

RESUMEN CHANG - CAPÍTULO 19 ELECTROQUÍMICA

Electroquímica → rama de la química que estudia la transformación entre la energía eléctrica y la energía química.

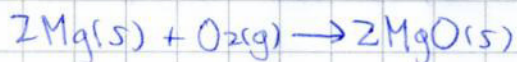
REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

(capítulo 4, 4)

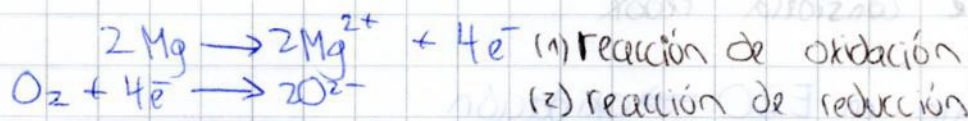
Reacción redox: reacción en que se transfieren electrones.

Ejemplos: corrosión, fotosíntesis, fermentación, combustión, conversión de alimento en E

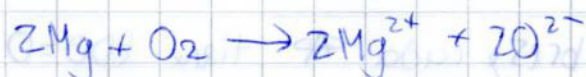
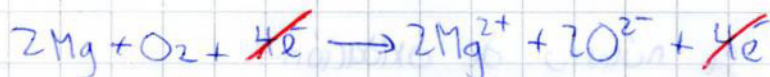
Ejemplo: formación de un compuesto; (óxido de Mg)



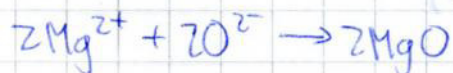
Por conveniencia, se visualiza el proceso en dos etapas, es decir, en semireacciones*:



Luego se suman las ^{semi}reacciones:



Finalz., los iones Mg^{2+} y O^{2-} se combinan para formar óxido de magnesio.



(1) Semireacción que implica la pérdida de electrones. El elemento se oxida, y es llamado agente reductor (pues dona e^- y reduce a otro)

* etapa de una reacción redox que muestra explícitamente los electrones transferidos

(2) Semi-reacción que implica ganancia de electrones. El elemento se reduce y actúa como agente oxidante (pues acepta e^- y hace que el otro se oxide)

→ La magnitud de oxidación debe ser igual a la magnitud de reducción ⇒ $n^\circ e^- \text{ perdidos} = n^\circ e^- \text{ cedidos}$

ESTADO DE OXIDACIÓN

→ (o número de oxidación): n° de cargas que tendría un átomo en una molécula (o compuesto iónico) si los e^- fueran totalmente transferidos

Nota: Formación HCl y SO_2 no es redox, pues hay una transferencia parcial de electrones, pero como tienen EDO, se considera redox

→ aumento en EDO ⇒ oxidación

→ disminución en EDO ⇒ reducción

Reglas para asignar el número de oxidación:

1. En los elementos libres, cada átomo tiene EDO = 0

2. Para iones monoatómicos, el EDO = carga del ión.

(Metales alcalinos EDO = +1)

(Metales alcalinotérreos EDO = +2)

(Al EDO = +3)

siempre

3. EDO del oxígeno es -2, excepto en peróxidos donde es -1.

4. El EDO del hidrógeno es +1, excepto en compuestos binarios con metales, donde es -1.

5. Flúor tiene EDO = -1 SIEMPRE. Los otros halógenos tienen EDO variable.

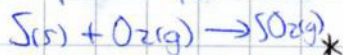
6. En moléculas neutras $\sum \text{EDO} = 0$. En un ion poliatómico $\sum \text{EDO} = \text{carga neta ion}$.

7. Los EDO'S no tienen que ser enteros. El oxígeno en superóxidos tiene EDO = -1/2.

(ver EDO'S en resumen de nomenclatura inorgánica)

TIPOS DE REACCIONES REDOX

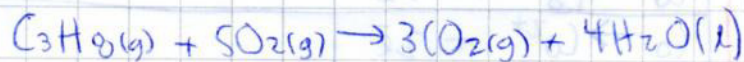
→ Reacciones de combinación: reacc en la que 2 o + sust. se combinan para formar un solo pto.



→ Reacciones de descomposición: ruptura de un compuesto en 2 o + componentes.

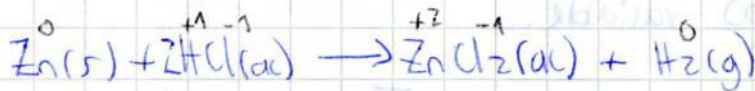
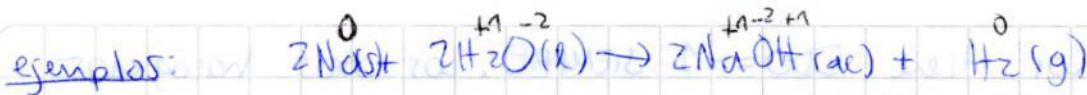


→ Reacciones de combustión: reacc en la cual la sust. reacc con el oxígeno, x lo general con la liberac de calor y luz para pdcir una flama. Todas son redox.

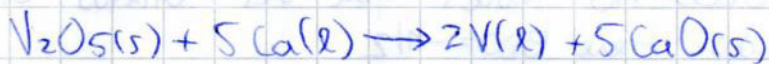


→ Reacciones de desplazamiento: reacc en la cual un ion o átomo de un compuesto es reemplazado por un ion o átomo de otro elemento. La mayoría son de:

→ desplazamiento de hidrógeno: todos los alcalinos y algunos alcalino-térreos (Ca, Sr, Ba), desplazan al hidrógeno del agua fría. En los ácidos, muchos metales - incluso los que no reaccionan con el agua - pueden desplazar al hidrógeno de los ácidos
* no todas son redox



→ desplazamiento de metal: un metal de un compuesto se reemplaza x otro metal que se encuentra libre

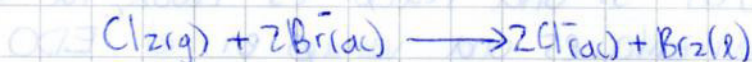
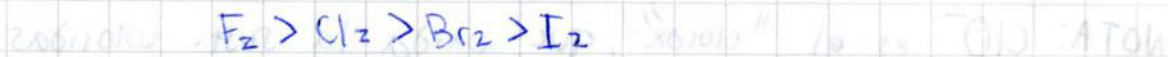


⇒ serie de actividad (o serie electroquímica): resumen conveniente de los resultados de muchas posibles reacciones de desplazamiento

| | |
|--|---|
| $\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + \text{e}^-$ | Reaccionan con H_2O fría para producir H_2 |
| $\text{K} \rightarrow \text{K}^+ + \text{e}^-$ | |
| $\text{Ba} \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^-$ | |
| $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^-$ | |
| $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$ | |
| $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$ | Reaccionan con vapor para producir H_2 |
| $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$ | |
| $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ | |
| $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^-$ | |
| $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$ | |
| $\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^-$ | Reaccionan con ácidos para producir H_2 |
| $\text{Co} \rightarrow \text{Co}^{2+} + 2\text{e}^-$ | |
| $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$ | |
| $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^-$ | |
| $\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^-$ | |
| $\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$ | No reaccionan con agua o ácidos para producir H_2 |
| $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ | |
| $\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{e}^-$ | |
| $\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^-$ | |
| $\text{Pt} \rightarrow \text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^-$ | |
| $\text{Au} \rightarrow \text{Au}^{3+} + 3\text{e}^-$ | |

Aumento la fuerza reductora

→ desplazamiento de halógeno: Su comportamiento se predice con la sgte. serie de ~~actividad~~ actividad:



(reacción de desplazamiento)

(reacción iónica)

→ NOTA: los halógenos son los elementos no metálicos + reactivos. Todos son agentes oxidantes fuertes → NUNCA están libres

Para recuperar a los halógenos de sus halogenuros, se requiere un proceso de oxidación;

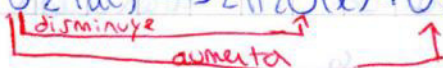
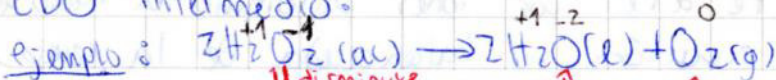


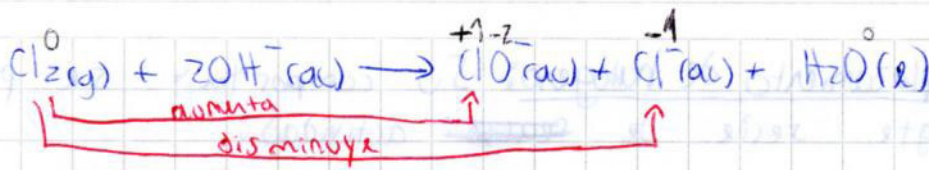
Pero el flúor al ser el oxidante + fuerte conocido debe obtenerse mediante procesos electrolíticos, al igual que el cloro.



I_2 se obtiene a partir del H_2O de mar. Esta tiene Br^- e I^- . Ambos se oxidan con cloro y luego se separan el Br_2 e I_2 con insuflado de aire

→ Reacción de desproporción: Tipo de reacx redox en la cual un mismo elemento en un EDO se oxida y reduce al mismo tiempo. En esta reacx uno de los reactivos debe contener SIEMPRE un elemento con por lo menos 3 EDO's, donde el elemento se encuentra en un EDO intermedio.





NOTA: ClO^- es el "clorox", que oxida la sust. coloridas en las manchas, convirtiéndolas en compuestos incoloros por naturaleza

→ Para reconocer si una reacc. es redox, la única forma de garantizarlo es una variación en el EDO

VALORACIONES REDOX (capítulo 4,8)

Se puede valorar un agente oxidante con un agente reductor y a la inversa. El punto de equivalencia, se alcanza cuando el a. reductor es complet. oxidado x el a. oxidante. Para esta valoración se requiere de un indicador que tenga un nítido Δ de color, para identificar fácilmente el punto de equivalencia.

Agentes oxidantes típicos:

permanganato de potasio



(morado) (rosado claro)

dicromato de potasio



(amarillo anaranjado) (verde)

se pueden usar por sí mismos como indicador interno

* la forma oxidada y reducida del compuesto tiene ≠ color, y no se requiere un indicador externo

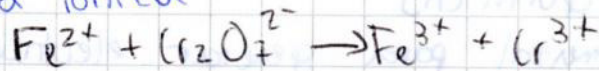
BALANCEO DE ECUACIONES REDOX

→ Método del ión-electrón: la reacc. global se divide en 2 semirreacciones; oxidación y reducción, las cuales se balancean x separado y luego se suman.

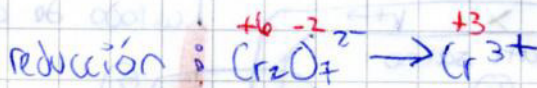
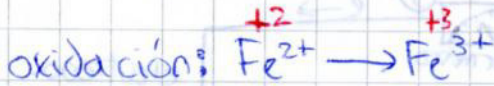
Balancear oxidación de Fe^{2+} a Fe^{3+} por iones dicromato en medio ácido

Paso 1: Escribir la ecuación no balanceada de la reacc.

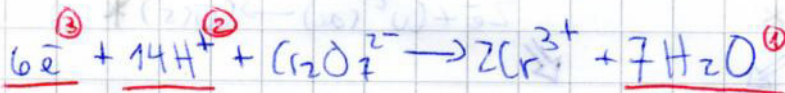
en su forma iónica



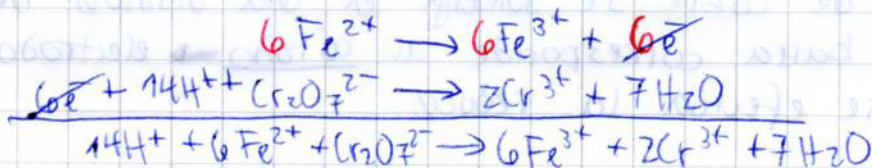
Paso 2: la ecuación se divide en 2 semireacciones:



Paso 3: cada semireacción se balancea en cargas y número de átomos. En medio ácido se agrega H₂O para balancear los O y H⁺ para balancear los H.



Paso 4: Se suman las semireacciones y se balancea la ecuación final x inspección. Se deben cancelar los e⁻ de ambos lados, a veces es preciso multiplicar alguna semireacción.

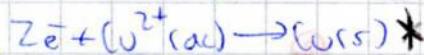
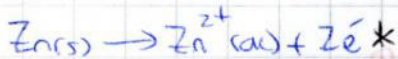
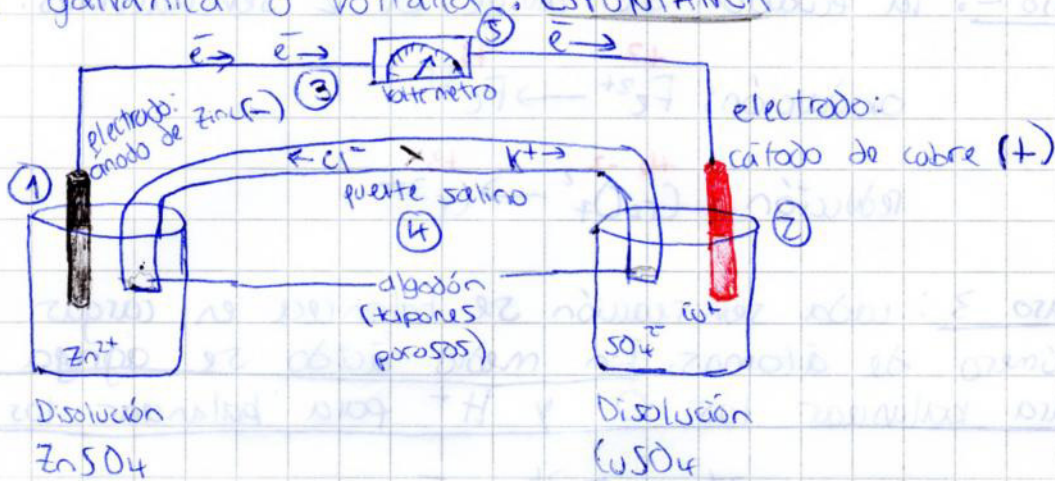


Paso 5: verificar balance atómico y eléctrico

→ En medio básico se finje estar en medio ácido, y luego se agrega igual número de OH⁻ como H⁺ hay en AMBOS lados de la ecuación, los que se combinan para dar H₂O.

CELDA ELECTROQUÍMICA

→ dispositivo experimental para generar electricidad mediante una reacción redox espontánea. También se conoce como celda galvánica o voltaica. **ESPONTÁNEA**



① Una barra de Zinc metálico se sumergen en la disolución de ZnSO₄. La barra corresponde al ánodo → electrodo en el que se realiza la oxidación

② Una barra de cobre se sumerge en una disolución de CuSO₄. La barra corresponde al cátodo → electrodo en el que se efectúa la reducción.

③ La oxidación del Zn y la reducción del Cu ocurren simultáneamente, pero en recipientes separados gracias a la conexión mediante un alambre conductor externo, x donde pasan los e⁻

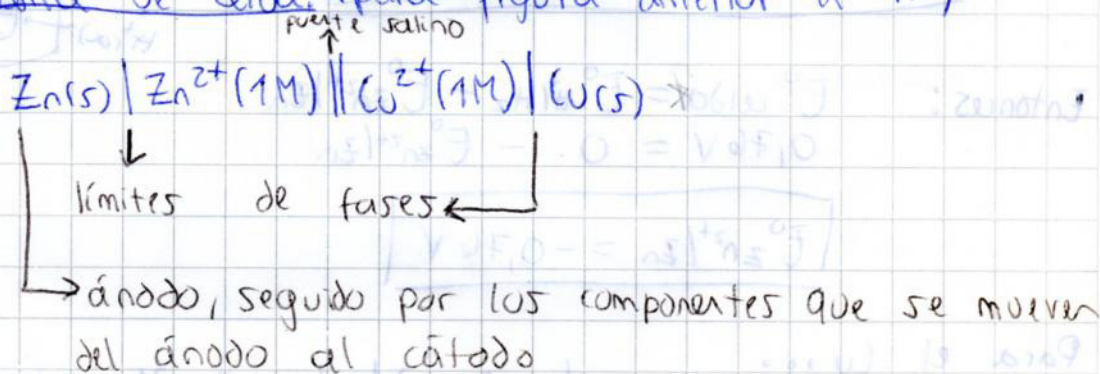
→ **NOTA:** Las disoluciones deben estar separadas para que los ~~iones~~ iones Cu²⁺ no reaccionen directamente con el ánodo.

* reacciones de semicelda

④ Las disoluciones se conectan con un conductor, que permite el paso de cationes y aniones. Este conductor suele ser un puente salino, que contiene una disolución de electrolito inerte; los iones no reaccionan con los de la disolución o el electrodo. Así, se impide que se acumulen cargas \oplus en el ánodo y cargas negativas en el cátodo, lo que impediría el funcionamiento de la celda. Estas suelen ser KCl , $NaNO_3$, KNO_3 , NH_4Cl , etc.

⑤ La corriente eléctrica fluye del ánodo al cátodo porque existe una ΔE potencial eléctrica entre los electrodos. Esta se mide experimentalmente con el voltímetro, que lee el voltaje de la celda / fuerza electromotriz / $fem(E)$ / potencial de celda.

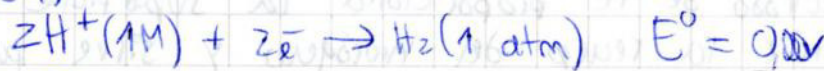
→ Diagrama de celda: (para figura anterior a 11)



POTENCIALES ESTÁNDAR DE REDUCCIÓN

En condiciones estándar ($25^\circ C$, $1M$) el voltaje de la celda de Daniell es $1,10V$. Como la reacción de celda es considerada la suma de las reacciones de semicelda, se puede considerar la fem de la celda como la suma de los potenciales eléctricos de cada electrodo.

Al ser imposible medir el potencial de un electrodo particular, se da arbitrariamente el cero al electrodo estándar de hidrógeno (EEH)*



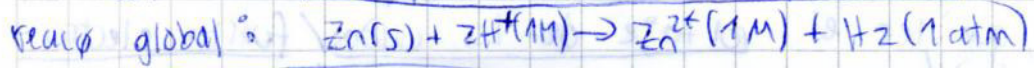
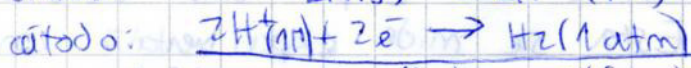
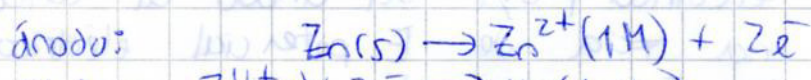
* electrodo de Pt

* → potencial estándar de reducción: cuando todos los solutos están a 1 M y todos los gases a 1 atm.

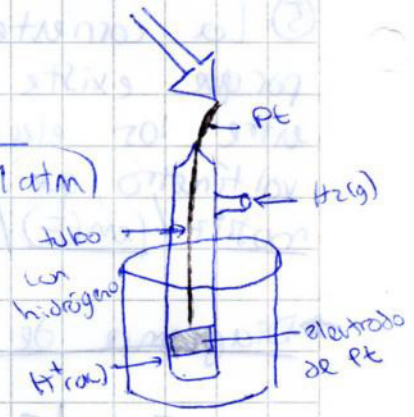
→ El EEMH sirve para medir otros E° (ejemplos en la celda de Daniell)

Para el Zn... $E^\circ_{\text{celda}} = 0,76 \text{ V}$ $\text{Zn(s)} | \text{Zn}^{2+}(1\text{M}) || \text{H}^+(1\text{M}) | \text{H}_2(1\text{atm}) | \text{Pt(s)}$ *

→ recordar: $\text{H}^+ = \text{H}_3\text{O}^+$



$$E^\circ_{\text{celda}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$$

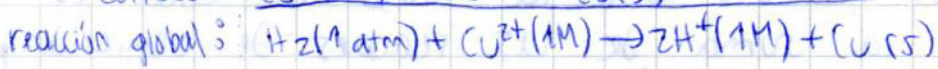
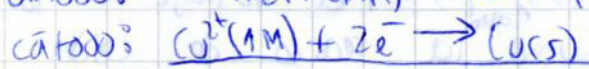
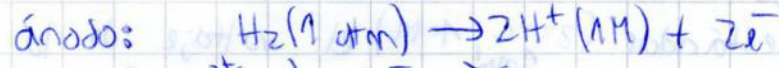


Entonces: $E^\circ_{\text{celda}} = E^\circ_{\text{H}^+/\text{H}_2} - E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$
 $0,76 \text{ V} = 0 - E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$

$$E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 \text{ V}$$

Para el Cu...

$E^\circ_{\text{celda}} = 0,34 \text{ V}$ $\text{Pt(s)} | \text{H}_2(1\text{atm}) | \text{H}^+(1\text{M}) || \text{Cu}^{2+}(1\text{M}) | \text{Cu(s)}$



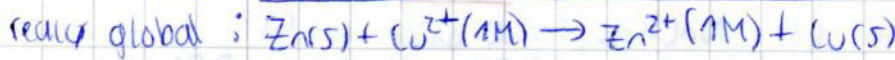
$E^\circ_{\text{celda}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$

$0,34 \text{ V} = E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - 0$

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

* El electrodo de Pt proporciona la superficie para que se efectúe la reac. del hidrógeno y sirve para la conducp.

Finalmente, para la celda de Daniell, tenemos:



$$\begin{aligned} E^{\circ}_{\text{celda}} &= E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}} \\ &= E^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu} - E^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn} \\ &= 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) \end{aligned}$$

$$\boxed{E^{\circ}_{\text{celda}} = 1,10 \text{ V}}$$

NOTA: Los potenciales de celda son de pocos volts (≈ 2 max)

→ El valor de " E° " se aplica a reacciones de semicelda leídas de izq. a derecha.

* → Cuanto + positivo sea E° , mayor tendencia tendrá a reducirse (y menor tendencia a oxidarse)

→ Las reacciones de semicelda son reversibles. Al invertir una reac., se cambia el signo de E° .

→ En condiciones estándar, se puede aplicar la regla diagonal*

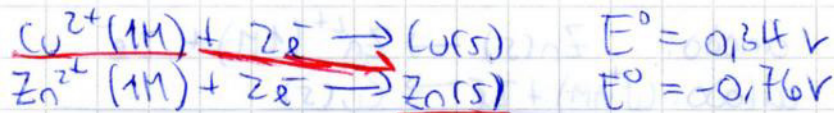
→ El cambio de los coeficientes estequiométricos de una reac. de semicelda NO afecta el valor de E° , pues esta propiedad es intensiva.

→ * Regla diagonal :

Con las ~~reac.~~ semireacciones ordenadas de mayor a menor E° (el + positivo, + arriba), tenemos que la especie de la izquierda de una semireac., reaccionará con la especie de la derecha en una semireac. que

se ubica bajo ella.

Ejemplo:



→ NaCl(aq) Na oxida a Cl⁻ (NaCl(aq)); H₂O oxida a O₂

ESPONTANEIDAD DE LAS REACCIONES REDOX

F = k de Faraday = carga eléctrica contenida en 1 mol de e⁻ = 96.485,3 C

$$F = 96.500 \text{ C/mole } e^-$$

NOTA: 1J = 1C · V si F = 96500 J/V · mole e⁻

$$W_{\text{máx}} = -n F E_{\text{celda}}$$

trabajo eléctrico sobre los alrededores

y $W_{\text{máx}} = \Delta G$, entonces

$$\Delta G^\circ = -n F E_{\text{celda}}^\circ$$

Además $\Delta G^\circ = -RT \ln K$

Combinando $-n F E_{\text{celda}}^\circ = -RT \ln K$

Ordenando $E_{\text{celda}}^\circ = \frac{RT}{nF} \ln K$

En condiciones estándar $T^\circ = 298^\circ\text{K}$

$$E_{\text{celda}}^\circ = \frac{8,314 \text{ J/}^\circ\text{K} \cdot \text{mol} \cdot 298^\circ\text{K}}{n (96500) \text{ J/V} \cdot \text{mol}} \ln K$$

$$E_{\text{celda}}^\circ = \frac{0,0257 \text{ V}}{n} \ln K \quad \text{o} \quad E_{\text{celda}}^\circ = \frac{0,0592 \text{ V}}{n} \log K$$

EFFECTO DE LA CONCENTRACIÓN SOBRE LA FEM DE LA CELDA

Se ve con la relación matemática sgte.

→ Ecuación de Nernst:

Ya que $\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$ y $\Delta G = -FE_n$

tenemos que $-FE_n = -FE_n^\circ + RT \ln Q$ / $-nF$

$$E = E^\circ - \frac{R \cdot T}{nF} \ln Q$$

y en condiciones estándar

$$E = E^\circ - \frac{0,0257 \text{ V}}{n} \ln Q$$

$$E = E^\circ - \frac{0,0592 \text{ V}}{n} \log Q$$



→ Celdas de concentración:

→ Celda electroquímica con dos semiceldas hechas del mismo material, pero con $\neq []$ iónica.

De acuerdo al ppio de Le Châtelier, la tendencia para la reducción aumenta con el incremento de la $[]$ iónica, es decir, la reducción se realizará en el compartim^o + concentrado, mientras la oxidación en el más diluido.

El E° desta celda es cero, porque la celda tiene el mismo tipo de electrodos y iones a cada lado).

La fem destas celdas suele ser pequeña, y va disminuyendo continuamente a medida que se igualan las $[]$ iónicas en los compartim^o, hasta que finalm^o son $=$, la $E = 0$ y no se observan cambios.

→ Las ϕ son estructuras análogas, donde el potencial de memb. es equivalente al E de esta celda.

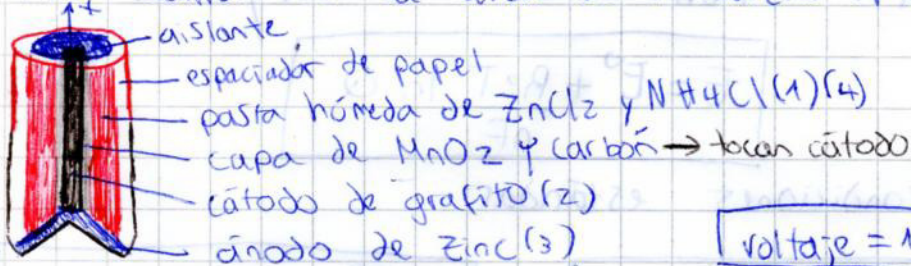
BATERÍAS

→ celda electroquímica o conjunto de celdas electroquímicas combinadas, que pueden servir como fuente de corriente eléctrica directa a un voltaje constante.

Funcionan de modo similar a la celda galvánica, pero con ~~ventajas~~ la ventaja de poseer todos los componentes necesarios (no necesita puentes salinos).
(ver anexo)

→ batería de celda seca:

La más común es la celda de Leclanché (pilas).



voltaje = 1,5 v

*

(1) Disolución electrolítica de NH_4Cl y $ZnCl_2$ en agua mezclada con almidón

$$Zn + 2MnO_2(s) + H_2O(l) + 2e^- \rightarrow ZnO(s) + 2OH^-(l) \quad \text{(reducción)}$$

$$NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_3(g) + H_2O(l) \quad \text{(ácido-base)}$$

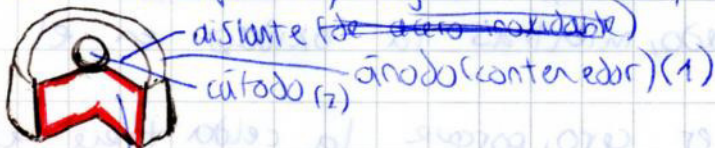
(2) $Zn + 2NH_4^+(ac) + 2MnO_2(s) + 2e^- \rightarrow ZnO(s) + 2NH_3(ac) + H_2O(l)$

(3) $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(ac) + 2e^-$

(4) $NH_3 + Zn^{2+}(ac) + Cl^- \rightarrow [Zn(NH_3)_2]Cl_2(s) \quad \text{(precipitación)}$

→ batería de mercurio:

Para marcapasos, relojes eléctricos, etc.



voltaje = 1,35 v

disolución de electrolitos con KOH y pasta de $Zn(OH)_2$ y HgO

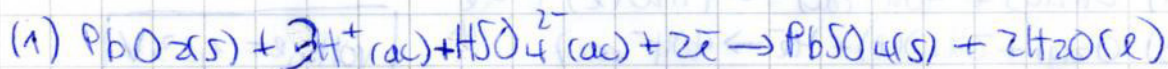
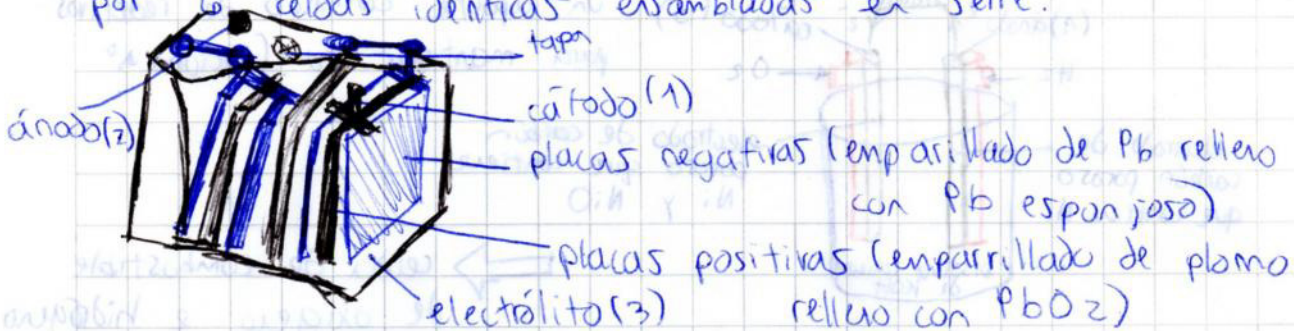
(1) $Zn + 2OH^-(ac) \rightarrow ZnO(s) + H_2O(l) + 2e^-$

(2) $HgO(s) + H_2O(l) + 2e^- \rightarrow Hg(l) + 2OH^-(ac)$

* En pila alcalina seca, la reducción es la mencionada y la oxidación puede ser



→ acumulador de plomo: se usa en los autos. Compueta por 6 celdas idénticas ensambladas en serie.



(3) disolución acuosa de H_2SO_4 *

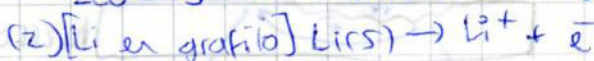
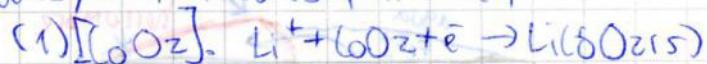
voltaje: cada celda = 2V
total = 12V

→ Es recargable: al aplicar un voltaje externo en el cátodo y ánodo, ocurre la reacción inversa y se ~~reconstituyen~~ restituyen los materiales originales.

* Se puede saber cuánto se ha descargado la batería midiendo la densidad del electrolito en frío

* cuando una batería no funciona, no es por el clima (la T° hace variar el voltaje en forma insignificante), sino x la viscosidad aumentada del electrolito (las iones se mueven con $>$ lentitud).

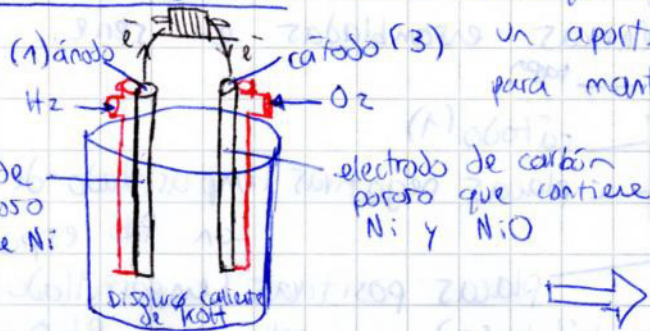
→ baterías de litio: celulares, computadores portátiles, etc.



(3) electrolito no acuoso: solvente orgánico + sal disuelta

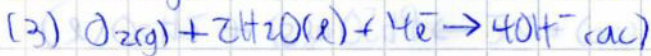
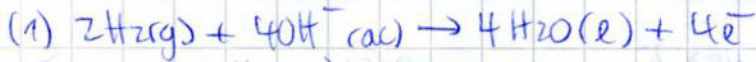
Voltaje = 3,4V

→ celdas de combustible: celda electroquímica que requiere



un aporte continuo de reactivos para mantener su funcionamiento

⇒ celda de combustible de oxígeno e hidrógeno



$$\boxed{\text{voltaje} = 1,23 \text{ V}}$$

→ La reacción de la celda es espontánea en estado estándar.

→ Electrocatalizadores: electrodos que sirven como conductores eléctricos y proporcionan la superficie necesaria para la descomposición inicial de las moléculas en ~~A~~ antes de que se transfieran los e^- . Ejemplo: el Pt en el EEH

Otras celdas de combustible:

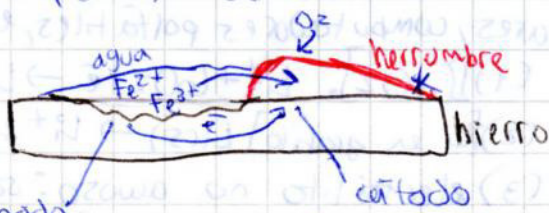
• de propano y oxígeno

Uso: vehículos especiales (es muy cara)

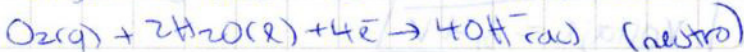
CORROSIÓN

→ deterioro de los metales por un proceso electroquímico

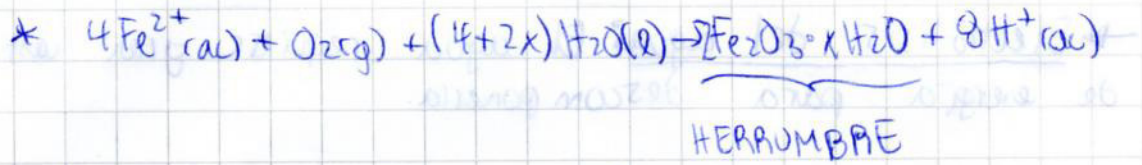
Ejemplo: formación de herrumbre



Medio ácido, por el H_2O_2 (O_2 disuelto en lluvia)



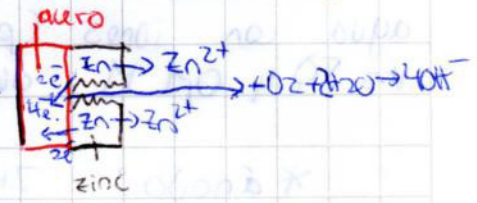
Luego los Fe^{2+} formados, se oxidan por el oxígeno: (5)



Evitarlo:

- Lubiertas (pinturas, otros metales como Sn)
- aleaciones (con el acero inoxidable)
- galvanizado (con Zn, x ej, que hace al Fe actuar como cátodo)

↳ protección catódica

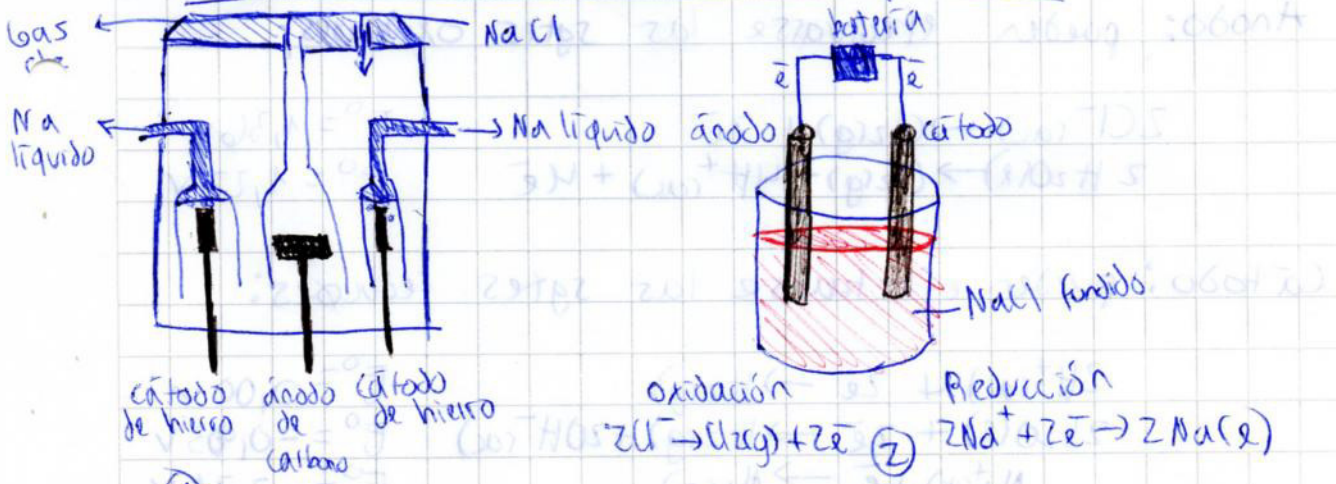


ELECTRÓLISIS

→ utilizas de energía eléctrica para inducir una reacción química no espontánea

→ se efectúa en un dispositivo conocido como CELDA ELECTROLITICA ⇒ NO ESPONTÁNEA

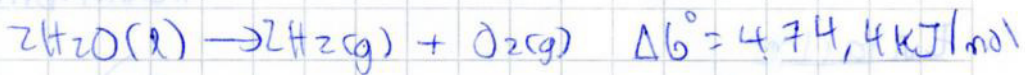
Electrólisis del cloruro de sodio fundido:



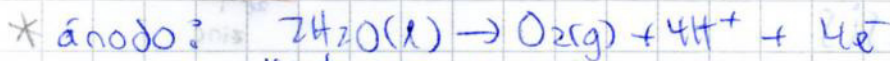
① Celda de Downs para electrólisis de NaCl fundido. El sodio es + ligero que el NaCl, so se recolecta en la superficie y el gas del Cl más arriba

② Diagrama de la electrólisis del NaCl fundido.

→ Electrólisis del agua: El agua requiere gran cant. de energía para descomponerla.

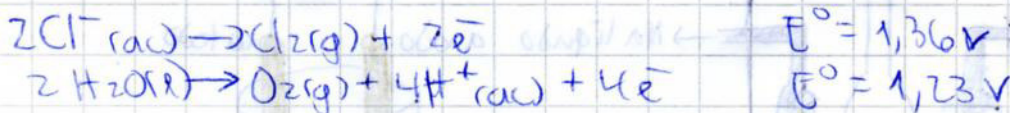


La reacción se puede inducir en una celda electroquímica con electrodos de un metal inerte (Pt) sumergidos en agua con iones (para que sea electrolítica), como H_2SO_4 y $0,1 \text{ M}$, obteniendo:

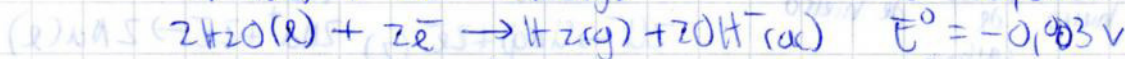
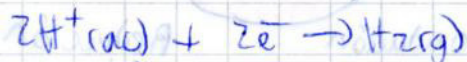


→ Electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de sodio: *

Ánodo: pueden efectuarse las sigtes. oxidaciones;



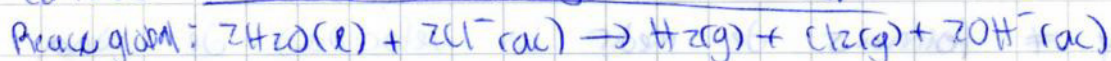
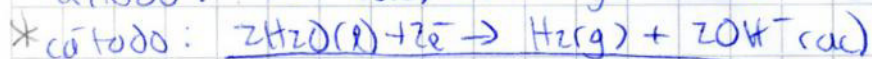
Cátodo: pueden efectuarse las sigtes. reducciones:



→ sobrevoltaje: diferencia entre el potencial de electrodo y el voltaje real necesario para la electrólisis

→ El sobrevoltaje de O_2 es muy grande, así que se forma gas Cl_2 en el ánodo.

→ La última reacción de reducción se descarta por tener un potencial estándar muy negativo, mientras que la primera se descarta por haber baja $[H^+]$, lo que hace poco factible la reacción primera. Así, tenemos



→ Conclusiones:

- Los cationes tienden a reducirse en el cátodo
- Los aniones tienden a oxidarse en el ánodo
- En disolución acuosa el H_2O puede oxidarse o reducirse

NOTA: En disoluciones acuosas, compiten con la reacción del H_2O (HAPA)

ASPECTOS CUANTITATIVOS DE LA ELECTROLISIS

Corriente (A) ^{amperes} x tiempo (s) = carga (C)

$\frac{\text{carga (C)}}{F} = \text{n}^\circ \text{ de mol } e^-$ carga del $e^- = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

X^{-a} sea un ion. Luego para reducir 1 mol de X^{-a} se requieren a mol e^-

→ electrolito: sustancia química que disuelta o fundida conduce corriente eléctrica, pues está formada total o parcialmente por iones

Ver anexo 2, aplicaciones electrólisis

* Cu, Hg, Ag, Pt, Au