

Partie A – Étude de la réaction entre l'ion Fe^{3+} et l'ion HL^-

1. Déterminer la masse m de salicylate de sodium qu'il a fallu peser pour préparer un volume $V_0 = 100,0$ mL de la solution S_0 de concentration C_0 .

Dissolution du solide $\text{NaHL}(s) \rightarrow \text{Na}^+(aq) + \text{HL}^-(aq)$

$$C_0 = \frac{n}{V_0} \text{ et } n = \frac{m}{M} \text{ donc } C_0 = \frac{m}{M \cdot V_0} \text{ ainsi } m = C_0 \cdot V_0 \cdot M.$$

$$m = 100 \times 10^{-3} \times 100,0 \times 10^{-3} \times 160,1 = 1,60 \text{ g.}$$

2. Identifier dans la liste ci-dessous la verrerie à utiliser pour préparer $V_1 = 50,0$ mL de la solution S_1 à partir de la solution mère S_0 . Justifier à l'aide d'un calcul.

On procède à une dilution, calculons le volume V_0 de solution mère à prélever.

Solution mère S_0

$$C_0 = 100 \text{ mmol.L}^{-1}$$

$$V_0 = ?$$

Solution fille S_1

$$C_1 = 10,0 \text{ mmol.L}^{-1}$$

$$V_1 = 50,0 \text{ mL}$$

Au cours d'une dilution il y a conservation de la quantité de matière de soluté $n_0 = n_1$

$$C_0 \cdot V_0 = C_1 \cdot V_1$$

$$V_0 = \frac{C_1 \cdot V_1}{C_0}$$

$$V_0 = \frac{10,0 \text{ mmol.L}^{-1} \times 50,0 \text{ mL}}{100 \text{ mmol.L}^{-1}} = 5,00 \text{ mL}$$

On utilisera une pipette jaugée de 5,0 mL pour prélever la solution mère et la dilution aura lieu dans une fiole jaugée de 50,0 mL.

3. Après avoir rappelé les propriétés d'une solution tampon, justifier que la valeur du pH du milieu réactionnel ne varie pas.

Une solution tampon est une solution dont le pH ne varie pas par ajout modéré d'acide ou de base, ou encore par dilution.

L'ajout de $V = 0,100$ mL dans $V_{\text{fer}} = 10,0$ mL ne modifie quasiment pas le volume donc l'effet de dilution est totalement négligeable et n'entraîne aucune variation du pH.

4. Compléter littéralement le tableau d'avancement de la réaction en annexe à rendre avec la copie. On note x_{eq} l'avancement à l'état d'équilibre, exprimé en mol.

Équation	$\text{Fe}^{3+}(aq)$	+	$\text{HL}^-(aq)$	\rightleftharpoons	$\text{FeL}^+(aq)$	+	$\text{H}^+(aq)$
État initial	$C_{\text{fer}} \times V_{\text{fer}}$		$C_1 \times V$		0		$n(\text{H}^+)$ constante
État équilibre	$C_{\text{fer}} \times V_{\text{fer}} - x_{\text{eq}}$		$C_1 \times V - x_{\text{eq}}$		x_{eq}		

5. Montrer qu'à l'équilibre du système chimique, la constante d'équilibre K de cette

réaction peut se mettre sous la forme :
$$K = \frac{x_{eq} \times [H^+] \times (V + V_{fer})}{(C_{fer} \times V_{fer} - x_{eq}) \times (C_1 \times V - x_{eq})}$$
.

$$K = \frac{\frac{[FeL^+]}{c^0} \times \frac{[H^+]}{c^0}}{\frac{[Fe^{3+}]}{c^0} \times \frac{[HL^-]}{c^0}} = \frac{[FeL^+] \times [H^+]}{[Fe^{3+}] \times [HL^-]} = \frac{\frac{x_{eq}}{(V + V_{fer})} \times [H^+]}{\frac{C_{fer} \times V_{fer} - x_{eq}}{(V + V_{fer})} \times \frac{C_1 \times V - x_{eq}}{(V + V_{fer})}}$$

$$K = \frac{x_{eq} \times [H^+] \times (V + V_{fer})}{(C_{fer} \times V_{fer} - x_{eq}) \times (C_1 \times V - x_{eq})}$$

...

Mathématiquement, cette équation en x_{eq} admet deux solutions que l'on peut écrire : $x_1 = 9,999 \times 10^{-7}$ mol et $x_2 = 9,999 \times 10^{-5}$ mol.

6. Indiquer pourquoi il convient de ne retenir que la valeur de x_1 et déduire de cette valeur que la réaction peut être considérée comme totale.

$$n_{fer\text{ initiale}} = C_{fer} \times V_{fer}$$

$$n_{fer\text{ initiale}} = 10,0 \times 10^{-3} \times 10,0 \times 10^{-3} = 1,00 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{HL^- \text{ initiale}} = C_1 \times V$$

$$n_{HL^- \text{ initiale}} = 10,0 \times 10^{-3} \times 0,100 \times 10^{-3} = 1,00 \times 10^{-6} \text{ mol}$$

Si l'on retenait $x_{eq} = x_2$ alors $n_{HL^- \text{ initiale}} - x_{eq} < 0$ ce qui est impossible car il n'est pas possible de consommer plus de HL^- que sa quantité initiale.

Avec $x_{eq} = x_1$ alors dans l'état final d'équilibre on aura

$$n_{fer} = C_{fer} \times V_{fer} - x_1$$

$$n_{fer} = 1,00 \times 10^{-4} - 9,999 \times 10^{-7} = 9,90 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

et

$$n_{HL^-} = C_1 \times V - x_1$$

$n_{HL^-} = 1,00 \times 10^{-6} - 9,999 \times 10^{-7} = 1,00 \times 10^{-10}$ mol Cette valeur très très faible montre que HL^- a été totalement consommé et donc la réaction peut être considérée comme totale.

On peut aussi calculer le taux d'avancement $\tau = \frac{x_{eq}}{x_{max}}$.

Le réactif limitant est HL^- donc $x_{max} = n_{HL^- \text{ initiale}}$.

$$\tau = \frac{9,999 \times 10^{-7}}{1,00 \times 10^{-6}} = 0,999 = 99,9 \% \text{ très proche de } 100\%$$

Partie B – Dosage spectrophotométrique des ions salicylate HL^-

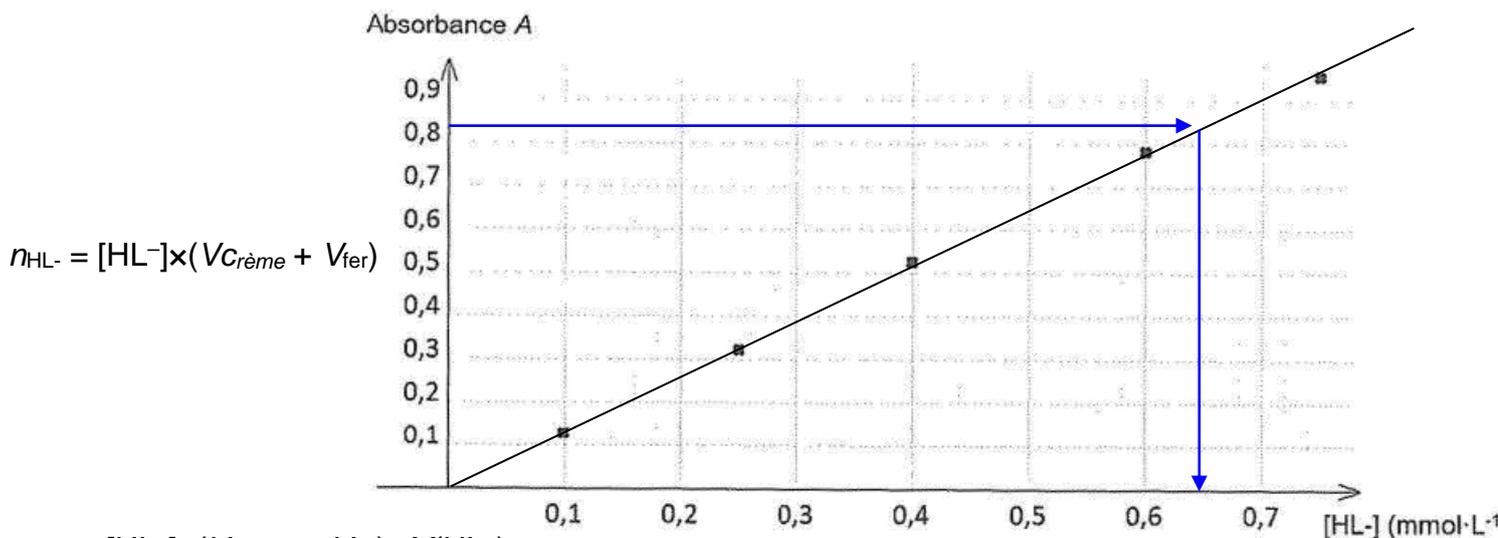
7. Indiquer la couleur de l'espèce chimique FeL^+ à partir de son spectre d'absorption (figure 1).

FeL^+ absorbe fortement la lumière verte de longueur d'onde $\lambda = 535 \text{ nm}$, la solution apparaît magenta couleur complémentaire, diamétralement opposée sur le cercle chromatique.

8. À partir de la figure 2, déterminer la quantité de matière en ions salicylate HL^- présente dans la crème et en déduire le pourcentage massique mesuré w_{mes} en ions salicylate dans la crème contre l'acné.

On utilise la loi de Beer-Lambert qui indique que l'absorbance est proportionnelle à la concentration de l'espèce colorée.

On trace la droite moyenne passant par l'origine et au plus près de tous les points expérimentaux. On lit l'abscisse du point d'ordonnée $A = 0,83$: $[\text{HL}^-] = 0,65 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$.



$$m_{\text{HL}^-} = [\text{HL}^-] \times (V_{\text{Crème}} + V_{\text{fer}}) \times M(\text{HL}^-)$$

$$m_{\text{HL}^-} = 0,65 \times 10^{-3} \times (10,1 \times 10^{-3}) \times 137,1 = 9,0 \times 10^{-4} \text{ g} = 0,90 \text{ mg dans } V_{\text{crème}} = 0,100 \text{ mL}$$

$$w = \frac{m_{\text{HL}^-}}{m_{\text{crème}}} = \frac{m_{\text{HL}^-}}{\rho_{\text{crème}} \cdot V_{\text{crème}}}$$

$$w_{\text{mes}} = \frac{9,0 \times 10^{-4}}{860 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1} \times 0,100 \times 10^{-3} \text{ L}} = 1,0 \times 10^{-2} = 1,0 \%$$

9.3 Comparer le résultat obtenu expérimentalement à celui indiqué sur l'étiquette du flacon.

$$Z = \frac{|w_{\text{mes}} - w_{\text{ref}}|}{u(w)}$$

$$Z = \frac{|1,0\% - 1,00\%|}{0,02\%} = 0 < 2 \text{ la valeur mesurée est compatible avec la valeur de référence.}$$