



## 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  $E^\circ$  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