

Interrogation de cours n°19

13 mars 2025

NOM :

Calculatrices autorisées. Répondez de manière complète mais brève.

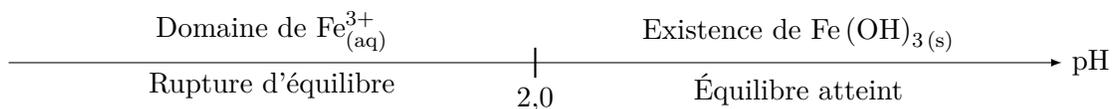
1. Tracer le diagramme d'existence de l'hydroxyde de fer (III) en fonction du pH, pour une concentration en ions fer (III) introduite $c_0 = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On donne $pK_s(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 38$.

Le précipité existe si la réaction de précipitation $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} + 3\text{HO}_{(\text{aq})}^- = \text{Fe}(\text{OH})_{3(\text{s})}$ se produit dans le sens direct. Sa constante de réaction est $1/K_s = 10^{pK_s}$. Le quotient de réactionnel à l'instant initial est :

$$\frac{1}{[\text{Fe}^{3+}]_i \times [\text{HO}^-]_i^3} = \frac{1}{c_0 (10^{\text{pH}-pK_e})^3}$$

En effet $[\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-pK_e}}{10^{-\text{pH}}} = 10^{\text{pH}-pK_e}$. Pour former du précipité, il faut que $Q_{r,i}$ soit plus petit que K soit :

$$\frac{1}{c_0 (10^{\text{pH}-pK_e})^3} < 10^{pK_s} \quad \text{donc} \quad -\log(c_0) - 3\text{pH} + 3pK_e < pK_s \quad \text{d'où} \quad \boxed{\text{pH} > pK_e - \frac{1}{3}pK_s - \frac{1}{3}\log(c_0) = 2,0}$$



Interrogation de cours n°19

13 mars 2025

NOM :

Calculatrices autorisées. Répondez de manière complète mais brève.

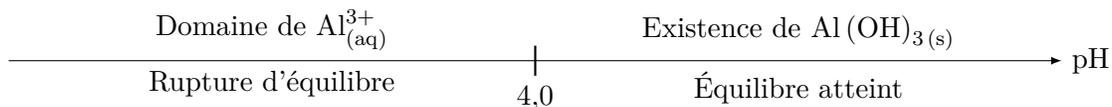
1. Tracer le diagramme d'existence de l'hydroxyde d'aluminium en fonction du pH, pour une concentration en ions Al^{3+} introduite $c_0 = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On donne $pK_s(\text{Al}(\text{OH})_3) = 32$.

Le précipité existe si la réaction de précipitation $\text{Al}_{(\text{aq})}^{3+} + 3\text{HO}_{(\text{aq})}^- = \text{Al}(\text{OH})_{3(\text{s})}$ se produit dans le sens direct. Sa constante de réaction est $1/K_s = 10^{pK_s}$. Le quotient de réactionnel à l'instant initial est :

$$\frac{1}{[\text{Al}^{3+}]_i \times [\text{HO}^-]_i^3} = \frac{1}{c_0 (10^{\text{pH}-pK_e})^3}$$

En effet $[\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-pK_e}}{10^{-\text{pH}}} = 10^{\text{pH}-pK_e}$. Pour former du précipité, il faut que $Q_{r,i}$ soit plus petit que K soit :

$$\frac{1}{c_0 (10^{\text{pH}-pK_e})^3} < 10^{pK_s} \quad \text{donc} \quad -\log(c_0) - 3\text{pH} + 3pK_e < pK_s \quad \text{d'où} \quad \boxed{\text{pH} > pK_e - \frac{1}{3}pK_s - \frac{1}{3}\log(c_0) = 4,0}$$



2. Définir la solubilité et donner deux paramètres pouvant influencer sur sa valeur.

La solubilité est la quantité maximale d'un composé pouvant être dissoute par litre de solution. Elle s'exprime en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (ou en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$). La température, la présence d'ions du solide ou le pH peuvent influencer sur sa valeur.

3. Calculer la solubilité du sel NaCl dans l'eau pure (ions Na^+ et Cl^-). On donne $K_s = 33$.

On place n moles de chlorure de sodium dans l'eau (quantité suffisante pour arriver à saturation) : $\xi_f = \xi_{\text{eq}}$:

Équation de la réaction	$\text{NaCl}_{(s)} \longrightarrow \text{Na}_{(aq)}^+ + \text{Cl}_{(aq)}^-$		
État initial	n	0	0
État final	$n - \xi_{\text{eq}}$	ξ_{eq}	ξ_{eq}

On a mis une quantité n de solide, il en reste $n - \xi_{\text{eq}}$, on a donc dissous ξ_{eq} moles de précipité. La solubilité est donc $s = \frac{\xi_{\text{eq}}}{V}$.

On exprime les concentrations en fonction de s (tableau) :

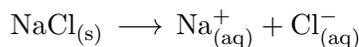
$$[\text{Na}^+]_{\text{eq}} = \frac{\xi_{\text{eq}}}{V} = s \quad \text{et} \quad [\text{Cl}^-]_{\text{eq}} = \frac{\xi_{\text{eq}}}{V} = s$$

On écrit le K_s (saturation donc équilibre chimique) : $s \times s = K_s$

$$s^2 = K_s \quad \text{soit} \quad s = \sqrt{K_s} = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2. Définir le produit de solubilité K_s en donnant la réaction associée (on pourra le définir sur un exemple).

Le produit de solubilité d'un solide est la constante d'équilibre de sa réaction de dissolution. Par exemple :



$$K_s = [\text{Na}^+]_{\text{eq}} \times [\text{Cl}^-]_{\text{eq}}$$

3. Calculer la solubilité de l'iodure de plomb PbI_2 dans l'eau pure (ions Pb^{2+} et I^-). On donne $\text{p}K_s = 8,2$.

On place n moles d'iodure de plomb dans l'eau (quantité suffisante pour arriver à saturation : $\xi_f = \xi_{\text{eq}}$) :

Équation de la réaction	$\text{PbI}_{2(s)} \longrightarrow \text{Pb}_{(aq)}^{2+} + 2\text{I}_{(aq)}^-$		
État initial	n	0	0
État final	$n - \xi_{\text{eq}}$	ξ_{eq}	$2\xi_{\text{eq}}$

On a mis une quantité n de solide, il en reste $n - \xi_{\text{eq}}$, on a donc dissous ξ_{eq} moles de précipité. La solubilité est donc $s = \frac{\xi_{\text{eq}}}{V}$.

On exprime les concentrations en fonction de s (tableau) :

$$[\text{Pb}^{2+}]_{\text{eq}} = \frac{\xi_{\text{eq}}}{V} = s \quad \text{et} \quad [\text{I}^-]_{\text{eq}} = \frac{2\xi_{\text{eq}}}{V} = 2s$$

On écrit le K_s (saturation donc équilibre chimique) : $s \times (2s)^2 = K_s$

$$4s^3 = K_s \quad \text{soit} \quad s = \left(\frac{K_s}{4}\right)^{1/3} = 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$