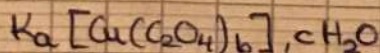


TP6 Complexes

④ Synthèse et analyse d'un complexe de cuivre (II)



Livres: Girard

1. Synthèse

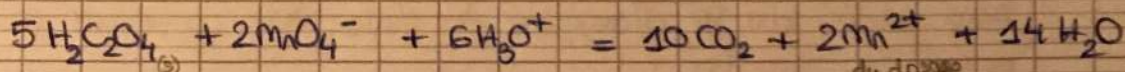
- Bêcher de 25 mL: dissoudre 9g de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ dans 5 mL d'eau chaude. Si l'on qu'on ne peut pas le dissoudre, le mettre sur une plaque chauffante avec agitation.
- Dans un bêcher de 100 mL, dissoudre 5,9 g de $K_2C_2O_4$, H_2O dans 35 mL d'eau chaude.
- Verser le contenu du premier bêcher dans le deuxième. → On voit un précipité bleu apparaître, on peut froter le bêcher avec une tige en verre pour le voir se dissoudre.
- Laisser refroidir à T_{amb} puis vers $10^\circ C$ à l'aide d'un bain de glace. Le précipité bleu continu à se former.
- Filtrer à vide et laisser sécher à l'air. Filtrer à l'aide d'un filtre à café et rincer la vaisselle en verre pour l'évasser un peu. (filtrat incolore → preuve qu'il n'y a plus de Cu^{2+}).
- Peser le produit brut obtenu. On a mis le produit à l'étuve mais il faut que l'étuve soit à environ $50^\circ C$ et pas à $100^\circ C$.

2. Analyse chimique

* Dosage des ions oxalate

- Prendre 0,2 g de produit et le mettre dans un erlenmeyer de 250 mL, ajouter 50 mL d'eau distillée puis 2 mL d'acide sulf. concentré. (c ~ 18 mol/L)
 épruvette.
- chauffer jusqu'à $60^\circ C$, puis, en maintenant le chauffage, verser par une solution de permanganate de potassium jusqu'à persistance de la couleur. (On utilise cette solution après donc faire attention pour faire l'équivalence!)
En milieu acide, l'ion oxalate se transforme en acide oxalique, on détruit le complexe en le perturbant (le ligand).

Réaction de dosage:



↳ Je titrer la solution, on voit au fur et à mesure ^{du dosage} que la solution devient de moins en moins trouble car les ions MnO_4^- réagissent avec lui donc il y aura un moment où il n'y aura plus de solide.

À l'équivalence:
$$\frac{n(H_2C_2O_4)}{5} = \frac{n(MnO_4^-)}{2}$$

donc
$$n(H_2C_2O_4) = \frac{5}{2} C_{MnO_4^-} \cdot V_{eq}$$

" 2.10⁻² mol/L

$V_{eq} = 21,85 \text{ mL}$

V. mesurée expérimentalement

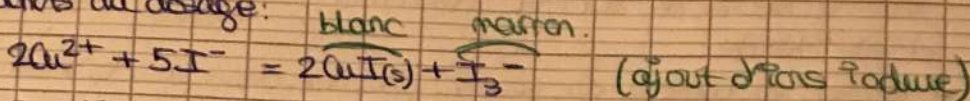
Donc: $n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = n(\text{C}_2\text{O}_4^{2-}) = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

* dosage des ions cuivre (II)

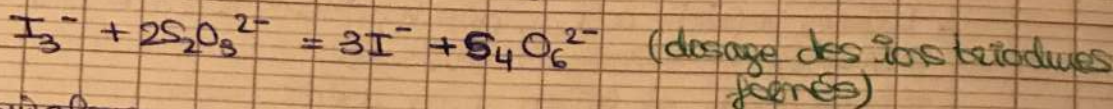
- Faire bouillir jusqu'à disparition de la couleur ^{rouge} du permanganate.
 À chaud les ions permanganate oxydent l'eau:
 $4\text{MnO}_4^- + 12\text{H}_3\text{O}^+ = 4\text{Mn}^{2+} + 5\text{O}_2 + 18\text{H}_2\text{O}$

- Refroidir puis ajouter 2g d'iodure de potassium et laisser le diiode libéré (ou plutôt l'ion triiodure) par une solution de thiosulfate de sodium ($c = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$)

Réactions du dosage:



on voit une solution jaune-orangée.



L'équivalence sera repérée quand la solution sera blanche car il n'y aura plus d'ions I_3^- nausé.

- Plus de l'équivalence ajouter de l'empois d'amidon et je sais pas quoi de plus pour être sûr qu'il n'y a plus d'ions I_3^- .

À l'équivalence: $n(\text{I}_3^-) = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2}$ } $n(\text{Cu}^{2+}) = n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$
 on sait que $n(\text{I}_3^-) = \frac{n(\text{Cu}^{2+})}{2}$ } $= (c_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} \cdot V_{\text{eq}})$
 $5 \cdot 10^{-2}$

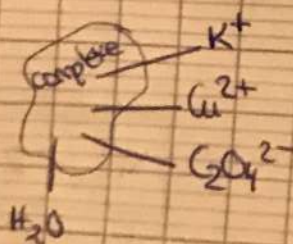
$V_{\text{eq}} = 10,95 \text{ mL}$

expérimentalement.

$n(\text{Cu}^{2+}) = 5,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

Une fois qu'on a repéré l'équivalence, si l'on laisse l'allenmeyer tel quel, au bout d'un peu de temps, on peut voir la couleur revenir (formation des ions I_3^-). Ça arrive car les ions iodure (I^-) peuvent être oxydés par le dioxygène de l'air. mais ça ne veut pas dire qu'on a raté l'équivalence!

- Electroneutralité du complexe: $\text{K}_a[\text{Cu}(\text{C}_2\text{O}_4)_2] \cdot \text{H}_2\text{O}$



$n(\text{K}^+) + 2n(\text{Cu}^{2+}) - 2n(\text{C}_2\text{O}_4^{2-}) = 0$
 on obtient $n(\text{K}^+) = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

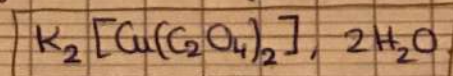
On peut trouver les indices a, b et c.

$$a = \frac{n(K^+)}{dn(Cu^{2+})} = 2$$

$$b = \frac{n(C_2O_4)}{n(Cu^{2+})} = 2$$

$$c = \frac{n(H_2O)}{n(Cu^{2+})} = 2$$

La formule du complexe est :



* Calcul du rendement

$$m(CuSO_4)_{\text{pesée au débit}} = 1,9934 \text{ g} \Rightarrow n(CuSO_4) = \frac{1,9934}{M(CuSO_4)} = \frac{1,9934}{63,55 + 32,07 + 16 \times 4} = 7,96 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Si tout le Cu^{2+} est converti, alors on doit obtenir $n(\text{complexe}) = n(CuSO_4)$.

$$m(\text{complexe attendue}) = 7,96 \cdot 10^{-3} \times (M(\text{compl})) = 2,816 \text{ g}$$
$$= 353,5 \text{ g/mol}$$

$$\eta = \frac{m_{\text{pesée}}}{m_{\text{attendue}}} = \frac{2,6138}{2,816} = 92,8 \%$$

$m_{\text{pesée}}$: c'est mieux de le peser à la fin car il sera plus sec, Ne pas oublier d'ajouter les 0,2 g. qu'on a prélevés pour faire le dosage!!

Remarques:

Pour avoir bien calculé $n(Cu^{2+})$, il faut que $n(I^-)$ soit en excès par rapport à $n(Cu^{2+})$ pour que tous les ions Cu^{2+} soit transformés en $Cu(I_2)$.

Vérification: on a trouvé $n(Cu^{2+}) = 5,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

$$n(I^-) = \frac{m(KI)}{M(KI)} = \frac{2 \text{ g}}{\frac{126}{39}} = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

> Pierre