

Electroquímica (I) Procesos redox. Conceptos básicos.	IES Castro Alobre Vilagarcía de Arousa
---	--

Denominamos corriente eléctrica o fluxo de cargas eléctricas que circulan entre dous puntos conectados fisicamente mediante un material condutor.

Para que exista ese fluxo de cargas é preciso que exista unha diferenza de potencial entre ambos os puntos (ver figura).

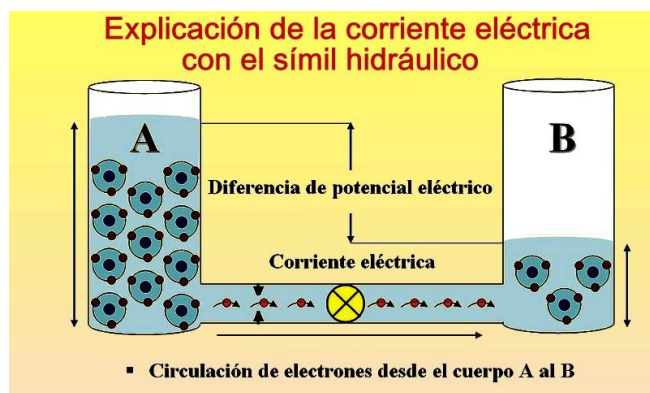
Para manter a corrente é necesario que se manteña a diferenza de potencial (gastando unha cantidade equivalente doutro tipo de enerxía). Isto conséguese **acumulando cargas negativas nun dos puntos (punto a potencial negativo ou polo negativo) e cargas positivas no outro (punto a potencial positivo ou polo positivo)**. Isto é o que fan as **pilas ou xeradores**.

Entre as reaccións químicas existe un tipo, chamado **reaccións de oxidación-redución (abreviadamente reaccións redox)**, nas que se produce unha **transferencia de electróns** dunha substancia a outra.

Este tipo de reaccións poden ser utilizadas para producir unha acumulación de electróns nun punto determinado (potencial negativo) ou consumilos noutro, orixinándose así un "baleiro electrónico" (potencial positivo). Se agora conectamos ambos os puntos cun condutor, por el circulará unha corrente eléctrica.

O proceso contrario: lograr que unha reacción química teña lugar por aplicación dunha corrente eléctrica, tamén é posible.

Símil da corrente eléctrica



Se conectamos 2 recipientes con distintas cantidades de auga, se a altura que acada a auga é diferente (existe unha diferenza de enerxía potencial), esta correrá desde o recipiente A, con maior enerxía potencial, cara ao recipiente B, con menor enerxía potencial

A electroquímica estuda a conversión de enerxía química en enerxía eléctrica e viceversa.

Significado dos números de oxidación

Os números de oxidación dos elementos nun composto infórmanos do número de electróns que o elemento comparte cando os enlaces son covalentes, ou que transfire nos compostos iónicos.

O sentido, tanto do número como do signo, é claro **nos compostos iónicos**:

- Signo negativo indica que o elemento capta electróns e, o dígito, o número de electróns captados. Así estado de oxidación -1 significa que o elemento capta un electrón. Estado de oxidación -2 , que capta dous electróns... etc
- Signo positivo indica que o elemento cede electróns e, o dígito, o número de electróns cedidos. Así estado de oxidación $+1$ significa que o elemento cede un electrón, $+2$ que cede dous electróns... etc.

Nos compostos covalentes a interpretación, aínda que parecida, non é a mesma, xa que nestes enlaces se comparten electróns.

Supoñamos un enlace covalente entre un hidróxeno e un oxíxeno (ver figura). O oxíxeno é máis electronegativo, polo que atraerá máis o par electrónico, quedando con certa carga negativa. Tendo isto en conta **podemos repartir os electróns de enlace, asignando os dous do par ao elemento máis electronegativo**. Desta maneira o oxíxeno na molécula de auga quedará con 8 electróns (dous máis dos que ten se non está combinado). Asignarémolles, polo tanto, un **estado de oxidación -2**. Cada un dos hidróxenos, no entanto, quedará sen o único electrón que ten (xa que se asigna ao oxíxeno por ser máis electronegativo). **O seu estado de oxidación será, por tanto, +1.**



O número de oxidación dos elementos puros, sen combinar, é cero

En resumo, un estado de oxidación negativo indica ganancia de electróns (real nos enlaces iónicos e “parcial” nos covalentes), mentres que un estado de oxidación positivo indica perda de electróns (real nos enlaces iónicos e “parcial” nos covalentes).

Reaccións de oxidación - redución. Procesos redox

Segundo o dito máis arriba **podemos saber se un elemento gaña ou perde electróns no transcurso dunha reacción química comparando o seu estado de oxidación nos reactivos e nos produtos:**

Se o número de oxidación aumenta, perde electróns.

Cando un elemento perde electróns, dicimos que o elemento se oxida.

Se o número de oxidación diminúe, gaña electróns.

Cando un elemento gaña electróns, dicimos que o elemento se reduce.

Oxidación = perda de electróns Redución = ganancia de electróns

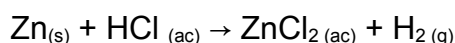
· Os procesos de oxidación e de redución **son sempre simultáneos**: unha oxidación leva consigo unha redución e viceversa.

- **Un elemento redúcese (capta electróns) porque outro os perde (oxídase).**
- **Podemos pensar que a causa de que un elemento se oxide é que outro se reduce e á inversa. Polo tanto a substancia que se reduce (gaña electróns) é a que provoca a oxidación (que outro elemento perda electróns) . Pola contra, a substancia que se oxida provoca que outra se reduza.**

A substancia que se reduce é o oxidante.

A substancia que se oxida é o redutor

EXEMPLOS:



$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$ O Zn oxídase. É o redutor

$\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2$ O H^+ redúcese. É o oxidante



$\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$ O Cl^- oxídase. É o redutor

$\text{Mn}^{4+} \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ O Mn^{4+} redúcese. É o oxidante