



I - Oxydants et réducteurs

I.1 - Définition

I.2 - Espèces à connaître

I.3 - Degré / Nombre d'oxydation

- a) À partir d'une formule brute
- b) À partir d'une formule de Lewis
- c) Nombres d'oxydation extrêmes

I.4 - Demi-équation

I.5 - Couples de l'eau

II - Piles

II.1 - Exemple : pile Daniell

II.2 - Schéma de principe

II.3 - Capacité

III - Potentiel d'électrode

III.1 - Électrode standard à hydrogène

III.2 - Potentiel de Nernst

III.3 - Retour sur la pile Daniell

III.4 - Mesure du potentiel d'une solution

- a) Principe
- b) Électrode de référence

IV - Réactions d'oxydo-réduction

IV.1 - Diagramme d'existence / de prédominance

IV.2 - Méthode

IV.3 - Application

- a) Analyse qualitative
- b) Équation bilan
- c) Constante d'équilibre
- d) État final

IV.4 - Dismutation et médiamutation

- a) Dismutation
- b) Médiamutation

Capacités exigibles du chapitre

- Définir** un oxydant et un réducteur. I.1
 - Relier la position d'un élément dans le tableau périodique et le caractère oxydant ou réducteur. I.1
 - Connaître le nom, la formule chimique et la nature (oxydant/réducteur) des espèces suivantes : ion thiosulfate, ion permanganate, ion hypochlorite, ion du peroxyde d'hydrogène. I.2
 - Déterminer** le nombre d'oxydation d'un élément dans un édifice. I.3
 - Déterminer** les nombres d'oxydation extrêmes d'un élément à partir de sa position dans le tableau périodique. I.3.c
 - Savoir équilibrer un demi-équation électronique. I.4
 - Connaître les couples redox de l'eau. I.5
 - Vocabulaire** : électrode, électrolyte, pont salin, demi-pile, pile, anode, cathode. II.1 et II.2
 - Établir** la représentation schématique d'une pile donnée. II.2
 - Déterminer** la capacité d'une pile. II.3
 - Savoir que l'électrode standard à hydrogène constitue une référence de potentiel : $E_{ESH} = 0 \text{ V}$. III.1
 - Énoncer** la formule de Nernst, ainsi que son approximation à 298 K. III.2
- $$E = E^\circ(\text{Ox/Red}) + \frac{RT}{nF} \ln \left(\frac{a_{\text{Ox}}^\alpha a_{\text{H}^+}^\gamma}{a_{\text{Red}}^\beta} \right) \simeq E^\circ(\text{Ox/Red}) + \frac{0,06}{n} \log \left(\frac{a_{\text{Ox}}^\alpha a_{\text{H}^+}^\gamma}{a_{\text{Red}}^\beta} \right)$$
- Savoir que $E^\circ(\text{H}_{(\text{aq})}^+/\text{H}_{2(\text{g})}) = 0$. III.2
 - Connaître le principe de la mesure du potentiel d'une solution : rôle de l'électrode de référence, nature et rôle de l'électrode de mesure, rôle du fritté. III.4.a
 - Savoir que E° constitue une frontière approximative à pH nul entre les domaines de prédominance / existence de l'oxydant et du réducteur. IV.1
 - Savoir équilibrer une réaction d'oxydo-réduction. IV.2 et IV.3
 - Démontrer** la relation entre la constante d'équilibre et les potentiels standard : IV.2 et IV.3
- $$K = 10^{\frac{n}{0,06}(E^\circ(\text{Ox}) - E^\circ(\text{Red}))}$$
- Prévoir le caractère favorisé ou non d'une réaction d'oxydo-réduction à partir des potentiels standard. IV.2 et IV.3
 - Définir** une réaction de dismutation et une réaction de médiamutation. IV.4