

Les solutions aqueuses

Dans ce parcours, on s'intéressera à la chimie des solutions aqueuses, car c'est cette partie qui a été la plus étudiée en lycée, et celle dont les lacunes sont les plus préjudiciables pour l'entrée dans l'enseignement supérieur.

Ce premier chapitre va donc rappeler des éléments indispensables pour décrire et analyser ces solutions.

Synthèse de cours

1. Caractéristiques d'une solution aqueuse

1.1. Solvant, soluté, solution

Une **solution** est constituée de **solutés** (espèces chimiques minoritaires) dissouts dans un **solvant** (espèce chimique majoritaire).

Une solution **aqueuse** est une solution dont le solvant est l'**eau**.

1.2. Concentration molaire d'une espèce en solution

La concentration molaire d'une espèce en solution est le rapport entre la quantité de matière de cette espèce et le volume du solvant. Elle est notée **entre crochets**.

Exemple :
$$[\text{Na}^+] = \frac{n(\text{Na}^+)}{V}$$

Remarque Les espèces peuvent être des ions ou des molécules.

1.3. Dissolution d'un solide ionique dans l'eau

Au cours d'une dissolution, il y a conservation de la matière et des charges électriques. L'équation de dissolution s'écrit :



Exemple : Dissolution du chlorure de sodium : $\text{NaCl(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$.

2. pH d'une solution aqueuse

2.1. Présence d'ions oxonium dans une solution aqueuse

L'eau a des propriétés acido-basiques.

Une des conséquences de ces propriétés est la suivante :

Toute solution aqueuse contient des ions oxonium (H_3O^+) en plus ou moins grande quantité.

2.2. Mesure de la quantité d'ions oxonium dans une solution

La concentration en ions oxonium dans une solution aqueuse peut varier sur une grande plage de valeurs (entre $10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$ et $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$!).

On utilise donc une échelle plus adaptée avec la mesure du **pH** de la solution :

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right)$$

- $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est la concentration en ions oxonium dans la solution aqueuse, exprimée en mol.L^{-1} .
- c^0 est une concentration standard qui a toujours la même valeur : $c^0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$.
- $\log()$ représente la fonction logarithme décimal.

2.3. Mesure expérimentale du pH d'une solution aqueuse

On mesure expérimentalement le pH d'une solution aqueuse à l'aide d'un pH-mètre, muni d'une sonde pH-métrique.



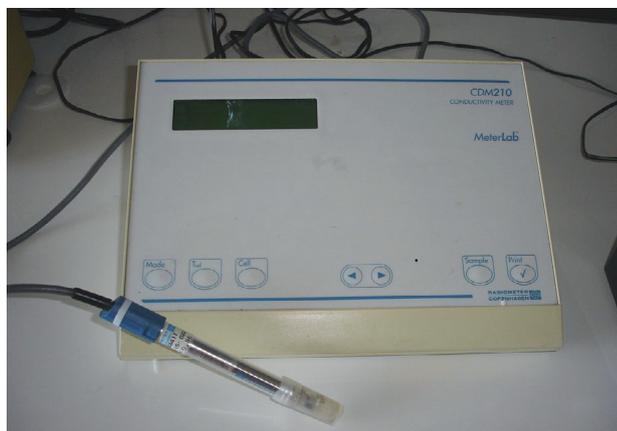
3. Conductivité d'une solution aqueuse

3.1. Définition

La **conductivité** (notée σ) d'une solution aqueuse mesure sa capacité à laisser passer le courant électrique.

- On la mesure expérimentalement à l'aide d'un conductimètre.
- Elle s'exprime en Siemens par mètre ($S \cdot m^{-1}$).

Remarque $1 S = 1 \Omega^{-1}$.



Conductimètre

3.2. Loi de Kohlrausch

La conductivité d'une solution aqueuse est liée à la présence d'ions. Elle dépend :

- de la concentration de chaque type d'ions qu'elle contient,
- du caractère plus ou moins conducteur de chaque type d'ions.

Si on numérote chaque type d'ions d'une solution avec un indice i (i vaut 1, 2, 3, etc.), alors la conductivité de la solution se calcule par la formule de Kohlrausch :

$$\sigma = \sum (\lambda_i [X_i])$$

- λ_i représente la conductivité ionique molaire de l'ion n° i ,
- $[X_i]$ représente la concentration molaire de l'ion n° i dans la solution exprimée en $\text{mol}\cdot\text{m}^{-3}$.

Attention Cette relation est valable pour des solutions dont les concentrations en solutés sont faibles (inférieures à $10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$).

3.3. Conductivité ionique molaire

La conductivité ionique molaire d'un ion traduit son caractère plus ou moins conducteur du courant électrique. Elle dépend du type d'ion, de la température.

On peut retenir que :

- les ions H_3O^+ sont les plus conducteurs, suivis des ions HO^- ,
- les autres ions sont moins conducteurs.

4. Loi de Beer-Lambert

4.1. Absorbance d'une solution colorée

L'**absorbance** (généralement notée « A ») d'une solution colorée mesure la capacité de cette solution à absorber la lumière qui la traverse.

Elle dépend de la longueur d'onde de la lumière qui la traverse. On caractérise donc une solution colorée par son **spectre d'absorption** en représentant l'absorbance (en ordonnée) en fonction de la longueur d'onde de la lumière (en abscisse).

4.2. Énoncé de la loi

Plus une solution est concentrée en espèce colorée, plus elle absorbe de lumière ! La loi de Beer-Lambert traduit cette proportionnalité entre l'absorbance et la concentration d'une solution :

$$A = k \cdot c$$

- A est l'absorbance de la solution (sans unité).
- c est la concentration de la solution (en mol.L⁻¹).
- k est un coefficient qui dépend de la nature de la solution, de la longueur d'onde de la lumière et de l'épaisseur de solution traversée (généralement 1 cm).

Attention

Cette relation est valable pour des solutions dont les concentrations en solutés sont faibles (inférieures à 10⁻²-mol.L⁻¹).

Compétences à acquérir



- Calculer la concentration de chaque ion dans une solution.
- Connaître et utiliser la relation entre le pH d'une solution aqueuse et sa concentration en ions oxonium.
- Connaître et utiliser la loi de Kohlrausch.
- Connaître et utiliser la loi de Beer-Lambert.

Fiche méthodes

Méthode 1.1

Comment déterminer la concentration en ions oxonium dans une solution aqueuse ?

On utilise la valeur du pH de cette solution, mesurée expérimentalement.

Le pH est défini par la relation : $\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C^0}\right)$.

La concentration standard étant $C^0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$, on en déduit que :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ (en mol.L}^{-1}\text{)}.$$

Attention Ne pas confondre la fonction log (logarithme décimal) et la fonction ln (logarithme népérien).

Exemple : Une solution aqueuse a un pH de 2,3. Quelle est la concentration des ions oxonium dans cette solution ?

Réponse : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,3} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Méthode 1.2

Comment calculer la conductivité d'une solution aqueuse ?

On suit les étapes :

1. Faire l'inventaire de toutes les espèces **ioniques** présentes dans la solution (les espèces moléculaires ne sont pas prises en compte).
2. Vérifier que les conductivités ioniques molaires sont fournies (il faut éventuellement les rechercher dans une table).
3. Déterminer la concentration molaire de chaque espèce ionique.
4. Appliquer la relation $\sigma = \sum(\lambda_i [X_i])$.

Attention Dans cette formule, la concentration molaire s'exprime en $\text{mol}\cdot\text{m}^{-3}$ et non en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ comme habituellement en chimie.

Exemple : Quelle est la conductivité d'une solution de chlorure de sodium dont la concentration en soluté est $c = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?

Réponse : L'équation de dissolution du chlorure de sodium dans l'eau est : $\text{NaCl(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$.

La solution contient donc des ions Na^+ et des ions Cl^- qui ont pour concentrations : $[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

On applique la formule : $\sigma = \lambda_{\text{Na}^+} [\text{Na}^+] + \lambda_{\text{Cl}^-} [\text{Cl}^-]$, soit :

$\sigma = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1} \times 1,0 \text{ mol}\cdot\text{m}^{-3} + 7,6 \cdot 10^{-3} \text{ S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1} \times 1,0 \text{ mol}\cdot\text{m}^{-3}$
donc $\sigma = 1,26 \cdot 10^{-2} \text{ S}\cdot\text{m}^{-1}$.

Méthode 1.3

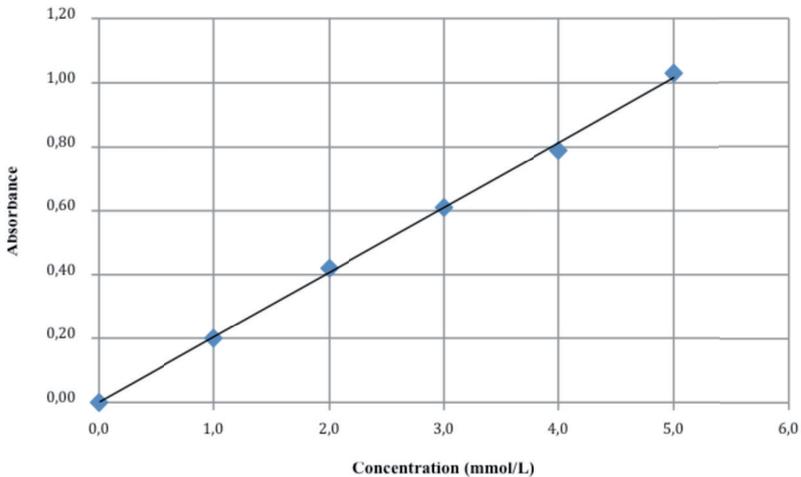
Déterminer la concentration d'une solution à partir de son absorbance

Pour cela il faut :

- mesurer l'absorbance de la solution de concentration inconnue,
- placer cette absorbance sur la courbe d'étalonnage préalablement construite (ou fournie),
- noter la concentration correspondante sur la courbe.

Attention La mesure de l'absorbance de la solution de concentration inconnue doit être faite dans les mêmes conditions que pour la courbe d'étalonnage.

Exemple : Voici la courbe d'étalonnage d'une solution de permanganate de potassium. Dans les mêmes conditions, on mesure l'absorbance d'une solution inconnue de permanganate de potassium : $A = 0,90$. Déterminer la concentration de cette solution inconnue.



Solution : On trace, sur le graphique, la droite horizontale $A = 0,90$.

On détermine ensuite l'intersection de cette droite avec la courbe d'étalonnage. La concentration de la solution inconnue correspond à l'abscisse du point d'intersection :

$$c = 4,5 \text{ mmol.L}^{-1} = 4,5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} .$$