

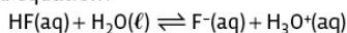
### 13 Identifier le caractère total ou non

L'ion plomb  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$  réagit avec l'ion chlorure  $\text{Cl}^{-}(\text{aq})$  pour former du chlorure de plomb  $\text{PbCl}_2(\text{s})$ . Les ions plomb et chlorure sont introduits dans un bécher de telle sorte que le mélange des réactifs est stœchiométrique. L'ajout d'ion chlorure dans le bécher à l'état final forme à nouveau du chlorure de plomb.

- Déterminer le caractère total ou non de la transformation. Justifier.

### 14 Exploiter une valeur de pH

Le fluorure d'hydrogène  $\text{HF}(\text{aq})$  réagit avec l'eau selon la réaction d'équation :



Une solution d'acide fluorhydrique est préparée en ajoutant du fluorure d'hydrogène ( $n = 10,0 \text{ mmol}$ ) dans un échantillon d'eau. Le volume de la solution obtenue est  $V = 1,00 \text{ L}$  et son pH est de 2,65.

- a. Calculer l'avancement final  $x_f$  de la transformation. En déduire le caractère total ou non total de la transformation.
- b. En déduire le taux d'avancement final  $\tau$  de cette transformation.

### 15 Exploiter un taux d'avancement final

L'ion plomb  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$  précipite avec l'ion iodure  $\text{I}^{-}(\text{aq})$  pour former l'iodure de plomb  $\text{PbI}_2(\text{s})$ . Les quantités initiales des ions sont :  $n_{\text{Pb}^{2+},i} = 4,00 \text{ mmol}$  et  $n_{\text{I}^{-},i} = 8,00 \text{ mmol}$ . Le taux d'avancement final est  $\tau = 0,38$ .

- a. Calculer l'avancement final  $x_f$  de la transformation.
- b. En déduire les quantités des réactifs à l'état final.



### 19 Calculer un quotient de réaction

L'ion cuivre (II)  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$  réagit avec l'ion hydroxyde  $\text{HO}^{-}(\text{aq})$  pour former un solide bleu d'hydroxyde de cuivre  $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$ . À l'état initial, les concentrations en quantité d'ions  $\text{Cu}^{2+}$  et  $\text{HO}^{-}$  dans le mélange sont respectivement  $c_{1,i} = 20 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$  et  $c_{2,i} = 40 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ , et le système contient une quantité de  $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$   $n_{3,i} = 10 \text{ mmol}$ .

a. Écrire l'équation de la réaction modélisant cette transformation avec les nombre entiers les plus petits possibles. La constante d'équilibre de cette réaction vaut  $K(T) = 1 \times 10^{20}$  à  $25^\circ\text{C}$ .

- b. Exprimer puis calculer le quotient de réaction  $Q_{r,i}$  à l'état initial afin de confirmer le sens l'évolution du système.



### 43 \* Protection du fourrage

ANA-RAI Exploiter un modèle

REA Effectuer un calcul littéral et numérique

L'acide propanoïque  $\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$  est utilisé en agriculture pour traiter le foin et empêcher le développement de moisissures. Avant d'être appliqué sur le fourrage, l'acide propanoïque doit être dilué dans de l'eau.

Or, il réagit avec l'eau, suivant une transformation non totale, pour donner les ions propanoate  $\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^{-}$  et oxonium  $\text{H}_3\text{O}^{+}$ .

Trois mélanges sont réalisés en introduisant des quantités différentes d'acide propanoïque dans trois échantillons d'eau de même volume  $V$ .

La concentration en quantité d'acide propanoïque à l'état initial dans le mélange n°  $j$  est notée  $c_j$ . La conductivité  $\sigma_{f,j}$  de chaque mélange est mesurée à l'état final. Les résultats sont regroupés dans le tableau suivant.

|  | 1    | 2    | 3    |
|--|------|------|------|
| $c_j (\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1})$        | 10,0 | 5,00 | 1,00 |
| $\sigma_{f,j} (\text{mS} \cdot \text{m}^{-1})$ | 13,9 | 9,76 | 4,23 |

#### DONNÉES

Conductivités ioniques molaires :

$\lambda(\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^{-}) = 3,58 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\lambda(\text{H}_3\text{O}^{+}) = 35,0 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ .

- a. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation entre l'acide propanoïque et l'eau.

b. À l'aide de la loi de Kohlrausch, exprimer la conductivité  $\sigma_f$  à l'état final d'un mélange en fonction notamment des concentrations en quantité des ions  $\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^{-}$  et  $\text{H}_3\text{O}^{+}$ .

- c. Pour chaque mélange, calculer :

- la concentration en quantité de matière des différents ions à l'état final ;
- la concentration en quantité de matière d'acide propanoïque à l'état final.

- d. Exprimer puis calculer le quotient de réaction  $Q_{r,f}$  à l'état final pour chaque mélange.

e. Conclure sur l'influence de la concentration en quantité de soluté sur le quotient de réaction  $Q_{r,f}$ .

- f. Calculer la valeur de la constante d'équilibre  $K(T)$  de cette réaction.

### 33 Hydroxyde de chrome (III)

L'ion chrome (III)  $\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$  réagit avec l'ion hydroxyde  $\text{HO}^{-}(\text{aq})$  pour former de l'hydroxyde de chrome (III) solide (photo ci-contre).

Dans un bécher contenant une solution de chlorure de chrome (III) de concentration en quantité d'ion  $\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$   $c_1 = 30 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$  et de volume  $V_1 = 60 \text{ mL}$ , est ajoutée une solution d'hydroxyde de sodium de concentration en quantité d'ion  $\text{HO}^{-}(\text{aq})$   $c_2 = 50 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$  et de volume  $V_2 = 60 \text{ mL}$ .

La constante d'équilibre de la réaction entre  $\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$  et  $\text{HO}^{-}(\text{aq})$  vaut  $K(T) = 1,0 \times 10^{31}$  à  $25^\circ\text{C}$ .

- a. Calculer la valeur du quotient de réaction  $Q_{r,i}$  à l'état initial.
- b. Déterminer le sens d'évolution spontanée du système.

## 45 ★★ Acide lactique et crampe

APP Extraire l'information de supports variés

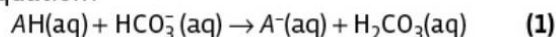
ANA-RAI Exploiter un modèle VAL Interpréter des résultats

L'acide lactique  $\text{CH}_3\text{-CH(OH)-CO}_2\text{H}$  présent dans l'organisme est issu de la dégradation du glucose en l'absence de dioxygène (dégradation anaérobie). La concentration en quantité d'acide lactique dans le sang est comprise entre 0,5 et 2,2  $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Le sang peut être assimilé à une solution aqueuse de pH constant et proche de 7,4. Le pH du sang est maintenu constant grâce à la présence d'acide carbonique  $\text{H}_2\text{CO}_3$  issu de la solubilisation du dioxyde de carbone et de l'ion hydrogénocarbonate  $\text{HCO}_3^-$ .



À la suite d'un effort musculaire trop intense, des crampes apparaissent en raison d'une diminution locale du pH sanguin, conséquence d'une surproduction d'acide lactique.

Dans le sang, l'acide lactique, noté AH, réagit avec l'ion hydrogénocarbonate  $\text{HCO}_3^-$  suivant la réaction d'équation :



Le dioxyde de carbone dissous formé réagit avec l'eau présente dans le sang suivant la réaction d'équation :



La constante d'équilibre à 25 °C de cette réaction vaut  $K_2(T) = 4,0 \times 10^{-7}$ .

Avant un effort soutenu, les concentrations en quantité d'acide carbonique et d'ion hydrogénocarbonate sont :  $[\text{H}_2\text{CO}_3]_i = 2,0 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$  ;  $[\text{HCO}_3^-]_i = 20 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Juste après cet effort, la concentration en quantité d'acide lactique dans le sang atteint  $[\text{AH}]_f = 3,0 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

**a.** Calculer les concentrations en quantité  $[\text{H}_2\text{CO}_3]_f$  et  $[\text{HCO}_3^-]_f$  dans le sang après l'effort.

**b.** Dans le cas de la transformation (2), exprimer puis calculer le quotient de réaction  $Q_{r,i}$  à l'état initial après l'effort.

**c.** Déterminer le sens d'évolution du système étudié.

**d.** Calculer la valeur du pH du sang à l'état final d'équilibre. Commenter ce résultat.