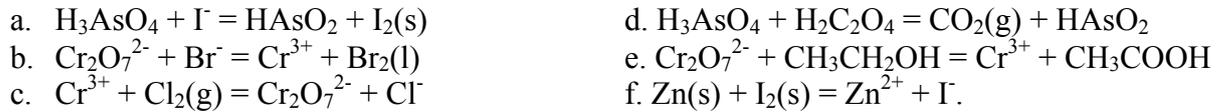
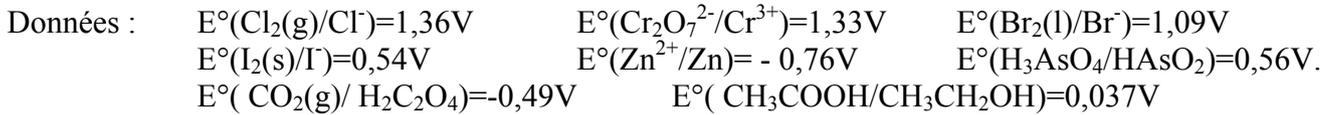


Travaux dirigés de Chimie n° 6
Exercice 1 : Equations et constantes d'équilibre

1. Ajuster en milieu acide puis calculer la constante d'équilibre de chacune des équations suivantes :



2. Ajuster les équations a et b en milieu basique.

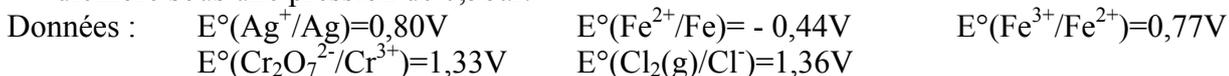

Exercice 2 : Nombres d'oxydation

1. Donner le nombre d'oxydation de l'élément chrome au sein des espèces suivantes : Cr, Cr^{2+} , Cr^{3+} , CrO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.
2. Donner le nombre d'oxydation de l'élément phosphore au sein des édifices suivants : H_3PO_4 , P_4 , P_2O_5 .
3. On considère les espèces O_2 , H_2O_2 , H_2O .
 - 3.1. Donner le nombre d'oxydation de l'élément oxygène dans chaque espèce.
 - 3.2. 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 :

1. D'argent dans une solution de nitrate d'argent à 0,10mol/L
2. De fer dans une solution de sulfate de fer (II) à 0,010mol/L.
3. 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.
4. De platine dans une solution contenant du dichromate de potassium à $1,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L et du sulfate de chrome (III) à 0,20mol/L, la solution ayant un pH égal à 2,0.
5. De platine platiné dans une solution d'acide chlorhydrique à 0,020mol/L dans laquelle barbote du dichlore sous une pression de 0,5bar.


Exercice 4 : Domaines de prédominance

1. Tracer le diagramme de prédominance des espèces des couples $\text{Co}^{3+}/\text{Co}^{2+}$ et $\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$.
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.
 2. On mélange un volume $V_1=25,0\text{mL}$ de solution de sulfate de cérium (III) à $C_1=0,100\text{mol/L}$ et un volume $V_2=25,0\text{mL}$ de solution de sulfate de cobalt (III) à $C_2=0,200\text{mol/L}$.
 - a. Déterminer la composition finale de la solution.
 - b. En déduire le potentiel final de chacun des couples.
- Données : $E^\circ(\text{Co}^{3+}/\text{Co}^{2+})=1,80\text{V}$; $E^\circ(\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+})=1,74\text{V}$.

Exercice 5 : Médiامتutation et dismutation :

1. Médiامتutation du fer : Sachant que $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})=0,77\text{V}$ et $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})= - 0,44\text{V}$, déterminer la constante de la réaction des ions fer III avec le fer.
2. Dismutation des ions thiosulfates : Sachant que $E^\circ(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}/\text{S(s)})=0,50\text{V}$ et $E^\circ(\text{SO}_2(\text{aq})/\text{S}_2\text{O}_3^{2-})=0,40\text{V}$, déterminer la constante de la réaction des ions thiosulfates sur eux même.

Exercice 6 : Réactions d'oxydoréduction

- 1) 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.
 - 2) On plonge un fil d'argent dans une solution de chlorure de fer (III) à $5 \cdot 10^{-2}$ mol/L. Quelle est la composition finale du système ? En déduire le potentiel rédox des couples en solution.
- Données : $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})=0,77\text{V}$; $E^\circ(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+})=0,15\text{V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{ag})=0,80\text{V}$.

Exercice 7 : L'indium et ses ions.

1. Déterminer la valeur du potentiel standard $E^\circ(\text{In}^{3+}/\text{In})$.
 2. Montrer que l'ion In^+ n'est pas stable ; calculer la constante de sa réaction de dismutation.
- Données : $E^\circ(\text{In}^{3+}/\text{In}^+)= - 0,44\text{V}$; $E^\circ(\text{In}^+/\text{In})= - 0,14\text{V}$.

Exercice 8 : L'eau oxygénée.

1. Déterminer la valeur du potentiel standard $E^\circ(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O})$.
 2. Le peroxyde d'hydrogène est-il stable en solution ? Si non, écrire l'équation de sa dismutation et calculer d'équilibre. Commenter le résultat obtenu.
- Données : $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2)=0,68\text{V}$; $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O})=1,23\text{V}$.

Exercice 9 : Pile étain-mercure.

On considère la pile schématisée par : (1) $\text{Pt} | \text{Hg}^{2+}, \text{Hg}_2^{2+} || \text{Sn}^{4+}, \text{Sn}^{2+} | \text{Pt}$ (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. Déterminer le potentiel initial de chacune des électrodes ; en déduire la polarité de la pile et l'équation de sa réaction de fonctionnement.
 2. Déterminer la composition de la pile lorsqu'elle ne débite plus et la quantité d'électricité qui a traversé le circuit.
- Données : $E^\circ(\text{Hg}^+/\text{Hg}_2^{2+})=0,91\text{V}$; $E^\circ(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+})=0,15\text{V}$.

Exercice 10 : 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. Donner l'écriture conventionnelle de la pile et déterminer sa f.e.m.
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.