

AE. 7A - Acide fort ou acide faible

Travail préliminaire

1. La quantité de matière d'acide sulfamique nécessaire à la préparation de la solution est :

$$n = C \cdot V = 5,0 \cdot 10^{-2} \times 0,100 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

La masse à peser est donc :

$$m = n \cdot M = 5,0 \cdot 10^{-3} \times 97,1 = 4,9 \times 10^{-1} \text{ g}$$

Si la balance mise à disposition à une résolution au dixième de gramme près, on pèsera alors 0,5 g.

Présentation des résultats expérimentaux :

Solution	Concentration	pH mesuré	$[\text{H}_3\text{O}^+]_{(eq)}$	$[\text{OH}^-]_{(eq)}$
Acide chlorhydrique	$5,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$	1,34	$4,6 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$	$2,2 \times 10^{-13} \text{ mol L}^{-1}$
Acide éthanoïque	$5,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$	4,07	$8,5 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$	$1,2 \times 10^{-10} \text{ mol L}^{-1}$
Acide sulfamique				
Hydroxyde de sodium	$5,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$	12,68	$2,0 \times 10^{-13} \text{ mol L}^{-1}$	$4,8 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$
Ammoniac	$5,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$	10,74	$1,8 \times 10^{-11} \text{ mol L}^{-1}$	$5,5 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$

2. (a) Appelons x_{max} l'avancement maximal de la réaction et x_{eq} l'avancement pour lequel on a constaté expérimentalement que la réaction n'évoluait plus (le pH-mètre indiquait une valeur stable). On obtient alors le tableau d'avancement suivant :

Tableau d'avancement								
Equation de la réaction		AH	+	H ₂ O	→	A ⁻	+	H ₃ O ⁺
Etat initial	$x = 0$	$C \cdot V$		excès		0		0
Etat quelconque	x	$C \cdot V - x$		excès		x		x
Etat d'équilibre	$x = x_{eq}$	$C \cdot V - x_{eq}$		excès		x_{eq}		x_{eq}
Etat max	$x = x_{max}$	0		excès		x_{max}		x_{max}

On voit d'après le tableau d'avancement que $x_{max} = C \cdot V$ où C est la concentration en acide apporté.

Par conséquent la concentration maximale d'ions oxonium qui correspond à l'avancement maximal est donnée par la relation :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{max} = \frac{x_{max}}{V} = \frac{C \cdot V}{V} = C$$

- (b) Pour l'acide chlorhydrique on remarque que $[\text{H}_3\text{O}^+]_{max}$ est proche de $[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}$ aux incertitudes de mesures près.

Par contre, ce n'est pas du tout le cas pour l'acide éthanoïque. On le montre par les calculs suivants :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{max} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

Soi un pH théorique de :

$$pH_{theo} = -\log(5,0 \cdot 10^{-2}) = 1,3$$

Or le pH expérimental est de 4,07 ce qui implique une concentration expérimentale en ions oxonium :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq} = 10^{-4,07} = 8,5 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

C'est près de 600 fois inférieur à la valeur maximale ! On en conclut que la réaction entre l'eau et l'acide éthanoïque n'est pas totale mais équilibrée.

Qu'en est-il pour l'acide sulfamique ?

3. Pour l'ammoniac et l'hydroxyde de sodium si on reconstruisait le tableau d'avancement, on trouverait :

$$[\text{NH}_3]_{max} = [\text{HO}^-]_{max} = \frac{x_{max}}{V} = \frac{C \cdot V}{V} = C$$

Par le même raisonnement, on remarque que la concentration en hydroxyde de sodium à l'équilibre est égale à la concentration maximale en ions hydroxyde aux incertitudes de mesure près. (il faut le montrer par le calcul).

En revanche, ce n'est pas vérifié pour l'ammoniac. Il faut le montrer.