

# EXERCICES - Enoncés. Ch.13 Réaction chimique par échange de proton

## Enoncés

### Qu'est-ce qu'un équilibre chimique ?

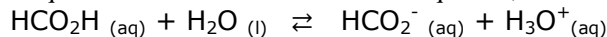
#### Exercice p : 340 n° 10. Étudier un équilibre chimique



Pour se défendre, les fourmis utilisent deux moyens : leurs mandibules, qui immobilisent l'ennemi, et la projection d'acide formique qui provoque des brûlures.

L'acide formique, ou acide méthanoïque,  $\text{HCO}_2\text{H}$ , donne lieu à un équilibre chimique avec l'eau.

L'équation de la réaction associée à cet équilibre, est :



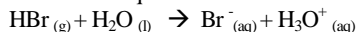
Le pH d'une solution d'acide formique de volume  $V = 50,0 \text{ mL}$  et de concentration molaire apportée

$$C = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ vaut } 3,5.$$

- Établir le tableau d'avancement de la réaction.
- Déterminer l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$ .
- Calculer l'avancement final  $x_f$  de la réaction.
- Comparer  $x_f$  et  $x_{\text{max}}$ . Conclure.
- Calculer les quantités de matières des espèces chimiques dans l'état d'équilibre final.

#### Exercice p : 340 n° 11. Montrer qu'une réaction est totale

Une solution aqueuse S d'acide bromhydrique est obtenue en faisant réagir du bromure d'hydrogène avec de l'eau, selon la réaction d'équation :



Le pH de la solution S, sa concentration molaire en soluté apporté et son volume valent respectivement :

$$\text{pH} = 2,6, C = 2,51 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ et } V = 50,0 \text{ mL}.$$

- Établir le tableau d'avancement de la réaction.
- Calculer l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$ , puis l'avancement final  $x_f$  de la réaction.
- La réaction étudiée est-elle totale? Comment cela se traduit-il dans l'écriture de l'équation de la réaction?

### Que sont un acide et une base dans la théorie de Brønsted ?

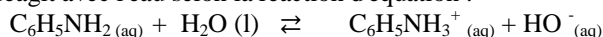
#### Exercice p : 340-341 n° 12. Rechercher des couples acide/base

Les espèces chimiques suivantes sont des acides ou des bases dans la théorie de Brønsted :  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$ ,  $\text{HCO}_2^-$ ,  $\text{HO}^-$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$  et  $\text{HCO}_2\text{H}$ .

- Définir un acide et une base dans la théorie de Brønsted.
- Former les couples acide/base.
- Écrire les demi-équations acido-basiques correspondant aux couples formés.
- a. L'eau appartient à un autre couple acide/base. Lequel?  
b. Comment nomme-t-on une telle espèce chimique?

#### Exercice p : 341 n° 13. Reconnaître deux couples acide/base

L'aniline réagit avec l'eau selon la réaction d'équation :



- Identifier les deux couples acide/base associés à la réaction.
- L'aniline est-elle un acide faible ou une base faible dans l'eau?
- Montrer que la réaction acido-basique précédente s'interprète comme l'échange d'un proton entre deux espèces appartenant à deux couples acide /base différents.



### Qu'est-ce qu'une constante d'acidité ?

#### Exercice p : 341 n° 16. Vérifier que l'autoprotolyse de l'eau est une réaction très limitée.

La réaction d'autoprotolyse de l'eau a lieu dans toute solution aqueuse et notamment dans l'eau pure. Des mesures précises réalisées en laboratoire ont montré qu'à  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  le pH de l'eau pure est égal à 7,0.

On considère un volume  $V = 1,0 \text{ L}$  d'eau pure à  $25 \text{ }^\circ\text{C}$ .

- Reproduire et compléter le tableau d'avancement ci-dessous, associé à la réaction d'autoprotolyse de l'eau :
- Calculer la quantité initiale d'eau notée  $n_0$ .
- Calculer la valeur de l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$ .
- Déduire du pH, la valeur de l'avancement final  $x_f$ .
- Comparer  $x_f$  et  $x_{\text{max}}$ . Conclure.

Donnée : masse volumique de l'eau  $V_{\text{eau}} = 1\,000 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Équation	$2 \text{ H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$		
État Initial ( $x = 0$ )	$n_0$	0	0
État intermédiaire			
État final ( $x_f$ )			

## EXERCICES – Enoncés. Suite. Ch.13 Réaction chimique par échange de proton

### Qu'est-ce qu'une constante d'acidité ?

#### **Exercice p : 342 n° 18. Tracer un diagramme de prédominance.**

L'ammoniac  $\text{NH}_3(\text{aq})$  est une base faible dans l'eau. Le couple ion ammonium/ammoniac a pour constante d'acidité  $K_A = 6,3 \times 10^{-10}$  à 25 °C.

1. Calculer le  $\text{p}K_A$  associé au couple acide/base.
2. Tracer le diagramme de prédominance correspondant.
3. Le pH d'une solution aqueuse d'ammoniac vaut 10,6.
  - a. Quelle est l'espèce prédominante dans la solution?
  - b. Calculer la valeur du quotient  $\frac{[\text{NH}_3]_{\text{eq}}}{[\text{NH}_4^+]_{\text{eq}}}$
  - c. Le résultat obtenu est-il en accord avec la réponse à la question 3a ?

#### **Exercice p : 343 n° 26. Solution aqueuse d'éthanamine**

**Compétences : Effectuer un calcul; exploiter une relation.**

L'éthanamine  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2(\text{aq})$  est une base faible dans l'eau. À 25 °C, le pH d'une solution aqueuse d'éthanamine, de concentration en soluté apporté  $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  et de volume  $V = 250 \text{ mL}$ , vaut 11,3.

1. Écrire l'équation de la réaction entre l'éthanamine et l'eau.
  2. Calculer la concentration  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$  dans la solution à l'équilibre.
  3. En déduire la concentration  $[\text{HO}^-]_{\text{eq}}$  dans la solution.
  4. On pose  $\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}}$ . A partir du tableau d'avancement de la réaction, montrer que  $\tau = \frac{[\text{HO}^-]}{C}$
  5. Calculer la valeur de  $\tau$ . Que peut-on en conclure?
  6. Si l'éthanamine était une base forte dans l'eau :
    - a. Quelle serait la valeur de  $\tau$  ?
    - b. Quel serait le pH de la solution à 25 °C?
- Donnée :* à 25 °C,  $K_b = 1,0 \times 10^{-4}$ .

#### **Exercice p : 343 n° 28. Solution d'acide sulfurique.**

**Compétences : Etablir et exploiter une relation.**

L'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_{4(l)}$  peut être considéré comme un diacide fort dans l'eau. La réaction entre l'acide sulfurique et l'eau libère deux protons.

On considère une solution d'acide sulfurique de concentration molaire en soluté apporté  $C = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

1. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide sulfurique et l'eau.
2. Établir une relation entre  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  et  $C$ .
3. Calculer le pH de la solution d'acide sulfurique.
4. Comparer le pH trouvé avec le pH d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique,  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ , acide fort dans l'eau, de même concentration  $C$ .