

Tp X7 CRITERE D'EVOLUTION D'UN SYSTEME CHIMIQUE

But de la manipulation : Vérifier par titrage que le sens spontané d'une réaction est celui prévu par le critère d'évolution.

Dispositif:

- Prélever un volume $V_1 = 10,0$ mL de solution de sulfate de fer (II) (solution de Sel de Mohr) acidifiée de concentration molaire apportée en ions fer (II) $c_1 = 1,00 \times 10^{-1}$ mol.L⁻¹ et introduire ce prélèvement à l'aide d'une pipette jaugée dans une fiole jaugée de 50 mL.
- À l'aide d'une pipette jaugée, verser dans la même fiole, un volume $V_2 = 20$ mL d'une solution de sulfate de fer (III) de concentration molaire apportée en ions fer (III) $c_2 = 1,00 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹.
- Compléter jusqu'au trait de jauge avec la solution de sulfate de cuivre (II) de concentration molaire apportée $c_3 = 1,00 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹.

On obtient la solution S.

- Verser ensuite cette solution S dans un erlenmeyer de 100 mL et ajouter une spatulée de cuivre en poudre.
- Mettre ensuite sous agitation magnétique pendant 20 min. N'hésitez pas de temps en temps à agiter aussi avec la spatule.

L'équation de la réaction associée à la transformation étudiée est :
$$2 \text{Fe}^{2+}_{(aq)} + \text{Cu}^{2+}_{(aq)} = 2 \text{Fe}^{3+}_{(aq)} + \text{Cu}_{(s)} \quad (1)$$

Questions préliminaires

1. A l'aide l'équation (1), retrouver les deux couples oxydant-réducteur étudiés. Écrire les demi-équations d'oxydoréduction. Y indiquer laquelle correspond à une oxydation et laquelle à une réduction.
2. Faire apparaître la méthode qui vous permet de retrouver l'équation de la réaction (1).

Mise en œuvre de la transformation étudiée

3. Donner l'expression, à un instant t quelconque, du quotient de réaction Q_r de la réaction (1).
4. Pour les espèces **chimiques intervenant** dans l'expression du Q_r précédent, calculer les quantités de matière introduites puis leurs concentrations molaires effectives avant toute réaction. On admettra que le volume de solution de sulfate de cuivre (II) est $V_3 = 20$ mL.
5. Calculer le quotient de réaction dans l'état initial. On s'aidera des réponses données aux deux questions précédentes.
6. La constante d'équilibre de la réaction (1) vaut $2,6 \times 10^{-41}$. Comparer Q_{ri} calculé à la question précédente, à la valeur de K donnée. En déduire le sens prévu de l'évolution du système.

Titrage de la solution S (solution obtenue après agitation).

La quantité de Fe^{2+} présente à l'état final sera déterminée par un titrage manganométrique: La solution titrante S_5 est une solution de permanganate de potassium de concentration molaire apportée $C_5 = 8,00 \times 10^{-3}$ mol L⁻¹.

- Remplir la burette de 25 mL avec la solution S_5 de permanganate de potassium.
- Placer un entonnoir sur un erlenmeyer de 50 mL. Y placer une feuille essui tout pliée, qui fera office de filtre.
- Verser délicatement (sans percer le filtre) la solution S obtenue après agitation dans l'entonnoir afin d'effectuer une filtration.
- À l'aide d'une pipette jaugée, pipetter $V_0 = 20$ mL de la solution filtrée et verser les 20 mL dans un autre erlenmeyer de 50 mL.
- Placer l'erlenmeyer sur l'agitateur magnétique avec un barreau aimanté.

La réaction de dosage met en jeu les deux couples suivants: $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ et $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$.

7. Écrire les deux demi-équations d'oxydoréduction de ces deux couples, puis montrer que l'équation de la réaction entre les ions permanganate et les ions fer (II) dosés est:
$$\text{MnO}_4^- + 5 \text{Fe}^{2+} + 8 \text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O} \quad (2)$$

Cette réaction est totale.

8. L'ion permanganate MnO_4^- donne une coloration violette aux solutions aqueuses qui le contiennent. Comment l'équivalence est-elle repérée au cours du titrage ?

9. Quelle relation peut-on écrire entre la quantité initiale $n_{0,\text{fin}}(\text{Fe}^{2+})$ de fer (II) se trouvant dans l'erlenmeyer en fin de réaction (1) et la quantité d'ions permanganate introduits dans l'erlenmeyer à l'équivalence $n_{\text{eq}}(\text{MnO}_4^-)$?

- Déterminer V_{eq} , le volume de solution S_5 titrante nécessaire pour obtenir l'équivalence (ce volume est compris entre 10 et 14 mL). A noter qu'à l'équivalence, la teinte rose doit persister pendant au moins 10 s.

Calculer alors la quantité $n_{0,\text{fin}}(\text{Fe}^{2+})$ d'ions fer (II) présents dans l'erlenmeyer.

Conclusion.

10. Le titrage des ions fer (II) se fait sur un prélèvement de $V_0 = 20,0$ mL de solution S. Si le système n'avait subi aucune transformation, quelle serait la quantité d'ions fer (II) $n_{0,\text{Dep}}(\text{Fe}^{2+})$ contenue dans ce prélèvement ?
11. En comparant $n_{0,\text{fin}}(\text{Fe}^{2+})$ et $n_{0,\text{Dep}}(\text{Fe}^{2+})$, montrer que la solution S a subi une transformation et préciser le sens de cette transformation.
12. Cette transformation s'est-elle produite dans le sens prévu ? Justifier la réponse.