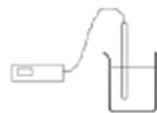


A

1. Manipulation 1

1.  $m = 0,21 \text{ g}$
2. on met la poudre dans une fiole de 50 mL. On complète avec de l'eau.
3.  $M = m/n \Leftrightarrow n = m/M = 0,21/256 = 0,00082$
4.  $n = C \cdot V \Leftrightarrow C = n/V = 0,00082/0,050 = 0,0164 \text{ mol/L}$
5.  $C = 0,0164/50 = 0,000328 \text{ mol/L}$

II.1



2.  $\sigma = 91,3 \mu\text{S}/\text{cm}$
3.  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$
4.  $C_{\text{Mg}^{2+}} = C$  et  $C_{\text{NO}_3^-} = 2C$
5.  $\sigma = \lambda_{\text{Mg}^{2+}} \cdot C + 2\lambda_{\text{NO}_3^-} \cdot C \Leftrightarrow C = 9,13/(10,6 + 2 \times 7,2) = 0,365 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
6. Les valeurs sont quasi identiques, c'est cohérent. Le sel est 100% soluble.

## Analyse de compte-rendus de TP

Que pensez-vous des compte-rendus fournis ?

Analysez-les. Quels sont les points positifs et les points d'amélioration possible de chacun d'entre-eux.

Quel est celui qui répond au mieux aux recommandations de rédactions attendues ?

Puis répondre aux questions posées dans l'activité Madoc.

TP N°4 : Analyse du taux de dissociation d'un sel par conductimétrie

Dans ce travail nous allons préparer une solution de sel de nitrate de magnésium hexahydraté  $Mg(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$  et étudierons sa solubilité à l'aide d'une mesure de conductivité. Nous pourrons ainsi déterminer la concentration des ions en solution et en déduire le taux de dissociation du sel dans l'eau.

1. Préparation de la solution de sel

On mesure tout d'abord une masse de sel de nitrate de magnésium :

$$m_{sel} = 0,210 \pm 0,001 \text{ g}$$

On prépare ensuite la solution mère selon le protocole ci-dessous :

On ajoute un peu d'eau déminéralisée dans le bâcher pour dissoudre le sel. On transvase la solution dans une fiole de 40 mL. On ajoute de l'eau jusqu'à moitié et on agite. Puis on complète jusqu'au trait de jauge. On agite à nouveau pour bien homogénéiser la solution mère. La solution est limpide. Il n'y a plus de solide en solution.

On calcule la concentration molaire en sel de la solution mère :

$$\begin{aligned} M_{sel} &= Mg + 2Mg + 6Mo + 6Mg + 12Mo \\ &= 24 + 2 \times 14 + 6 \times 16 + 6 + 12 \times 12 = 256 \text{ g.mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$C_{sel\text{mère}} = \frac{m_{sel}}{V_{solution}} = \frac{m_{sel}}{M_{sel} \cdot V_{solution}} = \frac{0,21}{256 \times 0,050} = 1,04 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

On prépare ensuite la solution diluée pour la mesure de conductivité.

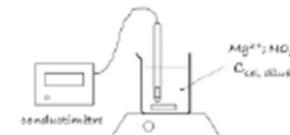
Pour cela, on prélève 2 mL de solution mère à l'aide d'une pipette jaugée. On transvase dans une fiole jaugée de 100 mL que l'on complète avec de l'eau déminéralisée.

On calcule alors la concentration molaire en sel de la solution diluée :

$$C_{sel\text{diluée}} = \frac{C_{sel\text{mère}} \cdot V_{sel\text{mère}}}{V_{total}} = \frac{1,04 \cdot 10^{-2} \times 2}{100} = 3,28 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

II. Analyse de la conductivité ionique de la solution

On réalise le montage présenté ci-dessous :



On mesure ensuite la conductivité de la solution diluée

$$\sigma_{mesure} = 91,3 \pm 0,2 \mu S/cm$$

$$\sigma_{nitrateMg} = 0,0913 \text{ mS/cm} = 0,0913 \cdot 10^3 \text{ mS/m} = 9,13 \text{ mS/m}$$

On écrit l'équation de dissolution du sel de nitrate de magnésium dans l'eau.



D'où  $[Mg^{2+}] = C_{sel}$  et  $[NO_3^-] = 2C_{sel}$

Calculons alors la concentration molaire expérimentale en sel dans la solution diluée :

$$\sigma_{nitrateMg} = \lambda_{Mg^{2+}} \cdot [Mg^{2+}] + \lambda_{NO_3^-} \cdot [NO_3^-] = (\lambda_{Mg^{2+}} + 2\lambda_{NO_3^-}) \cdot C_{sel}$$

$$C_{sel\text{exp}} = \frac{\sigma_{nitrateMg}}{\lambda_{Mg^{2+}} + 2\lambda_{NO_3^-}} = \frac{9,13}{10,6 + 2 \times 7,2} = 0,365 \text{ mol/m}^3 = 3,65 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

On en déduit le taux de dissociation expérimental du sel :

$$\tau = \frac{C_{sel\text{exp}}}{C_{sel\text{mère}}} = \frac{3,65 \cdot 10^{-4}}{3,28 \cdot 10^{-4}} = 111\%$$

On s'attendait à un taux de dissociation égal de 100%. On a une valeur supérieure à 100%, ce qui n'est pas possible. L'écart de 11% peut être dû à une cellule de conductivité mal rinçée, ou bien le flacon contenant le sel de nitrate de magnésium hexahydraté étant ouvert depuis plusieurs années, le sel a peut-être un peu séché et n'est plus hexahydraté, ce qui a dans ce cas pour conséquence de surestimer la masse molaire du sel hydraté, et donc la concentration molaire de la solution mère.

Malgré ces incertitudes expérimentales, nous avons bien démontré que le sel de nitrate de magnésium hydraté était totalement soluble dans l'eau.

TP N° : Analyse du taux de dissociation d'un sel par conductimétrie

Dans ce travail nous allons préparer une solution de sel de nitrate de magnésium hexahydraté  $Mg(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$  et étudierons sa solubilité à l'aide d'une mesure de conductivité. Nous pourrons ainsi déterminer la concentration des ions en solution et en déduire le taux de dissociation du sel dans l'eau.

1. Préparation de la solution de selMasse de sel pesée

$$\text{Expérimentateur} = \text{PAUL} : m_{\text{sel}} = 0,210 \pm 0,002 \text{ g}$$

Préparation de la solution mère

On ajoute un peu d'eau déminéralisée dans le bûcher pour dissoudre le sel. On transvase la solution dans une fiole de 40 mL. On ajoute de l'eau jusqu'à moitié et on agite. Puis on complète jusqu'au trait de jauge. On agite à nouveau pour bien homogénéiser la solution mère. La solution est limpide, il n'y a plus de solide en solution.

Masse molaire du sel

$$M_{\text{sel}} = M_{Mg} + 2M_N + 6M_O + 6M_H + 12M_O \\ = 24 + 2 \times 14 + 6 \times 16 + 6 + 12 \times 12 = 256 \text{ g.mol}^{-1}$$

Concentration molaire en sel de la solution mère

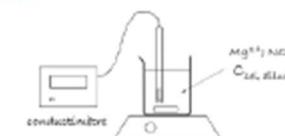
$$C_{\text{sel,mère}} = \frac{m_{\text{sel}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{m_{\text{sel}}}{M_{\text{sel}} \cdot V_{\text{solution}}} = \frac{0,21}{256 \times 0,050} = 1,64 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Préparation de la solution diluée

On préleve 2 mL de solution mère à l'aide d'une pipette jaugée. On transvase dans une fiole jaugée de 100 mL que l'on complète avec de l'eau déminéralisée.

Concentration molaire en sel de la solution mère

$$C_{\text{sel,diluée}} = \frac{C_{\text{sel,mère}} \cdot V_{\text{partie}}}{V_{\text{total}}} = \frac{1,64 \cdot 10^{-2} \times 2}{100} = 3,28 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

II. Analyse de la conductivité ionique de la solutionSchéma du montageConductivité de la solution diluée

$$\text{Expérimentateur} = \text{Analys} : \sigma_{\text{diluée}} = 91,3 \pm 0,2 \mu\text{S/cm}$$

$$\sigma_{\text{diluée}} = 0,0913 \text{ mS/cm} = 0,0913 \cdot 10^3 \text{ mS/m} = 91,3 \text{ mS/m}$$

Équation de dissociation du selRelations entre la concentration des ions et la concentration en sel

$$[Mg^{2+}] = C_{\text{sel}} \quad \text{et} \quad [NO_3^{2-}] = 2C_{\text{sel}}$$

Conductivité ionique de la solution en fonction de la concentration des ions

$$\sigma_{\text{nitrateMg}} = \lambda_{Mg^{2+}}^i \cdot [Mg^{2+}] + \lambda_{NO_3^{2-}}^i \cdot [NO_3^{2-}] = (\lambda_{Mg^{2+}}^i + 2\lambda_{NO_3^{2-}}^i) \cdot C_{\text{sel}}$$

D'où la concentration molaire expérimentale en sel dans la solution diluée

$$C_{\text{sel,exp}} = \frac{\sigma_{\text{nitrateMg}}}{\lambda_{Mg^{2+}}^i + 2\lambda_{NO_3^{2-}}^i} = \frac{9,13}{10,6 + 2 \times 7,2} = 0,365 \text{ mol/m}^3 = 3,65 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Taux de dissociation expérimental du sel

$$\tau = \frac{C_{\text{sel,exp}}}{C_{\text{sel,diluée}}} = \frac{3,65 \cdot 10^{-4}}{3,28 \cdot 10^{-4}} = 111 \%$$

On s'attendait à un taux de dissociation égal de 100%. On a une valeur supérieure à 100%, ce qui n'est pas possible. L'écart de 11% peut être dû à une cellule de conductivité mal rinçée, ou bien le flacon contenant le sel de nitrate de magnésium hexahydraté étant ouvert depuis plusieurs années, le sel a peut-être un peu séché et n'est plus hexahydraté, ce qui a dans ce cas pour conséquence de surestimer la masse molaire du sel hydraté, et donc la concentration molaire de la solution mère.

Malgré ces incertitudes expérimentales, nous avons bien démontré que le sel de nitrate de magnésium hydraté était totalement soluble dans l'eau.

TP N°1 : Analyse du taux de dissolution d'un sel par conductimétrie

Le nitrate de magnésium représenté par la formule chimique  $Mg(NO_3)_2$  ou  $MgN_2O_6$  qui porte le nom IUPAC d'nitrate de magnésium, est une poussière hygroscopique cristalline blanche qui est soluble dans l'eau et l'alcool. Dans l'eau, il forme rapidement l'hexahydrate de formule  $Mg(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ . L'hexahydrate existe dans la nature sous la forme du minéral nitromagnésite, que l'on trouve dans les mines et les grottes. C'est un sel de magnésium, et il contient des liaisons chimiques qui sont de nature ionique. Étant un oxydant puissant, il peut présenter un risque d'incendie. Il peut également provoquer un risque d'explosion lorsqu'il est mis en contact avec des substances organiques. Le contact avec les yeux, la peau et l'inhalation doit être évité car il entraîne une irritation, une toux et un essoufflement. L'ingestion de grandes quantités entraîne des douleurs abdominales, des étourdissements, une diarrhée sanguinolente, des vomissements, des convulsions, une faiblesse et un effondrement. Dans ce travail nous allons préparer une solution de sel de nitrate de magnésium hexahydraté  $Mg(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ , nous la diluerons et mesurerons sa conductibilité. Nous calculerons alors la concentration des ions en solution dans la solution diluée, puis dans la solution mère et nous la comparerons avec la concentration calculée. Puis nous conclurons et proposerons une explication pour les différences que l'on aura constatées.

1. Préparation de la solution de sel

1. A l'aide d'une balance de précision, nous pesons tout d'abord une quantité de sel de nitrate de magnésium égale à 0,023g. L'incertitude sur la masse pesée est égale à 0,02 g.

2. Pour préparer la solution mère, on pese le sel dans un bêcher de 50 mL en plastique. On ajoute un peu d'eau déminéralisée dans le bêcher pour dissoudre le sel. On agite un peu avec une baguette en verre pour aider le sel à se dissoudre. On transvase la solution dans une fiole de 50 mL. On ajoute alors de l'eau déminéralisée jusqu'à la moitié de la fiole. On ferme avec un bouchon et on agite. On ajoute à nouveau de l'eau déminéralisée jusqu'au trait de jauge. On remet le bouchon et on agite à nouveau pour bien homogénéiser la solution. La solution est alors prête à être utilisée pour le reste de l'expérience.

3. On calcule la concentration de la solution mère de sel de nitrate de magnésium. masse = 0,023 g :

$$C_m = \frac{s}{P} = \frac{m}{M \cdot V} = 0,0164 \quad \text{avec} \quad \text{volume} = 50 \text{ mL} ;$$

masse molaire = 250 g/mol

La concentration de la solution est égale à  $1,64 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ .

4. Pour préparer la solution diluée, nous avons utilisé une pipette double jauge de 2 mL surmontée d'une poire propulsive, que nous avons préalablement vidée en appuyant sur la poire en même temps que la lettre A. Il faut faire attention à ne pas trop enfouir la pipette

pour ne pas déloger les billes. Nous avons ensuite vidée. Puis nous avons plongé la pipette dans la fiole contenant la solution à prélever. Nous avons ensuite appuyé sur la lettre S pour faire monter la solution jusqu'au trait de jauge supérieur puis nous avons placé la pipette remplie dans la fiole jaugeée de 200 mL. Puis nous avons appuyé sur la lettre E pour faire redescendre la solution dans la fiole. Il faut faire attention à ne pas rater le trait de jauge du bas puisque le volume de 2 mL correspond au volume situé entre les deux traits de jauge. Il ne faut donc pas vider la pipette en entier. Nous avons ensuite ajouté de l'eau déminéralisée jusqu'au 3/4 environ de la fiole. Nous avons ajouté le bouchon et agité la fiole. Nous avons ensuite ajouté de l'eau déminéralisée jusqu'en bas du col et répété l'opération d'agitation. Puis nous avons ajouté de l'eau cette fois jusqu'au trait de jauge de la fiole, et répété une 3<sup>e</sup> fois l'agitation.

5. On calcule maintenant la concentration de la solution diluée. D'après le facteur de dilution de 50, la concentration de la solution diluée est égale à  $3,28 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ . Nous sommes maintenant prêts pour mesurer la conductivité de la solution.

II. Analyse de la conductivité ionique de la solution

1. Le montage expérimental est le suivant :



On rince la cellule de conductivité et on la sèche avec un papier absorbant avant de la plonger dans la solution que l'on a préalablement versée dans un bêcher propre et sec. On ajoute un barreau aimanté et on met l'agitateur magnétique en route. On lit alors sur le conductimètre préalablement relié à la cellule de mesure une valeur de conductivité de 92,8  $\mu S/cm$  avec une incertitude de 0,2  $\mu S/cm$ .

3. Dans l'eau l'équation de dissolution du sel est la suivante :



4. La relation entre la concentration des ions en solution et celle de la solution est  $[Mg^{2+}] = C$  pour l'ion  $Mg^{2+}$  et  $[NO_3^{-}] = 2C$  pour l'ion  $NO_3^{-}$ .

$$\sigma_{\text{nitrateMg}} = \sum \lambda_i \cdot [i] \quad \text{avec} \quad \lambda_{Mg^{2+}} = 10,6 \text{ mS.m}^2 \cdot \text{mol}^{-2} ; \lambda_{NO_3^{-}} = 3,2 \text{ mS.m}^2 \cdot \text{mol}^{-2}$$