

Química 2º Bachillerato.

UNIDAD 1. Cálculos en Química.

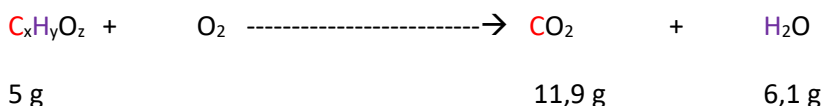
Ejercicios complementarios. Baía+Al-Andalus+Telleiras

En este documento aparecen desarrollados sólo los ejercicios del boletín "Ejercicios complementarios" destacados en amarillo

FÓRMULA EMPÍRICA Y FÓRMULA MOLECULAR

7. Determina: a) a fórmula empírica, b) a fórmula molecular dun composto orgánico que contén carbono, hidróxeno e osíxeno, sabendo que: en estado vapor 2 g do composto, recollidos sobre auga a 715 mm Hg e 40 °C, ocupan un volume de 800 mL; e ao queimar completamente 5 g de composto, se obteñen 11,9 g de dióxido de carbono e 6,1 g de auga. Presión vapor da auga a 40 °C=55 mm Hg (Xuñ-99)

-Con los datos relativos a la combustión determinamos la **fórmula empírica**.



En primer lugar, averiguamos los gramos de C, H y O. (IMPORTANTE: No es posible hacerlo por estequiometría ya que, al desconocer los subíndices x, y y z, es imposible ajustar la reacción). Por tanto,

**ya que TODO el C que había en el compuesto aparece como C formando parte del CO₂, calculamos los gramos de C por relación de las masas molares:

$$11,9 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{12 \text{ g } C}{44 \text{ g } CO_2} = 3,245 \text{ g } C$$

**ya que TODO el H que había en el compuesto aparece como H formando parte del H₂O, calculamos los gramos de H por relación de las masas molares:

$$6,1 \text{ g } H_2O \cdot \frac{2 \text{ g } H}{18 \text{ g } H_2O} = 0,678 \text{ g } H$$

**por diferencia con la masa inicial del compuesto, obtenemos la masa de oxígeno.

5g compuesto-3,245 g C-0,678 g H=1,077 g O

Ahora, pasamos los gramos a moles, dividiendo entre la masa molar de cada uno de los elementos:

$$3,245 \text{ g } C \cdot \frac{1 \text{ mol de } C}{12 \text{ g } C} = 0,27 \text{ mol } C \longrightarrow 4 \text{ mol } C$$

$$0,678 \text{ g } H \cdot \frac{1 \text{ mol de } H}{1 \text{ g } H} = 0,678 \text{ mol } H \longrightarrow 10 \text{ mol } H$$

$$1,077 \text{ g } O \cdot \frac{1 \text{ mol de } O}{16 \text{ g } O} = 0,0673 \text{ mol } O \longrightarrow 1 \text{ mol } O$$

FE: C₄H₁₀O

Dividimos todos los moles entre el menor de ellos, a fin de obtener una relación de números enteros sencillos

-Para obtener la fórmula molecular necesitamos determinar la masa molar. Para ello usamos los datos relativos al vapor del gas.

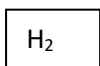
$$PV=nRT \quad PV=m/M \cdot RT$$

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{2 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (40+273) \text{ K}}{\frac{715-55}{760} \text{ atm} \cdot 0,8 \text{ L}} = 73,9 \text{ g/mol}$$

GASES

Baía (2015)

11. Temos dous depósitos de vidro, pechados, do mesmo volume. Un deles échese de hidróxeno (g) e o outro de dióxido de carbono (g), ambos a presión e temperatura ambiente. Razona: a) Cal deles contén maior número de moléculas? b) Cal deles contén maior número de moles? c) Cal deles contén maior número de gramos de gas? (Xuñ-96)



IMPORTANTE: este ejercicio se resuelve SÓLO razonando; puede ser razonamiento cualitativo, o empleando fórmulas, pero siempre basándose en las leyes, principios, teorías necesarias. No suponer ningún dato numérico.

a) y b) conjuntamente. HAY DOS FORMAS DE RAZONARLO.

FORMA 1-De acuerdo con la **hipótesis de Avogadro**, “volúmenes iguales de gases distintos en las mismas condiciones de P y T contienen el mismo número de partículas”. La situación dada en el problema cumple los requisitos de aplicación de esta hipótesis. Por tanto, en ambos recipientes habrá el mismo número de partículas. Dichas partículas, en el caso del H₂ y del CO₂ son moléculas (por la naturaleza intrínseca de ambas sustancias).

-Por otra parte, en 1 mol de cualquier sustancia hay un Número Avogadro (6,023·10²³) de partículas que, en el caso del ejemplo, son moléculas. Es decir: moléculas=mol·N_A. Como N_A es una constante, un mismo número de moléculas implica necesariamente un mismo número de moles de ambas sustancias.

FORMA 2-De acuerdo con la **ecuación de estado de los gases ideales**, PV=nRT, como en ambos recipientes hay la misma P, la misma T y el V es el mismo y, dado que R es una cte, se deduce fácilmente que hay el mismo número de moles en ambos.

-Por otra parte, en 1 mol de cualquier sustancia hay un Número Avogadro (6,023·10²³) de partículas que, en el caso del ejemplo, son moléculas. Es decir: moléculas=mol·N_A. Como N_A es

IMPORTANTE: el gas se recogió sobre agua. La presión total del gas más de la propia agua son los 715 mm Hg medidos. Pero hay que restar la presión vapor del agua para obtener la presión que realmente ejerce el vapor del compuesto. (Ley Dalton presiones parciales. P=P₁+P₂+...P_n)

https://www.youtube.com/watch?v=ozko7fkg4Ko&feature=emb_lo
go

una constante, un mismo número de moles implica necesariamente un mismo número de moléculas de ambas sustancias.

c) Ya que la **MASA MOLAR** de una sustancia es la masa expresada en gramos que tiene un mol de dicha sustancia, comparamos la masa molar de H_2 y de CO_2 . Como la $M(CO_2) > M(H_2)$, cada mol de CO_2 tendrá más masa que un mol de H_2 . Por ello, y por todo lo anteriormente expuesto, el recipiente que contiene el CO_2 tendrá más masa que el que contiene el H_2 .

12. Tendo en conta a masa da molécula de hidróxeno e a masa da molécula de osíxeno, contesta razoadamente: a) Qué ocupará máis volume, un mol de hidróxeno ou un mol de osíxeno, nas mesmas condicións de presión e temperatura, estando ambas substancias en forma gasosa? b) Cal terá máis masa, un mol de hidróxeno ou un mol de osíxeno, nas mesmas condicións de presión e temperatura? c) Donde haberá máis moléculas, nun mol de hidróxeno ou nun mol de osíxeno? (Set-05)

a) Dos formas de razonar:

FORMA 1- Por una parte, un mol de cualquier gas tiene un N_A de partículas (moléculas en el caso del H_2 y del O_2). Es decir, en el ejemplo en cuestión, en ambos casos tendré $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas.

Por otra parte, de acuerdo con la **hipótesis de Avogadro**, “volúmenes iguales de gases distintos en las mismas condiciones de P y T contienen el mismo número de partículas”, en este caso, moléculas. Dado que existe el mismo número de moléculas, necesariamente (por aplicación de la hipótesis de Avogadro) ocuparán exactamente el mismo volumen.

FORMA 2- De acuerdo con la **ecuación de estado de los gases ideales**, $PV=nRT$, como en ambos recipientes hay la misma P, la misma T y el número de moles es el mismo, dado que R es una cte, se deduce fácilmente que V ha de ser el mismo para ambos.

b) Ya que la **MASA MOLAR** de una sustancia es la masa expresada en gramos que tiene un mol de dicha sustancia, comparamos la masa molar de H_2 y de O_2 . Como la $M(O_2) > M(H_2)$, 1 mol de O_2 tendrá más masa que un mol de H_2 .

c) Aplicación directa del concepto de mol. Un mol de cualquier sustancia contiene un número Avogadro de partículas. En el caso del H_2 y del O_2 dichas partículas son moléculas, pues es así como ambos gases se presentan en estado gaseoso. Por tanto, un mol de cualquiera de ambos gases contiene exactamente el mismo número de partículas.

13. Nun matraz de 10 L introdúcense 2,0 g de hidróxeno, 8,4 g de nitróxeno e 4,8 g de metano, a 25 °C. Calcula: a) A fracción molar de cada gas. b) A presión parcial de cada un (Xuñ-06). R: $X_{H_2}=0,62$; $X_{N_2}=0,19$; $X_{CH_4}=0,19$; $P_{H_2}=2,4$ atm; $X_{N_2}=0,74$ atm; $P_{CH_4}=0,74$ atm

-En primer lugar, calculamos los moles de cada uno de los gases dados (pasar de gramos a moles dividiendo entre la masa molar):

$$2,0 \text{ g } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ g } H_2} = 1 \text{ mol } H_2$$

$$8,4 \text{ g } N_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{28 \text{ g } N_2} = 0,3 \text{ mol } N_2$$

$$4,8 \text{ g } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16 \text{ g } CH_4} = 0,3 \text{ mol } CH_4$$

-Sumamos todos los moles a fin de averiguar el número total de moles: $n_T = 1+0,3+0,3=1,6$ mol TOTAL

-Determinamos la fracción molar de cada gas, sabiendo que ésta se calcula como número de moles de la sustancia gaseosa entre el número total de moles. $\chi_i = n_i/n_T$

$$X_{H_2} = 1/1,6 = 0,625$$

$$X_{N_2} = 0,3/1,6 = 0,19$$

$$X_{CH_4} = 0,3/1,6 = 0,19$$

-En una mezcla de gases, la presión parcial que ejerce cada uno de ellos es el producto de su fracción molar por la presión total del sistema. $P_i = \chi_i \cdot P$

-Determinación de la presión total: $P = nRT/V$ (donde n es el número de mol total)

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1,6 \text{ atm} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 298 \text{ K}}{10 \text{ L}} = 3,91 \text{ atm}$$

-Determinación de la presión parcial de cada gas ($P_i = \chi_i \cdot P$):

$$P(H_2) = 0,625 \cdot 3,91 = 2,4 \text{ atm}$$

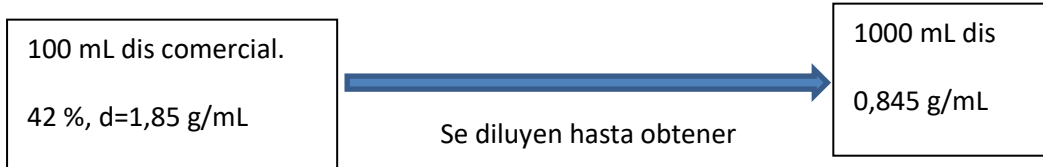
$$P(N_2) = 0,19 \cdot 3,91 = 0,74 \text{ atm}$$

$$P(CH_4) = 0,19 \cdot 3,91 = 0,74 \text{ atm}$$

NOTA- una vez obtenida las presiones parciales de dos de los gases, se puede determinar la presión parcial del tercer gas restando (Ley de Dalton de las presiones parciales):

$$P(CH_4) = P - P(H_2) - P(N_2) = 3,91 - 2,4 - 0,74 = 0,74 \text{ atm}$$

23. Se toman 100 cm³ de una disolución de HNO₃, del 42 % de riqueza y densidad 1,85 g/cm³, y se diluyen hasta obtener 1 dm³ de disolución de densidad 0,854 g/cm³. Calcula: a) La fracción molar del HNO₃ en la disolución resultante. b) La molaridad de la disolución resultante. (P.A.U. Jun. 99) R: a) $x_s = 0,028$; b) $[HNO_3] = 1,2 \text{ mol/dm}^3$



a) Determinar la fracción molar de HNO₃ en la disolución diluída.

En primer lugar, determinamos los moles de HNO₃. Luego calcularemos los moles de H₂O

$$100 \text{ mL dis com} \cdot \frac{1,85 \text{ g dis com}}{1 \text{ mL dis com}} \cdot \frac{42 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g dis com}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = 1,23 \text{ mol HNO}_3$$

77,7 g HNO₃

$$\chi = \frac{n\text{HNO}_3}{n\text{HNO}_3 + n\text{H}_2\text{O}} = \frac{1,23}{1,23 + n\text{H}_2\text{O}} = \frac{1,23}{1,23 + 43} = 0,027$$

Determinar los moles de H₂O en la disolución diluída.

$$1000 \text{ mL dis dil} \cdot \frac{0,854 \text{ g dis dil}}{1 \text{ mL dis dil}} = 854 \text{ g dis dil}$$

De esos 854 g de disolución, 77,7 g son de HNO₃. Por tanto, 854-77,7= 776,3 g H₂O en la disolución diluída.

Ahora pasamos los gramos de agua a moles

$$776,3 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 43 \text{ mol H}_2\text{O}$$

b) Molaridad

$$M = \frac{n \text{ HNO}_3}{V(L) \text{ disolución}} = \frac{1,23 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L dis}} = 1,23 \text{ M}$$

24- Se tiene 1 dm³ de una disolución de ácido sulfúrico del 98 % de riqueza y densidad 1,84 g/cm³. Calcula: a) La molaridad. b) La molalidad. c) El volumen de esa disolución de ácido sulfúrico necesario para preparar 100 cm³ de otra disolución del 20 % y densidad 1,14 g/cm³ (P.A.U. Jun. 01) R: a) [H₂SO₄] = 18,4 mol/dm³; b) m = 5×10² mol/kg; c) V = 12,6 cm³

a) Dado que la molaridad se calcula como $M = \frac{n \text{ H}_2\text{SO}_4}{V(L) \text{ disolución}}$ calculo los moles de H₂SO₄ que hay en un cierto volumen de disolución comercial. A tal efecto, puedo tomar como base de cálculo 1 L de disolución comercial.

$$1000 \text{ mL dis com} \cdot \frac{1,84 \text{ g dis com}}{1 \text{ mL dis com}} \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g dis com}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 18,4 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

$$M = [\text{H}_2\text{SO}_4] = \frac{18,4 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L dis com}} = 18,4 \text{ M}$$

NOTA-La molaridad de un soluto en una disolución se puede simbolizar con la letra M, con la letra C (concentración molar) o encerrando entre corchetes la fórmula del soluto, esto es, [H₂SO₄]

b) Dado que la molalidad se calcula como $m = \frac{n_{H_2SO_4}}{kg_{H_2O}}$ una forma cómoda es tomar como punto de partida cierta masa de disolución comercial. Tomamos como base de cálculo 100 g de disolución comercial.

En 100 g de disolución comercial tenemos, de acuerdo con la riqueza (98 %):

*98 g de H_2SO_4 -----→ pasamos a moles dividiendo entre la masa molar del H_2SO_4

$$98 \text{ g } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98 \text{ g } H_2SO_4} = 1 \text{ mol } H_2SO_4$$

*2 g de H_2O

Sustituimos en la expresión de la molalidad:

$$m = \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{2 \cdot 10^{-3} \text{ kg } H_2O} = 500 \text{ m}$$

c) Es el típico problema de preparación de una disolución a partir de otra disolución comercial.

QUIERO PREPARAR
100 cm³ de disolución del 20 % y
densidad 1,14 g/cm³

a partir de ...

disolución de ácido sulfúrico del
98 % de riqueza y densidad 1,84
g/cm³.

$$100 \text{ mL dis} \cdot \frac{1,14 \text{ g dis}}{1 \text{ mL dis}} \cdot \frac{20 \text{ g } H_2SO_4}{100 \text{ g dis}} \cdot \frac{100 \text{ g dis com}}{98 \text{ g } H_2SO_4} \cdot \frac{1 \text{ mL dis com}}{1,84 \text{ g dis com}} = 12,6 \text{ mL}$$

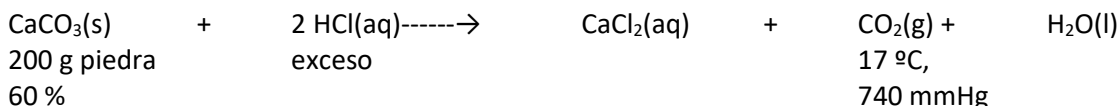
→ (llegados a este punto, la pregunta es ¿de dónde saco esos g de H_2SO_4 que necesito? La sustancia en cuestión (el H_2SO_4) no es pura, sino que está disuelta. En este punto, “conecto” con la disolución comercial de la que dispongo)

He de tomar 12,6 mL de la disolución comercial y llevarlos a un matraz aforado de 100 mL completar con agua destilada.

ESTEQUIOMETRÍA

28. Se hacen reaccionar 200 g de piedra caliza, que contiene un 60% de carbonato de calcio [trioxocarbonato (IV) de calcio], con un exceso de ácido clorhídrico, suficiente para que reaccione todo el carbonato. El proceso transcurre a 17 °C y 740 mm Hg de presión. En dicho proceso se forma dióxido de carbono, cloruro de calcio y agua. Calcular: a) la masa de cloruro de calcio obtenido; b) el volumen de dióxido de carbono producido en las condiciones de la reacción. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ R: a) $m = 132 \text{ g}$ b) $V = 29,3 \text{ L}$.

a) La ecuación ajustada es:



Identificar el "dato" (piedra caliza). Pasar el "dato" a moles

$$200 \text{ g piedra} \cdot \frac{60 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g piedra}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} = 1,20 \text{ mol CaCO}_3$$

Calcular "lo que me piden" aplicando la estequiometría:

$$1,20 \text{ mol CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{110,9 \text{ g CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCl}_2} = 132 \text{ g CaCl}_2$$

b) Por estequiometría:

$$1,20 \text{ mol CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 1,20 \text{ mol CO}_2$$

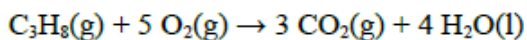
Aplicando ecuación de estado de los gases ideales: $PV=nRT$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{1,20 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (17 + 273)\text{K}}{\frac{740}{760} \text{ atm}} = 29,3 \text{ L CO}_2$$

29. Por combustión de propano con suficiente cantidad de oxígeno se obtienen 300 L de CO_2 medidos a 0,96 atm y 285 K. Calcular: a) el nº de moles de todas las sustancias que intervienen en la reacción; b) el nº de moléculas de agua obtenidas; c) la masa de propano que reaccionó; d) el volumen de oxígeno (en L) necesario para la combustión, medido a 1,2 atm y 42 °C; e) Volumen de aire necesario, en condiciones normales, suponiendo que la composición volumétrica del aire es del 20% de oxígeno y el 80% de nitrógeno. Rta: a) $n(\text{CO}_2) = 12,3$ $n(\text{C}_3\text{H}_8) = 4,1$ $n(\text{O}_2) = 20,5$ $n(\text{H}_2\text{O}) = 16,4$ b) $9,87 \cdot 10^{24}$ c) 180,4 g d) 441,2 L e) 2206 L

a) Propano: $\text{CH}_3\text{---CH}_2\text{---CH}_3$ (fórmula molecular C_3H_8)

Ecuación de combustión ajustada.



Suponiendo comportamiento ideal para el $\text{CO}_2(\text{g})$:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{0,96 \text{ atm} \cdot 300 \text{ dm}^3}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 285 \text{ K}} = 12 \text{ mol CO}_2$$

De la estequiometría de la reacción:

$$n(\text{C}_3\text{H}_8) = 12 \text{ mol CO}_2 \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{3 \text{ mol CO}_2} = 4,1 \text{ mol C}_3\text{H}_8$$

$$n(\text{O}_2) = 12 \text{ mol CO}_2 \frac{5 \text{ mol O}_2}{3 \text{ mol CO}_2} = 20 \text{ mol O}_2$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 12 \text{ mol CO}_2 \frac{4 \text{ mol H}_2\text{O}}{3 \text{ mol CO}_2} = 16 \text{ mol H}_2\text{O}$$

b)

$$N(\text{H}_2\text{O}) = 16 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 9,9 \times 10^{24} \text{ moléculas H}_2\text{O}$$

c)

$$m(\text{C}_3\text{H}_8) = 4,1 \text{ mol C}_3\text{H}_8 \frac{44 \text{ g C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = 181 \text{ g C}_3\text{H}_8$$

d) Suponiendo comportamiento ideal para el $\text{O}_2(\text{g})$

$$V(\text{O}_2) = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{20 \text{ mol O}_2 \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 315 \text{ K}}{1,2 \text{ atm}} = 4,4 \times 10^2 \text{ dm}^3 = 0,44 \text{ m}^3 \text{ O}_2$$

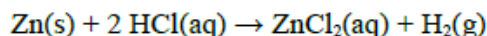
d)

$$V(\text{aire}) = 0,44 \text{ m}^3 \text{ O}_2 \frac{100 \text{ m}^3 \text{ aire}}{20 \text{ m}^3 \text{ O}_2} = 2,2 \text{ m}^3 \text{ aire}$$

31. a) ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27 °C y 0,98 atm (99,3 kPa), es posible obtener al añadir ácido clorhídrico en exceso sobre 75 g de cinc que contiene un 7% de impurezas inertes? b) ¿cuántos gramos se habrán producido de cloruro de cinc? Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = 8,31 \text{ J K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ R: a) $V = 26,86 \text{ L}$ b) 145 g .

La clave en este ejercicio es entender qué significa “un 7% de impurezas inertes”. Significa que la riqueza de la muestra es del 93 %. Aparece destacado en color azul.

La reacción ajustada es:



La cantidad de cinc puro que hay en los 75 g de muestra son:

$$n(\text{Zn}) = 75,0 \text{ g cinc impuro} \frac{93,00 \text{ g Zn}}{100,00 \text{ g cinc impuro}} \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} = 1,07 \text{ mol Zn}$$

que producen de hidrógeno

$$n(\text{H}_2) = 1,07 \text{ mol Zn} \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 1,07 \text{ mol H}_2$$

Suponiendo comportamiento ideal para el hidrógeno

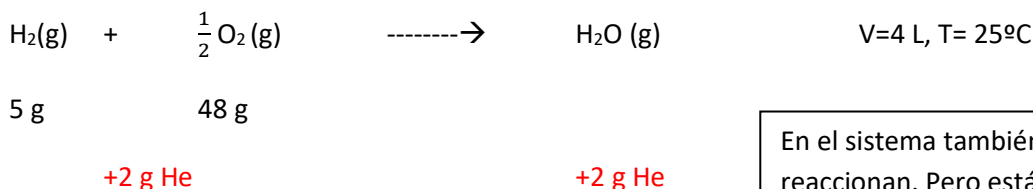
$$V(\text{H}_2) = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1,07 \text{ mol H}_2 \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{9,93 \times 10^4 \text{ Pa}} = 0,0268 \text{ m}^3 = 26,8 \text{ dm}^3 \text{ H}_2$$

Se habrán producido

$$m(\text{ZnCl}_2) = 1,07 \text{ mol Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnCl}_2}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{136 \text{ g ZnCl}_2}{1 \text{ mol ZnCl}_2} = 145 \text{ g ZnCl}_2$$

34. Una mezcla de gases compuesta por 5 g de hidrógeno, 2 g de helio y 48 g de oxígeno se encuentran en un recipiente cerrado de 4 dm³ a 25 °C. En ella se hace saltar una chispa eléctrica dando agua. a) ¿Cuántos gramos de agua se formarán?; b) Una vez que el proceso finaliza ¿qué gases quedan en el recipiente? Calcula sus presiones parciales y sus fracciones molares. Rta: a) 45 g H₂O b) P(He) = 3,05 atm; P(O₂) = 1,53 atm; P(H₂O)=15,26 atm; X_{He} = 0,154; X_{H₂O} = 0,769; X_{O₂}=0,077

La reacción ajustada es:



En el sistema también hay 2 g de He. No reaccionan. Pero están en el sistema, tanto al principio como cuando finaliza la reacción. Hay que tenerlo en cuenta para determinar las presiones parciales.

a)

i) **Decidir quién es el Reactivo limitante.**

-Pasar las cantidades a moles:

$$5 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} = 2,5 \text{ mol H}_2$$

$$48 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} = 1,5 \text{ mol O}_2$$

-Razonar quién es el reactivo limitante. Hay muchas formas de razonarlo. Una forma es la siguiente. **SUPONGO** que el H₂ es el R.L. ¿Cuánto O₂ gasta si el H₂ se consumiese por completo?

$$2,5 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{1/2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 1,25 \text{ mol O}_2 \text{ se gastaría}$$

Como tengo 1,5 mol de O₂, efectivamente el H₂ es el RL. Al finalizar la reacción quedará un exceso de 1,5-1,25=0,25 mol O₂

ii) **Calcular la cantidad de H₂O formada.** Hay que hacer los cálculos sobre la base del reactivo limitante (H₂) pues es el reactivo que, por estar en menor proporción en moles, LIMITA las cantidades de las demás sustancias que intervienen en la reacción.

$$2,5 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2} = 2,5 \text{ mol H}_2\text{O} \quad 2,5 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 45 \text{ g H}_2\text{O}$$

b) Composición final de la mezcla:

Al finalizar la reacción tengo: el H₂O que se forma, el O₂ que quedó en exceso y el He que está presente en el sistema.

$$\text{He: } 2 \text{ g He} \cdot \frac{1 \text{ mol He}}{4 \text{ g He}} = 0,5 \text{ mol He}$$

$$\text{H}_2\text{O: } 2,5 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$\text{O}_2: 0,25 \text{ mol O}_2$$

Moles TOTALES: $n=0,5+2,5+0,25=3,25$ mol total

$$\text{*Presión total del sistema: } P = \frac{nRT}{V} = \frac{3,25 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{4 \text{ L}} = 19,85 \text{ atm}$$

*Fracciones molares. $\chi_i = n_i/n_T$

$$\chi_{\text{He}} = 0,5/3,25 = 0,154 \quad \chi_{\text{H}_2\text{O}} = 2,5/3,25 = 0,769 \quad \chi_{\text{O}_2} = 1 - \chi_{\text{He}} - \chi_{\text{H}_2\text{O}} = 1 - 0,154 - 0,769 = 0,077$$

La suma de las fracciones molares es 1



*Presiones parciales. $P_i = \chi_i \cdot P$

$$P_{\text{He}} = \chi_{\text{He}} \cdot P = 0,154 \cdot 19,85 = 3,06 \text{ atm}$$

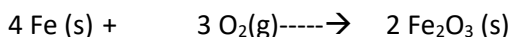
$$P_{\text{O}_2} = \chi_{\text{O}_2} \cdot P = 0,077 \cdot 19,85 = 1,53 \text{ atm}$$

$P_{\text{H}_2\text{O}} = P - P_{\text{He}} - P_{\text{O}_2} = 19,85 - 3,06 - 1,53 = 15,26$ atm (NOTA-esta última presión parcial se ha calculado aplicando Ley de Dalton de las Presiones Parciales)

36. Unha mostra comercial impura de 0,712 g de carburo de calcio (CaC₂) empregouse na produción de acetileno, mediante a súa reacción con exceso de auga, sendo outro dos produtos da reacción o hidróxido de calcio. Se o volume de acetileno (C₂H₂), recollido a 25 °C e 745 mm Hg, foi de 0,25 litros, determina: a) a masa de acetileno producida; b) os gramos de carburo de calcio que reaccionaron; c) a porcentaxe de pureza da mostra inicial. R: a) 0,26 g; b) 0,641 g; c) 90%

CORREGIDO EN CLASE

37. Un anaco de ferro de 80 g déixase en contacto coa atmósfera, de xeito que parte se converte en óxido de ferro (III). Se despois de oxidarse pesa 84,3 g, que cantidade de ferro se oxidou? R: 10 g



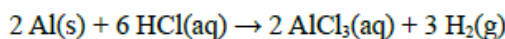
80 g 84,2 g

Por ley de conservación de la masa: $80+x=84,2 \rightarrow x=4,3 \text{ g O}_2$ que han reaccionado

$$4,3 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} \cdot \frac{4 \text{ mol Fe}}{3 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{55,845 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 10 \text{ g Fe}$$

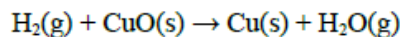
40. Fanse reaccionar 5 moles de aluminio metal con cloruro de hidróxeno en exceso para dar tricloruro de aluminio e hidróxeno (gas). a) Qué volume de hidróxeno, medido en condicións normais, se obterá?; b) se todo o hidróxeno se fai pasar sobre unha cantidade en exceso de monóxido de cobre, producíndose cobre metal e auga, que cantidade de cobre metal se obtén se o rendimento da reacción é do 60 %? (Set-97). R: a) 168 L; b) 4,5 mol

a) La primera reacción ajustada es:



$$V = 5,00 \text{ mol Al} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} \cdot \frac{22,4 \text{ dm}^3 \text{ gas c. n.}}{1 \text{ mol gas}} = 168 \text{ dm}^3 \text{ H}_2 \text{ c. n.}$$

b) La segunda reacción ajustada es:



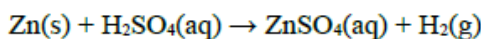
$$n(\text{Cu}) = 5,00 \text{ mol Al} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{60,0 \text{ mol obtidos}}{100 \text{ mol calculados}} = 4,50 \text{ mol Cu obtenidos}$$

(Aunque «cantidad» parece indicar cantidad de sustancia que se mide en moles, muchas veces se espera como respuesta la masa.

La masa sería: $m = 4,50 \text{ mol Cu} \cdot 63,5 \text{ g Cu / mol Cu} = 286 \text{ g Cu} = 0,286 \text{ kg Cu}$)

41. 10 gramos dun mineral que contén un 60 % de cinc fanse reaccionar con 20 mL dunha disolución de ácido sulfúrico [tetraoxosulfato(VI) de hidróxeno] do 96 % e densidade=1,823 g/mL. Calcula: g) gramos de sulfato de cinc [tetraoxosulfato(VI) de cinc] producido; b) volume de hidróxeno obtido se as condicións do laboratorio son 25 °C e 740 mm Hg de presión; c) Repite os cálculos anteriores supoñendo que o rendimento da reacción fose do 75 %. (Set-00). R: a) 14,8 g; b) 2,3 L; c) 11,1 g e 1,73 L

a) La ecuación ajustada es:



Determinamos cuál es el reactivo limitante. Para ello calculamos los moles de cada reactivo:

$$n(\text{Zn}) = 10 \text{ g mineral} \cdot \frac{60 \text{ g Zn}}{100 \text{ g mineral}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} = 0,092 \text{ mol Zn}$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 20 \text{ cm}^3 \text{ D} \cdot \frac{1,823 \text{ g D}}{1 \text{ cm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g D}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 0,36 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Ahora decidimos quién es el reactivo limitante. Como la estequiometría es 1:1, el Zn es el reactivo limitante, pues es quien está en menor cantidad en moles. (Consume 0,092 moles de H₂SO₄, de quien disponemos cantidad en exceso).

Calculamos la masa de ZnSO₄ producida, tomando como base de cálculo el Zn que es el RL.

$$m(\text{ZnSO}_4) = 0,092 \text{ mol Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{161 \text{ g ZnSO}_4}{1 \text{ mol ZnSO}_4} = 15 \text{ g ZnSO}_4$$

b)

$$n(\text{H}_2) = 0,092 \text{ mol Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 0,092 \text{ mol H}_2$$

Suponiendo comportamiento ideal para el gas hidrógeno, se obtiene a 25 °C y 740 mmHg un volumen de

$$V(\text{H}_2) = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,092 \text{ mol H}_2 \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{9,8 \times 10^4 \text{ Pa}} = 2,3 \times 10^{-3} \text{ m}^3 = 2,3 \text{ dm}^3 \text{ H}_2$$

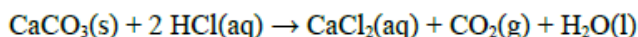
c) Si el rendimiento fuese del 75 % obtendríamos realmente:

$$15 \text{ g ZnSO}_4 \text{ teóricos} \cdot \frac{75 \text{ g ZnSO}_4 \text{ reales}}{100 \text{ g ZnSO}_4 \text{ teóricos}} = 11,1 \text{ g ZnSO}_4 \text{ realmente obtenidos}$$

$$2,3 \text{ L H}_2 \text{ teóricos} \cdot \frac{75 \text{ L H}_2 \text{ teóricos}}{100 \text{ L H}_2 \text{ teóricos}} = 1,7 \text{ L H}_2 \text{ realmente obtenidos (a 25 °C y 740 mm Hg)}$$

42. Para saber o contido en carbonato de calcio [trioxocarbonato (IV) de calcio (II)] dunha calcaria impura fanse reaccionar 14 g da calcaria con ácido clorhídrico do 30 % en peso e densidade 1,15 g/mL, obténdose cloruro de calcio, auga e dióxido de carbono. Sabendo que as impurezas non reaccionan con ácido clorhídrico e que se gastan 25 mL do ácido, calcula: a) a porcentaxe de carbonato de calcio na calcaria; b) o volume de dióxido de carbono, medido en condicións normais, que se obtén na reacción. (Set-07). R: a) 84 %; b) 2,64 L

a) La ecuación ajustada de la reacción entre el carbonato de calcio y el ácido clorhídrico es:



La cantidad de HCl que ha reaccionado es:

$$n(\text{HCl}) = 25 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1,15 \text{ g D}}{1 \text{ cm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{30 \text{ g HCl}}{100 \text{ g D}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,24 \text{ mol HCl}$$

La masa de carbonato de calcio que ha reaccionado es:

$$m(\text{CaCO}_3) = 0,24 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 12 \text{ g CaCO}_3$$

Si sólo ha reaccionado el carbonato de calcio de la muestra, hay 12 g de CaCO_3 en cada 14 g de caliza, lo que supone una riqueza de:

$$r'(\text{CaCO}_3) = 12 \text{ g de CaCO}_3 / 14 \text{ g de caliza} = 0,84 = 84 \%$$

b) La cantidad de dióxido de carbono obtenida es:

$$n(\text{CO}_2) = 0,24 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol HCl}} = 0,12 \text{ mol CO}_2$$

Suponiendo comportamiento ideal para el gas,

$$V(\text{CO}_2) = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,12 \text{ mol CO}_2 \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}}{1,0 \text{ atm}} = 2,6 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2 \text{ en c.n.}$$

43. O cloro obtense no laboratorio segundo a seguinte reacción:



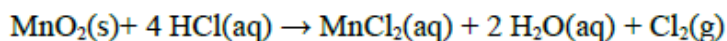
Calcula: a) a cantidade de reactivos, expresada en gramos, necesarios para obter 10 L de cloro medidos a 15 °C e 0,89 atm; b) o volume de ácido clorhídrico 0,60 M necesario para iso.

R: a) 32,8 g MnO_2 ; 55,0 g HCl; b) 2,5 L

a) Suponiendo comportamiento ideal para el gas cloro,

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,890 \text{ atm} \cdot 10,0 \text{ dm}^3}{0,0820 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 288 \text{ K}} = 0,377 \text{ mol Cl}_2$$

De la ecuación ajustada:



Cantidad de MnO_2 necesaria:

$$0,377 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol MnO}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{86,9 \text{ g MnO}_2}{1 \text{ mol MnO}_2} = 32,8 \text{ g MnO}_2$$

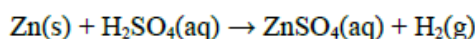
Cantidad de HCl necesaria:

$$0,377 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 55,0 \text{ g HCl}$$

b) Volumen de HCl necesario:

$$0,377 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{1 \text{ L dis}}{0,60 \text{ mol HCl}} = 2,52 \text{ L dis HCl}$$

44. Una muestra de 20,0 g de una aleación que contiene un 70,0 % de cinc se trata con una cantidad suficiente de una disolución de ácido sulfúrico de riqueza 92,1 % en masa y densidad $1,82 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$. Como resultado de la reacción se producen sulfato de cinc e hidrógeno. Calcule: a) Los gramos de sulfato de cinc obtenidos. b) El volumen de la disolución de ácido sulfúrico necesario para que reaccione todo el cinc. (P.A.U. Set. 10) R: a) $m = 34,6 \text{ g ZnSO}_4$; b) $V = 12,5 \text{ cm}^3 \text{ D H}_2\text{SO}_4$



La cantidad de cinc puro que hay en los 20,0 g de aleación es:

$$n(\text{Zn}) = 20,0 \text{ g aleación} \cdot \frac{70,0 \text{ g Zn}}{100 \text{ g aleación}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} = 0,214 \text{ mol Zn}$$

que producen de sulfato de cinc

$$m(\text{ZnSO}_4) = 0,214 \text{ mol Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{161,5 \text{ g ZnSO}_4}{1 \text{ mol ZnSO}_4} = 34,6 \text{ g ZnSO}_4$$

b) Para que reaccione todo el cinc se precisan 0,214 mol de H_2SO_4 , puesto que reaccionan mol a mol. Esta cantidad de ácido sulfúrico estará contenida en:

$$V_D(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,214 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g D H}_2\text{SO}_4}{92,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ D H}_2\text{SO}_4}{1,82 \text{ g D H}_2\text{SO}_4} = 12,5 \text{ cm}^3 \text{ D H}_2\text{SO}_4$$