

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

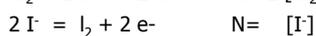
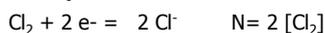
Molarité = Concentration C, notée []
Unité en mol/l ou M

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

Unité en eq g/l ou N

N = α C α : 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⁻ par rapport à l'atome neutre correspondant

Notation de la valeur de NO en chiffres romains

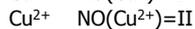
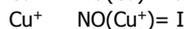
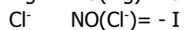
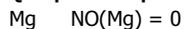
Remarque:

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

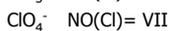
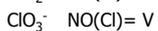
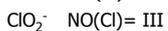
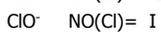
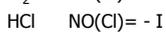
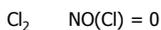
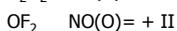
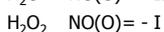
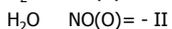
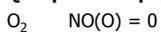
Quelques exemples



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

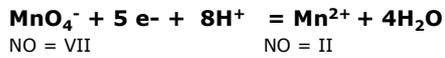
3) Ajout du nombre d'électrons nécessaire du côté de l'oxydant

4) En milieu acide, ajout de H⁺ pour équilibrer les charges/ En milieu basique ajout de OH⁻

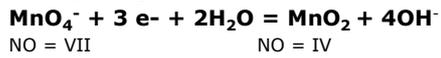
5) Ajout de H₂O, pour équilibrer la matière

Exemples d'équilibres Redox

MnO₄⁻ / Mn²⁺ en milieu acide



MnO₄⁻ / MnO₂ en milieu basique

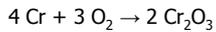


Acier inoxydable

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 (Cr₂O₃) mais son oxyde de chrome forme un film protecteur

Oxydation du Chrome

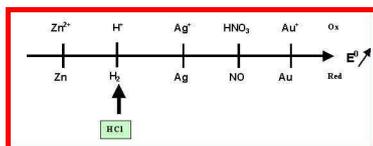
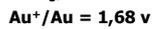
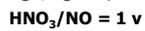
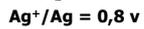
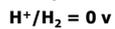
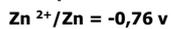


C'est le chrome qui donne aux aciers inoxydables leur résistance à la corrosion.

Le fer ne réagit pas avec O₂, le fer est rendu inoxydable (et non l'acier).

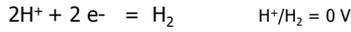
Potentiels d'oxydo réduction

Exemples de Potentiels d'oxydo réduction

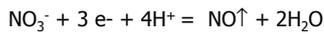
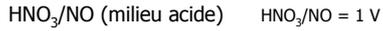


Attaque acide HCl ou HNO₃

Acide chloridrique HCl

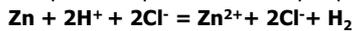


Acide nitrique HNO₃

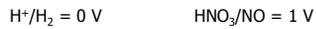
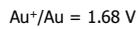
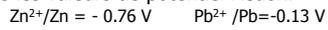


Attaque des métaux par un acide

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 (HNO₃)

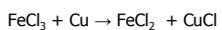
* Les métaux Cu, Ag sont attaqués par HNO₃ mais pas par HCl

* L'or (Au) n'est attaqué ni par HCl ni par HNO₃

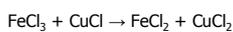
Exemple d'application

Circuits imprimés ou carte électronique
PCB (Printed Circuit BoardGravure)

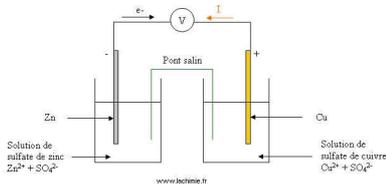
Le chlorure ferrique est l'un des réactifs les plus utilisés pour l'attaque des métaux. Il est notamment très utilisé pour attaquer le cuivre dans les circuits imprimés. Cette attaque met en œuvre une réaction d'oxydo réduction:



suivi de:



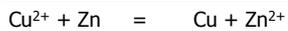
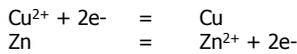
Pile Daniell



$Pile Zn^{2+}|Zn || Cu^{2+}|Cu$ $E^\circ_{Cu^{2+}/Cu} = 0.34V$ $E^\circ_{Zn^{2+}/Zn} = -0.76V$
 $\Delta E = 1.1V$
 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*

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

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

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

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

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