

QUÍMICA 2 BATXILLERAT

Unitat 8

REACCIONS DE TRANSFERÈNCIA D'ELECTRONS

Unitat 9

APLICACIONS DE LES REACCIONS REDOX



Índex

- Concepte d'oxidació/reducció
- *Igualació de reaccions redox*
- Volumetries redox
- Piles (cel·les galvàniques)
- Força electromotriu
- Electròlisi

Esquema

Reaccions de transferència d'electrons. (Reaccions redox)

es determinen les seues concentracions en les

Volumetries redox

que generen energia elèctrica

Piles voltaiques o galvàniques

procés invers

Cel·la electrolítica

es produeixen entre les espècies

Reductor

pot provocar

Reducció

Oxidant

pot provocar

Oxidació

de característiques

FEM

Potencial d'elèctrode

que es pot relacionar amb

Energia de Gibbs

es calcula amb

Equació de Nerst

Electròlisi

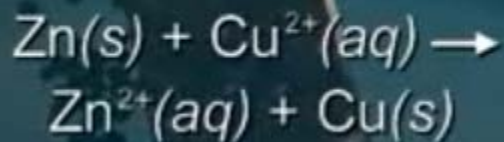
Procés anòdic

Procés catòdic

Piles (cel·les galvàniques)

L'electroquímica és la part de la química que estudia les reaccions químiques relacionades amb l'electricitat.

- **Piles:** generadors de corrent elèctric a partir d'una reacció redox.
- **Electròlisi:** procés químic on la reacció es produeix gràcies al corrent elèctric.



<http://www.youtube.com/watch?v=wVYyCEfGrGA>

La transferència d'electrons té lloc directament del Zn als ions Cu^{2+} i s'allibera energia en forma de **calor**.

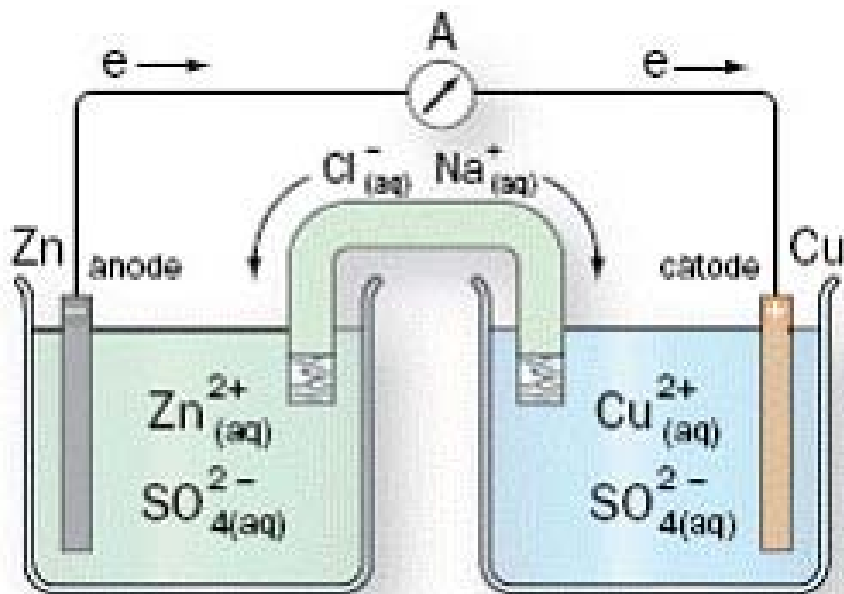
No hi ha cap flux d'electrons → no s'ha generat corrent.

Perquè l'energia alliberada en una redox ho sigui en forma d'energia elèctrica **aprofitable**, és condició necessària separar la semireacció d'oxidació de la semireacció de reducció, de manera que la transferència d'electrons es faci a través d'un fil conductor exterior.

Piles (cel·les galvàniques)

El dispositiu mitjançant el qual obtenim energia elèctrica a partir d'una reacció química s'anomena **generador** o **cel·la galvànica**, i es coneix popularment amb el nom de **pila**.

La pila Daniell



(-) Ànode (oxidació): $\text{Zn (s)} \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{ e}^-$

(+) Càtode (reducció): $\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{ e}^- \leftrightarrow \text{Cu (s)}$

pont salí: tub en forma de U que conté una solució d'un electròlit fort (ex. NaCl o KNO₃). El tub ha d'estar tapat en els extrems per un material porós.

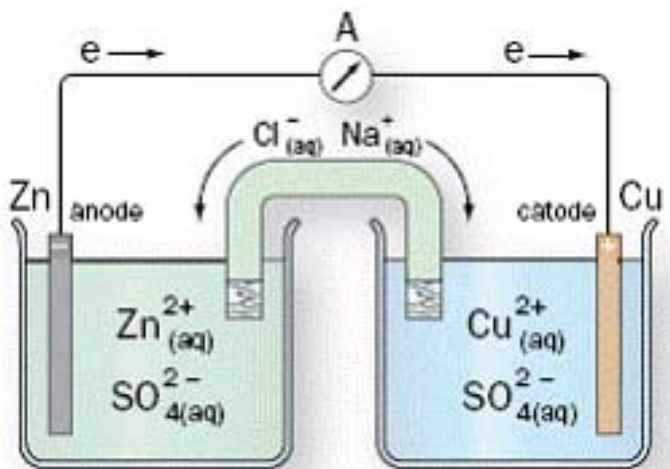
- ✓ Assegura la conductivitat (tanca el circuit)
- ✓ Manté la neutralitat de càrregues iòniques

Animació explicativa d'una cel·la galvànica Daniell (Zn/Cu) (en castellà)

<http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/Usrn/lentiscal/1%2DCDQuimica%2DTIC/FlashQ/Redox/01celulagalvanica-daniell.swf>

Piles (cel·les galvàniques)

- L'elèctrode en què té lloc la semireacció d'oxidació s'anomena ànode i té polaritat negativa.
- L'elèctrode en què té lloc la semireacció de reducció s'anomena càtode i té polaritat positiva.
- Entre tots dos elèctrodes s'estableix una diferència de potencial i els electrons circulen de l'ànode al càtode pel circuit exterior.
- El valor màxim d'aquesta diferència de potencial de la pila (quan la intensitat de corrent és zero) és la seva força electromotriu FEM (E_{pila}).

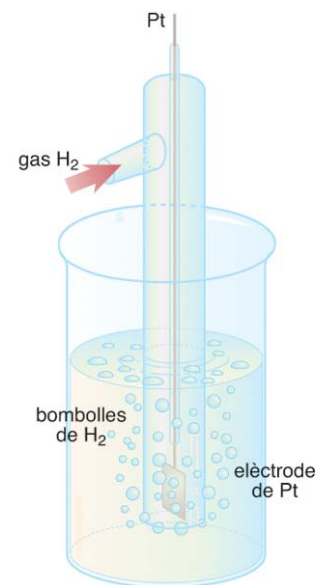


Piles (cel·les galvàniques)

Tipus d'elèctrodes en una pila

Depenen de la naturalesa del parell redox implicat en cada semireacció:

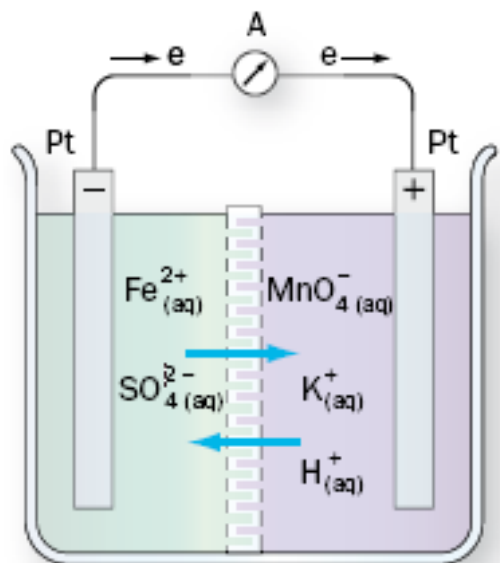
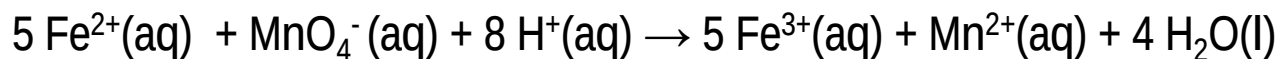
- Un metall i l'ió metàl·lic corresponent: el mateix metall fa d'elèctrode. És el cas de la làmina de Zn i Cu de la pila Daniell.
- Dos ions en dissolució: es necessita un element conductor que permeti el pas d'electrons, però que sigui inert a la reacció (elèctrodes inerts) com el grafit i el platí.
- Una espècie iònica en dissolució i un gas: s'utilitzen els elèctrodes de gasos que consisteixen en un tub de vidre amb un fil de platí a l'interior que acaba en forma de placa per augmentar la superfície de reacció. L'elèctrode s'introdueix parcialment en la dissolució i per l'orifici que hi ha a la part superior del tub de vidre, s'injecta l'element gasós, el qual es fa bombollear a la dissolució.



Piles (cel·les galvàniques)

(-) ànode (oxidació): $5 \text{Fe}^{2+} \rightarrow 5 \text{Fe}^{3+} + 5 \text{e}^-$

(+) càtode (reducció): $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$



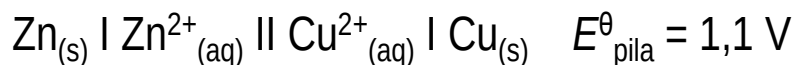
elèctrodes inerts de platí

Pila amb paret porosa

Piles (cel·les galvàniques)

Notació simplificada de les piles

Veiem primer com es representa per a la pila Daniell:



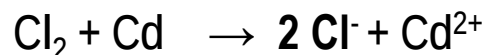
Notació de les piles	
A / B ([B])	// C ([C]) / D
Ànode	Càtode
A i D són espècies reduïdes i B i C són espècies oxidades	

- a) Una sola línia vertical $\mid$ indica separació de fases.
- b) La doble línia vertical $\parallel$ indica separació de les dues semireaccions o semipiles. Representa, per tant, el pont salí o paret porosa.
- c) L'elèctrode de l'esquerra és l'ànode. Hi té lloc la semireacció d'oxidació i és el pol negatiu de la pila.
L'elèctrode de la dreta és el càtode. Hi té lloc la semireacció de reducció i és el pol positiu.
El flux d'electrons, a través del circuit exterior, va d'esquerra a dreta.
- d) La fem de la pila s'indica al final de la notació (a la dreta).
- e) Si les concentracions dels ions no són les estàndard, s'han d'especificar al costat dels símbols corresponents. Condicions estàndard: 1 M, 10^5 Pa, 25 °C.

Piles (cel·les galvàniques)

Notació simplificada de les piles

Quins elèctrodes utilitzarem per a cadascuna de les semireaccions que formen la reacció següent?



(-) ànode (oxidació): $\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^-$  el cadmi metàl·lic

(+) càtode (reducció): $\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$  elèctrode de gasos



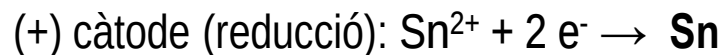
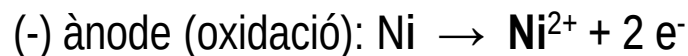
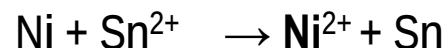
Notació de les piles	
A / B ([B])	// C ([C]) / D
Ànode	Càtode
A i D són espècies reduïdes i B i C són espècies oxidades	

 Hi ha excepcions!!!
(quan tenim un gas)

Piles (cel·les galvàniques)

Notació simplificada de les piles

Escriu el diagrama de pila suposant que hi ha un pont salí per a la següent reacció:



Activitats 5 i 6 Pàg 241
(enunciat 6b erroni)

Força electromotriu d'una pila (FEM)

En unir dues semipiles mitjançant un fil conductor es crea una diferència de potencial que és la responsable del flux d'electrons des de l'ànode fins al càtode.

Si la diferència de potencial entre elèctrodes és nul·la, no hi ha moviment d'electrons (no hi ha redox). Com més gran sigui la diferència de potencial, major capacitat per produir un flux constant d'electrons.

El valor màxim d'aquesta diferència de potencial de la pila (quan la intensitat de corrent és zero) és la seva força electromotriu FEM (E_{pila}).

La FEM depèn de:

- la naturalesa de les espècies que reaccionen a cada semipila,
- de la concentració o pressió, i
- de la temperatura.

FORÇA ELECTROMOTRIU ESTÀNDARD D'UNA PILA, E° , és la diferència de potencial que es crea entre els elèctrodes d'una pila a 25 °C, quan la concentració de les espècies químiques implicades en el procés és 1 M i la pressió de les espècies gasoses és de 10^5 Pa.

Força electromotriu d'una pila. Potencials normals de reducció

Podem calcular la FEM d'una pila a partir dels potencials normals de reducció dels elèctrodes:

$$E^{\circ}_{pila} = E^{\circ}_{càtode} - E^{\circ}_{ànode}$$

Una pila és viable (reacció espontània) si $E^{\circ}_{pila} > 0$

De manera arbitrària, es va triar com a elèctrode de referència l'elèctrode d'hidrogen i se li va assignar un potencial normal de reducció de 0 V:

$$E^{\circ}(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0$$

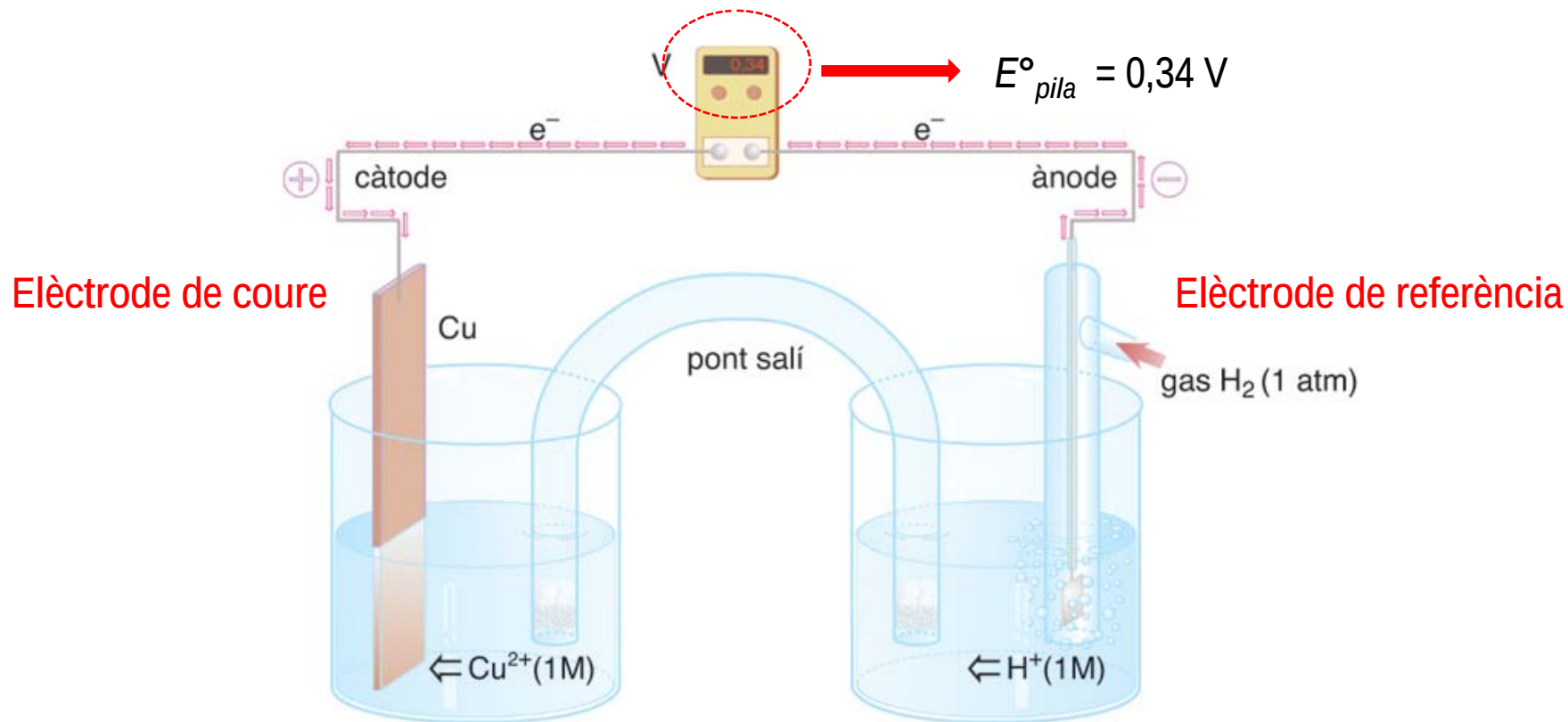
Per tant, per calcular l' E° del càtode o de l'ànode hem de mesurar la fem de la pila formada per l'elèctrode problema i el d'hidrogen, posant aquest com a ànode o càtode segons correspongui. Aleshores:

$$\begin{aligned} E^{\circ}_{ànode} &= -E^{\circ}_{pila} \\ E^{\circ}_{càtode} &= E^{\circ}_{pila} \end{aligned}$$

Animació per el càlcul de la FEM (E°_{pila}) de diferents reaccions electroquímiques de forma que podem veure si seran espontànies o no. (en anglès)

http://employees.oneonta.edu/viningwj/sims/standard_potentials_s.html

Força electromotriu d'una pila. Potencials normals de reducció

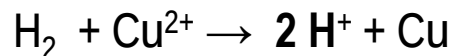


$$E^{\circ}_{pila} = E^{\circ}_{càtode} - E^{\circ}_{ànode} = E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^{\circ}(\text{H}^{+}/\text{H}_2) = E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = + 0,34 \text{ V}$$

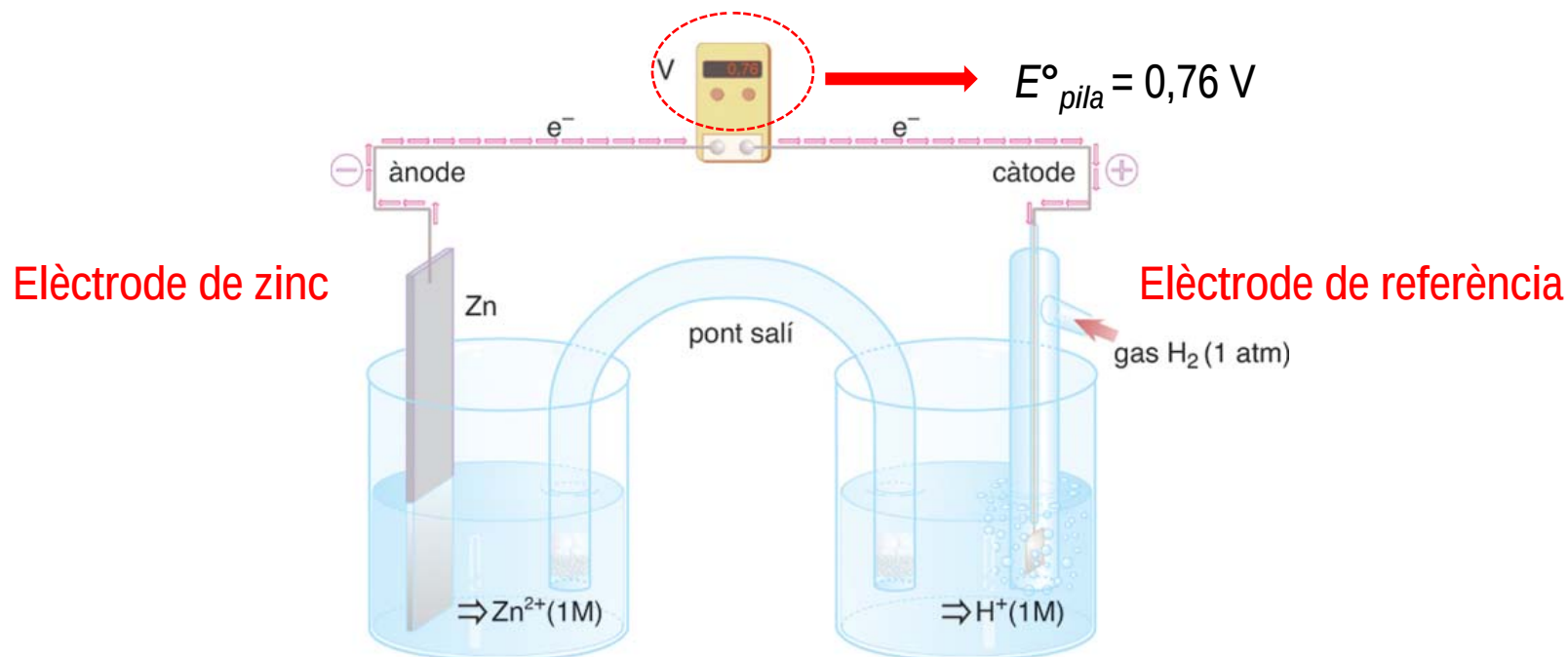
$$E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = + 0,34 \text{ V}$$

(-) ànode (oxidació): $\text{H}_2 \rightarrow 2 \text{H}^{+} + 2 \text{e}^{-}$

(+) càtode (reducció): $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}$



Força electromotriu d'una pila. Potencials normals de reducció

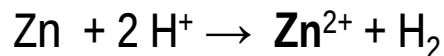


$$E^{\circ}_{pila} = E^{\circ}_{càtode} - E^{\circ}_{ànode} = E^{\circ}(\text{H}^+/\text{H}_2) - E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 0 - E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 0,76 \text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$$

(-) ànode (oxidació): $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$

(+) càtode (reducció): $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$



Força electromotriu d'una pila.

Potencials normals de reducció

Standard Reduction Potentials at 25°C

	Reduction Half-Reaction	E° (V)	
 Stronger oxidizing agent	$F_2(g) + 2 e^- \longrightarrow 2 F^-(aq)$	2.87	Weaker reducing agent 
	$H_2O_2(aq) + 2 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow 2 H_2O(l)$	1.78	
	$MnO_4^-(aq) + 8 H^+(aq) + 5 e^- \longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 4 H_2O(l)$	1.51	
	$Cl_2(g) + 2 e^- \longrightarrow 2 Cl^-(aq)$	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	
	$Br_2(l) + 2 e^- \longrightarrow 2 Br^-(aq)$	1.09	
	$Ag^+(aq) + e^- \longrightarrow Ag(s)$	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	
	$I_2(s) + 2 e^- \longrightarrow 2 I^-(aq)$	0.54	
	$O_2(g) + 2 H_2O(l) + 4 e^- \longrightarrow 4 OH^-(aq)$	0.40	
	$Cu^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Cu(s)$	0.34	
	$Sn^{4+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Sn^{2+}(aq)$	0.15	
	$2 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow H_2(g)$	0	
Weaker oxidizing agent	$Pb^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Pb(s)$	-0.13	
	$Ni^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Ni(s)$	-0.26	
	$Cd^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Cd(s)$	-0.40	
	$Fe^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Fe(s)$	-0.45	
	$Zn^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Zn(s)$	-0.76	
	$2 H_2O(l) + 2 e^- \longrightarrow H_2(g) + 2 OH^-(aq)$	-0.83	
	$Al^{3+}(aq) + 3 e^- \longrightarrow Al(s)$	-1.66	
	$Mg^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Mg(s)$	-2.37	
	$Na^+(aq) + e^- \longrightarrow Na(s)$	-2.71	Stronger reducing agent
	$Li^+(aq) + e^- \longrightarrow Li(s)$	-3.04	

Força electromotriu d'una pila. Potencials normals de reducció

Semireacció a l'elèctrode				Potencial normal de reducció E°	
Li ⁺	+	1 e ⁻	→	Li	- 3,05
Cs ⁺	+	1 e ⁻	→	Cs	- 3,02
K ⁺	+	1 e ⁻	→	K	- 2,92
Ba ²⁺	+	2 e ⁻	→	Ba	- 2,90
Sr ²⁺	+	2 e ⁻	→	Sr	- 2,89
Ca ²⁺	+	2 e ⁻	→	Ca	- 2,87
Na ⁺	+	1 e ⁻	→	Na	- 2,71
Mg ²⁺	+	2 e ⁻	→	Mg	- 2,34
Be ²⁺	+	2 e ⁻	→	Be	- 1,85
Al ³⁺	+	3 e ⁻	→	Al	- 1,66
Mn ²⁺	+	2 e ⁻	→	Mn	- 1,18
Zn ²⁺	+	2 e ⁻	→	Zn	- 0,76
Cr ³⁺	+	3 e ⁻	→	Cr	- 0,74
Fe ²⁺	+	2 e ⁻	→	Fe	- 0,44
Cd ²⁺	+	2 e ⁻	→	Cd	- 0,40
Ni ²⁺	+	2 e ⁻	→	Ni	- 0,25
Sn ²⁺	+	2 e ⁻	→	Sn	- 0,14
Pb ²⁺	+	2 e ⁻	→	Pb	- 0,13
H ⁺	+	1 e ⁻	→	1/2 H ₂	0,00
Cu ²⁺	+	2 e ⁻	→	Cu	0,34
Cu ⁺	+	1 e ⁻	→	Cu	0,52
1/2 I ₂	+	1 e ⁻	→	I ⁻	0,54
Fe ³⁺	+	1 e ⁻	→	Fe ²⁺	0,77
Ag ⁺	+	1 e ⁻	→	Ag	0,80
Hg ²⁺	+	2 e ⁻	→	Hg	0,85
1/2 Br ₂	+	1 e ⁻	→	Br ⁻	1,06
1/2 Cl ₂	+	1 e ⁻	→	Cl ⁻	1,36
Au ³⁺	+	3 e ⁻	→	Au	1,50
1/2 F ₂	+	1 e ⁻	→	F ⁻	2,87

Com més elevat sigui el valor de E° (M^{n+}/M), més gran és el caràcter oxidant de l'element.

En una pila, el càtode serà l'elèctrode amb el valor més gran de E° (M^{n+}/M).

agent oxidant més fort
(+ tendència a reduir-se)

Força electromotriu d'una pila. Potencials normals de reducció

Semireacció a l'electrode	Potencial normal de reducció E° (V)
$\text{H}_3\text{PO}_3 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	-0,59
$\text{H}_2\text{PO}_3 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	-0,20
$\text{SO}_3^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,17
$\text{H}_2\text{SO}_3 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	0,20
$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow \text{S} + 3 \text{H}_2\text{O}$	0,45
$\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{AsO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	0,56
$\text{HNO}_3 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,93
$\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$	0,96
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	0,99
$\text{ClO}_4^- + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,00
$\text{IO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow 1/2 \text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$	1,19
$\text{MnO}_2 + 4 \text{H}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	1,23
$\text{ClO}_3^- + 3 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{HClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1,23
$\text{ClO}_2 + 6 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow 1/2 \text{Cl}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$	1,45
$\text{PbO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	1,47
$\text{BrO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow 1/2 \text{Br}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$	1,52
$\text{HBrO} + \text{H}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow 1/2 \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1,59
$\text{HClO} + \text{H}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow 1/2 \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1,64
$\text{MnO}_4^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	1,67
$\text{O}_3 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,07

$\text{Li}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$	-3,05
$\text{Cs}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Cs}$	-3,02
$\text{K}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{K}$	-2,92
$\text{Ba}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ba}$	-2,90
$\text{Sr}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sr}$	-2,89
$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ca}$	-2,87
$\text{Na}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$	-2,71
$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$	-2,34
$\text{Be}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Be}$	-1,85
$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	-1,66
$\text{Mn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}$	-1,18
$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
$\text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}$	-0,74
$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,44
$\text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cd}$	-0,40
$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$	-0,25
$\text{Sn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$	-0,14
$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$	-0,13
$\text{H}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow 1/2 \text{H}_2$	0,00
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	0,34
$\text{Cu}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	0,52
$1/2 \text{I}_2 + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{I}^-$	0,54
$\text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	0,77
$\text{Ag}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	0,80
$\text{Hg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Hg}$	0,85
$1/2 \text{Br}_2 + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Br}^-$	1,06
$1/2 \text{Cl}_2 + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$	1,36
$\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Au}$	1,50
$1/2 \text{F}_2 + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{F}^-$	2,87

agent reductor
més fort



Taula 9.1. Potencials normals de reducció d'electrode d'alguns elements.

Taula 9.2. Potencials normals de reducció d'alguns compostos.

agent oxidant més fort



Força electromotriu d'una pila. Potencials normals de reducció

Semireacció a l'elèctrode				Potencial normal de reducció E°	
Li ⁺	+	1 e ⁻	→	Li	- 3,05
Cs ⁺	+	1 e ⁻	→	Cs	- 3,02
K ⁺	+	1 e ⁻	→	K	- 2,92
Ba ²⁺	+	2 e ⁻	→	Ba	- 2,90
Sr ²⁺	+	2 e ⁻	→	Sr	- 2,89
Ca ²⁺	+	2 e ⁻	→	Ca	- 2,87
Na ⁺	+	1 e ⁻	→	Na	- 2,71
Mg ²⁺	+	2 e ⁻	→	Mg	- 2,34
Be ²⁺	+	2 e ⁻	→	Be	- 1,85
Al ³⁺	+	3 e ⁻	→	Al	- 1,66
Mn ²⁺	+	2 e ⁻	→	Mn	- 1,18
Zn ²⁺	+	2 e ⁻	→	Zn	- 0,76
Cr ³⁺	+	3 e ⁻	→	Cr	- 0,74
Fe ²⁺	+	2 e ⁻	→	Fe	- 0,44
Cd ²⁺	+	2 e ⁻	→	Cd	- 0,40
Ni ²⁺	+	2 e ⁻	→	Ni	- 0,25
Sn ²⁺	+	2 e ⁻	→	Sn	- 0,14
Pb ²⁺	+	2 e ⁻	→	Pb	- 0,13
H ⁺	+	1 e ⁻	→	1/2 H ₂	0,00
Cu ²⁺	+	2 e ⁻	→	Cu	0,34
Cu ⁺	+	1 e ⁻	→	Cu	0,52
1/2 I ₂	+	1 e ⁻	→	I ⁻	0,54
Fe ³⁺	+	1 e ⁻	→	Fe ²⁺	0,77
Ag ⁺	+	1 e ⁻	→	Ag	0,80
Hg ²⁺	+	2 e ⁻	→	Hg	0,85
1/2 Br ₂	+	1 e ⁻	→	Br ⁻	1,06
1/2 Cl ₂	+	1 e ⁻	→	Cl ⁻	1,36
Au ³⁺	+	3 e ⁻	→	Au	1,50
1/2 F ₂	+	1 e ⁻	→	F ⁻	2,87

Càlcul de la FEM de la pila Daniell:



ànode

càtode

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{càtode}} - E^\circ_{\text{ànode}}$$

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

$$= 0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ V}$$

En una pila, el càtode serà l'elèctrode amb el valor més gran de E° (M^{n+}/M).

agent oxidant més fort
(+ tendència a reduir-se)

Esponaneïtat de les reaccions redox

Una reacció redox és espontània quan la FEM (E°) de la pila que es pot construir amb els dos parells redox que la componen és positiva.

Per altra banda, l'espontaneïtat de qualsevol reacció química està determinada pel signe de la variació d'energia lliure o entalpia de Gibbs (ΔG°). Per tant, existeix una relació entre les dues magnituds que és:

$$\Delta G^\circ = -n \cdot F \cdot E^\circ$$

on n és el nombre de mols d'electrons involucrats en la reacció redox i F és la constant de Faraday.

La càrrega d'un mol d'electrons s'anomena constant de Faraday.

El seu símbol és F i el seu valor aproximat que s'utilitza a la pràctica és de 96500 C mol^{-1} .

Per tant, una reacció redox serà espontània si $E^\circ > 0$ i $\Delta G^\circ < 0$.

Corrosió dels metalls

Respondre les següents preguntes, a partir de la informació de les pàgines 220-221.

1. Què vol dir que els metalls es corroeixen?
2. Quins són els principals factors atmosfèrics que afavoreixen la corrosió?
3. Per què els materials es rovellan més en zones costaneres que en zones d'interior?
4. Per què el ferro es rovella? Quin compost es forma? Quines reaccions tenen lloc?
5. Cerca quin tipus de corrosió pateixen el coure i la plata, i quins compostos es formen.
6. Com podem prevenir la corrosió dels metalls?
7. Defineix el fenomen de la passivació. Té alguna aplicació?

Activitat personal

Data límit entrega: divendres 18 de març de 2011