



27^a OLIMPIADA ARGENTINA DE QUÍMICA
18 DE SEPTIEMBRE DE 2017
CERTAMEN ZONAL – NIVEL INICIAL - RESPUESTAS

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

Datos útiles:

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

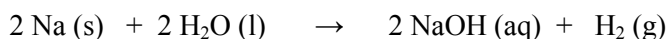
$R = 0,082 \text{ atm L / K mol}$

$P V = n R T$

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

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

1. En la siguiente reacción química:



¿Qué volumen de hidrógeno, a 25°C y 1 atm de presión, se recogerá si reaccionan 30 g de sodio con cantidad suficiente de agua? **(3 puntos)**

(a) 15945 mL ☒

(b) 1,59 L ☐

(c) 31,9 L ☐

(d) $3,19 \times 10^4$ mL ☐

2. Un tanque contiene gas a 20°C y 10 atmósferas de presión. El tanque está preparado para soportar 13 atmósferas de presión como máximo. Si debido a un incendio, la temperatura asciende a 100°C ¿soportaría el tanque la presión ejercida por el gas? Muestra tus cálculos en el siguiente recuadro y responde por Sí o por No a continuación de los mismos. **(7 puntos totales: 5 puntos por mostrar el cálculo y 2 puntos por colocar un SI en la respuesta. Se sugiere asignar 0 puntos si solo pone un SI en la respuesta, sin mostrar el cálculo).**

Dado que el volumen es fijo (por lo tanto se mantiene constante), al igual que el número de moles gaseosos, podremos aplicar la Ley de Gay-Lussac para así obtener la presión que ejercerá el gas a la temperatura final ($100^\circ\text{C} = 373,15 \text{ K}$) y compararla con la presión máxima que soporta el tanque:

$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f} \quad \Rightarrow \quad P_f = \frac{P_i \cdot T_f}{T_i} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 373,15 \text{ K}}{293,15 \text{ K}}$$

Resolviendo se obtiene que $P_f = 12,73 \text{ atm}$.

Como la presión que ejercerá el gas es menor que 13 atm, entonces se puede concluir que el tanque soportará la presión ejercida a 100°C .

¿Soportará el tanque la presión ejercida por el gas? = SI



3. Calcula la masa de nitrógeno gaseoso (en gramos) que hay en un recipiente de 20 litros a 0 °C y 760 mmHg de presión. **(5 puntos)**

Aplicamos la ley de gases ideales para calcular los moles de N₂ gaseoso que hay en el recipiente:

$$P' V = n' R' T \quad \Rightarrow \quad n = \frac{P' V}{R' T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 20 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot 273,15 \text{ K}} = 0,893 \text{ mol}$$

Luego, para conocer la masa (en gramos) de nitrógeno gaseoso en el recipiente, basta con multiplicar los números de moles hallados por el M_r del N₂:

$$m = n' M_r = 0,893 \text{ mol} \cdot 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 25 \text{ g}$$

Masa de nitrógeno = ____25____ g

4. ¿Qué volumen ocupará una dada masa de gas a 100 °C y 750 mmHg, sabiendo que a 10 °C y 3 atm ocupa un volumen de 450 mililitros? **(4 puntos)**

- (a) 1,80 mL ☐ (b) 13,6 L ☐ (c) 1803 mL ☒ (d) 1,36 x10⁴ mL ☐

5. Cierta volumen de un gas está sometido a una presión de 970 mmHg cuando su temperatura es de 25 °C. ¿A qué temperatura deberá estar para que su presión sea de 760 mm Hg? **(4 puntos)**

- (a) -39,5 °C ☒ (b) 19,6 °C ☐ (c) -18,6 °C ☐ (d) 23,4 °C ☐

6. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico, H₂SO₄, son necesarios para preparar 1 litro de una solución acuosa de dicho ácido de concentración 3 M? **(4 puntos)**

- (a) 32,7 g ☐ (b) 147,0 g ☐ (c) 294,0 g ☒ (d) 16,3 g ☐

7. Se desean preparar 3 L de una solución 2 M de HCl.

(a) ¿Qué volumen de una solución 8 M de HCl hay que utilizar para prepararla? **(3 puntos)**

- (i) 750 mL ☒ (ii) 12 L ☐ (iii) 2250 mL ☐ (iv) 5333,3 mL ☐



(b) ¿Cuál es la concentración de la solución que se desea preparar (2 M) expresada en % m/V? (7 puntos)

Se desea conocer el % m/V de la solución de HCl, es decir, los g de HCl en 100 mL de solución. Como se conoce que la solución es 2 M en HCl, es decir, que contiene 2 moles de HCl en 1 L de solución, el % m/V se puede obtener aplicando la siguiente ecuación (Nota: también se puede resolver mediante reglas de tres simple).

$$\% \frac{m}{V} = \frac{g \text{ de HCl}}{100 \text{ mL de solución}} = \frac{\text{moles de HCl}}{1000 \text{ mL de solución}} \cdot M_{r \text{ HCl}} \cdot 100 \text{ mL de solución}$$

$$\% \frac{m}{V} = \frac{2 \text{ moles de HCl}}{1000 \text{ mL de solución}} \cdot \frac{36,5 \text{ g de HCl}}{\text{mol de HCl}} \cdot 100 \text{ mL de solución}$$

Resolviendo, se obtiene que % m/V es 7,3 g de HCl / 100 mL de solución.

$$\text{HCl} = \underline{\quad 7,3 \quad} \% \text{ m/V}$$

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

(a) ¿Qué volumen de la solución debemos tomar si necesitamos 40 g de NaOH? (4 puntos)

(i) 125 mL ☐

(ii) 80 mL ☐

(iii) 320 mL ☐

(iv) 160 mL ☒

(b) Calcular la masa (en g) de hidróxido de sodio que hay disuelta en 0,2 L de solución. (7 puntos)

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

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

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

Luego, sabiendo los g de HCl que hay en 100 mL de solución, se pueden conocer fácilmente los g de HCl en 0,2 L de solución (es decir, en 200 mL):

$$\frac{25 \text{ g de HCl}}{100 \text{ mL de solución}} = \frac{"x" \text{ g de HCl}}{200 \text{ mL de solución}}$$

Despejando, se obtiene que la masa (en gramos) de HCl en 200 mL de solución es 50 g.

$$\text{masa de NaOH} = \underline{\quad 50 \quad} \text{ g}$$



9. Se tienen 25 cm³ de HNO₃ de concentración 16 M. Se diluyen hasta un volumen final de 0,4 litros, ¿cuál será la molaridad de la nueva solución? (3 puntos)

- (a) 1 M ☒ (b) 3 M ☐ (c) 0,5 M ☐ (d) 2 M ☐

10. La etiqueta de una botella con agua mineral indica que contiene 1,4 mg/L de CaF₂. Si esta sal es la única fuente de flúor. ¿Cuál es la concentración de flúor en partes por millón (ppm)? (4 puntos)

- (a) 2,8 ☐ (b) 1,4 ☐ (c) 0,68 ☒ (d) 0,72 ☐

11. Determina la fracción molar de HCl en una solución 0,73 % m/V en dicho ácido, cuya densidad es 1,10 g/cm³. (10 puntos)

Para conocer la fracción molar de HCl, x_{HCl} , es necesario determinar los números de moles de HCl y de H₂O en esta solución, ya que:

$$x_{HCl} = \frac{\text{moles de HCl}}{\text{moles de HCl} + \text{moles de H}_2\text{O}}$$

La solución es 0,73 % m/V, es decir, tiene 0,73 g de HCl en 100 mL de solución. Es conveniente pasar dicha concentración a unidades %m/m para luego determinar los números de moles de cada una de las especies.

$$\% \frac{m}{m} = \% \frac{m}{V} \times \frac{1}{d_{\text{solución}}} = \frac{0,73 \text{ g de HCl}}{100 \text{ mL de solución}} \times \frac{\text{mL de solución}}{1,10 \text{ g de solución}} = \frac{0,664 \text{ g de HCl}}{100 \text{ g de solución}}$$

Luego, los 100 g de solución están compuestos por los g de HCl (0,664 g) y los g de H₂O, por lo tanto:

100 g de solución = g de HCl + g de H₂O = 0,664 g de HCl + g de H₂O, entonces g de H₂O = 99,336 g.

Luego, para conocer los moles de cada especie, basta con conocer los M_r respectivos:

$$n_{HCl} = \frac{m_{HCl}}{M_{rHCl}} = \frac{0,664 \text{ g}}{36,45 \text{ g/mol}} = 0,0182 \text{ mol} \quad n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{rH_2O}} = \frac{99,336 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 5,519 \text{ mol}$$

Entonces:

$$x_{HCl} = \frac{\text{moles de HCl}}{\text{moles de HCl} + \text{moles de H}_2\text{O}} = \frac{0,0182 \text{ moles}}{0,0182 \text{ moles} + 5,519 \text{ moles}} = 3,29 \times 10^{-3}$$

Fracción molar de HCl= 3,29 x 10⁻³

12. Dada la siguiente reacción equilibrada:



(a) ¿Cuántos moles de MnO₂ reaccionarán con 5,0 moles de HCl? (2 puntos)

- (i) 5,0 ☐ (ii) 4,0 ☐ (iii) 2,50 ☐ (iv) 1,25 ☒

(b) Determina el volumen (en litros) de Cl_2 obtenido en CNPT (1 atm, 0 °C) cuando reaccionan los 5 moles de HCl. **(5 puntos)**

Cuando reaccionan 5 moles de HCl se formarán 1,25 moles de Cl_2 , por la estequiometría de la reacción. Luego, el volumen de Cl_2 generado se obtiene directamente aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$P \times V = n \times R \times T \Rightarrow V = \frac{n \times R \times T}{P} = \frac{1,25 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \times 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 28 \text{ L}$$

Volumen de Cl_2 = 28 L

(c) ¿Cuántos moles de MnO_2 , se necesitan para obtener 315 gramos de MnCl_2 ? **(3 puntos)**

(i) 1,50 ☐

(ii) 2,50 ☒

(c) 3,00 ☐

(iv) 2,00 ☐

13. Dada la siguiente reacción (sin balancear):



(a) Balancea la reacción. **(2 puntos)**



(b) ¿A qué tipo de reacción corresponde? **(2 puntos)**

(i) desplazamiento ☐

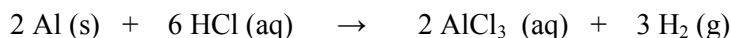
(ii) neutralización ☐

(iii) descomposición ☒

(iv) síntesis ☐

14. Se introduce en un matraz 25 gramos de aluminio (95 % m/m de pureza) y se añaden 100 mL de ácido clorhídrico comercial de densidad 1,170 g/mL y de concentración 35 % m/m.

La reacción que tiene lugar es la siguiente:





(a) Calcula la masa de aluminio que reacciona. (10 puntos)

Primero calculamos los moles de HCl que se ponen a reaccionar (y que están en los 100 mL de la solución de HCl de concentración 35 % m/m y densidad 1,170 g/mL). Para ello, resulta primero conveniente, expresar a la concentración en % m/V:

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

$$\% \frac{m}{V} = \frac{g \text{ de HCl}}{100 \text{ mL de solución}} = \frac{35 \text{ g de HCl}}{100 \text{ g de solución}} \times \frac{1,17 \text{ g de solución}}{\text{mL de solución}} = \frac{40,95 \text{ g de HCl}}{100 \text{ mL de solución}}$$

Entonces, en 100 mL habrá 40,95 g de HCl (que es la masa de HCl que reacciona). Luego, como M_r de HCl es 36,45 g/mol, entonces reaccionarán $n_{\text{HCl}} = m_{\text{HCl}} / M_{r,\text{HCl}} = 1,123$ moles de HCl. Según la estequiometría de la reacción, cada 6 moles de HCl reaccionan 2 moles de Al, por lo tanto, con 1,123 moles de HCl reaccionarán 0,374 moles de Al.

Por último, como el Ar del Al es 26,9815 g/mol, entonces la masa de Al que reaccionará será:

$$m_{\text{Al}} = n_{\text{Al}} \times A_{r,\text{Al}} = 0,374 \text{ mol} \times 26,9815 \text{ g/mol} = 10,09 \text{ g}$$

masa de aluminio que reacciona = 10,09 g

(b) ¿Cuál es el reactivo limitante? (3 puntos)

(i) Al ☐

(ii) HCl ☒

(iii) no hay reactivo limitante ☐

(c) ¿Cuál es el volumen de hidrógeno que se formará medido a 25 °C y 740 mmHg? (4 puntos)

(i) 28,2 L ☐

(ii) 1,56 mL ☐

(iii) 14,1 L ☒

(iv) 15,6 L ☐

(d) ¿Cuál es la masa de tricloruro de aluminio que se obtiene? (4 puntos)

(i) 149,7 g ☐

(ii) 49,9 g ☒

(iii) 99,8 g ☐

(iv) 55,9 g ☐