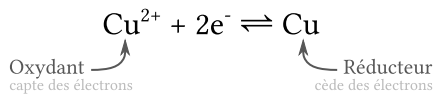


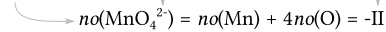
Oxydant/réducteur

Définition

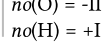


Nombre
d'oxydation

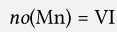
nombre d'oxydation



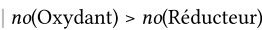
En général



donc



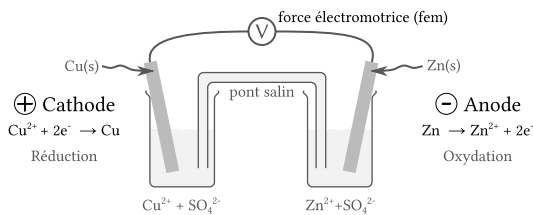
Toujours



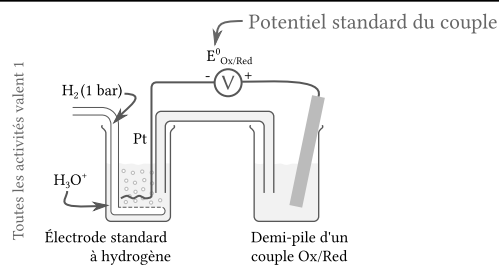
tous les électrons de liaison sur
l'atome le plus électronégatif

nombre d'oxydation = charge de l'atome

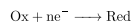
Pile



Potentiel



Formule de Nernst



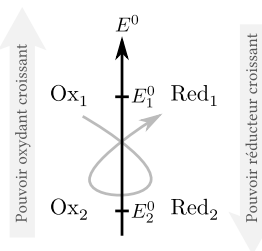
$$E_{\text{Ox/Red}} = E_{\text{Ox/Red}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \left(\frac{\text{activités côté oxydant}}{\text{activités côté reducteur}} \right)$$

\mathcal{F} : constante de Faraday 96500 C/mol
charge d'une mole d'électrons

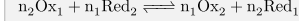
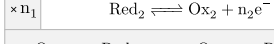
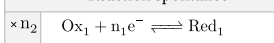
$$\frac{0,06}{n} \log () \text{ à } 25^{\circ}\text{C}$$

Réaction d'oxydo-réduction

Règle du Gamma



Re

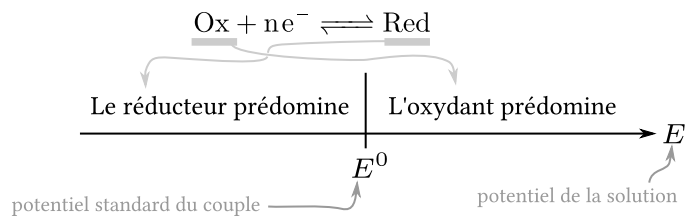


Constante d'équilibre

$$K = e^{\frac{n\mathcal{F}}{RT}}(E_1^0 - E_2^0) = 10^{\frac{n}{0,06}}(E_1^0 - E_2^0)$$

à 25 °C

Diagramme de prédominance



Espèces à connaître

Nom	Formule	Nature	Couple
thiosulfate	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	réducteur	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
permanganate	MnO_4^-	oxydant	$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$
dichromate	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	oxydant	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$
hypochlorite	ClO^-	oxydant	ClO^-/Cl^-
peroxyde d'hydrogène	H_2O_2	oxydant	$\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$

Oxydoréduction

et diagrammes potentiel-pH

Diagrammes potentiel-pH

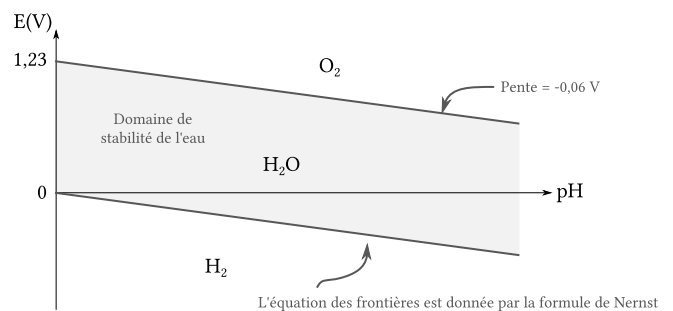
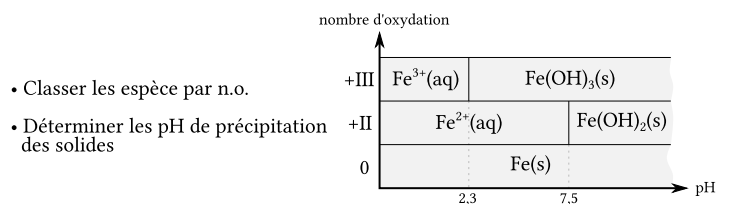
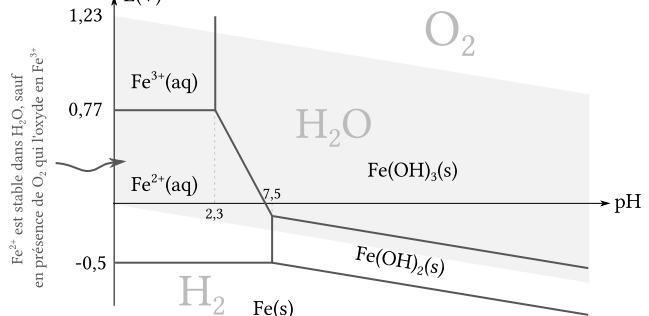


Diagramme de situation



- Diagramme potentiel-pH



Fe et H_2O n'ont pas de domaine de prédominance commun,
donc Fe est toujours oxydé par H_2O