

## Séquence 1

## Les acides et les bases

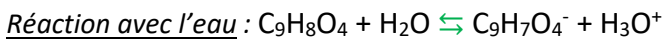
## Exercices

## Exercice 1 : L'acide acétylsalicylique

Concentration en quantité de matière d'acide acétylsalicylique :

$$C = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}}} = \frac{0,5}{180 \times 0,2} = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

Coefficient de dissociation de l'acide :  $\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C} = \frac{10^{-\text{pH}}}{C} = \frac{10^{-2,7}}{1,4 \cdot 10^{-2}} = 0,14 = 14\% \quad \rightarrow \text{acide faible}$

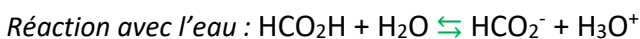


Expression de la constante d'acidité du couple :  $K_A = \frac{[\text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4]}$

## Exercice 2 : L'acide méthanoïque

1) Coefficient de dissociation de l'acide :  $\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C} = \frac{10^{-\text{pH}}}{C} = \frac{10^{-2,91}}{1,0 \cdot 10^{-2}} = 0,12 = 12\%$

$\rightarrow$  l'acide méthanoïque est un acide faible



Expression de la constante d'acidité du couple :  $K_A = \frac{[\text{HCO}_2^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCO}_2\text{H}]}$

2) Protocole permettant de préparer la solution S2 à partir de la solution S1

- On prélève 10 mL de la solution S1 à l'aide d'une pipette jaugée

- On verse le prélèvement dans une fiole jaugée de 100,0 mL que l'on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge

Concentration C<sub>2</sub> en acide méthanoïque de la solution S<sub>2</sub> :  $C_2 = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$

Coefficient de dissociation de l'acide méthanoïque dans S2

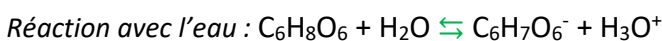
Pour la solution S2 :  $\alpha = \frac{10^{-\text{pH}}}{C_0} = \frac{10^{-3,4}}{1,0 \cdot 10^{-3}} = 0,398 = 39,8\%$

**conclusion : Plus un acide est dilué, plus le coefficient de dissociation est grand**

## Exercice 3 : L'acide ascorbique

Masse dissoute  $m_{\text{soluté}} = C \times M_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}} = 1 \cdot 10^{-2} \times 176 \times 0,2 = 0,35 \text{ g}$

Coefficient de dissociation de l'acide :  $\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_0} = \frac{10^{-\text{pH}}}{1 \cdot 10^{-2}} = \frac{10^{-3}}{1 \cdot 10^{-2}} = 0,1 \ll 1 \quad \rightarrow \text{acide faible}$



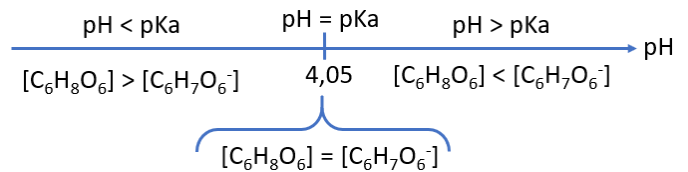
Expression de la constante d'acidité du couple :  $K_A = \frac{[\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_6^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6]}$

pKa du couple :  $pK_A = -\log K_A = -\log(8,91 \cdot 10^{-5}) = 4,05$

Domaine de prédominance

Le pH dans le verre après dissolution du comprimé est égal à 4,05. On a alors  $[C_6H_8O_6] = [C_6H_7O_6^-]$

Le pH dans l'estomac est de 1. On a alors  $[C_6H_8O_6] > [C_6H_7O_6^-]$  ; la forme acide prédomine



### Exercice 4 : Acides et bases forts

#### (1) Solution d'acide nitrique

Une solution d'acide nitrique  $HNO_3$  de concentration apportée  $C = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  a un pH de 2,7 à 25°C

Concentration des ions  $H_3O^+$  et  $HO^-$  dans la solution :  $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,7} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

$$[H_3O^+] \times [HO^-] = 10^{-14} \rightarrow [HO^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{2,0 \cdot 10^{-3}} = 5,0 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

Le coefficient de dissociation de l'acide :  $\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C} = \frac{2,0 \cdot 10^{-3}}{2,0 \cdot 10^{-3}} = 1 \rightarrow$  l'acide est fort

Dilution de l'acide : Pour passer d'une solution de concentration  $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  à une solution de concentration  $5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ , on effectue une dilution par 4 ( $\frac{2,0 \cdot 10^{-3}}{5,0 \cdot 10^{-4}} = 4$ ) ; Si on veut obtenir 100 mL de la solution diluée, il faut utiliser 25 mL de la solution concentrée

L'acide est fort  $\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C} = 1 \rightarrow [H_3O^+] = C = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(5 \cdot 10^{-4}) = 3,3$$

#### (2) Hydroxyde de potassium

L'hydroxyde de potassium est une base forte ; on dispose d'une solution d'hydroxyde de potassium de concentration  $C = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

**Dans le cas d'une base forte**  $\alpha = \frac{[HO^-]}{C} = 1 \rightarrow [HO^-] = C$

Donc dans le cas présent  $[HO^-] = C = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

$$[H_3O^+] \times [HO^-] = 10^{-14} \rightarrow [H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{[HO^-]} = \frac{10^{-14}}{2,0 \cdot 10^{-2}} = 5,0 \cdot 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(5 \cdot 10^{-13}) = 12,3$$

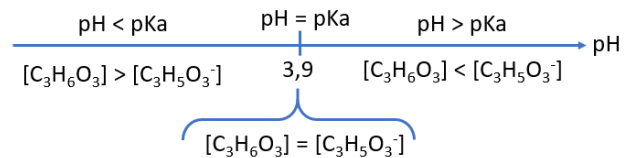
### Exercice 5 : L'acide lactique

Concentration des ions hydronium dans le lait :  $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-5,4} = 4,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$

Equation de la réaction de l'acide lactique avec l'eau :  $C_3H_6O_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_3H_5O_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$

Expression de la constante d'acidité du couple :  $K_a = \frac{[C_3H_5O_3^-]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}{[C_3H_6O_3]_{eq}}$

pKa du couple :  $pK_a = -\log K_a = -\log(1,35 \cdot 10^{-4}) = 3,9$



Domaine de prédominance

A  $pH = 5,4 > pK_a$  c'est la base conjuguée  $C_3H_5O_3^-$  de l'acide lactique qui prédomine.

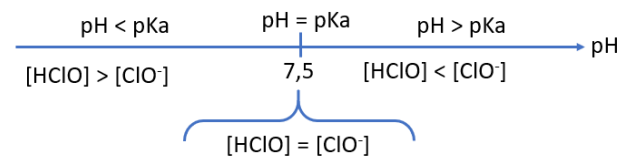
### Exercice 6 : L'hypochlorite de sodium

Les courbes représentent la proportion des 2 formes acide et basique du couple acide-base en fonction du pH

Valeur du pKa : Graphiquement, on trouve le  $pK_a$  lorsque  $[HClO] = [ClO^-] \Rightarrow pK_a = 7,5$

Constante d'acidité du couple :  $K_A = \frac{[ClO^-] \times [H_3O^+]}{[HClO]}$

Domaine de prédominance



A 8,3, l'espèce dominante est la forme basique du couple : l'ion hypochlorite  $ClO^-$

### Exercice 7 : Nitrate et nitrite

1) couples acide/base  $HNO_3 / NO_3^-$  ;  $HNO_2 / NO_2^-$

2) Etude de l'acide nitrique

Equation de la réaction de l'acide nitrique avec l'eau :  $HNO_3 + H_2O \rightarrow NO_3^- + H_3O^+$

pH de la solution : l'acide nitrique est un acide fort. On a donc  $\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C} = 1 \Rightarrow [H_3O^+] = C$

$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C} = 1 \Rightarrow [H_3O^+] = C = 0,010 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow pH = -\log[H_3O^+] = -\log(0,010) = 2$

Dilution de la solution :  $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,7} = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

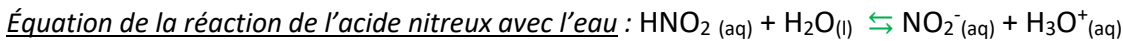
l'acide nitrique est un acide fort. On a donc  $\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C} = 1 \Rightarrow C = [H_3O^+] = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

**lors de la dilution on est donc passé d'une solution de concentration  $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  à une solution de concentration  $2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$  ; on a réalisé une dilution par 50 :**

- On prélève 1 mL de la solution concentrée à l'aide d'une pipette jaugée
- On verse le prélèvement dans une fiole jaugée de 50,0 mL que l'on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge

### 3) Etude de l'acide nitreux

$$\text{Coefficient de dissociation de l'acide} : \alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C} = \frac{10^{-\text{pH}}}{C} = \frac{10^{-2,7}}{1,0 \cdot 10^{-2}} = \mathbf{0,20} = 20\% < 100\%$$



$$\text{Constante d'acidité du couple de l'acide nitreux} : K_a = \frac{[\text{NO}_2^-]_{\text{eq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{HNO}_2]_{\text{eq}}}$$

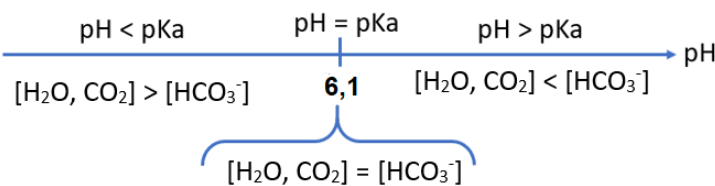
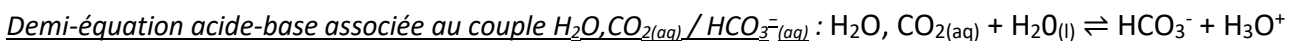
$$\text{Valeur du } K_a : K_a = 10^{-\text{p}K_a} = 10^{-3,3} = \mathbf{5,0 \cdot 10^{-4}}$$

$$\text{Concentration des ions } \text{H}_3\text{O}^+ \text{ dans la solution} : [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,7} = \mathbf{2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}$$

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} \rightarrow 5 \cdot 10^{-4} = \frac{[\text{NO}_2^-] \times 2 \cdot 10^{-3}}{[\text{HNO}_2]} \rightarrow \frac{[\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = \frac{5 \cdot 10^{-4}}{2 \cdot 10^{-3}} = 0,25$$

$$\frac{[\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = 0,25 \rightarrow [\text{HNO}_2] = \frac{[\text{NO}_2^-]}{0,25} = \frac{1}{0,25} \times [\text{NO}_2^-] = 4 \times [\text{NO}_2^-]$$

### Exercice 8 : Régulation du pH du sang



Dans le sang d'un patient en bonne santé (pH compris entre 7,36 et 7,44) l'ion  $\text{HCO}_3^-$  est prédominante

Propriétés d'une solution tampon : le pH d'une solution tampon ne varie pratiquement pas lors d'un ajout modéré d'eau, d'une solution acide ou d'une solution basique

Dans le sang, les systèmes tampons permettent de maintenir le pH du sang aux alentours de 7,4.

Etude du patient aux résultats normaux :

pH du sang de 7,4 et concentration en ion hydrogénocarbonate de  $24 \text{ mmol.L}^{-1}$

$$\text{concentration en acide carbonique} : \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{O}, \text{CO}_2]} \rightarrow 7,4 = 6,1 + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{O}, \text{CO}_2]}$$

$$\log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{O}, \text{CO}_2]} = 7,4 - 6,1 = 1,3 \rightarrow \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{O}, \text{CO}_2]} = 10^{1,3} \rightarrow [\text{H}_2\text{O}, \text{CO}_2] = \frac{[\text{HCO}_3^-]}{10^{1,3}} = \frac{24}{10^{1,3}} = \mathbf{1,2 \text{ mmol.L}^{-1}}$$

Patient aux résultats anormaux : pH du sang 7,31 ; la valeur étant inférieure à 7,36, le patient souffre d'une acidose.

Il faut donc arriver à augmenter le pH

D'après la relation  $\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{O}, \text{CO}_2]}$  il faut augmenter  $\log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{O}, \text{CO}_2]}$  donc augmenter

$\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{O}, \text{CO}_2]}$  donc augmenter  $[\text{HCO}_3^-]$  ou diminuer  $[\text{H}_2\text{O}, \text{CO}_2]$ . L'hyperventilation peut permettre d'évacuer

le  $\text{CO}_2$  dans le sang et donc faire baisser  $[\text{H}_2\text{O}, \text{CO}_2]$