

### 13 Identifier le caractère total ou non

Les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques : il n'y a donc plus de réactifs dans le milieu si la transformation est totale. Or l'ajout d'ion chlorure dans le système à l'état final produit du chlorure de plomb, traduisant la présence d'ion plomb. La transformation étudiée n'est pas totale.

#### 14 a. La quantité d'ion $\text{H}_3\text{O}^+$ à l'état final est :

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+,f} = V \times 10^{-\text{pH}} \times c^\circ.$$

D'autre part :  $x_f = n_{\text{H}_3\text{O}^+,f}$ . Donc :  $x_f = V \times 10^{-\text{pH}} \times c^\circ$ .

$$\text{A.N. : } x_f = 1,00 \text{ L} \times 10^{-2,65} \times 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 2,24 \times 10^{-3} \text{ mol} = 2,24 \text{ mmol}.$$

À l'état final, le système contient tous les réactifs et tous les produits donc la transformation est non totale.

#### b. $x_{\text{max}} = n$ .

$$\text{Donc : } \tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} = \frac{x_f}{n}.$$

$$\text{A.N. : } \tau = \frac{2,24 \text{ mmol}}{10,0 \text{ mmol}} = 0,224, \text{ soit } 22,4 \text{ \%}.$$

### 15 Exploiter un taux d'avancement maximal

a. L'équation de la réaction modélisant la transformation étudiée est :  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{PbI}_2(\text{s})$ .

D'après cette équation :  $x_{\text{max}} = n_{\text{Pb}^{2+},i} = 4,00 \text{ mmol}$ .

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} \quad \text{soit} \quad x_f = \tau \times x_{\text{max}} = \tau \times n_{\text{Pb}^{2+},i}.$$

$$\text{A.N. : } x_f = 0,38 \times 4,00 \times 10^{-3} \text{ mol} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

Cette question sur le taux d'avancement final aborde cette notion d'une autre façon. En effet, au lieu de calculer  $\tau$  à partir de  $x_f$  et  $x_{\text{max}}$ , il faut exploiter sa valeur pour retrouver  $x_f$  (ANA-RAI).

$$\text{b. } n_{\text{Pb}^{2+},f} = n_{\text{Pb}^{2+},i} - x_f = n_{\text{Pb}^{2+},i} - \tau \times n_{\text{Pb}^{2+},i} = n_{\text{Pb}^{2+},i} (1 - \tau)$$

$$\text{A.N. : } n_{\text{Pb}^{2+},f} = 4,00 \text{ mmol} (1 - 0,38) = 2,48 \text{ mmol}.$$

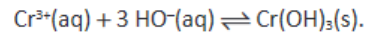
$$n_{\text{I}^{-},f} = n_{\text{I}^{-},i} - 2x_f$$

$$\text{A.N. : } n_{\text{I}^{-},f} = 8,00 \text{ mmol} - 2 \times 1,52 \text{ mmol} = 4,96 \text{ mmol}.$$

Cette partie de l'exercice permet de réinvestir les notions de 1<sup>re</sup> Spécialité sur l'évolution d'un système chimique. Le professeur peut ainsi vérifier que l'élève a bien pris en compte la stœchiométrie de la réaction.

### 33 Hydroxyde de chrome (III) APPLICATION

a. L'équation de la réaction entre les ions  $\text{Cr}^{3+}$  et  $\text{HO}^{-}$  s'écrit :



Le quotient de réaction à l'état initial est :

$$Q_{r,i} = \frac{a_{\text{Cr}(\text{OH})_3}}{a_{\text{Cr}^{3+}} \times a_{\text{HO}^{-}}^3} = \frac{1}{\frac{[\text{Cr}^{3+}]_i}{c^\circ} \times \frac{[\text{HO}^{-}]_i^3}{(c^\circ)^3}} = \frac{(c^\circ)^4}{[\text{Cr}^{3+}]_i \times [\text{HO}^{-}]_i^3}.$$

À l'état initial, les concentrations en quantité des ions  $\text{Cr}^{3+}$  et  $\text{HO}^{-}$  sont :

$$[\text{Cr}^{3+}]_i = \frac{c_1 \times V_1}{V_1 + V_2} = \frac{30 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} \times 60 \text{ mL}}{120 \text{ mL}} = 15 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1};$$

$$[\text{HO}^{-}]_i = \frac{c_2 \times V_2}{V_1 + V_2} = \frac{50 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} \times 60 \text{ mL}}{120 \text{ mL}} = 25 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1};$$

À l'état initial, le quotient de réaction vaut :

$$Q_{r,i} = \frac{(1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^4}{15 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times (25 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^3} = 4,3 \times 10^5.$$

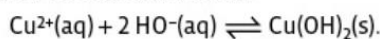
Cette question permet de vérifier que l'élève sait exploiter les informations extraites de l'énoncé pour calculer les concentrations à l'état initial (ANA-RAI et RÉA). Elle permet également de s'assurer qu'il sait appliquer la formule du quotient de réaction (RCO).

b. La constante d'équilibre à 25 °C est :  $K(T) = 1,0 \times 10^{31}$ .

$Q_{r,i} < K(T)$  : le système évolue dans le sens direct, c'est-à-dire dans le sens de formation du précipité.

Cette question permet de vérifier que l'élève sait appliquer le critère d'évolution spontanée (RCO).

#### 19 a. L'équation de réaction s'écrit :



b. Le quotient de réaction à l'état initial est :

$$Q_{r,i} = \frac{1}{\left(\frac{[\text{Cu}^{2+}]_i}{c^\circ}\right) \times \left(\frac{[\text{HO}^{-}]_i}{c^\circ}\right)^2} = \frac{(c^\circ)^3}{[\text{Cu}^{2+}]_i \times [\text{HO}^{-}]_i^2}.$$

$$\text{A.N. : } Q_{r,i} = \frac{1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{20 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times (20 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2} = 3,1 \times 10^4.$$

$Q_{r,i} < K(T)$  : le système évolue dans le sens de formation du solide.

### 43 ★ Protection du fourrage

a. L'équation de la réaction modélisant la transformation étudiée est :



Question très simple qui exploite les notions sur la transformation acide-base (Chapitre 1) (RCO).

b. On applique la loi de Kohlrausch :

$$\sigma_f = \lambda(\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-) \times [\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-]_f + \lambda(\text{H}_3\text{O}^+) \times [\text{H}_3\text{O}^+]_f.$$

c. D'après la loi de Kohlrausch :

$$\sigma_f = [\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-]_f \times (\lambda(\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-) + \lambda(\text{H}_3\text{O}^+)) \text{ car } [\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-]_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f.$$

$$\text{Donc : } [\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-]_f = \frac{\sigma_f}{\lambda(\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-) + \lambda(\text{H}_3\text{O}^+)}.$$

$$\text{De plus : } [\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}]_f = [\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}]_i - [\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-]_f = c - [\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-]_f.$$

Mélange	1	2	3
$[\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-]_f$ (en mmol · L <sup>-1</sup> )	0,360	0,253	0,110
$[\text{H}_3\text{O}^+]_f$ (en mmol · L <sup>-1</sup> )	0,360	0,253	0,110
$[\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}]_f$ (en mmol · L <sup>-1</sup> )	9,64	4,75	0,890

Pour répondre à cette question, l'élève doit appliquer la loi de Kohlrausch (RÉA) et utiliser ses connaissances (RCO) sur l'avancement et l'évolution d'un système (1<sup>re</sup> Spécialité).

d. Le quotient de réaction à l'état final est :

$$Q_{r,f} = \frac{a_{\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-} \times a_{\text{H}_3\text{O}^+}}{a_{\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}} \times a_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{\frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-]_f}{c^\circ} \times \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f}{c^\circ}}{\frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}]_f}{c^\circ} \times 1} = \frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-]_f \times [\text{H}_3\text{O}^+]_f}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}]_f \times c^\circ}.$$

Mélange	1	2	3
$Q_{r,f}$	$1,35 \times 10^{-5}$	$1,35 \times 10^{-5}$	$1,35 \times 10^{-5}$

e. Les valeurs de  $Q_{r,f}$  sont identiques pour les trois mélanges : le quotient de réaction à l'état final ne dépend pas de la concentration initiale en quantité de soluté.

Cette question permet à l'élève de comparer des résultats expérimentaux et d'en déduire une conclusion (VAL).

f. D'après la loi d'équilibre :  $Q_{r,\text{éq}} = K(T)$ . Donc :  $K(T) = 1,35 \times 10^{-5}$ .

### 45 ★★ Acide lactique et crampes

a. Après l'effort, la concentration en quantité d'acide lactique dans le sang est :  $[\text{AH}]_f = 3,0 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ . L'acide lactique réagit avec l'ion hydrogénocarbonate suivant la réaction d'équation (1).

Ainsi :  $[\text{H}_2\text{CO}_3]_f = [\text{H}_2\text{CO}_3]_i + \frac{x_f}{V} = [\text{H}_2\text{CO}_3]_i + [\text{AH}]_f$  car l'acide lactique est le réactif limitant.

$$[\text{H}_2\text{CO}_3]_f = 2,0 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} + 3,0 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} = 5,0 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$\text{Et } [\text{HCO}_3^-]_f = [\text{HCO}_3^-]_i - \frac{x_f}{V} = [\text{HCO}_3^-]_i - [\text{AH}]_f$$

$$= 20 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} - 3,0 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} = 17 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

b. Le quotient de réaction à l'état initial (juste après l'effort) est :

$$Q_{r,i} = \frac{a_{\text{HCO}_3^-} \times a_{\text{H}_3\text{O}^+}}{a_{\text{H}_2\text{CO}_3} \times a_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{\frac{[\text{HCO}_3^-]_i}{c^\circ} \times \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_i}{c^\circ}}{\frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]_i}{c^\circ} \times 1} = \frac{[\text{HCO}_3^-]_i \times [\text{H}_3\text{O}^+]_i}{[\text{H}_2\text{CO}_3]_i \times c^\circ} = \frac{[\text{HCO}_3^-]_i \times 10^{-\text{pH}}}{[\text{H}_2\text{CO}_3]_i}.$$

$$\text{A. N. : } Q_{r,i} = \frac{17 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} \times 10^{-7,4}}{5,0 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}} = 1,4 \times 10^{-7}.$$

c.  $Q_{r,i} < K(T)$  : le système évolue dans le sens direct, c'est-à-dire dans le sens de formation de l'ion  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

d. À l'état final d'équilibre :  $Q_{r,\text{éq}} = K_2(T)$ . Ainsi :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_f = \frac{K_2(T) \times [\text{H}_2\text{CO}_3]_f \times c^\circ}{[\text{HCO}_3^-]_f}.$$

$$\text{A. N. : } [\text{H}_3\text{O}^+]_f = \frac{4,0 \times 10^{-7} \times 5,0 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} \times 1 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}}{17 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}} = 1,2 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f}{c^\circ}\right) = -\log\left(\frac{1,2 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}\right) = 6,9.$$

Le pH est passé de 7,4 à 6,9 : des crampes apparaissent.