

Ejercicios de Química

Índice

1. Estructura de la materia	2
2. Nomenclatura	3
3. Soluciones	5
4. Gases ideales	8
5. Hidroestática	8
6. Balanceo de ecuaciones	9
6.1. Ejercicios del CNBA	10
6.2. Ejercicios del Molinos	17
7. Estequiometría	19
8. Calorimetría	22

Última actualización: 26 de noviembre de 2024

1. Estructura de la materia

- 1) Tengo 8 moles de FeO (óxido de hierro) ¿cuánto pesan?
- 2) Tengo 40 moles de agua (H₂O), ¿cuánto pesan?
- 3) Tengo medio mol de óxido de azufre (S₂O), ¿cuánto pesa?
- 4) ¿Cuántos moles son 150 gramos de gas oxígeno (O₂)?
- 5) ¿Cuántos moles son 400 gramos de nitrato de potasio (KNO₃)?
- 6) ¿Cuántos moles son 20 gramos de gas nitrógeno (N₂)?

Masa atómica relativa

- 1) Se tiene en la naturaleza ⁶³Cu y ⁶⁵Cu. El más ligero representa el %69,17 de los átomos de cobre encontrados en la naturaleza y el resto pertenece al más pesado. ¿Cuál es la MAR?
- 2) Se tiene en la naturaleza ²³⁵U y ²³⁸U. Se sabe que la concentración del primer isótopo es del 95 % y la del segundo del 5 %. Calcular la masa atómica relativa.
- 3) Calcular la MAR sabiendo que se tienen dos isótopos de cloro en la naturaleza: Cl³⁵ y Cl³⁷. Su porcentaje de aparición es 75,7 % y 24,3 % respectivamente.
- 4) Sabiendo que la MAR del Cobre es 63,54 y que tiene dos isótopos en la naturaleza, Cu⁶³ y Cu⁶⁵, calcular el porcentaje de aparición de cada uno.

Propiedades de los elementos

- 1) Teniendo los siguientes elementos:

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

Ordenelos según su:

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

Geometría molecular

- 1) Decir las geometrías moleculares de las siguientes moléculas:
 - a. H₂O
 - b. CO
 - c. CO₂
 - d. NH₃
 - e. CF₄
 - f. O₃
 - g. SO₂
 - h. O₂
 - i. BF₃

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 |

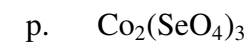
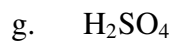
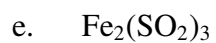
2) Nombrar los siguientes compuestos por todas sus nomenclaturas:

- | | |
|-----------------------------------|--|
| 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.

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

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

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

- 2) Se tiene una solución de medio litro con 30 mg de 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 (H_2S). Calcular su pH y pOH.

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

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

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

- 4) Se tiene una solución de 750 ml con 10 mg de 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. $\text{MnO}_3 + \text{KOH} + \text{AuCl}_3 \rightarrow \text{AuCl} + \text{KCl} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

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)

6.1. Ejercicios del CNBA

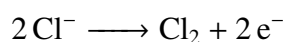
1) Balancear por redox:



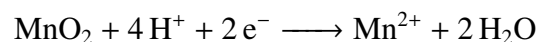
Escribo los números de oxidación



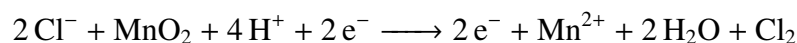
Semirreacción de oxidación:



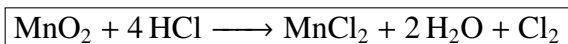
Semirreacción de reducción:



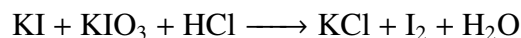
Como las cantidades de e^{-} ya son iguales, las sumo. No olvidar considerar bien los Cl al momento de terminar de balancear.



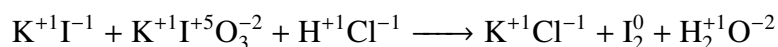
Finalmente cancelo los electrones y a partir de los iones escribo los coeficientes de las sustancias:



2) Balancear por Redox:

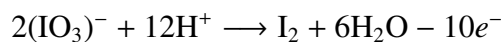


Escribo los números de oxidación, identifico cuál se oxida, cuál se reduce, los agentes y el medio:

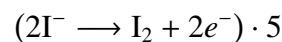


Medio ácido	Se reduce: I	Agente oxidante: KIO_3
	Se oxida: I	Agente reductor: KI

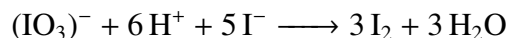
Semirreacción de reducción:



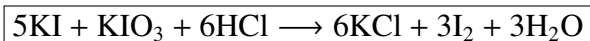
Semirreacción de oxidación:



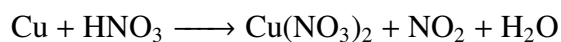
Las sumo y simplifico:



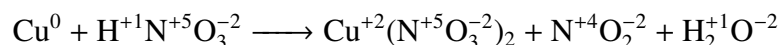
Finalmente pongo los coeficientes en la fórmula original y agrego lo que haga falta:



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

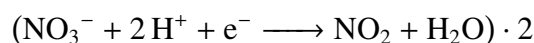
Agente oxidante: HNO_3

Se oxida: Cu

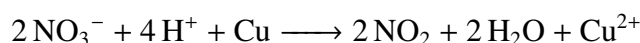
Agente reductor: Cu

Semirreacción de reducción:

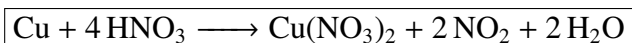
Semirreacción de oxidación:



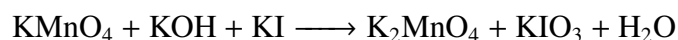
Las sumo y simplifico:



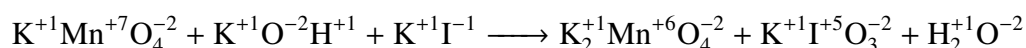
Finalmente pongo los coeficientes (ver que se pone 4 en vez de 2 en HNO_3 porque hay NO_3):



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

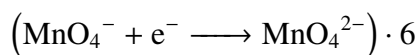
Agente oxidante: KMnO_4

Se oxida: I

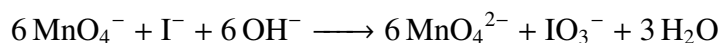
Agente reductor: KI

Semirreacción de reducción:

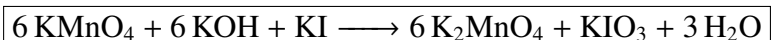
Semirreacción de oxidación:



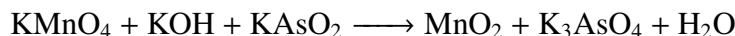
Las sumo y simplifico:



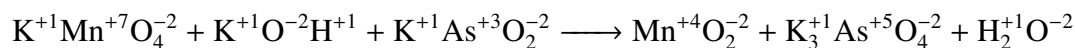
Finalmente pongo los coeficientes:



5) Balancear por Redox:

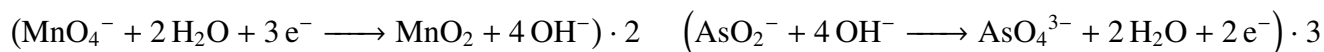


Escribo los números de oxidación, identifico cuál se oxida, cuál se reduce, los agentes y el medio:

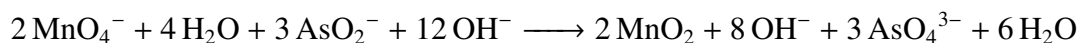


Semirreacción de reducción:

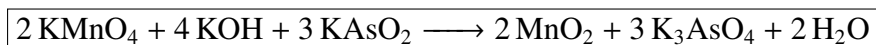
Semirreacción de oxidación:



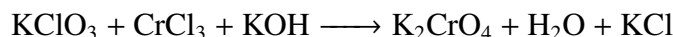
Las sumo y simplifico:



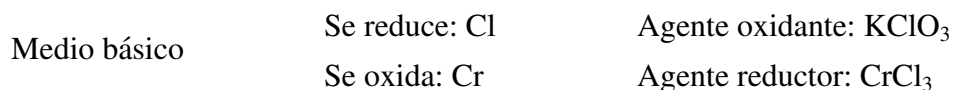
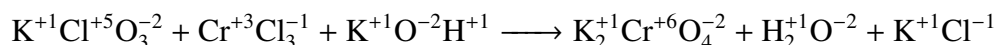
Finalmente pongo los coeficientes:



6) Balancear por Redox:

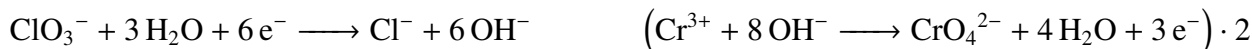


Escribo los números de oxidación, identifico cuál se oxida, cuál se reduce, los agentes y el medio:

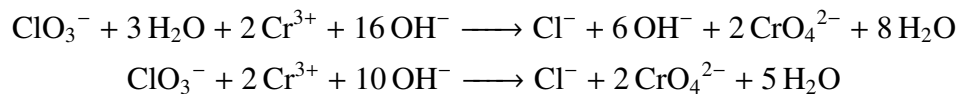


Semirreacción de reducción:

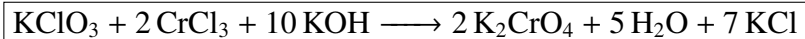
Semirreacción de oxidación:



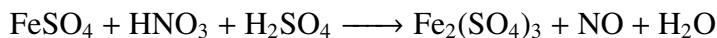
Las sumo y simplifico:



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

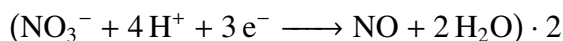


7) Balancear por Redox:

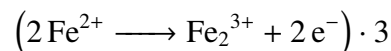


Medio ácido	Se reduce: N	Agente oxidante: HNO_3
	Se oxida: Fe	Agente reductor: FeSO_4

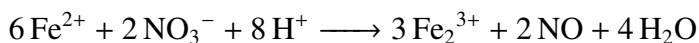
Semireacción de reducción:



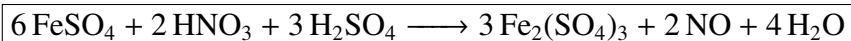
Semireacción de oxidación:



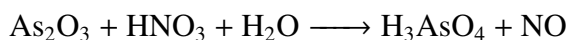
Las sumo:



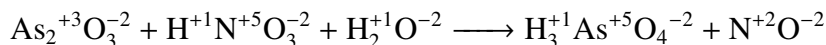
Pongo los coeficientes en la ecuación original, tener en cuenta que los H^+ se distribuyen entre los ácidos:



8) Balancear por Redox:

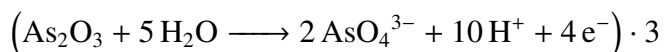


Escribo los números de oxidación:

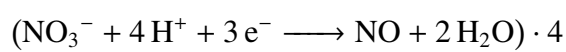


Medio ácido	Se reduce: As	Agente oxidante: As_2O_3
	Se oxida: N	Agente reductor: HNO_3

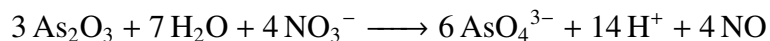
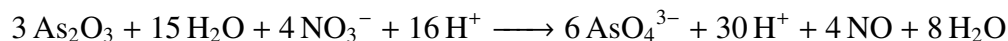
Semirreacción de reducción:



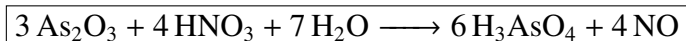
Semirreacción de oxidación:



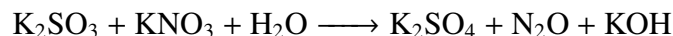
Las sumo:



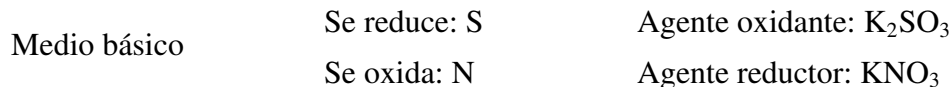
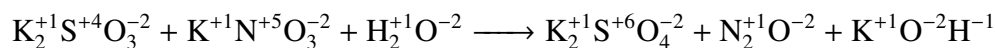
Pongo los coeficientes:



9) Balancear por Redox:



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

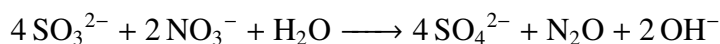
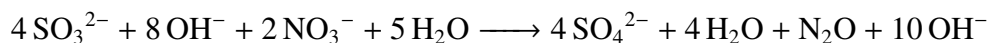


Semirreacción de reducción:

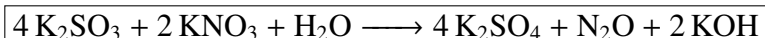
Semirreacción de oxidación:



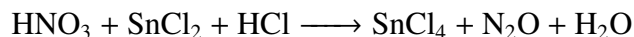
Las sumo y simplifico:



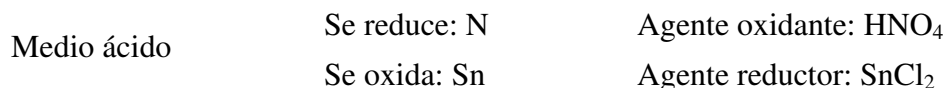
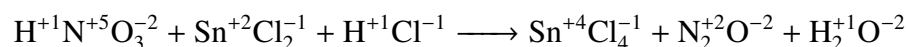
Finalmente pongo los coeficientes:



10) Balancear por Redox:

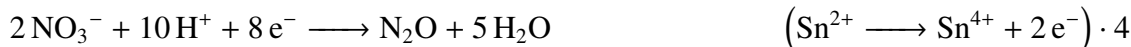


Escribo los números de oxidación, identifico cuál se oxida, cuál se reduce, los agentes y el medio:

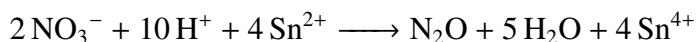


Semirreacción de reducción:

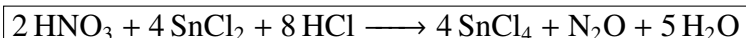
Semirreacción de oxidación:



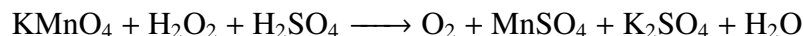
Las sumo y simplifico:



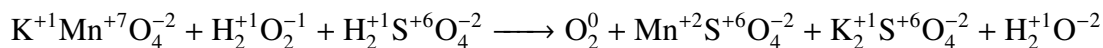
Finalmente pongo los coeficientes:



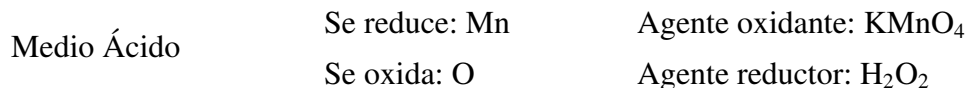
11) Balancear por Redox:



Escribo los números de oxidación:

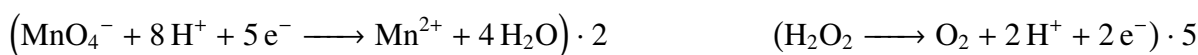


Identifico el medio, cuál se oxida, cuál se reduce y los agentes:

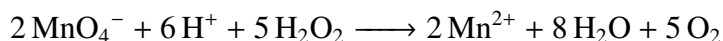
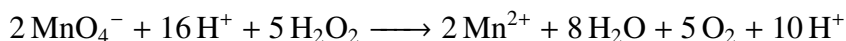


Semirreacción de reducción:

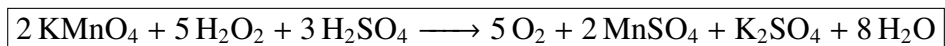
Semirreacción de oxidación (identificarla cuesta):



Las sumo y simplifico:



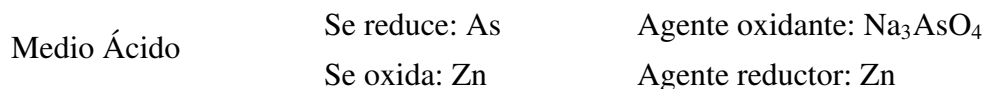
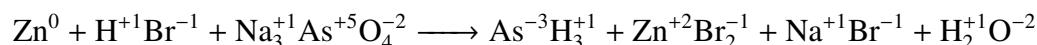
Finalmente escribo los coeficientes:



12) Balancear por Redox:



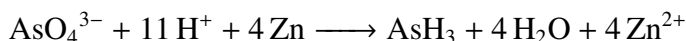
Escribo sus números de oxidación:



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



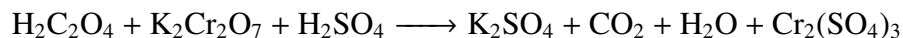
Las sumo y simplifico



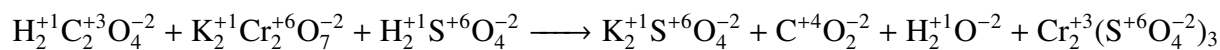
Finalmente pongo los coeficientes (NaBr al tanteo):



13) Balancear por Redox:



Escribo sus números de oxidación:



Medio Medio ácido

Se reduce: Cr

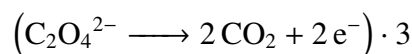
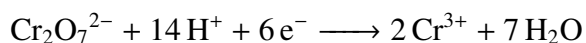
Agente oxidante: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Se oxida: C

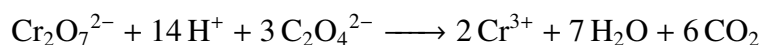
Agente reductor: $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

Semirreacción de reducción:

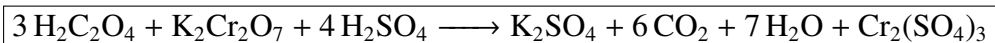
Semirreacción de oxidación:



Las sumo:

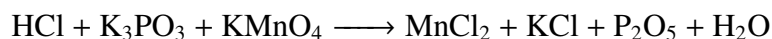


Finalmente (repartir bien los H^+ y los Cr^{3+}):

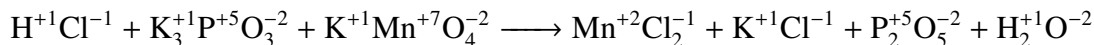


6.2. Ejercicios del Molinos

1) Balancear por Redox:



Escribo los números de oxidación:



Medio Ácido

Se reduce: Mn

Agente oxidante: KMnO_4

Se oxida: P

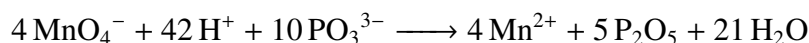
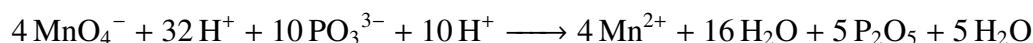
Agente reductor: K_3PO_3

Semirreacción de reducción:

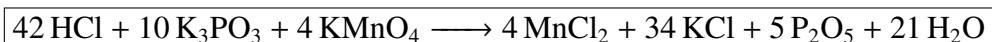
Semirreacción de oxidación:



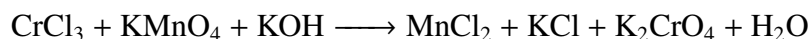
Las sumo y simplifico:



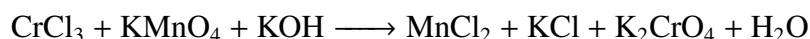
Finalmente (El KCl al tanteo):



2) Balancear por Redox:



Escribo sus números de oxidación:



Medio Medio básico

Se reduce: Mn

Agente oxidante: KMnO_4

Se oxida: Cr

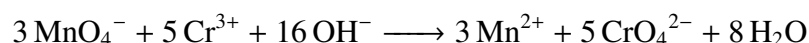
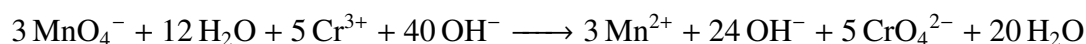
Agente reductor: CrCl_3

Semirreacción de reducción:

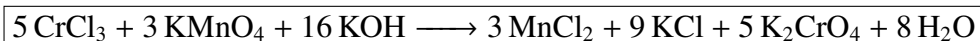
Semirreacción de oxidación:



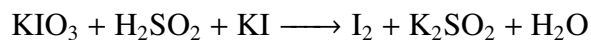
Las sumo y simplifico:



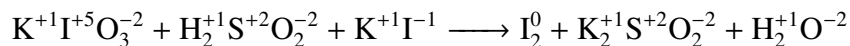
Finalmente (KCl al tanteo):



3) Balancear por Redox:



Escribo sus números de oxidación:



Medio Ácido

Se reduce: I

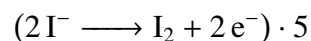
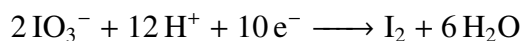
Agente oxidante: KIO_3

Se oxida: I

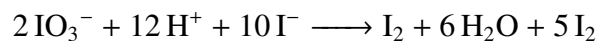
Agente reductor: KI

Semirreacción de reducción:

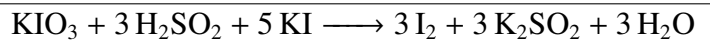
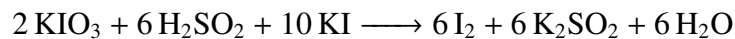
Semirreacción de oxidación:



Las sumo:

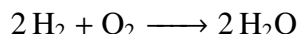


Pongo los coeficientes y simplifico (hay 2 H^+ por cada H_2SO_2):

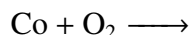


7. Estequiometría

- 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.

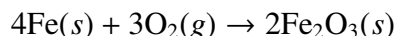


- 2) Teniendo una de las oxidaciones del cobalto, si se tienen 50 moles de Co, y exceso de oxígeno, calcular cuántos moles de CoO se forman:

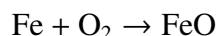


- 3) La siguiente reacción representa la combustión del gas hidrógeno. Sabiendo que se tienen 80 moléculas de H_2 y exceso de gas oxígeno, calcular cuántas moléculas de agua se forman.

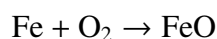
- 4) La siguiente reacción representa la oxidación del hierro. Sabiendo que el hierro viene del mineral limonita, el cual tiene una pureza de %75. Calcular cuánto óxido férrico se produjo si en origen se tenían 100 kg de limonita.



- 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?

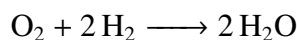


- 6) Teniendo la siguiente fórmula química:



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

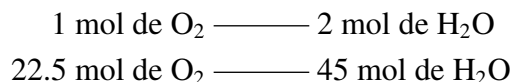
Sabiendo que tengo 720g de O_2 , me fijo cuántos moles son:

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

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:

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

Hago lo mismo para averiguar la cantidad de H_2O formada:



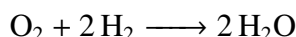
Finalmente, averiguo cuánta masa de H_2 tengo, utilizando sus moles y su masa molecular:

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

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:

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

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

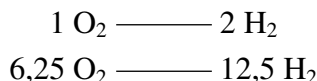
$$H_2O: 18 \text{ g/mol}$$

Ahora averiguo cuántos moles tengo de cada compuesto:

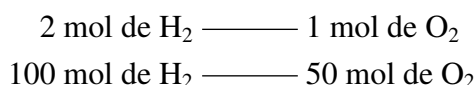
$$O_2: 200/32 = 6,25 \text{ mol}$$

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

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?

Equilibrio

- 1) Se dispone de 15 L de una SC de ácido sulfhídrico, $\text{pK}_a = 4$ y $\text{pH} = 3,7$. Calcular la cantidad de ácido en el equilibrio.
- 2) Se dispone de 20 L de una SC de ácido selenhídrico, $\text{pK}_b = 11,5$ y $\text{pOH} = 12,3$. 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 $\text{pH}=12$ y $\text{pK}_a=11,5$, calcular la cantidad de la base en el equilibrio.

8. Calorimetría

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

Pasaje de unidades en temperaturas

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

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

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

$$-32 = 0,8T$$

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

$$T = -40$$

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

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

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

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

$$T = 574,59$$

Dilatación térmica