



TEMA IV: **REACCIONES REDOX**

Objetivos:

- Aplicar el concepto de estado de oxidación;
- Comprender las reacciones de reducción y de oxidación;
- Balancear reacciones Redox;
- Identificar agentes oxidantes y agentes reductores;
- Aplicar el concepto de masa equivalente en reacciones Redox.

PROBLEMAS RESUELTOS

EJEMPLO N° 1:

Determinar el número de oxidación de cada elemento en los siguientes compuestos (o iones):

- | | |
|--|---------------------------------------|
| a) P_2O_3 | g) $Cr_2O_7^-$ |
| b) CO | h) $S_2O_3^-$ |
| c) C_2H_2 | i) $[Cu(NH_3)_4]^{++}$ (ión tetramino |
| d) NH_4VO_3 (Metavanadato de Amonio) | cúprico) |
| e) $(NH_4)_2Pt(Cl)_6$ (Cloroplatinato de amonio) | |
| f) ClO_4^- | |

Solución:

El número de oxidación de un átomo, también llamado estado de oxidación, es un número empírico que simboliza las cargas que tendría un átomo en una molécula (o en un ion o compuesto iónico) si los electrones fueran transferidos completamente (o también si todos sus enlaces fueran iónicos).

a) P_2O_3

Aplicando una de las reglas básicas que dice que “*la suma de los números de oxidación de los átomos que componen una molécula neutra es cero*” (y en el caso de ser un ión, la suma es igual a la carga del ión), podemos escribir:

$$\begin{array}{ccccccc} \text{Nro. Ox. (Fósforo)} & + & \text{Nro. Ox. (Oxígeno)} & = & 0 \\ 2 X & + & 3 Y & = & 0 \end{array}$$

Dónde: X = número de oxidación del fósforo;

Y = número de oxidación del oxígeno;

2 es la atomicidad del fósforo en la molécula y 3 es la atomicidad del oxígeno en la molécula;

y Nro. Ox. es la abreviatura de número de oxidación.

Resulta una ecuación con dos incógnitas. Para su resolución es necesario conocer el valor de una de ellas. Existen elementos que tienen números de oxidación definidos y fijos cuando se combinan con ciertos elementos cumpliendo las siguientes reglas:

- ✓ El número de oxidación de un elemento en su estado libre es cero.
- ✓ Para los iones monoatómicos el número de oxidación es igual a la carga del ión.



**Cátedras: INTRODUCCIÓN a la FISICOQUÍMICA
QUÍMICA GENERAL**
Carreras: BI-FA-PUB-LG-IQ-IA-LAQyB
GUÍA DE COLOQUIO 2020

- ✓ El número de oxidación del oxígeno es -2 (excepto en los peróxidos, donde es -1 y en el ión superóxido O_2^- es $-1/2$).
- ✓ El número de oxidación del hidrógeno es +1 (excepto en los hidruros metálicos, donde es -1).
- ✓ El flúor tiene número de oxidación -1 en *todos* sus compuestos. El número de oxidación de los halógenos, en los halogenuros, es -1. Cuando están combinados con oxígeno (anhídridos) y oxianiones tienen valores positivos (exceptuado el flúor).
- ✓ El número de oxidación de los metales alcalinos es +1.
- ✓ El número de oxidación de los metales alcalinos térreos es +2.
- ✓ El número de oxidación del azufre, en los sulfuros, es -2.

Sabiendo entonces que en este caso el número de oxidación del oxígeno es -2, se deduce que **Y = -2**

Entonces, aplicándolo a la ecuación anterior:

$$2 \cdot X + 3 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow X = 6/2 \Rightarrow X = \boxed{+3}$$

Es decir que el número de oxidación del P en el anhídrido fosforoso es +3.

b) CO

Sabiendo que Nro. Ox._{Oxígeno} = -2 = Y, entonces:

$$1 \cdot X + 1 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow X = +2 \Rightarrow \text{Nro. Ox. Carbono} = \boxed{+2}$$

c) C₂ H₂

Sabiendo que Nro. Ox._{Hidrógeno} = +1 = Y, entonces:

$$2 \cdot X + 2 \cdot (+1) = 0 \Rightarrow X = -1 \Rightarrow \text{Nro. Ox. Carbono} = \boxed{-1}$$

d) NH₄VO₃

En este caso tenemos dos incógnitas: el nitrógeno y el vanadio. Para resolverlo se puede calcular primero el número de oxidación de N en el NH_4^+ de la siguiente manera:

Sabiendo que Nro. Ox._{Hidrógeno} = +1 = Y, entonces para el NH_4^+

$$1 \cdot X + 4 \cdot (+1) = +1 \Rightarrow X = -3 \Rightarrow \text{Nro. Ox. Nitrógeno} = \boxed{-3}$$

La fórmula completa se puede escribir teniendo en cuenta que la incógnita X es el número de oxidación del Vanadio:

NH₄VO₃:

$$1 \cdot (-3) + 4 \cdot (+1) + X + 3 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow X = +5 \Rightarrow \text{Nro. Ox. Vanadio} = \boxed{+5}$$

e) (NH₄)₂PtCl₆

Nro. Ox._{Nitrógeno} = -3 (en el NH_3 o el NH_4^+) y el Nro. Ox._{Cloro} = $\boxed{-1}$ (en los cloruros)

$$2 \cdot [-3 + ((1) \cdot 4)] + X + ((-1) \cdot 6) = 0 \Rightarrow X = +4 \Rightarrow \text{Nro. Ox. Platino} = \boxed{+4}$$



f) ClO_4^-

$$X + 4 \cdot (-2) = -1 \Rightarrow X = 7 \Rightarrow \text{Nro. Ox. Cloro} = \boxed{+7}$$

g) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

$$2 \cdot X + 7 \cdot (-2) = -2 \Rightarrow X = 6 \Rightarrow \text{Nro. Ox. Cromo} = \boxed{+6}$$

h) $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

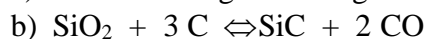
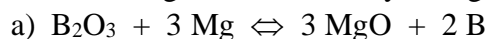
$$2 \cdot X + 3 \cdot (-2) = -2 \Rightarrow X = 2 \Rightarrow \text{Nro. Ox. Azufre} = \boxed{+2}$$

i) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

$$X + 4 \cdot [-3 + ((1) \cdot 3)] = +2 \Rightarrow X = 2 \Rightarrow \text{Nro. Ox. Cobre} = \boxed{+2}$$

EJEMPLO N° 2:

Indicar en cada reacción las especies que se oxidan y las especies que se reducen. (Además definir los agentes oxidantes y los agentes reductores):

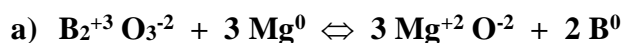


Solución:

Las **reacciones de oxidación-reducción** o reacciones Redox se consideran como reacciones de transferencia de electrones.

Una reacción de **oxidación** se refiere a una semirreacción que implica la pérdida de electrones. Se dice que esa sustancia donde se encuentra el elemento que se oxida, actúa como **agente reductor**, porque cede los electrones haciendo u obligando a que otro elemento se reduzca.

La reacción de reducción es una semirreacción que implica la ganancia de electrones. Esa sustancia donde se encuentra el elemento que se reduce actúa como **agente oxidante**, porque acepta los electrones obligando a que otro elemento se oxide.



B ($\text{B}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{B}$): $(+3) \rightarrow (0)$ debe ganar 3 electrones para llegar al estado de oxidación 0 (cero).

Hay una ganancia de electrones (**el elemento se reduce**) por lo que el B_2O_3 actúa como **AGENTE OXIDANTE**.

Mg ($\text{Mg} \rightarrow \text{MgO}$): $(0) \rightarrow (+2)$ en este caso pierde 2 electrones, (el elemento se oxida), por lo que el Mg es un **AGENTE REDUCTOR**.

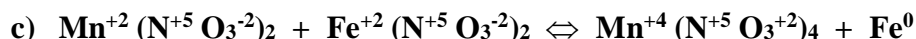


C ($\text{C} \rightarrow \text{SiC}$): $(0) \rightarrow (-4)$ (disminución número oxidación, reacción de reducción)



AGENTE OXIDANTE

C (C → CO): (0) → (+2) (aumento número oxidación, reacción de oxidación)
AGENTE REDUCTOR



Mn: (+2) → (+4) Reacción Oxidación, entonces el **Mn(NO₃)₂** es el **AGENTE REDUCTOR**

Fe: (+2) → (0) Reacción Reducción, entonces el **Fe(NO₃)₂** es el **AGENTE OXIDANTE**

EJEMPLO N° 3:

Balancee, por el método del número de oxidación, las reacciones que se indican:

- a) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \Leftrightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
- b) $\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{HF} + \text{O}_3$
- c) $\text{Br}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{CrO}_4 \Leftrightarrow \text{Br}_2\text{O}_5 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{O}$
- d) $\text{Al} + \text{Na}(\text{OH}) \Leftrightarrow \text{Na}_3\text{AlO}_3 + \text{H}_2$
- e) $\text{HClO}_3 + \text{Al} + \text{HCl} \Leftrightarrow \text{AlCl}_3 + \text{HClO} + \text{H}_2\text{O}$

Solución:

Como vimos, la pérdida de electrones durante la oxidación de un elemento lleva a un aumento del número de oxidación y la reducción a una disminución del número de oxidación.

El balance de ecuaciones Redox se basa en el siguiente principio: "*La suma de los aumentos de número de oxidación de los átomos que se oxidan, debe ser igual a la suma de las disminuciones de número de oxidación de los átomos que se reducen*".

Por otro lado se puede definir a un equivalente químico como un mol de la "*función química*" (protones, oxidrilos, carga del ión o electrones) con la que actúa una sustancia en una reacción.

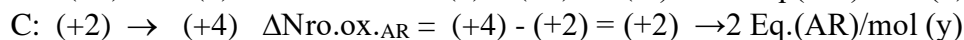
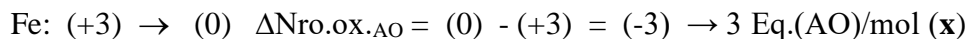
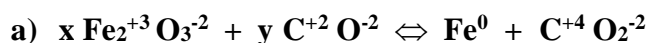
Específicamente en una reacción Redox "*el número de equivalentes químicos es igual al número de electrones cedidos o tomados por mol de la sustancia reaccionante (agente reductor u oxidante)*". Depende del estado de oxidación con que actúa el elemento en el proceso, porque es lo que determinará cuantos electrones se transfieran.

La *masa equivalente* será la masa en gramos, que contiene o genera un equivalente químico. Entonces la masa equivalente del agente oxidante es aquella cantidad capaz de ganar 1 mol de electrones y la masa equivalente del agente reductor es aquella cantidad capaz de ceder 1 mol de electrones.

Para el cálculo de la masa equivalente del agente oxidante o el agente reductor se puede utilizar la siguiente formula:



$$\text{Masa Equivalente (Meq)} = \frac{\text{Masa Molar (MM)}}{e} = \frac{[g/mol]}{[Equivalentes/mol]} = [g/Equivalente]$$



Donde $\Delta \text{Nro.ox}$ es la variación del número o estado de oxidación del agente reductor/oxidante.

Si tomamos las variaciones en el número de oxidación como números positivos, entonces matemáticamente se puede escribir que:

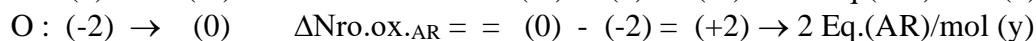
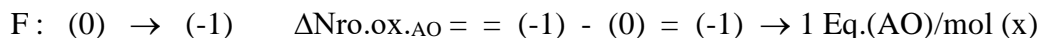
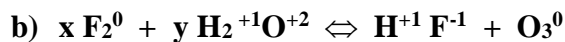
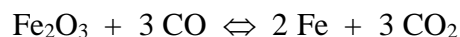
$$\begin{aligned} 2x \cdot (\Delta \text{Nro.ox.}_{\text{AO}}) &= y \cdot (\Delta \text{Nro.ox.}_{\text{AR}}) \\ 2x \cdot (3) &= y \cdot (2) \\ y &= 3x \end{aligned}$$

Nota: Se debe tener en cuenta que son dos átomos de Fe que están tomando electrones en el agente oxidante, y es por ello que en la ecuación anterior se empezó con $2x$. En el caso del C, hay solo un elemento en el agente reductor y por esto se empieza la ecuación únicamente con y .

Entonces, si definimos a $x=1$, entonces $y=3$, quedando definidos los coeficientes del oxidante (Fe_2O_3) y del reductor (CO_2) respectivamente:

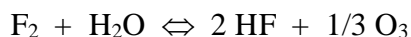


Los demás coeficientes se calculan como: 2 moles de átomos de Fe del Fe_2O_3 dará 2 moles de Fe metálico, y 3 moles de átomos de C del CO producirán 3 moles de CO_2 . La ecuación final será:

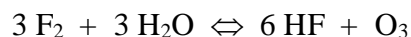


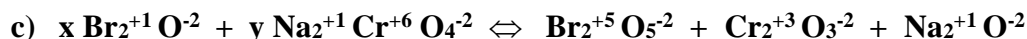
$$2x \cdot (1) = y \cdot (2) \rightarrow y = x$$

De donde, para $x=1$; $y=1$; por lo tanto:



Para que los coeficientes sean números enteros se multiplica toda la reacción por 3 quedando:





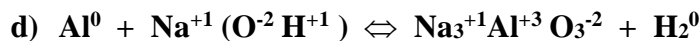
Br : (+1) \rightarrow (+5) $\Delta \text{Nro.ox.}_{\text{AR}} = (+5) - (+1) = (+4) \rightarrow 4 \text{ Eq./mol (x)}$

Cr : (+6) \rightarrow (+3) $\Delta \text{Nro.ox.}_{\text{AO}} = (+3) - (+6) = (-3) \rightarrow 3 \text{ Eq./mol (y)}$

$$2x \cdot (4) = 3y \rightarrow y = 8/3 \cdot x$$

Para $x=3$; $y=8$ ($x=3$, es el mínimo valor que genera un par de coeficientes enteros).

Mediante tanteo se pueden hallar los demás coeficientes, quedando la ecuación balanceada como se muestra a continuación:

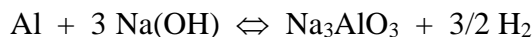


Al : (0) \rightarrow (+3) $\Delta \text{Nro.ox.}_{\text{AR}} = (+3) - (0) = (+3) \rightarrow 3 \text{ Eq./mol (x)}$

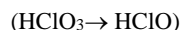
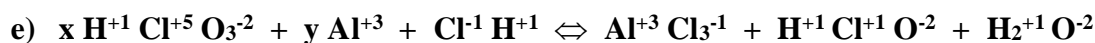
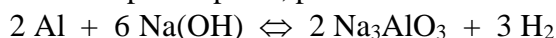
H : (+1) \rightarrow (0) $\Delta \text{Nro.ox.}_{\text{AO}} = (0) - (+1) = (-1) \rightarrow 1 \text{ Eq./mol (y)}$

$$x \cdot (3) = y \rightarrow y = 3x$$

Para $x=1$, $y=3$, entonces la reacción con los coeficientes calculados y los demás obtenidos por tanteo se vuelcan en la reacción dando como resultado:



Todos los coeficientes se multiplican por 2, para transformarlos en enteros:

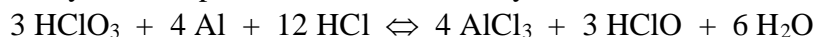


Cl : (+5) \rightarrow (+1) $\Delta \text{Nro.ox.}_{\text{AO}} = (+1) - (+5) = (-4) \rightarrow 4 \text{ Eq./mol (x)}$

Al : (0) \rightarrow (+3) $\Delta \text{Nro.ox.}_{\text{AR}} = (+3) - (0) = (+3) \rightarrow 3 \text{ Eq./mol (y)}$

$$x \cdot (4) = y \cdot (3) \rightarrow 3y = 4x \rightarrow y = 4/3 \cdot x$$

Si $x=3$, entonces $y=4$, reemplazando en la ecuación y tanteando los otros coeficientes:

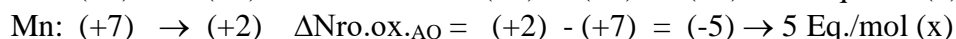
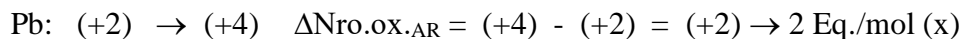
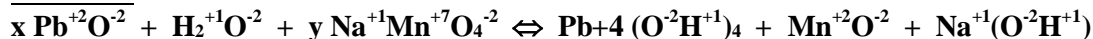


EJEMPLO N° 4:

Plantear la reacción que representa la oxidación del óxido plumboso a hidróxido plúmbico, en presencia de agua y ante la acción del permanganato de sodio, que pasa a monóxido de manganeso. En la reacción se produce además hidróxido de sodio.

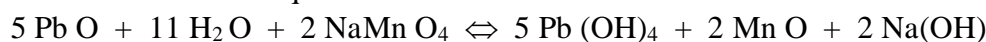


Solución:



$$2x = 5y \rightarrow y = \frac{2}{5}x \rightarrow x = 5; y = 2$$

Entonces la reacción quedaría:



EJEMPLO N° 5:

Balancear las semirreacciones utilizando el método del ión electrón:

- a) $\text{FeO} \Leftrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}^+$
- b) $\text{Fe(OH)}_3 \Leftrightarrow \text{Fe} + \text{OH}^-$
- c) $\text{NO}_3^- \Leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 10 \text{H}^+ \Leftrightarrow \text{H}_2\text{S} + 3 \text{H}_2\text{O}$

Solución:

Balanceo de las ecuaciones Redox según el “método del ión-electrón”

1. Escribir la ecuación no balanceada de la reacción identificando los estados de oxidación de todos los elementos;
2. Dividirla en las dos semirreacciones;
3. Balancear los átomos de los elementos que se oxidan o se reducen;
4. Balancear el O en **medio ácido**, agregando moléculas de H_2O en el lado contrario de la reacción;
5. Balancear los átomos de H agregando iones H^+ ;
6. En las reacciones en **medio alcalino** se debe agregar además por cada H^+ un OH^- en ambos lados de la ecuación. Los H^+ y los OH^- que están en un mismo lado de la reacción se pueden combinar para dar H_2O (según la reacción $\text{H}^+ + \text{OH}^- \Leftrightarrow \text{H}_2\text{O}$);
7. Balancear las cargas agregando electrones a un lado de la ecuación, si es necesario se igualan los números de electrones;
8. Sumar las dos semirreacciones y balancear la ecuación final por inspección. Y en el caso que se pueda se pueden simplificar los compuestos que se encuentran a ambos lados de la reacción;
9. Verificación de que a ambos lados de la ecuación haya los mismos tipos y cantidades de átomos y cargas.

Nota: Cuando se realiza el balance de las semirreacciones deben quedar expresados los electrones en la reacción. Para el caso del balance de la reacción completa, los electrones deben simplificarse y deberían estar en la reacción final.



- a) $\text{FeO} \rightleftharpoons \text{Fe}_2\text{O}_3$
 $2 \text{FeO} \rightleftharpoons \text{Fe}_2\text{O}_3$ (se balancea el Fe)
 $2 \text{FeO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}_2\text{O}_3$ (se balancea el O)
 $2 \text{FeO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{H}^+$ (se balancea el H/ medio ácido)
 $2 \text{FeO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$ (balanceadas las cargas)
- b) $\text{Fe(OH)}_3 \rightleftharpoons \text{Fe}^0$
 $\text{Fe(OH)}_3 \rightleftharpoons \text{Fe}^0 + 3 \text{H}_2\text{O}$ (se balancea de O)
 $\text{Fe(OH)}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}^0 + 3 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{OH}^-$ (se balancea el H/ medio alcalino)
 $\text{Fe(OH)}_3 + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^0 + 3 \text{OH}^-$ (balanceadas las carga)
- c) Resultado: $2 \text{NO}_3^- + 8 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$
- d) Resultado: $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 10 \text{H}^+ + 8 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{S} + 3 \text{H}_2\text{O}$

EJEMPLO N° 6:

Balancear las reacciones por el método del ión-electrón en medio ácido.

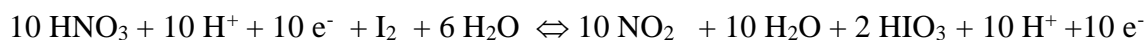
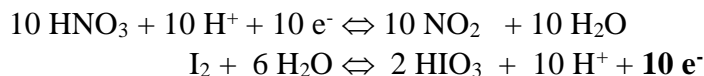
- a) $\text{HNO}_3 + \text{I}_2 \rightleftharpoons \text{HIO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
b) $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightleftharpoons \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
c) $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Solución:

Una vez identificadas y balanceadas las semirreacciones, se debe igualar el número de electrones aportados por la reacción de oxidación y los tomados por la reacción de reducción, multiplicando ambas semirreacciones por los coeficientes necesarios.

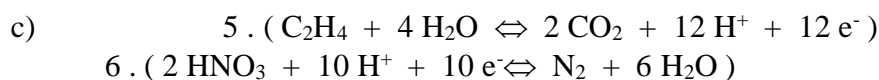
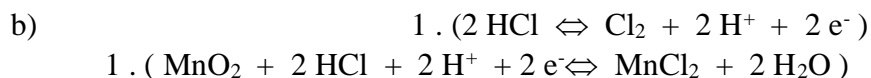
- a) $10 \cdot (\text{HNO}_3 + \text{H}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O})$
 $1 \cdot (\text{I}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{HIO}_3 + 10 \text{H}^+ + 10 \text{e}^-)$

Entonces sumando ambas semirreacciones:



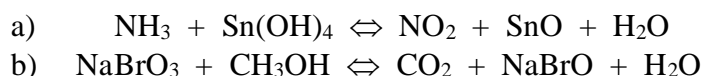
Simplificando los electrones, los hidrogeniones y las moléculas de agua se tiene la ecuación final de la reacción:





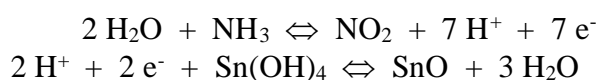
EJEMPLO N° 7:

Balancear en medio alcalino las siguientes reacciones, aplicando el método del ión - electrón:

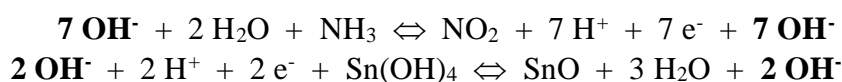


Solución:

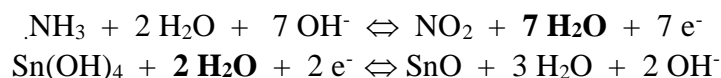
a) Tomamos e identificamos las semirreacciones y las balanceamos como si fueran en medio ácido:



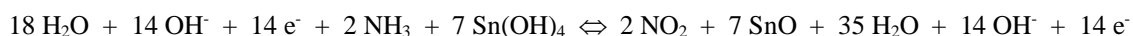
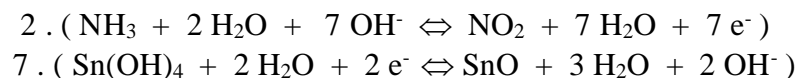
Ahora sumamos a cada lado de la reacción moléculas de OH^- , tantas como iones H^+ hayan.



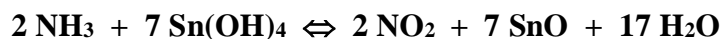
Entonces, como $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$, se pueden reemplazar en las semirreacciones, quedando:



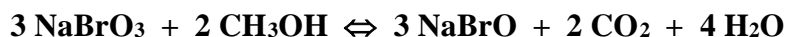
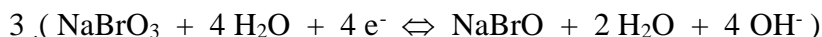
Ahora se deben multiplicar las semirreacciones por los coeficientes correspondientes y se suman:



Simplificando se obtiene la ecuación final balanceada:

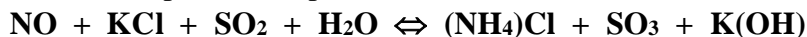


b) Aplicando la misma serie de pasos anteriormente descritos:



EJEMPLO N° 8:

Dada la reacción representada por:



Previo balancear la ecuación, determinar las siguientes relaciones, tomados los gases en condiciones de 1 atm de presión y 273 K de temperatura.

a) $\frac{m_{\text{oxidante}}}{m_{\text{reductor}}}$; b) $\frac{n_{\text{ox}}}{n_{\text{red}}}$; c) $\frac{\text{Eq.ox.}}{\text{Eq.red.}}$; d) $\frac{\text{Vol.ox.}}{\text{Vol.red.}}$

Dónde:

m_{oxidante} es la masa del oxidante que reacciona

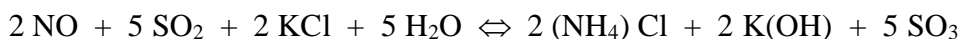
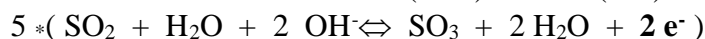
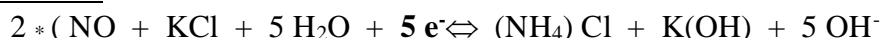
m_{reductor} es la masa del reductor que reacciona

$n_{\text{ox}} / n_{\text{red}}$ son los moles de oxidante/reductor que reaccionaron (en la ecuación balanceada)

$\text{Eq.ox.} / \text{Eq.red.}$ son los equivalentes del oxidante/reductor que reaccionaron en total

$\text{Vol}_{\text{ox}} / \text{Vol}_{\text{red}}$ volumen que ocupa oxidante/reductor

Solución:



NO toma: $\frac{5 \text{e}^-}{\text{molécula}} \Rightarrow \text{MM}_{\text{Ox.}} = 30 \text{ g/mol}; \quad M_{\text{Eq.Ox.}} = \frac{30 \text{ g/mol}}{5 \text{ Eq./mol}} = 6 \text{ g/Eq.}$

SO₂ pierde: $\frac{2 \text{e}^-}{\text{molécula}} \Rightarrow \text{MM}_{\text{red.}} = 64 \text{ g/mol}; \quad M_{\text{Eq.Red.}} = \frac{64 \text{ g/mol}}{2 \text{ Eq./mol}} = 32 \text{ g/Eq.}$

b) $\frac{n_{\text{ox.}}}{n_{\text{red.}}} = \frac{2}{5}$ (según estequiometría de la ecuación balanceada)



$$a) \frac{m_{\text{oxidante}}}{m_{\text{reductor}}} = \frac{n_{\text{ox.}} \cdot MM_{\text{ox.}}}{n_{\text{red.}} \cdot MM_{\text{red.}}} = \frac{2 \text{ mol} \cdot 30 \text{ g/mol}}{5 \text{ mol} \cdot 64 \text{ g/mol}} = \frac{3}{16}$$

$$\Rightarrow \frac{MEq_{\text{ox.}}}{MEq_{\text{red.}}} = \frac{6}{32} = \frac{3}{16}$$

$$c) \text{ Por lo consignado en a) } \frac{Eq_{\text{ox.}}}{Eq_{\text{red.}}} = \frac{1}{1}$$

$$d) \text{ Gas a 1 atm y 273 K. } \frac{V_{\text{ox.}}}{V_{\text{red}}} = \frac{n_{\text{ox.}} \cdot V_{\text{molar (ox.)}}}{n_{\text{red.}} \cdot V_{\text{molar (red.)}}} = \frac{2 \text{ mol} \cdot 22,414 \text{ L}}{5 \text{ mol} \cdot 22,414 \text{ L}} = \frac{2}{5}$$

Como se verá, $V_{\text{molar (ox.)}} = V_{\text{molar (red.)}}$, lo que implica la aproximación razonable de considerar comportamiento ideal para ambos gases.

EJEMPLO N° 9:

Determinar los coeficientes estequiométricos, por el método del ión - electrón, para la reacción indicada:



y calcular la normalidad de una solución de agua oxigenada de 20 volúmenes.

Solución:



$$\text{H}_2\text{O}_2 (1 \text{ volumen}) = \frac{2 \cdot 34 \text{ g H}_2\text{O}_2}{22,414 \text{ L O}_2} \equiv \frac{68 \text{ g H}_2\text{O}_2}{22,414 \text{ L O}_2} \equiv \frac{3,3 \text{ g}}{1 \text{ L}} \equiv \frac{30,3 \text{ g H}_2\text{O}_2}{10 \text{ L Sn}}$$

$$\Rightarrow 10 \text{ vol.} = \frac{10 \text{ L O}_{2(\text{g})}}{1 \text{ L Sn}_{(\text{L})}} \Rightarrow \frac{30,3 \text{ g H}_2\text{O}_2}{1 \text{ L Sn}} \approx \frac{3 \text{ g H}_2\text{O}_2}{100 \text{ mL Sn}} \quad (3 \% \text{ H}_2\text{O}_2 \text{ m/V So/Sn})$$



==> Solución de H₂O₂ 1 Volumen, de la estequiometria de la reacción ==>

$$\frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \equiv \frac{2 \cdot 34 \text{ g H}_2\text{O}_2}{22,414 \text{ L O}_2} \equiv \frac{3,03 \text{ g H}_2\text{O}_2}{1 \text{ L O}_2} \equiv \frac{60,68 \text{ g H}_2\text{O}_2}{20 \text{ L O}_2 (*)}$$

(*) Solución 20 volúmenes

Solución 20 volúmenes ==> 20 L O₂ (máxima a obtener), 1 L solución

==> Solución debe contener 60,68 g H₂O₂ / L Sn

$$\text{Masa equivalente H}_2\text{O}_2 = \frac{34 \text{ g/mol}}{2 \text{ Eq./mol}} = 17 \text{ g/Eq.}$$

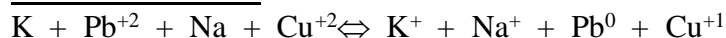
$$N = \frac{m_{\text{So}}}{\text{MEq. V}_{\text{Sn}}} = \frac{60,68 \text{ g}}{17 \text{ g/Eq.} \cdot 1 \text{ L}} = 3,57 \text{ N}$$

Las concentraciones de las soluciones de agua oxigenada se suelen expresar en volúmenes, expresión que indica en número de volúmenes de oxígeno, medidos en condiciones de 1 atm y 273K, que se obtendría en la descomposición total del agua oxigenada contenida en un volumen de solución, de acuerdo a la reacción citada.

$$\text{Masa Eq.} = \frac{34}{2} = 17 \text{ g/Eq.}$$

$$N = 20 \text{ vol O}_2 \cdot \frac{3 \text{ g H}_2\text{O}_2 / 1 \text{ L Sn}}{1 \text{ vol. O}_2} \cdot \frac{1 \text{ Eq.}}{17 \text{ g}} = 3,53 \text{ Normal}$$

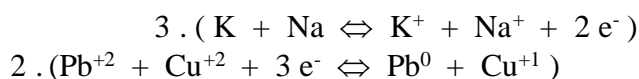
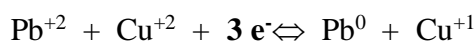
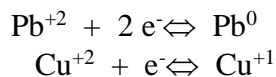
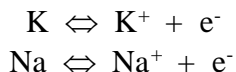
EJEMPLO N° 10:



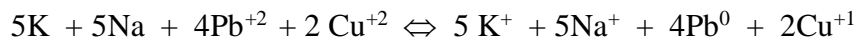
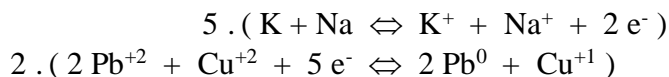
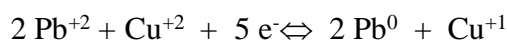
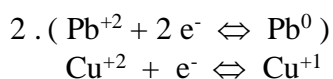
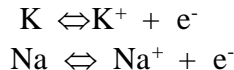
- Balancear la reacción iónica que arriba se indica, para el caso en que el número de moles intervinientes de K sea igual al de Na y el de Pb⁺² igual al de Cu⁺²;
- Ídem del punto anterior, para el caso en que el número de moles de Cu⁺² sea la mitad del de Pb⁺².

Solución:

$$\text{a) } n_{\text{K}} = n_{\text{Na}} \text{ y } n_{\text{Pb}^{+2}} = n_{\text{Cu}^{+2}}$$



b) $n_{\text{K}} = n_{\text{Na}}$ y $2 \cdot (n_{\text{Pb}^{+2}}) = n_{\text{Cu}^{+2}}$

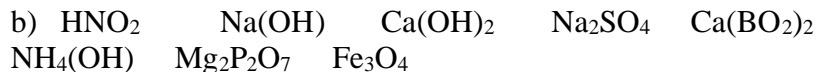


PROBLEMAS PROPUESTOS

PROBLEMA N° 1:

Determinar el número de oxidación de cada elemento en las siguientes sustancias:





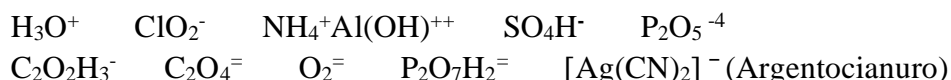
PROBLEMA N° 2:

Deducir el número de oxidación de cada elemento integrante de las siguientes sustancias:

- a) Clorito de calcio.
- b) Sulfato plúmbico.
- c) Ioduro de amonio.
- d) Cromato de potasio.
- e) Bicromato de potasio.
- f) Ortofosfato ferroso.
- g) Carbonato ácido de amonio.

PROBLEMA N° 3:

Obtener los números de oxidación de cada elemento que integran los siguientes iones:



PROBLEMA N° 4:

Indicar en cada una de las reacciones, las especies que se oxidan, las especies que se reducen y los oxidantes y reductores. Justificar:

- a) $2 FeCl_2 + PbCl_4 \Leftrightarrow 2 FeCl_3 + PbCl_2$
- b) $Mn(NO_3)_2 + 2 Fe(NO_3)_2 \Leftrightarrow Mn + 2 Fe(NO_3)_3$
- c) $Al_2O_3 + 3 C + 3 Cl_2 \Leftrightarrow 2 AlCl_3 + 3 CO$
- d) $5 PbO + 11 H_2O + 2 NaMnO_4 \Leftrightarrow 5 Pb(OH)_4 + 2 MnO + 2 Na(OH)$

PROBLEMA N° 5:

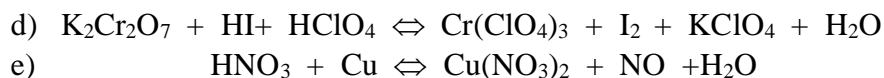
Balancear las siguientes reacciones:

- a) $Fe^{+2} + Pb^{+4} \Leftrightarrow Fe^{+3} + Pb^{+2}$
- b) $H^+ + Cl^- + MnO_4^- \Leftrightarrow ClO_3^- + Mn^{+4} + H_2O$
- c) $Al^0 + H^+ + CO_2 \Leftrightarrow Al^{+3} + CO + H_2O$
- d) $PbSO_4 + SO_3^{=} + H_2O \Leftrightarrow Pb + SO_4^{=} + H^+$

PROBLEMA N° 6:

Balancear por el método del número de oxidación:

- a) $KClO_4 + NO + H_2O \Leftrightarrow KClO_2 + HNO_3$
- b) $Ca + CrO_3 + HCl \Leftrightarrow CaCl_2 + Cr_2O_3 + H_2O$
- c) $KCl + KMnO_4 + H_2O \Leftrightarrow KClO_3 + MnCl_4 + K(OH)$



PROBLEMA N° 7:

Aplicando el método del ión-electrón, balancear las *semirreacciones*:

- a) $\text{HClO} \Leftrightarrow \text{Cl}_2\text{O}_5$
b) $\text{K}^+ + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_2 \Leftrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4$
c) $\text{C}_2\text{H}_2 \Leftrightarrow \text{CO}_2$
d) $\text{C}_2\text{H}_2 \Leftrightarrow \text{CO}$

PROBLEMA N° 8:

Plantear las semirreacciones de transformación de N_2O_4 (óxido de nitrógeno (IV)) respectivamente en NO , N_2O_3 , NO_2^- y HNO_3 ; completándolas por medio del método del ión-electrón.

PROBLEMA N° 9:

Completar las semirreacciones, por el método del ión-electrón en medio alcalino:

- a) $\text{SnO} \Leftrightarrow \text{Sn}(\text{OH})_4$
b) $\text{KHCO}_3 \Leftrightarrow \text{CO} + \text{K}(\text{OH})$
c) $\text{NH}_4^+ \Leftrightarrow \text{NO}_2$
d) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \Leftrightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{K}(\text{OH})$

PROBLEMA N° 10:

Balancear las reacciones por el método del ión-electrón en medio ácido:

- a) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \Leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{Fe}$
b) $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{HNO}_3 \Leftrightarrow \text{CO} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
c) $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \Leftrightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

PROBLEMA N° 11:

Utilizando el método del ión-electrón, balancear las reacciones:

- a) $\text{BiO}_3^- + \text{Mn}^{+2} + \text{H}^+ \Leftrightarrow \text{Mn}^{+4} + \text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
b) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}^+ \Leftrightarrow \text{Cr}^{+3} + \text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$

Plantear para medio alcalino:

- c) $\text{CrO}_4^{2-} + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{Cr}^{+3} + \text{ClO}_4^- + \text{OH}^-$

PROBLEMA N° 12:

Balancear las expresiones en medio básico, por el método del ión-electrón:

- a) $\text{Cr}^{+3} + \text{OH}^- + \text{ClO}_3^- \Leftrightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^-$
b) $\text{PH}_3 + \text{NaMnO}_4 \Leftrightarrow \text{P}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{MnO} + \text{Na}(\text{OH})$

PROBLEMA N° 13:

Por el método del número de oxidación, balancear las reacciones que se indican:



- a) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaO}_2 \rightleftharpoons \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2$
- b) $\text{PbO} + \text{PbS} \rightleftharpoons \text{SO}_2 + \text{Pb}$
- c) $\text{O}_3 + \text{NO} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_5 + \text{O}_2$
- d) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2$
- e) $\text{SiO}_2 + \text{C} \rightleftharpoons \text{SiC} + \text{CO}$

PROBLEMA N° 14:

Determinar la masa equivalente del Cl_2O en las siguientes semirreacciones, previo balancearlas:

- a) $\text{Cl}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cl}_2$
- b) $\text{Cl}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cl}_2\text{O}_5$
- c) $\text{Cl}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cl}_2\text{O}_3^-$
- d) $\text{Cl}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cl}^-$

PROBLEMA N° 15:

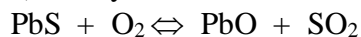
Previo completar las semirreacciones por el método del ión-electrón, determinar la masa equivalente del CO en cada caso:

- a) $\text{CO} \rightleftharpoons \text{CO}_2$
- b) $\text{CO} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{C}$
- c) $\text{CO} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{O}_4^{=}$
- d) $\text{CO} \rightleftharpoons \text{C} + \text{OH}^-$

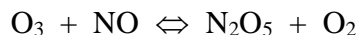
PROBLEMA N° 16:

Balanceando previamente las reacciones, determinar en cada caso las masas equivalentes que se indican:

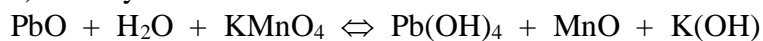
- a) PbS y O_2 en:



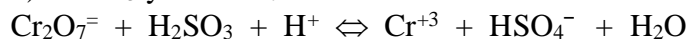
- b) O_3 y NO en:



- c) PbO y KMnO_4 en:



- d) H_2SO_3 y $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ en:



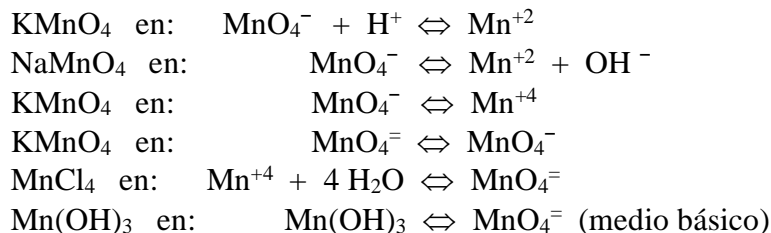
- e) CO y MnO en:



PROBLEMA N° 17:



Completar las semirreacciones y determinar las masas equivalentes de las especies que se indican, en las correspondientes reacciones:



PROBLEMA N° 18:

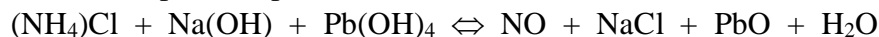
a) Balancee la expresión por algún método Redox:



b) Determine cuántos equivalentes de C_2H_4 reaccionan con 14,7 g HNO_3 .

PROBLEMA N° 19:

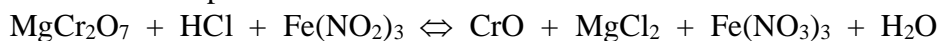
a) Balancear la expresión; para medio alcalino:



b) Calcular cuántos equivalentes del reductor reaccionan con 55 g del oxidante.

PROBLEMA N° 20:

a) Balancear la expresión:



por el método del ión-electrón en medio ácido, a partir de sus especies neutras y luego a partir de sus especies iónicas.

b) Calcular cuántos gramos del oxidante reaccionan con 0,05 equivalentes del reductor.

PROBLEMA N° 21:

a) Balancear la expresión:



b) Determinar las relaciones:

$$\text{b}_1) \frac{m_{\text{oxidante}}}{m_{\text{reductor}}} ; \quad \text{b}_2) \frac{n_{\text{oxidante}}}{n_{\text{reductor}}} ; \quad \text{b}_3) \frac{\text{Eq. oxidante}}{\text{Eq. reductor}} ; \quad \text{b}_4) \frac{\text{N}^\circ \text{ moléc. oxid.}}{\text{N}^\circ \text{ moléc. red.}}$$

PROBLEMA N° 22:

¿Cuántos gramos de hierro reaccionarán con 0,4 Equivalentes de óxido plúmbico, para dar respectivamente óxido férrico y óxido plumboso?

PROBLEMA N° 23:

Dada la reacción:





- a) Si se tienen 100 gramos iniciales de una mezcla de metano y óxido cúprico en proporciones estequiométricas (de acuerdo a la reacción balanceada); calcular cuántos equivalentes de cada uno de los compuestos están presente al principio.
- b) Si la mezcla fuera 50 % en peso de cada uno de los dos reactivos, calcular cuántos serían ahora los equivalentes iniciales presentes. Indicar cuál se encuentra en exceso y en qué cantidad.

PROBLEMA N° 24:

El dicromato de potasio reacciona con ácido sulfhídrico en presencia de ácido sulfúrico para dar sulfato crómico, sulfato ácido de potasio, azufre y agua.

- a) Escribir e igualar la ecuación correspondiente.
- b) Determinar la masa equivalente de la especie que se oxida en la reacción y la masa equivalente del oxidante en la misma.
- c) Calcular cuántos equivalentes de dicromato de potasio reaccionan con 336 litros de ácido sulfhídrico (expresado éste como gas a 1 atm de presión y 273K.).

PROBLEMA N° 25:

El ácido nítrico reacciona con el cobre para formar nitrato cúprico, monóxido de nitrógeno y agua.

- a) Escribir e igualar la ecuación correspondiente.
- b) Determinar la masa equivalente del ácido nítrico y el cobre en la reacción.
- c) Determinar cuántos gramos de cobre reaccionan con 70 gramos de ácido nítrico, teniendo en cuenta los datos del punto anterior.

PROBLEMA N° 26:

Cuando reacciona con monóxido de cromo que pasa a trióxido de dicromo; el clorito de sodio tiene una masa equivalente de 22,62 g/Eq., consecuencia de su transformación en otra sal de cloro. Plantear la reacción y balancearla.

PROBLEMA N° 27:

- a) El ferrocianuro de potasio, $K_4Fe(CN)_6$, es oxidado a ferricianuro de potasio, $K_3Fe(CN)_6$, por el agua oxigenada en medio ácido (ácido sulfúrico).
- b) En cambio, el ferricianuro pasa a ferrocianuro por la acción del agua oxigenada en medio alcalino (hidróxido de potasio):
 - 1) Plantear ambas ecuaciones, debidamente balanceadas por algún método Redox.
 - 2) Determinar la masa equivalente de cada oxidante y cada reductor en ambas reacciones.

PROBLEMA N° 28:

El ácido nítrico muy diluido ataca al hierro, produciendo nitrato férrico y nitrato de amonio. Plantear y balancear la correspondiente reacción.



PROBLEMA N° 29:

En medio fuertemente alcalino, dado con hidróxido de sodio, el cloro oxida al ioduro crómico, pasándolo a periodato y cromato.

- Plantear la ecuación y balancear por el método del ión-electrón (en medio alcalino).
- Calcular los equivalentes del oxidante que reacciona con 20 g del compuesto que se oxida.

PROBLEMA N° 30:

Balancear las reacciones que se indican:

- A partir de las especies neutras.
 - A partir de sus componentes iónicos.
- $\text{NH}_4\text{NO}_2 \Leftrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$
 - $\text{NH}_4\text{NO}_3 \Leftrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}$
 - $\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2 \Leftrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$

PROBLEMA N° 31:

En cierto proceso de obtención de plomo, se produce la siguiente reacción global:

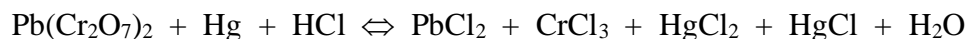


Si la proporción utilizada es del doble de moles de PbO respecto al de PbSO₄,

- Balancear la ecuación.
- Calcular la masa de plomo que se obtiene partiendo de 0,2 Eq. de PbO, de acuerdo a la reacción.

PROBLEMA N° 32:

- Balancear la siguiente expresión:



Considerando que el número de moles de cloruro mercurioso formados, es el doble de los que se forman de cloruro mercúrico.

- Calcular, para la reacción indicada, las masas equivalentes de las especies que se indican: 1) Pb(Cr₂O₇)₂; 2) (Cr₂O₇)²⁻; 3) Pb⁺⁴.