

20 À chacun son rythme

Contamination au plomb

Exploiter des informations ; comparer à une valeur de référence.

Commencer par résoudre l'énoncé compact. En cas de difficultés, passer à l'énoncé détaillé.

Lorsqu'il est ingéré, l'élément plomb Pb a des effets graves sur le système nerveux central et sur le système digestif. Aussi l'eau potable ne doit-elle pas contenir plus de 50 mg d'ion plomb (II) Pb^{2+} (aq) par litre d'eau. Les ions plomb (II) Pb^{2+} (aq) peuvent réagir avec les ions sulfate SO_4^{2-} (aq) présents également dans les eaux. La transformation est modélisée par deux réactions opposées. L'équation s'écrit :

$$Pb^{2+}(\text{aq}) + SO_4^{2-}(\text{aq}) \rightleftharpoons PbSO_4(\text{s})$$

Énoncé compact

Est-il envisageable d'éliminer les ions plomb (II) Pb^{2+} (aq) d'une eau potable par précipitation du sulfate de plomb $PbSO_4(\text{s})$?

Énoncé détaillé

- Calculer les concentrations maximales en quantité de matière en ions plomb (II) Pb^{2+} (aq) et sulfate SO_4^{2-} (aq) qu'une eau peut contenir pour être qualifiée de potable.
- Calculer, le quotient de réaction associé à l'équation.
- À 25 °C, comparer la valeur du quotient de réaction à l'état initial à la constante d'équilibre K .
- Est-il envisageable d'éliminer les ions plomb (II) Pb^{2+} (aq) par précipitation du sulfate de plomb $PbSO_4(\text{s})$?

Données

- $M(\text{Pb}) = 207 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{SO}_4^{2-}) = 96,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Constante d'équilibre, à 25 °C, de la réaction de précipitation : $K = 1,6 \times 10^{-3}$.
- La concentration maximale autorisée en ion sulfate SO_4^{2-} (aq) dans une eau potable est égale à 250 mg \cdot L⁻¹.

23 Le diiode en solution aqueuse

Interpréter des résultats ; rédiger une explication.

Le Lugol® est un antiseptique et un désinfectant. La concentration en masse apportée t_m de l'espèce active, le diiode I_2 , dans le Lugol® est égale à 10 g \cdot L⁻¹. La concentration maximale du diiode dans l'eau, appelée solubilité et notée s , est égale à $1,34 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Si la concentration en diiode I_2 apportée est supérieure à la solubilité s , une partie du diiode est solide. La transformation est modélisée par deux réactions opposées. L'équation (1) s'écrit $I_2(\text{s}) \rightleftharpoons I_2(\text{aq})$.

- Calculer la concentration C en quantité de matière apportée en diiode dans le Lugol®. Commenter.
- Le Lugol® se prépare en dissolvant 1,0 g de diiode $I_2(\text{s})$ et 2,0 g d'iodure de potassium $KI(\text{s})$ dans 100 mL d'eau. En solution aqueuse, le diiode $I_2(\text{aq})$ et les ions iodure I^- (aq) forment les ions triiodure $I_3^-(\text{aq})$. La constante d'équilibre K , à 25 °C, associée à l'équation (2) : $I_2(\text{aq}) + I^-(\text{aq}) \rightleftharpoons I_3^-(\text{aq})$, est égale à 750.

En utilisant le critère d'évolution spontanée, expliquer qualitativement la raison pour laquelle le diiode $I_2(\text{s})$ se

solubilise plus facilement dans une solution d'iodure de potassium que dans l'eau.

3. Sachant qu'à l'état final, $[I_3^-]_f = 6,02 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et que $[I_2]_f = s$, en déduire la quantité d'ions iodure I^- (aq) ayant réagi.

Données

$M(\text{I}) = 126,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{K}) = 39,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

27 CORRIGÉ

35 min

Solubiliser l'aspirine

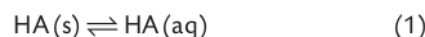
Utiliser un modèle pour prévoir ; interpréter une observation ; rédiger une explication.

L'acide acétylsalicylique, $C_9H_8O_4$, noté plus simplement HA est plus connu sous le nom d'aspirine. À 25 °C, un comprimé d'aspirine 500 mg est versé



dans 25 mL d'eau contenue dans un erlenmeyer.

À l'état final, $4,58 \times 10^{-4} \text{ mol}$ d'aspirine sont en solution. L'équation de la réaction (1) de dissolution de l'aspirine s'écrit :



1. Déterminer le taux d'avancement final τ et conclure quant au caractère total ou non de la transformation.

Utiliser le réflexe 1

2. a. Exprimer puis calculer le quotient de réaction $Q_{r,1}$ à l'état final.

b. En déduire la valeur de la constante d'équilibre K_1 à 25 °C.

c. Lister les espèces présentes dans le système.

Une solution d'hydroxyde de sodium est ajoutée à l'erlenmeyer. L'acide acétylsalicylique réagit avec les ions hydroxyde HO^- (aq).

3. Écrire l'équation, notée (2), de la réaction acide-base.

4. a. Discuter de l'évolution du quotient de réaction $Q_{r,1}$ lors de l'ajout de la solution d'hydroxyde de sodium.

b. En déduire le sens d'évolution du système (1).

Utiliser le réflexe 2

5. Suite à l'ajout de la solution d'hydroxyde de sodium, tout l'acide acétylsalicylique s'est dissous. Conclure quant au caractère total ou non de la dissolution de l'aspirine en milieu basique.

6. À la solution d'aspirine précédente sont ajoutées quelques gouttes d'acide chlorhydrique concentré. Un solide blanc apparaît. Proposer une interprétation à cette observation.

Données

- Couples acide/base : $HA(\text{aq}) / A^-(\text{aq})$; $H_2O(\ell) / HO^-(\text{aq})$
- Masse molaire : $M(\text{HA}) = 180,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

25 La formation des stalactites et stalagmites

Utiliser un modèle pour expliquer.

Les stalactites et les stalagmites sont des concrétions de calcaire constitué de carbonate de calcium $\text{CaCO}_3(\text{s})$. Les stalactites se forment sur les voûtes des grottes contrairement aux stalagmites qui croissent depuis le sol. Elles sont dues aux ruissellements des eaux de pluie.

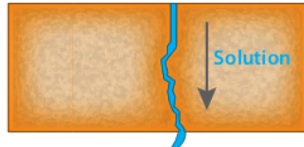


A Dissolution du dioxyde de carbone atmosphérique

Initialement, les eaux de pluie se chargent en dioxyde de carbone aqueux $\text{CO}_2(\text{aq})$, issu du dioxyde de carbone atmosphérique, qui réagit avec l'eau pour former l'acide carbonique $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\text{aq})$.

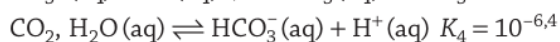
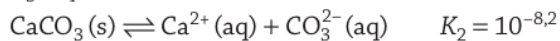
B Percolation de l'eau de pluie à travers la roche

L'eau de pluie percole à travers la roche calcaire. Le carbonate de calcium $\text{CaCO}_3(\text{s})$, contenu dans le calcaire, réagit avec l'acide carbonique $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\text{aq})$ selon la réaction d'équation (1) :



> Percolation de la solution

$\text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{HCO}_3^{-}(\text{aq})$
L'équation (1) est la combinaison des trois équations (2), (3) et (4) de constantes d'équilibre K_2, K_3, K_4 à 25 °C :



C Dégazage du dioxyde de carbone

Les eaux percolent à travers la roche jusqu'à ce qu'elles rencontrent un relief qui leur permettent de tomber goutte à goutte (une fissure, etc.). En s'étirant, la solution entre en contact avec l'air ; une partie du dioxyde de carbone dissous devient gazeux et la concentration en $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\text{aq})$ dans la solution diminue.

1. Écrire l'équation de la réaction de formation de l'acide carbonique $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\text{aq})$ (texte **A**).
2. Exprimer le quotient de réaction Q_{r1} (doc. **B**).
3. a. Exprimer toutes les constantes d'équilibre K_2, K_3, K_4 et le produit $K_2 \times K_3 \times K_4$ (doc. **B**).
b. En déduire la valeur de la constante d'équilibre K_1 à 25 °C de la réaction d'équation (1) (doc. **B**).
4. Donner la relation entre K_1 et Q_{r1} lorsque le système est à l'état d'équilibre (doc. **B**).

5. La transformation n'est pas totale. En déduire les espèces présentes dans la solution.

6. Déterminer le sens d'évolution spontanée du système lorsque la solution « s'étire » (texte **C**).

7. Expliquer la formation des stalactites (texte **C**).

8. Les gouttes d'eau chutent à faible vitesse sur le sol de la grotte. Formuler une hypothèse sur la formation des stalagmites.