

## AE CONCENTRATION EN SOLUTE APPORTE ET CONCENTRATION DES IONS

Notions	Capacités exigibles
Dissolution des solides ioniques dans l'eau. Équation de réaction de dissolution	Modéliser, au niveau macroscopique, la dissolution d'un composé ionique dans l'eau par une équation de réaction, en utilisant les notations (s) et (aq). Calculer la concentration des ions dans la solution obtenue.

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

On souhaite préparer une solution aqueuse de chlorure de fer III, de volume  $V_{sol}=100$  mL et de concentration en ions  $Fe^{3+}$  égale à  $[Fe^{3+}] = 0.04$  mol.L<sup>-1</sup>. Comment préparer cette solution ?

### I / Observer et expliquer l'étiquette d'un flacon : (ANA)

Le flacon contenant le chlorure de fer (III) hexahydraté solide présente l'étiquette reproduite ci-contre. Par la suite, ce solide sera noté S.

- 1°) Que signifie « hexahydraté » ?
- 2°) Retrouver par le calcul, la masse molaire de ce solide.
- 3°) Rechercher la signification des pictogrammes.

### Chlorure de fer (III) hexahydraté

Formule :  $FeCl_3 \cdot 6 H_2O$

Masse molaire :  $270,32$  g.mol<sup>-1</sup>

Solubilité dans l'eau :  $920$  g.L<sup>-1</sup> à  $20^\circ C$

Mentions de danger H302, H315, H318

Conseils de prudence P280, P302+P352

P305+P351+P338;P313



**1** Le terme « hexahydraté » signifie « hydraté six fois ». Le chlorure de fer (III) est hexahydraté car ce solide cristallise en s'entourant de 6 molécules d'eau.

**2** Masse molaire :

$$\begin{aligned} M(FeCl_3 \cdot 6 H_2O) &= M(Fe) + 3 M(Cl) + 6 M(H_2O) \\ &= M(Fe) + 3 M(Cl) + 12 M(H) + 6 M(O) \\ &= 55,8 + 3 \times 35,5 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0 \\ &= 270,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

On retrouve bien la masse molaire indiquée sur l'étiquette du flacon.

**3**



**DANGER DE CORROSION :**

ce produit peut ronger la peau ou les yeux par contact.



**DANGER SUR LA SANTÉ :**

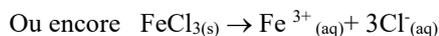
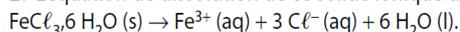
ce produit peut irriter la peau et les yeux à forte dose.

Le chlorure de fer (III) sera donc manipulé avec des **GANTS** et des **LUNETTES DE PROTECTION**.

### II / Comprendre les relations entre concentration en soluté apporté et concentrations des ions. (ANA)

1°) Ecrire l'équation de dissolution du chlorure de fer (III) hexahydraté

2. L'équation de dissolution de ce solide ionique dans l'eau est :



**Attention : Dans le cas où l'on écrit l'équation simplifiée sans les H<sub>2</sub>O ne pas perdre de vue que la masse molaire du solides est la masse molaire du chlorure de fer III hexahydraté**

2°) Reproduire et compléter le tableau d'avancement ci-dessous, en fonction de la quantité initiale de chlorure de fer (III) hexahydraté apportée notée n(S). La solution est supposée non saturée, c'est-à-dire que le solide est entièrement dissous.

La solution étant supposée non saturée, la dissolution du chlorure de fer (III) dans l'eau est totale. Ainsi, dans l'état final, la quantité de chlorure de fer (III), solide noté S, est nulle, soit :

$$n(S) - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = n(S)$$

Équation de dissolution		$FeCl_3(s) \xrightarrow{\text{eau}} Fe^{3+}(aq) + 3 Cl^-(aq)$		
État du système	Avancement	$n(FeCl_3)$	$n(Fe^{3+})$	$n(Cl^-)$
Quantités apportées dans l'état initial	$x = 0$	$n(S)$	0	0
Quantités en solution dans l'état final	$x_{max}$	$n(S) - x_{max} = 0$	$x_{max} = n(S)$	$3x_{max} = 3n(S)$

3°) Exprimer la concentration molaire en soluté apporté  $C(S)$  en fonction de  $n(S)$  et  $V_{sol}$  de la solution à préparer.

Concentration molaire  $C(S)$  du soluté  $S$  apporté :

$$C(S) = \frac{n(S)}{V_{sol}}$$

4°) Les **concentrations molaires effectives en ions** fer (III) et ions chlorures présents dans la solution sont notées respectivement  $[Fe^{3+}]$  et  $[Cl^-]$ . Exprimer ces concentrations en fonction de  $x_{max}$  et du volume de la solution  $V_{sol}$ , puis en fonction de  $n(S)$  et  $V_{sol}$ .

5°) Etablir une relation entre les concentrations  $C(S)$  et  $[Fe^{3+}]$ , puis entre  $C(S)$  et  $[Cl^-]$ .

6°) Donner la concentration  $C(S)$  de la solution.

Concentrations molaires effectives des ions présents dans la solution :

$$[Fe^{3+}] = \frac{n_t(Fe^{3+})}{V_{sol}} = \frac{x_{max}}{V_{sol}} = \frac{n(S)}{V_{sol}} \quad [Cl^-] = \frac{n_t(Cl^-)}{V_{sol}} = \frac{3x_{max}}{V_{sol}} = \frac{3n(S)}{V_{sol}}$$

Des relations précédentes on déduit :

$$[Fe^{3+}] = \frac{n(S)}{V_{sol}} = C(S) \quad [Cl^-] = \frac{3n(S)}{V_{sol}} = 3 C(S)$$

Comme l'énoncé indique que l'on veut une concentration  $[Fe^{3+}] = 0,040 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , on obtient :

$$C(S) = [Fe^{3+}] = 0,040 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

### III / Elaborer et mettre en œuvre un protocole expérimental (ANA – REA)

Rédiger un protocole détaillé permettant la préparation de cette solution.

Mettre en œuvre ce protocole après discussion de celui-ci avec le professeur.

#### Calcul préliminaire

Pour préparer une solution de volume  $V_{sol} = 100,0 \text{ mL}$  à la concentration molaire  $C(S) = [Fe^{3+}] = 0,040 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  en ions fer (III), il faut peser la masse  $m(S)$  de chlorure de fer (III) :

$$m(S) = n(S) \times M(S) = C(S) \times V_{sol} \times M(S)$$

soit :

$$m(S) = 0,040 \times 100,0 \times 10^{-3} \times 270,3 = 1,08 \text{ g.}$$

#### Protocole expérimental

On place une capsule de pesée sur une balance électronique précise à 0,01 g près, puis on tare la balance.

- ▀ Avec une spatule propre et sèche, on pèse précisément 1,08 g de chlorure de fer (III) hexahydraté.
- ▀ On introduit le solide pesé dans une fiole jaugée de volume  $V_{sol} = 100,0 \text{ mL}$  à l'aide d'un entonnoir.
- ▀ On rince la capsule de pesée avec de l'eau distillée en versant l'eau de rinçage dans la fiole jaugée.
- ▀ On remplit la fiole aux trois quarts avec de l'eau distillée. Après l'avoir bouchée, on agite la fiole jaugée pour bien dissoudre le solide.
- ▀ Une fois la dissolution terminée, on ajoute de l'eau distillée d'abord à la pissette, puis au compte-goutte jusqu'au trait de jauge.
- ▀ On rebouche la fiole jaugée et on agite pour homogénéiser la solution.

La solution préparée a une concentration molaire en ions fer (III) égale à  $[Fe^{3+}] = 0,040 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

#### V / Conclusion

Donner une définition de

$C(S)$ , concentration molaire d'une solution en soluté apporté.

la concentration molaire effective d'union  $M^{p+}$  notée  $[M^{p+}]$  présent dans une solution

9 ▀ La concentration molaire  $C(S)$  d'une solution en soluté  $S$  apporté est le quotient de la quantité de soluté  $n(S)$  mise en solution par le volume  $V_{sol}$  de la solution, soit :

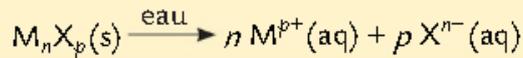
$$C(S) = \frac{n(S)}{V_{sol}}$$

▀ La concentration molaire effective  $[M^{p+}]$  d'un ion  $M^{p+}$  présent dans une solution est égale au quotient de la quantité d'ions  $n(M^{p+})$  présente dans la solution par le volume  $V_{sol}$  de la solution, soit :

$$[M^{p+}] = \frac{n(M^{p+})}{V_{sol}}$$

Plus généralement

La dissolution d'un solide ionique dans l'eau est modélisée par une **équation de réaction de dissolution** qui doit respecter la conservation des éléments chimiques et de la charge électrique. Pour un solide ionique de formule  $M_nX_p(s)$  constitué des ions  $M^{p+}$  et  $X^{n-}$ , cette équation s'écrit :



La **concentration en quantité de matière des ions  $M^{p+}$ , ou  $X^{n-}$** , dans une solution est notée  $[M^{p+}]$  ou  $[X^{n-}]$ . Elle est donnée par la relation :

$$[M^{p+}] = \frac{n(M^{p+})}{V_{\text{solution}}} \quad \text{ou} \quad [X^{n-}] = \frac{n(X^{n-})}{V_{\text{solution}}}$$

#### IV Pour aller plus loin... Détermination de la concentration réelle en ions chlorures :

1°) Comment mettre en évidence les ions chlorure dans une solution ?

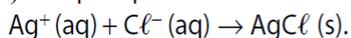
**On met en évidence les ions chlorure en ajoutant une solution de nitrate d'argent. Il doit se former un précipité blanc.**

2°) A l'aide d'une pipette graduée, prélever 2,0 mL de la solution S et la verser dans un becher propre.

A l'aide d'une autre pipette graduée (propre et sèche) prélever à partir d'un becher de prélèvement,  $V=2,4$  mL de solution aqueuse de nitrate d'argent de concentration  $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . L'ajouter à la solution de chlorure de fer(III) prélevée précédemment.

3°) Quel est le précipité qui se forme ? Ecrire l'équation de cette réaction de précipitation.

3°) Le précipité formé est le chlorure d'argent  $\text{AgCl}$ . L'équation de cette réaction de précipitation est :



4°) Filtrer cette solution à l'aide d'un filtre. Vérifier que le filtrat est limpide.

5°) Comment savoir si le système final contient encore des ions chlorure  $\text{Cl}^-$  ou  $\text{Ag}^+$

5°) Pour savoir si le système final contient encore :

- des ions chlorure  $\text{Cl}^-$ , il faut ajouter des ions argent au filtrat avec la burette ;
- des ions argent  $\text{Ag}^+$ , il faut ajouter des ions chlorure au filtrat avec la solution préparée.

Prélever une petite quantité de filtrat dans des tubes à essai et faites les tests.

6°) Calculer la quantité de matière en ions Argent  $\text{Ag}^+$  dans les 2,4 mL ajoutés. Quelle quantité de matière d'ions  $\text{Ag}^+$  et  $\text{Cl}^-$  reste-t-il à la fin de la transformation ?

**Quantité de matière d'ions Argent  $n_{\text{Ag}^+} = CxV = 0,10 \times 2,4 \cdot 10^{-3} = 2,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$**

**A la fin de la réaction il n'y a plus d'ion  $\text{Ag}^+$  ni d'ions  $\text{Cl}^-$**

7°) Déterminer la quantité de matière d'ions  $\text{Cl}^-$  présents dans les 2mL prélevés

**7°) Quantité de matière des ions chlorure est donc identique à la quantité de matière des ions argent  $n_{\text{Cl}^-} = 2,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$**

8°) En déduire la concentration réelle, ou concentration effective des ions chlorure  $\text{Cl}^-$  dans la solution de chlorure de fer(III). Est cohérent avec la valeur de la concentration de la solution  $C(S)$  ?

**8°)  $[\text{Cl}^-] = n_{\text{Cl}^-} / V_{\text{sol}} = 2,4 \cdot 10^{-4} / 2 \cdot 10^{-3} = 1,2 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 3x C(S)$  donc  $C(S) = 1,2 \cdot 10^{-1} / 3 = 0,04 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$**   
**Le résultat est conforme à la concentration de la solution.**