

# INTERROGATION ÉCRITE DE CHIMIE

## Corrigé

On mélange dans 1 L d'eau :

- HCl : 0,0100 mol ;
- CH<sub>3</sub>COOH : 0,0150 mol ;
- NH<sub>3</sub> : 0,0150 mol.

Calculer le pH de la solution et toutes les concentrations à l'équilibre.

Rappels :

$$pK_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$$

$$pK_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$$

- Calcul des **concentrations apportées**

Le chlorure d'hydrogène est un acide fort.

Son équation de dissolution est  $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ .

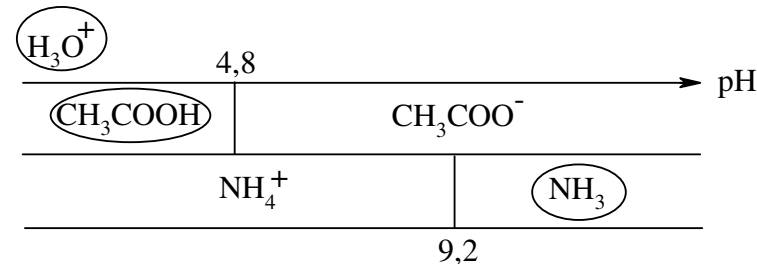
On considère donc que l'on apporte directement H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> à  $C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 0,0100 \text{ mol.L}^{-1}$

Les autres espèces acido-basiques apportées sont :

$$\text{CH}_3\text{COOH} : C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,0150 \text{ mol.L}^{-1}$$

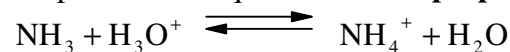
$$\text{NH}_3 : C_{\text{NH}_3} = 0,0150 \text{ mol.L}^{-1}.$$

- Tracé du diagramme de prédominance et utilisation :



D'après le diagramme, on voit que NH<sub>3</sub> ne peut coexister avec les ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>.

On prévoit donc que la **réaction prépondérante** ci-dessous est quasi-totale :



Bilan de matière : on considère la réaction précédente comme rigoureusement totale.

On montre alors que la solution est équivalente à la solution où on aurait apporté :

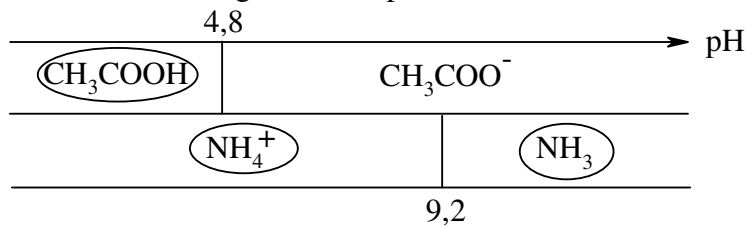
$$\text{NH}_4^+ : C_{\text{NH}_4^+} = 0,0100 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{NH}_3 : C_{\text{NH}_3} = 0,0050 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{CH}_3\text{COOH} : C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,0150 \text{ mol.L}^{-1}.$$

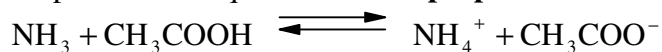
On prend cette nouvelle solution comme point de départ et on recommence...

- Tracé du diagramme de prédominance et utilisation :



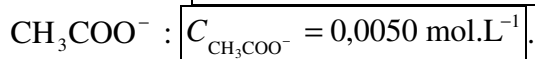
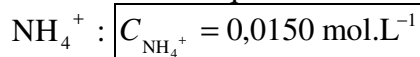
D'après le diagramme, on voit que  $\text{NH}_3$  et  $\text{CH}_3\text{COOH}$  sont dans des domaines de prédominance disjoints.

On prévoit donc que la **réaction prépondérante** ci-dessous est quasi-totale :



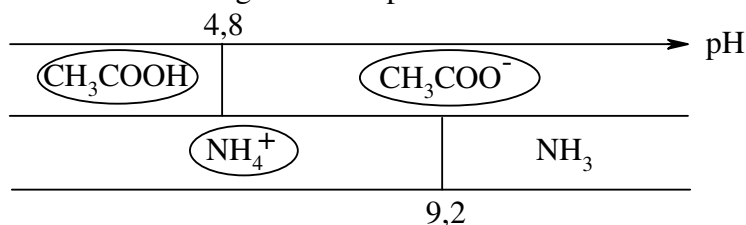
Bilan de matière : on considère la réaction précédente comme rigoureusement totale.

On montre alors que la solution est équivalente à la solution où on aurait apporté :



On prend cette nouvelle solution comme point de départ et on recommence...

- Tracé du diagramme de prédominance et utilisation :



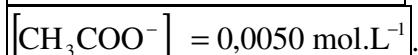
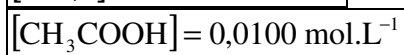
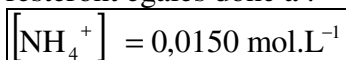
D'après le diagramme, on voit que toutes les espèces ont des domaines de prédominance compatibles.

Par conséquent, on en déduit que cette situation est proche de l'état d'équilibre.

Les espèces majoritaires devraient donc être à l'équilibre :  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  et  $\text{NH}_4^+$ .

On remarque qu'il s'agit d'un **tampon** acide acétique / acétate, le pH cherché sera donc proche de 4,8.

- On peut postuler que tous les équilibres que l'on peut maintenant écrire seront très peu avancés (réactions des acides ou de la base sur l'eau négligeables – Henderson, réaction de  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  avec  $\text{NH}_4^+$  négligeable...), et que les concentrations des espèces majoritaires resteront égales donc à :



On trouve alors  $\text{pH} = 4,8 + \log \frac{0,0050}{0,0100} = 4,5$ , soit  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$

Donc  $[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{3,2 \cdot 10^{-5}} = 3,2 \cdot 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$

$\text{pH} = 4,5 = 9,2 + \log \frac{[\text{NH}_3]}{0,0150}$ , soit  $[\text{NH}_3] = 3,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ .

Ces trois concentrations sont bien complètement négligeables devant les concentrations des espèces majoritaires, on pouvait donc bien négliger toutes les réactions peu avancées.