



Reaccions 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

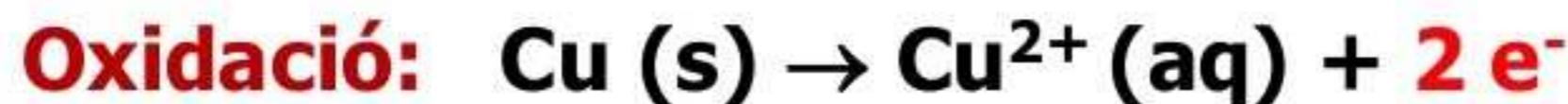


Reducció

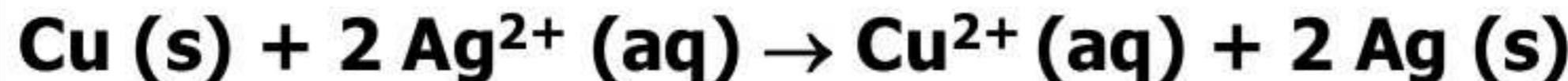
procés en el qual
una substància
guanya electrons

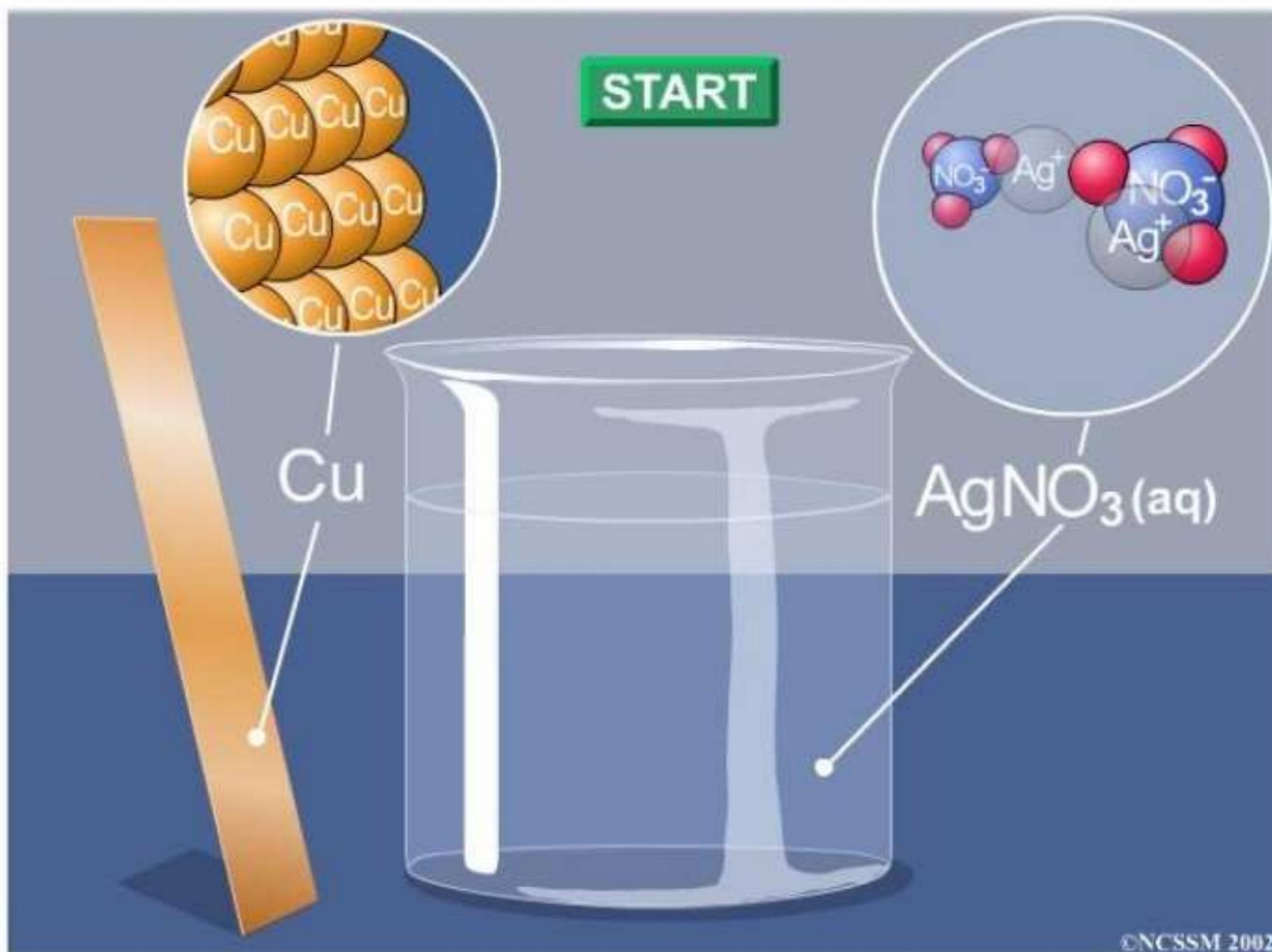
Tots dos processos, oxidació i reducció, **s'han de produir de manera simultània**; per això s'anomenen **reaccions d'oxidació-reducció (REDOX)** o **reaccions de transferència d'electrons**.

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



Reacció redox global:





©NCSSM 2002

Oxidant

Substància que “oxida” (arrenca electrons a una altra substància).

Els oxidants es redueixen perquè guanyen electrons.

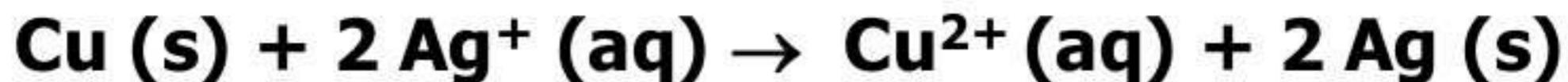
Reductor

Substància que “reduceix” (cedeix electrons a una altra substància).

Els reductors s’oxiden perquè perden electrons.

Reductor

(s’oxida)



Oxidant

(es redueix)



Agents oxidants més habituals

- O₂ i O₃
- Halògens: F₂, Cl₂, Br₂ i I₂
- Lleixiu (NaClO (aq)) i clorats (ClO₃⁻)
- Àcid nítric (HNO₃) i àcid sulfúric (H₂SO₄)
- Crom hexavalent (Cr⁶⁺)
- Permanganat de potassi (KMnO₄)
- Aigua oxigenada (H₂O₂)



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.

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

Cu	0
Ag^+	+1
Cu^{2+}	+2
Cl^-	-1
Cl_2	0

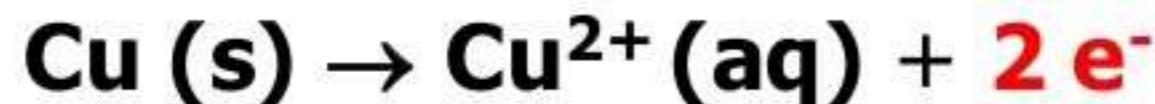
Nombre d'oxidació

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**:



0 +2

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



+1 0

Nombre d'oxidació

Les **combustions** són reaccions redox



0

0

+4 / -2

<- estats d'oxidació

Nombre d'oxidació

This species
cannot be oxidized
further

This species
cannot be reduced
further

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

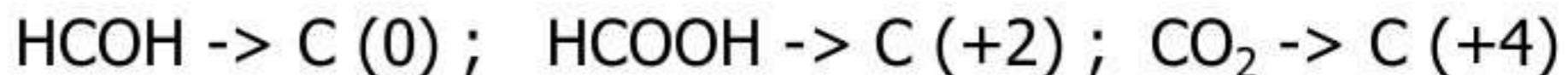
Oxidation half-reaction (reducing agent)

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 aldehid < 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, $\text{FeO(OH)} \cdot n \text{H}_2\text{O}$



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 forn**s 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

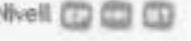
 Les vides del ferro

FITXA AUDIOVISUAL **EXPERIÈNCIES**

 Comparteix: 



Les vides del ferro
Durada: 26min.

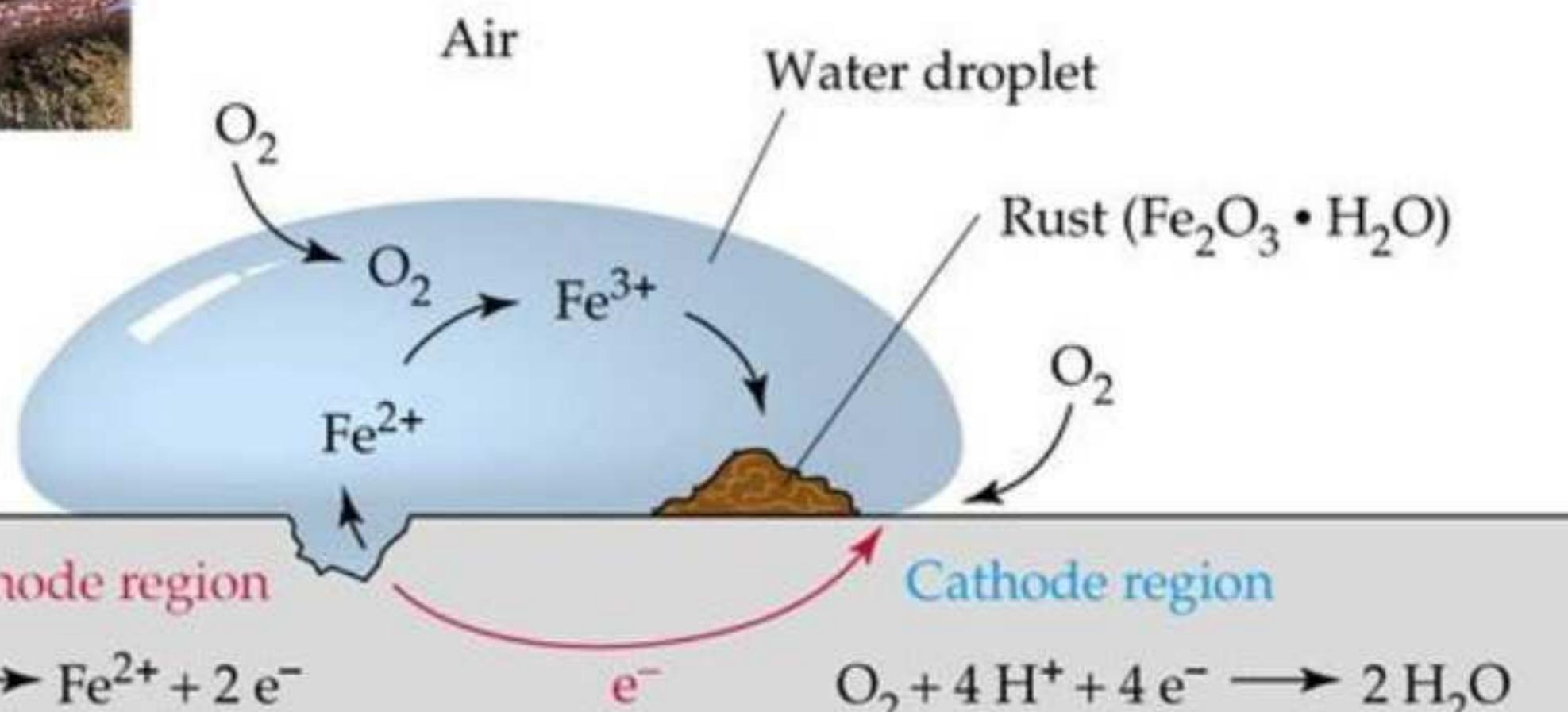
Programa: Què quicem
Idioma: Català
Producció: TVC
Any de producció: 2007
Àmbit: Ciències naturals, Tecnologia, Tutoria, Ciències socials, Educació artística
Àrea: Economia de l'empresa,
Nivell: 

0:00 / 26:10

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

Exemples de reaccions redox

Corrosió dels metalls



Iron metal

Exemples de reaccions redox

Corrosió dels metalls



Llauna d'alumini



Objecte niquelat

Mètodes per evitar la corrosió

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

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 cauixú i la gasolina)

Exemples de reaccions redox

Fotosíntesi



Procés bioquímic mitjançant el qual els organismes **fotoautòtrofs** transformen el CO₂ i l'aigua en glúcids i oxigen amb intervenció de l'energia de la llum solar.

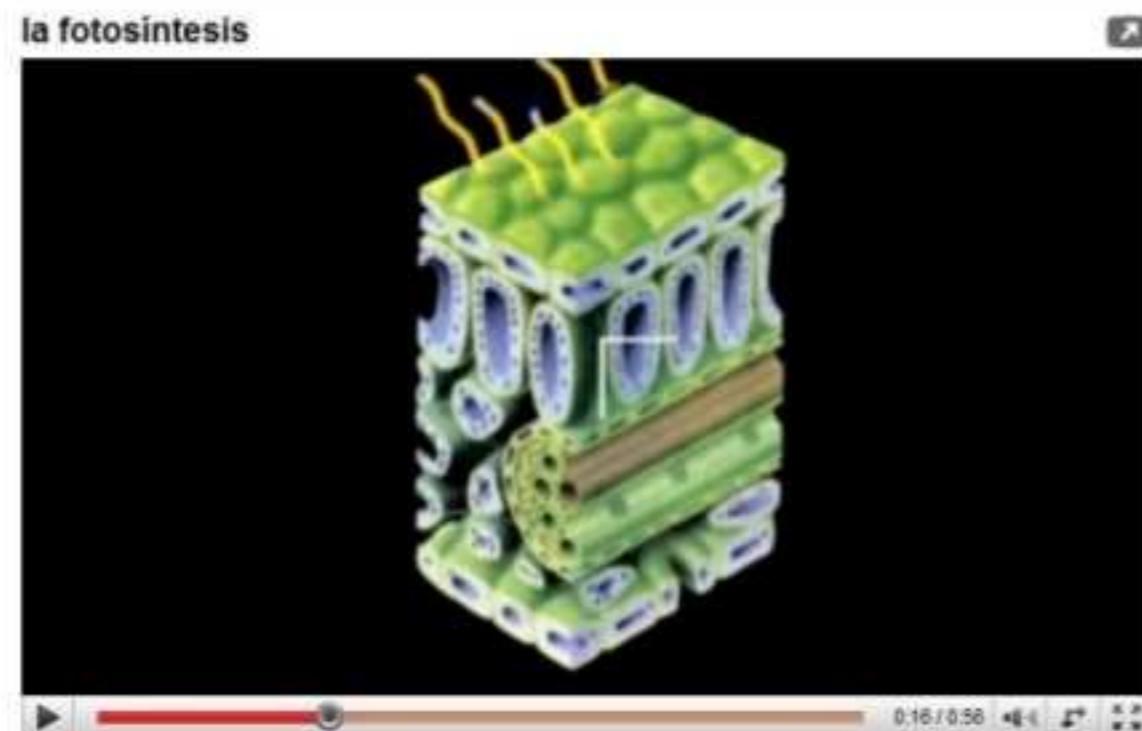
Equació general de la fotosíntesi:



En la **fase Iluminosa** del procés l'energia iluminosa excita les molècules de **clorofil·la**, s'alliberen electrons i es produeix O₂. En la **fase fosca** se sintetitza la glucosa a partir del CO₂. 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

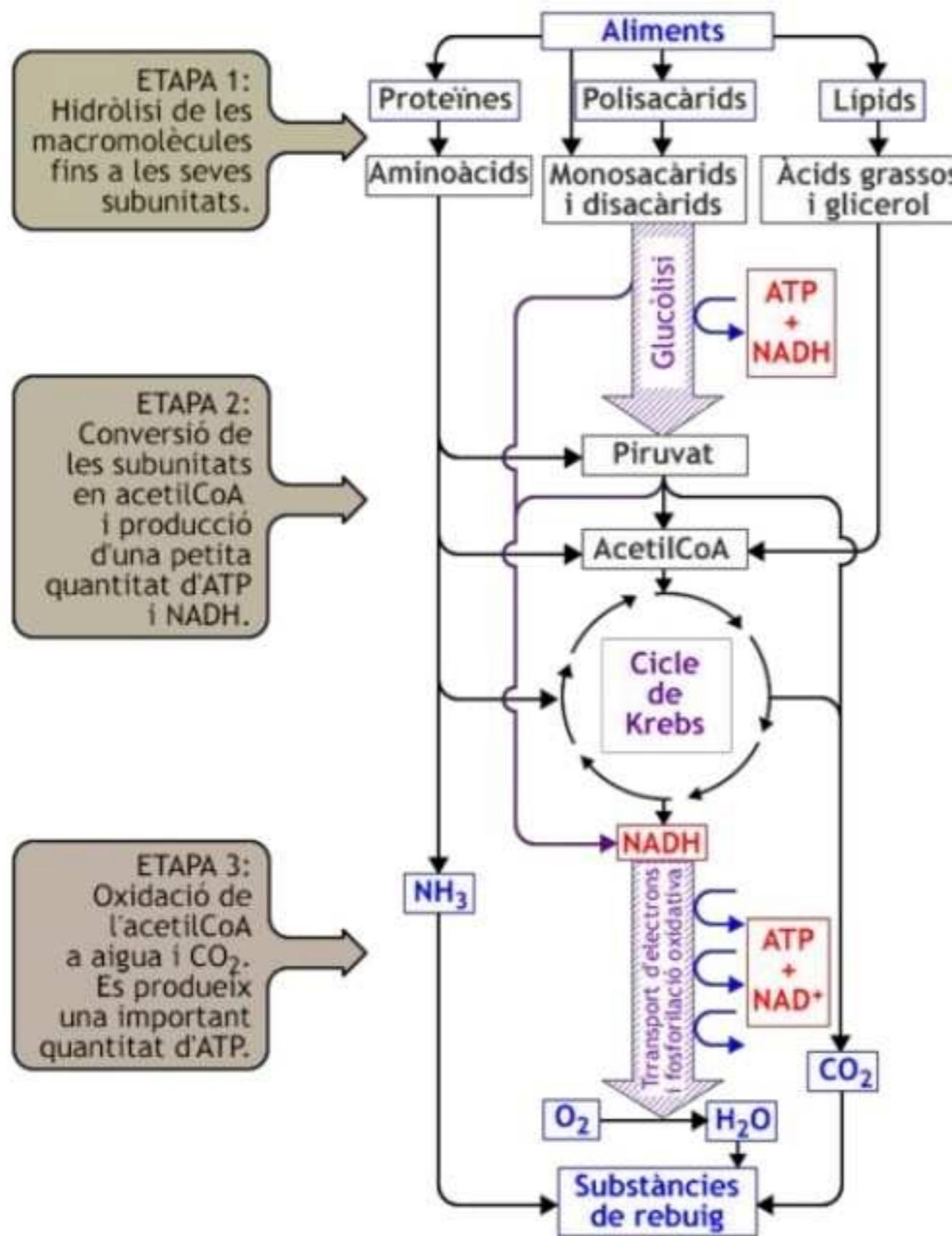


http://www.youtube.com/watch?v=BYWJHwF_yok

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 desresa en forma d'enllaços fosfat de les molècules d'ATP.



Mètode de l'ió-electró

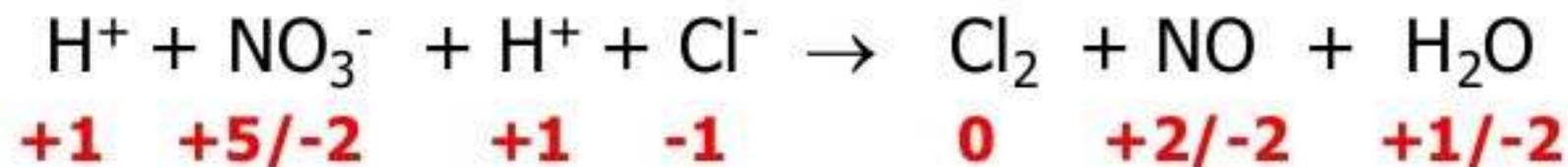
Els passos que s'han de seguir per igualar aquest tipus de reaccions són els següents (en **medi neutre o àcid**):



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:

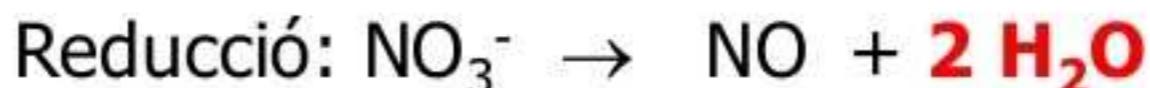


4. Igualar el nombre d'àtoms dels elements que s'oxiden i es redueixen:



Mètode de l'ió-electró

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

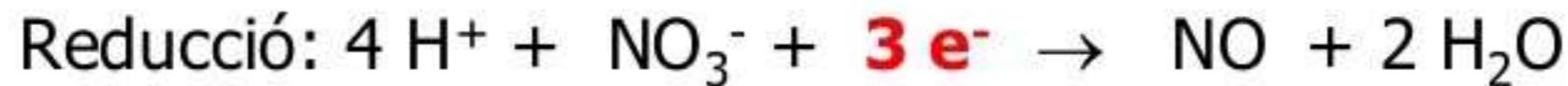
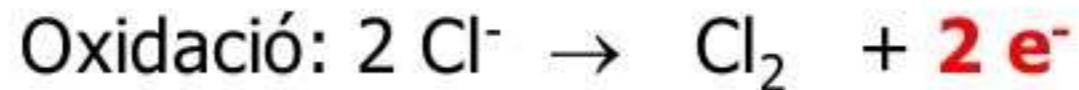


6. Igualar el nombre d'àtoms d'hidrogen (s'afegeixen protons):

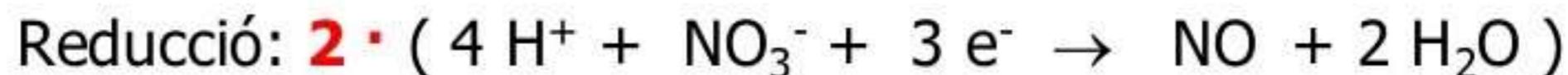
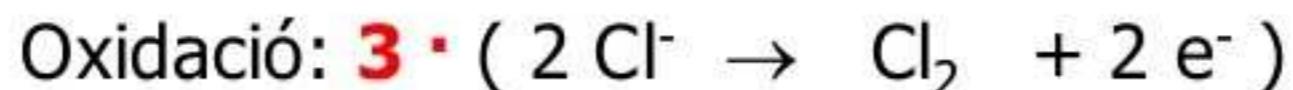


Mètode de l'ió-electró

7. Igualar les càrregues (afegint electrons):

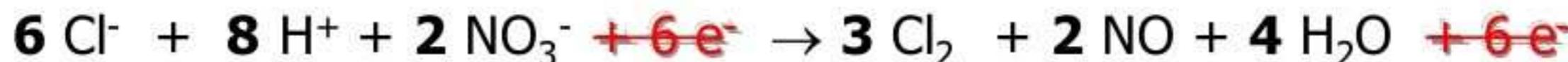
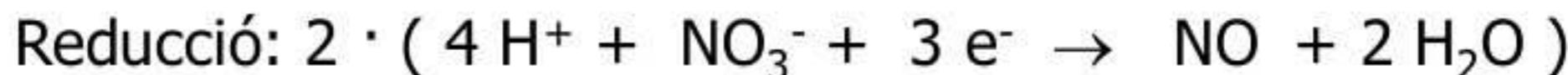


8. Igualar el nombre d'electrons intercanviats:



Mètode de l'ió-electró

9. Sumar les dues semireaccions:



Aquesta és l'**equació iònica** ajustada

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



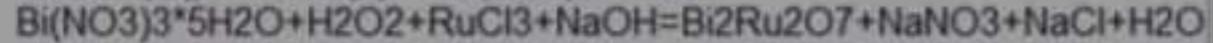
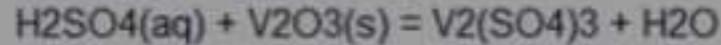
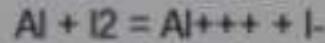
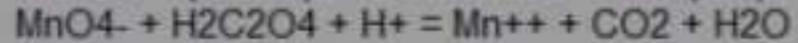
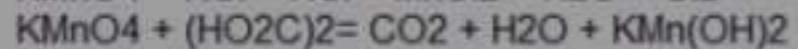
Calculadora per igualar equacions químiques

Use the Calculator Below to Balance Chemical Equations

Enter Chemical Equation: HNO3 + HCl = Cl2 + NO + H2O

Balanced Equation: 2HNO3 + 6HCl = 3Cl2 + 2NO + 4H2O

Examples of Equations you can enter:



Chemical Etching

Your partner for precision metal etching from South Germany

www.arschneidtechnik.com

Calcium carbonate

Ground calcium carbonate (GCC) fillers & extenders...CaCO₃

www.ittmico-calcium.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

$$V(\text{ox}) \cdot c(\text{ox}) \cdot n(\text{ox}) = V(\text{red}) \cdot C(\text{red}) \cdot n(\text{red})$$

↑
*Electrons guanyats
per l'oxidant*

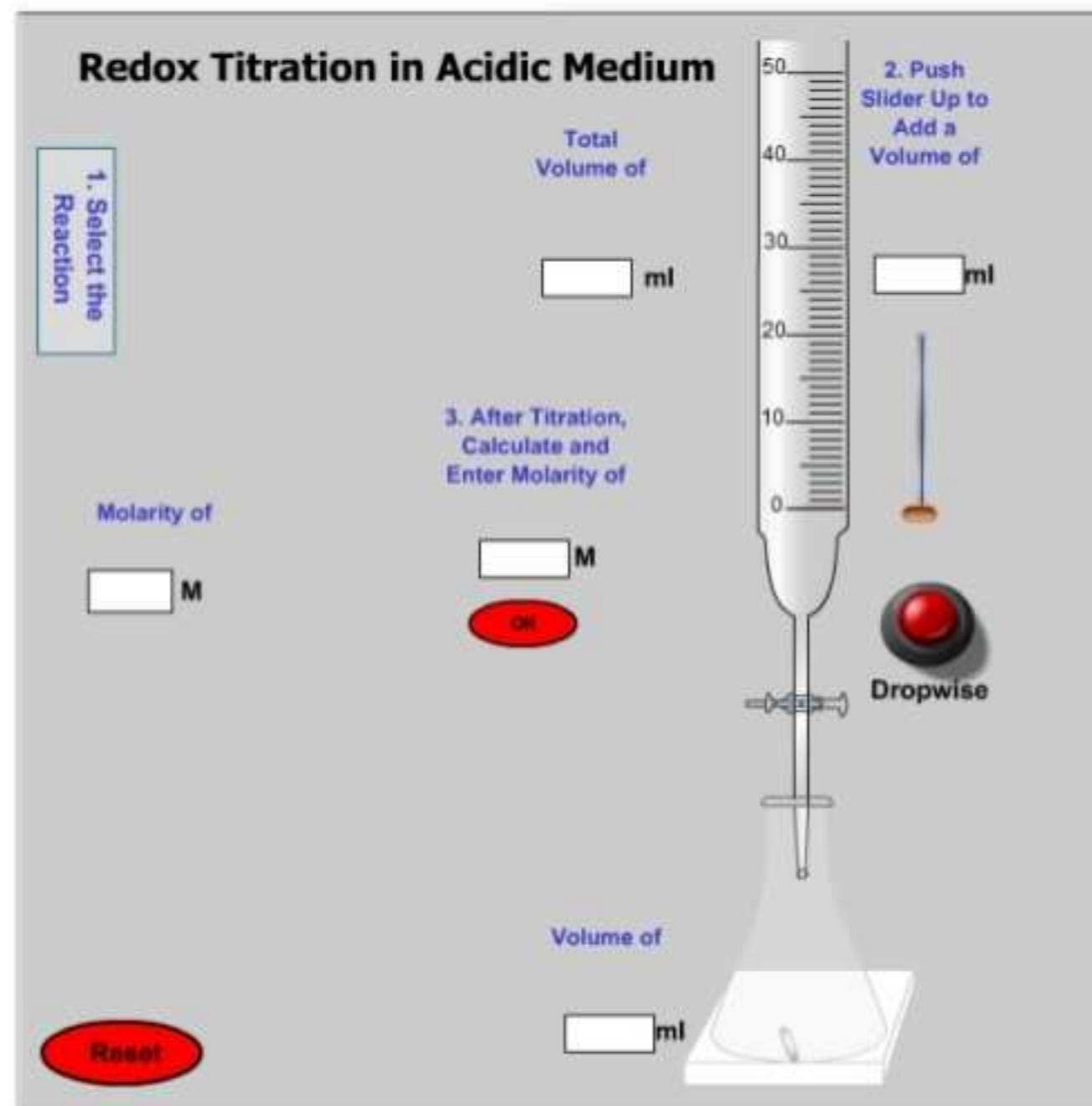
↑
*Electrons cedits
pel reductor*

V = Volum emprat de dissolució (L o mL)

c = concentració (mol/L)

n = nombre d'electrons guanyats o cedits

Volumetries redox



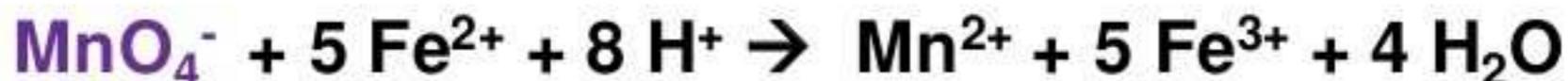
Volumetries redox

Redox Titration.mov



<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**.

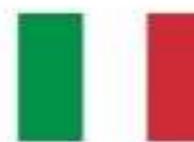


SCIENCEphotOLIBRARY



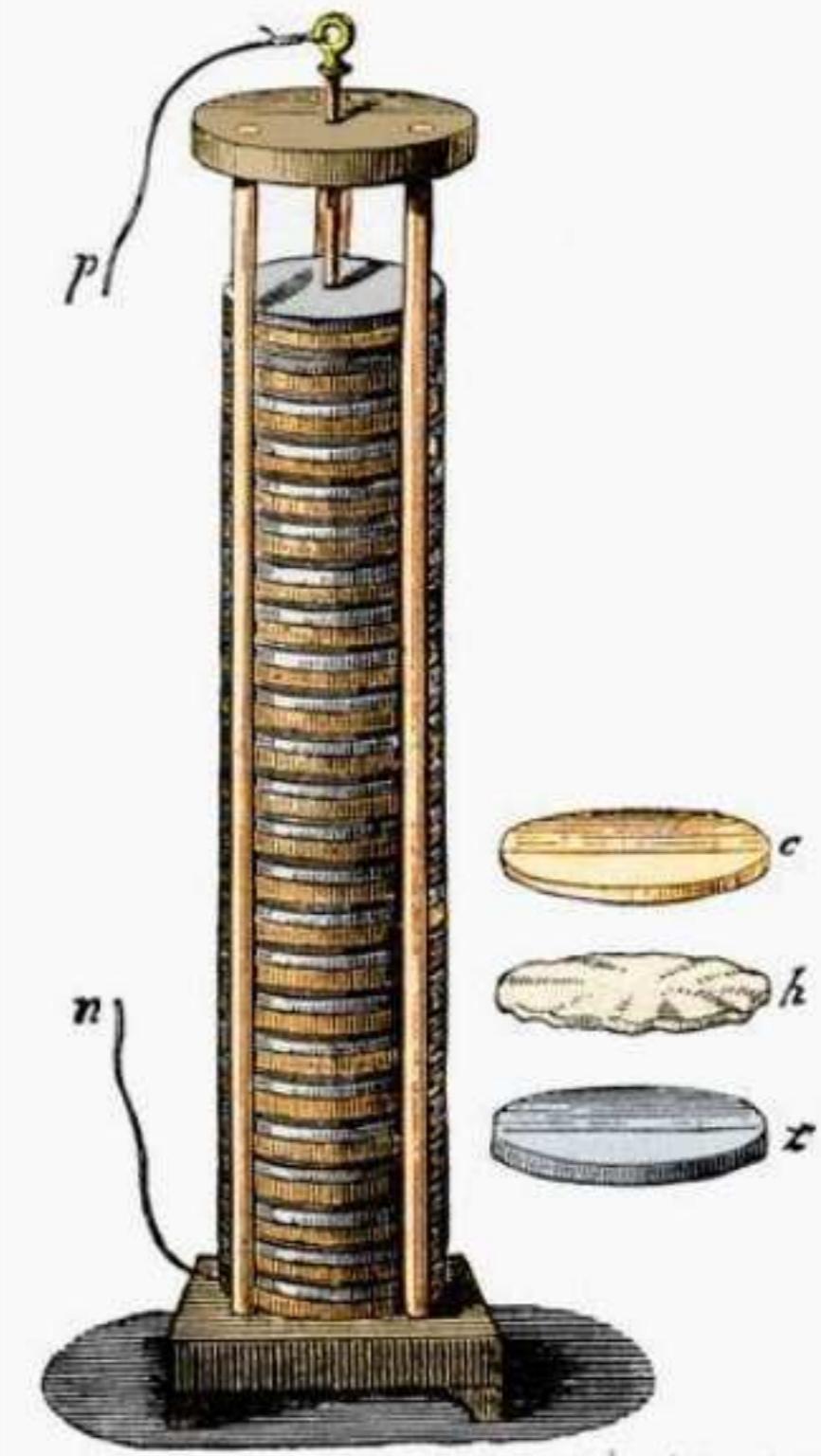
Allesandro Volta

(1745-1827)



Pila de Volta (1800)

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



Pila Daniell (1836)



John F. Daniell
(1790-1845)

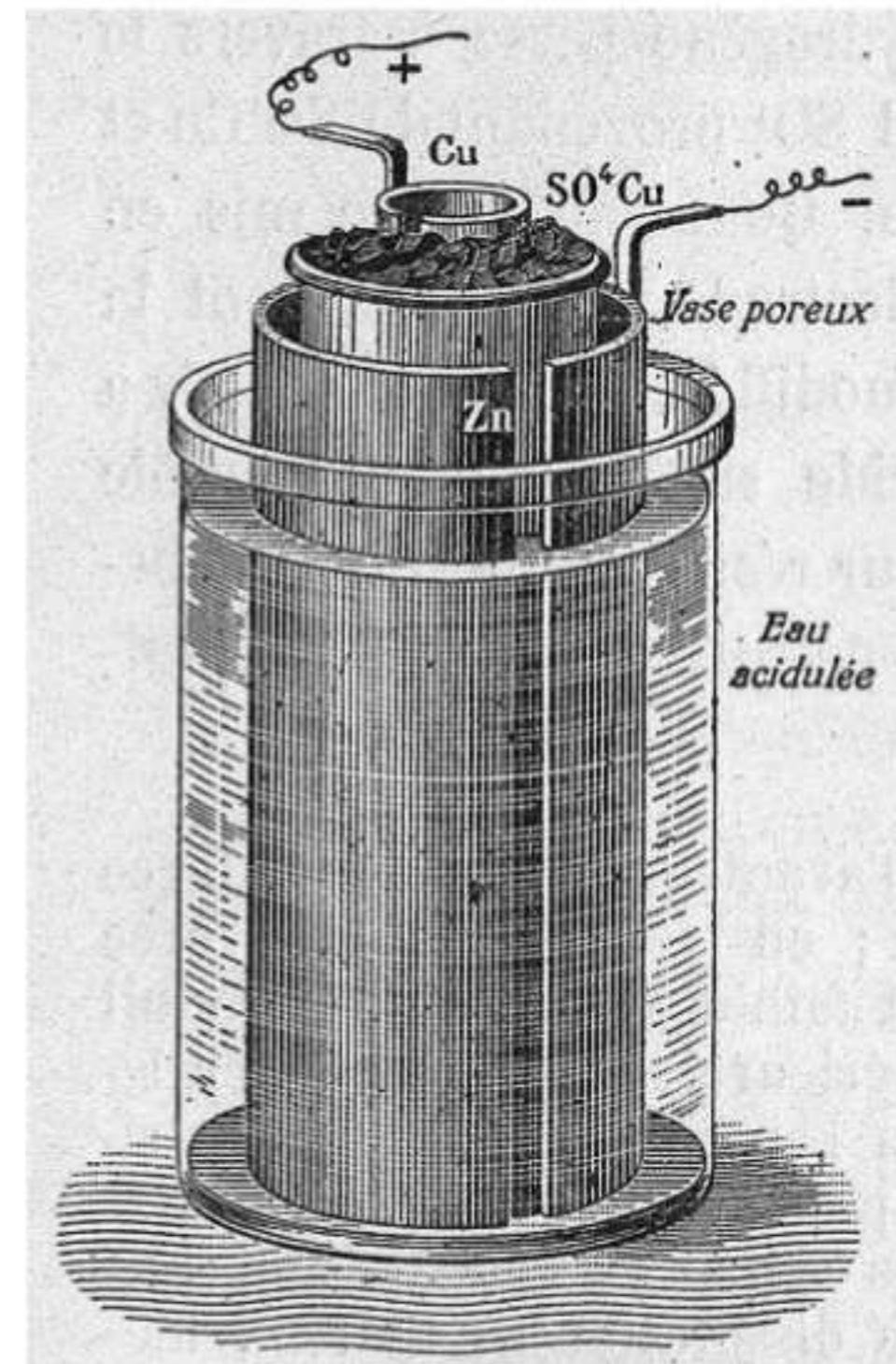


Fig. 284. — Élément Daniell.

Pila Daniell

Reaccions en els elèctrodes

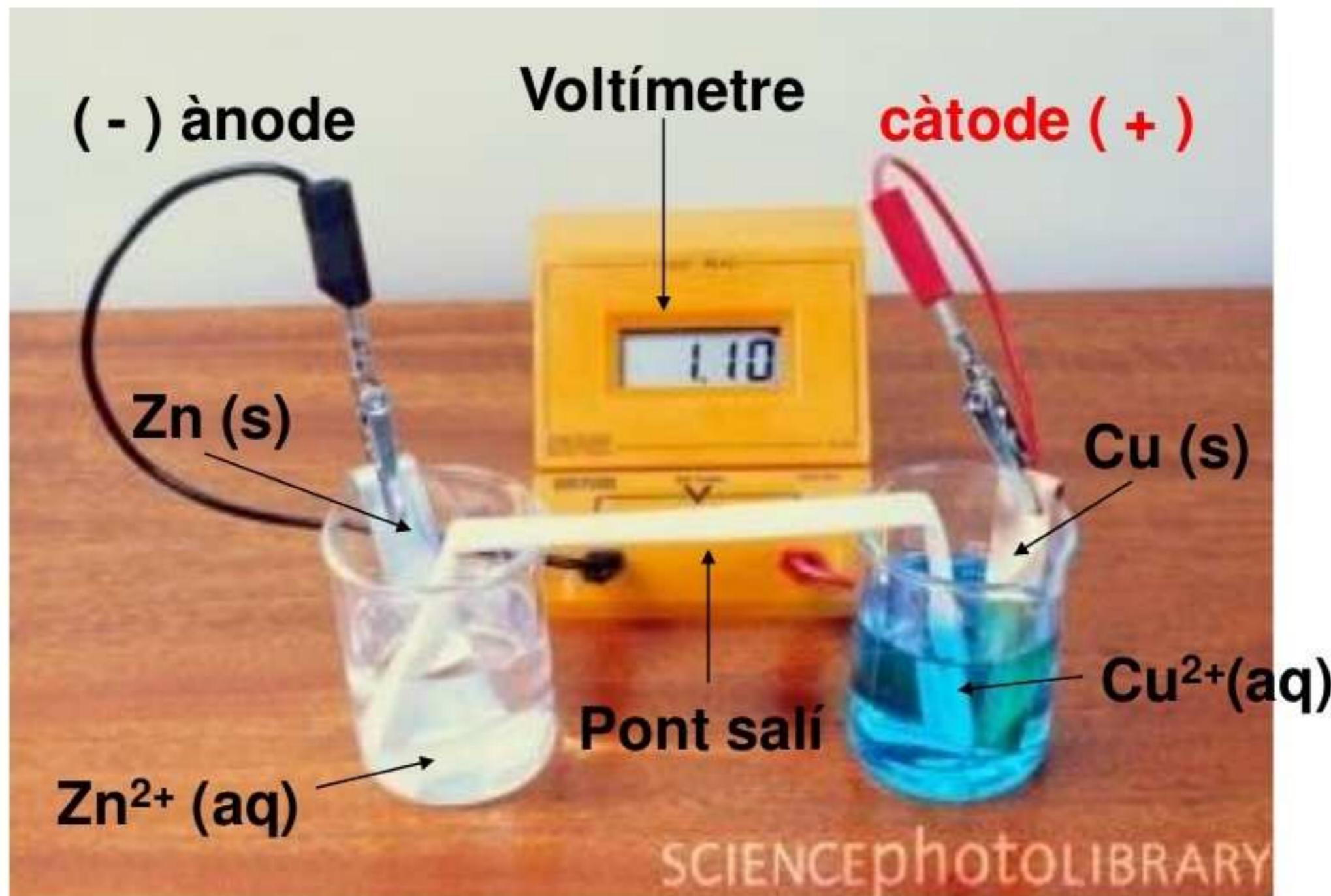


Funcionament

Els **electrons** es mouen **de l'ànode al càtode** a través del fil conductor.

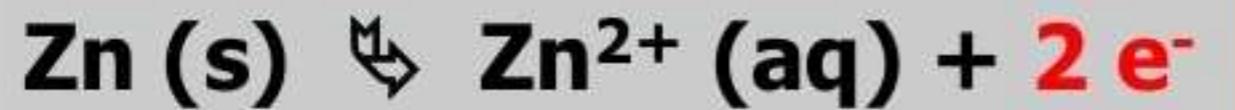
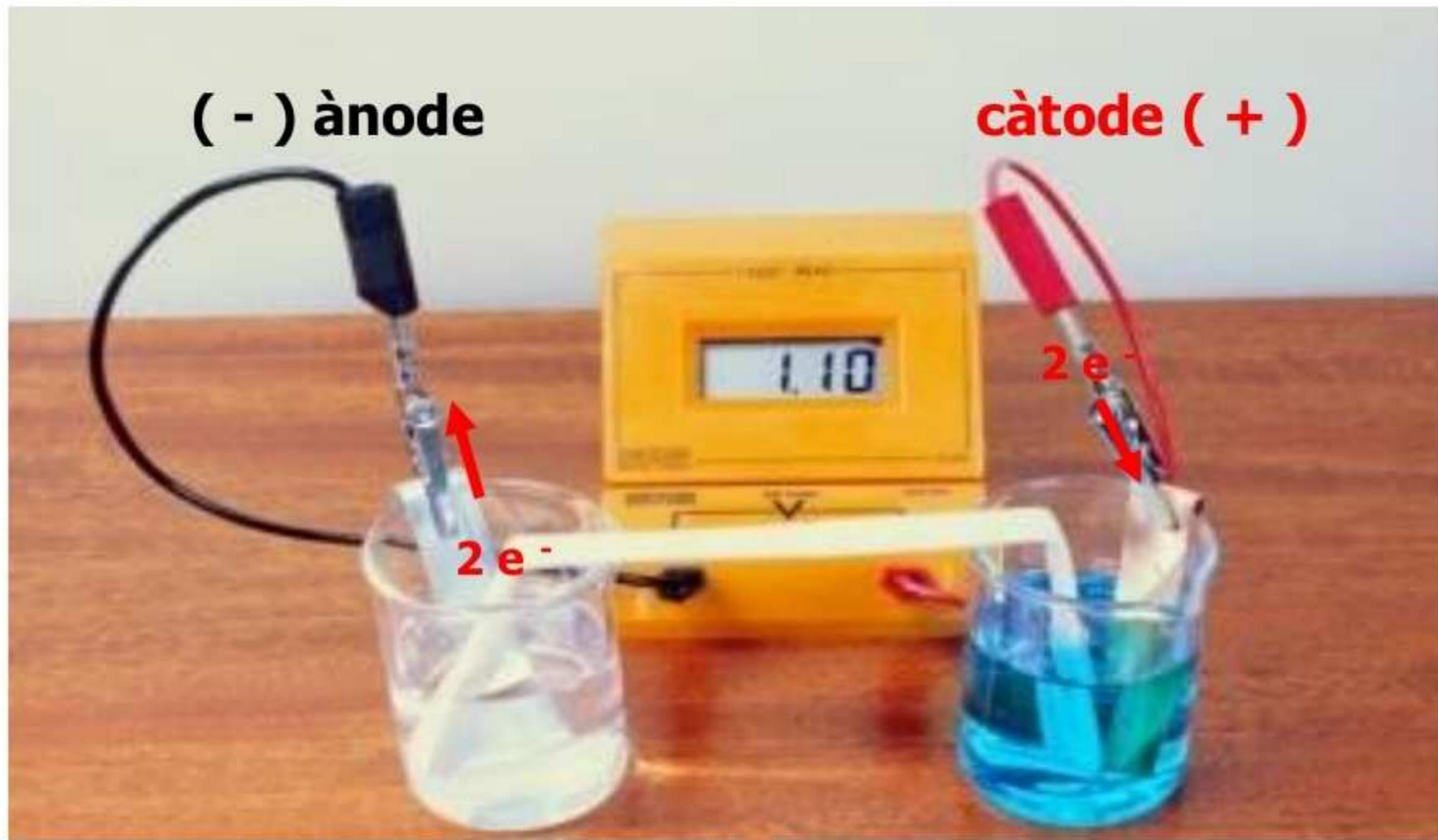
El **pont salí** (o una **paret porosa**) permet el **pas d'ions per compensar les càrregues** que es formen i desapareixen a cada elèctrode.

Pila Daniell

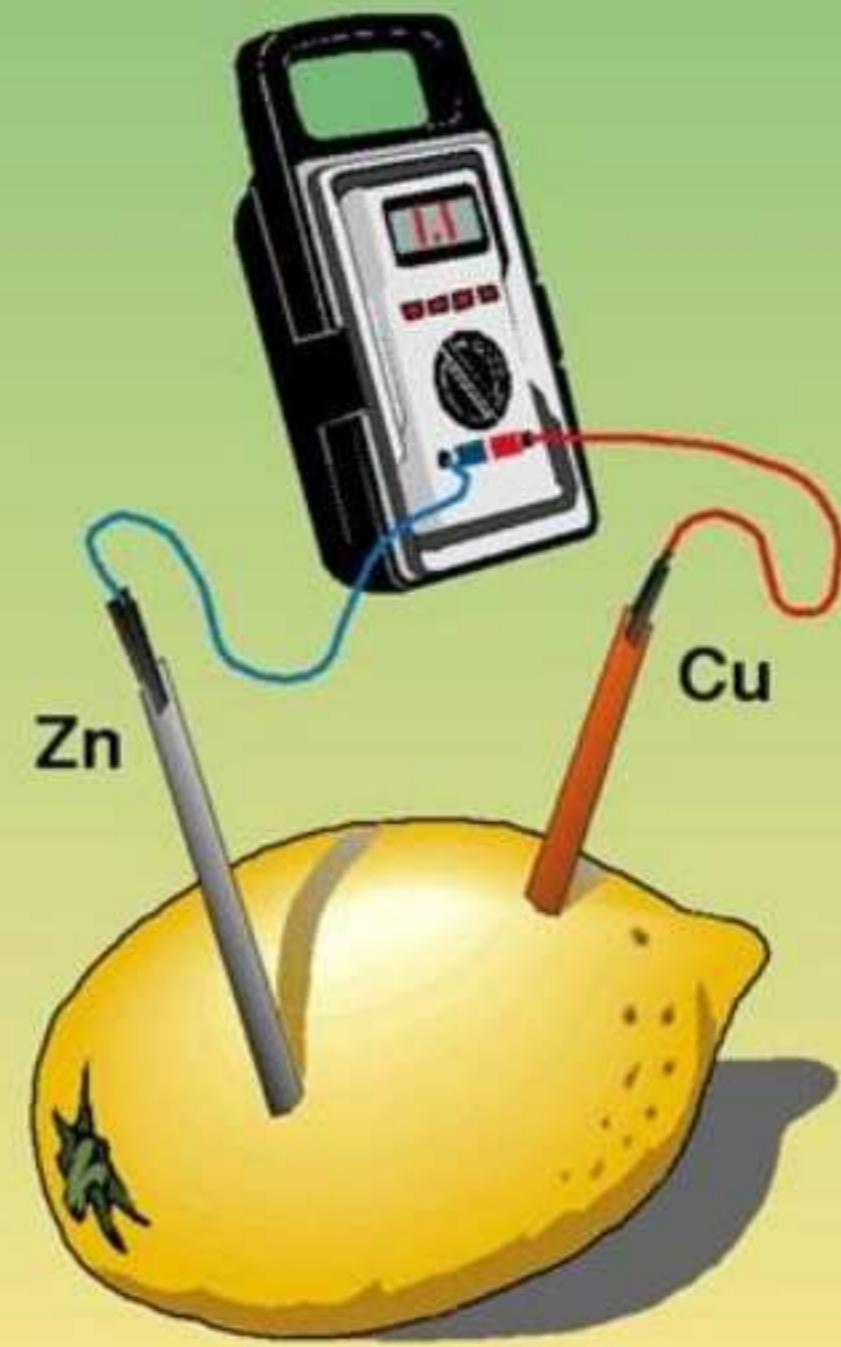
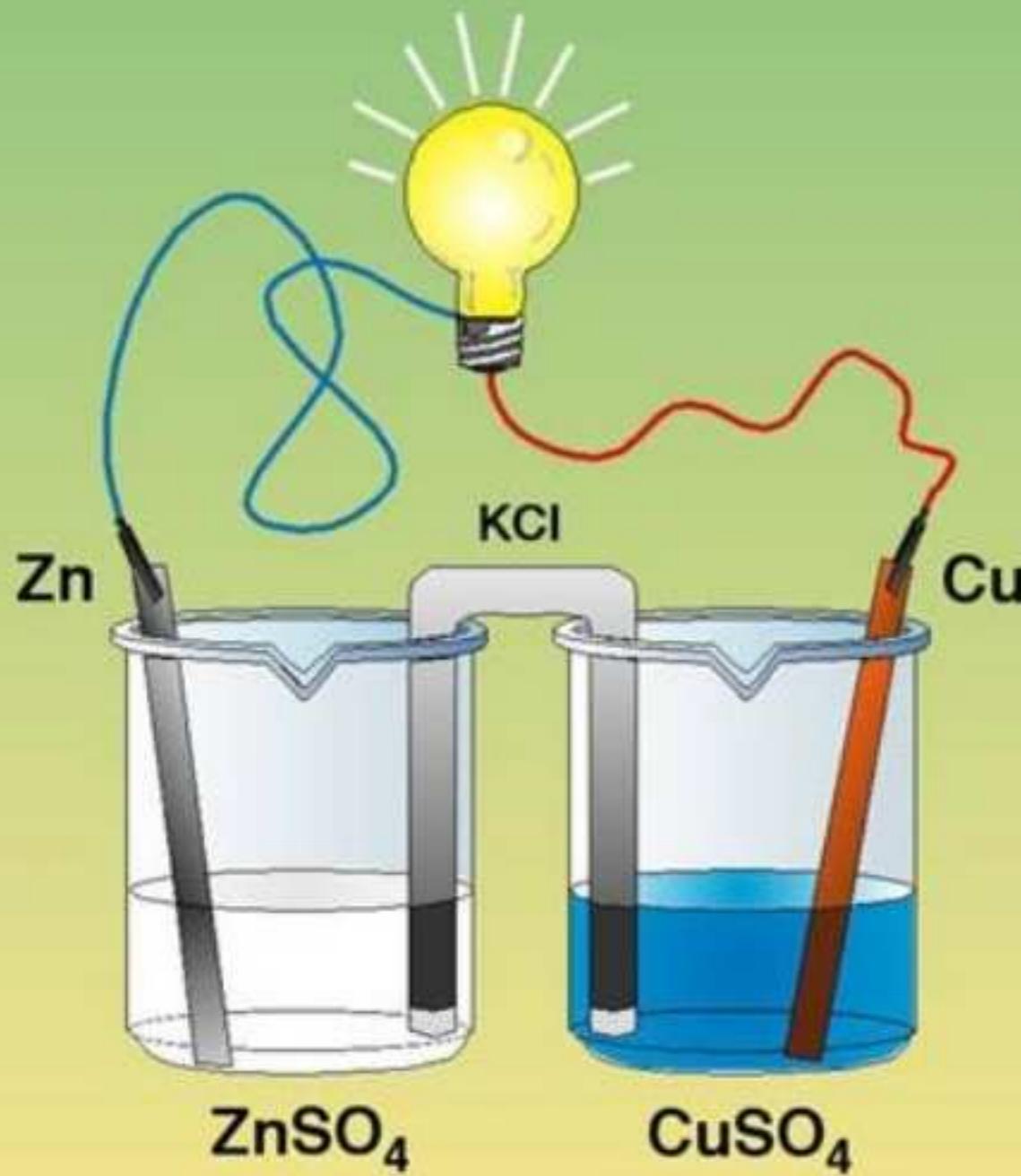


SCIENCEphotOLIBRARY

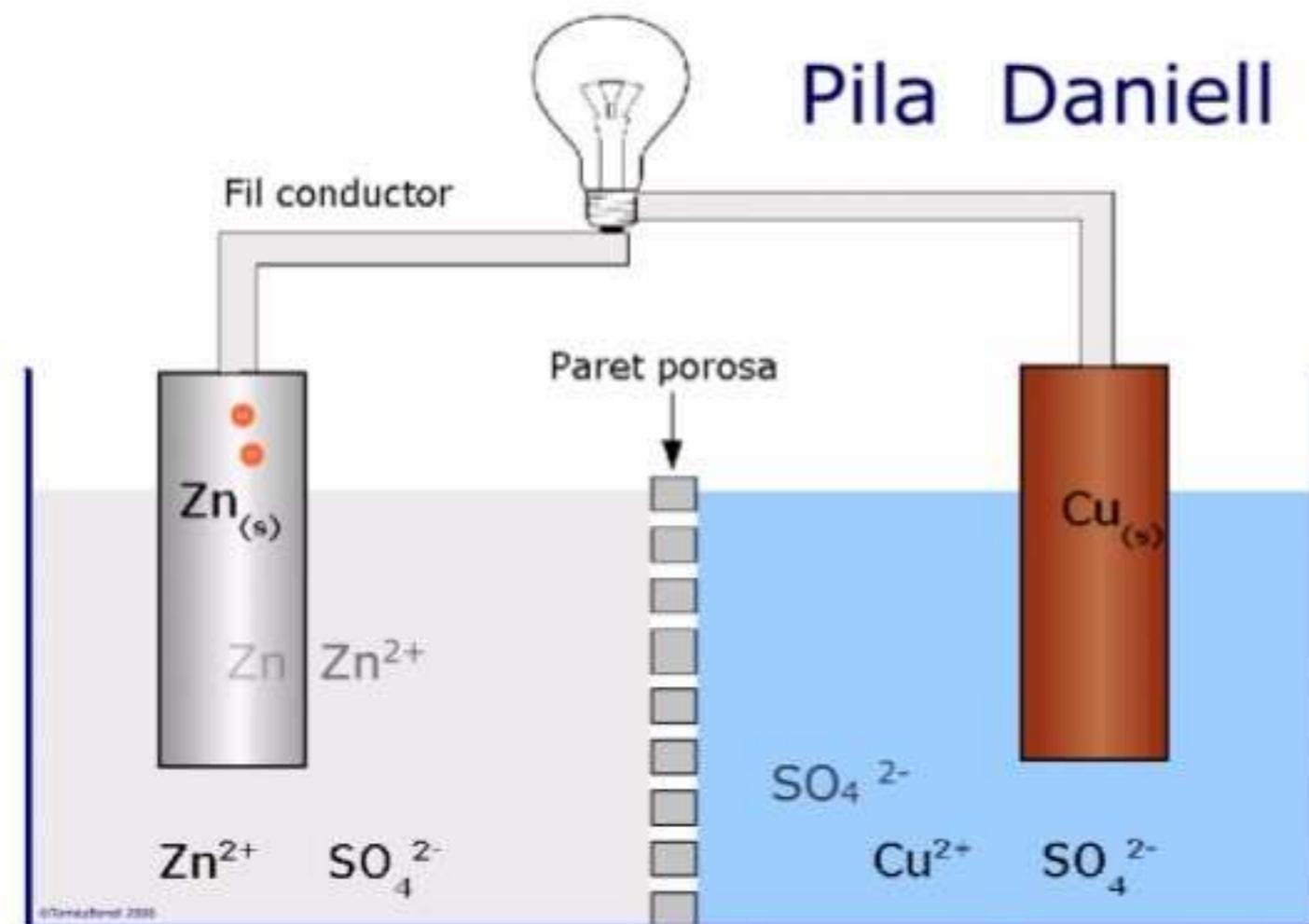
Pila Daniell



Pila Daniell



Pila Daniell

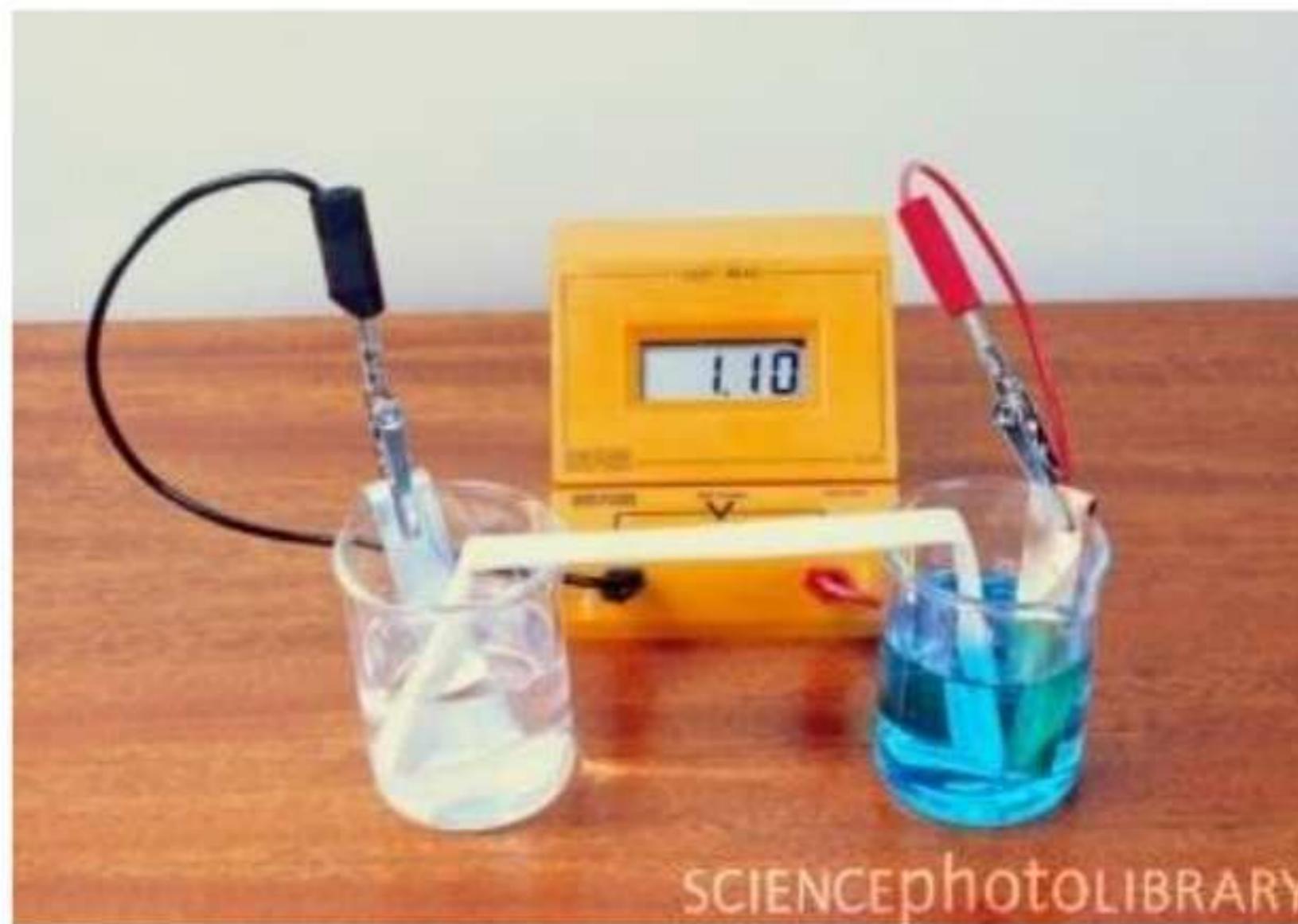


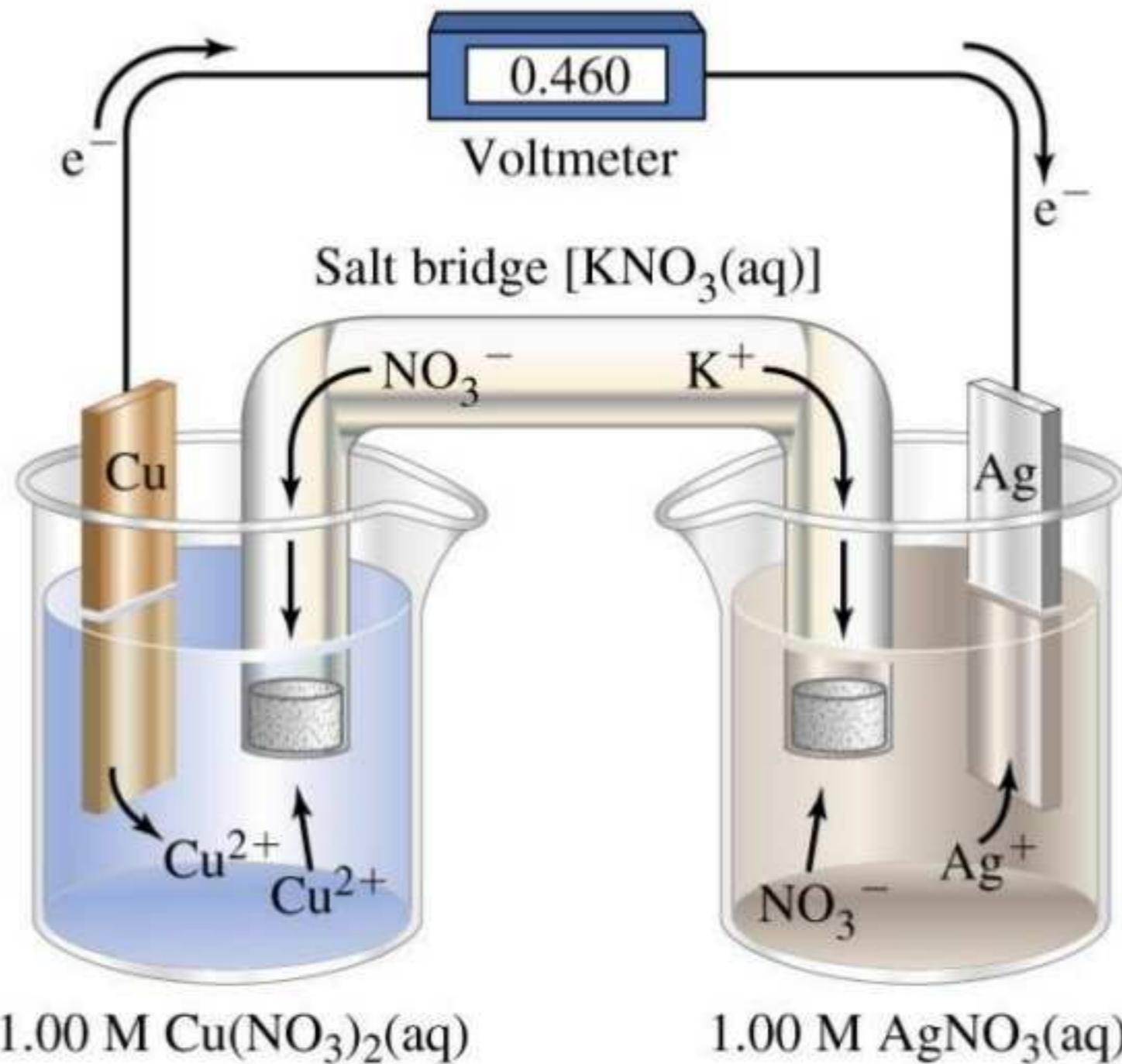
Funcionament d'una pila (cel.la galvànica)

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

<http://www.iesberenguer.net/departaments/fisicaiquimica/tecnicas/piladaniell.swf>

Representació esquemàtica d'una pila

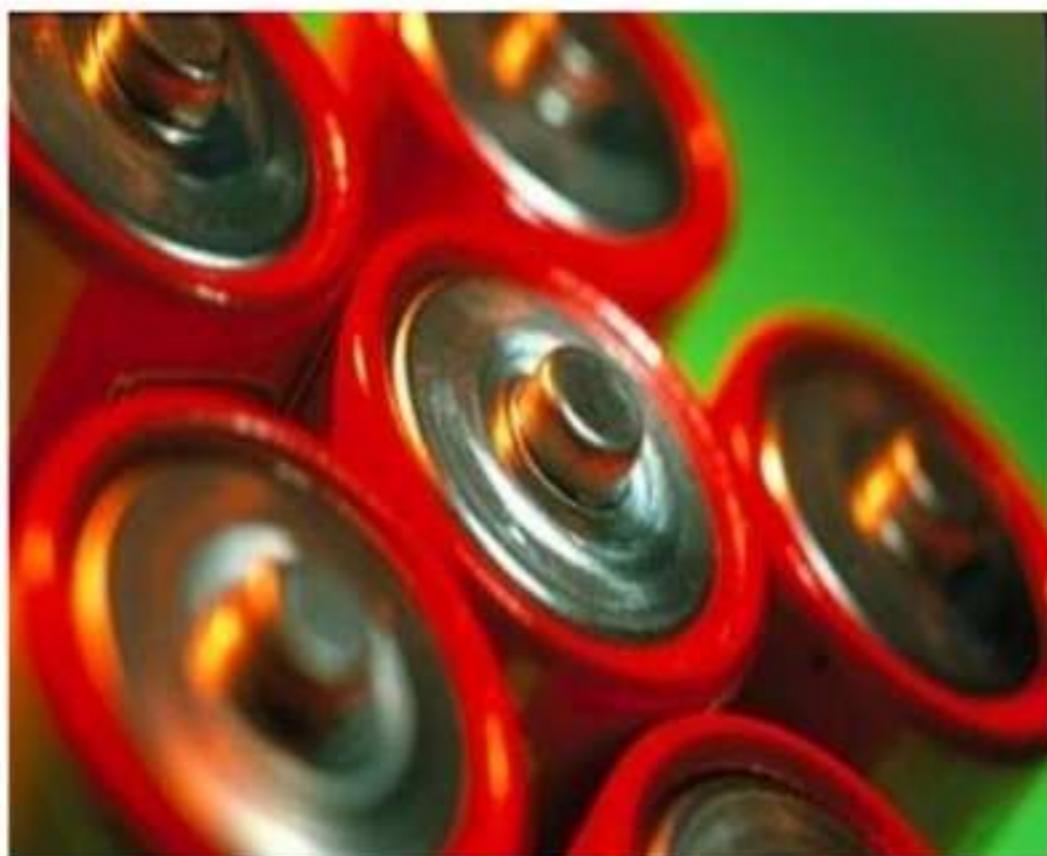




✍ **Exercici:** escriu la **representació simplificada** d'aquesta pila

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: 



00:023/04:11:2

Piles i bateries

Durada: 5min.

Programa Encyclopédia 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

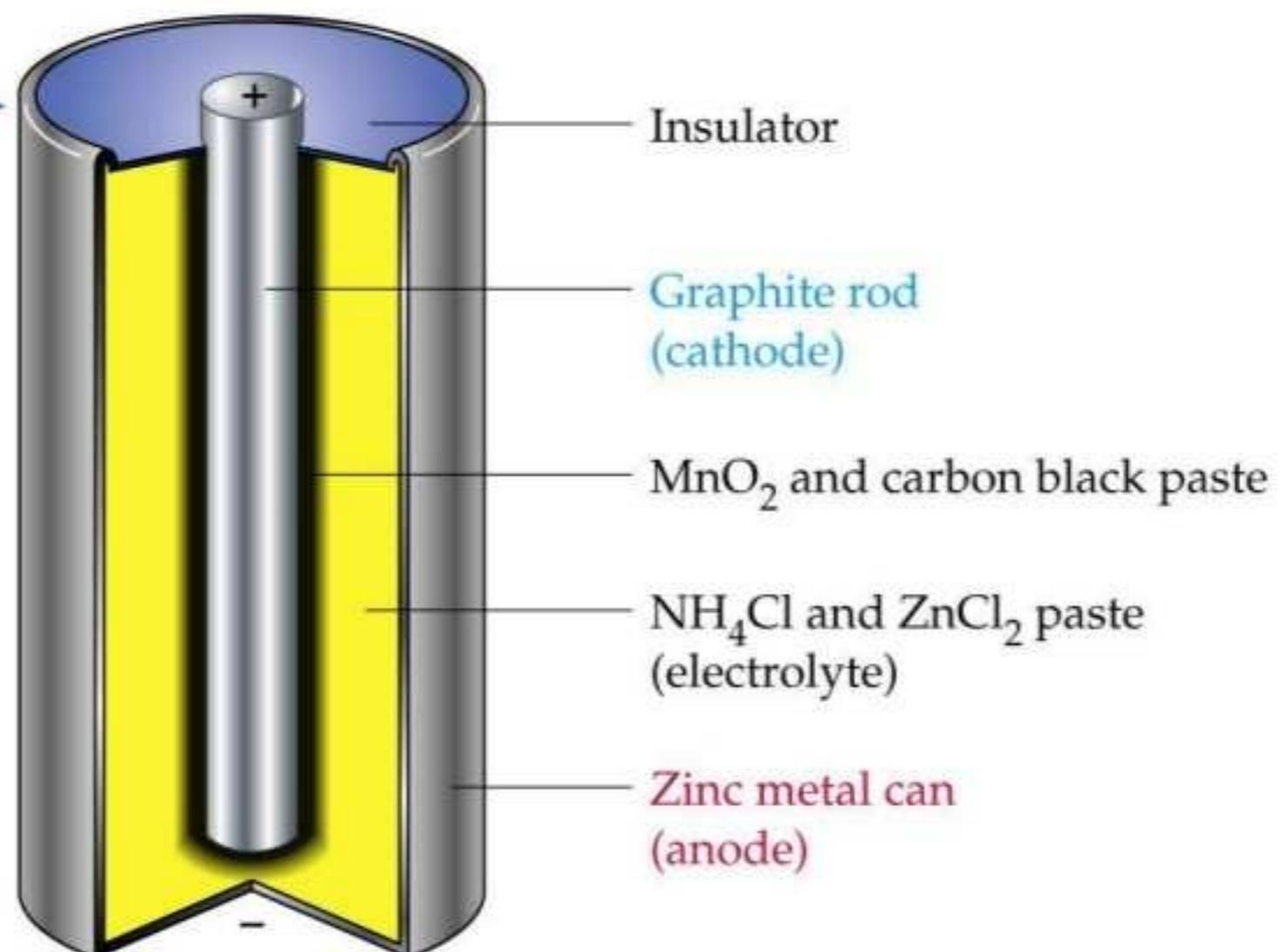
Las pilas son acumuladores de energía que generan electricidad a través de una serie de procesos químicos.

pulsa



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

Pila seca (Leclanché)

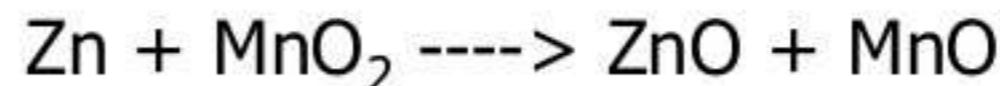
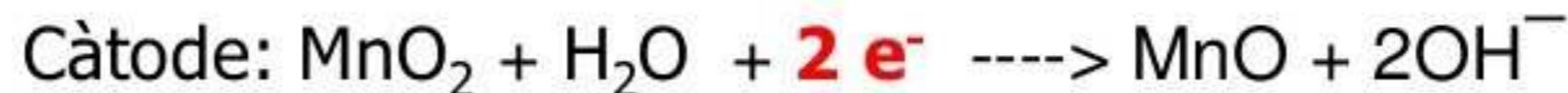


Pila seca (Leclanché)

Ànode: Zn

Càtode: MnO₂ + C

Electròlit: NH₄Cl + ZnCl₂



Pila alcalina

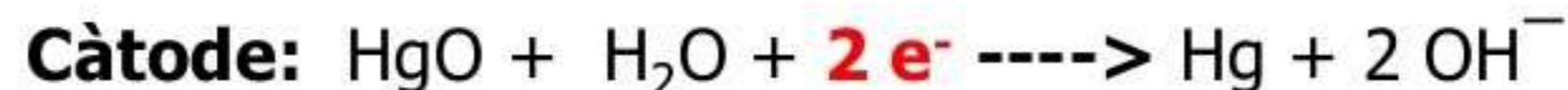
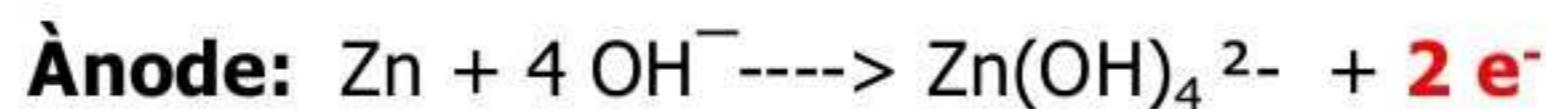
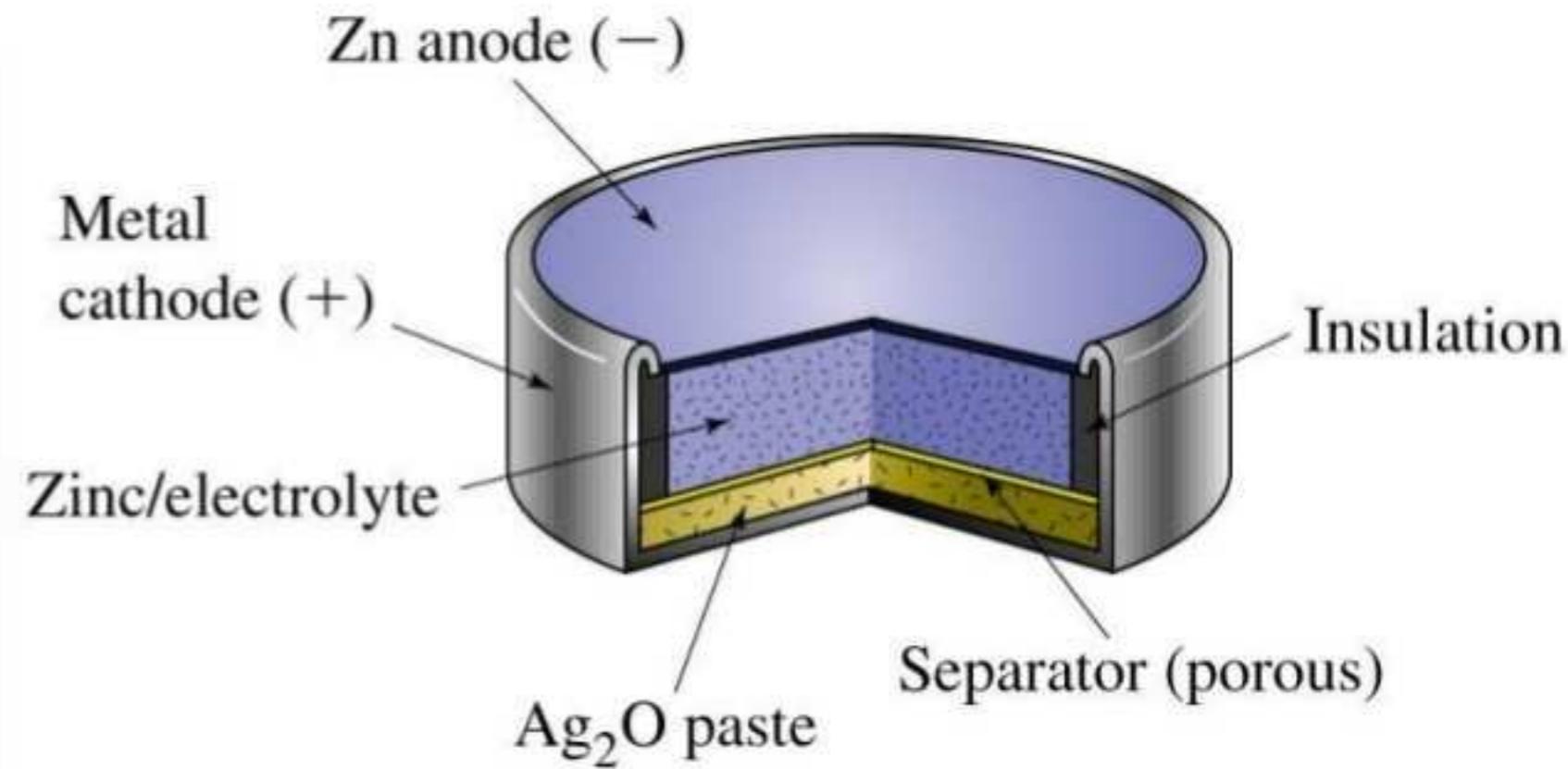
Ànode: Zn

Càtode: MnO₂ + C

Electròlit: KOH (30%)



Pila botó



Pila recargable (Ni-Cd)



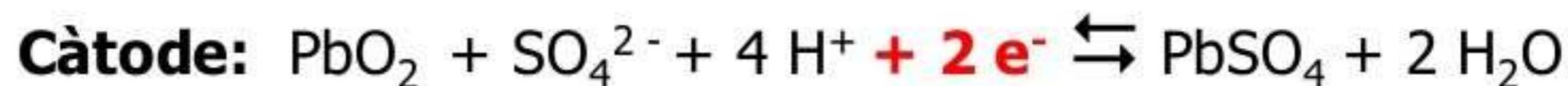
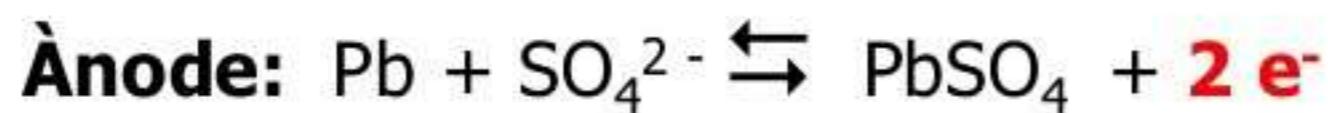
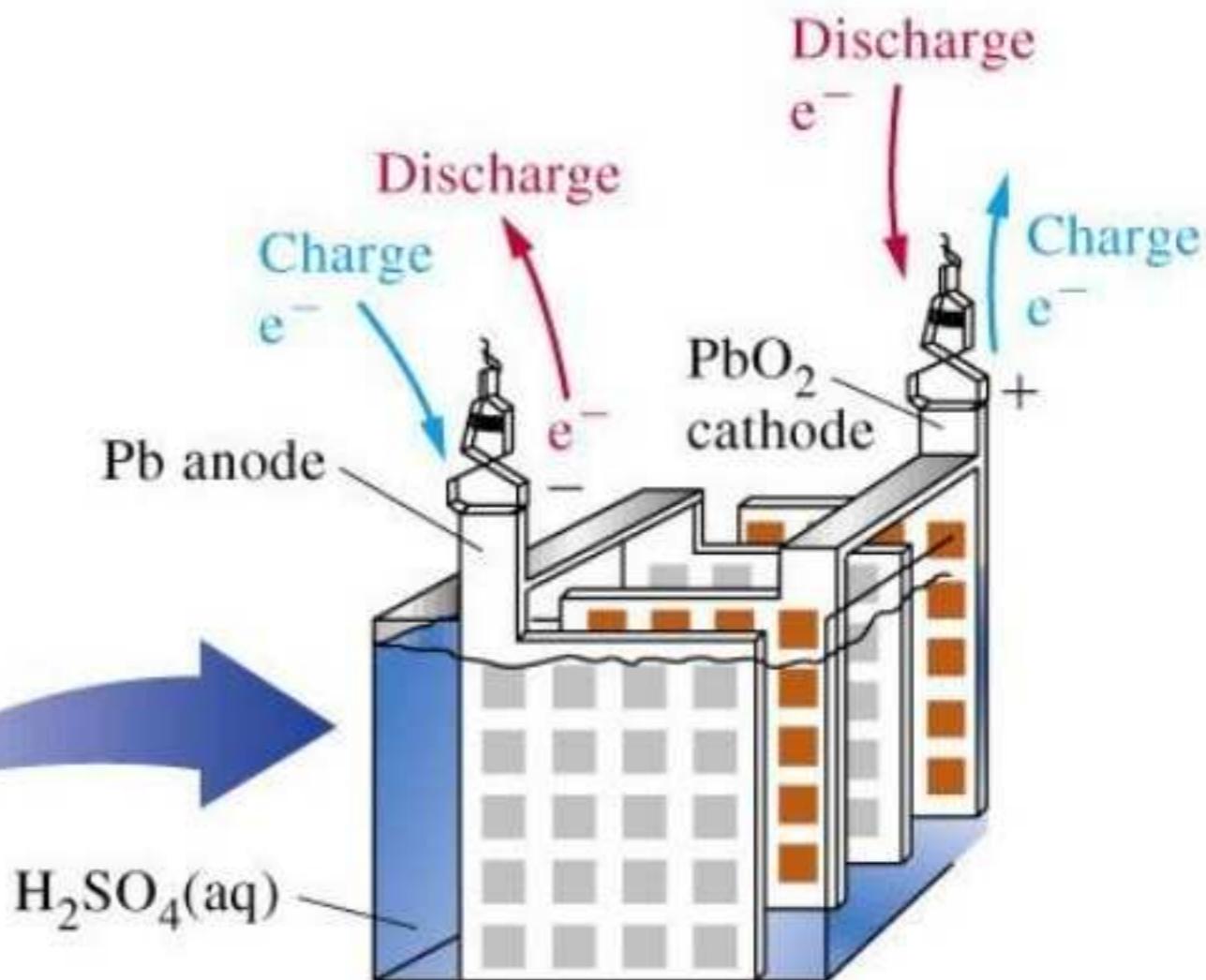
Ànode: Cd

Càtode: NiO₂

Electròlit: KOH (30%)



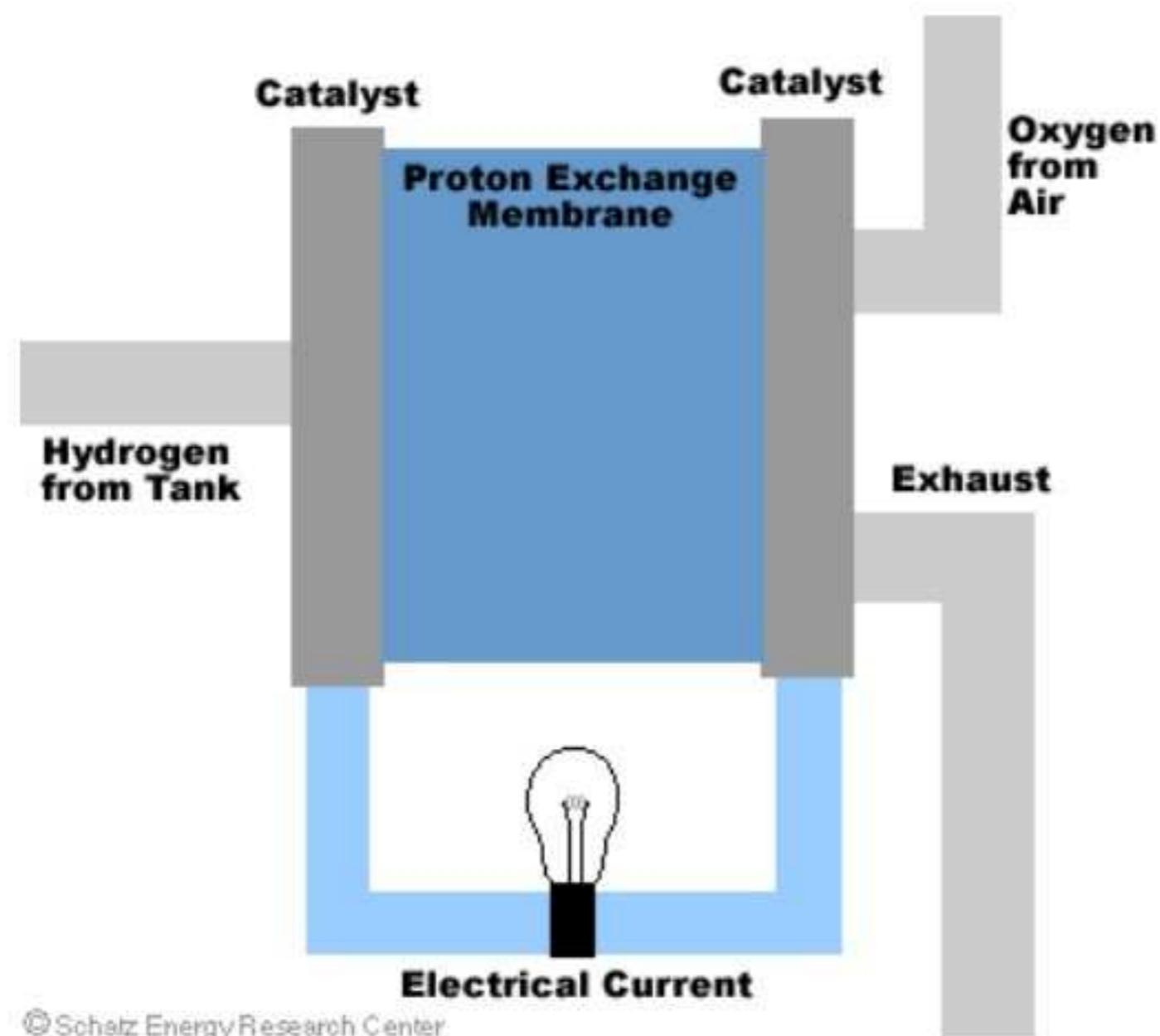
Acumulador de plom



Pila de combustible



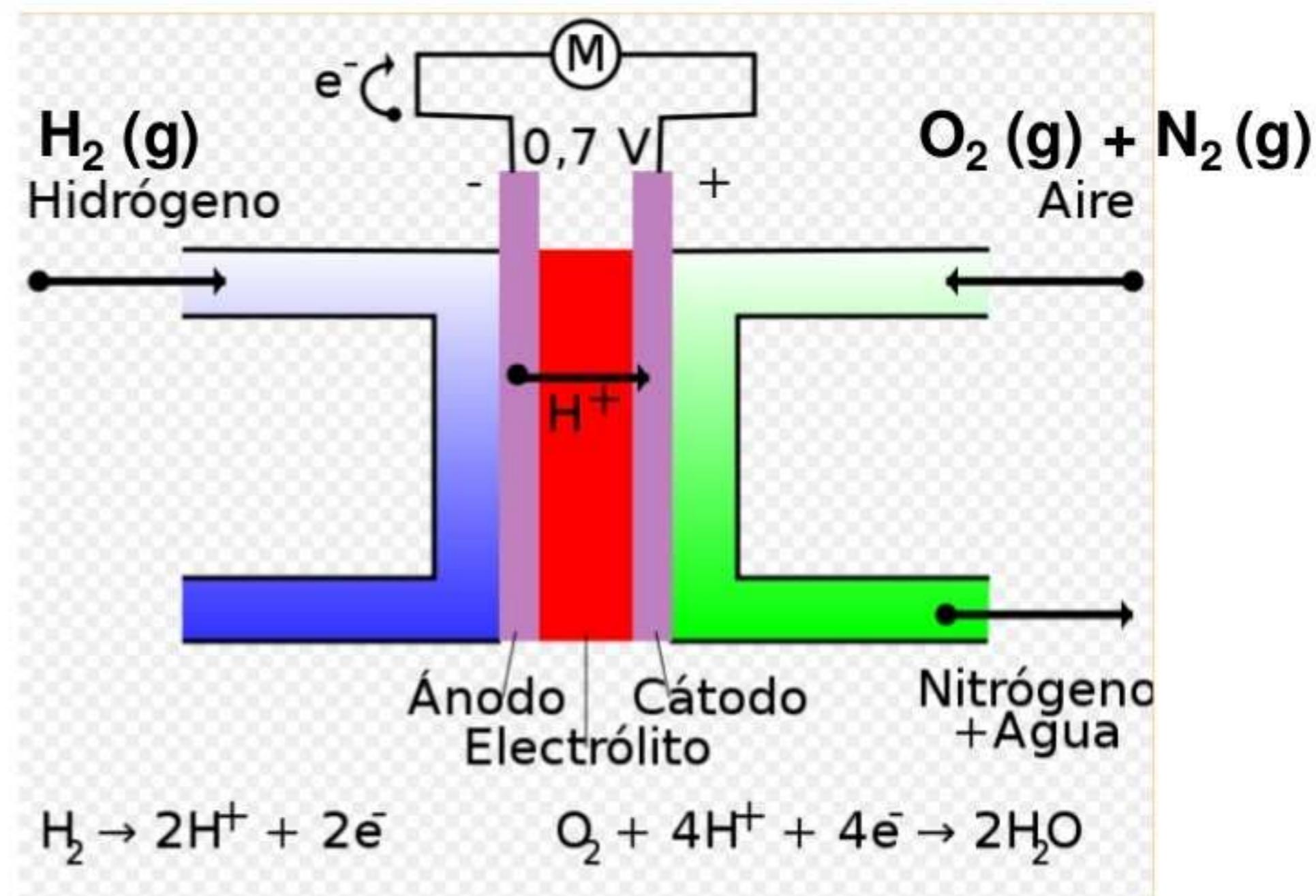
Pila de combustible



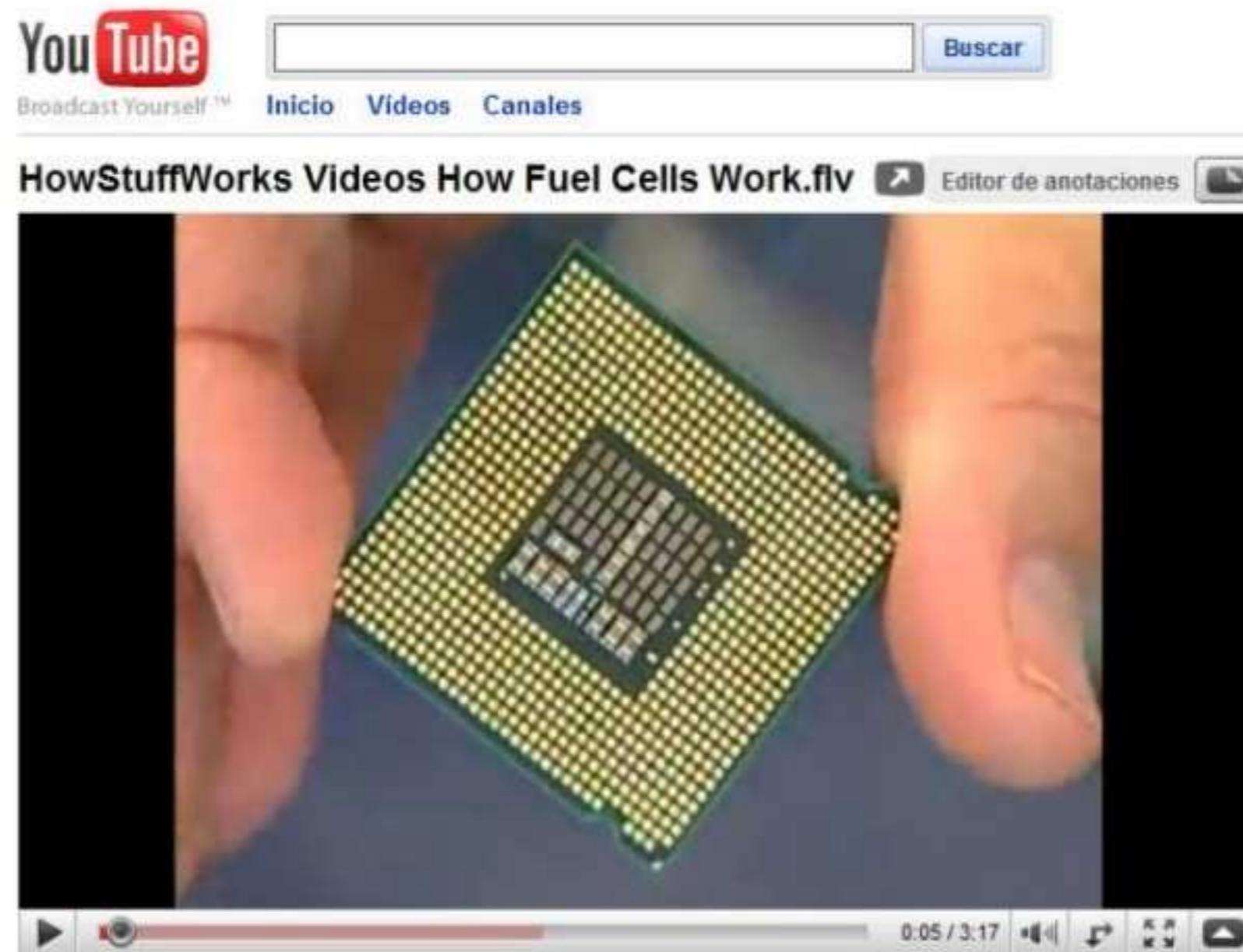
© Schatz Energy Research Center

[http://www.claudio-otero.cl/fuel cells/](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

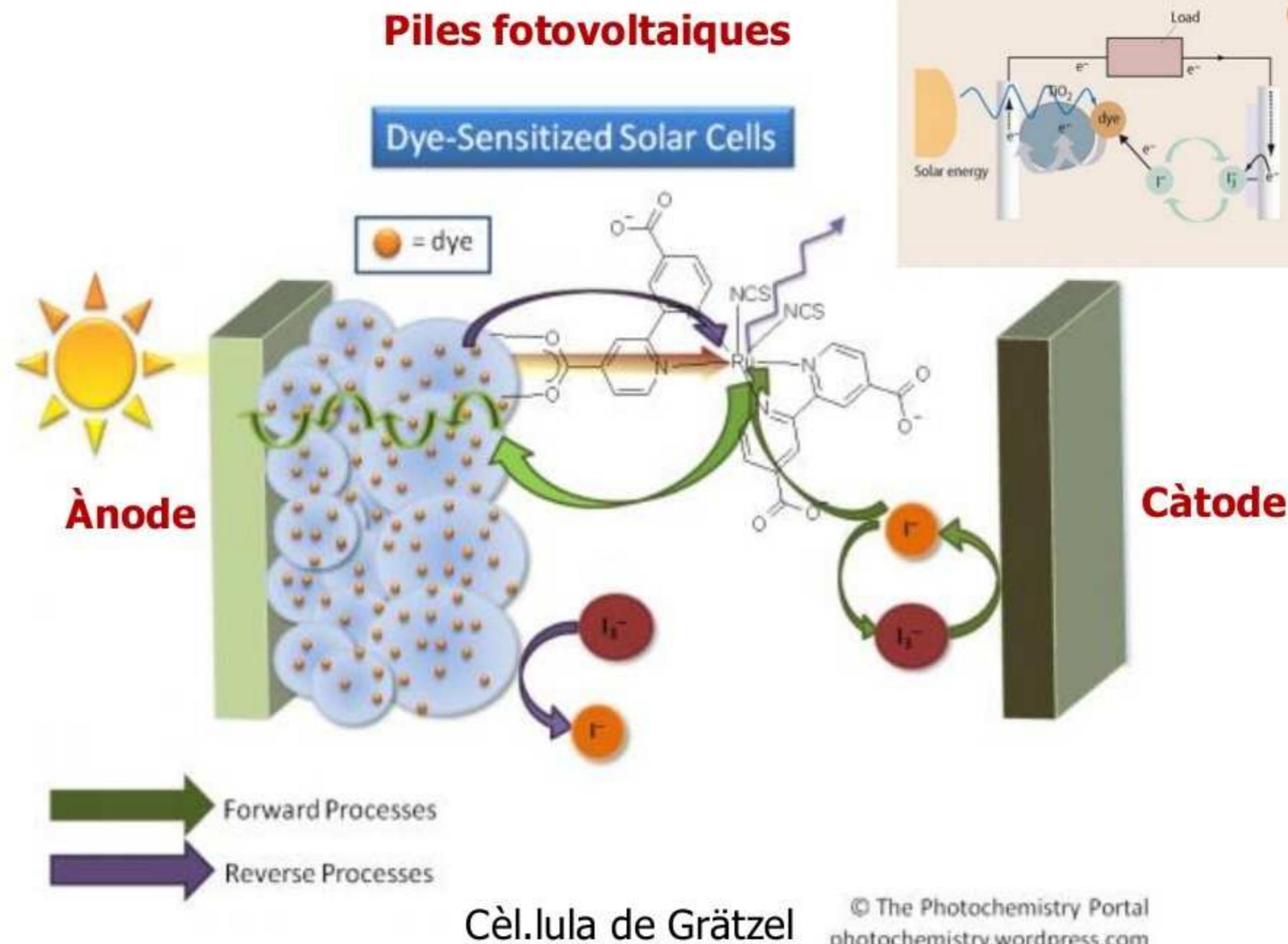
Permeten obtenir energia elèctrica a partir d'energia lluminosa.

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 càtode que conté **ions iodur**.



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 sustàncies químiques poden ser arrosegades per l'aigua i ser absorvides per plantes i animals pasant 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 pugui 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 metals 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 autònombes, 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

Ambit Ciències naturals, Tutoria, Ciències socials

Àrea Coneixement del medi

Nivell

00:19:5/03:12:1

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



Força electromotriu estàndard (E^o_{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)**



Força electromotriu estàndard (E°_{pila})

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
Cs^+	+ 1 e^-	→	Cs
K^+	+ 1 e^-	→	K
Ba^{2+}	+ 2 e^-	→	Ba
Sr^{2+}	+ 2 e^-	→	Sr
Ca^{2+}	+ 2 e^-	→	Ca
Na^+	+ 1 e^-	→	Na
Mg^{2+}	+ 2 e^-	→	Mg
Be^{2+}	+ 2 e^-	→	Be
Al^{3+}	+ 3 e^-	→	Al
Mn^{2+}	+ 2 e^-	→	Mn
Zn^{2+}	+ 2 e^-	→	Zn
Cr^{3+}	+ 3 e^-	→	Cr
Fe^{2+}	+ 2 e^-	→	Fe
Cd^{2+}	+ 2 e^-	→	Cd
Ni^{2+}	+ 2 e^-	→	Ni
Sn^{2+}	+ 2 e^-	→	Sn
Pb^{2+}	+ 2 e^-	→	Pb
H^+	+ 1 e^-	→	1/2 H_2
Cu^{2+}	+ 2 e^-	→	Cu
Cu^+	+ 1 e^-	→	Cu
1/2 I_2	+ 1 e^-	→	I^-
Fe^{3+}	+ 1 e^-	→	Fe^{2+}
Ag^+	+ 1 e^-	→	Ag
Hg^{2+}	+ 2 e^-	→	Hg
1/2 Br_2	+ 1 e^-	→	Br^-
1/2 Cl_2	+ 1 e^-	→	Cl^-
Au^{3+}	+ 3 e^-	→	Au
1/2 F_2	+ 1 e^-	→	F ⁻

Càlcul de la fem de la pila Daniell:



ànode

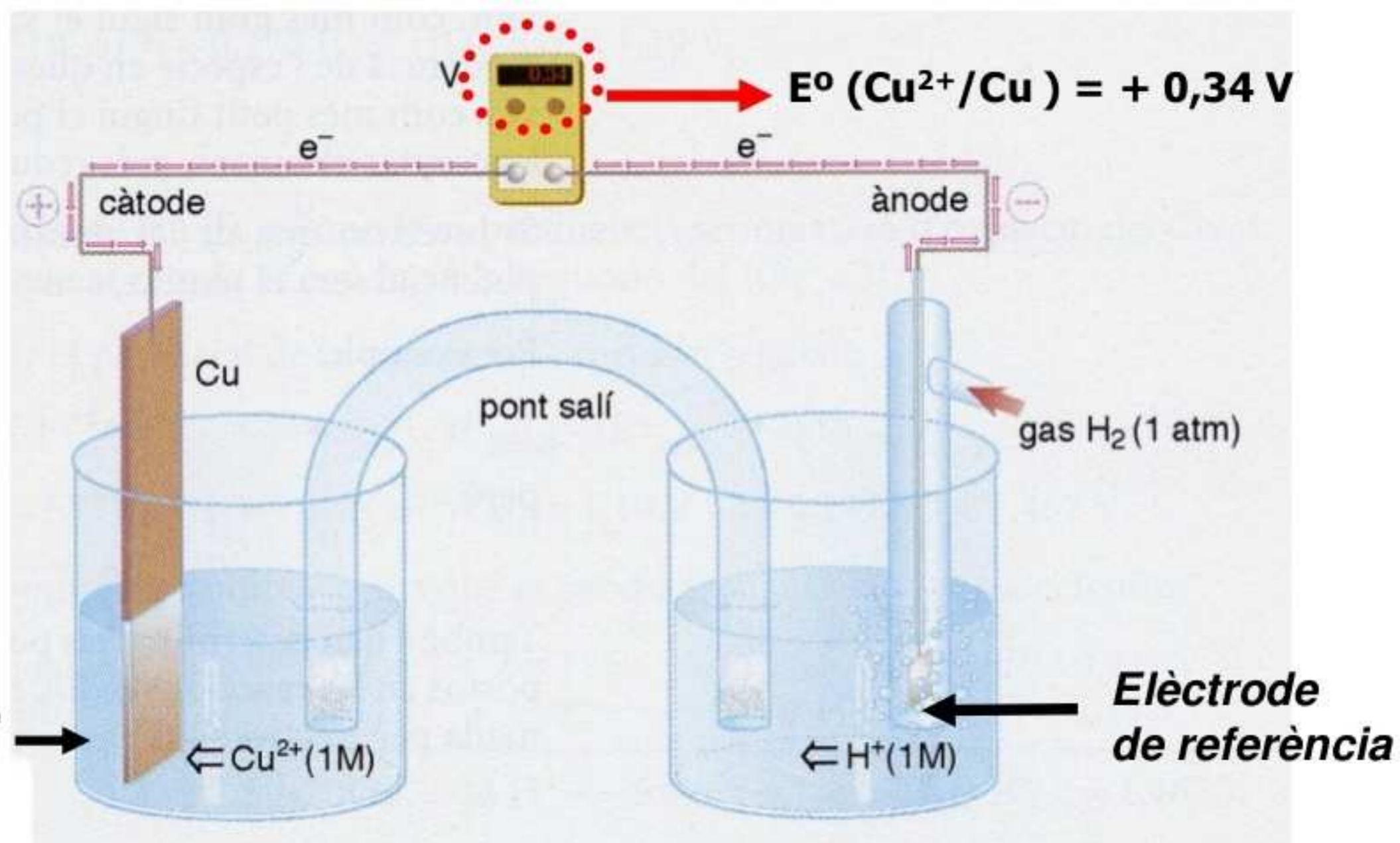
càtode

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

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

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

Potencials estàndard de reducció (E°)



Elèctrode
de coure

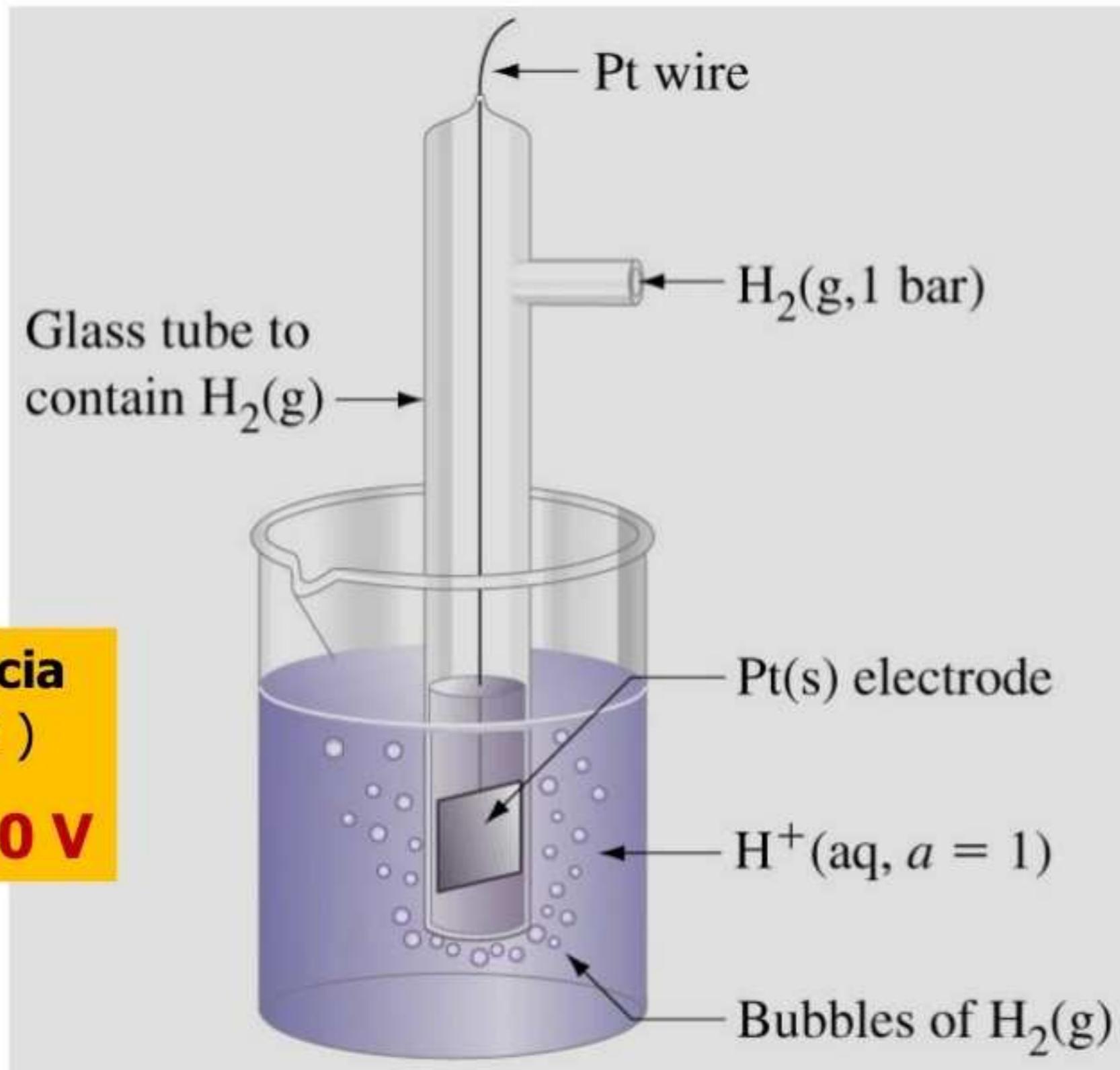
*Elèctrode
de referència*

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

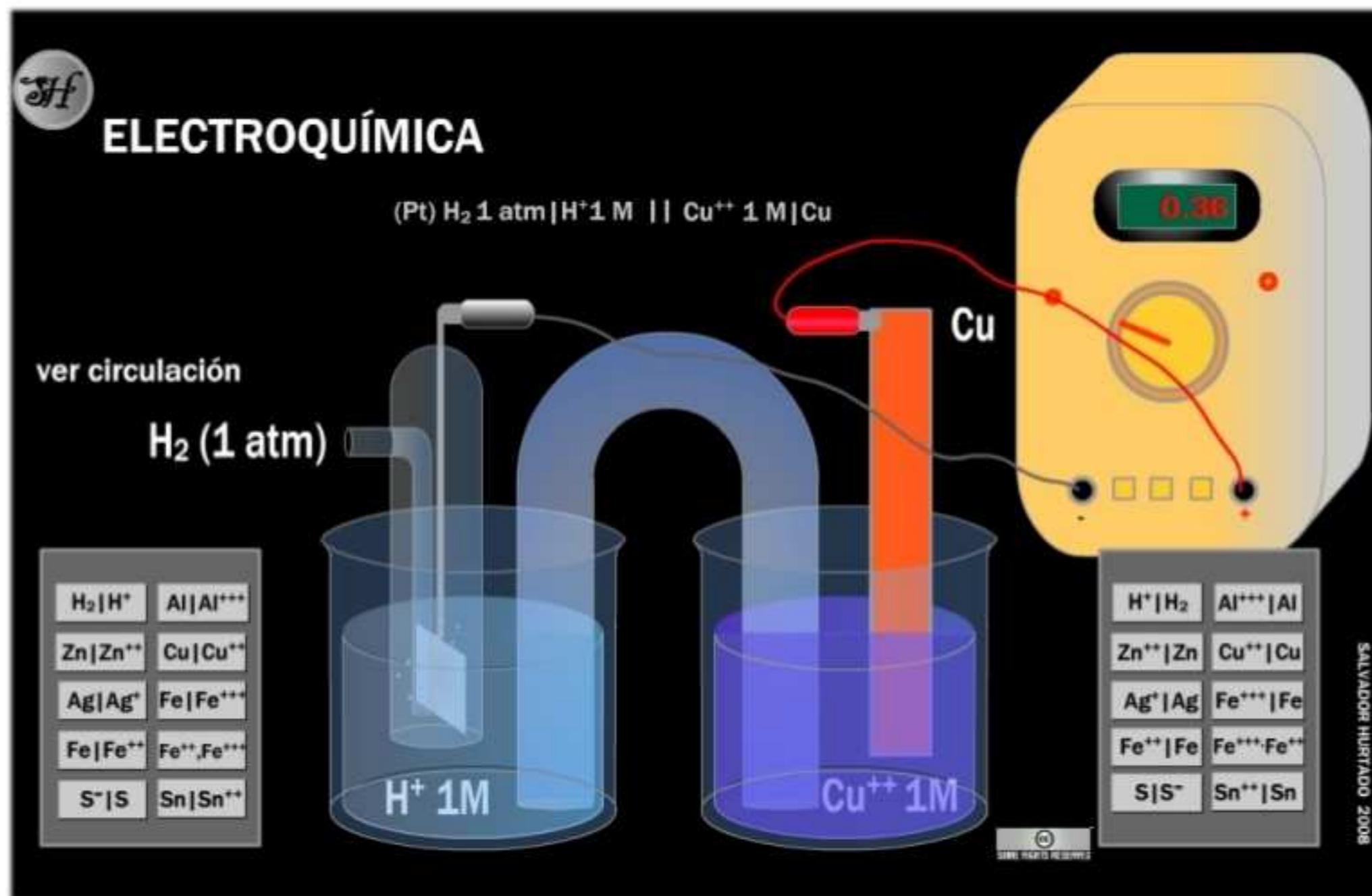
Potencials estàndard de reducció (E°)

Elèctrode de referència
(elèctrode d'hidrogen)

$$E^\circ (H^+ / H_2) = 0,0 \text{ V}$$



Potencials estàndard de reducció (Eº)



<http://salvadorhurtado.wikispaces.com/file/view/electroq.swf>

Tipus d'elèctrodes

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

El mateix metall fa d'elèctrode

Exemple: Zn (s) / Zn²⁺(s)

II. Dos ions en dissolució

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

Exemple: elèctrode Fe³⁺ (aq) /Fe²⁺ (aq)

III. Un ió en dissolució i un gas

S'anomenen **elèctrodes de gasos**

Exemple: elèctrode H₂ (g) / H⁺ (aq)

Predicció de reaccions redox

Semireacció a l'elèctrode			Potencial normal de reducció E°
Li^+	+ 1 e ⁻	→	Li
Cs^+	+ 1 e ⁻	→	Cs
K^+	+ 1 e ⁻	→	K
Ba^{2+}	+ 2 e ⁻	→	Ba
Sr^{2+}	+ 2 e ⁻	→	Sr
Ca^{2+}	+ 2 e ⁻	→	Ca
Na^+	+ 1 e ⁻	→	Na
Mg^{2+}	+ 2 e ⁻	→	Mg
Be^{2+}	+ 2 e ⁻	→	Be
Al^{3+}	+ 3 e ⁻	→	Al
Mn^{2+}	+ 2 e ⁻	→	Mn
Zn^{2+}	+ 2 e ⁻	→	Zn
Cr^{3+}	+ 3 e ⁻	→	Cr
Fe^{2+}	+ 2 e ⁻	→	Fe
Cd^{2+}	+ 2 e ⁻	→	Cd
Ni^{2+}	+ 2 e ⁻	→	Ni
Sn^{2+}	+ 2 e ⁻	→	Sn
Pb^{2+}	+ 2 e ⁻	→	Pb
H ⁺	+ 1 e ⁻	→	1/2 H ₂
Cu^{2+}	+ 2 e ⁻	→	Cu
Cu^+	+ 1 e ⁻	→	Cu
1/2 I ₂	+ 1 e ⁻	→	I ⁻
Fe^{3+}	+ 1 e ⁻	→	Fe ²⁺
Ag ⁺	+ 1 e ⁻	→	Ag
Hg^{2+}	+ 2 e ⁻	→	Hg
1/2 Br ₂	+ 1 e ⁻	→	Br ⁻
1/2 Cl ₂	+ 1 e ⁻	→	Cl ⁻
Au^{3+}	+ 3 e ⁻	→	Au
1/2 F ₂	+ 1 e ⁻	→	F ⁻

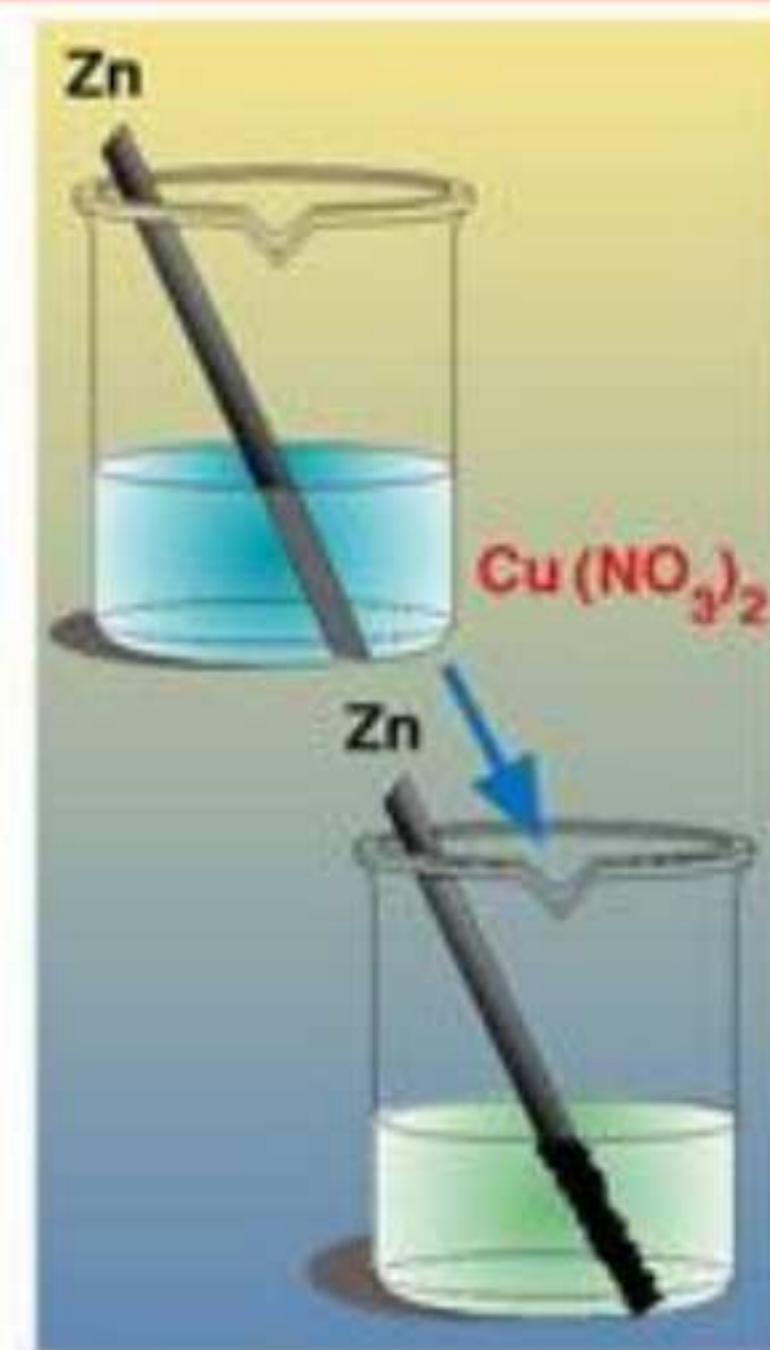
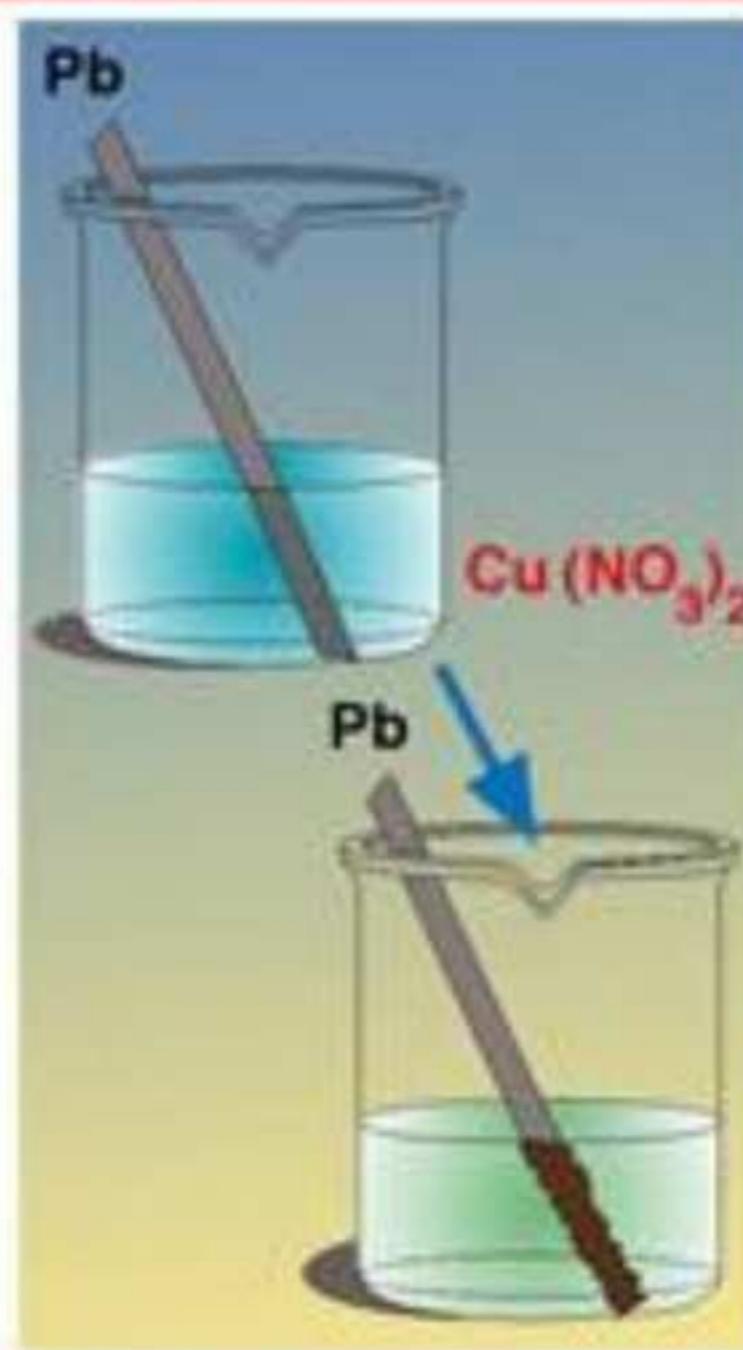
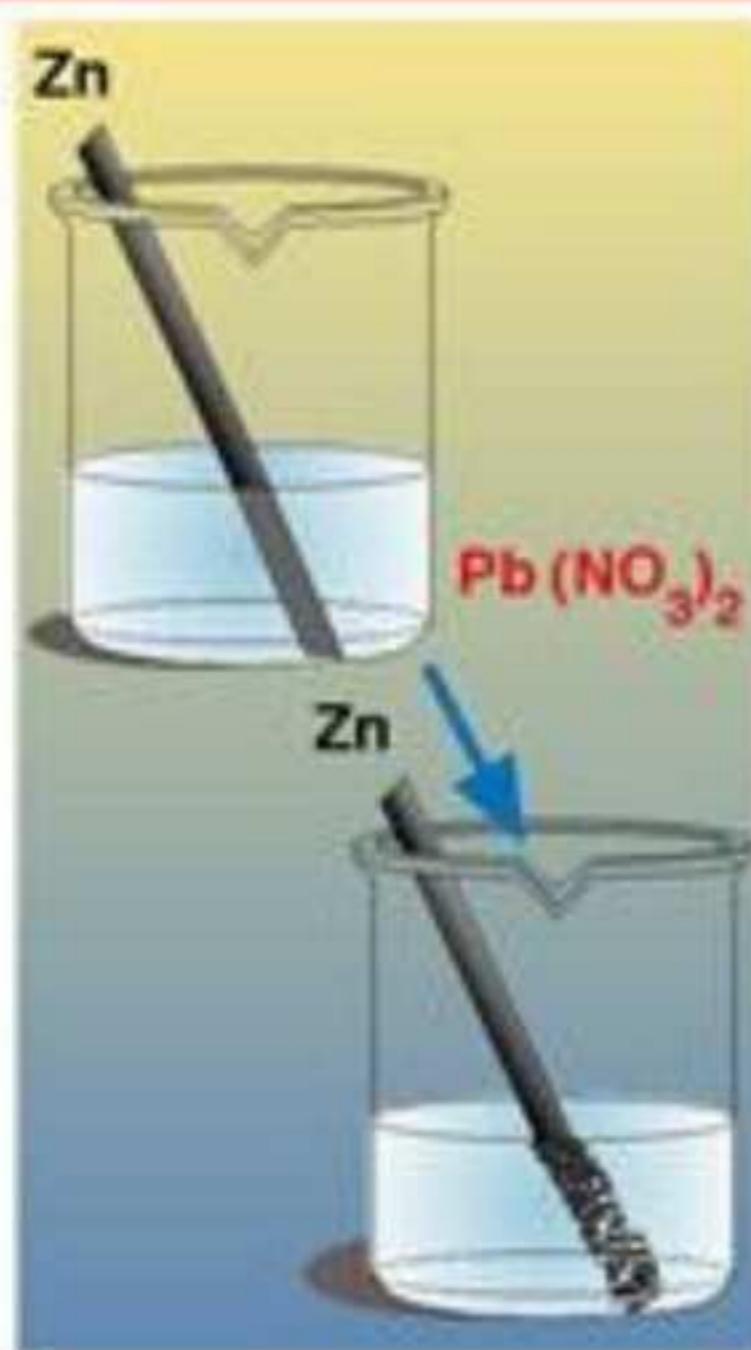
En una pila el **càtode** (on té lloc la reducció) serà l'elèctrode amb el **valor més gran de E° (Mⁿ⁺/M)**

Predictió de reaccions redox

Quan es fan reaccionar dues espècies químiques podem preveure quina d'elles es reduirà i quina s'oxidarà comparant els seus potencials estàndard de reducció (**es reduirà la que presenti un E° 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 reduïr-se).

Predictió de reaccions redox



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



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 J · mol⁻¹ · K⁻¹

T = temperatura (K)

n = nombre d'electrons intercanviats en la pila

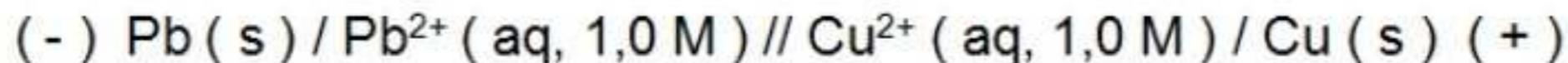
F = 96.500 C · mol⁻¹

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

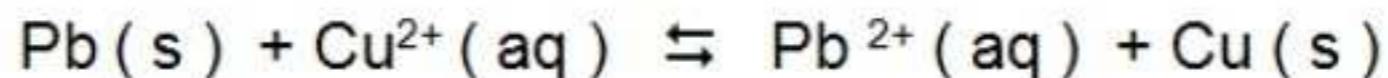
Q_c = quocient de reacció en funció de les concentracions molars

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:

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

Espontaneïtat 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)

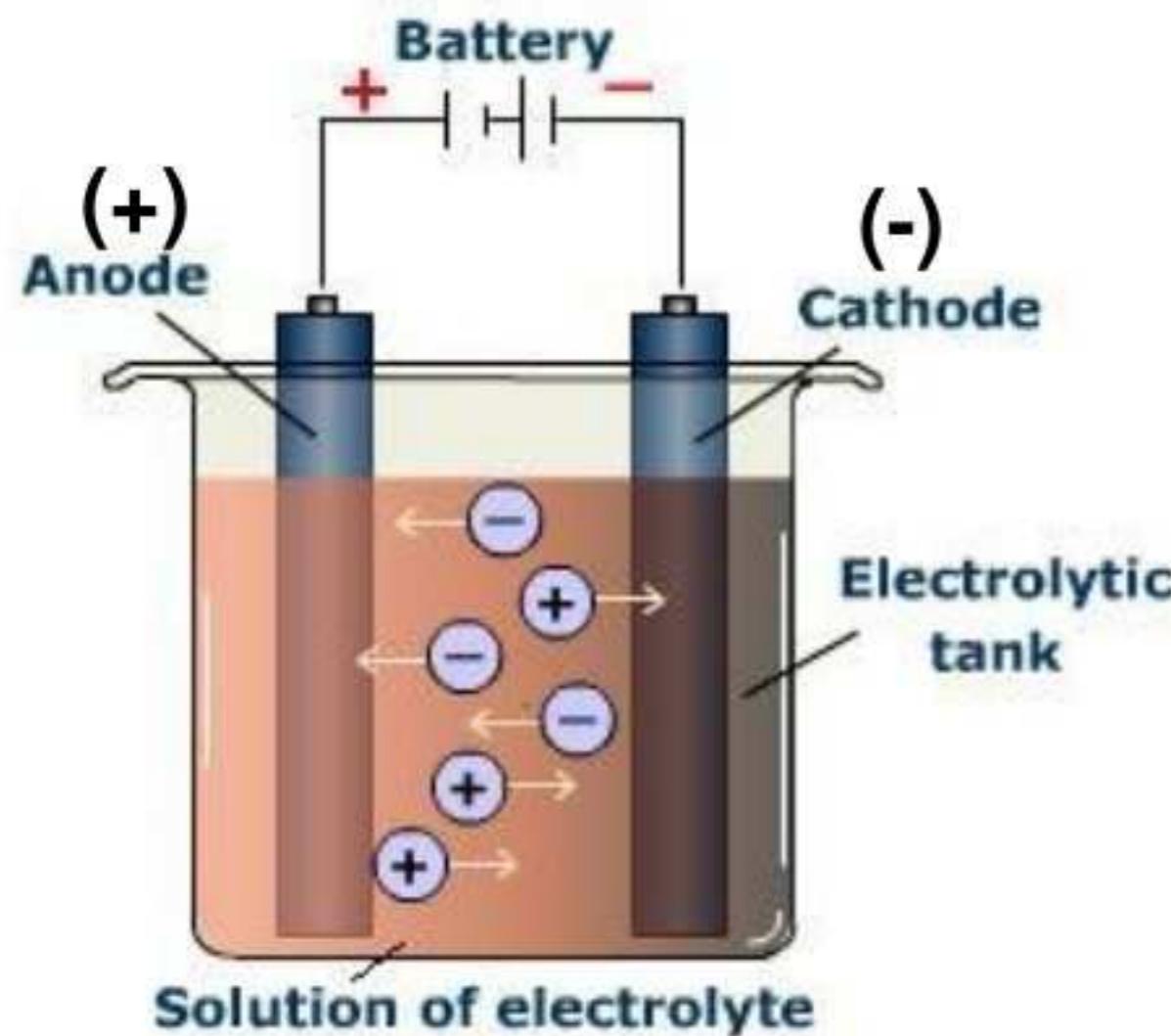
Espontaneïtat de les reaccions redox



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

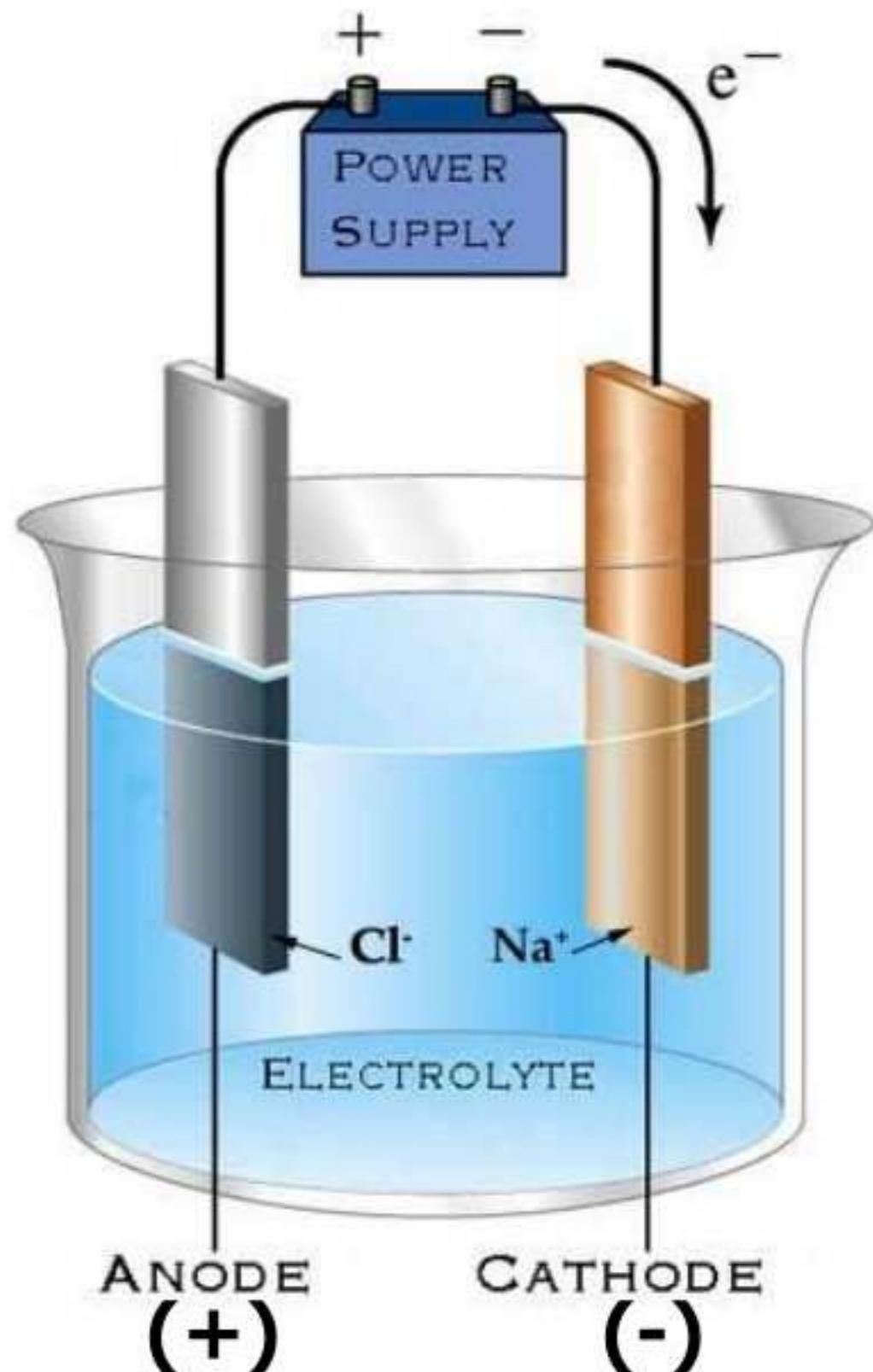
1) Orientació dels ions

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

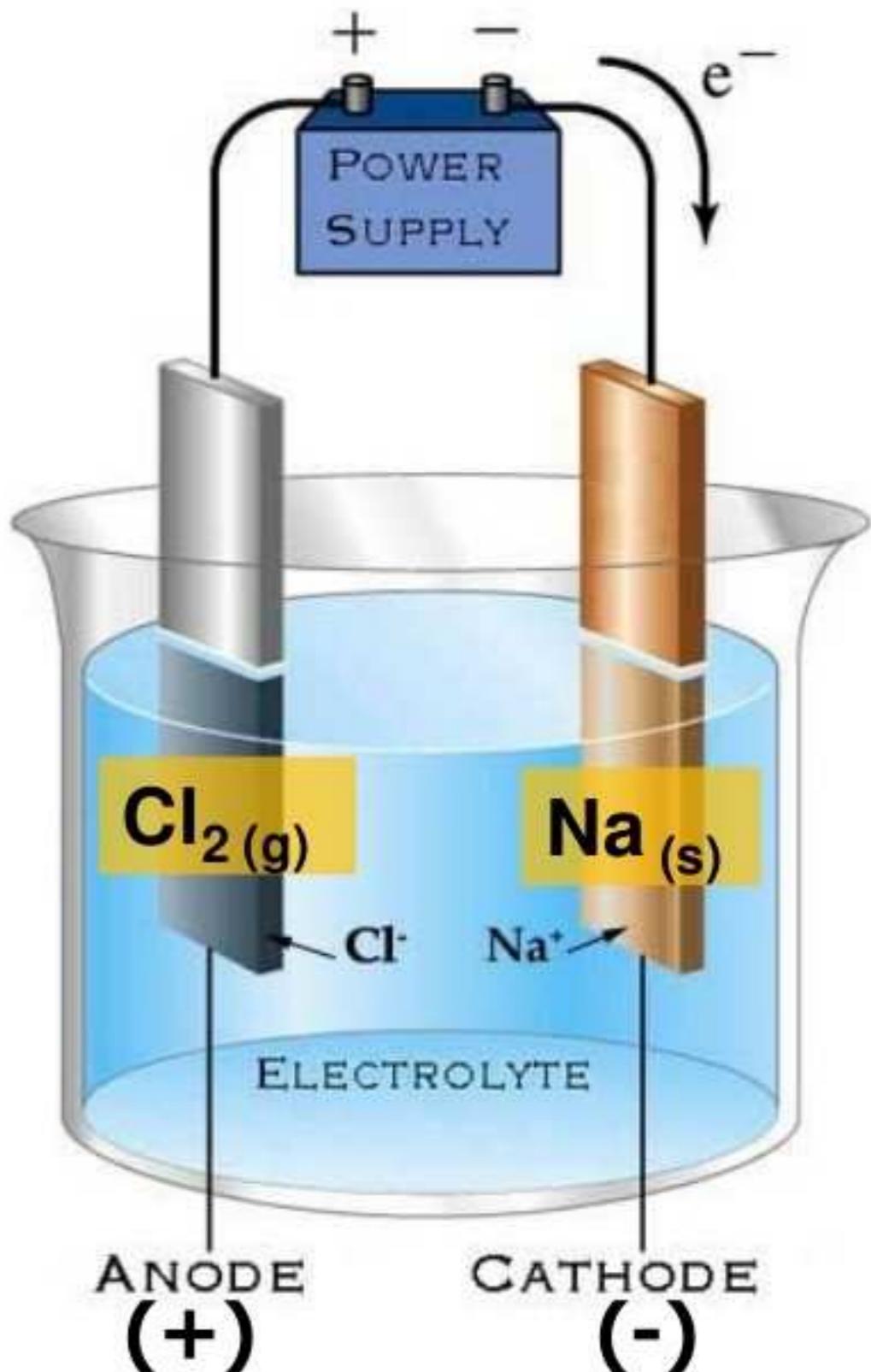
Processos que tenen lloc en una cel.la d'electròlisi

2) Oxidació i reducció

En l'**ànode** es produeix l'**oxidació**:



En el **càtode** la **reducció**:



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

Pila

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

La reacció redox és **espontània.**

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

Hi ha dos **electròlits**



SCIENCEPHOTOLIBRARY

Cel·la d'electròlisi

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

La reacció redox **no és espontània.**

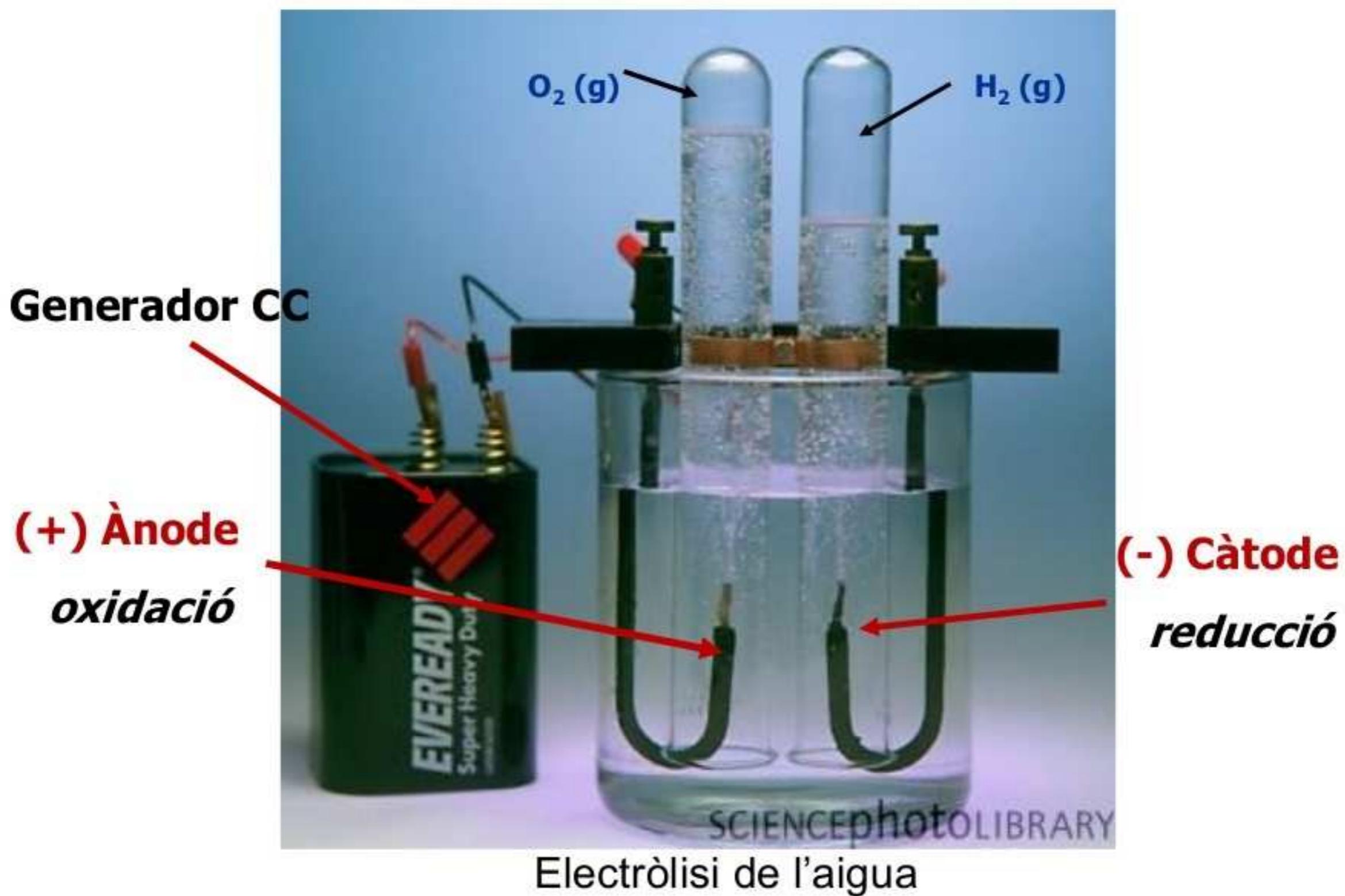
L'**ànode** és el pol positiu i el **càtode** és el pol negatiu.

Hi ha un sol **electròlit.**



SCIENCEPHOTOLIBRARY

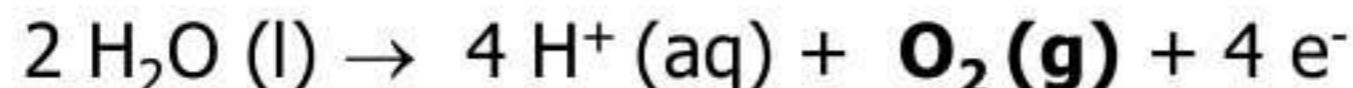
Electròlisi



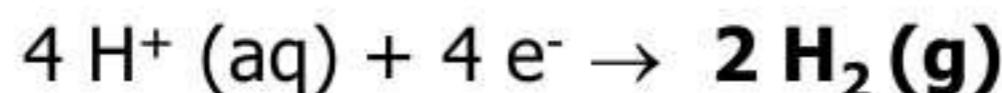
Electròlisi de l'aigua

Reaccions en els elèctrodes

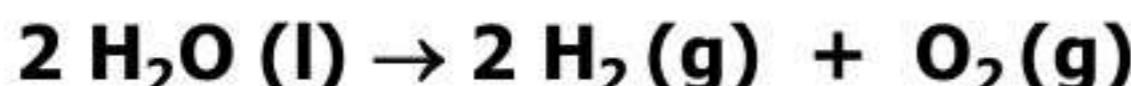
Oxidació (ànode):



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)

skoool en Wikisaber.es

Copyright © 2009 Intel Corporation

Electrolysing Brine

2/2

Electrólisis de salmuera

Electrólisis de salmuera

Electrolyzing Brine

The diagram illustrates the electrolysis of brine (NaCl) in an electrolytic cell. The cell consists of two electrodes (anode and cathode) separated by a porous membrane. The anode is connected to the positive terminal (+) and the cathode to the negative terminal (-). The anode is labeled "Cloro" (Chlorine) and shows the oxidation of chloride ions (Cl^-) to chlorine gas (Cl_2). The cathode is labeled "Salida de hidrógeno" (Hydrogen outlet) and shows the reduction of water to hydrogen gas (H_2). The porous membrane separates the anodic compartment from the cathodic compartment. The cathodic compartment also contains a solution of sodium hydroxide (NaOH). The diagram includes labels for "Entrada de salmuera" (Brine inlet), "Salida de cloro" (Chlorine outlet), "Salida de hidrógeno" (Hydrogen outlet), and "Salida de solución de hidróxido de sodio" (Sodium hydroxide solution outlet).

Cloro

Membrana porosa

$\text{Cl}^- - \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}$

$\text{Cl}^- + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$

El gas de cloro se forma en el electrodo positivo.

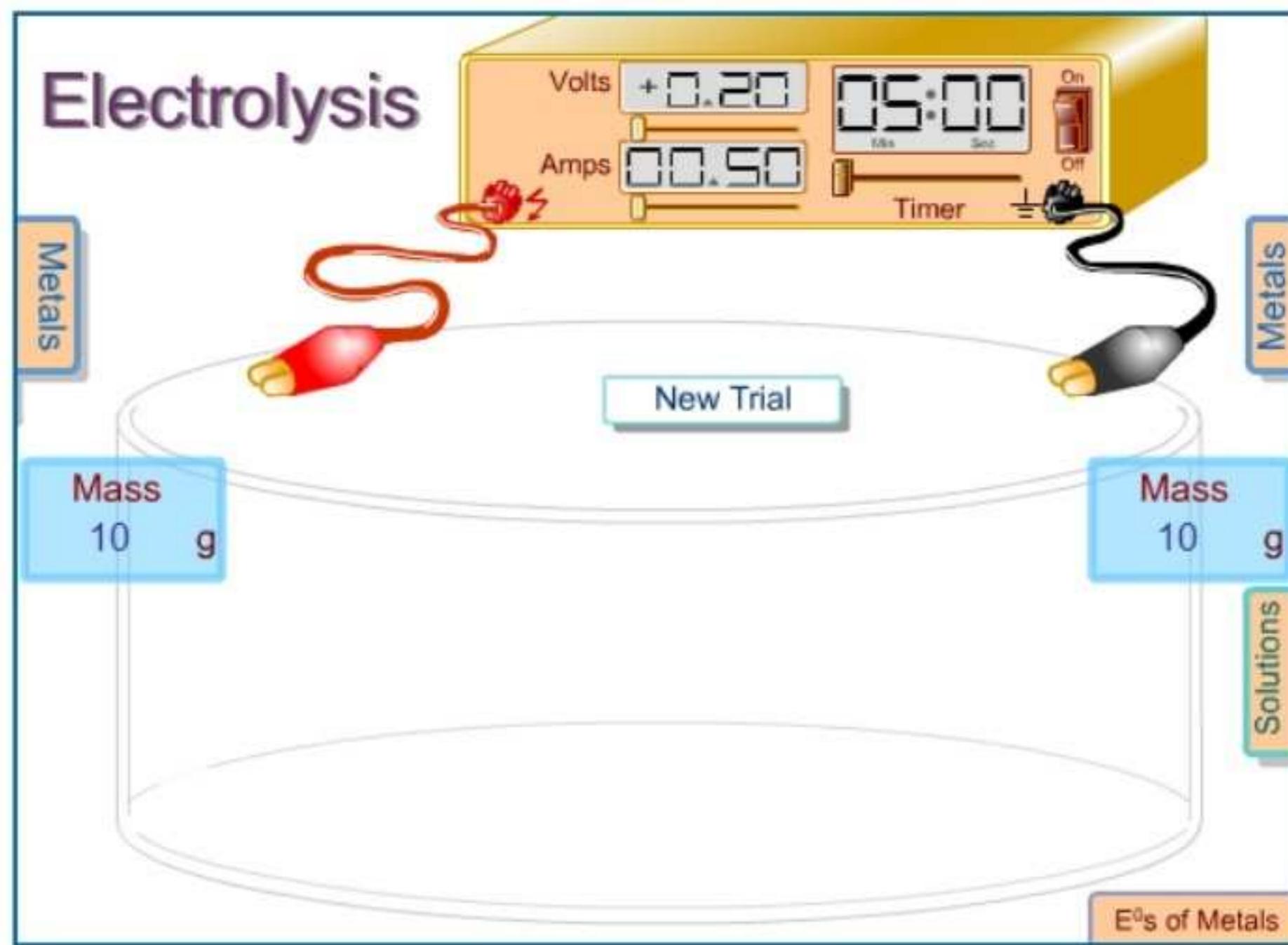
intel

Electròlisi del NaCl (aq)



<http://youtu.be/uTRJluDcRvc>

Simulador electròlisi



<http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/flas hfiles/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

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

Q

m = massa generada (g)

A_r = massa atòmica element (g/mol)

I = intensitat de corrent (A)

t = temps (s)

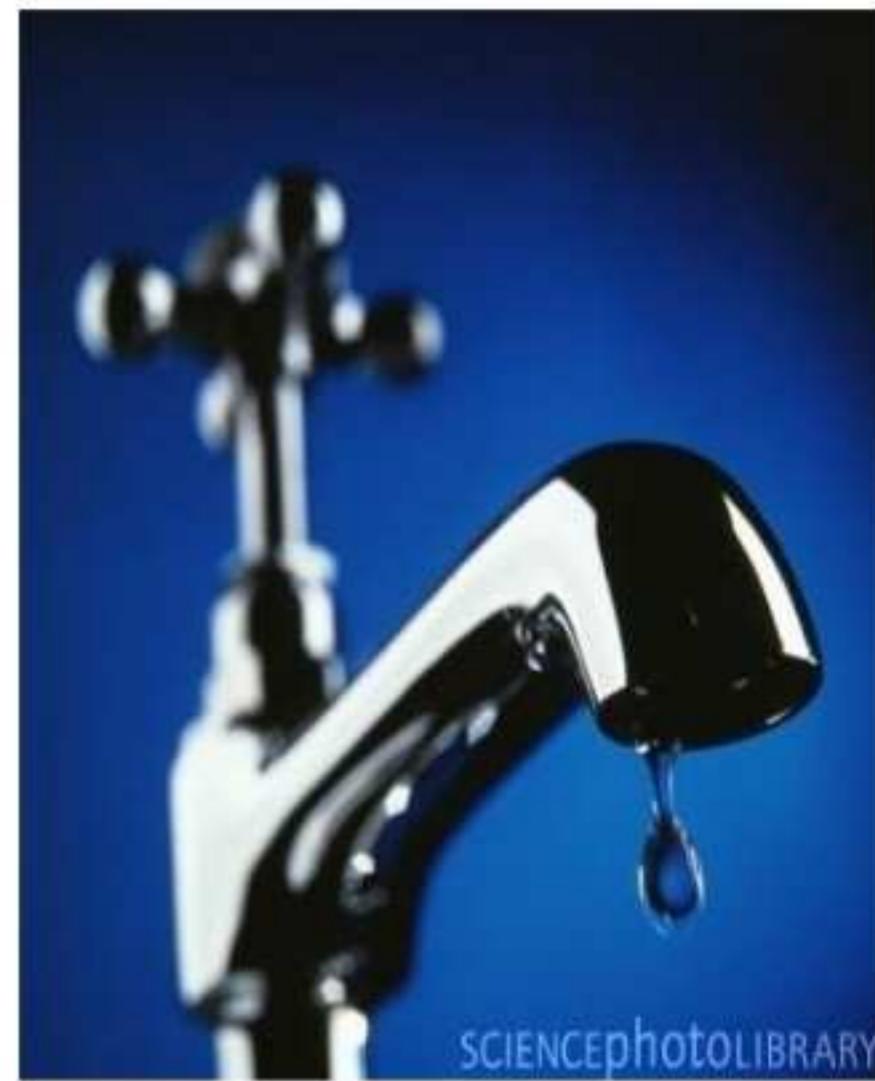
Q = $I \cdot t$ = càrrega elèctrica (1 A · 1 s = 1 Coulomb)

Z = nombre d'electrons intercanviats per l'element

F = constant de Faraday = 96500 C/mol

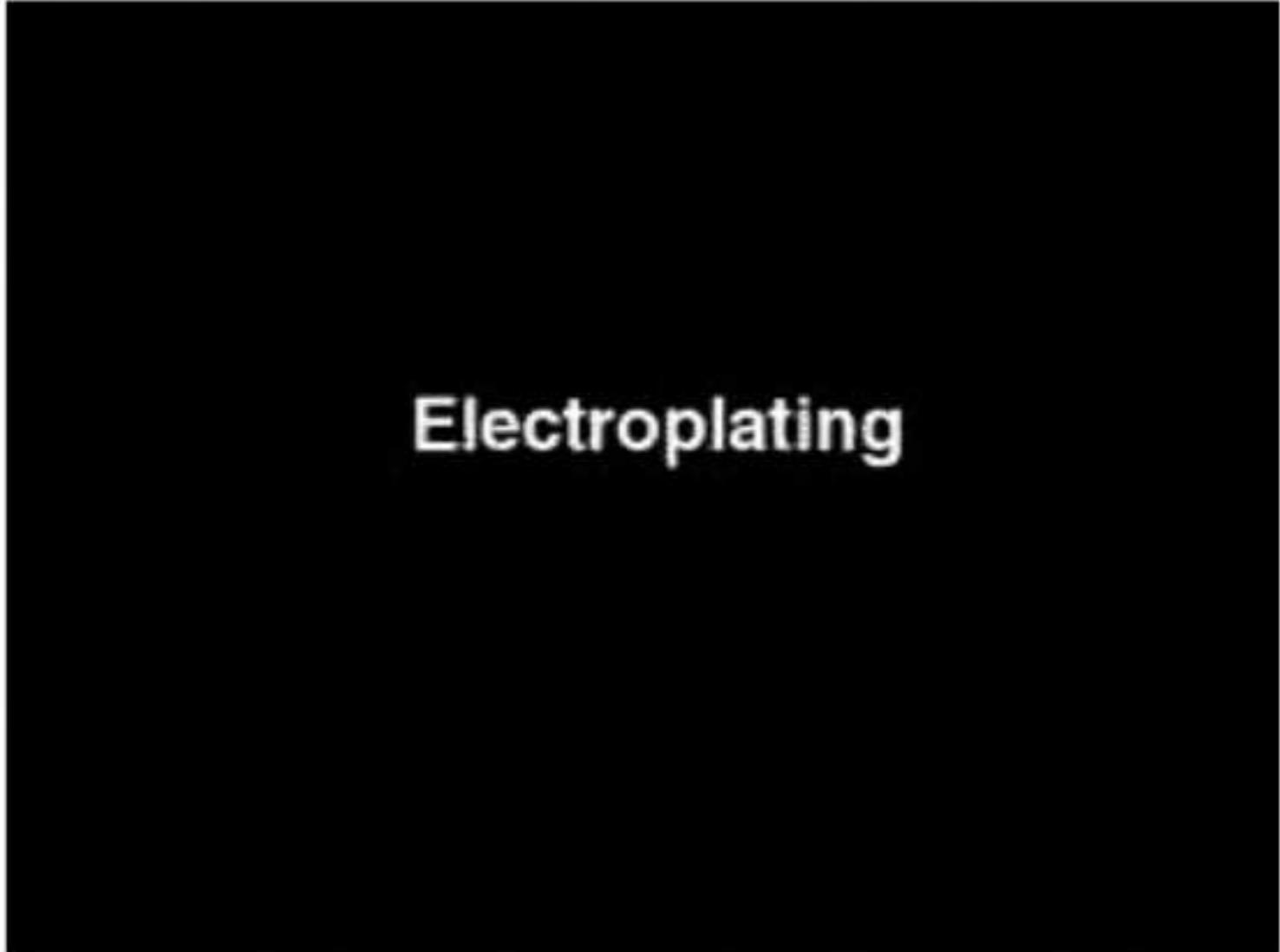
Aplicacions industrials de l'electròlisi

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



Cromats, zincats, niquelats, daurats, etc.

Aplicacions industrials de l'electròlisi



Electroplating

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

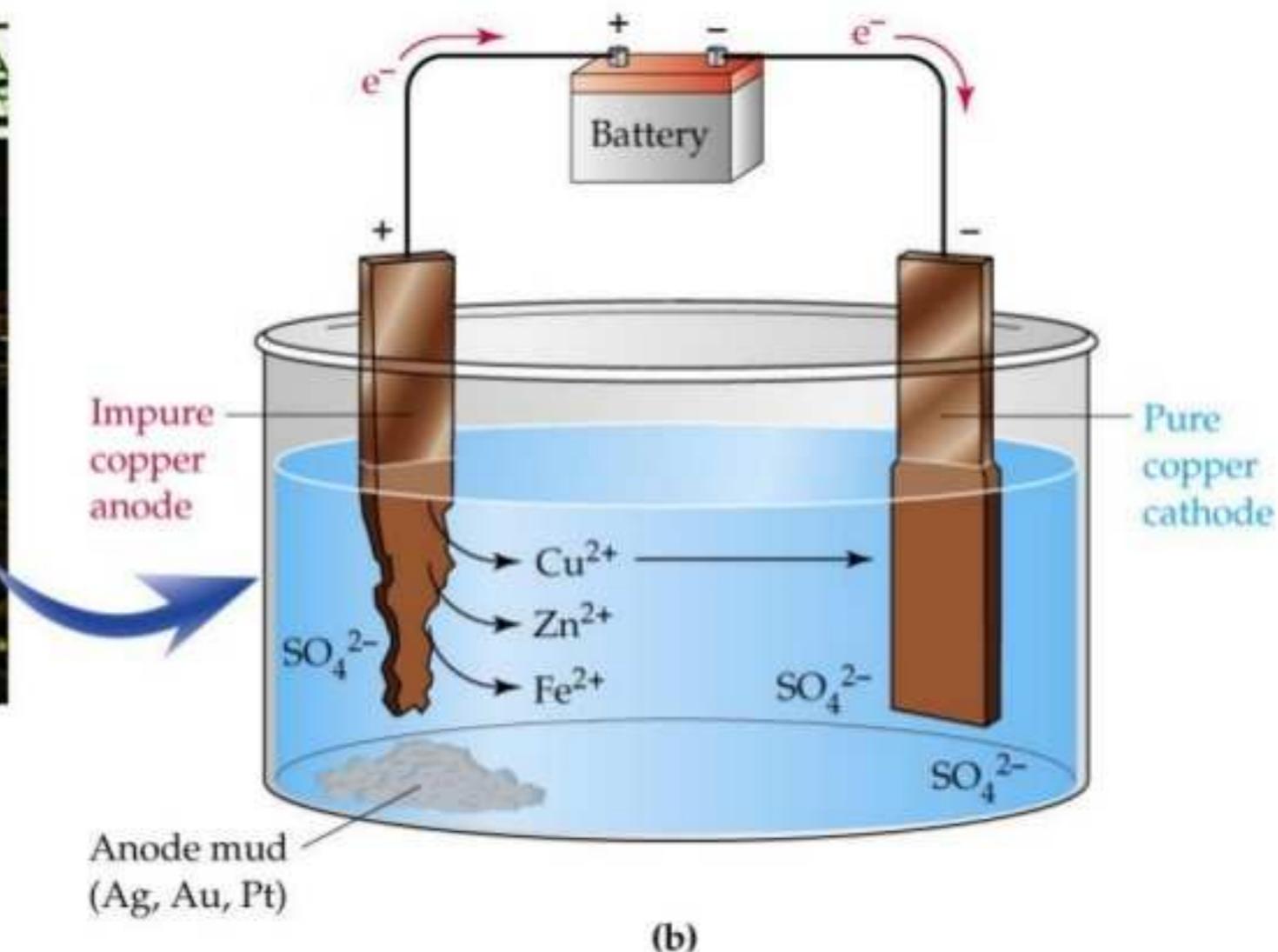
Aplicacions industrials de l'electròlisi

Purificació del coure (refinament electroquímic)

Els ions metà·l·ics en dissolució es depositen sobre el càtode.



(a)



(b)

Aplicacions industrials de l'electròlisi

Obtenció d'elements

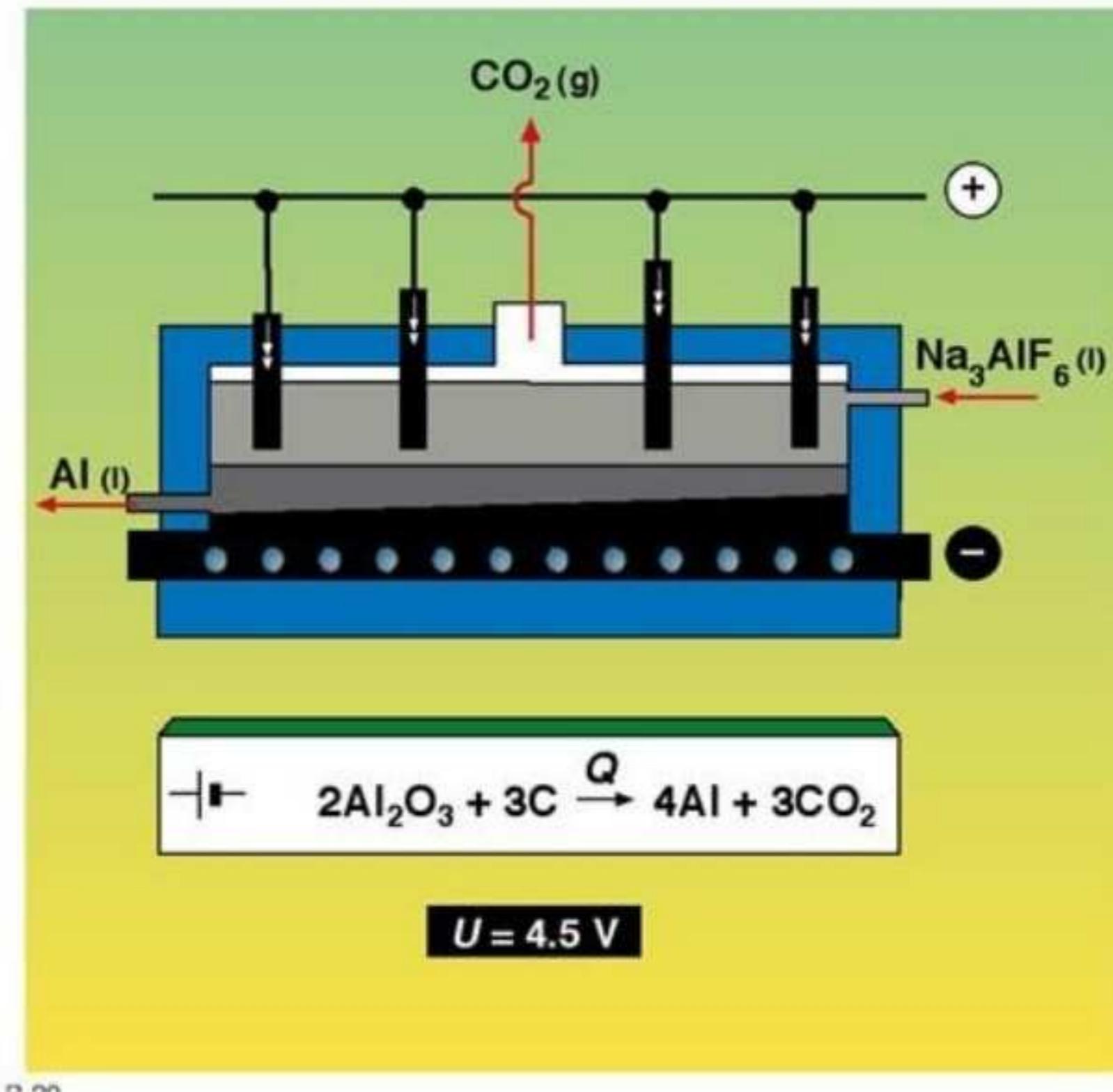
A partir de la reducció electrolítica de les sals foses dels elements (en la natura es troben oxidats).



Coure, mercuri i magnesi

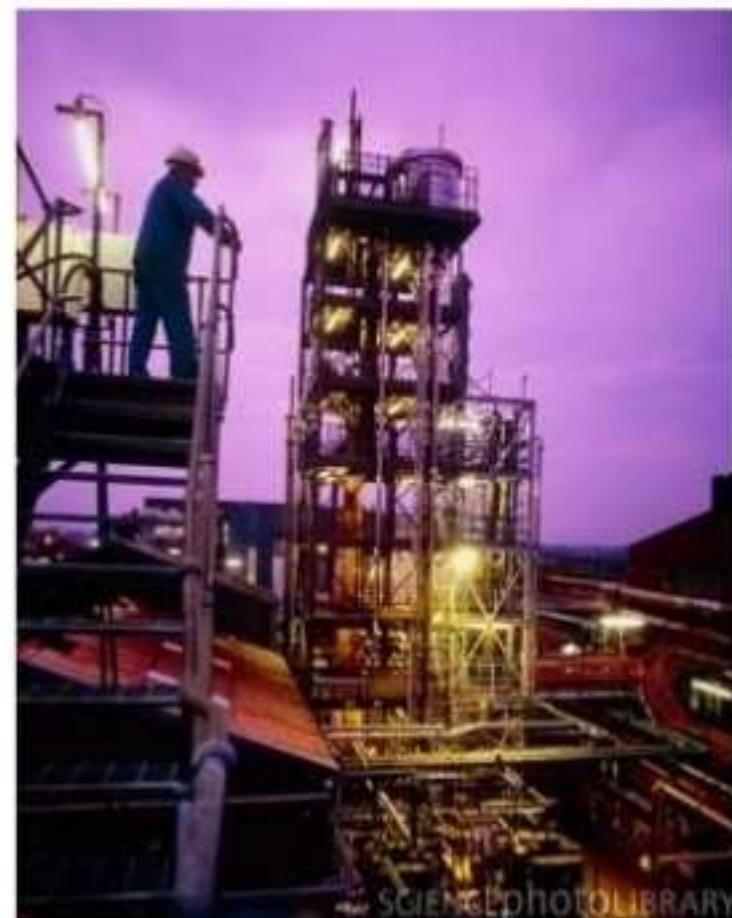
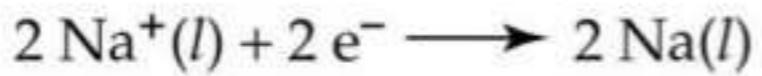
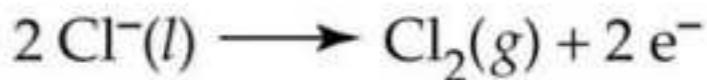
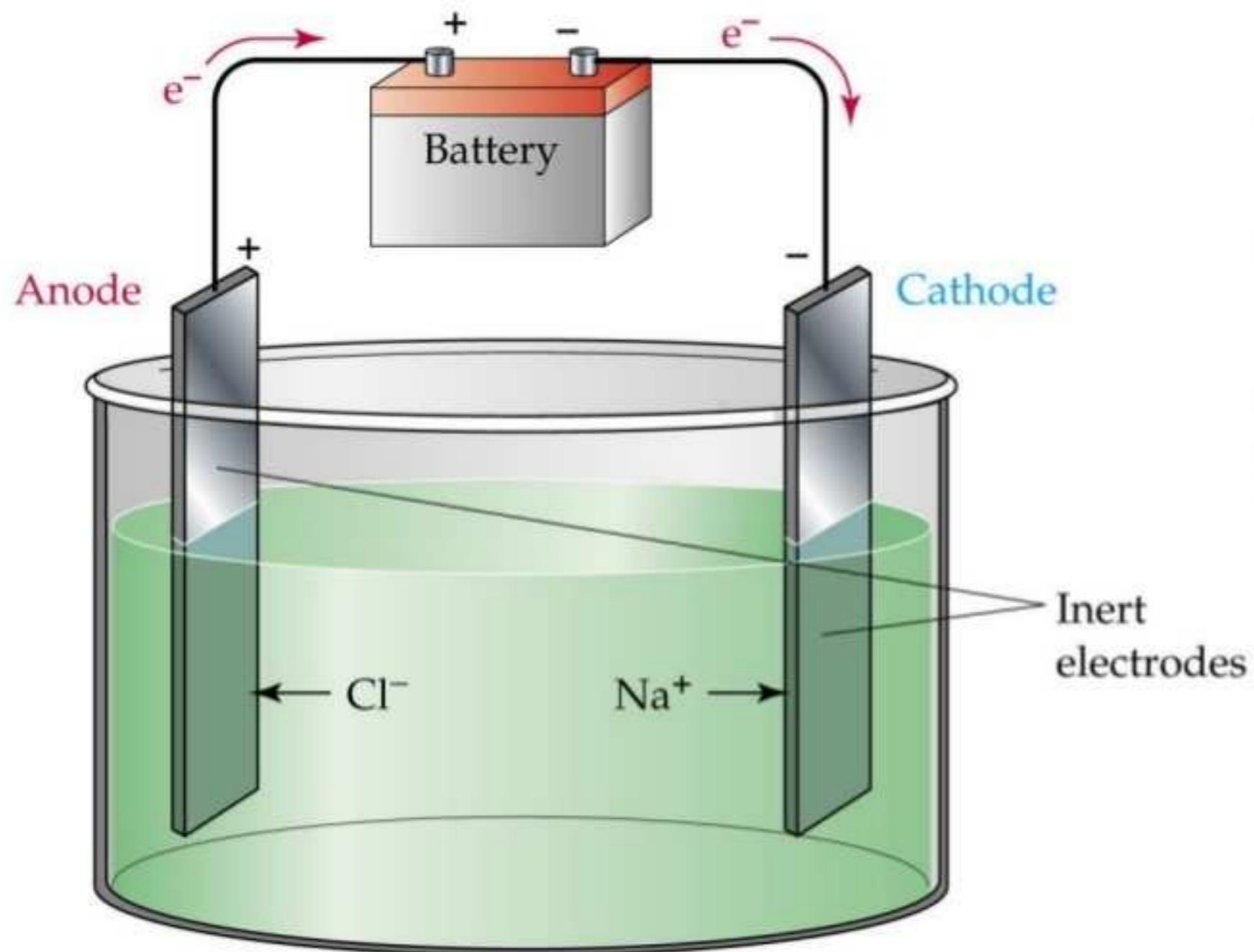
Aplicacions industrials de l'electròlisi

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](#)