

Les acides et les bases en milieu aqueux

Exercice 1

	acide éthanoïque	acide acétylsalicylique	l'acide perchlorique
C (mol.L ⁻¹)	$5,0 \cdot 10^{-2}$	$C = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}}} = \frac{0,5}{180 \times 0,2} = \frac{1}{72} = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$	$2,50 \cdot 10^{-3}$
$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}}$ (mol.L ⁻¹)	10^{-3}	$10^{-2,7}$	$10^{-2,6}$
$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C}$	$\frac{10^{-3}}{5,0 \cdot 10^{-2}} = 0,02 \ll 1$	$\frac{10^{-2,7}}{1,4 \cdot 10^{-2}} = 0,14 \ll 1$	$\frac{10^{-2,6}}{2,5 \cdot 10^{-3}} = 1$
	acide faible	acide faible	acide fort

	acide ascorbique	l'acide nitrique
C (mol.L ⁻¹)	$C = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}}} = \frac{0,35}{176 \times 0,2} = \frac{1}{100} = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$	$2 \cdot 10^{-3}$
$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}}$ (mol.L ⁻¹)	10^{-3}	$10^{-2,7}$
$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C}$	$\frac{10^{-3}}{10^{-2}} = 0,1 \ll 1$	$\frac{10^{-2,7}}{2 \cdot 10^{-3}} = 1$
	acide faible	acide fort

Exercice 2

	ammoniaque	hydroxyde de potassium
C (mol.L ⁻¹)	0,01	$2,5 \cdot 10^{-2}$
$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}}$ (mol.L ⁻¹)	$10^{-10,6} = 2,5 \cdot 10^{-11}$	$10^{-12,4} = 4 \cdot 10^{-13}$
$[HO^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]}$	$\frac{10^{-14}}{2,5 \cdot 10^{-11}} = 4 \cdot 10^{-4}$	$\frac{10^{-14}}{4 \cdot 10^{-13}} = 0,025$
$\alpha = \frac{[HO^-]}{C}$	$\frac{4 \cdot 10^{-4}}{0,01} = 0,04 \ll 1$	1
	base faible	base forte

Exercice 3

1) 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 C₂ en acide méthanoïque de la solution S₂ : C₂ = 1,00.10⁻³ mol.L⁻¹

2) équation de la réaction entre l'acide méthanoïque et l'eau : $\text{HCO}_2\text{H} + \text{H}_2\text{O} = \text{HCO}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+$

3) coefficient de dissociation de l'acide méthanoïque dans chacune des solutions $\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_0} = \frac{10^{-\text{pH}}}{C_0}$

Pour la solution S1 : $\alpha = \frac{10^{-\text{pH}}}{C_0} = \frac{10^{-2,9}}{1,0 \cdot 10^{-2}} = 0,126 = 12,6\%$

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

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

Exercice 4

Solution	S1	S2	S3
C	1,0.10 ⁻² mol.L ⁻¹	4,1.10 ⁻³ mol.L ⁻¹	1,1.10 ⁻³ mol.L ⁻¹
pH	3,4	3,6	3,9
Coefficient de dissociation $\alpha = \frac{10^{-\text{pH}}}{C_0} =$	$\alpha = \frac{10^{-3,4}}{1,0 \cdot 10^{-2}} =$ 4,0 %	$\alpha = \frac{10^{-3,6}}{4,1 \cdot 10^{-3}} =$ 6,1 %	$\alpha = \frac{10^{-3,9}}{1,1 \cdot 10^{-3}} =$ 11,4 %

Le coefficient de dissociation de l'acide augmente avec la dilution

Exercice 5

1) coefficient de dissociation de l'acide $\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C} = \frac{10^{-\text{pH}}}{C} = \frac{10^{-2,7}}{2 \cdot 10^{-3}} = 1 \rightarrow$ l'acide nitrique est un acide fort

2) Dilution de l'acide fort : Pour passer d'une solution de concentration 2,0.10⁻³ mol.L⁻¹ à une solution de concentration 5,0.10⁻⁴ mol.L⁻¹, on effectue une dilution par 4 ($\frac{2 \cdot 10^{-3}}{5 \cdot 10^{-4}} = 4$) ; Si on veut obtenir 100 mL de la solution diluée, il faut utiliser 25 mL de la solution concentrée

pH de la solution obtenue : l'acide est fort $\rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = C = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5 \cdot 10^{-4}) = 3,3$

Exercice 6

1) L'acide chlorhydrique (H_3O^+ , Cl^-) est une solution d'acide fort

pH de la solution de concentration $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

$$\text{Solution d'acide fort donc } \alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C} = 1 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = C$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log C = -\log(2,5 \cdot 10^{-3}) = 2,6$$

Concentration d'une solution d'acide chlorhydrique de pH= 3,5.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,5} = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Solution d'acide fort donc } \alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C} = 1 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = C = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

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

$$\text{Solution de base forte donc } \alpha = \frac{[\text{HO}^-]}{C} = 1 \rightarrow [\text{HO}^-] = C = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{HO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{HO}^-]} = \frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-2}} = 5 \cdot 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5 \cdot 10^{-13}) = 12,3$$

Exercice 7

1) réaction de l'acide ascorbique avec l'eau $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 + \text{H}_2\text{O} = \text{C}_6\text{H}_7\text{O}_6^- + \text{H}_3\text{O}^+$

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

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

4) Le pH dans le verre après dissolution du comprimé est égal à 4,05.

Espèce prédominante du couple dans la solution : $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}}$

$$\text{Si } \text{pH} = \text{pK}_A \text{ alors } \log \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}} = 0 \rightarrow \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}} = 1 \rightarrow [\text{A}^-]_{\text{eq}} = [\text{AH}]_{\text{eq}}$$

Aucune des deux espèces n'est prédominante, on est situé à la frontière.

5) Espèce prédominante : Si $\text{pH} < 1 \Rightarrow [\text{A}^-]$ prédomine devant $[\text{AH}]$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}} \rightarrow 1 = 4,05 + \log \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}} \rightarrow \log \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}} = -3,05 \rightarrow \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}} = 10^{-3,05} = 8,9 \cdot 10^{-4}$$

$$\frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}{8,9 \cdot 10^{-4}} = [\text{AH}]_{\text{eq}} \rightarrow [\text{AH}]_{\text{eq}} = 1124 \times [\text{A}^-]_{\text{eq}}$$

Exercice 8

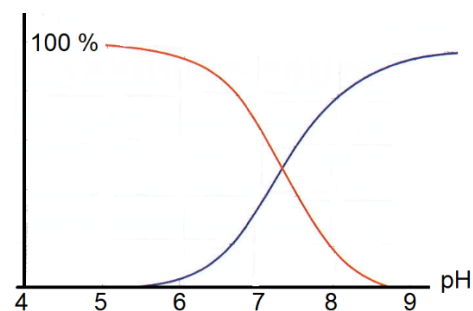
L'hypochlorite de sodium (Na^+ , ClO^-), désinfectant utilisé dans les piscines, appartient au couple $\text{HClO}_{(\text{aq})}/\text{ClO}^-_{(\text{aq})}$

On donne le diagramme de distribution des espèces chimiques acide et basique de ce couple à 25°C

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

2) Graphiquement, on trouve le pK_a lorsque $[\text{HClO}] = [\text{ClO}^-]$

$\Rightarrow \text{pK}_a = 7,5$



3) constante d'acidité du couple : $K_A = \frac{[\text{ClO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]}$

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

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{ClO}^-]_{\text{eq}}}{[\text{HClO}]_{\text{eq}}} \rightarrow 8,3 = 7,5 + \log \frac{[\text{ClO}^-]_{\text{eq}}}{[\text{HClO}]_{\text{eq}}} \rightarrow \log \frac{[\text{ClO}^-]_{\text{eq}}}{[\text{HClO}]_{\text{eq}}} = 0,8 \rightarrow \frac{[\text{ClO}^-]_{\text{eq}}}{[\text{HClO}]_{\text{eq}}} = 10^{0,8} = 6,3$$

$$[\text{ClO}^-]_{\text{eq}} = 6,3 \times [\text{HClO}]_{\text{eq}}$$

EX9

1) couples acido-basiques issus de l'acide citrique

3 couples $\text{H}_3\text{A}/\text{H}_2\text{A}^-$; $\text{H}_2\text{A}^-/\text{HA}^{2-}$; $\text{HA}^{2-}/\text{A}^{3-}$

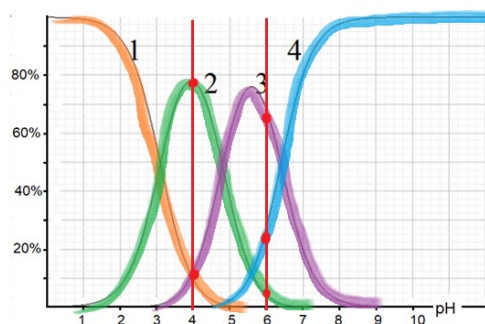
2) Identification des courbes.

La courbe 1 donne la proportion d'acide citrique H_3A

La courbe 2 donne la proportion de H_2A^- ; La courbe 3 donne la proportion de HA^{2-}

La courbe 4 donne la proportion de A^{3-}

3) constantes pK_{a_i} et K_{a_i} relatives aux trois couples mis en jeu ($i = 1, 2, 3$).



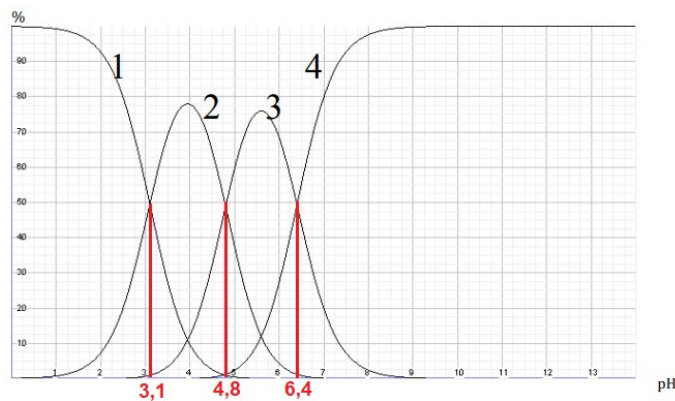
couples	$\text{H}_3\text{A}/\text{H}_2\text{A}^-$	$\text{H}_2\text{A}^-/\text{HA}^{2-}$	$\text{HA}^{2-}/\text{A}^{3-}$
pKa	3,1	4,8	6,4
Ka	$10^{-3,1} = 7,9 \cdot 10^{-4}$	$10^{-4,8} = 1,6 \cdot 10^{-5}$	$10^{-6,4} = 4,0 \cdot 10^{-7}$

4) Espèces présentes dans une solution de pH = 4

$[H_3A]$ 10% ; $[HA^{2-}]$ 10% ; $[H_2A^-]$ 80%

Espèces présentes dans une solution de pH = 6

$[H_2A^-]$ 5% ; $[A^{3-}]$ 25% ; $[HA^{2-}]$ 70%

**Exercice 10**

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

2) Etude de l'acide nitrique

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

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

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

3) Etude de l'acide nitreux

Équation de la réaction de l'acide nitreux avec l'eau : $HNO_2(aq) + H_2O(l) = NO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$

Concentrations des différentes espèces chimiques présentes à l'équilibre dans la solution.

A l'équilibre on a $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,7} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Pour 1 L	$HNO_2(aq)$	+	$H_2O(l)$	\rightleftharpoons	$NO_2^-(aq)$	+	$H_3O^+(aq)$
Etat initial	0,010 mol		large excès		0 mol		0 mol
Equilibre	0,010 - 0,002		large excès		0,002 mol		0,002 mol
Equilibre	0,008 mol		large excès		0,002 mol		0,002 mol

$[HNO_2] = 8,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$; $[NO_2^-] = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$; $[H_3O^+] = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[A^-]_{\text{eq}}}{[AH]_{\text{eq}}} \rightarrow \text{pK}_a = \text{pH} - \log \frac{[A^-]_{\text{eq}}}{[AH]_{\text{eq}}} = 2,7 - \log \frac{2 \cdot 10^{-3}}{8 \cdot 10^{-3}} = 3,3$$

Exercice 11

Équation de la réaction de l'ion hydroxylammonium avec l'eau : $\text{NH}_3\text{OH}^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_2\text{OH} + \text{H}_3\text{O}^+$

Concentrations des différentes espèces chimiques présentes à l'équilibre dans la solution.

A l'équilibre on a $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,8} = 1,58 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

Pour 1 L	NH_3OH^+	+	H_2O	=	NH_2OH	+	H_3O^+
Etat initial	0,03 mol		large excès		0 mol		0 mol
Equilibre	$0,03 - 0,000158$		large excès		0,000158		0,000158
Equilibre	0,0298 mol		large excès		0,000158		0,000158

$[\text{HNO}_2] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{NH}_2\text{OH}] = 1,58 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,58 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}} \rightarrow \text{pK}_a = \text{pH} - \log \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}} = 3,8 - \log \frac{1,58 \cdot 10^{-4}}{2,98 \cdot 10^{-2}} = 6,1$$