

Ejercicios de Química

Índice

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

Última actualización: 17 de febrero de 2025

1. Estructura de la materia

- 1) Obtener la cantidad de protones de los átomos de los siguientes elementos:
 - a. Oxígeno
 - b. Sodio
 - c. Helio
 - d. Hierro
 - e. Oro
 - f. Uranio
 - g. Calcio
 - h. Yodo
- 2) Obtener la cantidad de protones y electrones de los siguientes átomos:
 - a. Cl
 - b. Br^-
 - c. Mg^{2+}
 - d. S^{2-}
 - e. H^+
 - f. Co
 - g. Fe^{3+}
 - h. K^+
- 3) Obtener la cantidad de protones, neutrones, electrones, Z y A de los siguientes átomos:
 - a. ${}^{36}_{17}\text{Cl}$
 - b. ${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$
 - c. ${}^{37}_{19}\text{K}^+$
 - d. ${}^{235}_{92}\text{U}$
 - e. ${}^{63}\text{Cu}^{2-}$
 - f. ${}^{238}\text{U}^{3+}$
 - g. ${}^{79}\text{Se}^{2-}$
 - 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 S^{2-} .
- 5) Calcular la masa de las siguientes cantidades:
 - a. 8 moles de óxido de ferroso (FeO)
 - b. 40 moles de agua (H_2O)
 - c. Medio mol de óxido de azufre (S_2O)
- 6) Calcular la cantidad de moles de las siguientes masas:
 - a. 150 gramos de gas oxígeno (O_2)
 - b. 400 gramos de nitrato de potasio (KNO_3)
 - c. 20 gramos de gas nitrógeno (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: Cl^{35} y 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, Cu^{63} y 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

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

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

- | | |
|-------------------------|------------------|
| a. H_2O | f. O_3 |
| b. CO | g. SO_2 |
| c. CO_2 | h. O_2 |
| d. NH_3 | i. BF_3 |
| e. CF_4 | |

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

H_2O , N_2 , NaCl , SO

2. Nomenclatura

1) Nombrar los siguientes compuestos:

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

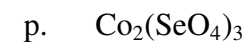
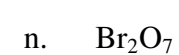
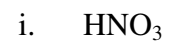
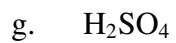
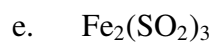
2) Nombrar los siguientes compuestos por todas sus nomenclaturas:

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

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 cm³ 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 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 HNO_3 . Calcular el pH de la solución.

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

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

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

- 2) Se tiene una solución de medio litro con 30 mg de HClO_3 . Calcular el pH de la solución.

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

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

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

- 3) Se tiene una solución de 300 ml con 5 mg de ácido sulfhídrico (H_2S). Calcular su pH y pOH.

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

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

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

- 4) Se tiene una solución de 750 ml con 10 mg de 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 750cm³. 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 O₂, 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:

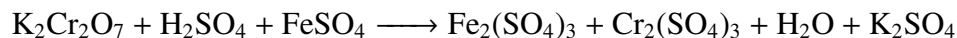
Reactivos:

permanganato de potasio (KMnO_4), hidróxido de potasio (KOH), yoduro de potasio (KI).

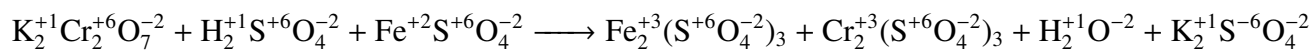
Productos:

Yodato de potasio (KIO_3), manganato (VI) de potasio (I) (K_2MnO_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

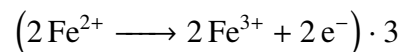
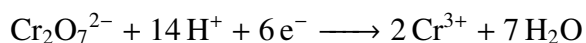
Agente oxidante: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Se oxida: Fe

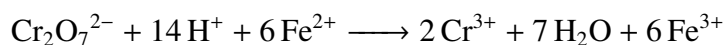
Agente reductor: FeSO_4

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

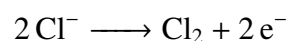
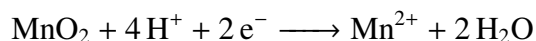
Agente oxidante: MnO_2

Se oxida: Cl

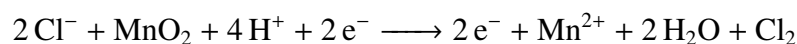
Agente reductor: HCl

Semirreacción de reducción:

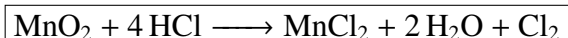
Semirreacción de oxidación:



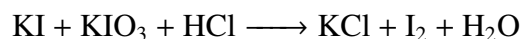
Como las cantidades de e^- ya son iguales, las sumo. No olvidar considerar bien los Cl al momento de terminar de balancear.



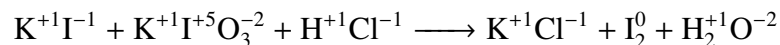
Finalmente cancelo los electrones y a partir de los iones escribo los coeficientes de las sustancias:



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

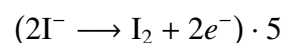
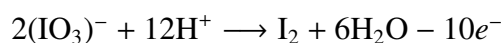
Agente oxidante: KIO_3

Se oxida: I

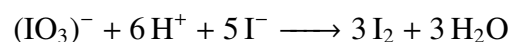
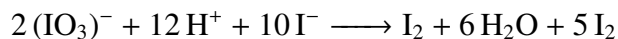
Agente reductor: KI

Semirreacción de reducción:

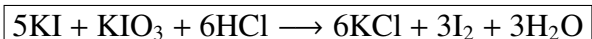
Semirreacción de oxidación:



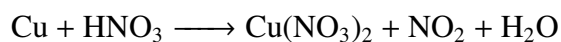
Las sumo y simplifico:



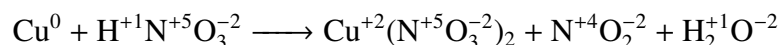
Finalmente pongo los coeficientes en la fórmula original y agrego lo que haga falta:



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

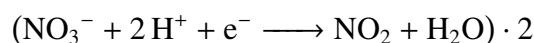
Agente oxidante: HNO_3

Se oxida: Cu

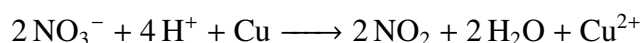
Agente reductor: Cu

Semirreacción de reducción:

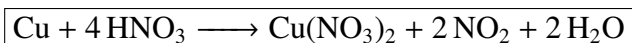
Semirreacción de oxidación:



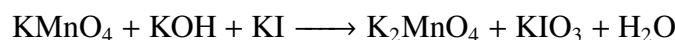
Las sumo y simplifico:



Finalmente pongo los coeficientes (ver que se pone 4 en vez de 2 en HNO_3 porque hay 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

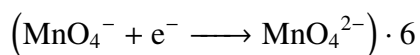
Agente oxidante: KMnO_4

Se oxida: I

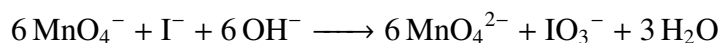
Agente reductor: KI

Semirreacción de reducción:

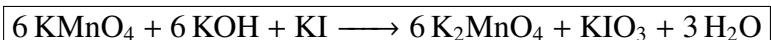
Semirreacción de oxidación:



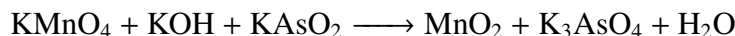
Las sumo y simplifico:



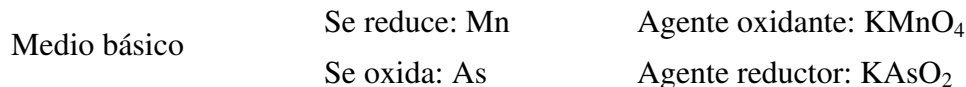
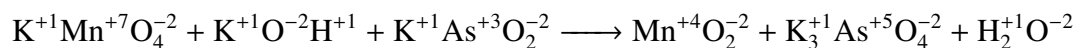
Finalmente pongo los coeficientes:



5) Balancear por Redox:

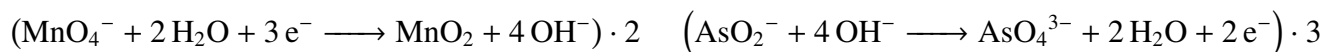


Escribo los números de oxidación, identifico cuál se oxida, cuál se reduce, los agentes y el medio:

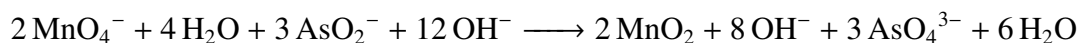


Semirreacción de reducción:

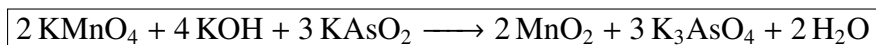
Semirreacción de oxidación:



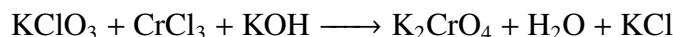
Las sumo y simplifico:



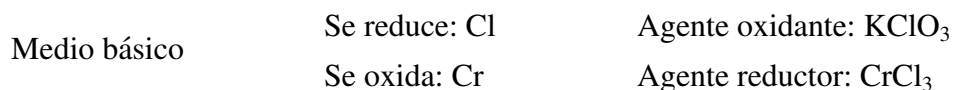
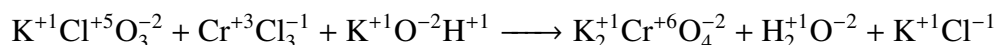
Finalmente pongo los coeficientes:



6) Balancear por Redox:

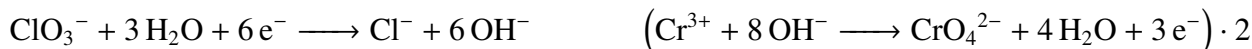


Escribo los números de oxidación, identifico cuál se oxida, cuál se reduce, los agentes y el medio:

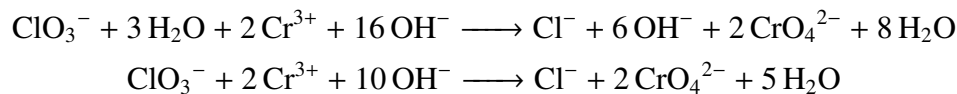


Semirreacción de reducción:

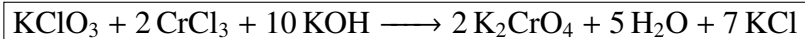
Semirreacción de oxidación:



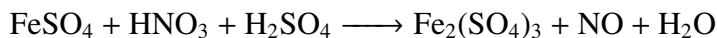
Las sumo y simplifico:



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

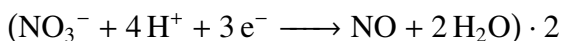


7) Balancear por Redox:

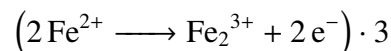


Medio ácido	Se reduce: N	Agente oxidante: HNO_3
	Se oxida: Fe	Agente reductor: FeSO_4

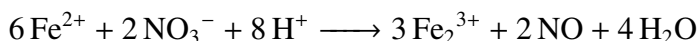
Semireacción de reducción:



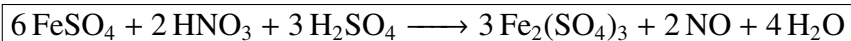
Semireacción de oxidación:



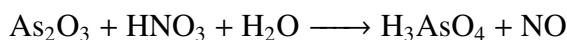
Las sumo:



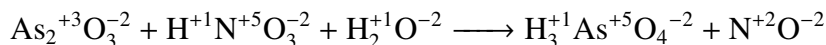
Pongo los coeficientes en la ecuación original, tener en cuenta que los H^+ se distribuyen entre los ácidos:



8) Balancear por Redox:

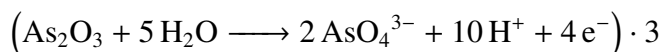


Escribo los números de oxidación:

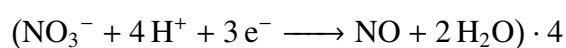


Medio ácido	Se reduce: As	Agente oxidante: As_2O_3
	Se oxida: N	Agente reductor: HNO_3

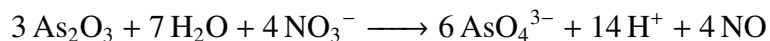
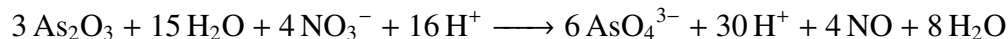
Semirreacción de reducción:



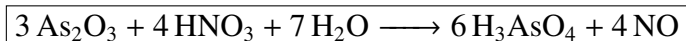
Semirreacción de oxidación:



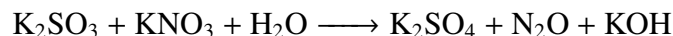
Las sumo:



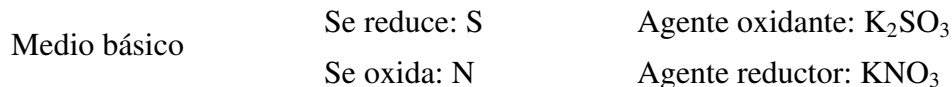
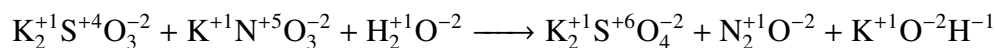
Pongo los coeficientes:



9) Balancear por Redox:



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

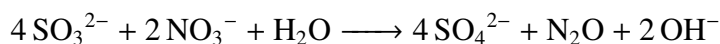
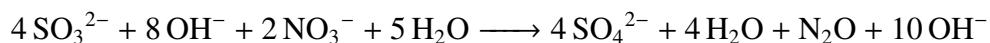


Semirreacción de reducción:

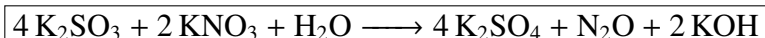
Semirreacción de oxidación:



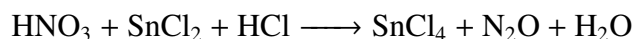
Las sumo y simplifico:



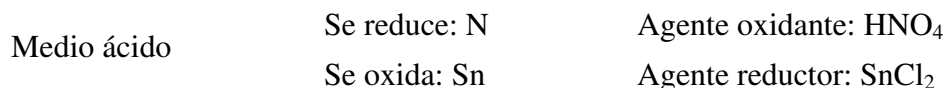
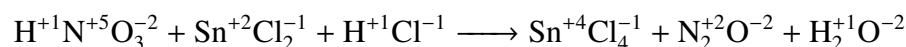
Finalmente pongo los coeficientes:



10) Balancear por Redox:



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

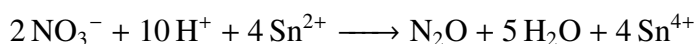


Semirreacción de reducción:

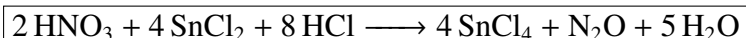
Semirreacción de oxidación:



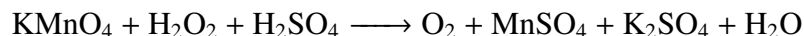
Las sumo y simplifico:



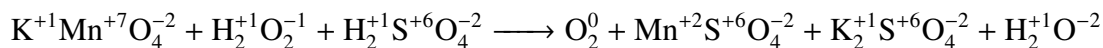
Finalmente pongo los coeficientes:



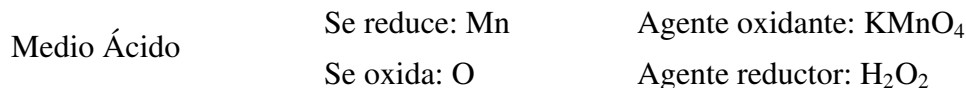
11) Balancear por Redox:



Escribo los números de oxidación:

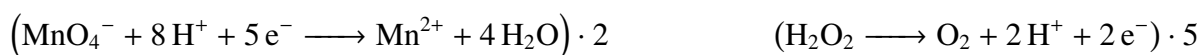


Identifico el medio, cuál se oxida, cuál se reduce y los agentes:

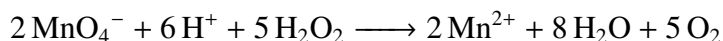
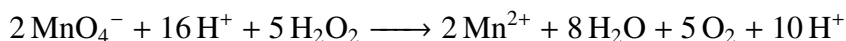


Semirreacción de reducción:

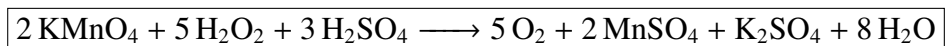
Semirreacción de oxidación (identificarla cuesta):



Las sumo y simplifico:



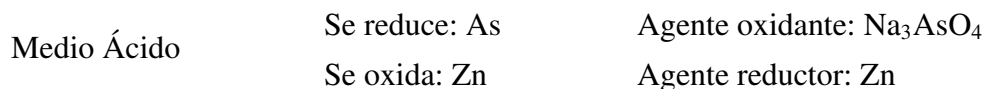
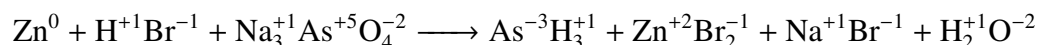
Finalmente escribo los coeficientes:



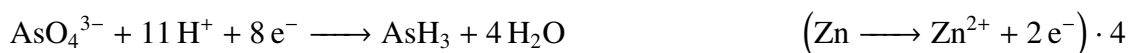
12) Balancear por Redox:



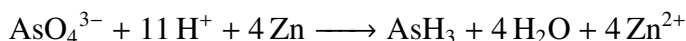
Escribo sus números de oxidación:



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



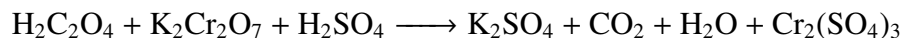
Las sumo y simplifico



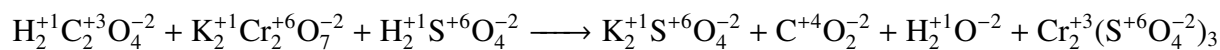
Finalmente pongo los coeficientes (NaBr al tanteo):



13) Balancear por Redox:



Escribo sus números de oxidación:



Medio Medio ácido

Se reduce: Cr

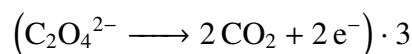
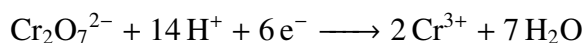
Agente oxidante: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Se oxida: C

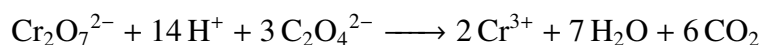
Agente reductor: $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

Semirreacción de reducción:

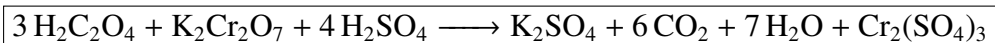
Semirreacción de oxidación:



Las sumo:

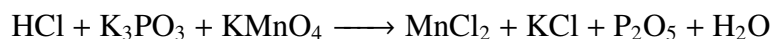


Finalmente (repartir bien los H^+ y los Cr^{3+}):

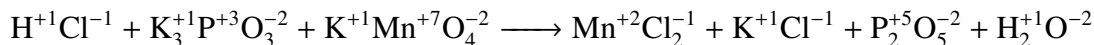


6.2. Ejercicios del Molinos

1) Balancear por Redox:



Escribo los números de oxidación:



Medio Ácido

Se reduce: Mn

Agente oxidante: KMnO_4

Se oxida: P

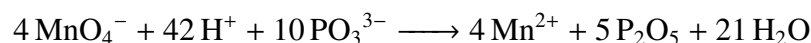
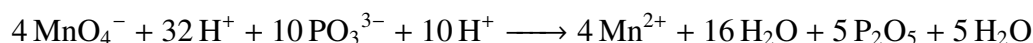
Agente reductor: K_3PO_3

Semirreacción de reducción:

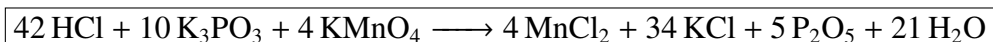
Semirreacción de oxidación:



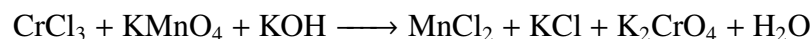
Las sumo y simplifico:



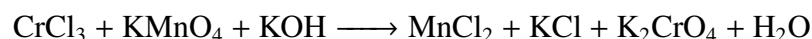
Finalmente (El KCl al tanteo):



2) Balancear por Redox:



Escribo sus números de oxidación:



Medio Medio básico

Se reduce: Mn

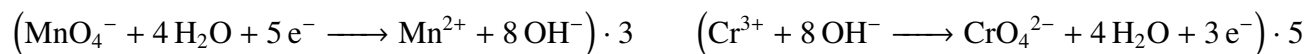
Agente oxidante: KMnO_4

Se oxida: Cr

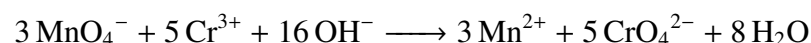
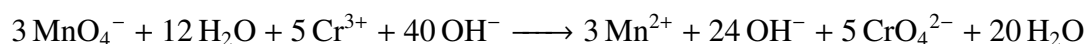
Agente reductor: CrCl_3

Semirreacción de reducción:

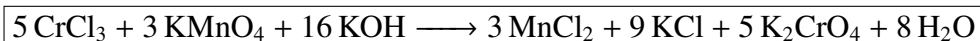
Semirreacción de oxidación:



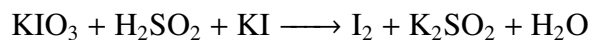
Las sumo y simplifico:



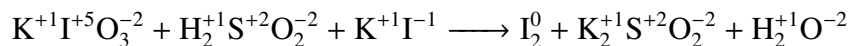
Finalmente (KCl al tanteo):



3) Balancear por Redox:



Escribo sus números de oxidación:



Medio Ácido

Se reduce: I

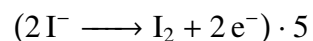
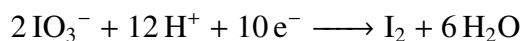
Agente oxidante: KIO_3

Se oxida: I

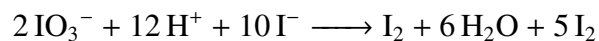
Agente reductor: KI

Semirreacción de reducción:

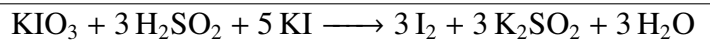
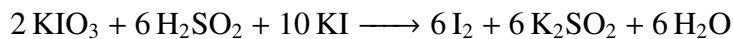
Semirreacción de oxidación:



Las sumo:

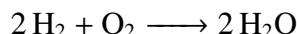


Pongo los coeficientes y simplifico (hay 2 H^+ por cada H_2SO_2):

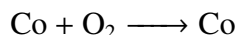


7. Estequiometría

- 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.

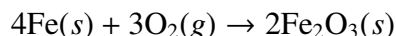


- 2) Teniendo una de las oxidaciones del cobalto, si se tienen 50 moles de Co, y exceso de oxígeno, calcular cuántos moles de CoO se forman:

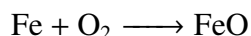


- 3) La siguiente reacción representa la combustión del gas hidrógeno. Sabiendo que se tienen 80 moléculas de H_2 y exceso de gas oxígeno, calcular cuántas moléculas de agua se forman.

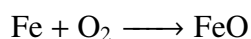
- 4) La siguiente reacción representa la oxidación del hierro. Sabiendo que el hierro viene del mineral limonita, el cual tiene una pureza de %75. Calcular cuánto óxido férrico se produjo si en origen se tenían 100 kg de limonita.



- 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?

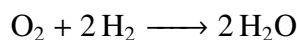


- 6) Teniendo la siguiente fórmula química:



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

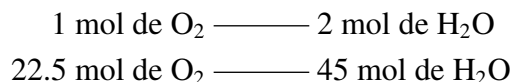
Sabiendo que tengo 720g de O_2 , me fijo cuántos moles son:

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

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:



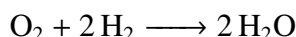
Finalmente, averiguo cuánta masa de H_2 tengo, utilizando sus moles y su masa molecular:

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

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:

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

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

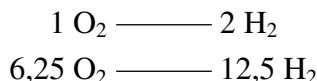
$$H_2O: 18 \text{ g/mol}$$

Ahora averiguo cuántos moles tengo de cada compuesto:

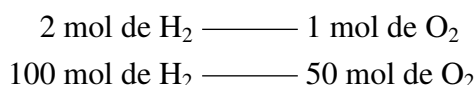
$$O_2: 200/32 = 6,25 \text{ mol}$$

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

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 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?

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

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

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

$$T = 574,59$$

- 1) Un calentador de mate tiene una potencia de 7000 W. Tarda 4 minutos en hervir medio litro de agua que inicialmente está a 20°C. Calcular su rendimiento?
- 2) Una calentador tiene un rendimiento del 58 %. Sabiendo que tarda un cuarto de hora en calentar dos litros de agua desde 20°C hasta 90°C. Calcular cuánta energía consumió el calentador y su potencia.