

TP Physique-Chimie 21 : précipitation

Objectifs et compétences évaluées :

Objectif : Déterminer un produit de solubilité par mesure de la conductivité, du pH d'apparition ou d'un f.e.m d'une pile.

Capacités expérimentales :

- Déterminer une constante d'équilibre.
- Réaliser une pile et étudier son fonctionnement.
- Utiliser un appareil de mesure de conductance en s'aidant d'une notice.

1 Conductivité d'une solution saturée en CaSO_4

On dissout une masse suffisante de sulfate de calcium CaSO_4 dans un volume d'eau jusqu'à atteindre l'équilibre. La mesure de la conductivité de la solution permet de déterminer la quantité de solide dissout et donc d'en déduire le produit de solubilité du sulfate de calcium.

Données : $\lambda^\circ(\text{Ca}^{2+}) = 11,9 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ et $\lambda^\circ(\text{SO}_4^{2-}) = 16,0 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$

Q.1 Écrire l'équation de la réaction de dissolution de CaSO_4 .

Q.2 Faire un tableau d'avancement et exprimer les concentrations des ions dans la solution en fonction de s .

Q.3 Écrire l'expression de la conductivité de la solution en fonction des concentrations et des λ° .

Q.4 Exprimer la solubilité s en fonction de σ et des λ° : $s =$

Protocole : Préparation et mesure d'une solution saturée

E.1 Peser une masse $m = 300 \text{ mg}$ de sulfate de calcium.

E.2 Dissoudre correctement ce sulfate de calcium dans un bécher de 100 mL.

E.3 Mélanger pendant un temps suffisant.

E.4 Lorsque l'équilibre semble atteint, vérifier qu'il reste du solide.

E.5 Étalonner le conductimètre avec la solution de KCl.

E.6 Mesurer la conductivité de la solution : $\sigma =$ $u(\sigma) =$

E.7 Déterminer la solubilité s de CaSO_4 en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ puis en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$. $s =$ $u(s) =$

E.8 On trouve dans la littérature scientifique $2,1 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. Calculer le z-score : $z\text{-score} =$

2 pH d'apparition

On ajoute à une solution de Fe^{3+} , une solution de soude de concentration $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ goutte à goutte. On mesure le pH avec un pH-mètre et on guette l'apparition du précipité de $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$.

Q.1 Écrire l'équation de la réaction de dissolution de $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$.

Q.2 Appliquer la loi de l'équilibre.

Q.3 Justifier que la concentration de Fer III est inchangée lorsque le précipité apparait.

Q.4 Exprimer le produit de solubilité K_s en fonction du pH d'apparition : $K_s =$

Protocole : Mesure du pH d'apparition

E.1 Prélever avec la fiole jaugée 100 mL de la solution de Fer III de concentration $C_0 = 1 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ acidifiée à $\text{pH} = 1$.

E.2 Verser dans le bécher de 250 mL.

E.3 Remplir la burette avec la solution de soude de concentration $C_b = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

E.4 Ajouter goutte à goutte la soude en guettant l'apparition du précipité dans la solution.

E.5 Relever le pH de la solution lorsque le précipité vient d'apparaître :

pH =

$u(\text{pH}) =$

E.6 Calculer le produit de solubilité : $K_s =$

$u(K_s) =$

3 Mesure de potentiel

Travailler sur le plateau en plastique pour ne pas salir la paillasse!!

On construit une pile de concentration : $\text{Ag}|\text{AgCl}; \text{KCl} (\text{variable})|\text{pont électrolytique}|\text{AgNO}_3 (0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})|\text{Ag}$

Données : $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$

Q.1 Faire un schéma de la pile.

Q.2 Écrire les deux demi-équation électroniques en distinguant l'anode et la cathode :

Q.3 Exprimer E_1 à l'aide de $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag})$, $K_s(\text{AgCl})$ et la concentration C_{Cl^-} :

Q.4 Exprimer E_2 à l'aide de $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag})$ et la concentration C_{Ag^+} :

Q.5 En déduire l'expression de K_s : $K_s =$

Protocole : Mesure de f.e.m.

E.1 Dans le bécher (1) : placer environ 25 mL d'une solution de KCl de concentration $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Ajouter 1 goutte de nitrate d'argent de concentration $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

E.2 Dans le bécher (2) : placer environ 25 mL d'une solution d'AgNO₃ de concentration $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

E.3 Construire la pile en utilisant les deux béchers reliés par un pont ionique à NH₄NO₃ pour assurer la continuité électrique. Nettoyer les deux électrodes et les placer dans les demi-piles.

E.4 Mesurer le f.e.m. : $e = E_2 - E_1 =$

$u(e) =$

E.5 En déduire : $K_s =$

$u(K_s) =$