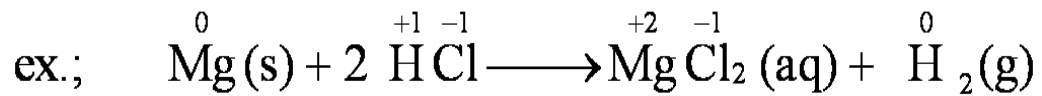


L'oxydoréduction

NM

Les réactions d'oxydoréduction

- une réaction d'oxydoréduction implique le transfert d'électrons d'une substance à une autre

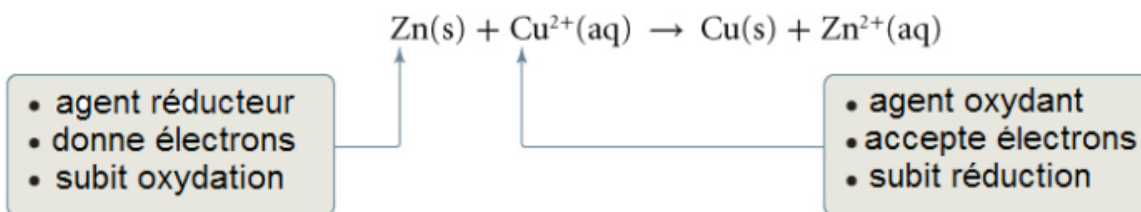


- Mg est oxydé (perte d'électrons) *oxydation*
 - H est réduit (gain d'électrons) *réduction*
- nombre d'oxydation : «charge» d'un élément dans un composé

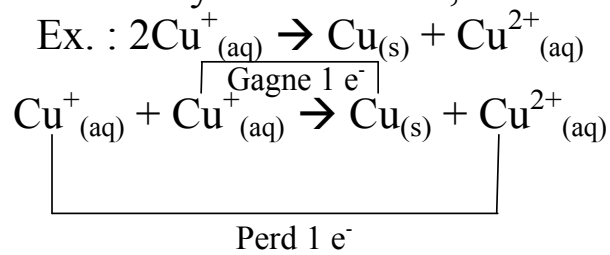
Termes d'oxydoréduction

Agent oxydant : un réactif qui oxyde un autre réactif

Agent réducteur : un réactif qui réduit un autre réactif

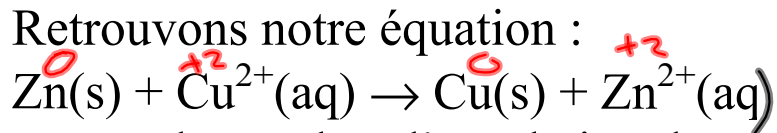


Habituellement, une substance est oxydée et une autre est réduite. Si la même substance est oxydée et réduite, c'est une dismutation.



Nombre d'oxydation et réactions rédox

Retrouvons notre équation :

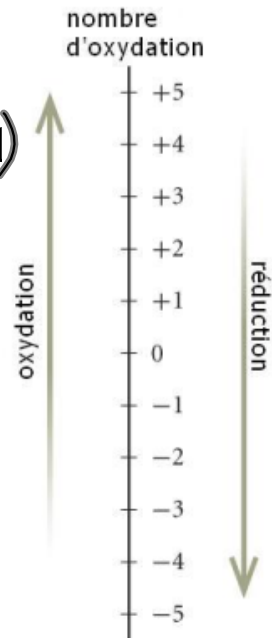


Trouve le nombre d'oxydation de chaque élément.

Conclusion?

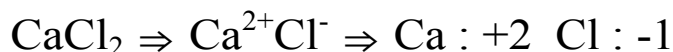
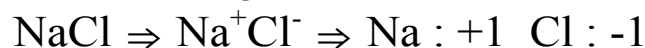
Oxy : nb d'oxydation augmente

Réd : nb d'oxydation diminue

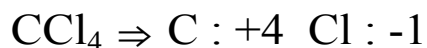


Règles pour déterminer le nombre d'oxydation

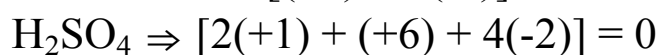
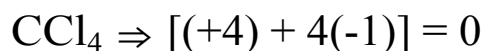
1. composé binaire ionique : le nombre d'oxydation de chaque élément correspond à la charge de l'ion.



2. composé binaire covalent : on assume que le composé est ionique, l'élément le plus électronégatif prend la charge de «l'ion» négatif

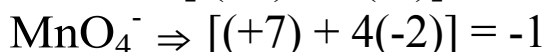
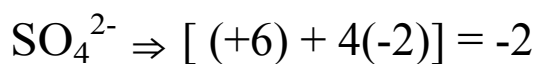


3. la somme des nombres d'oxydation d'un composé est égal à 0



Règles pour déterminer le nombre d'oxydation (suite)

4. la somme des nombres d'oxydation d'un ion est égal à la charge de l'ion



5. les éléments qui ne sont pas combinés ont un nombre d'oxydation de zéro. Ex. : O_2 ; N_2 ; P_4 ; S_8

6. oxygène, dans un composé, a un nombre d'oxydation de -2 , sauf dans les peroxydes, (H_2O_2) où il est -1 .

7. hydrogène, dans un composé, a un nombre d'oxydation de $+1$ sauf avec certains hydrures métalliques (NaH) où il est -1

Demi-équations ou demi-réactions

Une demi-équation équilibrée montre les e^- transférés.
Il y a une demi-équation d'oxydation et une de réduction. Les 2 ensembles forment l'équation rédox.

Éq. Ionique nette : $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Cu(s) + Zn^{2+}(aq)$

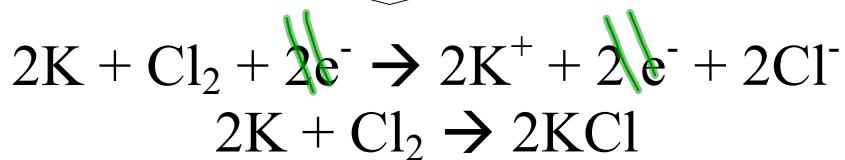
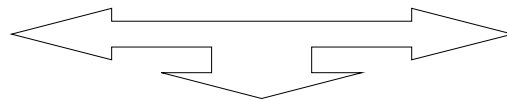
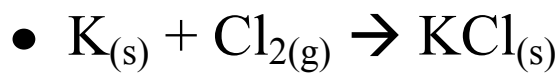
oxy : $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2 e^-$

réd : $Cu^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow Cu(s)$

10.3 L'équilibration des équations d'oxydoréduction

- pour une réaction d'oxydoréduction, il est souvent très difficile de balancer l'équation chimique
- des méthodes systématiques existent pour balancer des réactions d'oxydoréduction complexes
- dans la méthode des demi-réactions:
 - la réaction globale est divisée en deux demi-réactions (une oxydation et une réduction)
 - chaque demi-réaction est équilibrée
 - les deux demi-réactions équilibrées sont additionnées ensemble pour donner l'équation globale équilibrée

Ex.1 Équilibre la réaction entre le chlore et le potassium produisant le chlorure de potassium.

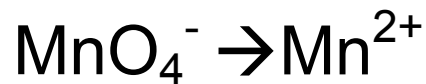


Équilibrage d'une demi-réaction en solution acide

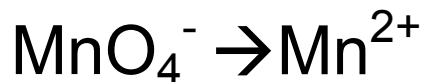
- 1° Écrire la demi-réaction non-équilibrée
- 2° Équilibrer les atomes autres que O et H
- 3° Équilibrer les atomes d'O en ajoutant H₂O
- 4° Équilibrer les atomes d'H en ajoutant H⁺
- 5° Équilibrer charges en ajoutant des électrons

Ex₁: Écris la demi réaction équilibrée de la réduction de l'ion permanganate (MnO_4^-) en ions manganèse (Mn^{2+}) en solution acide.

1° Écrire la demi-réaction non-équilibrée :



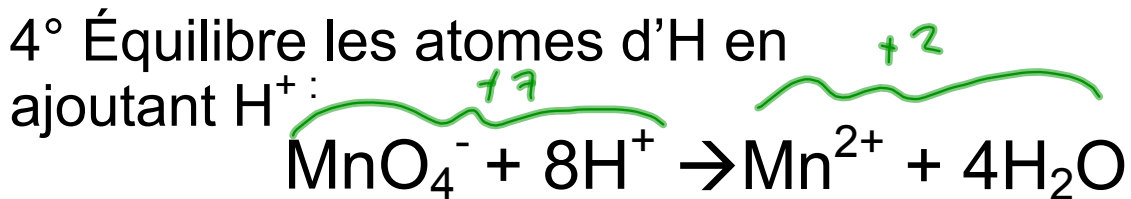
2° Équilibrer les atomes autres que O et H :



3° Équilibre les atomes d'O en ajoutant H_2O :



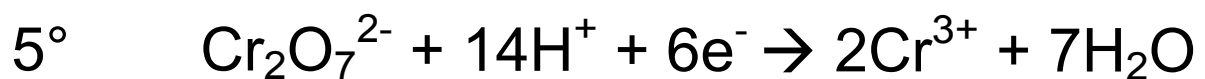
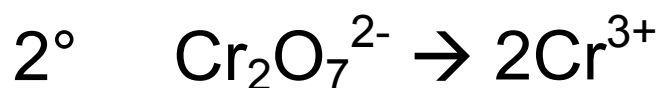
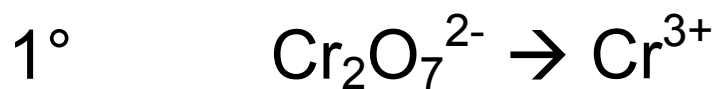
4° Équilibre les atomes d'H en ajoutant H^+ :



5° Équilibrer charges en ajoutant des électrons :



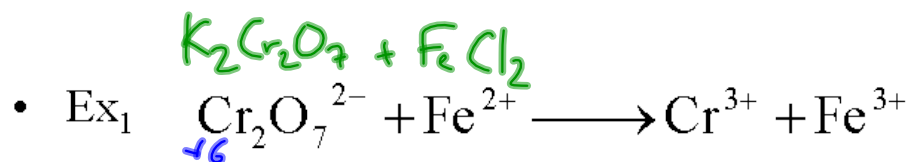
Ex₂: Réduction de l'ion dichromate ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$)
en ion chrome (Cr^{3+})



Méthode des demi-réactions pour équilibrer des réactions redox

- 1° Écrire l'équation ionique nette
- 2° Séparer l'équation en demi-réactions d'oxydation et réduction (à l'aide des nombre d'oxydation)
- 3° Équilibrer les demi-réactions
- 4° Égaliser le nombre d'électrons des demi-réactions
- 5° Additionner et simplifier les demi-réactions

La méthode des demi-réactions



D'après les états d'oxydation, le Fe est oxydé et le Cr est réduit

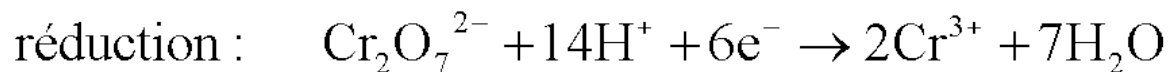
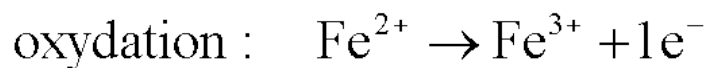
1° écrire l'équation non-équilibrée de la réaction sous forme ionique $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+}$

2° séparer l'équation en deux demi-réactions

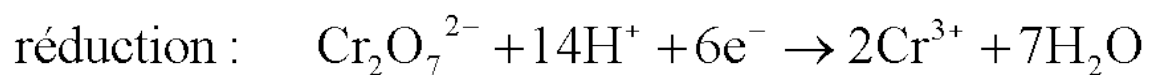
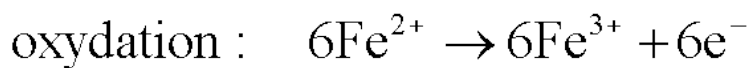


La méthode des demi-réactions

3° équilibrer les demi-réactions

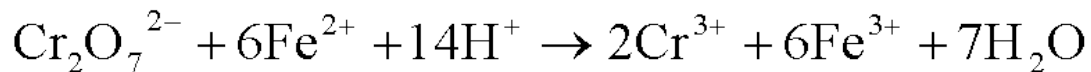
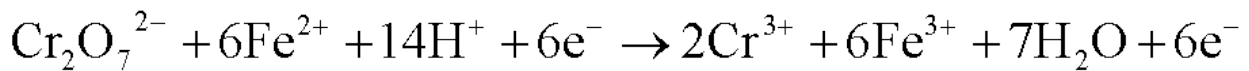


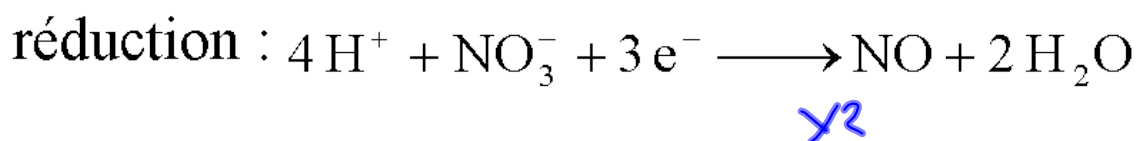
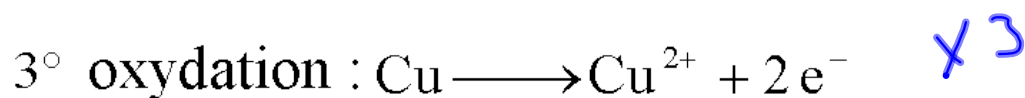
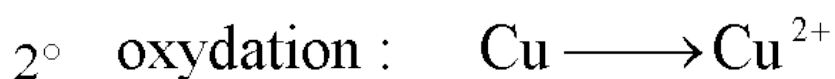
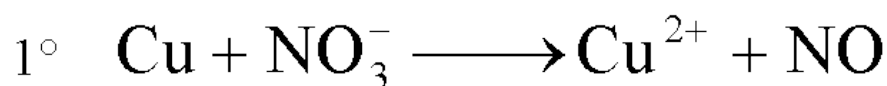
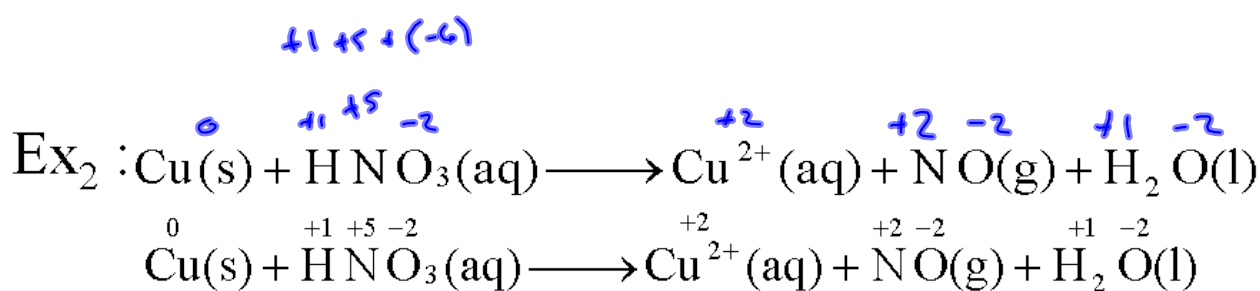
4° Égaliser le nombre d'électrons des demi-réactions

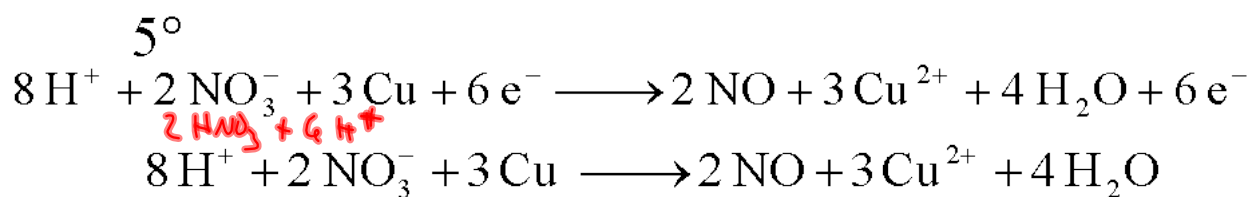
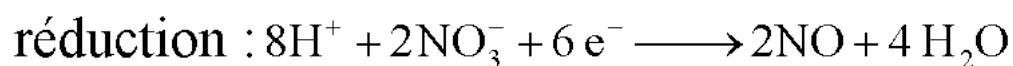
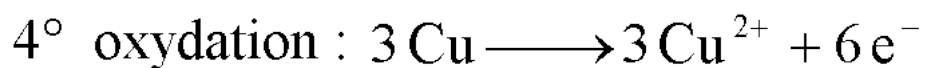
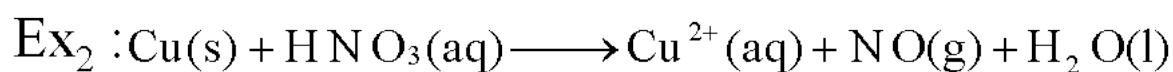


La méthode des demi-réactions

5° Additionner et simplifier les demi-réactions
(les électrons des deux côtés doivent s'éliminer)







Devoir

p. 484 n^{os} 17 à 20

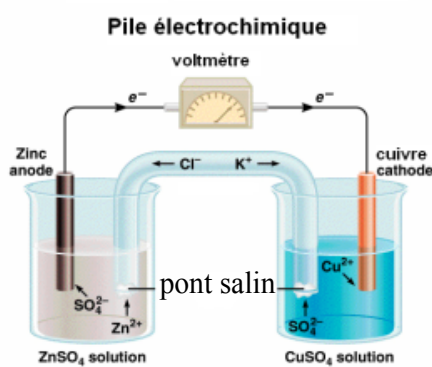
p. 490-491 n^{os} 25 à 27

p. 494 n^{os} 1a,b,c; 2a, b et 3

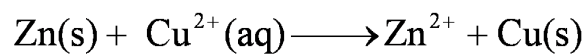
ÉLECTROCHIMIE NM

- l'électrochimie est la branche de la chimie qui étudie l'interconversion entre l'énergie électrique et l'énergie chimique
- un processus électrochimique est une réaction d'oxydoréduction où soit
 - l'énergie libérée par une réaction spontanée est convertie en électricité
 - l'énergie électrique est utilisée pour déclencher une réaction non-spontanée

Les cellules voltaïques

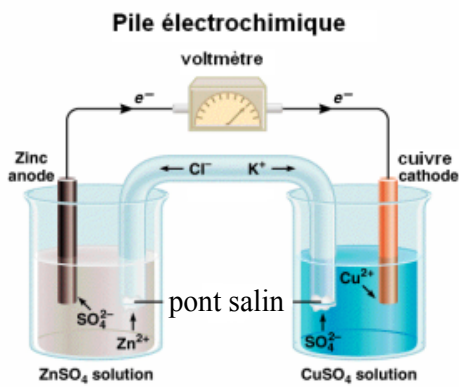


- Si on met un morceau de Zn dans une solution contenant du Cu²⁺(aq), une réaction d'oxydoréduction se produit



mais il n'y aura pas de courant électrique créé.

- Si on sépare le réducteur (Zn) et l'oxydant (Cu²⁺) dans deux compartiments et le transfert d'électrons se fait dans un fil conducteur, il y aura génération d'électricité.



- une cellule voltaïque produit de l'électricité par une réaction d'oxydoréduction spontanée

Dans notre exemple:

- un compartiment contient une tige de Zn(s) en contact avec une solution contenant $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$
- un compartiment contient une tige de Cu(s) en contact avec une solution contenant $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$
- les tiges de Zn et de Cu sont des électrodes
- les compartiments s'appellent des demi-cellules



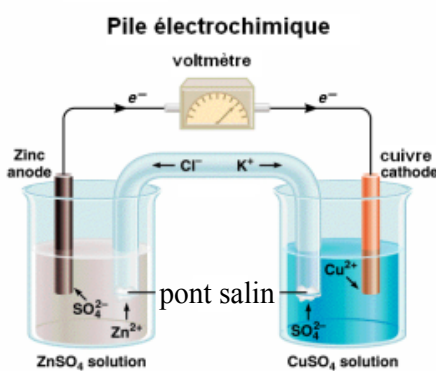
- un diagramme de cellule représente la cellule voltaïque d'une manière compacte

- dans notre exemple, le diagramme de cellule est



- une ligne verticale indique une séparation entre deux phases

- pour le diagramme de cellule, on va de l'anode à la cathode et on indique les autres composantes selon l'ordre du parcours de l'anode à la cathode



- l'électrode où a lieu l'oxydation est l'anode (dans notre exemple, c'est la tige de Zn:

$$\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-}$$
- l'électrode où a lieu la réduction est la cathode (dans notre exemple, c'est la tige de Cu:

$$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu(s)}$$
- le pont salin complète le circuit et assure que chaque compartiment demeure électroneutre (un sel inerte, dans notre exemple KCl, est choisi afin qu'il ne soit pas impliqué dans la réaction d'oxydoréduction)
- les cations se déplacent vers la cathode et les anions vers l'anode

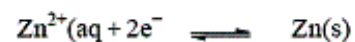
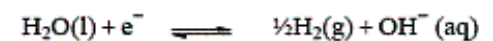
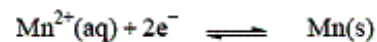
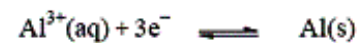
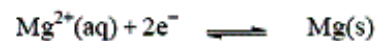
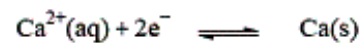
<http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/essentialchemistry/flash/galvan5.swf>

Spontanéité des réactions d'oxydoréduction

- Spontanéité de la réaction veut dire qu'elle se produira sans aide extérieure.
- Pour prédire la spontanéité, c'est le même principe que les réactions de déplacement simple avec la série d'activité des métaux et celle des halogènes.

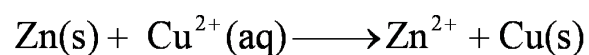
Si la substance oxydée est plus haute que celle qui est réduite, la réaction est spontanée.

*Avec le tableau des potentiels standards de réduction de l'annexe E à la page 598, si la substance réduite est plus haute que celle oxydée, la réaction est spontanée!



La spontanéité des réactions d'oxydoréduction

Exemple 1 : Est-ce que la réaction suivante sera spontanée ?



<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/electroChem/volticCell.html>

Exemple 2: Est-ce que Ag^+ (en solution acide) oxydera Mn^{2+} en MnO_4^- dans les conditions standards.



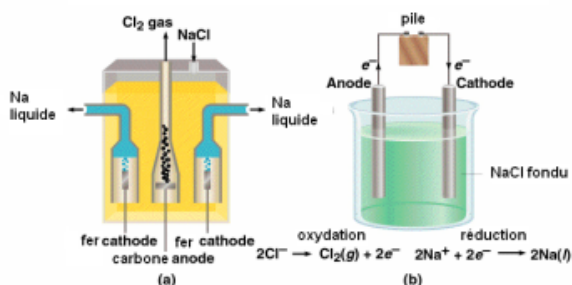
L'électrolyse ou les piles électrolytiques

- l'électrolyse est un processus dans lequel on utilise l'énergie électrique pour provoquer une réaction chimique non-spontanée.
- On doit fournir une tension extérieure (électrique), ce qui inverse la réaction.
- L'anode devient donc positive et la cathode devient négative.
- L'oxydation se passe toujours à l'anode et la réduction se passe toujours à la cathode.

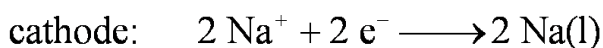
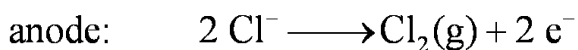
L'électrolyse

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

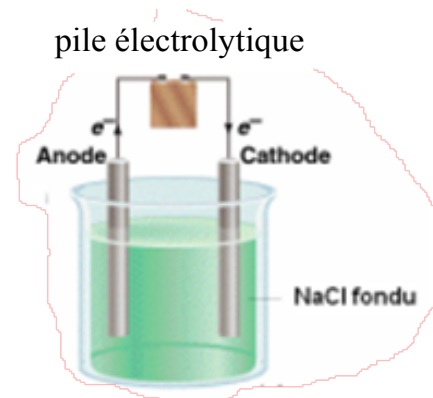
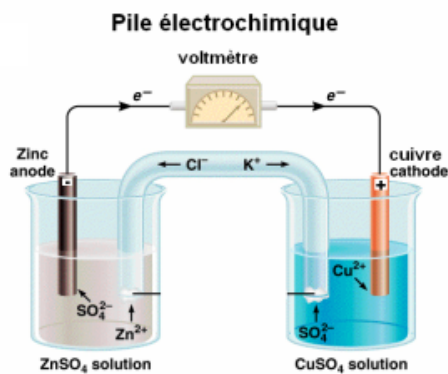
Électrolyse du NaCl fondu



- dans une cellule de Downs, on fait l'électrolyse du NaCl fondu (NaCl demeure un composé ionique lorsqu'il devient un liquide) qui est un électrolyte car il conduit l'électricité



Comparaison pile voltaïque VS électrolytique



Pile galvanique	Pile électrolytique
Spontanée	Non spontanée
Convertit É chimique à É électrique	Convertit É électrique à É chimique
Anode (négative) : zinc	Anode (positive) : inerte (C ou Pt)
Cathode (positive) : cuivre	Cathode (négative) : inerte (C ou Pt)
Oxydation à l'anode : $\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$	Oxydation à l'anode : $2\text{Cl}_{(l)} \rightarrow \text{Cl}_{2(g)} + 2e^-$
Réduction à la cathode : $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$	Réduction à la cathode : $\text{Na}^{+}_{(l)} + e^- \rightarrow \text{Na}_{(l)}$
Rxn de la pile : $\text{Zn}_{(s)} + \text{Cu}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + \text{Cu}_{(s)}$	Rxn en pile : $2\text{Na}^{+}_{(l)} + 2\text{Cl}_{(l)} \rightarrow \text{Cl}_{2(g)} + 2\text{Na}_{(l)}$