



Électrochimie

Nombre d'oxydation

1) Déterminer le nombre (degré d'oxydation) des éléments suivants (écrits en gras) : **Fe**, **Fe²⁺**, **Fe³⁺**, **O₂**, **NO₃⁻**, **Cr₂O₇²⁻**, **Al₂O₃**, **NaOH**, **Na₂O₂**

2) Écrire la demi-réaction redox associée à chacun des couples suivants :

- En milieu acide.

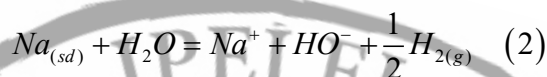
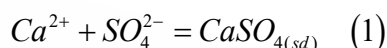
(Fe³⁺/Fe²⁺), (H⁺/H₂), (NO₃⁻/NO), (Cr₂O₇²⁻/Cr³⁺), (O₂/H₂O), (MnO₄⁻/Mn²⁺)

- En milieu basique

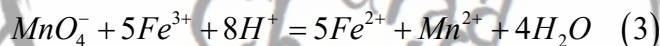
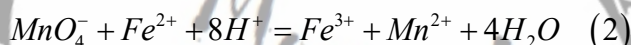
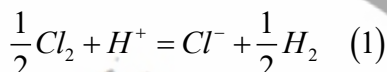
(H₂O/H₂), (O₂/HO⁻).

Les réactions d'oxydoréduction

1) Dites si les réactions suivantes sont des réactions d'oxydo-réduction :



2) Commenter les équations suivantes :



Exercice 1

Soit la cellule suivante : $Sn_{(s)} | Sn^{2+} (1 \text{ mol.L}^{-1}) || Pb^{2+} (0,1 \text{ mol.L}^{-1}) | Pb_{(s)}$

1) Quel est le pôle positif ?

2) Écrire la réaction correspondante possible spontanément.

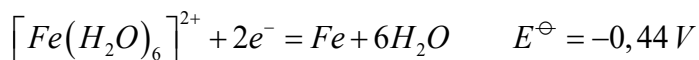
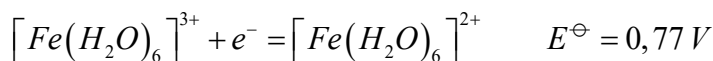
On donne les potentiels standard d'électrode :

$$E^\ominus (Sn^{2+}/Sn_{(s)}) = -0,136 \text{ V} ; E^\ominus (Pb^{2+}/Pb_{(s)}) = -0,126 \text{ V}.$$

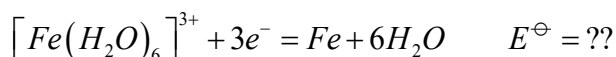
Exercice 2

Toutes les entités seront supposées dans leurs états standard.

On donne les équations des deux demi-réactions suivantes et leurs potentiels standard d'électrode :



En déduire le potentiel standard de la demi-réaction d'équation :





Exercice 3 : Extrait du concours 2018

- 1) Schématiser les cellules électrochimiques qui permettent de déterminer les potentiels standard d'électrode $E^\ominus (Sn^{4+}/Sn^{2+})$ et $E^\ominus (Sn^{2+}/Sn)$, en précisant les concentrations et en indiquant la polarité des électrodes.
- 2) Écrire l'équation de la réaction-bilan associée à chacune de ces deux cellules ?
- 3) Quelle est la réaction possible spontanément dans chacune de ces cellules ?
- 4) Quelle sera la valeur du potentiel d'électrode $E(Sn^{2+}/Sn)$ quand la concentration $[Sn^{2+}] = 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$?

On donne :

À 298K,

Les potentiels redox standard (à pH = 0) : $E^\ominus (Sn^{2+}/Sn) = -0,14 \text{ V}$; $E^\ominus (Sn^{4+}/Sn^{2+}) = 0,15 \text{ V}$

$$\frac{R \times T}{F} \times \ln(x) = 0,06 \times \log_{10}(x) \text{ (en V)}$$

Exercice 4 : Étude d'une pile de concentration

On réalise un générateur électrochimique dont chaque compartiment est constitué d'une lame de zinc trempant une solution de chlorure de zinc. Les concentrations des solutions sont les suivantes :

Compartiment 1 : $[Zn^{2+}] = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

Compartiment 2 : $[Zn^{2+}] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Les deux demi-piles sont reliées entre elles par un pont salin et on branche un multimètre aux bornes de la pile. Le potentiel standard du couple Zn^{2+}/Zn vaut $-0,763 \text{ V}$ à pH = 0.

- 1) Quelles réactions sont susceptibles de se produire au sein de chaque demi-pile ? Écrire les demi-équations redox correspondantes.
- 2) Écrire le bilan global de la réaction qui a lieu dans le générateur.
- 3) Calculer le potentiel d'équilibre de chaque demi-pile et en déduire la polarité des compartiments.
- 4) Calculer la force électromotrice de la pile ainsi constituée.
- 5) Déterminer lorsque la pile débite du courant quelle électrode joue le rôle de l'anode, de la cathode.
- 6) Schématiser la pile et indiquer le sens de déplacement de toutes les espèces présentes.
- 7) On remplace le compartiment 2 par un nouveau bloc dans lequel une électrode de zinc plonge dans une solution de sulfate de zinc de concentration égale à $10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer la nouvelle *f.e.m.* de la pile.
- 8) Expliciter le principe d'une pile dite "de concentration".