

Leçon 1.1

- L'énergie électrique peut être transportés dans soit les métaux ou les solutions
- Les métaux sont des bons conducteurs car leur électrons de valence sont faiblement tenu en place
- Les solutions ont des ions chargés, appelé cations (+) et anions (-). Celles-ci peuvent se déplacer librement dans la solution

Leçon 1.2

- La réduction est un processus où une substance gagne des électrons
 - Une substance qui est réduite est appelé un agent oxydant
- L'oxydation est un processus où une substance perd des électrons
 - Une substance qui est oxydé est appelé un agent réducteur
- Aide mémoire: OILRIG
 - Oxidation is loss [of electrons], reduction is gain [of electrons].
- Ces processus doivent arriver à la même temps. Cette réaction est appelé une réaction d'oxydoréduction

Leçon 1.3

- Une demi-réaction est une réaction incomplète qui montre seulement une oxydation ou une réduction
 - a. Ex. $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$
- Chaque réaction d'oxydoréduction peut être séparé en deux demi-réactions
- Si un ion n'apparaît pas dans des demi-réactions, il est un ion spectateur qui ne change pas de charge
- Il faut parfois équilibrer des demi-réactions. Surtout, on les équilibre dans des conditions acides
 - a. Équilibre tous les atomes qui ne sont pas l'oxygène ou l'hydrogène
 - b. Équilibre les atomes d'oxygène en ajoutant de l'eau
 - c. Équilibre les atomes d'hydrogène en ajoutant des ions H^+
 - d. Équilibre les charges en ajoutant des électrons e^-
- Chaque élément et ion ont un nombre d'oxydation
 - a. Des éléments purs ont des nombres d'oxydation de 0
 - b. L'oxygène a un nombre d'oxydation de +2 (à l'exception des peroxydes)
 - c. L'hydrogène a un nombre d'oxydation de +1
 - d. Des métaux alcalins ont un nombre d'oxydation de +1, et les métaux alcalino-terreux +2
- Si le nombre d'oxydation d'une espèce augmente lors d'une équation, elle a subi une oxydation. Si le nombre diminue, elle a subi une réduction

Leçon 1.4

- Les réactions d'oxydoréduction peuvent être spontanées ou non-spontanées
- Une table de spontanéité peut décrire quelles ions réagissent avec quels éléments
- Un élément ne va jamais réagir avec son ion
 - Si Cu réagit avec Ag^+ , Ag ne va pas réagir avec Cu^+
 - Le plus de \checkmark , le plus réactif l'agent oxydant ou réducteur
 - Si Cr est l'agent réducteur le plus fort, Cr^+ va être l'agent oxydant le plus faible
 - Ce tableau peut être représenté par 4 demi-réactions de réduction
 - $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$
 - $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$
 - $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$
 - $\text{Cr}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}$
- Un tableau de spontanéité peut être formé de l'ensemble de réactions
 - Il faut les diviser en demi-réactions, et accorder des \checkmark et \times
- On peut aussi prédire la spontanéité d'une réaction par trouver son AOF et ARF, et en consultant le tableau de potentiel standard d'électrode. Si l'AOF est plus haut que l'ARF, la réaction est spontanée
 - AOF est organisé de fort à faible \downarrow , ARF est organisé de faible à fort \downarrow
- Quelques espèces sont des agents réducteurs et oxydants. Si il est l'ARF et l'AOF dans une réaction, il est oxydé et réduit à la même temps. Ceci est appelé une dismutation.

AR \downarrow AO \rightarrow	Ag	Zn	Cu	Cr
Ag	\times	\times	\times	\times
Zn	\checkmark	\times	\checkmark	\times
Cu	\checkmark	\times	\times	\times
Cr	\checkmark	\checkmark	\checkmark	\times

Leçon 1.5

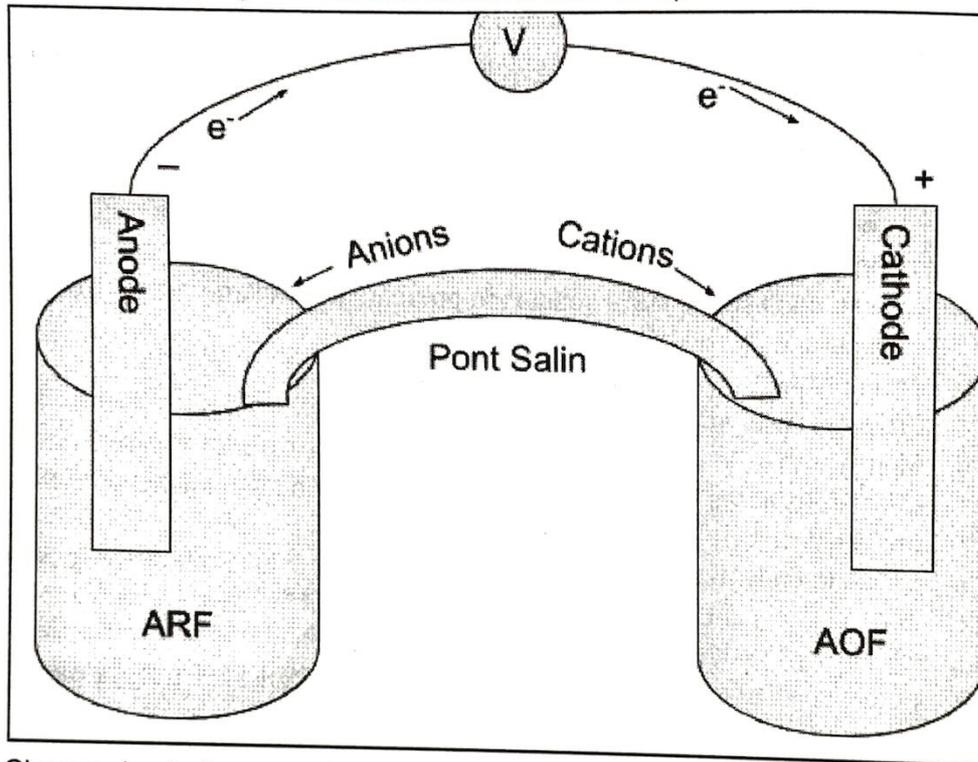
- Comment équilibrer une réaction d'oxydoréduction: méthode des demi-réactions
 - a. Séparer la réaction en demi-réactions
 - b. Equilibre les demi-réactions indépendamment
 - c. Multiplie chaque réaction par une coefficient pour assurer le même nombre d'électrons libres dans chaque équation
 - d. Additionne les deux demi-réactions ensemble
 - e. Enlever les électrons, et tout autre molécule qui est sur les deux côtés
 - H^+ et OH^- se combinent toujours pour former H_2O
- Comment équilibrer avec seulement les réactifs: méthode des 5 étapes
 - a. Dresse une liste de toute substance présente (H_2O si aq). Identifie chacun comme une AO ou AR
 - b. Trouver l'AOF, et écris son demi-réaction
 - c. Trouver l'ARF, et écris son demi-réaction
 - d. Multiplie chaque réaction par une coefficient pour assurer le même nombre d'électrons libres dans chaque équation. Additionne les équations et débarrassé des électrons
 - e. Utilise la tableau de spontanéité pour déterminer si la réaction est spontané ou non
- Ces réactions sont souvents utilisés dans les titrages
 - a. Si une résultat est plus que 20% different que les autres, n'utilisez pas

Leçon 1.7

- La photosynthèse, la respiration cellulaire, et le métabolisme sont toutes les réactions d'oxydoréduction
- L'électrochimie est utilisé dans plusieurs technologies d'extraction de minéraux.

Leçon 2.1.1

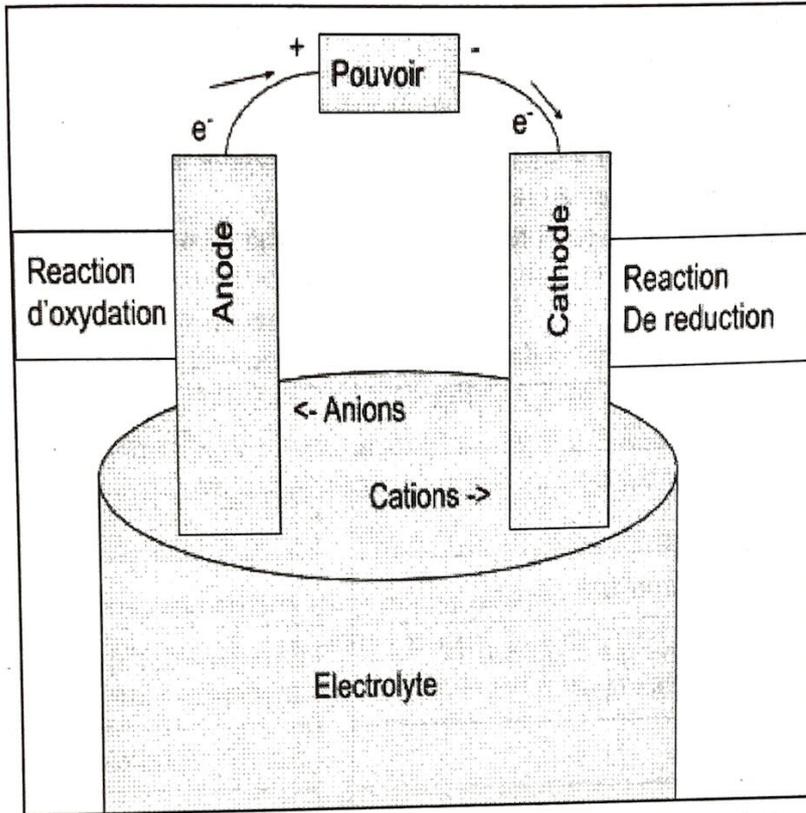
- Une pile voltaïque utilise une réaction spontanée d'oxydoréduction pour inciter un courant électrique (mouvement d'électrons dans un fil)



-
- Chaque demi-pile a une demi réduction: L'anode a une oxydation, et la cathode a une réduction. Les produits créés vont contribuer aux observations
 - Quelques ions ont des couleurs distinctes, qui vont changer s'ils sont détruits
 - Si l' H^+ ou l' OH^- est créé ou détruit, le pH des solutions va changer
 - Si un gaz est formé, les bulles vont former sur la demi-pile
 - Si un solide est formé d'un ion, la masse de la demi-pile va augmenter
- Les électrons nécessaires pour l'équation d'arriver vont passer par le fil, qui cause un courant
- Le pont salin existe pour équilibrer les charges des demi-piles.
- Une pile voltaïque utilise toujours une réaction spontanée
- Si les produits de la demi-réaction ne contiennent pas de métaux, une cathode ou anode inerte est nécessaire pour la demi-pile correspondante
 - Les électrodes inertes peuvent gagner de la masse, mais ne peuvent pas la perdre
 - Les électrodes inertes sont essentiellement des extensions de fils
- Une cathode non-inerte peut être l'AOF ou l'ARF

Leçon 2.1.2

- Une cellule électrolytique utilise l'énergie électrique pour forcer une réaction chimique non-spontané



- On doit avoir une electrolyte pour avoir une cellule électrolytique. Quand l'électricité est introduit au cellule, sa cause les ions de séparer.
- Les ions positifs (cations) sont attirés vers l'électrode négative (cathode)
 - Quand l'ion fait contance avec le cathode, il acquiert des électrons et devient une atome (réaction d'oxydation). Ce atome peut former des bulles (gaz), ou ajouter de la masse au cathode (solide).
- Les ions négatifs (anions) sont attirés vers l'électrode positive (anode)
 - Quand l'ion fait contacte avec l'anode, il donne des électrons à l'anode et devient une atome (reaction de reduction). Ce atome peut former des bulles (gaz), ou ajouter de la masse au cathode (solide)
- Une cellule électrolytique est toujours une réaction non-spontané.

Leçon 2.2

- L'analyse d'une cellule voltaïque ou électrolytique comprend quatre étapes
 - a. Analyser les espèces présentes et déterminer l'AOF et l'ARF
 - b. l'AOF va subir une réaction au cathode. Ecris la demi-réaction
 - c. l'ARF va subir une réaction à l'anode. Ecris la demi-réaction
 - d. Ajouter pour former l'équation nette
- Une dessin est souvent utilisé pour expliquer une cellule voltaïque ou électrolytique
- On peut aussi utiliser la notation cellulaire
 - a. anode | ARF || AOF | cathode (|| représente le pont salin dans un pile voltaïque)

Leçon 2.3

Comparation de la cellule voltaïque et cellule électrolytique

Similitudes	Voltaïque	Électrolytique
Réduction à la cathode	Spontané	
Oxydation à l'anode	Energie chimique → électrique	Energie électrique → chimique
Cations → Cathode		Source d'énergie nécessaire
Anions → Anode	Séparation des demi-piles	Pas de séparation entre les demi-piles
Electrons: Anode → Cathode		
Masse du cathode augmente		
Masse de l'anode diminue		

Leçon 2.4

- Le demi-pile d'hydrogène est utilisé comme référence. En accordance, il a une valeur de 0.0V.
- Si on utilise une autre demi-pile comme référence, on doit ajuster les valeurs de l'AOF et l'ARF pour compenser.

Leçon 2.5.1

- On peut calculer la voltage d'une pile en utilisant les potentiels standards de réduction
- $\Delta E^\circ = E^\circ_{AOF} - E^\circ_{ARF}$
- Si le voltage est positive, la réaction est spontanée. S'il n'est pas, la réaction n'est pas spontanée, et le voltage est la tension nécessaire pour causer la réaction
- En conséquent, une pile voltaïque a toujours une voltage positive et une cellule électrolytique a toujours une voltage négatif

Leçon 2.5.2

- La corrosion est une réaction d'oxydo-réduction entre le fer et l'oxygène dans l'air
- Il y a trois façons de prévenir la rouille
 - a. Appliquer une couche de protection, comme la peinture ou la galvanisation
 - b. Protection cathodique: attacher un "anode sacrificiel". Avec ceci, le fer n'est plus l'anode, et ne vas pas rouiller
 - c. Appliquer une courant faible qui pousse les électrons dans la direction opposé

Leçon 2.7

- C'est possible de prédire la masse des produits sur l'anode ou la cathode avec l'équation $n = \frac{It}{F}$ ou n est le montant de substance en moles, I est le courant en Ampères, t est le temps en secondes et F est le constante de Faraday