

Dans ce court article nous examinons comment réaliser des solutions aqueuses de différents composés. Après avoir énuméré certaines difficultés pour solubiliser un composé chimique dans l'eau, nous passons en revue quelques exemples de solutions couramment utilisées au laboratoire et les méthodes pour les préparer.



1. DIFFICULTÉS RENCONTRÉES POUR SOLUBILISER UN COMPOSÉ

Pour réaliser une solution, il est utile de connaître la valeur maximale de concentration réalisable. Nous vous proposons des commentaires sur la préparation des solutions suivantes : ions plomb, eau iodée, nitrate d'argent, ions dichromates et EDTA. Les commentaires portent soit sur la concentration maximale que l'on peut obtenir pour une solution, soit sur un choix judicieux de composés à utiliser. Faites-nous part de vos remarques sur les difficultés rencontrées lors de la solubilisation de divers composés et sur les astuces expérimentales que vous avez utilisées.

2. RÉALISATION D'UNE SOLUTION

Pour réaliser une solution, il est utile de connaître la valeur maximale de concentration réalisable. Dans le tableau 1 (cf. page ci-après), sont regroupées les données sur quelques produits les plus couramment utilisés.

- (1) **Une solution d'ions plomb** s'obtient en dissolvant du nitrate de plomb, car il se solubilise facilement et est le moins cher. En pratique, les solutions seront réalisées à $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- (2) **Une solution d'eau iodée** (ou solution de Lugol) : le diiode est très peu soluble dans l'eau. On augmente la solubilité du diiode en le complexant sous forme d'ions I_3^- par ajout d'ions iodure. La solution d'eau iodée est préparée en dissolvant des paillettes de diiode dans une solution d'ions iodure de concentration $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Il est très difficile de dépasser une concentration de $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Pour connaître la concentration d'une solution de diiode, il faut donc obligatoirement la doser.
- (3) On peut réaliser **des solutions de nitrate d'argent** de fortes concentrations. Cependant, au-delà de $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ la moindre trace d'ions chlorure dans le milieu fera apparaître un précipité de chlorure d'argent. En effet, plus la quantité d'ions Ag^+ est grande plus celle d'ions Cl^- nécessaire à la précipitation est faible. Le nitrate

| Nom du produit | Solubilité en g pour 100 g d'eau à 25 °C | Masse molaire (g·mol ⁻¹) | Ordre de grandeur de la concentration maximale de solution réalisable (en mol·L ⁻¹) | Remarque |
|---|--|--------------------------------------|---|----------|
| <i>Ions halogénures</i> | | | | |
| Bromure de potassium | 67,8 | 119 | 5 | |
| Chlorure d'ammonium | 39,5 | 53 | 7 | |
| Chlorure de potassium | 35,5 | 74 | 4 | |
| Chlorure de sodium | 36,00 | 58,00 | 6 | |
| Iodure de potassium | 148 | 166 | 9 | |
| <i>Ions métalliques</i> | | | | |
| Sulfate d'aluminium | 38,5 | 342 | 1 | |
| Nitrate d'argent | 234 | 169 | 13 | 3 |
| Chlorure de calcium | 81,3 | 111 | 7 | |
| Sulfate de cuivre pentahydraté | 27,4 | 296 | 0,9 | |
| Nitrate de cuivre | 145 | 187 | 8 | |
| Sulfate de fer II | 29,5 | 151 | 2 | |
| Chlorure de fer III | 91,2 | 162 | 5 | |
| Sulfate de fer III | 440 | 399 | 11 | |
| Sulfate de magnésium | 35,7 | 120 | 3 | |
| Acétate de plomb | 44,3 | 325 | 1,4 | 1 |
| Nitrate de plomb | 59,7 | 331 | 2 | 1 |
| Sulfate de plomb | 0,0044 | 303 | 1·10 ⁻⁴ | 1 |
| Sulfate de zinc | 57 | 161 | 3 | |
| <i>Oxydants</i> | | | | |
| Dichromate de potassium | 15,1 | 294 | 0,5 | 5 |
| Dichromate de sodium | 88 | 262 | 3 | 5 |
| Diode | 0,03 | 253 | 1·10 ⁻³ | 2 |
| Permanganate de potassium | 7,6 | 158 | 0,5 | |
| <i>Anions et composés divers</i> | | | | |
| Carbonate de dipotassium | 111 | 138 | 8 | |
| Hydrogénocarbonate de potassium | 36,2 | 100 | 3 | |
| Hydroxyde de potassium (potasse) | 121 | 56 | 21 | |
| Hydroxyde de sodium (soude) | 100 | 40 | 25 | |
| Nitrate de potassium | 38,3 | 101 | 3 | |
| Thiosulfate de potassium | 165 | 190 | 8 | |
| Thiocyanate de potassium | 238 | 97 | 24 | |
| Acide éthanedioïque (oxalique) | 220 | 90 | 24 | |
| Acide benzoïque | 35,7 | 122 | 0,02 | 4 |
| EDTA : H ₄ Y | 1 | 292 | 3·10 ⁻² | 6 |
| EDTA disodique : Na ₂ H ₂ Y | 10 | 372 | 0,3 | 6 |

Tableau 1 - Données issues du *Handbook of chemistry and physics*, 86th édition.

d'argent est cher et une concentration moyenne de $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ suffit généralement pour toutes les manipulations.

- (4) **L'acide benzoïque** est peu soluble dans l'eau : $3,4 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ à $25 \text{ }^\circ\text{C}$, soit une concentration maximale de $0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, à $25 \text{ }^\circ\text{C}$. La solubilité augmente considérablement à chaud, $68 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ à $95 \text{ }^\circ\text{C}$ soit une concentration voisine de $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, mais dès qu'il y a refroidissement un précipité d'acide benzoïque apparaît pour retrouver une concentration maximale de $0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, à $25 \text{ }^\circ\text{C}$!
- (5) **Solution d'ions dichromates** : le dichromate de sodium est beaucoup plus soluble dans l'eau que le dichromate de potassium, il est aussi beaucoup plus cher !
- (6) **L'EDTA** n'est pas très soluble dans l'eau, en fait l'espèce prédominante à pH 6-7 est H_2Y^{2-} , c'est pourquoi ce sont les solutions d'EDTA disodique qui sont préparées $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$.