

MONTAGE 28

Expériences sur la conductivité des électrolytes et ses applications

Introduction

- Définition électrolyte
- Conductivité des solutions électrolytiques
- Applications

I. Mise en évidence de la conductivité

1. Caractère conducteur de certaines solutions

Placer en série : une ampoule, un interrupteur, un générateur de tension continue et une solution d'eau distillée. Faire de même avec une solution d'eau salée.

La présence d'ions est nécessaire au passage du courant électrique. Une solution qui contient des ions, et qui donc conduit le courant, est appelée électrolyte.

2. Migration des ions

Utiliser le module "migration des ions". Imbiber le papier filtre d'une solution de nitrate de potassium saturée et déposer au centre quelques cristaux de permanganate de potassium et de sulfate de cuivre. Attendre 15 minutes et observer.

On observe la migration des ions : les ions permanganate, chargés négativement, se déplacent vers la borne positive du générateur tandis que les ions cuivre, chargés positivement, se déplacent vers la borne négative.

II. Facteurs influençant la conductivité

1. Influence de l'électrolyte

Mesurer la conductivité de différentes solutions de concentration 0,1 mol/L : solution de KCl, NaCl et HCl.

On relève des valeurs différentes de conductivités, ce qui signifie que les ions ne conduisent pas de la même manière. Chaque ion est caractérisé par une grandeur qui indique sa capacité à conduire le courant : la conductivité molaire ionique λ . Les valeurs montrent : $\lambda(\text{H}^+) > \lambda(\text{K}^+) > \lambda(\text{Na}^+)$.

2. Influence de la concentration

Mesurer la conductivité de solution de chlorure de sodium de différentes concentrations et conclure.

Commencer par les solutions les moins concentrées afin de ne pas avoir à rincer l'électrode. On pourra tracer sur un graphe la conductivité en fonction de la concentration et montrer le caractère linéaire de la relation.

3. Influence de la surface et de la distance entre les électrodes

Utiliser le module permettant ces mesures. Introduire une solution de chlorure de sodium. Mesurer la résistance de la solution. Doubler la distance entre les plaques. Mesurer R. Doubler le volume de solution. Mesurer R.

La conductance de la solution, égale à l'inverse de la résistance de l'électrolyte, et égale au produit de la conductivité par la constante de cellule dépend de nombreux facteurs. En doublant la distance entre les plaques, R est doublé (G est donc divisé par 2) et en doublant le volume (et par conséquent la surface des électrodes immergée) R est divisé par 2 (G est donc doublé). On retrouve ainsi la relation utilisée en conductimétrie.

III. Applications

Dosage conductimétrique. Dosage de 10 mL d'acide oxalique 0,1 mol/L par de la soude 0,1 mol/L.

L'acide oxalique est un diacide dont les pKa sont trop proches pour pouvoir doser séparément les deux acidités par pH-métrie. Le recours à la conductimétrie est donc une méthode intéressante. Les volumes équivalents doivent se trouver à 10 et 20 mL. Demander de la soude fraîchement préparée (la soude carbonatée modifierait les volumes équivalents). Pour un tel dosage, il est nécessaire que les espèces ioniques (1^{ère} et 2^{ème} basicité) aient des conductivités molaires ioniques relativement différentes afin de bien observer les ruptures de pente.

Conclusion

- Conductimétrie utile dans le cas de polyacides, mélanges d'acides si pH-métrie impossible.
- Conductivité des solutions ioniques à la base des électrolyses.
- Conductivité dépend beaucoup des espèces en présence, lié à la taille, charge, ...