

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. Método algebraico	9
6.2. Redox	9
7. Estequiometría	11
8. Calorimetría	13
9. Química nuclear	15
10. Teoría de enlaces	16
11. Química orgánica	17

Última actualización: 12 de julio 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.

Uniones entre átomos

Configuración electrónica

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 |

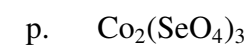
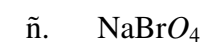
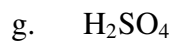
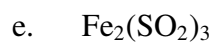
2) Nombrar los siguientes compuestos por todas sus nomenclaturas:

- | | |
|-----------------------------------|--|
| 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 $\frac{\%m}{m}$ 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 $\frac{\%m}{m}$ de la solución.
- 3) Se tienen 80 g de nitrato de sodio disueltos en 1 kg de agua. Calcular el $\frac{\%m}{v}$ de la solución.
- 4) 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 $\frac{\%m}{v}$ de la solución.
- 5) 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 $\frac{\%v}{v}$ de la solución.
- 6) 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 $\frac{\%v}{v}$ de la solución.
- 7) 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?
- 8) Se tienen 2 litros de agua. La masa de la solución agua salada es de 2,2 kg. Cuál es el %m/m?
- 9) Se tienen 200 g de azúcar disueltos en 1,5 kg de alcohol etílico. Cuál es el %m/m?
- 10) Un lingote de oro de 12,4kg dice tener 0,2 %m/m de plata. Cuál es la masa de plata que hay en el lingote?
- 11) Tengo una botella de 750 ml de vodka, se sabe que tiene medio litro de agua. Cuál es el % V/V del alcohol etílico?
- 12) Se tiene una botella de vino de 2,25 l. Dice tener un %V/V de 12,5 %. Cuál es el volumen de soluto y cuál el de solvente?
- 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 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 ($\delta = 1,05g/ml$). 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 ($\delta = 1,2 g/ml$). Calcular masa de soluto.

pH

- 1) Se tiene una solución de 3 litros con 5 mg de HNO_3 . Calcular el pH de la solución.

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de } HNO_3 &- 63g \\ 79,3 \times 10^{-6} &- 0,005g \end{aligned}$$

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

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

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

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de } HClO_3 &- 84,4g \\ 3,55 \times 10^{-4} &- 0,03g \end{aligned}$$

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

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

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

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de } H_2S &- 34g \\ 1,47 \times 10^{-4} &- 0,005g \end{aligned}$$

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

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

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

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

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

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

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

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de HI} &- 128\text{g} \\ 7,81 \times 10^{-6} \text{ mol de HI} &- 0,001\text{g} \end{aligned}$$

4. Gases ideales

- 1) 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?
- 2) Se tienen 800g de O_2 , en un recipiente de 2l, a una presión de 6 atm. Calcular la temperatura del gas.
- 3) La presión final es la mitad de la inicial. Sabiendo que la temperatura inicial es 27°C y que el volumen se triplica, cuál es la temperatura final?
- 4) Se tienen 5 kg de hidrógeno gaseoso. Cuántos moles son?
- 5) Se tiene dióxido de carbono en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) en un container de 50 l. Cuántos moles se tienen? Y cuánto pesan?
- 6) Se tiene un recipiente con una solución de gases adentro. El recipiente es de 100 litros, la presión es 82 atm y la temperatura es 400 K. Sabiendo que de todos los moles del recipiente, la mitad es de oxígeno gaseoso y la otra mitad de gas nitrógeno, cuánta masa hay de cada gas? Y cuántas moléculas?

Ley de Henry (Gases disueltos en líquido)

5. Hidroestática

Presión

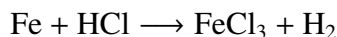
Variación de la presión con la profundidad

Principio de Arquímedes

6. Balanceo de ecuaciones

6.1. Método algebraico

Ejemplo:



$$\begin{array}{llllll} \text{Fe} : A = C & & & & A = 2 & \\ \text{H} : B = 2D & \implies & B = 2D = 3C = 3A & \implies & B = 6 & \implies \boxed{2\text{Fe} + 6\text{HCl} \longrightarrow 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2} \\ \text{Cl} : B = 3C & & & & C = 2 & \\ & & & & D = 3 & \end{array}$$

6.2. Redox

- 1) $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{N}_2$ (Medio ácido)
- 2) $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$
- 3) $\text{SO}_2^{2-} \rightarrow \text{SO}_3^{2-}$ (medio básico)
- 4) $\text{SO}_2^{2-} \rightarrow \text{SO}_3^{2-}$ (medio ácido)
- 5) $\text{N}_2 \rightarrow \text{NO}_2^-$ (medio básico)

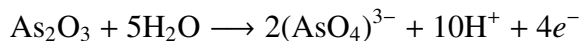
Reacción redox

- 1) Balancear por redox:

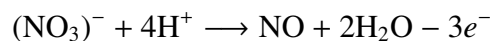


Se ve que As se oxida y que N se reduce.

Semirreacción de oxidación:



Semirreacción de reducción:



Ahora multiplico la semirreacción de oxidación por 3 y la de reducción por 4, de manera que al sumarlas se cancelen los e^- :

Semirreacción de oxidación:



Semirreacción de reducción:



- 2) Balancear por Redox:



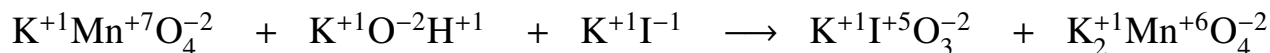
3) Balancear la ecuación que tiene los siguientes reactivos y productos:

Reactivos:

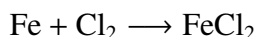
permanganato de potasio (KMnO_4), hidróxido de potasio (KOH), yoduro de potasio (KI).

Productos:

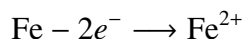
Yodato de potasio (KIO_3), manganato (VI) de potasio (I) (K_2MnO_4)



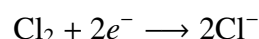
Ejemplo simple:



Semirreacción de oxidación:

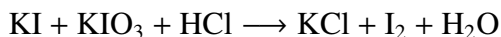


Semirreacción de reducción:



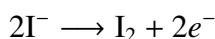
Las reacciones Redox pueden ser en medios ácidos o básicos. En caso de ser medio ácido, hay que compensar la falta de hidrógenos con cationes H^+ . En caso de ser medio básico esta falta se compensa con grupos hidroxilos (OH^-).

Ejemplo medio ácido:

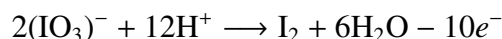


Ioduro de potasio + iodato de potasio + ácido clorhídrico \rightarrow cloruro de potasio + yodo molecular + agua

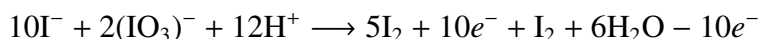
Semirreacción de oxidación:



Semirreacción de reducción:



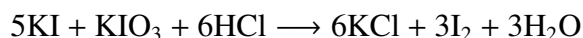
Multiplico para que la cantidad de electrones sean iguales (multiplicar por cinco la de oxidación) y las sumo:



Cancelo los electrones, y si puedo simplifico, quedando:

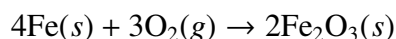


Finalmente pongo los coeficientes en la fórmula original y agrego lo que haga falta:

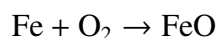


7. Estequiometría

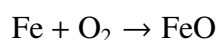
- 1) La siguiente reacción representa la oxidación del hierro. Sabiendo que el hierro viene del mineral limonita, el cual tiene una pureza de %75. Calcular cuánto óxido férrico se produjo si en origen se tenían 100 kg de limonita.



- 2) Se tiene la oxidación del hierro. Sabiendo que cumple la siguiente ecuación, balancearla. Además, se sabe que se tienen 1.500 g de Fe y la misma masa de O_2 . Cuál es el reactivo limitante? Cuánta masa de óxido ferroso se forma? Cuánta masa queda sin reaccionar?

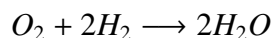


- 3) Teniendo la siguiente fórmula química:



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

- 4) Se tienen 720 gramos de 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:

32g — 1mol

720g — 22,5 mol

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:

1 mol O_2 — 2 mol de H_2

22,5 mol de O_2 — 45 mol de H_2

Hago lo mismo para averiguar la cantidad de H_2O formada:

1 mol de O_2 — 2 mol de H_2O

22,5 mol de O_2 — 45 mol de H_2O

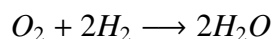
Finalmente, averiguo cuánta masa de H_2 tengo, utilizando sus moles y su masa molecular:

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

Para el agua:

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

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



Anoto las masas moleculares de cada compuesto:

O_2 : 32g/mol

H_2 : 2g/mol

H_2O : 18g/mol

Ahora averiguo cuántos moles tengo de cada compuesto:

O_2 : $200/32 = 6,25$ mol

H_2 : $200/2 = 100$ mol

Supongo que el oxígeno es el reactivo limitante:

1 mol de O_2 — 2 mol de H_2

6,25 mol de O_2 — 12,5 mol de H_2

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

2 mol de H_2 — 1 mol de O_2

100 mol de H_2 — 50 mol de O_2

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

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

8. Calorimetría

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

Pasaje de unidades en temperaturas

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

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

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

$$-32 = 0,8T$$

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

$$T = -40$$

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

9. Química nuclear

Fusión

Fisión

Radiación

Radiación alfa (α)

Radiación beta (β)

Radiación gamma (γ)

Vida media

10. Teoría de enlaces

11. Química orgánica