

**TS3 - Physique-Chimie**  
**Devoir en classe n°3 - Durée : 2h**  
**Proposition de correction**

<b>EXERCICE I : LES FOURMIS ET LE CARBURANT DU FUTUR ? – 10 POINTS</b>
--

**1. L'ACIDE FORMIQUE DANS LES NOUVELLES CHAÎNES ÉNERGÉTIQUES**

**1.1.** Avantages de l'acide formique sur le dihydrogène  $H_2$  dans les véhicules du futur :

- un stockage plus sûr, l'acide formique étant très peu inflammable contrairement au dihydrogène ;
- un stockage plus aisé, l'acide formique étant liquide à température ambiante contrairement au dihydrogène gazeux et l'acide formique permettant de stocker, à volume égal, environ deux fois plus d'énergie ;
- une distribution plus rapide et plus facile à la pompe.

**1.2.** Équation de la réaction totale mise en jeu :  $HCOOH(\ell) \longrightarrow CO_2(g) + H_2(g)$

Masse de dihydrogène produite :  $m(H_2) = n(H_2) \cdot M(H_2)$

Or d'après l'équation-bilan, une mole d'acide formique libère une mole de  $H_2$  d'où

$$m(H_2) = n(HCOOH) \cdot M(H_2) = \frac{m(HCOOH)}{M(HCOOH)} \cdot M(H_2) = \frac{\rho_{AH} \cdot V_{AH}}{M(HCOOH)} \cdot M(H_2) \text{ soit}$$

$$m(H_2) = \frac{d_{AH} \cdot \rho \cdot V_{AH}}{2 \cdot M_H + M_C + 2 \cdot M_O} \cdot 2 \cdot M_H = \frac{1,22 \times 1,0 \times 1,0}{2 \times 1,0 + 12,0 + 2 \times 16,0} \times 2 \times 1,0 = 5,3 \cdot 10^{-2} \text{ kg}$$

On retrouve donc bien la valeur de l'énoncé, à savoir 53 g de dihydrogène libéré par 1,0 L d'acide formique.

**1.3.** Voir annexe.

**2. L'ACIDE FORMIQUE EN MILIEU BIOLOGIQUE**

**2.1.** Piqûre de fourmi

**2.1.1.** L'acide formique est un acide au sens de Brønsted car il peut céder un proton  $H^+$  suivant la demi-équation acido-basique :  $HCOOH = H^+ + HCOO^-$

**2.1.2.** Équation de la réaction des brûlures :  $HCOOH(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons HCOO^-(aq) + H_3O^+(aq)$

**2.2.** L'estomac du tamanoir

**2.2.1.** Dans l'estomac des tamanoirs, comme dans tous les estomacs,  $pH = 2$  pour assurer la digestion. Or ce  $pH$  est inférieur au  $pK_A$  du couple de l'acide formique qui vaut 3,8. On en déduit que dans l'estomac des tamanoirs, l'acide formique est sous la forme protonnée  $HCOOH$ .

**2.2.2.** D'après les données, pour une solution d'acide faible,  $pH > -\log(c)$  d'où l'on déduit que  $-pH < \log(c)$ . En appliquant la fonction réciproque du logarithme décimal (fonction  $10^x$  croissante), on obtient  $10^{-pH} < c$ . Comme le  $pH$  est voisin de 2 dans l'estomac, il vient  $c > 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

**2.2.3.** Les tamanoirs se nourrissent essentiellement de fourmis qu'ils écrasent dans leur bouche, ce qui libère de l'acide formique permettant de maintenir le  $pH$  de leur estomac à une valeur proche de 2. Ils n'ont donc pas besoin de produire d'acide chlorhydrique pour leur digestion.

## EXERCICE II : ACIDE FORT, ACIDE FAIBLE ? – 10 POINTS

### 1. ÉTUDE D'UN ACIDE FORT

**1.1.** Pour une solution d'acide fort de concentration  $c$ , on sait que  $pH = -\log c$ . Pour une solution diluée 10 fois de cet acide fort, la concentration devient égale à  $c' = \frac{c}{10}$  et donc le  $pH'$  peut se calculer par  $pH' = -\log c' = -\log\left(\frac{c}{10}\right) = -\log c + \log 10 = pH + 1$ . Pour une solution d'acide fort diluée au  $\frac{1}{10}$ , le  $pH$  doit donc augmenter d'une unité. D'après le tableau de l'énoncé, c'est le cas pour la solution  $S_2$  dont le  $pH$  passe de 1,5 à 2,5 lors de la préparation de  $S_4$ . L'acide  $HA_2$  de la solution  $S_2$  est donc un acide fort.

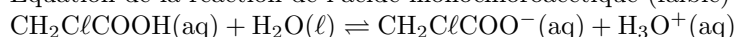
**1.2.** Concentration de  $HA_2$  dans  $S_2$  :  $c(HA_2) = [H_3O^+]_2 = 10^{-pH_2} = 10^{-1,5} = 3,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

**1.3.** Pour préparer une solution par dilution avec un facteur de dilution de 10, il faut choisir de la verrerie jaugée et notamment une pipette jaugée de contenance 10 fois moindre par rapport à la fiole jaugée. On choisit donc la pipette jaugée de 5,0 mL et la fiole jaugée de 50,0 mL.

Prélever 5,0 mL de solution  $S_1$  à l'aide d'une pipette jaugée de 5,0 mL et les introduire dans une fiole jaugée de 50,0 mL. Ajouter de l'eau distillée jusqu'aux deux tiers, boucher et agiter la fiole. Compléter la fiole à l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et agiter une dernière fois pour homogénéiser.

### 2. ÉTUDE D'UN ACIDE FAIBLE

**2.1.** Équation de la réaction de l'acide monochloroacétique (faible) avec l'eau :



**2.2.** Expression de la constante d'équilibre de cette réaction, appelée constante d'acidité du couple  $\text{CH}_2\text{ClCOOH}(\text{aq})/\text{CH}_2\text{ClCOO}^-(\text{aq})$  :

$$K_A = \frac{[\text{CH}_2\text{ClCOO}^-]_{\text{eq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{CH}_2\text{ClCOOH}]_{\text{eq}}}$$

Plus  $K_A$  est grande, plus l'acide est fort et plus l'acide est dissocié (ou ionisé).

**2.3.** Par définition  $\alpha = \frac{n_{\text{ionisées}}(\text{CH}_2\text{ClCOOH})}{n_0(\text{CH}_2\text{ClCOOH})} = \frac{n(\text{CH}_2\text{ClCOO}^-)}{n_0(\text{CH}_2\text{ClCOOH})} = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{n_0(\text{CH}_2\text{ClCOOH})}$  d'après

l'équation de la réaction. Ainsi, on a  $\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times V}{c \times V} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c}$ .

Avant dilution :  $\alpha_1 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_1}{c_1} = \frac{10^{-pH_1}}{c_1} = \frac{10^{-2,3}}{2,5 \cdot 10^{-2}} = 0,20 = 20\%$

Après dilution :  $\alpha_3 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_3}{c_3} = \frac{10^{-pH_3}}{c_1/10} = \frac{10^{-2,9}}{2,5 \cdot 10^{-3}} = 0,50 = 50\%$

Conclusion : plus un acide faible est dilué, plus cet acide est ionisé (ou dissocié).

### 3. COMPARAISON DU pH DE DEUX SOLUTIONS DILUÉES

**3.1.** Calcul de la concentration de la solution diluée :  $c_i \cdot V_i = c_f \cdot V_f$  d'où  $c_f = \frac{c_i \cdot V_i}{V_f}$  ce qui donne, pour

la solution diluée :  $c_f = \frac{2,5 \cdot 10^{-2} \times 0,50 \cdot 10^{-3}}{2,0} = 6,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

**3.2.** Pour un monoacide fort à cette même concentration, on aurait :  $pH = -\log c = -\log(6,3 \cdot 10^{-6})$  soit  $pH = 5,2$ . À ces concentrations très faibles, l'acide faible se comporte donc comme un monoacide fort puisque l'on trouve la même valeur de  $pH$  dans les deux cas.

ANNEXE I À RENDRE AVEC LA COPIE

ANNEXE DE L'EXERCICE I :  
Chaîne des conversions d'énergie et des transformations chimiques

