

# Expérience # 3

## Détermination de formules chimiques

### 1. But

Déterminer gravimétriquement la formule chimique d'un hydrate et d'un oxyde.

### 2. Théorie

#### *2.1 Détermination de la formule d'un hydrate*

On donne généralement le nom d'hydrates à des composés qui contiennent des molécules d'eau solidement fixées au solide cristallin. Comme exemples d'hydrates mentionnons:  $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  ;  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Selon la nomenclature, le nombre de molécules d'eau associées est noté après un point qui suit immédiatement la formule chimique du composé. Les composés précédents seront nommés respectivement sulfate de magnésium monohydraté et sulfate de cuivre (II) pentahydraté.

À partir d'une solution aqueuse, et en évaporant l'eau, il arrive souvent que les molécules d'eau qui entouraient les ions dans la solution aqueuse restent solidement fixées et se retrouvent dans le solide cristallin. On obtient alors un sel hydraté, lequel contient un certain nombre de molécules d'eau (eau chimiquement liée).

Le volume de l'ion est le principal facteur qui détermine le nombre de molécules d'eau qu'il peut fixer. En général plus l'ion est petit, plus il peut fixer de molécules d'eau car la force de l'interaction ion-dipôle (molécule d'eau) est inversement proportionnelle au carré de la distance de séparation.

Puisque certains sels peuvent former des hydrates, on peut les utiliser comme agents asséchants c'est-à-dire qu'ils peuvent être employés pour enlever l'eau contenue dans certains produits organiques et inorganiques. De plus, on peut les utiliser dans des dessiccateurs pour enlever l'humidité de l'air contenue dans ce récipient.

Le sel anhydre peut capter de l'eau contenue dans le produit organique (composé surtout de carbone et souvent d'hydrogène) et devenir hydraté et, à condition qu'une quantité suffisante de sel anhydre soit employée, la concentration effective de l'eau dans le composé organique est réduite à une valeur équivalente d'environ 1 mm de Hg. Il est donc impossible d'enlever la totalité de l'eau. La pression de vapeur du système le moins hydraté est une mesure approximative de l'efficacité du sel comme agent asséchant.

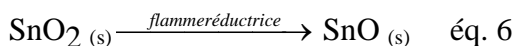
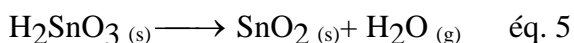
On peut également considérer les réactions inverses. C'est-à-dire qu'en chauffant les hydrates on peut se départir d'un certain nombre de molécules d'eau.



La différence de masse entre l'hydrate et le sel anhydre permet de déduire la formule de l'hydrate utilisé.

## 2.2 Détermination de la formule d'un oxyde d'étain

Dans le groupe IV, seuls l'étain et le plomb sont des métaux. Dans certains de ses composés, l'étain possède un degré d'oxydation +2 ou +4. Dans cette expérience, nous oxydons l'étain à l'aide de l'acide nitrique pour former l'acide stannique. Celui-ci est par la suite chauffé dans une flamme oxydante pour se décomposer en oxyde d'étain(IV). Cependant, il se peut que l'oxyde d'étain(II) se forme par l'action de la flamme réductrice. Les réactions suivantes sont impliquées lors de la formation des oxydes d'étain :



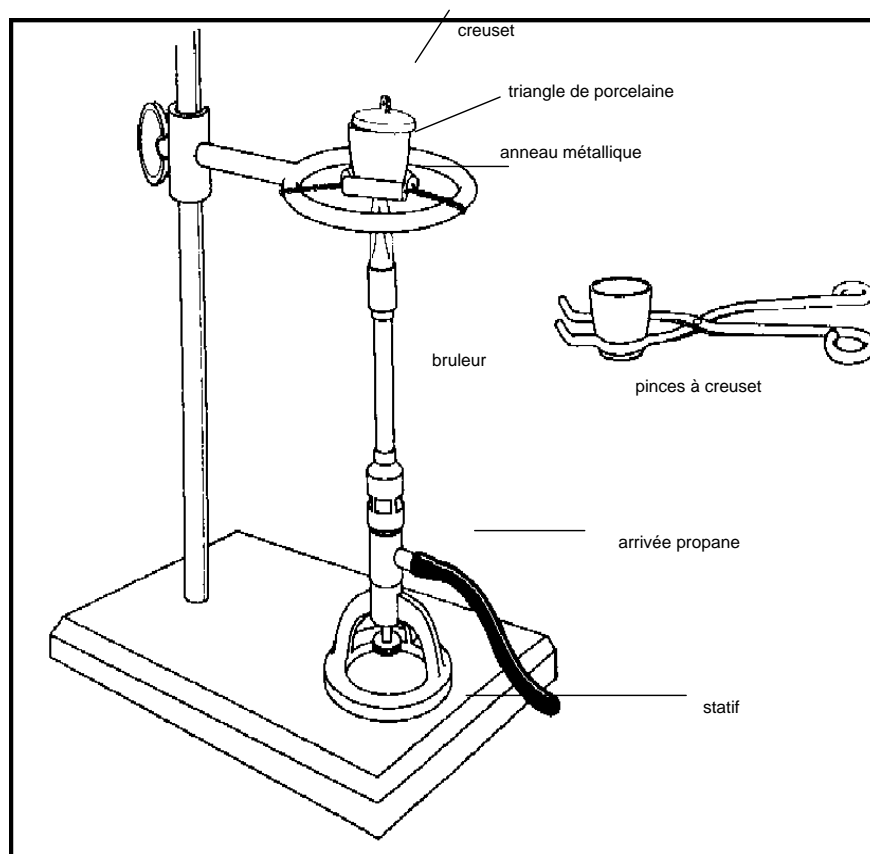
L'étain est un métal mou argenté que l'on peut laminier et que l'on utilise depuis des siècles dans divers alliages: le bronze (20% étain, 80% cuivre), la soudure (33% étain, 67% plomb). L'étain existe sous trois formes allotropiques: l'étain blanc, l'étain gris et l'étain cassant. L'étain blanc est stable à la température ambiante. On utilise surtout l'étain comme revêtement protecteur sur le fer, notamment à l'intérieur des boîtes de conserve. L'étain, sous forme de  $\text{SnF}_2$ , a également été utilisé dans les pâtes dentifrices afin de prévenir l'apparition de caries.

\* Raymond Chang, Luc Papillon, *Chimie fondamentale volume 1, 2<sup>ième</sup> édition*, Chenelière, Montréal (2002).

### 3. Mode opératoire

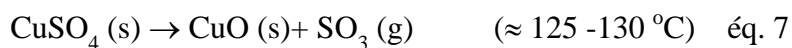
#### *3.1 Détermination de la formule chimique d'un hydrate*

1. Pesez un creuset vide sans couvercle, notez la masse puis ajoutez exactement environ 2,5 g de l'hydrate ( $\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ ). Pesez à nouveau avec précision. Notez les numéros des creusets. Assemblez sous la hotte le dispositif expérimental tel qu'indiqué à la Figure 1.

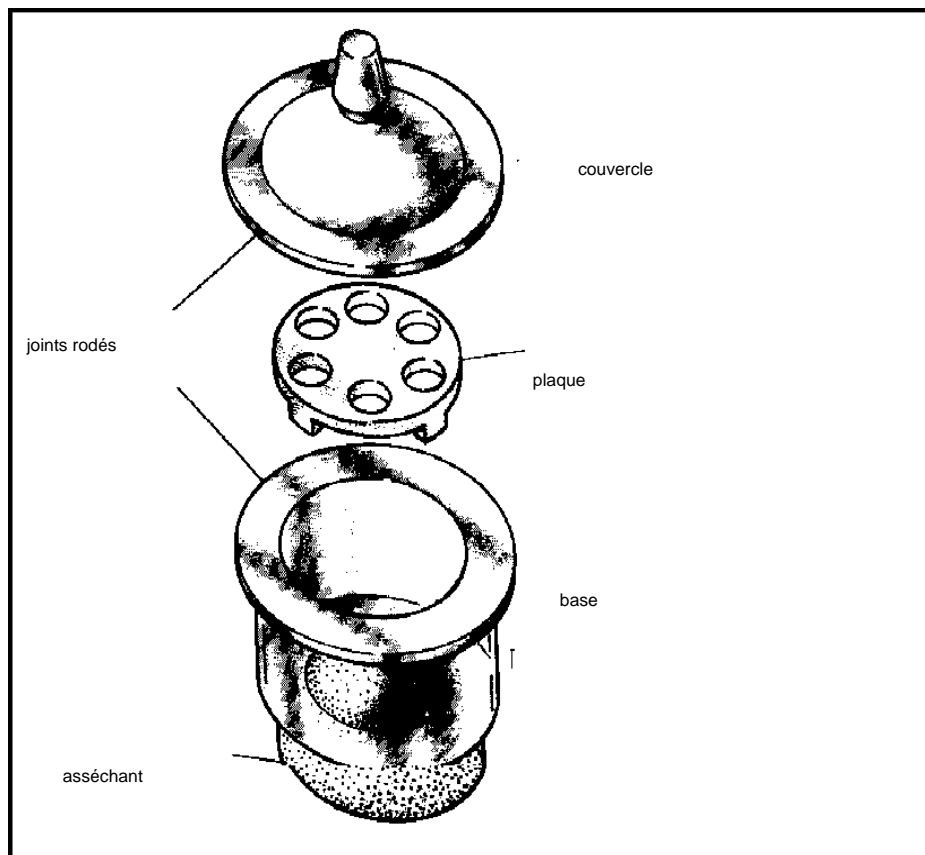


*Fig.1 Dispositif expérimental*

2. A l'aide d'une petite flamme oxydante (pas de flamme jaune), chauffez le sel pour en évaporer l'eau sans cependant provoquer de projections de substances solides.
3. Continuez à chauffer tant qu'il y aura dégagement de vapeur d'eau. Il est important de chauffer le creuset de façon uniforme. Il ne faut pas trop chauffer car le sel peut se décomposer selon la réaction:



- Lorsque le sel aura atteint une coloration uniforme (le sel anhydre est blanc), retirez le creuset de la flamme et, à l'aide des pinces à creuset, déposez-le dans un dessiccateur (Fig.2)



*Fig.2 Composantes du dessiccateur*

- Ajustez le robinet du couvercle en position ouverte pour faire évacuer l'air chaud pendant environ 2 minutes, puis fermez-le. Attendez environ 5 minutes avant de le repeser.
- Pesez. Chauffez de nouveau, laissez refroidir au dessiccateur et pesez à nouveau. Répétez ces opérations jusqu'à l'obtention d'une masse constante de  $\pm 0,003$  g.
- Répétez ces manipulations avec un hydrate inconnu de chlorure de baryum ( $\text{BaCl}_2$ ) ou de sulfate de magnésium ( $\text{MgSO}_4$ ) en utilisant exactement environ 1,5 g pour le premier hydrate ou 2,5 g pour le second. Pour ces derniers, chauffez le creuset graduellement jusqu'au rouge avec une flamme oxydante. Maintenez alors le creuset à cette température pendant 5 minutes.
- Répétez les étapes 5 et 6.

### 3.2 Détermination de la formule chimique d'un oxyde

(l'oxyde sera identifié au début de la période de laboratoire)

#### 3.1.1 Le cas de l'oxyde d'étain

1. Deux creusets ont d'abord été chauffés au rouge, refroidis et déposés dans un dessiccateur (déjà fait par le technicien); ce dessiccateur est dans la salle des balances. Pesez chaque creuset et notez les numéros. N'oubliez pas de les manipuler avec les pinces à creuset.
2. Dans chacun des creusets, ajoutez exactement environ 0,5 g d'étain en feuilles. Avec les pinces, apportez le creuset **SOUS LA HOTTE**. Versez avec précaution, dans chaque creuset, 1 goutte à la fois, 2 mL d'acide nitrique concentré ( $\text{HNO}_3$ ). La chaleur dégagée par la réaction entraînera la vaporisation de l'eau formée. La réaction doit s'effectuer sous la hotte à cause de la toxicité du dioxyde d'azote (éq. 4)

**Attention : l'acide nitrique est très corrosif !**

3. Utilisez le dispositif tel qu'indiqué à la Figure 1 sous la hotte. Placez le creuset sur le triangle de porcelaine et après la réaction avec l'acide, chauffez doucement le creuset avec une flamme chaude mais de faible intensité. Il est important d'utiliser une petite flamme car si elle entre dans le creuset elle peut réduire  $\text{SnO}_2$  en  $\text{SnO}$ . Nous aurions alors un mélange de  $\text{SnO}$  et  $\text{SnO}_2$  que nous voulons éviter. Cessez de chauffer dès que l'ébullition commence et surtout évitez toute éclaboussure (l'acide est corrosif, chaud et vous avez pesé précisément l'étain...).
4. Après l'évaporation complète de la phase liquide, continuez à chauffer sous la hotte pendant environ 10 minutes jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de dégagements de vapeur. Laissez refroidir, puis déposez le creuset au four pour qu'il soit chauffé à  $1000\text{ }^\circ\text{C}$  pendant 5 min. Laissez refroidir au dessiccateur pendant plus de 10 minutes puis pesez à masse constante.

#### 3.1.2 Le cas de l'oxyde de magnésium

1. Plusieurs creusets ont d'abord été chauffés au rouge, refroidis et déposés dans un dessiccateur (déjà fait par le technicien). Sélectionnez deux creusets avec un couvercle pour chacun. Pesez chaque creuset avec son couvercle et notez bien les numéros inscrits sur chaque partie. N'oubliez pas de les manipuler avec les pinces à creuset.
2. Dans chacun des creusets, ajoutez exactement environ 0,1 g (environ 10 cm) de magnésium en ruban que vous aurez préalablement sablé afin d'enlever la couche d'oxyde. Notez la masse totale (creuset, couvercle et ruban de magnésium). Notez que vous devriez tarer la balance pour éviter une opération ☺.

3. Utilisez le dispositif tel qu'indiqué à la Figure 1 sous la hotte. Placez le creuset et son contenu sur le triangle de porcelaine. Le couvercle doit être légèrement ouvert. Chauffez vigoureusement le creuset et son contenu. Dans l'éventualité d'une réaction de combustion du magnésium, évitez de regarder la flamme directement.
4. Chauffez jusqu'à ce que le ruban ait complètement réagi.
5. Déposez le creuset dans le dessiccateur en vous assurant que la valve d'échappement est ouverte. Pendant ce temps, répétez avec votre deuxième creuset à partir de la partie 3. Vous pourrez fermer la valve lorsque la température du creuset sera près de la température ambiante.
6. Laissez au moins 10 minutes dans le dessiccateur et pesez le creuset et son contenu. Effectuez encore un nouveau chauffage. Laissez refroidir au dessiccateur et pesez à nouveau.
7. Répétez l'étape précédente jusqu'à l'obtention d'une masse constante.

#### **4. Cahier de laboratoire**

1. Titre de l'expérience
2. But
3. Résumé de la théorie.
  - À l'aide des fiches signalétiques, déterminez les principales caractéristiques toxicologiques des composés suivants : Propane ( $C_3H_8$ ), chlorure de baryum, acide nitrique ( $HNO_3$ ), dioxyde d'azote ( $NO_2$ ), oxyde stanneux ( $SnO$ ).

Nous sommes intéressés par les dangers, par un résumé des signes physiologiques (nausées...) d'une exposition dangereuse et immédiate et par les actions à entreprendre dans le cas d'un accident (apparition des signes de danger). Nous voulons aussi savoir comment se protéger en manipulant ces substances.

Cette section ne devrait guère dépasser une page pour l'ensemble des composés. Évitez de résumer sous la forme d'un texte littéraire... N'oubliez pas que le but recherché est de connaître les dangers et de s'en protéger adéquatement!!!

4. Résumé des manipulations sous la forme d'un organigramme
5. Données et observations

## 5. Rapport de laboratoire

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

**Tableau # 1 Masses des hydrates et des sels déshydratés**

	$\text{Cu SO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$	$\text{BaCl}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ ou (spécifiez) $\text{MgSO}_4 \cdot z\text{H}_2\text{O}$
Couleur initiale de l'hydrate		
Masse du creuset ( $\pm$ g)		
Masse du creuset + hydrate ( $\pm$ g)		
Masse après 1 <sup>er</sup> chauffage ( $\pm$ g) Couleur :		
Masse après 2 <sup>e</sup> chauffage ( $\pm$ g) Couleur :		
Masse après 3 <sup>e</sup> chauffage (si nécessaire) ( $\pm$ g) Couleur :		
Masse après 4 <sup>e</sup> chauffage (si nécessaire) ( $\pm$ g) Couleur :		
Température(s)* de perte de molécules d'eau (°C) Référence :		
Nombre(s) de molécules d'eau possible Référence :		

\*Température de fusion (melting point) dans le Handbook. (spécifiez la référence)

**Observations :**

**Tableau # 2A Détermination de la formule chimique d'un oxyde d'étain**

Essai #	1	2
Masse d'étain (± g)		
Masse du creuset vide (± g)		
Masse du creuset + Oxyde (± g)		

- Observations :

- Notez l'équation chimique de formation de l'oxyde

Ou

**Tableau # 2B Détermination de la formule chimique de l'oxyde de magnésium**

Essai #	1	2
Masse de magnésium (± g)		
Masse du creuset + couvercle vide (± g)		
Masse du creuset + couvercle + Oxyde #1 (± g)		
Masse du creuset + couvercle + Oxyde #2 (± g)		
Masse du creuset + couvercle + Oxyde #3 (± g)		
Masse du creuset + couvercle + Oxyde #4 (± g)		

- Observations :

- Notez l'équation chimique de formation de l'oxyde

### 3. Calculs (3,0 pts)

- Démontrez tous vos calculs (calculez aussi les incertitudes absolues).
- Déterminez l'ordre des calculs à effectuer en vous basant sur les tableaux des résultats qui suivent.
- Calculez l'incertitude absolue après chaque calcul que vous effectuez. N'attendez pas à la fin ☺.

## 4. Résultats (2,5 pts)

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

Tableau # 3 Résultats relatifs à la détermination de la formule des hydrates

	$\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$	$\text{BaCl}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ $\text{MgSO}_4 \cdot z\text{H}_2\text{O}$
Masse d'eau ( $\pm$ g)		
Moles d'eau ( $\pm$ mol)		
Masse de sel anhydre ( $\pm$ g)		
Moles de sel anhydre ( $\pm$ mol)		
Rapport des moles expérimental ( $\pm$ )		
Rapport des moles Prévu		
% d'écart		

**Tableau # 4A Résultats de la détermination de la formule de l'oxyde d'étain**

Essai #	1	2
Masse d'oxyde d'étain (± g)		
Masse d'étain dans l'oxyde (± g)		
Masse d'oxygène dans l'oxyde (± g)		
Nombre de moles d'oxygène dans l'oxyde (± mol)		
Nombre de moles d'étain dans l'oxyde (± mol)		
Rapport ( mol O / mol Sn ) (± )		
Formule hypothétique de l'oxyde		

**Tableau # 4B Résultats de la détermination de la formule de l'oxyde de magnésium**

Essai #	1	2
Masse d'oxyde de magnésium (± g)		
Masse de magnésium dans l'oxyde (± g)		
Masse d'oxygène dans l'oxyde (± g)		
Nombre de moles d'oxygène dans l'oxyde (± mol)		
Nombre de moles de magnésium dans l'oxyde (± mol)		
Rapport ( mol O / mol Mg ) (± )		
Formule hypothétique de l'oxyde		

## 5. Discussion (2,0 pts)

- Rappelez et commentez vos principaux résultats (sont-ils fiables? **Expliquez**).
- Expliquez vos observations (signification des couleurs, ...)
- Nommez et commentez (quel est l'effet sur le résultat final) quelques sources d'erreurs