

Redox et titrage

Contrôle de sciences physiques - niveau 1re

Ce contrôle d'une heure trente porte sur les réactions d'oxydoréduction (redox) et sur le titrage par colorimétrie. La calculatrice est autorisée. Le barème est sur 20 points.

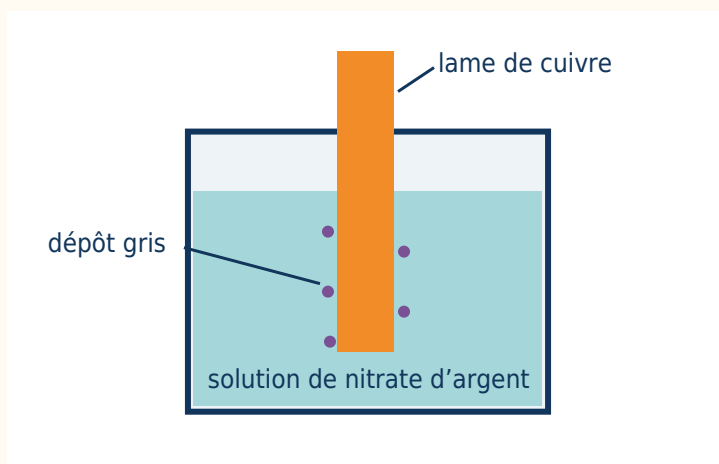
Données : $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g/mol}$; $M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g/mol}$; $M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 176,0 \text{ g/mol}$. Couples étudiés : Ag^+/Ag ; Cu^{2+}/Cu ; $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$; Fe^{2+}/Fe ; $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$; I_2/I^- .

Ce contrôle est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Le sujet du contrôle sur les réactions redox et le titrage

Exercice 1 : Cuivre et ions argent (5 points)

On plonge une lame de cuivre dans une solution de nitrate d'argent. Au bout de quelques minutes, la lame se recouvre de cristaux gris brillants et la solution prend une teinte bleue.

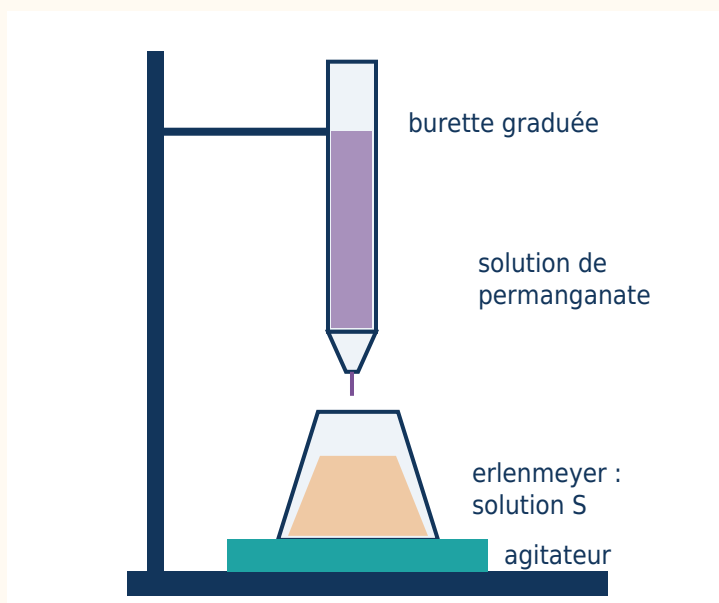


Lame de cuivre dans la solution de nitrate d'argent après quelques minutes.

1. Donne la définition d'un oxydant et d'un réducteur.
2. Écris les demi-équations des couples Ag^+/Ag et Cu^{2+}/Cu .
3. Dédus-en l'équation de la réaction observée.
4. Indique quelle espèce est oxydée et laquelle est réduite, et le sens de circulation des électrons échangés.
5. Il s'est consommé 0,010 mol de cuivre. Calcule la masse d'argent déposée.

Exercice 2 : Dosage des ions fer(II) (7 points)

Pour doser une solution S d'ions fer(II) Fe^{2+} , on verse, avec une burette graduée, une solution de permanganate de potassium ($\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$) de concentration $C_B = 2,00 \times 10^{-2}$ mol/L dans un erlenmeyer contenant $V_A = 20,0$ mL de la solution S acidifiée. La solution de permanganate est violette ; les ions Fe^{2+} et Mn^{2+} sont quasi incolores en solution diluée. La teinte violette persistante apparaît pour un volume versé $V_E = 14,6$ mL.



Montage de titrage avec agitation magnétique.

1. Écris les demi-équations des couples $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ (en milieu acide) et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$, puis l'équation de la réaction support du titrage.
2. Définis l'équivalence d'un titrage.
3. Comment repère-t-on l'équivalence ici ? Quelle est la couleur de la solution juste avant, puis juste après ?
4. Établis la relation entre les quantités de matière à l'équivalence, puis calcule la concentration C_A en ions Fe^{2+} de la solution S.
5. En déduis la concentration en masse de fer(II) dans S.

Exercice 3 : Vitamine C d'un comprimé (5 points)

Un comprimé annonce 500 mg d'acide ascorbique (vitamine C, $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$). On l'écrase et on le dissout dans une fiole jaugée de 100,0 mL (solution S'). On titre 10,0 mL de S' par une solution de diiode I_2 de concentration $5,00 \times 10^{-2}$ mol/L, en présence d'empois d'amidon. La réaction support est : $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 + \text{I}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6 + 2 \text{I}^- + 2 \text{H}^+$. La couleur bleu-noir de l'empois d'amidon apparaît de façon persistante après versement de $V_E = 5,5$ mL.

1. Explique pourquoi cette réaction est une réaction d'oxydoréduction : précise l'oxydant et le réducteur.
2. Pourquoi le diiode versé disparaît-il avant l'équivalence, et que signale l'apparition de la couleur bleu-noir ?
3. Calcule la quantité d'acide ascorbique dans les 10,0 mL titrés, puis la masse contenue dans le comprimé.

4. Calcule l'écart relatif avec la valeur annoncée et conclus.

Exercice 4 : Un clou dans le sulfate de cuivre (3 points)

On plonge un clou en fer dans une solution bleue de sulfate de cuivre(II). Après quelques minutes, le clou se recouvre d'un dépôt rouge-orangé et la solution devient plus pâle.

1. Identifie le dépôt et explique l'éclaircissement de la solution.
2. Écris l'équation de la réaction.
3. Un fabricant propose de stocker une solution concentrée de sulfate de cuivre dans un récipient en acier (alliage à base de fer). Est-ce raisonnable ? Justifie.