

## Unidade 8. Resumo dos contidos

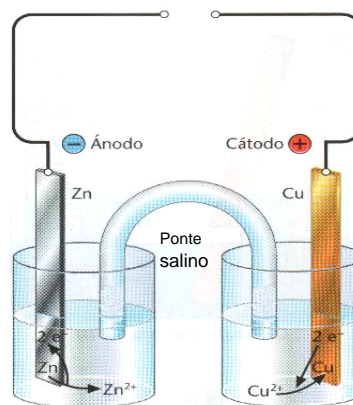
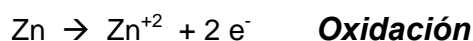
### 1. Procesos electroquímicos.

Os procesos electroquímicos pódense agrupar en dous tipos:

- **Pilas galvánicas ou voltaicas:** As pilas transforman a enerxía química que produce a reacción redox en enerxía eléctrica que logo se aproveita para producir traballo.
- **Células electrolíticas:** Producen unha reacción redox mediante o consumo de enerxía eléctrica; este proceso é inverso ao que ten lugar nas pilas e chámase **electrólise**.

### 2. Pilas galvánicas.

- Exemplo de pila Daniell



O **ánodo**, o **electrodo negativo**, é onde ten lugar a **oxidación**, neste caso o electrodo de Zn

O **cátodo**, o **electrodo positivo**, é onde ten lugar a **redución**, neste caso o electrodo de Cu.

- Unha pila Daniell é un xerador de corrente eléctrica cuxa magnitude característica é a súa **forza electromotriz (f.e.m)** que se designa por **E**, a súa unidade, como a do potencial eléctrico, é o **voltio(V)**

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{catodo}} - E^0_{\text{anodo}}$$

- Notación dunha pila



### 3. Potenciais de redución estándar.

- Os **electrodos con potenciais normais (estándar) negativos son máis reductores que o hidróxeno**, polo que devandito electrodo actúa como ánodo (oxidación) fronte ao electrodo de hidróxeno.
- Os **electrodos con potenciais normais positivos son mais oxidantes que o hidróxeno**, polo que devandito electrodo actúa como cátodo (redución) fronte ao electrodo de hidróxeno.
- Os **potenciais estándar están tabuladas, e canto máis negativo sexa o potencial dunha especie, máis redutora será e canto máis positivo sexa máis oxidante**

### 4. Espontaneidade dos procesos redox.

- Para que un proceso (reacción) redox sexa espontáneo a **forza electromotriz** da pila, que é a suma dos potenciais das semirreaccións que teñen lugar, debe ser **positiva**.

### 5. Electrólise.

- Unha célula electrolítica é o lugar onde se realiza o proceso de **electrólise**, que **consiste na produción dunha reacción redox non espontánea, mediante o consumo de corrente eléctrica**.
- Resumen das características das pilas e a das cubas electrolíticas

	<b>PILAS galvánicas</b>	<b>Cubas ELECTROLITICAS</b>
Transformación enerxética	$E_{\text{química}} \rightarrow E_{\text{eléctrica}}$	$E_{\text{eléctrica}} \rightarrow E_{\text{química}}$
Electrodo <b>positivo</b>	<b>Cátodo</b> ( redución)	<b>Ánodo</b> ( oxidación)
Electrodo <b>negativo</b>	<b>Ánodo</b> (oxidación)	<b>Cátodo</b> (redución)
Diferenza de potencial	$V = E_{\text{pila}}$	$V > E_{\text{pila}}$ (sentido contrario)

- As dúas leis de Faraday pódense resumir na seguinte expresión, sabendo que **a carga para liberar 1 equivale nte de cal quera sustancia nunha cuba electrolítica, é de 1 Faraday que son 96.500 C**

$$m = \frac{P_{eq} \cdot I \cdot t}{96.500}$$