

Partie III: Cours No 11.1
Oxydo-reduction et Electrochimie

V.Michaud

Ecole Polytechnique Fédérale de Lausanne



Table des matières

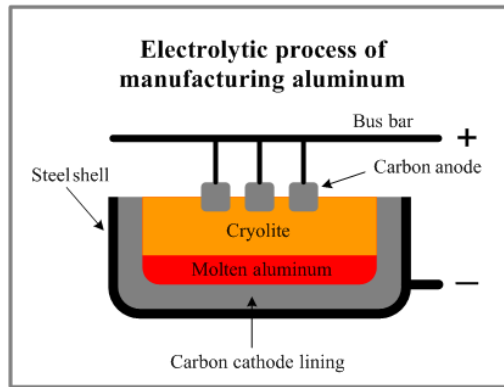
- Comprendre l'influence de l'environnement sur les matériaux, au travers de plusieurs types de réactions, ici oxydo-réduction, après avoir vu acide/base.
- Force électro-motrice et enthalpie libre de réaction redox
- Exemples de réactions:
 - Extraction des métaux (réduction des oxides)
 - Piles, accumulateurs: Cellule galvanique (pile Daniel)
 - Corrosion, anodisation

Référence: Hill2: chap. 7.1-7.4; chap. 8.1-8.4

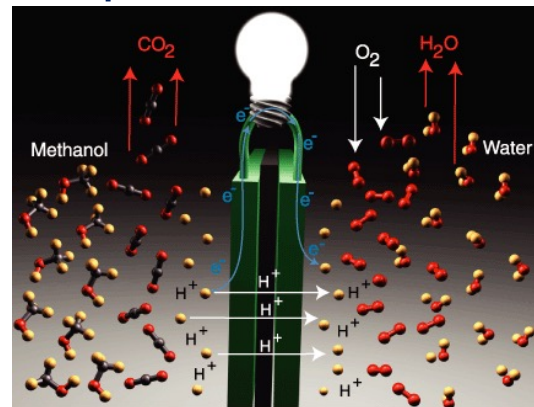
Introduction: électrochimie

réactions spontanées => génération d'électricité

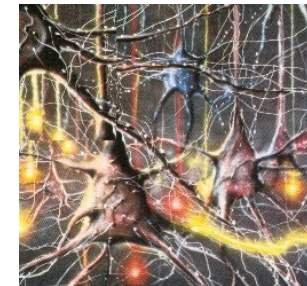
utilisation d'électricité => provocation de réactions non-spontanées



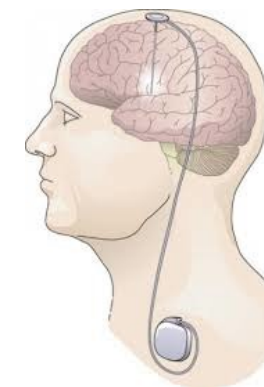
pile à combustible



Système nerveux



accumulateur



Stimulation cérébrale
(traitement Parkinson)

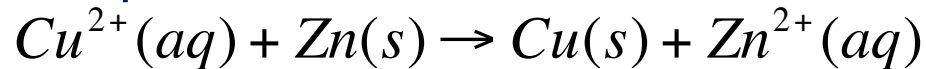
Réaction d'oxydo-réduction

Oxydation - Réduction: réactions d'oxydo-réduction « REDOX »

Oxydation : perte d'électrons par un atome, molécule ou ion

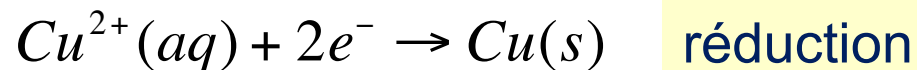
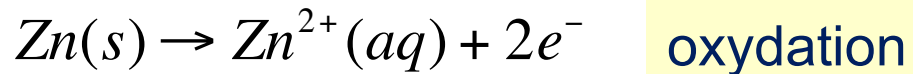
Réduction : gain d'électrons par un atome, molécule ou ion

Exemple:

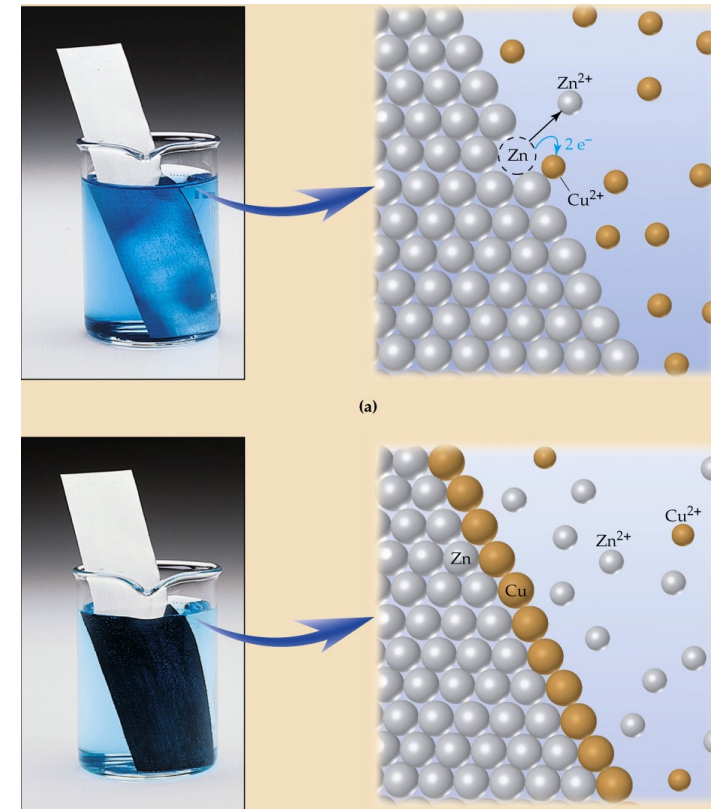


$\Delta G_r^0 < 0$ Réaction spontanée dans le sens direct (gauche à droite)

Séparation en 2 demi-réactions:



Nombre total d'électrons doit être conservé, donc oxydation et réduction ont lieu simultanément!



Définition oxydant réducteur

Forme générale d'une réaction de ce type



Oxydant (Ox):

Espèce susceptible de capter des électrons (accepteur d'électrons):



Exemple: L'ion cuivre (II) Cu^{2+} peut capter 2 électrons pour donner un atome de cuivre Cu :



Réducteur (Red):

Espèce capable de libérer des électrons (donneur d'électrons)



Exemple: Le métal Zn se transforme en ion Zn^{2+} en libérant 2 électrons :

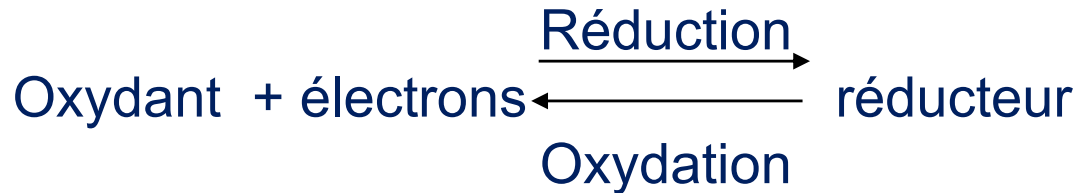


Demi-équation électronique

Oxydant/Réducteur (Ox/Red): L'oxydant et le réducteur associés (oxydant/réducteur) forment **le couple redox**, toujours noté dans le sens d'une réduction. Dans l'écriture d'un couple redox, l'oxydant est placé à gauche et séparé du réducteur par une barre oblique (Zn^{2+}/Zn)

La réaction redox globale peut être décomposée en deux réactions hypothétiques, appelées **demi-réactions**: $\text{Ox} + n e^- \rightarrow \text{Réd}$

(par convention dans le sens d'une réduction)



exemple:



Cu^{2+} est l'oxydant, la réaction est une réduction



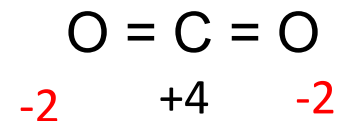
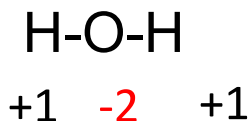
Zn est le réducteur, la réaction est une oxydation



Degré d'oxydation

Le **degré d'oxydation** (d.o) ou nombre d'oxydation d'un atome dans une combinaison chimique est une charge arbitraire assignée à l'atome, selon certaines règles:

- Composés ioniques binaires: d.o est la charge de l'atome
- Composés covalents: par convention, si les atomes sont identiques, on attribue la moitié des électrons de la liaison à chacun des atomes; si les atomes sont différents, tous les électrons sont attribués à celui qui a la plus grande électronégativité.
- Règles générales: électronégativité décroissante $F > O > N > Cl$, $C > H$,
- Métaux moins électronégatifs que les non-métaux.



Electronégativité

1 Hydrogen 1 H 1.01 2.1	2 Lithium 3 Li 6.94 1.0	3 Scandium 21 Sc 44.96 1.3	4 Beryllium 4 Be 9.01 1.5	5 Titanium 22 Ti 47.88 1.5	6 Vanadium 23 V 50.94 1.6	7 Chromium 24 Cr 52.00 1.6	8 Manganese 25 Mn 54.94 1.5	9 Iron 26 Fe 55.85 1.8	10 Cobalt 27 Co 58.93 1.8	11 Nickel 28 Ni 58.69 1.8	12 Copper 29 Cu 63.55 1.9	13 Zinc 30 Zn 65.39 1.6	14 Aluminum 13 Al 26.98 1.5	15 Gallium 31 Ga 69.72 1.6	16 Germanium 32 Ge 72.61 1.8	17 Arsenic 33 As 74.92 2.0	18 Selenium 34 Se 78.96 2.4	19 Rubidium 37 Rb 85.47 0.8	20 Strontium 38 Sr 87.62 1.0	21 Yttrium 39 Y 88.91 1.2	22 Zirconium 40 Zr 91.22 1.4	23 Niobium 41 Nb 92.91 1.6	24 Molybdenum 42 Mo 95.94 1.8	25 Technetium 43 Tc (98) 1.9	26 Ruthenium 44 Ru 101.07 2.2	27 Rhodium 45 Rh 102.91 2.2	28 Palladium 46 Pd 106.42 2.2	29 Silver 47 Ag 107.87 1.9	30 Cadmium 48 Cd 112.41 1.7	31 Indium 49 In 114.82 1.7	32 Tin 50 Sn 118.71 1.8	33 Antimony 51 Sb 121.76 1.9	34 Tellurium 52 Te 127.60 2.1	35 Iodine 53 I 126.90 2.5	36 Xenon 54 Xe 131.29 2.6	37 Cesium 55 Cs 132.91 0.7	38 Barium 56 Ba 137.33 0.9	39 Francium 87 Fr (223) 0.7	40 Radium 88 Ra (226) 0.9	41 Lutetium 71 Lu 174.97 1.1	42 Hafnium 72 Hf 178.49 1.3	43 Tantalum 73 Ta 180.95 1.5	44 Tungsten 74 W 183.84 1.7	45 Rhenium 75 Re 186.21 1.9	46 Osmium 76 Os 190.23 2.2	47 Iridium 77 Ir 192.22 2.2	48 Platinum 78 Pt 195.08 2.2	49 Gold 79 Au 196.97 2.4	50 Mercury 80 Hg 200.59 1.9	51 Thallium 81 Tl 204.38 1.8	52 Lead 82 Pb 207.20 1.8	53 Bismuth 83 Bi 208.98 1.9	54 Polonium 84 Po (209) 2.0	55 Astatine 85 At (210) 2.2	56 Radon 86 Rn (222) 2.4	57-70 * Lanthanides	58-70 ** Actinides	57 Lanthanum 57 La 138.91 1.1	58 Cerium 58 Ce 140.12 1.1	59 Praseodymium 59 Pr 140.91 1.1	60 Neodymium 60 Nd 144.24 1.1	61 Promethium 61 Pm (145) 1.1	62 Samarium 62 Sm 150.36 1.2	63 Europium 63 Eu 151.97 1.1	64 Gadolinium 64 Gd 157.25 1.2	65 Terbium 65 Tb 158.93 1.1	66 Dysprosium 66 Dy 162.50 1.2	67 Holmium 67 Ho 164.93 1.2	68 Erbium 68 Er 167.26 1.2	69 Thulium 69 Tm 168.93 1.3	70 Ytterbium 70 Yb 173.04 1.1	89 Actinium 89 Ac (227) 1.1	90 Thorium 90 Th 232.04 1.3	91 Protactinium 91 Pa 231.04 1.5	92 Uranium 92 U 238.03 1.4	93 Neptunium 93 Np (237) 1.4	94 Plutonium 94 Pu (244) 1.3	95 Americium 95 Am (243) 1.3	96 Curium 96 Cm (247) 1.3	97 Berkelium 97 Bk (247) 1.3	98 Californium 98 Cf (251) 1.3	99 Einsteinium 99 Es (252) 1.3	100 Fermium 100 Fm (257) 1.3	101 Mendelevium 101 Md (258) 1.3	102 Nobelium 102 No (259) 1.3
---	---	--	---	--	---	--	---	--	---	---	---	---	---	--	--	--	---	---	--	---	--	--	---	--	---	---	---	--	---	--	---	--	---	---	---	--	--	---	---	--	---	--	---	---	--	---	--	--	---	--	--	---	---	---	--	---------------------------	--------------------------	---	--	--	---	---	--	--	--	---	--	---	--	---	---	---	---	--	--	--	--	--	---	--	--	--	--	--	---

Element name → Mercury
Atomic # ← 80
Symbol → Hg
Avg. Mass ← 200.59
Electronegativity → 1.9

*lanthanides

**actinides

Règles à connaître

- L'atome tout seul, non combiné a un d.o. de 0.
- L'atome **le plus électronégatif** est considéré comme recevant les électrons.
- Le **fluor** a toujours un d.o. égal à -1.
- Les **métaux alcalins** (Li, Na, etc.) ont toujours un d.o. égal à +1.
- Les **métaux alcalino-terreux** (Be, Mg, etc.) ont toujours un d.o. égal à +2.
- L'**hydrogène** possède dans la quasi-généralité des cas un d.o. égal à +1, à l'exception des hydrures de métaux où il a un d.o. de -1,
- L'**oxygène** a le plus souvent un d.o. égal à -2, à l'exception des peroxydes.
- Dans une espèce chimique neutre (molécule ou radical), la **somme des d.o. des atomes est nulle**. En revanche si le composé est chargé, cette **somme est égale à la charge de l'ion**.

Exemples



Le d.o. du Fe passe de 0 à 2 (Fe⁰ a été oxydé en Fe^{II}). Celui du Cl passe de 0 à (-1), le Cl⁰ a été réduit en Cl⁻.



Le d.o. du Mn passe de +4 à +2 (Mn^{IV} a été réduit en Mn^{II}). Celui de O reste à -2 dans les 2 cas.

Exemples

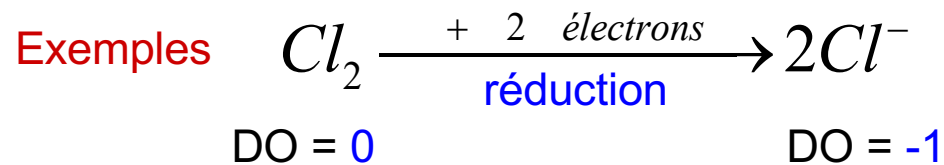
Une **augmentation** de degré d'oxydation indique une **oxydation**
 Une **diminution** de degré d'oxydation indique une **réduction**

Ion monoatomique :

degré d'oxydation = charge

Élément sous **forme élémentaire** :

degré d'oxydation = 0



DO du soufre dans SO_2 ?

$$DO(S) + 2DO(O) = 0$$

$$DO(O) = -2$$

$$\text{Donc } DO(S) = -2 \times (-2) = +4$$

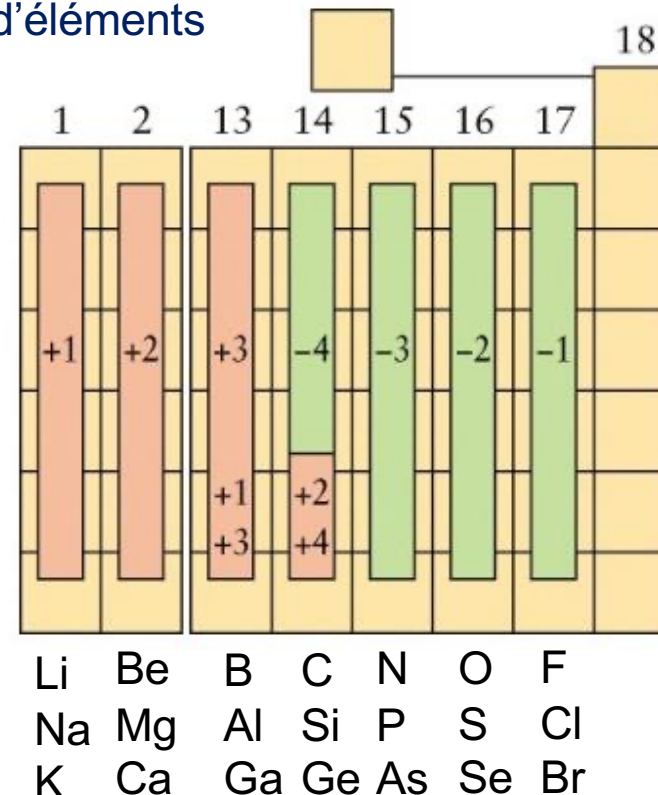
DO du soufre dans SO_4^{2-} ?

$$DO(S) + 4DO(O) = -2$$

$$DO(O) = -2$$

$$\text{Donc } DO(S) = -2 - 4 \times (-2) = +6$$

Degrés d'oxydation les plus courants pour les groupes principaux d'éléments



Equilibrage des équations redox



la forme générale d'une redox



peut toujours écrire comme une
combinaison linéaire de deux semi-réactions

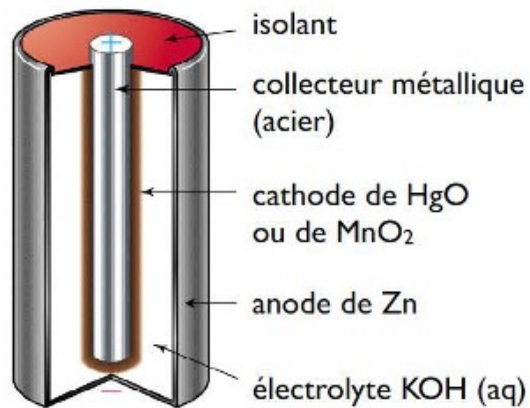


1. Repérer les éléments dont le **degré d'oxydation (D.O.) change** au cours de la réaction.
2. Le nombre d'électrons **cédés** par le réducteur doit être égal au nombre d'électrons **acquis** par l'oxydant; ceci permet de trouver **quatre coefficients**.
3. S'il figure dans l'équation d'autres substances dont le **D.O. n'est pas affecté**, il faut trouver le coefficient de ces substances par un **bilan des masses**.
4. Si des réactifs et/ou des produits sont des **ions**, il faudra vérifier le calcul par un **bilan des charges**.

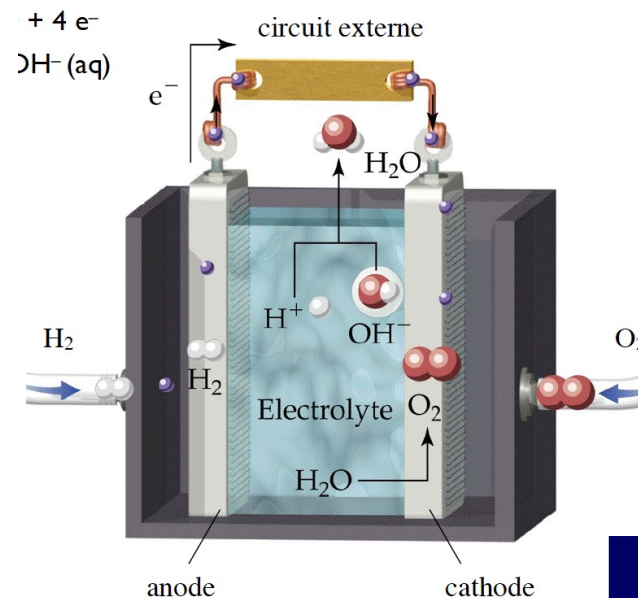
Electrochimie

Comme on a des **transferts d'électrons** dans ces réactions, et que les électrons sont responsables de la conduction électrique, on peut donc **produire de l'électricité** à partir de ces réactions chimiques, ou **utiliser de l'électricité** pour forcer une réaction de ce type à se faire. C'est le principe de l'électrochimie.

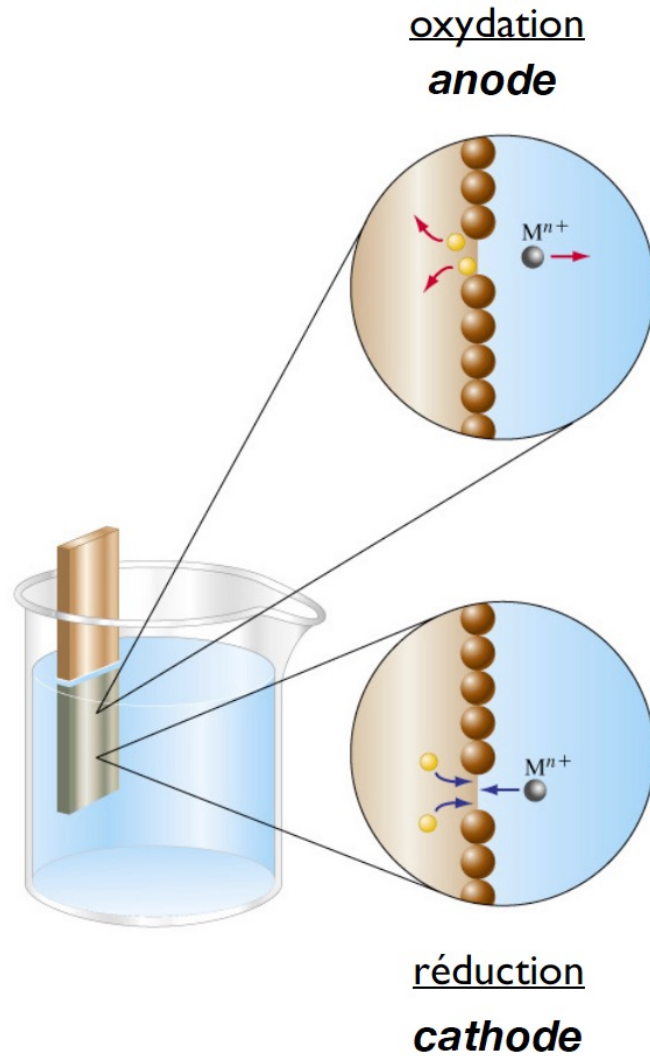
Exemple: pile alcaline



Exemple: pile à hydrogène (avec des catalyseurs)



Anode et cathode métallique



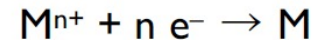
Lorsqu'un métal M est en contact avec une solution de ses ions M^{n+} , deux phénomènes peuvent en principe se produire.

- a) Des atomes du métal s'oxydent en perdant chacun n électrons :



Les ions M^{n+} partent alors en solution, tandis que les électrons restent dans le métal et un courant électrique peut en être extrait. Le métal constitue dans ce cas une électrode. Par définition, une électrode qui est le siège d'une oxydation est appelée ***anode***.

- b) Des électrons provenant du métal réduisent des ions M^{n+} en solution et se déposent sur le solide sous forme d'atomes M :

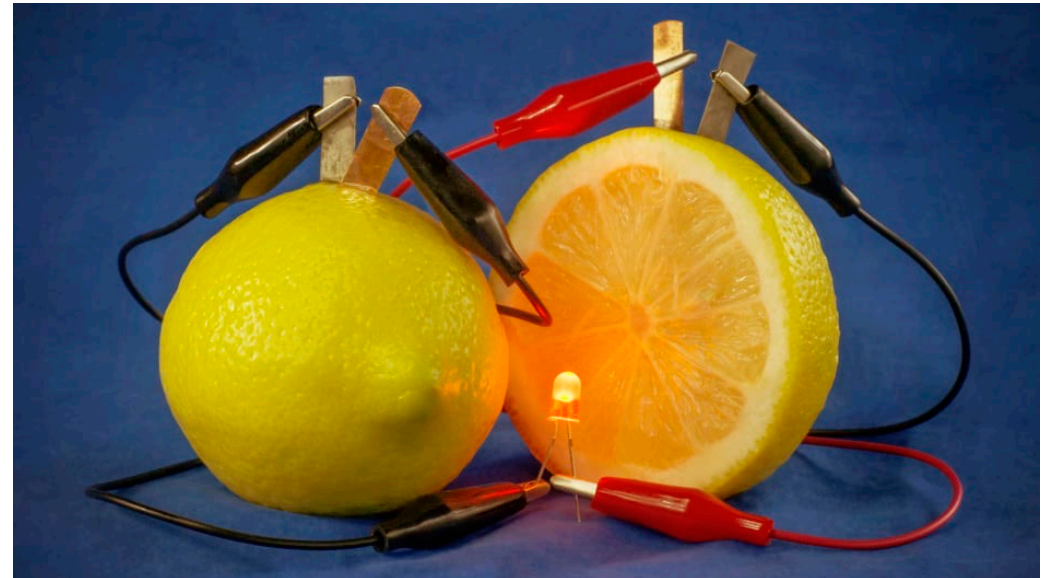


Le métal est dans ce cas le siège d'une réduction et l'électrode qu'il constitue est appelée ***cathode***.

Pile Voltaïque

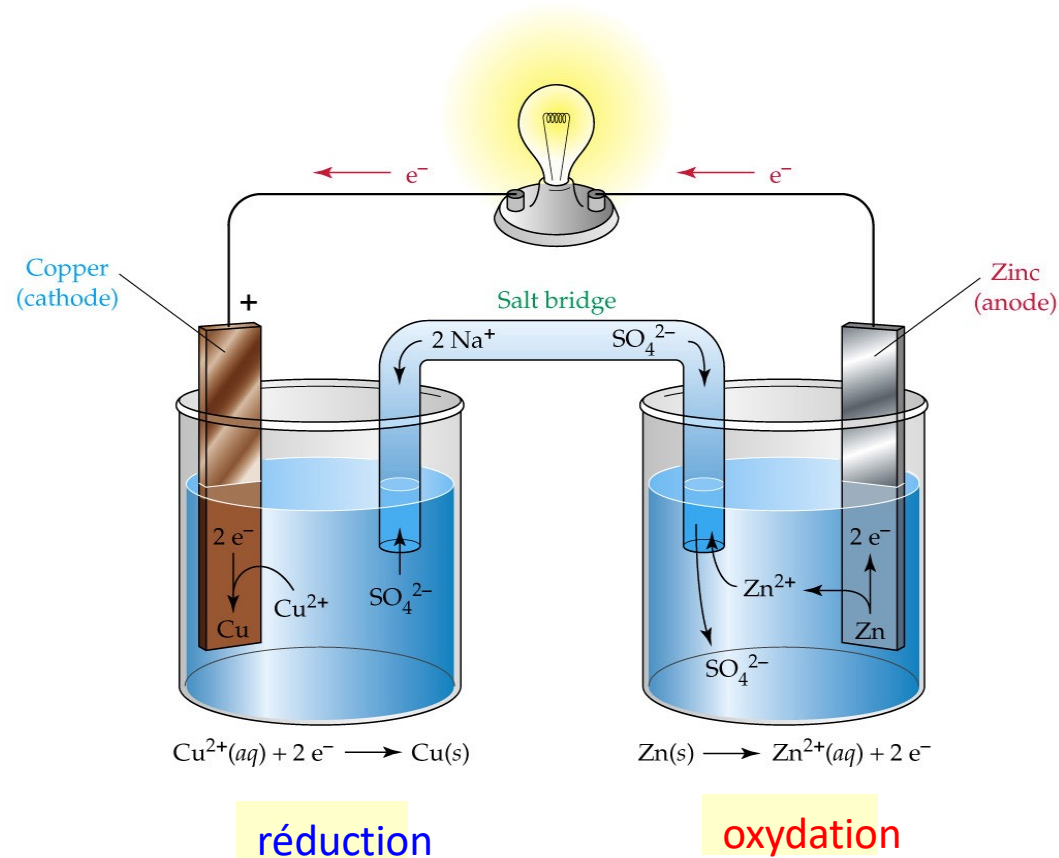
Oxydoréduction spontanée, en présence d'un électrolyte. L'une des électrodes sera consommée par la réaction car son métal se transformera en ions, qui iront dans la solution et se déposeront sur l'autre électrode. Pendant ce temps, les électrons de ce métal passeront par le fil électrique et produiront un courant, qui retourne vers l'autre électrode.

Exemple: pile citron avec lamelles de Mg et de Cu



Pile Daniell (1836)

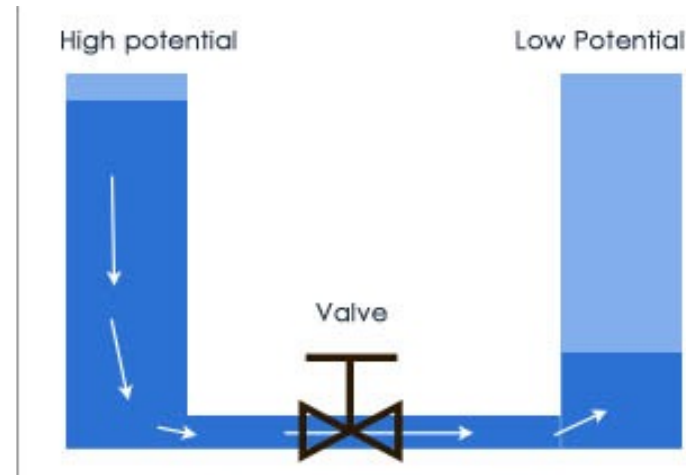
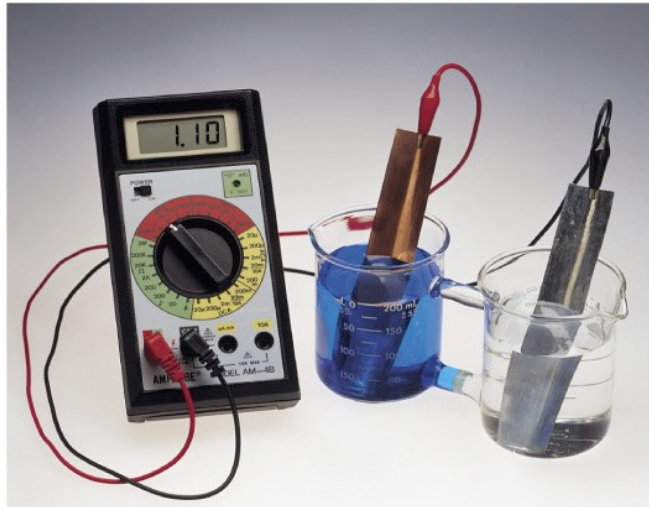
On sépare les deux demi-réactions et on les relie électriquement pour créer une pile électrochimique (aussi appelée cellule galvanique).



Une réaction chimique spontanée provoque un **flux d'électrons de l'anode vers la cathode**. Le **pont salin (ions indifférents du point de vue redox)** est nécessaire pour assurer l'électroneutralité des solutions.

Force électromotrice d'une pile

La **force électromotrice (f.é.m) ΔE [Volt]** d'une cellule galvanique mesure l'aptitude de la réaction à faire circuler les électrons à travers un circuit = « énergie potentielle des électrons ». La f.é.m. est une mesure du déséquilibre entre les 2 demi-piles.



On mesure la f.é.m. avec un voltmètre **en l'absence de courant** (pile thermodynamique). C'est la tension de la pile. On note ΔE^0 la force électromotrice mesurée dans les conditions standard

force électromotrice = voltage = travail / charge:

$$1 \text{ Volt} = \frac{1 \text{ Joule}}{1 \text{ Coulomb}}$$



19 (dans les conditions standard, activité Zn^{2+} et Cu^{2+} : 1, $p = 1 \text{ bar}$)

Relation avec l'enthalpie libre de réaction

Pile: conversion de l'énergie chimique en énergie électrique.

ΔG_r^0 = travail maximal (non-pV) qu'une réaction chimique peut fournir.

$$\Delta_r G^0 = -z \cdot F \cdot \Delta E^0 \quad \left[\frac{C}{mol} \cdot V = \frac{C}{mol} \cdot \frac{J}{C} = J / mol \right]$$

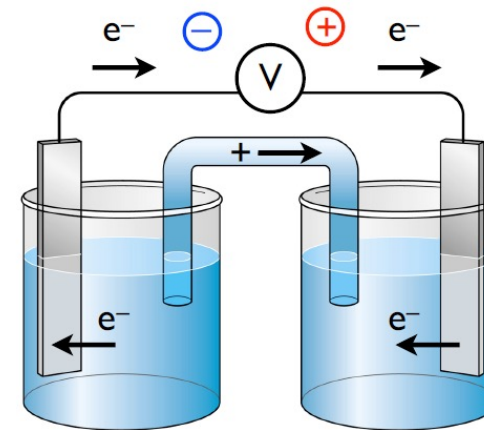
ΔE^0 = potentiel standard de la pile, mesuré à l'état standard, pour l'échange d'un électron ($p_{\text{gaz}} = 1 \text{ bar}$, $C = 1 \text{ mol/L}$, 298 K)

z = nombre d'électrons transférés

F = constante de Faraday = 96485 C/mol d'électrons (charge d'une mole d'électrons)

Pour une réaction spontanée (aux conditions standard), $\Delta G^0 < 0$ et $\Delta E^0 > 0$

Exemple: ΔG_r^0 pour la pile Daniell, $\Delta E^0 = 1.1 \text{ V}$



$$\Delta G_r^0 = -z \cdot F \cdot \Delta E^0 = -2 \cdot 96485 \text{ C/mol} \cdot 1.1 \cdot J/C = -212.3 \text{ kJ/mol}$$

Relation entre potential standard et constante d'équilibre

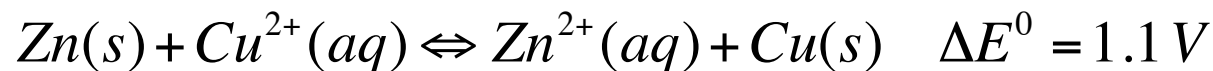
En combinant les équations: $\Delta G_r^0 = -RT \ln K$

$$\Delta G_r^0 = -zF \Delta E^0$$

on obtient:

$$\ln K = \frac{zF \Delta E^0}{RT}$$

Calcul de la constante d'équilibre à partir du potentiel standard:



$$\ln K = \frac{2 \cdot 96485 \text{ C/mol} \cdot 1.1 \text{ V}}{8.314 \text{ J/(K} \cdot \text{mol)} \cdot 298 \text{ K}} = 85.6 \quad K = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} = 1.6 \cdot 10^{37}$$

L'équilibre est totalement déplacé vers la droite (production de Cu(s) et Zn²⁺)

Potential standard de reference E^0

Par convention, E^0 sera la force électromotrice (ΔE^0) de la pile constituée par l'association de la demi-pile du couple rédox considéré et une demi-pile constituée par l'électrode standard d'hydrogène ($E^0=0$).

$$\Delta E^0(\text{pile}) = E^0(\text{cathode}) - E^0(\text{anode})$$

Pour une pile:

E^0 (cathode): pôle positif de la pile

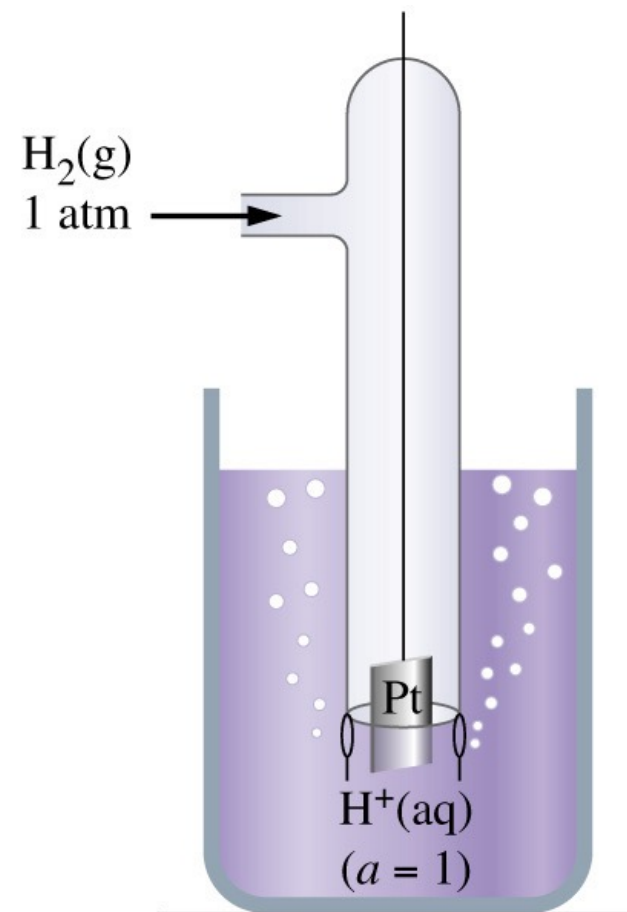
E^0 (anode): pôle négatif de la pile

électrode standard d'hydrogène:



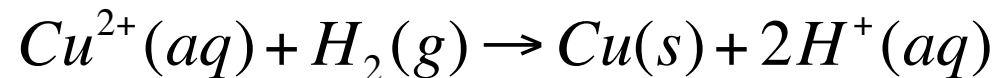
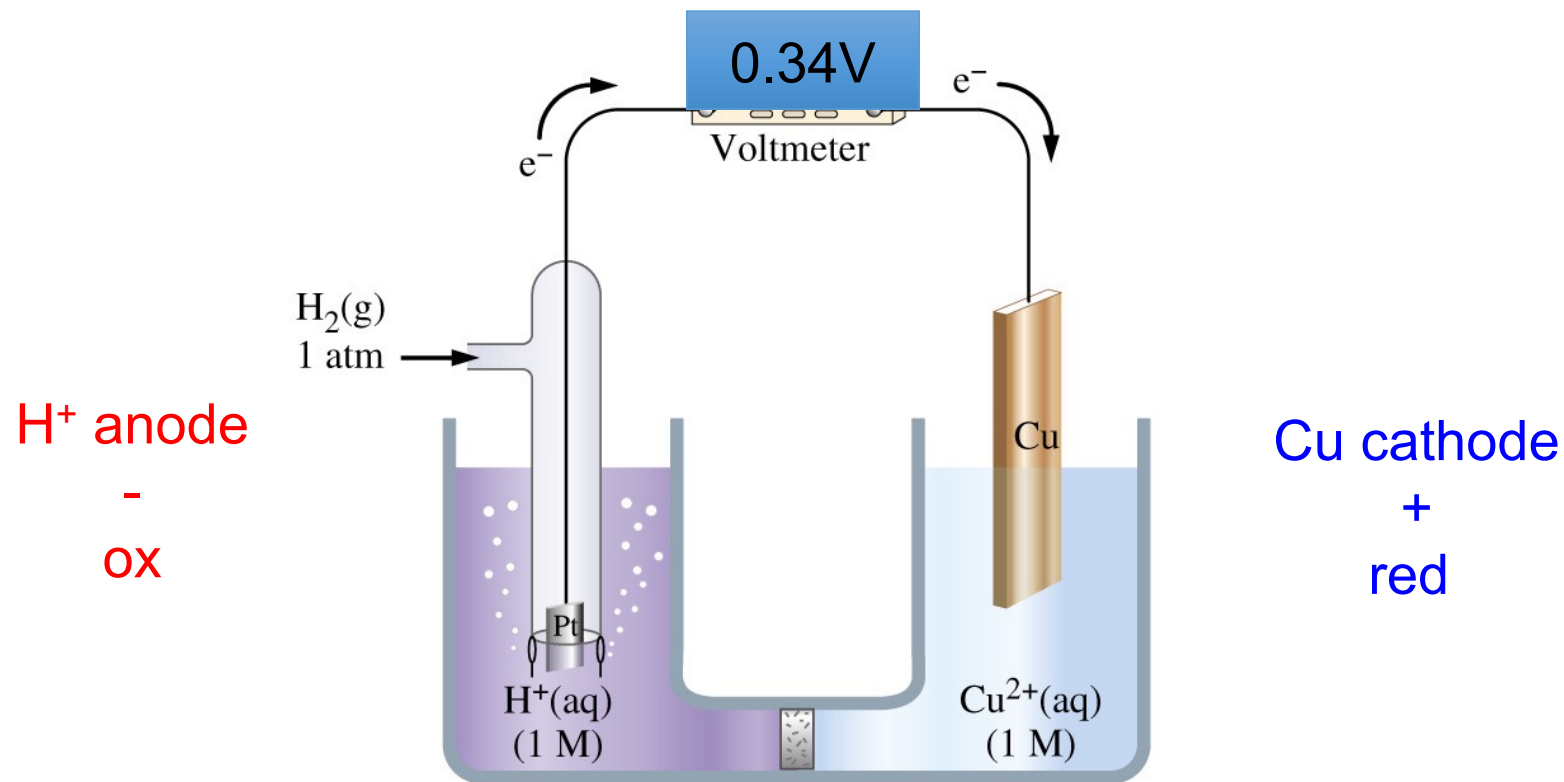
Couple : H^+/H_2

L'électrode de Pt est inerte



Par définition : $E^0(\text{H}^+, \text{H}_2) = 0.00 \text{ V}$ à toute température

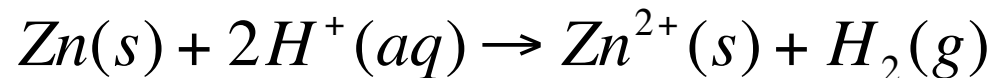
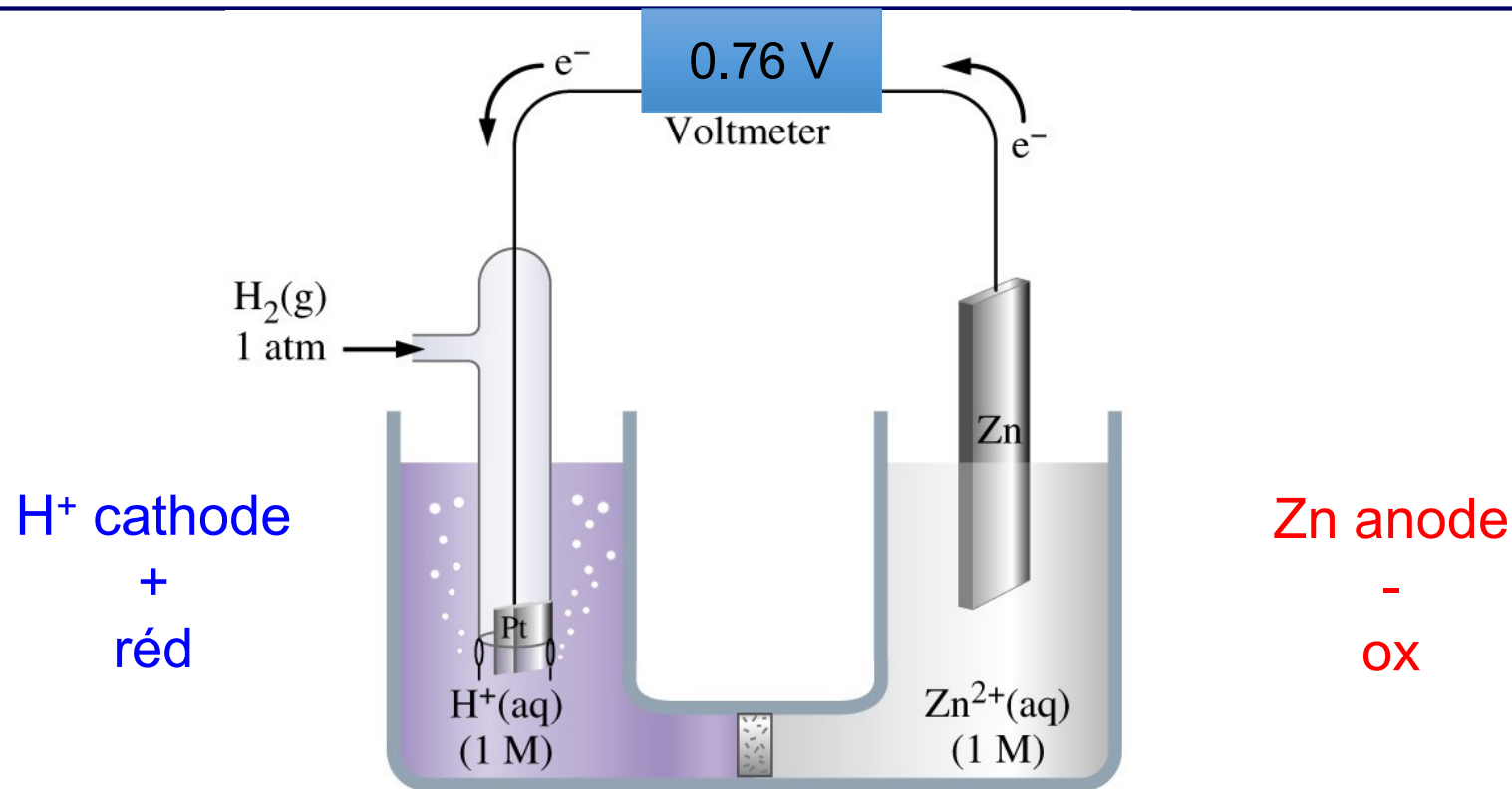
Mesure du potentiel standard d'un couple redox



$$\Delta E^0 = E^0(\text{cathode}) - E^0(\text{anode}) = E^0(\text{Cu}^{2+}, \text{Cu}) - E^0(\text{H}^+, \text{H}_2) = 0.34 \text{ V}$$

$$\Rightarrow E^0(\text{Cu}^{2+}, \text{Cu}) = 0.34 \text{ V}$$

Mesure du potentiel standard d'un couple redox

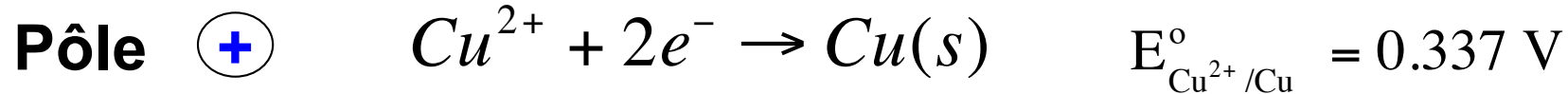


$$\Delta E^0 = E^0(\text{cathode}) - E^0(\text{anode}) = E^0(\text{H}^+, \text{H}_2) - E^0(\text{Zn}^{2+}, \text{Zn}) = 0.76 \text{ V}$$

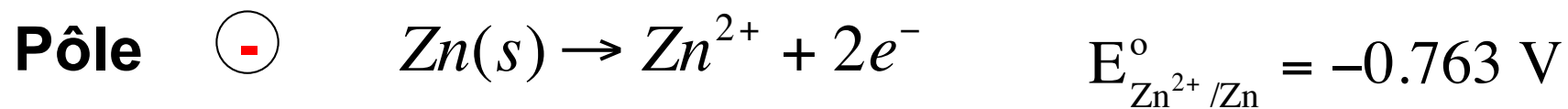
$$\Rightarrow E^0(\text{Zn}^{2+}, \text{Zn}) = -0.76 \text{ V}$$

Force électromotrice d'une pile

$$\Delta E^0 = E^0_{+}(\text{cathode}) - E^0_{-}(\text{anode}) \quad (\text{mesuré avec courant } I = 0)$$



Cathode: lieu de la réduction



Anode: lieu de l'oxydation

$$\Delta E^0 = E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = 0.337\text{V} - (-0.763\text{V}) = 1.10\text{V}$$

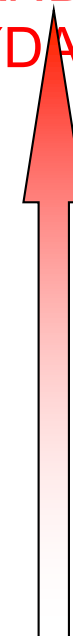
Exemple de potentiels standards

Échelle avec un zéro (électrode d'hydrogène standard)

Les réactions sont écrites sous forme de réduction. E^0 est aussi appelé le potentiel standard de réduction.

Couple rédox	Demi-réaction	E^0 [V] / SHE
F_2 / F^-	$F_2 (g) + 2e^- \rightarrow 2 F^- (aq)$	+ 2.87
Au^+ / Au	$Au^+ (aq) + e^- \rightarrow Au (s)$	+ 1.69
MnO_4^- / Mn^{2+}	$MnO_4^- (aq) + 8 H^+ (aq) + 5 e^- \rightarrow Mn^{2+} (aq) + 4 H_2O$	+ 1.51
Cl_2 / Cl^-	$Cl_2 (g) + 2 e^- \rightarrow 2 Cl^- (aq)$	+ 1.36
Ag^+ / Ag	$Ag^+ (aq) + e^- \rightarrow Ag (s)$	+ 0.80
Fe^{3+} / Fe^{2+}	$Fe^{3+} (aq) + e^- \rightarrow Fe^{2+}$	+ 0.77
I_2 / I^-	$I_2 (s) + 2e^- \rightarrow 2 I^- (aq)$	+ 0.54
O_2 / OH^-	$O_2 (g) + 2 H_2O + 4 e^- \rightarrow 4 OH^- (aq)$	+ 0.40
Cu^{2+} / Cu	$Cu^{2+} (aq) + 2 e^- \rightarrow Cu (s)$	+ 0.34
$AgCl / Ag$	$AgCl (s) + e^- \rightarrow Ag (s) + Cl^- (aq)$	+ 0.22
H^+ / H_2	$2 H^+ (aq) + 2e^- \rightarrow H_2 (g)$	0 (par définition)
Fe^{2+} / Fe	$Fe^{2+} (aq) + 2 e^- \rightarrow Fe (s)$	- 0.44
Zn^{2+} / Zn	$Zn^{2+} (aq) + 2 e^- \rightarrow Zn (s)$	- 0.76
H_2O / H_2	$2 H_2O (l) + 2 e^- \rightarrow H_2 (g) + 2 OH^- (aq)$	- 0.83
Al^{3+} / Al	$Al^{3+} (aq) + 3 e^- \rightarrow Al (s)$	- 1.66
Na^+ / Na	$Na^+ (aq) + e^- \rightarrow Na (s)$	- 2.71

Réduction favorable
**GRAND POUVOIR
 OXYDANT**



Pouvoir
oxydant

Réduction défavorable
 Oxydation favorisée
**GRAND POUVOIR
 REDUCTEUR**

Exemple de potentiels standards, E^0

Tableau 7.1 Potentiels d'électrode standard à 25 °C

Demi-réaction de réduction		E^0 (V)
Agent oxydant plus fort ↑	$F_2(g) + 2 e^- \longrightarrow 2 F^-(aq)$	2,87
	$H_2O_2(aq) + 2 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow 2 H_2O(l)$	1,78
	$PbO_2(s) + 4 H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) + 2 e^- \longrightarrow PbSO_4(s) + 2 H_2O(l)$	1,69
	$MnO_4^-(aq) + 4 H^+(aq) + 3 e^- \longrightarrow MnO_2(s) + 2 H_2O(l)$	1,68
	$MnO_4^-(aq) + 8 H^+(aq) + 5 e^- \longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 4 H_2O(l)$	1,51
	$Au^{3+}(aq) + 3 e^- \longrightarrow Au(s)$	1,50
	$PbO_2(s) + 4 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow Pb^{2+}(aq) + 2 H_2O(l)$	1,46
	$Cl_2(g) + 2 e^- \longrightarrow 2 Cl^-(aq)$	1,36
	$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14 H^+(aq) + 6 e^- \longrightarrow 2 Cr^{3+}(aq) + 7 H_2O(l)$	1,33
	$O_2(g) + 4 H^+(aq) + 4 e^- \longrightarrow 2 H_2O(l)$	1,23
	$MnO_2(s) + 4 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 2 H_2O(l)$	1,21
	$IO_3^-(aq) + 6 H^+(aq) + 5 e^- \longrightarrow \frac{1}{2} I_2(aq) + 3 H_2O(l)$	1,20
	$Br_2(l) + 2 e^- \longrightarrow 2 Br^-(aq)$	1,09
	$VO_2^+(aq) + 2 H^+(aq) + e^- \longrightarrow VO^{2+}(aq) + H_2O(l)$	1,00
	$NO_3^-(aq) + 4 H^+(aq) + 3 e^- \longrightarrow NO(g) + 2 H_2O(l)$	0,96
	$ClO_2(g) + e^- \longrightarrow ClO_2^-(aq)$	0,95
	$Ag^+(aq) + e^- \longrightarrow Ag(s)$	0,80
	$Fe^{3+}(aq) + e^- \longrightarrow Fe^{2+}(aq)$	0,77
	$O_2(g) + 2 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow H_2O_2(aq)$	0,70
	$MnO_4^-(aq) + e^- \longrightarrow MnO_4^{2-}(aq)$	0,56
	$I_2(s) + 2 e^- \longrightarrow 2 I^-(aq)$	0,54
	$Cu^+(aq) + e^- \longrightarrow Cu(s)$	0,52
	$O_2(g) + 2 H_2O(l) + 4 e^- \longrightarrow 4 OH^-(aq)$	0,40
	$Cu^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Cu(s)$	0,34
	$SO_4^{2-}(aq) + 4 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow H_2SO_3(aq) + H_2O(l)$	0,20
	$Cu^{2+}(aq) + e^- \longrightarrow Cu^+(aq)$	0,16
	$Sn^{4+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Sn^{2+}(aq)$	0,15
	$2 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow H_2(g)$	0
	$Fe^{3+}(aq) + 3 e^- \longrightarrow Fe(s)$	-0,036
	$Pb^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Pb(s)$	-0,13
	$Sn^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Sn(s)$	-0,14
	$Ni^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Ni(s)$	-0,23
	$Cd^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Cd(s)$	-0,40
	$Fe^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Fe(s)$	-0,45
	$Cr^{3+}(aq) + e^- \longrightarrow Cr^{2+}(aq)$	-0,50
	$Cr^{3+}(aq) + 3 e^- \longrightarrow Cr(s)$	-0,73
	$Zn^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Zn(s)$	-0,76
	$2 H_2O(l) + 2 e^- \longrightarrow H_2(g) + 2 OH^-(aq)$	-0,83
	$Mn^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Mn(s)$	-1,18
	$Al^{3+}(aq) + 3 e^- \longrightarrow Al(s)$	-1,66
	$Mg^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Mg(s)$	-2,37
	$Na^+(aq) + e^- \longrightarrow Na(s)$	-2,71
	$Ca^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Ca(s)$	-2,76
	$Ba^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Ba(s)$	-2,90
	$K^+(aq) + e^- \longrightarrow K(s)$	-2,92
	$Li^+(aq) + e^- \longrightarrow Li(s)$	-3,04
Agent oxydant plus faible ↓		

La demi réaction de réduction, peut être utilisée pour évaluer une force électromotrice.

$$\Delta E^0(\text{pile}) = E^0(\text{cathode}) - E^0(\text{anode})$$

Si $\Delta E^0(\text{pile}) > 0$ la pile fonctionne

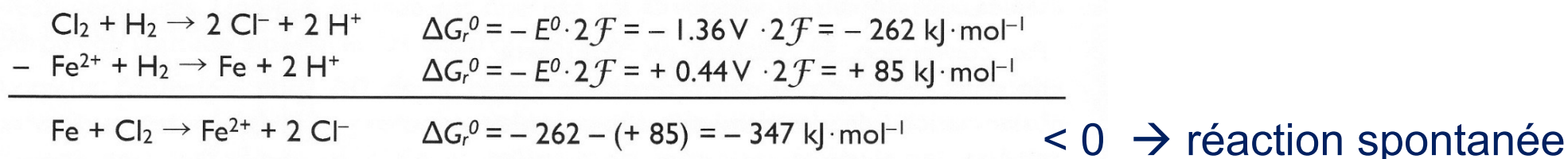
Exemple d'utilisation

Les valeurs du potentiel standard permettent de prévoir **le sens d'une réaction** d'oxydo-réduction prenant place entre deux couples rédox.

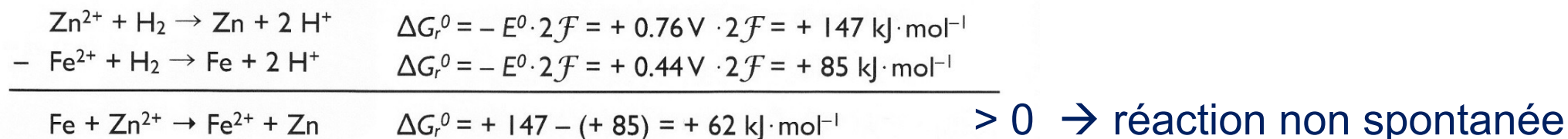
Question: réaction spontanée ($\Delta G_r^0 < 0$) ou pas ($\Delta G_r^0 > 0$): $\Delta G_r^0 = - E^0 n F$

$$E^0 (\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1.36\text{V} \quad E^0 (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0.44\text{V} \quad E^0 (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.76\text{V}$$

Réaction 1: oxydation du fer par le chlore



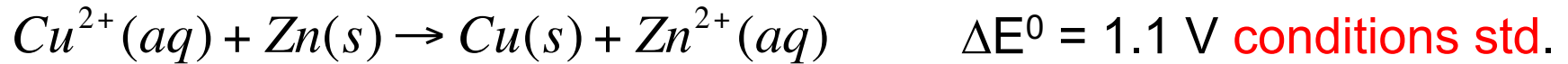
Réaction 2: en remplaçant le chlore Cl_2 par Zn^{2+} :



C'est la réaction inverse, soit la réduction des ions Fe^{2+} en fer par le zinc qui est spontanée.

Attention à la concentration des réactifs

Pendant l'utilisation d'une pile, sa tension diminue. C'est parce que les concentrations des réactifs et produits des couples redox changent.



Calcul de la f.é.m. aux conditions non standard:

$$\Delta G_r = \Delta G_r^0 + RT \ln Q$$

quotient réactionnel:

$$Q = \frac{a(\text{R}_1) \cdot a(\text{O}_2)}{a(\text{O}_1) \cdot a(\text{R}_2)} \approx \frac{[\text{R}_1][\text{O}_2]}{[\text{O}_1][\text{R}_2]}$$

On a : $\Delta G_r^0 = -zF \Delta E^0$

$$\Delta G_r = -zF \Delta E$$

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{RT}{zF} \ln Q$$

L'équation de Nernst

À l'équilibre: **Q=K** avec: $\frac{RT}{zF} \ln K = \Delta E^0 \Rightarrow \Delta E=0$

Quand la réaction redox atteint l'équilibre: $\Delta E=0$, la pile est "plate".

Electrolyse: réaction forcée par un potentiel

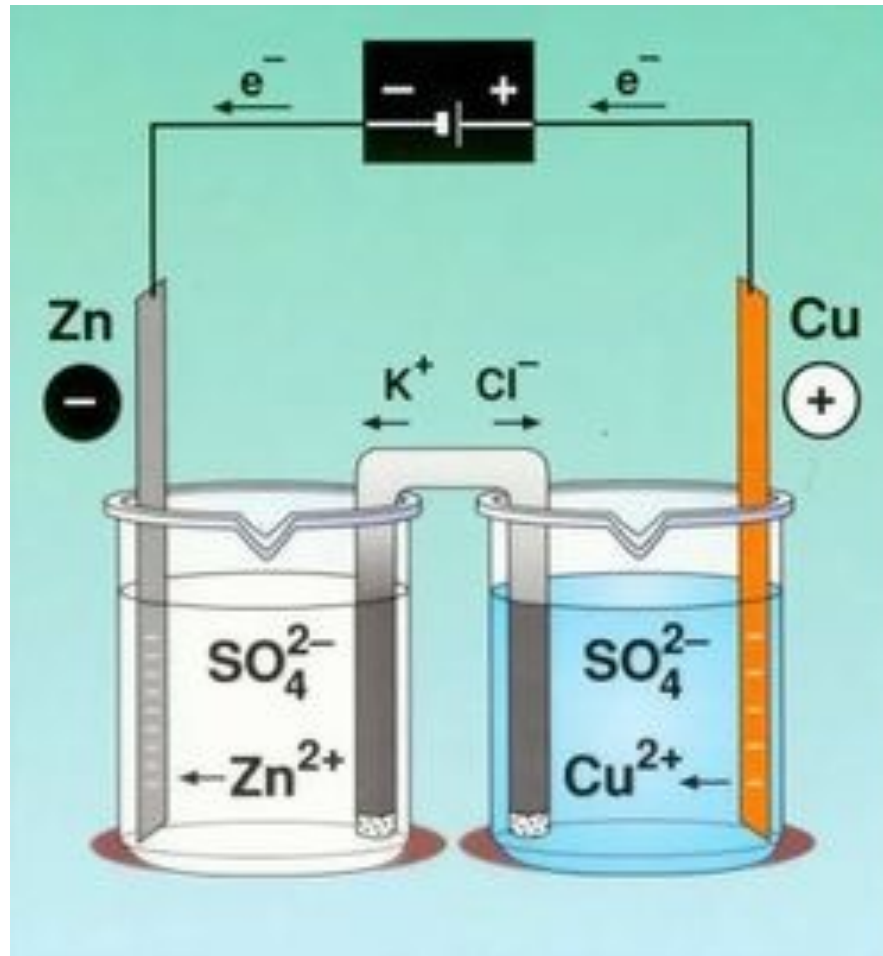
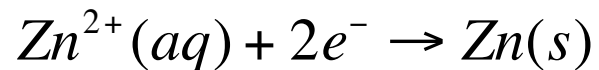
On peut forcer une réaction non spontanée avec un potentiel externe:

$$\Delta E_{\text{appl}} > -\Delta E^0$$

Zn cathode

-

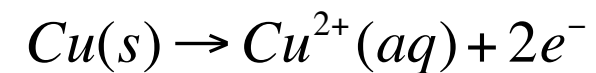
réduction



Cu anode

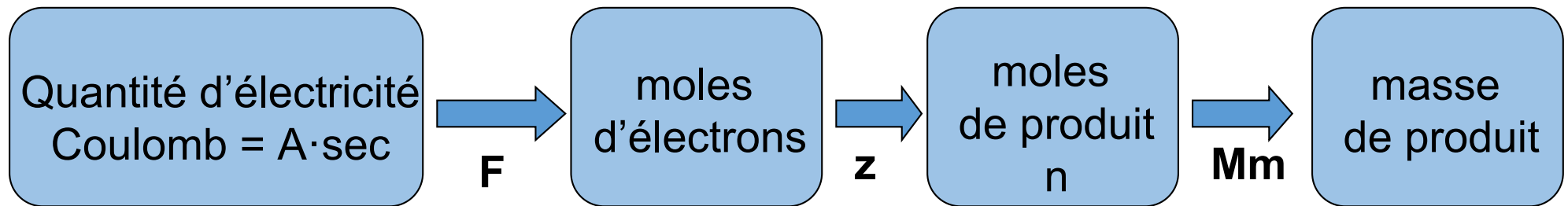
+

oxydation



Electrolyse: loi de Faraday

Le nombre de moles n de produit formé par un courant électrique est stœchiométriquement équivalent au nombre de moles d'électrons fourni.



$$n = \frac{I \cdot t}{z \cdot F}$$

n : nombre de moles du produit

F : Constante de Faraday

$$F = e^- \cdot N_A = 96485 \text{ Coulombs}/(\text{mol électrons})$$

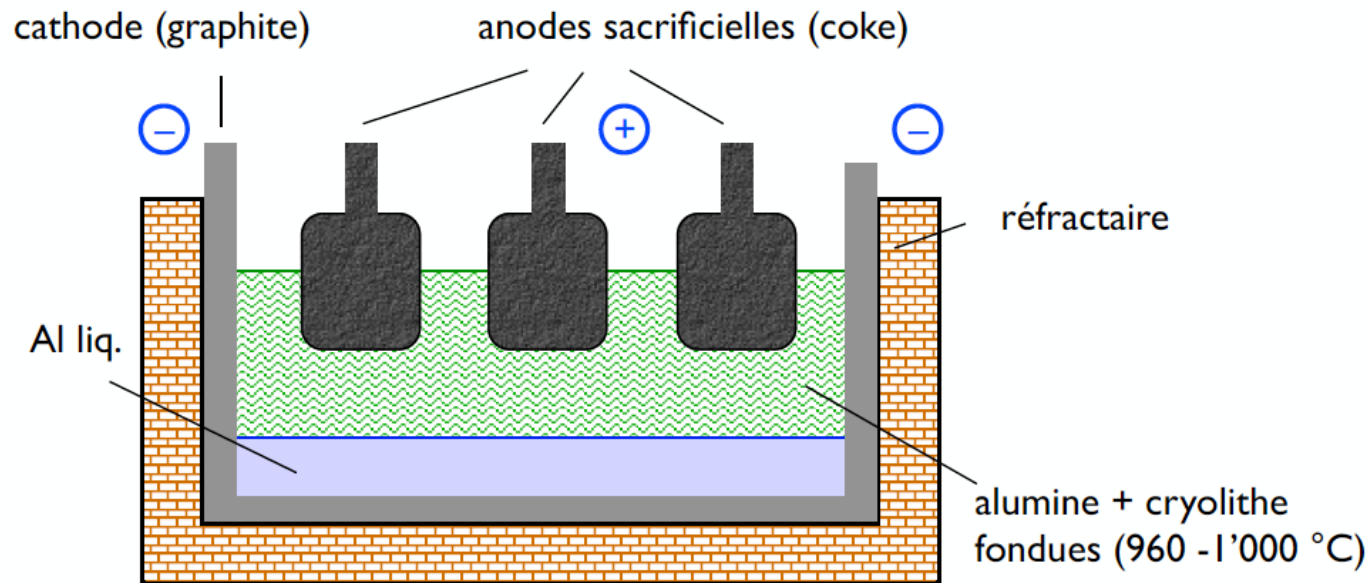
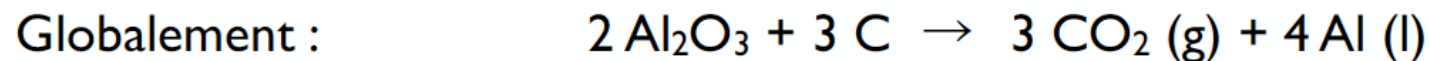
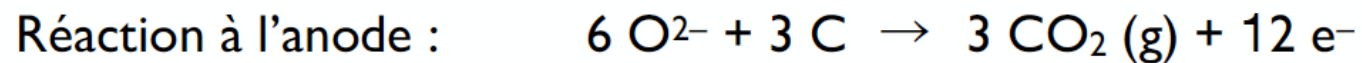
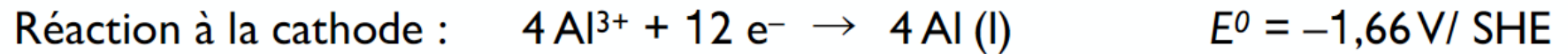
I : l'intensité du courant [A]

t : temps [s]

z : nombre d'électrons transférés pour former le produit

Production de l'aluminium

Minerai de bauxite, Al_2O_3 principalement, plus quelques additifs dans une cuve chauffée. On applique une tension de 4V.



Cuve industrielle:

$$U = 4 \text{ V}$$

$$I = 300'000 \text{ A}$$

$$12 \text{ kWh / kg Al}$$

$$1,92 \text{ kg Al}_2\text{O}_3 / \text{kg Al}$$

$$0,42 \text{ kg C / kg Al}$$

$$1,52 \text{ kg CO}_2 / \text{kg Al}$$

A retenir du cours d'aujourd'hui

- *Identifier l'oxydant et le réducteur d'une réaction*
- *Déterminer le nombre d'oxydation*
- *Écrire et équilibrer les équations chimiques de réactions rédox*
- *Exprimer les oxydations et les réductions sous forme de demi-réactions*
- *Savoir ce qu'est une pile et les notations associées*
- *Calculer un potentiel standard de pile et d'électrode*
- *Déterminer une constante d'équilibre à partir de la mesure du potentiel d'une pile et des tables de potentiel standard.*
- *Calculer la variation d'enthalpie libre d'une réaction redox.*
- *Savoir ce qu'est l'électrolyse et comment calculer la quantité de produits formés par la loi de Faraday.*

Résumé

- Une réaction d'**oxydoréduction** peut être décomposée en deux demi-réactions, l'une relative à l'oxydation, et l'autre, à la réduction.
- Le nombre d'oxydation représente la charge réelle sur un ion monoatomique ou une charge hypothétique attribuée au moyen d'une série de conventions, à un atome dans une molécule ou dans un ion polyatomique. Les **réactions d'oxydation impliquent une augmentation du nombre d'oxydation** à la suite d'une perte d'électrons, alors que les **réactions de réduction sont caractérisées par une diminution du nombre d'oxydation** à la suite d'un gain d'électrons. L'oxydation et la réduction sont toujours présentes simultanément dans une réaction redox. Le réactif qui subit une réduction est l'agent oxydant, et celui qui subit une oxydation est l'agent réducteur.

Résumé

Dans une **pile voltaïque**, une réaction d'oxydoréduction spontanée permet de produire de l'électricité. Les demi-réactions peuvent s'effectuer dans des **demi-piles**. Les électrodes de ces demi-piles sont reliées par un fil, et les solutions d'électrolytes, par un pont salin. La combinaison appropriée des deux demi-piles produit une **force électromotrice** ou tension de la pile. L'oxydation a lieu dans la demi-pile **anodique**, et la réduction dans la demi-pile **cathodique**. La force provenant de la réaction de la pile est appelée **potentiel de la pile E_{pile}** , mesuré en volts V.

Les potentiels standard d'électrode E^0 sont présentés pour les demi-réactions de réduction et évalués à 25°C. On les obtient par comparaison avec **l'électrode standard d'hydrogène** [Pt|H₂(g, 101.3kPa)|H⁺ (1 mol/L)] à laquelle on a assigné un potentiel de zéro. Dans une réaction, la force électromotrice standard de la pile E^0_{pile} est la différence entre les potentiels standard de la cathode et de l'anode.

Une réaction d'oxydoréduction a lieu spontanément si $E_{pile} > 0$ ou $\Delta G_r^0 < 0$ relié par $\Delta G_r^0 = -nF E^0_{pile}$.

Dans une **cellule électrolytique**, le courant électrique fourni par une source externe produit des transformations non spontanées (loi de Faraday)