



Séchage d'un liquide organique (calorimétrie) Titration d'un mélange d'ions halogénure

La blouse et les lunettes de protection seront portées pendant toute la durée de la séance.

1. Séchage d'un liquide organique

Le sulfate de sodium anhydre, de formule $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s})$, est utilisé pour sécher les liquides organiques, c'est-à-dire éliminer les traces d'eau qu'ils contiennent. Le captage des molécules d'eau est modélisé par l'équation de réaction (*) :



Certains liquides organiques étant très volatils, il n'est pas souhaitable que l'opération de séchage entraîne une élévation de température. Dans cette étude, il est envisagé d'étudier le séchage de 20 litres d'acétate d'éthyle. Ce liquide contient avant séchage 2 % d'eau (2 g d'eau dans 100 g de liquide).

Problématique :

Doit-on craindre un échauffement du liquide lors du séchage ?

Les capacités thermiques de l'eau et des solutions aqueuses seront confondues : $c_{\text{eau}} = 4,18 \text{ J.K}^{-1}.\text{g}^{-1}$

1- Détermination de la capacité thermique du calorimètre

Réfléchir à un protocole permettant de déterminer la capacité thermique du calorimètre et de ses accessoires.

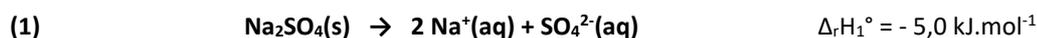
Appeler le professeur :

Présenter au professeur le protocole imaginé pour mesurer la capacité thermique du calorimètre.

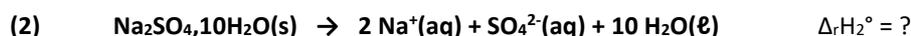
Sur le compte-rendu, indiquer le résultat de vos mesures, puis déterminer la capacité thermique du calorimètre. Les hypothèses utilisées seront rappelées.

2- Détermination d'une enthalpie standard de réaction de la dissolution

Les tables thermodynamiques fournissent la valeur de l'enthalpie standard de réaction $\Delta_r H_1^\circ$ relative à la dissolution du sulfate de sodium déshydraté $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s})$. L'équation de réaction modélisant cette dissolution est notée (1) :



On souhaite mesurer la valeur de l'enthalpie standard de réaction $\Delta_r H_2^\circ$ relative à la dissolution du sulfate de sodium hydraté $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}(\text{s})$. L'équation de réaction modélisant cette dissolution est notée (2) :



Réfléchir à un protocole permettant de déterminer l'enthalpie standard de réaction $\Delta_r H_2^\circ$, puis appeler le professeur.

Appeler le professeur :

Présenter au professeur le protocole imaginé pour mesurer $\Delta_r H_2^\circ$.

Données utiles

Acétate d'éthyle :

- Température d'ébullition : 77 °C
- Masse molaire : 88,1 g.mol⁻¹
- Densité : 0,925
- Capacité thermique : 1,92 J.K⁻¹.g⁻¹
- Enthalpie standard de vaporisation : 34 kJ.mol⁻¹

Masses molaires atomiques (en g.mol⁻¹) :

| | H | O | Na | S |
|--------------------------|-----|----|----|----|
| M (g.mol ⁻¹) | 1,0 | 16 | 23 | 32 |

2. Titration d'un mélange d'ions halogénure

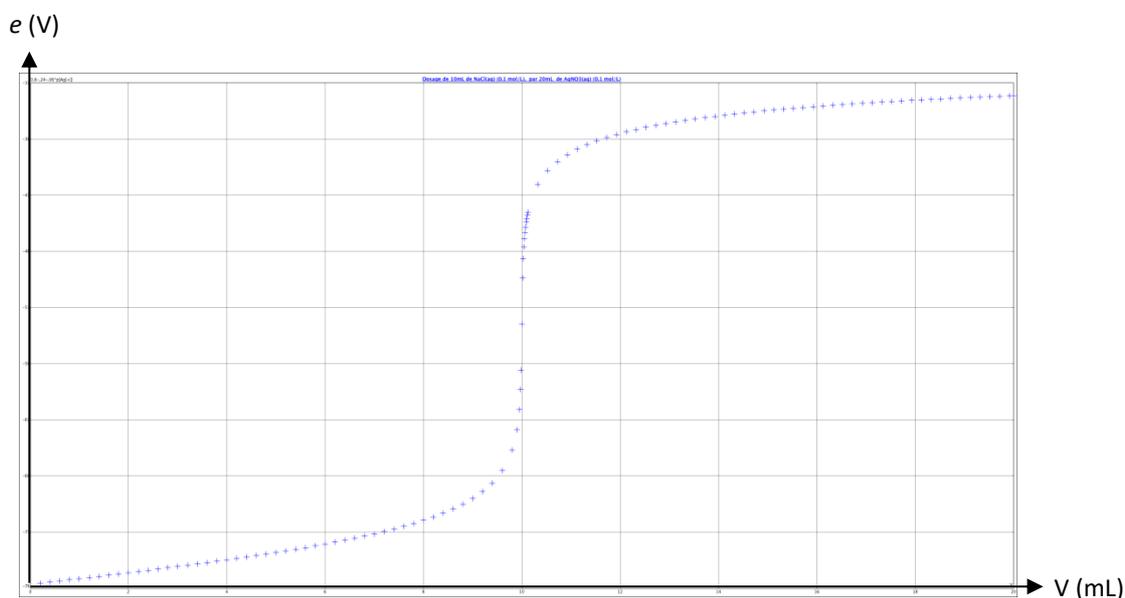
Données : à 25 °C : $pK_s(\text{AgCl}) = 9,8$ et $pK_s(\text{AgI}) = 16$

Bidon
argent(I)



Travail préparatoire :

- Pourquoi est-il judicieux de choisir les ions argent(I) pour titrer les ions halogénures ?
- Proposer des électrodes pour suivre ce titrage par potentiométrie.
- En présence uniquement d'ions chlorure ou d'ions iodure, la courbe de suivi potentiométrique a l'allure suivante
 - Est-il étonnant d'avoir un saut de potentiel à l'équivalence ?
 - Pourquoi $e = E_{\text{ind}} - E_{\text{ref}}$ augmente-t-il au cours du titrage ?



- Si les ions iodure et chlorure ont des concentrations comparables, quel est le premier ion à précipiter avec l'introduction d'ions argent(I) ?
- Que signifie la présence d'un point anguleux sur une courbe de suivi potentionio/pH-métrique de titrage ?

Déterminer les concentrations des ions iodure et chlorure dans le mélange fourni.

Protocole :

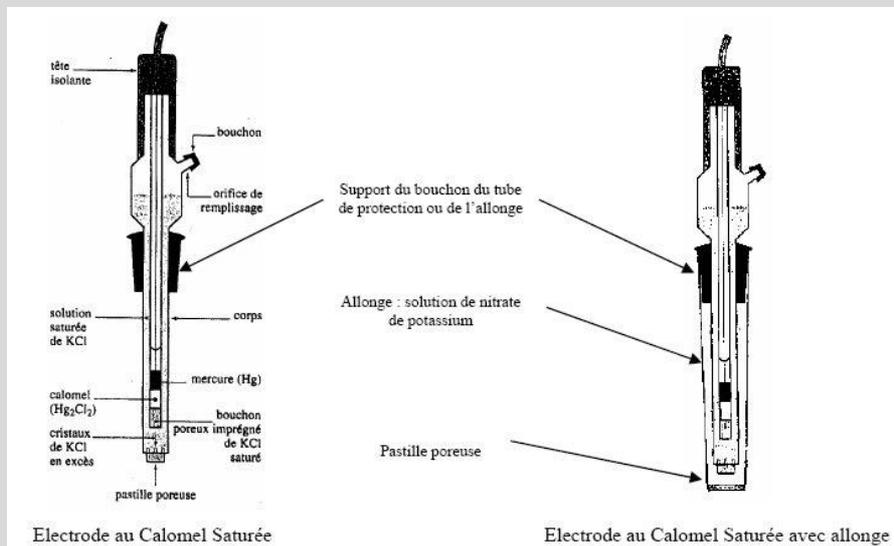
- Prélever $V_0 = 10,00$ mL du mélange d'ions halogénure proposé, diluer la solution pour faire tremper les électrodes avec de l'eau permutée.
- Doser par la solution de nitrate d'argent(I) à $C = 5,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ **en notant vos observations.**
- Tracer la courbe donnant les variations de la f.e.m. e de la pile ainsi constituée en fonction du volume V de solution de nitrate d'argent(I) ajoutée.

Quand protéger une électrode au calomel saturée ?

Le bout de l'ECS est une pastille solide poreuse. A l'intérieur du corps de l'électrode, se trouve une solution saturée de chlorure de potassium (K^+, Cl^-).

Risque : Si la solution dans laquelle on plonge l'électrode contient un cation pouvant précipiter avec les ions Cl^- , il y a un risque de boucher la pastille poreuse par formation d'un précipité : l'électrode devient alors inutilisable.

Expl : Ag^+ (dans bécher) + Cl^- (dans le corps de l'électrode) = AgCl(s) (au niveau des pores de la pastille)



Solution : On ajoute un manchon protecteur (= une allonge) rempli d'une solution conductrice (expl : une solution saturée de nitrate de potassium) autour de l'ECS. Ainsi, comme les ions nitrate ne forment pas facilement de précipité avec les ions Ag^+ , il n'y a plus de risque de former un précipité dans la partie poreuse du manchon, et le contact électrique est assuré grâce à la solution conductrice.

