

## Equilibres d'Oxydo Réduction

### Définitions

#### Oxydant:

C'est une espèce chimique capable de capter des électrons. L'oxydant subit une réaction de réduction

#### Réducteur:

C'est une espèce chimique capable de céder des électrons. Le réducteur subit une réaction d'oxydation

#### Exemples



---

---

---

---

---

---

---

---

## Molarité et Normalité

**Molarité = Concentration C, notée [ ]**

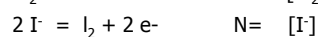
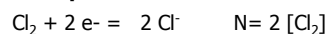
Unité en mol/l ou M

**Normalité = basée sur le nombre d'électrons (en titration acide/base basée sur le nombre de H<sup>+</sup>)**

Unité en eq g/l ou N

**N =  $\alpha$  C**     $\alpha$ : nombre d'électron rapporté à l'espèce

#### Exemples



---

---

---

---

---

---

---

---

## Nombre d'Oxydation NO

Le Nombre d'Oxydation d'un élément (NO) définit l'excès ou le défaut d'e<sup>-</sup> par rapport à l'atome neutre correspondant

Notation de la valeur de NO en chiffres romains

#### Remarque:

Un élément peut posséder des NO différents suivant le composé dans lequel il se trouve

NO d'un élément est donc variable suivant l'espèce moléculaire.

---

---

---

---

---

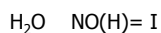
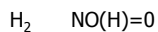
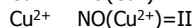
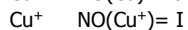
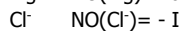
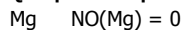
---

---

---

### Calcul NO - Cas simples

**Quelques exemples**



**NO d'un élément varie suivant l'espèce moléculaire**

---

---

---

---

---

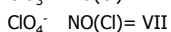
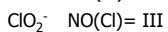
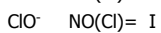
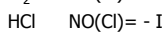
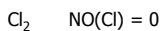
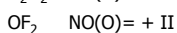
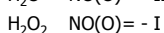
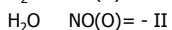
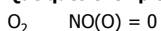
---

---

---

### NO – Cas complexes

**Quelques exemples**



**NO d'un élément varie suivant l'espèce moléculaire**

---

---

---

---

---

---

---

---

### Equilibres Redox

**Etapes conseillées pour équilibrer**

**1)** Equilibrer les espèces

**2)** Calcul du NO des éléments impliqués dans l'équilibre Redox

**3)** Ajout du nombre d'électrons nécessaire du côté de l'oxydant

**4)** En milieu acide, ajout de H<sup>+</sup> pour équilibrer les charges/ En milieu basique ajout de OH<sup>-</sup>

**5)** Ajout de H<sub>2</sub>O, pour équilibrer la matière

---

---

---

---

---

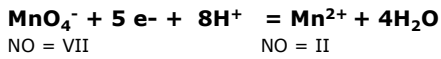
---

---

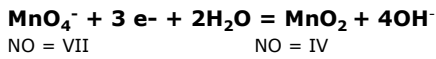
---

## Exemples d'équilibres Redox

**MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> / Mn<sup>2+</sup> en milieu acide**



**MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> / MnO<sub>2</sub> en milieu basique**




---

---

---

---

---

---

---

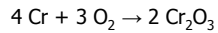
---

## Acier inoxydable

Les aciers inoxydables utilisés en industrie mécanique, chirurgie, agro alimentaire ... sont des alliages de Fer (= Fer + carbone) et chrome (NE: 12 % Cr , moins de 2 % de carbone).

Le Chrome est très réactif et très oxydable (Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) mais son oxyde de chrome forme un film protecteur

### Oxydation du Chrome



C'est le chrome qui donne aux aciers inoxydables leur résistance à la corrosion.

Le fer ne réagit pas avec O<sub>2</sub>, le fer est rendu inoxydable (et non l'acier).

---

---

---

---

---

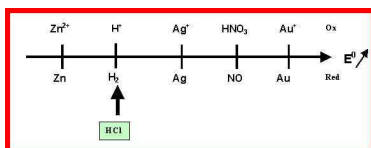
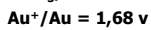
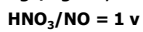
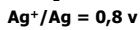
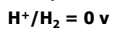
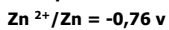
---

---

---

## Potentiels d'oxydo réduction

**Exemples de Potentiels d'oxydo réduction**




---

---

---

---

---

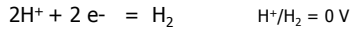
---

---

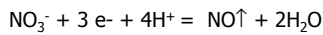
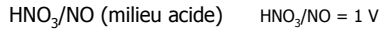
---

## Attaque acide HCl ou HNO<sub>3</sub>

### Acide chlorhydrique HCl



### Acide nitrique HNO<sub>3</sub>



---

---

---

---

---

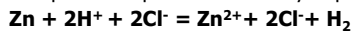
---

---

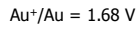
---

## Attaque des métaux par un acide

attaque du Zn par l'acide chlorhydrique HCl



D'après les valeurs de potentiel Redox:



\* Les métaux Zn, Pb sont attaqués par HCl et par l'acide nitrique (HNO<sub>3</sub>)

\* Les métaux Cu, Ag sont attaqués par HNO<sub>3</sub> mais pas par HCl

\* L'or (Au) n'est attaqué ni par HCl ni par HNO<sub>3</sub>

---

---

---

---

---

---

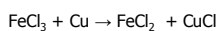
---

---

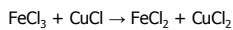
## Exemple d'application

Circuits imprimés ou carte électronique  
PCB (Printed Circuit BoardGravure)

Le chlorure ferrique est l'un des réactifs les plus utilisés pour l'attaque des métaux. Il est notamment très utilisé pour attaquer le cuivre dans les circuits imprimés. Cette attaque met en œuvre une réaction d'oxydo réduction:



suivi de:



---

---

---

---

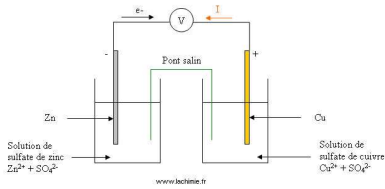
---

---

---

---

## Pile Daniell



$Pile Zn^{2+}|Zn || Cu^{2+}|Cu$   $E^\circ_{Cu^{2+}/Cu} = 0.34V$   $E^\circ_{Zn^{2+}/Zn} = -0.76V$   
 $\Delta E = 1.1V$   
 Le pôle + cathode ( placé à droite) et le pôle - anode (placé à gauche)  
 Le pont salin permet le passage des ions pour conserver l'électroneutralité

---

---

---

---

---

---

---

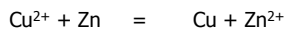
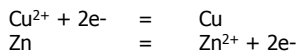
---

---

---

## Piles/ Anode et cathode

D'après les potentiels respectifs de chaque couple Redox :  
 $E^\circ_{Cu^{2+}/Cu} = 0.34V$  et  $E^\circ_{Zn^{2+}/Zn} = -0.76V$   
 Il y aura oxydation du zinc en  $Zn^{2+}$  (dissolution du zinc métallique) et dépôt de cuivre par réduction de  $Cu^{2+}$



Zn est l'anode  
 Dépôt de cuivre sur la plaque qui sera la cathode

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## Potentiels des demi piles

Les potentiels dans chacune des demi-piles s'écrivent

### Equation de Nernst\*

$$E = E^\circ + \frac{RT}{nF} \log \frac{[oxydant]}{[réducteur]}$$

$$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn \rightarrow E_{Zn} = E^\circ_{Zn^{2+}/Zn} + \frac{0,059}{2} \log \frac{[Zn^{2+}]}{1} > anode$$

$$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu \rightarrow E_{Cu} = E^\circ_{Cu^{2+}/Cu} + \frac{0,059}{2} \log \frac{[Cu^{2+}]}{1} > cathode$$

$RT/nF = 0.059/2$   
 $n =$  nombre d'électrons mis en jeu dans l'équation de réaction  
 $R = 8,314 J.mol^{-1}.K^{-1}$   
 $T (25^\circ C) = 298,15K$   
 $F = NA \times e = 6,022.10^{23} \times 1,602.10^{-19} = 96472 C$  : constante de Faraday

\* Tenir compte des coefficients stoechiométriques et de H+ en milieu acide . Autres exemples de piles cf.TD

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---