

# Ejercicios de Química

## Índice

<b>1. Estructura de la materia</b>	<b>2</b>
<b>2. Nomenclatura</b>	<b>3</b>
<b>3. Soluciones</b>	<b>5</b>
<b>4. Gases ideales</b>	<b>8</b>
<b>5. Hidroestática</b>	<b>8</b>
<b>6. Balanceo de ecuaciones</b>	<b>9</b>
6.1. Ejercicios del CNBA . . . . .	10
6.2. Ejercicios del Molinos . . . . .	17
<b>7. Estequiometría</b>	<b>19</b>
<b>8. Calorimetría</b>	<b>21</b>

**Última actualización: 5 de noviembre de 2024**

## 1. Estructura de la materia

- 1) Tengo 8 moles de FeO (óxido de hierro) ¿cuánto pesan?
- 2) Tengo 40 moles de agua (H<sub>2</sub>O), ¿cuánto pesan?
- 3) Tengo medio mol de óxido de azufre (S<sub>2</sub>O), ¿cuánto pesa?
- 4) ¿Cuántos moles son 150 gramos de gas oxígeno (O<sub>2</sub>)?
- 5) ¿Cuántos moles son 400 gramos de nitrato de potasio (KNO<sub>3</sub>)?
- 6) ¿Cuántos moles son 20 gramos de gas nitrógeno (N<sub>2</sub>)?

### Masa atómica relativa

- 1) Se tiene en la naturaleza <sup>63</sup>Cu y <sup>65</sup>Cu. El más ligero representa el %69,17 de los átomos de cobre encontrados en la naturaleza y el resto pertenece al más pesado. ¿Cuál es la MAR?
- 2) Se tiene en la naturaleza <sup>235</sup>U y <sup>238</sup>U. Se sabe que la concentración del primer isótopo es del 95 % y la del segundo del 5 %. Calcular la masa atómica relativa.
- 3) Calcular la MAR sabiendo que se tienen dos isótopos de cloro en la naturaleza: Cl<sup>35</sup> y Cl<sup>37</sup>. Su porcentaje de aparición es 75,7 % y 24,3 % respectivamente.
- 4) Sabiendo que la MAR del Cobre es 63,54 y que tiene dos isótopos en la naturaleza, Cu<sup>63</sup> y Cu<sup>65</sup>, calcular el porcentaje de aparición de cada uno.

### Propiedades de los elementos

- 1) Teniendo los siguientes elementos:

Ni, Al, Si, Li, Cl, Mg, H, F, K, Cs

Ordenelos según su:

- a. Radio atómico.
- b. Energía de ionización.
- c. Afinidad electrónica.
- d. Electronegatividad.

### Geometría molecular

- 1) Decir las geometrías moleculares de las siguientes moléculas:
  - a. H<sub>2</sub>O
  - b. CO
  - c. CO<sub>2</sub>
  - d. NH<sub>3</sub>
  - e. CF<sub>4</sub>
  - f. O<sub>3</sub>
  - g. SO<sub>2</sub>
  - h. O<sub>2</sub>
  - i. BF<sub>3</sub>

## 2. Nomenclatura

1) Nombrar los siguientes compuestos:

- |                     |                     |
|---------------------|---------------------|
| a. LiH              | k. FeH <sub>2</sub> |
| b. NaH              | l. CoH <sub>3</sub> |
| c. KH               | m. NiH <sub>2</sub> |
| d. MgH <sub>2</sub> | n. PbH <sub>4</sub> |
| e. CaH <sub>2</sub> | ñ. H <sub>2</sub> O |
| f. AlH <sub>3</sub> | o. NH <sub>3</sub>  |
| g. TiH <sub>2</sub> | p. CH <sub>4</sub>  |
| h. VH <sub>3</sub>  | q. PH <sub>3</sub>  |
| i. CrH <sub>2</sub> | r. H <sub>2</sub> S |
| j. MnH              | s. HF               |

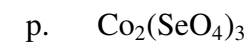
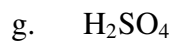
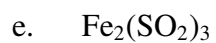
2) Nombrar los siguientes compuestos por todas sus nomenclaturas:

- |                                   |  |
|-----------------------------------|--|
| a. Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> | k. AuOH  |
| b. HF <sub>(aq)</sub>             | l. HClO <sub>3</sub>                               |
| c. FeCl <sub>2</sub>              | m. HClO <sub>4</sub>                               |
| d. CO                             | n. HClO  |
| e. KOH                            | ñ. HClO <sub>2</sub>                               |
| f. Ca(OH) <sub>2</sub>            | o. H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>                  |
| g. Fe(OH) <sub>2</sub>            | p. H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>                  |
| h. Fe(OH) <sub>3</sub>            | q. Co(ClO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>              |
| i. CuOH                           | r. CoSO <sub>4</sub>                               |
| j. Au(OH) <sub>3</sub>            | s. Co <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> |

3) Hacer la fórmula de Lewis y la desarrollada (cuando corresponda) de los siguientes compuestos. Además escribir su fórmula, decir qué tipo de compuesto es, decir cuántos electrones tiene en su capa de valencia cada elemento y el número de oxidación de cada elemento.

- |                          |                        |                       |
|--------------------------|------------------------|-----------------------|
| a. Gas cloro             | j. Ácido sulfuroso     | q. Óxido bromoso      |
| b. Sulfuro de magnesio   | k. Ozono               | r. Monóxido de azufre |
| c. Cloruro de calcio     | l. Ácido perclórico    | s. Sulfito cobáltico  |
| d. Sulfuro férrico       | m. Nitrato de potasio  | t. Selenato aúrico    |
| e. Heptóxido dibromico,  | n. Nitrato de magnesio | u. Hidróxido de plata |
| f. Óxido de cloro (VII)  | ñ. Carbonato de calcio | v. Ácido clórico      |
| g. Hidróxido cobáltico   | ñ. Sulfato férrico     | w. Ácido bromico      |
| h. Hidróxido de aluminio | o. Gas nitrógeno       | x. Ácido sulfúrico    |
| i. Ácido sulfúrico       | p. Hidróxido cúprico   | y. hidróxido de plata |

4) Nombrar los siguientes compuestos:



### 3. Soluciones

#### Ejercicios básicos de soluciones:

- 1) Se tienen 1000 g de agua salada, se sabe que hay 50 g de sal. Calcular el  $\%m/m$  de la solución.
- 2) Se tienen 2 kg de agua, al cual se le agregan 0,5 kg de azúcar.
  - a. Calcular la masa de la solución.
  - b. Calcular el  $\%m/m$  de la solución.
- 3) Se tienen 200 g de azúcar disueltos en 1,5 kg de alcohol etílico. Calcular es el  $\%m/m$ .
- 4) Un lingote de oro de 12,4 kg dice tener 0,2  $\%m/m$  de plata. Calcular la masa de plata que hay en el lingote.
- 5) Se tiene un lingote de bronce de 800 g. De esos 800 g, hay 140 g de estaño. Decir cuál es la solución, cuál el soluto y cuál el solvente. ¿Cuál es el  $\% m/m$ ?
- 6) Se tienen 2 litros de agua. La masa de la solución agua salada es de 2,2 kg. Cuál es el  $\%m/m$ ?
- 7) Se tienen 8 L de agua y 2 L de alcohol etílico.
  - a. Nombrar cuál es la solución, cuál el solvente y cuál el soluto; además decir cuál es el volumen de cada uno.
  - b. Calcular el  $\%V/V$  de la solución.
- 8) Se tienen 8 L de agua y 12 L de alcohol metílico.
  - a. Nombrar cuál es la solución, cuál el solvente y cuál el soluto; además decir cuál es el volumen de cada uno.
  - b. Calcular el  $\%V/V$  de la solución.
- 9) Se tiene una botella de 750 ml de vodka, se sabe que tiene medio litro de agua. Calcular el  $\%V/V$  del alcohol etílico.
- 10) Se tiene una botella de vino de 2,25 L. Dice tener un  $\%V/V$  de 12,5 %. Calcular el volumen de soluto y de solvente.
- 11) Se tienen 80 g de nitrato de sodio disueltos en 1 kg de agua. Calcular el  $\%m/V$  de la solución.
- 12) Se tienen 2 kg de nitrato de potasio disuelto en 10 l de glicerol.
  - a. Nombrar cuál es la solución, cuál el solvente y cuál el soluto.
  - b. Calcular el  $\%m/V$  de la solución.
- 13) Se tienen 0,3 kg de azúcar disueltos en 500 ml de agua. Calcular  $\%m/m$  y  $\%m/V$ .
- 14) Hay 4.500 cm<sup>3</sup> de agua salada. Se sabe que en ese agua salada hay 250 g de NaCl. Calcular la M de la solución.
- 15) Se tiene un lingote de latón, que contiene 5.600 g de cobre y 2.400 g de zinc. Calcular la m de la solución.
- 16) Se tiene una solución formada por 8 l de agua con 2 l de alcohol ( $\delta_{C_2H_6O} = 0,79g/ml$ ). Calcular  $\%m/m$ ,  $\%V/V$ ,  $\%m/V$ , M y m.

- 17) Se tienen 3 litros de una solución de agua salada ( $\delta = 1,05\text{g/ml}$ ). Sabiendo que hay 200g de sal disueltos, calcular %m/m y %m/v.
- 18) Se tienen 100 ml de una solución 0,2m de NaCl ( $\delta = 1,2\text{ g/ml}$ ). Calcular masa de soluto.
- 19) Se tiene una solución de KCl 0,1m y  $\delta = 1,08\text{ g/ml}$ . Expresar su M, %m/v y %m/m.
- 20) Se tiene una solución de  $\text{MgCl}_2$  0,2m y  $\delta = 1,1\text{ g/ml}$ . Expresar su M, %m/v y %m/m.

## pH

- 1) Se tiene una solución de 3 litros con 5 mg de  $\text{HNO}_3$ . Calcular el pH de la solución.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{HNO}_3 - 63\text{g} \\ 79,3 \times 10^{-6} - 0,005\text{g} \end{array}$$

$$[H^+] = \frac{79,3 \times 10^{-6}}{3\text{l}} = 26,4 \times 10^{-6}$$

$$\text{pH} = -\log([H^+]) = 4,57$$

- 2) Se tiene una solución de medio litro con 30 mg de  $\text{HClO}_3$ . Calcular el pH de la solución.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{HClO}_3 \text{ ————— } 84,4\text{ g} \\ 3,55 \cdot 10^{-4} \text{ mol de } \text{HClO}_3 \text{ ————— } 0,03\text{ g} \end{array}$$

$$[H^+] = \frac{3,55 \times 10^{-4}}{0,5\text{l}} = 7,1 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -\log([H^+]) = 3,15$$

- 3) Se tiene una solución de 300 ml con 5 mg de ácido sulfhídrico ( $\text{H}_2\text{S}$ ). Calcular su pH y pOH.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{S} \text{ ————— } 34\text{ g} \\ 1,47 \times 10^{-4} \text{ mol de } \text{H}_2\text{S} \text{ ————— } 0,005\text{ g} \end{array}$$

$$[H^+] = \frac{2 \cdot 1,47 \times 10^{-4}}{0,3\text{l}} = 9,8 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -\log([H^+]) = 3,01$$

- 4) Se tiene una solución de 750 ml con 10 mg de  $\text{Co(OH)}_3$ . Calcular su pH y pOH.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{Co(OH)}_3 - 110\text{g} \\ 9,09 \times 10^{-5} - 0,01\text{g} \end{array}$$

$$[(OH)^-] = \frac{3 \cdot 9,09 \times 10^{-5}}{0,75l} = 3,63 \times 10^{-4}$$

$$pOH = -\log([(OH)^-]) = 3,44 \Rightarrow pH = 10,56$$

- 5) Se tiene una solución de 100 l con 1 mg de HI. Calcular su pH y pOH.

$$1 \text{ mol de HI} - 128g$$

$$7,81 \times 10^{-6} \text{ mol de HI} - 0,001g$$

## 4. Gases ideales

- 1) Se tiene en un contenedor de 5 litros de volumen un gas a  $20^{\circ}\text{C}$  que está a una presión de 14 atm. El contenedor se calienta hasta  $25^{\circ}\text{C}$  y se dilata medio litro. Cuál es la presión final?
- 2) Se tienen 800g de  $\text{O}_2$ , en un recipiente de 2l, a una presión de 6 atm. Calcular la temperatura del gas.
- 3) La presión final es la mitad de la inicial. Sabiendo que la temperatura inicial es  $27^{\circ}\text{C}$  y que el volumen se triplica, cuál es la temperatura final?
- 4) Se tienen 5 kg de hidrógeno gaseoso. Cuántos moles son?
- 5) Se tiene dióxido de carbono en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) en un container de 50 l. Cuántos moles se tienen? Y cuánto pesan?
- 6) Se tiene un recipiente con una solución de gases adentro. El recipiente es de 100 litros, la presión es 82 atm y la temperatura es 400 K. Sabiendo que de todos los moles del recipiente, la mitad es de oxígeno gaseoso y la otra mitad de gas nitrógeno, cuánta masa hay de cada gas? Y cuántas moléculas?

**Ley de Henry (Gases disueltos en líquido)**

## 5. Hidroestática

**Presión**

**Variación de la presión con la profundidad**

**Principio de Arquímedes**



## 6. Balanceo de ecuaciones

- 1) Balancear las siguientes ecuaciones:
  - a.  $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
  - b.  $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
  - c.  $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$
  - d.  $\text{Cr} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3$
  - e.  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
  - f.  $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl} + \text{BaSO}_4$
  - g.  $\text{MgS} + \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{Al}_2\text{S}_3$
  - h.  $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$
  - i.  $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
  - j.  $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
  - k.  $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
  - l.  $\text{MnO}_3 + \text{KOH} + \text{AuCl}_3 \rightarrow \text{AuCl} + \text{KCl} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

### Redox

- 1) Balancear las siguientes semireacciones:
  - a.  $\text{NO}_3^- \longrightarrow \text{N}_2$  (Medio ácido)
  - b.  $\text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^{3+}$
  - c.  $\text{SO}_2^{2-} \longrightarrow \text{SO}_3^{2-}$  (medio básico)
  - d.  $\text{SO}_2^{2-} \longrightarrow \text{SO}_3^{2-}$  (medio ácido)
  - e.  $\text{N}_2 \longrightarrow \text{NO}_2^-$  (medio básico)

- 2) Balancear por Redox:



- 3) Balancear por Redox la ecuación que tiene los siguientes reactivos y productos:

Reactivos:

permanganato de potasio ( $\text{KMnO}_4$ ), hidróxido de potasio ( $\text{KOH}$ ), yoduro de potasio ( $\text{KI}$ ).

Productos:

Yodato de potasio ( $\text{KIO}_3$ ), manganato (VI) de potasio (I) ( $\text{K}_2\text{MnO}_4$ )

## 6.1. Ejercicios del CNBA

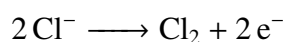
1) Balancear por redox:



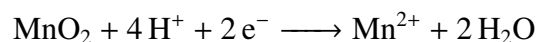
Escribo los números de oxidación



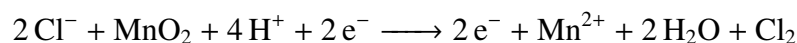
Semirreacción de oxidación:



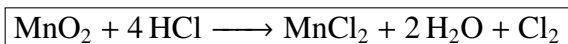
Semirreacción de reducción:



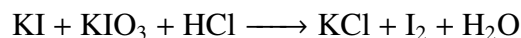
Como las cantidades de  $\text{e}^{-}$  ya son iguales, las sumo. No olvidar considerar bien los Cl al momento de terminar de balancear.



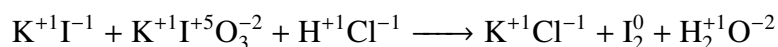
Finalmente cancelo los electrones y a partir de los iones escribo los coeficientes de las sustancias:



2) Balancear por Redox:

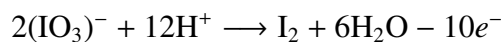


Escribo los números de oxidación, identifico cuál se oxida, cuál se reduce, los agentes y el medio:

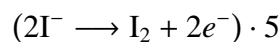


Medio ácido	Se reduce: I	Agente oxidante: $\text{KIO}_3$
	Se oxida: I	Agente reductor: KI

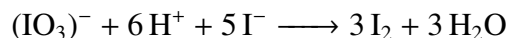
Semirreacción de reducción:



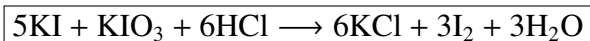
Semirreacción de oxidación:



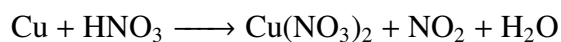
Las sumo y simplifico:



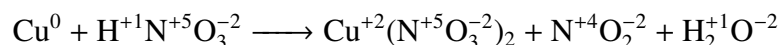
Finalmente pongo los coeficientes en la fórmula original y agrego lo que haga falta:



## 3) Balancear por Redox:



Escribo los números de oxidación, identifico cuál se oxida, cuál se reduce, los agentes y el medio:



Medio ácido

Se reduce: N

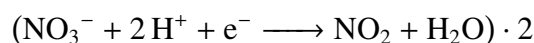
Agente oxidante:  $\text{HNO}_3$ 

Se oxida: Cu

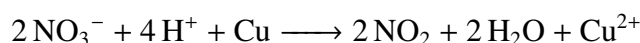
Agente reductor: Cu

Semirreacción de reducción:

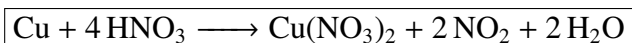
Semirreacción de oxidación:



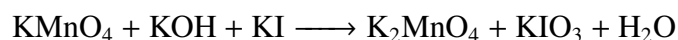
Las sumo y simplifico:



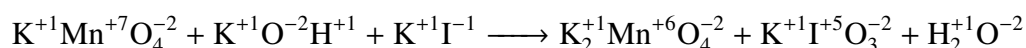
Finalmente pongo los coeficientes (ver que se pone 4 en vez de 2 en  $\text{HNO}_3$  porque hay  $\text{NO}_3$ ):



## 4) Balancear por Redox:



Escribo los números de oxidación, identifico cuál se oxida, cuál se reduce, los agentes y el medio:



Medio básico

Se reduce: Mn

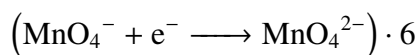
Agente oxidante:  $\text{KMnO}_4$ 

Se oxida: I

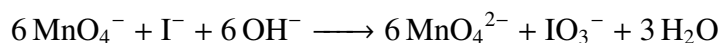
Agente reductor: KI

Semirreacción de reducción:

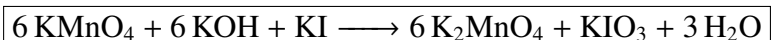
Semirreacción de oxidación:



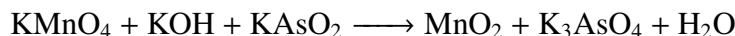
Las sumo y simplifico:



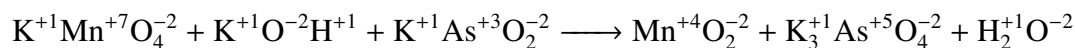
Finalmente pongo los coeficientes:



## 5) Balancear por Redox:

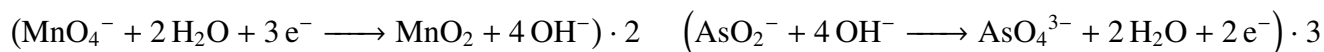


Escribo los números de oxidación, identifico cuál se oxida, cuál se reduce, los agentes y el medio:

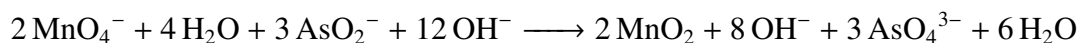


Semirreacción de reducción:

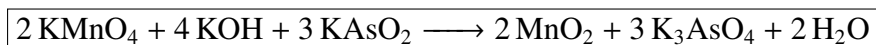
Semirreacción de oxidación:



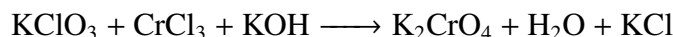
Las sumo y simplifico:



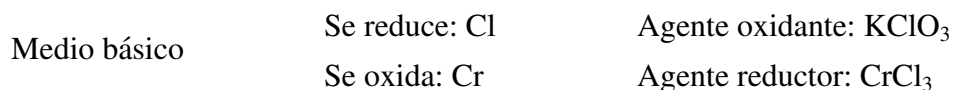
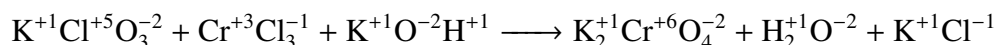
Finalmente pongo los coeficientes:



## 6) Balancear por Redox:

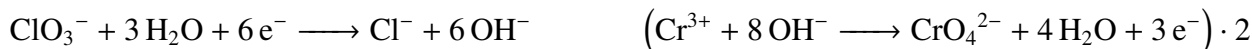


Escribo los números de oxidación, identifico cuál se oxida, cuál se reduce, los agentes y el medio:

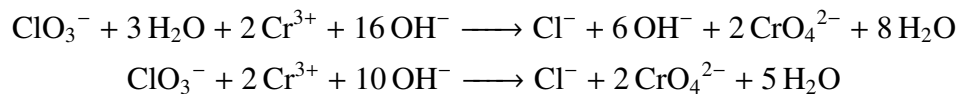


Semirreacción de reducción:

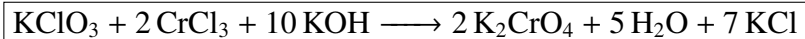
Semirreacción de oxidación:



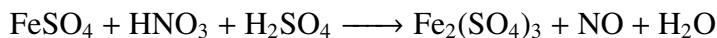
Las sumo y simplifico:



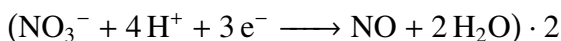
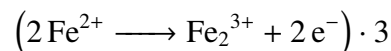
Finalmente pongo los coeficientes (el del KCl se pone al tanteo):



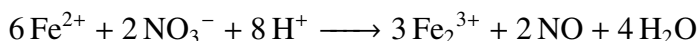
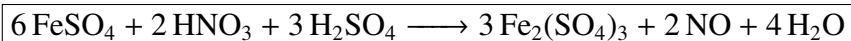
## 7) Balancear por Redox:



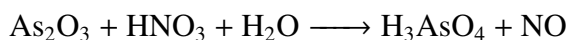
Medio ácido	Se reduce: N	Agente oxidante: $\text{HNO}_3$
	Se oxida: Fe	Agente reductor: $\text{FeSO}_4$

Semireacción de reducción:Semireacción de oxidación:

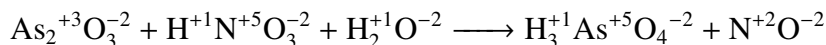
Las sumo:

Pongo los coeficientes en la ecuación original, tener en cuenta que los  $\text{H}^+$  se distribuyen entre los ácidos:

## 8) Balancear por Redox:



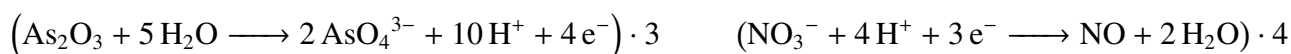
Escribo los números de oxidación:



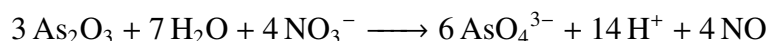
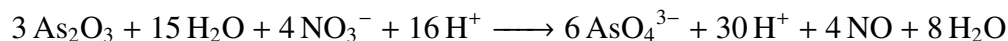
Medio ácido	Se reduce: As	Agente oxidante: $\text{As}_2\text{O}_3$
	Se oxida: N	Agente reductor: $\text{HNO}_3$

Semirreacción de reducción:

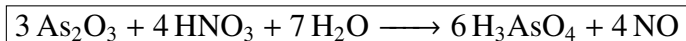
Semirreacción de oxidación:



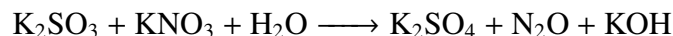
Las sumo:



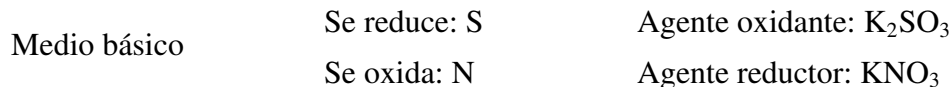
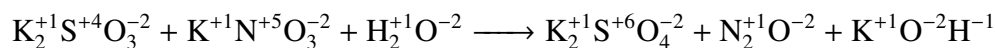
Pongo los coeficientes:



## 9) Balancear por Redox:



Escribo los números de oxidación, identifico cuál se oxida, cuál se reduce, los agentes y el medio:

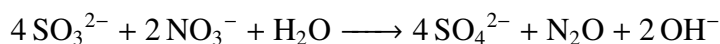
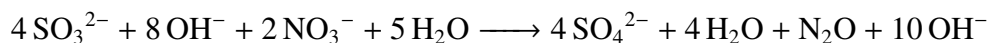


Semirreacción de reducción:

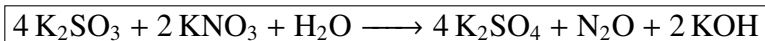
Semirreacción de oxidación:



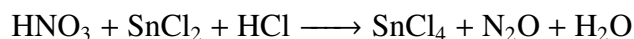
Las sumo y simplifico:



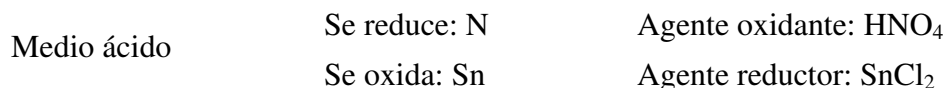
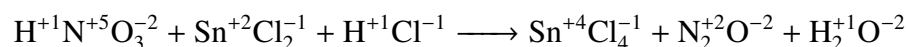
Finalmente pongo los coeficientes:



## 10) Balancear por Redox:

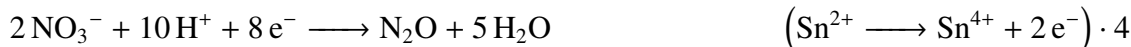


Escribo los números de oxidación, identifico cuál se oxida, cuál se reduce, los agentes y el medio:

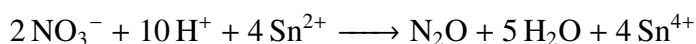


Semirreacción de reducción:

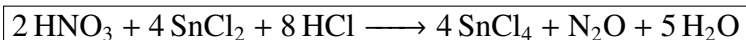
Semirreacción de oxidación:



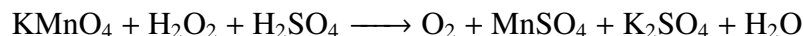
Las sumo y simplifico:



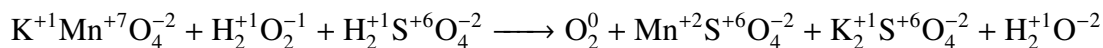
Finalmente pongo los coeficientes:



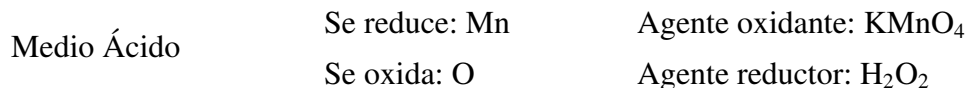
## 11) Balancear por Redox:



Escribo los números de oxidación:

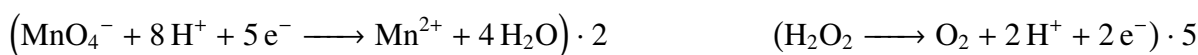


Identifico el medio, cuál se oxida, cuál se reduce y los agentes:

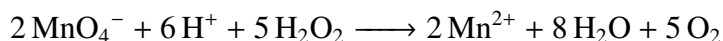
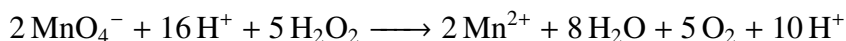


Semirreacción de reducción:

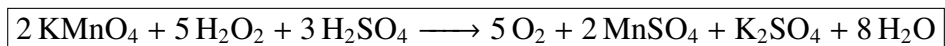
Semirreacción de oxidación (identificarla cuesta):



Las sumo y simplifico:



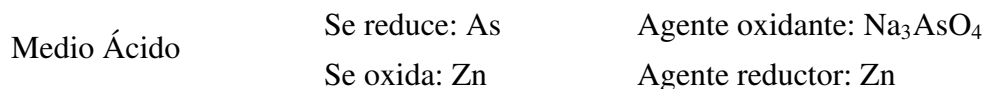
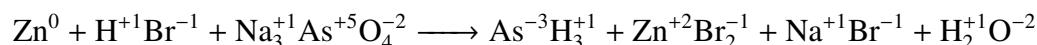
Finalmente escribo los coeficientes:



## 12) Balancear por Redox:



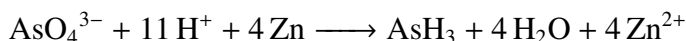
Escribo sus números de oxidación:



Semirreacción de reducción (Arsano no se disocia): Semirreacción de oxidación:



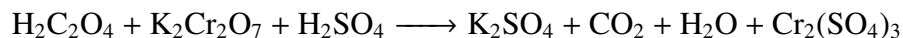
Las sumo y simplifico



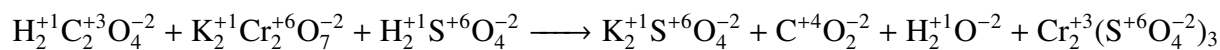
Finalmente pongo los coeficientes (NaBr al tanteo):



13) Balancear por Redox:



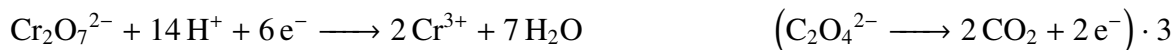
Escribo sus números de oxidación:



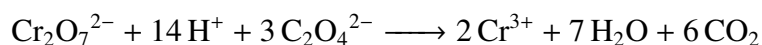
Medio Medio ácido	Se reduce: Cr	Agente oxidante: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
	Se oxida: C	Agente reductor: $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

Semirreacción de reducción:

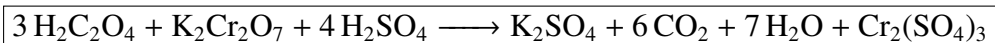
Semirreacción de oxidación:



Las sumo:



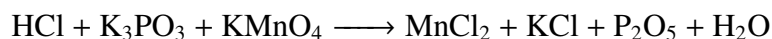
Finalmente (repartir bien los  $\text{H}^+$  y los  $\text{Cr}^{3+}$ ):



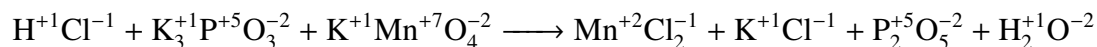


## 6.2. Ejercicios del Molinos

1) Balancear por Redox:



Escribo los números de oxidación:



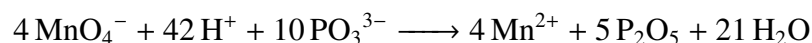
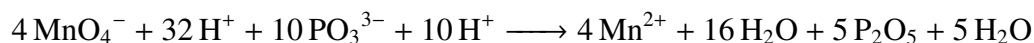
Medio Ácido	Se reduce: Mn	Agente oxidante: $\text{KMnO}_4$
	Se oxida: P	Agente reductor: $\text{K}_3\text{PO}_3$

Semirreacción de reducción:

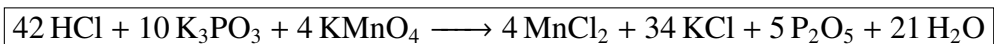
Semirreacción de oxidación:



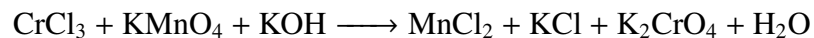
Las sumo y simplifico:



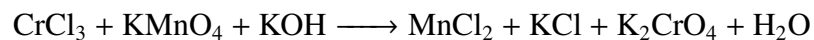
Finalmente (El KCl al tanteo):



2) Balancear por Redox:



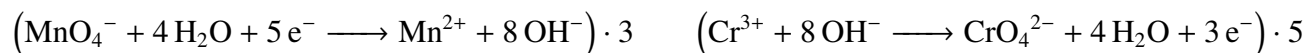
Escribo sus números de oxidación:



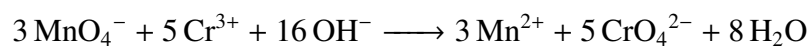
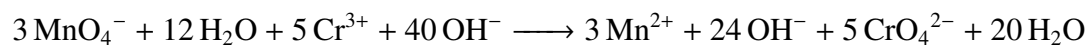
Medio Medio básico	Se reduce: Mn	Agente oxidante: $\text{KMnO}_4$
	Se oxida: Cr	Agente reductor: $\text{CrCl}_3$

Semirreacción de reducción:

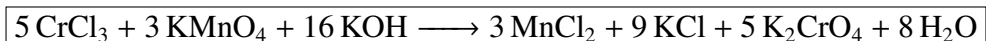
Semirreacción de oxidación:



Las sumo y simplifico:

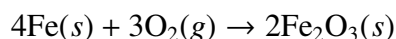


Finalmente (KCl al tanteo):

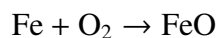


## 7. Estequiometría

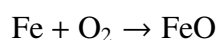
- 1) La siguiente reacción representa la oxidación del hierro. Sabiendo que el hierro viene del mineral limonita, el cual tiene una pureza de %75. Calcular cuánto óxido férrico se produjo si en origen se tenían 100 kg de limonita.



- 2) Se tiene la oxidación del hierro. Sabiendo que cumple la siguiente ecuación, balancearla. Además, se sabe que se tienen 1.500 g de Fe y la misma masa de  $\text{O}_2$ . Cuál es el reactivo limitante? Cuánta masa de óxido ferroso se forma? Cuánta masa queda sin reaccionar?

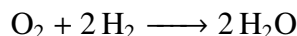


- 3) Teniendo la siguiente fórmula química:



Sabiendo que la reacción tiene un rendimiento del 70 %, cuántos gramos de óxido ferroso se formaron si inicialmente se tenían 700g de hierro?

- 4) Se tienen 720 gramos de  $\text{O}_2$ , calcular la masa del hidrógeno necesaria para que reaccione todo el oxígeno y la masa de agua formada.



Anoto las masas moleculares de cada compuesto:

$\text{O}_2$ : 32g/mol

$\text{H}_2$ : 2g/mol

$\text{H}_2\text{O}$ : 18g/mol

Sabiendo que tengo 720g de  $\text{O}_2$ , me fijo cuántos moles son:

$$\begin{array}{rcl} 32 \text{ g} & \text{—} & 1 \text{ mol} \\ 720 \text{ g} & \text{—} & 22,5 \text{ mol} \end{array}$$

Sabiendo que se tienen 22,5 mol de  $\text{O}_2$ , ahora quiero averiguar cuántos moles de  $\text{H}_2$  necesito, para lo cual hago regla de 3 simples utilizando los coeficientes estequiométricos de la ecuación:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de } \text{O}_2 & \text{—} & 2 \text{ mol de } \text{H}_2 \\ 22,5 \text{ mol de } \text{O}_2 & \text{—} & 45 \text{ mol de } \text{H}_2 \end{array}$$

Hago lo mismo para averiguar la cantidad de  $\text{H}_2\text{O}$  formada:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de } \text{O}_2 & \text{—} & 2 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O} \\ 22,5 \text{ mol de } \text{O}_2 & \text{—} & 45 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O} \end{array}$$

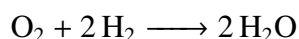
Finalmente, averiguo cuánta masa de  $\text{H}_2$  tengo, utilizando sus moles y su masa molecular:

$$45\text{mol} \cdot 2\text{g/mol} = 90\text{g}$$

Para el agua:

$$45\text{mol} \cdot 18\text{g/mol} = 810\text{g}$$

- 5) Se tienen 200 g de  $H_2$  y 200 g de  $O_2$ . Definir cuál es el reactivo limitante y cuál está en exceso. Cuánta masa no reacciona del limitante? Calcular cuánta agua se forma.



Anoto las masas moleculares de cada compuesto:

$O_2$ : 32g/mol

$H_2$ : 2g/mol

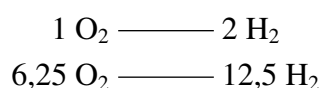
$H_2O$ : 18g/mol

Ahora averiguo cuántos moles tengo de cada compuesto:

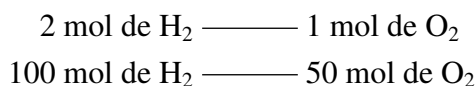
$$O_2: 200/32 = 6,25 \text{ mol}$$

$$H_2: 200/2 = 100 \text{ mol}$$

Supongo que el oxígeno es el reactivo limitante:



Es posible. Ahora analizo el caso en que el hidrógeno es el reactivo limitante:



No se puede porque tengo menos de 50 moles de  $O_2$ , por lo tanto habrá  $100 - 12,5 \text{ mol} = 87,5 \text{ mol}$  de  $H_2$  que no reaccionen.

- 6) La ecuación de formación de agua es  $O_2 + H_2 \longrightarrow H_2O$ . Si se tienen 640 gramos de oxígeno gaseoso ( $O_2$ ), decir cuántos gramos de hidrógeno gaseoso ( $H_2$ ) se necesitarán y cuántos de agua se formarán. Recordar balancear la ecuación.
- 7) La ecuación de la formación de óxido de hierro (II) es  $O_2 + Fe \longrightarrow FeO$ . Si se formaron 900 gramos de óxido, ¿cuántos gramos de hierro y de oxígeno se necesitaron?
- 8) La ecuación de formación del sulfuro de carbono es  $C + S_8 \longrightarrow CS_2$ . se tienen 1,5 kg de un mineral de carbono de pureza 80 %. ¿Cuánto se formará de sulfuro de carbono?
- 9) La combustión del butano es  $CH_4 + O_2 \longrightarrow H_2O + CO_2$ . Si se tiene 1kg de butano diluido con otros gases, teniendo una concentración del 40 %, ¿cuántos gramos de agua y de dióxido de carbono se formarán?
- 10) La combustión del amoníaco es  $NH_3 + O_2 \longrightarrow N_2 + H_2O$ . Si se tiene un tanque con 5kg de amoníaco con pureza 70 %, decir cuántos moles y cuánta masa de nitrógeno y agua se forman.
- 11) Teniendo la combustión del hidrógeno  $O_2 + H_2 \longrightarrow H_2O$ , se está en un entorno en que dicha reacción tiene un rendimiento del 90 %, decir cuánto se formará de agua y cuánto de oxígeno gaseoso e hidrógeno gaseoso queda sin reaccionar si se tienen 75 kg de  $O_2$ .
- 12) Se tiene la descomposición del ozono  $O_3 \longrightarrow O_2$ . Esta reacción tiene un rendimiento del 75 %. Si se tenían 100 g de ozono originalmente, ¿cuántos de oxígeno se formaron y cuánto ozono quedó sin reaccionar?

## 8. Calorimetría

- 1) Cuánto calor es necesario para aumentar en 15°C la temperatura de 700g de agua?
- 2) Un vaso de agua que contiene 200g pasó de estar a 20°C a 5°C. Cuánto calor ganó/perdió?
- 3) Una lamina de hierro que está a 20°C se calienta hasta estar a 200°C. Tiene una masa de 60kg. Cuánto calor se necesitó?  $C_{Fe} = 0,107 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}}$
- 4) Se mezclan 100 g de agua a 20°C con 50 g de agua a 90°C. Cuál es la temperatura final de la mezcla?
- 5) Calcular la energía necesaria para fundir 700 g de hielo que están a 0° C.
- 6) Calcular el calor necesario para evaporar 4 kg de agua líquida que está a 100°C.
- 7) Calcular el calor necesario para calentar 2 toneladas de hielo desde 100 K hasta -10 °C.
- 8) Calcular el calor necesario para calentar 1500 g toneladas de vapor desde 110 °C hasta 115 °C.
- 9) Calcular el calor necesario para a partir de 150 g de agua líquida a 70°C obtener vapor de agua a 200°C.
- 10) Calcular el calor necesario para obtener agua a 30 °C a partir de 200 g de hielo a 250 K.
- 11) Calcular el calor necesario para calentar 200 g de hielo a -15°C hasta 250 °C de vapor de agua.
- 12) Calcular la energía necesaria para elevar 38,6 kg de agua desde 67,5 °C hasta 97°C.
- 13) Se tiene un balde con 500g de agua. Se sabe que inicialmente estaba a 20°C y al final del día a 25°C. Calcular su variación de energía.
- 14) Se tienen 200 g de hielo a -9°C. Calcular cuánto calor se necesita para elevar la temperatura de ese agua a 130°C.

### Pasaje de unidades en temperaturas

- 1) Pasar las siguientes temperaturas de °C a °F : -50, -10, -42, 0, 50, 100, 500, -40.
- 2) Pasar las siguientes temperaturas de °F a °C : -50, -10, -42, 0, 50, 100, 500, -40.
- 3) Pasar las siguientes de K a °C: 0, 50, 100, 273, 1000, -50.
- 4) Pasar las siguientes de °C a K: -100, 0, 50, 100, 273, 1000, -50.
- 5) ¿A qué temperatura °C es igual a °F?

$$^{\circ}\text{F} = ^{\circ}\text{C} \cdot 1,8 + 32$$

$$T = T \cdot 1,8 + 32$$

$$-32 = 0,8T$$

$$\frac{-32}{0,8} = T$$

$$T = -40$$

6) ¿A qué temperatura °F es igual a K?

$$^{\circ}\text{F} = ^{\circ}\text{C} \cdot 1,8 + 32$$

$$^{\circ}\text{F} = (\text{K} - 273) \cdot 1,8 + 32$$

$$T = (T - 273) \cdot 1,8 + 32$$

$$T = 574,59$$

## Dilatación térmica