

II- Conocer la espontaneidad de las reacciones redox

Para saber si una reacción redox es espontánea usaremos la expresión:

$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$$

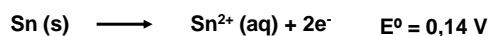
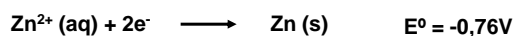
Para valores $E^{\circ} > 0$ la reacciones serán espontáneas (como en las pilas).

Para valores $E^{\circ} < 0$ la reacciones serán no espontáneas.

Los valores de los potenciales estándar de reducción permiten predecir si cualquier reacción redox es o no espontánea en un sentido determinado



Esta reacción es el resultado de la suma de las semirreacciones:



Para esta reacción, su potencial normal: $E^{\circ} = -0,62\text{V}$

Como el **potencial es negativo**, significa que la **reacción no es espontánea**, pues el valor de la energía libre será mayor que 0

- Suponiendo condiciones estándar,
¿reaccionarán el ion nitrato y el cinc metálico en medio ácido, para dar ion amonio e iones cinc?
Razone la respuesta. En caso afirmativo, ajuste la reacción que tiene lugar entre ellos.
Datos: E° ion nitrato/ion amonio = 0,89 V;
 E° ion cinc/cinc metálico = -0,76 V

- Los potenciales normales de los pares redox:
cloro/ion cloruro, bromo/ion bromuro, yodo/ion yoduro, valen, respectivamente, 1,36, 1,06 y 0,53 voltios.
Justifique si serán o no espontáneas las siguientes reacciones en medio acuoso:
a) Cloro + yoduro potásico = cloruro potásico + yodo
b) Bromo + cloruro potásico = bromuro potásico + cloro

11. a. ¿Puede el plomo oxidar a la plata?

$$E^{\circ}(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,14 \text{ V}$$

b. ¿Puede el níquel reducir al yodo?

$$E^{\circ}(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,53 \text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$$

c. ¿Puede el bromo oxidar a la plata?

$$E^{\circ}(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1,06 \text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$$

d. ¿Puede el yodo oxidar al hierro (II)?

$$E^{\circ}(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,53 \text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$$

e. ¿Puede el cromo oxidar al estaño?

$$E^{\circ}(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,136 \text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = -0,74 \text{ V}$$

f. ¿Y el cloro a la plata?

$$E^{\circ}(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$$

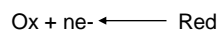
III- Comparar fuerza de oxidantes y reductores

El valor de E° reducción indica en qué extensión está desplazada hacia la derecha la semirreacción: $Ox + ne^{-} \longrightarrow Red$

Cuanto mayor sea su potencial E° reducción, mayor es la tendencia de la especie oxidante a reducirse (**mayor poder oxidante**) ganando "n" electrones, es decir mas tendencia a que ocurra la reacción de reducción



y por tanto, menor es la tendencia de la especie reductora a oxidarse, cediendo "n" electrones



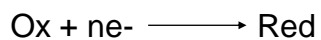
Cuanto menor sea su potencial E° reducción menor es la tendencia de la especie oxidante a reducirse y por tanto, mayor es la tendencia de la especie reductora a oxidarse (**mayor poder reductor**)

Par oxidante - reductor conjugados

Se denominan **par oxidante - reductor conjugados** a las especies oxidante y reductor que se diferencien en "n" electrones



Cuanto más fuerte sea un oxidante, más débil es su reductor conjugado y viceversa



más fuerte \longrightarrow **más débil**
más débil \longrightarrow **más fuerte**

- Un valor elevado de potencial, por ejemplo, de $E^{\circ}_{\text{Au}^{3+}/\text{Au}} = 1,36 \text{ V}$ indica que el oro (III) $\text{Au}^{3+} (\text{aq})$ es un agente oxidante fuerte:



y entonces el oro metálico $\text{Au} (\text{s})$, su reductor conjugado, es muy débil con poca tendencia a oxidarse.

- Por el contrario, un valor pequeño de $E^{\circ}_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -2,38 \text{ V}$ indica que el ión Mg^{2+} es un agente oxidante débil y entonces su reductor conjugado, el magnesio metálico, es un reductor fuerte con gran tendencia a oxidarse a Mg^{2+} :



Las consecuencias que se pueden deducir son:

Oxidante + n e ⁻	Reductor	E ^o (en V)
$\text{F}_2 (\text{g}) + 2 \text{e}^{-}$	2F^{-}	+2,65
$\text{MnO}_4^{-} (\text{aq}) + 8 \text{H}^{+} (\text{aq}) + 5 \text{e}^{-}$	$\text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}$	+1,51
$\text{Au}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{e}^{-}$	$\text{Au} (\text{s})$	+1,36
$\text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{e}^{-}$	$2 \text{Cl}^{-} (\text{aq})$	+1,09
$\text{Br}_2 (\text{l}) + 2 \text{e}^{-}$	$2 \text{Br}^{-} (\text{aq})$	+0,96
$\text{NO}_3^{-} (\text{aq}) + 4 \text{H}^{+} (\text{aq}) + 3 \text{e}^{-}$	$\text{NO} (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$	+0,80
$\text{Ag}^{+} (\text{aq}) + \text{e}^{-}$	$\text{Ag} (\text{s})$	+0,54
$\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^{-}$	$\text{Cu} (\text{s})$	+0,34
$2 \text{H}^{+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^{-}$	$\text{H}_2 (\text{g})$	+0,0
$\text{Sn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^{-}$	$\text{Sn} (\text{s})$	-0,14
$\text{Cd}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^{-}$	$\text{Cd} (\text{s})$	-0,40
$\text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^{-}$	$\text{Zn} (\text{s})$	-0,76
$\text{Al}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{e}^{-}$	$\text{Al} (\text{s})$	-1,67
$\text{Mg}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^{-}$	$\text{Mg} (\text{s})$	-2,38
$\text{Na}^{+} (\text{aq}) + \text{e}^{-}$	$\text{Na} (\text{s})$	-2,71
$\text{Li}^{+} (\text{aq}) + \text{e}^{-}$	$\text{Li} (\text{s})$	-3,05

- El mejor oxidante es el flúor y el peor es el ión Li^{+} . En consecuencia, el reductor más débil es el ión F^{-} y el más fuerte el litio metálico Li

12. Ordena las siguientes especies en orden creciente de poder oxidante $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, MnO_4^- , Br_2 , S

$$E^\circ \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+} = +1,330 \text{ V}$$

$$E^\circ \text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} = +1,510 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1,06 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{S}/\text{S}^{2-}) = -0,48 \text{ V}$$

13. Ordene los siguientes metales de acuerdo con su fortaleza como reductores: Ag , Fe y Cu .

$$E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$$

De los siguientes pares conjugados indique cuál será el oxidante más débil y el reductor más débil:

$$E^{\circ} (\text{Al}^{3+} / \text{Al}) = -1,660 \text{ V}$$

$$E^{\circ} (\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}) = -0,136 \text{ V}$$

$$E^{\circ} (\text{Cl}_2 / \text{Cl}^{-}) = +1,360 \text{ V}$$