



Reacciones redox



- Oxidació i reducció
- Igualació de reaccions redox
- Valoracions redox
- Piles (cel·les galvàniques)
- Força electromotriu
- Electròlisi

Oxidació

procés en el qual
una substància
perd electrons

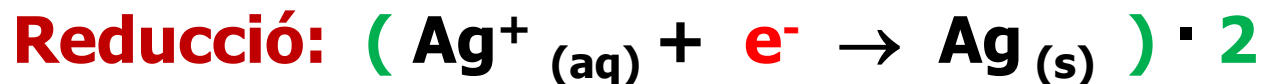
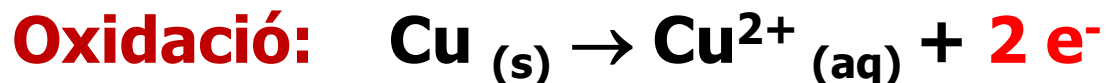


Reducció

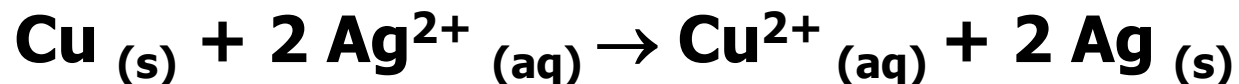
procés en el qual
una substància
guanya electrons

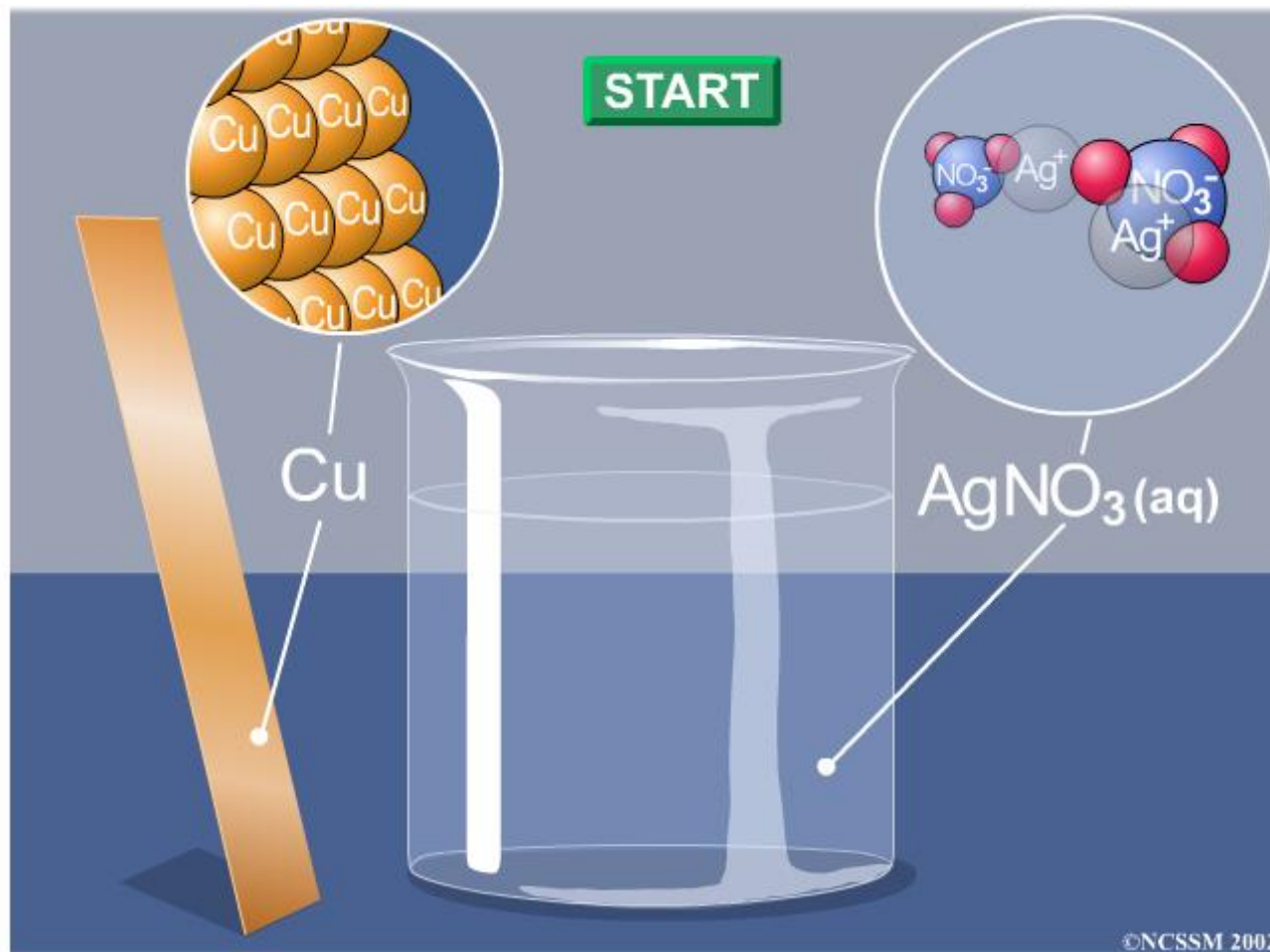
Tots dos processos, oxidació i reducció, **s'han de produir de manera simultània**; per això s'anomenen **reaccions d'oxidació-reducció (REDOX)** o **reaccions de transferència d'electrons**.

Cadascun dels processos que formen la reacció redox s'anomenen **semireaccions**:



Reacció redox global:





http://www.dlt.ncssm.edu/tiger/Flash/Stoich/SingleDisp_Reaction-MetalToMetal.html

Oxidant

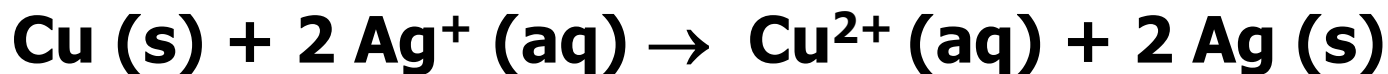
Substància que "oxida" (arrenca electrons a una altra substància).
Els oxidants es redueixen perquè guanyen electrons.

Reductor

Substància que "redueix" (cedeix electrons a una altra substància).
Els reductors s'oxiden perquè perden electrons.

Reductor

(s'oxida)



Oxidant

(es redueix)

Agents oxidants més habituals

- O_2 i O_3
- Halògens: F_2 , Cl_2 , Br_2 i I_2
- Lleixiu ($NaClO$ (aq)) i clorats (ClO_3^-)
- Àcid nítric (HNO_3) i àcid sulfúric (H_2SO_4)
- Crom hexavalent (Cr^{6+})
- Permanganat de potassi ($KMnO_4$)
- Aigua oxigenada (H_2O_2)



Agents reductors més habituals

- Carbó
- Monòxid de carboni (CO)
- Sofre i fòsfor
- Metalls com l'alumini, magnesi, sodi i potassi

Nombre d'oxidació

d'un àtom és la seva càrrega elèctrica, real o teòrica.

Cu	0
Ag ⁺	+1
Cu ²⁺	+2
Cl ⁻	-1
Cl ₂	0

Nombre d'oxidació d'**àtoms**, molècules de **substàncies elementals** i **ions monoàtomics**

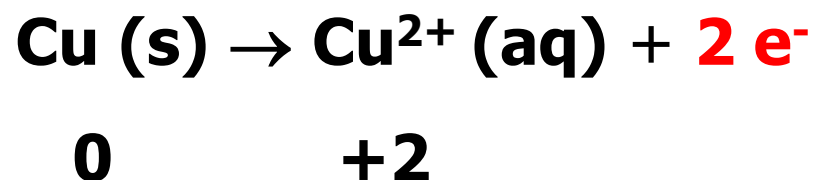
Nombre d'oxidació

Determinació del nombre d'oxidació en
molècules i en **ions poliatòmics**

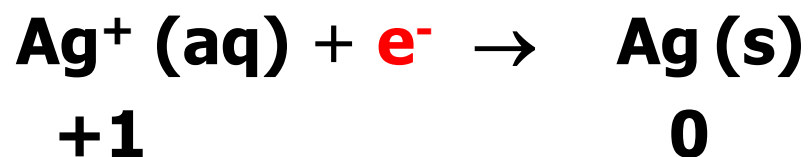
H_2O	$\text{H} = +1 ; \text{O} = -2$
HClO	$\text{H} = +1 ; \text{O} = -2 ; \text{Cl} = +1$
HClO_3	$\text{H} = +1 ; \text{O} = -2 ; \text{Cl} = +5$
NO_3^-	$\text{O} = -2 ; \text{N} = +5$
KMnO_4	$\text{O} = -2 ; \text{K} = +1 ; \text{Mn} = +7$

Nombre d'oxidació

En una **oxidació** el nombre d'oxidació **augmenta**:



En una **reducció** el nombre d'oxidació **disminueix**:



Nombre d'oxidació

Les **combustions** són reaccions redox



0

0

+4 / -2 <- nombres d'oxidació

Nombre d'oxidació

Compound or ion	Oxidation state
NO_3^-	+5
N_2O_4	+4
NO_2^-	+3
NO	+2
N_2O	+1
N_2	0
NH_2OH	-1
N_2H_4	-2
NH_3	-3

This species cannot be oxidized further

This species cannot be reduced further

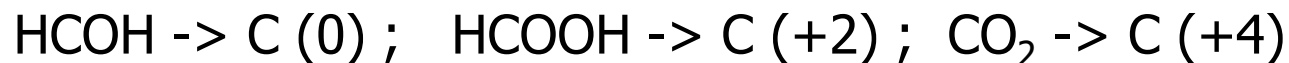
Oxidation half-reaction (reducing agent)

Reduction half-reaction (oxidizing agent)

Nombre d'oxidació dels compostos de carboni

Es pot deduir considerant que normalment el nombre d'oxidació de l'**oxigen** és **-2** i el de l'**hidrogen** és **+1**.

Exemples:



L'ordre creixent de nombre d'oxidació del carboni en els grups funcionals és:

alcà < alquè < alquí < alcohol < cetona o aldehyd < àcid carboxílic i èster



Exemples de reaccions redox

Fabricació del ferro i de l'acer

A la naturalesa el ferro es troba **en estat oxidat** (Fe^{2+} o Fe^{3+}) en diversos **minerals**:

- siderita, FeCO_3
- hematita, Fe_2O_3
- limonita, $\text{FeO}(\text{OH}) \cdot n \text{H}_2\text{O}$



limonita



hematita



siderita

Exemples de reaccions redox

Fabricació del ferro i de l'acer



En les **plantes siderúrgiques** es tracten els minerals de ferro per obtenir el metall i els seus aliatges.

En els **alts forns** els minerals que contenen ferro (II) i (III) **es redueixen amb carbó**.

Exemples de reaccions redox

Fabricació del ferro i de l'acer

Per fabricar **acer** s'ha de reduir l'alt contingut en carboni del ferro (màxim 2% de C) i eliminar impureses (S i P). Aquest conjunt de processos es denomina **afinatge**.

En funció del tipus d'acer que es vulgui obtenir s'afegeixen metalls com Mn, Ni, Cr o V .



Exemples de reaccions redox

Fabricació del ferro i de l'acer



Les vides del ferro

FITXA AUDIOVISUAL

EXPERIÈNCIES



Comparteix:



Les vides del ferro

Durada: 26min.

Programa *Quèquicom*

Idioma *Català*

Producció *TVC*

Any de producció *2007*

Àmbit *Ciències naturals, Tecnologia, Tutoria, Ciències socials, Educació artística*

Àrea *Economia de l'empresa,*

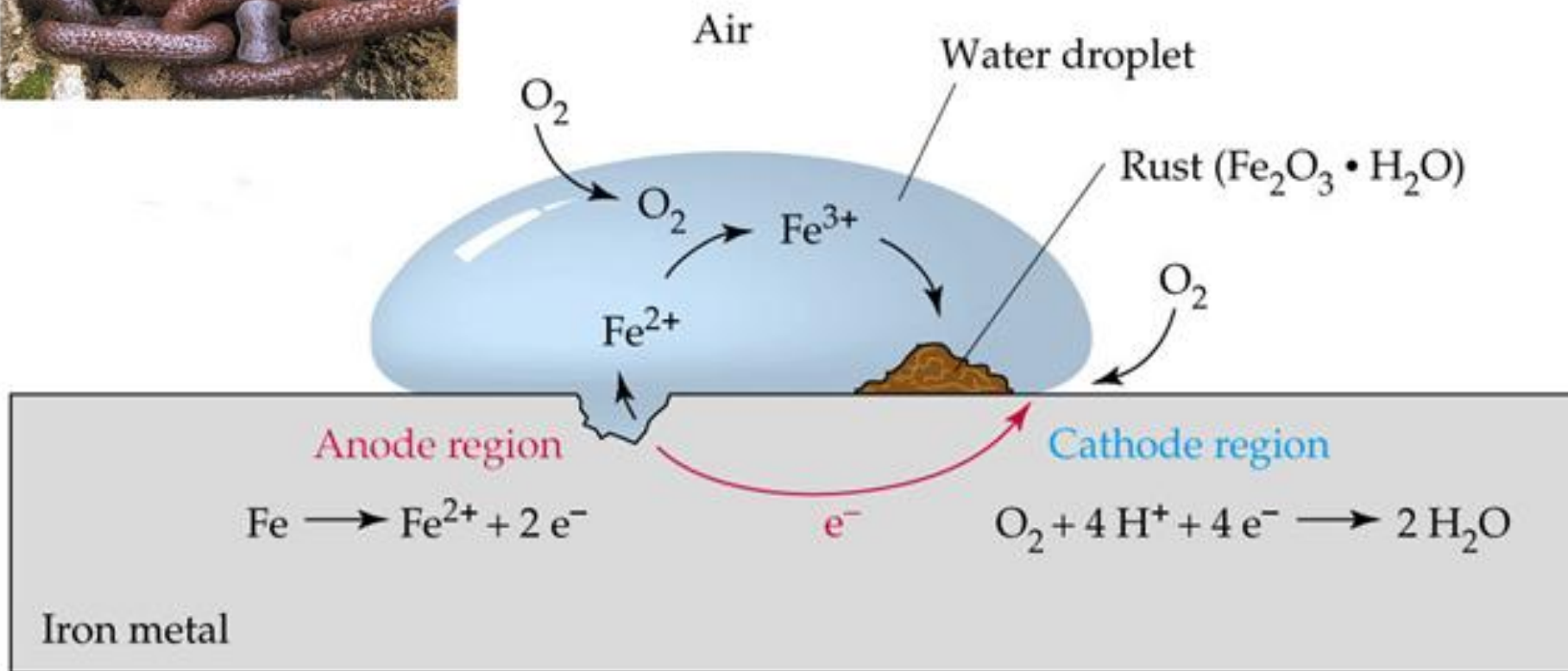
Nivell **EP** **ESO** **BT**



http://www.edu3.cat/Edu3tv/Fitxa?p_id=21547&p_ex=acer

Exemples de reaccions redox

Corrosió dels metalls



Exemples de reaccions redox

Corrosió dels metalls



Mètodes per evitar la corrosió

- **Protecció** de la superfície **amb pintura**.
- **Passivació**: formació d'una **capa protectora d'òxid del propi metall** (alumini).
- **Recobrint** de la superfície **amb un altre metall** amb poca tendència a oxidar-se (zincat, niquelat, daurat, etc.)



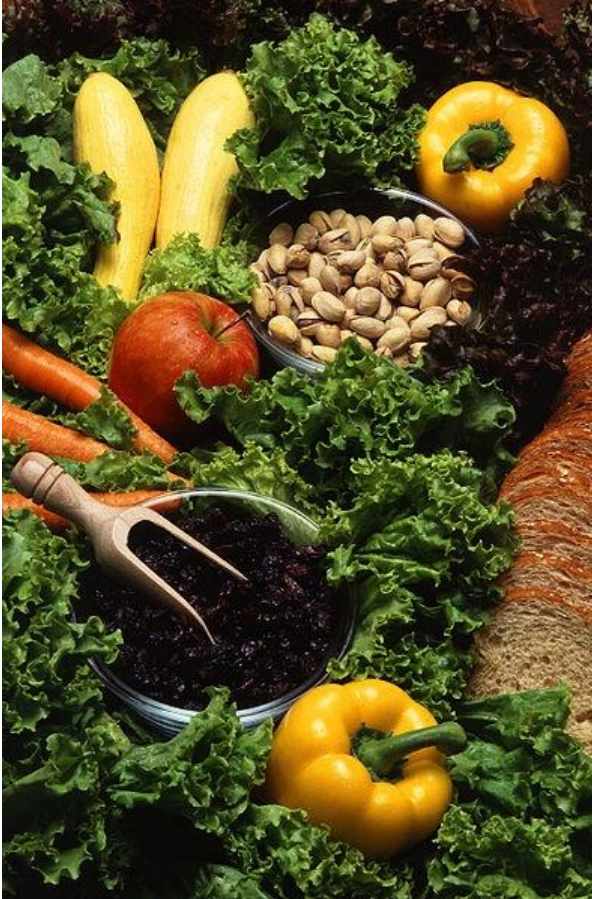
Llauna d'alumini



Objecte niquelat

Exemples de reaccions redox

Antioxidants



Fruites i verdures són
fonts d'antioxidants
naturals

Són molècules capaces d'evitar l'oxidació d'altres molècules, oxidant-se elles mateixes.

Els antioxidants tenen diverses **funcions**:

- Evitar l'estrès oxidatiu que pot danyar les cèl.lules
- Conservants d'aliments i cosmètics
- Aplicacions industrials (evitar degradació del cautxú i la gasolina)

Exemples de reaccions redox

Fotosíntesi



Procés bioquímic mitjançant el qual els organismes **fotoautòtrofs** transformen el CO_2 i l'aigua en glúcids i oxigen amb intervenció de l'energia de la llum solar.

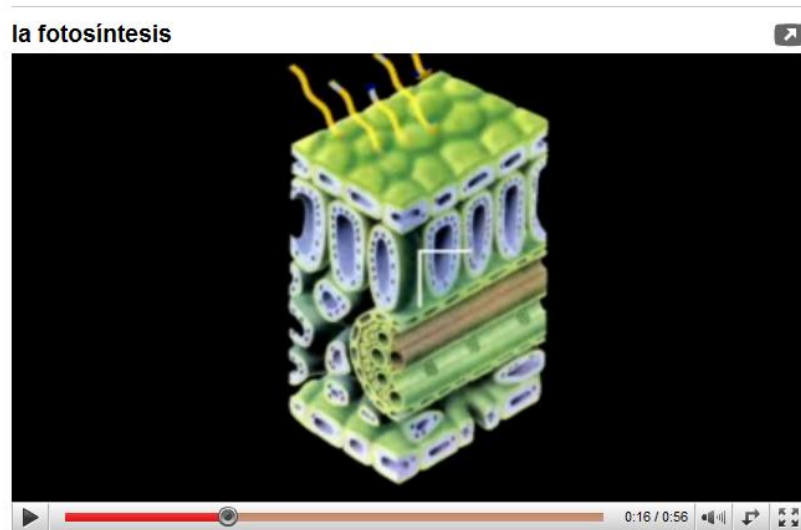
Equació general de la fotosíntesi:



En la **fase lluminosa** del procés l'energia lluminosa excita les molècules de **clorofil·la**, s'alliberen electrons i es produeix O_2 . En la **fase fosca** se sintetitza la glucosa a partir del CO_2 . Les molècules de NADPH (nicotinamida adenina dinucleòtid fosfat) i ATP (adenosin trifosfat) emmagatzemen l'energia necessària per portar a terme la reacció.

Exemples de reaccions redox

Fotosíntesi

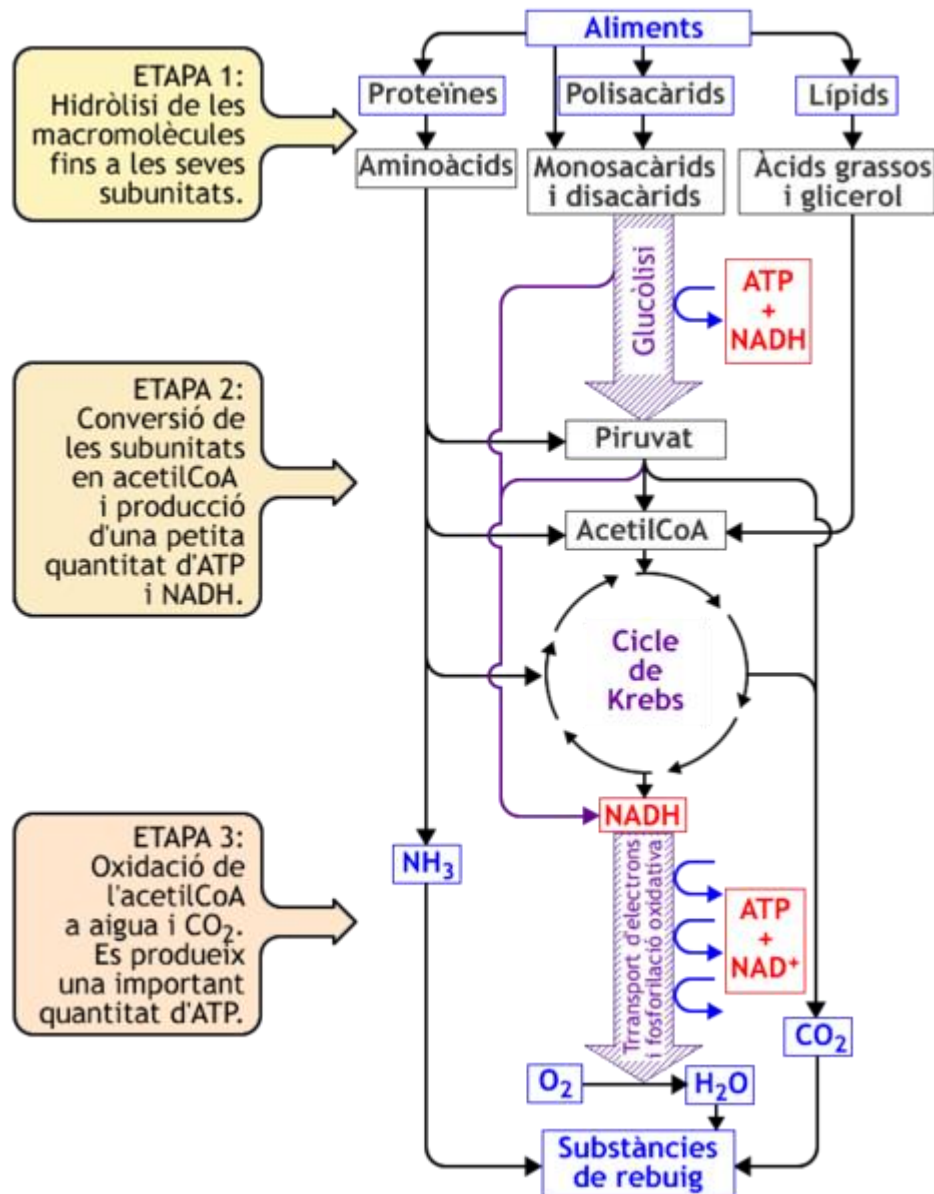


http://www.youtube.com/watch?v=BYWJHwF_yok

Vídeo amb una explicació més detallada (en anglès)

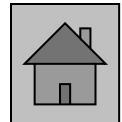
http://www.youtube.com/watch?v=hj_WKgnL6MI

Exemples de reaccions redox



Catabolisme cel·lular

El catabolisme és la part del metabolisme que consisteix en la transformació de molècules orgàniques complexes (**oxidació de glucosa, greixos, proteïnes**) en molècules senzilles i en l'emmagatzematge de l'energia química despresa en forma d'enllaços fosfat de les molècules d'ATP.



Mètode de l'ió-electró

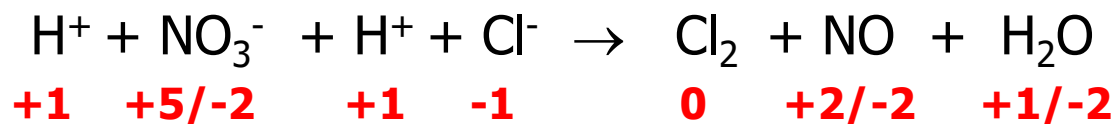
Els passos que s'han de seguir per igualar aquest tipus de reaccions són els següents (en **medi neutre o àcid**):



1. *Dissociació iònica en medi aquós:*

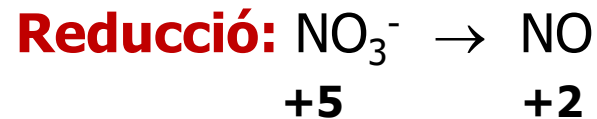
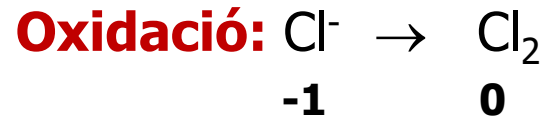


2. *Determinar nombres d'oxidació de tots els àtoms:*



Mètode de l'ió-electró

3. Identificar quina espècie s'oxida i quina es redueix i escriure les semireaccions:

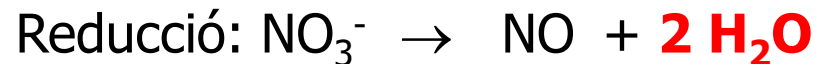


4. Igualar el nombre d'àtoms dels elements que s'oxiden i es redueixen:



Mètode de l'ió-electró

5. Igualar el nombre d'àtoms d'oxigen (afegint molècules d'aigua):

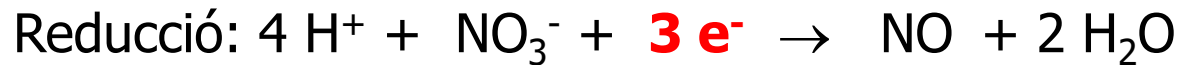
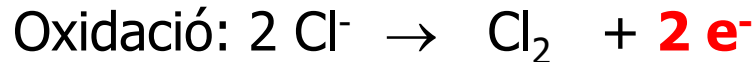


6. Igualar el nombre d'àtoms d'hidrogen (s'afegeixen protons):

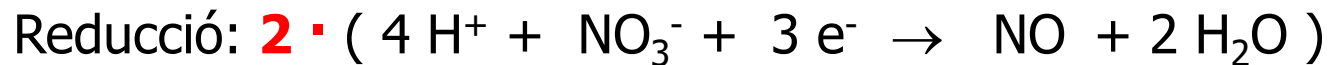


Mètode de l'ió-electró

7. *Igualar les càrregues (afegint electrons):*

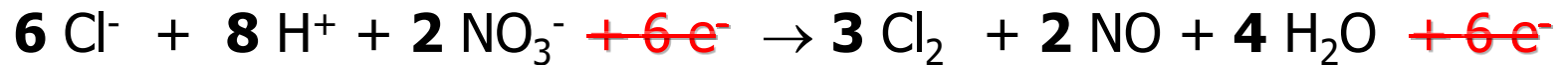
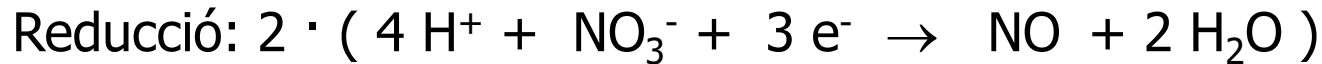


8. *Igualar el nombre d'electrons intercanviats:*



Mètode de l'ió-electró

9 . Sumar les dues semireaccions:



Aquesta és **l'equació iònica** ajustada

10. Si escau, escriure **l'equació molecular ajustada**:



Calculadora per igualar equacions químiques

Use the Calculator Below to Balance Chemical Equations

Enter Chemical Equation:

Balanced Equation: $2\text{HNO}_3 + 6\text{HCl} = 3\text{Cl}_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$

Examples of Equations you can enter:

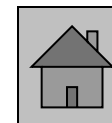
$\text{KMnO}_4 + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
 $\text{KMnO}_4 + (\text{HO}_2\text{C})_2 = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{KMn}(\text{OH})_2$
 $\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}^+ = \text{Mn}^{++} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Al} + \text{I}_2 = \text{Al}^{+++} + \text{I}^-$
 $\text{H} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{--} = \text{Cr} + \text{H}_2\text{O} + \text{e}$
 $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{V}_2\text{O}_3(\text{s}) = \text{V}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{RuCl}_3 + \text{NaOH} = \text{Bi}_2\text{Ru}_2\text{O}_7 + \text{NaNO}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Chemical Etching
Your partner for precision metal etching from South Germany
www.setztechnik-herz.com

Calcium carbonate
Ground calcium carbonate (GCC) fillers & extenders...CaCO3
www.imerys-perfamins.com/

  AdChoices 

<http://www.gregthatcher.com/Chemistry/BalanceChemicalEquations.aspx?StartsWith=S>



Volumetries redox

Permeten determinar la concentració d'un oxidant (o d'un reductor) mitjançant una reacció redox amb una dissolució de reductor (o oxidant) de concentració coneguda.



- El **punt d'equivalència** s'assoleix quan el nombre d'electrons aportats pel reductor són els necessaris per reduir completament l'espècie oxidant.
- Els materials, el procediment i els càlculs a realitzar són semblants als de les **valoracions àcid-base**.

Càlculs en les volumetries redox

$$V_{\text{oxidant}} \cdot C_{\text{oxidant}} \cdot n_{\text{oxidant}} = V_{\text{reductor}} \cdot C_{\text{reductor}} \cdot n_{\text{reductor}}$$

**Electrons guanyats
per l'oxidant**

**Electrons cedits
pel reductor**

V = Volum emprat de dissolució (L o mL)

c = concentració (mol/L)

n = nombre d'electrons guanyats o cedits

Volumetries redox

Redox Titration in Acidic Medium

1. Select the Reaction

Molarity of M

Total Volume of ml

2. Push Slider Up to Add a Volume of ml

3. After Titration, Calculate and Enter Molarity of M

OK

Dropwise

Volume of ml

Reset

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

Volumetries redox



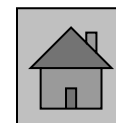
<http://www.youtube.com/watch?v=UITmVWhBu3w>

Valoració d'una mostra de ferro (II) amb una dissolució de permanganat de potassi



Quin és l'oxidant? I el reductor?

Quina substància fa d'indicador?



Cel·les galvàniques

Les **piles i generadors (cel·les galvàniques)** són dispositius mitjançant els quals obtenim **energia elèctrica** a partir d'una **reacció redox espontània**.



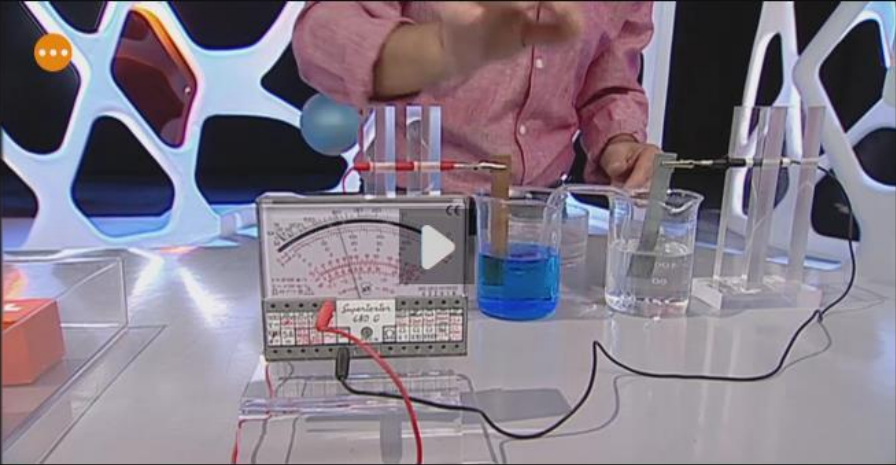
Què hem de saber sobre les piles?

- **Parts d'una pila** (ànode, catode, pont salí o paret porosa)
- **Reaccions:** oxidació (ànode) i reducció (càtode)
- **Funcionament** de les piles (moviment dels electrons i els ions)
- **Representació simplificada** de les piles
- **Tipus de piles**
- **Càlcul de la força electromotriu (E°)**



Com funciona una pila?

3 alacarta BUSCA VÍDEOS: Últims dies Per programes Per col·leccions



25:13 29:54 SD

QUÈQUICOM TOTS ELS VÍDEOS WEB DEL PROGRAMA

QQC i... l'electricitat

25/1

Temps: 22:55-26:20 min)

INSEREIX

<https://www.ccma.cat/tv3/alacarta/quequicom/qqc-i-lelectricitat/video/5663574/>

Com funcionen les piles?



Cómo funcionan las baterías - Adam Jacobson

<https://youtu.be/9OVtk6G2TnQ>



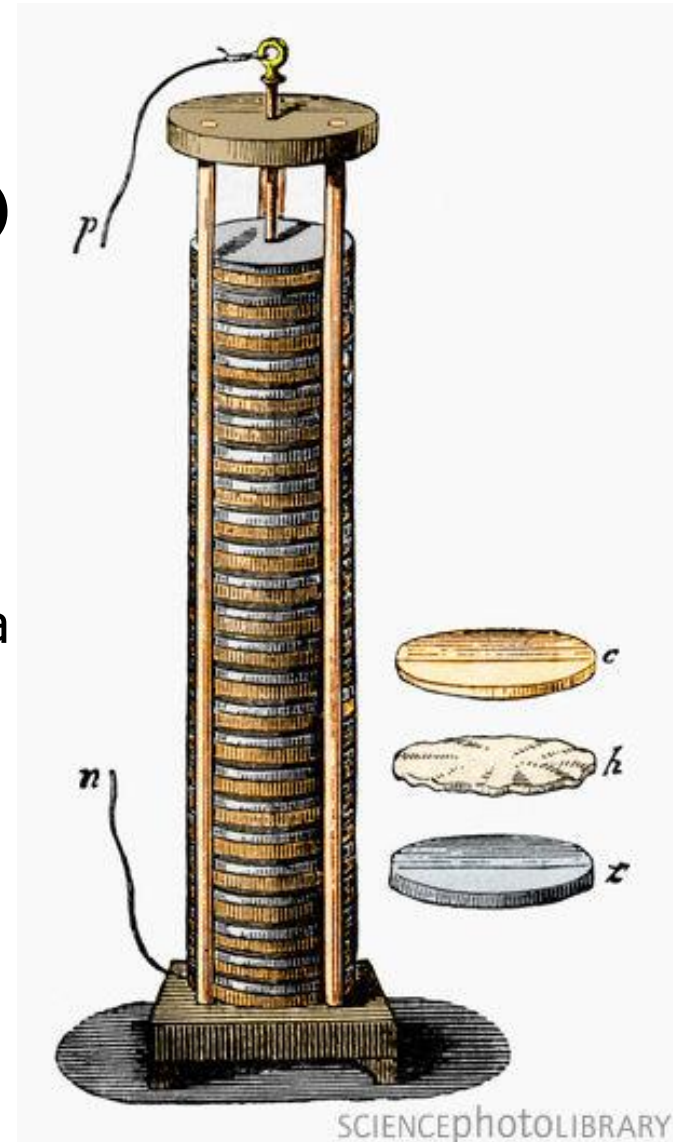
Alessandro Volta

(1745-1827)



Pila de Volta (1800)

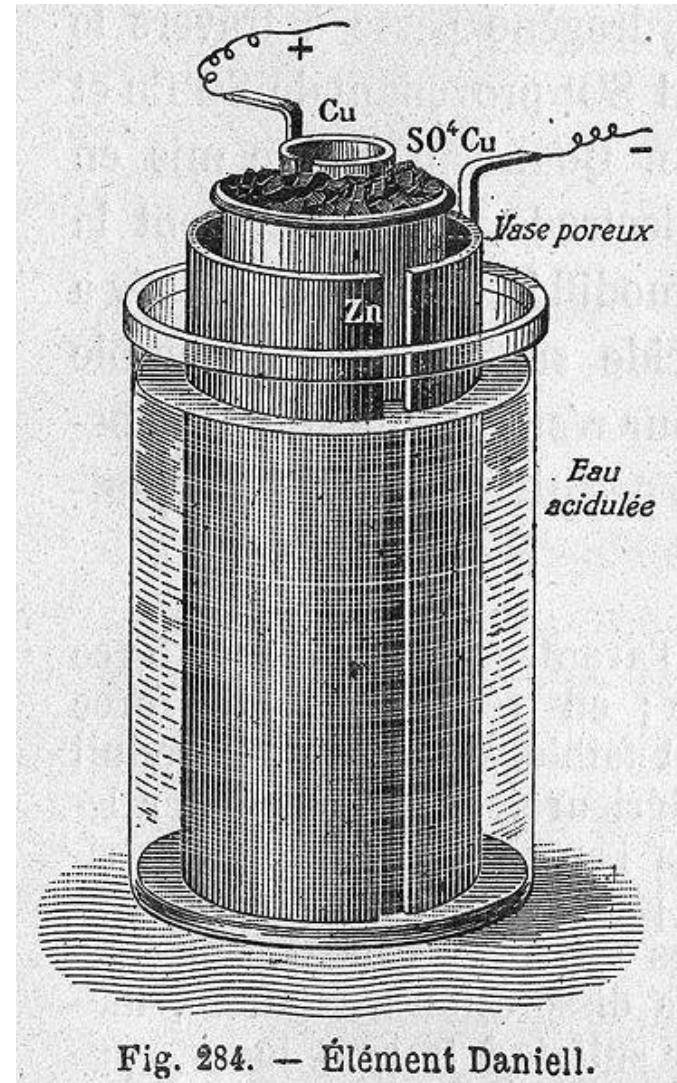
Estava formada per discos de **zinc i plata**, separats entre si per discos porosos humitejats amb una solució salina saturada



Pila Daniell (1836)



John F. Daniell
(1790-1845)



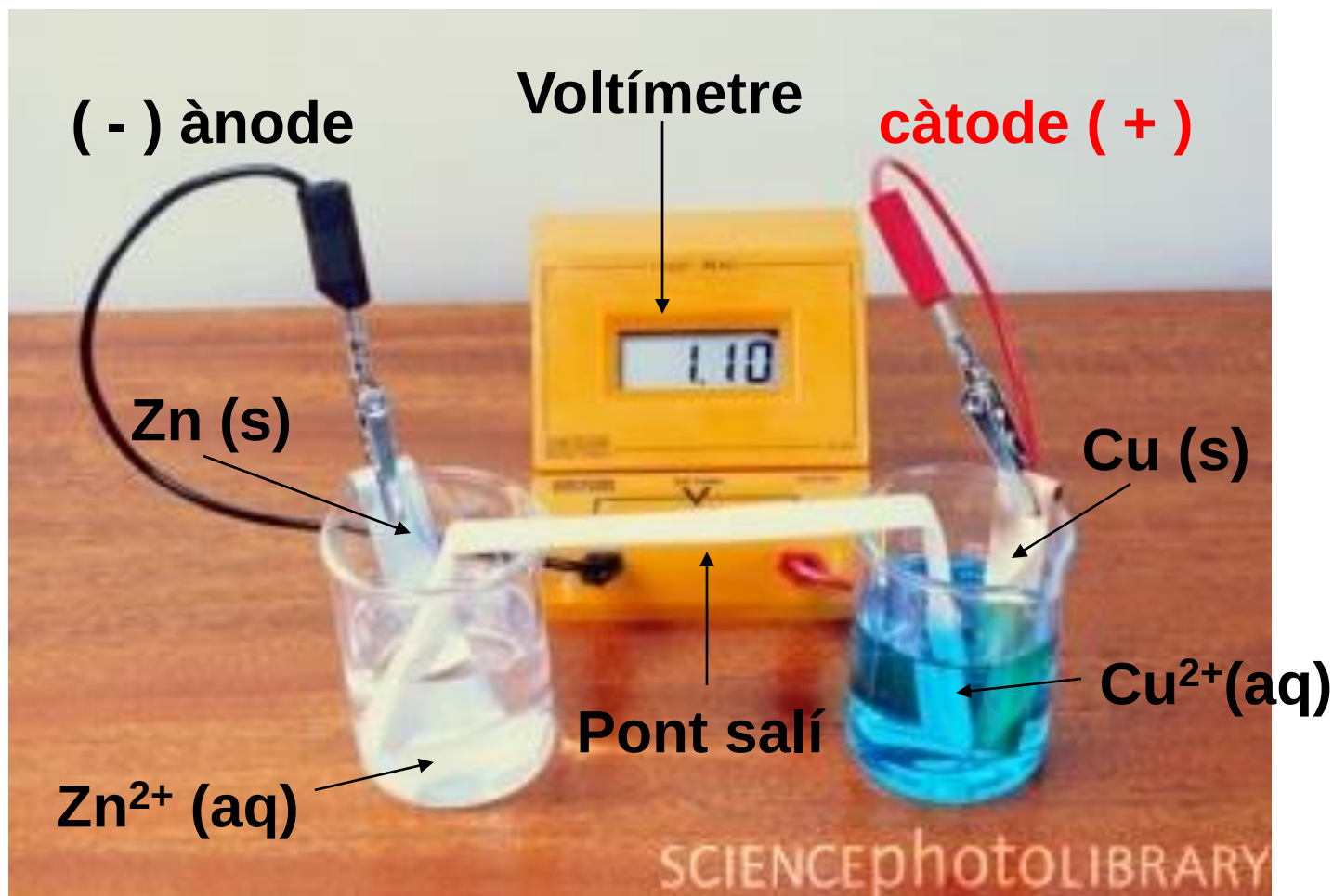
Pila Daniell

Reaccions en els elèctrodes

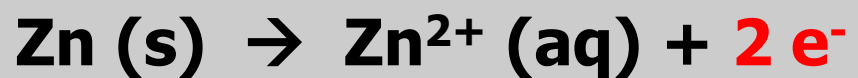
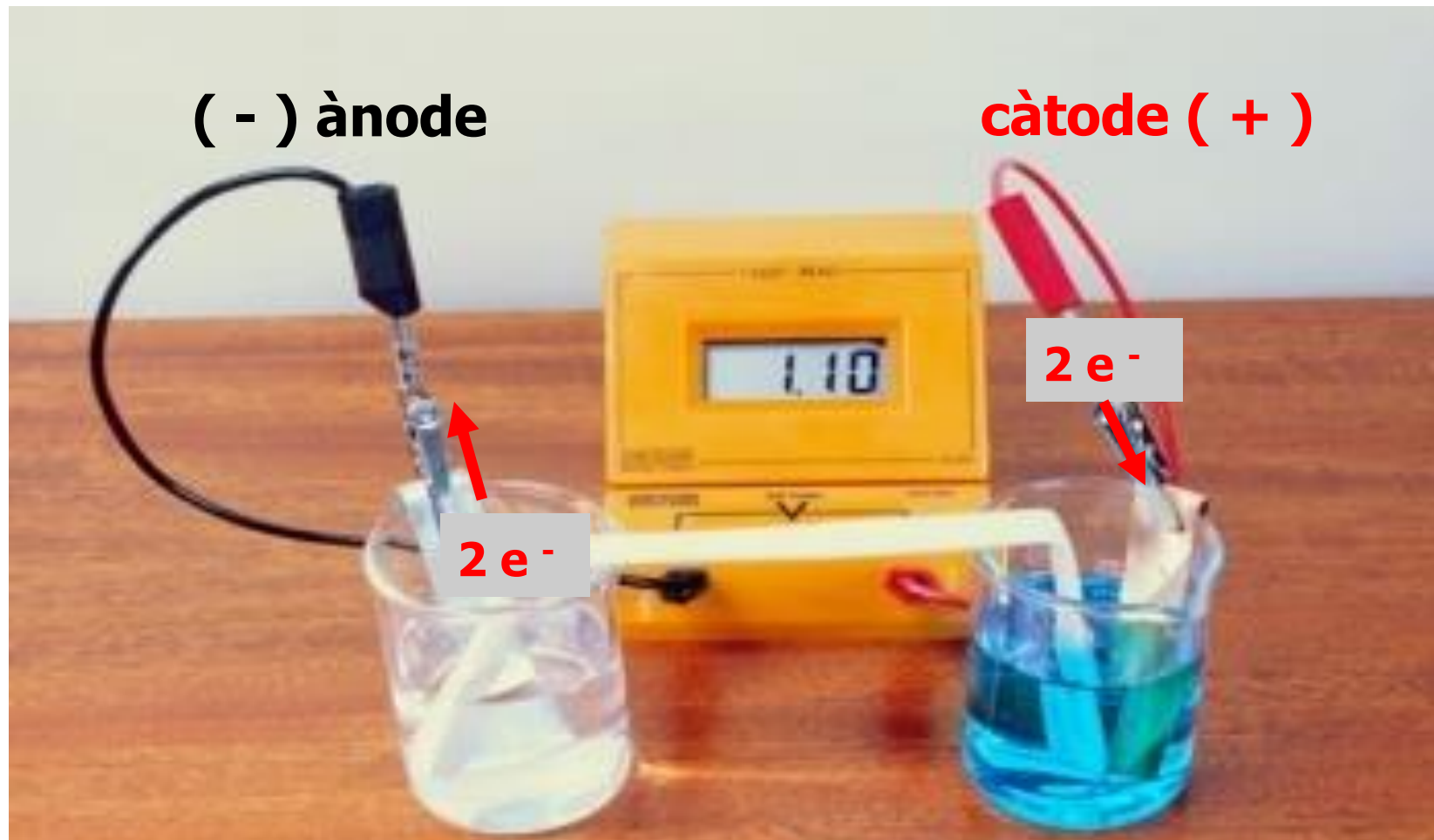
(-) ànode: oxidació $\text{Zn (s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{ e}^-$

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

Pila Daniell



Pila Daniell

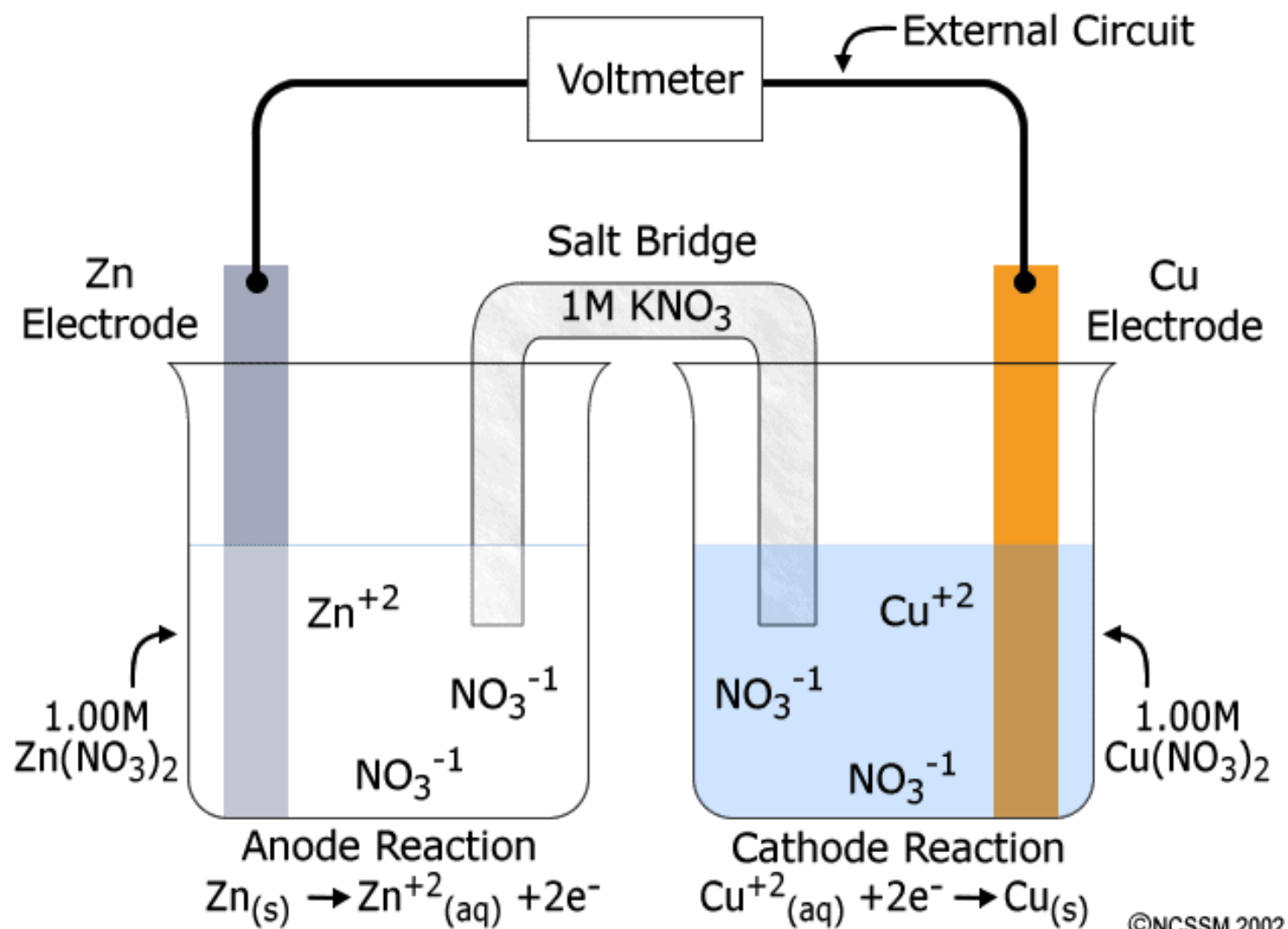


Pila Daniell

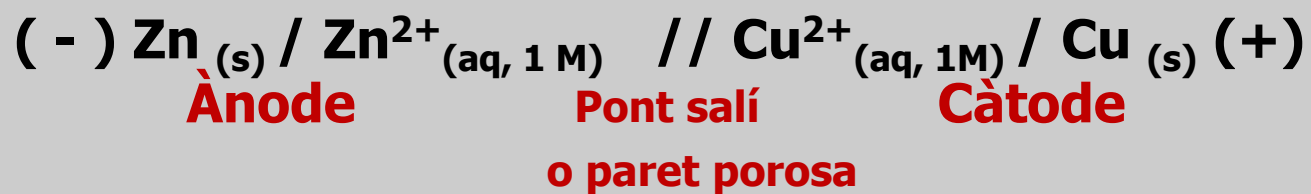
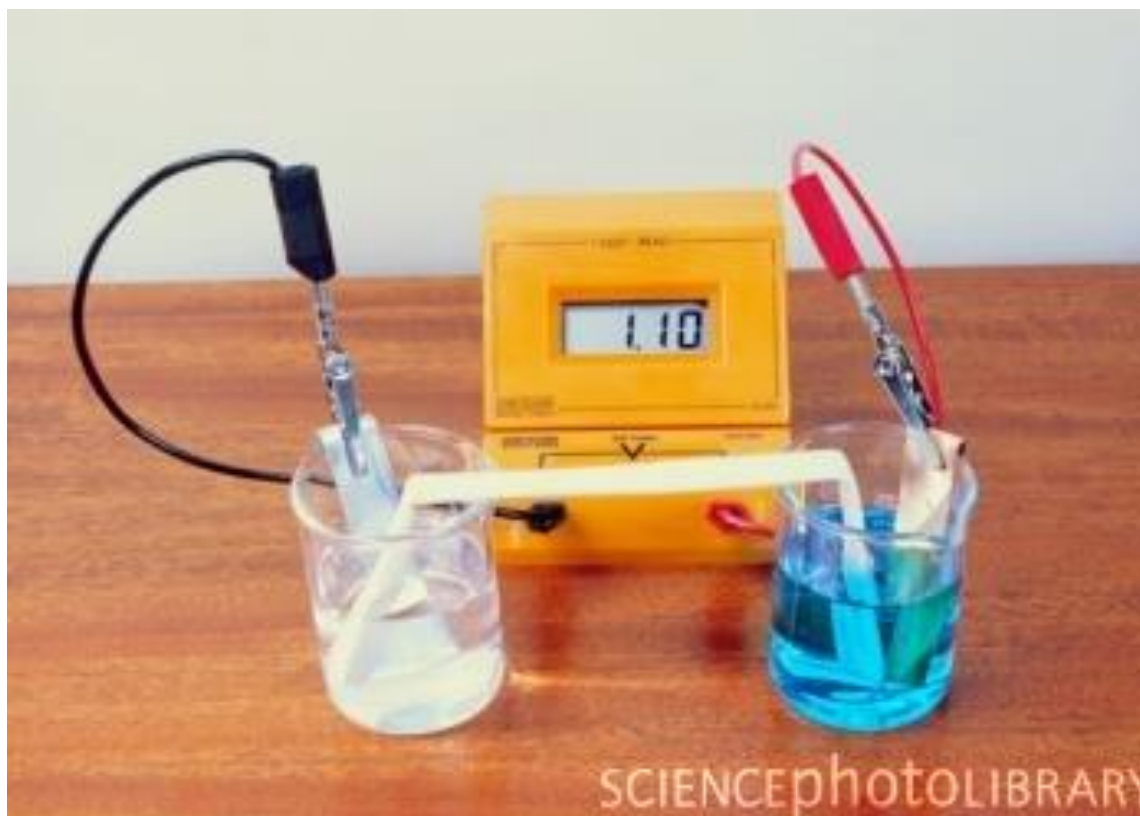
Funcionament de la pila

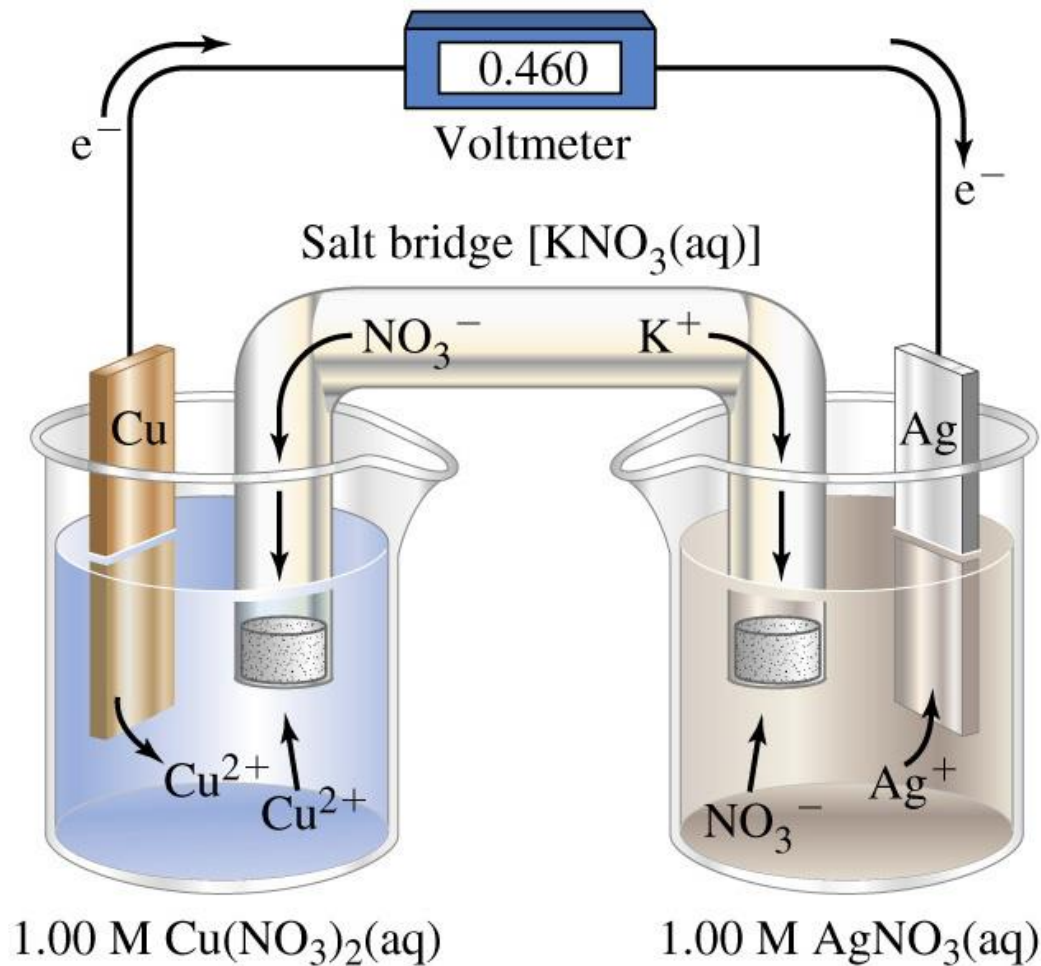
- Els **electrons** es mouen **de l'ànode al càtode** a través del fil conductor.
- El **pont salí** (o una **paret porosa**) permet el **pas d'ions per compensar les càrregues** que es formen i desapareixen a cada elèctrode.

Pila Daniell



Representació simplificada d'una pila





 **Exercici:** escriu la **representació simplificada** d'aquesta pila

Simulador de construcció de piles

ELECTROQUÍMICA

(Pt) H_2 1 atm | H^+ 1 M || Cu^{++} 1 M | Cu

ver circulación

H_2 (1 atm)

H^+ 1M

Cu^{++} 1M

Cu

0.36

$\text{H}_2 \text{H}^+$	$\text{Al} \text{Al}^{+++}$
$\text{Zn} \text{Zn}^{++}$	$\text{Cu} \text{Cu}^{++}$
$\text{Ag} \text{Ag}^+$	$\text{Fe} \text{Fe}^{+++}$
$\text{Fe} \text{Fe}^{++}$	$\text{Fe}^{++}, \text{Fe}^{+++}$
$\text{S}^- \text{S}$	$\text{Sn} \text{Sn}^{++}$

$\text{H}^+ \text{H}_2$	$\text{Al}^{+++} \text{Al}$
$\text{Zn}^{++} \text{Zn}$	$\text{Cu}^{++} \text{Cu}$
$\text{Ag}^+ \text{Ag}$	$\text{Fe}^{+++} \text{Fe}$
$\text{Fe}^{++} \text{Fe}$	$\text{Fe}^{+++}, \text{Fe}^{++}$
$\text{S} \text{S}^-$	$\text{Sn}^{++} \text{Sn}$

SALVADOR HURTADO 2008

SOME RIGHTS RESERVED

<http://labovirtual.blogspot.com/search/label/Escala%20de%20potenciales%20de%20reducci%C3%B3n>



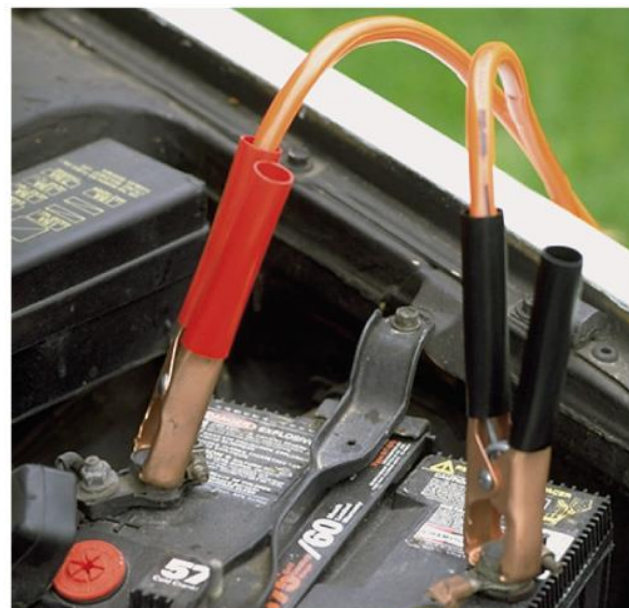
Tipus de cel·les galvàniques

Segons si la **reacció redox** és **reversible** o no, tenim:



Piles

La reacció redox és **irreversible**.
Un cop esgotats els reactius,
finalitza la reacció.



Acumuladors (bateries)

La reacció redox és **reversible**.
Si des de l'exterior es genera una
diferència de potencial les
reaccions s'inverteixen i es
regeneren els reactius inicials.

Piles i bateries

FITXA AUDIOVISUAL

EXPERIÈNCIES



Comparteix:          



Piles i bateries

Durada: 5min.

Programa *Enciclopèdia audiovisual de les Ciències i de les Tècniques (In situ). Electricitat*

Idioma *Català*

Producció *Centre National de Documentation Pédagogique (Paris), 1995*

Any de producció *1995*

Àmbit *Tecnologia*

Àrea *Electrotècnia, Tecnologia*

Nivell  

http://www.edu3.cat/Edu3tv/Fitxa?p_id=17007&p_ex=piles

Tipus de piles

consumer.es EROSKI

Información útil para la vida cotidiana



Tipo de pilas

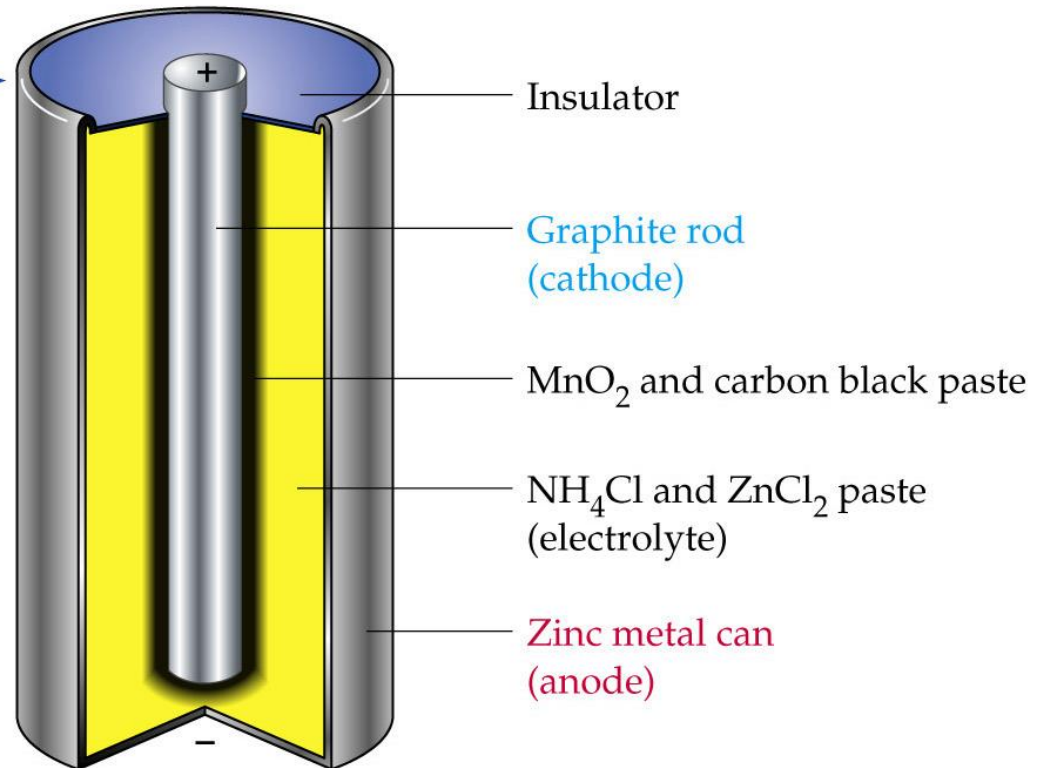
Las pilas son acumuladores de energía que generan electricidad a través de una serie de procesos químicos.

pulsa



http://www.consumer.es/web/es/medio_ambiente/urbano/2004/09/02/140162.php

Pila seca (Leclanché)



Pila seca (Leclanché)

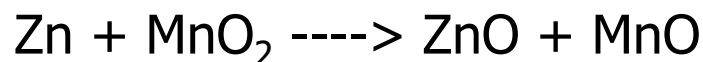
Ànode: Zn

Càtode: $\text{MnO}_2 + \text{C}$

Electròlit: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{ZnCl}_2$

Ànode: $\text{Zn} + 2 \text{OH}^- \text{ ----> } \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^-$

Càtode: $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \text{ ----> } \text{MnO} + 2\text{OH}^-$



Pila alcalina

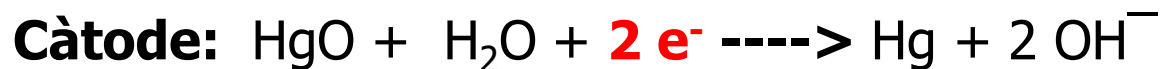
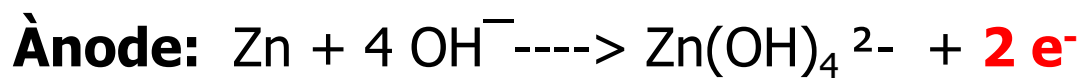
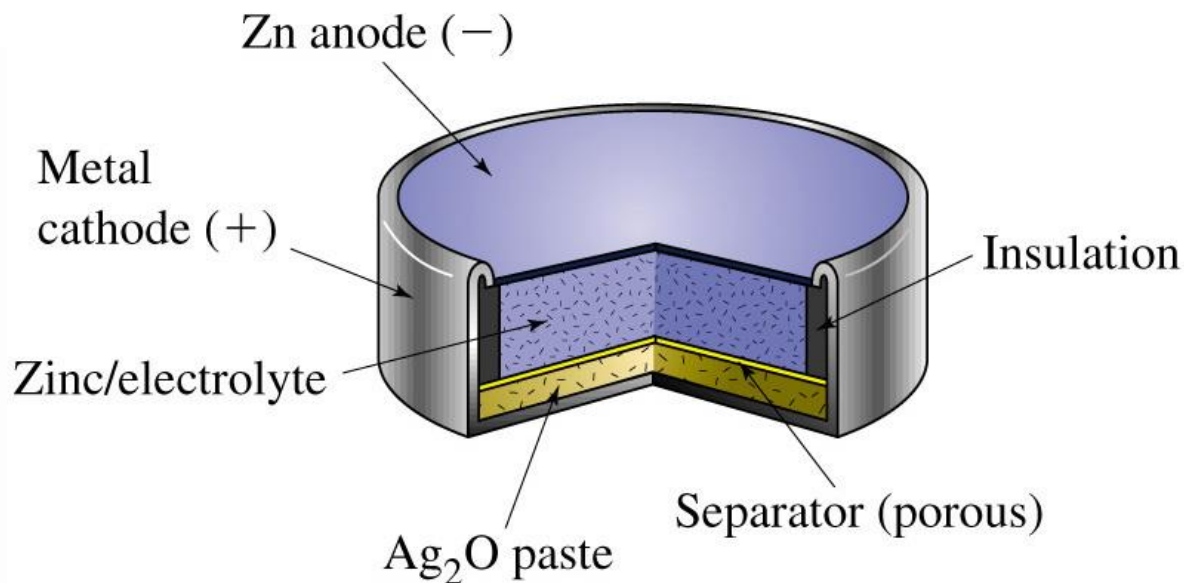
Ànode: Zn

Càtode: $\text{MnO}_2 + \text{C}$

Electròlit: KOH (30%)



Pila botó



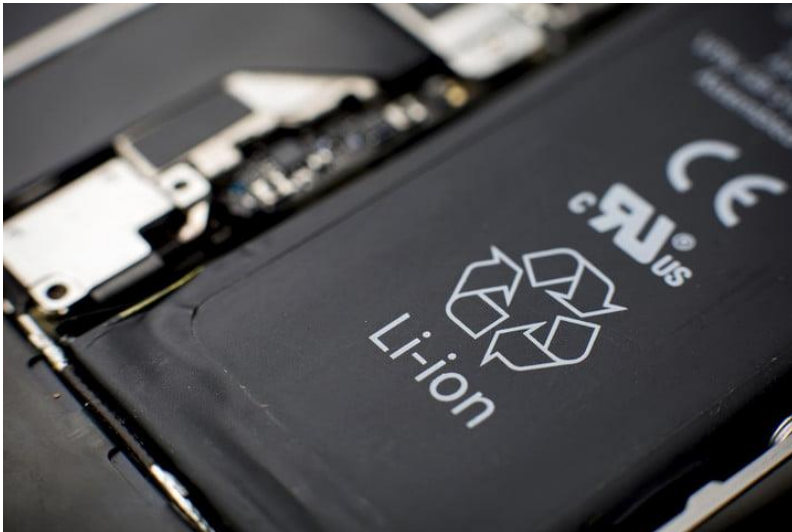
Pila recarregable (Ni-Cd)



Ànode: Cd
Càtode: NiO₂
Electròlit: KOH (30%)



Bateria telèfons mòbils (Li-ion)



Ànode: $\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + \text{e}^-$ (en carboni grafit)

Càtode: $\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$

Operation principle of a Lithium ion battery

Lithium ion batteries exhibit fast charge and discharge rates.

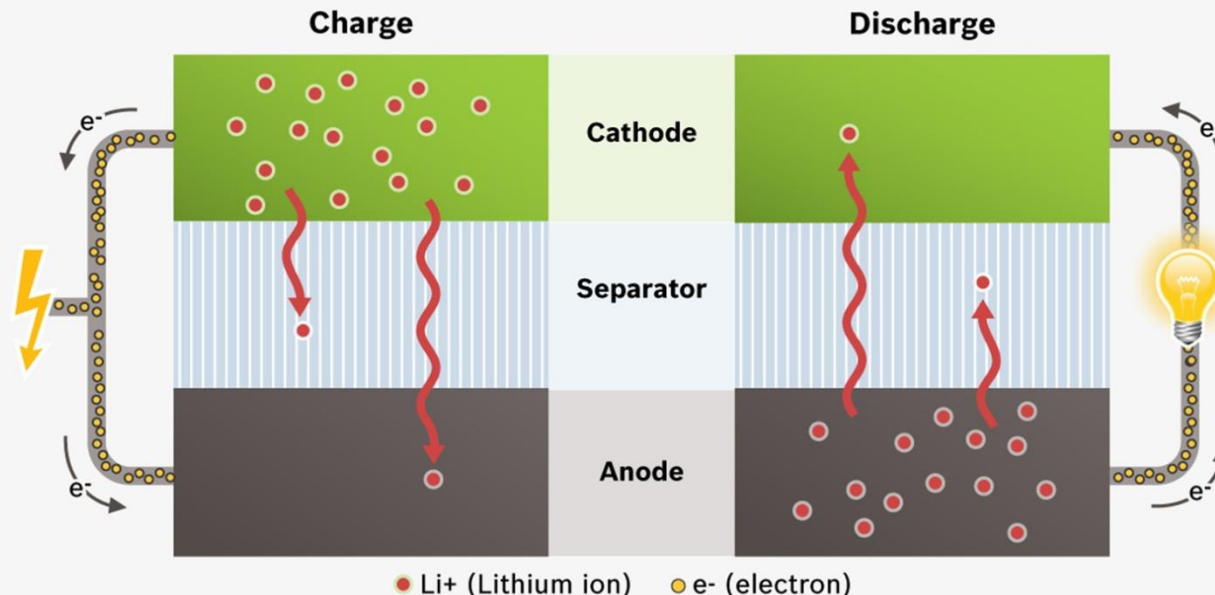


Positive electrode
(cathode) containing
Lithium metal oxides

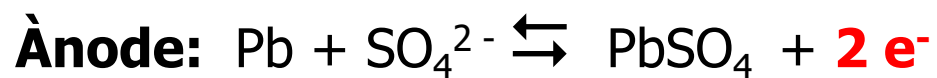
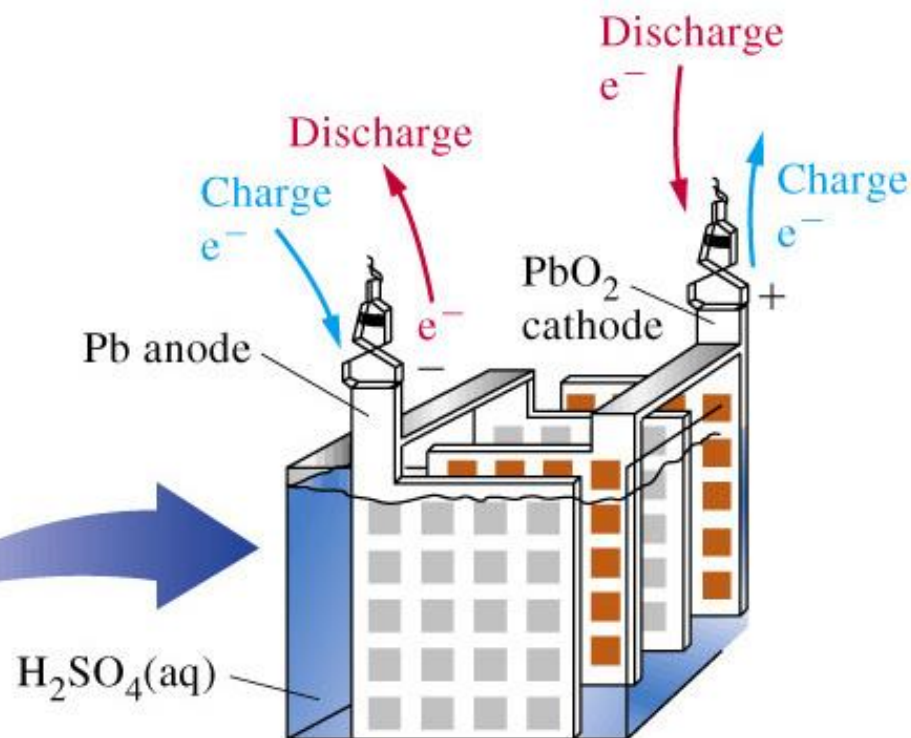
Separator
(ion permeable)

Negative electrode
(anode) comprised
of graphite

- ➔ During **charge**, Lithium ions migrate towards the negative electrode. They store electrons from an external energy source.
- ➔ During **discharge**, Lithium loses electrons in the negative electrode. These electrons drive an external load.



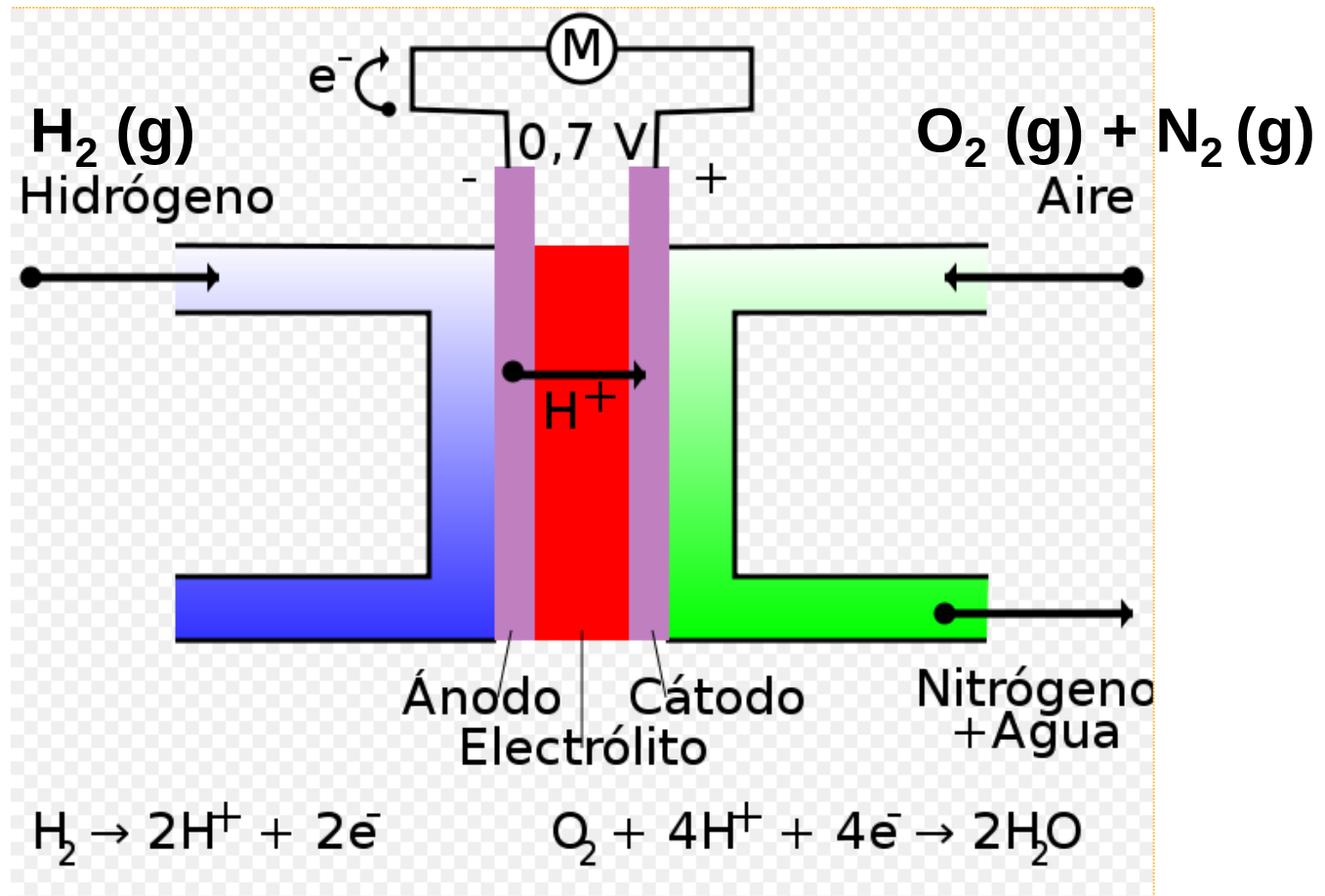
Acumulador de plom



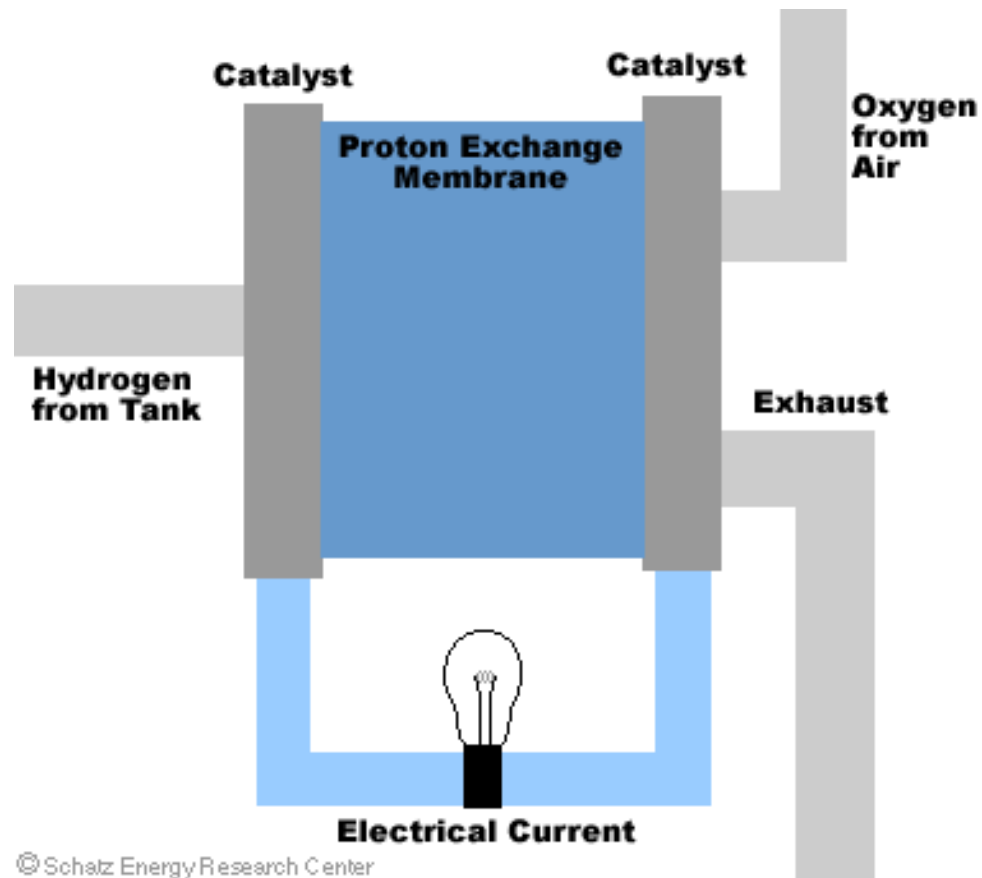
Pila de combustible



Pila de combustible

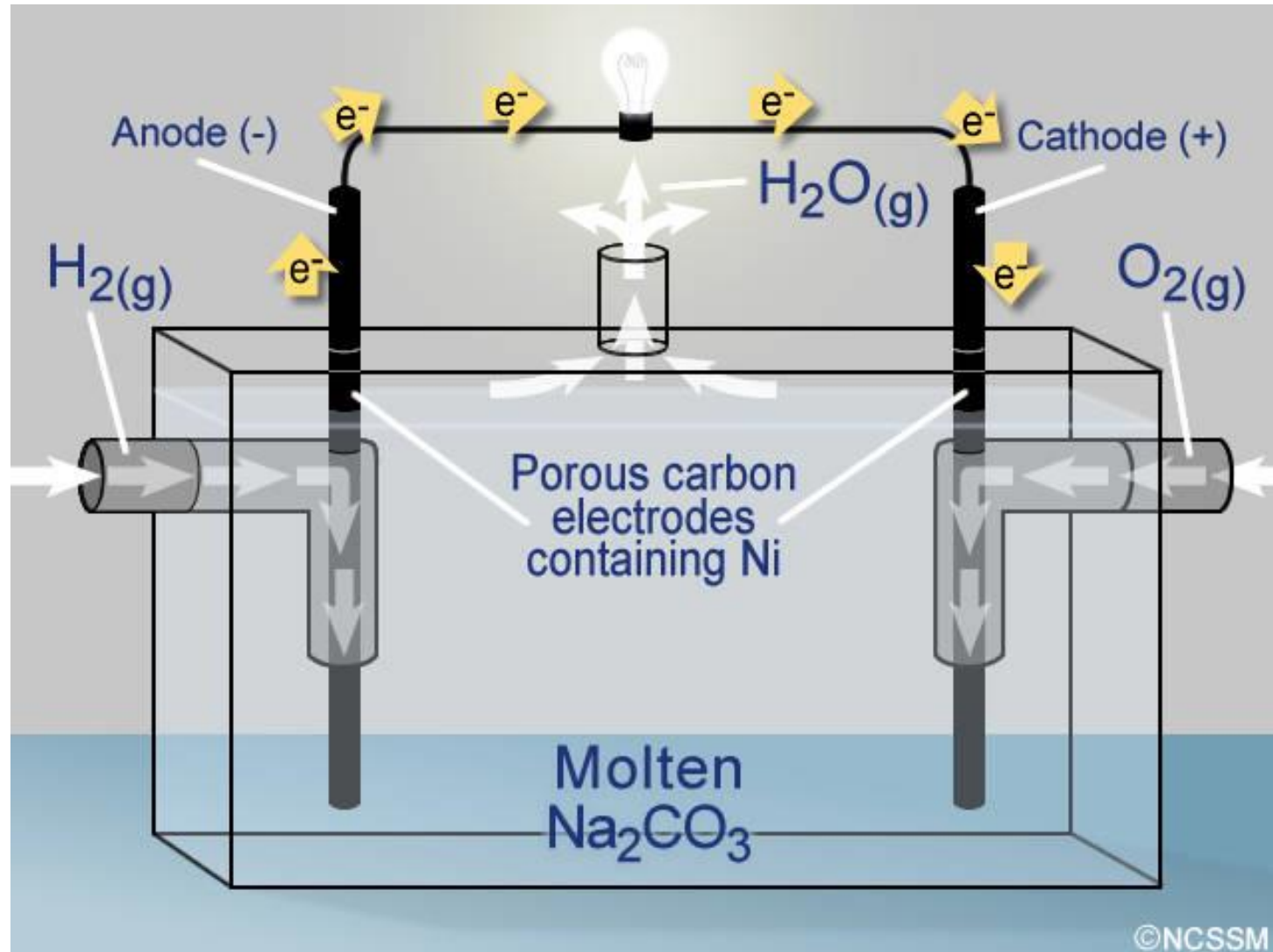


Pila de combustible

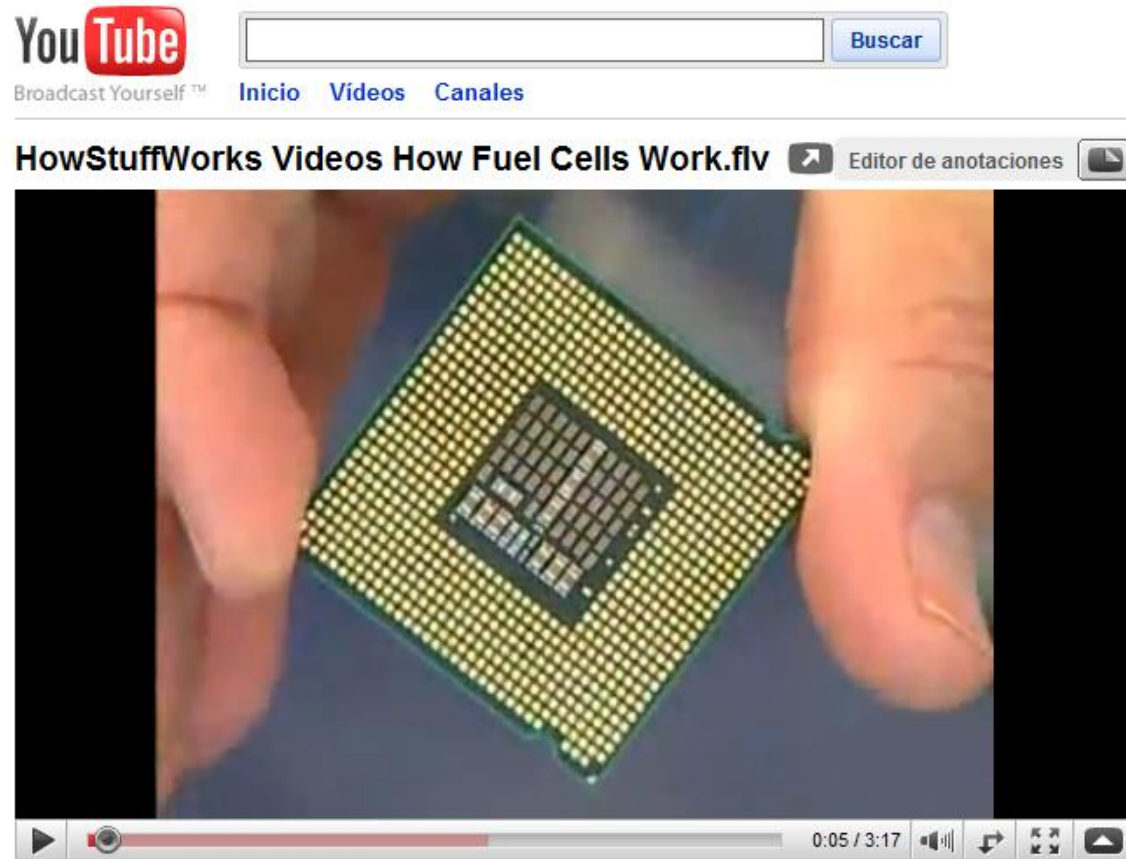


http://www.claudio-otero.cl/fuel_cells/

Pila de combustible



Pila de combustible



<http://www.youtube.com/watch?v=xxf1vHeq5rU>

Pila de combustible

Avantatges:

- Alt rendiment i eficiència (més energia amb la mateixa quantitat de combustible)
- Residus no contaminants (crema H_2 i O_2 i produeix H_2O)
- No contribueixen a l'efecte hivernacle (no produeixen CO_2)
- Funcionament silencios
- Moltes aplicacions (vehicles, indústries, vivendes, etc.)
- L'hidrogen és una font d'energia il.limitada
- No s'han de "recarregar", només cal omplir el dipòsit de combustible (hidrogen, gas natural o metanol).

Inconvenients:

- Producció d'hidrogen costosa
- Emmagatzematge (liquat) del gas hidrogen
- Actualment els cotxes amb aquesta tecnologia costen un 30% més que els convencionals
- Alguns problemes tecnològics (elevat pes de les piles, enverinament dels catalitzadors, curta vida útil, etc.)



Piles fotovoltaiques

Permeten obtenir energia elèctrica a partir d'energia lluminosa.

Cèl.lula de Grätzel

La llum solar és absorbida per un tint que conté àtoms de **ruteni**.

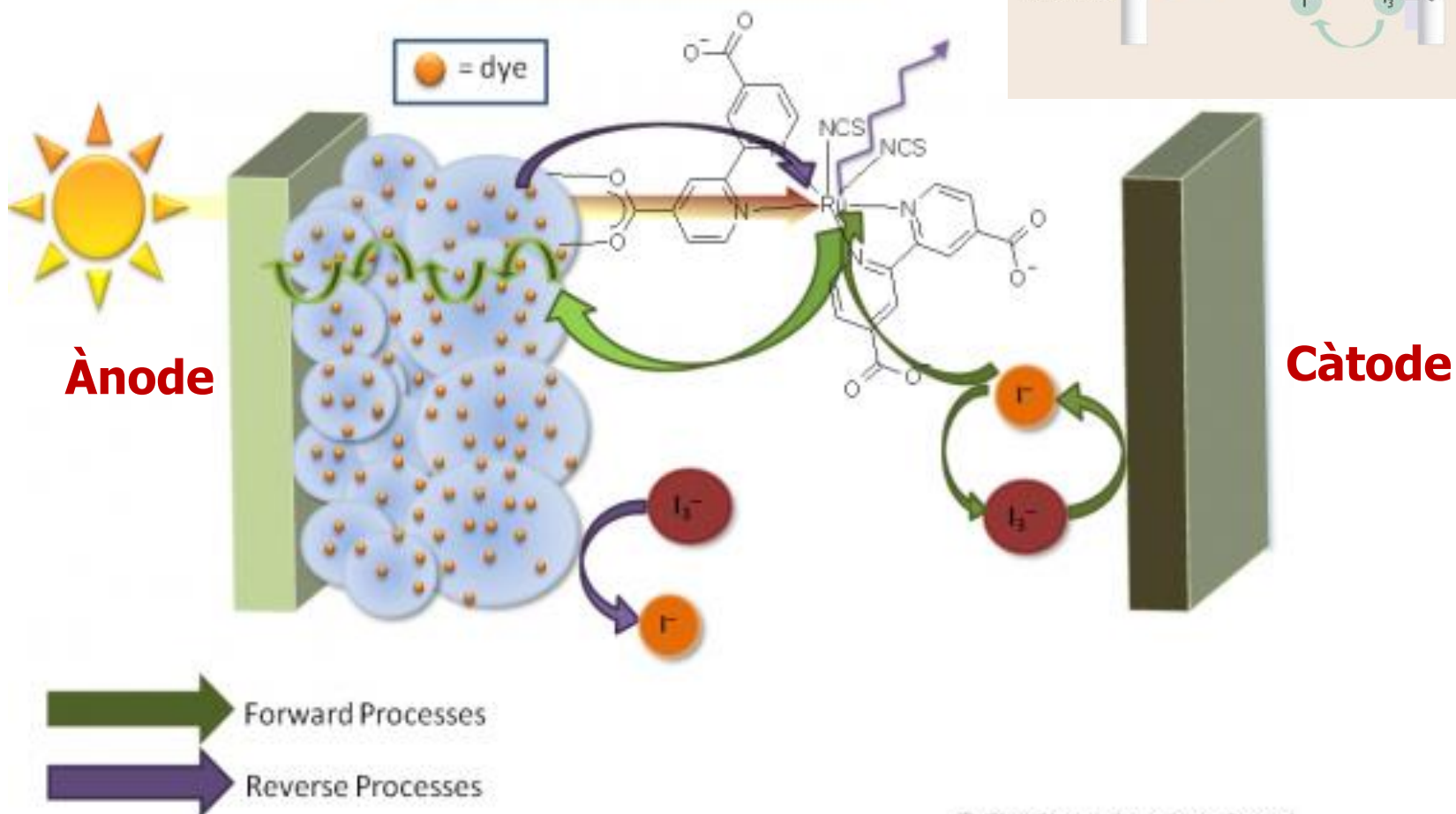
Els electrons excitats del ruteni són cedits a les partícules de **TiO₂** que recobreixen l'**ànode**.

Els electrons circulen des de l'ànode al **cànode** que conté **ions iodur**.



Piles fotovoltaiques

Dye-Sensitized Solar Cells



Cèl.lula de Grätzel

Recollida selectiva i reciclatge



Segons la normativa vigent les piles usades estan considerades com a **residus perillosos**.

Això és degut a que els factors ambientals (humitat, sol) poden trencar la càpsula externa de les piles i provoquen l'alliberament de substàncies molt tòxiques com el **mercuri**, el **cadmi**, el **níquel**, àcids, etc..

Aquestes substàncies químiques poden ser arrossegades per l'aigua i ser absorvides per plantes i animals passant així a formar part de la **cadena tròfica**.

Recollida selectiva i reciclatge



Recollida selectiva

Les piles, una vegada utilitzades, s'han de dipositar en **contenidors específics** per evitar que puguin arribar als abocadors i les incineradores de residus domèstics.

Recollida selectiva i reciclatge



Les piles són transportades a un magatzem provisional on es classifiquen i s'envasen en recipients adients per al seu posterior transport i tractament final.



D'aquesta forma es fa possible la **recuperació dels metalls pesants**, així com el plàstic, paper, etc., que s'incorporen de nou al cicle productiu.

Recollida selectiva i reciclatge



Problemes

Actualment hi ha molt poques plantes de tractament de piles i **el procés és deficitari**.

La majoria de comunitats autònomes, excepte Catalunya i Euskadi, **no disposen de plantes de reciclatge** i es limiten a emmagatzemar les piles en abocadors de seguretat.

A Espanya cada any es consumeixen uns 500 milions de piles i **només es reciclen un 18 %** (dades de l'any 2010). L'objectiu de la UE es arribar al 45% l'any 2015.

Recollida selectiva i reciclatge



Reutilitzar i reciclar les piles

FITXA AUDIOVISUAL

EXPERIÈNCIES



Comparteix:



Reutilitzar i reciclar les piles

Durada: 4min.

Programa *El medi ambient*

Idioma *Català*

Producció *TVC*

Any de producció *2008*

Àmbit *Ciències naturals, Tutoria, Ciències socials*

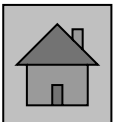
Àrea *Coneixement del medi:*

Nivell **EP** **ESO** **BT**



00:19.3/03:12.1

http://www.edu3.cat/Edu3tv/Fitxa?p_id=35884&p_ex=piles



Força electromotriu estàndard (E°_{pila})

L'energia que ens pot subministrar una pila depèn de la **diferència de potencial** creada entre els dos elèctrodes, magnitud anomenada **força electromotriu (fem)**

La **fem** és la **diferència de potencial** que es crea entre els elèctrodes d'una pila en **condicions estàndard** (25°C , concentracions 1.0 M, pressió de gasos= 1 atm)

Podem calcular la fem d'una pila a partir dels **potencials estàndard de reducció** dels elèctrodes:

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

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

Força electromotriu estàndard (E°_{pila})

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

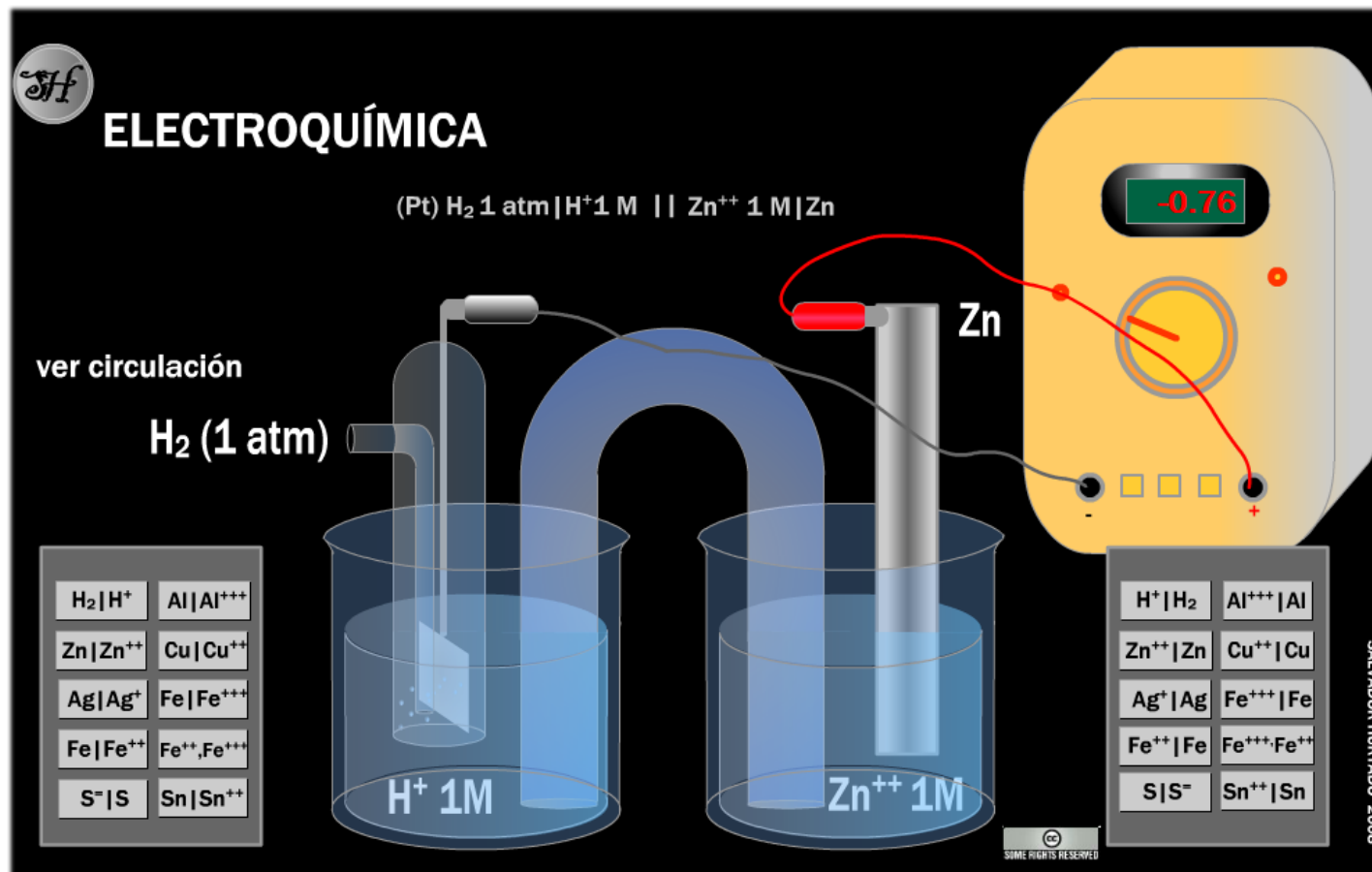
càtode

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

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

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = +1,10 \text{ V}$$

Potencials estàndard de reducció dels elèctrodes (E^0)

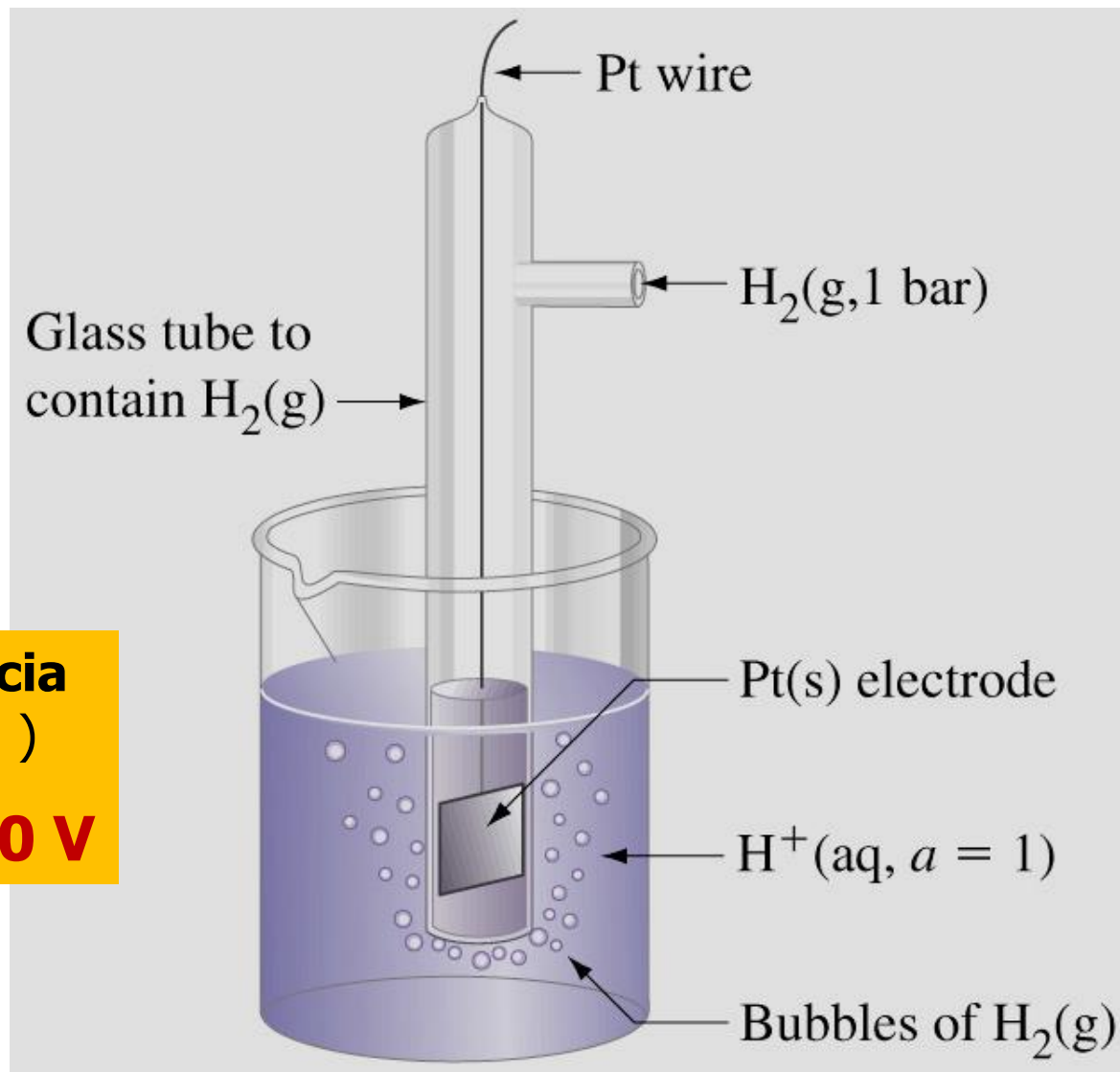


Els **potencials estàndard de reducció** dels elèctrodes s'han mesurat respecte a l'**elèctrode de referència** (elèctrode d'hidrogen) al qual hom ha assignat el valor **$E^0 (H^+ / H_2) = 0,0 \text{ V}$**

Potencials estàndard de reducció dels elèctrodes (E°)

Elèctrode de referència
(elèctrode d'hidrogen)

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



Escala de potencials estàndard de reducció

El **valor de E° (M^{n+} / M)** ens indica la tendència que presenta un element a reduir-se o a oxidar-se, el seu **caràcter oxidant o reductor**.

$E^{\circ} (M^{n+} / M) > 0$

Tendendeix a reduir-se, a guanyar electrons (**oxidant**)

$E^{\circ} (M^{n+} / M) < 0$

Tendendeix a oxidar-se, a cedir electrons (**reductor**)

Electrodo	Semirreacció de reducció	E° / V	Poder
Li^{+} / Li	$Li^{+} + e^{-} \rightarrow Li (s)$	-3,05	R E D U C T O R
K^{+} / K	$K^{+} + e^{-} \rightarrow K (s)$	-2,92	
Ca^{2+} / Ca	$Ca^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Ca (s)$	-2,76	
Na^{+} / Na	$Na^{+} + e^{-} \rightarrow Na (s)$	-2,71	
Mg^{2+} / Mg	$Mg^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Mg (s)$	-2,36	
Al^{3+} / Al	$Al^{3+} + 3e^{-} \rightarrow Al (s)$	-1,68	
$H_2O / H_2, OH^{-}, Pt$	$2 H_2O + 2e^{-} \rightarrow H_2(g) + 2 OH^{-} (aq)$	-0,83	
Zn^{2+} / Zn	$Zn^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Zn (s)$	-0,73	
Cr^{3+} / Cr	$Cr^{3+} + 3e^{-} \rightarrow Cr (s)$	-0,74	
Fe^{2+} / Fe	$Fe^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Fe (s)$	-0,44	
Co^{2+} / Co	$Co^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Co (s)$	-0,28	
Ni^{2+} / Ni	$Ni^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Ni (s)$	-0,25	
Sn^{2+} / Sn	$Sn^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Sn (s)$	-0,14	
Pb^{2+} / Pb	$Pb^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Pb (s)$	-0,13	
$H^{+} / H_2, Pt$	$2 H^{+} + 2 e^{-} \rightarrow H_2 (g)$	0,00	
$S, H^{+} / H_2S, Pt$	$S (s) + 2H^{+} (aq) + 2e^{-} \rightarrow H_2S (s)$	+0,14	O X I D A N T E
$Cu^{2+} / Cu^{+}, Pt$	$Cu^{2+} (aq) + e^{-} \rightarrow Cu^{+}(aq)$	+0,15	
$Sn^{4+} / Sn^{2+}, Pt$	$Sn^{4+} (aq) + 2e^{-} \rightarrow Sn^{2+}(aq)$	+0,15	
$AgCl / Ag, Cl^{-}, Pt$	$AgCl (s) + e^{-} \rightarrow Ag (s) + Cl^{-}(aq)$	+0,22	
Cu^{2+} / Cu	$Cu^{2+} (aq) + 2e^{-} \rightarrow Cu (s)$	+0,34	
$O_2, H_2O / OH^{-}, Pt$	$O_2 (g) + 2 H_2O + 4 e^{-} \rightarrow 4 OH^{-} (aq)$	+0,40	
Cu^{+} / Cu	$Cu^{+} (aq) + e^{-} \rightarrow Cu (s)$	+0,52	
$I_2 / I^{-}, Pt$	$I_2 (s) + 2e^{-} \rightarrow 2 I^{-} (aq)$	+0,54	
$Pt, Fe^{3+} / Fe^{2+}$	$Fe^{3+} + e^{-} \rightarrow Fe^{2+}$	+0,77	
Ag^{+} / Ag	$Ag^{+} + e^{-} \rightarrow Ag$	+0,80	
$Br_2 / Br^{-}, Pt$	$Br_2 (l) + 2e^{-} \rightarrow 2 Br^{-} (aq)$	+1,08	
$O_2, H^{+} / H_2O, Pt$	$O_2 (g) + 4 H^{+} (aq) + 4 e^{-} \rightarrow 2 H_2O$	+1,23	
$Cl_2 / Cl^{-}, Pt$	$Cl_2 (g) + 2e^{-} \rightarrow 2 Cl^{-} (aq)$	+1,36	

Escala de potencials estàndard de reducció

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

Predicció de reaccions redox

L'escala de potencials ens permet preveure quina reacció (oxidació o reducció) es produirà quan es posin en contacte dues substàncies

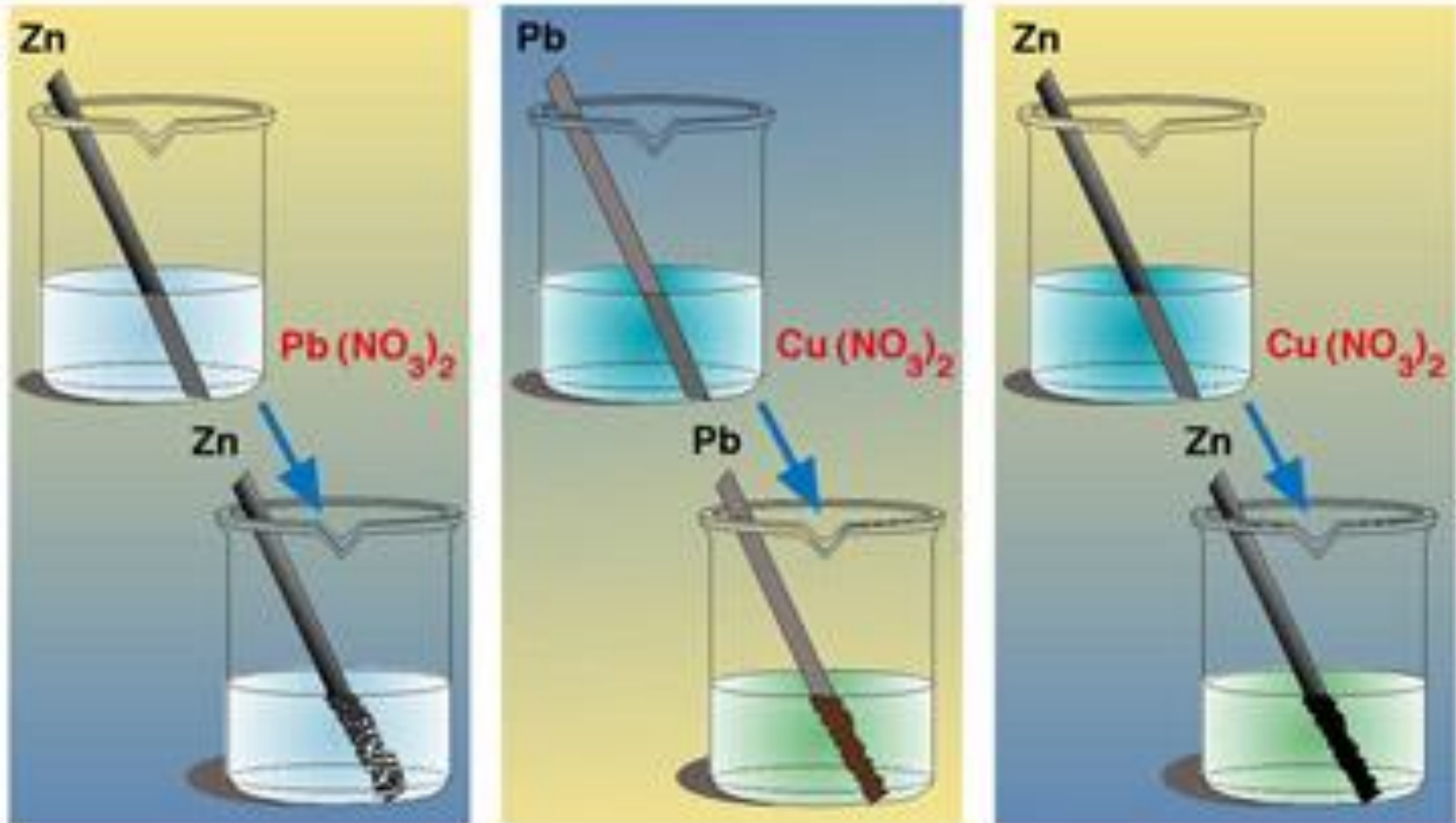
En una pila el **càtode** (on té lloc la **reducció**) serà l'elèctrode amb el **valor més gran de E° (M^{n+}/M)**

Predicció de reaccions redox

Quan es fan reaccionar dues espècies químiques **es reduirà la que presenti un potencial estàndard de reducció $E^{\circ} (M^{n+}/M)$ més gran.**

Quan més elevat sigui el valor de **$E^{\circ} (M^{n+}/M)$** , més gran és el **caràcter oxidant de l'element** (tendència més gran a reduir-se).

Predicció de reaccions redox



Exercici: Justifica els processos que s'observen en les imatges següents utilitzant els valors de E° .

Tipus d'elèctrodes

I. Un metall i l'ió metàl·lic en dissolució

El mateix metall fa d'elèctrode

Exemple: $\text{Zn (s)} / \text{Zn}^{2+}(\text{aq})$

II. Dos ions en dissolució

S'han d'introduir **elèctrodes inerts** de **grafit o platí** per transportar els electrons

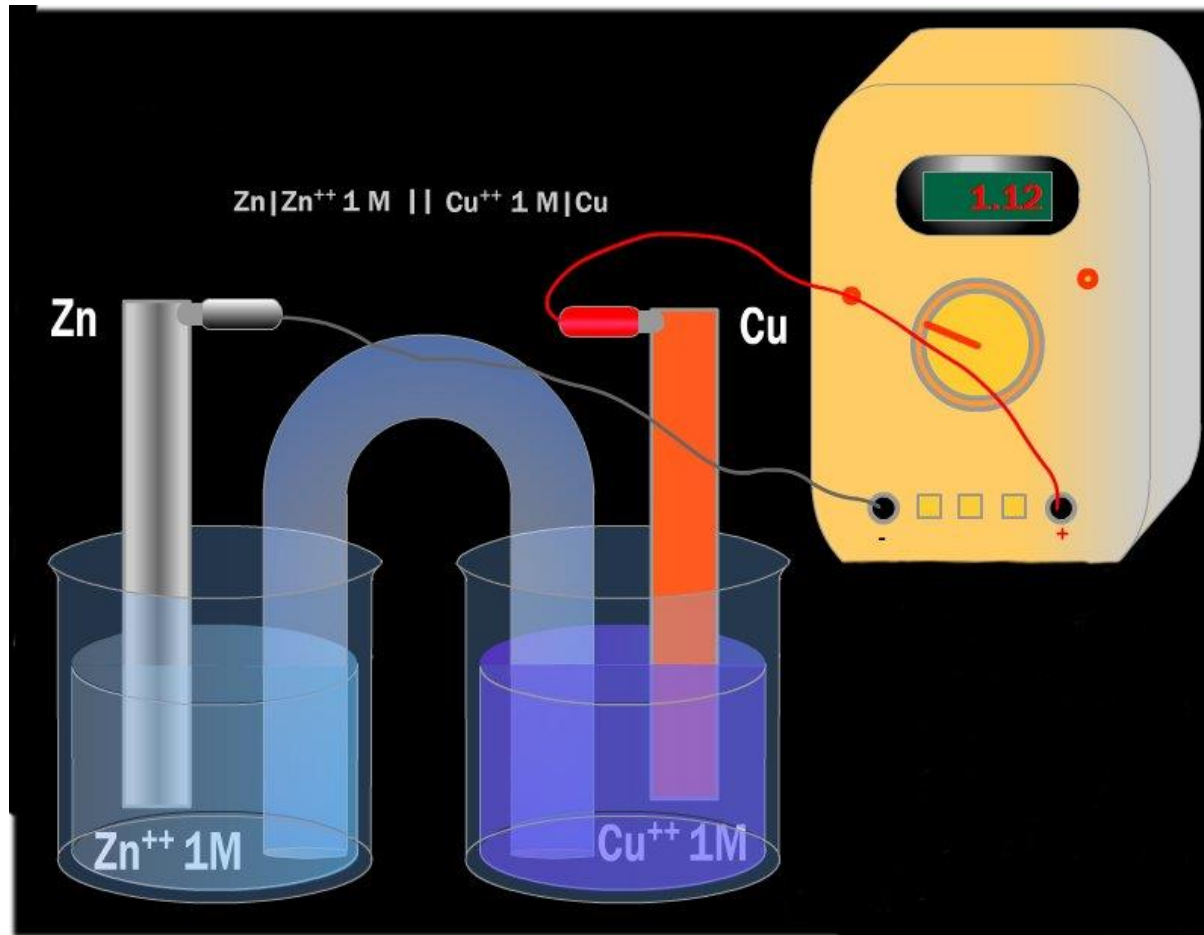
Exemple: elèctrode $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) / \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$

III. Un ió en dissolució i un gas

S'anomenen **elèctrodes de gasos**

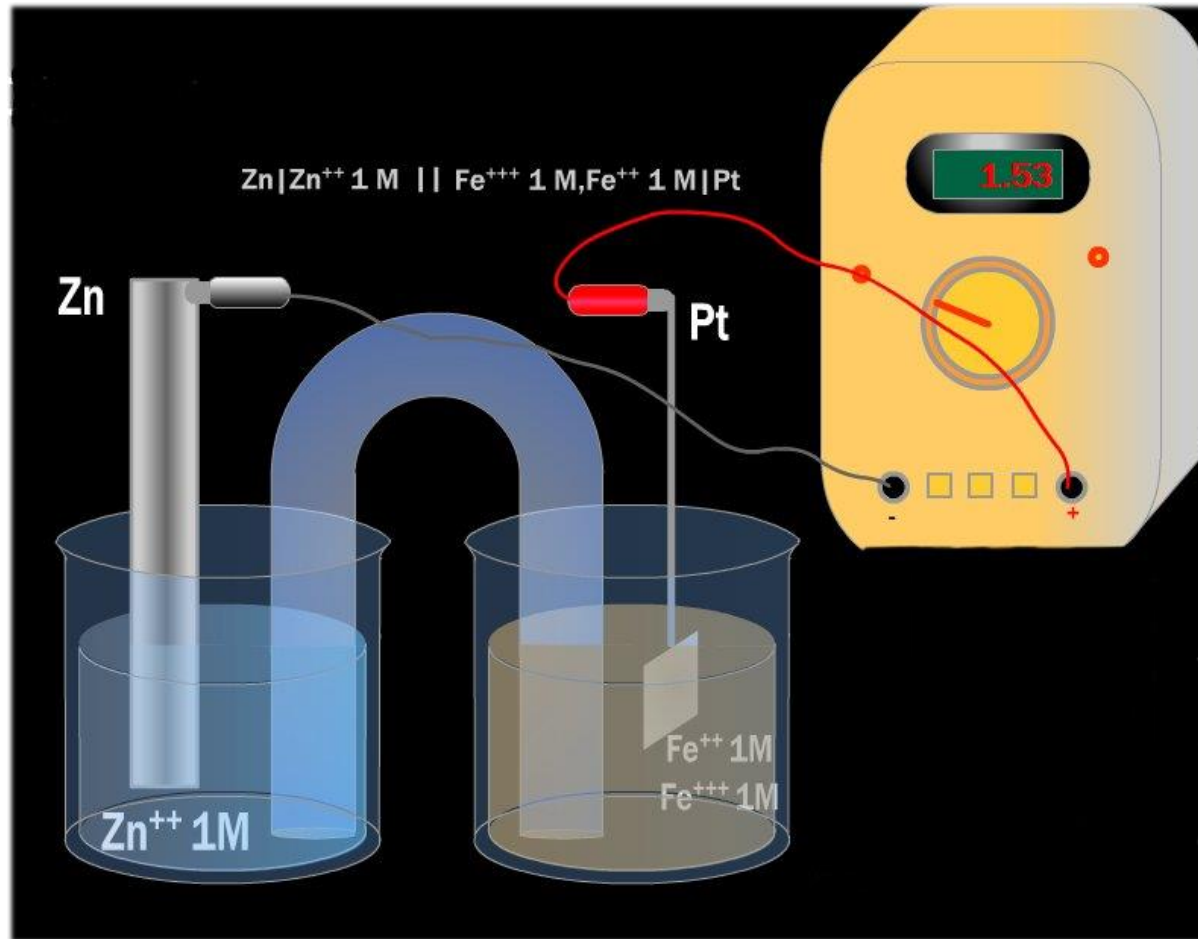
Exemple: elèctrode $\text{H}_2(\text{g}) / \text{H}^+(\text{aq})$

Tipus d'elèctrodes



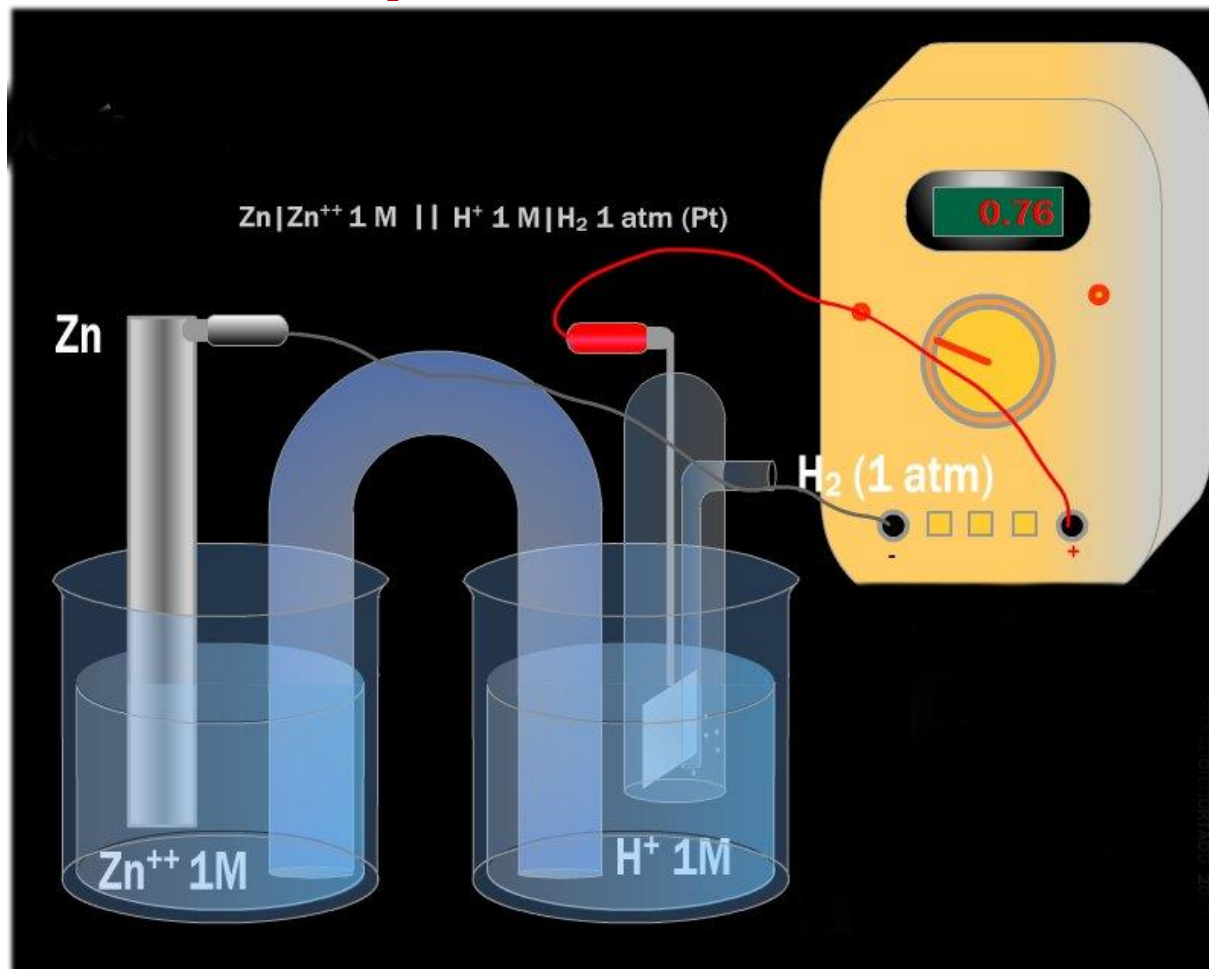
Exemple de pila formada per dos elèctrodes constituïts per un metall en contacte amb una dissolució del propi metall.

Tipus d'elèctrodes



Exemple de pila amb un càtode constituït per dos ions en dissolució del mateix metall ($\text{Fe}^{3+} (\text{aq}) / \text{Fe}^{2+} (\text{aq})$). El fil de platí conductor transporta els electrons.

Tipus d'elèctrodes



En aquesta pila el càtode està constituït per un ió en dissolució ($\text{H}^+_{(\text{aq})}$) i un gas ($\text{H}_{2(\text{g})}$). El platí transporta els electrons.



W.H. Nernst
(1864-1941)



Equació de Nernst

Permet calcular el potencial d'una pila (E_{pila}) en condicions diferents a les estàndard:

$$E_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{pila}} - \frac{2,303 R T}{nF} \log Q_c$$

E_{pila} = potencial de la pila en condicions diferents a les estàndard (V)

E°_{pila} = potencial estàndard de la pila (V)

$R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

T = temperatura (K)

n = nombre d'electrons intercanviats en la pila

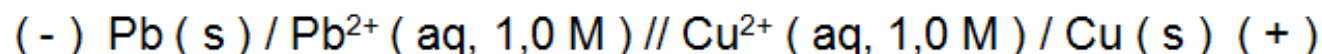
$F = 96.500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

2,303 = factor per efectuar la conversió de $\ln$ (logaritme de Neper) a $\log$ (logaritme decimal)

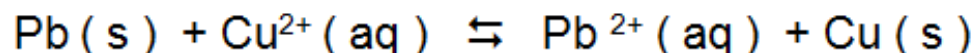
Q_c = quocient de reacció en funció de les concentracions molars

Equació de Nernst

Per exemple, en el cas de la pila formada pels elèctrodes de plom i de coure, treballant en condicions estàndard, la representació abreujada és:



La reacció global redox de la pila:



En aquest cas s'intercanvien dos electrons ($n = 2$) i l'expressió de $Q_c = \frac{[\text{Pb}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$

Amb tot això tenim que podem determinar el potencial d'aquesta pila, en condicions diferents a les estàndard, mitjançant l'expressió següent:

$$E_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{pila}} - \frac{2,303 R T}{2 \cdot F} \log \frac{[\text{Pb}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

Esponaneïtat de les reaccions redox

Una reacció redox és espontània quan la fem de la pila que es pot construir amb els dos parells redox que la componen és positiva:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} > 0 \Rightarrow \text{Reacció redox espontània}$$

D'altra banda, si una reacció es espontània en condicions estàndard es verifica que:

$$\Delta G^{\circ} < 0$$

Es pot demostrar que :

$$\Delta G^{\circ} = - n \cdot F \cdot E^{\circ}_{\text{pila}}$$

ΔG° = energia lliure de Gibbs estàndard (J/mol)

n = nombre d'electrons intercanviats en la reacció

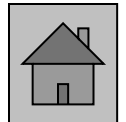
F = 96 500 C (1 Faraday = càrrega d'un mol d'e⁻)

E°_{pila} = força electromotriu de la pila (V)

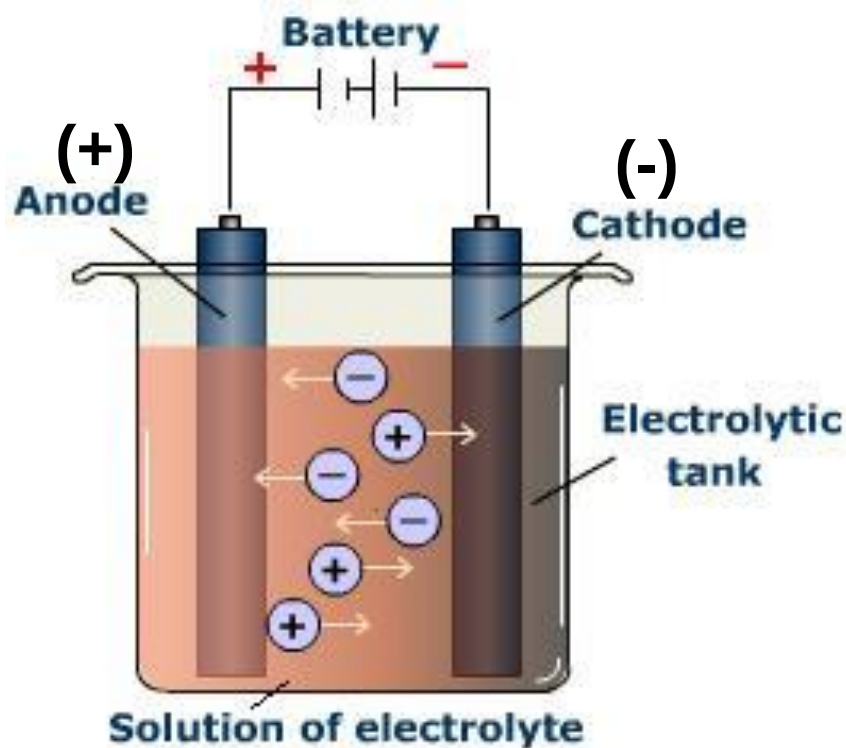
Esponantaneïtat de les reaccions redox



La variació d'energia lliure (ΔG°) coincideix amb la **quantitat màxima d'energia elèctrica disponible** en una pila electroquímica.



Electròlisi



Consisteix en fer passar un **corrent elèctric** a través d'una dissolució o d'un electròlit fos per produir una **reacció redox no espontània**.

El dispositiu on té lloc l'electròlisi s'anomena **cel·la electrolítica o voltàmetre**. Els **elèctrodes** solen ser **inerts** a les substàncies que conté la cel·la.

El dispositiu necessita disposar d'una **font de corrent continu** (pila o bateria)

Electròlisi

Processos que tenen lloc en una cel.la d'electròlisi

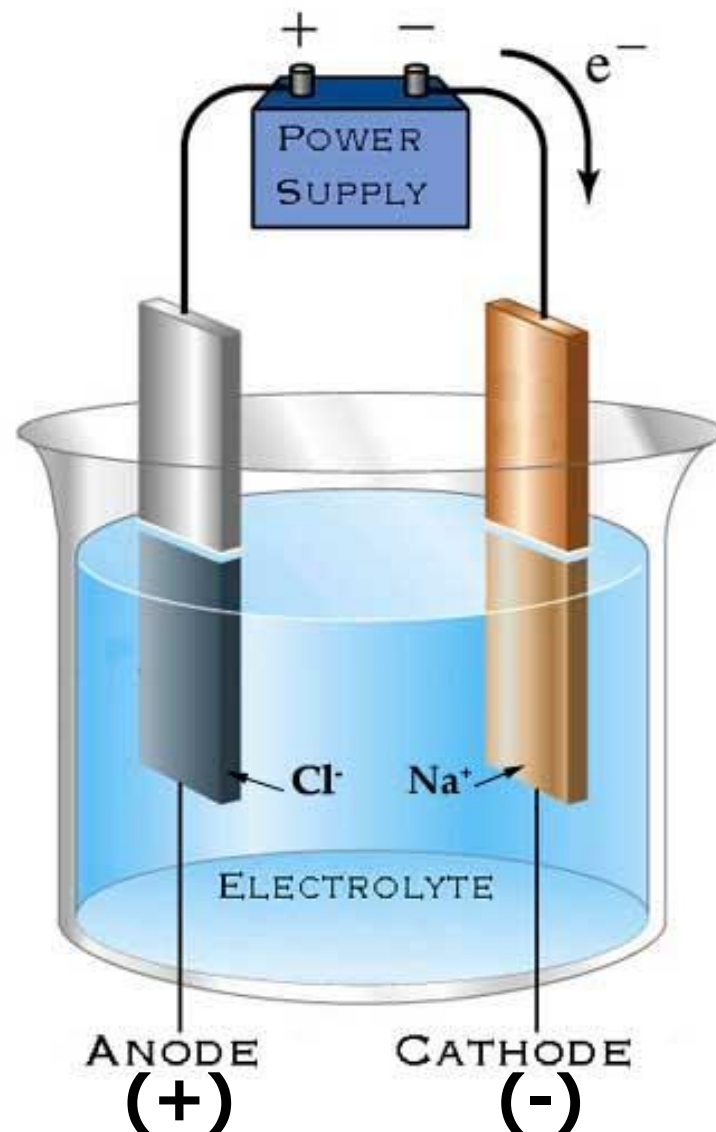
1) Orientació dels ions

Els **ions** es dirigeixen cap a l'**elèctrode** de signe contrari:

Anions (-) → Ànode (+)

Cations (+) → Càtode (-)

La **polaritat** dels elèctrodes és la contrària a la de les piles.



Electròlisi

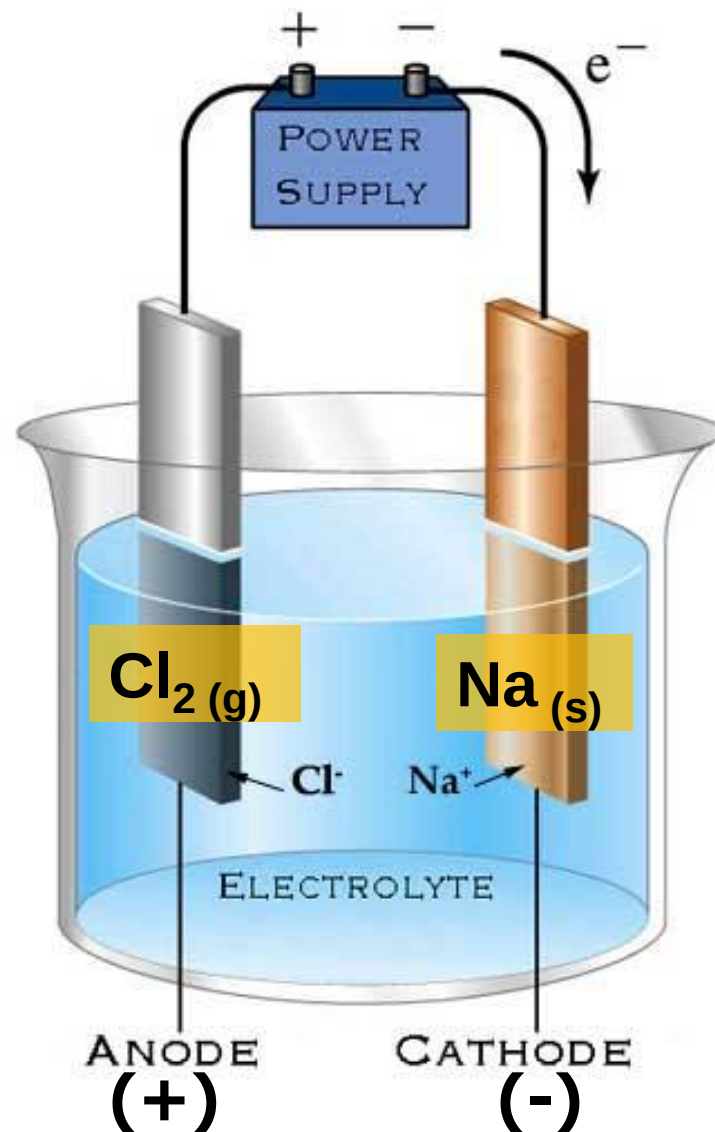
Processos que tenen lloc en una cel.la d'electròlisi

2) Oxidació i reducció

A l'ànode es produeix l'oxidació:



I al càtode la reducció:



Diferències entre una pila i una cel·la d'electròlisi

Pila

Una reacció química redox **produeix energia elèctrica**.

La reacció redox és **espontània**.

L'**ànode** és el pol negatiu i el **càtode** és el pol positiu.

Hi ha dos **electròlits**



Cel·la d'electròlisi

Es **consumeix energia elèctrica** per produir una reacció química redox.

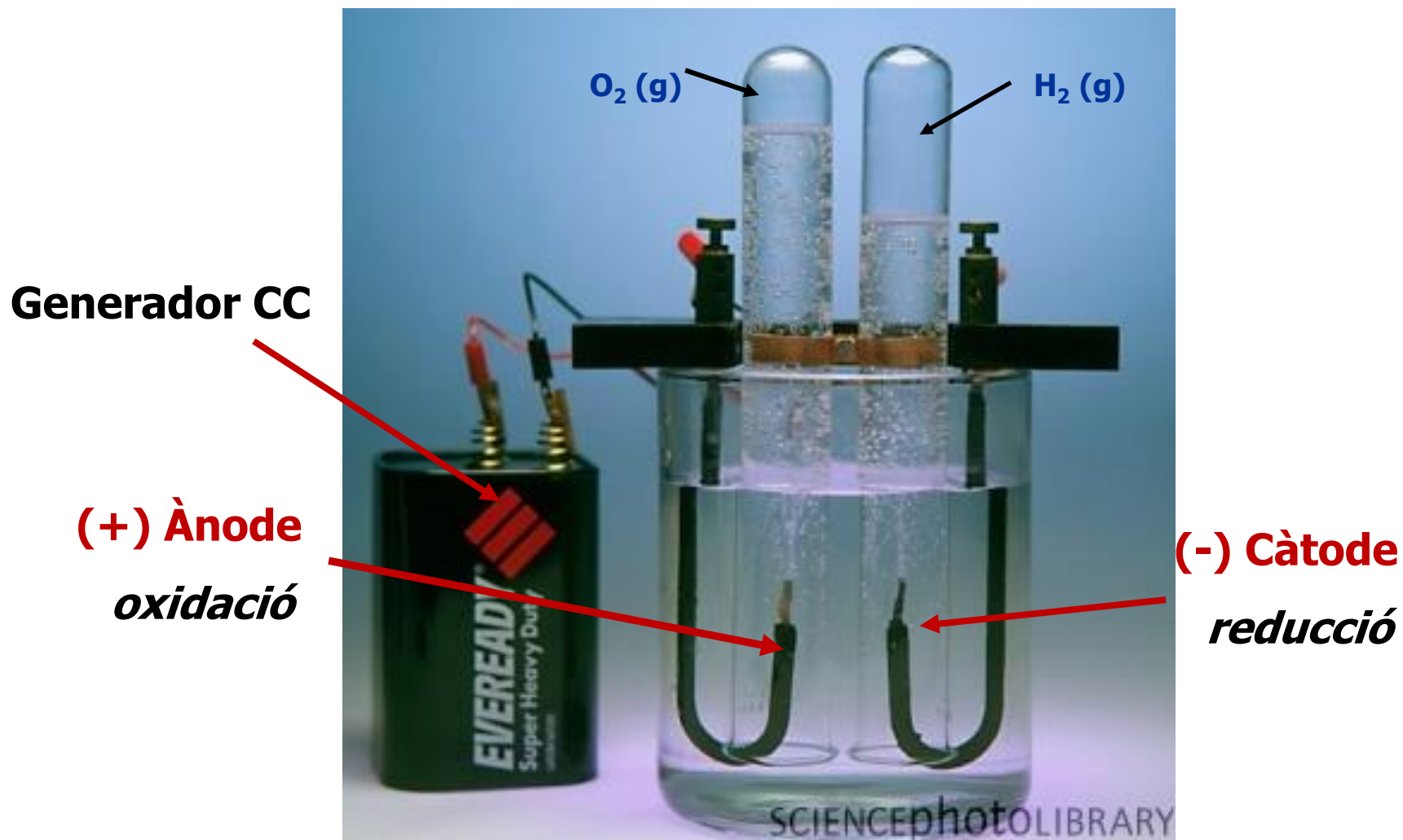
La reacció redox **no és espontània**.

L'**ànode** és el pol positiu i el **càtode** és el pol negatiu.

Hi ha un sol **electròlit**.



Electròlisi



Electròlisi de l'aigua

Electròlisi de l'aigua

Reaccions en els elèctrodes

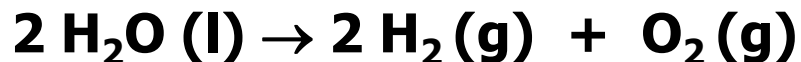
Oxidació (ànode):



Reducció (càtode):



Reacció redox global:



Electròlisi de l'aigua



<http://www.youtube.com/user/ucomplutensemadrid#p/c/16/t6FFBeXnRDw>

Electròlisi de l'aigua



Voltàmetre de Hoffman

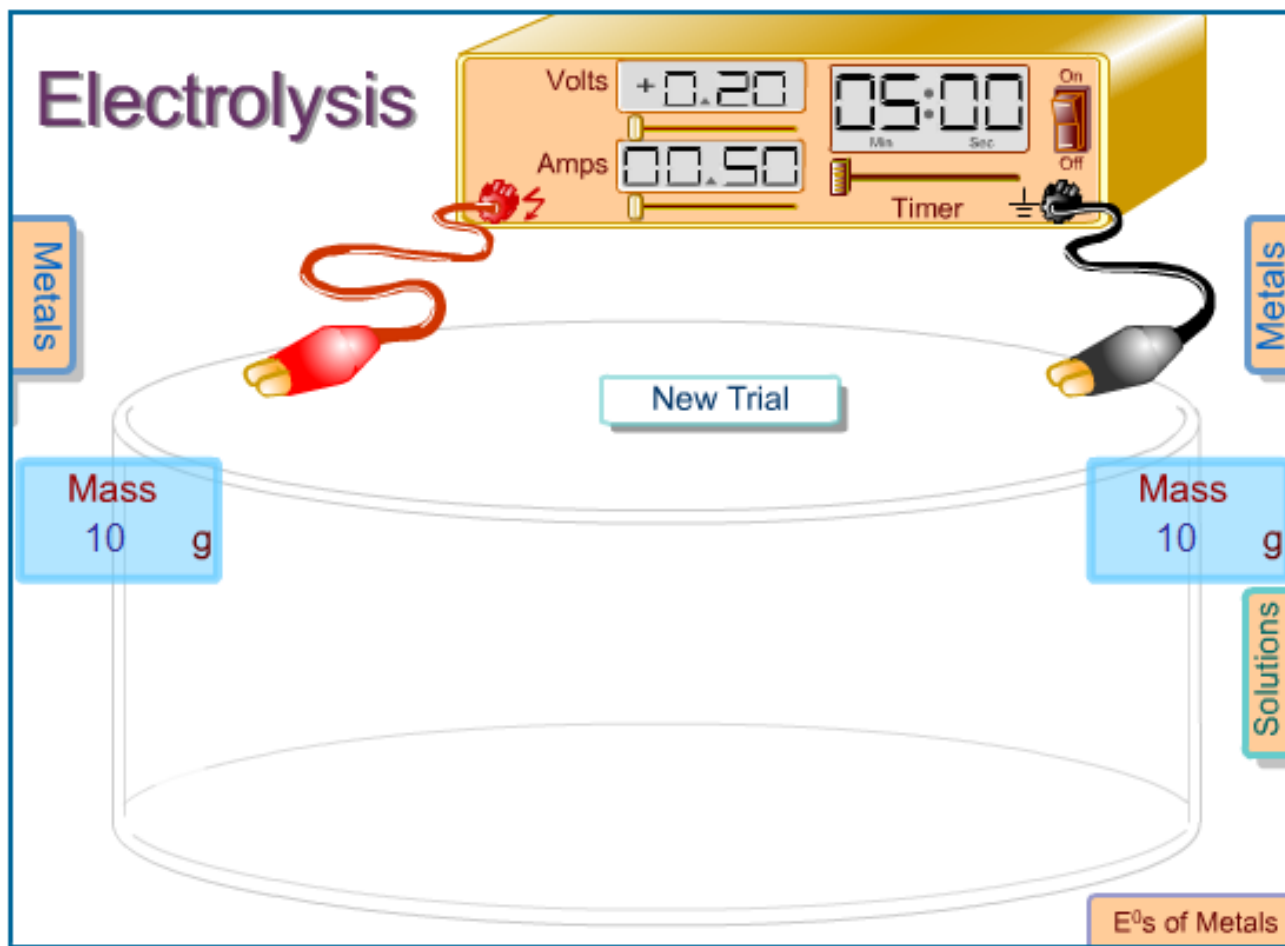
S'utilitza per realitzar l'electròlisi de l'aigua. Està connectat a una font d'alimentació de corrent continu i permet recollir els gasos produïts en la reacció (O_2 i H_2).

Electròlisi del NaCl (aq)



<http://youtu.be/uTRJluDcRvc>

Simulador electròlisi



<http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/electroChem/electrolysis10.html>

Lleis de Faraday

I. La **massa de substància** que es genera als elèctrodes d'una cubeta d'electròlisi és directament **proporcional a la quantitat de càrrega** ($Q = I \cdot t$) que hi circula.

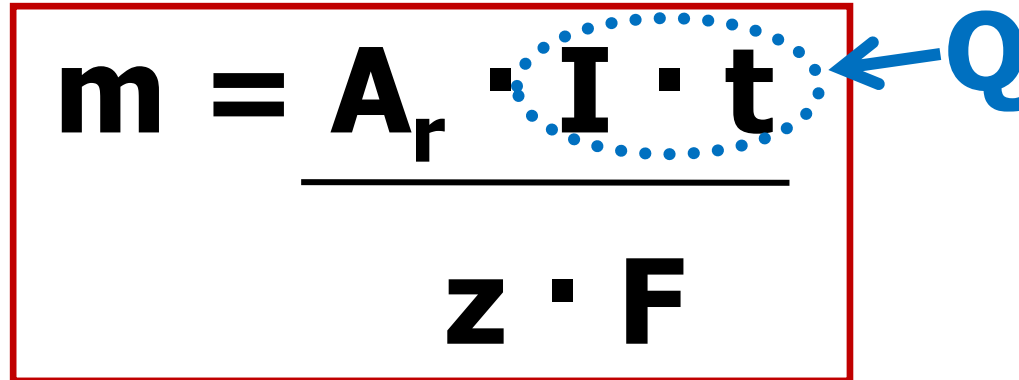
II. La **massa de substància** que es genera als elèctrodes d'una cubeta d'electròlisi, per a una determinada quantitat de corrent, **depèn de la massa atòmica de la substància** i del **nombre d'electrons intercanviats**.



Michael Faraday
(1791-1867)



Lleis de Faraday

$$m = \frac{A_r \cdot I \cdot t}{z \cdot F}$$


m = massa generada (g)

A_r = massa atòmica element (g/mol)

I = intensitat de corrent (A)

t = temps (s)

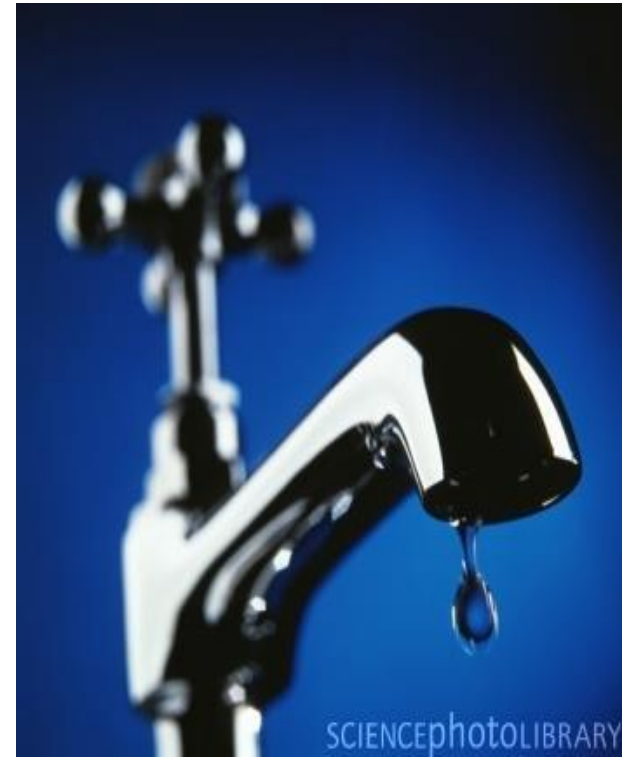
Q = I · t = càrrega elèctrica (1 A · 1 s = 1 Coulomb)

Z = nombre d'electrons intercanviats per l'element

F = constant de Faraday = 96500 C/mol

Aplicacions industrials de l'electròlisi

Galvanitzats: recobrint de la superfície d'un metall amb un altre metall més noble (més difícilment oxidable, amb E^0 més alt) , per evitar que el primer es deteriori.



Cromats, zincats, niquelats, daurats, etc.

Aplicacions industrials de l'electròlisi



078 Electroplating

<http://www.youtube.com/watch?v=PvjDJFPx2P0>

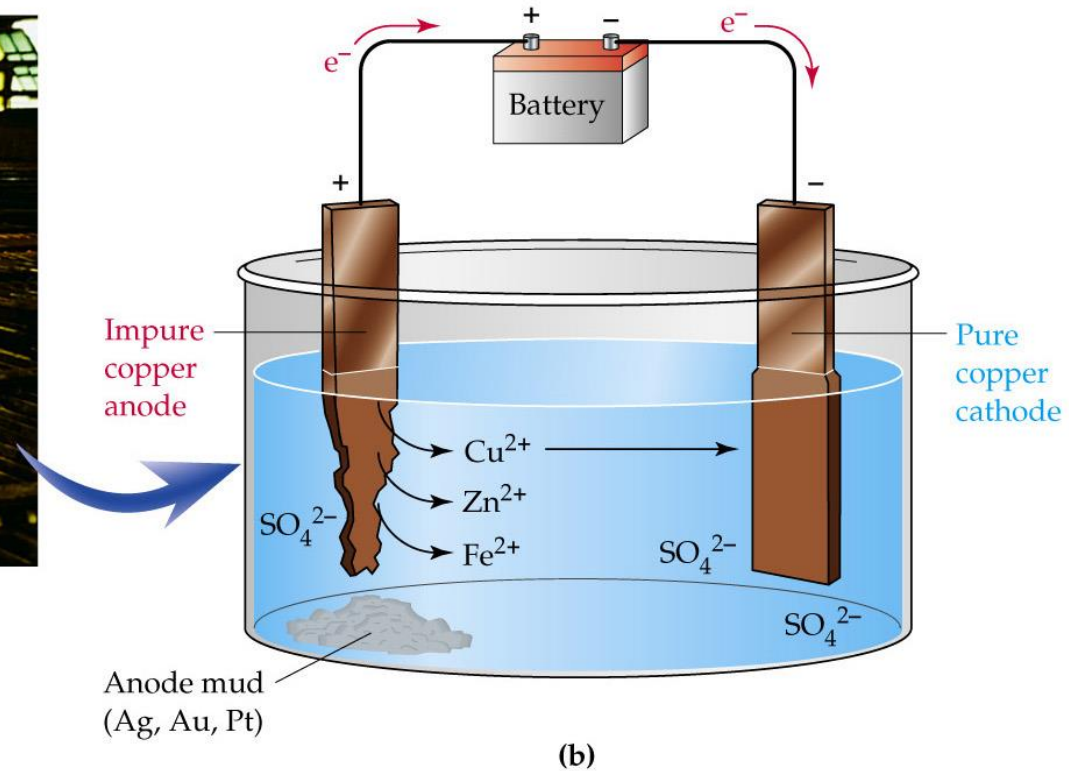
Aplicacions industrials de l'electròlisi

Purificació del coure (refinament electroquímic)

els ions metàl·lics en dissolució es dipositen sobre el càtode.



(a)



(b)

Aplicacions industrials de l'electròlisi

Obtenció d'elements

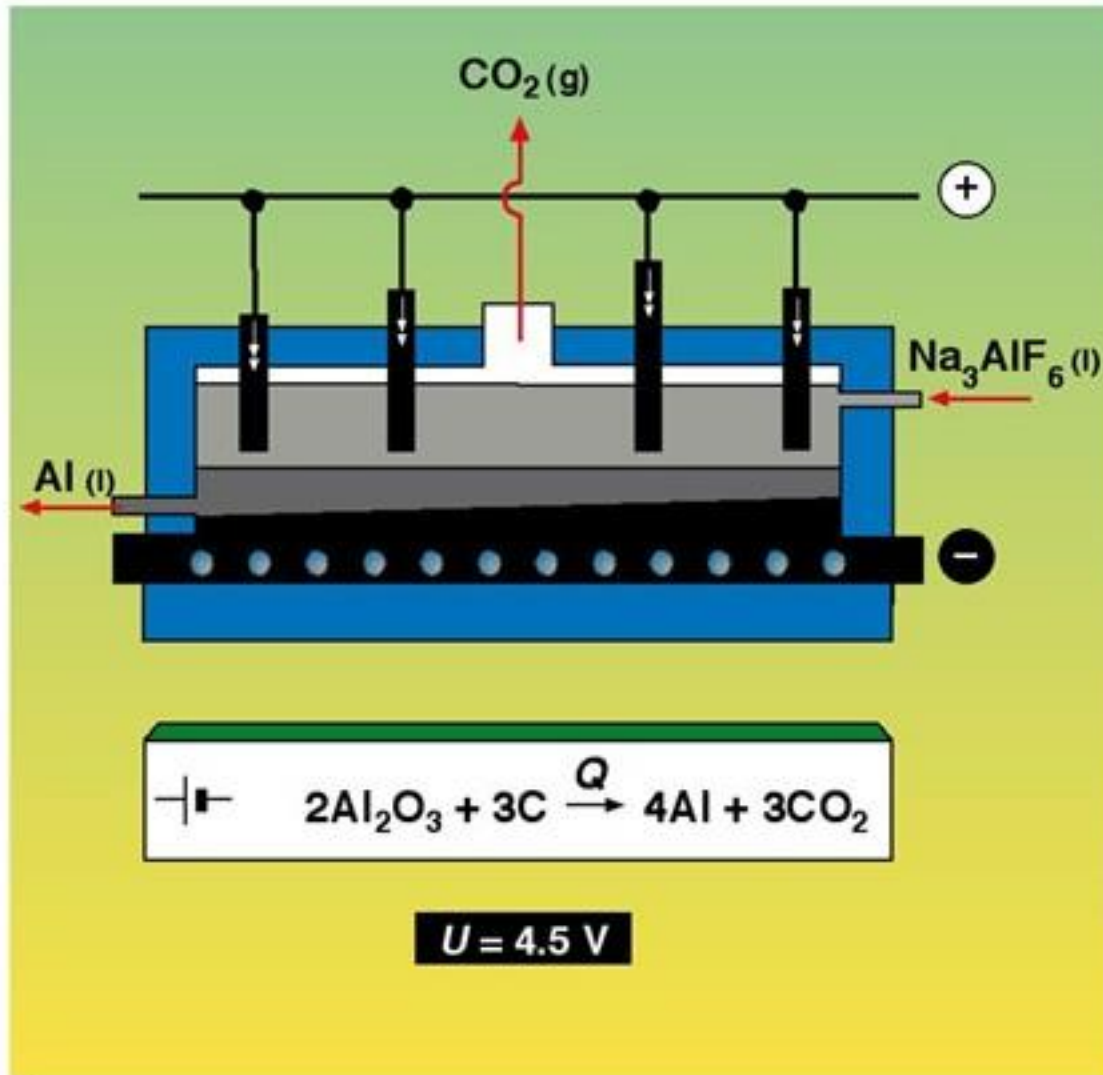
A partir de la reducció electrolítica de les sals foses dels elements (en la natura es troben oxidats).



Coure, mercuri i magnesi

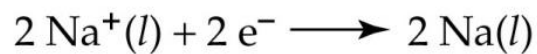
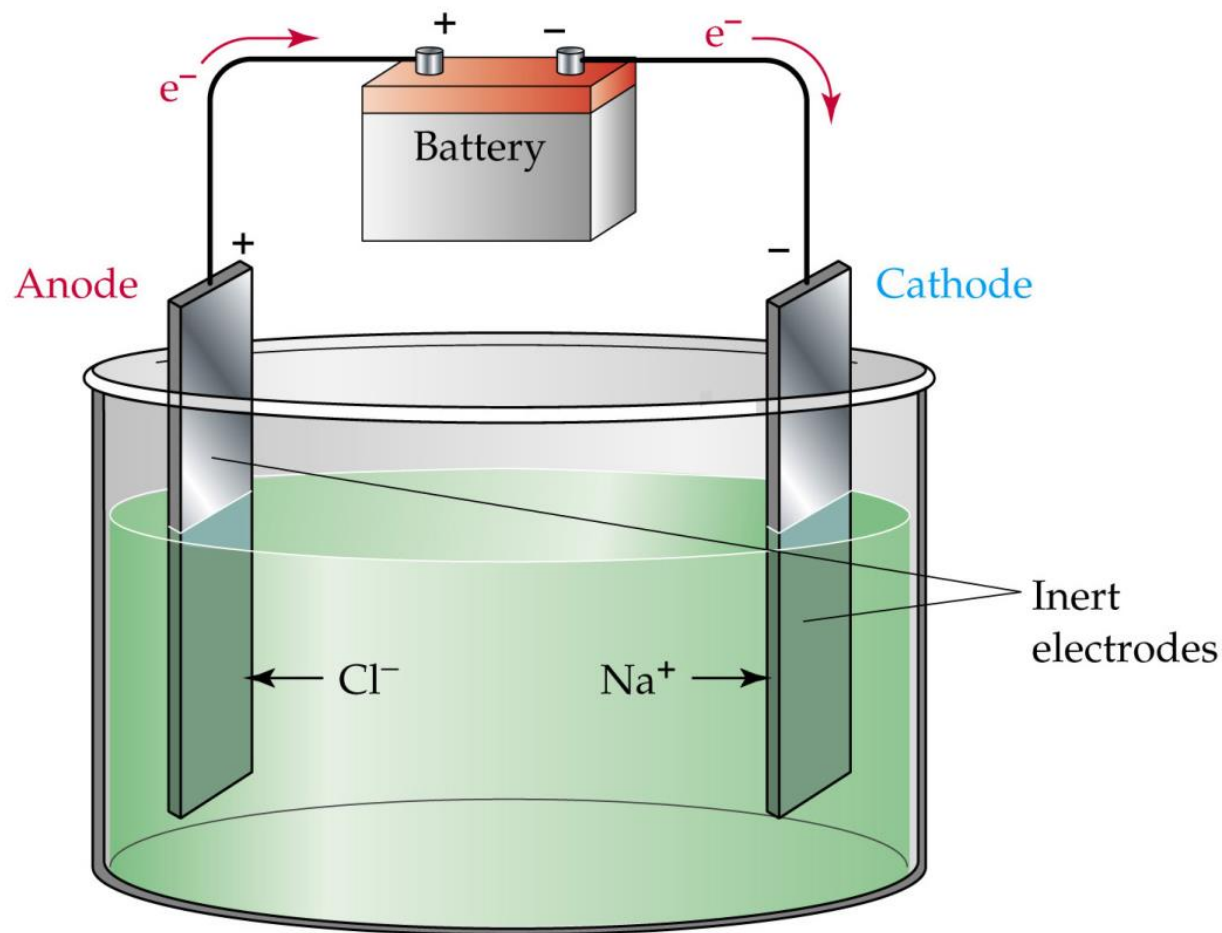
Aplicacions industrials de l'electròlisi

Obtenció d'alumini a partir de la bauxita (Al_2O_3)



Aplicacions industrials de l'electròlisi

Producció de gas clor a partir de NaCl fos





José Ángel Hernández Santadaría
jherna24@xtec.cat



"Reaccions redox" de José Ángel Hernández Santadaría està subjecta a una llicència de [Reconeixement-NoComercial 3.0 No adaptada de Creative Commons](https://creativecommons.org/licenses/by-nc/3.0/)