

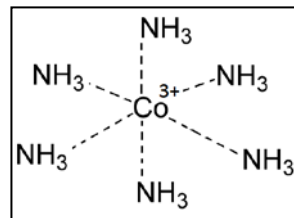
## EX 06

## Les complexes

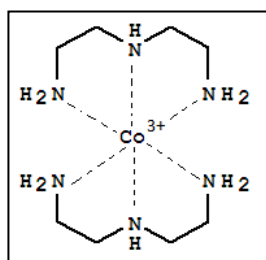
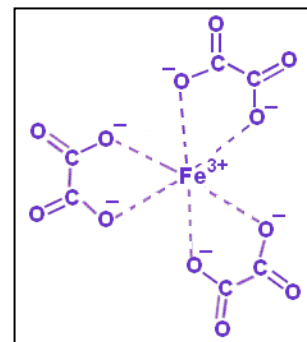
## EX1

**[Co(NH<sub>3</sub>)<sub>6</sub>]<sup>3+</sup> :**

- les ligands sont les molécules d'ammoniaque NH<sub>3</sub>
- les ligands sont monodentates
- l'atome coordinateur du ligand est l'atome N

**[Fe(C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>)<sub>3</sub>]<sup>3-</sup> :**

- les ligands sont les ions C<sub>2</sub>O<sub>4</sub><sup>2-</sup>
- les ligands sont bidentates
- l'atome coordinateur du ligand est l'atome O

**[Co(C<sub>4</sub>H<sub>13</sub>N<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]<sup>3+</sup> :**

- les ligands sont les molécules C<sub>4</sub>H<sub>13</sub>N<sub>3</sub>
- les ligands sont tridentates
- l'atome coordinateur du ligand est l'atome N

## EX2

Lors d'une expérience, on réalise la synthèse du chlorure de pentaamine chlorocobalt de formule **[CoCl(NH<sub>3</sub>)<sub>5</sub>Cl<sub>2</sub>]<sub>(s)</sub>**

L'équation bilan de la réaction de synthèse s'écrit



On utilise **8,00 g** de chlorure de cobalt hydraté (CoCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O), les autres réactifs étant en excès. On obtient **5,54 g** du complexe [CoCl(NH<sub>3</sub>)<sub>5</sub>Cl<sub>2</sub>].

Masses molaires

- du chlorure de cobalt hydraté (CoCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O) : **M<sub>soluté</sub> = 237,9 g.mol<sup>-1</sup>**
- du complexe [CoCl(NH<sub>3</sub>)<sub>5</sub>Cl<sub>2</sub>] : **M<sub>complexe</sub> = 250,4 g.mol<sup>-1</sup>**

$$\text{Quantité initiale du soluté } n_{\text{soluté}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}}} = \frac{8,00}{237,9} = \mathbf{3,36 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}$$

Quantité théorique de complexe

D'après les coefficients de l'équation, 1 mol de soluté donne 1 mol de complexe.

Donc partir de  $3,36 \cdot 10^{-2}$  mol de chlorure de cobalt, on devrait obtenir  **$3,36 \cdot 10^{-2}$  mol de complexe**

$$\text{Masse théorique de complexe } m_{\text{complexe}} = n_{\text{complexe}} \times M_{\text{complexe}} = 3,36 \cdot 10^{-2} \times 250,4 = \mathbf{8,41 \text{ g}}$$

Rendement de la réaction

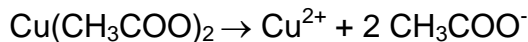
$$\text{rendement} = \frac{\text{masse obtenue expérimentalement}}{\text{masse théorique}} = \frac{5,54}{8,41} = 0,66 = \mathbf{66\%}$$

## EX3

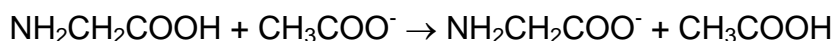
Synthèse du complexe  $[\text{Cu}(\text{gly})_2(\text{H}_2\text{O})_2]_{(s)}$

La synthèse du complexe nécessite une réaction entre les ions cuivre  $\text{Cu}^{2+}$  et la glycine  $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$  :

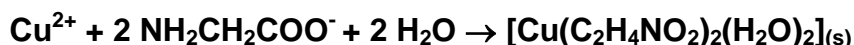
**Etape (1) :** *Dissolution de l'acétate de cuivre  $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$*



**Etape (2) :** *Réaction acido-basique entre la glycine  $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$  et l'ion acétate*



**Etape (3) :** *Réaction de complexation entre la « glycine déprotonée » et les ions cuivre*



**Etape (4)**

On refroidit 30 min la solution contenant le complexe dans un bain de glace après avoir rajouté de l'éthanol dans le milieu réactionnel; le complexe, insoluble dans l'éthanol froid, précipite sous forme de cristaux bleus.

On filtre ensuite le précipité bleu à l'aide d'un Buchner ; on le lave à l'éthanol froid ; on le sèche à l'étuve.

On pèse les cristaux après séchage complet et on trouve une masse de **1,93 g**

### 1) Etude de l'étape 1

On dissout **2,50 g** d'acétate de cuivre monohydraté,  $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  dans suffisamment d'eau

Quantité de matière d'acétate de cuivre présente dans la solution.

$$n_{\text{acétate}} = \frac{m_{\text{acétate}}}{M_{\text{acétate}}} = \frac{2,50}{199,5} = \mathbf{1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}$$

Quantité d'ions cuivre dans la solution

D'après l'équation de l'étape (1), 1 mol d'acétate de cuivre forme 1 mol d'ions  $\text{Cu}^{2+}$  après dissolution ; donc à partir de  $1,25 \cdot 10^{-2}$  mol d'acétate de cuivre, on obtient  **$1,25 \cdot 10^{-2}$  mol d'ions cuivre**

### 2) Etude de l'étape 2

On utilise **1,50 g** de glycine  $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$

Quantité de matière de glycine utilisée

$$n_{\text{glycine}} = \frac{m_{\text{glycine}}}{M_{\text{glycine}}} = \frac{1,50}{75} = \mathbf{2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}$$

Quantité de « glycine déprotonée » dans la solution

D'après l'équation de l'étape (2), 1 mol de glycine forme 1 mol de glycine déprotonée après réaction ; donc à partir de  $2,00 \cdot 10^{-2}$  mol de glycine, on obtient  **$2,00 \cdot 10^{-2}$  mol de glycine déprotonée**

### 3) Etude de l'étape 3

	$\text{Cu}^{2+}$	+	$2 \text{NH}_2\text{CH}_2\text{COO}^-$	+	$2 \text{H}_2\text{O}$	→	$[\text{Cu}(\text{C}_2\text{H}_4\text{NO}_2)_2(\text{H}_2\text{O})_2]_{(s)}$
Etat initial	$1,25 \cdot 10^{-2}$		$2,00 \cdot 10^{-2}$		excès		0
	$1,25 \cdot 10^{-2} - x$		$2,00 \cdot 10^{-2} - 2x$				x
xf = 0,01 mol	$2,5 \cdot 10^{-3}$		0				$1,00 \cdot 10^{-2}$

Quantité théorique de complexe :  $n_{\text{complexe}} = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

Masse théorique de complexe :  $m_{\text{complexe}} = n_{\text{complexe}} \times M_{\text{complexe}} = 1,00 \cdot 10^{-2} \times 247,5 = 2,48 \text{ g}$

### 4) Etude de l'étape 4

$$\text{rendement} = \frac{\text{masse obtenue expérimentalement}}{\text{masse théorique}} = \frac{1,93}{2,48} = 0,778 = 77,8\%$$

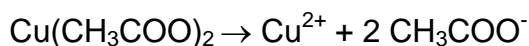
## EX4

Synthèse du complexe  $[\text{Cu}(\text{en})_2(\text{H}_2\text{O})_2\text{I}_2]_{(s)}$

La synthèse du complexe nécessite une réaction entre les ions cuivre  $\text{Cu}^{2+}$  et l'éthylènediamine  $\text{H}_2\text{N}(\text{CH}_2)_2\text{NH}_2$  :

**Etape (1) :** *Dissolution de l'acétate de cuivre  $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$*

- Introduire dans un ballon tricol, surmonté d'un réfrigérant et muni d'un thermomètre, **3,25 g** d'acétate de cuivre monohydraté  $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  et 50 mL d'eau distillée



**Etape (2) :** *Réaction de complexation entre l'éthylènediamine et les ions cuivre*

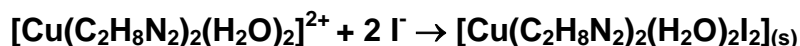
- Ajouter à l'aide d'une ampoule de coulée **20 mL** d'éthylènediamine tout en agitant



**Etape (3) :**

- Introduire une solution aqueuse concentrée d'iodure de potassium. Chauffer la solution à  $60^\circ\text{C}$ , une quinzaine de minutes. De fins cristaux apparaissent lorsque le mélange réactionnel est plongé dans un bain de glace.

- filtrer puis laver le précipité avec de l'éthanol froid : on obtient **6,56 g** de précipité



### 1) Etude de l'étape 1

Quantité de matière d'acétate de cuivre monohydraté  $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  présente dans la solution.

$$n_{\text{acétate}} = \frac{m_{\text{acétate}}}{M_{\text{acétate}}} = \frac{3,25}{199,5} = 1,63 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

### Quantité d'ions cuivre dans la solution

D'après l'équation de l'étape (1), 1 mol d'acétate de cuivre forme 1 mol d'ions  $\text{Cu}^{2+}$  après dissolution ; donc à partir de  $1,63 \cdot 10^{-2}$  mol d'acétate de cuivre, on obtient  **$1,63 \cdot 10^{-2}$  mol d'ions cuivre**

### 2) Etude de l'étape 2

Quantité de matière d'éthylènediamine (de densité  $d = 0,96$ ) versée dans le ballon

$$n_{\text{en}} = \frac{m_{\text{en}}}{M_{\text{en}}} = \frac{\rho \times V}{M_{\text{en}}} = \frac{0,96 \times 20}{60} = \mathbf{3,2 \cdot 10^{-1} \text{ mol}}$$

	$\text{Cu}^{2+}$	+	$2 \text{H}_2\text{N}(\text{CH}_2)_2\text{NH}_2$	+	$2 \text{H}_2\text{O}$	→	$[\text{Cu}(\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2)_2(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$
Etat initial	$1,63 \cdot 10^{-2}$		$3,2 \cdot 10^{-1}$		excès		0
	$1,63 \cdot 10^{-2} - x$		$3,2 \cdot 10^{-1} - 2x$				x
Xf = $1,63 \cdot 10^{-2}$ mol	0		0,29				$1,63 \cdot 10^{-2}$

Quantité théorique de complexe :  $n_{\text{complexe}} = \mathbf{1,63 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}$

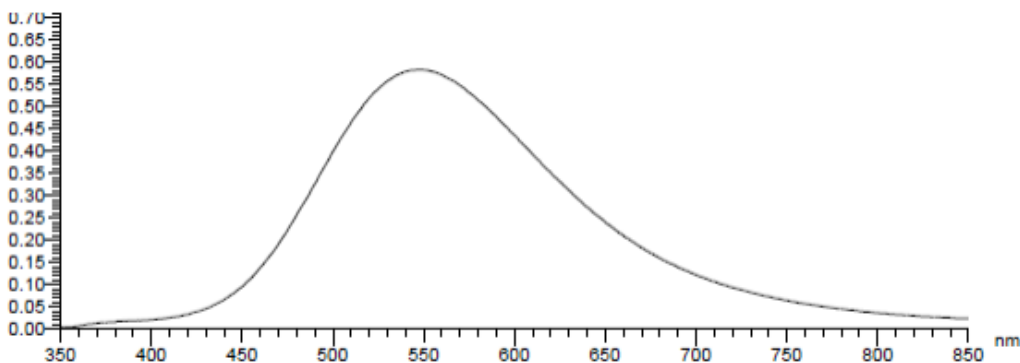
### 3) Etude de l'étape 3

Masse théorique de complexe :  $m_{\text{complexe}} = n_{\text{complexe}} \times M_{\text{complexe}} = 1,63 \cdot 10^{-2} \times 473,3 = \mathbf{7,71 \text{ g}}$

$$\text{rendement} = \frac{\text{masse obtenue expérimentalement}}{\text{masse théorique}} = \frac{6,56}{7,71} = 0,85 = \mathbf{85 \%}$$

4) On dissout du complexe synthétisé dans un peu d'eau. A l'aide d'un spectrophotomètre, on obtient la courbe d'absorbance de la solution obtenue.

Couleur de la solution La solution absorbe dans le vert-jaune et laisse passer les couleurs bleues et rouges : **la solution sera de couleur violette**



**Spectre d'absorption de  $[\text{Cu}(\text{en})_2(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$**