

LC n°21 : ANALYSE CHIMIQUE QUANTITATIVE

Kevin Nuckhir

24/11/2016

Niveau : MPSI

Objectifs :

- Développer 2 méthodes de dosage
 - Par titrage potentiométrique
 - Par titrage pHmétrique
- Calculer les concentrations ou titres de produits dosés

Prérequis :

- Oxydoréduction
 - Equilibres
 - Equation de Nernst
- Réactions acide-base
 - Constante d'acidité
- Compétences expérimentales
 - Electrodes

INTRODUCTION

Les dosages potentiométriques et pHmétriques ont une grande importance dans notre vie de tous les jours, car sans que nous nous en apercevions, la composition de bien des produits que nous consommons a été contrôlée par un dosage de ce type. Le contrôle qualité est bien souvent réalisé par un dosage, qu'il soit effectué par une machine ou par un opérateur, le principe reste le même. Au travers de ce cours, je vous propose d'étudier ces dosages au travers de deux exemples qui reprennent la majeure partie des cas possibles.

I – Dosage des ions fer II par des ions cérium IV

1) Contrôle de la teneur en fer II d'un antimousse de jardin

Solide composé à 42% en masse de sulfate de fer, supposé hepta hydraté.
Cette mention est-elle correcte ?

2) Mode opératoire

Dissolution de 0,500 g de produit dans 100mL de H_2SO_4 à 1 ou 2 mol.L⁻¹ (afin d'éviter la formation de $\text{Fe}(\text{OH})_2$ (s) (cf. diagramme E-pH du fer). Filtrer sur Büchner la solution qui contient des composés organiques insolubles.

On réalise le dosage d'une prise d'essai de 20 mL du filtrat contenant des ions fer II par les ions cérium IV à une concentration $[\text{Ce}^{4+}] = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$.

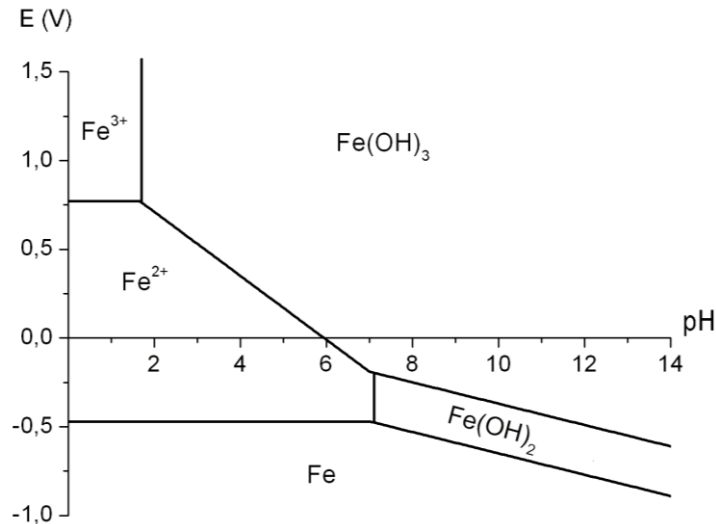
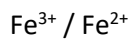


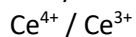
Figure 1 : diagramme E-pH du fer tracé pour une concentration de travail C_i de 1 mol.L^{-1}

3) Compléments théoriques

Couples redox mis en jeu

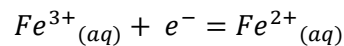


$$E^\circ (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$$

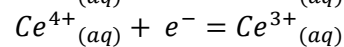


$$E^\circ (\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}) = 1,74 \text{ V}$$

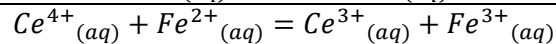
(1)



(2)



(3) = (2) - (1)



Réaction support de dosage

Une réaction de dosage doit être :

- Totale
- Rapide
- Unique

(3) = (2) - (1)

$$\begin{aligned} \Delta rG^\circ_3 &= \Delta rG^\circ_2 - \Delta rG^\circ_1 \\ &= (-n_2 F E^\circ_2) - (-n_1 F E^\circ_1) \\ &= F (E^\circ_1 - E^\circ_2) \\ &= F (E^\circ (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) - E^\circ (\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+})) \\ &= 96500 \cdot (0,77 - 1,74) \\ &= -93605 \text{ J.mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$K^\circ_3 = \exp(-\Delta rG^\circ_3/RT) = 2,56 \cdot 10^{14}$$

Expérimentalement, on relève un volume équivalent : $V_{\text{eq}} = (15,0 \pm 0,1) \text{ mL}$

Les calculs permettent de déterminer : $n(\text{Fe}^{2+}) = n(\text{FeSO}_4, 7 \text{ H}_2\text{O}) = (15,0 \pm 0,1) \cdot 10^{-5} \text{ mol}$

Teneur en sulfate de fer hepta hydraté : $T\% = m(\text{FeSO}_4, 7 \text{ H}_2\text{O}) / m_{\text{total}} = (41 \pm 2) \%$

4) Conclusion

La teneur estimée est en accord avec la mention du fabricant (42 %).

II – Dosage de l'acide acétique par de la soude1) Contrôle de l'acidité d'un vinaigre blanc

Degré d'acidité indiqué : 8% (en masse). Cette mention est-elle fiable ?

2) Mode opératoire

Dosage de 10 mL de vinaigre dilué 10x par de la soude à 0,1 mol.L⁻¹

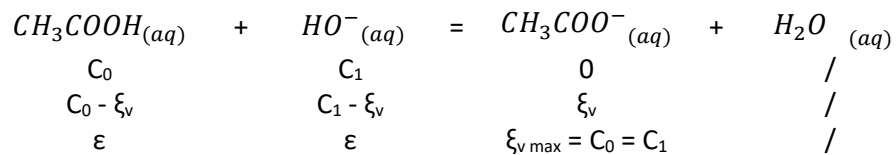
On effectue :

- 1^e dosage rapide colorimétrique
- 2^e dosage plus précis pHmétrique

3) Compléments théoriques

Choix d'un indicateur coloré : calcul du pH à l'équivalence.

Réaction support :



Les calculs donnent : pH_{équivalence} = 9,6. On choisit l'indicateur coloré en conséquence.

Dosage colorimétrique : 12 mL < V_{eq} < 14 mL

Dosage pHmétrique : V_{eq} = (13,7 ± 0,1) mL

4) Conclusion

Acidité estimée du produit : % d'acidité = (7,83 ± 0,06) %

Mention de l'étiquette : 8%