

Correction: TP sur Acidité

M. Nayrac

2019-10-07

1 Protocole

1.1 Matériel requis

- Blouse
- PHmètre
- Solution tampon de ph 4
- Solution tampon de ph 7
- Pissette d'eau

3 Erlen meyer

1.2 Mode opératoire

1. On étalonne le phmètre en réglant l'*offset* et la *slope* avec—respectivement—les solutions de ph 4 et 7
2. On nettoie la sonde du phmètre à l'aide de la pissette d'eau
3. On plonge la sonde dans le erlen meyer contenant la solution à mesurer

2 Réalisation

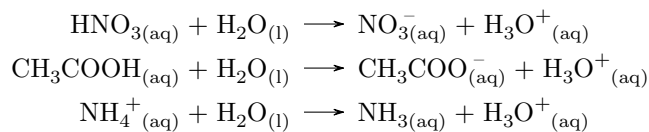
Solution		HNO ₃	CH ₃ CO ₂ H	NH ₄ ⁺ NO ₃ ⁻
PH-mètre	±0,1	2,0	3,9	6,1
papier PH	±1	2	4	6

Table 1: Résultats de l'expérience

3 Réponse à la problématique

On constate que pour une même concentration, les trois acides n'ont pas le même pH. Celui qui aura le pH le plus faible sera considéré comme le plus dangereux.

4 Interprétation



5 Tableau d'avancement

		$\text{HA}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \longrightarrow \text{A}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$			
État	Avancement	Quantité de matière [mol]			
Initial	$x = 0$	n_0	en excès	0	0
En cours	x	$n_0 - x$		x	x
Final	x_{max}	$n_0 - x_{\text{max}}$		x_{max}	x_{max}

6

Pour le réactif en défaut:

$$n_0 - x_{\text{max}} = 0 \iff x_{\text{max}} = n_0$$

Donc $x_{\text{max}} = C_0 \cdot V$

7

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_f = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{V} = \frac{x_{\text{max}}}{V} = \frac{C_0 \cdot V}{V} = C_0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ = 0,010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

8

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \\ -\text{pH} &= \log[\text{H}_3\text{O}^+] \\ 10^{-\text{pH}} &= [\text{H}_3\text{O}^+] \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= 10^{-\text{pH}} \end{aligned}$$

Calculons ainsi

8.1 Acide nitrique

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= 10^{-2,0} \\ &\approx 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

8.2 Acide éthanoïque

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= 10^{-3,9} \\ &\approx 1,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

8.3 Nitrate d'ammonium

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= 10^{-6,1} \\ &\approx 7,94 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

9

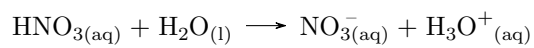
	Acide nitrique	Acide éthanoïque	Nitrate d'ammonium
pH mesuré	2,0	3,9	6,1
Concentration finale théorique de H_3O^+ en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$5,0 \cdot 10^{-4}$	$5,0 \cdot 10^{-4}$	$5,0 \cdot 10^{-4}$
Concentration réelle mesurée de H_3O^+ en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	10^{-2}	$1,25 \cdot 10^{-4}$	$7,94 \cdot 10^{-7}$

On remarque que—pour l'acide nitrique—on retrouve bien la concentration C_0 pour H_3O^+ , mais ce n'est pas le cas pour les deux autres acides. De plus, les différences ne s'expliquent pas avec les incertitudes.

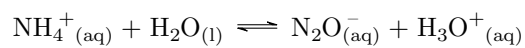
10

Donc pour CH_3COOH et NH_4^+ , l'avancement final x_f sera différent de l'avancement maximal x_{\max} . Il n'y aura plus de réactif limitant et la réaction est dans ce cas **non totale**

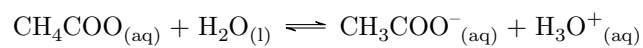
11



Dans ce cas, $x_f = x_{\max}$.



Dans ce cas, $x_f < x_{\max}$.



Dans ce cas, $x_f < x_{\max}$