

**Corrigé des 2 exercices marqués facultatifs de la Série N° 2**  
*Acide-Base : Définitions et calcul de pH*

**Exercice 8 :** (Espèces dominantes, diagramme de prédominance) (FACULTATIF : [Corrigé promis sur le site](#))

- 1) Les deux couples acide/base intervenant dans cet équilibre sont :  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$  et  $\text{HBr}/\text{Br}^-$
- 2) Vu les valeurs de  $K_a$ , HBr est donc l'acide le plus fort car sa constante d'acidité  $K_a$  est la plus grande, et  $\text{NH}_3$  la base la plus forte, et la réaction a lieu préférentiellement dans le sens 1 ;
- 3) On peut même penser qu'elle doit être quasi totale, étant donné la très grande différence entre les deux constantes d'acidité.

Normalement les constantes  $K_a$  sont définies à partir de la réaction du couple en question avec le couple  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ .

S'agissant de réactions qui ont lieu dans l'eau, le transfert de proton de l'acide d'un couple à la base de l'autre est assuré par l'intermédiaire des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ , qui servent de transporteurs. Autrement dit, l'équation stœchiométrique ci-dessus est la somme de deux équations stœchiométriques :



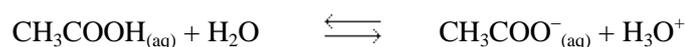
La constante d'équilibre de la réaction globale peut donc se déduire des deux constantes d'acidité caractérisant chacun des deux couples :

$$K = \frac{K_a(\text{HBr}/\text{Br}^-)}{K_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3)} \quad \text{et} \quad K = \frac{10^9}{5,7 \cdot 10^{-10}} = 1,7 \cdot 10^{18}.$$

La réaction peut effectivement être considérée comme totale dans le sens 1 ( $K$  très grand).

**Exercice 9** (Calcul de concentrations utilisant le tableau d'avancement) (FACULTATIF : [Corrigé promis sur le site](#))

- 1) l'équation de la réaction



- 2) On ajoute 0,010 mol de cet acide. Pour trouver les concentrations dans l'état final, utilisons le tableau d'avancement :

	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$	$\text{H}_3\text{O}^+$
EI	$n^0_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,010 \text{ mol}$	Solvant (excès)	0	0
EF	$n^0_{\text{CH}_3\text{COOH}} - x_f$	solvant	$x_f$	$x_f$

Si  $\text{pH} = 3,8$  alors  $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-\text{pH}}$  soit  $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-3,8} = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

D'après le tableau d'avancement,  $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f = x_f = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

et  $[\text{CH}_3\text{COOH}]_f = n^0_{\text{CH}_3\text{COOH}} - x_f = n^0_{\text{CH}_3\text{COOH}} - [\text{H}_3\text{O}^+]_f$

AN :  $[\text{CH}_3\text{COOH}]_f = 0,010 - 10^{-3,8} = 9,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

- 3) Calcul de la constante d'acidité

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]_f}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_f} \quad \text{AN : } K_a = \frac{(10^{-3,8})^2}{(0,010 - 10^{-3,8})} = 2,6 \cdot 10^{-6}$$