



REPASO QUÍMICA GENERAL

QUÍMICA 2.º BACH

EJERCICIOS

ALBA LÓPEZ VALENZUELA

..... MASA MOLAR, EL MOL, LA MASA Y EL NÚMERO DE ÁVOGADRO

1 Halla las masas molares de: metano, oxígeno, cloruro de sodio, ácido nítrico, ozono O_3 , glucosa $C_6H_{12}O_6$, sulfato de aluminio, dicromato de potasio, sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$.

2 ¿Cuántos moles son 23 g de nitrato de calcio?

Solución: 0.225 mol

3 ¿Cuántos gramos pesa un átomo de oro?

Solución: 3.27×10^{-22} g

4 ¿Qué pesa más 1 g de cloruro de plomo(II) o 0.15 mol de ozono?

Solución: 0.15 mol de ozono

5 Se tiene la bombona de la imagen que contiene 10 kg de CO_2 .

- (a) ¿Cuántos moles de CO_2 hay en la bombona?
- (b) ¿Cuántas moléculas de CO_2 hay?
- (c) ¿Cuántos moles de O hay?
- (d) ¿Cuántos átomos de C hay?
- (e) ¿Cuántos átomos hay?
- (f) ¿Cuántos gramos de O hay?
- (g) ¿Cuántos kilogramos de CO_2 necesitamos para tener 6 kg de C?
- (h) ¿Cuántas bombonas se necesitarían?

Solución: a) 227.3 mol CO_2 ; b) 1.37×10^{26} moléculas CO_2 ; c) 454.6 mol O; d) 1.37×10^{26} átomos C; e) 4.1×10^{26} átomos; f) 7273.6 g O; g) 22 kg CO_2 ; h) 3 bombonas



6 Una muestra sólida de 4.0 g contiene un 65 % de carbonato de plomo(II) y el resto, de fosfato de plomo(II). Calcula:

- (a) El número total de moles que hay de ambas sales.
- (b) La cantidad (en mol) de iones carbonato y de iones fosfato.
- (c) El número de átomos de O y de P presentes en la muestra.

Solución: a) 0.0121 mol; b) 0.0104 mol CO_3^{2-} y 0.0035 mol PO_4^{3-} ; c) 2.11×10^{21} átomos P y 3.57×10^{22} átomos O

7 Ordena las siguientes cantidades de menor a mayor según el número de átomos: 1 g de nitrato de aluminio, 4 mol de ácido sulfúrico y 6×10^{24} moléculas de dióxido de azufre.

Solución: $AlNO_3 < SO_2 < H_2SO_4$

8 Al beber un vaso de agua de 300 mL, ¿cuántas moléculas de agua bebemos? Dato: densidad del agua: 1 g mL^{-1}

Solución: 1×10^{25} moléculas

9 La morfina es un medicamento utilizado en el tratamiento del dolor, cuya fórmula molecular es $C_{17}H_{19}NO_3$. A un paciente se le inyectan, por vía intravenosa, 10 mg de morfina, determine:

- (a) El número de moléculas de morfina inyectadas.
- (b) El número de átomos de carbono inyectados.

Solución: a) 2.11×10^{19} moléculas; b) 3.59×10^{20} átomos C

10 Un hombre pesa 70 kg. Si el 80 % del cuerpo humano está formado por agua:

- (a) Calcula los moles y moléculas de agua que forman parte de su cuerpo.
- (b) Calcula además el número de átomos de hidrógeno y de oxígeno.

Solución: a) 3111 mol H_2O y 1.87×10^{27} moléculas H_2O ; b) 1.87×10^{27} átomos O y 3.75×10^{27} átomos H

11 [Extremadura, Septiembre 12] 1a) Razone si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: "Un mol de agua contiene un número de Avogadro de moléculas y ocupa 22,4 litros a $0^\circ C$ y 760 mmHg".

. . . . GASES IDEALES. LEYES DE LOS GASES. PRESIONES PARCIALES. VOLUMEN MOLAR. DENSIDAD. . . .

- 12) Calcular el volumen que ocupa un mol de hidrógeno (H_2) en condiciones normales. ¿Qué volumen ocuparía si el mol es de oxígeno (O_2) medido en las mismas condiciones?
- 13) Calcular la presión que ejercen 20 g de gas hidrógeno en un recipiente de 3 L a $30^\circ C$.
- 14) Tenemos 90 g de agua líquida a $25^\circ C$ ($d = 1 \text{ g/mL}$). La calentamos hasta que hierve y llega a una temperatura de $227^\circ C$ y una presión de 760 mmHg. ¿Qué volumen ocupa el agua a $25^\circ C$ en estado líquido y a $227^\circ C$ en estado gaseoso?
- 15) Determine el volumen de oxígeno gas, medido en condiciones normales, que contienen 6.022×10^{23} moléculas de oxígeno.
- 16) Sabiendo que la densidad de cierto gas, a $30^\circ C$ y 310 mmHg es de 1.02 g/L, calcula su masa molar.
- 17) Calcula la densidad del etano a 700 mmHg de presión y $75^\circ C$ de temperatura.
- 18) Una mezcla de gases a 1 atm de presión contiene 30 % de hidrógeno, 20 % de nitrógeno y 50 % de dióxido de carbono en volumen. ¿Cuál es la presión parcial, en mmHg, de cada gas?
- 19) En un recipiente de 10 L de capacidad se introducen 1.8 g de agua y 32 g de metano. Se eleva la temperatura del recipiente hasta $150^\circ C$. Determine:
- La presión parcial de cada gas.
 - La presión total de la mezcla gaseosa.
- 20) Un recipiente de 1.10 L de capacidad contiene 0.36 g de helio a $25^\circ C$. Se vierte su contenido en otro recipiente de 1.25 L que contiene 0.60 g de nitrógeno a igual temperatura. Calcula la presión parcial que ejerce cada gas y la presión total de la mezcla.
- 21) Una mezcla de gases contiene 4.46 mol de neón, 0.74 mol de argón y 2.15 mol de xenón. Determine las presiones parciales de los gases si la presión total es de 2.00 atm a cierta temperatura.
- 22) **[Extremadura, Junio 08]** Considerando que el SO_3 es gaseoso en condiciones normales de presión y temperatura,
- ¿qué volumen, en condiciones normales de presión y temperatura, ocuparán 160 g de SO_3 ?
 - ¿cuántas moléculas de SO_3 contiene dicho volumen? y ¿cuántos átomos de oxígeno?

..... COMPOSICIÓN CENTESIMAL. FÓRMULA EMPÍRICA Y FÓRMULA MOLECULAR.

- 23) Calcula la composición centesimal de:
- hidróxido de magnesio
 - ácido fosfórico
 - benceno
 - hidrógenocarbonato de sodio (bicarbonato de sodio)
 - sulfato de amonio
- 24) La novocaína, $C_{13}H_{21}ClN_2O_2$, es un anestésico local. Determina su composición centesimal y a partir de ella, la cantidad de cada elemento existente en 50 gramos de muestra.
- 25) Calcula la composición centesimal del etanol CH_3CH_2OH y del etanal CH_3CHO . ¿Cuál de estos compuestos tiene mayor % de oxígeno?
- 26) Algunos compuestos iónicos cristalizan con un número determinado de moléculas de agua. A estos compuestos se les llama hidratos y en su fórmula se indica la proporción en la que participa el agua. Por ejemplo, el sulfato de cobre(II) pentahidratado tiene fórmula $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$. Calcula el porcentaje en masa de agua en esta sustancia.
- 27) Determina la fórmula empírica del siguiente compuesto hidrato, dada su composición centesimal: 75.49% de cloruro de calcio y 24.51% de agua.
- 28) Al calentar en estufa 195.4 mg de cloruro de bario hidratado se obtuvieron 167 mg de residuo. Determina la fórmula de la sal hidratada.
- 29) Calcula la fórmula empírica de un hidrocarburo que en un análisis dio la siguiente composición: 85.63% de C y el resto de hidrógeno.
- 30) El análisis de un compuesto dio la siguiente composición: K: 26.57%; Cr: 35.36%; O: 38.07%. Calcula la fórmula empírica del compuesto.
- 31) Un compuesto contiene 63.1% de C y 11.92% de H y 24.97% de F. Calcula la fórmula empírica del compuesto.
- 32) En 0.73 g de una amida hay 4.22×10^{22} átomos de hidrógeno, 0.36 g de carbono, 0.01 moles de oxígeno y el resto es nitrógeno. ¿Cuál es la fórmula empírica de esta amida?
- 33) Al calcinar una muestra de 367 mg de óxido de plata se obtuvo un residuo de 342 mg de plata. Determina la fórmula empírica de este óxido.
- 34) [Extremadura, Septiembre 07] Un óxido de hierro está formado por un 69.9% de metal y el resto de oxígeno. Calcular:
- La fórmula empírica de óxido.
 - Los gramos de óxido que se formarán a partir de 1.65 g de hierro.
- 35) Un compuesto tiene la siguiente composición en tanto por cien: 19.3% de Na, y 26.9% de S y 53.8% de O. Su peso molecular es 238 g/mol. Calcula la fórmula molecular.
- 36) [Extremadura, Junio 14] En la combustión completa de 2.3710 g de carbono se forman 8.6880 g de un óxido gaseoso de este elemento. En condiciones normales, 1 L de este óxido pesa 1.9662 g. Determinar la fórmula de este compuesto.
Masas atómicas (u): H=1; C=12; O=16. $R = 0.082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.
- 37) El butano es un compuesto que tiene un 82.64% de carbono y 17.36% de hidrógeno. Determina su fórmula empírica y molecular sabiendo que su masa molar es 58.08 g/mol.
- 38) Un compuesto orgánico, cuyo peso molecular es 88 g/mol, contiene sólo carbono, oxígeno e hidrógeno. Un análisis concluyó que la composición centesimal es 54.54% C, 36.36% O y el resto de hidrógeno.
- Halla la fórmula empírica y la fórmula molecular.
 - Teniendo en cuenta que es un ácido, formula y nombra dos compuestos posibles.

Solución: a) FE: C_2H_4O ; FM: $C_4H_8O_2$; b) ácido butanoico y ácido metilpropanoico.

- 39 [Extremadura, Septiembre 06] La combustión de 0.2 g de un compuesto orgánico que contiene exclusivamente C, H y O produce 0.2998 g de CO_2 y 0.0819 g de H_2O . ¿Cuál es su fórmula empírica?
- 40 [Extremadura, Septiembre 06] La fórmula empírica de un compuesto es CH_2 . En estado gaseoso su densidad (a 0°C y 1 atm de presión) es 2.5 g/L.
- (a) Determinar su fórmula molecular.
- (b) Indicar un posible compuesto cuya fórmula molecular sea esa y nombrarlo.
- 41 [Extremadura, Julio 19] Por combustión de 2.0 g de un hidrocarburo (C_xH_y) se obtienen 6.29 gramos de CO_2 . Si la densidad del hidrocarburo en estado gaseoso es 1.78 g L^{-1} , a 287.8 K y 1 atmósfera de presión. Determinar:
- (a) La fórmula empírica y molecular del hidrocarburo.
- (b) Indicar si el hidrocarburo es saturado o insaturado, y formular un isómero. Indicar si el hidrocarburo es saturado o insaturado, y formular un isómero.
- Masas atómicas (uma):* H=1; C=12. $R = 0.082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.
- 42 [Extremadura, Junio 09] La combustión de 6.26 g de un hidrocarburo (sólo contiene C e H) ha producido 18.36 g de CO_2 y 11.27 g de agua. Por otra parte, se ha comprobado que esos 6.26 g ocupan un volumen de 4.67 litros en condiciones normales. Halle las fórmulas empírica y molecular de dicho hidrocarburo.
- Masas atómicas (uma):* H=1; C=12; O=16. $R = 0.082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.
- 43 [Extremadura, Septiembre 11, *Septiembre 13] Una sustancia está constituida por C, H y O. Al calentarla con óxido de cobre(II) * [al reaccionar con oxígeno], el carbono se oxida a dióxido de carbono y el hidrógeno a agua. A partir de 1 g de sustancia se forman 0.9776 g de CO_2 y 0.2001 g de agua. La masa molecular del compuesto es 90. a) Hallar la fórmula de esta sustancia orgánica. b) Nombrarla.
- 44 [Extremadura, Septiembre 12] Se quema una muestra de 0.210 gramos de un hidrocarburo gaseoso de cadena lineal y se obtienen 0.660 gramos de dióxido de carbono. Calcule:
- (a) La fórmula empírica del hidrocarburo.
- (b) La fórmula molecular si su densidad en condiciones normales es de 1.876 g/L. ¿Cuál es el nombre del compuesto?
- 45 [Extremadura, Julio 14] La combustión de 0.4356 g de un compuesto orgánico oxigenado, de masa molar 60, origina 0.9580 g de CO_2 y 0.5218 g de H_2O . a) ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?; b) Escribir las fórmulas semidesarrolladas de sus isómeros y nombrarlos.
- Masas atómicas (u):* H=1; C=12; O=16.
- 46 [Extremadura, Julio 16] Un compuesto orgánico contiene C, H y O. Cuando se produce la combustión completa, con oxígeno, de 28.2 g del compuesto orgánico, se producen 40.5 g de CO_2 y 16.7 g de H_2O .
- (a) Determinar la fórmula empírica y molecular del compuesto orgánico, sabiendo que dicha sustancia en estado gaseoso tiene una densidad de 2.4 g L^{-1} a una presión de 750 mmHg y a 27°C de temperatura.
- (b) Proponer dos compuestos posibles con esta fórmula molecular, indicando sus nombres.
- Masas atómicas (uma):* H=1; C=12; O=16. $R = 0.082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.
- 47 [Extremadura, Julio 16] Un compuesto orgánico contiene C, H y O. Cuando se produce la combustión completa, con oxígeno, de 28.2 g del compuesto orgánico, se producen 40.5 g de CO_2 y 16.7 g de H_2O .
- (a) Determinar la fórmula empírica y molecular del compuesto orgánico, sabiendo que dicha sustancia en estado gaseoso tiene una densidad de 2.4 g L^{-1} a una presión de 750 mmHg y a 27°C de temperatura.
- (b) Proponer dos compuestos posibles con esta fórmula molecular, indicando sus nombres.
- Masas atómicas (uma):* H=1; C=12; O=16. $R = 0.082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.
- 48 [Extremadura, Julio 18] Se dispone de 2.81 g de un compuesto orgánico oxigenado. Por combustión de esta muestra, se producen 5.75 g de dióxido de carbono y 1.76 g de agua. Además se sabe que 17.2 g de este compuesto orgánico contienen 1.204×10^{23} moléculas.

- (a) Determinar la fórmula empírica;
 (b) Hallar la fórmula molecular.
 (c) Escribir y nombrar un isómero del compuesto orgánico.

Masas atómicas (u): H=1; C=12; O=16. $N_A = 6.02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Solución: a) $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}$; b) $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_2$

- 49 Un compuesto formado por carbono, hidrógeno y oxígeno tiene una masa de 4.6 g. Se hace reaccionar con 9.6 g de oxígeno dando 8.8 g de CO_2 y 5.4 g de agua. Si cogemos 9.2 g de un compuesto en un volumen 5.80 L en $p = 780 \text{ mmHg}$ a una temperatura de 90°C . Calcula la fórmula empírica y molecular.

- 50 Se sabe que los elementos presentes en la vitamina C son: carbono, hidrógeno y oxígeno. En un experimento se quemaron exactamente 2 gramos de vitamina C, obteniéndose 3 g de dióxido de carbono y 0.816 g de agua.

- (a) A partir de los resultados anteriores, establecer la fórmula empírica de la vitamina C.
 (b) Se desconoce el peso molecular con precisión, pero se sabe que su valor está comprendido entre 150 y 200. Hallar la fórmula molecular de la vitamina C.

Solución: a) $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$ b) $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$

- 51 [Extremadura, Junio 20] Se sabe que un compuesto orgánico ($\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$) contiene un 22.22 % de oxígeno. Además, por combustión de 14.4 g del compuesto se obtienen 35.2 g de CO_2 . a) Determinar su fórmula empírica. b) Hallar la fórmula molecular si 36 g del compuesto orgánico contienen 3.011×10^{23} moléculas. c) Nombrar dos isómeros de dicho compuesto. $N_A = 6.022 \times 10^{23}$; *Masas atómicas (u):* H = 1; C = 12; O = 16.

Solución: a) $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$

- 52 [Extremadura, Julio 21] Un hidrocarburo insaturado gaseoso contiene un 85.71 % de carbono.

- (a) Averiguar la fórmula molecular sabiendo que la densidad del hidrocarburo, en estado gaseoso, a 760 mmHg y 20°C es 2.91 g L^{-1} .
 (b) Indicar dos isómeros de este hidrocarburo y nombrarlos.

Datos: $R = 0.082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

- 53 [Extremadura, Julio 22] La combustión de 5,62 gramos de un compuesto orgánico oxigenado produce 11,5 gramos de dióxido de carbono y 3,52 gramos de agua. Además, se sabe que 34,4 gramos de este compuesto orgánico contienen 2.408×10^{23} moléculas.

- (a) Determinar la fórmula empírica y la fórmula molecular.
 (b) Formular y nombrar un isómero del compuesto.

Datos: *Masas atómicas (u):* H=1; C=12; O=16. $N_A = 6.02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

- 54 Determina la fórmula molecular de un compuesto que contiene C, H y O, sabiendo que: En estado vapor 2 g del compuesto recogidos sobre agua a 715 mmHg y 40°C ocupan un volumen de 800 mL y que al quemar completamente 5 g de compuesto se obtienen 11.9 g de dióxido de carbono y 6.1 g de agua.

Dato: $p_{\text{vapor H}_2\text{O}}(40^\circ\text{C}) = 55 \text{ mmHg}$.

- 55 [Química I. Grados en química y enología UNEX. 2018] Una muestra de una sustancia, de fórmula genérica $\text{MCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, pesa 0.6240 g. Tras eliminar completamente el agua de hidratación, la muestra pesa 0.5471 g. (a) ¿Cuál es la identidad del elemento M? (b) ¿qué porcentaje habría de dicho elemento en la muestra inicial?

- 56 La lisina, un aminoácido esencial en el cuerpo humano, contiene C, H, O y N. En un experimento, la combustión completa de 2.175 gramos de lisina produjo 3.94 gramos de CO_2 y 1.89 gramos de H_2O . En un experimento diferente, 1.873 gramos de lisina produjeron 0.436 gramos de amoníaco.

- (a) Determine la fórmula empírica de la lisina.
 (b) La masa molar de la lisina es 150 g/mol , ¿cuál es su fórmula molecular?

Solución: a) $\text{C}_3\text{H}_7\text{ON}$; b) $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_2\text{N}_2$

.....DISOLUCIONES. CONCENTRACIÓN. DILUCIÓN.....

- 57 Se disuelven 10 g de sulfato de cobre(II) en agua hasta tener 100 mL de disolución de densidad 1.06 g/cm^3 . Calcula su concentración en % en masa.
- 58 En el laboratorio tenemos ácido clorhídrico del 37 % en masa y 1.18 g/mL de densidad. Si tomamos 70 mL del contenido de esa botella, ¿cuánta cantidad de ácido clorhídrico estaremos tomando?
- 59 Se disuelven 5 g de cloruro de hidrógeno a 20°C y 1 atm en 35 g de agua. La densidad del ácido clorhídrico obtenido es de 1.06 g/mL . La densidad del agua pura es de 1 g/mL . Expresar la concentración de la misma en:
- (a) % en masa (c) fracción molar (e) % en volumen (g) g/100 mL agua (i) normalidad
 (b) molalidad (d) ppm (f) g/L (h) molaridad

Solución: a) % masa = 12.5 % masa; b) $m = 3.91 \text{ m}$; c) $\chi = 0.066$; d) $1.25 \times 10^5 \text{ ppm}$; e) % vol = 17.45 % vol ; f) $C (\text{g/L}) = 132.6 \text{ g/L}$; g) $M = 3.63 \text{ M}$; h) $N = 3.63 \text{ N}$

- 60 La fracción molar del etanol en una disolución acuosa es 0.0532. Calcular:
- (a) la fracción molar del agua.
 (b) la molalidad de la disolución.
 (c) los % en masa de ambos componentes
 (d) la molaridad del etanol, sabiendo que la densidad de la disolución es 0.98 g/mL .
- 61 En un recipiente de 10 L de capacidad se introducen 1.8 g de agua y 32 g de metano. Se eleva la temperatura del recipiente hasta 150°C . Determine:
- (a) La presión parcial de cada gas.
 (b) La presión total de la mezcla gaseosa utilizando la fracción molar del soluto.
- 62 En la etiqueta de una botella de 33 cL de la cerveza artesana pacense BALLUT (Figura 1) pone 5.3°.
- (a) ¿Qué volumen de etanol contiene la botella?
 (b) Si la densidad del etanol es de 0.789 g/mL , ¿cuántos gramos hay de etanol?
 (c) Si el contenido de la botella pesa 0.35 kg, ¿qué porcentaje en masa de etanol tiene la cerveza?



Figura 1: Cerveza rubia Ballut. Elaborada artesanalmente en Badajoz.

- 63 Una persona ingiere dos quintos de cerveza (0.2 cL cada una) cuya concentración es de 4.8 % en volumen (4.8°).
- (a) ¿Cuántos mL de alcohol etílico se bebió?
 (b) Suponiendo que todo el alcohol etílico pasa a la sangre y si la densidad del alcohol etílico es de 790 g/L , ¿qué cantidad de alcohol tendrá en su sangre?
 (c) Cada persona tiene unos 5 L de sangre y la máxima cantidad permitida legalmente en sangre es 0.5 g/L . Si le hicieran un control de alcoholemia, ¿daría positivo en el test?
- 64 [Química I. Grados en química y enología 2018]
- (a) La concentración de ion fluoruro en el agua de mar es 0.00130 g/kg . Expresa esta cantidad en ppm.
 (b) La concentración media de cloruros en el mar es 19.35 g/kg . Si la concentración máxima permitida de dicho anión en el agua potable es 250 ppm, ¿qué exceso de Cl^- contiene el agua de mar respecto a la potable?
- 65 En un recipiente de 3 litros hay gas Neón a 50°C y 800 torr. En otro recipiente de 2 litros tenemos gas hidrógeno a 25°C y 600 torr. Se abre la llave de comunicación de ambos recipientes y se hace que el conjunto permanezca a 40°C . Calcula:
- (a) La presión de la mezcla de gases y la presión que ejerce cada componente.
 (b) La composición de la mezcla expresada en % en masa y en % en volumen.

- 66 Indica cómo prepararías 250 mL de disolución 0.6 M de hidróxido de sodio, suponiendo que dispones de hidróxido de sodio comercial de una pureza del 96 %.
- 67 Indica cómo prepararías 100 mL de disolución 0.4 M de HCl, suponiendo que dispones de ácido clorhídrico comercial de densidad 1.15 g/mL y riqueza del 35 %.
- 68 Se prepara una disolución disolviendo 20 g de cloruro de calcio en agua hasta tener 250 mL. ¿Cuál es la concentración de cada uno de los iones que resultan de esta sal?
- 69 Se desea preparar 1 L de una disolución de ácido nítrico 0.2 M a partir de un ácido nítrico comercial de densidad 1.5 g/mL y 33.6 % de riqueza en peso.
- (a) ¿Qué volumen debemos tomar de la disolución comercial?
- (b) Explica el procedimiento que seguirías para su preparación y nombra el material necesario.
- 70 Se dispone de una disolución de HNO_3 8 M. ¿Qué volumen de agua habría que añadir a 25 mL de dicha disolución para que tuviera una concentración de 4 M?
- 71 El HCl comercial tiene 37 % de riqueza y $d = 1.19 \text{ g/mL}$. ¿Qué cantidad de agua hay que añadir a 10 mL de dicho ácido para que resulte 0.1 M?
- 72 [Extremadura, Junio 13]
- (a) Se dispone de 100 mL de una disolución de HNO_3 que contiene 0.3 g mL^{-1} . Se desea transformarla en otra de concentración 0.1 g mL^{-1} . ¿Qué volumen de agua habrá que añadir?
- (b) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en el HNO_3 contenido en los 100 mL de la disolución inicial (de 0.3 g mL^{-1})?
Datos: masas atómicas y número de Avogadro.
- 73 [Extremadura, Septiembre 14] Se dispone de una disolución acuosa de HNO_3 del 25 % en masa y densidad 1.4 g/mL.
- (a) ¿Cuál es la molaridad de la disolución?
- (b) ¿qué volumen de esta disolución debe tomarse para preparar 5 L de disolución 0.01 M de HNO_3 ?
- 74 Calcula la molaridad de la disolución que resulta de añadir 3 g de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ a 50 mL de disolución de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 0.5 M. Se supone que el volumen no varía apreciablemente al añadir el sólido.
- 75 Se disponen de dos disoluciones de H_2SO_4 de concentraciones 6 M y 4 M. Si se mezclan volúmenes iguales de ambas disoluciones, ¿cuál será la concentración molar de la disolución resultante?
- 76 Se mezclan 100 mL de una disolución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ de concentración 2 M con 50 mL de otra disolución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ de concentración 5 M. Suponiendo que los volúmenes son aditivos, ¿qué concentración tendrá la disolución resultante?
- 77 ¿En qué proporción deben mezclarse dos disoluciones de hidróxido de sodio 0.5 M y 0.1 M para preparar 2 L de disolución 0.2 M de hidróxido de sodio?
- Solución:** $V_1 = 0.5 \text{ L}$, $V_2 = 1.5 \text{ L}$
- 78 Se mezclan 10 mL de una disolución 0.1 M de A con 15 mL de una disolución 0.2 M de B. ¿Cuáles son las nuevas concentraciones de A y B?
- Solución:** A = 0.04 M, B = 0.12 M
- 79 Se mezclan 10 mL de disolución de nitrato de plomo(II) 0.2 M y 30 mL de nitrato de potasio 0.4 M ¿Cuál es la concentración de cada sustancia en la disolución final?
- 80 Se mezclan 147 mL de una disolución de HCl del 36 % en masa y densidad 1.179 g/mL Y 355 mL de otra disolución del mismo ácido 1.4 M y densidad 1.023 g/mL. La disolución resultante tiene una densidad de 1.073 g/mL. Calcular:
- (a) Las concentraciones, molar, % y molal de la disolución resultante.
- (b) ¿Qué volumen tenemos que coger del primer ácido para preparar 5 L de disolución 3 M?
- Solución:** a) 4.42 M, 15.01 % y 4.85 m; b) 1.29 L.
- 81 Determine la densidad de una disolución acuosa de HCl 6 M y 6.85 m.
- Solución:** 1.096 g mL^{-1}

ESTEQUIOMETRÍA

AJUSTES DE REACCIONES

- 82 Ajuste las siguientes reacciones químicas:
- $C_2H_6O(l) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
 - $C_7H_{16}(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
 - $CaSiO_3(s) + HF(l) \longrightarrow SiF_4(g) + CaF_2(s) + H_2O(l)$
 - $NO(g) + O_2(g) \longrightarrow NO_2(g)$
 - $N_2O_5(g) \longrightarrow NO_2(g) + O_2(g)$
 - $C_6H_{12}(l) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
 - $Al_2O_3(s) + HCl(ac) \longrightarrow AlCl_3(ac) + H_2O(l)$
 - $NO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow HNO_3(ac) + NO(g)$
 - $HBr(ac) + Fe(s) \longrightarrow FeBr_3(ac) + H_2(g)$
 - $Ag(s) + O_2(g) \longrightarrow Ag_2O(s)$
 - $Na_2CO_3(ac) + HCl(ac) \longrightarrow NaCl(ac) + CO_2(g) + H_2O(l)$
 - $ZnS + O_2 \longrightarrow ZnO + SO_2$
 - $CuO + Cu_2O + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$

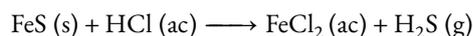
- 83 Escriba y ajuste las siguientes reacciones de combustión:

- combustión del metano (CH_4);
- combustión del butano (C_4H_{10});
- combustión del etanol (C_2H_6O);
- combustión del propan-1-ol (C_3H_8O);
- combustión de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$);
- combustión del carbono;
- combustión del hidrógeno.

REFERENTES A LA MASA

- 84 ¿Cuántos gramos de CO_2 se forman a partir de la combustión de 25 g de CO ?

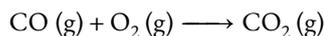
- 85 El sulfuro de hidrógeno (H_2S) se puede obtener a partir de la siguiente reacción:



- Ajusta la ecuación química correspondiente a este proceso.
 - Calcula la masa de sulfuro de hidrógeno que se obtendrá si se hacen reaccionar 175.7 g de sulfuro de hierro(II).
- 86 La hidracina, N_2H_4 , y el peróxido de hidrógeno mezclados se usan como combustible para cohetes. Los productos de la reacción son nitrógeno y agua. Calcula la masa de peróxido de hidrógeno que se requiere por cada 1 g de hidracina en el cohete.
- 87 El calcio reacciona según la siguiente reacción: $Ca + HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2$
- Ajústala
 - ¿Qué masa de HCl se precisará para reaccionar con 20 g de Ca ?
 - ¿qué masa de $CaCl_2$ se formará?
- 88 El propano, C_3H_8 , reacciona con el oxígeno para producir dióxido de carbono y agua.
- Escribe la reacción ajustada.
 - ¿Cuántos gramos de propano y de oxígeno se necesitan para obtener 110 gramos de CO_2 ?
- 89 En la reacción ajustada: $6 HCl + 2 Fe \longrightarrow 2 FeCl_3 + 3 H_2$ a) ¿qué cantidad de HCl reaccionará con 10 g de Fe ? b) ¿qué masa de $FeCl_3$ y H_2 se formará?

.....REFERENTES A GASES.....

- 90) ¿Qué masa de CaC_2 se gastará en producir el acetileno (C_2H_2) necesario para obtener por combustión 10 L de dióxido de carbono a 1 atm y 25 °C.
- 91) ¿Qué volumen de aire, en c.n., es necesario para quemar completamente 100 g de acetileno, C_2H_2 ? El aire contiene un 21 % en volumen de oxígeno.
- 92) Calcula el volumen de dióxido de carbono que se desprenderá al quemar 1 kg de butano (C_4H_{10}) en condiciones normales.
- 93) Sobre un catalizador de platino, el monóxido de carbono (CO) reacciona fácilmente con el oxígeno (O_2) para transformarse en dióxido de carbono (CO_2):



- (a) ¿Qué volumen de dióxido de carbono se obtendrá si reaccionan completamente 12 L de monóxido de carbono en condiciones normales?
- (b) ¿Qué volumen de oxígeno se habrá consumido?
- 94) El oxígeno es un gas que se obtiene por descomposición térmica del clorato de potasio (KClO_3) en cloruro de potasio (KCl) y oxígeno ¿Qué volumen de oxígeno medido en condiciones normales se obtendrá a partir de 12.26 g de KClO_3 ? ¿Y medido en las condiciones de 27 °C y 740 mmHg?
- 95) El hierro es atacado por el ácido clorhídrico formándose cloruro de hierro(II) desprendiéndose hidrógeno en forma de gas.
- (a) ¿Qué masa de HCl se necesitará para hacer desaparecer 28 g de Fe?
- (b) ¿Qué volumen de hidrógeno se desprenderá en condiciones normales?
- 96) [Extremadura, Junio 12] Al quemar (2.34 g) de un hidrocarburo se forman 7.92 g de dióxido de carbono y 3.24 g de vapor de agua. En condiciones normales, la densidad del hidrocarburo gaseoso es 3.75 g L⁻¹.
- (a) Determine su masa molecular.
- (b) Determine su fórmula molecular.
- (c) ¿Qué volumen de oxígeno gaseoso a 85 °C y 700 mmHg de presión, se necesita para quemar totalmente los 2.34 g de este hidrocarburo?

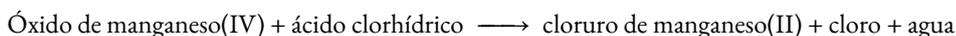
Solución: a) $M_m = 84$ g/mol; b) C_6H_{12} ; c) 8 L

- 97) Al quemar 40 cm³ de una mezcla de metano y propano, con suficiente cantidad de oxígeno, se producen 100 cm³ de dióxido de carbono. Calcular: a) La composición de la mezcla inicial; b) El volumen de oxígeno necesario para la combustión completa de la mezcla.

Solución: a) $V_{\text{metano}} = 10$ cm³; $V_{\text{propano}} = 30$ cm³ b) 170 cm³

.....ESTEQUIOMETRÍA CON DISOLUCIONES.....

- 98) Añadimos 150 mL de disolución 2 M de hidróxido de sodio (NaOH) a otra disolución de sulfato de magnesio, MgSO_4 . Averigua la masa de hidróxido de magnesio, Mg(OH)_2 , que se formará si además se obtiene sulfato de sodio, Na_2SO_4 .
- 99) Se añaden 50 cm³ de ácido clorhídrico 0.8 M sobre una determinada cantidad de carbonato de calcio desprendiéndose dióxido de carbono, cloruro de calcio y agua. ¿Qué masa de cloruro de calcio obtendremos si se consume todo el ácido?
- 100) Una muestra de zinc necesita 30 mL de ácido clorhídrico comercial del 37 % en riqueza y densidad 1.19 g/mL para reaccionar totalmente. Calcula:
- (a) Masa en gramos de zinc de la muestra.
- (b) Presión que ejercerá el hidrógeno obtenido si se recoge en un recipiente de 3 L a 25 °C.
- 101) Se tratan 200 gramos de carbonato de calcio con una disolución 4 M de ácido clorhídrico, para obtenerse cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua. Calcula el volumen de disolución necesario para que reaccione todo el carbonato cálcico.
- 102) Se desean preparar 0.5 L de cloro (gas) a 20 °C y 765 mmHg de presión. Para ello se dispone de dióxido de manganeso puro y de ácido clorhídrico cuya riqueza es del 36 % y densidad 1.19 g/mL. Calcular los gramos de dióxido de manganeso y el volumen de ácido clorhídrico que se necesita. La reacción que tiene lugar es:



..... NEUTRALIZACIÓN

- 103 Escribe y ajusta las siguientes reacciones de neutralización:
- neutralización del ácido clorhídrico con hidróxido de potasio.
 - neutralización del ácido nítrico con hidróxido de plata.
 - neutralización del ácido sulfúrico con hidróxido de calcio.
- 104 Calcular el volumen de una disolución de hidróxido de potasio 0.5 M necesario para neutralizar 250 mL de una disolución de ácido sulfúrico 1 M.
- 105 Calcular el volumen de una disolución de ácido clorhídrico 1 M necesario para neutralizar 300 mL de una disolución de hidróxido de calcio 0.7 M.
- 106 ¿Qué volumen de ácido clorhídrico 0.2 M se necesitará para neutralizar 20 g de hidróxido de potasio ?
- 107 [Extremadura, Junio 14] a) Para neutralizar 0.186 g de KOH puro se han empleado 40.40 mL de una disolución de HCl, ¿cuál es la concentración molar del ácido clorhídrico? b) Si la misma cantidad de KOH se disuelve en agua formando 5 mL de disolución, ¿qué concentración molar tendrá la disolución resultante?; ¿qué volumen de esta disolución de esta disolución de KOH habrá que tomar para preparar 150 mL de otra disolución 0.01 mol L⁻¹ de KOH? Datos: masas atómicas.
- 108 [Extremadura, Septiembre 12] Se dispone de HNO₃ del 63 % de riqueza en peso y densidad 1.4 g/mL. Calcular:
- Molaridad y molalidad de la disolución.
 - ¿Qué volumen de una disolución 0.5 M de hidróxido sódico (NaOH) se necesita para neutralizar 10 mL de la disolución de ácido nítrico.

..... PUREZA

- 111 El clorato de potasio (KClO₃) se descompone por calentamiento en cloruro de potasio y oxígeno. ¿Qué volumen de oxígeno a 298 K y 1.2 atm se obtendrá por descomposición de 187 gramos de clorato del 90 % de riqueza?
- 112 Tratamos una muestra de zinc con ácido clorhídrico del 70 % de riqueza. Si se precisan 150 g de ácido para que reaccione todo el zinc, calcula el volumen de hidrógeno desprendido en c.n.
- 113 El clorato de potasio se descompone por calentamiento en cloruro de potasio y oxígeno. Calcula la cantidad de KClO₃, de una riqueza del 95 % que se necesitan para obtener 5 litros de oxígeno en condiciones normales.
- Solución:** 18.93 g muestra
- 114 El carbonato de calcio se descompone térmicamente en óxido de calcio y dióxido de carbono. Calcular la cantidad de CaCO₃, de una riqueza del 90 % que se necesitan para obtener 10 litros de dióxido de carbono a 27 °C y 740 mmHg.
- 115 Al quemar 3 g de antracita (C impuro) se obtienen 5.3 L de dióxido de carbono medidos en condiciones normales. Calcular la riqueza en carbono de la antracita.
- 116 El hierro reacciona con el oxígeno para formar óxido de hierro(III). Se hace reaccionar un lingote de hierro de masa 200 gramos y se obtienen 271 gramos de óxido de hierro(III). Calcular la pureza del lingote.
- 117 ¿Qué cantidad de caliza de riqueza 90 % en carbonato cálcico hay que emplear para obtener 1000 L de dióxido de carbono en condiciones normales, por tratamiento con exceso de ácido clorhídrico?
- 118 Se dispone de una muestra de 12 g de Zn impuro que se hacen reaccionar con una disolución de ácido clorhídrico al 35 % en peso y densidad 1.18 g/mL. Calcular: a) la molaridad del ácido; b) si se han gastado 30 mL de HCl, calcular el % de pureza del Zn en la muestra comercial.
- 119 Se desea determinar la pureza de un ácido acético comercial. Para ello se diluyen 60 g del mismo y a la disolución obtenida se le añaden 50 g de carbonato de calcio. Cuando cesa el desprendimiento de dióxido de carbono, se observa que quedan 2 g de carbonato de calcio sin reaccionar. Calcula la pureza del ácido acético comercial en tanto por ciento en peso. Reacción sin ajustar: CH₃COOH + CaCO₃ → (CH₃COO)₂Ca + CO₂ + H₂O

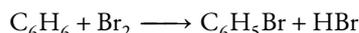
Solución: 96 %

- 120 Una muestra de 2 g que contiene Al y SiO₂ es tratada con HCl en exceso recogándose 275 mL de H₂ gas saturado con vapor de agua a 27 °C y 768 mmHg de presión. Calcula: a) ¿cuántos gramos de hidrógeno y de agua contiene el gas?; b) Calcula la riqueza del aluminio en la muestra. Datos: presión de vapor del agua a 27 °C: 21 mmHg; el SiO₂ no es alterado por el HCl. Reacción: $(Al + SiO_2) + HCl \longrightarrow AlCl_3 + SiO_2 + H_2$

Solución: a) 5.56×10^{-3} g H₂O y 2.2×10^{-2} g H₂; b) 10 %

..... RENDIMIENTO

- 119 Calcular el rendimiento de la reacción $C_6H_6 + Br_2 \longrightarrow C_6H_5Br + HBr$ si partimos de 30 g de benceno y se han obtenido 56.7 g de bromobenceno.
- 120 Se calcan en un horno 143 g de carbonato de calcio, obteniéndose 80 g de óxido de calcio y 47.19 g de dióxido de carbono. ¿Qué pérdidas tiene el horno? ¿Cuál es el rendimiento del óxido de calcio? ¿y el del dióxido de carbono?
- 121 Se desean preparar 20 g de un compuesto C a partir de otro compuesto A. Reacción: $A + B \longrightarrow C + D$. Se le indica que debe emplear un exceso de 60 % de B y que el rendimiento de la reacción es del 55 %. ¿Cuántos gramos de cada reactivo debe emplear? Datos de masas molares: $A=324.4$; $B=97.2$; $C=347$; $D=74.6$.
- 122 Para obtener bromobenceno se hacen reaccionar 250 mL de benceno ($d=0.89$ g/mL) con exceso de bromo.



Determinar la masa de bromobenceno obtenido, si el rendimiento de la reacción es del 65 %.

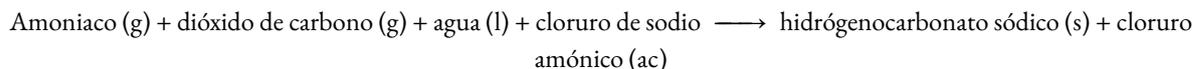
- 123 El sulfato de amonio es un abono que se prepara haciendo reaccionar directamente amoniaco con ácido sulfúrico, siendo el abono el único producto del proceso. Se hace reaccionar una disolución de amoniaco que contiene 30 kg de esa sustancia, con sulfúrico en exceso, y se obtuvieron 100 kg de abono. Calcula el rendimiento de la operación.
- 124 Calcular el rendimiento de la reacción de 42.3 g de óxido de hierro(III) con monóxido de carbono para dar 28.9 g de hierro. También se obtiene CO_2 .
- 125 El sulfuro de hierro(II) con ácido sulfúrico da sulfato de hierro(II) y se libera sulfuro de hidrógeno. Calcula el volumen de sulfuro de hidrógeno medido a $20^\circ C$ y 1.15 atm que se obtendrá al atacar 100 g de sulfuro de hierro(II) si el rendimiento de la reacción es del 85 %.



- 126 Se tratan 500 gramos de carbonato de calcio con una disolución de ácido clorhídrico, para obtenerse cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua. Si el rendimiento de la reacción es del 80 %. Calcula volumen de CO_2 desprendido en condiciones normales.
- 127 En la combustión del carbono se produce dióxido de carbono con un rendimiento del 70 %. Calcula los gramos de carbono que se precisan para obtener 5 g de CO_2 .
- 128 Dada la reacción ajustada: $6 HCl + 2 Fe \longrightarrow 2 FeCl_3 + 3 H_2$. Calcular los gramos de HCl que serán necesarios para obtener 150 gramos de tricloruro de hierro si el rendimiento de la reacción es del 80 %.
- 129 Se hacen reaccionar 10 gramos de óxido de aluminio con ácido clorhídrico. Si se obtienen 25 gramos de cloruro de aluminio, calcular el rendimiento de la reacción.
- 130 En la combustión de 120 gramos de etano (C_2H_6) se han obtenido 150 litros de CO_2 en condiciones normales. Calcular el rendimiento de la reacción.
- 131 **[Extremadura, Septiembre 13]** La urea $CO(NH_2)_2$, se utiliza como fertilizante y se obtiene mediante la reacción: $2 NH_3 + CO_2 \longrightarrow CO(NH_2)_2 + H_2O$. Si se obtienen 48.0 g de urea por cada mol de CO_2 que reacciona, ¿cuál es el rendimiento de la reacción? Calcular el porcentaje de nitrógeno en la urea.

Datos: masas atómicas.

- 132 **[Extremadura, Junio 12]** El hidrógenocarbonato de sodio se obtiene mediante la reacción:



Escriba la reacción ajustada y calcule cuantos litros de amoniaco, medidos a $5^\circ C$ y 2 atm, se necesitarían para preparar 1 kg de hidrógenocarbonato sódico, suponiendo un rendimiento del 50 %.

..... REACTIVO LIMITANTE

- 133 El hidrógeno y el oxígeno gaseosos reaccionan, en condiciones adecuadas, dando agua líquida. Si se hacen reaccionar 10 L de H_2 con 3.5 L de O_2 , medidos en condiciones normales. ¿Qué masa de agua, se obtiene? Datos: *Masas atómicas* H=1; O=16
- 134 Calcular los gramos de $ZnSO_4$ obtenidos al reaccionar 10 g de Zn con 100 mL de H_2SO_4 2 M.
- 135 Para sintetizar amoníaco se hacen reaccionar 10 g de H_2 con 50 g de N_2 . Calcula los gramos que sobran del reactivo en exceso y la masa de amoníaco que se obtiene.
- 136 Se hacen reaccionar 50 gramos de aluminio con 500 mL de una disolución de ácido sulfúrico 2 M. Calcula el volumen de gas hidrógeno que se obtiene en c.n.
- 137 Se hacen reaccionar 5 g de aluminio con 50 mL de una disolución de sulfúrico 2 M. Calcula el volumen de gas hidrógeno que se recoge si se trabaja a 20 °C y 750 mmHg.
- 138 [Extremadura, Julio 15] Se hacen reaccionar 4 g de una muestra cuya pureza en aluminio es del 75 % en masa, con 400 mL de HCl 0.6 M. La reacción que se produce es:



- (a) Ajustar la reacción, razonando cuál es el reactivo en exceso;
- (b) Si se obtienen 1.85 L de H_2 (g), en condiciones normales, ¿cuál será el rendimiento de la reacción? Datos: masas atómicas.
- 139 [Extremadura, Junio 16]
Se mezclan 2 L de cloro gaseoso (Cl_2) medidos a 97 °C y 3 atm, con 3.45 g de sodio metálico (Na) y se dejan reaccionar para formar cloruro de sodio ($NaCl$): $2 Na + Cl_2 \longrightarrow 2 NaCl$. Suponiendo que la reacción es completa,
- (a) Razonar qué reactivo está en exceso y calcular cuántos moles de éste quedan sin reaccionar.
- (b) ¿Qué masa de cloruro de sodio se forma? Datos: masas atómicas y R.
- 140 En un recipiente de 5 litros de capacidad se introducen 10 g de hidrógeno y 20 g de nitrógeno a temperatura de 27 °C y se hace reaccionar la mezcla para formar amoníaco.
Determina:
- (a) Porcentaje del reactivo que queda sin reaccionar.
- (b) Presión del recipiente cuando ha reaccionado el 40 % del reactivo limitante.
- (c) Masa de amoníaco formada.

Solución: a) 57 % del H_2 inicial; b) 25.2 atm; c) 24.1 g

- 141 Una mezcla de 100 kg de CS_2 y 200 kg de Cl_2 se pasa a través de un tubo de reacción y calentado se produce la reacción:
 $CS_2 + 3 Cl_2 \longrightarrow CCl_4 + S_2Cl_2$
- (a) El reactivo que no reacciona completamente.
- (b) La cantidad de este reactivo que no reacciona.
- (c) El peso de S_2Cl_2 que se obtiene.

Solución: CS_2 ; no reaccionan 27 kg

Problema químico

Se tienen 100 g de piedra caliza al 80 % de pureza en CaCO_3 y se hacen reaccionar con 500 mL de una disolución 6 M de HCl. El rendimiento de la reacción es del 60 %.

- Escribe y ajusta la reacción química.
- Calcula el volumen de HCl concentrado (37 % en masa y 1.19 g mL^{-1} de densidad) que se han utilizado para preparar los 500 mL 6 M.
- ¿Cuántos gramos de reactivo hay en exceso?
- Calcula los gramos de CaCl_2 que se obtienen.
- ¿Cuántas moléculas de H_2O se forman?
- Calcula el volumen de CO_2 que se obtienen en condiciones normales (1 atm y 0°C).
- Calcula el volumen de CO_2 que se obtienen a 830 mmHg y -13°C .
- ¿Cuál es la concentración de HCl cuando finaliza la reacción? Tener en cuenta a parte de la cantidad en exceso la cantidad de reactivo que queda sin reaccionar debido al rendimiento.

Datos: Masas atómicas.