

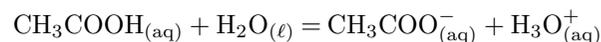
SOLUTIONS AQUEUSES

Tester les bases

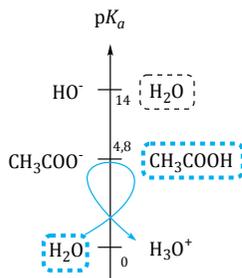
Exercice SOLAQ.1 : Calculs de pH

1. On cherche la transformation se produisant entre le meilleur acide et la meilleure base, pour savoir quelles sont les espèces présentes à l'équilibre et en quelles quantités.

On peut, pour s'aider à visualiser le problème, placer sur un axe en  $pK_a$  les différents couples. On entoure les espèces qui sont présentes. La réaction de plus grande constante est donc la réaction d'équation :



Cette transformation n'est pas favorable thermodynamiquement, sa constante thermodynamique est la constante d'acidité du couple et vaut  $K^\circ = K_a = 10^{-pK_a} = 1,6 \cdot 10^{-5}$ .



On s'aide d'un tableau d'avancement, pour avoir les concentrations à l'état d'équilibre.

$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$	$+$	$\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$	$=$	$\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$	$+$	$\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$
E. Ini.	$c$		$c$		0		0
E. Eq.	$c - x_{\text{éq}}$		$c - x_{\text{éq}}$		$x_{\text{éq}}$		$x_{\text{éq}}$

La relation de GULDBERG et WAAGE donne :

$$K^\circ = Q_{r,\text{éq}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{éq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{éq}} \cdot c^\circ} = \frac{x_{\text{éq}}^2}{(c - x_{\text{éq}}) \cdot c^\circ}$$

Pour isoler  $x_{\text{éq}}$ , on résout alors l'équation suivante d'inconnue  $x_{\text{éq}}$  :

$$x_{\text{éq}}^2 + (c^\circ K^\circ)x_{\text{éq}} - cc^\circ K^\circ = 0$$

La résolution donne  $x_{\text{éq}} = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

**Remarque :** La résolution peut se faire de manière plus simplifiée, notamment dans un sujet sans calculatrice. On peut considérer (à juste titre, au vu de la valeur très faible de la constante thermodynamique d'équilibre) que la réaction est très peu avancée, donc que  $x_{\text{éq}} \ll c$ , ce qui permet d'écrire :

$$K^\circ \approx \frac{x_{\text{éq}}^2}{c \cdot c^\circ} \Leftrightarrow x_{\text{éq}} = \sqrt{K^\circ c^\circ c}$$

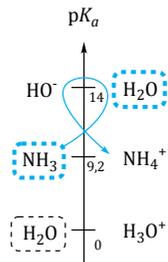
L'application donne alors  $x_{\text{éq}} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , ce qui est une valeur très proche de celle trouvée en résolvant l'équation du second degré.

Sachant que par définition, le pH s'écrit  $\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right)$ , nous avons alors :

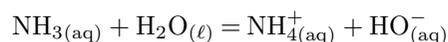
$$\text{pH} = -\log\left(\frac{x_{\text{éq}}}{c^\circ}\right)$$

Application numérique :  $\text{pH} = 2,9$

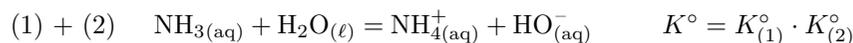
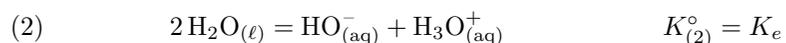
2. Là aussi, on cherche la transformation se produisant entre le meilleur acide et la meilleure base, pour savoir quelles sont les espèces présentes à l'état d'équilibre et en quelles quantités.



La transformation de plus grande constante est donc celle d'équation suivante :



Pour trouver la valeur de sa constante thermodynamique d'équilibre, on décompose cette réaction grâce à une combinaison linéaire de réactions dont la constante est connue (tabulée).



La constante thermodynamique d'équilibre de la transformation vaut  $K^\circ = \frac{K_e}{K_a} = 10^{\text{p}K_a - \text{p}K_e} = 1,6 \cdot 10^{-5}$ . Elle n'est donc pas thermodynamiquement favorable. De la même façon que pour la précédente question, on peut écrire la relation de GULDBERG et WAAGE :

$$K^\circ = Q_{r,\text{éq}} = \frac{x_{\text{éq}}^2}{(c - x_{\text{éq}}) \cdot c^\circ}$$

et on trouve  $x_{\text{éq}} = [\text{HO}^-]_{\text{éq}} = 5,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . On utilise le produit ionique de l'eau pour trouver la valeur du pH :

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{K_e \cdot c^\circ}{x_{\text{éq}}}\right)$$

Application numérique : pH = 10,7

## Exercice SOLAQ.2 : Calcul de solubilités

1. La réaction de dissolution du précipité s'écrit :



On note  $s$  la solubilité en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$  du précipité.

**Remarque :** La *solubilité* d'un composé est la quantité (ou quantité de matière) maximale de ce composé que l'on peut dissoudre dans un litre d'eau. Elle est couramment exprimée en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ou en  $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$

On dresse un tableau d'avancement de la transformation.

$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$\text{AgCl}_{(s)}$	$=$	$\text{Ag}_{(aq)}^+$	$+$	$\text{Cl}_{(aq)}^-$
É. Ini.	~		0		0
É. Éq.	~		$s$		$s$

Le produit de solubilité s'écrit :

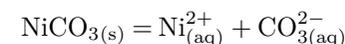
$$K_s = \frac{[\text{Ag}^+]_{\text{éq}} \cdot [\text{Cl}^-]_{\text{éq}}}{(c^\circ)^2} = \left(\frac{s}{c^\circ}\right)^2$$

Donc la solubilité s'exprime comme :

$$s = c^\circ \sqrt{K_s}$$

Application numérique :  $s = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

2. La réaction de dissolution du précipité s'écrit :



On note  $s$  la solubilité en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$  du précipité. On dresse un tableau d'avancement de la transformation.

$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$\text{NiCO}_3(\text{s}) = \text{Ni}_{(\text{aq})}^{2+} + \text{CO}_3(\text{aq})^{2-}$
É. Ini.	~                      0                      0
É. Éq.	~                      s                      s

Le produit de solubilité s'écrit :

$$K_s = \frac{[\text{Ni}^{2+}]_{\text{éq}} \cdot [\text{CO}_3^{2-}]_{\text{éq}}}{(c^\circ)^2} = \left(\frac{s}{c^\circ}\right)^2$$

Donc la solubilité s'exprime comme :

$$s = c^\circ \sqrt{K_s}$$

Application numérique :  $s = 3,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

3. La réaction de dissolution du précipité s'écrit :



On note  $s$  la solubilité en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$  du précipité. On dresse un tableau d'avancement de la transformation.

$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s}) = 2 \text{Ag}_{(\text{aq})}^+ + \text{CrO}_4(\text{aq})^{2-}$
É. Ini.	~                      0                      0
É. Éq.	~                      2s                      s

Le produit de solubilité s'écrit :

$$K_s = \frac{[\text{Ag}^+]_{\text{éq}}^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}]_{\text{éq}}}{(c^\circ)^3} = \frac{4s^3}{(c^\circ)^3}$$

Donc la solubilité s'exprime comme :

$$s = c^\circ \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$$

Application numérique :  $s = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

### Exercice SOLAQ.3 : Lecture d'un diagramme de distribution

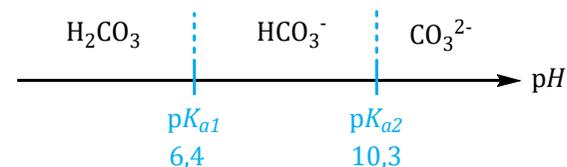
- Le diacide  $\text{H}_2\text{CO}_3$  est prédominant en milieu acide, c'est-à-dire à pH très faible. Sa courbe de distribution est donc la courbe (a). La dibase  $\text{CO}_3^{2-}$  est prédominante en milieu basique, c'est-à-dire à pH très élevé, on peut alors lui attribuer la courbe (c). Entre les deux, on a l'ampholyte  $\text{HCO}_3^-$  correspondant à la courbe (b).
- Au point où se croisent les courbes (a) et (b), on a un pourcentage de  $\text{H}_2\text{CO}_3$  égal à celui en  $\text{HCO}_3^-$ , ce qui peut également s'écrire  $[\text{H}_2\text{CO}_3] = [\text{HCO}_3^-]$ . D'après la relation d'HENDERSON,  $\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}\right)$ , donc dans notre cas la valeur du pH donne celle du  $\text{p}K_a$  :

$$\text{p}K_{a,1} = \text{p}K_a(\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-) = 6,4 \Leftrightarrow K_a(\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-) = 4,0 \cdot 10^{-7}$$

On applique la même méthode au point d'intersection entre les courbes (b) et (c) et on lit :

$$\text{p}K_{a,2} = \text{p}K_a(\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}) = 10,3 \Leftrightarrow K_a(\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}) = 5,0 \cdot 10^{-11}$$

- Grâce aux valeurs de  $\text{p}K_{a,1}$  et  $\text{p}K_{a,2}$ , nous pouvons établir le diagramme de prédominance suivant :



- La concentration totale vaut  $C = [\text{H}_2\text{CO}_3] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{CO}_3^{2-}]$ . À  $\text{pH} = 7$ , on lit sur le diagramme de distribution que  $\frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{C} = 0,2$  et que  $\frac{[\text{HCO}_3^-]}{C} = 0,8$ . On calcule alors :

$$[\text{H}_2\text{CO}_3] = 0,2 \times C$$

Application numérique :  $[\text{H}_2\text{CO}_3] = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$[\text{HCO}_3^-] = 0,8 \times C$$

Application numérique :  $[\text{HCO}_3^-] = 8,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

On a donc finalement la relation  $C = [\text{H}_2\text{CO}_3] + [\text{HCO}_3^-]$ , à ce pH la concentration en carbonate est négligeable, ce qui est cohérent avec la lecture du diagramme.

**Remarque :** Pour s'en convaincre, nous pouvons calculer la concentration en ions carbonate. Nous avons  $K_{a,2} = \frac{[\text{CO}_3^{2-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCO}_3^-]}$  donc :

$$[\text{CO}_3^{2-}] = \frac{[\text{HCO}_3^-] \cdot K_{a,2}}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Application numérique :

$$[\text{CO}_3^{2-}] = 4,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Cette valeur est très faible devant les valeurs des autres concentrations.

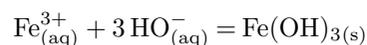
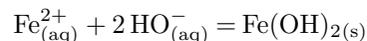
## S'entraîner

### Exercice SOLAQ.4 : Le fer en solution aqueuse

- En classant les espèces par nombre d'oxydation croissant et basicité croissante, on obtient le tableau suivant :

n.o. croissant ↑	3	$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}$	$\text{Fe}(\text{OH})_{3(\text{s})}$
	2	$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$	$\text{Fe}(\text{OH})_{2(\text{s})}$
	1	$\text{Fe}(\text{s})$	
pH croissant →			

Ce diagramme s'appuie sur les réactions suivantes :

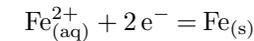


domaine	espèce chimique
A	$\text{Fe}_{(\text{s})}$
B	$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$
C	$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}$
D	$\text{Fe}(\text{OH})_{2(\text{s})}$
E	$\text{Fe}(\text{OH})_{3(\text{s})}$

- Entre deux espèces séparées par une **frontière horizontale**, il y a une **réaction d'oxydoréduction**.

Entre deux espèces séparées par une **frontière verticale**, il y a une **réaction acido-basique**.

- Pour le couple  $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}/\text{Fe}_{(\text{s})}$ , la réaction est la suivante :



À la frontière, le potentiel de NERNST s'écrit donc :

$$E = E_{\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}/\text{Fe}_{(\text{s})}}^\circ + \frac{RT \ln(10)}{2\mathcal{F}} \log \left( \frac{[\text{Fe}^{2+}]_{\text{frontière}}}{c^\circ} \right)$$

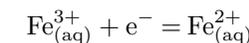
On en déduit que :

$$E_{\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}/\text{Fe}_{(\text{s})}}^\circ = E - \frac{0,06}{2} \log \left( \frac{[\text{Fe}^{2+}]_{\text{frontière}}}{c^\circ} \right)$$

Application numérique :  $E_{\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}/\text{Fe}_{(\text{s})}}^\circ = -0,59 - \frac{0,06}{2} \log \left( \frac{1,0 \times 10^{-5}}{1} \right) = -0,44 \text{ V}$

La valeur tabulée pour le potentiel standard du couple  $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}/\text{Fe}_{(\text{s})}$  est alors retrouvée.

Pour le couple  $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}/\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$ , la réaction est la suivante :



À la frontière, le potentiel de NERNST s'écrit donc :

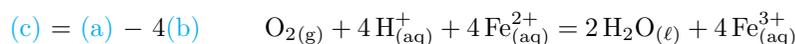
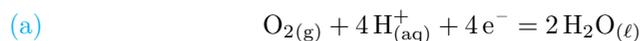
$$E = E_{\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}/\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}}^\circ + \frac{RT \ln(10)}{\mathcal{F}} \log \left( \frac{[\text{Fe}^{3+}]_{\text{frontière}}}{[\text{Fe}^{2+}]_{\text{frontière}}} \right)$$

Sachant qu'à la frontière  $[\text{Fe}^{2+}] = [\text{Fe}^{3+}]$  :

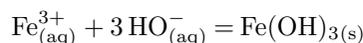
$$E = E_{\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}/\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}}^{\circ} = 0,77 \text{ V}$$

La valeur tabulée pour le potentiel standard du couple  $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}/\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$  est alors retrouvée.

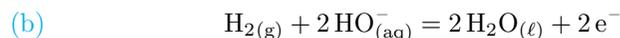
4. La première étape sert à oxyder les ions  $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$  en ions  $\text{Fe}^{3+}$ . En effet, d'après le diagramme potentiel-pH les domaines des ions  $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$  et du dioxygène sont disjoints donc la réaction est thermodynamiquement favorable. La réaction s'écrit :



La deuxième étape consiste à former l'hydroxyde de fer  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  en dépassant le pH de la frontière entre les deux espèces. Cette espèce est solide et donc facile à éliminer. La réaction s'écrit :



5. À pH = 7, les domaines du fer solide et de l'eau sont **disjoints**. Ainsi, la réaction entre les deux est **thermodynamiquement favorable**. Selon la valeur du pH, des ions  $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$  peuvent se former. L'équation de la réaction est la suivante :

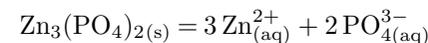


On observe la **corrosion du fer** car le fer devient une espèce soluble dans l'eau.

### Exercice SOLAQ.5 : Effet d'ion commun

1. La solubilité d'un composé est la quantité (ou quantité de matière) maximale de ce composé que l'on peut dissoudre dans un litre d'eau. Elle s'exprime en  $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$  ou en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

2. L'équation de la réaction de dissolution du précipité s'écrit :



On dresse un tableau d'avancement pour cette transformation en faisant apparaître la solubilité.

$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_{2(\text{s})}$	$= 3 \text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+}$	$+ 2 \text{PO}_{4(\text{aq})}^{3-}$
État initial	~	0	0
État d'équilibre	~	3s	2s

Le produit de solubilité s'écrit :

$$K_s = \frac{[\text{Zn}^{2+}]_{\text{éq}}^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]_{\text{éq}}^2}{(c^{\circ})^5} = \frac{(3s)^3 \cdot (2s)^2}{(c^{\circ})^5} = 108 \times \left(\frac{s}{c^{\circ}}\right)^5$$

La solubilité s'écrit donc :

$$s = c^{\circ} \cdot \left(\frac{K_s}{108}\right)^{1/5}$$

Application numérique :  $s = \left(\frac{10^{-32}}{108}\right)^{1/5} = 1,6 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

3. On utilise la même méthode qu'à la question précédente, la seule différence étant la concentration initiale en ions phosphate  $\text{PO}_4^{3-}$  qui n'est pas nulle.

Dans l'eau, le sel phosphate de potassium est quantitativement dissocié :



La concentration initiale en ions phosphate est donc égale à  $c_1$ .

La tableau d'avancement s'écrit alors de la manière suivante, en nommant  $s'$  la solubilité dans la solution de phosphate de potassium :

$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$	$=$	$3 \text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+}$	$+$	$2 \text{PO}_{4(\text{aq})}^{3-}$
É. Ini.	$\sim$		0		$c_1$
É. Éq.	$\sim$		$3s'$		$c_1 + 2s'$

On écrit le produit de solubilité :

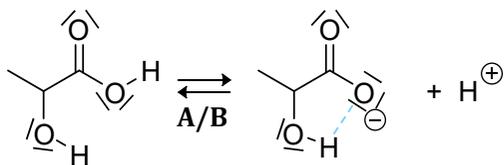
$$K_s = \frac{(3s')^3 \cdot (c_1 + 2s')^2}{(c^\circ)^5}$$

La calculatrice donne  $s' = 3,3 \cdot 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

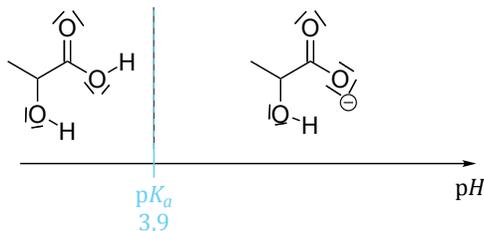
La solubilité a diminué. C'est l'effet d'ions commun, la quantité d'ions phosphates ayant augmenté, l'équilibre est déplacé dans le sens indirect. Ainsi, la dissolution du solide est d'autant plus défavorisée qu'il y a initialement d'ions phosphates (ou d'ions zinc) dans le système.

### Exercice SOLAQ.6 : Degré DORNIC d'un échantillon de lait

- Pour comparer des valeurs de  $\text{p}K_a$ , il faut comparer la stabilité de la base conjuguée des deux acides concernés. Bien qu'il s'agisse de deux fonctions acide carboxylique, la base conjuguée de l'acide lactique permet d'établir une **liaison hydrogène** entre la fonction carboxylate et l'hydrogène de la fonction alcool, ce qui n'est pas possible pour l'ion acétate.



- Le  $\text{p}K_a$  de l'acide lactique est de 3,9. Le diagramme de prédominance des espèces acido-basiques de l'acide lactique en fonction du pH est le suivant.



La lait ayant un pH de 6 (cf. données), la forme prédominante est donc l'**ion lactate**.

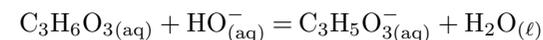
- (a) On a  $c = \frac{n}{V_{\text{ fiole}}}$  et  $n = \frac{m}{M}$ , donc la masse  $m$  de soude à ajouter dans la fiole de volume  $V_{\text{ fiole}}$  est donc :

$$m = c_s V_{\text{ fiole}} M_{\text{NaOH}}$$

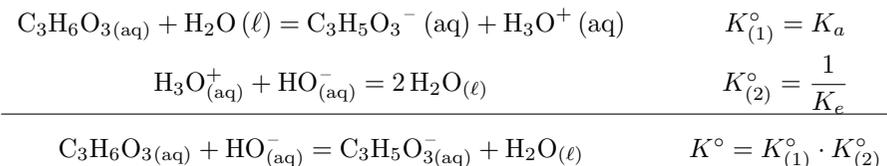
Application numérique :

$$m = 2,0 \cdot 10^{-2} \times 200 \cdot 10^{-3} \times 40,0 = 1,6 \cdot 10^{-1} \text{ g} = 160 \text{ mg}$$

- (b) Lors de l'ajout de la soude, il se produit une transformation acido-basique entre les ions hydroxyde et l'acide lactique. On la modélise par l'équation de réaction suivante :



Pour calculer la constante thermodynamique d'équilibre  $K^\circ$  de cette réaction, on la décompose en somme de réaction dont la constante est connue.



On a donc l'expression suivante pour la constante thermodynamique d'équilibre :

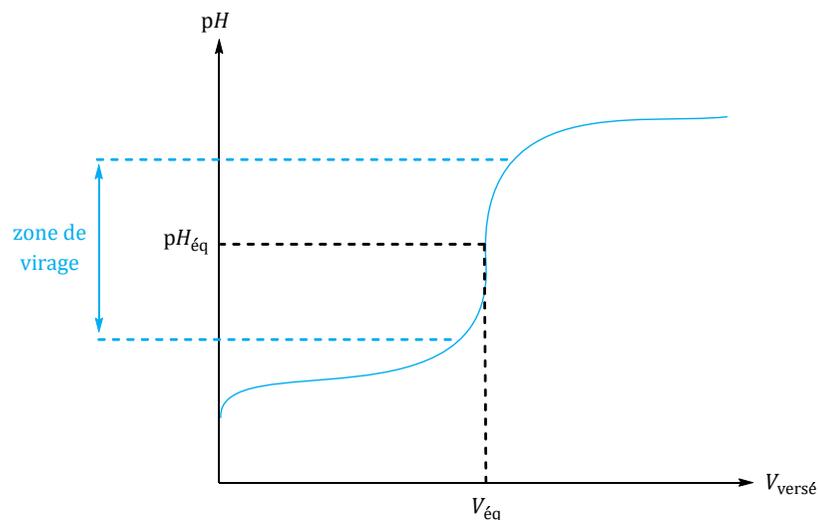
$$K^\circ = \frac{K_a}{K_e} = 10^{\text{p}K_e - \text{p}K_a}$$

Application numérique :  $K^\circ = 1,3 \cdot 10^{10}$

On en déduit de la valeur de cette constante que la transformation est **favorable thermodynamiquement**.

- (c) Une réaction de titrage doit être **rapide, unique et favorable thermodynamiquement**.
- (a) Il s'agit de doser un acide faible par une base forte. La courbe  $\text{pH} = f(V_{\text{versé}})$

aurait donc l'allure suivante :



(b) Le changement de couleur indique l'équivalence. À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques, on a :

$$\frac{n(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3)_{\text{à doser}}}{1} = \frac{n(\text{HO}^-)_{\text{versées}}}{1} \Leftrightarrow C_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3} \cdot V_{\ell} = c_s \cdot V_{\text{éq}}$$

D'où :

$$C_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3} = c_s \cdot \frac{V_{\text{éq}}}{V_{\ell}}$$

Sachant qu'un degré DORNIC correspond à 0,1 g d'acide lactique par litre de lait, il faut passer en concentration massique.

$$c_{m,\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3} = C_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3} \cdot M_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3} = c_s \cdot M_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3} \frac{V_{\text{éq}}}{V_{\ell}}$$

Application numérique :  $c_{m,\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3} = 5,0 \cdot 10^{-2} \times 90,0 \times \frac{6,4}{20,0} = 1,44 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

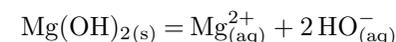
On a alors un degré DORNIC donné par :

$$D = \frac{c_{m,\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3}}{0,1} = 14,4$$

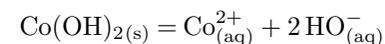
Le lait est donc **frais**.

### Exercice SOLAQ.7 : Séparation d'ions par précipitation

1. La dissolution de l'hydroxyde de magnésium (II),  $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$ , s'écrit :



La dissolution de l'hydroxyde de cobalt (II),  $\text{Co}(\text{OH})_2(\text{s})$ , s'écrit :



2. Le produit de solubilité de l'hydroxyde de magnésium (II) s'écrit :

$$K_s(\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})) = \frac{[\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{HO}^-]^2}{(c^\circ)^3}$$

Celui de l'hydroxyde de cobalt s'écrit :

$$K_s(\text{Co}(\text{OH})_2(\text{s})) = \frac{[\text{Co}^{2+}] \cdot [\text{HO}^-]^2}{(c^\circ)^3}$$

3. Lorsque 99 % des ions cobalt (II) ont précipité, il en reste 1 %. La concentration à l'état final représente alors 1 % de la concentration initiale.

$$[\text{Co}^{2+}]_f = 0,01 \times [\text{Co}^{2+}]_i$$

Application numérique :

$$[\text{Co}^{2+}]_f = 0,01 \times 1,0 \cdot 10^{-2} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration en ions hydroxyde se déduit de l'expression du produit de solubilité.

$$[\text{HO}^-]_f = (c^\circ)^{3/2} \sqrt{\frac{K_s(\text{Co}(\text{OH})_2(\text{s}))}{[\text{Co}^{2+}]_f}}$$

Application numérique :  $[\text{HO}^-]_f = \sqrt{\frac{10^{-14,8}}{1,0 \cdot 10^{-4}}} = 4,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

On en déduit le pH en utilisant le produit ionique de l'eau :

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right) = -\log\left(\frac{K_e c^\circ}{[\text{HO}^-]}\right)$$

*Application numérique* :  $\text{pH} = 8,6$

4. Si 1 % des ions magnésium ont précipité, il en reste 99 %. La concentration finale correspond alors à 99 % de la concentration initiale.

$$[\text{Mg}^{2+}]_f = 0,99 \times [\text{Mg}^{2+}]_i$$

*Application numérique* :  $[\text{Mg}^{2+}]_f = 0,99 \times 1,0 \cdot 10^{-2} = 9,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

La concentration en ions hydroxyde se déduit de l'expression du produit de solubilité.

$$[\text{HO}^-]_f = (c^\circ)^{3/2} \sqrt{\frac{K_s(\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s}))}{[\text{Mg}^{2+}]_f}}$$

*Application numérique* :  $[\text{HO}^-]_f = \sqrt{\frac{10^{-11,2}}{9,9 \cdot 10^{-3}}} = 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

On en déduit le pH en utilisant le produit ionique de l'eau :

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{K_e c^\circ}{[\text{HO}^-]}\right)$$

*Application numérique* :  $\text{pH} = 9,4$

5. Si le pH est supérieur à 8,6, 99 % des ions cobalt (II) précipitent. Si le pH est supérieur à 9,6, moins de 1 % des ions magnésium précipitent.

Ainsi, si le pH est **compris entre 8,6 et 9,6**, 99 % des ions cobalt (II) précipitent et moins de 1 % des ions magnésium (II) précipitent.