

Exercice 1 : Equations de réaction et constantes d'équilibre

On considère les couples $(I_2(aq)/I^-) E^\circ=0,54V$ et $(Zn^{2+}/Zn(s)) E^\circ= - 0,76V$.

Ecrire les demi-équations électronique ainsi que l'équation bilan de la réaction entre Zn et I_2 .

Quel est le nombre d'électrons échangés ? Cette réaction est-elle thermodynamiquement favorable ?

Calculer la constante d'équilibre associée.

On considère les couples $(CH_3COOH(aq)/CH_3CH_2OH(aq)) E^\circ=0,037V$ et $(O_2(g)/H_2O(l)) E^\circ= 1,23V$.

Ecrire les demi-équations électronique ainsi que l'équation bilan de la réaction entre CH_3CH_2OH et O_2 .

Quel est le nombre d'électrons échangés ? Cette réaction est-elle thermodynamiquement favorable ?

Calculer la constante d'équilibre associée.

Exercice 2 : Nombres d'oxydation

- Donner le nombre d'oxydation de l'élément chrome au sein des espèces suivantes : Cr, Cr^{2+} , Cr^{3+} , CrO_4^{2-} , $Cr_2O_7^{2-}$.
- Donner le nombre d'oxydation de l'élément phosphore au sein des édifices suivants : H_3PO_4 , P_4 , P_2O_5 .
- On considère les espèces O_2 , H_2O_2 , H_2O .
 - Donner le nombre d'oxydation de l'élément oxygène dans chaque espèce.
 - Quels sont les couples Ox/Red envisageables à partir des espèces précédentes.

Exercice 3 : Potentiel d'électrode

Déterminer le potentiel que prend, par rapport à une électrode standard à hydrogène, une électrode :

- D'argent dans une solution de nitrate d'argent à 0,10mol/L
- De fer dans une solution de sulfate de fer (II) à 0,010mol/L.
- De platine dans une solution contenant du sulfate de fer (II) à 0,10mol/L et de chlorure de fer (III) à 0,50mol/L.
- De platine dans une solution contenant du dichromate de potassium à $1,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L et du chlorure de chrome (III) à 0,20mol/L, la solution ayant un pH égal à 2,0.
- De platine platiné dans une solution d'acide chlorhydrique ($H_3O^+ + Cl^-$) à 0,020mol/L dans laquelle barbote du dichlore sous une pression de 0,5bar.

Données : $E^\circ(Ag^+/Ag)=0,80V$ $E^\circ(Fe^{2+}/Fe)=- 0,44V$ $E^\circ(Fe^{3+}/Fe^{2+})=0,77V$
 $E^\circ(Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+})=1,33V$ $E^\circ(Cl_2(g)/Cl^-)=1,36V$

Exercice 4 : Domaines de prédominance

- Tracer le diagramme de prédominance des espèces des couples Co^{3+}/Co^{2+} et Ce^{4+}/Ce^{3+} .
En déduire l'équation de la réaction entre ces deux couples dont la constante thermodynamique est supérieure à 1. Calculer la valeur de cette constante.
- On mélange un volume $V_1=25,0mL$ de solution de sulfate de cérium (III) à $C_1=0,100mol/L$ et un volume $V_2=25,0mL$ de solution de sulfate de cobalt (III) à $C_2=0,200mol/L$.
 - Déterminer la composition finale de la solution.
 - En déduire le potentiel final de chacun des couples.

Données : $E^\circ(Co^{3+}/Co^{2+})=1,80V$; $E^\circ(Ce^{4+}/Ce^{3+})=1,74V$.

Exercice 5 : L'eau oxygénée.

Le peroxyde d'hydrogène est-il stable en solution ? Si non, écrire l'équation de sa dismutation et calculer sa constante d'équilibre. Commenter le résultat obtenu.

Une eau oxygénée à « 20 volumes » peut dégager 20 fois son volume en dioxygène gazeux. Déterminer sa concentration molaire en H_2O_2 .

Données : $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2)=0,68\text{V}$; $E^\circ(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O})=1,77\text{V}$. Volume molaire : $V_m = 24 \text{ L/mol}$

Exercice 6 : Réactions d'oxydoréduction

On mélange 10mL de solution de chlorure d'étain (II) à 0,1mol/L et 10mL de solution de chlorure de fer (III) également à 0,1mol/L. Quelle est la composition finale du système ? En déduire le potentiel rédox des couples en solution.

Données : $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})=0,77\text{V}$; $E^\circ(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+})=0,15\text{V}$.

Exercice 7 : Pile étain-mercure.

On considère la pile schématisée par : (1) Pt | $\text{Hg}^{2+}, \text{Hg}_2^{2+}$ || $\text{Sn}^{4+}, \text{Sn}^{2+}$ | Pt (2)
avec $[\text{Hg}^{2+}]_0=1,0\text{mol/L}$, $[\text{Hg}_2^{2+}]_0=1,0 \cdot 10^{-2}\text{mol/L}$; $[\text{Sn}^{4+}]_0=1,0 \cdot 10^{-2}\text{mol/L}$; $[\text{Sn}^{2+}]_0=1,0\text{mol/L}$. Les deux solutions ont le même volume $V=50,0\text{mL}$.

1. Faire un schéma de la pile.
2. Déterminer le potentiel initial de chacune des électrodes ; en déduire la polarité de la pile et l'équation de sa réaction de fonctionnement.
3. Déterminer la composition de la pile lorsqu'elle ne débite plus et la quantité d'électricité qui a traversé le circuit.

Données : $E^\circ(\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}_2^{2+})=0,91\text{V}$; $E^\circ(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+})=0,15\text{V}$.

Exercice 8 : Pile Acide-nitreux-mercure.

On considère un pile constituée de l'association des deux demi-piles suivantes : $\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}_2^{2+}$ et $\text{NO}_3^-/\text{HNO}_2$

La f.e.m standard (pour des concentrations égales à 1 mol) est égale à 0,02V.

1. Ecrire les deux demi-équations relatives aux deux couples.
2. En déduire la réaction spontanée se produisant dans la pile sachant que les ions Hg_2^{2+} sont oxydés en ions Hg^{2+}
3. Faire un schéma de la pile en précisant l'anode et la cathode ainsi que le mouvement des électrons.
4. Quelle est la valeur de $E^\circ(\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}_2^{2+})$ sachant que $E^\circ(\text{NO}_3^-/\text{HNO}_2)=0,94\text{V}$
5. Lors du fonctionnement de la pile, il y a formation de $6 \cdot 10^{-3}$ mol d'ions Hg^{2+} , déterminer les variations des quantités de matière des autres réactifs et produits.

Exercice 9 : Pile de concentration.

On considère une pile formée par l'association de deux demi-piles constituées toutes deux d'un fil de cuivre plongeant dans 50mL de solution de sulfate de cuivre, l'une à 0,1mol/L (demi pile n°1) et l'autre à 0,01mol/L (demi pile n°2). Une solution de nitrate d'ammonium gélifiée assure la jonction interne entre les deux demi-piles. Le métal cuivre est en excès dans chacune des demi-piles. On donne $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})=0,34\text{V}$.

1. Faire un schéma de la pile. Déterminer ses pôles, les équations bilans des réactions se produisant dans chaque demi-pile et l'équation globale de fonctionnement de la pile. Déterminer la f.e.m de cette pile.
2. Déterminer les concentrations finales dans chaque demi-pile lorsque la pile cesse de débiter. En déduire la quantité d'électricité qui a traversé le circuit.
3. Analyser les déplacements des charges à l'intérieur du pont salin.