
D: EJERCICIOS DE GASES + ESTEQUIOMETRÍA

- D-01 (*) - El cloro se prepara por electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de sodio, obteniéndose hidróxido de sodio, hidrógeno gaseoso y cloro gaseoso.
- Escribir y ajustar la reacción que tiene lugar.
 - Si el hidrógeno y el cloro se recogen separados al 8 atm y 20°C, ¿Qué volumen de cada uno puede obtenerse a partir de 1,5 Kg de cloruro de sodio del 90% de riqueza?
 - Si se recogieran ambos gases en un recipiente de 15 litros a 25°C, ¿Cuales serían la presión parcial de cada gas en ese recipiente y cual sería la presión total
- D-02 - Sabiendo que la fórmula empírica del éter sulfúrico es: $C_4 O H_{10}$, determinar a) su composición centesimal.
b) La densidad de su vapor respecto del nitrógeno en condiciones normales
- D-03 (*) - En un matraz cerrado y a 120°C 0,16 g de metano, reaccionan totalmente con 0,96 g de oxígeno. La presión total antes de la reacción es de 1 atmósfera, los productos de la reacción se enfrían a 10°C de forma que el agua condensa, despreciando su presión de vapor a esa temperatura. Se pide:
- El volumen del matraz.
 - La presión total después de la reacción a 120°C
 - El número de moles totales en fase gaseosa existentes a 10°C
 - La presión parcial del dióxido de carbono a 10°C
- D-04 (*) - El óxido nitroso (N_2O) es un gas que se puede obtener por descomposición térmica del nitrato amónico. a) Escriba la ecuación de la reacción.

b) Al realizar dicha descomposición se obtienen 0,320 L del gas a 690 mm Hg y 12,5°C. Si el gas pesa 0,540 g, calcule el valor de la constante de los gases

D-05 - Al calentar una muestra de Nitrato de plomo(II) sólido se obtiene Oxígeno molecular, óxido de nitrógeno(IV), gaseoso y óxido de plomo(II) sólido. Si se recoge una muestra de gas que ocupa 293 mL medida a 200°C y 1 Atm de presión, ¿Qué cantidad de nitrato de plomo(II) se ha descompuesto: DATOS: Pesos atómicos: N = 14,00 ; O = 16,00 ; Pb = 207,19

D-06 - El clorato de potasio se descompone por el calor en cloruro de potasio y oxígeno molecular. Calcule el volumen de oxígeno medido a 125°C y 1 atm que puede obtenerse por descomposición de 148 g de una muestra que contiene el 87% en peso de clorato de potasio? ¿Cuántas moléculas de oxígeno se formarán?

D-07 (*) - En un matraz cerrado y a 120°C 0,16 g de metano, reaccionan totalmente con 0,96 g de oxígeno. La presión total antes de la reacción es de 1 atmósfera, los productos de la reacción se enfrían a 10°C de forma que el agua condensa, despreciando su presión de vapor a esa temperatura. Se pide:

- a) El volumen del matraz.
 - b) La presión total después de la reacción a 120°C
 - c) El número de moles totales en fase gaseosa existentes a 10°C
 - d) La presión parcial del dióxido de carbono a 10°C
-
-

D: EJERCICIOS DE GASES + ESTEQUIOMETRÍA

D-01 (*)

El cloro se prepara por electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de sodio, obteniéndose hidróxido de sodio, hidrógeno gaseoso y cloro gaseoso.

A) Escribir y ajustar la reacción que tiene lugar.

B) Si el hidrógeno y el cloro se recogen separados al 8 atm y 20°C, ¿Qué volumen de cada uno puede obtenerse a partir de 1,5 Kg de cloruro de sodio del 90% de riqueza?

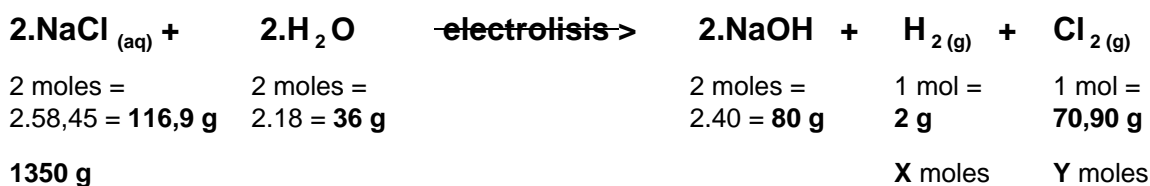
C) Si se recogieran ambos gases en un recipiente de 15 litros a 25°C, ¿Cuales serían la presión parcial de cada gas en ese recipiente y cual sería la presión total?

RESOLUCIÓN

a) La reacción, ajustada ya, es: $2.\text{NaCl}_{(aq)} + 2.\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{electrolisis}} 2.\text{NaOH} + \text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$

b) La cantidad de cloruro de sodio puro es el 90% de 1500 g: **1350 g de cloruro de sodio puro.**

Las relaciones estequiométricas en la reacción son:



donde vemos que el nº de moles de Cloro y de Hidrógeno (X e Y) son iguales :

$$X = Y = \frac{1.1350}{116,9} = 11,55 \text{ moles de H}_2 \text{ y de Cl}_2 \text{ se obtienen} \quad \text{las cuales se recogen a 8}$$

atm y 20°C, por lo que ocuparán: $P.V = n.R.T \implies 8.V = 11,55.0,082.293$; **V = 34,69 litros de H₂ y de Cl₂**

c) Si se recogen conjuntamente en un recipiente de 15 l a 25°C, la presión parcial de cada uno será

$$P.V = n.R.T \implies P_{\text{PARCIAL}}.15 = 11,55.0,082.298$$
 ; $P_{\text{PARCIAL}} = 18,82 \text{ atm para el H}_2 \text{ y para el Cl}_2$

La Presión total será la suma de las presiones parciales de ambos:

$$P_{\text{TOTAL}} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{Cl}_2} = 18,82 + 18,82 = 37,64 \text{ atm}$$

D-02

-Sabiendo que la fórmula empírica del éter sulfúrico es: C₄ O H₁₀, determinar a) su composición centesimal. b) La densidad de su vapor respecto del nitrógeno en condiciones normales.

RESOLUCIÓN

El peso molecular o masa molecular media del C₄ O H₁₀ es = 4.12,00 + 16,00 + 10.1,00 = 74 y en esa cantidad hay 4.12,00=48,00 g de C, 16,00 g de O y 10,00 g de H, por lo que composición centesimal será:

$$\% \text{ de C: } 48.100/74 = \mathbf{64,86\% \text{ de C}} \quad ;$$

$$\% \text{ de O : } 16.100/74 = \mathbf{21,62\% \text{ de O}} \quad ;$$

$$\% \text{ de H : } 10.100/74 = \mathbf{13,53\% \text{ de H}}$$

La densidad con respecto al nitrógeno es el cociente entre la densidad del vapor de este compuesto y la densidad del Nitrógeno. Dado que nos la piden en Condiciones Normales, la densidad la podemos calcular dividiendo su peso molecular entre 22,4 litros, que es el volumen que ocupa un mol de cualquier gas en Condiciones Normales. Así:

$$\frac{d_{\text{eter}}}{d_{\text{Nitrogeno}}} = \frac{\frac{74 \text{ g eter}}{22,4 \text{ litros}}}{\frac{28 \text{ g N}_2}{22,4 \text{ litros}}} = \frac{74}{28} = 2,64$$

D-03 (*)

En un matraz cerrado y a 120°C 0,16 g de metano, reaccionan totalmente con 0,96 g de oxígeno. La presión total antes de la reacción es de 1 atmósfera, los productos de la reacción se enfrían a 10°C de forma que el agua condensa, despreciando su presión de vapor a esa temperatura. Se pide:

- El volumen del matraz.
- La presión total después de la reacción a 120°C
- El número de moles totales en fase gaseosa existentes a 10°C
- La presión parcial del dióxido de carbono a 10°C

RESOLUCIÓN

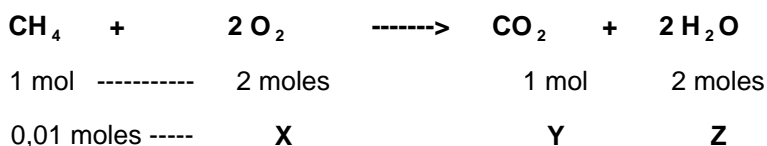
En este caso nos dan las dos cantidades de los gases que reaccionan, por lo que antes de nada hemos de determinar si son las cantidades estequiométricas o bien sobra una cantidad de uno de los dos gases. Para ello, planteamos la reacción, una vez calculados los números de moles de metano y de oxígeno:

$$n_{\text{METANO}} = \frac{0,16 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 0,01 \text{ moles de metano} \quad n_{\text{OXIGENO}} = \frac{0,96 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,03 \text{ moles de oxígeno}$$

a) Para determinar el volumen del matraz, le aplicamos al número total de moles la ecuación general de los gases ideales:

$$P.V = n.R.T ; 1.V = (0,01 + 0,03) .0,082.393 ; \mathbf{V = 1,289 \text{ litros}}$$

b) Para los cálculos estequiométricos vamos a suponer que se termina todo el metano (reactivo limitante)



X = 0,02 moles de oxígeno que se gastan, por lo que nos sobran: 0,03 - 0,02 = 0,01 moles de O₂
 Y = 0,01 moles de CO₂ que se forman Z = 0,02 moles de H₂O que se forman

Después de la reacción tendremos en ese recipiente: 0,01 moles de O₂; 0,01 moles de CO₂ y 0,02 moles de H₂O, por lo que el número total de moles es: (0,01 + 0,01 + 0,02) = 0,04 moles totales, es decir que no hay variación en el número total de moles, por lo que la presión después de producirse la reacción no varía:

$$\mathbf{P_{\text{FINAL}} = 1 \text{ atm}}$$

c) Cuando la temperatura desciende a 10°C, se produce la condensación de los 0,02 moles de agua, por lo que en estado gaseoso solamente quedarán 0,01 moles de O₂ y 0,01 moles de CO₂

d) La presión parcial se determina aplicando la ecuación general de los gases ideales al CO₂, teniendo en cuenta que el volumen del recipiente es 1,289 l :

$$P.V = n.R.T ; P.1,289 = 0,01.0,082.283 ; \mathbf{P_{\text{CO}_2} = 0,18 \text{ atm}}$$

D-04 (*)

El óxido nitroso (N₂O) es un gas que se puede obtener por descomposición térmica del nitrato amónico.

- Escriba la ecuación de la reacción.

b) Al realizar dicha descomposición se obtienen 0,320 L del gas a 690 mm Hg y 12,5°C. Si el gas pesa 0,540 g, calcule el valor de la constante de los gases.

RESOLUCIÓN

a) La reacción que tiene lugar es: $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O} + 2 \text{H}_2\text{O}$

b) Para determinar el valor de la constante de los gases con los datos que nos dan para el N_2O , cuyo peso molecular es: $P_m = 2 \cdot 14,01 + 16,00 = 44,02$, es suficiente con aplicar la ecuación de Clapeyron para los gases ideales, que es:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{690}{760} \text{ atm} \cdot 0,320 \text{ l} = \frac{0,540}{44,02} \text{ mol} \cdot R \cdot 285,5^\circ \text{K}$$

$$\text{De donde nos queda: } R = \frac{\frac{690}{760} \text{ atm} \cdot 0,320 \text{ l}}{\frac{0,540}{44,02} \text{ mol} \cdot 285,5^\circ \text{K}} = 0,0829 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot ^\circ \text{K}}$$

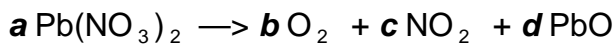
D-05

Al calentar una muestra de Nitrato de plomo(II) sólido se obtiene Oxígeno molecular, óxido de nitrógeno(IV), gaseoso y óxido de plomo(II) sólido. Si se recoge una muestra de gas que ocupa 293 mL medida a 200°C y 1 Atm de presión, ¿Qué cantidad de nitrato de plomo(II) se ha descompuesto:

DATOS: Pesos atómicos: N = 14,00 ; O = 16,00 ; Pb = 207,19

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{O}_2 + \text{NO}_2 + \text{PbO}$ la cual hemos de ajustar. Vamos a utilizar el método de los coeficientes:



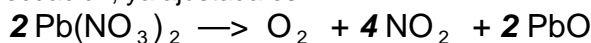
Planteamos una ecuación para cada elemento, igualando el nº de átomos en reactivos y productos:

Pb : $a = d$ Para resolver este sistema le damos valor a: $a = 2$

N : $2a = c$ Por lo que directamente obtenemos $d = 2$ y $c = 4$

O : $6a = 2b + 2c + d$ Y así: $6 \cdot 2 = 2b + 2 \cdot 4 + 2 \implies b = 1$

Y la ecuación, ya ajustada es:



En ella vemos que cada dos moles del reactivo $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ se obtienen 1 mol de O_2 y 4 moles de NO_2 , es decir 5 moles de gases.

El número total de moles de gas se obtiene por medio de la ecuación general de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \implies 1,00 \cdot 0,293 = n \cdot 0,082 \cdot 473 ; n = \frac{1,00 \cdot 0,293}{0,082 \cdot 473} = 7,55 \cdot 10^{-3} \text{ moles de las cuales}$$

corresponde 1/5 al O_2 y 4/5 al NO_2

$$\text{Así: } \text{N}^\circ \text{ de moles de } \text{O}_2 = \frac{7,55 \cdot 10^{-3}}{5} = 1,51 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } \text{O}_2 \text{ por lo que de acuerdo con la}$$

estequiometría de la reacción en la cual por cada 2 moles de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ se obtiene 1 mol de O_2 , el nº de moles de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ que se habrán descompuesto es:

Nº moles de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ descompuestos: $2 \cdot 1,51 \cdot 10^{-3} = 3,02 \cdot 10^{-3}$ moles que se han descompuesto

Y para determinar la masa, en gramos, teniendo en cuenta que el peso molecular del $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ es:

$$P_m = 207,19 + 2 \cdot 14 + 6 \cdot 16 = 331,19 \text{ g/mol}$$

Masa que se descompone:

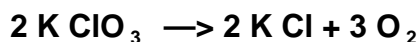
$$331,19 \cdot 3,02 \cdot 10^{-3} = \mathbf{1,00 \text{ gramos de } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \text{ que se descomponen}}$$

D-06

El clorato de potasio se descompone por el calor en cloruro de potasio y oxígeno molecular. Calcule el volumen de oxígeno medido a 125°C y 1 atm que puede obtenerse por descomposición de 148 g de una muestra que contiene el 87% en peso de clorato de potasio? ¿Cuántas moléculas de oxígeno se formarán?

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es: $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$ la cual hemos de ajustar. Dado que se trata de una reacción sencilla, puede hacerse fácilmente "a ojo", y queda:



Para poder aplicar las relaciones estequiométricas, referidas siempre a reactivos y productos puros, hemos de tener en cuenta que al disponer de un reactivo impuro, tenemos que calcular la cantidad de reactivo puro que hay, y que es:

$\text{g KClO}_3 \text{ puro} = 148 \cdot \frac{87}{100} = \mathbf{128,76 \text{ g de KClO}_3 \text{ puro que se descompone.}$ Así, teniendo en cuenta la reacción estequiométrica, tenemos que:

$2 \text{ KClO}_3 \rightarrow$	$2 \text{ KCl} +$	3 O_2
2 mol = $2 \cdot 122,5 = 245 \text{ g}$	2 mol = $2 \cdot 74,5 = 149 \text{ g}$	3 mol = $3 \cdot 32 = 96 \text{ g} = 3 \cdot 22,4 = 67,2 \text{ litros en C.N.}$
128,76 g	X	Y

Para determinar la cantidad de oxígeno podemos utilizar los g, los moles o los litros en C.N.; en este caso utilizaremos los moles, y así: "Y" moles de $\text{O}_2 = \frac{3 \cdot 128,76}{245}$;

Y = 1,577 moles de O_2 que se obtienen y con este dato, podemos ya determinar tanto el volumen que ocupa, aplicando la ecuación general de los gases ideales como el número de moléculas, teniendo en cuenta el n° de Avogadro:

$$N^\circ \text{ moléculas} = 1,577 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = \mathbf{9,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de oxígeno se obtienen.}}$$

El volumen que ocupan es:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T; 1 \cdot V = 1,577 \cdot 0,082 \cdot 398; \mathbf{V = 51,46 \text{ litros de } \text{O}_2}$$

D-07 (*)

En un matraz cerrado y a 120°C 0,16 g de metano, reaccionan totalmente con 0,96 g de oxígeno. La presión total antes de la reacción es de 1 atmósfera, los productos de la reacción se enfrían a 10°C de forma que el agua condensa, despreciando su presión de vapor a esa temperatura. Se pide:

- El volumen del matraz.
- La presión total después de la reacción a 120°C
- El número de moles totales en fase gaseosa existentes a 10°C
- La presión parcial del dióxido de carbono a 10°C

RESOLUCIÓN

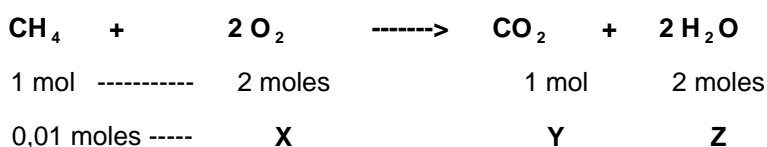
En este caso nos dan las dos cantidades de los gases que reaccionan, por lo que antes de nada hemos de determinar si son las cantidades estequiométricas o bien sobra una cantidad de uno de los dos gases. Para ello, planteamos la reacción, una vez calculados los números de moles de metano y de oxígeno:

$$n_{\text{METANO}} = \frac{0,16 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 0,01 \text{ moles de metano} \quad n_{\text{OXIGENO}} = \frac{0,96 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,03 \text{ moles de oxígeno}$$

a) Para determinar el volumen del matraz, le aplicamos al número total de moles la ecuación general de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T ; 1 \cdot V = (0,01 + 0,03) \cdot 0,082 \cdot 393 ; \mathbf{V = 1,289 \text{ litros}}$$

b) Para los cálculos estequiométricos vamos a suponer que se termina todo el metano (reactivo limitante)



X = 0,02 moles de oxígeno que se gastan, por lo que nos sobran: $0,03 - 0,02 = 0,01$ moles de O_2
Y = 0,01 moles de CO_2 que se forman Z = 0,02 moles de H_2O que se forman

Después de la reacción tendremos en ese recipiente: 0,01 moles de O_2 ; 0,01 moles de CO_2 y 0,02 moles de H_2O , por lo que el número total de moles es: $(0,01 + 0,01 + 0,02) = 0,04$ moles totales, es decir que no hay variación en el número total de moles, por lo que la presión, después de producirse la reacción, no varía:

$$\mathbf{P_{\text{FINAL}} = 1 \text{ atm}}$$

c) Cuando la temperatura desciende a 10°C , se produce la condensación de los 0,02 moles de agua, por lo que en estado gaseoso solamente quedarán 0,01 moles de O_2 y 0,01 moles de CO_2

d) La presión parcial se determina aplicando la ecuación general de los gases ideales al CO_2 , teniendo en cuenta que el volumen del recipiente es 1,289 l :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T ; P \cdot 1,289 = 0,01 \cdot 0,082 \cdot 283 ; \mathbf{P_{\text{CO}_2} = 0,18 \text{ atm}}$$
