

Chimie générale I pour sciences de la Vie

Réponses, série 4, 2009-2010

Version du 09.10.2009

- C_6H_5-COOH ; plus le K_a est grand, plus la dissociation est importante donc plus l'acide est fort
 - L'acide chloroacétique; plus le pK_a est petit, plus la dissociation est importante donc plus l'acide est fort
 - $A < B < C$
 - $C < B < A$
- NaOH est une base forte $pOH = -\log[OH^-] = -\log(0,001) = 3$ et $pH = 14 - pOH = 11$.
 - $n_{NaOH} = 4 \cdot 10^{-3} / MM(NaOH) = 4 \cdot 10^{-3} / 40 = 10^{-4}$ mol d'où $[OH^-] = 10^{-4}$ mol / 10^{-1} L = 10^{-3} M donc $pOH = 3$ et $pH = 14 - 3 = 11$.
 - NaOH 10^{-13} M cette concentration est extrêmement faible et il faut alors tenir compte de l'auto-dissociation de l'eau, soit $pOH \approx 7$ (très légèrement inférieur à 7, $[OH^-] = 1,000001 \cdot 10^{-7}$ M) et $pH \approx 7$.
 - HCl est acide fort et $[H_3O^+] = 0,001$ M donc $pH = 3$ et $pOH = 11$.
 - $[HNO_3] \ll 10^{-7}$ M, il faut donc tenir compte de l'auto-dissociation de l'eau, et donc $pH \approx 7$ et $pOH \approx 7$ (même remarque que pour c, avec $[H_3O^+] = 1,0000001 \cdot 10^{-7}$ M).
- NH_3 est une base faible ; $[NH_3] = 0,1$ M :
 $pOH = \frac{1}{2}(pK_b - \log[NH_3])$ avec $pK_b = 14 - pK_a = 14 - 9,24 = 4,76$
 $pOH = \frac{1}{2}(4,76 - \log(0,1)) = 2,88$ et $pH = 11,12$.
 $[NH_3] = 0,01$ M : $pOH = \frac{1}{2}(4,76 - \log(0,01)) = 3,38$ et $pH = 10,62$.
- CH_3CO_2H 0,2M + CH_3CO_2Na 0,4M:
D'après la relation d'Henderson Hasselbach:
$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3CO_2^-]}{[CH_3CO_2H]} = 4,76 + \log \frac{0,4}{0,2} = 5,06$$

Avec CH_3CO_2H 0,2M + CH_3CO_2Na 1,2 M : $pH = 4,76 + \log \frac{1,2}{0,2} = 5,54$. Le pH augmente de 0,48 unité.
- Puisque $[HA] = [A^-]$, $pH = pK_a$ donc c'est le couple H_2CO_3/HCO_3^- dont le pK_a est 6,35.
- $HAsp + H_2O \rightleftharpoons Asp^- + H_3O^+$
(i) Dans l'estomac ($pH = 1,4$)

$$K_a = \frac{[\text{Asp}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAsp}]} \text{ donc } \frac{[\text{Asp}^-]}{[\text{HAsp}]} = \frac{K_a}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

avec $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,4} = 0,04 \text{ M}$ et $K_a = 10^{-\text{p}K_a} = 10^{-3,5} = 3,16 \times 10^{-4} \text{ M}$

$$\frac{[\text{Asp}^-]}{[\text{HAsp}]} = \frac{3,16 \times 10^{-4}}{0,04} = 0,008$$

et l'aspirine est à 99,2% sous forme protonée

(ii) Dans l'intestin (pH = 6,5) $\frac{[\text{Asp}^-]}{[\text{HAsp}]} = \frac{3,16 \times 10^{-4}}{10^{-6,5}} = 10^3$

l'aspirine est majoritairement sous sa forme déprotonée. Ce fait n'est pas sans importance, car la forme protonée est beaucoup plus facilement absorbée dans le corps.

QCM A

E

QCM K'

- + + -