



Química Analítica Instrumental

Facultad de Ciencias Exactas UNLP

Seminario 1 – Repaso de conceptos de electroquímica



Marzo 2021

Bioq. Christian Byrne

1) Calcular los potenciales de las siguientes pilas, indicando si se trata de una celda galvánica o una electrolítica:



$$E^{\circ} \text{Cr}^{3+} \mid \text{Cr}^{2+} = -0,410 \text{ V}, E^{\circ} \text{Pb}^{2+} \mid \text{Pb}^{\circ} = -0,126 \text{ V}$$

Potencial de celda ΔE como criterio de espontaneidad

La espontaneidad de una reacción se determina mediante la relación entre el potencial de celda ΔE (o E_{celda}) y la energía libre de Gibbs ΔG :

$$\Delta G = -nF\Delta E$$

$$\Delta G = -nF\Delta E$$

ΔE	ΔG	Reacción de celda	Tipo de celda
>0	<0	Espontánea	Galvánica o Pila

Así, se deduce que para que si ΔE es positivo, ΔG será negativo, y por ende la reacción de celda será espontánea. En este caso hablamos de **celdas galvánicas o pilas**, que son celdas electroquímicas donde reacciones redox espontáneas producen energía eléctrica.

$$\Delta G = -nF\Delta E$$

ΔE	ΔG	Reacción de celda	Tipo de celda
>0	<0	Espontánea	Galvánica o Pila
<0	>0	No espontánea	Electrolítica

Por otra parte, si ΔE es negativo, ΔG será positivo, y por ende la reacción de celda será no espontánea. En este caso hablamos de **celdas electrolíticas**. En estas celdas la corriente eléctrica fuerza a que se produzcan reacciones químicas no espontáneas. Este proceso se llama electrólisis.

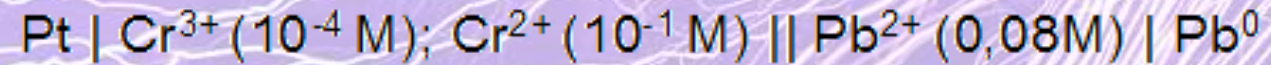
$$\Delta G = -nF\Delta E$$

ΔE	ΔG	Reacción de celda	Tipo de celda
>0	<0	Espontánea	Galvánica o Pila
<0	>0	No espontánea	Electrolítica
0	0	En equilibrio químico	

Finalmente cuando $\Delta E=0$, $\Delta G=0$ y el sistema está en un estado de equilibrio químico.

Pilas: Convenciones

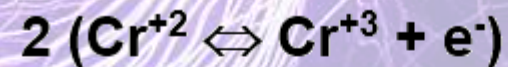
- El ánodo se escribe siempre a la izquierda, mientras que el electrodo de la derecha es el cátodo. En el ánodo tiene lugar una hemirreacción de oxidación, mientras que en el cátodo la hemirreacción es de reducción.



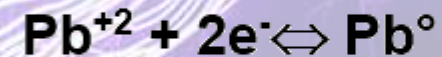
ÁNODO (oxidación)

CÁTODO (reducción)

ÁNODO:



CÁTODO:

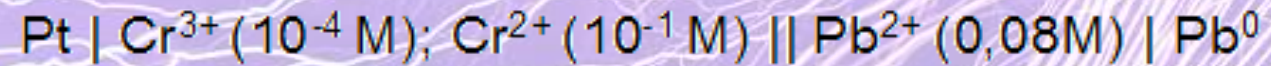


REACCIÓN GLOBAL:



Pilas: Convenciones

- El ánodo se escribe siempre a la izquierda, mientras que el electrodo de la derecha es el cátodo. En el ánodo tiene lugar una hemirreacción de oxidación, mientras que en el cátodo la hemirreacción es de reducción.

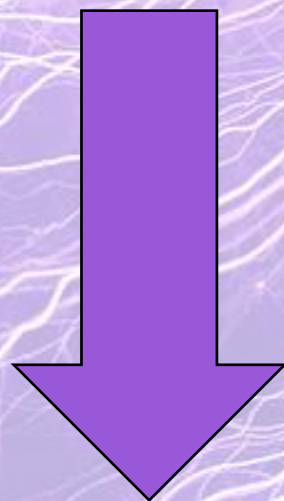


ÁNODO (oxidación)

CÁTODO (reducción)

- Las líneas verticales representan límites entre las fases a través de las cuales se pueden desarrollar diferencias de potencial.
- Dos líneas verticales representan pequeñas diferencias de potencial a través de las uniones líquidas. Corresponden a las uniones en cada extremo del puente salino.
- Los datos de actividad o concentración de los constituyentes de la celda se indican entre paréntesis.

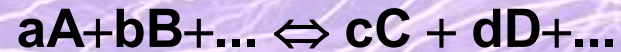
¿Cómo calculamos el ΔE de una pila?



Ecuación de Nernst

Ecuación de Nernst para una celda

Para una reacción general del tipo



la ecuación de Nernst resulta:

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

En donde ΔE es la diferencia de potencial o FEM de la pila, R la constante universal de los gases (8,31 J/K mol), T la temperatura absoluta, F la constante de Faraday (96500 C), n el número de moles de electrones puestos en juego en la reacción global, y las concentraciones de reactivos y productos se expresan en molaridad (en el caso de sustancias gaseosas se emplea la presión en atmósferas). ΔE° es la diferencia de potencial en condiciones estándar (concentraciones y presiones unitarias).



Ecuación de Nernst para una celda

Si pasamos de logaritmo natural al logaritmo decimal resulta:

$$\Delta E = \Delta E^\circ - 2,303 \frac{RT}{nF} \log \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Teniendo en cuenta los valores de las constantes y tomando una temperatura de 25° C (298 K), la ecuación obtiene finalmente su forma más conocida:

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,059}{n} \log \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Debemos tener en cuenta que el factor 0,059 tiene unidades de **Volt**, por lo que los valores de potencial deben manejarse en esa unidad.

Ecuación de Nernst para una celda

Si pasamos de logaritmo natural al logaritmo decimal resulta:

$$\Delta E = \Delta E^\circ - 2,303 \frac{RT}{nF} \log \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Teniendo en cuenta los valores de las constantes y tomando una temperatura de 25° C (298 K), la ecuación obtiene finalmente su forma más conocida:

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,059}{n} \log \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

La diferencia de potencial estándar ΔE° puede calcularse como la diferencia entre el potencial de reducción estándar del cátodo y el potencial de reducción estándar del ánodo:

$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{CÁTODO}} - E^\circ_{\text{ÁNODO}}$$

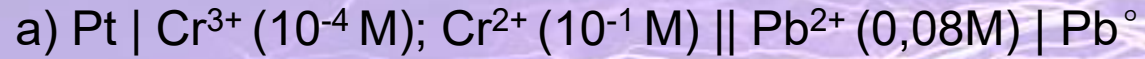
Tabla de potenciales de reducción normales o estándar

Cuanto mayor es el potencial normal de un electrodo, mayor es su tendencia a reducirse y, por tanto, mayor su poder oxidante

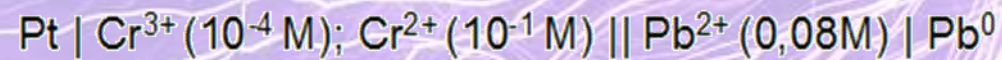
Par redox	E°	Par redox	E°
$F_2 + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons 2HF(aq)$	3.06	$2H_2SO_3 + 2H^+ + 4e \rightleftharpoons S_2O_3^{2-} + 3H_2O$	0.40
$F_2 + 2e \rightleftharpoons 2F^-$	2.87	$Fe(CN)_6^{3-} + e \rightleftharpoons Fe(CN)_6^{4-}$	0.36
$O_3 + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons O_2 + H_2O$	2.07	$VO^{2+} + 2H^+ + e \rightleftharpoons V^{3+} + H_2O$	0.36
$S_2O_8^{2-} + 2e \rightleftharpoons 2SO_4^{2-}$	2.01	$Cu^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cu$	0.34
$Co^{3+} + e \rightleftharpoons Co^{2+}$	1.82	$Hg_2Cl_2 + 2e \rightleftharpoons 2Hg + 2Cl^-$	0.28
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons 2H_2O$	1.77	$IO_3^- + 3H_2O + 6e \rightleftharpoons I^- + 6OH^-$	0.26
$MnO_4^- + 4H^+ + 3e \rightleftharpoons MnO_2 + 2H_2O$	1.70	$AgCl + e \rightleftharpoons Ag + Cl^-$	0.22
$PbO_2 + SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e \rightleftharpoons PbSO_4 + 2H_2O$	1.69	$HgBr_4^{2-} + 2e \rightleftharpoons Hg + 4Br^-$	0.21
$Au^+ + e \rightleftharpoons Au$	1.68	$Cu^{2+} + e \rightleftharpoons Cu^+$	0.15
$HClO_2 + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons HClO + H_2O$	1.64	$Sn^{4+} + 2e \rightleftharpoons Sn^{2+}$	0.15
$HClO + H^+ + e \rightleftharpoons \frac{1}{2}Cl_2 + H_2O$	1.63	$S + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2S$	0.14
$Ce^{4+} + e \rightleftharpoons Ce^{3+}$	1.61	$CuCl + e \rightleftharpoons Cu + Cl^-$	0.14
$Bi_2O_4 + 4H^+ + 2e \rightleftharpoons 2BiO^+ + 2H_2O$	1.59	$AgBr + e \rightleftharpoons Ag + Br^-$	0.10
$BrO_3^- + 6H^+ + 5e \rightleftharpoons \frac{1}{2}Br_2 + 3H_2O$	1.52	$S_4O_6^{2-} + 2e \rightleftharpoons 2S_2O_3^{2-}$	0.08
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	1.51	$CuBr + e \rightleftharpoons Cu + Br^-$	0.03
$PbO_2 + 4H^+ + 2e \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2H_2O$	1.46	$2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2$	0.00
$Cl_2 + 2e \rightleftharpoons 2Cl^-$	1.36	$HgI_4^{2-} + 2e \rightleftharpoons Hg + 4I^-$	-0.04
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1.33	$Pb^{2+} + 2e \rightleftharpoons Pb$	-0.13
$MnO_2 + 4H^+ + 2e \rightleftharpoons Mn^{2+} + 2H_2O$	1.23	$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e \rightleftharpoons Cr(OH)_3 + 5OH^-$	-0.13
$O_2 + 4H^+ + 4e \rightleftharpoons 2H_2O$	1.23	$Sn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Sn$	-0.14
$IO_3^- + 6H^+ + 5e \rightleftharpoons \frac{1}{2}I_2 + 3H_2O$	1.20	$AgI + e \rightleftharpoons Ag + I^-$	-0.15
$ClO_4^- + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons ClO_3^- + H_2O$	1.19	$CuI + e \rightleftharpoons Cu + I^-$	-0.19
$Br_2(aq) + 2e \rightleftharpoons 2Br^-$	1.09	$Ni^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ni$	-0.25
$Br_2(liq) + 2e \rightleftharpoons 2Br^-$	1.07	$V^{3+} + e \rightleftharpoons V^{2+}$	-0.26
$Br_3^- + 2e \rightleftharpoons 3Br^-$	1.05	$PbCl_2 + 2e \rightleftharpoons Pb + 2Cl^-$	-0.27
$VO_2^+ + 2H^+ + e \rightleftharpoons VO^{2+} + H_2O$	1.00	$Co^{2+} + 2e \rightleftharpoons Co$	-0.28
$AuCl_4^- + 3e \rightleftharpoons Au + 4Cl^-$	1.00	$PbBr_2 + 2e \rightleftharpoons Pb + 2Br^-$	-0.28
$NO_3^- + 4H^+ + 3e \rightleftharpoons NO + 2H_2O$	0.96	$PbSO_4 + 2e \rightleftharpoons Pb + SO_4^{2-}$	-0.36
$NO_3^- + 3H^+ + 2e \rightleftharpoons HNO_2 + H_2O$	0.94	$PbI_2 + 2e \rightleftharpoons Pb + 2I^-$	-0.37
$2Hg^{2+} + 2e \rightleftharpoons Hg_2^{2+}$	0.92	$Cd^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cd$	-0.40
$AuBr_4^- + 3e \rightleftharpoons Au + 4Br^-$	0.87	$Cr^{3+} + e \rightleftharpoons Cr^{2+}$	-0.41
$Cu^{2+} + I^- + e \rightleftharpoons CuI$	0.86	$Fe^{2+} + 2e \rightleftharpoons Fe$	-0.44
$Hg^{2+} + 2e \rightleftharpoons Hg$	0.85	$2CO_2(g) + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2C_2O_4(aq)$	-0.49
$Ag^+ + e \rightleftharpoons Ag$	0.80	$Cr^{3+} + 3e \rightleftharpoons Cr$	-0.74
$Hg_2^{2+} + 2e \rightleftharpoons 2Hg$	0.79	$Zn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Zn$	-0.76
$Fe^{3+} + e \rightleftharpoons Fe^{2+}$	0.77	$H_2O + e \rightleftharpoons \frac{1}{2}H_2 + OH^-$	-0.83
$PtCl_4^{2-} + 2e \rightleftharpoons Pt + 4Cl^-$	0.73	$Cr^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cr$	-0.91
$Q + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2Q$	0.70	$Mn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Mn$	-1.18
$O_2 + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2O_2$	0.68	$Al^{3+} + 3e \rightleftharpoons Al$	-1.66
$PtBr_4^{2-} + 2e \rightleftharpoons Pt + 4Br^-$	0.58	$Mg^{2+} + 2e \rightleftharpoons Mg$	-2.37
$MnO_4^- + e \rightleftharpoons MnO_4^{2-}$	0.56	$Na^+ + e \rightleftharpoons Na$	-2.71
$H_3AsO_4 + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons HAsO_2 + 2H_2O$	0.56	$Ca^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ca$	-2.87
$I_3^- + 2e \rightleftharpoons 3I^-$	0.54	$Sr^{2+} + 2e \rightleftharpoons Sr$	-2.89
$I_2(s) + 2e \rightleftharpoons 2I^-$	0.54	$Ba^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ba$	-2.90
$Cu^+ + e \rightleftharpoons Cu$	0.52	$K^+ + e \rightleftharpoons K$	-2.93
$4H_2SO_3 + 4H^+ + 6e \rightleftharpoons S_4O_6^{2-} + 6H_2O$	0.51	$Li^+ + e \rightleftharpoons Li$	-3.05

Cuanto menor es el valor del potencial normal de un electrodo, mayor es su tendencia a oxidarse y, por tanto, mayor será su poder reductor

1) Calcular los potenciales de las siguientes pilas, indicando si se trata de una celda galvánica o una electrolítica:



$$E^{\circ} \text{Cr}^{3+} \mid \text{Cr}^{2+} = -0,410 \text{ V}, E^{\circ} \text{Pb}^{2+} \mid \text{Pb}^{\circ} = -0,126 \text{ V}$$



ÁNODO (oxidación)

CÁTODO (reducción)

$$\Delta E = \Delta E^{\circ} - \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Cr}^{3+}]^2}{[\text{Cr}^{2+}]^2 [\text{Pb}^{2+}]}$$

$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ} \text{Pb}^{2+}/\text{Pb} - E^{\circ} \text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+} = -0,126 \text{ V} - (-0,410 \text{ V}) = 0,284 \text{ V}$$

$$\Delta E = 0,284 \text{ V} - \frac{0,059}{2} \log \frac{[10^{-4}]^2}{[10^{-1}]^2 [0,08]}$$

$$\Delta E = 0,429 \text{ V} \quad \longrightarrow \quad \Delta E > 0 \quad \longrightarrow \quad \text{PILA}$$

1) Calcular los potenciales de las siguientes pilas, indicando si se trata de una celda galvánica o una electrolítica:

b) Pt | Sn⁴⁺ (0,0004M), Sn²⁺ (0,02 M) || Ag(CN)₂⁻ (0,0025M), CN⁻ (0,05M) | Ag

E° Sn⁴⁺| Sn²⁺ = 0,154 V, E° Ag(CN)₂⁻| Ag° = -0,310 V

Pt | Sn⁴⁺ (0,0004M), Sn²⁺ (0,02 M) || Ag(CN)₂⁻ (0,0025M), CN⁻ (0,05M) | Ag

ÁNODO (oxidación)

CÁTODO (reducción)

ÁNODO:



CÁTODO:



REACCIÓN GLOBAL: $\text{Sn}^{+2} + 2 \text{Ag}(\text{CN})_2^{-} \leftrightarrow \text{Sn}^{+4} + 2 \text{Ag}^{\circ} + 4 \text{CN}^{-}$

$$\Delta E = \Delta E^{\circ} - \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Sn}^{+4}] [\text{CN}^{-}]^4}{[\text{Sn}^{+2}] [\text{Ag}(\text{CN})_2^{-}]^2}$$

1) Calcular los potenciales de las siguientes pilas, indicando si se trata de una celda galvánica o una electrolítica:

b) Pt | Sn⁴⁺ (0,0004M), Sn²⁺ (0,02 M) || Ag(CN)₂⁻ (0,0025M), CN⁻ (0,05M) | Ag

E° Sn⁴⁺| Sn²⁺ = 0,154 V, E° Ag(CN)₂⁻| Ag° = -0,310 V

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Sn}^{+4}] [\text{CN}^-]^4}{[\text{Sn}^{+2}] [\text{Ag}(\text{CN})_2^-]^2}$$

$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{Ag}(\text{CN})_2^-/\text{Ag}^\circ} - E^\circ_{\text{Sn}^{+4}/\text{Sn}^{+2}} = -0,31 \text{ V} - (-0,154 \text{ V}) = -0,464 \text{ V}$$

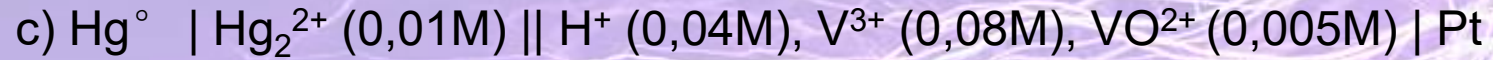
$$\Delta E = -0,464 \text{ V} - \frac{0,059}{2} \log \frac{[0,0004] [0,05]^4}{[0,02] [0,0025]^2}$$

$$\Delta E = -0,414 \text{ V}$$

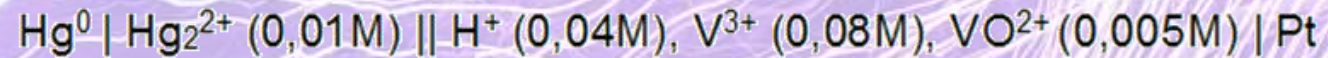
$$\Delta E < 0$$

CELDA ELECTROLITICA

1) Calcular los potenciales de las siguientes pilas, indicando si se trata de una celda galvánica o una electrolítica:



$$E^\circ \text{Hg}_2^{2+} \mid \text{Hg}^\circ = 0,789 \text{ V}, E^\circ \text{VO}^{2+} \mid \text{V}^{3+} = 0,361 \text{ V}$$



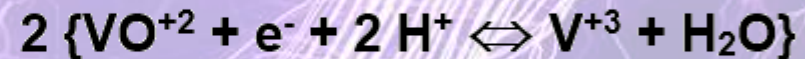
ÁNODO (oxidación)

CÁTODO (reducción)

ÁNODO:



CÁTODO:



$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Hg}_2^{+2}] [\text{V}^{+3}]^2}{[\text{VO}^{+2}]^2 [\text{H}^+]^4}$$

1) Calcular los potenciales de las siguientes pilas, indicando si se trata de una celda galvánica o una electrolítica:

c) $\text{Hg}^\circ \mid \text{Hg}_2^{2+} (0,01\text{M}) \parallel \text{H}^+ (0,04\text{M}), \text{V}^{3+} (0,08\text{M}), \text{VO}^{2+} (0,005\text{M}) \mid \text{Pt}$

$E^\circ \text{Hg}_2^{2+} \mid \text{Hg}^\circ = 0,789 \text{ V}$, $E^\circ \text{VO}^{2+} \mid \text{V}^{3+} = 0,361 \text{ V}$

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Hg}_2^{2+}] [\text{V}^{3+}]^2}{[\text{VO}^{2+}]^2 [\text{H}^+]^4}$$

$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{VO}^{2+}/\text{V}^{3+}} - E^\circ_{\text{Hg}_2^{2+}/\text{Hg}^\circ} = 0,361 \text{ V} - 0,789 \text{ V} = -0,428 \text{ V}$$

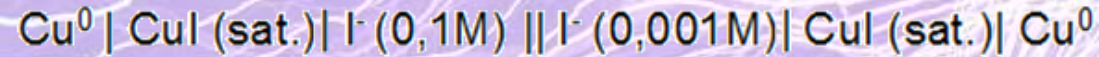
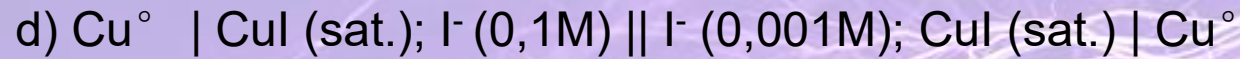
$$\Delta E = -0,428 \text{ V} - \frac{0,059}{2} \log \frac{[0,01] [0,08]^2}{[0,005]^2 [0,04]^4}$$

$$\Delta E = -0,605 \text{ V}$$

$$\Delta E < 0$$

CELDA ELECTROLITICA

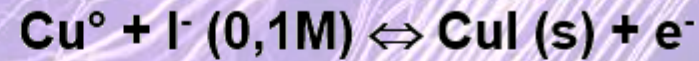
1) Calcular los potenciales de las siguientes pilas, indicando si se trata de una celda galvánica o una electrolítica:



ÁNODO (oxidación)

CÁTODO (reducción)

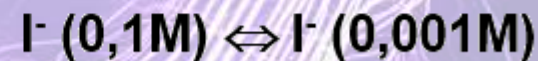
ÁNODO:



CÁTODO:



REACCIÓN GLOBAL:



$\Delta E^\circ = 0$

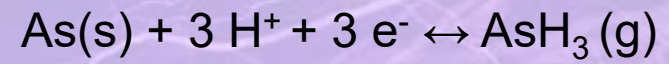
$$\Delta E = -0,059 \log \frac{[\text{I}^-]_{\text{CÁTODO}}}{[\text{I}^-]_{\text{ÁNODO}}} = -0,059 \log \frac{0,001}{0,1}$$

$\Delta E = 0,118 \text{ V}$

$\Delta E > 0$

PILA de concentración

2) Dada la siguiente hemirreacción:



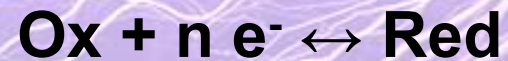
$$E^\circ = -0,238 \text{ V}$$

a) Escribir la ecuación de Nernst correspondiente a esta hemirreacción.

Ecuación de Nernst para una hemicelda

Por lo general la hemirreacción que tiene lugar en un determinado electrodo se escribe como una reducción, y todos los cálculos se realizan en base a potenciales de reducción.

Para una hemicelda en donde tiene lugar la siguiente hemirreacción sencilla de reducción:



el potencial a 25°C vendrá dado por

$$E = E^\circ - \frac{0,059}{n} \log \frac{[\text{Red}]}{[\text{Ox}]}$$

En donde E° es el potencial de reducción normal o estándar del par redox considerado, n es el número de moles de electrones puestos en juego en la hemirreacción y, como siempre, las concentraciones molares de reactivos y productos (o presiones en atmósferas en el caso de sustancias gaseosas) deben ir elevadas a su correspondiente coeficiente estequiométrico.

2) Dada la siguiente hemirreacción:



a) Escribir la ecuación de Nernst correspondiente a esta hemirreacción.

Para la reacción de reducción del As a arsina tenemos, por lo tanto:

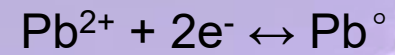
$$E = E^\circ_{\text{As/AsH}_3} - \frac{0,059}{3} \log \frac{P_{\text{AsH}_3}}{[\text{H}^+]^3}$$

b) Hallar E cuando pH = 3,00 y P(AsH₃) = 0,89 atm.

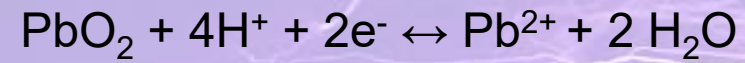
$$E = -0,238 \text{ V} - \frac{0,059}{3} \log \frac{0,89}{[10^{-3}]^3}$$

$$E = -0,414 \text{ V}$$

3) A partir de las hemirreacciones:

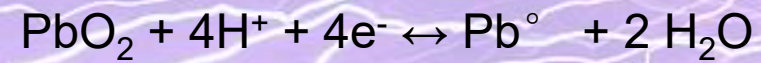


$$E^\circ \text{ Pb}^{2+} | \text{Pb}^\circ = -0,126 \text{ V}$$



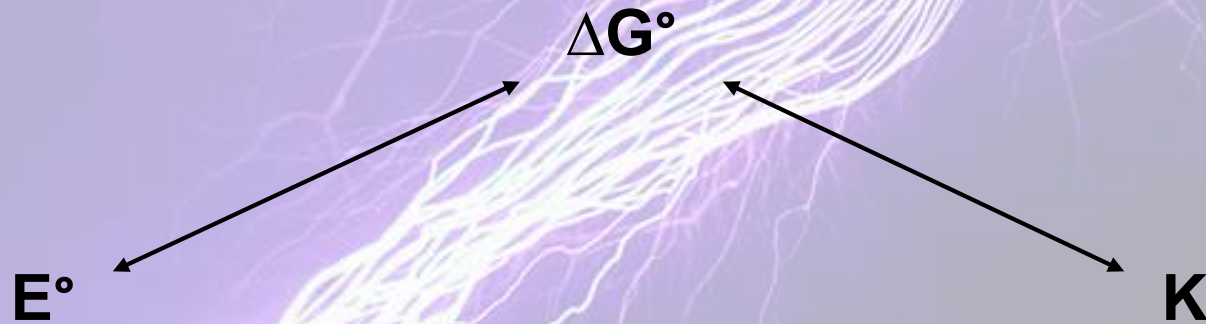
$$E^\circ \text{ PbO}_2 | \text{Pb}^{2+} = 1,455 \text{ V}$$

Calcular el potencial de la hemirreacción:



Expresiones para la energía libre estándar

Es posible calcular el potencial de reducción estándar de una hemirreacción o la constante de equilibrio de una reacción determinada combinando reacciones o hemirreacciones para las cuales tenemos datos y realizando luego un **balance de energía libre estándar**. Para ello debemos conocer la relación de ΔG° tanto con el potencial estándar de una hemirreacción como con la constante de equilibrio de una reacción.



Expresiones para la energía libre estándar

En primer lugar, debemos recordar que la energía libre estándar ΔG° de una dada hemirreacción de reducción se relaciona con su potencial de reducción normal o estándar E° según:

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

Si es necesario invertir la hemirreacción, es decir, convertirla en una hemirreacción de oxidación, se cambia el signo – por + en la ecuación anterior para ΔG° (esto se debe a que los potenciales de oxidación y reducción tienen el mismo valor, pero difieren de signo).

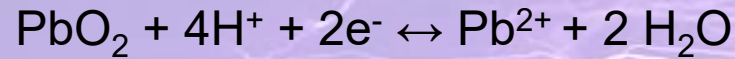
Por otro lado, la energía libre estándar de una reacción química cualquiera se relaciona con su correspondiente constante de equilibrio K según:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

3) A partir de las hemirreacciones:

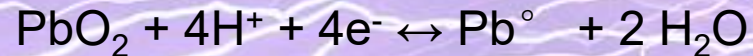


$$E^\circ \text{ Pb}^{2+} | \text{Pb}^\circ = -0,126 \text{ V}$$

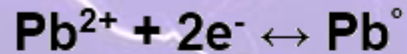


$$E^\circ \text{ PbO}_2 | \text{Pb}^{2+} = 1,455 \text{ V}$$

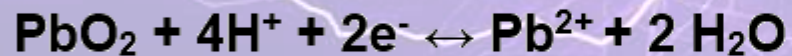
Calcular el potencial de la hemirreacción:



Este primer ejemplo es sencillo, ya que se suma directamente las dos hemirreacciones de reducción:



$$\Delta G^\circ_1 = -2FE^\circ_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^\circ}$$



$$\Delta G^\circ_2 = -2FE^\circ_{\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}}$$



$$\Delta G^\circ_3 = -4FE^\circ_{\text{PbO}_2/\text{Pb}^\circ}$$

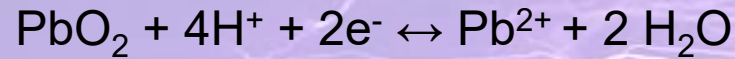
$$\Delta G^\circ_3 = \Delta G^\circ_1 + \Delta G^\circ_2$$

$$-4FE^\circ_{\text{PbO}_2/\text{Pb}^\circ} = -2FE^\circ_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^\circ} - 2FE^\circ_{\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}} = -2F\{E^\circ_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^\circ} + E^\circ_{\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}}\}$$

3) A partir de las hemirreacciones:

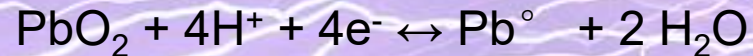


$$E^\circ \text{ Pb}^{2+} | \text{Pb}^\circ = -0,126 \text{ V}$$



$$E^\circ \text{ PbO}_2 | \text{Pb}^{2+} = 1,455 \text{ V}$$

Calcular el potencial de la hemirreacción:



Este primer ejemplo es sencillo, ya que se suma directamente las dos hemirreacciones de reducción:

$$\Delta G^\circ_3 = \Delta G^\circ_1 + \Delta G^\circ_2$$

$$-4FE^\circ_{\text{PbO}_2/\text{Pb}^\circ} = -2FE^\circ_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^\circ} - 2FE^\circ_{\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}} = -2F\{E^\circ_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^\circ} + E^\circ_{\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}}\}$$

$$E^\circ_{\text{PbO}_2/\text{Pb}^\circ} = \frac{\{E^\circ_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^\circ} + E^\circ_{\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}}\}}{2} = \frac{-0,126 \text{ V} + 1,455 \text{ V}}{2}$$

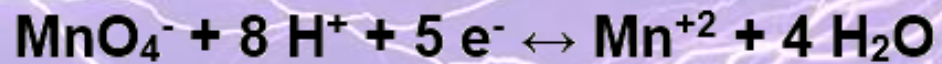
$$E^\circ_{\text{PbO}_2/\text{Pb}^\circ} = 0,664 \text{ V}$$

4) Dados los potenciales normales:

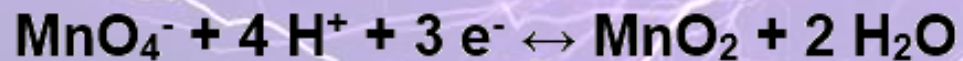
$$E^\circ \text{ MnO}_4^- | \text{Mn}^{2+} = 1,51 \text{ V y } E^\circ \text{ MnO}_4^- | \text{MnO}_2 = 1,70 \text{ V}$$

Determinar el potencial normal del proceso de $\text{MnO}_2 | \text{Mn}^{2+}$ (todas las reacciones transcurren en medio ácido).

El problema nos da como datos los potenciales de reducción estándar del MnO_4^- a Mn^{2+} y del MnO_4^- a MnO_2 , en medio ácido:

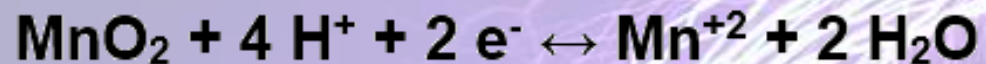


$$E^\circ_{\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}} = 1,51 \text{ V}$$



$$E^\circ_{\text{MnO}_4^- / \text{MnO}_2} = 1,70 \text{ V}$$

Y nos pide obtener el potencial de reducción estándar del MnO_2 a Mn^{2+} :



$$E^\circ_{\text{MnO}_2 / \text{Mn}^{2+}} = ?$$

Para obtener esta última hemirreacción es necesario sumar la reducción del MnO_4^- a Mn^{+2} y la oxidación del MnO_2 a MnO_4^- , es decir, debemos invertir la segunda ecuación:



$$\Delta G^\circ_1 = -5FE^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{+2}}$$



$$\Delta G^\circ_2 = +3FE^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2}$$



$$\Delta G^\circ_3 = -2FE^\circ_{\text{MnO}_2/\text{Mn}^{+2}}$$

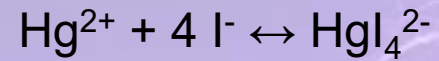
$$\Delta G^\circ_3 = \Delta G^\circ_1 + \Delta G^\circ_2$$

$$-2FE^\circ_{\text{MnO}_2/\text{Mn}^{+2}} = -5FE^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{+2}} + 3FE^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2}$$

$$E^\circ_{\text{MnO}_2/\text{Mn}^{+2}} = \frac{5E^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{+2}} - 3E^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2}}{2} = \frac{5(1,51 \text{ V}) - 3(1,70 \text{ V})}{2}$$

$$E^\circ_{\text{MnO}_2/\text{Mn}^{+2}} = 1,225 \text{ V}$$

5) Calcular la constante de equilibrio de la siguiente reacción:



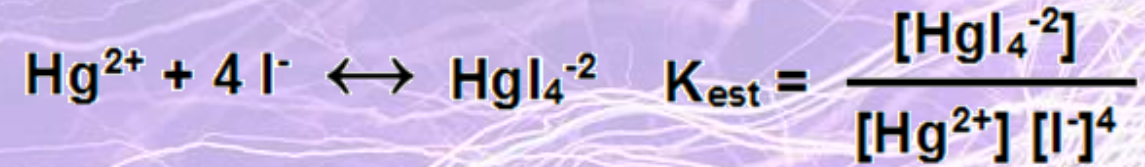
a partir de la celda:



cuyo potencial es: $-0,321 \text{ V}$. Suponer que las únicas especies involucradas son Hg^{2+} y HgI_4^{2-} .



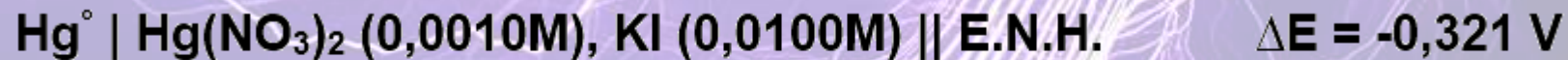
El problema nos pide calcular la constante de formación o estabilidad del complejo HgI_4^{2-}



Teniendo como datos el potencial normal de reducción del Hg^{+2} a Hg°



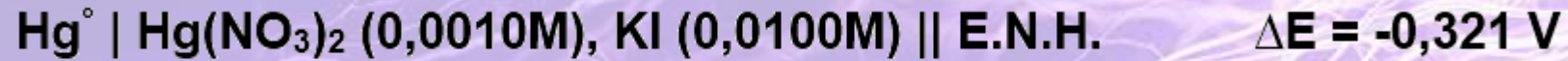
Y el potencial de la celda



ÁNODO

CÁTODO

Para resolver este problema en primer lugar debemos encontrar el potencial normal de reducción del complejo HgI_4^{2-} a partir de la ecuación de Nernst aplicada a esta celda, para luego combinarlo con el potencial normal de reducción del Hg^{+2} en un balance de energía libre estándar que nos permita finalmente calcular K_{est} .

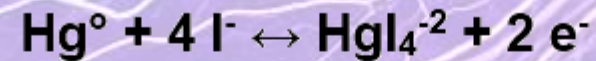


ÁNODO

CÁTODO

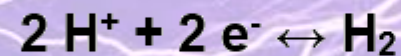
Las reacciones que tienen lugar en la celda son:

ÁNODO



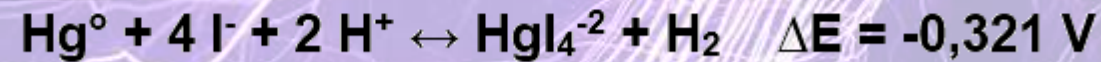
$$E^\circ_{\text{HgI}_4^{-2}/\text{Hg}^\circ} = ?$$

CÁTODO



$$E^\circ_{\text{H}^+/\text{H}_2} = 0$$

GLOBAL



Aplicando la ecuación de Nernst tenemos:

$$\Delta E = [0 - E^\circ_{\text{HgI}_4^{-2}/\text{Hg}^\circ}] - \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{HgI}_4^{-2}] P_{\text{H}_2}}{[\text{H}^+]^2 [\text{I}^-]^4} = -0,321 \text{ V}$$

Para el electrodo normal de hidrógeno tenemos que $P_{\text{H}_2} = 1 \text{ atm}$ y $[\text{H}^+] = 1 \text{ M}$ de manera tal que

$$E^\circ_{\text{HgI}_4^{-2}/\text{Hg}^\circ} + \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{HgI}_4^{-2}]}{[\text{I}^-]^4} = 0,321 \text{ V}$$

Como la concentración analítica del KI es 10 veces más grande que la de la sal mercúrica, podemos decir que prácticamente todo el ión mercúrico estará como complejo, esto es:

$$[\text{HgI}_4^{-2}] \simeq 0,001 \text{ M}$$

Por otra parte la concentración de I^- vendrá dada por:

$$[\text{I}^-] \simeq 0,01 \text{ M} - 4 (0,001 \text{ M}) = 0,006 \text{ M}$$

Por lo tanto

$$E^\circ_{\text{HgI}_4^{-2}/\text{Hg}^\circ} = 0,321 \text{ V} - \frac{0,059}{2} \log \frac{0,001}{(0,006)^4}$$

$$E^\circ_{\text{HgI}_4^{-2}/\text{Hg}^\circ} = 0,147 \text{ V}$$

Una vez que tenemos este potencial podemos hacer el balance de energía libre para obtener la constante de estabilidad:



$$\Delta G^\circ_3 = \Delta G^\circ_1 + \Delta G^\circ_2$$

$$- RT \ln K_{\text{est}} = + 2 F E^\circ_{\text{HgI}_4^{-2}/\text{Hg}^\circ} - 2 F E^\circ_{\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}^\circ}$$

$$\frac{RT}{2F} \ln K_{\text{est}} = E^\circ_{\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}^\circ} - E^\circ_{\text{HgI}_4^{-2}/\text{Hg}^\circ}$$

$$\frac{0,059}{2} \log K_{\text{est}} = E^\circ_{\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}^\circ} - E^\circ_{\text{HgI}_4^{-2}/\text{Hg}^\circ} = 0,854 \text{ V} - 0,147 \text{ V}$$

$$\log K_{\text{est}} = 23,97$$

$$K_{\text{est}} = 9,25 \cdot 10^{23}$$

6) Dada la siguiente celda:

$\text{Pb} \mid \text{PbBr}_2 (\text{s}) \mid \text{KBr} (1\text{M}) \mid \text{AgBr}(\text{s}) \mid \text{Ag}$, cuya FEM es 0,360 V. Calcular el K_{ps} del PbBr_2 .

$E^\circ \text{Pb}^{2+} \mid \text{Pb}^\circ = -0,130\text{V}$, $E^\circ \text{AgBr} \mid \text{Ag}^\circ = 0,070\text{V}$.

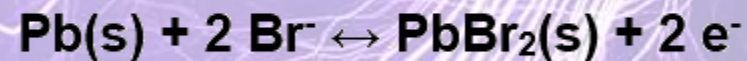
Para resolver este problema debemos hallar en primer lugar el potencial de reducción estándar del PbBr_2 a Pb° a partir del valor de FEM de la pila y del potencial conocido $E^\circ \text{AgBr}/\text{Ag}$

$\text{Pb} \mid \text{PbBr}_2 (\text{s}) \mid \text{KBr} (1\text{M}) \mid \text{AgBr}(\text{s}) \mid \text{Ag}$

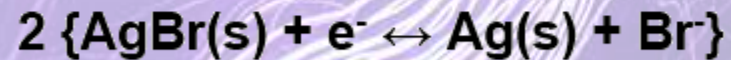
ÁNODO

CÁTODO

ÁNODO



CÁTODO



GLOBAL



$$\Delta E = 0,360 \text{ V} = \Delta E^\circ = E^\circ_{\text{CATODO}} - E^\circ_{\text{ANODO}} = E^\circ_{\text{AgBr}/\text{Ag}} - E^\circ_{\text{PbBr}_2/\text{Pb}}$$

$$E^\circ_{\text{PbBr}_2/\text{Pb}} = E^\circ_{\text{AgBr}/\text{Ag}} - \Delta E = 0,070 \text{ V} - 0,360 \text{ V}$$

$$E^\circ_{\text{PbBr}_2/\text{Pb}} = - 0,29 \text{ V}$$

Una vez que conocemos este potencial de reducción estándar podemos combinarlo con el potencial de reducción Pb^{+2} a Pb° en un balance de energía libre con el fin de obtener el valor de K_{ps} del PbBr_2 :



$$\Delta G^\circ_3 = \Delta G^\circ_1 + \Delta G^\circ_2$$

$$- RT \ln K_{\text{ps}} = + 2 F E^\circ_{\text{Pb}^{+2}/\text{Pb}^\circ} - 2 F E^\circ_{\text{PbBr}_2/\text{Pb}}$$

$$\frac{RT}{2F} \ln K_{\text{ps}} = E^\circ_{\text{PbBr}_2/\text{Pb}} - E^\circ_{\text{Pb}^{+2}/\text{Pb}^\circ}$$

$$\frac{0,059}{2} \log K_{\text{ps}} = E^\circ_{\text{PbBr}_2/\text{Pb}} - E^\circ_{\text{Pb}^{+2}/\text{Pb}^\circ}$$

$$= - 0,29 \text{ V} - (-0,13 \text{ V}) = -0,16 \text{ V}$$

Una vez que conocemos este potencial de reducción estándar podemos combinarlo con el potencial de reducción Pb^{+2} a Pb° en un balance de energía libre con el fin de obtener el valor de K_{ps} del PbBr_2 :



$$\Delta G^\circ_3 = \Delta G^\circ_1 + \Delta G^\circ_2$$

$$- RT \ln K_{ps} = + 2 F E^\circ_{\text{Pb}^{+2}/\text{Pb}^\circ} - 2 F E^\circ_{\text{PbBr}_2/\text{Pb}}$$

$$\frac{RT}{2F} \ln K_{ps} = E^\circ_{\text{PbBr}_2/\text{Pb}} - E^\circ_{\text{Pb}^{+2}/\text{Pb}^\circ}$$

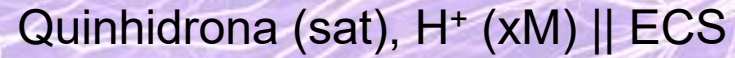
$$\log K_{ps} = -5,42$$

$$K_{ps} = 3,77 \cdot 10^{-6}$$

7) La quinhidrona es una mezcla equimolar de quinona (Q) e hidroquinona (H₂Q). Estos dos compuestos reaccionan de modo reversible sobre un electrodo de platino según:



Se determina el pH de una disolución saturándola con quinhidrona y construyendo la pila:



Se ha encontrado que esa pila tiene un potencial de -0,313 V. ¿Cuál es el pH de la solución?

El potencial de la pila

Quinhidrona (sat), H⁺ (xM) || ECS

ÁNODO

CÁTODO

Viene dado por

$$\Delta E = E_{\text{CÁTODO}} - E_{\text{ÁNODO}} = E_{\text{ECS}} - E_{\text{Q/H}_2\text{Q}} = -0,313 \text{ V}$$

En donde

$$E_{\text{Q/H}_2\text{Q}} = E^{\circ}_{\text{Q/H}_2\text{Q}} - \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{H}_2\text{Q}]}{[\text{Q}] [\text{H}^+]^2} = E_{\text{ECS}} - \Delta E = 0,555 \text{ V}$$

Como $[\text{H}_2\text{Q}] = [\text{Q}]$ y $\text{pH} = \log (1/[\text{H}^+])$, resulta

$$E_{\text{Q/H}_2\text{Q}} = 0,699 \text{ V} - 0,059 \cdot \text{pH} = 0,555 \text{ V}$$

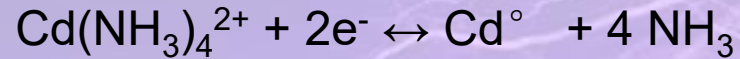
de donde

$$\text{pH} = 2,44$$



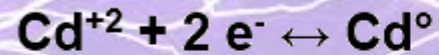
Problemas complementarios

8) Calcular el potencial normal para la hemirreacción:

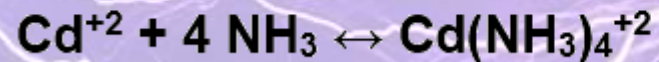


a partir de: $E^\circ \text{ Cd}^{2+} | \text{Cd}^\circ = -0,403 \text{ V}$ y $K_{\text{est}} \text{ Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+} = 1,35 \times 10^7$

Los datos que tenemos son el potencial de reducción estándar del par $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}^\circ$ y la constante de formación o estabilidad:

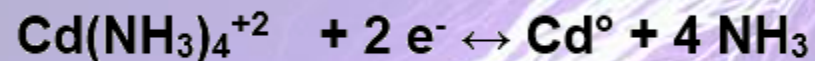


$$E^\circ_{\text{Cd}^{+2}/\text{Cd}^\circ} = -0,403 \text{ V}$$



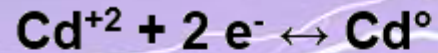
$$K_{\text{est}} = 1,35 \cdot 10^7$$

Debemos combinar estas ecuaciones para obtener el potencial de reducción estándar del complejo $\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{+2}$ a Cd° :

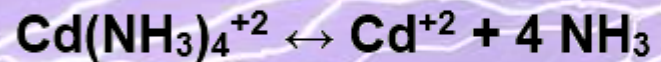


$$E^\circ_{\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{+2}/\text{Cd}^\circ} = ?$$

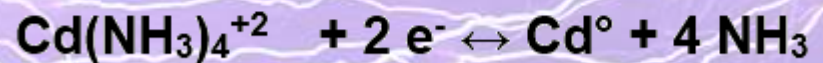
Para ello es necesario escribir la segunda ecuación como una disociación del complejo y no como formación, es decir, es necesario invertir la ecuación. Como $K_{\text{dis}} = 1/K_{\text{est}}$, resulta que $\ln(K_{\text{dis}}) = \ln(1/K_{\text{est}}) = -\ln(K_{\text{est}})$:



$$\Delta G^{\circ}_1 = -2FE^{\circ}_{\text{Cd}^{+2}/\text{Cd}^{\circ}}$$



$$\Delta G^{\circ}_2 = -RT \ln K_{\text{dis}} = -RT \ln (1/K_{\text{est}}) = +RT \ln K_{\text{est}}$$



$$\Delta G^{\circ}_3 = -2FE^{\circ}_{\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{+2}/\text{Cd}^{\circ}}$$

$$\Delta G^{\circ}_3 = \Delta G^{\circ}_1 + \Delta G^{\circ}_2$$

$$-2FE^{\circ}_{\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{+2}/\text{Cd}^{\circ}} = -2FE^{\circ}_{\text{Cd}^{+2}/\text{Cd}^{\circ}} + RT \ln K_{\text{est}}$$

$$E^{\circ}_{\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{+2}/\text{Cd}^{\circ}} = E^{\circ}_{\text{Cd}^{+2}/\text{Cd}^{\circ}} - \frac{RT}{2F} \ln K_{\text{est}}$$

$$= E^{\circ}_{\text{Cd}^{+2}/\text{Cd}^{\circ}} - \frac{0,059}{2} \log K_{\text{est}}$$

$$E^{\circ}_{\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{+2}/\text{Cd}^{\circ}} = E^{\circ}_{\text{Cd}^{+2}/\text{Cd}^{\circ}} - \frac{RT}{2F} \ln K_{\text{est}}$$

$$= E^{\circ}_{\text{Cd}^{+2}/\text{Cd}^{\circ}} - \frac{0,059}{2} \log K_{\text{est}}$$

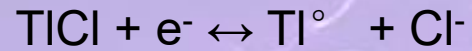
$$E^{\circ}_{\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{+2}/\text{Cd}^{\circ}} = -0,403 \text{ V} - \frac{0,059}{2} \log (1,35 \cdot 10^7)$$

$$E^{\circ}_{\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{+2}/\text{Cd}^{\circ}} = -0,613 \text{ V}$$

9) Dados los potenciales:



$$E^\circ \text{ TI}^+ | \text{TI}^\circ = -0,336 \text{ V}$$



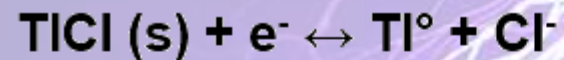
$$E^\circ \text{ TICI} | \text{TI}^\circ = -0,557 \text{ V}$$

Calcular el Kps del TICI.

Para obtener el Kps del TICI



combinamos la ecuación de reducción del TICI con la oxidación del TI° a TI^+ . Recordemos que como trabajamos con valores de potenciales de reducción estándar, al considerar la oxidación del TI° debemos cambiar de signo al valor de ΔG :



$$\Delta G^\circ_1 = -FE^\circ_{\text{TICI/TI}^\circ}$$



$$\Delta G^\circ_2 = +FE^\circ_{\text{TI}^+/\text{TI}^\circ}$$



$$\Delta G^\circ_3 = -RT \ln K_{\text{ps}}$$

$$\Delta G^{\circ}_3 = \Delta G^{\circ}_1 + \Delta G^{\circ}_2$$

$$- RT \ln K_{ps} = - FE^{\circ}_{\text{TICl/TI}^{\circ}} + FE^{\circ}_{\text{TI}^+/ \text{TI}^{\circ}}$$

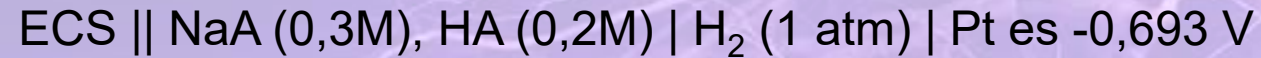
$$\frac{RT}{F} \ln K_{ps} = E^{\circ}_{\text{TICl/TI}^{\circ}} - E^{\circ}_{\text{TI}^+/ \text{TI}^{\circ}}$$

$$0,059 \log K_{ps} = E^{\circ}_{\text{TICl/TI}^{\circ}} - E^{\circ}_{\text{TI}^+/ \text{TI}^{\circ}}$$

$$\log K_{ps} = \frac{- 0,557 \text{ V} - (- 0,336 \text{ V})}{0,059} = - 3,746$$

$$K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-4}$$

10) Calcular la constante de disociación de un ácido débil HA si el potencial de la celda:



La FEM de esta celda viene dada por:

$$\Delta E = E_{\text{CÁTODO}} - E_{\text{ÁNODO}} = E_{\text{CÁTODO}} - E_{\text{ECS}} = -0,693 \text{ V}$$

Por lo que el potencial del electrodo indicador (cátodo) será:

$$E_{\text{CÁTODO}} = \Delta E + E_{\text{ECS}} = -0,693 \text{ V} + 0,242 \text{ V} = -0,451 \text{ V}$$

La reacción que tiene lugar en el cátodo es la reducción de H^+ a hidrógeno gaseoso:



Teniendo en cuenta esta reacción escribimos el potencial del cátodo de acuerdo a la ecuación de Nernst:

$$E_{\text{CÁTODO}} = E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^{\circ} - \frac{0,059}{2} \log \frac{P_{\text{H}_2}}{[\text{H}^+]^2} = -0,451 \text{ V}$$

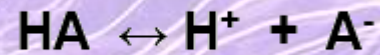
Como el potencial estándar del par H^+/H_2 es cero, y $P_{\text{H}_2} = 1 \text{ atm}$, la ecuación anterior se reduce a:

$$- \frac{0,059}{2} \log \frac{1}{[\text{H}^+]^2} = 0,059 \log [\text{H}^+] = -0,451 \text{ V}$$

Por lo tanto:

$$\log [\text{H}^+] = -7,64 \quad \Rightarrow \quad [\text{H}^+] = 2,29 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

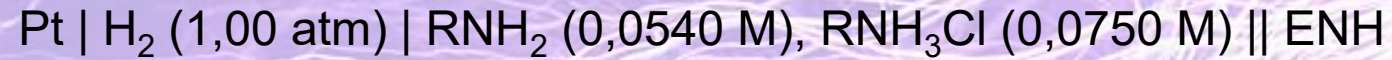
Esta $[H^+]$ viene dada por el buffer HA (0,2M)/ A⁻ (0,3M):



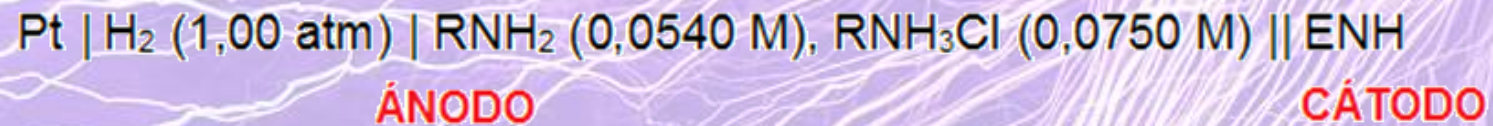
La constante de disociación ácida, por lo tanto, será:

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{2,29 \cdot 10^{-8} \text{ M} \cdot 0,3 \text{ M}}{0,2 \text{ M}} = 3,44 \cdot 10^{-8}$$

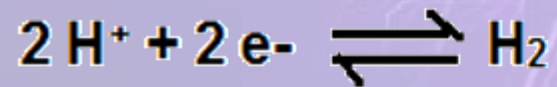
11) Se ha empleado la siguiente pila para determinar la constante de disociación de la amina RNH_2 :




Donde RNH_3Cl es el clorhidrato de la amina. El potencial de la pila es 0,481 V. Calcular K_b



$$\Delta E = E_{\text{CÁTODO}} - E_{\text{ÁNODO}} = - E_{\text{ÁNODO}} = 0,481 \text{ V}$$




$$E_{\text{ÁNODO}} = E^\circ_{\text{H}^+/\text{H}_2} - \frac{0,059}{2} \log \frac{P_{\text{H}_2}}{[\text{H}^+]^2}$$

$$\Delta E = -E_{\text{ÁNODO}} = -0,059 \log [H^+] = 0,481 \text{ V}$$

$$[H^+] = 7,04 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

$$[OH^-] = K_w / [H^+] = 1,42 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$



$$K_b = \frac{[\text{RNH}_3^+] [\text{OH}^-]}{[\text{RNH}_2]} = \frac{0,075 \text{ M} \cdot 1,42 \cdot 10^{-6} \text{ M}}{0,054 \text{ M}} = 1,97 \cdot 10^{-6}$$



Parte 1

Química Analítica Instrumental
Facultad de Ciencias Exactas UNLP
Seminario 1 – Repaso de conceptos de electroquímica

ELECTROQUÍMICA

Marzo 2021
0:07 / 35:00

Seminario 1 Repaso electroquímica Marzo 2021 - Parte 1

<https://www.youtube.com/watch?v=9FSXc7F6M9s>

Parte 2

3) A partir de las hemirreacciones:

$$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Pb}^0 \quad E^\circ \text{ Pb}^{2+} | \text{Pb}^0 = -0,126 \text{ V}$$
$$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O} \quad E^\circ \text{ PbO}_2 | \text{Pb}^{2+} = 1,455 \text{ V}$$

Calcular el potencial de la hemirreacción:

$$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \leftrightarrow \text{Pb}^0 + 2 \text{H}_2\text{O}$$

Este primer ejemplo es sencillo, ya que se suma directamente las dos hemirreacciones de reducción:

$$\begin{array}{r} \text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Pb}^0 \quad \Delta G^\circ_1 = -2FE^\circ_{\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}^0} \\ \text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O} \quad \Delta G^\circ_2 = -2FE^\circ_{\text{PbO}_2|\text{Pb}^{2+}} \\ \hline \text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \leftrightarrow \text{Pb}^0 + 2 \text{H}_2\text{O} \quad \Delta G^\circ_3 = -4FE^\circ_{\text{PbO}_2|\text{Pb}^0} \end{array}$$
$$\Delta G^\circ_3 = \Delta G^\circ_1 + \Delta G^\circ_2$$
$$-4FE^\circ_{\text{PbO}_2|\text{Pb}^0} = -2FE^\circ_{\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}^0} - 2FE^\circ_{\text{PbO}_2|\text{Pb}^{2+}} = -2F\{E^\circ_{\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}^0} + E^\circ_{\text{PbO}_2|\text{Pb}^{2+}}\}$$

Recorte de pantalla

0:02 / 38:00

Seminario 1 Repaso electroquímica Marzo 2021 - Parte 2

<https://www.youtube.com/watch?v=NC643ruTP6k>