10^{-2,2} = 6,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

on applique la loi de dilution pour calculer le volume de la solution fille :

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{C_1 V_1}{C_2} \Rightarrow V_2 = \frac{0,3 \times 24 \times 10^{-3}}{6,3 \cdot 10^{-3}}$$

$$\Rightarrow V_2 = 1200 \text{ ml} = 1,2 \text{ L}$$

V_2 c'est le volume total

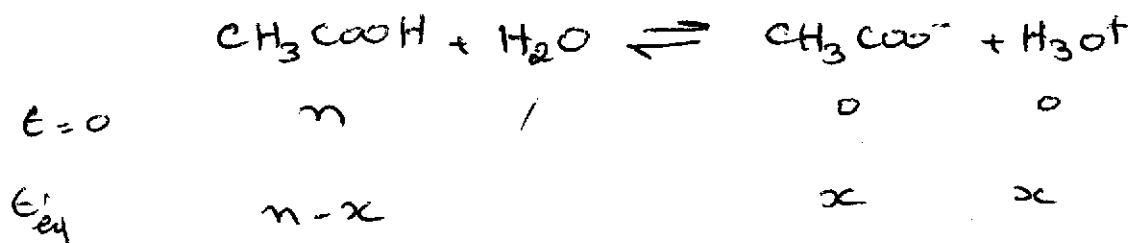
$$V_{\text{total}} = V_1 + V_{\text{eau}} \Rightarrow V_{\text{eau}} = V_{\text{total}} - V_1$$

$$\Rightarrow V_{\text{eau}} = 1,2 - 0,024$$

$$\Rightarrow V_{\text{eau}} = 1,176 \text{ L}$$

2

Exercice 3 :



1) On calcule la concentration de chacune des espèces dissoutes:

$$\begin{aligned}
 \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] &\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,15} \\
 &\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 7,08 \times 10^{-4} \text{ mol/L}
 \end{aligned}$$

D'après la réaction : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 7,08 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

2) On calcule la concentration de l'acide:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{initial}} = [\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{non dissocié}} + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

• on calcule la concentration de CH_3COOH non dissocié

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{eq}} \Rightarrow K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{eq}}$$

$$\Rightarrow [\text{CH}_3\text{COOH}]_{eq} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_a}$$

$$\text{p}K_a = -\log K_a \Rightarrow K_a = 10^{-\text{p}K_a} \Rightarrow K_a = 10^{-4,71} \Rightarrow K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_{eq} = \frac{(7,08 \times 10^{-4})^2}{1,8 \cdot 10^{-5}} \Rightarrow [\text{CH}_3\text{COOH}]_{eq} = 2,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\begin{aligned}
 [\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{initial}} &= [\text{CH}_3\text{COOH}]_{eq} + [\text{CH}_3\text{COO}^-] \\
 &= 2,8 \cdot 10^{-2} + 7,08 \cdot 10^{-4}
 \end{aligned}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{initial}} = 2,89 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

(3)

3) On calcule le degré de dissociation α :

$$\alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_0} \Rightarrow \alpha = \frac{7,08 \cdot 10^{-4}}{2,89 \cdot 10^{-2}} \Rightarrow \alpha = 0,02$$

Exercice 4:



On calcule la concentrations de tous les espèces pour déterminer minoritaires et majoritaires: HF ; F^- ; H_3O^+ ; OH^-

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,1} \\ \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 7,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

• On calcule la concentration de OH^- :

$$\text{on a: } K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{7,9 \cdot 10^{-3}}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,3 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

• On calcule la concentration de F^- et HF non dissocié:

$$\text{à partir de } \text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{F}^-]}{[\text{HF}]} \Rightarrow \log \frac{[\text{F}^-]}{[\text{HF}]} = \text{pH} - \text{pK}_a$$

$$\Rightarrow \log \frac{[\text{F}^-]}{[\text{HF}]} = 2,1 - 3,2$$

$$\Rightarrow \log \frac{[\text{F}^-]}{[\text{HF}]} = -1,1$$

$$\Rightarrow \frac{[\text{F}^-]}{[\text{HF}]} = 10^{-1,1}$$

$$\Rightarrow \frac{[\text{F}^-]}{[\text{HF}]} = 0,079$$

(4)