

## TP C5 Comment relier la concentration réelle d'un ion en solution à la concentration du solide ionique qui a été dissous ?

### Définitions et notations :

Le schéma général de dissolution d'un solide ionique dans l'eau peut s'écrire :

Solide ionique (soluté) → ions solvatés

L'eau est ici le solvant. Comme sa quantité est très largement majoritaire, on définit lors d'une dissolution du soluté :

- La **concentration molaire volumique en soluté apporté**, notée **C**, comme égale au quotient de la quantité de matière en soluté apporté, notée **n**, par le volume **V** de la solution.

$C = \frac{n}{V}$	$n$ en mol $V$ en L $C$ en mol/L ou mol.L <sup>-1</sup>
-------------------	--

- **Les concentrations effectives** (ou réelles) des différentes espèces **X** en solution (principalement des ions : anions et cations) sont définies comme précédemment en utilisant la notation **[X]**

$[X] = \frac{n_{(X)}}{V}$	$n_{(X)}$ en mol $V$ en L $[X]$ en mol/L ou mol.L <sup>-1</sup>
---------------------------	--

Exemple :  $[\text{Na}^+] = 1 \text{ mol/L}$

### I) OBJECTIFS

1. **Montrer que la concentration effective des ions en solution peut être différente de la concentration en soluté apporté**
2. **Elaborer et réaliser un protocole de préparation d'une solution ionique de concentration donnée en ions**

### II) MATÉRIEL

#### Paillasse professeur

- Balances ;
- Chlorure de cuivre II hydraté de formule  $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  ;
- Gants ;
- Papier filtre.

#### Paillasse élèves

- Une coupelle et une spatule ;
- Une fiole jaugée de 100 mL et un bouchon
- Un entonnoir ;
- Un agitateur en verre ;

- Une pipette jaugée de 10 mL ; de 20 mL ;
- Un pipeteur de 10 mL ; de 25 mL ;
- Eau distillée ;
- Solution d'hydroxyde de sodium telle que  $[\text{HO}^-] = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  ;
- Solution de nitrate d'argent telle que  $[\text{Ag}^+] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  ;
- Quatre béchers de 100 mL ;
- Six tubes à essais sur leur support ;
- Lunettes.

NOM et Prénom :

avec : \_\_\_\_\_

Signification des pictogrammes :  Rédaction  Appel contrôle d'une mesure  Appel pour avancer

### III) PREPARATION D'UNE SOLUTION IONIQUE

On souhaite préparer une solution ionique de chlorure de cuivre II à partir du solide ionique correspondant.

1. Proposer un **protocole expérimental** permettant de préparer 100 mL de **solution ionique de chlorure de cuivre II**, de concentration en soluté apporté  $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , à partir du solide ionique  $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .



2. Préparer la solution.



3. Ecrire l'équation de la réaction qui modélise la dissolution du chlorure de cuivre II dans l'eau.



### IV) CONCENTRATION EFFECTIVE DES IONS PRESENTS DANS LA SOLUTION

#### 1) Concentration effective des ions chlorure

A l'aide d'une pipette jaugée, prélever exactement 10 mL de la solution de chlorure de cuivre II et les introduire dans un bécher.

Ajouter alors dans le bécher un prélèvement exact de 20 mL de solution de nitrate d'argent dont la concentration effective en ion argent  $[\text{Ag}^+]$  égale à  $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Agiter à l'aide d'une baguette de verre, laisser décanter puis filtrer.

  1 prélèvement par chaque membre du binôme

On observe l'apparition d'un solide ionique blanc appelé .....

1. Quelle est la nature du ..... ? Ecrire l'équation de la réaction modélisant sa formation.



2. Comment vérifier si le système final contient des ions  $\text{Cl}^-$  et des ions  $\text{Ag}^+$  ?  

3. Faire les tests de reconnaissance de ces ions et conclure.  

4. Quelle est la quantité de matière en ions  $\text{Ag}^+$  dans le prélèvement initial ?



5. En raisonnant sur l'équation de la réaction, déduire la quantité de matière en ions  $\text{Cl}^-$  présents dans les 10 mL prélevés.



6. En déduire la concentration effective des ions chlorure dans la solution de chlorure de cuivre. Comparer sa valeur à celle de C, concentration en soluté apporté.



## 2) Concentration effective des ions cuivre II

A l'aide d'une pipette jaugée, prélever exactement 10 mL de la solution de chlorure de cuivre II préparée et les introduire dans un bécher.

Verser dans le bécher un prélèvement exact de 10 mL de solution d'hydroxyde de sodium dont la concentration effective en ion hydroxyde  $[\text{HO}^-]$  est égale à  $2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Agiter à l'aide d'un agitateur en verre et laisser décanter puis filtrer.

1 prélèvement par chaque membre du binôme

On observe l'apparition d'un solide ionique de couleur ..... appelé .....

7. Quelle est la nature du ..... ? Ecrire l'équation de la réaction modélisant sa formation.



8. Comment vérifier si le système final contient des ions  $\text{Cu}^{2+}$  et des ions  $\text{HO}^-$  ?



9. Faire des tests de reconnaissance de ces ions et conclure.



10. Quelle est la quantité de matière en ions  $\text{HO}^-$  dans le prélèvement initial ?



11. En raisonnant sur l'équation de la réaction, déduire la quantité de matière en ion  $\text{Cu}^{2+}$  présents dans les 10 mL prélevés.



12. En déduire la concentration effective des ions  $\text{Cu}^{2+}$  dans la solution de chlorure de cuivre II et la comparer à C.

## 3) Conclusion

Compléter le tableau

$\text{CuCl}_2, 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{Cl}^-$	$\text{Cu}^{2+}$
$C_{\text{CuCl}_2} =$	$[\text{Cl}^-] =$	$[\text{Cu}^{2+}] =$

La concentration effective des ions en solution est-elle toujours égale à la concentration en soluté apporté ?