

## 1 Comment déterminer la concentration d'un ion en solution ?

### 1.1 Concentration molaire en soluté

Soit par exemple une solution aqueuse préparée par dissolution du chlorure de fer (III) hexahydraté. Ce solide ionique est noté S dans la suite. Imaginons qu'une quantité  $n(S) = 4,00$  mmol de ce solide a été dissoute pour préparer une solution de volume  $V = 100,0$  mL.

La concentration molaire  $C(S)$  de la solution en ..... est :

.....  
.....

La concentration molaire d'une solution en soluté apporté est notée  $C(S)$ . Elle est égale au quotient de la quantité de soluté  $n(S)$  mise en solution par le volume  $V$  de la solution :

.....  
avec  $n(S)$  en ..... ,  $V$  en ..... et  $C(S)$  en .....

### 1.2 Concentration molaire des ions

La concentration molaire d'un ion  $M^{p+}$  ou  $X^{n-}$  en solution est notée  $[M^{p+}]$  ou  $[X^{n-}]$ . Elle est égale au quotient de la quantité de matière d'ions  $n(M^{p+})$  ou  $n(X^{n-})$  présente dans la solution par le volume  $V$  de la solution :

.....  
avec  $n(M^{p+})$  ou  $n(X^{n-})$  en ..... ,  $V$  en ..... et  $[M^{p+}]$  ou  $[X^{n-}]$  en .....

Par exemple, on peut dresser le tableau d'avancement

pour la dissolution complète du chlorure de fer (III) (à faire sur une feuille à part).

La **concentration molaire** de l'ion fer (III) **effectivement** présent en solution est notée :

.....

La **concentration molaire** de l'ion chlorure **effectivement** présent en solution est notée :

.....

Il **ne faut pas** noter  $[FeCl_3]$  car le chlorure de fer (III) n'est pas **effectivement** présent dans la solution préparée. La concentration en chlorure de fer (III) apporté dans la solution peut s'écrire  $C(FeCl_3)$  (si on ne veut pas utiliser  $C(S)$ ).

La concentration molaire des ions en solution est donc souvent différente de la concentration molaire de la solution *en soluté apporté*.

Exemple n° 2 : solution de chlorure de cobalt (II) de concentration en soluté apporté égale à  $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  :

.....

.....

Exemple n° 3 : solution de chlorure de sodium de concentration en soluté apporté égale à  $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  :

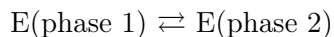
.....

.....

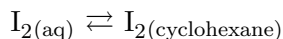
## 2 Extraction quantitative du diiode

### 2.1 Principe

Une extraction consiste à transférer une espèce chimique E d'une phase, dont elle est souvent difficile à séparer, dans une autre phase. C'est donc une transformation qui peut être modélisée par une réaction d'équation :



On va étudier l'extraction du diiode présent en solution aqueuse par du cyclohexane. La transformation peut être modélisée par :



- Dans un tube à essais, verser précautionneusement 2 mL d'eau iodée  $I_{2(\text{aq})}$  et 2 mL de cyclohexane  $C_6H_{12}$ . Noter les positions et les couleurs des deux phases.
- Agiter vigoureusement, puis laisser décanter. Noter à nouveau les couleurs des deux phases. Conclure.

### 2.2 Coefficient de partage du diiode

#### 2.2.1 Solutions disponibles

$S_1$  : solution aqueuse de diiode  $I_{2(\text{aq})}$ , de concentration molaire apportée en diiode  $c_1 = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ;

$S_2$  : cyclohexane (solvant organique inflammable, toxique, sous la hotte) ;

$S_3$  : solution aqueuse de thiosulfate de sodium ( $2\text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ) de concentration molaire apportée  $c_3 = 2,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

### 2.3 Extraction & décantation

- Dans une ampoule à décanter (robinet fermé), introduire :
  - un volume  $V_1 = 40,0 \text{ mL}$  de solution aqueuse  $S_1$  de diiode, mesuré à l'éprouvette graduée ;
  - un volume  $V_2 = 10,0 \text{ mL}$  de cyclohexane  $S_2$ , mesuré à l'éprouvette graduée sous la hotte.Laver et sécher les béchers utilisés pour ces prélèvements, car ils seront utiles par la suite.
- Agiter longuement et vigoureusement (ne pas oublier de dégazer). Laisser décanter.
- Repérer la phase aqueuse et la phase organique (densité du cyclohexane à  $20^\circ\text{C}$  :  $d = 0,78$ ).
- Séparer les deux phases en prélevant chacune d'elles dans un bécher propre et sec. Montrer le résultat au professeur.

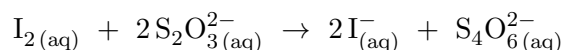
- Récupérer la phase organique dans le flacon spécial solvants sous la hotte, laver et sécher le bécher. Réserver la phase aqueuse pour la suite.

### 2.4 Titration de la phase aqueuse

- Préparer la burette avec la solution  $S_3$ , sans oublier de légèrement rincer la burette avec quelques millilitres de solution.
- Prélever à la pipette jaugée un volume  $V_4 = 10,0 \text{ mL}$  de la phase aqueuse dans un erlenmeyer.
- Titrer cette prise d'essai par la solution  $S_3$ . Dès que la teinte est jaune pâle, ajouter une pointe de spatule (ou quelques gouttes) d'empois d'amidon ou *thiodène*, indicateur rédox bleu en présence de diiode, et qui permet de mieux apprécier la disparition de la couleur à l'équivalence.
- Noter le volume  $V_{3E}$  de solution de thiosulfate versé à l'équivalence, à la goutte près.

### 2.5 Résultats du titrage

- a. L'équation de la réaction de dosage s'écrit :



Définir l'équivalence d'un dosage.

- b. En déduire l'expression littérale entre  $n_{3E}$  et  $n_4$ , quantité de matière de diiode présent dans la prise d'essai.
- c. En déduire la quantité totale  $n_{1,\text{final}}$  de diiode présent dans la phase aqueuse.

### 2.6 Coefficient de partage K

- d. À partir des données  $c_1$  et  $V_1$ , calculer la valeur  $n_{1,\text{initial}}$ , quantité de matière de diiode initialement présent dans la phase aqueuse. Comparer avec le résultat du dosage.
- e. Dresser un tableau d'avancement de la transformation considérée.
- f. Calculer l'expression du quotient  $Q_r$  de réaction à l'équilibre :

$$K = Q_{r,\text{éq}} = \frac{[I_{2(\text{cyclohexane})}]}{[I_{2(\text{aq})}]}$$

Ce quotient est ici appelé facteur de distribution ou coefficient de partage.