

# Expérience # 8

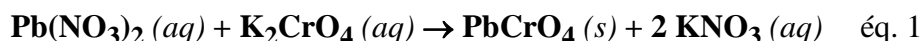
## Étude quantitative d'une réaction

### 1. But

Étudier la réaction de précipitation qui se produit lors du mélange de nitrate de plomb (II) et de chromate de potassium et évaluer la solubilité d'un sel dans l'eau à différentes températures.

### 2. Théorie

Lors d'une réaction chimique entre quelques réactif nous savons qu'il y a formation de produits. Nous avons vu en classe que le procédé peut être décrit par une réaction chimique et que les quantités utilisées sont reliées entre elles grâce à la stoechiométrie. La réaction chimique qui nous intéresse ici est la suivante :



Comme nous l'indique l'équation 1, le chromate de plomb (II) formé durant la réaction est insoluble dans le milieu où il est produit (le solvant est l'eau, d'où aq.). Au moment de sa formation, il apparaît sous forme solide. On appelle ce phénomène *précipitation*.

Comme ce composé est le seul à l'état solide à la fin de la réaction, on pourra le filtrer, le sécher et le peser afin d'en connaître la quantité exacte. Connaissant aussi les quantités des réactifs utilisées, il sera possible de déterminer le rendement réactionnel selon :

$$\% \text{ rendement (R)} = \frac{\text{masse de précipité obtenue}}{\text{masse de précipité prévue}} \times 100 \quad \text{éq. 2}$$

La difficulté consiste à trouver la masse de précipité prévue... C'est alors que l'on fera usage de la stoechiométrie connue de la réaction. Il faudra tout d'abord déterminer quel est le réactif limitant. Ce réactif permettra de prévoir la quantité de précipité que l'on obtiendra...

Une des sources d'erreur qui pourrait fausser la détermination du rendement serait la solubilité du précipité dans le solvant réactionnel. Effectivement, comme cette dernière n'est pas nulle, il y a une perte de précipité prévisible. Cette dernière sera fonction de la température du solvant lors de l'opération de filtration... Évidemment, nous espérons que la solubilité du précipité est négligeable...

Il est possible de déterminer expérimentalement la solubilité d'un sel donné dans un solvant. Lors de cette expérience, nous n'utiliserons pas le sel produit car sa solubilité est trop faible. Nous utiliserons plutôt le nitrate de potassium.

La détermination de la solubilité se basera sur la définition d'une solution saturée. Une telle solution contient la quantité maximale de soluté qu'une masse donnée de solvant peut dissoudre. Par la suite, en refroidissant, il y aura précipitation.

Une quantité connue du sel est ajoutée à une masse connue de solvant et on chauffe le tout afin de dissoudre entièrement le sel. Comme la solubilité augmente souvent avec la température, il y aura dissolution de la totalité du soluté dans le solvant. On laisse ensuite refroidir la solution; ***les cristaux du soluté apparaîtront dans la solution à la température à laquelle la solution est saturée.*** Ainsi, la mesure de la concentration (exprimée ici en grammes de **soluté** par 100 g de **solvant** (ne confondez pas avec solution)) de cette solution saturée sera la solubilité du sel à la température **observée**.

Suite de la théorie...

\* Raymond Chang, Luc Papillon, *Chimie fondamentale volume 1, 2<sup>ème</sup> édition*, Chenelière, Montréal (2002). pages 79-85.

\* Raymond Chang, Luc Papillon, *Chimie fondamentale volume 2, 2<sup>ème</sup> édition*, Chenelière, Montréal (2002). pages 4-9, 38-41, 45-6, 232-7.

### 3. Mode opératoire

#### 3.1 Étude de la stoechiométrie de la réaction

1. Pesez exactement (au dixième de milligramme) environ 0,5 g de nitrate de plomb (II) dans un cupule de plastique.
2. Transférez quantitativement cette masse dans un bécher propre de 250 mL. Utilisez le flacon laveur pour être sûr d'entraîner la totalité du nitrate de plomb (II) dans le bécher. Complétez le volume à environ 100 mL avec de l'eau distillée et ajoutez environ 2 gouttes d'acide acétique concentré.
3. Préparez le montage d'un statif muni d'un anneau et d'une toile d'amiante sous la hotte. Installez un brûleur et chauffez la solution de façon à dissoudre le nitrate de plomb. Ajoutez alors lentement environ 4 mL (au cylindre gradué) de chromate de potassium 0,5 M sous agitation constante. Chauffez doucement pendant environ 5 minutes en évitant de provoquer une forte ébullition. Laissez le précipité se déposer.

**NOTE :**

*Si la solution surnageante est jaune pâle on peut conclure que la quantité de chromate de potassium utilisée était suffisante. Si la solution au-dessus du précipité est incolore, on ajoute une ou deux gouttes de chromate de potassium et on vérifie s'il y a encore formation du précipité. On doit ajouter du chromate de potassium jusqu'à ce que la précipitation cesse de façon à éviter que le réactif limitant soit l'ion chromate.*

4. Pesez ensemble un papier filtre et un bécher de 100 mL. Insérez ensuite ce papier filtre dans un entonnoir à filtration par gravité. Décantez le liquide surnageant dans l'entonnoir en retenant autant que possible de précipité dans le bécher (nous ne voulons pas ralentir le filtrage...). Lavez le précipité dans le bécher avec environ 30 mL d'eau distillée tiède à chaude. Laissez le précipité se déposer au fond du bécher et décantez encore le liquide dans l'entonnoir en gardant dans le bécher. Répétez à nouveau cette étape de lavage. Filtrez enfin le liquide en entraînant cette fois le chromate de plomb (II) dans l'entonnoir. Utilisez le flacon laveur et le policeman pour déloger les dernières particules de précipité qui adhèrent au bécher (la masse de précipité recueillie est TRÈS importante).
5. Déposez avec précaution le papier filtre et son contenu dans le bécher de 100 mL de l'étape 4. Faites sécher dans l'étuve à 65°C.
6. Faites un deuxième essai.
7. **Plus tard**, lorsque le précipité est sec dans le bécher, pesez la totalité à masse constante.

### 3.2 Détermination de la solubilité du nitrate de potassium dans l'eau

1. Pesez exactement environ 30 g de sel dans un cupule et versez-le dans un cylindre gradué de 100 mL. Attention, l'opération s'effectue de façon **quantitative**, c'est-à-dire avec précision.
2. A l'aide d'une pipette jaugée, mesurez exactement 20,00 mL d'eau **distillée**, et versez dans votre cylindre gradué de 100 mL. N'oubliez pas de chercher la masse volumique de l'eau à la température donnée.
3. Plongez le cylindre gradué dans un béccher haute forme (Berzélius) de 1 L et fixez-le au support à l'aide d'une pince.
4. Versez suffisamment d'eau du **robinet** dans le béccher pour couvrir le niveau du liquide dans le cylindre gradué.
5. Chauffez l'eau du béccher jusqu'à ébullition afin de dissoudre le sel dans le solvant.
6. Insérez un thermomètre (0°C à 100°C) dans le cylindre et agitez lentement la solution pour maintenir une température uniforme.
7. Lorsque le sel est complètement dissout, sortez le cylindre gradué du béccher, et tout en agitant, surveillez l'apparition de cristaux (**il faut être très attentif**). Au moment où le soluté commence à cristalliser, notez la température (attention au nombre de décimales...).
8. Replongez ensuite le cylindre dans le béccher d'eau chaude et ajoutez 2,000 mL d'eau distillée à la solution à l'aide d'une pipette jaugée du même volume. Déterminez à nouveau la température de cristallisation.
9. Déterminez les températures de cristallisation des solutions obtenues par additions successives de 2,000 mL d'eau jusqu'à ce que le volume total de l'eau atteigne 30,0 mL. On obtiendra ainsi la solubilité du sel à six températures différentes.
10. Notez les valeurs de solubilités prévues avant de quitter.

## 4. Cahier de laboratoire

1. Titre de l'expérience
2. But
3. Résumé des manipulations sous la forme d'un organigramme
4. Données et observations

## 5. Rapport de laboratoire

1. Page titre
2. Données et **observations** (2,5 pts)

Tableau # 1 Étude stoechiométrique d'une réaction

Essai #	1	2
Masse Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (± g)		
Masse bécher + filtre (± g)		
Masse totale (± g)		

OBSERVATIONS :

Tableau # 2 Températures de cristallisation du nitrate de potassium

Volume d'eau total à T = ± °C	Température de cristallisation ± °C
± mL	
± mL	
± mL	
± mL	
± mL	
± mL	

\* Masse de KNO<sub>3</sub> = ± g

\* Masse volumique de l'eau à la température du prélèvement =

**Observations :**

Tableau # 3 Solubilités dans l'eau de PbCrO<sub>4</sub> et de KNO<sub>3</sub> à différentes températures

**Préparez vous-même ce tableau...**

Référence

3. Calculs et graphiques (4,5 pts)

**\*\*\*Calculez les incertitudes absolues mais ne démontrez pas le calcul\*\*\***

- Calculez le nombre de moles de  $K_2CrO_4$  et de  $Pb(NO_3)_2$  utilisées.
- Déterminez le réactif limitant.
- Calculez la masse de chromate de plomb prévue.
- Déterminez la portion du sel qui sera soluble dans l'eau (très faible).
- Calculez le rendement de la réaction en ne tenant pas compte des pertes dues à la solubilité.
- Estimez (démontrez) la perte de rendement due à la solubilité du chromate de plomb dans l'eau (volume total incluant lavages)
- Calculez la solubilité du nitrate de potassium aux différentes températures.
- Réalisez la courbe de solubilité du  $KNO_3$  (solubilité en g/100g en ordonnée et la température en °C en abscisse). Représentez la courbe expérimentale et la courbe prévue sur le même graphique. Attention au respect des normes de présentation d'un graphique.
- Déterminez l'écart entre la solubilité observée et la solubilité prévue.

4. Résultats (3,0 pts)

**\*\*\* La qualité des résultats est évaluée\*\*\***

Tableau # 3 Étude quantitative de la réaction entre  $K_2CrO_4$  et  $Pb(NO_3)_2$

Essai #	1	2	Moyenne
Moles $K_2CrO_4$ (± mol)			
Moles $Pb(NO_3)_2$ (± mol)			
Masse $PbCrO_4$ prévue (± g)			
Masse $PbCrO_4$ obtenue (± g)			
% Rendement			

\* Le réactif limitant est : \_\_\_\_\_

Tableau # 4 Résultats de la détermination de la solubilité

Solubilité du KNO <sub>3</sub> (g soluté / 100 g solvant)	Température de cristallisation (± °C)	Température de cristallisation prévue * (°C)	% écart
±			
±			
±			
±			
±			
±			

\* Valeurs tirées du graphique des solubilités prévues (littérature)