



Utiliza la información de tu tabla periódica para obtener los datos atómicos que consideres necesarios. En todos los casos, puedes considerar que los gases se comportan idealmente.

Datos útiles:

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

Densidad: $\rho = m/V$

Ecuación de gases ideales: $P V = n R T$

Constante de los gases: $R = 0,082 \text{ bar L / (K mol)}$

$T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15 \text{ K}$

$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$

Ejercicio 1 (2 puntos. Suma 0.5 puntos por cada respuesta correcta, resta 1 por cada incorrecta. El puntaje mínimo es 0 puntos.)

En la siguiente lista se presenta una serie de compuestos puros y mezclas. Marca con una cruz los compuestos puros en los recuadros correspondientes:

Oro	X
Plata	X
Bronce	
Detergente de cocina	
Jugo de naranja	
Leche	
Hielo	X
Uranio	X

Ejercicio 2 (2 puntos. Suma 0.5 puntos por cada respuesta correcta.)

Indica si las siguientes transformaciones son físicas (F) o químicas (Q) en los recuadros correspondientes:



- (i) Evaporación de un charco de agua.
- (ii) Decoloración de una mancha por acción de la luz solar.
- (iii) Neutralización de ácido clorhídrico por hidróxido de potasio.
- (iv) Disolución de etanol en agua.

F
Q
Q
F

Ejercicio 3 (2 puntos. Suma 0.5 puntos por cada respuesta correcta.)

Indica en los recuadros si las siguientes oraciones describen propiedades intensivas (I) o extensivas (E):

- (i) La densidad del hielo es $0,92 \text{ g/cm}^3$.
- (ii) La temperatura de ebullición del etanol es $78,4 \text{ }^\circ\text{C}$.
- (iii) Una medalla olímpica tiene una masa de 556 g.
- (iv) El color de una solución de Br_2 disuelto en CCl_4 es rojo.

I
I
E
I

Ejercicio 4 (2 puntos)

Un dado elemento químico tiene 30 electrones y masa atómica 65. ¿Cuál es su número de protones?
Marca **únicamente** la opción que consideres correcta.

- (a) 35 (b) 30 (c) 65 (d) 95

Ejercicio 5 (2 puntos. Suma 1 punto por cada respuesta correcta. 0 puntos si marca alguna incorrecta)

¿Cuál/es de las siguientes especies es/son isoelectrónica/s con el ion Br^- ? Marca **todas** las opciones que consideres correctas.

- (a) Kr (b) Se^{2-} (c) Ar (d) Ca^{2+} (e) Cl^-

Ejercicio 6 (2 puntos. Suma 1 punto por cada respuesta correcta. 0 puntos si marca alguna incorrecta)

¿Cuál/es de las siguientes especies posee **más** electrones que el ion Mg^{2+} ? Marca **todas** las opciones que consideres correctas.

- (a) Ne (b) Mg (c) Na^+ (d) Al (e) Be^{2+}



Ejercicio 7 (3 puntos)

El cloro tiene una masa atómica igual a 35,453 uma, y presenta únicamente dos isótopos estables: ^{35}Cl y ^{37}Cl . Sabiendo que la masa isotópica del ^{35}Cl es 34,9689 uma y que su abundancia es del 75,77%, calcula la masa isotópica del ^{37}Cl uma.

Si un elemento E presenta dos isótopos A y B, de abundancias relativas X_A , y X_B , y masas isotópicas m_A y m_B , se tiene que la masa atómica de E es:

$$m_E = m_A \times X_A + m_B \times X_B$$

Luego:

$$35,453 \text{ uma} = 34,9689 \text{ uma} \times 0,7577 + m_{^{37}\text{Cl}} \times (1 - 0,7577)$$

$$m_{^{37}\text{Cl}} = \frac{35,453 \text{ uma} - 34,9689 \text{ uma} \times 0,7577}{0,2423}$$

$$\text{Masa isotópica del } ^{37}\text{Cl} = 36,9668 \text{ uma}$$

Ejercicio 8 (2 puntos)

¿Cuáles son los productos de la reacción entre ácido nítrico e hidróxido de cobre (II)? Marca **únicamente** la opción que consideres correcta.

(a) CuOH y HNO_3

(b) Nitrato de cobre (II) y agua

(c) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ y HNO_3

(d) CuNO_3 y H_2O

Ejercicio 9 (2 puntos)

¿Cuál es el número de átomos de C presentes en 0,002 g de fullereno, considerando que la fórmula molecular de este es C_{60} ? Marca **únicamente** la opción que consideres correcta.

(a) $1,67 \times 10^{18}$

(b) $1,00 \times 10^{20}$

(c) $8,35 \times 10^{20}$

(d) $6,02 \times 10^{23}$



Ejercicio 10 (2 puntos)

¿Cuál es la masa (en gramos) de cobre en 0,2022 moles de nitrato de cobre (II) pentahidratado (es decir, que contiene 5 moles de agua por cada mol de compuesto)?

La fórmula del nitrato de cobre (II) pentahidratado es $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, y por lo tanto por cada mol de este compuesto hay presentes 63,546 g de Cu (es decir, la masa de 1 mol de Cu). Luego:

$$m(\text{Cu}) = 0,2022 \text{ mol} \times 63,546 \text{ g/mol}$$

Masa de cobre = 12,85 g

Ejercicio 11 (4 puntos)

La cisteamina ($\text{C}_2\text{H}_7\text{NS}$) es un análogo del aminoácido cisteína ($\text{C}_3\text{H}_7\text{NO}_2\text{S}$). ¿Qué masa de cisteamina contiene la misma cantidad de átomos de H que 1,203 g de cisteína? Marca **únicamente** la opción que consideres correcta.

- (a) 0,850 g X (b) 0,121 g (c) 5,952 g (d) 1,702 g (e) 0,701 g

Ejercicio 12 (5 puntos)

En unas dadas condiciones la densidad del Na, Ca, y CuO es 0,97, 1,55 y 6,31 g/cm³, respectivamente. Teniendo en cuenta lo anterior, ¿cuál de los siguientes sistemas contiene **mayor** cantidad de átomos? Marca **únicamente** la opción que consideres correcta.

- (a) 2 moles de CuO (b) un cubo de Ca de 2 cm de lado
(c) 100 g de Ca X (d) $2,00 \times 10^{22}$ átomos de Na

Ejercicio 13 (4 puntos)

Un compuesto tiene 61,35 % de C, 5,79 % de H, 10,2 % de O y 22,6 % de Cl. ¿Cuál es su fórmula mínima? Marca **únicamente** la opción que consideres correcta.

- (a) $\text{C}_8\text{H}_9\text{OCl}$ X (b) $\text{C}_{16}\text{H}_{18}\text{O}_2\text{Cl}_2$ (c) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OCl}$ (d) $\text{C}_8\text{H}_9\text{OCl}_2$



Ejercicio 14 (4 puntos)

Determina el porcentaje en masa de cada elemento en la cafeína ($C_8H_{10}N_4O_2$).

La masa molar de la cafeína es igual a 194,19 g/mol.

Luego, el porcentaje en masa de cada elemento E integrando a la cafeína se calcula como:

$$\%E = \frac{a \times Ar(E)}{Mr(\text{cafeína})} \times 100$$

Donde a es la atomicidad del elemento en la fórmula molecular de la cafeína.

$$\% C = 49,5 \quad \% H = 5,2 \quad \% N = 28,8 \quad \% O = 16,5$$

Ejercicio 15 (5 puntos)

El acero inoxidable es una aleación de Fe, Cr (13 % p/p) y C (0,15 % p/p). Determina la masa de acero inoxidable que contiene un total de $3,01 \times 10^{22}$ átomos.

Una forma posible de resolver este problema es mediante el cálculo de una masa molar efectiva para el acero inoxidable:

$$Mr(\text{acero inoxidable}) = Ar(\text{Fe}) \times (1 - 0,13 - 0,0015) + Ar(\text{Cr}) \times 0,13 + Ar(\text{C}) \times 0,0015$$

$$Mr(\text{acero inoxidable}) = 55,2789 \text{ g/mol}$$

Luego:

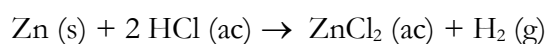
$$m(\text{acero inoxidable}) = \frac{3,01 \times 10^{22} \text{ átomos}}{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos/mol}} \times 55,2789 \text{ g/mol}$$



Masa de acero inoxidable = 2,76 g

Ejercicio 16 (3 puntos)

El cinc en estado sólido reacciona con ácido clorhídrico en medio acuoso para dar lugar a la formación de cloruro de cinc e hidrógeno molecular gaseoso. La reacción que describe este proceso es:



Determina la masa de cinc (en miligramos) necesaria para formar 20,0 cm³ de H₂, medidos en condiciones normales de presión y temperatura.

**De acuerdo a la estequiometría de la reacción, cada mol de H₂ consume 65,409 g de Zn (1 mol).
Teniendo esto en cuenta, considerando válido el modelo de gases ideales y recordando que en CNPT
cada mol de gas ocupa 22,4 dm³, o bien 22400 cm³, se tiene:**

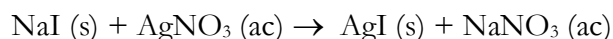
$$m(\text{Zn}) = \frac{20,0 \text{ cm}^3 \times 65,409 \text{ g}}{22400 \text{ cm}^3} \times \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}}$$

Masa de cinc: 58 mg



Ejercicio 17 (4 puntos. 3 puntos por el resultado numérico, 1 punto por el método de separación)

Al adicionar yoduro de sodio a una solución acuosa de nitrato de plata, se observa la formación de un compuesto insoluble (yoduro de plata):



Calcula los moles de yoduro de plata formados al hacer reaccionar 1,00 g de yoduro de sodio con cantidad suficiente de nitrato de plata. Indica además qué método de separación utilizarías para separar un compuesto insoluble de la fase líquida, sin cambiar la temperatura de la solución.

Cada mol de NaI da lugar a la formación de 1 mol de AgI. A su vez, 1 mol de NaI tiene una masa de 149,8938 g.

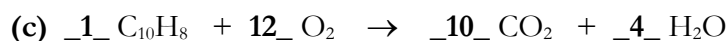
Luego:

$$n(\text{AgI}) = \frac{1,00 \text{ g}}{149,8938 \text{ g/mol}}$$

Moles de yoduro de plata = 0,0067 moles Método de separación = Filtración

Ejercicio 18 (3 puntos. 1 punto por cada reacción bien balanceada.)

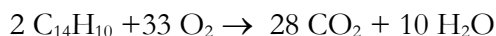
Iguala (balancea) las siguientes reacciones químicas, colocando los coeficientes estequiométricos en los renglones correspondientes:





Ejercicio 19 (4 puntos)

Un recipiente de 240 cm³ es llenado con oxígeno molecular a 20 °C para llevar a cabo la combustión completa de 1,05 g de antraceno (C₁₄H₁₀):



¿Qué presión mínima de oxígeno molecular es necesaria? Marca **únicamente** la opción que consideres correcta.

- (a) 8,20 atm (b) 19,47 atm (c) 9,74 atm X (d) 16,4 atm (e) 2,18 atm

Ejercicio 20 (4 puntos. 1 punto por cada respuesta correcta.)

Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas (V) o falsas (F):

- (a) Los productos de la combustión de un mismo compuesto pueden ser distintos, dependiendo de si esta es completa o incompleta.
- (b) En una reacción de doble intercambio, un compuesto ácido reacciona con un hidróxido formando agua y una sal en la que los iones se encuentran intercambiados.
- (c) El oxoácido formado por la reacción entre un óxido de azufre y agua depende del número de oxidación del azufre.
- (d) En toda reacción química, el número de átomos de cada elemento se mantiene constante.

V
F
V
V

Ejercicio 21 (4 puntos)

Un termómetro de mercurio (hoy en día obsoleto) contiene en su interior 2,0 g de este metal. Calcule el cambio en el volumen del mercurio (en cm³) cuando la temperatura del termómetro es aumentada de 20 °C a 50 °C, sabiendo que a estas temperaturas la densidad del mercurio es 13545 y 13472 mg/cm³, respectivamente.



Lo único que cambia con la temperatura es la densidad. Por lo tanto:

$$\text{cambio de } V = V(50^\circ\text{C}) - V(20^\circ) = \frac{m}{\rho(50^\circ\text{C})} - \frac{m}{\rho(20^\circ\text{C})}$$

$$\text{cambio de } V = \frac{2000 \text{ mg}}{13472 \text{ mg/cm}^3} - \frac{2000 \text{ mg}}{13545 \text{ mg/cm}^3}$$

$$\text{Cambio en el volumen} = \mathbf{0,0008 \text{ cm}^3}$$

Ejercicio 22 (4 puntos)

En un recipiente de 2 dm^3 que contiene únicamente aire ($M_r=29,0 \text{ g/mol}$) a una presión de 750 mmHg y mantenido a una temperatura de 320 K , se adiciona una masa de $0,509 \text{ g}$ de un compuesto sólido X que volatiliza completamente. La presión final registrada es de 770 mmHg . Calcule la masa molar del compuesto X.

El incremento en la presión por la adición del sólido X es de $770-750=20 \text{ mmHg}$. Asumiendo que este se volatilizó completamente, y comportamiento ideal, tenemos:

$$p(X)V = n(X)RT = \frac{m(X)}{M_r(X)}RT$$

$$M_r(X) = \frac{m(X)RT}{p(X)V}$$

$$M_r(X) = \frac{0,509 \text{ g} \times 0,082 \frac{\text{atm dm}^3}{\text{K mol}} \times \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} \times 320 \text{ K}}{20 \text{ mmHg} \times 2 \text{ dm}^3}$$

$$\text{Masa molar del compuesto X} = \mathbf{253,8 \text{ g/mol}}$$



Ejercicio 23 (3 puntos)

Se tiene una mezcla de masa total 120,0 g constituida por masas iguales de N_2 y O_2 ¿Cuál es la fracción molar de O_2 en ella?

- (a) 0,50 (b) 0,58 (c) 0,36 X (d) 0,23

Ejercicio 24 (3 puntos)

¿Cuál es la molaridad de una solución de NH_4NO_3 0,08 % m/V?

- (a) 0,007 M (b) 0,017 M (c) 0,008 M (d) 0,010 M X

Ejercicio 25 (5 puntos)

Se tiene una muestra de fosfato de sodio (Na_3PO_4), con un cierto contenido de impurezas. Se disuelven 1,20 g de esta muestra impura en 100 cm^3 de agua desionizada (es decir, que puede asumirse libre de otros iones), y mediante un ensayo químico se determina que la concentración de anión fosfato en ella es de 0,070 M. Calcula el % m/m de Na_3PO_4 en la muestra.

Que la concentración en la solución preparada sea 0,70 M indica que la cantidad de fosfato presente en los 100 cm^3 de la misma, y por lo tanto en la masa inicial de muestra, es de 0,07 moles.

Teniendo esto en cuenta y que la masa molar del Na_3PO_4 es 163,9408 g/mol, la masa de Na_3PO_4 en la muestra es:

$$m(Na_3PO_4) = 163,9604 \frac{g}{mol} \times 0,007 mol$$

$$m(Na_3PO_4) = 1,148 g \quad \text{(3 puntos)}$$

De modo que el %m/m de este compuesto en la muestra es:

$$\% \frac{m}{m} (Na_3PO_4) = \frac{1,148 g}{1,20 g} \times 100 \quad \text{(2 puntos)}$$

$$\text{Concentración de } Na_3PO_4 \text{ en la muestra} = 96 \% m/m$$



Ejercicio 26 (3 puntos)

¿Qué volumen (en cm^3) debe tomarse de una solución 0,7 M de HCl para preparar $2,0 \text{ dm}^3$ una solución 0,12 M del mismo ácido, mediante el agregado de agua destilada?

- (a) $342,9 \text{ cm}^3$ X (b) $0,343 \text{ cm}^3$ (c) $11,7 \text{ cm}^3$ (d) $625,7 \text{ cm}^3$

Ejercicio 27 (5 puntos)

Calcula la cantidad total de átomos de O (en moles), presentes en 5 mg de una solución acuosa de NaOH 15 molal (asumiendo que no hay ningún otro compuesto disuelto).

La masa molar del NaOH es $39,99715 \text{ g/mol}$. Por definición de molalidad, tenemos que por cada kilogramo de solvente (agua), hay presentes 15 moles de NaOH.

La masa de 15 moles de NaOH es igual a $600,0 \text{ g}$.

De esta manera, tenemos que:

- Cada 1600 g de solución, hay presentes 15 moles de NaOH. (2 puntos)
- Cada 1600 g de solución, hay presentes 55,5 moles de H_2O (1000 g de H_2O) (2 puntos)

Por lo tanto:

- Cada 1600 g de solución, hay presentes 70,5 moles de átomos de O.

Luego:

$$\text{Cantidad de átomos de O} = 5 \text{ mg} \times \frac{70,5 \text{ mol}}{1600 \text{ g}} \times \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \quad (1 \text{ punto})$$

$$\text{Cantidad de átomos de O} = 2,2 \times 10^{-4} \text{ moles}$$



Ejercicio 28 (5 puntos)

Calcula la cantidad de naranjas que deben exprimirse para obtener la misma cantidad ácido cítrico que al exprimir un limón. Para ello, considera que la concentración de ácido cítrico ($C_6H_8O_7$) en jugo concentrado (es decir, extraído directamente de la fruta) es de 0,005 M en el caso de las naranjas y 0,28 M en el caso de los limones, y que además el volumen máximo de jugo que se puede extraer de una naranja es 70 cm^3 , y de un limón 45 cm^3 .

Calculamos primero los moles de ácido cítrico presentes en el jugo de un limón.

$$\text{Cantidad de ácido cítrico en jugo de un limón} = 45\text{ cm}^3 \times 0,28 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \times \frac{1\text{ dm}^3}{1000\text{ cm}^3}$$

$$\text{Cantidad de ácido cítrico en jugo de un limón} = 0,0126\text{ mol} \quad \text{(1 punto)}$$

Y lo mismo para una naranja:

$$\text{Cantidad de ácido cítrico en jugo de una naranja} = 70\text{ cm}^3 \times 0,005 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \times \frac{1\text{ dm}^3}{1000\text{ cm}^3}$$

$$\text{Cantidad de ácido cítrico en jugo de una naranja} = 0,00035\text{ mol} \quad \text{(1 punto)}$$

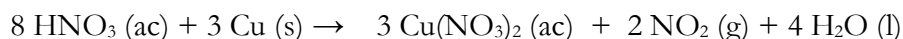
Luego, la cantidad de naranjas necesarias se obtiene tomando un cociente:

$$\text{Cantidad de naranjas necesarias} = \frac{\text{Cantidad de ácido cítrico en jugo de un limón}}{\text{Cantidad de ácido cítrico en jugo de una naranja}} \quad \text{(3 puntos)}$$

$$\text{Se requiere el jugo de} = 36 \text{ Naranjas}$$

Ejercicio 29 (4 puntos)

Al sumergir una chapa de cobre en ácido nítrico concentrado, ocurre la siguiente reacción química:





(a) ¿Son suficientes 50 cm³ de solución de HNO₃ 0,1 M para que una chapa de cobre de 0,72 g reaccione completamente? Justifique cuantitativamente su respuesta. (2 puntos)

La masa atómica del Cu es igual a 63,546 g/mol, por lo tanto 0,72 g de Cu corresponden a 0,0113 moles.

Teniendo esto en cuenta, y la estequiometría de la reacción:

$$n(\text{HNO}_3)_{\text{necesarios}} = \frac{8}{3} \times 0,0113 \text{ mol} = 0,030 \text{ mol}$$

Y los moles de HNO₃ presentes en 50 cm³ de solución 0,1 M se calculan como:

$$n(\text{HNO}_3) \text{ en } 50 \text{ cm}^3 \text{ de solución} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \times 50 \text{ cm}^3 \times \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ cm}^3} = 0,005 \text{ mol}$$

Por lo tanto, este volumen de solución no es suficiente.

Respuesta = No

(b) ¿Qué volumen de NO₂ (en dm³, medido en CNPT) se liberará si reacciona dicha chapa de cobre (de masa 0,72 g)? (2 puntos)

Cada 3 moles consumidos de Cu se generan 2 moles de NO₂, o bien, 22,4 dm³ en CNPT.

Luego,

$$V(\text{NO}_2) \text{ generado (CNTP)} = \frac{2}{3} \times 0,0113 \text{ mol} \times 22,4 \text{ dm}^3$$

Volumen de NO₂ = 0,17 dm³



Ejercicio 30 (3 puntos)

A 50,0 cm³ una solución 10 % m/v de agua en etanol (CH₃CH₂OH) se le agregan 20,0 cm³ de metanol (CH₃OH). Determina la concentración de agua en la solución resultante, en términos de molaridad (asume que el volumen de la solución resultante es 70,0 cm³).

La molaridad de la solución inicial es:

$$C_i = \frac{10 \text{ g}}{18,0153 \text{ g/mol}} \times \frac{1}{100 \text{ cm}^3} \times \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3}$$

$$C_i = 5,55 \text{ mol/dm}^3 \quad \text{(1 punto)}$$

Luego, el problema puede resolverse como un problema de disolución, pues el metanol agregado no cambia el número de moles de soluto (agua):

$$C_i V_i = C_f V_f$$

$$C_f = \frac{C_i V_i}{V_f}$$

$$C_f = \frac{5,55 \text{ M} \times 50,0 \text{ cm}^3}{70,0 \text{ cm}^3}$$

(2 puntos)

$$\text{Concentración de H}_2\text{O} = 3,96 \text{ M}$$