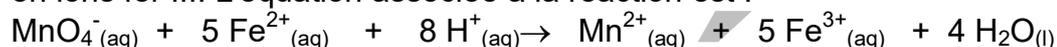


L'usage d'une calculatrice EST autorisé

Le sujet doit être rendu avec la copie

Exercice I TABLEAU D'AVANCEMENT

Les ions permanganates, violets, réagissent sur les ions fer II en milieu acide pour les transformer en ions fer III. L'équation associée à la réaction est :



Aux concentrations utilisées, seuls les ions permanganates sont notablement colorés.

Dans un bécher, on introduit $v_1 = 10,0$ mL de solution de sulfate de fer II de concentration $c_1 = 0,055 \text{ mol.L}^{-1}$ et $v = 5,0$ mL de solution acide contenant des protons H^+ de concentration $c = 1,00 \text{ mol.L}^{-1}$.

On ajoute $v_2 = 4,0$ mL de solution de permanganate de potassium de concentration $c_2 = 0,025 \text{ mol.L}^{-1}$.

Le mélange est incolore.

1. Faire le bilan des espèces présentes à l'état initial. Quel est le réactif limitant ? (Justifier par un calcul).
2. Construire le tableau d'avancement de la réaction.
3. Faire le bilan de matière à l'état final.
4. ~~En déduire la concentration des ions fer III à l'état final.~~
5. ~~Ecrire l'équation bilan de cette transformation en milieu basique (les ions hydroxyde interviennent).~~

| Equation | $\text{MnO}_4^-{}_{(\text{aq})}$ | $+ 5 \text{Fe}^{2+}{}_{(\text{aq})}$ | $+ 8 \text{H}^+{}_{(\text{aq})}$ | \rightarrow | $\text{Mn}^{2+}{}_{(\text{aq})}$ | $+ 5 \text{Fe}^{3+}{}_{(\text{aq})}$ | $+ 4 \text{H}_2\text{O}{}_{(\text{l})}$ |
|----------|----------------------------------|--------------------------------------|----------------------------------|---------------|----------------------------------|--------------------------------------|---|
| Initial | | | excès | | | | excès |
| Final | | | excès | | | | excès |

EXERCICE II : DOSAGE

Deux élèves découvrent un vieux flacon de Bétadine dans une armoire de Suscinio. Ils se demandent si ce flacon est encore utilisable et décident de **doser le diiode** contenu dans ce flacon en réalisant un dosage par titrage direct.



Les molécules de **dioide** I_2 et les ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}$ réagissent entre eux.

Les couples rédox sont :



Ils réalisent le protocole permettant de réaliser les opérations suivantes :

- Introduire, dans un bécher, un volume $V_1 = 20,0$ mL de solution de bétadine diluée de concentration molaire C_1 . Ajouter quelques gouttes d'empois d'amidon pour mieux percevoir la présence de diiode : en sa présence, il forme une espèce colorée bleu-nuit.
- Remplir une burette graduée avec une solution de thiosulfate de sodium de concentration molaire $C_2 = 1,00 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹.
- Ils mesurent le volume $V_{eq} = 7,8$ mL versé à l'équivalence.

- 1) Schématiser le dispositif expérimental de dosage mis en œuvre.
- 2) Ecrire l'équation de la réaction de dosage.
- 3) Définir le terme « équivalence » d'un dosage.
- 4) Expliquer le changement de couleur qu'observent les élèves à l'équivalence du dosage.
- 5) Ecrire la relation mathématique vérifiée à l'équivalence.
- 6) En déduire la concentration de la solution de Bétadine diluée.
- 7) Sachant que la Bétadine a été diluée 100 fois pour ce dosage, en déduire la concentration de la solution Bétadine commerciale non-diluée.
- 8) Conclure en comparant à l'indication de l'étiquette : « 900 mg de diiode pour 10 mL »
Donnée : masse molaire de l'iode $M(I) = 131,0$ g.mol⁻¹

Exercice 1

$$1 - EI \quad n(\text{MnO}_4^-) = c_2 V_2 = 0,025 \times 4,0 \cdot 10^{-3} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n(\text{Fe}^{2+}) = c_1 V_1 = 0,055 \times 9,0 \cdot 10^{-3} = 4,95 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

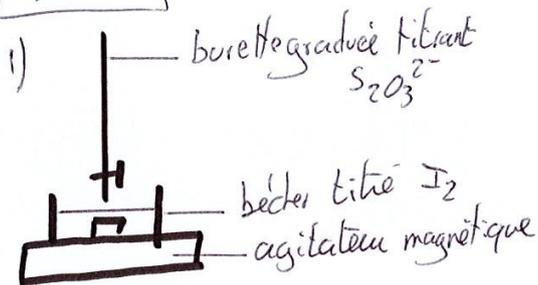
$$n(\text{H}^+) = cV = 1,0 \times 5,0 \cdot 10^{-3} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$6,25 \cdot 10^{-4} = \frac{n(\text{H}^+)}{8} > \frac{n(\text{Fe}^{2+})}{5} = 1,1 \cdot 10^{-4} > \frac{n(\text{MnO}_4^-)}{1} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = \alpha p$$

MnO_4^- est limitant.

| Equation | MnO_4^- (aq) | + 5 Fe^{2+} (aq) | + 8 H^+ (aq) | → | Mn^{2+} (aq) | + 5 Fe^{3+} (aq) | + 4 H_2O (l) |
|----------|---------------------------------------|--|---------------------------|---|-------------------------------------|--------------------------------------|------------------------------|
| Initial | $1,0 \cdot 10^{-4}$ | $5,5 \cdot 10^{-4}$ | $5,0 \cdot 10^{-3}$ excès | | 0 | 0 | excès |
| Final | $1,0 \cdot 10^{-4} - \alpha p$ = 0 | $5,5 \cdot 10^{-4} - 5\alpha p$ = $0,5 \cdot 10^{-4}$ | excès | | $\alpha p =$ $1,0 \cdot 10^{-4}$ | $5\alpha p =$ $5,0 \cdot 10^{-4}$ | excès |

Exercice 2



- 2) $\text{I}_2 + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$
- 3) A l'équivalence, les réactifs ont été introduits en proportions stœchiométriques.
- 4) Avant équivalence : I_2 est toujours présent, le milieu est de couleur bleu-noir.
Après équivalence : I_2 est totalement consommé, le milieu est transparent.

$$5) \frac{n(\text{I}_2)}{1} = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2}$$

$$6) [\text{I}_2] = \frac{[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}] \times V_E}{V(\text{I}_2)} = \frac{1,00 \cdot 10^{-2} \times 7,8 \cdot 10^{-3}}{20,0 \cdot 10^{-3}} = 3,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$7) C = 100 \times [\text{I}_2] = 3,9 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$8) \text{ pour } 10 \text{ ml : } n(\text{I}_2) = c \times V = 3,9 \cdot 10^{-1} \times 0,010 = 3,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m(\text{I}_2) = n(\text{I}_2) \times M(\text{I}_2) = 3,9 \cdot 10^{-3} \times 133 \times 2 = 1,02 \text{ g}$$

La betadine est plus concentrée que ce qu'indique sur l'étiquette!