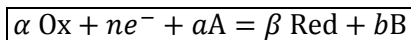


# Les potentiels d'oxydo-réduction

C2 – Chapitre 4

## I. L'oxydo-réduction : définitions

L'oxydant est une espèce qui **capte** un ou plusieurs électrons, le **réducteur** peut en **céder**.



- Une **oxydation** est une **perte** d'électrons. Une **réduction** est un **gain** d'électrons.
- Une réaction d'oxydoréduction est une réaction d'échange d'électrons entre l'oxydant d'un couple et le réducteur d'un autre couple. C'est la somme d'une oxydation et d'une réduction.

## II. Les cellules électrochimique

### 1. Définition

Système chimique dans lequel a lieu une réaction d'échange d'électrons sans contact entre les espèces.

Elle est constituée de **2 demi-cellules** (ou demi piles) reliées entre elles par une **jonction électrolytique**. Une demi-cellule est constituée d'un **conducteur métallique** (électrode) plongeant dans une **solution conductrice** (électrolyte) en présence des 2 espèces (oxydant et réducteur) d'un même couple. Chaque demi-cellule est le siège d'une demi-équation redox.

### 2. Réactions aux électrodes

- L'anode est l'électrode où a lieu l'oxydation. **Anode : oxydation**  $\ominus$  de la pile
- La cathode est l'électrode où a lieu la réduction. **Cathode : réduction**  $\oplus$  de la pile

### 3. Fonctionnement en pile

Si les électrodes sont reliées par un circuit conducteur, la cellule débite spontanément du courant.

La force électromotrice est la différence de potentiel entre les bornes positives et négatives.

$$E = (E_+ - E_-)_{I=0}$$

### 4. Fonctionnement en électrolyseur

Si les électrodes sont reliées par un générateur, on force la réaction inverse, c'est une électrolyse.

## III. Potentiel d'oxydo-réduction : Relation de Nernst

$$E = E_{\text{Ox/Red}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a(\text{Ox})^\alpha a(\text{A})^a}{a(\text{Red})^\beta a(\text{B})^b}$$

$$E = E_{\text{Ox/Red}}^0 + \frac{0,06}{n} \log \frac{a(\text{Ox})^\alpha a(\text{A})^a}{a(\text{Red})^\beta a(\text{B})^b}$$

$E_{\text{Ox/Red}}^0$  (V) : potentiel standard du couple  
R : constante des gaz parfaits  
T (K) : température  
n : nombre d'électrons dans la demi-équation  
F (C.mol<sup>-1</sup>) : charge électrique d'une mole d'électrons

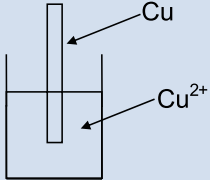
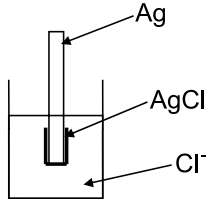
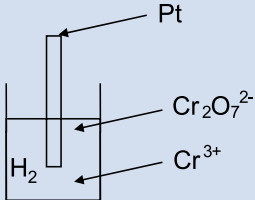
Dans toute solution où les 2 partenaires du couple sont présents, cette relation est vérifiée, quelques soient les autres espèces chimiques en présence.

S'il y a plusieurs couples dans une solution, le potentiel unique de cette solution peut s'exprimer grâce à la formule de Nernst de n'importe quel couple présent.

# Les potentiels d'oxydo-réduction

C2 – Chapitre 4

## IV. Les différents types d'électrodes

Nom	Définition	Exemple
<b>Electrode de 1<sup>ère</sup> espèce</b>	1/2 cellule constituée d'un <b>métal M</b> plongeant dans une solution contenant un <b>ion M<sup>P+</sup></b> issu de ce métal.	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}_{(s)}$ $E = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 + \frac{0,06}{2} \log[\text{Cu}^{2+}]$ 
<b>Electrode de 2<sup>ème</sup> espèce</b>	1/2 cellule en <b>métal M</b> , recouvert d'un de ses <b>sels M<sub>x</sub>A<sub>y</sub></b> plongeant dans une solution contenant les <b>ions A<sup>q+</sup></b> .	$\text{AgCl}_{(s)} + e^- = \text{Ag}_{(s)} + \text{Cl}^-$ $E = E_{\text{AgCl}/\text{Ag}}^0 + 0,06 \log \frac{1}{[\text{Cl}^-]}$ 
<b>Electrode de 3<sup>ème</sup> espèce</b>	1/2 cellule <b>inerte</b> (Pt ou graphite) plongeant dans une solution contenant <b>2 ions d'un même couple</b> .	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6e^- + 14\text{H}^+ = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ $E = E_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}}^0 + \frac{0,06}{6} \log \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}][\text{H}^+]^{14}}{[\text{Cr}^{3+}]^2}$ 
<b>Electrode à gaz</b>	1/2 cellule en <b>métal inoxydable</b> (Pt) plongeant dans une solution contenant <b>l'ion d'un couple (ion/gaz)</b> et où barbote le <b>gaz du couple</b> .	$2\text{H}^+ + e^- = \text{H}_{2(g)}$ $E = E_{\text{H}_2/\text{H}^+}^0 + \frac{0,06}{2} \log \frac{[\text{H}^+]^2}{P(\text{H}_2)}$ 