

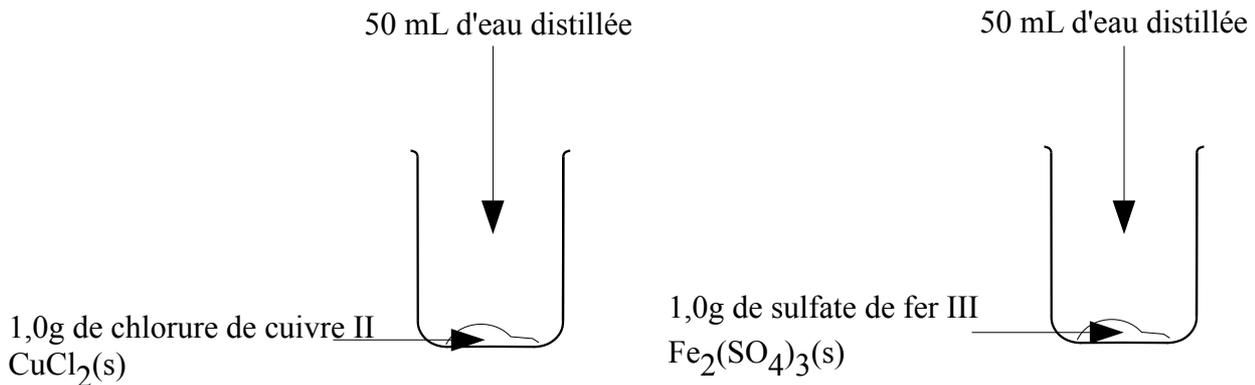
Objectif du TP : Étudier la solubilité de deux solides ioniques pour comprendre la notion d'avancement d'une transformation chimique.

I) Étude de la dissolution d'un solide ionique dans l'eau :

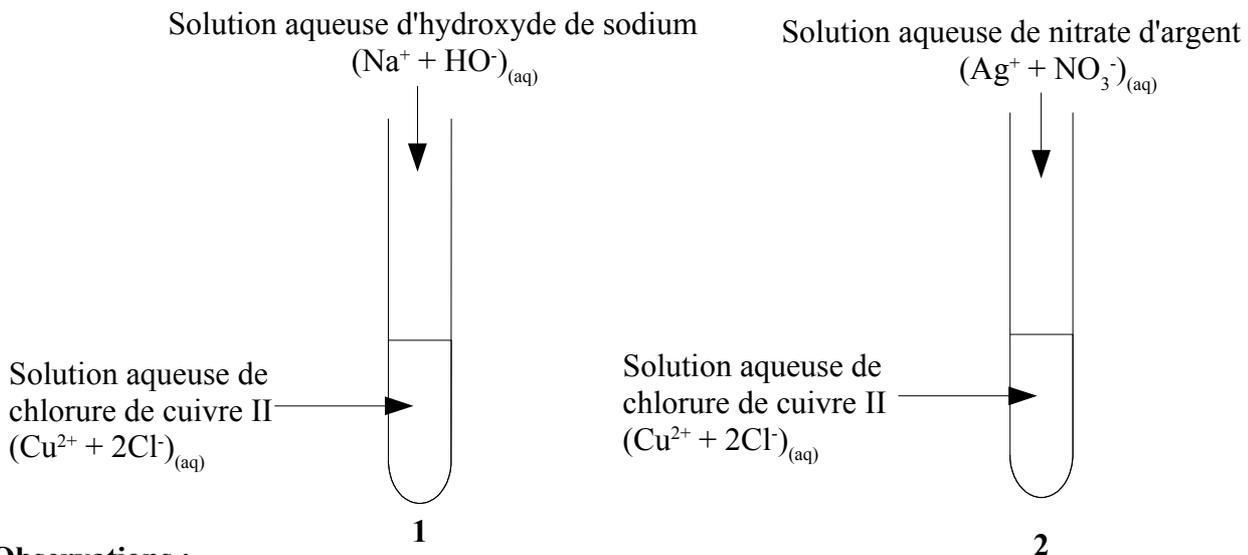
I-1) Introduction, principe d'une dissolution :

- 1) La solvation est l'interaction entre un solvant et un soluté, à la suite de laquelle le soluté s'entoure de molécules de solvant.

I-2) Protocole expérimental :



Observation : Le chlorure de cuivre se dissout entièrement dans l'eau tandis que le sulfate de fer ne se dissout que partiellement.



Observations :

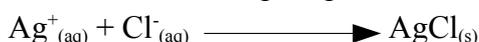
Dans le tube 1, on observe la formation d'un précipité bleu. Dans le tube n°2 on observe la formation d'un précipité blanc qui noircit à la lumière.

Conclusion :

Dans le tube n°1 le précipité bleu est un précipité d'hydroxyde de cuivre qui s'est formé selon la réaction :



Dans le tube n°2 le précipité blanc est un précipité de chlorure d'argent qui s'est formé selon la réaction :

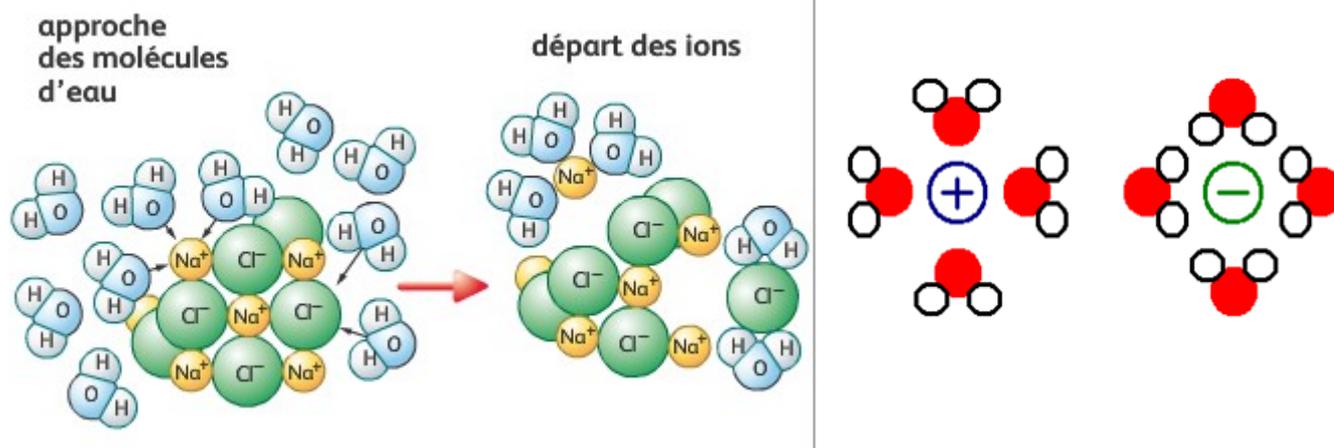


I-3) Exploitation :

- 2) La solubilité du chlorure de cuivre dans l'eau est meilleure que celle du sulfate de fer. En effet, on observe quelques particules non dissoutes dans le fond du bécher n°2.
- 3) équation de la dissolution du chlorure de cuivre II dans l'eau : $\text{CuCl}_{2(s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{Cl}^{-}_{(aq)}$.
La solution obtenue est **électriquement neutre** car elle est constituée de 2 fois plus d'ions chlorure qui portent une charge négative (-e) que d'ion cuivre (II) qui portent 2 charges positives (2e) : $2 \times (-e) + 2e = 0$.
- 4)

Dissociation du cristal ionique

Solvatation des ions



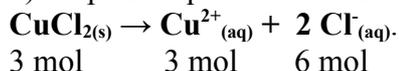
- 5) Calcul des quantités de matières :

On sait que $n = \frac{m}{M}$ avec m la masse de soluté dissout et M la masse molaire du soluté.

Soit pour le chlorure de cuivre II : $n_1 = \frac{1,0}{134} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Et pour le sulfate de fer II : $n_2 = \frac{1,0}{208} = 4,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

- 6) D'après l'équation bilan de la transformation on a :



Il n'y a pas conservation de la quantité de matière car pour les réactifs, on a 3 moles et pour les produits : $3 + 6 = 9$ moles.

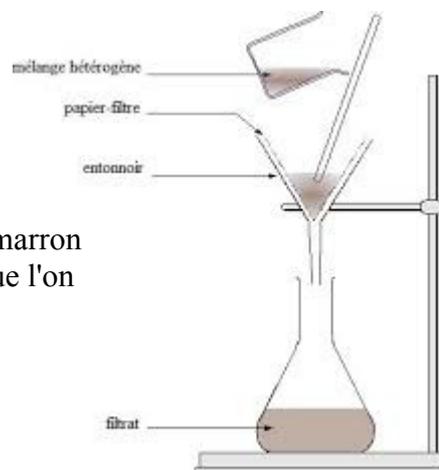
II) Étude de l'avancement de la réaction de précipitation des ions fer III :

II-1) Protocole expérimental :

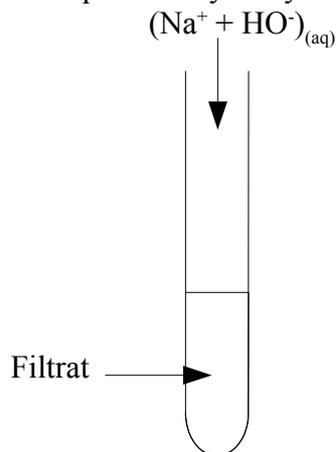
1mL Solution aqueuse d'hydroxyde de sodium
 $(\text{Na}^+ + \text{HO}^-)_{(aq)}$

Solution aqueuse de sulfate de fer III
 $(2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-})_{(aq)}$

On obtient un précipité marron d'hydroxyde de fer III que l'on filtre



Solution aqueuse d'hydroxyde de sodium



Observation : On observe la formation d'un précipité marron

Questions :

- 7) Équation de la réaction de précipitation : $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + 3 \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_{3(\text{s})}$
- 8) On observe également un précipité d'hydroxyde de fer III dans le filtrat, ce qui prouve qu'il restait des ions fer III dans le filtrat.
- 9) On peut donc en conclure que les ions fer III étaient en excès.
- 10) Calcul de la quantité de matière d'ions hydroxyde versée dans le bécher.

On sait que $C = \frac{n}{V}$ avec C la concentration molaire de la solution, n la quantité de matière et V le volume de la solution.

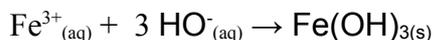
Soit $n = C \times V$

et donc $n_{\text{HO}} = 1,0 \cdot 10^{-1} \times 1,0 \cdot 10^{-3} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

Volume V converti en litre

- 11) a) Quantité de matière d'hydroxyde de fer que l'on doit obtenir :

étant donné les coefficients stoechiométriques dans l'équation bilan



On en déduit qu'une mole d'ion Fe^{3+} réagit avec 3 mol d'ions HO^- . Ainsi si on ajoute 0,3 mol d'ions HO^- à 0,3 mol d'ions Fe^{3+} , seulement 0,1 mol d'ions Fe^{3+} pourra réagir avec les 0,3 mol d'ions HO^- et il ne formera donc que 0,1 mol de $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

b) Tous les ions HO^- ont été consommés, par contre, il reste $0,3 - 0,1 = 0,2$ mol d'ions Fe^{3+} . Comme les deux réactifs n'ont pas totalement été consommés, on en conclut qu'ils ne sont pas ajoutés en quantité stoechiométriques. Le réactif limitant est le réactif qui a totalement disparu au cours de la transformation chimique, donc les ions HO^- . Le réactif en excès est le réactif encore présent lorsque la réaction chimique est terminée : il s'agit donc ici des ions Fe^{3+} .

c) Initialement, il y avait 0,3 mol d'ions Fe^{3+} . 0,1 mol ont été consommées. Donc il reste $0,3 - 0,1 = 0,2$ mol de Fe^{3+} .

d) Il faut 3 fois plus d'ions HO^- que d'ions Fe^{3+} pour former le précipité $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Puisqu'on avait 0,3 mol d'ions Fe^{3+} , il aurait fallu $3 \times 0,3 = 0,9$ mol d'ions hydroxyde pour faire réagir tous les ions fer III. Les réactifs auraient alors été ajoutés en proportion stoechiométriques.

II-2) L'avancement d'une transformation chimique :

12) tableau d'évolution de la réaction de précipitation :

Équation de la réaction chimique		$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{HO}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$		
État du système	Avancement (en mol)	Quantité de matière (en mol)		
<i>Initial</i>	$x = 0$	0,3	1	0
<i>En cours</i>	$0 \leq x \leq x_{\text{max}}$	$0,3 - x$	$1 - 3x$	$0 + x$
<i>Final</i>	$x_{\text{max}} = 0,3$ *	$0,3 - x_{\text{max}}$	$1 - 3x_{\text{max}}$	$0 + x_{\text{max}}$
		$0,3 - 0,3 = 0$	$1 - 3 \times 0,3$ $= 1 - 0,9 = 0,1$	0,3

* Détermination de x_{max} : on fait deux hypothèses puis on sélectionne celle qui est la bonne

- **hypothèse 1** : si Fe^{3+} est le réactif limitant alors il est totalement consommé, donc $0,3 - x_{\text{max}} = 0$ donc $x_{\text{max}} = 0,3$ mol.
- hypothèse 2 : si HO^{-} est le réactif limitant alors il est totalement consommé, donc $1,0 - 3x_{\text{max}} = 0$ donc $x_{\text{max}} = 1,0 / 3 = 0,33$ mol.
- On **choisit** maintenant l'hypothèse qui nous donne le **plus petit avancement maximal**. Donc c'est l'hypothèse 1 qui est la bonne, le réactif limitant est donc Fe^{3+} et l'avancement maximal est égal à **0,3 mol**.

13) Le réactif limitant est le réactif pour lequel l'avancement maximal x_{max} est le plus petit. Donc d'après le tableau d'avancement le réactif limitant est l'ion Fe^{3+} . On en déduit que le réactif limitant n'est pas toujours le même et qu'il dépend des conditions initiales de l'expérience.

14) Au cours de la transformation chimique l'avancement x augmente de 0 (état initial) jusqu'à x_{max} (état final).