But du TP : Comprendre la différence entre concentration en soluté apporté et concentration effective lors d'une dissolution.

Lorsqu'on met, par exemple, du sel dans de l'eau et que l'on mélange, ce dernier semble disparaitre. Il ne disparait en fait pas vraiment, mais est dissout – il subit une transformation chimique dont les produits correspondent aux ions composant ce solide ionique. Quelles sont les conséquences de cette dissolution sur les quantités de matière ionique ?

Toutes les réactions dans ce TP sont totales.

On rappelle que, lors d'une dissolution, **le solvant ne fait pas partie des réactifs** de la transformation chimique.

Dans ce TP, nous allons préparer une solution par dissolution puis, un fois la réaction faite, déterminer la concentration des ions présents en fin de réaction grâce à un titrage.

PARTIE I : Préparation de la solution

L'oxalate d'ammonium solide a pour formule $(NH_4)_2C_2O_{4(s)}$. C'est un solide ionique qui va se dissocier totalement dans l'eau distillée (solvant) en ions ammonium $NH_{4(aq)}^+$ et en ions oxalates $C_2O_{4(aq)}^{2-}$.

Nous allons réaliser 50,0 mL d'une solution aqueuse par dissolution d'oxalate d'ammonium, appelée **solution A**. La solution A est de concentration en soluté apporté $c_{oxalate} = 0{,}20\ mol.L^{-1}$, où la concentration en soluté apporté correspond à la quantité de matière de soluté dissoute par unité de volume de solution.

Donnée : $M_{oxalate\ d'ammonium} = 124{,}1\ g.mol^{-1}$

I.1. Ecrire l'équation de dissolution de l'oxalate d'ammonium dans l'eau.

I.2. Déterminer la masse de solide à prélever afin d'obtenir la concentration attendue.

I.3. Proposer un protocole détaillé de la manipulation à réaliser.

Appeler le professeur pour évaluer le protocole et les résultats.

Après accord du professeur, réaliser cette manipulation et appeler pour la vérification finale.

PARTIE II : Détermination de la concentration des ions NH_4^+ en solution

Une fois la dissolution faite, la solution A contient donc, entre autre, des ions NH_4^+, dont on désire déterminer la concentration grâce à un titrage colorimétrique.

Pour cela, nous allons titrer l'ion $NH_{4(aq)}^+$ (acide) contenue dans un erlenmeyer par une solution titrante de soude contenant des ions hydroxydes $HO_{(aq)}^-$ (base) de concentration $c_{soude} = 1.0\ mol.L^{-1}$.

L'équation de la réaction support du titrage est alors :

$$NH_{4(aq)}^+ + HO_{(aq)}^- \rightarrow NH_{3(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

Afin de voir clairement la fin de réaction, nous allons ajouter une faible quantité de bleu de thymol à notre solution A : cet indicateur (qui ne participe pas à la réaction !) est **rouge/jaune** en présence d'acide et **bleu** en présence d'une base.

II.1. Comment va évoluer la couleur de la solution dans l'erlenmeyer au fur et à mesure du titrage (avant puis après équivalence) ? Justifier.

II.2. A l'équivalence, que peut-on dire des quantités de matière de NH_4^+ initiale et de HO^- ajouté ? Détailler votre raisonnement et donner une expression littérale.

Appeler le professeur pour évaluer les résultats

Protocole

- Rincer tout le matériel avec de l'eau distillée.
- Rincer la burette avec la solution titrante, puis la remplir de soude, en réglant correctement le zéro.

Appeler le professeur pour vérification du zéro

- Prélever précisément 20,0 mL de la solution A à l'aide d'une pipette jaugée et l'introduire dans un erlenmeyer de 50 mL. Y ajouter 10 gouttes de bleu de thymol.
- Introduire un barreau aimanté dans l'erlenmeyer et placer un papier blanc sur l'agitateur magnétique noir afin de mieux repérer le changement de couleur.
- Ajouter doucement la soude dans l'erlenmeyer grâce à la burette, en maintenant une agitation modérée.
- Repérer précisément le changement de couleur et **noter le volume à l'équivalent V_E**.
  Aide : $7 < V_E < 10$ mL

II.3. Déterminer la quantité de matière des ions ammonium NH_4^+ présente dans les 20 mL solution A titrée.

II.4. Calculer la concentration effective en ions NH_4^+ dans la solution A.

II.5. Que peut-on dire, quantitativement, de la concentration effective en ions NH_4^+ en solution trouvée expérimentalement par rapport à la concentration en soluté apporté $c_{oxalate}$? Expliquer le phénomène (un tableau d'avancement peut être utilisé si nécessaire).

Appeler le professeur pour évaluer les résultats

BONUS *Uniquement si le TP est terminé ; A faire sur une feuille et rendre au professeur en fin de TP*

On cherche à préparer 100 mL de deux solutions différentes de concentration molaire en soluté apporté $c_A = c_B = 0.1$ **mol.L^{-1}** :

- Une solution A de chlorure de potassium KCℓ $M_A = 75$ g.mol^{-1}
- Une solution B de chlorure de fer III $FeCℓ_3$ $M_B = 162$ g.mol^{-1}

Une fois les solutions préparées, la présence des ions chlorure est confirmée par ajout d'une solution de nitrate d'argent ($2\,Ag^+ + NO_3^{2-}$) : un précipité de chlorure d'argent $AgCℓ_{(s)}$ se forme alors.

Dans 2 tubes à essais, notés A et B, verser 10,0 mL d'eau distillée, mesurés à l'éprouvette graduée, puis un volume de 2 mL de nitrate d'argent de concentration c_{AgNO3}=0,02 mol.L^{-1}. Verser ensuite dans le tube A une goutte de la solution A et dans le tube B une goutte de la solution B.

On remarque que la solution dans le tube B se trouble beaucoup plus que dans le tube A.

1. Pour chaque solution A et B, déterminer la masse m_A de chlorure de potassium et la masse m_B de chlorure d'aluminium qu'il faut peser pour préparer les solutions A et B.

2. Pour chacune des solutions, écrire l'équation de dissolution.

3. Exprimer la concentration des ions chlorures en fonction de x_{max} et V dans chaque cas, puis expliquer exactement l'origine de la différence des troubles observés dans chacun des tubes.

Ce qu'il faut retenir

❖ **Concentration en soluté apporté**

Quantité de matière de soluté (ex : solide ionique) dissoute par unité de volume de solution. On la note généralement c. Cette concentration rend compte de la façon dont la solution a été fabriquée.

❖ **Concentration effective en ion**

.....

.....

.....

.....