



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

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

$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} = 750 \text{ Torr}$

**Ejercicio 1** (Puntaje sugerido: 3 Puntos. 0,2 Puntos por cada casillero completado correctamente.)

Completa la siguiente tabla, referida a átomos e iones de distintos elementos.

Especie	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones	Número másico	Número atómico
$\text{Ca}^{2+}$	20	20	18	40	20
$\text{K}^{+}$	19	20	18	39	19
Rb	37	48	37	85	37
$\text{O}^{2-}$	8	8	10	16	8
$\text{Ag}^{+}$	47	60	46	107	47

**Ejercicio 2** (2 puntos. 0,5 puntos por cada respuesta correcta.)

Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas (V) o falsas (F) en los recuadros correspondientes:

(i) Solo dos especies de igual carga pueden ser isoelectrónicas entre ellas.

F

(ii) La evaporación del agua es un fenómeno físico.

V

(iii) Al calentar una sustancia sólida, esta necesariamente se vuelve líquida antes de alcanzar el estado gaseoso.

F

(iv) Dependiendo de su composición, una mezcla heterogénea puede volverse homogénea al aumentar la temperatura.

V

**Ejercicio 3** (Puntaje sugerido: 10 Puntos.)



El 18 de diciembre de 2022, la selección argentina de fútbol ganó por tercera vez la conocida como Copa del Mundo. Este trofeo se encuentra formado principalmente por “oro de 18 kilates”, que es una de las aleaciones comerciales con mayor proporción de oro, en la que 18 de cada 24 gramos son de oro puro (y el resto corresponde a otros metales).

(a) Determina la concentración de oro en % m/m en la aleación “oro de 18 kilates”. (2 Puntos.)

$$\text{g de Au cada 100 g} = \frac{18 \text{ g} \times 100 \text{ g}}{24 \text{ g}} = 75 \text{ g}$$

**Concentración de Au en % m/m = 75**

(b) Suponiendo que el oro de 18 kilates contiene, además de oro, partes iguales de plata y cobre (en %m/m), determine su composición en fracción molar. Si no pudiste resolver el ítem anterior, considera que el %m/m de oro es 70%. (4 Puntos.)

**Considerando una masa de oro de 18 kilates de 100 g, los de cada componente en ella son:**

$$n(\text{Cu}) = \frac{12,5 \text{ g}}{63,54 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,197 \text{ mol}$$

$$n(\text{Ag}) = \frac{12,5 \text{ g}}{107,868 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,116 \text{ mol}$$

$$n(\text{Au}) = \frac{75,0 \text{ g}}{196,967 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,381 \text{ mol}$$

**Luego, dividiendo cada una de estas cantidades por los moles totales (0,694 mol), se obtiene:**

$$X(\text{Cu}) = 0,28$$

$$X(\text{Ag}) = 0,17$$

$$X(\text{Au}) = 0,55$$

(c) El peso oficial de la Copa del Mundo es de 6,175 kg, de los cuales 1,248 kg corresponden a unos discos decorativos de malaquita (un mineral de color verdoso), y el resto es oro de 18 kilates. Un misterio



que ronda a este mítico trofeo es que, se sospecha, puede ser hueco. Es decir, que contiene aire (o vacío) en su interior.

La densidad del oro de 18 kilates depende de su composición exacta (pues puede variar en lo que respecta a otros metales), pero en promedio suele rondar los 15,6 g/mL. Considerando además que la densidad de la malaquita es de 3,6 g/mL y que el volumen aparente de la copa del mundo es de 4,5 L, determina si los datos aquí proporcionados sugieren que la Copa del Mundo es hueca o maciza, y justifica tu respuesta. (4 Puntos.)

**Una forma posible de analizar si la Copa del Mundo es hueca o maciza, es calcular el volumen que dicha masa de malaquita y de oro de 18 kilates ocuparían.**

$$V(\text{oro 18 kilates}) = \frac{4927 \text{ g}}{15,6 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 316 \text{ mL}$$

$$V(\text{malaquita}) = \frac{1248 \text{ g}}{3,6 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 347 \text{ mL}$$

**Sumando estos volúmenes, se obtiene que un valor de 663 mL, es decir, 0,663 L. (2 puntos)**

**Como este volumen, calculado teniendo en cuenta únicamente el oro de 18 kilates y la malaquita, es notablemente menor que el volumen aparente de 4,5 L, los datos provistos sugieren que la Copa del Mundo es hueca. (2 puntos)**

**Los datos sugieren que la Copa del Mundo es: Hueca**



**Ejercicio 4 (5 Puntos.)**

El boro tiene una masa atómica de 10,811 uma y presenta únicamente dos isótopos estables:  $^{10}\text{B}$  y  $^{11}\text{B}$ , cuyas respectivas masas isotópicas son 10,0129 uma y 11,0093 uma. Calcula la abundancia natural de estos isótopos, expresada como porcentaje.

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

$$m_E = \frac{m_A \times X_A + m_B \times X_B}{100}$$

**Luego:**

$$10,811 \text{ uma} = \frac{10,0129 \text{ uma} \times X_{^{10}\text{B}} + 11,0093 \text{ uma} \times (100 - X_{^{10}\text{B}})}{100}$$

$$X_{^{10}\text{B}} = \frac{1081,1 \text{ uma} - 1100,93 \text{ uma}}{10,0129 \text{ uma} - 11,0093 \text{ uma}} = 19,9$$

**Abundancia natural porcentual  $^{11}\text{B} = 80,1 \%$**

**Abundancia natural porcentual  $^{10}\text{B} = 19,9 \%$**

**Ejercicio 5 (2 Puntos.)**

¿Cuáles son los productos de la reacción entre ácido clorhídrico e hidróxido ferroso? Marca **únicamente** la opción que consideres correcta.

(a)  $\text{FeCl}_3$  y  $\text{H}_2\text{O}$

(b)  $\text{Fe}(\text{ClO}_3)_3$  y  $\text{H}_2\text{O}$

(c)  $\text{FeCl}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$

(d)  $\text{Fe}(\text{ClO}_3)_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$

**Ejercicio 6 (4 Puntos.)**

¿Cuál es el número de átomos presentes en 0,0016 g de pentóxido de dinitrógeno? Marca **únicamente** la opción que consideres correcta.

(a)  $1,5 \times 10^{-5}$

(b)  $8,9 \times 10^{18}$

(c)  $1,0 \times 10^{23}$

(d)  $6,2 \times 10^{19}$



**Ejercicio 7 (4 Puntos.)**

¿Cuál es la composición centesimal en masa del bicarbonato de amonio ( $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ )? Marca **únicamente** la opción que consideres correcta.

- (a) 6,4 % H, 18,4 % N, 20,2 % C, 55,0 % O       (b) 6,4 % H, 17,7 % N, 15,2 % C, 60,7 % O
- (c) 8,2 % H, 17,7 % N, 15,2 % C, 58,9 % O       (d) 10,2 % H, 17,7 % N, 15,2 % C, 56,9 % O

**Ejercicio 8 (3 Puntos. 0,5 por cada respuesta correcta.)**

Indica el nombre de los siguientes compuestos químicos (si conoces múltiples una formas de nombrarlos, simplemente elige una).

$\text{Na}_2\text{CO}_3$	Carbonato de sodio
$\text{KNO}_2$	Nitrito de potasio
$\text{Co}_2\text{O}_3$	Óxido de cobalto (III)
$\text{ClO}_2^-$	Anión clorito
$\text{HBr}$	Bromuro de hidrógeno
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	Sulfato férrico

**Ejercicio 9 (2 Puntos.)**

¿Cuál es la masa de átomos de oxígeno presente en 2,023 gramos de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ? Marca **únicamente** la opción que consideres correcta.

- (a) 0,417 g       (b) 0,104 g       (c) 0,835 g       (d) 2,902 g

**Ejercicio 10 (3 puntos. 1 punto por cada reacción bien balanceada.)**

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



33<sup>a</sup> Olimpíada Argentina de Química  
CERTAMEN NACIONAL – NIVEL INICIAL  
RESPUESTAS

RESERVADO OAQ



**Ejercicio 11** (2 puntos. 0,5 puntos por cada respuesta correcta.)

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

(a) La reacción entre óxido sulfuroso y agua da lugar a un hidróxido.

F

(b) La terminación “ico” en el nombre “ácido sulfúrico” indica que, en la fórmula molecular correspondiente, el azufre se encuentra en su menor estado de oxidación.

F

(c) La neutralización de un ácido y una base siempre da lugar a la formación de una (y solo una) molécula de agua.

F

(d) El estado de oxidación del carbono en el fulereno (C<sub>60</sub>) es cero.

V

**Ejercicio 12** (3 puntos. 1 punto por cada reacción bien balanceada.)

Escribe ecuaciones químicas balanceadas para representar las reacciones descritas por los siguientes enunciados (no es necesario indicar estados de agregación):

(a) Se quema etano, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, en oxígeno molecular, produciendo dióxido de carbono y agua.



(b) El cloruro de antimonio (III) reacciona con sulfuro de hidrógeno para producir sulfuro de antimonio (III) y ácido clorhídrico.



(c) A temperaturas elevadas, el butano, C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>, se descompone formando acetileno, C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>, e hidrógeno molecular.





**Ejercicio 13 (4 puntos)**

Calcula qué volumen de mercurio ( $\rho = 13,53 \text{ g/mL}$ ) contiene la misma cantidad de moles de átomos que 495 mL de  $\text{O}_2$  (g) a 300 K y 8 bar. Marca **únicamente** la opción que consideres correcta.

- (a) 4,8 mL       (b) 2,4 mL       (c) 12,1 mL       (d) 30,7 mL

**Ejercicio 14 (4 puntos)**

El uracilo ( $\text{C}_4\text{H}_4\text{N}_2\text{O}_2$ ,  $M_r = 112,09 \text{ g/mol}$ ) y la adenina ( $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}_5$ ,  $M_r = 135,13 \text{ g/mol}$ ) son dos de las cuatro bases nitrogenadas que forman parte del ARN. ¿Qué masa de uracilo contiene la misma cantidad de átomos de H que 120 mg de adenina? Expresa tu resultado en mg.

**Utilizamos moles como unidad de cantidad de átomos, por simplicidad.  
Calculamos primero los moles de H en 12 mg de adenina:**

$$n(\text{H en adenina}) = 5 \times \frac{120 \text{ mg}}{135,13 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \times \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} = 4,4 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

**Luego, la masa de uracilo:**

$$m(\text{uracilo}) = \frac{4,4 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 112,09 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}}}{4} = 123 \text{ mg}$$

**Masa de uracilo: 123 mg**

**Ejercicio 15 (4 puntos)**

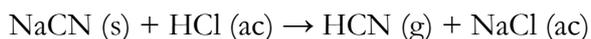
El carbonato de calcio se descompone por acción del calor en  $\text{CaO}$  y  $\text{CO}_2$ . Si al descomponerse completamente una muestra de carbonato de calcio se recogen 5,6 L de  $\text{CO}_2$  a  $0^\circ\text{C}$  y 895 Torr, ¿Cuántos gramos de  $\text{CaCO}_3$  había originalmente? Marca **únicamente** la opción que consideres correcta.

- (a) 29,8 g       (b) 10,6 g       (c) 15,9 g       (d) ninguna de las anteriores



**Ejercicio 16 (4 puntos)**

El ácido cianhídrico, HCN, es un gas muy venenoso que puede formarse por la siguiente reacción:



¿Qué volumen de solución 0,20 M de HCl se necesita para obtener 2,24 L de HCN (g), a 30 °C y 748 Torr? Marca **únicamente** la opción que consideres correcta.

- (a) 83 mL       (b) 6,5 mL       (c) 449 mL       (d) 72,1 mL

**Ejercicio 17 (4 puntos)**

¿Qué volumen de una solución 5 %m/m de ácido perclórico ( $M_r = 100,46 \text{ g/mol}$ ) de densidad 1,21 g/mL es necesario para preparar 750 mL de solución 0,25 M del mismo soluto mediante dilución (es decir, agregando agua)? Expresa tu respuesta en mL.

**Primero calculamos la molaridad de la solución concentrada de 5 %m/m:**

$$C(\text{sol. conc.}) = \frac{5 \text{ g} \times 1,21 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}}{100,46 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times 100 \text{ g}} = 0,60 \text{ mol/L}$$

**Luego, partiendo de que el número de moles en la solución:**

$$V(\text{sol. conc.}) = \frac{C(\text{sol. dil.}) \times V(\text{sol. dil.})}{C(\text{sol. conc.})}$$

$$V(\text{sol. conc.}) = \frac{0,25 \text{ M} \times 750 \text{ mL}}{0,60 \text{ M}} = 312,5 \text{ mL}$$

**Volumen de solución concentrada: 312,5 mL**

**Ejercicio 18 (3 puntos)**

Calcula la masa de  $\text{Ba(OH)}_2$  necesaria para preparar 250 mL de una solución 0,06 M de aniones hidróxido. Marca **únicamente** la opción que consideres correcta.

- (a) 27,4 g       (b) 1,3 g       (c) 0,02 g       (d) 5,1 g



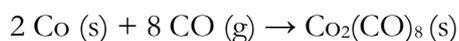
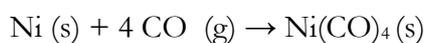
**Ejercicio 19 (3 puntos)**

Calcula el volumen de solvente que se le debe agregar a 50 mL de una solución 18 M de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> para obtener una solución 0,9 M de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Puedes suponer volúmenes aditivos. Marca **únicamente** la opción que consideres correcta.

- (a) 950 mL       (b) 1000 mL       (c) 1050 mL       (d) 50 mL

**Ejercicio 20 (8 puntos)**

El níquel y el cobalto contenido en minerales se tratan con CO para formar compuestos denominados “carbonílicos”.



Cierto mineral no contiene otras sustancias que puedan reaccionar con CO, además de Ni y Co. Se tratan 200 g de este mineral hasta agotar su contenido de Ni y Co, consumiendo 135 g de CO. Después, al calentar la mezcla, el Ni(CO)<sub>4</sub>, que es el único componente volátil de la misma, se evapora. En este paso, la masa de mezcla disminuye 15 g. Calcula el %m/m de Ni y de Co en el mineral.

**Calculamos los moles de Ni en la mezcla, que son los mismos que los que se formaron de Ni(CO)<sub>4</sub> (cuyo Mr es 170,7338 g/mol).**

$$n(\text{Ni}) = n(\text{Ni(CO)}_4) = \frac{15 \text{ g}}{170,7338 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0879 \text{ mol} \quad (2 \text{ puntos})$$

**Luego, la masa de Ni en la mezcla es:**

$$m(\text{Ni}) = 0,0879 \text{ mol} \times 58,693 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 5,16 \text{ g} \quad (1 \text{ punto})$$



Y con ello la masa de Ni en 100 g de mezcla es de 2,6 g (1 punto)

Ahora calculamos el número de moles CO en la mezcla

$$n(\text{Co}) = \left( \frac{135 \text{ g}}{28,0102 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} - 0,0879 \times 4 \text{ mol} \right) \times \frac{2 \text{ mol}}{8 \text{ mol}} = 1,17 \text{ mol} \quad (2 \text{ puntos})$$

Luego, la masa de Co en la mezcla es de 65,83 g (1 punto)

Y con ello la masa de Co en 100 g de mezcla es de 33 g (1 puntos)

Finalmente:

%m/m de Ni y de Co : 2,6 %m/m (Ni) y 33%m/m (Co)

**Ejercicio 21 (4 puntos)**

Se requieren 210,8 g de sulfato de níquel (II), anhidro,  $\text{NiSO}_4$ , para realizar cierto experimento. Sin embargo, únicamente se dispone de sulfato de níquel (II) hexahidratado  $\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , que puede deshidratarse por calentamiento. ¿Qué cantidad de compuesto hidratado necesitaría deshidratarse para obtener 210,8 g de  $\text{NiSO}_4$ ?

- (a) 358 g       (b) 23 g       (c) 215 g       (d) 80 g



**Ejercicio 22 (6 puntos)**

Se calientan 1,8 g de una mezcla sólida integrada únicamente por clorato de potasio ( $\text{KClO}_3$ ,  $M_r= 122, 55$  g/mol) y cloruro de potasio ( $\text{KCl}$ ,  $M_r=74,55$  g/mol) hasta que se descompone todo el  $\text{KClO}_3$ . La descomposición del  $\text{KClO}_3$  da lugar a  $\text{KCl}$  (s) y  $\text{O}_2$  (g) ( $M_r= 32,00$  g/mol. El oxígeno liberado ocupa 405 mL a 25 °C y una presión de 745 Torr.

(a) ¿Cuántos moles de  $\text{O}_2$  se produjeron? (1 punto)

**El número de moles de oxígeno podemos calcularlo simplemente con la ecuación de gases ideales:**

$$n(\text{O}_2) = \frac{PV}{RT} = 0,016 \text{ mol}$$

**Moles de  $\text{O}_2$ : 0,016 mol**

(b) ¿Cuál es la concentración en %m/m de  $\text{KCl}$  en la mezcla antes y después de la descomposición del  $\text{KClO}_3$ ? Si no pudiste resolver el ítem anterior, asume que se formaron 0,010 moles de  $\text{O}_2$ . (5 puntos)

**Podemos relacionar los moles de  $\text{O}_2$  generados con los presentes de  $\text{KClO}_3$  inicialmente. Para ello, necesitamos primero escribir la ecuación química balanceada correspondiente:**



**Luego:**

$$n(\text{KClO}_3) = \frac{2}{3} \times n(\text{O}_2) = 0,0107 \text{ mol} \quad (1 \text{ punto})$$

**Con ello calculamos la masa de  $\text{KClO}_3$ , y por diferencia la masa de  $\text{KCl}$  (0,489 g). (1 punto)**

**Luego, la masa de  $\text{KCl}$  en 100 g de mezcla es de 27 g. (1 punto)**

**Por otro lado, luego de la reacción, el único componente es  $\text{KCl}$ . (1 punto)**

**Finalmente:**

**%m/m  $\text{KCl}$  antes de la reacción: 27%m/m**

**%m/m  $\text{KCl}$  después de la reacción: 100 %m/m**



**Ejercicio 23 (4 puntos)**

Una persona respira aire enriquecido con  $O_2$  (mezcla de  $O_2$  en  $N_2$ , con fracción molar de  $O_2$  de 0.37) de un tubo de 17 L, que lo contiene comprimido a una presión de 145 bar y a una temperatura de 20 °C. Suponiendo que una persona respira 95 L de  $O_2$  por hora, medidos a 20 °C y 1 bar, ¿Durante cuántas horas se podrá utilizar el tubo?

- (a) 24,2 h       (b) 9,6 h       (c) 15,0 h       (d) 70,8 h

**Ejercicio 24 (4 puntos)**

Se tienen 7,3 moles de aire (mezcla de  $O_2$  en  $N_2$ , con fracción molar de  $O_2$  de 0,25) en un recipiente de 200 mL conectado a un recipiente de 500 mL (completamente evacuado) a través de una válvula de volumen despreciable. Inicialmente la válvula está cerrada. En un dado momento, se abre la válvula y el gas se expande hacia el segundo recipiente. ¿Cuál es la concentración en %m/V de  $O_2$  en el aire luego de la expansión?

- (a) 29,0 %m/V       (b) 8,3  %m/V      (c) 11,6 %m/V       (d) 25,0 %m/V

**Ejercicio 25 (5 puntos)**

Se cuenta con una solución de HCl de concentración desconocida (solución A). Para determinar su concentración, se toman 10 mL de una solución 0,1012 M de NaOH y se prepara una nueva solución agregando agua hasta alcanzar un volumen de 100 mL (solución B).

En un experimento se determina que el volumen de solución B necesario para neutralizar completamente el HCl presente en 2,0 mL de solución A es de 12,2 mL. Teniendo en cuenta esta información, determina la molaridad del HCl en la solución A.



La estequiometría de la neutralización en cuestión es 1:1. (1 punto)

La concentración de la solución B es 0,01012 M. (1 punto)

Los moles de HCl en 2,0 mL de solución A son  $0,0122 \text{ L} \times 0,01012 \text{ mol/L} = 1,2 \times 10^{-4} \text{ mol}$  (2 puntos)

Y como estos moles están presentes en 2,0 mL, la solución es 0,06 M. (2 puntos)

**Molaridad de HCl en la solución A: 0,06 M**