

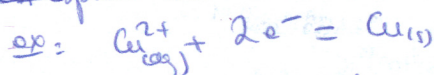
prérequis: acide-base,

Tatna: rouille, oxydation d'un métal = \vec{R} avec oxygène④ généralement: une grande famille de \vec{R} , ne font pas nécessairement intervenir d'oxygène

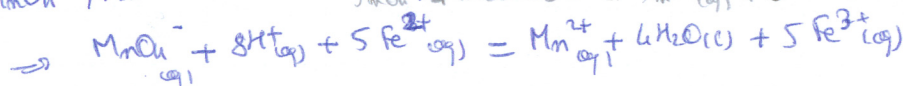
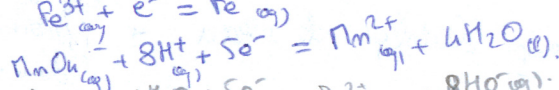
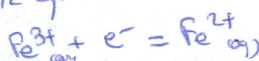
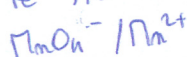
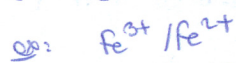
slide: rouille

I - Réactions d'oxydo-réductiondef: \vec{R} au cours de laquelle il y a un transfert d'électrons (notés e^-)1) Espèces oxydantes et réductrices.Oxydation: perte d' e^- réduction: gain d' e^- esp oxydante: peut capter des e^-

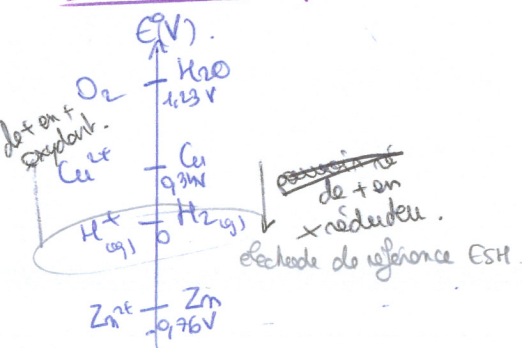
" réductrice: cède "

esp oxydée: a perdu un e^- " réduite: a capté un e^- 2) Couples oxydant / réducteur.~~un oxydant et un réducteur conjugués forment un couple Ox/Red et~~~~deux espèces sont~~ Cu^{2+} et Cu sont conjugués par oxydo-réduction. Ils forment un couple oxydant / réducteur dit "Ox/Red". Cu^{2+} est l'esp oxydante. Cu est l'esp réductrice. Le couple est noté Cu^{2+}/Cu .Les e^- ne sont pas libérés dans la solution, on a besoin d'une autre 1/2 équation.3) Équation - bilan

L'oxydant d'un couple réagit avec le réducteur d'un autre couple.

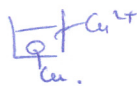
Il faut équilibrer les e^- dans les 1/2 équations:

(milieu acide).

II - Potentiels d'oxydo-réduction.1) Échelle des potentiels.Cmt savoir dans quel sens se déroule le \vec{R} ?
L'esp la + oxydante réagit avec l'esp la plus réductrice.Les potentiels standard sont fixés par rapport à celui de $\text{H}^+/\text{H}_2_{(aq)}$
par convention à 0V.

2) Relation de Nernst

A quel potentiel se trouve une solution ?
Dépend de la concentration, température



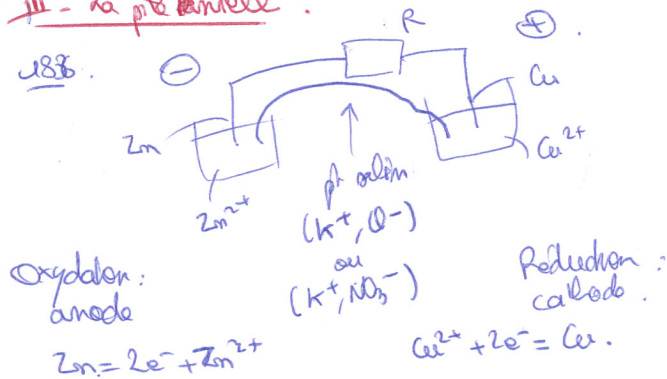
$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) + \frac{0,06}{2} \log \left(\frac{[\text{Cu}^{2+}]}{C^\circ} \right)$$

généralisation : $E(\text{Ox}/\text{Red}) = E^\circ(\text{Ox}/\text{Red}) + \frac{0,06}{n} \log \left(\frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} \right)$

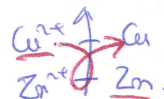


III - La pile Daniell

1838



$$E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) < E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$$



$$E_+ = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) + \frac{0,06}{2} \log [\text{Cu}^{2+}]$$

$$E_- = E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) + \frac{0,06}{2} \log [\text{Zn}^{2+}]$$

def : force électromotrice d'une pile : $\text{fem} = E_+ - E_- = E^\circ_{\text{Cu}} - E^\circ_{\text{Zn}} + 0,03 \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}]}$

exp. pile Daniell

def : qte d'électricité disponible : $Q = N e = n_e d_A e$
autres sens : électrolyse → ex : plonger pour faire du Cl^- à partir de sel

E : constante de Faraday 96485 C mol^{-1}
 $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
 $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Cel : piles et batteries rechargeables : conversion électricité ↔ chimie
autres procédés qui utilisent électricité : galvanisation

~~1838~~ - 1838 électrolyse :

exp. électrolyse de l'eau →

exp. électrolyse -
montre qu'il y a 2 H^+ d' H_2 que de O
dans l'eau.