

LC 03 : Solubilité

Antoine Lehébel et Brigitte Li

Leçon

Niveau : lycée

Prérequis :

- Constantes de réaction
- Force électrostatique de Coulomb
- Potentiels d'oxydoréduction

Bibliographie :

- Chimie 1^{ère} S, Durupthy
- Chimie tout-en-un PCSI
- La Chimie Expérimentale, Le Maréchal

La solubilité est un des plus vieux phénomènes chimiques auxquels on s'intéresse, notamment au travers des marais salants, puisqu'il ne s'agit de rien d'autre que de jouer avec la solubilité du chlorure de sodium. La solubilité intervient aussi au quotidien dans nos TP de chimie, où nous trouvons sur nos paillasses des solutions toutes prêtes de concentration donnée sans forcément savoir comment elles ont été préparées.

I- Lien entre processus microscopique et macroscopique

Expérience n°1 : (facile à réaliser et rien à préparer, 2 minutes) On verse la même quantité de sel dans un bécher contenant un peu d'huile et un autre contenant la même quantité d'eau. On observe qu'après agitation, le sel se dissout dans l'eau mais pas dans l'huile.

1-) Polarité d'un solvant

Définition de l'électronégativité comme tendance d'un atome à attirer les électrons dans une liaison. Charges partielles, molécules polaires. Les composés polaires se dissolvent bien dans les solvants polaires, les composés apolaires se dissolvent bien dans les solvants apolaires.

2-) Processus de dissolution

Transparent illustrant les trois phases de dissolution pour un composé ionique : dissociation, hydratation, dispersion. Pour un composé moléculaire, on n'a pas de phase de dissociation.

3-) Effet thermique de la dissolution

Expérience n°2 : (Le Maréchal, rapide également, il y a juste à prépeser la soude et verser la quantité d'eau choisie) On verse de l'eau (100 mL) dans un vase Dewar, avec un thermomètre qui passe à travers le couvercle. On ajoute ensuite des cristaux de soude (10 g). On suit ensuite l'évolution de la température, en agitant pour que les cristaux se dissolvent.

Remarque : On peut éventuellement déduire la chaleur molaire de dissolution de la variation de température, mais ça demande d'introduire des capacités calorifiques, ce qui n'est pas forcément pertinent au niveau lycée. De toute manière, il y a beaucoup de pertes par le couvercle, et la valeur trouvée est sous-estimée. Bien penser à mesurer la température de l'eau avant de verser la soude dedans.

Schéma qui explique les transferts thermiques associés à chaque étape de la dissolution. Définition de la chaleur latente de dissolution. Distinction des dissolutions endothermiques et exothermiques, exemples de valeurs pour des composés courants.

Expliquer pourquoi il ne faut jamais verser de l'eau dans l'acide (seule une petite goutte d'eau doit absorber toute l'énergie dégagée par la dissolution d'acide dans celle-ci, ce qui provoque un échauffement énorme).

II- Caractéristiques de la solution obtenue

1-) Saturation

Insister sur la différence entre concentration molaire en soluté apporté et concentration effective d'une espèce en solution, avec un exemple.

Définition de la solubilité, du K_s (loi d'équilibre valable uniquement dans le cas d'une solution saturée).

Expérience n°3 : (demander l'énoncé à Jonathan, facilement 45 min de préparation et 5 minutes en présentation) Mesure de la solubilité du borax. On prépare 3 solutions contenant 5 g de borax et 25 mL d'eau, que l'on place à 3 températures différentes, par exemple température ambiante, bain de glace et bain thermostaté (le rôle de la température sera évoqué plus tard). On laisse agiter pendant 20 minutes, puis on prélève 5 mL de surnageant de la solution saturée, que l'on ajoute à 25 mL d'eau. On effectue ensuite un dosage colorimétrique avec du HCl à 0,1 M. L'indicateur coloré est le vert de bromocrésol. On déduit la solubilité du volume équivalent.

Remarque : Pour la présentation, penser à lancer l'expérience dès le début. Refaire le point à température ambiante, car la rapidité de prélèvement n'y est pas importante. Les volumes équivalents varient entre 15 et 30 mL environ, donc éventuellement prendre une burette de 50 mL pour la solution la plus chaude.

2-) Applications

Transparent pour expliquer le principe de l'extraction, par exemple pour faire passer du diiode dans l'heptane depuis l'eau.

Electrode au calomel saturée en KCl. Insister sur le fait que son potentiel dépend de la température.

III- Effets de divers paramètres extérieurs

1-) Température

Expérience n°4 : (Le Maréchal ou texte de TP, pas de préparation spécifique, 5 minutes en présentation) Pluie d'or. On ajoute 1 mL de PbNO_3 à 5 %, 1 mL de KI à 5 % et 20 mL d'eau dans un tube à essais. On voit se former un précipité jaunâtre de PbI_2 . En chauffant au campingaz, le précipité se dissout. Ensuite, en laissant refroidir le tube à essais dans l'eau froide, on voit apparaître des cristaux de PbI_2 très brillants.

Remarque : Il est inutile de refroidir le tube sous le robinet, le laisser plongé dans un cristallisateur et donner quelques explications pendant ce laps de temps, puis le ressortir et montrer les cristaux.

Si on veut une mesure plus quantitative de l'effet de la température sur la solubilité, on peut reprendre l'expérience n°3, avec les mesures à 3 températures différentes. Ça donne une tendance.

Remarque : La leçon étant niveau lycée, ne pas parler de lois de modération ni de la loi de Van't Hoff, mais inciter le jury à vous poser des questions à ce sujet dans la deuxième partie de l'épreuve.

2-) pH

Expérience n°5 : (Le Maréchal, pas de préparation, 2 minutes) On prend 2 tubes à essais contenant de l'eau de Javel. On leur ajoute quelques gouttes de soude concentrée pour les rendre très basiques. On place du papier amidonné dans les 2 tubes, et on ajoute quelques gouttes d'HCl dans un des 2 tubes. Le papier amidonné noircit dans le tube acide à cause d'un dégagement gazeux.

Remarque : Cette expérience est à réaliser impérativement sous la hotte, car elle dégage du Cl_2 , hautement dangereux. Ajouter de la soude immédiatement après que le papier a noirci, pour arrêter la réaction.

Insister sur le fait que contrairement au cas de la température, on ne change pas la valeur de K_s , mais bien de la solubilité.

Pour la conclusion, on peut faire une ouverture sur la médecine : la maladie de la goutte chez les personnes ayant un taux d'acide urique dans le sang trop élevé est liée à la solubilité : des cristaux d'acide se forment dans les parties du corps où la température est plus faible, ce qui provoque des douleurs.

Questions

- Comment savoir quels atomes sont plus électronégatifs ? (augmentation de gauche à droite et de bas en haut dans la classification périodique) Où trouver les valeurs d'électronégativité ? (Handbook of Chemistry and Physics) Quelles sont les différentes échelles d'électronégativité ? (Mulliken, Pauling, Allred Rochow)
- Qu'est-ce que la polarité d'un solvant ? (présence d'un moment dipolaire permanent) Un ion est-il un composé polaire ? (non)
- Comment fonctionne un vase Dewar ? (enceinte de vide)

- Le sucre se dissout-il mieux dans le café chaud ou dans le café froid ? (chaud) Est-ce un effet thermodynamique ou cinétique ? (cinétique)
- Peut-on parler de concentration d'un solide ? (pas de concentration à proprement parler, mais homogène)
- Que vaut $K_s(\text{AgCl})$? ($10^{-9.7}$)
- Comment appelle-t-on la chute d'un précipité vers le fond du solvant ? (sédimentation pour les solides, ou décantation pour les solides et les liquides)
- Pour l'incertitude de mesure de volume liée à l'élévation de température, est-ce le verre ou le liquide qui se dilate ? (les deux, plutôt le liquide : le coefficient de dilatation thermique linéaire est de $200 \cdot 10^{-6} \text{ K}^{-1}$ pour de l'eau à 20 °C , $7 \cdot 10^{-6} \text{ K}^{-1}$ pour du verre ordinaire)
- A quelle température sont tabulées les graduations et les incertitudes sur la verrerie ? (25 °C)
- Quel grandeur caractérise une extraction ? (coefficient de partage)
- Y a-t-il d'autres paramètres que T qui peuvent influencer sur K_s ? (non)
- Comment appelle-t-on la phase d'hydratation pour un solvant quelconque ? (solvation)
- Qu'est-ce que l'effet hydrophobe ? Pourquoi les composés apolaires préfèrent-ils les solvants polaires à l'eau ? (les molécules non-polaires sont expulsées de l'eau car celle-ci préfère former des liaisons hydrogène avec d'autres molécules d'eau)

Remarques

La leçon telle quelle est un peu trop longue (pas le temps de faire la partie sur le pH et à peine sur l'effet de T). L'expérience qui dégage du dichlore est peut-être à éviter, aller sous la hotte cache le résultat et prend du temps, alors que ce n'est qu'une expérience qualitative.