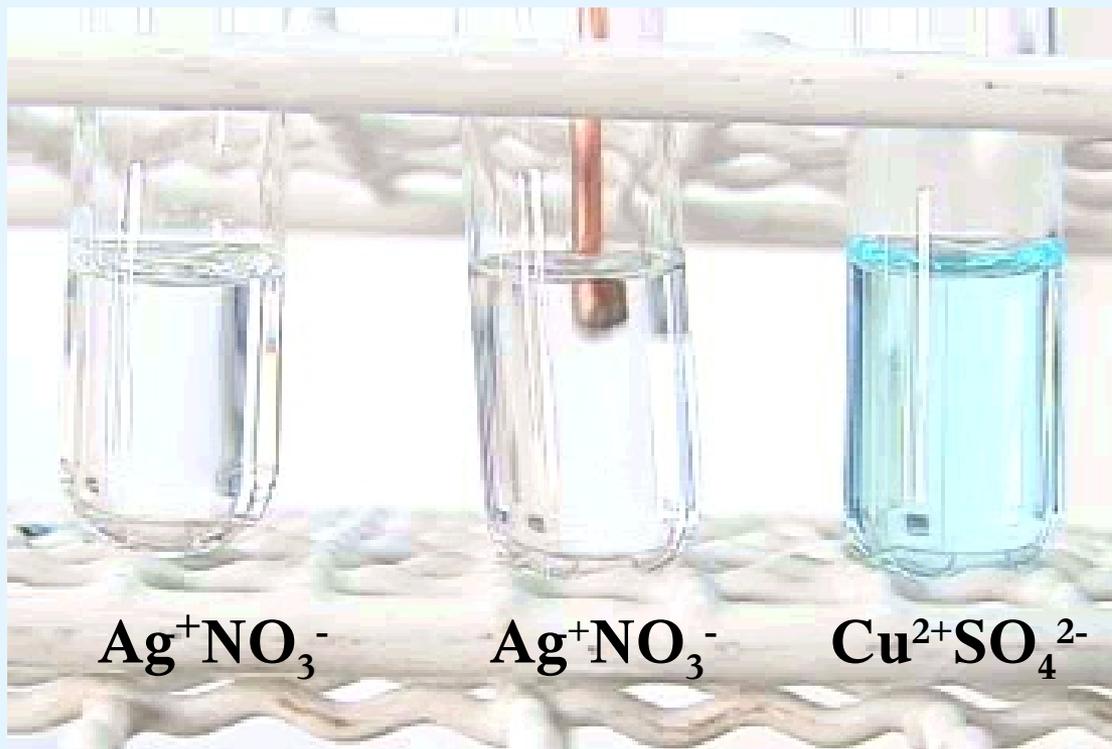
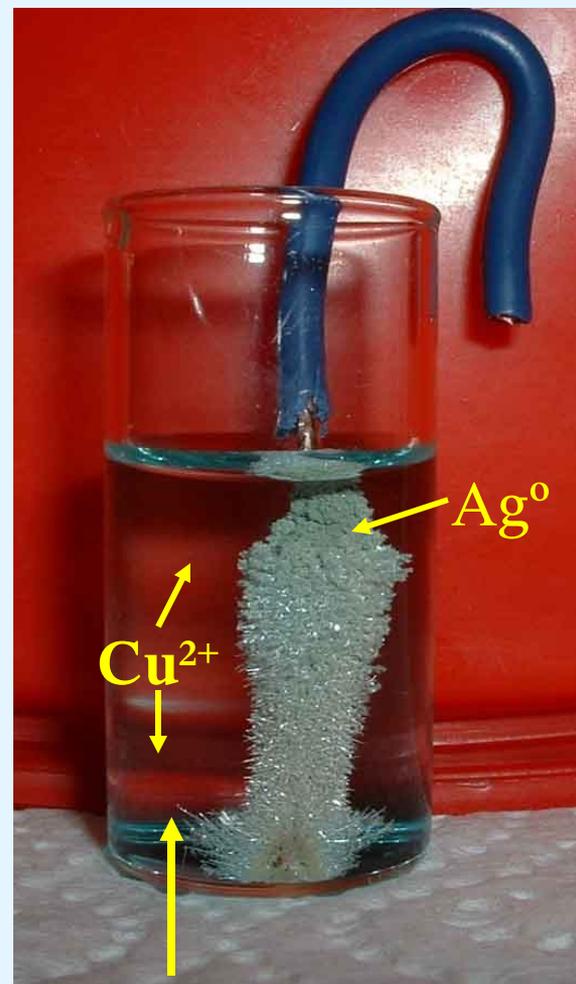


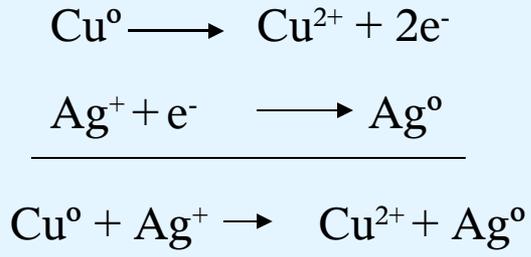
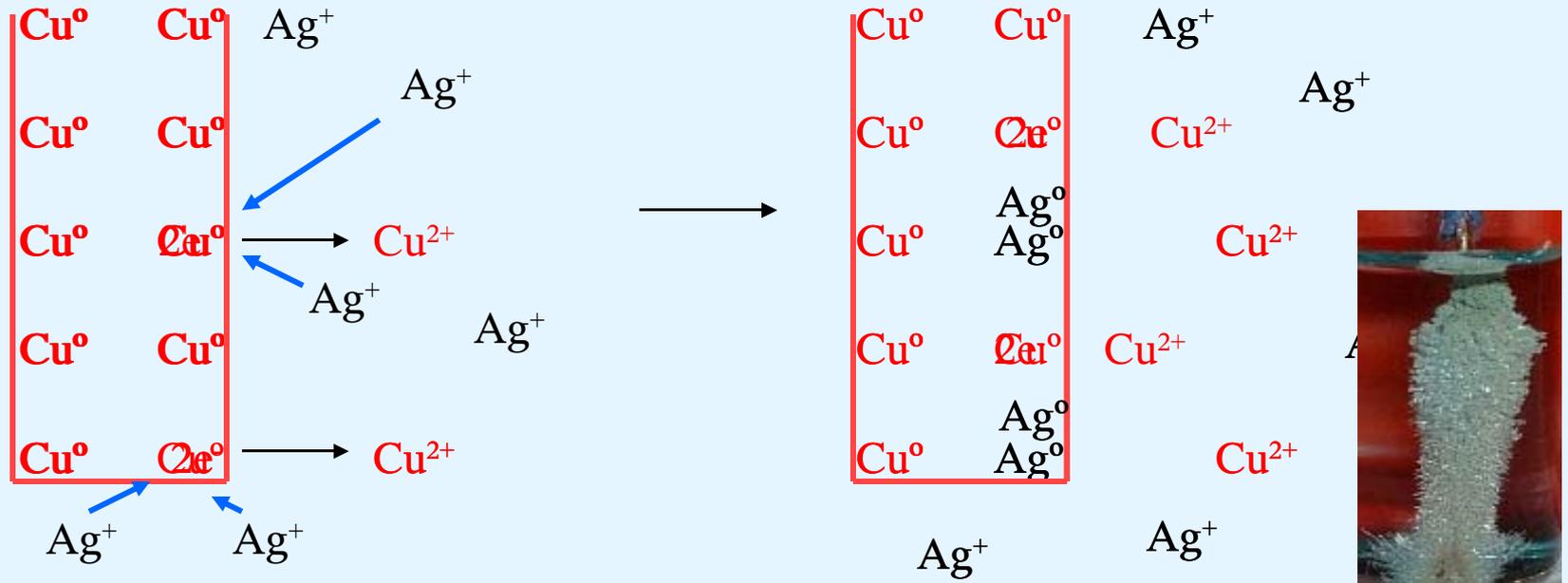
Ag^+ incoloro

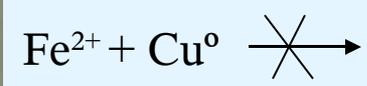
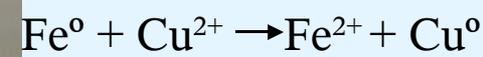
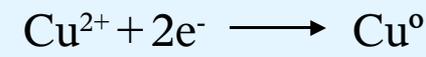
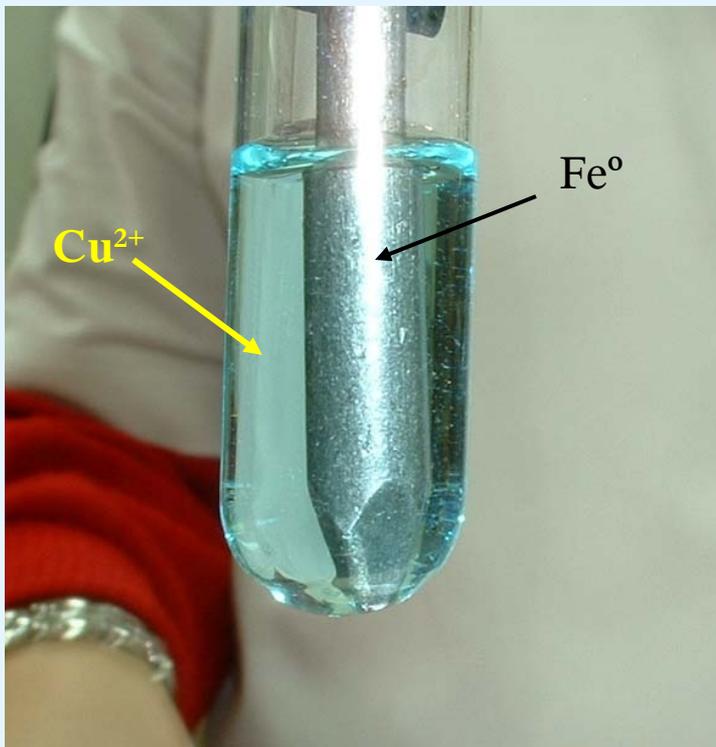
Cu^{2+} azul



10'
→

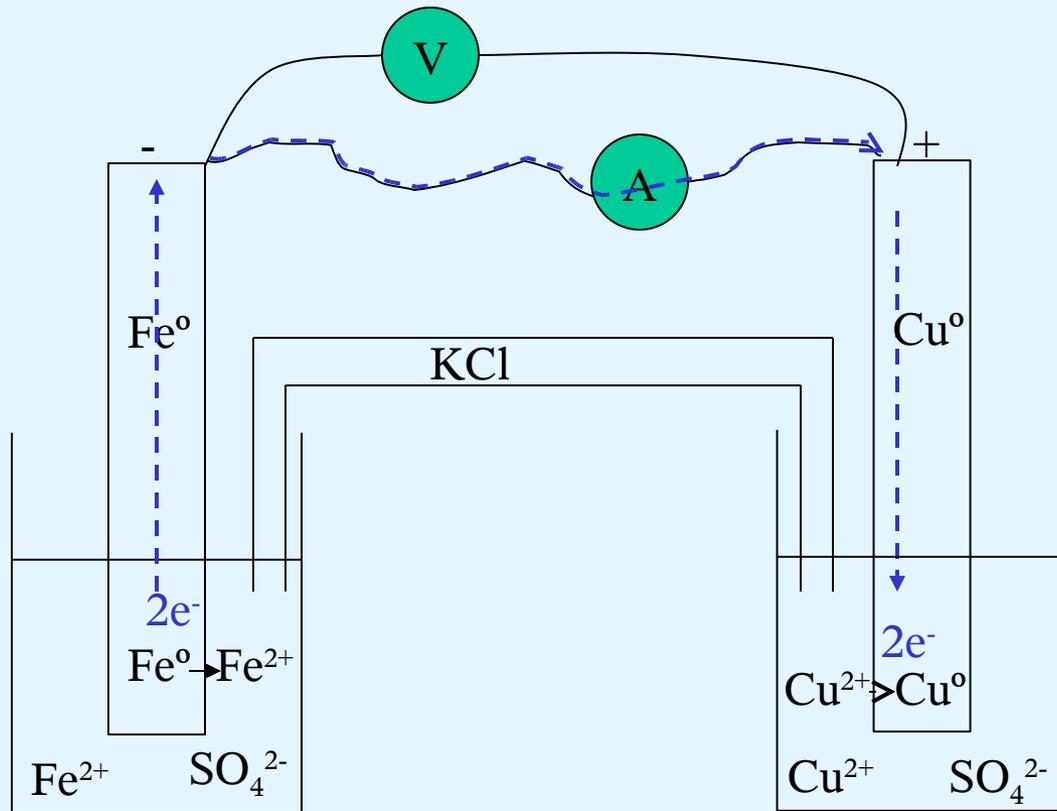






Si esta hipótesis es correcta, debería ser posible detectar los electrones viajando de un metal al otro

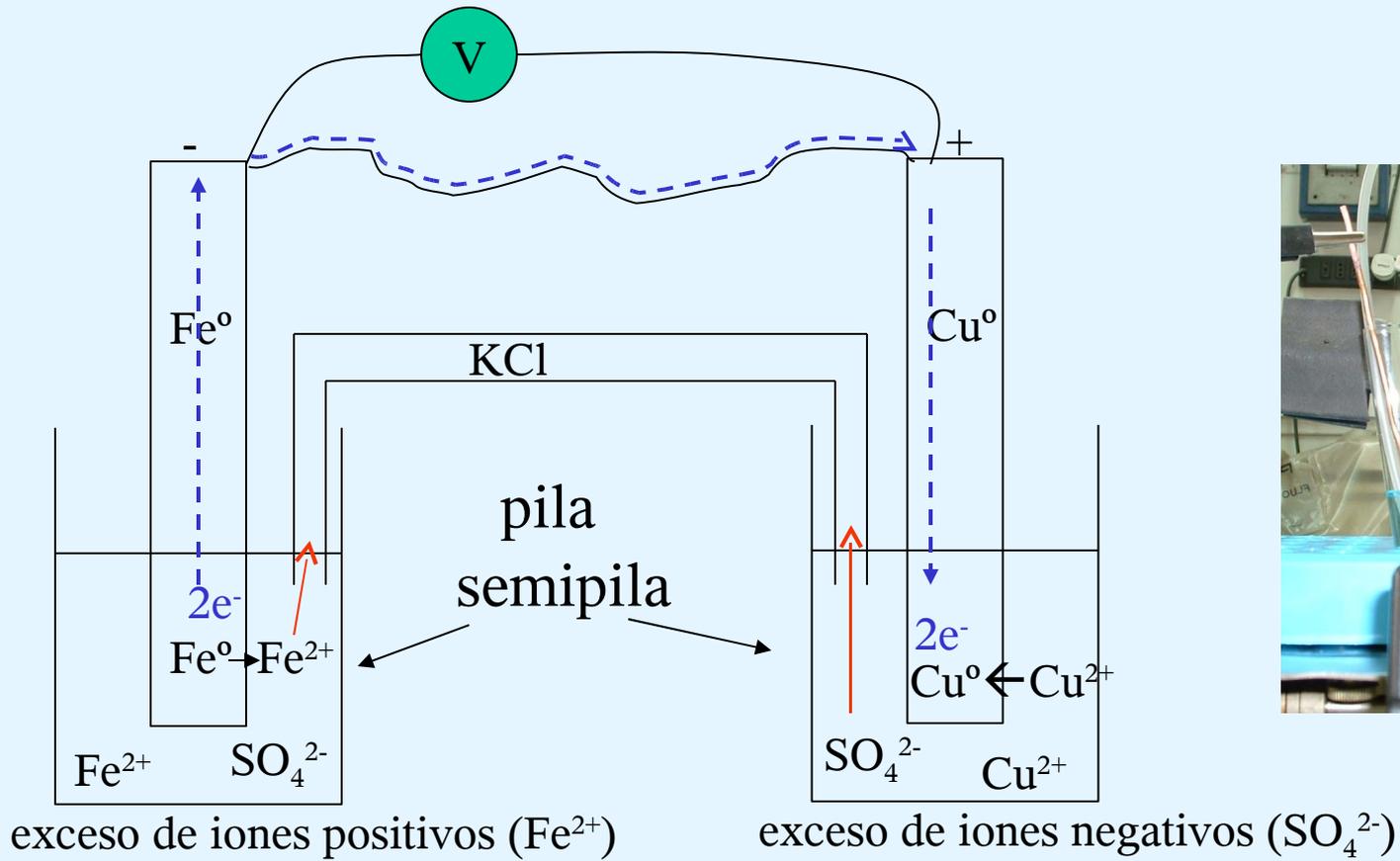




exceso de iones positivos (Fe^{2+})

exceso de iones negativos (SO_4^{2-})







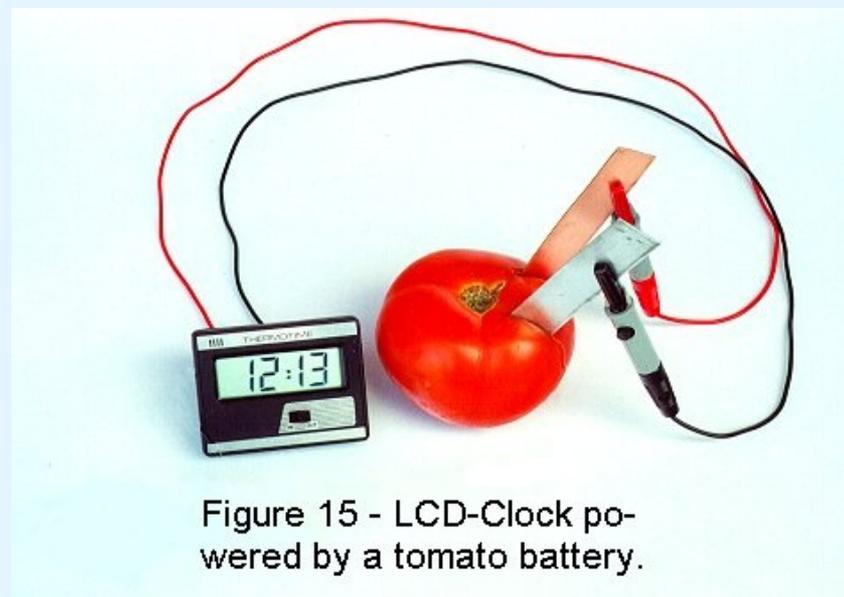
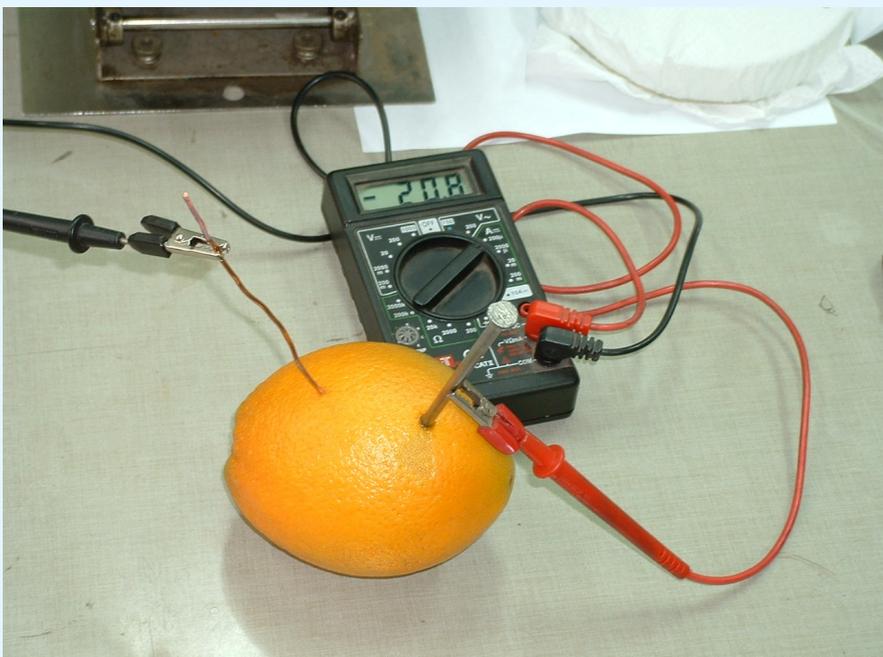
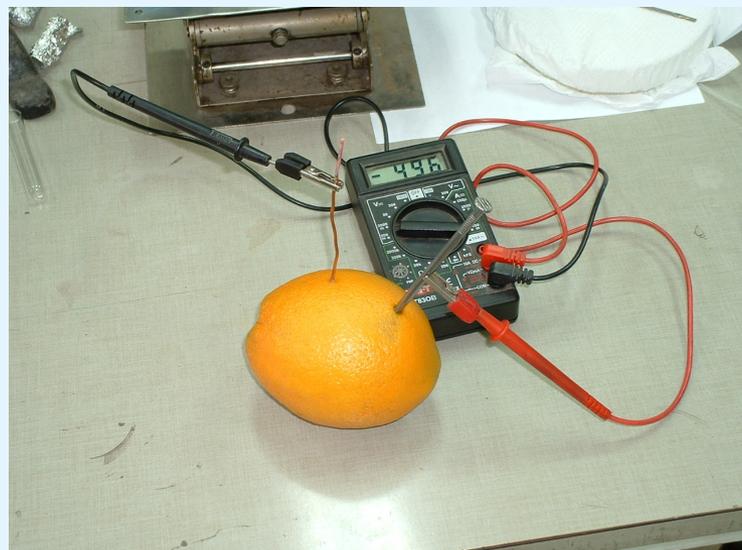
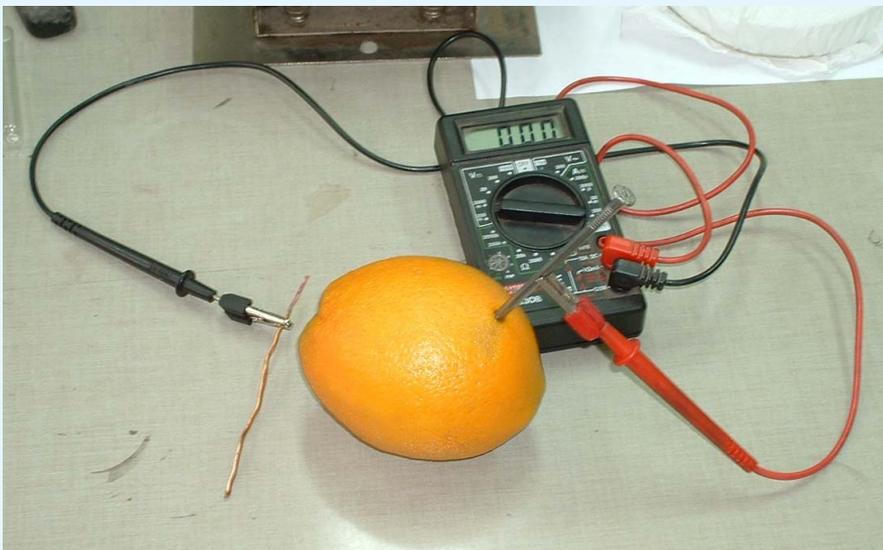
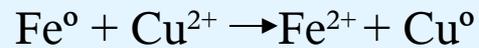
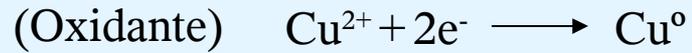
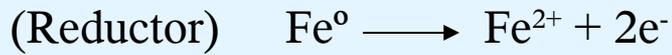


Figure 15 - LCD-Clock powered by a tomato battery.

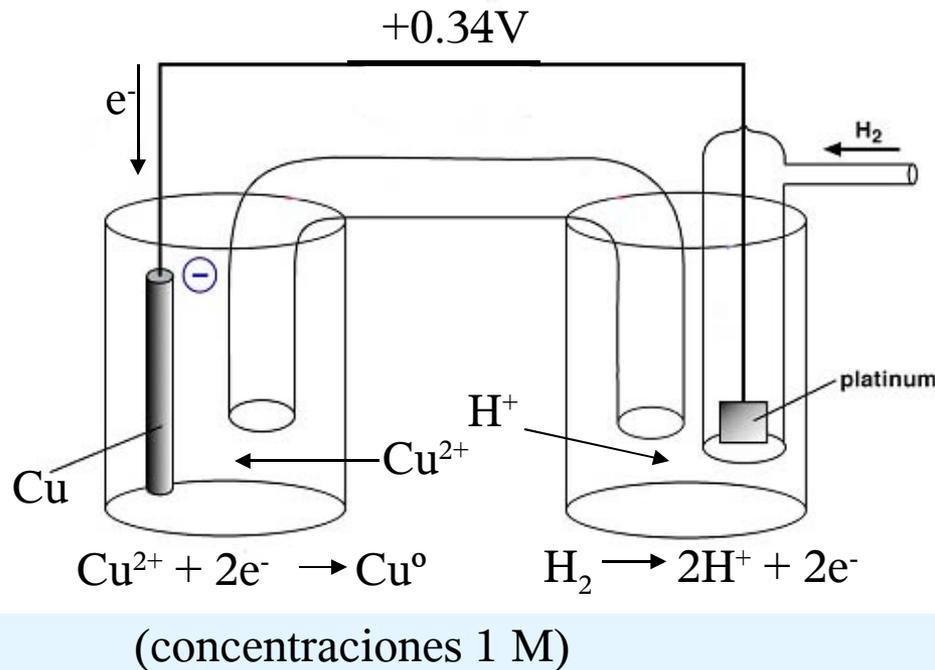


Reacción de oxidación: pérdida de electrones
(en especies iónicas)

Reacción de reducción: ganancia de electrones

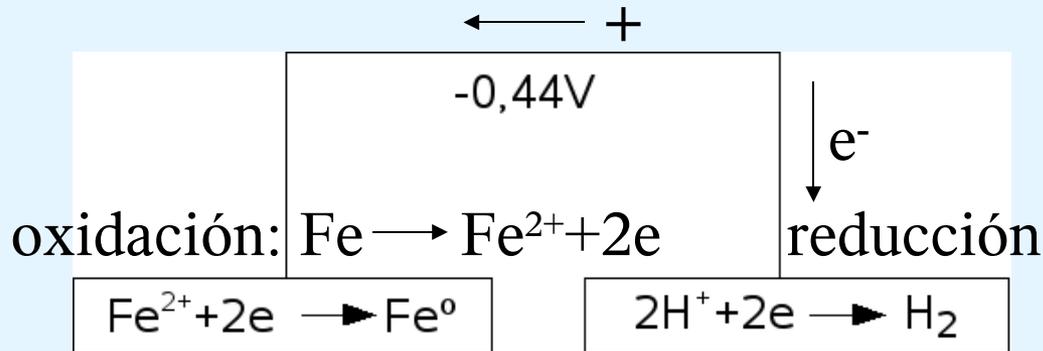
Reacción de óxido-reducción
o redox

Los potenciales de las reacciones de redox se han medido en pilas formadas por una semipila que es la reacción que interesa, y otra semipila que es la reducción de H^+ , como referencia. Por ejemplo, para el caso del cobre es:



Potenciales estándares de reducción V° (volts)

| | | | |
|-------------------------|----------------------|-------------------|-------|
| $Li^+(ac) + e^-$ | \rightleftharpoons | $Li^0(s)$ | -3,05 |
| $K^+(ac) + e^-$ | \rightleftharpoons | $K^0(s)$ | -2,93 |
| $Zn^{2+}(ac) + 2e^-$ | \rightleftharpoons | $Zn^0(s)$ | -0,76 |
| $Fe^{2+}(ac) + 2e^-$ | \rightleftharpoons | $Fe^0(s)$ | -0,44 |
| $2H^+(ac) + 2e^-$ | \rightleftharpoons | $H_2^0(g)$ | 0 |
| $Cu^{2+}(ac) + 2e^-$ | \rightleftharpoons | $Cu^0(s)$ | +0,34 |
| $Ag^+(ac) + e^-$ | \rightleftharpoons | $Ag^0(s)$ | +0,80 |
| $Br_2^0(ac) + 2e^-$ | \rightleftharpoons | $2Br^-(ac)$ | +1,07 |
| $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^-$ | \rightleftharpoons | $Mn^{2+} + 4H_2O$ | +1,51 |
| $H_2O_2 + 4H^+ + 4e^-$ | \rightleftharpoons | $2H_2O$ | +1,77 |
| $F_2(g)^0 + 2e^-$ | \rightleftharpoons | $2F^-(ac)$ | +2,87 |



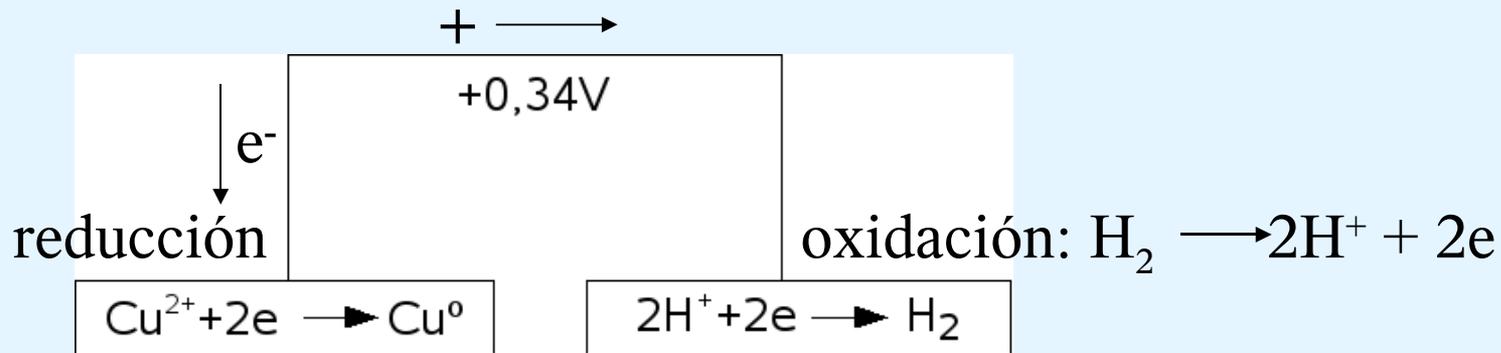
¿el Fe se reduce
o se oxida?

¿El H₂ se reduce
o se oxida?

Si el potencial es negativo la reacción variable es de oxidación

Potenciales estándares de reducción V^o (volts)

| | | | | | |
|--|---|---------------------------------|-------|---|-----------|
| Li ⁺ (ac) + e ⁻ | ⇌ | Li ⁰ (s) | -3,05 | } | se oxidan |
| K ⁺ (ac) + e ⁻ | ⇌ | K ⁰ (s) | -2,93 | | |
| Zn ²⁺ (ac) + 2 e ⁻ | ⇌ | Zn ⁰ (s) | -0,76 | | |
| Fe ²⁺ (ac) + 2 e ⁻ | ⇌ | Fe ⁰ (s) | -0,44 | | |
| 2H ⁺ (ac) + 2e ⁻ | ⇌ | H ₂ ⁰ (g) | 0 | | |

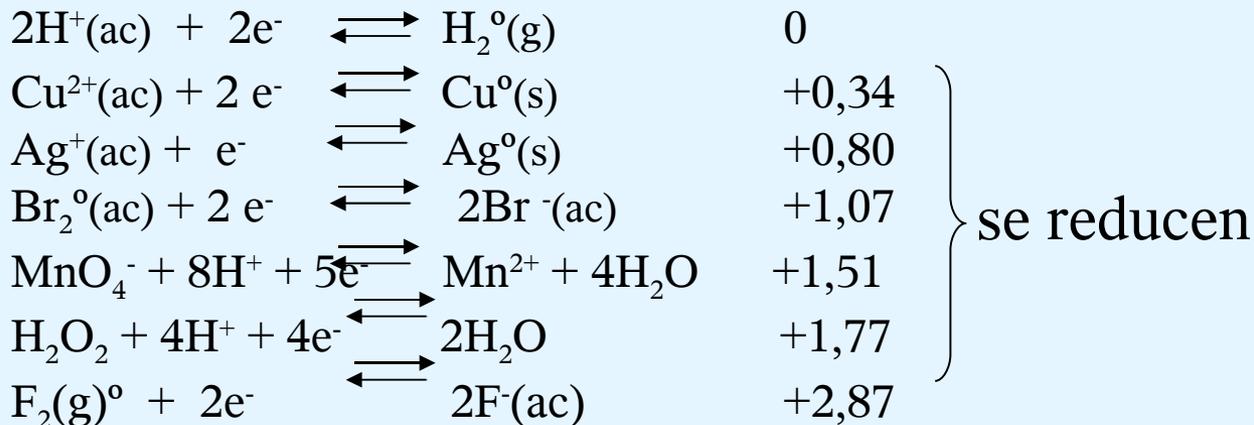


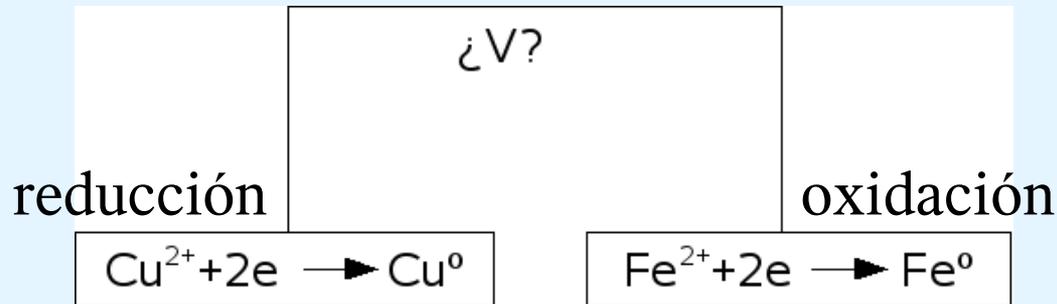
¿el Cu se reduce
o se oxida?

¿El H₂ se reduce
o se oxida?

Si el potencial es positivo la reacción variable es de reducción

Potenciales estándares de reducción V° (volts)





¿el Cu se reduce
o se oxida?

¿El Fe se reduce
o se oxida?

Pila Fe/H: -0.44 V

El hierro es oxidado por el H₂
(electrones van del Fe al H₂)

Pila Cu/H: +0.34V

El cobre es reducido por el H₂
(los electrones van del H₂ al Cu)

Dirección de los electrones en la pila Cu/Fe: del Fe al Cu



$$V = 0.44 + 0.34 = 0.78\text{V}$$

La reacción espontánea de redox muestra un $V > 0$

Potenciales estándares de reducción V° (volts)

| | | | | | |
|--|----------------------|--|-------|------------------------------------|------------------|
| $\text{Li}^+(\text{ac}) + \text{e}^-$ | \rightleftharpoons | $\text{Li}^0(\text{s})$ | -3,05 | ↓ Tendencia a reduccion aumenta | (mejor reductor) |
| $\text{K}^+(\text{ac}) + \text{e}^-$ | \rightleftharpoons | $\text{K}^0(\text{s})$ | -2,93 | | |
| $\text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^-$ | \rightleftharpoons | $\text{Zn}^0(\text{s})$ | -0,76 | | |
| $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^-$ | \rightleftharpoons | $\text{Fe}^0(\text{s})$ | -0,44 | | |
| $2\text{H}^+(\text{ac}) + 2\text{e}^-$ | \rightleftharpoons | $\text{H}_2^0(\text{g})$ | 0 | | |
| $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^-$ | \rightleftharpoons | $\text{Cu}^0(\text{s})$ | +0,34 | | |
| $\text{Ag}^+(\text{ac}) + \text{e}^-$ | \rightleftharpoons | $\text{Ag}^0(\text{s})$ | +0,80 | | |
| $\text{Br}_2^0(\text{ac}) + 2 \text{e}^-$ | \rightleftharpoons | $2\text{Br}^-(\text{ac})$ | +1,07 | | |
| $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^-$ | \rightleftharpoons | $\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ | +1,51 | | |
| $\text{H}_2\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$ | \rightleftharpoons | $2\text{H}_2\text{O}$ | +1,77 | | |
| $\text{F}_2(\text{g})^0 + 2\text{e}^-$ | \rightleftharpoons | $2\text{F}^-(\text{ac})$ | +2,87 | | (mejor oxidante) |

Según los experimentos mostrados,

El cobre reduce a la plata $\text{Cu}^0 + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Ag}^0$

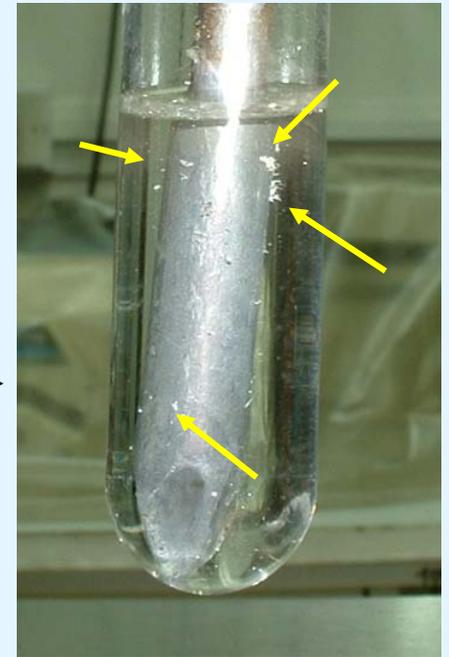
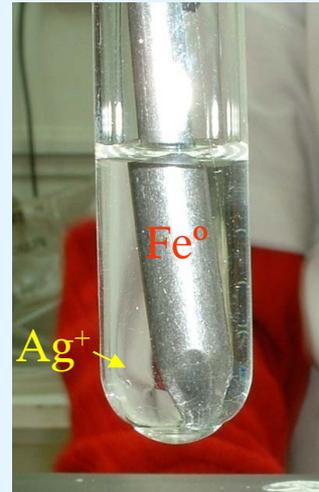
El hierro reduce al cobre $\text{Fe}^0 + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}^0$

Reduce el hierro a la plata?

Potenciales estándares de reducción V^0 (volts)



Sí



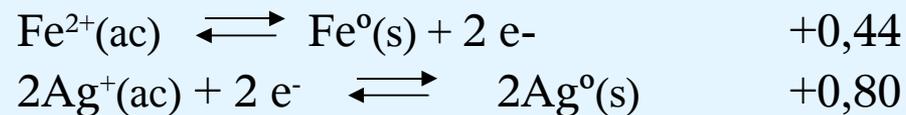
El cambio de energía libre de las reacciones de redox depende del potencial de la pila y el número de electrones transferidos:

$$\Delta G = - z F V$$

z: número de electrones transferidos por átomo

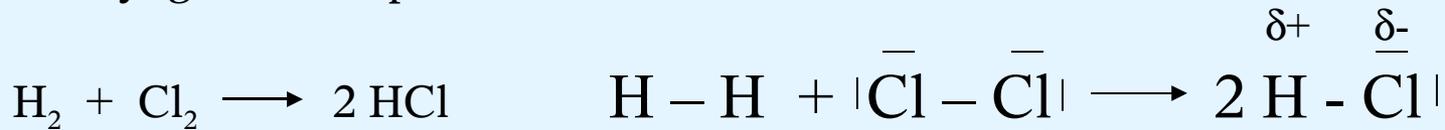
F (constante de Faraday): carga de un mol de electrones (96500 C)

Para la reacción



$$\begin{aligned} \Delta G &= -2 \times 96500 \times 1,24 \\ &= -239300 \text{ j/mol} \end{aligned}$$

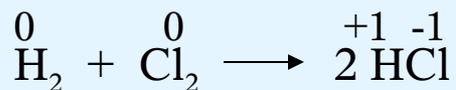
Las reacciones entre moléculas covalentes en las que las densidades electrónicas cambian también se consideran reacciones de oxidoreducción, a pesar que en ellas no hay ganancia o pérdida real de electrones:



Los átomos de H comparten los electrones de distinta manera en los productos que en los reaccionantes. Los H pierden densidad electrónica y los Cl ganan densidad electrónica.

Para describir estos cambios de densidad electrónica se inventó el concepto de **número de oxidación**.

El número de oxidación es la carga eléctrica que tendría el átomo si la molécula fuera iónica. El átomo más electronegativo sería el anión:

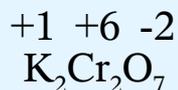
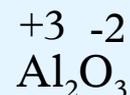
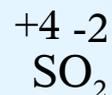
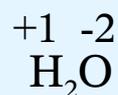


Las reacciones de óxido-reducción son aquellas en las que cambia el número de oxidación de algunos átomos de las moléculas participantes

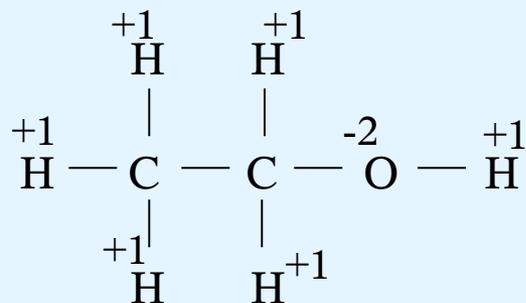
Reglas para calcular el número de oxidación:

2. Es cero en los elementos (O_3 , P_4)
3. Es igual a la carga eléctrica en los iones (Na^+ , Ca^{2+})
4. Para el H es +1 si está unido a un elemento más electronegativo, y -1 si está unido a un átomo menos electronegativo: +1 en CH_4 , -1 en NaH
6. El O tiene un N.O. de -2 , excepto cuando forma enlaces O-O
7. Los elementos del grupo VIIA tienen un N.O. de -1 . Los de los grupos IA y IIA +1 y +2 respectivamente
9. La suma de los números de oxidación en una molécula es cero
10. La suma de los números de oxidación en una molécula iónica es igual a la carga de la molécula

Ejemplos:



Ejemplos de moléculas orgánicas:



El O “captura” 1 e⁻ del C y otro del H: -2

Los H “pierden” su e⁻: +1

Los C no ganan ni pierden e⁻ entre sí: 0

C1: -1 (pierde 1 e⁻ (O), gana 2(H))

C2: -3 (gana 3 e⁻ (H))

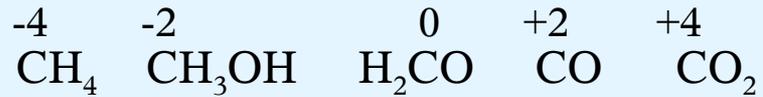


C1: +3 (“pierde” 2 e⁻ en el C=O y 1 e⁻ en el C-O)

C2: -2 (“gana” 2 e⁻ en los C-H)

C3: -3 (“gana” 3 e⁻ en los C-H)

Balance: H: +6; O: -4; C = +3 + -2 + -3 (-2)



A > número de H unidos al C, menor el N.O. (más reducido)

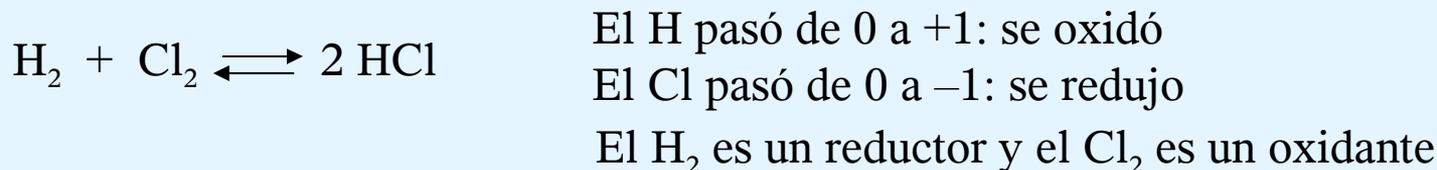
A > número de O unidos al C, mayor el N.O. (más oxidado)

Se define una reacción de óxido-reducción como aquella en la que los números de oxidación de algunos átomos cambia.

+1

Cuando el número de oxidación de un átomo aumenta, se dice que el átomo se oxidó

Cuando el número de oxidación disminuye, se dice que el átomo se redujo



¿cuál de las siguientes reacciones es de óxido-reducción?:



Balaneo de reacciones redox