



Actividades

1. Explica por qué se oxidan con tanta facilidad los elementos alcalinos.

Los metales alcalinos, por tener un electrón en la capa de valencia, pueden ceder este fácilmente —su potencial de ionización es bajo—, convirtiéndose en iones positivos y reaccionando así con el oxígeno que toma dicho electrón.

2. Clasifica y comenta la reacción de los metales alcalinos con el agua, basándote en su gran capacidad de oxidación.

La reacción esquematizada es: $2 \text{Me} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{MeOH} + \text{H}_2 \uparrow$

En ella el metal se oxida mientras que los hidrógenos del agua se reducen pasando a ser hidrógeno molecular. Se trata de un proceso redox.

3. ¿Por qué los elementos alcalinotérreos son menos activos que los alcalinos?

Porque deben perder dos electrones para combinarse eficazmente con otros elementos, y para eso se necesita un mayor aporte energético que para perder uno solo, como les pasa a los alcalinos; de ahí su menor reactividad.

4. Algunas piedras preciosas derivan del mineral corindón, que contiene Al_2O_3 ; consulta en algún libro especializado y/o en Internet, y comenta cuáles son las características estructurales que las diferencian de dicho mineral.

Se refiere a las trazas de metales que llevan como impurezas y que les confieren características especiales. Por ejemplo, el zafiro contiene hierro y titanio, el rubí contiene óxido de cromo, etcétera.

5. Busca información por tu cuenta y explica la utilidad que tiene el isótopo radiactivo ^{14}C .

Sirve para la datación de restos arqueológicos.

6. Justifica los estados de oxidación +1 y +5 para el fósforo.

PAU

La estructura electrónica del fósforo es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

El estado de oxidación +1 deja estructura estable de orbitales semillenos: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$.

El estado de oxidación +5 deja estructura estable de última capa llena: $1s^2 2s^2 2p^6$.

7. Justifica el estado de oxidación +2 del oxígeno al enfrentarse con el flúor.

El flúor es el elemento más electronegativo, por lo que puede retirar los 2 electrones que necesita el oxígeno para obtener estructura estable de orbitales semillenos: $1s^2 2s^1 2p^3$.

8. Explica a qué se deberá el paso de estado físico de los halógenos de gas a líquido y luego a sólido al ir bajando en el grupo.

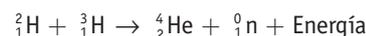
PAU

El paso de los halógenos de gases (F_2 , Cl_2) a líquidos (Br_2) y posteriormente a sólidos (I_2) se debe al aumento de masa molecular

también en esta línea, puesto que estas sustancias están formadas por moléculas apolares que para conseguir cambiar de estado físico deben recibir suficiente energía cinética, la cual aumenta según lo hace la masa del compuesto.

9. A partir de las masas del deuterio ($3,34 \cdot 10^{-27}$ kg), tritio ($5,01 \cdot 10^{-27}$ kg) y de la partícula α ($6,64 \cdot 10^{-27}$ kg), determina la energía que se desprende en el proceso de fusión nuclear a causa del defecto másico que en él se produce.

La reacción que tiene lugar es:



Masas reaccionantes:

$$3,34 \cdot 10^{-27} \text{ kg} + 5,01 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 8,35 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Masas obtenidas:

$$6,64 \cdot 10^{-27} \text{ kg} + 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 8,315 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Defecto másico:

$$8,35 \cdot 10^{-27} \text{ kg} - 8,315 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 0,035 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Energía equivalente:

$$E = mc^2 = 0,035 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 \text{ ms}^{-1} = 3,2 \cdot 10^{-12} \text{ J} = 19,7 \text{ MeV}$$

10. Como sabes, el amoníaco es soluble en agua y, sin embargo, el yodo no lo es. Explica el motivo de esta diferencia.

Se trata de moléculas que presentan polos debido a la dispar electronegatividad entre el nitrógeno y el hidrógeno. Esto permite que se produzcan interacciones con los dipolos del agua por medio de las llamadas fuerzas de Van der Waals y, por tanto, la consiguiente solvatación y solubilización de dichas moléculas. Esto no se produce con las moléculas de yodo.

11. ¿Cuál de los cuatro haluros de hidrógeno tendrá mayor carácter iónico?

PAU

El carácter iónico viene dado en relación con el valor del momento dipolar. En la Unidad del enlace se explica cómo calcularlo. Al hacerlo se observa que el mayor carácter iónico corresponde al fluoruro de hidrógeno.

12. Tenemos dos disoluciones: una de HF (aq) ($K_a = 6,7 \cdot 10^{-4}$) y otra de HI (aq) ($K_a = 1,7 \cdot 10^{-2}$). Si la concentración de los dos ácidos es la misma, ¿cuál de los dos ácidos es más débil?

PAU

La K_a del HF (ac) vale $6,7 \cdot 10^{-4}$ y la del HI (ac) es $1,7 \cdot 10^{-2}$. Dado que el valor de K_a viene dado por:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

y dado que las concentraciones iniciales de ácido son las mismas, como K_a (HF) < K_a (HI) significa que la disociación del primero es menor que la del segundo, por tanto, a menor disociación menor fortaleza del ácido, así que el HF es más débil que el HI.

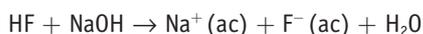
13. Justifica con cuál de las dos especies químicas de cada apartado reaccionará el HF (aq) en mayor medida. Escribe las reacciones correspondientes:

- a) Cl^- o NaOH
- b) Mg(OH)_2 o H_2O
- c) $\text{CH}_3\text{—COOH}$ o $\text{CH}_3\text{—COO}^-$

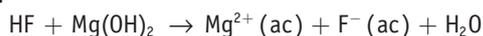
Datos: $K_a(\text{HF}) = 6,7 \cdot 10^{-4}$; $K_a(\text{HAc}) = 1,85 \cdot 10^{-5}$

El HF es un ácido débil ($K_a = 6,7 \cdot 10^{-4}$), por lo que reaccionará preferentemente con sustancias básicas. En disolución acuosa mantiene el equilibrio $\text{HF} \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

a) Si se le intenta hacer reaccionar con Cl^- , que es el anión correspondiente a un ácido fuerte sin tendencia a tomar el ion hidronio, o con NaOH , que es una base fuerte, la reacción preferente será con esta última:



b) Si se le intenta hacer reaccionar con Mg(OH)_2 o con H_2O , la preferencia será con el primero dada su condición de base fuerte:

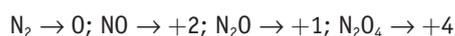


c) En cuanto a su posible reacción con el ácido acético ($\text{CH}_3\text{—COOH}$) o con el ion acetato ($\text{CH}_3\text{—COO}^-$), que mantienen el equilibrio $\text{CH}_3\text{—COOH}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{—COO}^-(\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+$ de forma más débil que el HF puesto que la K_a del ácido acético es menor, y dado que el ion acetato tiene propiedades básicas, por tanto este reaccionará con mayor facilidad con el HF.

El equilibrio $\text{HF} + \text{CH}_3\text{—COO}^- \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{CH}_3\text{—COOH}$ está desplazado hacia la derecha.

14. Indica el número de oxidación del nitrógeno en las siguientes moléculas: N_2 ; NO ; N_2O ; N_2O_4 .

Números de oxidación:



15. Sabemos que las especies químicas NO , O_2 y NO_2 se encuentran en equilibrio gaseoso a determinada temperatura, según la siguiente reacción:



Justifica en qué sentido se desplazará el equilibrio cuando:

- a) Se eleva la temperatura.
- b) Se retira parte del O_2 .
- c) Se añade un catalizador.

- a) El equilibrio se desplazará hacia los reactivos.
- b) El equilibrio se desplazará hacia los reactivos.
- c) No afecta al equilibrio, simplemente se alcanza en menor tiempo.

16. Vamos a llevar a cabo la deshidratación de sacarosa con ácido sulfúrico. Coloca un poco de sacarosa (el azúcar que habitualmente consumimos) en una cápsula de porcelana y echa un poco de agua para que se disuelva ligeramente; añade después ácido sulfúrico muy despacio y con cuidado, removiendo suavemente al mismo tiempo. Observarás que se

forma un depósito color café que, poco a poco, se hace totalmente negro como el carbón. ¿Qué información adicional puedes sacar de este proceso?

Esta es una actividad experimental. Se trata de una reacción exotérmica, porque se comprueba cómo se calienta el recipiente a medida que se desarrolla el proceso.

■ Cuestiones y problemas

1. La estricnina es un potente veneno que se ha usado como raticida, cuya fórmula es $\text{C}_{21}\text{H}_{22}\text{N}_2\text{O}_2$. Para 1 g de estricnina, calcula:

- a) El número de moles de carbono.
- b) El número de moléculas de estricnina.
- c) El número de átomos de nitrógeno.

(Masas atómicas: $\text{C} = 12$; $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$.)

La masa del mol de estricnina ($\text{C}_{21}\text{H}_{22}\text{N}_2\text{O}_2$) es 334 g.

$$a) 1 \text{ g estricnina} \cdot \frac{1 \text{ mol estricnina}}{334 \text{ g estricnina}} \cdot \frac{21 \text{ moles de C}}{1 \text{ mol estricnina}} = 0,06 \text{ mol de C}$$

$$b) 1 \text{ g estricnina} \cdot \frac{1 \text{ mol estricnina}}{334 \text{ g estricnina}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas estricnina}}{1 \text{ mol estricnina}} = 1,8 \cdot 10^{21} \text{ moléculas estricnina}$$

$$c) 1 \text{ g estricnina} \cdot \frac{1 \text{ mol estricnina}}{334 \text{ g estricnina}} \cdot \frac{2 \text{ moles nitrógeno}}{1 \text{ mol estricnina}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos nitrógeno}}{1 \text{ mol de nitrógeno}} = 3,6 \cdot 10^{21} \text{ átomos nitrógeno}$$

2. Una muestra de un sulfuro de hierro de 12,1 g contiene 5,6 g de azufre. ¿Cuál es la fórmula de dicho compuesto? (Datos: masas atómicas $\text{S} = 32$; $\text{Fe} = 55,8$.)

Masa de Fe = 12,1 g – 5,6 g = 6,5 g

$$\text{Moles de átomos de Fe} = \frac{6,5 \text{ g}}{55,8} = 0,117$$

$$\text{moles de átomos de S} = \frac{5,6 \text{ g}}{32 \text{ g}} = 0,175$$

$$\text{Relación: } \frac{\text{número átomos S}}{\text{número átomos Fe}} = \frac{0,175}{0,117} = \frac{3}{2} \rightarrow \text{Fe}_2\text{S}_3$$

3. Al analizar la clorofila, se comprueba que contiene un 2,7% de magnesio. Calcula cuántos moles de magnesio habrá en 2 g de clorofila. (Dato: masa atómica $\text{Mg} = 24,3$.)

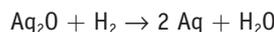
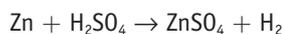
El número de átomos de magnesio se calcula así:

$$2 \text{ g clorofila} \cdot \frac{2,7 \text{ g Mg}}{100 \text{ g clorofila}} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{24,31 \text{ g Mg}} = 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ moles de Mg}$$



4. Calcula la cantidad de óxido de plata que puede reducirse por el hidrógeno que se desprende al atacar 20 g de cinc con ácido sulfúrico. (Datos: masas atómicas Zn = 65,4; Ag = 107,8; O = 16.)

Las reacciones que tienen lugar son:



Aplicando las relaciones estequiométricas existentes en las reacciones se tiene:

$$20 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{231,6 \text{ g Ag}_2\text{O}}{1 \text{ mol Ag}_2\text{O}} =$$

$$= 71 \text{ g de Ag}_2\text{O}$$

5. Explica el carácter ácido-base que presentarán en medio acuoso los siguientes óxidos: óxido de sodio, óxido de calcio, pentaóxido de difósforo y monóxido de dicloro.

Na₂O.....básico; CaO.....básico; P₂O₅.....ácido; Cl₂O.....ácido.

6. Sabiendo que se emplearon 18 mL de una disolución 0,15 M de ácido clorhídrico para neutralizar 0,15 g de sosa comercial, ¿podrías indicar la pureza de la sosa analizada? (Datos: masas atómicas Na = 23; O = 16.)

La reacción que tiene lugar es: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

$$18 \cdot 10^{-3} \text{ L dis. HCl} \cdot \frac{0,15 \text{ moles HCl}}{1 \text{ L dis. HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 0,11 \text{ g de NaOH}$$

La pureza de la sosa comercial será, por tanto:

$$\frac{0,11 \text{ g NaOH}}{0,15 \text{ g NaOH}_{\text{comercial}}} \cdot 100 = 73,3 \% \text{ de pureza}$$

7. Calcula la molaridad de una disolución preparada mezclando 50 mL de H₂SO₄ 0,136 M con:

a) 70 mL de H₂O.

b) 90 mL de H₂SO₄ 0,068 M.

a) En 50 mL de H₂SO₄ 0,136 M hay n.º moles = M

$$MV = 0,136 \text{ M} \cdot 0,050 \text{ L} = 6,8 \cdot 10^{-3} \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

$$M' = \frac{6,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,120 \text{ L}} = 0,057 \text{ M}$$

b) En 90 mL de H₂SO₄ 0,068 M hay n.º moles =

$$= MV = 0,068 \text{ M} \cdot 0,090 \text{ L} = 6,1 \cdot 10^{-3} \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{N.º total moles} = 6,8 \cdot 10^{-3} \text{ moles} + 6,1 \cdot 10^{-3} \text{ moles} = 12,9 \cdot 10^{-3} \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

$$V \text{ total} = 50 \text{ mL} + 90 \text{ mL} = 140 \text{ mL}$$

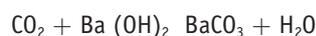
$$M'' = \frac{12,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,14 \text{ L}} = 0,092 \text{ M}$$

8. De los siguientes óxidos: CaO, Na₂O, B₂O₃, Al₂O₃, SO₃, I₂O₇, K₂O, indica cuáles son básicos, cuáles ácidos y cuáles anfóteros.

Óxidos básicos: CaO, Na₂O y K₂O; óxidos ácidos: SO₃, I₂O₇ y B₂O₃; óxido anfótero: Al₂O₃.

9. Se hacen pasar 60 litros de aire en c. n. a través de una disolución que contiene hidróxido de bario, y se observa que se forman 0,21 g de carbonato de bario [trioxocarbonato (IV) de bario]. A partir de estos datos, calcula el porcentaje en volumen de dióxido de carbono que contiene el aire. (Datos: masas atómicas Ba = 137,3; O = 16; C = 12.)

La reacción que tiene lugar es:



El volumen de dióxido de carbono que produjo la reacción puede calcularse así:

$$0,21 \text{ g BaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol BaCO}_3}{197,34 \text{ g BaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol BaCO}_3} \cdot \frac{22,4 \text{ L CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} =$$

$$= 2,4 \cdot 10^{-2} \text{ L de CO}_2$$

El tanto por ciento de dióxido de carbono en el aire será:

$$\frac{2,4 \cdot 10^{-2} \text{ L CO}_2}{60 \text{ L aire}} \cdot 100 = 0,04 \%$$

10. Dados los siguientes compuestos del nitrógeno: óxido de nitrógeno, dióxido de nitrógeno, ácido nítrico, ácido nitroso y amoníaco, indica cuáles pueden actuar como oxidantes, cuáles como reductores y cuáles en ambas formas.

– Óxido de nitrógeno (NO) ⇒ El nitrógeno tiene número de oxidación +2, por lo que puede actuar como oxidante y como reductor.

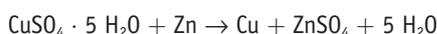
– Dióxido de nitrógeno (NO₂) ⇒ El nitrógeno tiene número de oxidación +4, por lo que puede actuar como oxidante y como reductor.

– Ácido nítrico (HNO₃) ⇒ El nitrógeno tiene número de oxidación +5, por lo que puede actuar solo como oxidante.

– Ácido nitroso (HNO₂) ⇒ El nitrógeno tiene número de oxidación +3, por lo que puede actuar como oxidante y como reductor.

– Amoníaco ⇒ El nitrógeno tiene número de oxidación –3, por lo que puede actuar solo como reductor.

11. Calcula la cantidad necesaria de sulfato de cobre (II) pentahidratado [tetraoxosulfato (VI) de cobre (II) pentahidratado], del 80 % de pureza, para reaccionar con 20,0 g de cinc. (Datos: masas atómicas O = 16; S = 32; Cu = 63,5; Zn = 65,4.)

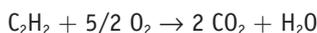


$$20 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{249,5 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}} \cdot \frac{100 \text{ g muestra}}{80 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}} =$$

$$= 95,4 \text{ g muestra de CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$$



12. El acetileno (C₂H₂) reacciona con oxígeno desprendiendo gran cantidad de energía. Si partimos de una bombona con 4 kg de acetileno y otra con 5 kg de oxígeno, ¿cuál se agotará antes? ¿Qué cantidad quedará sin reaccionar de la sustancia sobrante? (Datos: masas atómicas C = 12; O = 16.)



Primero veamos cuál de los dos es el limitante:

$$4 \cdot 10^3 \text{ g C}_2\text{H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{26 \text{ g C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{3 \text{ moles O}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} =$$

$$= 14,8 \cdot 10^3 \text{ g O}_2$$

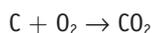
El acetileno está en exceso, luego el limitante es el oxígeno que se agotará antes.

$$5 \cdot 10^3 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{2,5 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{26 \text{ g C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2} =$$

$$= 1,6 \cdot 10^3 \text{ g C}_2\text{H}_2$$

Quedarán sin reaccionar: 4 kg – 1,6 kg = 2,4 kg de acetileno.

13. Al quemar 10 g de un carbón se obtienen 16,4 L de CO₂ medidos a 18 °C y 1 atm de presión. Calcula la riqueza de carbono en este carbón. (Datos: masa atómica C = 12.)



$$pV = nRT \Rightarrow 1 \text{ atm} \cdot 16,4 \text{ L} = n \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 291 \text{ K} \rightarrow$$

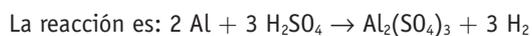
$$\rightarrow n = 0,69 \text{ mol CO}_2$$

$$0,69 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 8,3 \text{ g C}$$

Riqueza de carbono en muestra de carbón:

$$\frac{8,3 \text{ g C}}{10 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 83\% \text{ de carbono}$$

14. Se tratan 2,7 g de aluminio con una disolución de ácido sulfúrico [ácido tetraoxosulfúrico (VI)] 0,8 M. Calcula el volumen necesario de la disolución sulfúrica y el hidrógeno que se liberará, medido a 17 °C y 0,9 atm de presión. (Datos: masas atómicas Al = 27; S = 32; O = 16.)



$$2,7 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27 \text{ g Al}} \cdot \frac{3 \text{ moles H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles Al}} \cdot \frac{1 \text{ L dis. H}_2\text{SO}_4}{0,8 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} =$$

$$= 0,2 \text{ L dis. H}_2\text{SO}_4$$

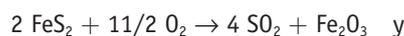
$$2,7 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27 \text{ g Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} = 0,15 \text{ mol H}_2$$

$$pV = nRT \rightarrow 0,9 \text{ atm} \cdot V = 0,15 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 290 \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow V = 4,0 \text{ L de H}_2$$

15. ¿Qué cantidad de piritita (FeS₂), del 80% de riqueza, se necesita para obtener 100 kg de ácido sulfúrico por el método de las cámaras de plomo? (Datos: masas atómicas O = 16; S = 32; Fe = 55,8.)

Las reacciones que tienen lugar son:



Con lo que, estequiométricamente, podemos escribir:

$$10^5 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{ moles SO}_2}{2 \text{ moles H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{ moles FeS}_2}{4 \text{ moles SO}_2} \cdot$$

$$\frac{120 \text{ g FeS}_2}{1 \text{ mol FeS}_2} \cdot \frac{100 \text{ g piritita}}{80 \text{ g FeS}_2} = 76 \text{ 530,6 g de piritita,}$$

es decir, 76,5 kg de piritita.

□ Para profundizar

16. 33,00 mg de un compuesto desconocido dan un análisis elemental de 21,60 mg de carbono, 3,00 mg de hidrógeno y 8,40 mg de nitrógeno.

a) Calcula su fórmula empírica.

b) Calcula su fórmula molecular sabiendo que si se vaporizan 11,0 mg del compuesto ocupan 2,53 mL medidos a 27 °C y 740 mmHg.

$$a) \%C = \left(\frac{21,6 \text{ mg}}{33,0 \text{ mg}} \right) \cdot 100 = 65,45\%$$

$$\%H = \left(\frac{3,0 \text{ mg}}{33,0 \text{ mg}} \right) \cdot 100 = 9,10\%$$

$$\%N = \left(\frac{8,40 \text{ mg}}{33,0 \text{ mg}} \right) \cdot 100 = 25,45\%$$

$$\text{Moles de C} = \frac{65,45}{12} = 5,45 \text{ moles}$$

$$\text{Moles de H} = \frac{9,10}{1} = 9,1 \text{ moles}$$

$$\text{Moles de N} = \frac{25,45}{14} = 1,82 \text{ moles}$$

La relación entre los átomos presentes es:

$$\frac{\text{moles C}}{\text{moles H}} = \frac{5,45}{9,1} = \frac{3}{5}; \quad \frac{\text{moles N}}{\text{moles H}} = \frac{1,82}{9,1} = \frac{1}{5}$$

Por tanto, la fórmula empírica será: (C₃H₅N)_n

b) Calculamos la masa del mol:

$$pV = (m/\text{mol}) RT \Rightarrow \frac{740 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}} \cdot 2,53 \cdot 10^{-3} \text{ L} =$$

$$= \frac{11 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{\text{Mol}} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 300 \text{ K}$$

de donde:

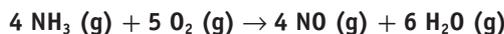
$$\text{Mol} = 109,8 \text{ g}$$

De la fórmula empírica:

$$\text{Mol} = (12 \cdot 3 + 1 \cdot 5 + 14 \cdot 1)n = 109,8 \Rightarrow n = 2$$

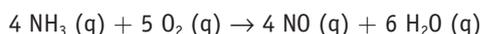
Fórmula molecular: C₆H₁₀N₂

17. Se hace reaccionar amoníaco con oxígeno según el siguiente proceso:



Calcula las moléculas de agua que se formarán si se parte de 15 litros de amoníaco y 15 litros de oxígeno en c. n.

La reacción que tiene lugar es:



$$15 \text{ L NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{22,4 \text{ L NH}_3} \cdot \frac{5 \text{ moles O}_2}{4 \text{ moles NH}_3} \cdot \frac{22,4 \text{ litros O}_2}{1 \text{ mol O}_2} =$$

$$= 18,8 \text{ L de O}_2$$

Como no tenemos 18,8 litros de O_2 , significa que sobrarán NH_3 y, por tanto, el oxígeno es el reactivo limitante. A partir de ahora, nuestros cálculos estequiométricos se realizarán con esta sustancia.

Vamos a calcular la cantidad de agua que se obtendrá:

$$15 \text{ L de O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{22,4 \text{ L O}_2} \cdot \frac{6 \text{ moles H}_2\text{O}}{5 \text{ moles O}_2} = 0,8 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

Número de moléculas de agua:

$$0,8 \text{ moles} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 4,8 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$$

18. Una muestra de 0,596 g de un compuesto gaseoso puro constituido exclusivamente por boro e hidrógeno ocupa un volumen de 484 cm³ en condiciones normales. Cuando la muestra se quema con oxígeno en exceso, todo el hidrógeno pasa a formar 1,17 g de agua, y todo el boro se encuentra en forma de óxido de boro. Obtén la fórmula del hidruro de boro inicial. (Dato: masa atómica del B = 10,8.)

Mol del hidruro de boro:

$$1 \text{ atm} \cdot 0,484 \text{ L} = (0,596 \text{ g/mol}) \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 273 \text{ K},$$

de donde mol = 27,6 g

$$1,17 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 0,13 \text{ g de H}$$

$$\text{masa de boro} = 0,596 \text{ g} - 0,13 \text{ g} = 0,47 \text{ g}$$

$$\frac{0,47 \text{ g B}}{10,8 \text{ g B}} = 0,044; \quad \frac{0,13 \text{ g H}}{1 \text{ g H}} = 0,13 \rightarrow$$

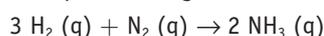
$$\rightarrow \frac{\text{número átomos B}}{\text{número átomos H}} = \frac{0,044}{0,13} = \frac{1}{3} \rightarrow (\text{BH}_3)_n$$

$$\text{Mol del hidruro} = (10,8 \cdot 1 + 1 \cdot 3) n = 27,6 \rightarrow n = 2$$

Fórmula B_2H_6

19. ¿Cuál es la composición de la mezcla de gases que resulta al hacer reaccionar 2,0 litros de nitrógeno con 5,0 litros de hidrógeno para obtener amoníaco?

La reacción ajustada que tiene lugar es:



Uno de ellos, el N_2 , está en exceso:

$$5 \text{ L H}_2 \cdot \frac{1 \text{ L de N}_2}{3 \text{ L de H}_2} = 1,67 \text{ L de N}_2 \text{ reaccionarán.}$$

La cantidad que sobrará será: $2 \text{ L} - 1,67 \text{ L} = 0,33 \text{ L de N}_2$

La cantidad de amoníaco obtenida será:

$$5 \text{ L H}_2 \cdot \frac{2 \text{ L de NH}_3}{3 \text{ L de H}_2} = 3,3 \text{ L de NH}_3$$

Por tanto, la cantidad total de gases obtenida será:

$$0,33 \text{ L} + 3,3 \text{ L} = 3,63 \text{ L}$$

La composición de la mezcla: Nitrógeno: $\frac{0,33 \text{ L}}{3,63 \text{ L}} \cdot 100 = 9\%$

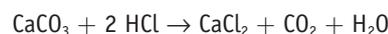
$$\text{Amoníaco: } \frac{3,3 \text{ L}}{3,63 \text{ L}} \cdot 100 = 91\%$$

20. Para conocer el contenido de carbonato de calcio de un suelo, se pesan 0,5 g del mismo y se tratan con ácido clorhídrico 2 M, obteniéndose 44,8 mL de CO_2 (medidos en c. n.), cloruro cálcico y agua. Calcula:

a) El volumen de la disolución ácida necesario para la reacción.

b) El porcentaje de carbonato cálcico del suelo. (Datos: masas atómicas C = 12; O = 16; Ca = 40.)

La reacción que tiene lugar es:



Aplicamos factores de conversión a la reacción ajustada:

$$\text{a) } 44 \cdot 10^{-3} \text{ L CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{22,4 \text{ L CO}_2} \cdot \frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ L dis. HCl}}{2 \text{ moles HCl}} =$$

$$= 2 \cdot 10^{-3} \text{ L dis. HCl}$$

$$\text{b) } 44 \cdot 10^{-3} \text{ L CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{22,4 \text{ L CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} =$$

$$= 0,2 \text{ g CaCO}_3$$

Por tanto, en la muestra analizada habrá:

$$\frac{0,2 \text{ g CaCO}_3}{0,5 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 40\% \text{ de CaCO}_3$$

21. A 0 °C y 1 atm de presión se tiene, contenida en un recipiente, una mezcla de butano (C_4H_{10}) y propano (C_3H_8) del 88 % de butano en masa.

Calcula la composición volumétrica de esta mezcla gaseosa. (Datos: masas atómicas C = 12; H = 1.)

S: 84,8 % de butano y 15,2 % de propano

Vamos a calcular primero los litros que hay de cada uno en dicha mezcla:

$$88 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{22,4 \text{ L C}_4\text{H}_{10}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} = 34,0 \text{ L de C}_4\text{H}_{10}$$

$$12 \text{ g C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{44 \text{ g C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{22,4 \text{ L C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = 6,1 \text{ L de C}_3\text{H}_8$$



Así que el volumen total de la mezcla será:

$$34,0 \text{ L} + 6,1 \text{ L} = 40,1 \text{ L}$$

Por tanto, la composición volumétrica será:

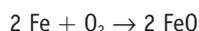
$$\% \text{ de } C_4H_{10} = \frac{34,0 \text{ L } C_4H_{10}}{40,1 \text{ L totales}} \cdot 100 = 84,8 \%$$

$$\% \text{ de } C_3H_8 = \frac{6,1 \text{ L } C_3H_8}{40,1 \text{ L totales}} \cdot 100 = 15,2 \%$$

22. En un recipiente de hierro de 5 L se introduce aire hasta conseguir una presión interior de 0,100 atm a temperatura de 239 °C. Si se considera que todo el oxígeno reacciona y que el único proceso posible es la oxidación del hierro a óxido de hierro (II), calcula:

- La cantidad de óxido de hierro (II) que se formará.
- La presión final en el recipiente.
- La temperatura a la que habría que calentar el recipiente para que se alcance una presión final de 0,1 atm.

(Datos: el aire contiene un 21 % de oxígeno gas; masas atómicas Fe = 55,8; O = 16.)



Cantidad de O₂: 0,21 · 5 L = 1,05 L

Cantidad de N₂ = 5 L - 1,05 L = 3,95 L

a) $pV = nRT$; 0,1 atm · 1,05 L = $n \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 512 \text{ K}$
 $\rightarrow n = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de O}_2$

$$2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ moles de FeO}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{71,8 \text{ g FeO}}{1 \text{ mol FeO}} = 0,36 \text{ g FeO}$$

b) Condiciones iniciales

$$p_T = p_{O_2} + p_{N_2} = 0,1 \cdot 0,21 + 0,1 \cdot 0,79 = 1 \text{ atm}$$

Condiciones finales

$$p_T = p_{N_2} = 0,1 \cdot 0,79 = 0,079 \text{ atm}$$

c) $\frac{p}{T} = \frac{p'}{T'} \rightarrow \frac{0,1 \text{ atm}}{512 \text{ K}} = \frac{0,079 \text{ atm}}{T'} \rightarrow T' = 648 \text{ K}$,
 es decir, 375 °C

23. Al quemar 2,34 g de un hidrocarburo gaseoso se forman 7,92 g de dióxido de carbono y 1,62 g de vapor de agua. A 85 °C y 700 mm de presión la densidad del hidrocarburo es 1,63 g L⁻¹.

- Determina la fórmula de dicho compuesto.
- ¿Qué volumen de oxígeno a 85 °C y 700 mm de presión se necesita para quemar totalmente la muestra de hidrocarburo? (Datos: masas atómicas C = 12; O = 16.)

a) $\frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} \cdot 7,92 \text{ g CO}_2 = 2,16 \text{ g C}$
 $\frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot 1,62 \text{ g H}_2\text{O} = 0,18 \text{ g H}$

$$\text{Moles de átomos de C} = \frac{2,16 \text{ g}}{12} = 0,18;$$

$$\text{moles de átomos de H} = \frac{0,18 \text{ g}}{1} = 0,18$$

$$\text{Relación: } \frac{\text{número átomos H}}{\text{número átomos C}} = \frac{0,18}{0,18} = \frac{1}{1} \rightarrow (CH)_n$$

$$pV = (m/M) RT \rightarrow d = p M/RT;$$

$$1,63 \text{ g L}^{-1} = \frac{(700/760) \text{ atm} \cdot M}{0,082 \text{ atm L K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 358 \text{ K}}$$

$$M = 52 \text{ g}; 52 \text{ g} = (12 \text{ g} + 1 \text{ g}) n \rightarrow n = 4.$$

Se trata del C₄H₄.

b) La reacción que tiene lugar es: C₄H₄ + 5 O₂ → 4 CO₂ + 2 H₂O

$$2,34 \text{ g C}_4\text{H}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_4}{52 \text{ g C}_4\text{H}_4} \cdot \frac{5 \text{ moles O}_2}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_4} = 0,225 \text{ mol O}_2$$

$$pV = nRT \rightarrow (700/760) \text{ atm } V = 0,225 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 358 \text{ K} \rightarrow V = 7,2 \text{ L O}_2$$

24. Se hacen reaccionar 12,0 g de un mineral que contiene un 60,0% de cinc con una disolución de ácido sulfúrico [ácido tetraoxosulfúrico (VI)] del 96% de riqueza y 1,18 g/mL de densidad. Calcula la cantidad de sulfato de cinc [tetraoxosulfato (VI) de cinc] que se obtiene y el volumen de la disolución ácida necesarios para la reacción. (Datos: masas atómicas Zn = 65,4; S = 32; O = 16.)

La reacción es: Zn + H₂SO₄ → ZnSO₄ + H₂

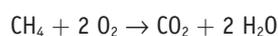
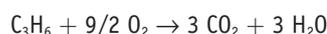
$$12 \text{ g mineral} \cdot \frac{60 \text{ g Zn}}{100 \text{ g mineral}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol Zn}}$$

$$\cdot \frac{161,4 \text{ g ZnSO}_4}{1 \text{ mol ZnSO}_4} = 17,8 \text{ g ZnSO}_4$$

$$12 \text{ g mineral} \cdot \frac{60 \text{ g Zn}}{100 \text{ g mineral}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Zn}}$$

$$\cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g dis. H}_2\text{SO}_4}{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol dis H}_2\text{SO}_4}{1,18 \text{ g dis. H}_2\text{SO}_4} = 9,5 \text{ mL dis. H}_2\text{SO}_4$$

25. Se quema totalmente una mezcla de metano (CH₄) y propeno (C₃H₆) de 7,41 g, reuniéndose 12,6 g de agua. Calcula la composición inicial de la mezcla. (Datos: masas atómicas C = 12; O = 16.)



$$\left. \begin{array}{l} \text{Cantidad de C}_3\text{H}_6 = x \\ \text{Cantidad de CH}_4 = y \end{array} \right\} x + y = 7,41 \text{ g}$$

