

Chimie - TD3 - Oxydoréduction

Exercice 1 - Application du cours

Formules de Nernst Écrire les équilibres redox et les formules de Nernst pour les couples suivants (préciser les nombres d'oxydation des différents éléments) :

1. $\text{O}_{2(g)} / \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{H}_2\text{O} / \text{H}_{2(g)}$
3. $\text{Zn}_{(aq)}^{2+} / \text{Zn}_{(s)}$
4. $\text{Fe}_{(aq)}^{3+} / \text{Fe}_{(aq)}^{2+}$
5. $\text{Cr}_2\text{O}_{7(aq)}^{2-} / \text{Cr}_{(aq)}^{3+}$

Prévision de réactions

1. Une solution de permanganate de potassium est versée sur de la poudre de cuivre. Indiquer si une transformation a lieu et, le cas échéant, écrire son équation bilan.
Couples : $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ ($E^\circ = 1,51 \text{ V}$) et $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ ($E^\circ = 0,34 \text{ V}$).
2. Deux solutions contenant respectivement les ions Fe^{2+} et Zn^{2+} sont mélangées. Indiquer si une transformation a lieu et, le cas échéant, écrire son équation bilan.
Couples : $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$ ($E^\circ = 0,77 \text{ V}$) et $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$ ($E^\circ = -0,76 \text{ V}$).
3. Montrer que l'ion Cu^+ est instable. Identifier la réaction qui a lieu.
Couples Cu^+ / Cu ($E^\circ = 0,52 \text{ V}$) et $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^+$ ($E^\circ = 0,16 \text{ V}$).

Exercice 2 - Constante d'équilibre d'une réaction d'oxydoréduction

Raisonnons sur la réaction entre les ions permanganate et les ions fer (II).

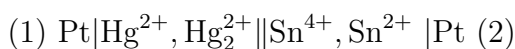
Données - potentiels standards à 298 K :

couple $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$: $E_1^\circ = 1,51 \text{ V}$; couple $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$: $E_2^\circ = 0,77 \text{ V}$.

1. Écrire l'équation bilan de la réaction et donner l'expression de sa constante en fonction des concentrations des différentes espèces.
2. Déduire des potentiels standards, la valeur numérique de cette constante.

Exercice 3 - Pile

On considère la pile schématisée par :



Les concentrations initiales sont :

ion	Hg^{2+}	Hg_2^{2+}	Sn^{4+}	Sn^{2+}
(mol/L)	1	0,01	0,01	1

Les solutions des deux compartiments ont le même volume $V = 50 \text{ mL}$.

1. Déterminer le potentiel initial des deux électrodes.
2. En déduire la polarité de la pile et l'équation bilan de sa réaction de fonctionnement.
3. Déterminer la composition de la pile lorsqu'elle ne débite plus et la charge qui a traversé le circuit au cours de son fonctionnement.

On donne les E° en V des couples suivants : $\text{Hg}^{2+} / \text{Hg}_2^{2+}$: 0.91 ; $\text{Sn}^{4+} / \text{Sn}^{2+}$: 0.15

Exercice 4 - Pile de concentration

On construit une pile utilisant le couple $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ ($E^\circ=0,77\text{V}$). Dans le bécher *A*, on a initialement 50mL d'une solution de sulfate ferreux $[\text{Fe}^{2+}]_{Ao} = 0,10\text{mol.L}^{-1}$ et de chlorure ferrique $[\text{Fe}^{3+}]_{Ao} = 0,20\text{mol.L}^{-1}$. Dans le bécher *B*, les concentrations sont inversées : $[\text{Fe}^{2+}]_{Bo} = 0,20\text{mol.L}^{-1}$ et $[\text{Fe}^{3+}]_{Bo} = 0,10\text{mol.L}^{-1}$.

On utilise des électrodes de platine inertes et un pont salin au chlorure de potassium (K^+, Cl^-). La pile débite dans une très grande résistance *R*.

1. Écrire la demi-équation associée au couple $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$. En déduire le potentiel de chaque électrode.
2. Schématiser alors la pile en plaçant l'anode à gauche et la cathode à droite (préciser le nom du bécher dans chaque cas). Indiquer le sens de déplacement des électrons et du courant dans la pile ainsi que celui des ions dans le pont salin.
3. Écrire l'équation bilan traduisant le fonctionnement de la pile, en déduire l'état final dans chaque bécher.
4. Déterminer la capacité de la pile en coulomb (C) et en ampère-heure (A.h).

Exercice 5 - Réactions d'oxydoréduction

1. On mélange 10mL de solution de chlorure d'étain (II) Sn^{2+} à 0.1 mol/L et 10 mL de chlorure de fer (III) Fe^{3+} à 0.1 mol/L.
 - (a) Quelle est la composition finale du système ?
 - (b) En déduire le potentiel de la solution.
2. On plonge un fil d'argent Ag dans une solution de sulfate de fer (III) à 0.05 mol/L.
 - (a) Quelle est la composition finale du système ?
 - (b) En déduire le potentiel de la solution.

On donne les E° en V des couples suivants : $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+} : 0.77$; $\text{Sn}^{4+} / \text{Sn}^{2+} : 0.15$; $\text{Ag}^+ / \text{Ag} : 0.80$

Exercice 6 - Dosage

À 20mL de solution de sulfate de fer (II) Fe^{2+} de concentration *c*, on ajoute une solution acidifiée de dichromate de potassium ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) de concentration $c'=0.04\text{ mol/L}$. L'équivalence est obtenue pour un volume de solution oxydante de $V'=12\text{mL}$.

1. Écrire l'équation bilan de la réaction de dosage.
2. Déterminer la concentration de la solution de fer II.

On donne les E° en V des couples suivants : $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+} : 0.77$; $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+} : 1,33$