



29ª OLIMPIADA ARGENTINA DE QUÍMICA
23 DE SEPTIEMBRE DE 2019
CERTAMEN ZONAL – NIVEL INICIAL - RESPUESTAS

(Utiliza solamente la tabla periódica suministrada por los docentes para resolver el examen)

Datos útiles:

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

$R = 0,082 \text{ atm L / K mol}$

$P V = n R T$

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

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

1. Dada la siguiente reacción de combustión de butano: (4 puntos)



Señala con una cruz la afirmación incorrecta:

- a) Cuando se quema 1 mol de butano se forman 4 moles de CO_2 . ☐
- b) Cuando se quema 1 mol de butano se forman 266 g de productos. ☐
- c) Cuando se queman 10 L de butano en condiciones normales de presión y temperatura se forman 40 L de CO_2 en las mismas condiciones. ☐
- d) Cuando se queman 5 g de butano se forman 20 g de CO_2 . ☒

2. El amoníaco es un gas incoloro de olor picante, de múltiples aplicaciones industriales. Una cantidad de amoníaco ocupa un volumen de $20,0 \text{ dm}^3$ a 27°C y 1520 mmHg . ¿Qué volumen ocupará en CNPT? (4 puntos)

- (a) $3,64 \text{ dm}^3$ ☐ (b) $30,4 \text{ dm}^3$ ☐ (c) $36,4 \text{ L}$ ☒ (d) 30400 L ☐

3. Un recipiente de 1000 cm^3 contiene $1,30 \text{ g}$ de un gas a 868 mmHg y 27°C . La densidad del gas en esas condiciones será: (4 puntos)

- (a) $1,3 \text{ g/L}$ ☒ (b) $2,1 \text{ g/L}$ ☐ (c) $0,33 \text{ g/L}$ ☐ (d) $0,046 \text{ g/L}$ ☐

4. Una muestra de un gas ideal ocupa un volumen de $1,00 \text{ L}$ a 30°C y $1,21 \times 10^5 \text{ Pa}$. ¿A qué temperatura ocupará un volumen de $2,00 \text{ L}$ a $0,750 \text{ atm}$ de presión? (4 puntos)

- (a) $0,5^\circ\text{C}$ ☐ (b) $89,6^\circ\text{C}$ ☐ (c) $106,4^\circ\text{C}$ ☒ (d) $33,8^\circ\text{C}$ ☐

5. En un recipiente de $10,0 \text{ L}$ provisto de un émbolo móvil a 37°C , se halla cierta cantidad de gas. La variación de volumen ($V_{\text{final}} - V_{\text{inicial}}$) que se producirá si se triplica dicha temperatura, a presión constante será: (5 puntos)

- (a) $2,4 \text{ L}$ ☒ (b) 30 L ☐ (c) $1,8 \text{ L}$ ☐ (d) 20 L ☐



6. Un recipiente de 20 mL contiene nitrógeno a 25 °C y 0,8 atm y otro de 50 mL contiene helio a 25 °C y 0,4 atm. Si se conectan los dos recipientes a través de un tubo capilar (cuyo volumen no contribuye al volumen total del sistema), calcula las presiones parciales de cada gas y la total del sistema. **(10 puntos)**

Aplicamos la ley de gases ideales para calcular los moles de nitrógeno y de helio gaseoso que hay en cada recipiente:

$$PxV = nxRxT \rightarrow n = \frac{PxV}{RxT}$$

$$n_{N_2} = \frac{0,8 \text{ atm} \times 0,02 \text{ L}}{298,15 \text{ K} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}}} = 6,55 \times 10^{-4} \text{ moles}$$

$$n_{He} = \frac{0,4 \text{ atm} \times 0,05 \text{ L}}{298,15 \text{ K} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}}} = 8,18 \times 10^{-4} \text{ moles}$$

Al conectar ambos recipientes el volumen total del sistema es:

$$V_{\text{total}} = V_1 + V_2 = (0,02 + 0,05) \text{ L} = 0,07 \text{ L}$$

Las presiones parciales son:

$$PxV = nxRxT \rightarrow p = \frac{nxRxT}{V} \quad p_{N_2} = 0,229 \text{ atm y } p_{He} = 0,286 \text{ atm}$$

De acuerdo con la ley de *Dalton*, la presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales de los componentes:

$$P_{\text{total}} = p_{N_2} + p_{He} = (0,229 + 0,286) \text{ atm} = 0,515 \text{ atm}$$

$$\begin{aligned} p_{N_2} &= \underline{\underline{0,229 \text{ atm}}} \\ p_{He} &= \underline{\underline{0,286 \text{ atm}}} \\ \text{Presión total} &= \underline{\underline{0,515 \text{ atm}}} \end{aligned}$$

7. Si se disuelven 30,90 gramos de CaCO_3 en agua hasta obtener 3 L de solución, ¿cuál es la concentración de dicha solución expresada en gramos de CaCO_3 por litro de solución? **(4 puntos)**

- (a) 15,45 ☐ (b) 10,30 ☒ (c) 30,90 ☐ (d) 8,98 ☐

8. La concentración del ion cloruro en una solución de cloruro de hierro es 3,0 M. Sería, entonces, correcto clasificar a esta solución como: **(4 puntos)**

- (a) 1,0 M de Fe^{3+} ☐ (b) 1,0 M de FeCl_3 ☒ (c) 2,0 M de FeCl_3 ☐
(d) 3,0 M de FeCl_3 ☐ (e) 9,0 M de Cl^- ☐



9. Un ácido sulfúrico concentrado tiene una densidad de 1,81 g/mL y contiene un 91 % en masa de ácido puro. ¿Cuál es el volumen que se debe tomar de esta solución concentrada para preparar 500 mL de solución 0,5 M? (5 puntos)

- (a) 1,1 mL ☐ (b) 0,2 mL ☐ (c) 14,9 mL ☒ (d) 5,0 mL ☐

10. Se mezclan 50 mL de una solución que contiene 54,6 g de sulfato de amonio en 500 mL de solución con 75 mL de otra solución 0,52 M de la misma sal. ¿Cuál es el número de moles de sulfato de amonio en la solución final? Puedes suponer que los volúmenes son aditivos. (5 puntos)

- (a) 0,6428 ☐ (b) 0,0804 ☒ (c) 1,3470 ☐ (d) 0,1608 ☐ (e) 0,5200 ☐

11. Una empresa fabrica baterías para automóviles y necesita preparar 4500 L diarios de ácido sulfúrico 34 % en masa (densidad 1,25 g/mL). ¿Cuántos litros de ácido sulfúrico concentrado (98 % en masa, densidad 1,844 g/mL) se requerirán para cubrir las necesidades diarias de la empresa? (9 puntos)

La solución de ácido sulfúrico requerida debe contener 34 g de H_2SO_4 en 100 g de solución. La masa de dicha solución que se necesita para preparar 4500 L, sabiendo que la densidad, d , es m/V y que vale 1,25 g/mL se puede calcular de la siguiente manera:

$d = 1,25 \text{ g/mL} = m / V = m / 4500 \times 10^3 \text{ mL}$. Por lo tanto, $m_{\text{solución}} = 5,63 \times 10^6 \text{ g}$.

Luego, por regla de 3 simple, sabiendo que en 100 g de solución hay 34 g de ácido sulfúrico, es posible obtener la masa de ácido sulfúrico necesaria, $m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1,91 \times 10^6 \text{ g}$

Como se dispone de solución del 98%, por regla de 3 simple, se obtiene: $m_{\text{solución concentrada}} = 1,95 \times 10^6 \text{ g}$

Teniendo en cuenta la densidad de la solución (1,844 g/mL) se calcula el volumen necesario en litros.

Volumen de $\text{H}_2\text{SO}_4 = \underline{\hspace{1cm}} 1057 \underline{\hspace{1cm}} \text{ L}$

12. El etilenglicol, $\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{OH}$, es un líquido de densidad 1,115 g/cm³ que se utiliza como solvente y anticongelante. ¿Qué volumen (en cm³) de este líquido es necesario para preparar 750 mL de una solución de etilenglicol 0,250 M? (8 puntos)



El número de moles de etilenglicol contenidos en 750 mL de solución 0,250 M es 0,1875.

Con el Mr (62 g/mol) obtenemos la masa: $m = n \times M_r = 11,63 \text{ g}$

Sabiendo que la densidad, d, es m/V y que vale 1,115 g/mL entonces:

$$d = 1,115 \text{ g/cm}^3 = 11,63 \text{ g} / V . \text{ Por lo tanto, } V = 10,4 \text{ cm}^3.$$

$$\text{Volumen de etilenglicol} = \underline{\hspace{1cm}} 10,4 \underline{\hspace{1cm}} \text{cm}^3$$

13. Una solución acuosa de hidróxido de sodio, NaOH, al 20 % m/m tiene una densidad de 1,25 g/cm³.

(a) ¿Qué masa de la solución contiene 36 g de hidróxido de sodio? (4 puntos)

(i) 180 g ☒

(ii) 80 g ☐

(iii) 230 g ☐

(iv) 160 g ☐

(b) Calcular la masa (en g) de hidróxido de sodio contenida en 0,3 dm³ de solución. (8 puntos)

Primero podemos calcular el % m/V de la solución:

$$\% \frac{m}{V} = \frac{g \text{ de NaOH}}{100 \text{ mL de solución}} = \% \frac{m}{m} \times d_{\text{solución}}$$

$$\% \frac{m}{V} = \frac{g \text{ de NaOH}}{100 \text{ mL de solución}} = \frac{20 \text{ g de NaOH}}{100 \text{ g de solución}} \times \frac{1,25 \text{ g}}{\text{mL de solución}} = \frac{25 \text{ g de NaOH}}{100 \text{ mL de solución}}$$

Luego, sabiendo los g de NaOH que hay en 100 mL de solución, se pueden conocer fácilmente los g de NaOH en 0,3 dm³ de solución (es decir, en 300 mL):

$$\frac{25 \text{ g de NaOH}}{100 \text{ mL de solución}} = \frac{x \text{ g de NaOH}}{300 \text{ mL de solución}}$$

Despejando, se obtiene que la masa (en gramos) de NaOH en 300 mL de solución es 75 g.

$$\text{masa de NaOH} = \underline{\hspace{1cm}} 75 \underline{\hspace{1cm}} \text{ g}$$



14. Una solución acuosa de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , al 63 % m/m tiene una densidad de $1,7 \text{ g/cm}^3$.

(a) ¿Cuál es la molaridad de la solución? (4 puntos)

(i) 18,0 M ☐

(ii) 5,0 M ☐

(iii) 0,93 M ☐

(iv) 10,93 M ☒

(b) Calcular el volumen (en cm^3) que se debe tomar de dicha solución si se quieren preparar 3 litros de solución 0,25 M del mismo ácido? (8 puntos)

Primero podemos calcular el número de moles presentes en 3 L de la solución diluida (0,25 M):

$$n = \frac{0,25 \text{ moles}}{1 \text{ L de solución}} \times 3 \text{ L de solución} = 0,75 \text{ moles}$$

Segundo, calculamos la masa de ácido sulfúrico:

$$m = n \times Mr = 0,75 \text{ moles} \times 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 73,5 \text{ g}$$

Luego, sabiendo que la solución es al 63 % m/m calculamos la masa de solución necesaria, y con la densidad ($1,7 \text{ g/cm}^3$), el volumen (por regla de tres simple):

$$\text{volumen de } \text{H}_2\text{SO}_4 = \underline{\hspace{1cm}} 68,6 \underline{\hspace{1cm}} \text{ cm}^3$$

15. La etiqueta de una botella con agua mineral indica que contiene 3,5 mg/L de CaF_2 . Si esta sal es la única fuente de flúor. ¿Cuál es la concentración de calcio en partes por millón (ppm)? (5 puntos)

(a) 3,60 ☐

(b) 3,50 ☐

(c) 1,80 ☒

(d) 0,90 ☐

16. Si se quiere preparar una solución 0,08 M de ácido fosfórico, a partir de 50 mL de otra de concentración 0,32 M ¿hasta qué volumen se debe diluir? (5 puntos)

(a) 12,5 mL ☐

(b) 200 mL ☒

(c) 100 mL ☐

(d) 25,0 mL ☐