



Datos útiles

Número de Avogadro = $6,02 \times 10^{23}$

1 atm = 760 mmHg = 1,0131 bar = $1,01 \times 10^5$ Pa

R = 0,082 atm L / K mol

T (en °C) = T (en K) – 273

P V = n R T

160,5 marcas totales

1. Completa la siguiente tabla: **(2,5 marcas totales; 0,25 marcas por cada respuesta correcta)**

Átomo (X)	Número atómico (Z)	Masa atómica (A)	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
^{14}C	6	14	6	8	6
^{40}Ar	18	40	18	22	18
^{207}Pb	82	207	82	125	82

2. Dada la siguiente tabla, donde se informa la temperatura de ebullición de diferentes sustancias:

Sustancia	Temperatura de Ebullición (K)
(a) propano	231
(b) cloruro de metilo	249
(c) acetaldehído	294
(d) acetónitrilo	355
(e) n-octano	399

¿Cuál/es de ellas será/n gas/es a una temperatura de 15°C? **(3 marcas totales, 1,5 por cada compuesto)**

Propano y cloruro de metilo

3. Una diferencia significativa entre un átomo y un ion es que: **(2 marcas)**

- (a) el ion tiene carga eléctrica mientras que el átomo no
- (b) el átomo tiene carga eléctrica mientras que el ion no
- (c) el átomo y el ion tienen diferente símbolo químico
- (d) la carga del átomo siempre es más negativa que la del ion

4. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene el mayor número de neutrones? **(2 marcas)**

- (a) $^{112}_{48}\text{Cd}$ (b) $^{114}_{47}\text{Ag}$ (c) $^{112}_{49}\text{In}$ (e) $^{114}_{48}\text{Cd}$

5. Un ejemplo de anhídrido ácido es el: **(3 marcas)**

- (a) LiO_2 (b) BaO_2 (c) CO_2 (d) K_2O_2

6. El nitruro de litio, nitrito de cobre (II) y sulfato de hierro (III) tienen respectivamente las fórmulas: **(3 marcas)**

- (a) LiN_2 , Cu_3N_2 , FeSO_4 (b) Li_3N , $\text{Co}(\text{NO}_2)_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
- (c) LiN , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, Fe_2SO_4 (d) Li_3N , $\text{Cu}(\text{NO}_2)_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$



7. La masa total de 12 átomos de carbono es: (3 marcas)

- (a) $2,39 \times 10^{-22}$ g (b) 144 g (c) 12 g (d) 2×10^{-23} g (e) $1,67 \times 10^{-24}$ g

8. La masa de 5 moles de SO_3 es: (3 marcas)

- (a) 16 g (b) 80 g (c) 400 g (d) 625 g (e) 5 g

9. Si una muestra de $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ contiene $8,03 \times 10^{23}$ átomos de nitrógeno, ¿cuántos gramos de hidrógeno tiene la muestra? (5 marcas)

Si la muestra tiene $8,03 \times 10^{23}$ átomos de nitrógeno, entonces tendrá en moles de nitrógeno:
Moles de N = $8,03 \times 10^{23}$ átomos de N / $6,02 \times 10^{23}$ átomos/mol = 1,334 moles

Luego, a partir de la fórmula química del $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ se puede ver que hay 8 moles de H por cada 2 moles de N. Por lo tanto:

2 moles de N	-----	8 moles de H
1,334 moles de N	-----	x = 5,336 moles de H

Como $A_r \text{ H} = 1,00795$ g/mol, por lo tanto:

Masa de H = moles de H x $A_r \text{ H} = 5,336$ moles x 1,00795 g/mol = **5,378 g**

Masa de hidrógeno = 5,378 g

10. Una mezcla de CO_2 y de SO_2 tiene una masa de 2,952 g y contiene un total de 0,0530 moles. ¿Cuántos moles de SO_2 hay en la mezcla? (8 marcas)

Tenemos dos ecuaciones:

(1) $m_{\text{CO}_2} + m_{\text{SO}_2} = n_{\text{CO}_2} \times M_{r\text{CO}_2} + n_{\text{SO}_2} \times M_{r\text{SO}_2} = 2,952$ g

(2) $n_{\text{CO}_2} + n_{\text{SO}_2} = 0,0530$ mol

De la ecuación (2) podemos escribir: $n_{\text{CO}_2} = 0,0530$ mol - n_{SO_2}

Reemplazando esta última expresión en (1) tenemos que:

$m_{\text{CO}_2} + m_{\text{SO}_2} = n_{\text{CO}_2} \times M_{r\text{CO}_2} + n_{\text{SO}_2} \times M_{r\text{SO}_2} = (0,0530 \text{ mol} - n_{\text{SO}_2}) \times M_{r\text{CO}_2} + n_{\text{SO}_2} \times M_{r\text{SO}_2} = 2,952$ g

Es decir: $(0,0530 \text{ mol} - n_{\text{SO}_2}) \times 44$ g/mol + $n_{\text{SO}_2} \times 64,06$ g/mol = 2,952 g

Despejando, obtenemos que $n_{\text{SO}_2} = 0,0309$ mol

Moles de $\text{SO}_2 = \underline{0,0309}$



11. Cuentas en el laboratorio con el mismo volumen de cada una de las siguientes sustancias (entre paréntesis figura la densidad): magnesio (1,74 g / mL); sal de mesa (2,16 g / mL); etanol (0,789 g / mL) y agua (1,00 g / mL). ¿Cuál de estas sustancias pesará menos? (3 marcas)

- (a) agua (b) sal de mesa (c) etanol (d) magnesio

12. ¿Cuál es el volumen (en mL) de una barra de níquel de 5,35 g, si la densidad del níquel es 8,9 g/mL? (4 marcas)

La densidad se puede escribir como $d = m / V$. Luego, como tenemos los datos de densidad y de masa de la barra de níquel, entonces el volumen se puede obtener como: $V = m / d$.

Es decir: $V = 5,35 \text{ g} / 8,9 \text{ g/mL} = 0,601 \text{ mL}$

Volumen de la barra de níquel = _____ 0,601 _____ mL

13. Un compuesto de fórmula AB_3 contiene 40% en peso de A. El peso atómico de A debe ser: (5 marcas)

- (a) la mitad del de B (b) igual al de B (c) tres veces el de B
(d) una tercera parte del de B (e) dos veces el de B

14. La cafeína es un estimulante que se encuentra en el café, en el té y en ciertas bebidas refrescantes. Se sabe que contiene C, H, O y N. Por otro lado, se conoce que 1,000 mg de cafeína contiene 0,4948 mg de C; 0,0515 mg de H; 0,2887 mg de N y 0,1650 mg de O. Si la masa molar de la cafeína se encuentra entre 150 y 200 g/mol, determina la fórmula molecular de dicho compuesto. (9 marcas)

Primero calculamos el número de moles de cada elemento presente en la cafeína:

$$n_C = m_C / A_{rC} = 4,948 \times 10^{-4} \text{ g} / 12 \text{ g/mol} = 4,123 \times 10^{-5} \text{ mol de C}$$

$$n_H = m_H / A_{rH} = 5,15 \times 10^{-5} \text{ g} / 1 \text{ g/mol} = 5,15 \times 10^{-5} \text{ mol de H}$$

$$n_N = m_N / A_{rN} = 2,887 \times 10^{-4} \text{ g} / 14 \text{ g/mol} = 2,06 \times 10^{-5} \text{ mol de N}$$

$$n_O = m_O / A_{rO} = 1,650 \times 10^{-4} \text{ g} / 16 \text{ g/mol} = 1,031 \times 10^{-5} \text{ mol de O}$$

Luego, como el número de moles de O es el más chico, podemos conocer la relación de moles de cada elemento con respecto a oxígeno:

$$n_C / n_O = 4 ; n_H / n_O = 5 ; n_N / n_O = 2 ; n_O / n_O = 1$$

Esto nos da la fórmula $C_4H_5N_2O$, que tiene un M_r de 97 g/mol.

Como el enunciado nos dice que la masa molar de la cafeína está entre 150 y 200 g/mol, entonces, a la fórmula hallada anteriormente hay que multiplicarla por 2, obteniéndose $C_8H_{10}N_4O_2$, cuyo $M_r = 194$ g/mol.

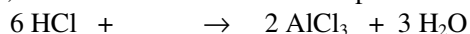
Fórmula molecular de la cafeína: _____ $C_8H_{10}N_4O_2$ _____



15. De las siguientes reacciones químicas, la única que no está balanceada es: (3 marcas)

- (a) $\text{SiO}_2 + 2 \text{C} \rightarrow \text{Si} + 2 \text{CO}$
- (b) $3 \text{Pb} + 8 \text{HNO}_3 \rightarrow 3 \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$
- (c) $2 \text{Mg}_2\text{Sn} + 8 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{Mg}(\text{OH})_2 + 2 \text{SnH}_4$
- (d) $2 \text{NaOH} + \text{Sn} \rightarrow \text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- (e) $\text{Mg} + \text{CH}_3\text{I} \rightarrow \text{MgCH}_3\text{I}$

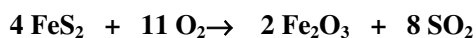
16. Completa la siguiente reacción, marcando con una “X” el compuesto faltante: (3 marcas)



- (a) $\text{Al}(\text{OH})_3$ (b) $\text{Al}(\text{OH})_2$ (c) Al_2O_3 (d) AlOH

17. El FeS_2 ($M_r = 120 \text{ g/mol}$) reacciona con oxígeno molecular para formar Fe_2O_3 ($M_r = 159,7 \text{ g/mol}$) y SO_2 ($M_r = 64 \text{ g/mol}$).

(i) Escribe la reacción que ocurre, correctamente balanceada. (4 marcas)



(ii) La masa de oxígeno molecular requerida para convertir 40 g de FeS_2 en Fe_2O_3 es: (5 marcas)

- (a) 40 g (b) 23 g (c) 2,6 g (d) 29 g (e) ninguna de las anteriores

18. Un líquido desconocido se evapora completamente (es decir, pasa por completo a la fase vapor o gas) a una temperatura de 100°C y llena un recipiente de 25 mL. Se mide la presión que ejerce el gas y se observa que es de 750 mmHg. Si la masa del gas es 0,0564 g, ¿cuál es la masa molar del líquido desconocido? (8 marcas)

Como todo el líquido pasa a la fase vapor, para conocer la masa molar del mismo primero calculamos el número de moles de gas, con los datos del enunciado. Conocido el número de moles del gas, y dado que la masa del gas es dato, podremos conocer la masa molar del líquido desconocido.

$$T = 100^\circ \text{C} = 373,15 \text{ K}$$

$$V = 25 \text{ mL} = 0,025 \text{ L}$$

$$P = 750 \text{ mmHg} = 0,9868 \text{ atm}$$

$$P \times V = n \times R \times T, \text{ por lo tanto: } n = (P \times V) / (R \times T)$$

Reemplazando con los valores de arriba, obtenemos que $n = 8,0625 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

$$\text{Luego, } M_r \text{ gas} = M_r \text{ líquido} = m / n = 0,0564 \text{ g} / 8,0625 \times 10^{-4} \text{ mol} = \mathbf{69,95 \text{ g/mol}}$$

$$\text{Masa molar del líquido desconocido} = \underline{\hspace{1cm}} \mathbf{69,95} \underline{\hspace{1cm}} \text{ g/mol}$$



19. ¿En qué condiciones el volumen molar (es decir, el volumen de 1 mol) del neón es mayor? (5 marcas)

- (a) 0° C y 2 atm (b) 273° C y 2 atm (c) 127° C y 2 atm (d) 127° C y 1 atm

20. Una mezcla gaseosa contiene H₂, He y N₂. Se sabe que las presiones parciales de estos gases en la mezcla son: 0,200 atm de H₂; 0,200 atm de He y 0,100 atm de N₂. ¿Cuál es la fracción molar de H₂ en la mezcla?

(4 marcas)

- (a) 0,050 (b) 0,100 (c) 0,200 (d) 0,400

21. Una solución de ácido nítrico tiene una densidad de 1,249 g/mL y una concentración de 40% p/p de HNO₃. ¿Cuántos mililitros de esta solución serán necesarios para obtener 10 g de HNO₃? (5 marcas)

- (a) 5 (b) 20 (c) 31 (d) 28 (e) 3,2

22. El volumen de una solución de K₂CO₃ (M_r = 138 g/mol), cuya concentración es 0,200 M, y que contiene 69 g de K₂CO₃ es: (5 marcas)

- (a) 0,400 L (b) 200 mL (c) 1,60 L (d) 500 mL (e) 2,50 L

23. Se cuenta en el laboratorio con 2 soluciones: 25 mL de solución A, que contiene 0,11 moles de NaCl en 1 L litro de solución y 10 mL de solución B, que contiene 0,26 moles de NaCl en 500 mL de solución. Si se mezclan ambas soluciones, ¿cuál es la concentración molar de NaCl en la solución final? Puedes suponer que los volúmenes son aditivos. (10 marcas)

La solución A contiene 0,11 moles de NaCl en 1 L, por lo tanto su concentración molar es 0,11 M.

La solución B contiene 0,26 moles de NaCl en 500 mL, por lo tanto su concentración molar es 0,52 M.

Luego, al mezclar ambas soluciones el volumen total será 35 mL, por lo que ambas concentraciones sufrirán una dilución. La concentración total de NaCl en la solución final será la suma de las concentraciones de ambas soluciones A y B, corregidas por la dilución efectuada:

$$[\text{NaCl}]_{\text{total}} = [\text{NaCl}]_{\text{A,dil}} + [\text{NaCl}]_{\text{B,dil}}$$

$$[\text{NaCl}]_{\text{total}} = 0,11 \text{ M} \times (25 \text{ mL}/35 \text{ mL}) + 0,52 \text{ M} \times (10 \text{ mL}/35 \text{ mL}) = 0,0786 \text{ M} + 0,1486 \text{ M} = \mathbf{0,2272 \text{ M}}$$

$$[\text{NaCl}]_{\text{final}} = \underline{\quad 0,2272 \text{ M} \quad} \text{ M}$$



24. Al analizar una muestra de suero sanguíneo, se encuentra que contiene 0,1025 mg de Ca^{2+} por gramo de suero. Si la densidad del suero es 1053 Kg/m^3 y la masa atómica del calcio es $40,08 \text{ g/mol}$, ¿cuál es la concentración molar del Ca^{2+} en el suero? (12 marcas)

Se sabe que el suero tiene 0,1025 mg de Ca^{2+} por gramo y se desea expresar dicha concentración en moles de Ca^{2+} por litro de suero.

Primero calculamos los moles de calcio que corresponden a 0,1025 mg:
 $n_{\text{Ca}} = m_{\text{Ca}} / M_{\text{r,Ca}} = 1,025 \times 10^{-4} \text{ g} / 40,08 \text{ g/mol} = 2,557 \times 10^{-6} \text{ mol de Ca.}$

Luego, esos moles están contenidos en 1 g de suero, por lo que necesitamos usar el dato de la densidad para conocer el volumen correspondiente:

$$d = m / V = 1053 \text{ Kg} / \text{m}^3 = 1,053 \text{ g} / \text{mL}$$

$$\text{Entonces, } V = m / d = 1 \text{ g} / 1,053 \text{ g/mL} = 0,9497 \text{ mL}$$

Tenemos $2,557 \times 10^{-6} \text{ mol de Ca}$ en 0,9497 mL de suero. Entonces, por regla de 3 simple obtenemos los moles de Ca en 1 L (1000 mL) de suero:

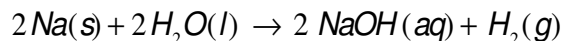
$$\begin{array}{l} 0,9497 \text{ mL de suero} \quad \text{-----} \quad 2,557 \times 10^{-6} \text{ mol de Ca} \\ 1000 \text{ mL de suero} \quad \text{-----} \quad x = \mathbf{2,69 \times 10^{-3} \text{ mol de Ca}} \end{array}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \underline{\underline{2,69 \times 10^{-3}}} \text{ M}$$

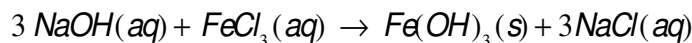
25. La combustión de C_2H_2 da como productos CO_2 y H_2O . ¿Qué volumen de CO_2 , medido a 477° C y 1 atm, puede producirse por la combustión de 1,25 moles de C_2H_2 ? (5 marcas)

- (a) 77 L (b) 154 L (c) 38,5 L (d) 49 L

26. Al hacer reaccionar sodio metálico con agua, se forma hidróxido de sodio e hidrógeno molecular según la siguiente reacción:



Luego, al hacer reaccionar el NaOH formado con cloruro de hierro (III) se forma un precipitado de $\text{Fe}(\text{OH})_3$:



Si se hacen reaccionar 10 g de Na (s) con agua, determina:

- (a) El volumen de hidrógeno molecular gaseoso liberado, medido a 298 K y 1 atm. (5 marcas)



Si se hacen reaccionar 10 g de Na, entonces están reaccionando 0,4348 moles de Na ($n_{\text{Na}} = m_{\text{Na}} / A_{\text{r Na}}$).

Por estequiometría de la reacción, por cada 2 moles de Na se libera 1 mol de H_2 , por lo tanto, los moles de H_2 generados serán 0,2174 mol.

Para conocer el volumen de hidrógeno, aplicamos la ley de gases ideales, conocidas $T = 298 \text{ K}$ y $P = 1 \text{ atm}$:
 $P \times V = n \times R \times T$

Reemplazando con todos los datos, se obtiene que **V de $\text{H}_2 = 5,31 \text{ L}$** .

Volumen de H_2 (g) = _____ 5,31 _____ L

(b) La masa de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ sólido formada ($M_{\text{r}} \text{Fe}(\text{OH})_3 = 106,85 \text{ g/mol}$). **(9 marcas)**

De nuevo, con 10 g de Na están reaccionando entonces 0,4348 moles de Na. Por estequiometría de la primera reacción, se forman entonces 0,4348 moles de NaOH.

De la segunda reacción se ve que para formar 1 mol de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ son necesarios 3 moles de NaOH, entonces por regla de tres simple se pueden obtener los moles de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ formados con 0,4348 moles de NaOH:

3 moles de NaOH	-----	1 mol de $\text{Fe}(\text{OH})_3$
0,4348 moles de NaOH	-----	x = 0,145 moles de $\text{Fe}(\text{OH})_3$

Luego, la masa de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ se obtiene de multiplicar esos números de moles por el M_{r} del $\text{Fe}(\text{OH})_3$:
m de $\text{Fe}(\text{OH})_3 = n \times M_{\text{r}} = 0,145 \text{ mol} \times 106,85 \text{ g/mol} = \mathbf{15,49 \text{ g}}$

Masa de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ sólido = _____ 15,49 _____ g



27. Si se agrega solución de ácido clorhídrico a una muestra de carbonato de calcio sólido, se produce dióxido de carbono según la siguiente reacción:



En el laboratorio se cuenta con un frasco de $\text{CaCO}_3(\text{s})$ con una pureza del 45%. Eso significa que por cada 100 gramos de sólido, solo 45 g corresponden a CaCO_3 . Calcula:

(a) El volumen de una solución de HCl 41,3 % m/V necesario para generar 1 kg de CO_2 . (8 marcas)

1 kg de $\text{CO}_2 = 1000 \text{ g}$ de CO_2 y con el $M_r = 44 \text{ g/mol}$ obtenemos 22,727 moles de CO_2 que queremos generar.

Por estequiometría de la reacción necesitamos el doble de moles de HCl, es decir, 45,454 moles de HCl. Estos moles equivalen a 1656,8 g de HCl.

La solución de HCl a utilizar tiene 41,3 g de HCl cada 100 mL de solución, entonces por regla de tres simple podemos obtener el volumen necesario para tener 1656,8 g de HCl:

$$\begin{array}{l} 41,3 \text{ g de HCl} \quad \text{-----} \quad 0,1 \text{ L de solución} \\ 1656,8 \text{ g de HCl} \quad \text{-----} \quad x = \mathbf{4,01 \text{ L de solución}} \end{array}$$

$$\text{V de HCl} = \underline{\underline{4,01}} \text{ L}$$

(b) La masa de CaCO_3 (45% de pureza) necesaria para producir 1 kg de CO_2 . (14 marcas)

Queremos obtener nuevamente 22,727 moles de CO_2 . Entonces, por estequiometría de la reacción necesitamos 22,727 moles de CaCO_3 . Como el M_r de CaCO_3 es 100,09 g/mol, esto implica que será necesaria una masa de 2274,75 g de CaCO_3 .

Del dato de pureza, se sabe que cada 100 g de muestra solo 45 g corresponden a CaCO_3 . Por lo tanto, por regla de tres simple podemos obtener la masa de muestra impura necesaria para tener 2274,75 g de CaCO_3 :

$$\begin{array}{l} 45 \text{ g de CaCO}_3 \quad \text{-----} \quad 100 \text{ g de muestra} \\ 2274,75 \text{ g de CaCO}_3 \quad \text{-----} \quad x = \mathbf{5055 \text{ g de muestra} = 5,055 \text{ kg de muestra}} \end{array}$$

$$\text{Masa de CaCO}_3 = \underline{\underline{5,055}} \text{ kg}$$