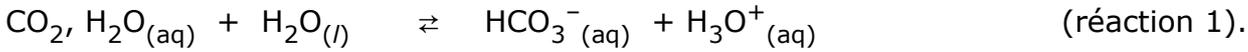


**Exercice 1 :** /20    **Exercice 2:** /6    **Exercice 3:** /4

**Exercice 1 :** /10

**Exercice 1: Aie j'ai une crampe ! [ /10]**

/20



$$1- \quad K_{a1} = \frac{[\text{HCO}_3^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]}$$

\*\*

**démonstration**

$$\log(K_{a1}) = \log\left(\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]} \times [\text{H}_3\text{O}^+]\right) \Leftrightarrow \log(K_{a1}) = \log\left(\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]}\right) + \log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\Leftrightarrow -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(K_{a1}) + \log\left(\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]}\right) \Leftrightarrow \text{pH} = \text{p}K_{a1} + \log\left(\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]}\right)$$

\*\*

\*

$$2\text{-Calcul du rapport} \quad \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]} = 10^{(\text{pH} - \text{p}K_{a1})} = 10^{7,4-6,1} = 10^{1,3} = 20$$

\*\*

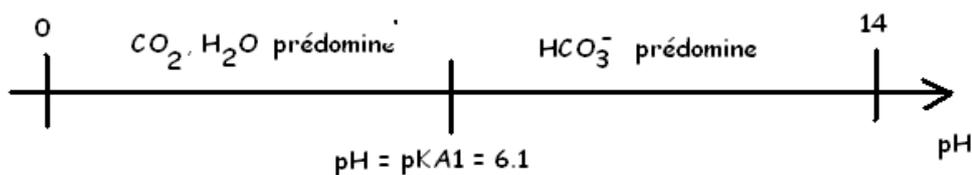
\*

3- Lorsque la concentration en dioxyde de carbone augmente, le rapport  $\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]}$

\*\*

diminue et donc le pH diminue  $\text{pH} = \text{p}K_{a1} + \log\left(\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]}\right)$

4- diagramme de prédominance



\*\*

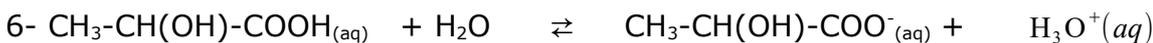
\*\*

$$[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}] = [\text{HCO}_3^-]$$

\*\*

\*

5- Un acide au sens de Brønsted est une espèce chimique susceptible de céder un proton H<sup>+</sup>.

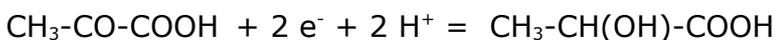


\*\*

\*

7- demi équation électronique acide pyruvique/acide lactique

\*\*

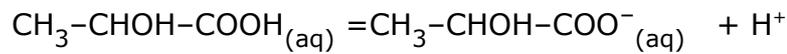
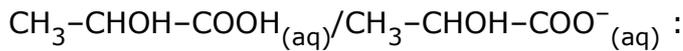


8- L'acide pyruvique est un oxydant, il est donc réduit en acide lactique. C'est une réduction. (Il gagne 2 électrons)

\*\*

9- Une réaction acidobasique est le transfert d'un proton  $H^+$  entre l'acide d'un couple et la base d'un autre couple.

Ici les deux couples mis en jeu sont :



10-

avancement		$AH_{(aq)}$	+	$HCO_3^-_{(aq)}$	$\rightarrow$	$A^-_{(aq)}$	+	$CO_2, H_2O_{(aq)}$
EI	0	$3.10^{-4}$		$2,7.10^{-3}$		0		$1,4.10^{-4}$
EC	x	$3.10^{-4} - x$		$2,7.10^{-3} - x$		x		x
EF	$x_f = x_{max}$	0		$2,4.10^{-3}$		$3.10^{-4}$		$4,4.10^{-4}$

11- calcul des concentrations à l'état final :

$$[HCO_3^-]_f = \frac{n_f}{V} = \frac{2,4 \times 10^{-3}}{0,1} = 2,4.10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[CO_2, H_2O]_f = \frac{n_f(CO_2, H_2O)}{V} = \frac{4,4.10^{-4}}{0,1} = 4,4.10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$12- \text{pH} = \text{p}K_{a1} + \log\left(\frac{[HCO_3^-]}{[CO_2, H_2O]}\right) \Rightarrow \text{pH} = 6,1 + \log\left(\frac{2,4.10^{-2}}{4,4.10^{-3}}\right) \Rightarrow \text{pH} = 6,8$$

$$13- K = \frac{[CO_2, H_2O] \times [A^-]}{[HCO_3^-] \times [AH]} \text{ que l'on peut écrire : } K = \frac{[CO_2, H_2O] \times [A^-] \times [H_3O^+]}{[HCO_3^-] \times [AH] \times [H_3O^+]}$$

$$\text{or } K_{a2} = \frac{[A^-] \times [H_3O^+]}{[AH]} \text{ et } K_{a1} = \frac{[HCO_3^-] \times [H_3O^+]}{[CO_2, H_2O]}$$

$$\text{Il vient que } K = \frac{K_{a2}}{K_{a1}} = \frac{10^{-3,6}}{10^{-6,1}} = 10^{(-3,6+6,1)} = 10^{2,5} = 316.$$

## Exercice 2: Les acides aminés

/6



\*\*

2- Calcul de la concentration en ion  $\text{H}_3\text{O}^+$  à partir du pH

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ d'où } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-6,1} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 7,9 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

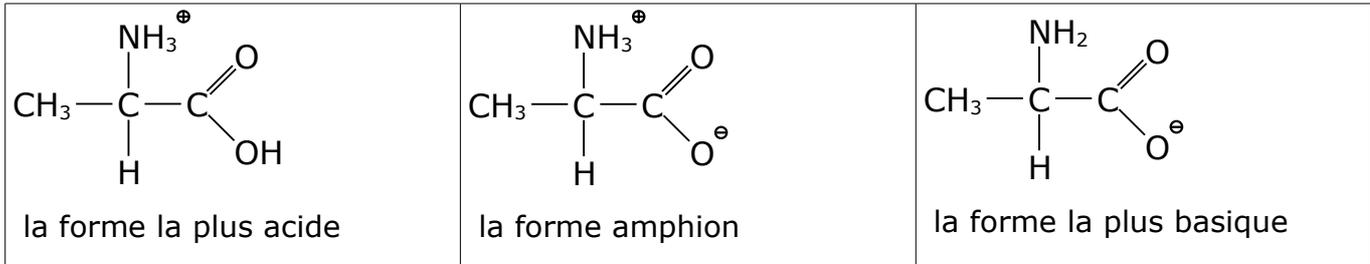
\*\*

Calcul de la concentration en ion  $\text{HO}^-$  à partir du produit ionique de l'eau

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] \Rightarrow [\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{7,9 \times 10^{-7}} = 1,3 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

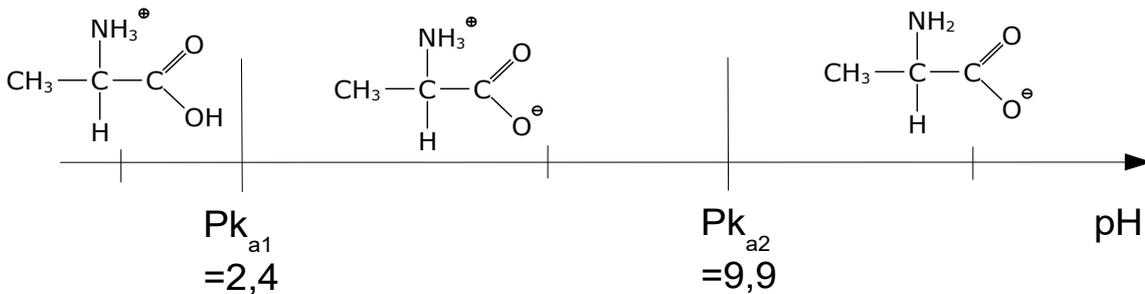
\*\*

3- Les différentes formes de l'alanine



\*  
\*  
\*

4- Diagramme de prédominance



\*

5- Pour une solution dont le pH vaut 6,1 : valeur comprise entre les 2 pKa du couple, la forme prédominante est le zwitterion.

\*

6- Pour augmenter le pH à 9,9, il faut rendre la solution davantage basique, donc diminuer la concentration en ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Il faut donc les consommer en utilisant une base forte.

\*\*

7- D'après le diagramme de prédominance, les deux formes en concentration égale sont la forme zwitterion et la forme la plus basique.

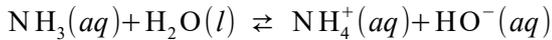
\*

### Exercice 3: Une solution tampon

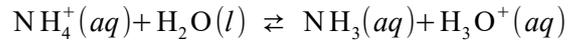
/4

1- Une solution tampon est une solution dont le pH varie peu, par faible ajout de base ou d'acide ou par dilution modérée.

2- réaction de l'ammoniac avec l'eau



réaction de l'ion ammonium avec l'eau



3- on a démontré (exercice 1) que  $\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$ . on en déduit que

$$\frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 10^{\text{pH} - \text{p}K_a} = 10^{10 - 9,2} = \mathbf{6,3}$$

4- D'après la question précédente il faut que  $[\text{NH}_4^+] = \frac{[\text{NH}_3]}{6,3}$

D'après les données, on a une quantité de matière d'ammoniac de  $n(\text{NH}_3) = 2 \text{ mol}$

il faut donc apporter une quantité de matière d'ion ammonium  $n(\text{NH}_4^+) = \frac{2}{6,3} \Rightarrow$

$$n(\text{NH}_4^+) = 0,32 \text{ mol pour un litre de solution.}$$

Soit une masse  $m = n \times M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,32 \times 53,5 \Rightarrow \mathbf{m(\text{NH}_4\text{Cl}) = 17,0 \text{ g}}$ .

5- DEFI : réaction de l'acide dans de l'eau  $\text{NH}_4^+(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{NH}_3(aq) + \text{H}_3\text{O}^+(aq)$

$$n(\text{NH}_4^+) = \frac{m}{M} = \frac{20}{53,5} = 0,37 \text{ mol à l'état initial}$$

La constante d'équilibre de cette réaction est égale à la constante d'acidité

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

En notant  $x_{\text{eq}}$  l'avancement à l'équilibre, il vient que :

$$K_a = \frac{\left(\frac{x_{\text{eq}}}{V}\right) \times \left(\frac{x_{\text{eq}}}{V}\right)}{\left(\frac{n(\text{NH}_4^+)_i - x_{\text{eq}}}{V}\right)}$$

En supposant que l'ion ammonium a peu réagi ce qui implique que  $n(\text{NH}_4^+)_i \ll x_{\text{eq}}$  on suppose que  $n(\text{NH}_4^+)_{\text{eq}} \approx n(\text{NH}_4^+)_i$

$$K_a = \frac{x_{\text{eq}}^2}{V \times n(\text{NH}_4^+)_i} \Rightarrow x_{\text{eq}}^2 = K_a \times V \times n(\text{NH}_4^+)_i \Rightarrow x_{\text{eq}} = \sqrt{K_a \times V \times n(\text{NH}_4^+)_i}$$

$x_{\text{eq}} = \sqrt{10^{-9,2} \times 1 \times 0,37}$   $\mathbf{x_{\text{eq}} = 8,6 \cdot 10^{-6} \text{ mol}}$  (on vérifie bien que cette valeur est bien inférieure à la quantité initiale d'ion ammonium).

soit une concentration en ions  $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{x_{\text{eq}}}{V}$   $[\text{H}_3\text{O}^+] = 8,6 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$

Donc  $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \mathbf{\text{pH} = 5,1}$

\*\*

\*\*  
\*

\*\*

\*

**Bo  
nu  
s**  
\*\*