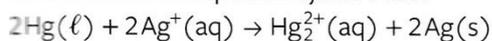


1 Le mercure réagit avec les ions argent suivant une transformation modélisée par une réaction d'oxydo-réduction dont l'équation ajustée est :



1. Définir les termes oxydant et réducteur.
2. Identifier les espèces oxydées et les espèces réduites.
3. Donner les couples oxydant/réducteur mis en jeu.

2 Exercice inversé

Chaque phrase suivante est une réponse. Proposer une ou des questions appropriées à la réponse donnée.

1. Celle-ci correspond à un transfert d'électrons entre un oxydant d'un couple et un réducteur d'un second couple.
2. Il s'agit d'une espèce chimique capable de perdre un ou plusieurs électrons.
3. C'est l'oxydant.

3 1. Établir l'équation de la réaction entre :

- a. Le diiode $\text{I}_2(\text{aq})$ et le dioxyde de soufre $\text{SO}_2(\text{aq})$.
 - b. Les ions nitrate $\text{NO}_3^-(\text{aq})$ et le zinc métallique $\text{Zn}(\text{s})$.
 - c. Le dibrome $\text{Br}_2(\text{aq})$ et les ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$.
 - d. Le nickel $\text{Ni}(\text{s})$ et les ions cadmium $\text{Cd}^{2+}(\text{aq})$.
2. Indiquer à chaque fois les espèces chimiques qui sont réduites ou oxydées.

Données. Couples oxydant/réducteur :

- $\text{I}_2(\text{aq}) / \text{I}^-(\text{aq})$; $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) / \text{SO}_2(\text{aq})$
- $\text{NO}_3^-(\text{aq}) / \text{NO}(\text{g})$; $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Zn}(\text{s})$
- $\text{Br}_2(\text{aq}) / \text{Br}^-(\text{aq})$; $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq}) / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$
- $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) / \text{Ni}(\text{s})$; $\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cd}(\text{s})$

4

Une masse $m_0 = 0,15 \text{ g}$ d'aluminium est introduite dans un volume $V_1 = 150 \text{ mL}$ de sulfate de cuivre(II) ($\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$) de concentration $C_1 = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Données

- Couples oxydant/réducteur : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s})$; $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) / \text{Al}(\text{s})$
- $M(\text{Al}) = 27,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Établir l'équation de la réaction.
2. Construire le tableau d'avancement associé à la réaction.
3. Effectuer un bilan de matière à l'état final pour une transformation totale.

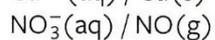
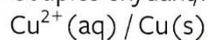
Les pièces de 10 centimes d'euro sont formées d'un alliage dans lequel la masse de l'élément cuivre est égale à 89 % de la masse de la pièce.

Une pièce de 4,18 g est plongée dans une solution d'acide nitrique contenant des ions nitrate NO_3^- (aq) de concentration $5,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La solution devient bleue et il se forme un gaz.



Données

- Couples oxydant/réducteur :



- $M(\text{Cu}) : 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction correspondant à l'oxydation du cuivre par les ions nitrate.

2. Dresser le tableau d'avancement associé.

3. Déterminer le volume minimal de la solution d'ions nitrate à utiliser pour oxyder tout le cuivre de la pièce.