

Robert Bédoret : [robibedo@yahoo.fr](mailto:robibedo@yahoo.fr)  
 Benoît Malet : [maletbenoit@yahoo.fr](mailto:maletbenoit@yahoo.fr)  
 Pierre Salles : [lycee.salles@laposte.net](mailto:lycee.salles@laposte.net)  
 Valérie Hoornaert : [vhornaert@gmail.com](mailto:vhornaert@gmail.com)

Isabelle Bricaud : [i.bricaud@yahoo.fr](mailto:i.bricaud@yahoo.fr)  
 Pascal Olive : [psi1montaigne@gmail.com](mailto:psi1montaigne@gmail.com)  
 François Lelong : [psi2phch@gmail.com](mailto:psi2phch@gmail.com)  
 Jérôme Fanjeaux : [jerome.fanjeaux@free.fr](mailto:jerome.fanjeaux@free.fr)

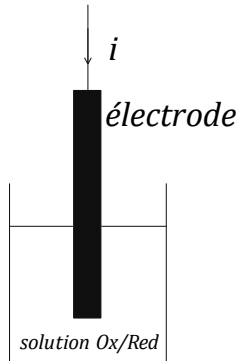
**PSI2.CHIMIE 5. Semaines de colles 17 à 20 ,du lundi 3 février au vendredi 14 mars 2025.**

Oxydo-réduction de Sup. Réactions de dosage, écriture de l'équivalence.

Relation  $\Delta_r G^\circ = -nF E^\circ$ .

A savoir faire : faire le bilan des espèces présentes, isoler oxydants et réducteurs et leurs forces respectives pour déterminer les réactions possibles.

**Electrochimie** A savoir reconstruire absolument avec dessins associés :



$i > 0$ , oxydation d'un réducteur. ANODE

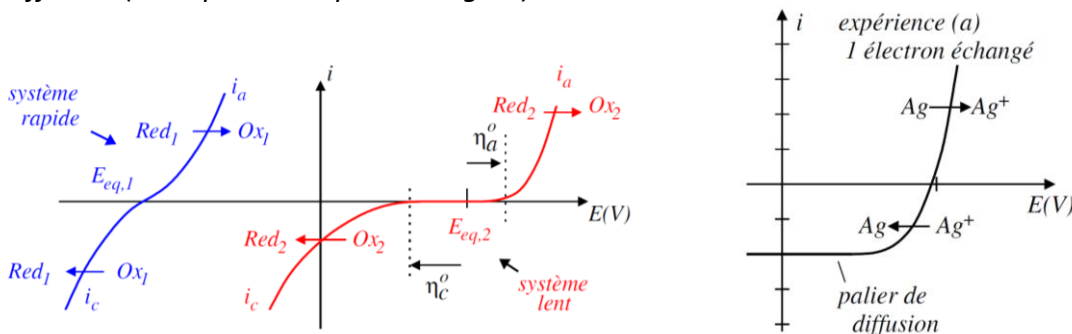
Red ou l'eau, par exemple

$i < 0$ , réduction d'un oxydant. CATHODE

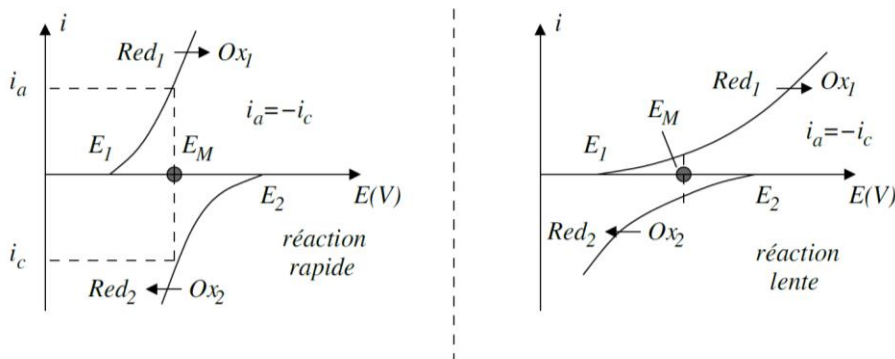
Ox ou l'eau, par exemple

définition d'un système électrochimique, sens du courant  $I$  vers l'électrode, associer  $I > 0$  à  $Red \rightarrow Ox + ne$  et anode.

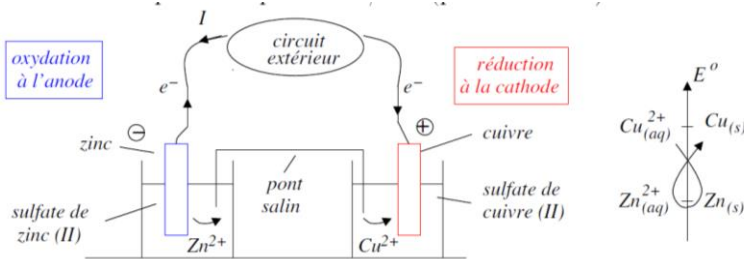
Forme des courbes  $i$ - $V$ , systèmes lents ou rapides, surtensions anodique (positive) et cathodique (négative). Palier de diffusion (exemple du couple de l'argent).



**Réaction spontanée directe (mêmes potentiel, courant opposés), lente ou rapide.**

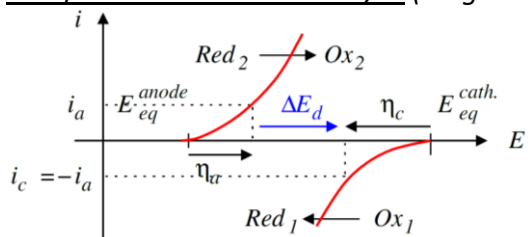


Réaction spontanée différentielle (pile, batterie) : courants d'électrodes opposés, potentiels différents.

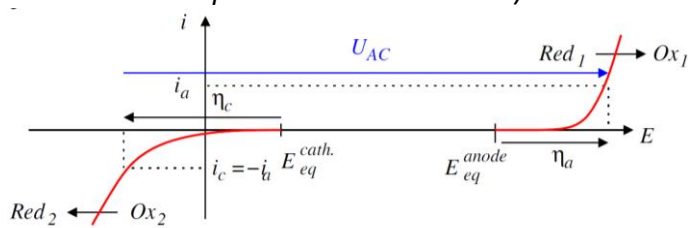


(pile Daniell)

Comparaison avec l'électrolyse (un générateur de tension impose le sens du courant)



Batterie en décharge  
tension de sortie  $\Delta E_d$



Batterie en charge  
 $U_{AC}$  fourni par générateur extérieur.

Rem : effet Joule non compté dans ces dessins.

Obtention des métaux par électrolyse.

Bilan des oxydants et réducteurs présents. Un oxydant ne peut pas réagir à une anode, un réducteur ne peut pas réagir à une cathode.

La première réaction observée a lieu pour la différence de potentiel la plus faible, les autres réactions peuvent éventuellement parasiter la réaction principale si la tension d'alimentation est trop forte (Electrolyse du solvant eau notamment).

Cas idéal , puis prise en compte des surtensions anodique et cathodique éventuelles.

Toute prise ne compte d'un défaut conduit à une baisse des performances : pour une pile, la fem réelle sera plus faible que la théorique ( à courant donné, on récupère moins d'énergie). Pour une électrolyse, la tension minimale réelle sera plus élevée que la théorique (à courant donné, il faut fournir plus d'énergie).

Corrosion des métaux. Zones d'immunité, de passivation, de corrosion dans un diagramme pot-pH.

L'eau est plus corrosive en milieu acide. La réduction de l'eau rend le milieu plus basique (consommation  $H^+$  ou formation  $OH^-$ ).

Corrosion différentielle (cf TP oxydation du zinc avec ou sans fil de Pt)

Protection des métaux, notamment du fer (anode sacrificielle, générateur de tension...).