

# Ks du iodate de calcium et solubilité dans KI

## Introduction

Le but de cette manipulation est de déterminer le produit de solubilité du iodate de calcium,  $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$ , en mesurant la concentration de ce sel dans une solution saturée. L'effet de l'ion commun sera également mis en évidence par la mesure de la solubilité de ce même sel dans une solution d'iodate de potassium.

## Principes théoriques

L'iodate de calcium est complètement dissocié en solution aqueuse, de sorte qu'en solution saturée, on peut écrire l'équation de l'équilibre:



L'application du principe de Le Châtelier nous permet de prédire que la solubilité du iodate de calcium dans une solution contenant du iodate de potassium sera inférieure à celle mesurée dans l'eau. En effet, l'adjonction d'iodate déplace l'équilibre ci-dessus vers la gauche.

Dans ce travail, nous déterminerons les solubilités par la mesure des concentrations en iodate dans les solutions.

Pour la solution dans l'eau pure, nous avons :

$$[\text{Ca}^{2+}] = 0.5 [\text{IO}_3^-].$$

Dans la solution 0.0100 mol/L en  $\text{KIO}_3$ , si on a  $x$  moles de  $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$  qui se sont dissoutes, nous aurons alors:

$$[\text{Ca}^{2+}] = x$$

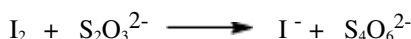
$$[\text{IO}_3^-] = 0.0100 + 2x$$

## Principe du dosage

En milieu acide, l'ion iodate est transformé en iode par du iodure (c'est une réaction redox):



L'iode ainsi formé est ensuite titré par du thiosulfate de sodium selon l'équation:



Le point d'équivalence peut être déterminé en utilisant de l'empois d'amidon comme indicateur. L'amidon forme un complexe très fortement coloré (bleu) avec l'iode. L'empois ne doit être ajouté que juste avant le terme du titrage.

Lorsque la coloration jaunâtre due à l'iode n'est plus visible. Le terme du titrage est atteint lorsque la coloration bleue disparaît pour la première fois (en milieu acide, l'anion  $\text{I}^-$  peut être oxydé en iode par l'oxygène de l'air ce qui provoque la réapparition de la coloration bleue).

## Questions préliminaires

- Si  $s$  représente la solubilité molaire de  $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$ , exprimer  $K_s$  en fonction de  $s$ .
- Equilibrer toutes les équations.
- Etablir le bilan général des réactions pour déterminer combien il faut de moles de thiosulfate pour chaque mole d'iodate initialement présente.
- Si l'on mesure une concentration totale en  $\text{IO}_3^-$  de 0.014 mol/L pour une solution saturée en  $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$  dans une solution 0,0100 M en  $\text{KIO}_3$ , calculez la concentration en  $\text{Ca}^{2+}$  ainsi que le produit de solubilité de  $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$ .

## Mode opératoire

### **Détermination du titre de la solution de thiosulfate**

La solution de thiosulfate doit être titrée avant le dosage car elle ne se conserve pas très bien (attaquée par des microorganismes). On utilise pour cela une solution de  $\text{KIO}_3$  ou d'un autre oxydant stable.

Remplir la burette avec la solution 0,05 mol/L en  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

Dissoudre 2.0 g de KI dans 50 ml d'eau déminéralisée dans un erlenmeyer de 250 ml. Ajouter 10.00 ml de solution 0.0100 mol/L en  $\text{KIO}_3$  à l'aide d'une pipette jaugée. Ajouter encore 10 ml (cylindre gradué) de HCl 1 mol/L, la solution doit virer au brun. Titrer par la solution de thiosulfate jusqu'à ce que la solution ne présente plus qu'une faible coloration jaune. Ajouter alors une pipette d'empois d'amidon et continuer le titrage goutte à goutte jusqu'à disparition de la coloration bleue. Effectuer un deuxième titrage. Si les deux résultats diffèrent de plus de 0,2 ml, un troisième titrage est nécessaire.

### **Concentration de la solution saturée en $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$ dans l'eau pure**

Procéder comme dans la première partie mais en remplaçant la solution de  $\text{KIO}_3$  par la solution saturée en iodate de calcium. Pour éviter de fausser les résultats par la présence de cristaux en suspension, on filtrera un peu de solution avant le prélèvement. D'autre part, comme la solubilité dépend de la température, on relèvera celle-ci lors du prélèvement. Effectuer deux essais (trois si plus de 2% d'écart).

### **Concentration de la solution saturée en $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$ dans $\text{KIO}_3$ 0.0100 M**

Procéder de la même manière que dans la partie précédente, mais avec la solution saturée en  $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$  dans  $\text{KIO}_3$  0.0100 mol/L.

## Résultats

- 1) Comment appelle-t-on une réaction du type de celle de l'iode avec l'iodate?
- 2) Calculez la concentration molaire de la solution de thiosulfate de sodium.
- 3) Calculez la molarité de la solution saturée en  $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$  dans l'eau.
- 4) Calculez le produit de solubilité du iodate de calcium.
- 5) Calculez la concentration totale en iodate dans la solution saturée en  $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$  dans  $\text{KIO}_3$  0.0100 mol/L. Calculez la concentration en  $\text{Ca}^{2+}$  dans cette solution. Comparez la à celle calculée en utilisant le produit de solubilité préalablement calculé (on admettra que la concentration en  $\text{KIO}_3$  est exactement de 0.0100 mol/L).

# Préparation du TP

## Préparation de $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$

Dissoudre 56 g de  $\text{KIO}_3$  dans 300 ml d'eau bouillante. Ajouter 0,125 mole de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  ou de  $\text{CaCl}_2$ , dissous dans 200 ml d'eau. Laisser refroidir et filtrer sur Buchner. Laver à l'eau. On peut laisser sécher ou utiliser le produit humide (il faut environ 8 g de  $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  par litre). La solution saturée doit être préparée au moins 48 h à l'avance.

## $\text{KIO}_3$ 0.0100 M

2,140 g  $\text{KIO}_3$  par litre. Pour saturer en iodate de Ca, ajouter environ 4 g d'iodate de Ca.

## $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0.050 M

Dissoudre une pointe de spatule de  $\text{NaHCO}_3$  et 12,5 g de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  dans 1 litre d'eau déminéralisée bouillie.

## Empois d'amidon

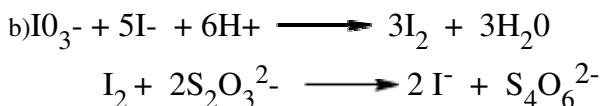
Mélanger 0,1 g d'amidon "soluble" à un peu d'eau et ajouter dans 50 ml d'eau bouillante.

## Autres réactifs

KI solide      HCl 1 M

## Réponses aux questions:

a)  $K_s = 4s^3$



c) Pour 1 mole de  $\text{IO}_3^-$ , il faut 6 moles de  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

d)  $[\text{Ca}^{2+}] = (0.014 - 0.01) \cdot \frac{1}{2} = 0.002 \text{ M}$   
 $K_s = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{IO}_3^-]^2 = 0.002 \cdot 0.014^2 = 3 \cdot 10^{-7}$

### 1. Oxydoréduction

2. Si on a titré avec 12,6 ml de thiosulfate x mol/L:

$$n(\text{KIO}_3) = 0.01 \cdot 0.01 = 1 \cdot 10^{-4}, \text{ il faut donc } 6 \cdot 10^{-4} \text{ moles de } \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$$

$$\text{donc } 0.0126 \cdot x = 6 \cdot 10^{-4} \text{ donc } x = 0.0476 \text{ mol/L}$$

3. Par exemple 15.2 ml de thiosulfate 0.0476 M:

$$n(\text{IO}_3^-) = \frac{0.0152 \cdot 0.0476}{6} = 1.2 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{IO}_3^-] = \frac{1.2 \cdot 10^{-4}}{0.01} = 0.012 \text{ M} \quad \text{donc } [\text{Ca}(\text{IO}_3)_2] = \frac{0.012}{2} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

4.  $K_s = 4 \cdot (6 \cdot 10^{-3})^3 = 8 \cdot 10^{-7} = 80 \cdot 10^{-8}$   
(Dans les tables,  $64.4 \cdot 10^{-8}$  à 18°C)