

REDOX

Química 2n Batx

Rodrigo Alcaraz de la Osa. Traducció: Eduard Cremades (@eduardcremades)



Redox (reducció-oxidació) és un tipus de **reacció química** en la qual l'**estat d'oxidació** dels àtoms **canvia**, a causa d'una **transferència d'electrons**.

Oxidació-reducció

Oxidació *Pèrdua d'electrons o augment de l'estat d'oxidació* d'un àtom.

Reducció *Guany d'electrons o disminució de l'estat d'oxidació* d'un àtom.

Oxidants i reductors

El parell format per un agent oxidant i un agent reductor que intervenen en una determinada reacció es denomina **PARELL REDOX**.

Oxidant Substància capaç d'oxidar a altres substàncies (causar que perdin electrons), reduint-se ella mateixa. L'oxigen (O₂) és l'agent oxidant per excel·lència.

Reductor Substància capaç de reduir a altres substàncies (causar que guanyin electrons), oxidant-se ella mateixa. Els metalls electropositius són bons reductors.



Pictograma de perill que indica que una substància és **COMBURENT/OXIDANT**: que pot provocar o agreujar un incendi.

Reaccions de dismutació

Les reaccions de **DISMUTACIÓ** són aquelles en les quals la mateixa espècie es redueix i s'oxida a la vegada.

Estat d'oxidació

L'**ESTAT D'OXIDACIÓ** descriu el grau d'oxidació (pèrdua d'electrons) d'un àtom en un compost químic. Conceptualment, l'estat d'oxidació és la càrrega hipotètica que tindria un àtom si tots els enllaços amb àtoms de diferents elements fossin 100% iònics, sense component covalent.

Pèrdua d'electrons Augmenta l'estat d'oxidació.

Guany d'electrons Disminueix l'estat d'oxidació (podent ser **NEGATIU**).

Regles per assignar estats d'oxidació

- L'estat d'oxidació d'un element en estat lliure és 0.
- L'estat d'oxidació d'un ió monoatòmic coincideix amb la càrrega elèctrica de l'ió.
- La suma dels estats d'oxidació és igual a 0 per a compostos neutres i igual a la càrrega elèctrica neta per a les espècies iòniques poliatòmiques.
- Els metalls alcalins (grup 1) i els alcalinoterris (grup 2) tenen estats d'oxidació de +1 i de +2, respectivament, en compostos.
- L'estat d'oxidació del fluor és -1 en compostos.
- L'hidrogen sol tenir un estat d'oxidació de +1 en compostos, però de -1 en hidrurs.
- L'oxigen sol tenir un estat d'oxidació de -2 en compostos.
- En compostos binaris metàl·lics, els elements del grup 17 tenen un estat d'oxidació de -1, els del grup 16 de -2 i els del grup 15 de -3.

Ajust redox

Per a descriure la reacció electroquímica global d'un procés redox és necessari identificar i ajustar les **SEMIREACCIONS D'OXIDACIÓ** (↑ nº ox.) i **REDUCCIÓ** (↓ nº ox.) que el componen.

Mètode de l'estat d'oxidació

Usat sobretot en reaccions redox en **FASE GASOSA**, consisteix a calcular la **VARIACIÓ** de l'**ESTAT D'OXIDACIÓ** en cadascuna de les semireaccions i igualar-les multiplicant pels coeficients adequats.

Mètode de l'ió-electró

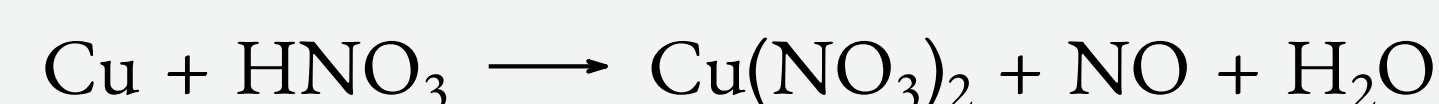
Usat en reaccions redox que transcorren en **DISSOLUCIÓ** (àcida o bàsica).

PASSOS:

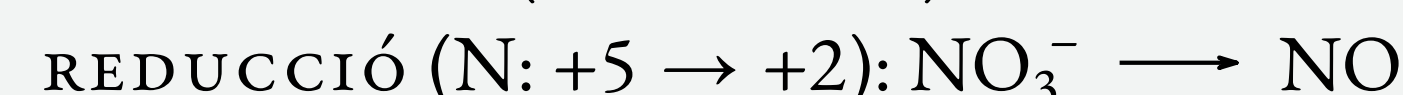
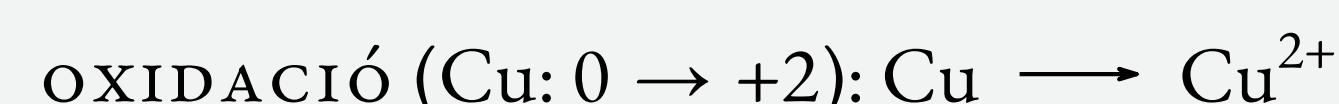
- Ajustar àtoms diferents d'O i H.
- Ajustar els àtoms d'O i H.
 - Medi àcid: afegir 1 H₂O per cada O que falti i compensar amb H⁺ a l'altre costat de l'equació.
 - Medi bàsic: afegir 1 H₂O per cada O que excedeixi i compensar amb OH⁻ a l'altre costat de l'equació.
- Ajustar les càrregues afegint electrons a la part més positiva.
- Igualar el nombre d'electrons multiplicant per coeficients adequats.
- Sumar les semireaccions cancel·lant els electrons i termes comuns.

Exemple

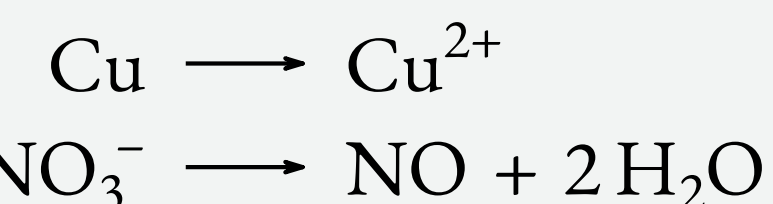
Ajustar la següent equació en medi àcid:



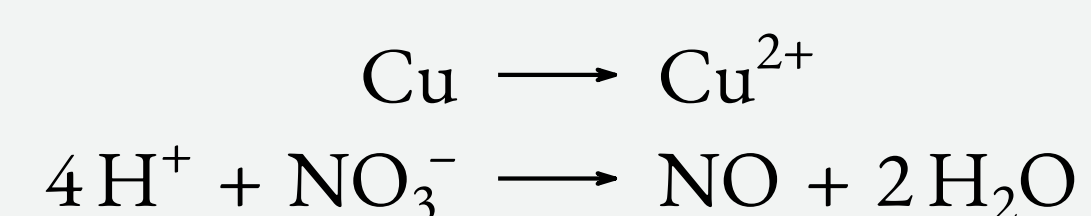
Escrivim les **SEMIREACCIONS** d'oxidació (↑ nº ox.) i reducció (↓ nº ox.):



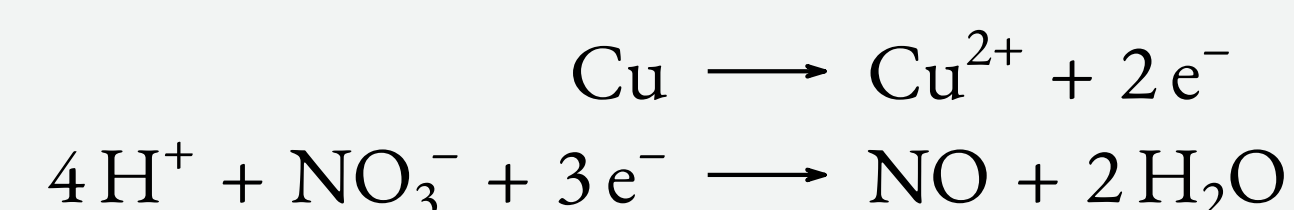
Ajustem els oxígens afegint molècules d'aigua:



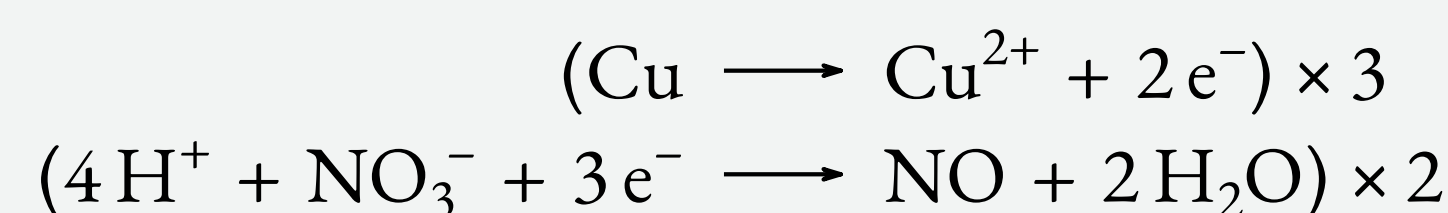
Ajustem els H afegint H⁺:



Ajustem les càrregues afegint electrons:



Igualem el nombre d'electrons multiplicant pels coeficients adequats:



Sumem les semireaccions per obtenir l'equació global:



Estequiometria redox

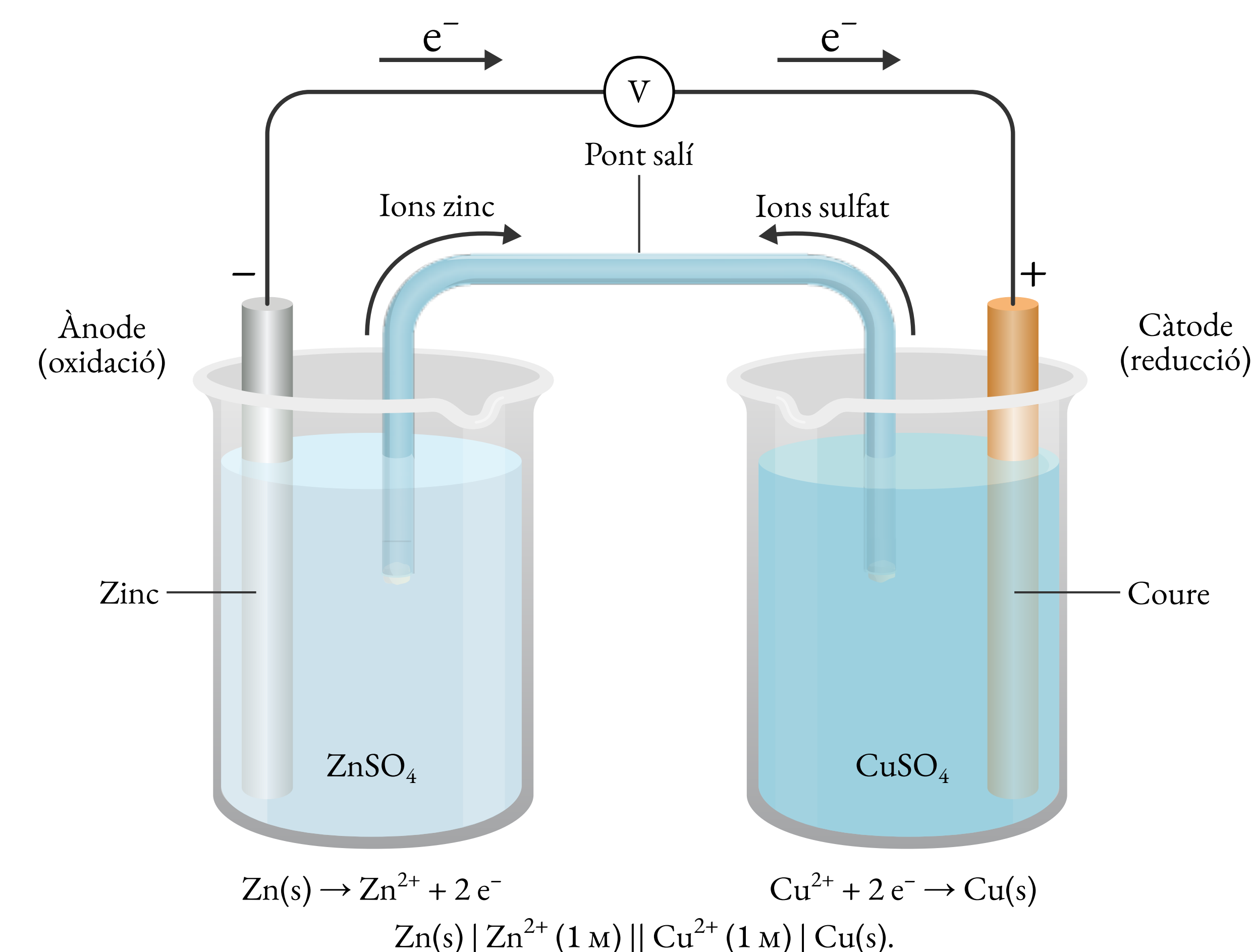
Amb la reacció ajustada es poden realitzar tota classe de **CÀLCULS ESTEQUIOMÈTRICS**.

Piles galvàniques

Les **PILES GALVÀNIQUES** (Galvani) o voltaiques (Volta) són cel·les electroquímiques en les quals es genera **ELECTRICITAT** a partir d'una **REACCIÓ REDOX ESPONTÀNIA**.

Pila Daniell

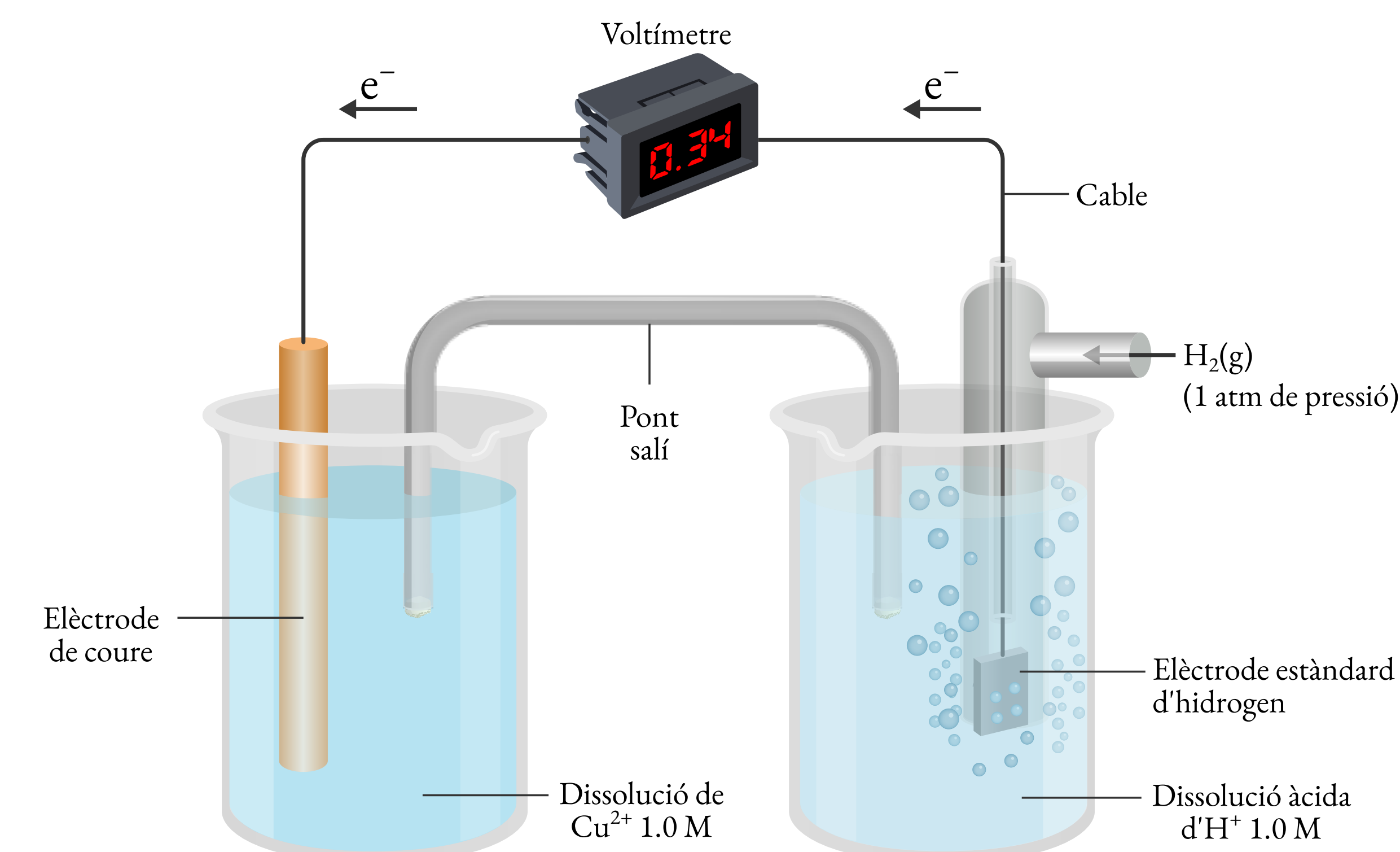
Inventada per John Frederick Daniell el 1836, consisteix en dos elèctrodes de zinc i coure, immersos en ambdues dissolucions que contenen els seus ions (Zn²⁺ i Cu²⁺), connectades per un pont salí, que permet el flux d'ions entre ambdues dissolucions. Els electrons flueixen entre ambdós elèctrodes gràcies al fil conductor que els connecta.



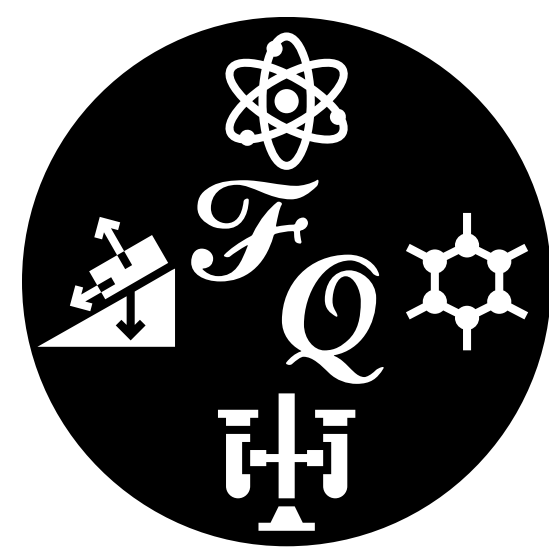
Traduïda i adaptada de <https://www.coursehero.com/sg/general-chemistry/galvanic-cells/>.

Potencial estàndard de reducció E°

És la tendència d'una espècie química a ser reduïda en **CONDICIONS ESTÀNDARD** (T = 25 °C, p = 1 atm y c = 1 M). Es pot mesurar experimentalment amb l'ajuda de l'**ELÈCTRODE ESTÀNDARD D'HIDROGEN**.



Traduïda i adaptada de <https://www.coursehero.com/sg/general-chemistry/galvanic-cells/>.



REDOX

Química 2n Batx

Rodrigo Alcaraz de la Osa. Traducció: Eduard Cremades (@eduardcremades)



Espontaneïtat de les reaccions redox

Potencial de pila

El potencial estàndard d'una pila, E°_{pila} , es calcula com la diferència entre els potencials estàndard de reducció de les dues semireaccions:

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

Aquest potencial pot relacionar-se amb l'ENERGIA de GIBBS, ΔG° , a través de l'expressió:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ_{\text{pila}}$$

on n és el nombre d'electrons transferits en la reacció i $F \approx 96485 \text{ C/mol}$ és la constant de Faraday.

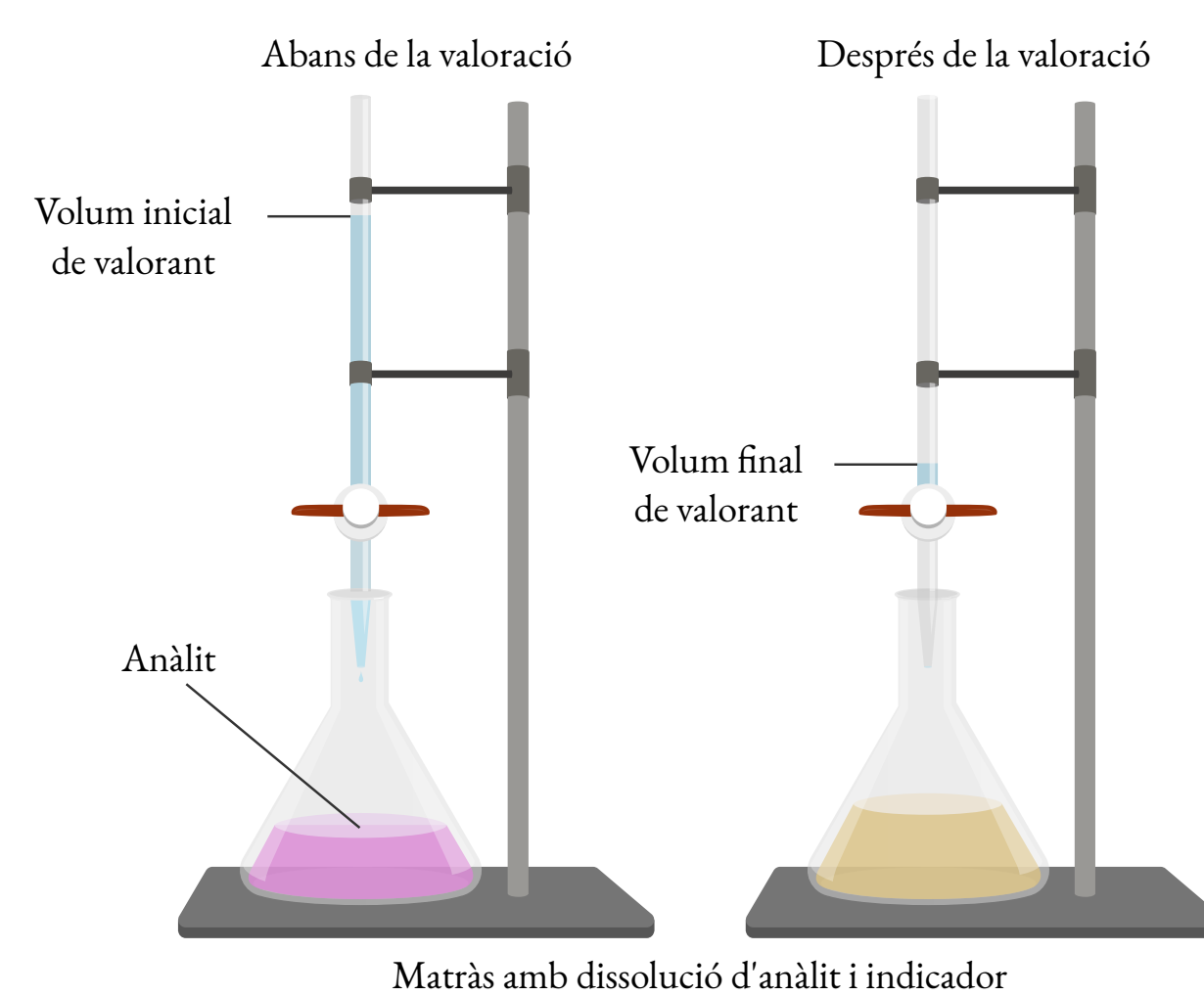
Una REACCIÓ REDOX ESPONTÀNIA es caracteritza per un valor NEGATIU de ΔG° , el que correspon a un valor POSITIU de E°_{pila} .

$$\text{REACCIÓ REDOX ESPONTÀNIA} \Leftrightarrow E^\circ_{\text{pila}} > 0$$

Volumetries redox

- Una VALORACIÓ/TITULACIÓ REDOX és un mètode d'anàlisi químic quantitatiu per determinar la concentració d'un oxidant o reductor identificat (ANÀLIT), que pateix una reacció redox amb una dissolució estàndard de reductor o oxidant de concentració coneguda (VALORANT).

- Sovint és necessari utilitzar un INDICADOR REDOX o un POTENCIÒMETRE per conèixer el PUNT D'EQUIVALÈNCIA.



Traduïda i adaptada de <https://www.coursehero.com/sg/general-chemistry/quantitative-analysis-of-acids-and-bases/>.

Exemples

Iodometria Generalment utilitzada per analitzar la concentració d'agents oxidants en mostres d'aigua, implica la valoració indirecta de iode alliberat per reacció amb l'anàlit. El tiosulfat de sodi ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) se sol utilitzar com agent reductor. L'aparició o desaparició de iode elemental indica el punt final. No confondre amb la IODIMETRIA, que és una valoració directa utilitzant iode com a substància valorant.

Permanganimetria Involucra l'ús de permanganats, típicament el KMnO_4 , i s'utilitza per mesurar la quantitat d'anàlit, com per exemple ferro(II), en una mostra química desconeguda.

En la majoria dels casos, la permanganimetria es porta a terme en una DISSOLUCIÓ MOLT ÀCIDA, en la que té lloc la següent reacció química:



el que demostra que, en un medi molt àcid, el KMnO_4 és un agent oxidant molt fort. En una DISSOLUCIÓ MOLT BÀSICA, només es transfereix un electró:



Electròlisi

L'ELECTRÒLISI és una tècnica que utilitza corrent elèctric continu (CC) per a produir una reacció química no espontània.

Cel·la (o cubeta) electrolítica vs. cel·la galvànica

- En una CEL·LA ELECTROLÍTICA, igual que en una cel·la galvànica, la reducció té lloc en el càtode, i l'oxidació en l'ànode. Però, ja que el flux d'electrons està invertit, la polaritat dels elèctrodes està també invertida, i per això l'ÀNODE és POSITIU i el CÀTODE NEGATIU.
- El potencial de la cel·la és positiu en la pila, negatiu en la cubeta.
- A més, en una cubeta electrolítica els dos elèctrodes o bé estan submergits en una dissolució de l'ió de l'oxidant o bé en la dissolució de l'electròlit fos; en comptes d'estar separats per un pont salí o per una membrana semipermeable.

Lleis de Faraday

- La massa de substància dipositada en un elèctrode, m , és directament proporcional a la càrrega elèctrica transferida a aquest elèctrode, Q : $m \propto Q$.
- Per a una determinada quantitat de càrrega elèctrica, la massa de substància dipositada en un elèctrode, m , és directament proporcional a la seva *massa equivalent*, $E = M/n$:

$$m \propto E = \frac{M}{n}$$

on M és la massa molar de la substància i n és la valència iònica (electrons per ió).

Ambdues lleis es poden combinar en una sola expressió matemàtica donada per:

$$m = \frac{Q}{F} \cdot \frac{M}{n}$$

Si el CORRENT és CONSTANT, $Q = It$, i llavors:

$$m = \frac{It}{F} \cdot \frac{M}{n}$$

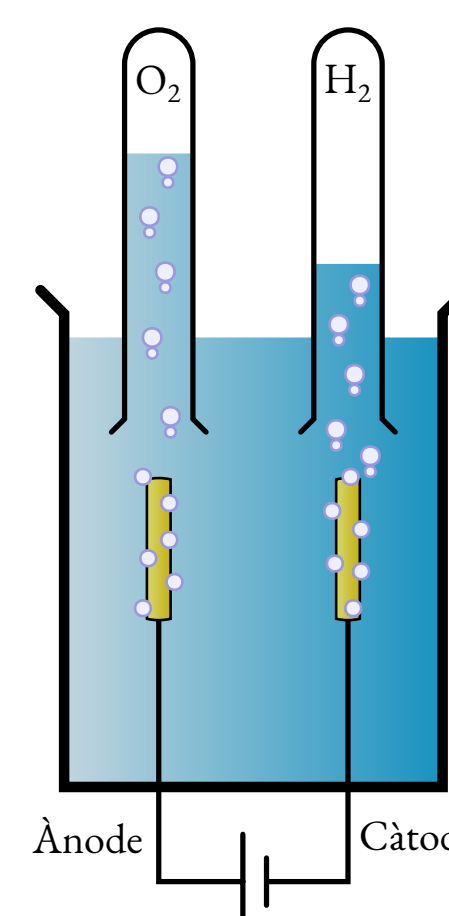
Electròlisi de l'aigua

- Consisteix en la DESCOMPOSICIÓ de l'AIGUA (H_2O) en els gasos oxigen (O_2) i hidrogen (H_2) mitjançant ELECTRICITAT.
- L'oxigen s'oxida, dipositant-se en l'ànode, mentre que l'hidrogen es redueix, dipositant-se en el càtode.
- En condicions ideals, la quantitat d'hidrogen dipositada és el doble que la d'oxigen, d'acord amb l'equació:



Aplicacions

- Obtenció d'elements purs, com l'Al, Li, Na, K, Mg, Ca o Cu, mitjançant electrometal·lúrgia.
- Producció de clor i hidròxid de sodi, mitjançant el procés clor-àlcali.
- Producció de clorat de sodi i clorat de potassi.
- Producció d'hidrogen pel seu ús com a combustible.

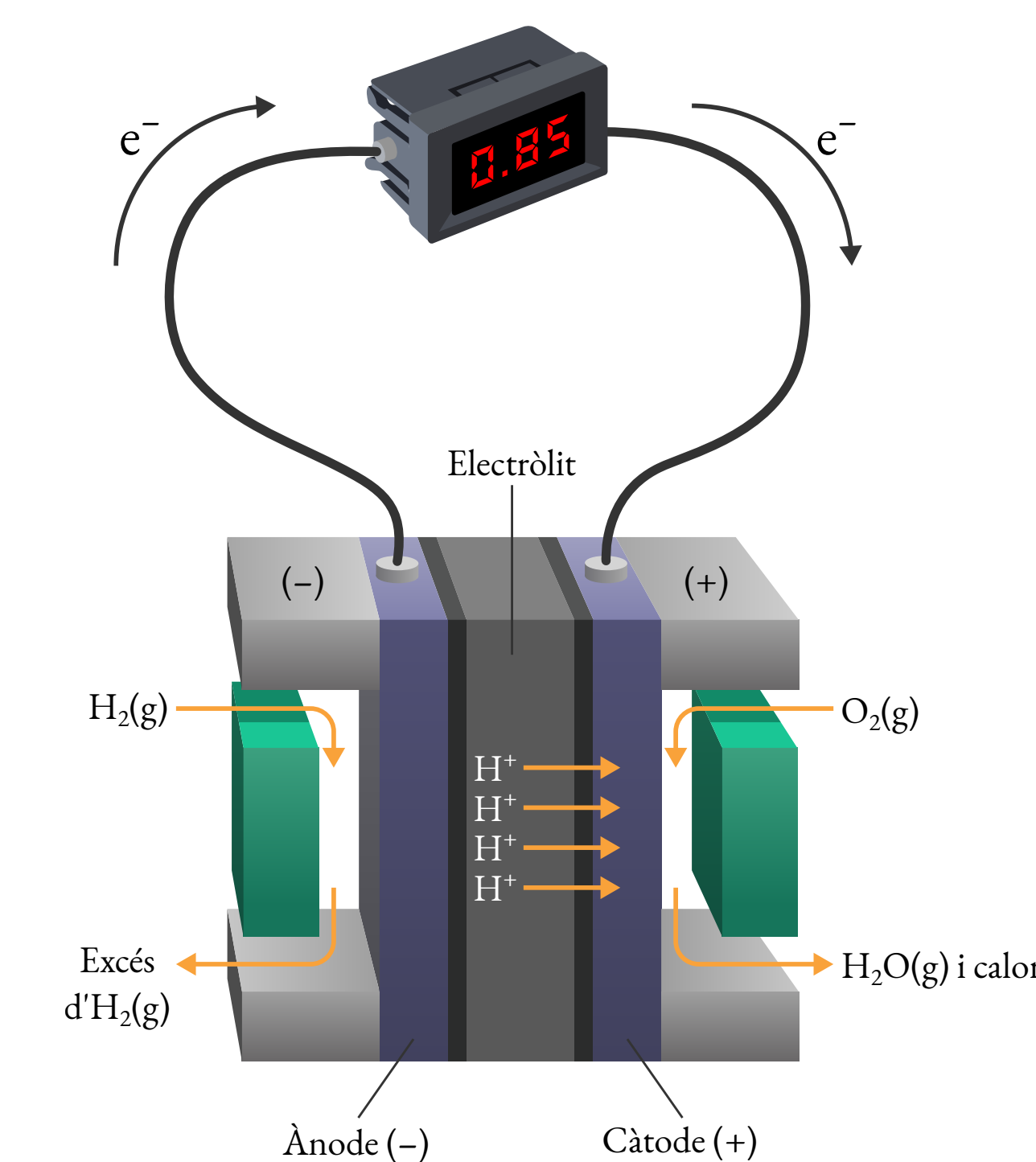


Traduïda i adaptada de https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Schema_electrolyse_h2o.svg.

Aplicacions i repercussions de les reaccions redox

Piles de combustible

- Són CEL·LES ELECTROQUÍMIQUES que CONVERTEIXEN l'ENERGIA QUÍMICA d'un COMBUSTIBLE i un agent oxidant en ELECTRICITAT, mitjançant un parell de reaccions REDOX.
- En les PILES d'HIDROGEN, l'oxigen es redueix en el càtode i l'hidrogen s'oxida en l'ànode, alliberant electrons. Quan l'oxigen i l'hidrogen es troben, es forma vapor d'aigua, que és l'únic residu que es produeix.
- Tot i els seus avantatges, encara no s'utilitzen àmpliament, a causa del seu cost i la baixa eficiència comparats amb altres formes de produir electricitat.



Traduïda i adaptada de <https://www.coursehero.com/sg/general-chemistry/galvanic-cells/>.

Prevenió de la corrosió de metalls

- La CORROSIÓ és el procés natural pel qual els metalls, com el ferro, s'oxiden, tornant al seu estat d'oxidació més estable, destruint-se gradualment.

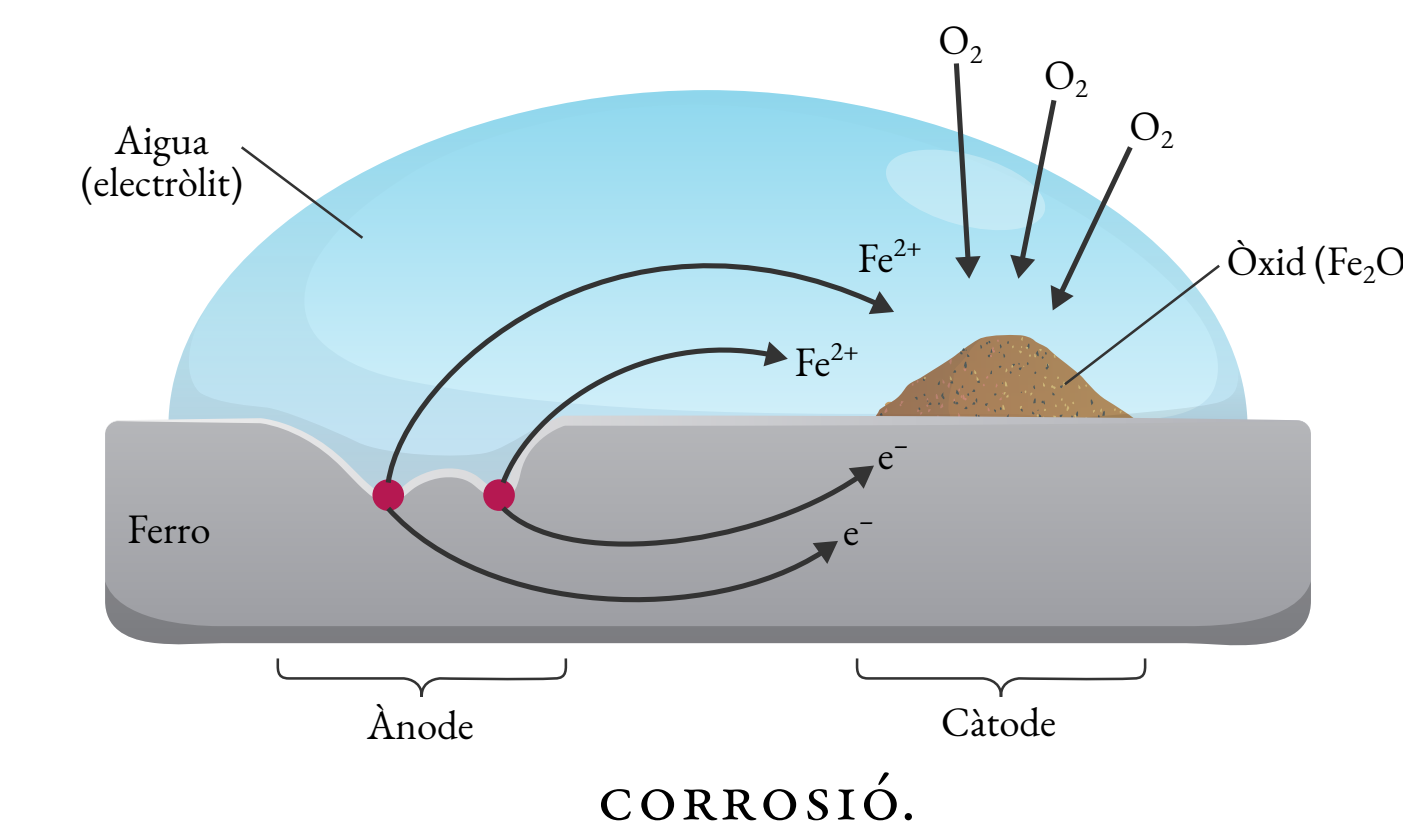


Pictograma de perill que indica que una substància és CORROSIVA.

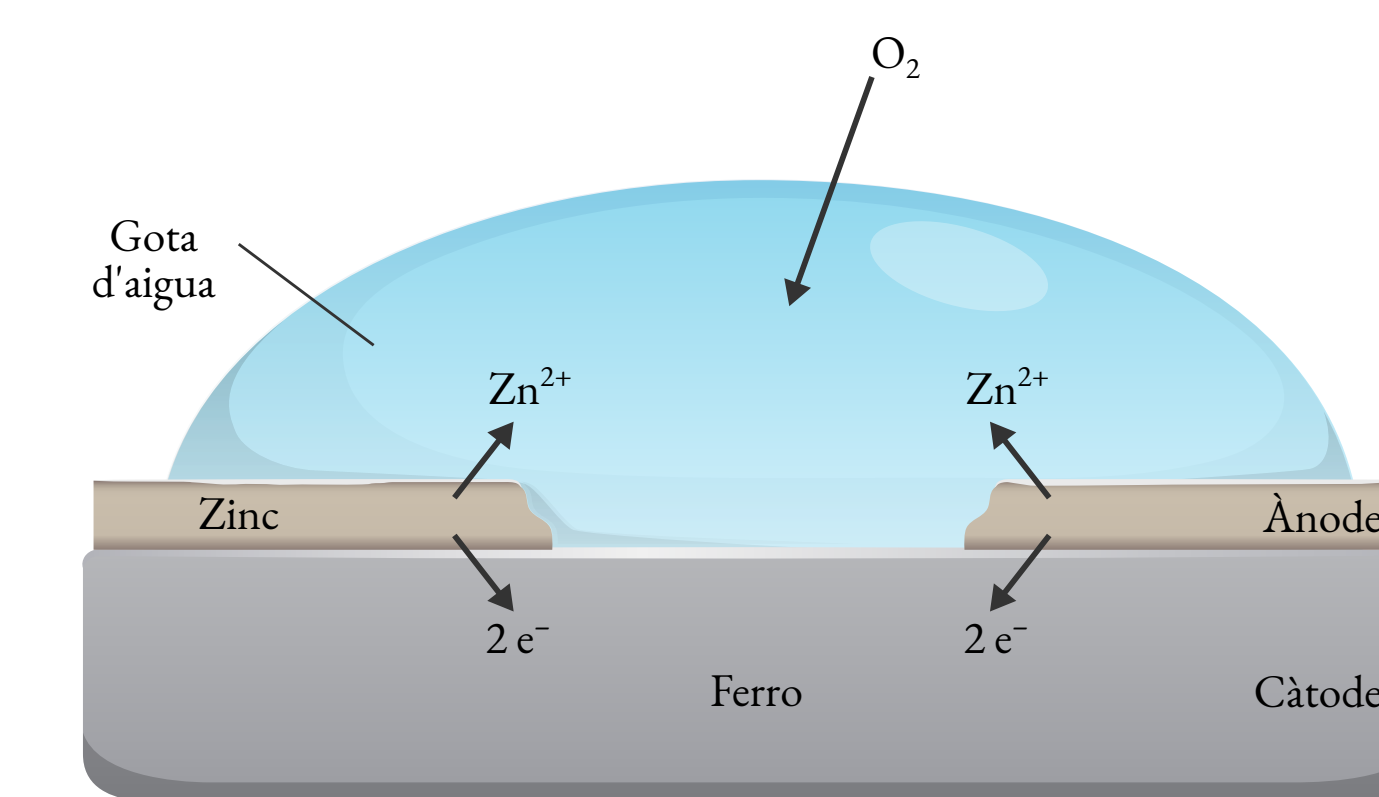
- L'oxigen atmosfèric és el càtode (oxidant) més comú en les reaccions redox de corrosió.

Anodització Procés electrolític de *passivació* que s'utilitza per augmentar el gruix de la capa d'òxid natural a la superfície de peces metàl·liques, especialment d'alumini (Al).

Galvanoplàstia És l'aplicació tecnològica de la deposició de metalls mitjançant electricitat (electrodeposició), formant un recobriment protector, típicament de zinc sobre ferro o acer (aliatge de Fe i C).



Traduïda i adaptada de <https://www.coursehero.com/sg/general-chemistry/corrosion/>.



Traduïda i adaptada de <https://www.coursehero.com/sg/general-chemistry/corrosion/>.