

TRANSFORMATIONS LENTES ET RAPIDES – TITRAGE

- Objectifs:**
- Observer l'évolution temporelle de quelques systèmes chimiques.
 - Réaliser le titrage d'une solution de diiode

I ETUDES DE TRANSFORMATIONS LENTES ET RAPIDES

Matériel:

- | | | |
|---|---|---|
| • Acide oxalique (0,50 mol.L ⁻¹) | • Thiosulfate de sodium (0,20 mol.L ⁻¹) | • Sel de Mohr (1,0.10 ⁻² mol.L ⁻¹) |
| • Permanganate de potassium (1,0.10 ⁻³ mol.L ⁻¹) | • Acide chlorhydrique (1,0 mol.L ⁻¹) | • Nitrate de plomb (0,10 mol.L ⁻¹) |
| • Iodure de potassium (1,0.10 ⁻² mol.L ⁻¹) | • Acide sulfurique (1,0 mol.L ⁻¹) | • Tubes à essais |
| • 2 béchers de 100 mL | • Agitateur magnétique + barreau | • 1 éprouvette graduée de 10 mL |
| • 2 éprouvettes graduées de 50 mL | | |

Expériences

Pour chaque expérience, vous indiquerez:

- si la transformation est lente ou rapide
- si le suivi de la transformation se fait par la disparition d'un réactif ou la formation d'un produit.

• **Expérience n°1:** dans un bécher, verser 20 mL d'acide oxalique H₂C₂O₄ (aq) et 5 mL d'acide sulfurique (2H⁺ (aq) + SO₄²⁻ (aq)): lunettes !! . Agiter avec un agitateur magnétique. Verser d'un seul coup, 5 mL de permanganate de potassium (K⁺ (aq) + MnO₄⁻ (aq)). Schéma avec couleurs. Observation. Equation de la réaction avec les couples (MnO₄⁻ (aq) / Mn²⁺ (aq)) et (CO₂ (aq) / H₂C₂O₄ (aq)).

• **Expérience n°2:** dans un bécher, verser 20 mL de sel de Mohr (contenant des ions Fe²⁺ (aq)) et 5 mL d'acide sulfurique (2H⁺ (aq) + SO₄²⁻ (aq)). Agiter avec un agitateur magnétique. Verser d'un seul coup, 5 mL de permanganate de potassium de (K⁺ (aq) + MnO₄⁻ (aq)). Schéma avec couleurs. Observation. Equation de la réaction avec les couples (MnO₄⁻ (aq) / Mn²⁺ (aq)) et (Fe³⁺ (aq) / Fe²⁺ (aq)).

• **Expérience n°3:** dans un tube à essais verser 2 mL d'iodure de potassium (K⁺ (aq) + I⁻ (aq)). Ajouter 2 mL de nitrate de plomb (Pb²⁺ (aq) + 2 NO₃⁻ (aq)). Schéma avec couleurs. Observation. Equation de précipitation, sachant que l'ion K⁺ (aq) est spectateur.

• **Expérience n°4:** dans un bécher verser 10 mL de thiosulfate de sodium (2 Na⁺ (aq) + S₂O₃²⁻ (aq)). Ajouter 10 mL d'acide chlorhydrique (H⁺ (aq) + Cl⁻ (aq)). Schéma avec couleurs. Observation. Equation de la réaction avec les couples (S₂O₃²⁻ (aq) / S_(s)) et (SO₂(aq) / S₂O₃²⁻ (aq)).

II TITRAGE D'UNE SOLUTION DE DIIODE

Matériel et dispositif de dosage:

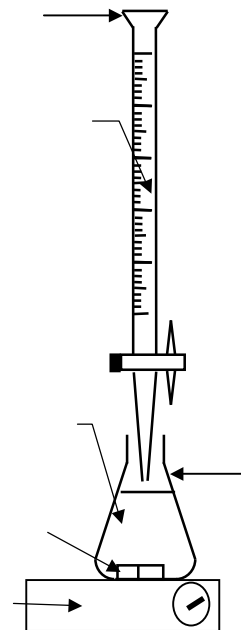
- | | |
|---|--|
| • Thiosulfate de sodium (5,0.10 ⁻³ mol.L ⁻¹) | • Burette graduée 25 mL précise |
| • Solution de diiode | • Agitateur magnétique + barreau aimanté |
| • Indicateur coloré: thiodène + spatule | • Erlenmeyer |
| • Pipette jaugée 10,0 mL | • Propipette |

1) Expérience

- Rincer une burette graduée avec la solution de thiosulfate de sodium puis la remplir.
- Régler le zéro et vérifier que le bas de la burette est bien rempli.
- Rincer une pipette jaugée de 10,0 mL munie d'une propipette avec la solution de diiode puis prélever, V(I₂) = 10,0 mL de solution de diiode et les verser dans un erlenmeyer.
- Ajouter le barreau aimanté et placer l'erlenmeyer sur l'agitateur magnétique.
- Mettre en route l'agitation.
- Ajouter lentement la solution de thiosulfate de sodium.
- Lorsque le mélange réactionnel devient jaune pâle, ajouter une pointe de spatule de thiodène.
- Continuer à verser lentement la solution de thiosulfate de sodium jusqu'à observer un changement de couleur de la solution: l'équivalence est alors atteinte. Repérer le volume à l'équivalence noté V_E.
- Réaliser un second dosage concordant selon le même protocole expérimental sans rincer la verrerie.

2) Exploitation

- Légender le schéma du montage ci-dessus.
- Qu'observe-t-on lors de l'ajout du thiodène ? Comment repère-t-on l'équivalence du titrage ?
- Les couples intervenant sont: (I₂(aq) / I⁻(aq)) et (S₄O₆²⁻(aq) / S₂O₃²⁻(aq)). Ecrire l'équation de la réaction.
- Définir l'équivalence du dosage. En déduire une relation entre la quantité initiale de diiode n_i(I₂) et la quantité d'ion thiosulfate versée à l'équivalence n_E(S₂O₃²⁻). Déterminer la concentration en diiode [I₂].
- La solution de diiode préparée a une concentration [I₂] = mol.L⁻¹. Calculer l'écart relatif entre cette concentration et la concentration en diiode obtenue expérimentalement.



TRANSFORMATIONS LENTES ET RAPIDES – TITRAGE

Paillasse prof:

- | | | |
|--|---------------------------|---|
| • thiosulfate de sodium | 0,20 mol.L ⁻¹ | fiole jaugée de 2 L + verre à pied + 10 pots. |
| • acide chlorhydrique | 1,0 mol.L ⁻¹ | fiole jaugée de 2 L + verre à pied + 10 pots. |
| • acide sulfurique | 1,0 mol.L ⁻¹ | fiole jaugée de 2 L + verre à pied + 10 pots. |
| • Sel de Mohr | 0,01 mol.L ⁻¹ | fiole jaugée de 2 L + verre à pied + 10 pots |
| • Acide oxalique | 0,50 mol.L ⁻¹ | fiole jaugée de 2 L + verre à pied + 10 pots |
| • Permanganate de potassium | 0,001 mol.L ⁻¹ | fiole jaugée de 2 L + verre à pied + 10 pots |
| • lunettes | | |
| • bac récupération des déchets minéraux. | | |

Paillasse élève:

- | | |
|-----------------------------------|--------------------------|
| • nitrate de plomb | 0,10 mol.L ⁻¹ |
| • iodure de potassium | 0,01 mol.L ⁻¹ |
| • 2 béchers de 100 mL | |
| • 2 éprouvettes graduées de 50 mL | |
| • 1 éprouvette graduée de 10 mL | |
| • tubes à essais. | |