

**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 :



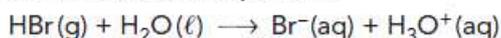
Le pH d'une solution d'acide formique de volume  $V = 50,0 \text{ mL}$  et de concentration molaire apportée  $C = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  vaut 3,5.

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

➤ Voir, si nécessaire, l'exercice résolu 6, p. 338.

**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 :

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

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

➤ Voir, si nécessaire, l'exercice résolu 6, p. 338.

**24 Mesure d'un pH et incertitudes**

**COMPÉTENCES** Effectuer des calculs ; raisonner.

Le pH d'une solution aqueuse S, mesuré avec un pH-mètre, est  $\text{pH}_{\text{mesuré}} = 2,52$ .

1. a. Quel réglage du pH-mètre doit-on réaliser avant de mesurer le pH de la solution?  
b. Comment nomme-t-on les solutions permettant de réaliser ce réglage?
2. Sachant que l'incertitude de la mesure donnée par le pH-mètre est de 0,05 unité de pH, écrire le résultat de la mesure sous la forme  $\text{pH}_{\text{solution}} = \text{pH}_{\text{mesuré}} \pm U(\text{pH})$ .
3. En déduire un encadrement de la concentration  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{solution}}$  correspondante et l'incertitude  $U([\text{H}_3\text{O}^+])$ .
4. Calculer l'incertitude relative  $\frac{U([\text{H}_3\text{O}^+])}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{solution}}}$  et l'exprimer en pourcentage.
5. Pourquoi la concentration  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{solution}}$ , déduite d'une mesure de pH, doit-elle s'exprimer avec, au plus, deux chiffres significatifs?

**16 Démo 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 °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 °C.

1. Reproduire et compléter le tableau d'avancement ci-dessous, associé à la réaction d'autoprotolyse de l'eau :

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

2. Calculer la quantité initiale d'eau notée  $n_0$ .
3. Calculer la valeur de l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$ .
4. Déduire du pH, la valeur de l'avancement final  $x_f$ .
5. Comparer  $x_f$  et  $x_{\text{max}}$ . Conclure.

Donnée : masse volumique de l'eau  $\mu_{\text{eau}} = 1000 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ .

➤ Voir, si nécessaire, l'exercice résolu 6, p. 338.