

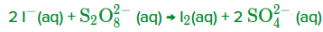
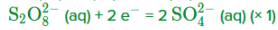
11 Calcul d'un quotient de réaction

✓ REA : Appliquer une formule

Les ions iodure $\text{I}^- (\text{aq})$, en contact avec les ions peroxodisulfate $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} (\text{aq})$, subissent une oxydation lente. On s'intéresse au mélange de 100 mL d'une solution de peroxodisulfate d'ammonium ($2 \text{NH}_4^+ (\text{aq}); \text{S}_2\text{O}_8^{2-} (\text{aq})$) de concentration $c_1 = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ avec 100 mL de solution d'iodure de potassium ($\text{K}^+ (\text{aq}); \text{I}^- (\text{aq})$) de concentration $c_2 = 0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

1. Établir l'équation de la réaction à partir des couples fournis.

Les espèces en présence sont les ions iodure $\text{I}^- (\text{aq})$ et les ions peroxodisulfate $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} (\text{aq})$. L'équation de la réaction est :



2. Exprimer le quotient de réaction Q_r .

$$\text{On déduit l'équation : } Q_r = \frac{[\text{I}_2] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]^2}{[\text{I}^-]^2 \cdot [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]}$$

3. Calculer sa valeur à l'état initial.

À l'état initial, aucun produit n'est formé, leur concentration est donc nulle et $Q_{r,i} = 0$.

La constante d'équilibre de cette réaction est égale à $K = 2 \times 10^{46}$.

4. Conclure quant au caractère total ou non de la réaction.

La constante d'équilibre est égale à $K = 2 \times 10^{46}$, ce qui est très grand et très supérieur à 10^4 . On peut considérer que la réaction est totale tant l'équilibre est déplacé dans le sens de la formation des produits.

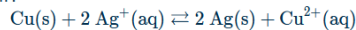
Donnée

- Couples d'oxydoréduction : $\text{I}_2 (\text{aq}) / \text{I}^- (\text{aq})$ et $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} (\text{aq}) / \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$

13 Calcul de la constante d'équilibre (2)

✓ REA : Appliquer une formule

Le cuivre $\text{Cu}(\text{s})$ réagit avec les ions argent $\text{Ag}^+ (\text{aq})$ selon la réaction d'équation :



On plonge une lame de cuivre dans une solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ (\text{aq}); \text{NO}_3^- (\text{aq})$) de concentration $c = 0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

1. Calculer le quotient de réaction à l'instant initial.

$$\text{D'après l'équation de réaction, on peut écrire : } Q_r = \frac{[\text{Cu}^{2+}] \cdot c^*}{[\text{Ag}^+]^2}$$

À l'état initial, aucun produit n'est formé, donc $[\text{Cu}^{2+}] = 0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $Q_{r,i} = 0$.

2. À l'équilibre $[\text{Cu}^{2+}]_{\text{eq}} = 0,25 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[\text{Ag}^+]_{\text{eq}} = 1,1 \times 10^{-8} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, calculer la constante d'équilibre K de la réaction.

À l'équilibre, d'après les valeurs indiquées, on obtient :

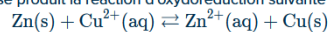
$$K = \frac{[\text{Cu}^{2+}]_{\text{eq}} \cdot c^*}{[\text{Ag}^+]_{\text{eq}}^2}$$

$$\text{AN : } K = \frac{0,25 \times 1,0}{(1,1 \times 10^{-8})^2} = 2,1 \times 10^{15}$$

14 Sens d'évolution d'une réaction

✓ VAL : Analyser des résultats

Une lame de zinc est plongée dans une solution contenant des ions $\text{Cu}^{2+} (\text{aq})$. Il se produit la réaction d'oxydoréduction suivante :



La constante d'équilibre de cette réaction est égale à $K = 1,9 \times 10^{37}$.

Réaction d'oxydoréduction



①

En présence d'ions cuivre $\text{Cu}^{2+} (\text{aq})$, le zinc $\text{Zn}(\text{s})$ s'oxyde.

Préciser le sens d'évolution de la réaction sachant que $[\text{Cu}^{2+}]_i = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[\text{Zn}^{2+}]_i = 3,5 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Pour déterminer le sens d'évolution, il faut comparer les valeurs de $Q_{r,i}$ et de K :

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Zn}^{2+}]_i}{[\text{Cu}^{2+}]_i}$$

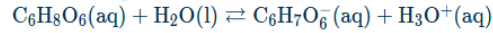
$$\text{AN : } Q_{r,i} = \frac{3,5 \times 10^{-2}}{2,0 \times 10^{-2}} = 1,8 < K$$

La réaction se fait spontanément dans le sens direct car $Q_{r,i}$ est inférieur à K .

26 Vitamine C

✓ REA : Appliquer une formule

L'acide ascorbique $C_6H_8O_6$, dont l'énantiomère L-ascorbique est connu sous le nom de vitamine C, réagit avec l'eau selon l'équation suivante :



La constante d'équilibre de la réaction est égale à $K = 7,9 \times 10^{-5}$.

1. Préciser la nature de la réaction.

Cette réaction présente deux couples acide-base : $C_6H_8O_6(aq)/C_6H_7O_6^-(aq)$ et $H_3O^+(aq)/H_2O(l)$. Ces deux couples échangent un proton H^+ : il s'agit d'une réaction acide-base.

Un comprimé contenant $3,0 \times 10^{-3}$ mol de vitamine C est dissous dans 200 mL d'eau contenant déjà des ions $C_6H_7O_6^-(aq)$ à la concentration $[C_6H_7O_6^-]_i = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

2. Avant réaction, déterminer la concentration initiale d'acide ascorbique $C_6H_8O_6(aq)$.

Avant réaction avec l'eau, la concentration initiale en acide ascorbique apporté vaut :

$$[C_6H_8O_6]_i = \frac{n}{V}$$

$$\text{AN : } [C_6H_8O_6]_i = \frac{3,0 \times 10^{-3}}{200 \times 10^{-3}} = 0,015 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

3. En déduire le sens d'évolution spontanée de cette réaction.

On calcule le quotient de réaction à l'état initial, avant que les espèces en présence ne réagissent :

$$Q_{r,i} = \frac{[C_6H_7O_6^-]_i \cdot [H_3O^+]_i}{[C_6H_8O_6]_i \cdot c^\circ}$$

$$Q_{r,i} = \frac{[C_6H_7O_6^-]_i \cdot c^\circ \cdot 10^{-\text{pH}}}{[C_6H_8O_6]_i \cdot c^\circ}$$

$$Q_{r,i} = \frac{[C_6H_7O_6^-]_i \cdot 10^{-\text{pH}}}{[C_6H_8O_6]_i}$$

$$\text{AN : } Q_{r,i} = \frac{0,10 \times 10^{-7,8}}{0,015} = 1,1 \times 10^{-7}$$

On constate que le quotient de réaction à l'état initial $Q_{r,i}$ est inférieur à la constante d'équilibre K : cela signifie donc que la réaction s'effectue spontanément dans le sens direct.

Données

- pH de la solution avant dissolution du comprimé : $\text{pH} = 7,8$