

## ETUDE DU BINAIRE EAU-KCl

---

### 1) But

On se propose de tracer une partie du diagramme binaire eau/KCl. Ce TP contient deux parties bien distinctes. Comme vous travaillez par binôme, vous effectuerez chacun une partie différente et vous mettrez à la fin du TP vos résultats en commun pour le tracé du diagramme.

On prendra en abscisse la molalité en KCl.

### 2) Tracé du liquidus par thermométrie

Préparer, dans des tubes à essais ( propres et secs ! ), 13 solutions de KCl en mélangeant 10 g d'eau à respectivement :

0,050 0,100 0,500 1,000 1,500 2,000 2,200 2,400 2,500 2,600 2,800 3,000 3,200 3,400  
grammes de KCl sec.

Ceci fait on prépare un bécher de 800 mL contenant un mélange réfrigérant glace+sel. On trouve dans les tables que l'eutectique correspond à 25% en masse de sel et à une température de  $-21^{\circ}\text{C}$ .

Un tube à essai est alors introduit dans le bécher et on suit la température à l'aide d'un thermomètre à sonde de platine plongeant dans la solution. Il faut veiller à bien agiter cette dernière. Noter la température de solidification et observer la nature des cristaux formés. Il peut être, dans certain cas, plus facile de déterminer la température de disparition du dernier cristal. Quoi qu'il en soit ne pas hésiter à faire la manipulation dans les deux sens et à recommencer si l'on a un doute.

Tracer la température en fonction de la molalité. Si des valeurs vous semblent aberrantes recommencer les mesures correspondantes. Déterminer la composition et la température de l'eutectique. Calculer la constante cryoscopique de l'eau, rechercher sa valeur dans les tables et la déterminer à partir de votre graphe. Conclusion ? Pour le calcul on démontrera la formule de l'abaissement cryoscopique, en prenant soin de bien faire intervenir toutes les fractions molaires nécessaires

### 3) Tracé du liquidus pour les fortes teneurs en KCl

Vous avez pu observer, dans la partie précédente, que les mesures pour les fortes teneurs en KCl sont délicates. Il est donc nécessaire, si l'on veut aller plus loin, de changer de méthode : on utilise un bain thermostaté dans lequel on plonge un récipient contenant une solution qui doit toujours être saturée en KCl . On fait varier la température du bain et on dose les  $\text{Cl}^-$  de la solution surnageante à l'aide d'une solution de nitrate d'argent. On relèvera donc dans les tables la solubilité de KCl en fonction de la température et l'on préparera une solution qui soit encore saturée à  $60^{\circ}\text{C}$ .

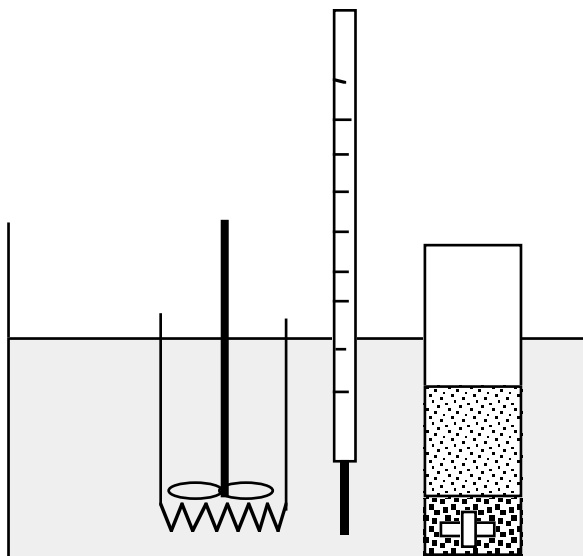
On fera 4 mesures entre la température ambiante et 50°C. Pour chaque température étudiée, on procédera de la manière suivante :

1) Arrêter l'agitation pour laisser décanter le mélange.

2) Pipeter 10 mL de la solution surnageante. On utilisera une pipette portée à la température du bain pour éviter la recristallisation sur la paroi interne de la pipette.

3) Peser la prise d'essai (on aura pris soin de préparer 4 béchers de 50 mL que l'on aura tarés). La diluer à 500 mL.

Prélever 5 mL de cette solution. Doser par  $\text{AgNO}_3$  environ M/20 (le titre exact est fourni) en présence d'ions chromates. Faire à chaque fois 3 dosages concordants. Les sels d'argent sont à récupérer dans le flacon prévu à cet effet. À l'aide d'un logiciel de simulation, on justifiera l'utilisation des chromates comme indicateurs colorés.



Pour chaque température étudiée on calculera  $m_{\text{KCl}}$  présente dans 10 mL de solution saturée ; on en déduira  $m_{\text{H}_2\text{O}}$  correspondante et en déduira la molalité.

Tracer la courbe de solubilité obtenue qui est le prolongement de la partie de la courbe obtenue précédemment.

Peut-on déduire de ces résultats le  $\Delta_r H^\circ$  de dissolution de KCl dans l'eau ?