

ESTEQUIOMETRIA

Salvo indicación expresa, los datos de masas atómicas necesarios se deben consultar en la tabla periódica.

En la mezcla de disoluciones líquidas o situaciones similares, salvo indicación expresa en sentido contrario, pueden considerarse los volúmenes como aditivos.

Se han intentado respetar los enunciados originales por lo que aparecen unidades actualmente en desuso, o cuestiones con cinco respuestas o con otras variantes, en todos los casos se especifica la equivalencia actual.

CUESTIONES

- (1987) Se hace reaccionar cloro con sodio para dar cloruro de sodio líquido. Si se han consumido 2,5 L de cloro en c.n., ¿Cuántos moles de cloruro de sodio se obtendrán?
 - 0,112 mol
 - 0,223 mol
 - 0,446 mol
 - 0,500 mol

- (1987) Para neutralizar 200 mL de una disolución 2 N (equivale a 4 M) de H_2SO_4 con una disolución 1 M de NaOH se utilizarán:
 - 200 mL
 - 400 mL
 - 600 mL
 - 800 mL

- (1987) Dos gases tienen las siguientes características:

La relación moléculas de A/moléculas de B es:

Gases	V (L)	T (K)	P (atm)
A	2,00	250	3,00
B	2,00	500	6,00

- 1/1
 - 2/1
 - 1/2
 - 1/4
- (1987) ¿Cuál es el volumen de 8,0 g de helio a 27 °C y 3 atm de presión?
 - $6,1 \cdot 10^{-2}$ L
 - 1,48 L
 - 16,4 L
 - 44,8 L
 - (1987) El heptóxido de manganeso reacciona con el ácido clorosulfúrico dando lugar a varios oxiclорuros inestables: MnO_3Cl ; MnO_2Cl_2 ; MnOCl_3 .
Los estados de oxidación del manganeso en estos tres compuestos son, respectivamente:
 - I, IV, V
 - V, II, -I
 - VII, VI, V
 - III, III, III
 - (1987) ¿Cuál es la fracción molar de agua en 200 g de etanol del 95 %? (M etanol = 46)
 - 0,050
 - 0,12
 - 0,56

- d. 0,88
7. (1988) ¿Cuál es el número de oxidación del oxígeno en el OF_2 ?
- +2
 - 1
 - +1
 - +4
 - 2
8. (1988) ¿Cuál es el número de oxidación medio del nitrógeno en el NaN_3 ?
- +1/3
 - 1/3
 - 3
 - +3
 - 1
9. (1988) En la reacción $\text{I}_2\text{O}_5 + \text{CO} \rightarrow \text{I}_2 + \text{CO}_2$, si el coeficiente del I_2O_5 en la ecuación ajustada es 1, ¿Cuáles son los coeficientes del CO , I_2 , CO_2 respectivamente?
- 5, 2, 5
 - 1, 5, 1
 - 1, 1, 1
 - 5, 1, 5
 - 1, 2, 1
10. (1988) en la fórmula $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$; p , v , T y n son la presión, volumen, temperatura y número de moles, respectivamente, mientras que R es una constante. Calcular R en $\text{Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ para $p = 760$ torr, $V = 22,4$ L; $T = 273$ K y $n = 1,00$ mol. [NOTA: 1 torr = 1 mm Hg]
- 821
 - 0,0821
 - 8,31
 - 62,4
 - 1,98
11. (1988) El ácido nítrico comercial tiene una riqueza del 70 % en peso de HNO_3 y una densidad de 1,42 g/mL. Calcular la masa de HNO_3 necesaria para producir $1,0 \text{ m}^3$ de HNO_3 comercial.
- 2,93 kg
 - 994 kg
 - 1,420 kg
 - 1,420 g
 - 994 g
12. (1988) El combustible del módulo lunar consiste en una mezcla de $\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2$ y N_2O_4 líquidos. Su reacción produce nitrógeno gas, dióxido de carbono y agua. El coeficiente del agua en la reacción ajustada es:
[NOTA: Suponga que el coeficiente del $\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2$ es 1]
- 2
 - 4
 - 5
 - 3
 - 1
13. (1988) ¿Cuál de los siguientes óxidos dan disolución ácida al disolverlos en agua?

- a. Óxido de mercurio(II)
b. Óxido de calcio
c. Pentóxido de dinitrógeno
d. Óxido de potasio
e. Óxido de litio
14. (1988) El ácido acético no ataca al cobre por:
a. No ser un ácido fuerte
b. No ser oxidante
c. Estar diluido
d. Tener bajo punto de ebullición
e. Por ser un ácido monoprótico
15. (1988) El número de átomos de hidrógeno en 22,4 g de $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ es:
a. $1,09 \cdot 10^{24}$
b. $6,02 \cdot 10^{23}$
c. $1,09 \cdot 10^{-22}$
d. 10,9
e. $7,53 \cdot 10^{21}$
16. (1988 y 2009) El análisis elemental de la nicotina ha dado el siguiente resultado: 74,04 % de C; 8,70 % de H; 17,27 % de N. Si la masa molecular de la nicotina es 162,2, la fórmula molecular es:
a. CH_2N
b. $\text{C}_{20}\text{H}_{28}\text{N}_4$
c. $\text{C}_2\text{H}_5\text{N}$
d. $\text{C}_5\text{H}_7\text{N}$
e. $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$
17. (1989) En condiciones adecuadas, el oxígeno reacciona con el hidrógeno para formar agua. Si tenemos 1 g de oxígeno y 1 g de hidrógeno, la cantidad de agua que obtendremos será:
a. 9 g
b. 1,123 g
c. 10,123 g
d. 2 g
e. 6,187 g
18. (1989) La densidad de NaCl es 2,16 g/mL y la de su disolución acuosa saturada es 1,197 g/mL. Esta disolución contiene 311 g de sal por litro de disolución, ¿Qué variación de volumen se produce al disolver la sal?
a. 30 cm^3
b. 3 cm^3
c. 60 cm^3
d. 3 dm^3
e. $0,3 \text{ dm}^3$
19. (1989) Una mezcla de óxidos de bario y calcio, que pesa 20,90 g, se trata con H_2SO_4 para lograr los sulfatos de calcio y bario que, una vez secos, pesan 36,90 g, ¿Cuál es la composición de la mezcla?
a. 10,20 g de BaO; 3,30 g CaO
b. 15,30 g de BaO; 5,60 g CaO
c. 5,10 g de BaO; 1,75 g CaO
d. 7,15 g de BaO; 2,80 g CaO

- e. 8,25 g de BaO ; 4,32 g CaO
20. (1989) Cuando se trata 1 g de plomo con cloro, se llega a un peso máximo y estable de compuesto formado igual a 1,686 g. Establézcase la fórmula del cloruro de plomo obtenido.
- PbCl₄
 - PbCl₂
 - Pb₂Cl₅
 - PbCl
 - Pb₃Cl₂
21. (1989) Algunos estudiantes confunden aplicar moles y aplican moles/L aunque a veces el resultado numérico es el mismo. De las reacciones siguientes solo en una se da dicha circunstancia:
- $2 \text{ CO (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons 2 \text{ CO}_2 \text{ (g)}$
 - $\text{H}_2 \text{ (g)} + \text{Cl}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons 2 \text{ HCl (g)}$
 - $\text{PCl}_5 \text{ (g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_3 \text{ (g)} + \text{Cl}_2 \text{ (g)}$
 - $\text{N}_2 \text{ (g)} + 3 \text{ H}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons 2 \text{ NH}_3 \text{ (g)}$
 - $\text{C(s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons 2 \text{ CO (g)}$
22. (1989) A partir de una disolución normal de BaCl₂ se desea preparar 1,5 L de otra de la misma sal al 3,5 % peso/volumen. Hallar la cantidad de agua que es preciso añadir:
- 0,996 L de agua
 - 300 cm³ de agua
 - 0 L de agua
 - 100 dm³ de agua
 - 1 dm³ de agua
23. (1990) En una aleación Cu–Mg que pesa 2 g se quiere determinar el contenido en tanto por ciento de ambos metales. Para ello la tratamos con HCl acuoso desprendiendo 200 mL de hidrógeno medidos a 700 mm y 27 °C
- 9,1 % de Mg y 90,9 % de Cu
 - 8,2 % de Mg y 91,8 % de Cu
 - 60 % de Mg y 40 % de Cu
 - 20 % de Mg y 80 % de Cu
 - 51,3 % de Mg y 48,7 % de Cu
24. (1991) Un compuesto orgánico tiene 52,17 % de C, 34, 78 % de O y 13,04 % de H. Su fórmula empírica es:
- C₃H₅O₂
 - C₂H₅O
 - C₂H₆O
 - C₃H₇O
 - C₂H₅O₂
25. (1992, 1998) Se mezcla un litro de KNO₃ 0,1 M y un litro de Ba(NO₃)₂ 0,2 M. Las concentraciones de los iones K⁺, Ba²⁺, NO₃⁻ resultantes son respectivamente:
- 0,1 M 0,2 M 0,5 M
 - 0,1 M 0,2 M 0,3 M
 - 0,05 M 0,1 M 0,15 M
 - 0,05 M 0,1 M 0,25 M
26. (1993) Al dejar gotear agua sobre carburo de calcio se forma acetileno que puede ser inflamado dando una luz que, a veces, utilizan los barcos para hacer señales. Una muestra de carburo de calcio contiene $12,04 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono, ¿Cuántos gramos de calcio hay en la muestra?

Datos: Número de Avogadro: $6,02 \cdot 10^{23}$

- a. 80,16 g
b. 40,08 g
c. 30,06 g
d. 20,04 g
27. (1995) En 2,50 mL de mercurio (masa atómica = 200,59 u) de densidad 13,6 g/mL, el número de átomos que hay es:
a. $5,52 \cdot 10^{20}$
b. $7,50 \cdot 10^{21}$
c. $1,02 \cdot 10^{23}$
d. $1,70 \cdot 10^{20}$
28. (1995) El cobre y el oxígeno pueden formar varios óxidos, sabiendo que sus masas atómicas respectivas son 63,55 y 16,00 u, con 5,00 g de cobre puede reaccionar una masa de:
a. $1,52 \cdot 10^{24}$ u de oxígeno
b. $7,58 \cdot 10^{24}$ u de oxígeno
c. 2,52 g de oxígeno
d. 3,78 g de oxígeno
29. (1995) Considere que hay una cantidad determinada de gas en un recipiente rígido y que el volumen del gas no cambia. Calcule la presión que ejercería ese gas si partiendo de una presión de 302 torr a 273 K se variase su temperatura a 105 °C
[NOTA: 1 torr = 1 mm Hg]
a. 0,550 atm
b. 116 torr
c. 418 torr
d. 0,153 atm
30. (1995) Complete y ajuste las siguientes ecuaciones, indique el tipo de reacción al que pertenecen y nombre las especies químicas que en ellas intervienen
a. $\text{Fe} + \text{CuSO}_4$
b. $(\text{CH}_3)_2\text{CH}-\text{CH}_2\text{OH} + \text{HI}$
c. $\text{CH}_3-\text{COOH} + \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$
d. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3$
e. $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{Br}_2$
31. (1996) Complete las frases:
a. En 0,55 L de disolución de carbonato de sodio 0,1 M hay 0,55 moles iones carbonato y en 0,2 L de disolución de cloruro de hidrógeno 0,1 M hay 0,02 moles de iones hidronio
b. Una muestra de aire conteniendo 0,24 moles de oxígeno es capaz de producir la combustión de 0,12 moles de metano
c. La masa atómica media del calcio es 40,1 u. Conteniendo isótopos de masas 39 u y 42 u exclusivamente, estos se encontrarán en la proporción 63,3/36,7 o 19/11
d. Un cilindro conteniendo 0,13 g de etano, contiene $4,33 \cdot 10^{-3}$ moles de etano, $2,61 \cdot 10^{21}$ moléculas de etano, $5,22 \cdot 10^{21}$ átomos de carbono y $1,57 \cdot 10^{22}$ átomos de hidrógeno
32. (1996) 200 g de una aleación de cinc y cobre, con un contenido en cobre del 40 % en masa y del 60 % en cinc, se trata con ácido clorhídrico obteniéndose una cantidad de hidrógeno de:
a. 41,10 L de hidrógeno en c.n
b. 69,32 L de hidrógeno en c.n
c. 50,00 L de hidrógeno en c.n

- d. $11,049 \cdot 10^{23}$ moléculas de hidrógeno
33. (1996) Suponiendo que la presión osmótica de la sangre vale 6,70 atm a 37 °C, la concentración de una disolución de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$, isotónica con la sangre, suponiendo comportamiento ideal vale:
- 0,32 M
 - 0,26 M
 - 0,58 M
 - 0,38 M
34. (1997) Di si son verdaderas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones (en caso de ser falsa, di lo que sería verdadero)
- Una disolución es una sustancia heterogénea por estar compuesta por soluto y disolvente. FALSA, una disolución es una mezcla homogénea compuesta al menos por un soluto y un disolvente
 - Las moléculas de una sustancia pura están formadas siempre por átomos diferentes. FALSA, las moléculas de una sustancia pura está formada por entidades iguales que pueden estar constituidas por átomos iguales (elementos) o diferentes (compuestos)
 - Una disolución 1 M es aquella que contiene 1 mol de soluto en 1 L de disolvente. FALSA, una disolución 1 M es aquella que contiene 1 mol de soluto en 1 l de disolución
35. (1998) Señale la proposición correcta:
- En 44,8 L de oxígeno gas, a 0 °C y 1 atm, hay 2 N (N = número de Avogadro) átomos de oxígeno
 - En una reacción, el número total de átomos de los reactivos es igual al número total de átomos de los productos
 - En una reacción entre gases, el volumen total de los reactivos es igual al volumen total de los productos (medidos a la misma P y T)
 - En una reacción, el número total de moléculas de los reactivos es igual al número total de moléculas de los productos
 - El volumen de 32 g de oxígeno es igual al de 32 g de hidrógeno (a la misma P y T)
36. (1998) Dos moléculas de A reaccionan con una molécula de B para dar dos moléculas de C. Sabiendo que todas las sustancias son gases, al reaccionar un litro de A se producirá:
- Dos moléculas de C
 - Un litro de C
 - Dos litros de C
 - Tres moléculas de C
37. (1998) Se mezclan un litro de nitrato de potasio 0,1 M y un litro de nitrato de bario 0,2 M. Las concentraciones de los iones K^+ , Ba^{2+} y NO_3^- resultantes son respectivamente:
- 0,1 M 0,2 M 0,5 M
 - 0,1 M 0,2 M 0,3 M
 - 0,05 M 0,1 M 0,15 M
 - 0,05 M 0,1 M 0,25 M
38. (1999) Si la fórmula de un compuesto es A_mB_n , ¿qué información cuantitativa se puede extraer de la misma?
- La relación entre las masas de los átomos A y de B es m/n
 - En un mol de compuesto hay n veces más átomos de A que de B
 - En un mol de compuesto hay n veces más átomos de B que de A
 - En un mol de compuesto la relación entre el número de átomos de A y B es m/n
39. (1999) En un recipiente vacío de acero que se mantiene a temperatura constante, se introducen cantidades estequiométricas de gas oxígeno y de gas hidrógeno. Se hace saltar una chispa eléctrica, con lo que se produce la reacción total de ambos gases. ¿qué se conserva en este proceso?

- a. Solo la masa
b. Masa y presión
c. Número de moléculas y presión
d. Número de moléculas y masa
40. (1999) Una sustancia pura se hace pasar en las condiciones ambientales del laboratorio del estado de gas → líquido → sólido. ¿qué efecto tendrán estos cambios sobre las partículas del cuerpo?
- a. En el estado sólido están más frías
b. En el estado líquido son más pesadas que en el estado gaseoso
c. Su tamaño aumentará progresivamente con el cambio de estado
d. Se reducirán sus distancias relativas
41. (1999) Dos recipientes de igual volumen se llena uno de hidrógeno a 100 mm de Hg y el otro de oxígeno a 200 mm Hg, siendo la temperatura igual en ambos recipientes. ¿Qué conclusiones se puedan establecer respecto a las partículas de ambos gases y la presión que ejercen?
- a. Las moléculas de oxígeno ejercen más presión porque tienen más masa
b. Las moléculas de oxígeno chocan más porque son mayores
c. El número de moléculas de hidrógeno que se introdujeron fue la mitad que de oxígeno
d. Si las moléculas de hidrógeno ejercen menos presión es porque se atraen más entre si
42. (2000) ¿Cuál será la ordenación correcta por orden creciente en función del número átomos – gramo (moles de átomos) de las siguientes sustancias?
- A. 25 g de oxígeno en condiciones normales
B. 25 moles de oxígeno en condiciones normales
C. $25 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno
D. $25 \cdot 10^{23}$ moléculas de oxígeno en condiciones normales
- a. $A > C > D > B$
b. $B > D > C > A$
c. $B > C > D > A$
d. $A > B > D > C$
43. (2000) Disponemos de los siguientes datos respecto a ciertos compuestos químicos X, Y, Z y T
- A. Una muestra de X está formada por C y H y por combustión da 20 % de CO_2 y 80 % de H_2O gaseosos en volumen
B. Una muestra de Y está formada por 1,02 % de H, 65,3 % de C y el resto S
C. Un mol de Z está formado por un átomo–gramo de C y un mol–gramo de agua
D. 0,1 mol de T se compone de 0,1 moles –gramo de AgCl y 3,43 g de amoníaco
- ¿De cuáles de ellos, con estos datos, conocemos su fórmula molecular?
- a. De todos
b. Sólo de A y B
c. Sólo de A, C y D
d. Sólo de C y D
44. (2000) Uno de los siguientes enunciados no permite calcular exactamente la molaridad de la disolución, ¿de cuál se trata?
- a. Se disuelven 2,1735 g de NaCl en agua hasta alcanzar 500 mL
b. Se evaporan 532,6 mL de una disolución de KCl quedando como residuo 2,963 g de la sal
c. Se agregan exactamente 50 mL de agua a una muestra de KI que pesa 1,326 g
d. 19,58 mL de HCl 0,0863 M se diluyen a 500 mL
45. (2000) La adición de 1 g de benceno, C_6H_6 , a 80,00 g de ciclohexano, C_6H_{12} , disminuye el punto de congelación del ciclohexano de 6,5 a 3,3 °C. Si se quisiera determinar la masa molecular de un soluto no

electrolito midiendo la disminución del punto de congelación, a igual concentración de la disolución y sabiendo que $K_c(\text{benceno}) = 5,12 \text{ }^\circ\text{C/molal}$, ¿Cuál será el mejor disolvente?

[La molalidad representa los moles de soluto por cada kilogramo de disolvente]

- Benceno
- Ciclohexano
- Ambos causarían el mismo descenso crioscópico
- Con estos datos no es posible establecer cuál sería el disolvente más adecuado.

La molalidad de la disolución indicada es 0,16 molal, calculando la $K_c(\text{ciclohexano}) = 19,97 \text{ }^\circ\text{C/molal}$, por lo que se puede interpretar que sería más preciso el que lograrse una mayor disminución del punto de congelación. Si se interpreta así, a idéntica concentración sería más adecuado el ciclohexano que el benceno.

46. (2001, 2005) Dadas las siguientes cantidades de propano, ¿en cuál de ellas existen únicamente 11 átomos?
- 22,4 L de propano en c.n.
 - 1 mol de propano en c.n.
 - 44 g de propano
 - $7,31 \cdot 10^{-23}$ g de propano
47. (2001) De las siguientes proposiciones, ¿cuál es cierta?
- Un mol de carbono tiene una masa mayor que un mol de neón
 - La masa de un mol de metano es la masa de una molécula de metano
 - El número de átomos de $1,00 \cdot 10^{-10}$ moles de CO_2 es $5 \cdot 10^{24}$
 - La masa de un átomo de plata es $1,792 \cdot 10^{-22}$ g
48. (2001, 2007) En una mezcla inerte de gases hay $3,00 \cdot 10^{23}$ moléculas de A y $1,50 \cdot 10^{24}$ moléculas de B. Si la presión total de la mezcla es 600 torr, las presiones parciales de A y B en torr serán:
- 104 y 416
 - 100 y 500
 - No se puede saber porque no tenemos datos de temperatura
 - 251 y 261
49. (2001) Se analizan tres muestras sólidas, formadas cada una por un compuesto de los elementos X e Y. en la primera se encontró un contenido de 4,31 g de X y 7,6 g de Y. La segunda se componía de 35,9 % de X y el 64,1 % de Y. Por otra parte se observó que 0,718 g de X reaccionaban con Y para formar 2,00 g de la tercera muestra. ¿qué se deduce de esto?
- Las tres muestras son el mismo compuesto
 - Las tres muestras son de distintos compuestos
 - Las tres muestras tienen la misma fórmula empírica
 - Sólo las muestras primera y tercera tienen la misma fórmula molecular
- Dividiendo Y entre X, se hallan las siguientes relaciones: $7,6/4,31 = 1,763$ g Y/g X para la primera muestra, $64,1/35,9 = 1,786$ para la segunda muestra y $(2,00 - 0,718)/0,718 = 1,786$ para la tercera por lo que las tres muestras no son iguales, siendo idénticas las fórmulas empíricas para la segunda y la tercera (ley de Proust), no pudiendo decir nada de las fórmulas moleculares. Por lo tanto las soluciones dadas son erróneas.
50. (2001, 2005) ¿Cuál es la molalidad de una disolución acuosa en la que fracción molar del soluto es 0,100?
- [La molalidad representa los moles de soluto por cada kilogramo de disolvente]
- 0,010
 - 6,17
 - 0,610
 - 0,100

51. (2002, 2009) ¿Cuál de las siguientes cantidades de sustancias contiene mayor número de moléculas?
- 5,0 g de CO_2
 - 5,0 g de CO
 - 5,0 g H_2O
 - 5,0 g O_3
 - 5,0 g Cl_2
52. (2002) En 60 g de calcio hay el mismo número de átomos que en :
- 0,75 moles de Helio.
 - 32 g de azufre.
 - 1,5 moles de dióxido de carbono.
 - 0,5 moles de dióxido de carbono.
 - 55 g de sodio.
53. (2002, 2008, 2015) Para la reacción: $\text{Cl}_2 (\text{g}) + 2\text{NaOH} (\text{ac}) \rightarrow \text{NaCl} (\text{ac}) + \text{NaClO} (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$. ¿Cuántos g de hipoclorito se producen cuando reaccionan 50,0 g de $\text{Cl}_2 (\text{g})$ con 500,0 mL de $\text{NaOH} 2,00 \text{ M}$?
- 37,2
 - 52,5
 - 74,5
 - 26,3
 - 149
54. (2002) Se forma una disolución adicionando 50 mL de agua a 150 mL de una disolución 0,10 M de amoníaco. ¿Cuál es la concentración de la nueva disolución?
- 0,1 M.
 - 0,1 N (*en sustancias monopróticas la normalidad es igual que la molaridad*)
 - 0,085 M
 - 0,075 M
55. (2003) Tenemos dos disoluciones A y B. A: 6,00 g de CH_3OH en 1 kg de agua. B: 6,00 g de CH_3OH en 1 kg de CCl_4 a 20 °C ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas?
[La molalidad representa los moles de soluto por cada kilogramo de disolvente]
- Las disoluciones A y B tienen la misma molaridad
 - Ambas disoluciones tienen la misma molalidad
 - Las relaciones molares del metanol en A y B son iguales
 - El % en peso de metanol es igual en A que en B
- Todas
 - Sólo 2
 - Sólo 1 y 3
 - Sólo 2 y 4
56. (2003, 2007) Al tratar 9,00 g de Ca con exceso de oxígeno se forma CaO , que se hace reaccionar con 0,25 moles de CO_2 ¿Cuántos g de CaCO_3 se obtendrán?
- 100
 - 25
 - 22,5
 - 90

57. (2003, 2004) ¿Qué ocurrirá si se hace reaccionar 8,50 moles de Cl_2 y 6,40 moles de Al para formar AlCl_3 ?

- a. El reactivo limitante es el Al.
b. Sobran 0,73 moles de Cl_2 .
c. Se formarán como máximo 5,67 moles de AlCl_3
d. Sobran 0,73 átomos de Al.
58. (2004, 2009, 2015) Si se disuelven 75,0 g de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) en 625 g de agua. La fracción molar del agua de la disolución es:
a. 0,120
b. 0,416
c. 0,011
d. 0,989
e. 1,00
59. (2005, 2012) La frase "la masa atómica del aluminio es 27,00", sugiere cuatro interpretaciones. Señala cuál de ellas es la equivocada.
a. La masa de un átomo de aluminio es 27,00 g
b. La masa de un átomo de aluminio es 27,00 u
c. La masa de un mol de átomos de aluminio es 27,00 g
d. Un átomo de aluminio es 27,00 veces más pesado que 1/12 de un átomo de ^{12}C .
60. (2005) Los únicos productos del análisis de un compuesto puro fueron 0,5 moles de átomos de C y 0,75 moles de átomos de hidrógeno, lo que indica que la fórmula empírica del compuesto es:
a. CH_4
b. CH
c. CH_2
d. C_2H_3
61. (2005) Las formulas empíricas de tres compuestos son: a: CH_2O ; b: CH_2 ; c: $\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl}$. Suponiendo que un mol de cada compuesto a, b y c, se oxida completamente y que todo el carbono se convierte en dióxido de carbono, la conclusión más razonable de esta información es que:
a. El compuesto a forma el mayor peso de CO_2
b. El compuesto b forma el mayor peso de CO_2
c. El compuesto c forma el mayor peso de CO_2
d. No es posible deducir cuál de esos compuestos dará el mayor peso de CO_2
62. (2005) El AgNO_3 reacciona tanto con NaCl como con KCl para dar, en ambos casos AgCl . Si 1 gramo de una muestra reacciona con AgNO_3 , se forman 2,15 gramos de AgCl . La muestra podría estar formada por:
a. Sólo KCl
b. Sólo NaCl
c. Una mezcla de KCl y NaCl
d. No es posible determinarlo
63. (2005) Para preparar una disolución 1 M de un compuesto sólido muy soluble en agua. ¿Qué sería necesario hacer?
a. Añadir un litro de agua a un mol del compuesto
b. Añadir un mol del compuesto a 1 kg de agua
c. Añadir agua a un mol del compuesto hasta completar un Kg de disolución
d. Disolver un mol del compuesto en suficiente cantidad de agua y completar hasta 1 litro de disolución
64. (2005) Se mezclan 100 ml de una disolución de HBr 0,20 M con 250 ml de HCl 0,10 M. Si se supone que los volúmenes son aditivos. Cuáles serán las concentraciones de los iones en disolución?
a. $[\text{H}^+] = [\text{Cl}^-] = [\text{Br}^-]$

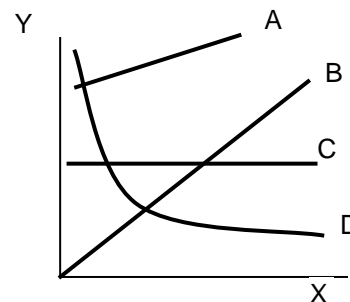
- b. $[H^+] > [Cl^-] > [Br^-]$
c. $[H^+] > [Br^-] > [Cl^-]$
d. $[H^+] > [Br^-] = [Cl^-]$
65. (2005) ¿Cuántos iones se encuentran presentes en 2,0 L de una disolución de sulfato potásico, que tiene una concentración de 0,855 mol/L?
a. $3,09 \cdot 10^{22}$
b. $1,81 \cdot 10^{22}$
c. $3,09 \cdot 10^{24}$
d. $1,03 \cdot 10^{24}$
66. (2006) Se quema con una cerilla un poco de alcohol en un plato hasta que no quede nada de líquido. Indica cuál de las siguientes proposiciones es la correcta:
a. Los gases obtenidos continúan siendo alcohol, pero en estado gaseoso
b. El alcohol es una mezcla de sustancias que se separan cuando pasa a vapor
c. Los gases obtenidos son sustancias diferentes al alcohol que resultan de la combinación de este con el oxígeno del aire
d. El alcohol al quemarse desaparece, transformándose en energía, ya que aumenta la temperatura
67. (2006) Indica donde hay más masa:
a. $12,04 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2
b. 0,5 moles de CO_2
c. 30 g de I_2
d. 11,2 L de Cl_2 en condiciones normales
68. (2006) ¿Cuál es la concentración molar de iones sulfato de una disolución de sulfato de aluminio 0,10 M?
a. 0,032
b. 0,10
c. 0,30
d. 0,60
69. (2006) ¿Cuál es la molaridad de una disolución que resulta al mezclar 400 mL de nitrato de sodio 2,5 M con 240 cm³ de una disolución de nitrato de sodio 3M, y añadiendo finalmente 800 cm³ de agua?
a. 1,72
b. 1,80
c. 0,84
d. 1,19
70. (2006) 13,162 g de una muestra impura de sulfato de amonio, se hacen reaccionar con exceso de hidróxido potásico, formándose 3,77 L de amoníaco, medidos a 18 °C y 742 mm Hg y una cierta cantidad de agua y de sulfato de potasio. ¿Cuál es la pureza de la muestra?
a. 77,3
b. 100
c. 22,7
d. 85,4
71. (2006) ¿Cuál es la fórmula más simple de un compuesto que contiene la siguiente composición centesimal? C: 74,0 %; H: 8,65 %; N: 17,3%?
a. $C_{10}H_{14}N$
b. C_5H_7N
c. $C_5H_{14}N_2$
d. $C_{10}H_7N$

72. (2007) ¿Qué masa de K contendría doble número de átomos que 2 g de C? K= 39; C= 12.
- 13,0 g
 - 4,0 g
 - 6,5 g
 - 3,2 g
73. (2007) Señale la proposición correcta:
- En 2,01594 g de hidrógeno natural hay el mismo número de átomos que en 12,00 g del isótopo 12 del carbono
 - El volumen que ocupa 1 mol de gas es siempre 22,4 L
 - El volumen que ocupa 1 mol de un líquido (en cm³) es igual a la masa de un mol (en gramos) dividido por la densidad de la sustancia en g/cm³
 - 2 moles de hidrógeno contienen el mismo número de átomos que 8 g de hidrógeno a 1 atm y 0 °C
74. (2007) Si 6,4 g de azufre reaccionan con 11,2 g de hierro para formar 17,6 g de sulfuro de hierro(II), ¿qué cantidad de FeS se formará a partir de 50 g de hierro y 50 g de azufre?
- 100 g
 - 87,6 g
 - 137,2 g
 - 78,6 g
75. (2007) ¿Qué masa de CuSO₄·5H₂O se necesita para preparar 2 L de disolución 0,05 M en Cu²⁺?
- 50 g
 - 75 g
 - 12,5 g
 - 25 g
76. (2007) ¿Cuáles de las siguientes reacciones están correctamente ajustadas?
- $\text{MnO}_4^- + \text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{SnO}_2 + \text{MnO}_2$
 - $\text{Cu} + \text{HNO}_3 + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NH}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{ClO}_3^- + 2 \text{Cr}^{3+} + 10 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 2 \text{CrO}_4^{2-} + 5 \text{H}_2\text{O}$
 - $2 \text{CrO}_2^- + 3 \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{CrO}_4^- + 4 \text{H}_2\text{O}$
- Sólo 3 y 4
 - Sólo 1 y 2
 - Todas
 - Ninguna
77. (2008) ¿Cuál es, aproximadamente, la densidad del NH₃ en condiciones normales?
- 0,8 g/litro
 - 1,0 g/cm³
 - 17,0 g/litro
 - 1,6 g/litro
78. (2008) En una molécula de NH₃ hay:
- 3 átomos de hidrógeno
 - 3 moles de hidrógeno
 - $6,023 \times 10^{23}$ átomos de nitrógeno
 - 17,0 g de amoníaco.
79. (2008) El magnesio y el nitrógeno reaccionan para formar nitruro de magnesio. ¿Cuántas moléculas de nitrógeno reaccionaran con 3,6 moles de magnesio?
- 1,2 N_A

- b. 1,8 N_A
c. 7,2 N_A
d. 3,6 N_A
80. (2008) Si $2,07 \cdot 10^{22}$ átomos de un determinado elemento pesan 2,48 g, su masa molar es:
a. 5,13 g mol⁻¹
b. 36,0 g mol⁻¹
c. 72,1 g mol⁻¹
d. 22,4 g mol⁻¹
81. (2008) ¿En cuál de los siguientes casos existe mayor número de átomos?
a. Un mol de moléculas de nitrógeno
b. 10 gramos de agua
c. Un mol de moléculas de amoníaco
d. 20 litros de cloro gas medidos en condiciones normales
82. (2008) ¿Qué masa de MgCl₂, expresada en gramos, debe añadirse a 250,0 mL de una disolución de MgCl₂ 0,25 M para obtener una nueva disolución 0,40 M? (Masas atómicas: Mg= 24,3; Cl= 35,5)
a. 9,5 g
b. 6,0 g
c. 2,2 g
d. 3,6 g
83. (2009) Para la siguiente reacción: $3 \text{ Fe (s)} + 2 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 \text{ (s)}$, ¿cuántos moles de O₂ (g) son necesarios para reaccionar con 27,9 moles de Fe(s)?
a. 9,30
b. 18,6
c. 55,8
d. 27,9
84. (2009) En los viajes espaciales, debe incluirse una sustancia que elimine el CO₂ producido por respiración de los ocupantes de la nave. Una de las posibles soluciones sería hacer reaccionar el CO₂ con determinados reactivos. La selección del más adecuado se hace teniendo en cuenta que éste consume la mayor cantidad de CO₂ por gramo de reactivo (es decir, que sea el más ligero para llevar en la nave). De acuerdo con ello, ¿cuál escogería?
a. CaO $[\text{CaO (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CaCO}_3 \text{ (s)}]$
b. Na₂O₂ $[\text{Na}_2\text{O}_2 \text{ (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \text{ (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)}]$
c. Mg(OH)₂ $[\text{Mg(OH)}_2 \text{ (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{MgCO}_3 \text{ (s)} + \text{H}_2\text{O (l)}]$
d. Li(OH) $[\text{Li(OH) (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3 \text{ (s)} + \text{H}_2\text{O (l)}]$
85. (2009) Para la siguiente reacción: $\text{B}_2\text{O}_3 \text{ (s)} + 3 \text{ H}_2\text{O (l)} \rightarrow 2 \text{ H}_3\text{BO}_3 \text{ (ac)}$. ¿Cuántos moles de agua se necesitan para producir 5,0 moles de H₃BO₃ (ac) a partir de 3,0 moles de B₂O₃ (s), si la reacción tiene lugar de forma total?
a. 6,0
b. 2,0
c. 7,5
d. 4
86. (2009) Un anillo de plata que pesa 7,275 g se disuelve en ácido nítrico y se añade un exceso de cloruro de sodio para precipitar toda la plata como AgCl. Si el peso de AgCl (s) es 9,000 g. ¿Cuál es el porcentaje de plata en el anillo?
a. 6,28 %.

- b. 75,26 %.
c. 93,08 %.
d. 67,74 %.
87. (2009) El análisis químico elemental de la nicotina da la siguiente composición: 74,04% C; 8,70% H; 17,24%N. Si la masa molecular de la nicotina es 162,2, la fórmula molecular es
- a. CH₂N
b. C₂₀H₂₈N₄
c. C₂H₇N
d. C₁₀H₁₄N₂
88. (2009) En una mezcla de N₂ y O₂ en la que hay doble número de moles de O₂ que de N₂, la presión parcial del nitrógeno es de 0,3 at,. La presión total será de:
- a. 0,6 atm
b. 0,9 atm
c. 1,2 atm
d. 1,5 atm
89. (2009) Si se introducen masas iguales de oxígeno y nitrógeno gaseosos en dos recipientes cerrados de igual volumen, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
- a. En ambos recipientes hay el mismo número de moléculas
b. La presión en el recipiente de oxígeno es inferior a la del recipiente de nitrógeno
c. En el recipiente de oxígeno hay un mayor número de moléculas
d. La presión en el recipiente de oxígeno es superior a la del recipiente de nitrógeno
90. (2009) Un paciente que padece una úlcera duodenal puede presentar una concentración de HCl en su jugo gástrico 0,08 M. Suponiendo que su estómago recibe 3 litros diarios de jugo gástrico, ¿qué cantidad de medicina conteniendo 2,6 g de Al(OH)₃ por 100 mL debe consumir diariamente el paciente para neutralizar el ácido? [Masas moleculares: Al(OH)₃ = 78 ; HCl = 36.5]
- a. 27 mL
b. 80 mL
c. 240 mL
d. 720 mL
91. (2010) Un recipiente cerrado de 10 litros de capacidad, que se mantiene a temperatura constante, está lleno de agua hasta la mitad. Si del mismo se extraen 2 litros de líquido, ¿se modificará el número de moléculas vaporizadas?
- a. No, ya que la concentración de moléculas en el vapor es igual
b. No, porque la temperatura no cambia
c. No, porque la P_v es la misma
d. Sí, porque aumentó el volumen disponible para el vapor
92. (2010) Cuando se hacen reaccionar 10 g de dihidrógeno y 10 g de dióxígeno se obtienen:
- a. Un mol de agua
b. 20 g de agua
c. 30 g de agua
d. 3,76 x 10²³ moléculas de agua
93. (2010) En un recipiente existe un compuesto puro. Realizado un análisis se encuentra: 1,80 moles de carbono; 2,89·10²⁴ átomos de hidrógeno y 9,6 g de oxígeno. El compuesto es:
- a. H₂CO₃
b. C₃H₈O

- c. $C_2H_4O_2$
- d. C_3H_7O



94. (2010) ¿Cuál es la línea gráfica que se debería obtener al representar, la presión a la que está sometida una masa gaseosa ideal (Y) frente a la inversa del volumen ocupado por dicha masa (X) a temperatura constante?
- a. A
 - b. B
 - c. C
 - d. D
95. (2010) Se disuelven 5 g de nitrato de calcio en agua hasta completar 250 cm^3 de solución. Suponiendo que la sal está totalmente ionizada, la concentración molar de iones nitrato será:
- a. 0,03 M
 - b. 0,06 M
 - c. 0,12 M
 - d. 0,24 M
96. (2011) En 30 g de un óxido MO_2 hay 4,0 g de oxígeno. Si la masa atómica del oxígeno es 16,00 u, la masa atómica del metal expresada en u es:
- a. 32
 - b. 122
 - c. 208
 - d. 240
97. (2011) ¿Qué volumen debemos tomar de una disolución acuosa de ácido sulfúrico 0,25 M, si queremos preparar 200 mL de disolución diluida de dicho ácido de concentración 0,05 M?
- a. 4 mL
 - b. 40 mL
 - c. 0,004 L
 - d. 0,4 L
98. (2011) La cantidad de $BeCl_2 \cdot 4H_2O$ y agua que necesitamos para preparar 200 g de una disolución al 14% de $BeCl_2$ es:
- a. 28 g de $BeCl_2$ y 172 g de H_2O
 - b. 28 g de $BeCl_2 \cdot 4H_2O$ y 146,8 g de H_2O
 - c. 53,2 g de $BeCl_2 \cdot 4H_2O$ y 146,8 g de H_2O
 - d. 53,2 g de $BeCl_2 \cdot 4H_2O$ de y 200 g H_2O
99. (2011) En las mismas condiciones de presión y temperatura, 600 mL de cloro gas se mezclan con 200 mL de vapor de yodo y reaccionan completamente y originándose 400 mL de nuevo gas sin variar ni la presión ni la temperatura. ¿Cuál es la fórmula molecular de dicho gas?
- a. ICl
 - b. I_3Cl
 - c. I_5Cl_2
 - d. ICl_3
100. (2011) Si se mezclan 200 mL de una disolución de nitrato de plomo(II) 0,2 M con otros 200 mL, de una disolución de sulfato de sodio 0,3 M, se forman como productos sulfato de plomo(II) insoluble y otro producto soluble, el nitrato de sodio. La concentración de sulfato de sodio que sobra es:
- a. 0,02 M

- b. 0,05 M
c. 0,2 M
d. Nada, están en las proporciones estequiométricas adecuadas
101. (2012) Para preparar 0,5 L de una disolución de amoníaco 1,5 M, se hace reaccionar suficiente sulfato amónico con hidróxido potásico. Si el rendimiento de la reacción es de un 90 %, la cantidad de sal necesaria expresada en gramos es:
a. 37,9
b. 42,1
c. 55,0
d. 75,7
102. (2012) Tomemos dos recipientes de 20 L, uno con nitrógeno y otro con helio, sometidos ambos a 100 °C y 0,5 atm. El recipiente que contiene N₂ tiene:
a. Doble masa que el de helio
b. El mismo número de átomos que el de helio
c. El mismo número de moles que el de helio
d. Densidad doble que el de helio
103. (2012) Para las siguientes afirmaciones señala la respuesta correcta:
a. Dos masas iguales de diferentes compuestos químicos en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de partículas componentes
b. La masa atómica de un elemento es la masa, en gramos, de un átomo de dicho elemento
c. El número de átomos que hay en 5 g de oxígeno atómico es igual al número de moléculas que hay en 10 g de oxígeno molecular
d. En cierta cantidad de gas helio, la cantidad de átomos de helio es doble que la de moléculas de gas
104. (2012) Se preparan 672,3 mL de una disolución de ácido clorhídrico del 25% en masa y densidad 1,19 g/mL. A esta disolución se le añaden 200 g de agua con lo que el porcentaje en masa de la nueva disolución será:
a. 2,5 %
b. 8,3 %
c. 15 %
d. 20 %
105. (2012) Casi todo el carbón de hulla que se quema en EEUU contiene del 1 al 3 % de azufre, el cual se halla generalmente formando parte de minerales como las piritas (FeS₂). Durante la combustión del carbón, este azufre se convierte en dióxido de azufre según la reacción: $4 \text{FeS}_2 + 11 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 8 \text{SO}_2$. Parte de ese dióxido de azufre sufre en la atmósfera un proceso causante básicamente de:
a. Efecto invernadero
b. Disminución de la capa de ozono
c. Lluvia ácida
d. Formación de la carboxihemoglobina que dificulta el transporte de oxígeno en la sangre
106. (2013) ¿Qué compuesto (cuya masa se da entre paréntesis, en cursiva) contiene el mayor porcentaje de nitrógeno en masa?
a. NH₂OH (*M = 33,0*)
b. NH₄NO₂ (*M = 64,1*)
c. N₂O₃ (*M = 76,0*)
d. NH₄NH₂CO₂ (*M = 78,1*)

107. (2013) Se prepara una disolución de permanganato de potasio diluyendo 1 mL de disolución 0,1 M a un volumen final de 1 L. De la disolución anterior se toman 10 mL y se afora con agua a 100 mL. ¿Qué concentración tendrá la nueva disolución?
- 0,01 M
 - 10^{-4} M
 - 10^{-5} M
 - 10^{-6} M
108. (2013) Si reaccionan 2,00 g de magnesio en una atmósfera de nitrógeno, se obtienen 2,77 g de un compuesto, cuya fórmula empírica es:
- MgN
 - Mg_{1,5}N
 - Mg₃N₂
 - N₃Mg₃
109. (2013) El α -tocoferol o vitamina E es una vitamina liposoluble que actúa como antioxidante a nivel de la síntesis del grupo hemo, parte esencial de la hemoglobina de los glóbulos rojos. La falta de esta vitamina puede provocar anemia. La vitamina E tiene 11,62 % en masa de hidrógeno. Si un mol de vitamina E contiene $3,010 \cdot 10^{25}$ átomos de hidrógeno. ¿Cuál es la masa molar de la vitamina E?
- 43,1 u
 - 124 u
 - 430 u
 - 568 u
110. (2013) Se prepara una disolución mezclando ácido nítrico al 80 % en masa con otro al 30 % en masa. ¿Cuántos gramos de cada disolución es necesario tomar para preparar 200 g de disolución de ácido al 40 %?
- | | <u>Ácido 80 %</u> | <u>Ácido 30 %</u> |
|----|---------------------------|-------------------|
| a. | 40 | 160 |
| b. | 50 | 150 |
| c. | 160 | 40 |
| d. | Ninguno de los anteriores | |
111. (2014) La masa de una disolución formada por 100 mL de agua y 12,5 mL de ácido sulfúrico comercial (98% en masa y densidad 1,84 g/mL) es:
- 107,0 g
 - 112,5 g
 - 116,5 g
 - 123,0 g
112. (2014) Dos muestras de gas monóxido de carbono y dióxígeno de 32,0 g cada una, en las mismas condiciones de presión y temperatura tienen:
- El mismo volumen
 - La misma densidad
 - La misma energía cinética molecular media
 - Tienen el mismo número de moléculas
113. (2014) Para determinar el porcentaje de azufre que contiene una muestra de petróleo se puede transformar el azufre en sulfato y precipitarlo como sulfato de bario. Tomando 11,7 mL de petróleo de densidad 0,87 g/mL, se obtienen 1,20 g de sulfato de bario. El tanto por ciento en masa de azufre en el petróleo es:
- 1,6
 - 2,0

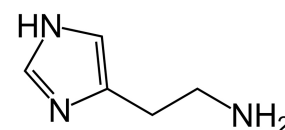
- c. 3,2
d. 4,0
114. (2014) Se han formado 55,5 g de cloruro de calcio a partir de 45,17 g de hidróxido de calcio al 82 % de pureza y de 116,4 mL de ácido clorhídrico comercial (37 % en masa y densidad de 1,18 g/mL). El reactivo en exceso y la cantidad sobrante son:
- El hidróxido de calcio, sobran 8,1 g
 - La disolución de ácido clorhídrico, sobran 74,65 ml
 - La disolución de ácido clorhídrico, sobran 32,9 mL
 - No hay reactivo en exceso
115. (2014) Respecto a los compuestos, benceno (C_6H_6) y acetileno (C_2H_2),
- Los dos tienen la misma fórmula empírica
 - Los dos tiene la misma fórmula molecular
 - Los dos tiene la misma composición centesimal
 - En estado gaseoso, a la misma presión y temperatura, 2 dm³ de los dos gases tienen el mismo número de moléculas.
- son ciertas las afirmaciones:
- 1 y 2
 - 2 y 3
 - 1, 3 y 4
 - Todas
116. (2015) Una muestra de 0,200 g contiene solamente $CaCO_3$ y $MgCO_3$. Se valora con una disolución acuosa 0,200 M de HCl consumiendo 20,75 mL para llegar al punto final de la valoración (formación del cloruro del metal, agua y dióxido de carbono). La cantidad de $CaCO_3$ de la muestra es:
- Datos: Masas moleculares/u: $CaCO_3 = 100,1$; $MgCO_3 = 84,3$
- 0,041 g
 - 0,080 g
 - 0,159 g
 - 0,200 g
117. (2015) La combustión de 1,482 g de un compuesto orgánico que contiene carbono e hidrógeno produce dióxido de carbono que, al ser absorbido por hidróxido de calcio producen 11,400 g de carbonato de calcio. Se sabe además que a 100 °C y 748 mm de presión 0,620 g del compuesto ocupan 246,3 mL. Las fórmulas empírica y molecular del compuesto son:
- Datos: Masas atómicas/u: $H = 1,0$; $C = 12,0$; $O = 16,0$; $Ca = 40,1$. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
- CH C_2H_2
 - CH C_6H_6
 - CH_2 C_2H_4
 - CH_3 C_2H_6
118. (2015) Un sistema de combustible / oxidante que consiste en N, N-dimetilhidrazina, $(CH_3)_2NNH_2$, y tetraóxido de dinitrógeno, N_2O_4 , (ambos líquidos) se utiliza comúnmente en la propulsión del vehículo espacial. Los componentes se mezclaron estequiométricamente. Como únicos productos se reacción se producen N_2 , CO_2 y H_2O , todos gases en las condiciones de reacción. ¿Cuántos moles de gas se producen a partir de 1 mol de $(CH_3)_2NNH_2$?
- 8
 - 9
 - 10
 - 11
119. (2015) Formular el siguiente compuesto: Fosfato de platino(II)

- a. $\text{Pt}_3(\text{PO}_4)_2$
- b. $\text{Pt}(\text{PO}_3)_2$
- c. $\text{Ag}_3(\text{PO}_4)_2$
- d. $\text{Ag}(\text{PO}_3)_2$

120. En un recipiente que contiene una pequeña cantidad de cinc añadimos HCl 1,0 M en exceso hasta reacción total; el volumen de hidrógeno liberado medido en unas condiciones determinadas es de 4,0 L. Si a la misma cantidad de cinc le añadimos HCl 2,0 M en exceso hasta reacción total, el volumen de hidrógeno liberado, medido en las mismas condiciones, será:

- a. 2,0 L
- b. 4,0 L
- c. 8,0 L
- d. No puede responderse sin conocer las condiciones experimentales

121. La picadura de la abeja común inocula una disolución acuosa que contiene 0,013 % en masa de histamina (sustancia que produce alteraciones fisiológicas). En promedio, el aguijón de una abeja puede inocular 35 mg de disolución. ¿Cuántas moléculas de histamina son inoculadas en promedio en cada picadura de abeja?



Masas atómicas (u): $H = 1,0$; $C = 12,0$; $N = 14,0$. $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$

- a. $2,47 \cdot 10^{16}$
- b. $2,43 \cdot 10^{18}$
- c. $2,51 \cdot 10^{18}$
- d. $2,47 \cdot 10^{21}$

122. Un matraz aforado de 0,500 L lleno hasta el enrase contiene una disolución de una sal desconocida pero con las indicaciones siguientes: "0,2 M, contiene 9,81 g de soluto". La cantidad de la sal necesaria para preparar 3,00 L de una disolución 0,05 M es:

- a. 6,54 g
- b. 14,7 g
- c. 25,4 g
- d. No se puede saber sin conocer la masa molar de la sal

123. La masa de cloruro de plata que se obtiene por reacción entre 2,9 g de nitrato de plata y 1,6 g de cloruro de magnesio es:

Masas atómicas (u): $N = 14,0$; $O = 16,0$; $Mg = 24,3$; $Cl = 35,5$; $Ag = 107,9$

- a. 1,2
- b. 2,4
- c. 4,5
- d. 7,2

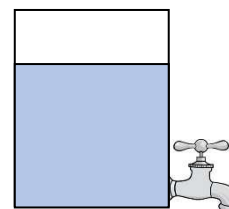
124. En una descomposición en la que sólo intervienen gases, a nivel molecular, se observa que 2 moléculas de un gas X se descomponen en 1 molécula de otro gas M y 3 moléculas del gas Z. Si las masas y volúmenes se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura y se plantean las siguientes afirmaciones:

- I. La suma de los volúmenes de M y Z coincidirá con el volumen de X
- II. La suma de las masas de M y Z será mayor que la masa de X
- III. A partir de 12 L de X será posible obtener 6 L de M

Serán ciertas:

- a. I
- b. II
- c. III
- d. I y II

125. (2017) Un recipiente cerrado de 1,00 L de capacidad contiene 0,750 L de amoníaco líquido y vapor de amoníaco a $-50\text{ }^{\circ}\text{C}$. A temperatura constante extraemos a través del grifo de la figura 50 mL del líquido. Respecto al vapor contenido en el recipiente, podemos afirmar que:

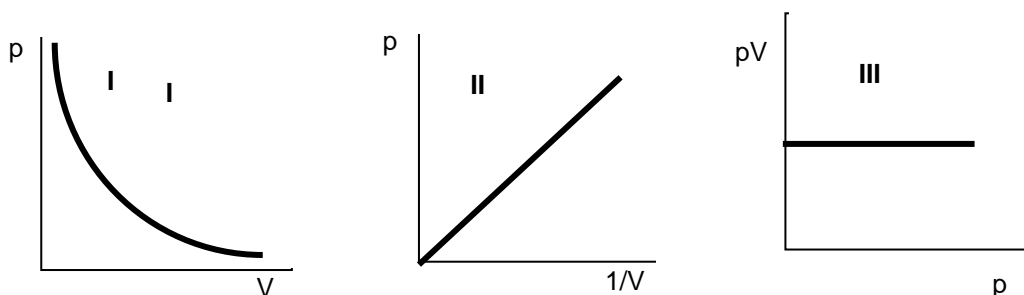


- La presión de vapor aumentará al disponer de más volumen para el gas y, en consecuencia, aumentar el número de moléculas de amoníaco
- Si la temperatura es constante, al aumentar el volumen, según la ley de Boyle y Mariotte, tendrá que disminuir la presión de vapor
- La presión de vapor permanecerá constante al no variar la temperatura
- A -50°C todo el líquido estará congelado por lo que no habrá paso de moléculas a la fase vapor

126. (2017) Al analizar 0,26 g de un óxido de nitrógeno, se obtienen 0,0790 g de nitrógeno y 0,181 g de oxígeno. Cuando introducimos en un recipiente de 1,20 L, 6,07 g del compuesto a la temperatura de $60,0\text{ }^{\circ}\text{C}$, la presión es de 1,50 atm. El compuesto buscado es:

- N_2O_4
- N_2O_3
- NO_2
- NO

127. (2017) Para una determinada masa de gas ideal a temperatura constante, la/s gráfica/s correcta/s es/son:



- La I
- La I y la II
- La II y la III
- Todas

(2017) El ácido clorhídrico concentrado tiene una densidad de $1,19\text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ y contiene un 37,0 % en masa de HCl, la molaridad y la fracción molar del HCl en esta disolución es:

	Molaridad	Fracción molar
a.	12,1	0,22
b.	12,1	0,37
c.	14,1	0,22
d.	14,1	0,37

128. (2017) Si se duplican la presión y la temperatura a las que se encuentran $3,00\text{ dm}^3$ de un gas ideal. El volumen final del gas es:

- $0,750\text{ dm}^3$
- $3,00\text{ dm}^3$
- $12,0\text{ dm}^3$
- No se puede calcular sin más datos

129. (2017) Si reaccionan 2,23 g de cinc con 100 mL de una disolución de ácido clorhídrico (HCl) 0,50 M, la cantidad de hidrógeno (medido en condiciones normales de presión y temperatura) es:

- 0,28 L

- b. 0,38 L
- c. 0,56 L
- d. 0,76 L

130. (2017) Disolvemos 0,30 g de fósforo rojo en 500 g de etanol. La disolución así preparada tiene un punto de ebullición 0,0059 °C mayor que el correspondiente al etanol puro. La fórmula del fósforo rojo es:

Datos: constante ebulloscópica del etanol 1,22 kg·mol⁻¹

- a. P
- b. P₃
- c. P₄
- d. P₆

PROBLEMAS

- I. (1987) Una muestra de una aleación de cinc y aluminio pesa 0,160 g. al tratarla con ácido sulfúrico del 94,3 % en peso y densidad 1,832 g/mL, se producen 120 mL de gas de hidrógeno medidos a 27 °C y 730 mm de Hg.
- La composición de la muestra
 - El volumen de ácido necesario para reaccionar con el aluminio de la muestra, únicamente.
- Datos: Masa atómicas: Al : 27; S. 32; O: 16; H: 1; Zn: 65,4
- II. (1991) 0,5 g de una aleación de hierro, cobre y platino se ataca con ácido clorhídrico quedando un residuo metálico de 0,162 g y una disolución de sales de Fe(II) y Cu(II). Dicha disolución se valora con disolución de permanganato de potasio 0,1 N, consumiéndose 40 mL de ella. Hallar la composición de la aleación.
- III. (1992) Una persona exhala alrededor de 550 L (medidos en condiciones normales) de dióxido de carbono al día. El dióxido de carbono exhalado por un astronauta es absorbido del aire de la cápsula espacial por reacción con hidróxido de litio. ¿Cuántos gramos de hidróxido de litio son requeridos por astronauta y día?
- IV. (1992) Un compuesto orgánico contiene carbono, hidrógeno, oxígeno y cloro, siendo los porcentajes respectivos de C, H y Cl del 30,57 %, 3,82 %, 45, 22 %. La densidad de su vapor con respecto al aire es de 5,43. Hallar la fórmula molecular de ese compuesto.
- V. (1992) Una muestra de cloruro de hierro de 0,300 g de masa fue disuelta en agua y la disolución resultante tratada con una disolución de nitrato de plata para precipitar el cloruro de plata. Después de asegurarse que la precipitación fuese completa, el cloruro de plata fue filtrado, secado y pesado, obteniéndose una masa de 0,678 g.
- ¿Cuántos gramos de cloro había en la muestra de cloruro de hierro?
 - Cuál será la fórmula empírica del cloruro de hierro?
 - ¿Podrá corresponderse la fórmula empírica obtenida en b) con la fórmula molecular de un cloruro de hierro? Justifica la respuesta
 - ¿Qué cantidad de nitrato de plata habrá sido necesario emplear, como mínimo, para precipitación completa?
- VI. (1993) Un compuesto contiene carbono, hidrógeno y azufre. Una muestra de $7,96 \cdot 10^{-2}$ g del mismo ha sido quemada en presencia de oxígeno dando 0,1665 g de dióxido de carbono. En un experimento separado, se llevaron a cabo una serie de reacciones químicas con 0,0431 g de muestra que transformaron todo el azufre del compuesto en 0,1196 g de sulfato de bario.
- ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?
 - Sabiendo que a la temperatura de 90 °C y a la presión de 770 mm de Hg el compuesto en estado gaseoso tiene una densidad de 2,86 g/L, ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto.
 - De acuerdo con la fórmula molecular encontrada, sugerir posibles estructuras
- VII. (1994) Se estudia la fórmula de una sustancia orgánica. Se sabe que está constituida por C, H, O, N y Cl. Al oxidar 2,00 g de la misma se forman 3,4255 g de CO₂ y 0,70066 g de H₂O. al liberar el nitrógeno contenido, 1,50 g de dicha sustancia dan lugar a 303,46 cm³ de nitrógeno medidos a temperatura de 62,6 °F y presión de 710 mm de mercurio. 12. 84 g del compuesto contiene 0,10 moles de átomos de cloro. Determinar su fórmula molecular sabiendo que su masa molecular es de 130 u
- VIII. (1995) Como consecuencia de la combustión de 0,342 g de glucosa, C_xH_yO_z, se recogen 255 mL de CO₂ medidos en condiciones normales y 366 ml de agua medidos a 725 torr y 100 °C.
- Determine la fórmula empírica de la glucosa
 - Determine su fórmula molecular sabiendo que una disolución conocida como D5W es isotónica con la sangre y contiene 54,3 g de glucosa por litro de disolución.

- IX. **(1996)** En la combustión de 0,785 g de una sustancia orgánica formada por C, O e H se forman 1,5 g de CO_2 y 0,921 g de agua. Para determinar su masa molecular se vaporizan 0,206 g de la sustancia y se mide el aire que desalojan siendo 108 mL medidos sobre agua a 145 °C y 756 mm de Hg ($P_{\text{vapor agua}} = 12$ mm a 14 °C)
- Hallar la fórmula empírica y molecular de dicha sustancia
 - Al disolver 120 g de dicha sustancia en 500 g de un disolvente el punto de congelación de la disolución resulta ser 9,5 °C menor que el del disolvente puro. Calcula la constante crioscópica del disolvente, suponiendo comportamiento ideal de la disolución
- X. **(1996)** La botella del combustible de un soplete se carga con el hidrógeno producido en la reacción de 3400 mL de ácido clorhídrico comercial del 36 % en peso y densidad 1,18 g/mL, con 5 kg de granalla de cinc de una riqueza en peso del 37 %. Calcular el tiempo que podrá funcionar el soplete sabiendo que la velocidad de combustión es de 5000 mL/minuto a 1 atm y 25 °C, ¿Qué cantidad de calor se ha producido en la combustión del hidrógeno?
- Dato: entalpía estándar de formación del agua líquida: - 284,5 kJ/mol*
- XI. **(1997)** Se tratan 50 kg de caliza del 78 % en riqueza en carbonato de calcio con 20 L de una disolución de ácido clorhídrico preparada al 13 % en peso, cuya densidad es 1,19 g/mL. Calcula:
- El volumen de dióxido de carbono formado en condiciones estándar
 - El número de moléculas y átomos de cada clase, contenidos en ese volumen
 - La masa de cloruro de calcio formada si el rendimiento fuera del 69 %
- XII. **(1997)** Como consecuencia de la combustión de 0,342 g de glucosa (formada por C, H y O) se reogen 225 mL de CO_2 , medidos en c.n. y 366 mL de vapor de agua, medidas a 725 torr y 100 °C. Determina la fórmula molecular de la glucosa, sabiendo que una disolución preparada con 9 g de glucosa en 72 g de agua tiene una presión de vapor de 0,0123 atm a 20 °C
- Dato: $P_v(\text{agua}, 20 \text{ °C}) = 17,4 \text{ mm Hg}$*
- XIII. **(1998)** El monóxido de nitrógeno reacciona con oxígeno para dar dióxido de nitrógeno. Tenemos dos depósitos, separados mediante un tabique, de 4 y 2 litros respectivamente. El primero contiene monóxido de nitrógeno a 0,5 atm y el segundo oxígeno a 2 atm. Cuando se elimina el tabique de separación, la reacción entre los dos gases ocurre rápidamente hasta completarse. Determine la composición volumétrica (%) de la mezcla gaseosa obtenida y calcule la presión total y las presiones parciales de los gases que componen la mezcla.
- Suponga que la temperatura permanece constante a 25 °C
- XIV. **(1998)** Una muestra de aleación de cinc y aluminio pesa 15,6 g- Se trata con ácido sulfúrico y se producen 11400 mL de hidrógeno medidos a 27 °C y 725 mm Hg. Calcular:
- La composición de la mezcla (% en peso)
 - El volumen de disolución de ácido sulfúrico, del 98 % en peso y densidad 1,19 g/mL necesario para la reacción
- XV. **(1999)** En la combustión de 0,785 g de una sustancia orgánica formada por C, H, y O se forman 1,50 g de CO_2 y 0,921 g de H_2O . Para determinar su masa molecular se vaporizan 0,206 g de la sustancia en un aparato Víctor Meyer, que desalojan 108 mL de aire, medidos sobre agua a 14 °C y 756 torr. La presión de vapor de agua a esa temperatura es 12,0 torr. Calcular la fórmula molecular de la sustancia.
- XVI. **(1999)** Se hacen reaccionar 2 toneladas de fosfato de calcio con 500 L de disolución de ácido sulfúrico al 19 % en peso y densidad 1,8 g/mL, para obtener fosfato diácido de calcio y sulfato de calcio (resta mezcla se usa como fertilizante). Calcular la masa de fosfato diácido de calcio obtenido.
- XVII. **(2000)** Un compuesto orgánico está formado por N, O, C e H. Al quemar 8,9 g de este compuesto se obtienen 2,7 g de agua y 8,8 g de dióxido de carbono. Asimismo, 8,9 g de compuesto, por el método Kjendhal, producen 1,4 g de gas nitrógeno. Al vaporizar el compuesto a 270 °C bajo presión de 3 atm, 0,1 L de vapor pesan 1,2 g. obtener:
- La fórmula empírica del compuesto.

b. El peso molecular aproximado del compuesto y su fórmula molecular

XVIII. **(2000)** 10,0 g de un mineral que tiene un 60 % de cinc se hacen reaccionar con una disolución de ácido sulfúrico del 96 % densidad 1,823 kg/m³. Calcular:

- La cantidad de sulfato de cinc producido
- El volumen de hidrógeno obtenido si las condiciones del laboratorio son 25 °C y 740 mm de presión
- El volumen de la disolución de ácido sulfúrico necesario para la reacción
- Repite los apartados anteriores para el caso en que el rendimiento de la reacción no fuera del 100 % como se considera allí, sino del 75 %

XIX. **(2001)** a) Hállese la fórmula empírica de un compuesto con la siguiente composición centesimal: 45,86 % de K, 37,65 % de O y 16,49 % de N.

b) Una muestra de 2,5 g de un compuesto orgánico se disuelve en 100 g de benceno. Determinar la masa molecular del compuesto si la disolución solidifica a 4,93 °C, si el punto de congelación del benceno es de 5,46 °C

XX. **(2001)** El acetileno (etino) es un combustible que se utiliza en el soplete oxiacetilénico. Antes de la combustión se mezclaron 62 g de acetileno del 80% de riqueza con 40 g de oxígeno.

- Escribe la ecuación ajustada.
- ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿y el reactivo en exceso?.
- ¿Cuántos gramos sobran del reactivo en exceso?
- ¿Cuántos litros de dióxido de carbono se obtienen a 720 mm de Hg y 25 °C si el rendimiento de la reacción es del 70%?
- Calcula el calor que se desprende en la combustión del acetileno.

Datos: C=12; H=1; O=16. Entalpía de combustión del acetileno = - 1304 kJ/mol

XXI. **(2002)** **(a)** Calcular la cantidad de una muestra de giobertita, cuya riqueza en MgCO₃ es del 93,8 % que se necesita para obtener 5 L de dióxido de carbono medidos a 12 °C y 743 mm Hg por su reacción con un exceso de ácido clorhídrico

(b) Calcular también la cantidad de agua que se obtiene al reaccionar 30 mL de disolución de ácido clorhídrico de densidad 1,8 g/mL y 70 % en peso con 13 g de giobertita de la misma riqueza que la del apartado anterior, siendo el rendimiento de la reacción del 80 %. ¿Sobra algún reactivo? En caso de respuesta afirmativa, ¿qué cantidad sobra?

XXII. **(2002)** **Repetido en orgánica** Treinta gramos de un compuesto orgánico formado por C, H y O, se queman en exceso de oxígeno y se producen 66 g de dióxido de carbono y 21,6 g de agua.

- Calcular la cantidad de sustancia de cada uno de los elementos que lo forman
- ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto, si 10 g están a 27 °C, presión 750 torr ocupando un volumen de 2,5 L?
- Considerando que dicha fórmula molecular corresponde a un ácido monocarboxílico alifático
 - Escribe las fórmulas estructurales y nombra todos los posibles isómeros
 - ¿Cuáles de dichos isómeros presentan isomería geométrica?
 - ¿existe algún carbón asimétrico?

XXIII. **(2002)** Al reaccionar el estaño con ácido nítrico, el estaño se transforma en dióxido de estaño y se desprende óxido de nitrógeno (II), siendo $\Delta H_{\text{reacc}} = - 50 \text{ KJ}$.

- Escribe y ajusta la reacción.
- Si el estaño forma parte de una aleación y de 1 Kg de la misma se obtienen 0,382 Kg de dióxido de estaño. Hallar el porcentaje de estaño en la aleación.
- Calcular la cantidad de calor que se desprende si reaccionan 20 g de estaño con 40 g de ácido nítrico.

Datos: N= 14; Sn= 118,7; O= 16; H= 1.

XXIV. (2007) Cuando 3,10 gramos de una muestra de nitrito sódico se calientan con un exceso de cloruro amónico, el volumen de nitrógeno recogido sobre agua a 22°C es de 567,3 cm³ medidos a 741 torr. Se pide:

- Ajustar la reacción que tiene lugar
- Determinar el volumen que ocuparía el nitrógeno recogido, una vez seco, en condiciones normales.
- Calcular la pureza de la muestra de nitrito sódico calentada.
- Si el exceso de cloruro amónico que fue de 4,7 g se lleva a 250 ml de agua pura, indicar el pH de la disolución resultante.

Datos: Presión de vapor del agua a 22°C= 20,5 torr; K_b del hidróxido amónico= 1,5·10⁻⁵.

Masas atómicas: Na= 23; O= 16; N= 14; H= 1

XXV. (2009) El ácido sulfúrico puede obtenerse a partir de la tostación de la blenda (mineral cuyo principal componente es sulfuro de cinc), según el proceso:

[1] sulfuro de cinc + oxígeno → óxido de cinc + dióxido de azufre

[2] dióxido de azufre + oxígeno → trióxido de azufre

[3] trióxido de azufre + agua → ácido sulfúrico

- (4ptos) ¿Cuántos kilogramos de blenda, con un 53 % de sulfuro de cinc se necesitan para obtener 200 kg de ácido sulfúrico 3.15 M?. Densidad del ácido sulfúrico 1.19 g·cm⁻³
- (3ptos) ¿Qué volumen ocupa el oxígeno necesario en la primera etapa, o de tostación, medido a 20 °C y 3 atm?
- (4ptos) ¿Cuál es la molalidad y tanto por ciento en peso del ácido sulfúrico obtenido?.
- (4ptos) En la reacción [2] se observa que si la concentración inicial de dióxido de azufre se duplica, manteniendo constante la de oxígeno, la velocidad de reacción se multiplica por 8, mientras que si se mantiene constante la de dióxido de azufre y se triplica la de oxígeno, la velocidad de reacción se triplica. Calcule el orden de la reacción.
- (5ptos) Si los valores de las constantes de velocidad de la reacción [2] son 0.55 a 600 K y 1.5 a 625 K, respectivamente, expresadas en las mismas unidades. ¿cuál es la energía de activación de la reacción en el intervalo de temperaturas considerado?.

DATOS:

Masas atómicas relativas: H = 1,0 , O = 16,0 , S = 32,0 , Zn = 65.3

R = 0,082 atm·L/K·mol; R = 8,314 J/K·mol;

XXVI. (2016) El níquel reacciona fácilmente con monóxido de carbono para dar níquel tetracarbonilo Ni(CO)₄, compuesto que es un gas a temperaturas moderadas (hierve a 43 °C). Este compuesto tiene una amplia utilización en la fabricación de acero al níquel, obtención de níquel puro y como intermedio de síntesis en la química organometálica. Tiene el inconveniente de que es muy tóxico tanto por inhalación como por contacto (se absorbe por la piel).

- Calcule la cantidad de níquel tetracarbonilo que se puede obtener por reacción de 0,205 g de CO y 0,125 g de níquel. **(6,0 puntos)**
- Una forma excelente de purificar el níquel es la descomposición del níquel tetracarbonilo al vacío y a una temperatura superior a la de ebullición (por encima de los 43 °C). Calcule el cambio de entalpía que tiene lugar en la reacción de descomposición del Ni(CO)₄ en níquel metálico puro y monóxido de carbono a una temperatura de 100 °C (suponga que las magnitudes termodinámicas no varían apreciablemente con la temperatura). **(3,0 puntos)**

En un experimento realizado a 100 °C en un recipiente cerrado de 1,000 L, en el que se hizo previamente el vacío, se introducen 0,010 mol de Ni(CO)₄, descomponiéndose parcialmente en níquel metálico y monóxido de carbono, de modo que se establece un equilibrio entre las especies citadas, hallándose que permanecen sin descomponer 1,46·10⁻³ mol del compuesto.

- Calcule las concentraciones de las diferentes especies en el equilibrio y el valor de la constante del equilibrio establecido. **(5,0 puntos)**
- Calcule la energía implicada en el proceso hasta que se establezca el equilibrio. **(1,0 puntos)**

Entre la constante de un equilibrio y la energía de Gibbs del proceso, existe una relación dada por la ecuación: $\Delta G^0 = -R \cdot T \cdot \ln K$ (**R** = constante de los gases, **T** = temperatura absoluta, **K** = constante de equilibrio, **ln** significa logaritmo neperiano)

- e. A partir de esta ecuación calcule la energía de Gibbs del proceso descrito. **(2,0 puntos)**
- f. Calcule la variación de entropía del proceso y explique el signo de ΔS en términos del desorden del sistema. **(3,0 puntos)**

Datos: Masa atómicas (*u*); C = 12,0; O = 16,0; Ni: 58,7

$$\Delta_f H^0(298,15 \text{ K})[\text{CO}(\text{g})] = -110,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}; \quad \Delta_f H^0(298,15 \text{ K})[\text{Ni}(\text{CO})_4(\text{g})] = -602,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

XXVII. (2017) Una de las formas en que se produce industrialmente el ácido fosfórico (H_3PO_4) comienza con la extracción de fósforo elemental de minerales que contienen fosfato de calcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. El proceso transcurre en varias fases:

- A. Una mezcla de fosfato de calcio sólido, arena (dióxido de silicio, SiO_2) y coque (carbono) se calientan en un horno eléctrico a 1400 °C para producir monóxido de carbono gaseoso, vapor de fósforo (P_4) y un compuesto sólido de calcio, silicio y oxígeno. Este compuesto tiene una composición porcentual en masa de 34,50 % de calcio, 24,18 % de silicio y 41,32 de oxígeno. El rendimiento del proceso es del 60 %.
- B. El fósforo se condensa a sólido, purifica y se hace reaccionar con oxígeno del aire para producir decaóxido de tetrafósforo sólido, P_4O_{10} . El rendimiento de este proceso es del 85. %.
- C. El decaóxido de tetrafósforo reacciona con agua para producir una disolución acuosa de ácido fosfórico, H_3PO_4 . El rendimiento del proceso es del 95. %
- 4 puntos.** Determine la fórmula empírica del compuesto obtenido de calcio, silicio y oxígeno.
 - 2 puntos.** Escriba las reacciones descritas en los procesos A, B y C.
 - 6 puntos.** Si dispone de 0,5 tm del fosfato de calcio inicial, calcule la cantidad, en gramos, de ácido fosfórico puro que se obtendría.
 - 4 puntos.** Si con el ácido fosfórico obtenido se prepara, a 20 °C, una disolución del 75 % en masa y densidad 1,579 g/mL, calcule el volumen de disolución que se obtiene. **Si no ha calculado el apartado anterior, puede suponer que se han obtenidos 150 kg de ácido fosfórico puro**
 - 4 puntos.** En ocasiones, se realiza la aproximación de que, en la preparación de disoluciones, los volúmenes son aditivos. Sabiendo que el ácido fosfórico puro tiene una densidad de 1,685 g/mL, calcule la variación de volumen que se produce cuando se prepara la disolución del apartado anterior