

# Ejercicios de Química

## Índice

<b>1. Estructura de la materia</b>	<b>2</b>
<b>2. Nomenclatura</b>	<b>4</b>
<b>3. Soluciones</b>	<b>6</b>
<b>4. Gases ideales</b>	<b>9</b>
<b>5. Hidroestática</b>	<b>9</b>
<b>6. Balanceo de ecuaciones</b>	<b>10</b>
6.1. Ejercicios del CNBA . . . . .	12
6.2. Ejercicios del Molinos . . . . .	19
<b>7. Estequiometría</b>	<b>21</b>
<b>8. Equilibrio</b>	<b>24</b>
<b>9. Calorimetría</b>	<b>25</b>

**Última actualización: 3 de febrero de 2025**

# 1. Estructura de la materia

- 1) Obtener la cantidad de protones de los átomos de los siguientes elementos:

a. Oxígeno	c. Helio	e. Oro	g. Calcio
b. Sodio	d. Hierro	f. Uranio	h. Yodo
- 2) Obtener la cantidad de protones y electrones de los siguientes átomos:

a. Cl	c. $\text{Mg}^{2+}$	e. $\text{H}^+$	g. $\text{Fe}^{3+}$
b. $\text{Br}^-$	d. $\text{S}^{2-}$	f. Co	h. $\text{K}^+$
- 3) Obtener la cantidad de protones, neutrones, electrones, Z y A de los siguientes átomos:

a. $^{36}_{17}\text{Cl}$	c. $^{37}_{19}\text{K}^+$	e. $^{63}\text{Cu}^{2-}$	g. $^{79}\text{Se}^{2-}$
b. $^{35}_{17}\text{Cl}^-$	d. $^{235}_{92}\text{U}$	f. $^{238}\text{U}^{3+}$	h. $^{134}\text{Cs}^{2+}$
- 4) Dar el símbolo químico y su cantidad de protones, neutrones y electrones de:
  - a. Un ion divalente metálico isoelectrónico con el argón.
  - b. Un ion alcalino monovalente del tercer período.
  - c. Un anión trivalente isoelectrónico con el kriptón.
  - d. Un catión alcalinotérreo isoelectrónico con el  $\text{S}^{2-}$ .
- 5) Calcular la masa de las siguientes cantidades:
  - a. 8 moles de óxido de ferroso ( $\text{FeO}$ )
  - b. 40 moles de agua ( $\text{H}_2\text{O}$ )
  - c. Medio mol de óxido de azufre ( $\text{S}_2\text{O}$ )
- 6) Calcular la cantidad de moles de las siguientes masas:
  - a. 150 gramos de gas oxígeno ( $\text{O}_2$ )
  - b. 400 gramos de nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ )
  - c. 20 gramos de gas nitrógeno ( $\text{N}_2$ )
- 7) Obtener la masa atómica relativa de los siguientes elementos:
  - a. Se tiene en la naturaleza  $^{63}\text{Cu}$  y  $^{65}\text{Cu}$ . El más ligero representa el 69,17 % de los átomos de cobre encontrados en la naturaleza y el resto pertenece al más pesado.
  - b. Se tiene en la naturaleza  $^{235}\text{U}$  y  $^{238}\text{U}$ . Se sabe que la concentración del segundo del 0,72 %.
  - c. Se tienen dos isótopos de cloro en la naturaleza:  $\text{Cl}^{35}$  y  $\text{Cl}^{37}$ . Su porcentaje de aparición es 75,7 % y 24,3 % respectivamente.
- 8) Obtener los porcentajes de aparición de cada isótopo a partir de las siguientes descripciones:
  - a. Sabiendo que la MAR del Cobre es 63,54 y que tiene dos isótopos en la naturaleza,  $\text{Cu}^{63}$  y  $\text{Cu}^{65}$ .
  - b. El elemento manganeso presenta 3 isótopos de número másico correlativo, teniendo el más pesado  $A=55$ , el pocentaje de los dos primeros es igual y la masa atómica relativa es de 54,954.

- 9) A partir de los siguientes elementos ordenarlos según su:

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

- Radio atómico.
- Energía de ionización.
- Afinidad electrónica.
- Electronegatividad.

- 10) Decir las geometrías moleculares de las siguientes moléculas:

- |                         |                  |
|-------------------------|------------------|
| a. $\text{H}_2\text{O}$ | f. $\text{O}_3$  |
| b. $\text{CO}$          | g. $\text{SO}_2$ |
| c. $\text{CO}_2$        | h. $\text{O}_2$  |
| d. $\text{NH}_3$        | i. $\text{BF}_3$ |
| e. $\text{CF}_4$        |                  |

- 11) Ordenar las siguientes sustancias por punto de ebullición:

$\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{SO}$

## 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               |

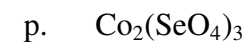
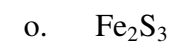
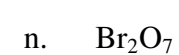
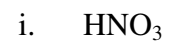
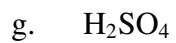
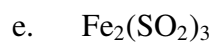
2) Nombrar los siguientes compuestos por todas sus nomenclaturas:

- |                                   |  |
|-----------------------------------|--|
| 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 un recipiente de 5 L, con 32g de gas oxígeno y una temperatura de 80°C. Calcular la presión en el recipiente.
- 2) Se tiene un recipiente rígido con medio kilogramo de gas hidrógeno, una presión de 50.000mmHg y 750cm<sup>3</sup>. Calcular la temperatura del recipiente en °C.
- 3) Un recipiente de 10 L está a una presión de 360 Torr y una temperatura de 200°C. Sabiendo que contiene únicamente dióxido de carbono, calcular su masa en el recipiente.
- 4) Se tiene en un contenedor de 5 litros de volumen un gas a 20°C que está a una presión de 14 atm. El contenedor se calienta hasta 25°C y se dilata medio litro. Cuál es la presión final?
- 5) Se tienen 800g de O<sub>2</sub>, en un recipiente de 2l, a una presión de 6 atm. Calcular la temperatura del gas.
- 6) La presión final es la mitad de la inicial. Sabiendo que la temperatura inicial es 27 °C y que el volumen se triplica, cuál es la temperatura final?
- 7) Se tienen 5 kg de hidrógeno gaseoso. Cuántos moles son?
- 8) 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?
- 9) 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.  $\text{MnO}_3 + \text{KOH} + \text{AuCl}_3 \rightarrow \text{AuCl} + \text{KCl} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- m.  $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{HBr} \longrightarrow \text{CrBr}_3 + \text{Br}_2 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$

## 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:

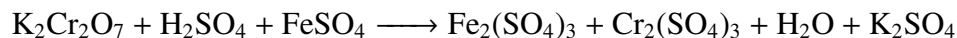
Reactivos:

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

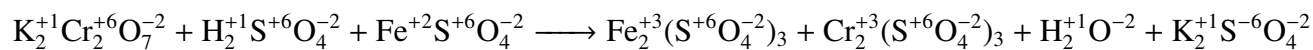
Productos:

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

## 4) Balancear por Redox:



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



Medio Ácido

Se reduce: Cr

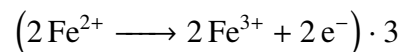
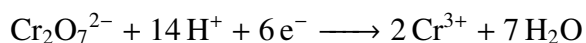
Agente oxidante:  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Se oxida: Fe

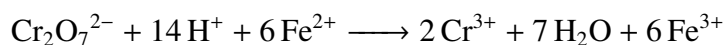
Agente reductor:  $\text{FeSO}_4$

Semirreacción de reducción:

Semirreacción de oxidación:



Las sumo:



Finalmente pongo los coeficientes:



## 6.1. Ejercicios del CNBA

1) Balancear por redox:



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



Medio Ácido

Se reduce: Mn

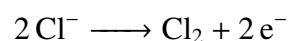
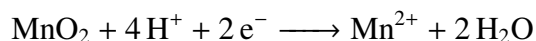
Agente oxidante:  $\text{MnO}_2$

Se oxida: Cl

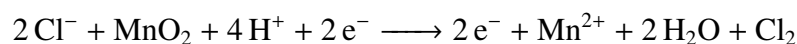
Agente reductor: HCl

Semirreacción de reducción:

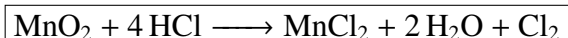
Semirreacción de oxidación:



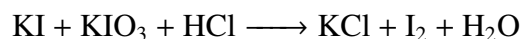
Como las cantidades de  $\text{e}^-$  ya son iguales, las sumo. No olvidar considerar bien los Cl al momento de terminar de balancear.



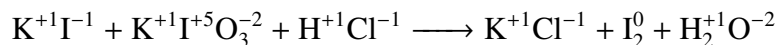
Finalmente cancelo los electrones y a partir de los iones escribo los coeficientes de las sustancias:



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

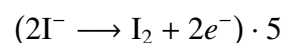
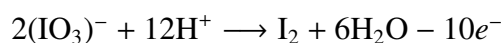
Agente oxidante:  $\text{KIO}_3$

Se oxida: I

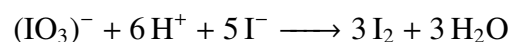
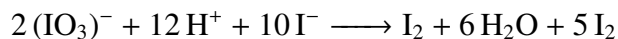
Agente reductor: KI

Semirreacción de reducción:

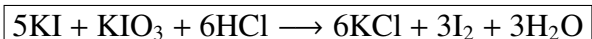
Semirreacción de oxidación:



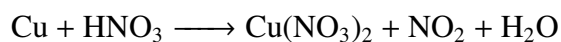
Las sumo y simplifico:



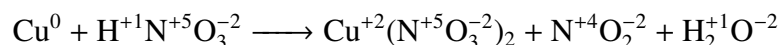
Finalmente pongo los coeficientes en la fórmula original y agrego lo que haga falta:



## 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

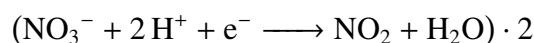
Agente oxidante:  $\text{HNO}_3$

Se oxida: Cu

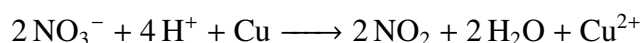
Agente reductor: Cu

Semirreacción de reducción:

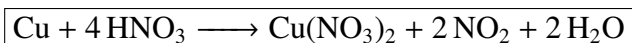
Semirreacción de oxidación:



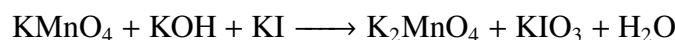
Las sumo y simplifico:



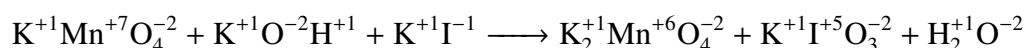
Finalmente pongo los coeficientes (ver que se pone 4 en vez de 2 en  $\text{HNO}_3$  porque hay  $\text{NO}_3$ ):



## 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

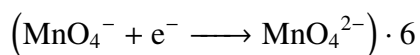
Agente oxidante:  $\text{KMnO}_4$

Se oxida: I

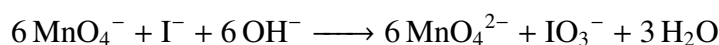
Agente reductor: KI

Semirreacción de reducción:

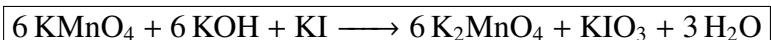
Semirreacción de oxidación:



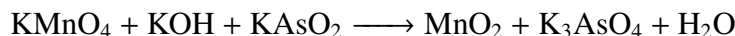
Las sumo y simplifico:



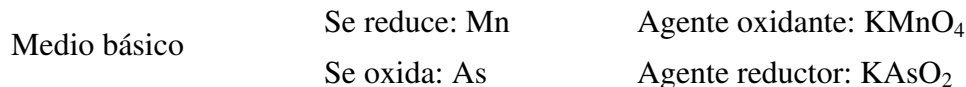
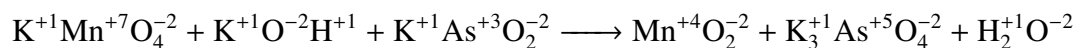
Finalmente pongo los coeficientes:



## 5) Balancear por Redox:

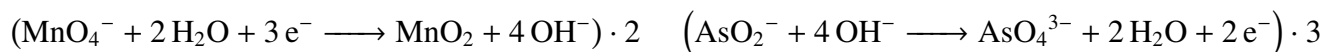


Escribo los números de oxidación, identifico cuál se oxida, cuál se reduce, los agentes y el medio:

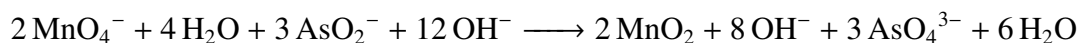


Semirreacción de reducción:

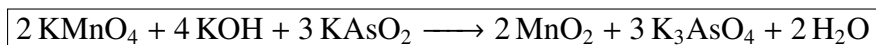
Semirreacción de oxidación:



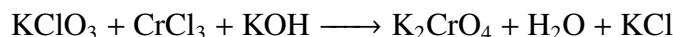
Las sumo y simplifico:



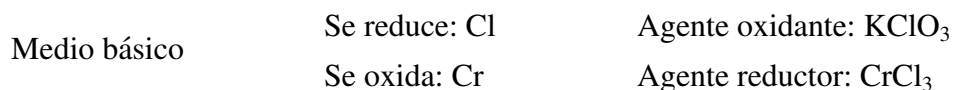
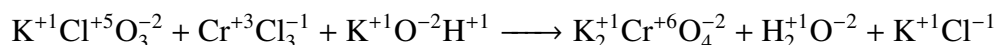
Finalmente pongo los coeficientes:



## 6) Balancear por Redox:

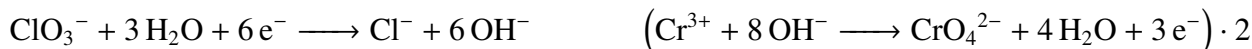


Escribo los números de oxidación, identifico cuál se oxida, cuál se reduce, los agentes y el medio:

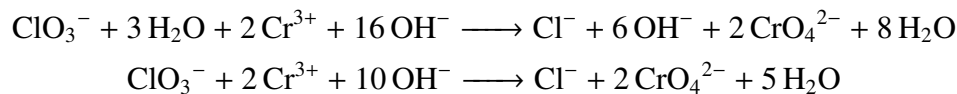


Semirreacción de reducción:

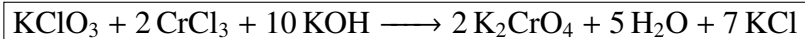
Semirreacción de oxidación:



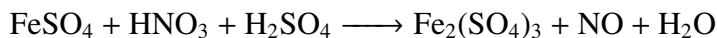
Las sumo y simplifico:



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

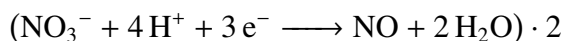


7) Balancear por Redox:

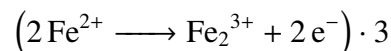


Medio ácido	Se reduce: N	Agente oxidante: $\text{HNO}_3$
	Se oxida: Fe	Agente reductor: $\text{FeSO}_4$

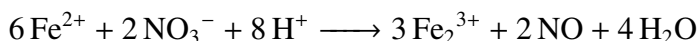
Semireacción de reducción:



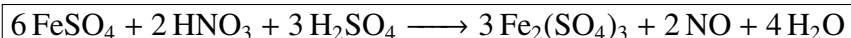
Semireacción de oxidación:



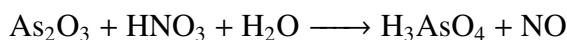
Las sumo:



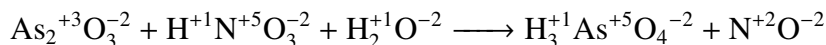
Pongo los coeficientes en la ecuación original, tener en cuenta que los  $\text{H}^+$  se distribuyen entre los ácidos:



8) Balancear por Redox:

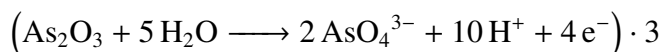


Escribo los números de oxidación:

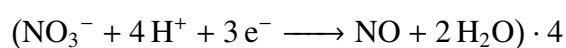


Medio ácido	Se reduce: As	Agente oxidante: $\text{As}_2\text{O}_3$
	Se oxida: N	Agente reductor: $\text{HNO}_3$

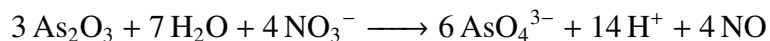
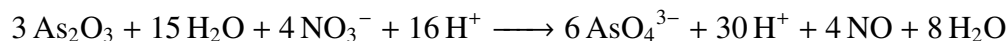
Semirreacción de reducción:



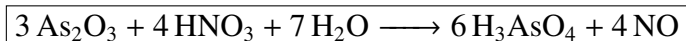
Semirreacción de oxidación:



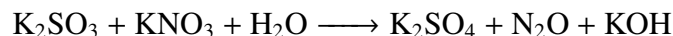
Las sumo:



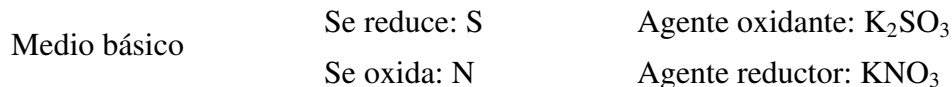
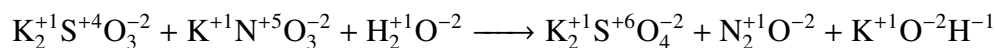
Pongo los coeficientes:



## 9) Balancear por Redox:



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

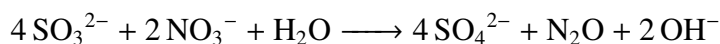
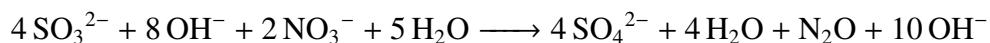


Semirreacción de reducción:

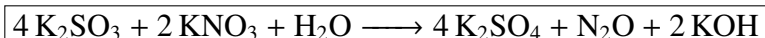
Semirreacción de oxidación:



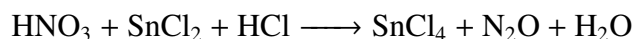
Las sumo y simplifico:



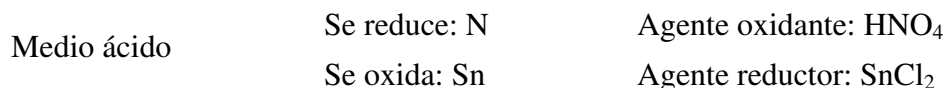
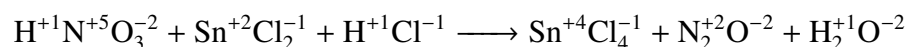
Finalmente pongo los coeficientes:



## 10) Balancear por Redox:



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

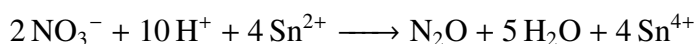


Semirreacción de reducción:

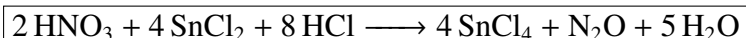
Semirreacción de oxidación:



Las sumo y simplifico:

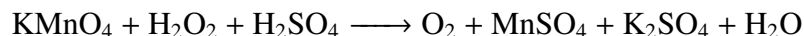


Finalmente pongo los coeficientes:

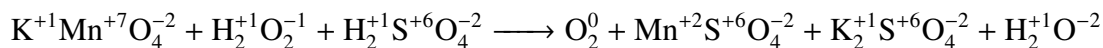




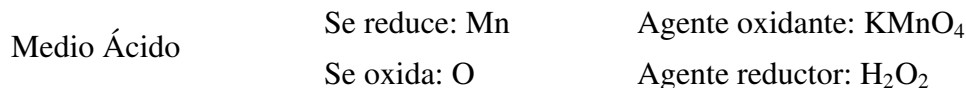
## 11) Balancear por Redox:



Escribo los números de oxidación:

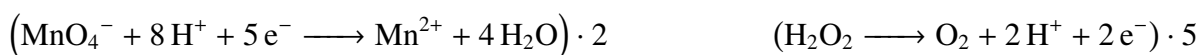


Identifico el medio, cuál se oxida, cuál se reduce y los agentes:

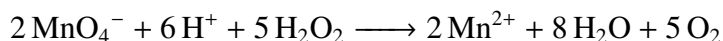
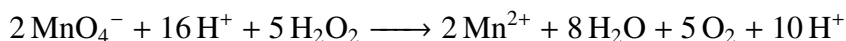


Semirreacción de reducción:

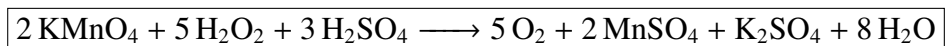
Semirreacción de oxidación (identificarla cuesta):



Las sumo y simplifico:



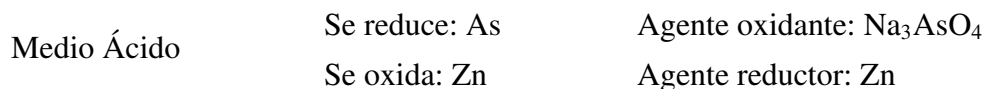
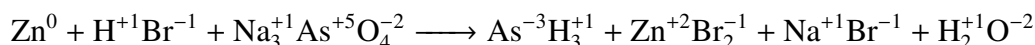
Finalmente escribo los coeficientes:



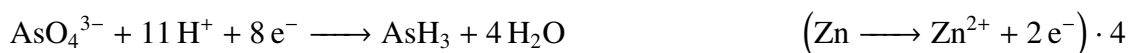
## 12) Balancear por Redox:



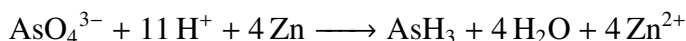
Escribo sus números de oxidación:



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



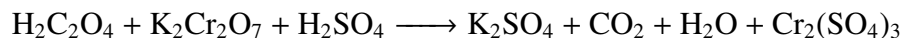
Las sumo y simplifico



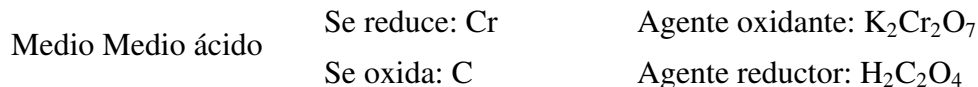
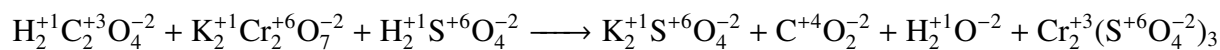
Finalmente pongo los coeficientes (NaBr al tanteo):



13) Balancear por Redox:

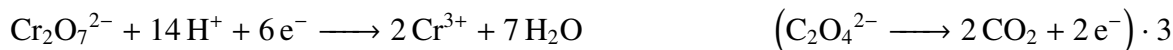


Escribo sus números de oxidación:

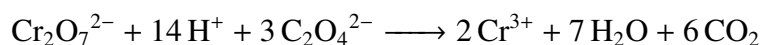


Semirreacción de reducción:

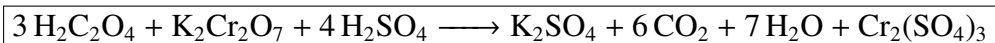
Semirreacción de oxidación:



Las sumo:

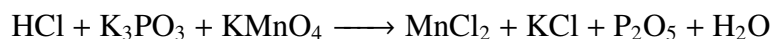


Finalmente (repartir bien los  $\text{H}^+$  y los  $\text{Cr}^{3+}$ ):

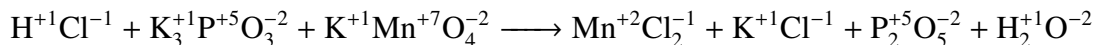


## 6.2. Ejercicios del Molinos

1) Balancear por Redox:



Escribo los números de oxidación:



Medio Ácido

Se reduce: Mn

Agente oxidante:  $\text{KMnO}_4$

Se oxida: P

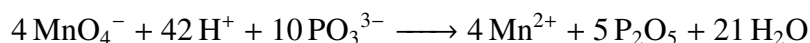
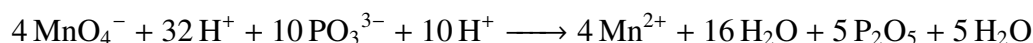
Agente reductor:  $\text{K}_3\text{PO}_3$

Semirreacción de reducción:

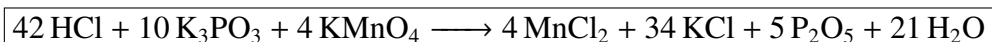
Semirreacción de oxidación:



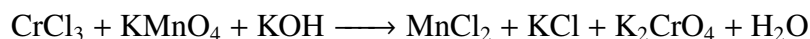
Las sumo y simplifico:



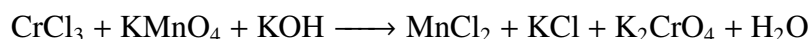
Finalmente (El KCl al tanteo):



2) Balancear por Redox:



Escribo sus números de oxidación:



Medio Medio básico

Se reduce: Mn

Agente oxidante:  $\text{KMnO}_4$

Se oxida: Cr

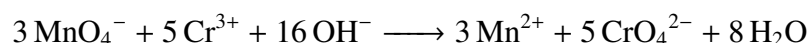
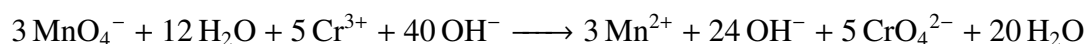
Agente reductor:  $\text{CrCl}_3$

Semirreacción de reducción:

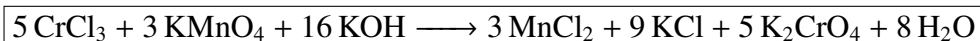
Semirreacción de oxidación:



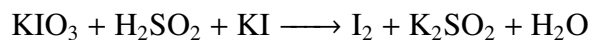
Las sumo y simplifico:



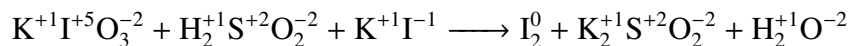
Finalmente (KCl al tanteo):



3) Balancear por Redox:



Escribo sus números de oxidación:



Medio Ácido

Se reduce: I

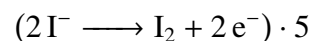
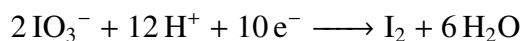
Agente oxidante:  $\text{KIO}_3$

Se oxida: I

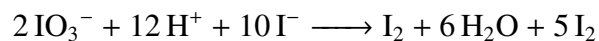
Agente reductor: KI

Semirreacción de reducción:

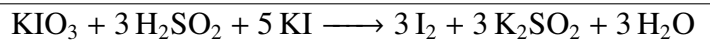
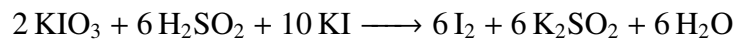
Semirreacción de oxidación:



Las sumo:

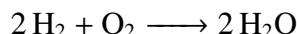


Pongo los coeficientes y simplifico (hay 2  $\text{H}^+$  por cada  $\text{H}_2\text{SO}_2$ ):

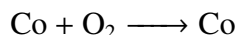


## 7. Estequiometría

- 1) La siguiente reacción representa la combustión del gas hidrógeno. Si se tienen 80 moléculas de  $H_2$  y exceso de gas oxígeno, calcular cuántas moléculas de agua se forman.

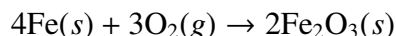


- 2) Teniendo una de las oxidaciones del cobalto, si se tienen 50 moles de Co, y exceso de oxígeno, calcular cuántos moles de CoO se forman:

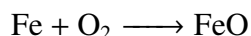


- 3) La siguiente reacción representa la combustión del gas hidrógeno. Sabiendo que se tienen 80 moléculas de  $H_2$  y exceso de gas oxígeno, calcular cuántas moléculas de agua se forman.

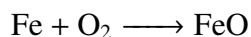
- 4) La siguiente reacción representa la oxidación del hierro. Sabiendo que el hierro viene del mineral limonita, el cual tiene una pureza de %75. Calcular cuánto óxido férrico se produjo si en origen se tenían 100 kg de limonita.



- 5) 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  $O_2$ . Cuál es el reactivo limitante? Cuánta masa de óxido ferroso se forma? Cuánta masa queda sin reaccionar?

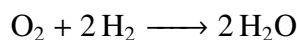


- 6) Teniendo la siguiente fórmula química:



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

- 7) Se tienen 720 gramos de  $O_2$ , 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:

$O_2$ : 32g/mol

$H_2$ : 2g/mol

$H_2O$ : 18g/mol

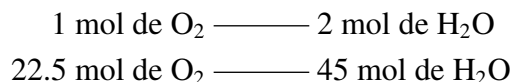
Sabiendo que tengo 720g de  $O_2$ , me fijo cuántos moles son:

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

Sabiendo que se tienen 22,5 mol de  $O_2$ , ahora quiero averiguar cuántos moles de  $H_2$  necesito, para lo cual hago regla de 3 simples utilizando los coeficientes estequiométricos de la ecuación:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de } O_2 & \longrightarrow & 2 \text{ mol de } H_2 \\ 22,5 \text{ mol de } O_2 & \longrightarrow & 45 \text{ mol de } H_2 \end{array}$$

Hago lo mismo para averiguar la cantidad de  $H_2O$  formada:



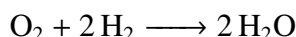
Finalmente, averiguo cuánta masa de  $H_2$  tengo, utilizando sus moles y su masa molecular:

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

Para el agua:

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

- 8) 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:

$$O_2: 32 \text{ g/mol}$$

$$H_2: 2 \text{ g/mol}$$

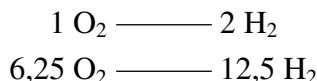
$$H_2O: 18 \text{ g/mol}$$

Ahora averiguo cuántos moles tengo de cada compuesto:

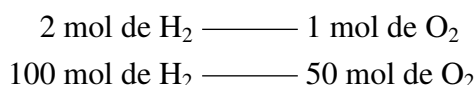
$$O_2: 200/32 = 6,25 \text{ mol}$$

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

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.

- 9) 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.
- 10) 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?
- 11) 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?
- 12) 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?

- 13) La combustión del amoníaco es  $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ . Si se tiene un tanque con 5kg de amoníaco con pureza 70 %, decir cuántos moles y cuánta masa de nitrógeno y agua se forman.
- 14) Teniendo la combustión del hidrógeno  $\text{O}_2 + \text{H}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$ , 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  $\text{O}_2$ .
- 15) Se tiene la descomposición del ozono  $\text{O}_3 \longrightarrow \text{O}_2$ . 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. Equilibrio

- 1) Se dispone de 15 L de una SC de ácido sulfhídrico,  $pK_a = 4$  y  $pH = 3,7$ . Calcular la cantidad de ácido en el equilibrio.
- 2) Se dispone de 20 L de una SC de ácido selenhídrico,  $pK_b = 11,5$  y  $pOH = 12,3$ . Calcular la cantidad de ácido y la cantidad de la base conjugada en el equilibrio.
- 3) Se tienen 750ml de una solución de hidróxido de aluminio. Sabiendo que el  $pH=12$  y  $pK_a=11,5$ , calcular la cantidad de la base en el equilibrio.
- 4) Calcular el  $pOH$  de una solución de ácido sulfhídrico cuya concentración es  $0,0625 \% m/V$  y  $K_a = 6,95 \times 10^{-4}$ .



## 9. Calorimetría

- 1) Calcular el calor necesario para aumentar la temperatura de 700g de agua desde 10°C a 25°C.
- 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. Calcular el calor necesario.  $C_{\text{Fe}} = 0,107 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}}$
- 4) Se mezclan 100 g de agua a 20°C con 50 g de agua a 90°C. Calcular la temperatura final de la mezcla.
- 5) Se mezclan 450 g de agua a 5°C con 40 g de hierro a 200°C. Calcular la temperatura final de la mezcla.
- 6) Calcular la energía necesaria para fundir 700 g de hielo que están a 0° C.
- 7) Calcular el calor necesario para evaporar 4 kg de agua líquida que está a 100°C.
- 8) Calcular el calor necesario para calentar 2 toneladas de hielo desde 100 K hasta -10 °C.
- 9) Calcular el calor necesario para calentar 1500 g toneladas de vapor desde 110 °C hasta 115 °C.
- 10) Calcular el calor necesario para a partir de 150 g de agua líquida a 70°C obtener vapor de agua a 200°C.
- 11) Calcular el calor necesario para obtener agua a 30 °C a partir de 200 g de hielo a 250 K.
- 12) Calcular el calor necesario para calentar 200 g de hielo a -15°C hasta 250 °C de vapor de agua.
- 13) Calcular la energía necesaria para elevar 38,6 kg de agua desde 67,5 °C hasta 97°C.
- 14) 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.
- 15) Se tienen 200 g de hielo a -9°C. Calcular cuánto calor se necesita para elevar la temperatura de ese agua a 130°C.
- 16) Se tienen 700 g de agua a 70°C y se le añaden 150 g de agua a 25°C. Calcular la temperatura final de la mezcla.
- 17) Se tienen 0,8 kg de agua a 20°C y se le añaden 100 g de agua a 97°C. Calcular la temperatura final de la mezcla.
- 18) Se tienen 500 g de agua a 45°C y se le añaden 200 g de alcohol etílico ( $c = 0,41 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}}$ ) a 3°C. Calcular la temperatura final de la mezcla.
- 19) En un caluroso día de verano se tiene una jarra de 2,5 L de agua a 45°C y se le añaden 100 g de cubitos de hielo a -10°C. Calcular la temperatura final de la mezcla.
- 20) A 300 g de agua a 70°C se le añaden 200 g de hielo a -5°C. Calcular la temperatura final de la mezcla.

**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?

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

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

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

$$T = 574,59$$