

## Corrigé exercice 23

### DOSAGE REDOX D'UN MÉLANGE COBALT (II)/FER (II)

#### 1) Étude du premier dosage

a) L'électrode de platine est une électrode inattaquable, indicatrice de la concentration des ions en solution, puisque son potentiel est donné par la formule de Nernst appliquée aux couples présents dans le bécher ( $\text{Co}^{3+}/\text{Co}^{2+}$  ou  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  ou  $\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$ ).

L'électrode au calomel saturée est une électrode de référence ; son potentiel de Nernst est constant  $E_{ECS} = 0,245 \text{ V}$ .

La grandeur  $e$  mesurée est la tension à vide de la pile constituée par l'électrode de platine dans le becher et par l'électrode de référence au calomel plongeant dans ce becher (contact assuré par la pastille poreuse). La question porte aussi sur le sens du branchement électrique. Pour le trouver, on raisonne simplement : lors du titrage, on ajoute un **oxydant** (l'ion  $\text{Ce}^{4+}$ ) ; le potentiel de Nernst  $E_{\text{Pt}}$  de l'électrode de platine ne peut donc qu'augmenter. D'après les courbes fournies, la grandeur  $e$  mesurée est croissante pendant le titrage, on a donc nécessairement un signe + devant  $E_{\text{Pt}}$ . Conclusion :

$$e = E_{\text{Pt}} - E_{ECS}$$

Sur un schéma électrique du montage, on placerait donc l'électrode de platine à droite et l'électrode de référence au calomel à gauche.

b) On considère le quotient réactionnel de la réaction de dissolution de  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  :

$$Q = [\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{HO}^-]^2.$$

Si la concentration en ions  $\text{HO}^-$  est trop faible, alors la solution n'est pas saturée en  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  ; les ions  $\text{Fe}^{2+}$  sont tous dissous et  $[\text{Fe}^{2+}] = c_0$  ; cela se produit pour  $Q = c_0 \cdot [\text{HO}^-]^2 < K_{s1}$ .

La limite de précipitation se produit lorsque  $[\text{HO}^-]$  devient juste suffisante pour que  $c_0 \cdot [\text{HO}^-]^2 = K_{s1}$ , soit  $[\text{HO}^-] = \sqrt{\frac{K_{s1}}{c_0}}$ . On en déduit le pH limite de précipitation de  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  :

$$\text{pH} = -\log \frac{K_e}{[\text{HO}^-]} = -\log \left( K_e \sqrt{\frac{c_0}{K_{s1}}} \right)$$

$$\text{pH} = \text{p}K_e - \frac{1}{2} \log c_0 - \frac{1}{2} \text{p}K_{s1} = 7,9$$

De même, on trouve pour  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  :

$$\text{pH} = \text{p}K_e - \frac{1}{3} \log c_0 - \frac{1}{3} \text{p}K_{s2} = 2,7$$

Conclusion :

$$\text{Fe}(\text{OH})_2 \text{ est présent pour } \text{pH} > 7,9 \text{ et } \text{Fe}(\text{OH})_3 \text{ pour } \text{pH} > 2,7.$$

c) La concentration  $c_0$  utilisée à la question précédente correspond à l'ordre de grandeur des concentrations que l'on peut atteindre en ions  $\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{Fe}^{3+}$  dans le becher lors du titrage. On voit que pour éviter tout risque de précipitation des ions du fer, il faut que le pH soit maintenu en-dessous de 2,7. C'est le rôle de l'acide sulfurique que d'assurer cela.

Calcul du pH de la solution dans le becher :

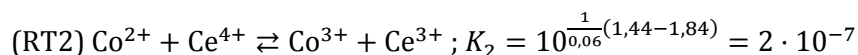
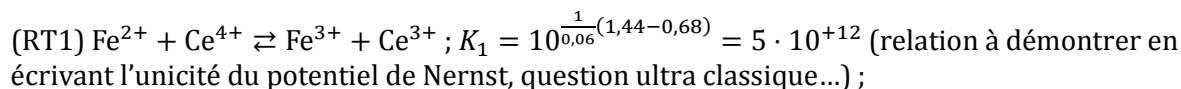
Concentration apportée en  $\text{H}_2\text{SO}_4$  :  $C_a = \frac{5 \cdot 10^{-2} \times 30}{30+20} = 0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . On rappelle que la première acidité de l'acide sulfurique est forte :  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^-$  (réaction totale). Si on néglige l'acidité de  $\text{HSO}_4^-$ , on en déduit que la concentration des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  est égale à  $C_a = 0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , d'où :

$$\text{pH} = -\log 0,03 = 1,5$$

En réalité, l'acidité de  $\text{HSO}_4^-$  n'est pas vraiment négligeable, mais si on la prend en compte, le pH sera encore plus bas. On peut affirmer que le pH sera légèrement inférieur à 1,5 :

Il n'y a donc aucun risque de précipitation des hydroxydes de fer.

d) On dose les ions  $\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{Co}^{2+}$  par  $\text{Ce}^{4+}$ . Il y a donc deux réactions de dosage possibles :



$K_1 \gg 1$  : la réaction (RT1) est donc quasi-totale. Par contre,  $K_2 \ll 1$  : (RT2) ne se produit quasiment pas.

*Remarque* : on pouvait aussi placer les couples sur une échelle de  $E^\circ$ , ou bien utiliser un diagramme de prédominance... pour constater que  $\text{Ce}^{4+}$  réagit quasi-totalement avec  $\text{Fe}^{2+}$  mais ne réagit quasiment pas avec  $\text{Co}^{2+}$ .

L'ion dosé est donc l'ion  $\text{Fe}^{2+}$ .

e) On utilise la courbe  $e1 = f(V)$ . Tant qu'il reste des ions  $\text{Fe}^{2+}$ , ils sont progressivement transformés en ions  $\text{Fe}^{3+}$  lorsqu'on verse le titrant. Quand les ions  $\text{Fe}^{2+}$  sont épuisés, on observe un saut de potentiel. Celui-ci se produit pour  $V_E = 7,0$  mL. On a alors apporté les réactifs de la RD1 dans les proportions stœchiométriques, soit  $cV_E = C_{\text{Fe}}V_0$  (attention, on demande la concentration  $C_{\text{Fe}}$  dans la solution  $S_0$ , dont on a prélevé un volume  $V_0 = 20,0$  mL.). Donc :

$$C_{\text{Fe}} = \frac{cV_E}{V_0} = 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

f) On pourrait prendre un point quelconque avant le saut et un autre quelconque après le saut et faire le bilan de matière de RD1 pour déterminer les concentrations en ces deux points arbitraires, mais il est beaucoup plus judicieux de se placer :

- à la demi-équivalence :  $V = \frac{V_E}{2} = 3,5$  mL ; en effet, le bilan de matière montre qu'on a transformé en ce point la moitié de  $\text{Fe}^{2+}$  en  $\text{Fe}^{3+}$ , donc à l'équilibre,  $[\text{Fe}^{3+}] = [\text{Fe}^{2+}]$ .

Par conséquent :  $E_{\text{Pt}} = E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) + 0,06 \cdot \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} = E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})$

On lit sur la courbe :  $e1 = 0,430 \text{ V} = E_{\text{Pt}} - E_{\text{ECS}} = E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) - 0,245 \text{ V}$  et on en déduit :

$$E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = (0,430 + 0,245) \text{ V} = 0,67(5) \text{ V}$$

...ce qui est tout à fait conforme à la donnée fournie.

- à la double équivalence :  $V = 2V_E = 14,0$  mL ; en ce point, le bilan de matière montre que  $[\text{Ce}^{4+}] = [\text{Ce}^{3+}]$  puisqu'entre  $V = 0$  et  $V = V_E$  tous les  $\text{Ce}^{4+}$  versés ont été transformés en  $\text{Ce}^{3+}$  et qu'entre  $V = V_E$  et  $V = 2V_E$  les  $\text{Ce}^{4+}$  ne sont plus consommés (faire un tableau d'avancement de (RT1) si nécessaire).

Par conséquent :  $E_{\text{Pt}} = E^0(\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}) + 0,06 \cdot \log \frac{[\text{Ce}^{4+}]}{[\text{Ce}^{3+}]} = E^0(\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+})$

On lit sur la courbe :  $e1 = 1,110 \text{ V} = E_{\text{Pt}} - E_{\text{ECS}} = E^0(\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}) - 0,245 \text{ V}$  et on en déduit :

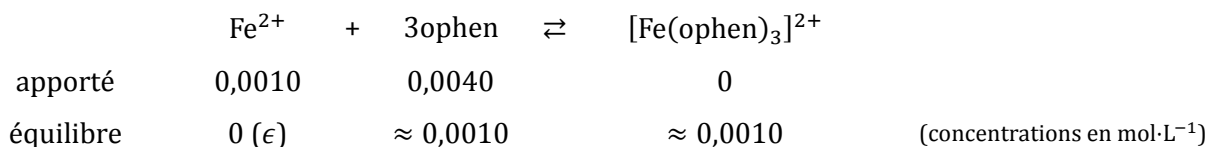
$$E^0(\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}) = (1,110 + 0,245) \text{ V} = 1,35(5) \text{ V}$$

Ce résultat est inférieur à la valeur fournie d'un dixième de volt, ce qui est supérieur à une simple erreur expérimentale (la raison de l'écart est que l'ion  $\text{Ce}^{4+}$  n'est pas stable dans l'eau car il tend à l'oxyder lentement ; le potentiel pris est appelé potentiel mixte - voir cinétique de l'oxydoréduction en deuxième année).

## 2) Étude du deuxième dosage

### a) Étude préliminaire

i) La réaction qui a lieu est la complexation ; elle est quasi-totale étant donnée la valeur élevée de  $\beta_1 = 10^{21,2}$ , on la considère donc comme totale pour déterminer la concentration des espèces majoritaires :



Les espèces majoritaires sont le reste de ligand et le complexe, de concentrations :

$$\begin{aligned} [\text{ophen}] &= 0,0010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \\ [\text{Fe}(\text{ophen})_3]^{2+} &= 0,0010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \end{aligned}$$

On calcule  $\epsilon$  en écrivant :

$$\beta_1 = 10^{21,2} = \frac{0,001}{\epsilon(0,001)^3}$$

On trouve :

$$[\text{Fe}^{2+}] = \epsilon = \frac{0,001}{\beta_1(0,001)^3} = 6,3 \cdot 10^{-16} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$\epsilon$  est bien négligeable devant  $0,0010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  : le résultat est cohérent.

Pour trouver le pH limite de précipitation de  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , on procède comme au 1b) en écrivant que  $Q = [\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{HO}^-]^2$  doit atteindre  $K_{s1} = 10^{-15,2}$ , ce qui donne :

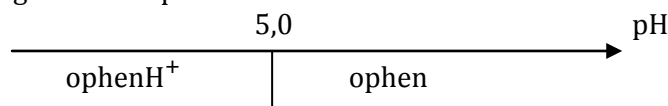
$$\text{pH} = \text{p}K_e - \frac{1}{2} \log \epsilon - \frac{1}{2} \text{p}K_{s1} - \frac{1}{2} \text{p}K_{s1} = 14,0$$

En complexant les ions  $\text{Fe}^{2+}$ , l'ophen a fait tellement diminuer leur concentration qu'il faudrait dépasser un pH de 14,0 pour qu'ils précipitent avec  $\text{HO}^-$  ! Or la valeur  $\text{pH} = 14,0$  n'est jamais vraiment atteinte en solution aqueuse. Il n'y a donc aucun risque de précipitation de  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ .

ii) Chaque atome d'azote de l'orthophénantroline possède un doublet libre, ce qui rend cette molécule basique, au sens de Lewis (d'où ses propriétés complexantes) et au sens de Brønsted (base conjuguée dans le couple  $\text{ophen}^+/\text{ophen}$ ).

b) Pour un pH voisin de 5 ou inférieur, l'orthophénantroline se protonnerait, selon :  $\text{ophen} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{ophenH}^+$  puisque son  $\text{p}K_a$  est de 5,0.

Diagramme de prédominance :



Une fois protonnée, ophen ne pourrait plus jouer son rôle de ligand. Il ne faut donc pas acidifier la solution.

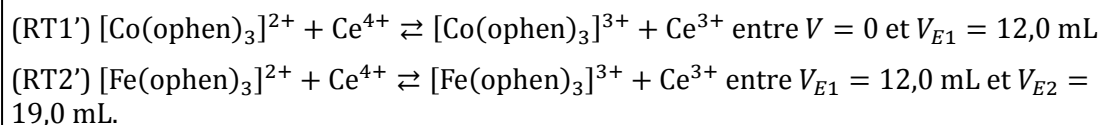
Mais alors aura-t-on des précipités ?

La question a) préliminaire a montré que les ions du fer se complexant quasi totalement, les risques de précipitation étaient amoindris. On n'a donc pas besoin d'être en milieu acide pour éviter la précipitation des hydroxydes de fer (cela mériterait une étude plus approfondie pour le cas de  $\text{Fe}^{3+}$  mais ce n'est visiblement pas l'esprit de la question).

c) Les ions sont complexés. **On titre donc  $[\text{Co}(\text{ophen})_3]^{2+}$  et  $[\text{Fe}(\text{ophen})_3]^{2+}$ .** Comme on observe cette fois deux sauts, on en déduit que les deux types d'ions vont cette fois être dosés.

La quantité de solution  $S_0$  prélevée est la même que dans le premier dosage. Il faudra donc toujours ajouter 7,0 mL de titrant pour doser le fer (II) (cette fois sous forme  $[\text{Fe}(\text{ophen})_3]^{2+}$ ). Or le premier saut se produit pour  $V_{E1} = 12,0$  mL et le second pour  $V_{E2} = 19,0$  mL. On remarque que  $V_{E2} - V_{E1} = 7,0$  mL, cela signifie que les ions fer (II) sont dosés entre 12 et 19 mL. On en déduit que de 0 à 12 mL, ce sont les ions cobalt (II) (complexés) qui sont dosés...

Finalement :



d) La complexation a fortement modifié les potentiels standard des couples cobalt (III) / cobalt (II) et fer (III) / fer (II). Ceux-ci sont visiblement devenus tous les deux inférieurs à  $E^0(\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+})$ , ce qui a rendu les deux réactions de dosage possibles.

On le vérifie en calculant les nouveaux potentiels standard, en se plaçant à nouveau judicieusement à chacune des demi-équivalences :

- à la première demi-équivalence :  $V = \frac{V_{E1}}{2} = 6,0$  mL,  $[\text{Co}(\text{ophen})_3]^{2+} = [\text{Co}(\text{ophen})_3]^{3+}$ , on lit :  $e2 = 0,180$  V =  $E^0([\text{Co}(\text{ophen})_3]^{3+}/[\text{Co}(\text{ophen})_3]^{2+}) - E_{ECS}$  ; donc :

$E^0([\text{Co}(\text{ophen})_3]^{3+}/[\text{Co}(\text{ophen})_3]^{2+}) = (0,180 + 0,245)$ V = 0,42(5) V
--

- à la deuxième demi-équivalence :  $V = \frac{V_{E1} + V_{E2}}{2} = 15,5$  mL,  $[\text{Fe}(\text{ophen})_3]^{2+} = [\text{Fe}(\text{ophen})_3]^{3+}$ , on lit :  $e2 = 0,910$  V =  $E^0([\text{Fe}(\text{ophen})_3]^{3+}/[\text{Fe}(\text{ophen})_3]^{2+}) - E_{ECS}$  ; donc :

$E^0([\text{Fe}(\text{ophen})_3]^{3+}/[\text{Fe}(\text{ophen})_3]^{2+}) = (0,910 + 0,245)$ V = 1,15(5) V
--

On peut alors calculer les constantes d'équilibres :

$$(\text{RT1}') K'_1 = 10^{\frac{1}{0,06}(1,44 - 0,425)} = 8 \cdot 10^{+16}$$

$$(\text{RT2}') K'_2 = 10^{\frac{1}{0,06}(1,44 - 1,155)} = 6 \cdot 10^{+4}$$

$K'_1$  et  $K'_2 \gg 1$  : Les deux réactions de dosages sont bien possibles. Le dosage du cobalt est très nettement favorisé et a lieu en premier, ce qu'on avait établi à la question précédente. Les titrages sont successifs étant donné la grande différence entre  $K'_1$  et  $K'_2$ .

e) On exprime l'équivalence de (RT1') :  $cV_{E1} = C_{\text{Co}}V_0$ , soit :

$C_{\text{Co}} = \frac{cV_{E1}}{V_0} = 6,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
---

f) On constate que la complexation a lieu avec la même stœchiométrie avec les deux ions du cobalt.

Or  $E^0([\text{Co}(\text{ophen})_3]^{3+}/[\text{Co}(\text{ophen})_3]^{2+}) < E^0(\text{Co}^{3+}/\text{Co}^{2+})$ , ce qui signifie que le pouvoir oxydant du cobalt (III) diminue beaucoup plus que le pouvoir réducteur de Co (II).

On en déduit que le complexe $[\text{Co}(\text{ophen})_3]^{3+}$ est beaucoup plus stable que le complexe $[\text{Co}(\text{ophen})_3]^{2+}$ .
---

Vérification numérique :

Soit  $\beta'_1$  la constante de formation globale de  $[\text{Co}(\text{ophen})_3]^{2+}$  et  $\beta'_2$  celle de  $[\text{Co}(\text{ophen})_3]^{3+}$  :

$$\beta'_1 = \frac{[\text{Co}(\text{ophen})_3]^{2+}}{[\text{Co}^{2+}] \cdot [\text{ophen}]^3} \text{ et } \beta'_2 = \frac{[\text{Co}(\text{ophen})_3]^{3+}}{[\text{Co}^{3+}] \cdot [\text{ophen}]^3}$$

L'unicité du potentiel permet d'écrire en tout point :

$$0,425 + 0,06 \log \frac{[\text{Co}(\text{ophen})_3]^{3+}}{[\text{Co}(\text{ophen})_3]^{2+}} = 1,84 + 0,06 \log \frac{[\text{Co}^{3+}]}{[\text{Co}^{2+}]}$$

Donc :

$$\frac{\beta'_1}{\beta'_2} = 10^{\frac{1}{0,06}(0,425-1,84)} = 3 \cdot 10^{-24}$$

ce qui illustre numériquement que le complexe  $[\text{Co}(\text{ophen})_3]^{2+}$  est beaucoup moins stable que  $[\text{Co}(\text{ophen})_3]^{3+}$ .