

Exercice pH des solutions aqueuses Correction

I. Reconnaître les réactions acido-basiques parmi les équations suivantes :

Equations chimiques	oui ou non	acide (réactifs)	rôle de l'eau : solvant, acide ou base
$\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$	OUI	H_2O	Acide
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) + \text{Na}(\text{s}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-_{(\text{aq})} + \text{Na}^+_{(\text{aq})} + 1/2 \text{H}_2$	NON		
$\text{HCl}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Cl}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$	OUI	HCl	Base
$\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{HO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$	OUI	H_2O	Base et Acide
$\text{HCl}(\text{g}) + \text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{Cl}^-_{(\text{s})} + \text{NH}_4^+_{(\text{s})}$	OUI	HCl	
$(\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa})_{(\text{s})} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-_{(\text{aq})} + \text{Na}^+_{(\text{aq})}$	NON		
$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{In}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} + \text{HIn}_{(\text{aq})}$	OUI	CH_3COOH	Solvant
$\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$	OUI	H_2O	Acide

II. Relier pH et concentration :

$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$[\text{OH}^-]$	pH
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-pH}$	$[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$	$pH = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+]$
$2,00 \cdot 10^{-05}$	$5,00 \cdot 10^{-10}$	4,70
$3,98 \cdot 10^{-04}$	$2,51 \cdot 10^{-11}$	3,40
$3,13 \cdot 10^{-07}$	$3,20 \cdot 10^{-08}$	6,51
$5,01 \cdot 10^{-12}$	$2,00 \cdot 10^{-03}$	11,30
$3,45 \cdot 10^{-11}$	$2,90 \cdot 10^{-04}$	10,46

III. pH du sang

A 37°C, le $pK_e = 13,72$.

- Déterminer les concentrations en ions oxonium et hydroxyde d'une solution aqueuse neutre à cette température.

On a $pK_e = -\text{Log}K_e$ et $K_e = 10^{-pK_e}$

D'où $K_e = 10^{-13,72} = 1,9 \cdot 10^{-14}$

Si le sang est neutre, alors $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$

et donc $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 1,9 \cdot 10^{-14}$

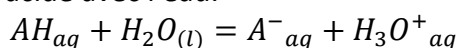
soit $[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_e} = 1,04 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

- Calculer le pH de cette solution à 37°C : $pH = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] = 6,86$
- Le pH du sang est de 7,35. Est-ce une solution acide, basique ou neutre ?
Le sang est basique.

IV. Acide faible ou fort

Une solution d'acide propanoïque de concentration en solution apportée $C = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a un $pH = 3,45$ à 25°C.

- Donner l'équation de la réaction de l'acide avec l'eau.



2. A partir d'un tableau d'avancement, exprimer le taux d'avancement final τ_f en fonction de C et pH.
Calculer τ_f ; conclure

	$AH_{aq} + H_2O_{(l)} = A^-_{aq} + H_3O^+_{aq}$			
x=0	C.V		0	0
x	C.V - x		x	x
x_f	C.V - x_f		$x_f = 10^{-pH} \cdot V$	$x_f = 10^{-pH} \cdot V$
x_{max}	0		x_{max}	x_{max}

$$x_{max} = C.V$$

A.N. $x_{max} = 1,00 \times 10^{-2} mol$

$$x_f = 10^{-pH} \cdot V$$

A.N. $x_f = 10^{-3,45} \times 1,00 = 3,55 \times 10^{-4} mol$

Comme $x_f < x_{max}$ on peut conclure que l'acide propanoïque est un acide faible car il conduit à un équilibre chimique en réagissant avec l'eau.

3. Concentrations à l'état final :

$$[CH_3COOH]_f = \frac{C.V - x_f}{V} = \frac{C.V - 10^{-pH} \cdot V}{V} = C - 10^{-pH}$$

A.N. $[CH_3COOH]_f = 1,00 \times 10^{-2} - 3,55 \times 10^{-4} \approx 1,00 \times 10^{-2} mol.L^{-1}$

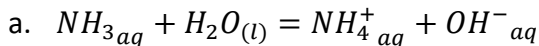
$$[CH_3COO^-]_f = \frac{x_f}{V} = 10^{-pH}$$

A.N. $[CH_3COO^-]_f = 3,55 \times 10^{-4} mol.L^{-1}$

$$\frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f} = \frac{3,55 \times 10^{-4}}{1,00 \times 10^{-2}} = 3,55 \times 10^{-2} = 3,55 \%$$

Seulement 3,55 % des molécules d'acides sont transformées en bases.

V. Base faible ou forte



b. Taux d'avancement final :

	$NH_{3aq} + H_2O_{(l)} = NH_4^+_{aq} + OH^-_{aq}$			
x=0	$C_2 \cdot V_2$		0	0
x_f	$C_2 \cdot V_2 - x_f$		x_f	x_f
x_{max}	$C_2 \cdot V_2 - x_{max} = 0$		x_{max}	x_{max}

$$x_{max} = C.V$$

A.N. $x_{max} = 1,00 \times 10^{-2} mol$

$$x_f = [OH^-]_f \cdot V \quad \text{or} \quad [OH^-]_f = \frac{K_e}{[H_3O^+]_f} = \frac{10^{-pK_e}}{10^{-pH}} = 10^{-pK_e + pH}$$

A.N. $x_f = 10^{-14+10,6} = 3,98 \times 10^{-4} mol$

On constate que $x_f < x_{max}$; l'ammoniac est une base faible car elle conduit à un équilibre chimique en réagissant avec l'eau.