

26ª OLIMPIADA ARGENTINA DE QUÍMICA

5 DE OCTUBRE DE 2016

CERTAMEN ZONAL - NIVEL INICIAL - RESPUESTAS

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

Datos útiles:

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

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

$P V = n R T$

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

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

1. ¿A cuántas atmósferas (atm) equivalen $1,5 \times 10^5$ pascales? (**Puntaje sugerido = 3 puntos**)

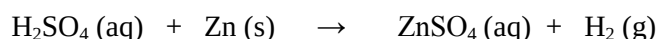
(a) 1,52 ☐

(b) 1,50 ☐

(c) 1,48 ☒

(d) 1,46 ☐

2. En la siguiente reacción química: (**Puntaje sugerido = 5 puntos**)



¿Qué volumen de hidrógeno, a 0°C y 1 atm de presión, se recogerá si reaccionan 0,5 moles de cinc con ácido sulfúrico en exceso?

(a) 1120 mL ☐

(b) 11,2 L ☒

(c) 22,4 L ☐

(d) $2,24 \cdot 10^4$ mL ☐

3. Una garrafa contiene un gas a 5,25 atm y 25°C . Para evitar que estalle, la presión no debe sobrepasar 9,75 atm. ¿Hasta qué temperatura (en $^\circ \text{C}$) se podría calentar la garrafa sin peligro de explosión? (**Puntaje sugerido = 7 puntos**)

Como el número de moles de gas y el volumen se mantienen constantes, entonces:

$$P_i / T_i = P_f / T_f$$

Reemplazando con los datos suministrados:

$$5,25 \text{ atm} / 298,15 \text{ K} = 9,75 \text{ atm} / T_f$$

Se despeja la temperatura (T_f) cuando la presión aumenta a 9,75 atm. Se obtiene $T = 553,7 \text{ K}$, y a partir de $T (\text{K}) = T (^\circ\text{C}) + 273,15$ la temperatura en $^\circ \text{C}$.

Temperatura (en $^\circ \text{C}$) = 280,6



4. Calcula la masa de helio (en gramos) que hay en un recipiente de 40 litros a 300,15 K y 532 mmHg de presión. (**Puntaje sugerido = 9 puntos**)

Para calcular los moles es necesario recurrir a la ley de gases ideales: $P \times V = n \times R \times T$

Primero conviene conocer la presión en atmósferas. Dado que la misma vale 532 mmHg y sabiendo que 760 mmHg corresponden a 1 atm, entonces: $P = 0,7$ atm.

Reemplazando en la ecuación anterior es posible obtener la cantidad de helio, en moles.

$$n = P \times V / R \times T$$

$$n = (0,7 \text{ atm} \times 40 \text{ L}) / (0,082 \text{ atm L} / \text{K mol} \times 300,15 \text{ K}) = 1,14 \text{ moles.}$$

Luego, como A_r de He = 4,0026, se obtiene la masa de helio (en gramos) a partir de la siguiente expresión:

$$\text{Masa de helio (en gramos)} = 1,14 \text{ moles} \times 4,0026 \text{ g/mol}$$

$$\text{Masa de helio} = \underline{\underline{4,56}} \text{ g}$$

5. ¿Qué volumen ocupará una dada masa de gas a 180 °C y 200 mm Hg, sabiendo que a 70 °C y 1 atm ocupa un volumen de 5000 mililitros? (**Puntaje sugerido = 4 puntos**)

- (a) 64,29 mL ☐ (b) 25,1 L ☒ (c) 39,8 mL ☐ (d) $2,51 \times 10^3$ mL ☐

6. ¿Cuántos gramos de ácido nítrico, HNO_3 , son necesarios para preparar 2,5 litros de una solución acuosa de dicho ácido de concentración 0,5 M? (**Puntaje sugerido = 4 puntos**)

- (a) 50,4 g ☐ (b) 31,5 g ☐ (c) 78,75 g ☒ (d) 12,6 g ☐

7. Se prepara una solución acuosa de NaOH, disolviendo 180 g de NaOH en 800 g de agua destilada. La densidad de la solución es de 1,34 g/mL.

(a) ¿Cuál es la concentración de la solución expresada en % m/m? (**Puntaje sugerido = 4 puntos**)

- (i) 180,0 ☐ (ii) 0,18 ☐ (iii) 22,50 ☐ (iv) 18,37 ☒

(b) ¿Cuál es la concentración molar de dicha solución? (**Puntaje sugerido = 8 puntos**)

Con el M_r del NaOH (40,0 g/mol) es posible conocer los moles de NaOH en 980 g de solución.

$$n = 180 \text{ g} / (40,0 \text{ g/mol}) = 4,5 \text{ moles}$$

Luego, como la concentración molar corresponde a los moles de NaOH por 1000 mL de solución, hay que determinar los mL de solución con el dato de la densidad.

$$\text{Vol solución} = 980 \text{ g} / (1,34 \text{ g/mL}) = 731 \text{ mL}$$

$$\text{Molaridad} = (4,5 \text{ moles} / 731 \text{ mL}) \times 1000 \text{ mL}$$

$$[\text{NaOH}] = \underline{\underline{6,15}} \text{ M}$$



8. Calcula el volumen (en mL) de HCl concentrado (concentración = 12 M) necesario para preparar 0,5 L de una solución de HCl 3,6 M. (**Puntaje sugerido = 6 puntos**)

Dado que el número de moles de HCl se conserva ya que solamente se está efectuando una dilución, entonces se cumple que:

$$[\text{HCl}]_{\text{inicial}} \times V_i = [\text{HCl}]_{\text{final}} \times V_f$$
$$12 \text{ M} \times V_i = 3,6 \text{ M} \times 500 \text{ mL}$$

Despejando se obtiene $V_i = V$ de HCl 12 M.

$$\text{Volumen de HCl (12 M)} = \underline{\quad 150 \quad} \text{ mL}$$

9. Se conoce que el H_2SO_4 concentrado comercial tiene una concentración 98,0 % m/m y una densidad de $1,83 \text{ g/cm}^3$. ¿Cuál es la concentración molar del ácido comercial? (**Puntaje sugerido = 4 puntos**)

- (a) 10,0 M ☐ (b) 18,3 M ☒ (c) 0,183 M ☐ (d) 98,0 M ☐

10. Una muestra de agua contiene 325 mg de NaCl en 400 mL de solución (densidad de la solución = 1,00 g/mL). ¿Cuál es la concentración del soluto en partes por millón (ppm)? (**Puntaje sugerido = 4 puntos**)

- (a) 13,89 ☐ (b) 325 ☐ (c) 0,014 ☐ (d) 813 ☒

11. Determina la fracción molar de HNO_3 en una solución 40 % m/m en dicho ácido. (**Puntaje sugerido = 8 puntos**)

La fracción molar de HNO_3 corresponde a: moles de HNO_3 / moles totales. Los moles totales se calculan sumando los moles de HNO_3 más los moles de agua.

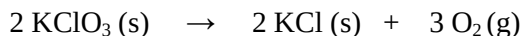
40 g de HNO_3 ($M_r = 63,01$) corresponden a 0,6348 moles.

Luego, si esos 40 g de HNO_3 están en 100 g de solución, entonces se tienen 60 g de H_2O . 60 g de agua ($M_r = 18$) corresponden a 3,333 moles.

Entonces, moles totales = 3,9678. Realizando la cuenta $0,6348 / 3,9678$ se obtiene directamente la fracción molar de HNO_3 en la solución.

$$\text{Fracción molar de HNO}_3 = \underline{\quad 0,16 \quad}$$

12. Dada la siguiente reacción equilibrada:



(a) ¿Cuántos moles de O_2 se obtendrán como máximo si se hacen reaccionar 0,30 moles de KClO_3 ? (**Puntaje sugerido = 4 puntos**)

- (i) 0,45 ☒ (ii) 0,30 ☐ (iii) 0,60 ☐ (iv) 0,20 ☐

(b) Determina la masa (en gramos) de KClO_3 ($M_r = 122,5$) que será necesaria para obtener 1,5 g de O_2 . (**Puntaje sugerido = 8 puntos**)

1,5 g de O_2 equivalen a 0,0469 moles. Luego, mirando la estequiometría de la reacción, se deduce que serán necesarios 0,0313 moles de $KClO_3$. Multiplicando esta cantidad por el M_r del $KClO_3$, se obtiene directamente la masa de $KClO_3$ necesaria.

Masa de $KClO_3$ = 3,83 g

(c) Si se utilizan 245 g de $KClO_3$ ¿cuál es el número de moles de KCl que se puede obtener?
(Puntaje sugerido = 4 puntos)

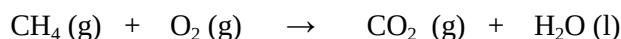
(i) 1,50 ☐

(ii) 2,50 ☐

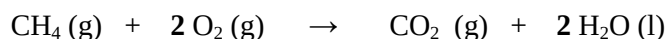
(c) 3,00 ☐

(iv) 2,00 ☒

13. Dada la siguiente reacción (sin balancear):



(a) Balancea la reacción. (Puntaje sugerido = 3 puntos)



(b) ¿A qué tipo de reacción corresponde? (Puntaje sugerido = 3 puntos)

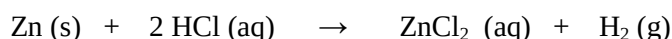
(i) oxidación ☒

(ii) reducción ☐

(iii) ácido-base ☐

(iv) precipitación ☐

14. Para determinar la pureza de una muestra de cinc se toman 50 g de ella y se tratan con una solución de ácido clorhídrico 40 % m/V. Se necesitan 132 cm^3 de dicha solución para la completa reacción del cinc contenido en la muestra. La reacción que tiene lugar es la siguiente:



Calcula el porcentaje de cinc (masa de cinc x 100 / masa de muestra) en la muestra. (Puntaje sugerido = 12 puntos)

Para conocer la pureza de la muestra de Zn, primero conviene calcular el número de moles de HCl que reaccionaron.

Como la solución de HCl contiene 40 g de HCl cada 100 cm^3 de solución, entonces por regla de tres se conoce que en 132 cm^3 de solución de HCl habrá 52,8 g de HCl.

Luego, como el M_r del HCl es 36,5, entonces el número de moles de HCl que reaccionó es 1,447.

Mirando la estequiometría de la reacción, los moles de Zn que reaccionaron son 0,7235.

Conociendo que el A_r del Zn es 65,409, entonces la masa de Zn contenida en la muestra es 47,323 g.

Finalmente, el % de Zn en la muestra se calcula a partir de la siguiente expresión:

% Zn (muestra) = masa de Zn en la muestra x 100 / masa de muestra total

% de Zn en la muestra = 94,6 %