

28ª OLIMPIADA ARGENTINA DE QUÍMICA

14 DE AGOSTO DE 2018

CERTAMEN INTERCOLEGIAL – NIVEL INICIAL

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

Datos útiles:

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

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

$P V = n R T$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1,0131 \text{ bar} = 1,01 \times 10^5 \text{ Pa}$

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

1. Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas (V) o falsas (F) en los recuadros correspondientes: **(Puntaje total: 6 puntos; 1,5 puntos por cada respuesta correcta)**

- (i) Cuando se realiza la oxidación del hierro se forma un óxido (FeO o Fe_2O_3) y se libera energía, por lo tanto se trata de una reacción exotérmica.
- (ii) La temperatura de ebullición del dimetil éter es $-23,7^\circ\text{C}$, entonces el mismo se encontrará en estado gaseoso a $-50,0^\circ\text{C}$.
- (iii) Tanto el oxígeno (O_2) como el dióxido de carbono (CO_2) son ejemplos de elementos químicos.
- (iv) Un par de isótopos tienen igual número atómico pero distinto número de masa.

V
F
F
V

2. Calcula la masa atómica del litio sabiendo que está formado únicamente por una mezcla de ^6Li y de ^7Li . La abundancia del ^7Li es del 92,40 %. La masa isotópica del ^6Li es 6,0167 uma y la del ^7Li vale 7,0179 uma. **(Puntaje: 3 puntos)**

Llamemos " $x \text{ } ^6\text{Li}$ " a la abundancia relativa del ^6Li y " $x \text{ } ^7\text{Li}$ " a la del ^7Li . Entonces:

$x \text{ } ^6\text{Li} = 0,9240$ y $x \text{ } ^7\text{Li} = 0,0760$ (ya que son los dos únicos isótopos para el Li). De esta manera:

$$m_{\text{Li}} = m_{\text{Li}} \times x_{\text{Li}} + m_{\text{Li}} \times x_{\text{Li}}$$

$$m_{\text{Li}} = 6,0167 \text{ uma} \times 0,9240 + 7,0179 \text{ uma} \times 0,0760$$

Masa atómica del litio = 6,0928 uma

3. Completa la siguiente tabla: **(Puntaje total: 3,25 puntos; 0,25 puntos por cada correcta)**

Átomo (X)	Número atómico (Z)	Masa atómica (A)	Número de protones	Número de electrones	Número de neutrones	${}_Z^AX$
S	16	32	16	16	16	${}_{16}^{32}\text{S}$
Cu	29	63	29	29	34	${}_{29}^{63}\text{Cu}$
U	92	238	92	92	146	${}_{92}^{238}\text{U}$

4. ¿Cuál de los siguientes símbolos representa un miembro de la familia de los metales alcalinos? **(Puntaje = 2 puntos)**

- (a) Na ☒ (b) Cu ☐ (c) Ca ☐ (d) Xe ☐

5. ¿Cuál de los siguientes iones es isoelectrónico con el Mg^{2+} (es decir, tiene la misma cantidad de electrones)? (**Puntaje = 2 puntos**)

- (a) Ca^{2+} ☐ (b) Mg^{+} ☐ (c) F^{-} ☒ (d) O^{-} ☐

6. ¿Cuál de los siguientes iones tiene 22 protones y 19 electrones? (**Puntaje = 2 puntos**)

- (a) Mn^{3+} ☐ (b) Ti^{3+} ☒ (c) S^{3-} ☐ (d) Ar^{-} ☐ (e) ninguno de estos ☐

7. Se cuenta con una sustancia cuya densidad es 15 g/mL. ¿Cuál es la masa (en kg) presente en 12 L de dicha sustancia? (**Puntaje = 3 puntos**)

La densidad se define como $d = m/V$. Entonces:

$$d = \frac{m}{V} = 15 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 15 \frac{\text{kg}}{\text{L}} = \frac{m}{12\text{L}}$$

$$m = d \times V = 15 \frac{\text{kg}}{\text{L}} \times 12\text{L}$$

Masa = 180 kg

8. Dados los siguientes compuestos, indica el nombre (según nomenclatura IUPAC) o fórmula química, según corresponda: (**Puntaje total = 3,75 puntos; 0,75 puntos por cada correcta**)

Fórmula	Nomenclatura IUPAC
CuO	Óxido de cobre (II)
H_2SO_3	Ácido sulfuroso
NO₂	Dióxido de nitrógeno
Zn_3P_2	Fosfuro de zinc
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Hidróxido de hierro (III)

9. El número de Avogadro de los átomos de kriptón pesa: (**Puntaje = 2 puntos**)

- (a) 83,8 uma ☐ (b) 1 g ☐ (c) 83,8 g ☒ (d) $13,9 \times 10^{-23}$ g ☐

10. La masa total de una docena de átomos de carbono es: (**Puntaje = 3 puntos**)

- (a) 144 g ☐ (b) 1,00 g ☐ (c) $2,39 \times 10^{-22}$ g ☒ (d) $2,00 \times 10^{-23}$ g ☐ (e) $1,67 \times 10^{-24}$ g ☐

11. ¿Cuál de las siguientes cantidades tiene la mayor masa? (*Puntaje = 3 puntos*)

- (a) 16,0 g de O_2 ☐ (b) 16,0 g de O_3 ☐ (c) $6,02 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno ☐
(d) 32 uma de oxígeno ☐ (e) 1,00 mol de O_2 ☒

12. Una molécula de agua contiene: (*Puntaje = 2 puntos*)

- (a) 1 mol de átomos de O ☐
(b) 2,016 g de H ☐
(c) 32,0 g de O_2 ☐
(d) 1 átomo de O ☒
(e) 0,5 mol de moléculas de O_2 ☐
(f) ninguna de las opciones es correcta ☐

13. Calcula la masa (en gramos) de 1×10^{-3} mol de $(NH_4)_2HPO_4$. (*Puntaje = 4 puntos*)

Primero calculamos la masa de 1 mol (M_r) de $(NH_4)_2HPO_4$:

$$M_r = 2 A_r N + 9 A_r H + A_r P + 4 A_r O = 2 \times 14,0067 + 9 \times 1,00795 + 30,9738 + 4 \times 15,9994 = 132,05635 \text{ g/mol}$$

Luego, la masa de 1×10^{-3} mol de $(NH_4)_2HPO_4$ será igual a $132,05635 \text{ g/mol} \times 1 \times 10^{-3} \text{ mol}$

$$\text{Masa} = \underline{\quad 0,13206 \quad} \text{ g}$$

14. ¿Cuál es la masa de $Cu_2(OH)_2CO_3$ que contiene 100 g de Cu? (*Puntaje = 3 puntos*)

- (a) 358 g ☐ (b) 174 g ☒ (c) 57,5 g ☐ (d) 130,0 g ☐ (e) 112 g ☐

15. Se conoce que un átomo de "Z" es 12,0 veces más pesado que un átomo de carbono. Se desea preparar un compuesto que contenga cuatro átomos de carbono por cada átomo de "Z", es decir, ZC_4 . ¿Cuántos gramos de "Z" serían necesarios combinar con 1,00 g de carbono? (*Puntaje = 6 puntos*)

Como el elemento “Z” es 12 veces más pesado que el C ($A_r = 12,0108 \text{ g/mol}$) entonces, el A_r de “Z” será $144,1296 \text{ g/mol}$.

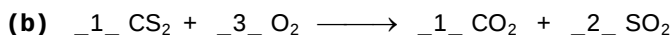
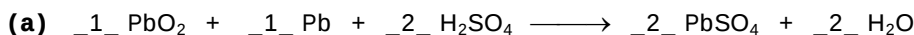
Luego, 1 g de C, corresponde a $n_C = 1 \text{ g} / 12,0108 \text{ g/mol} = 0,0833 \text{ moles}$.

Como se desea preparar ZC_4 , se necesitan $n_Z = n_C / 4 = 0,020815 \text{ moles}$ de Z.

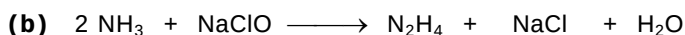
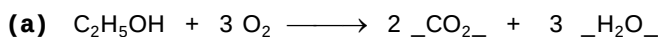
La masa de Z, se calcula entonces como: $m_Z = n_Z \times A_r Z = 0,020815 \text{ mol} \times 144,1296 \text{ g/mol}$

Gramos de “Z” = 3,0000

16. Balancea las siguientes ecuaciones químicas: (*Puntaje = 9 puntos; 1 punto por cada coeficiente estequiométrico correcto*)



17. Completa las siguientes reacciones con los productos faltantes: (*Puntaje = 3 puntos; 1 punto por cada producto correcto*)



18. La vitamina C (ácido ascórbico) ayuda a prevenir el resfriado común. Tiene en su composición 40,92% de carbono, 4,58% de hidrógeno y 54,50% de oxígeno en masa. Determina la fórmula molecular de la vitamina C sabiendo que su masa molar es $176,124 \text{ g/mol}$. (*Puntaje = 10 puntos*)

A partir de los % de cada átomo en el compuesto:

C: $0,4092 / 12,0108 = 0,03407$; H: $0,0458 / 1,00795 = 0,04544$; O: $0,5450 / 15,9994 = 0,03406$.

Entonces:

$\text{C} / \text{C} = 1$; $\text{H} / \text{C} = 1,334$; $\text{O} / \text{C} = 1$.

Multiplicando los valores obtenidos por 3 se obtiene: $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$.

Al sumar los A_r según la fórmula hallada arriba, da una masa de 88 g , que corresponde a aproximadamente la mitad del M_r del ácido ascórbico. Entonces, la fórmula molecular se obtiene multiplicando por 2.

Fórmula molecular de la vitamina C = C₆H₈O₆

19. Una muestra dada de un compuesto contiene $0,667 \text{ moles}$ de átomos de nitrógeno, $2,688 \text{ g}$ de hidrógeno, $2,01 \times 10^{23}$ átomos de cromo, y el número de átomos de oxígeno corresponde a la mitad del número de átomos de hidrógeno. ¿Cuál es la fórmula mínima (o empírica) del compuesto? (*Puntaje sugerido = 8 puntos*)

Expresemos la cantidad de cada elemento según número de moles:

$$n_N = 0,667 \text{ moles}; n_H = 2,688 \text{ g} / 1,00795 \text{ g/mol} = 2,667 \text{ moles};$$

$$n_{Cr} = 2,01 \times 10^{23} / 6,02 \times 10^{23} = 0,334 \text{ moles}; n_O = \frac{1}{2} n_H = 1,334 \text{ moles}$$

Luego:

$$Cr / Cr = 1; O / Cr = 4; N / Cr = 2; H / Cr = 8$$

Sale entonces que la fórmula mínima es: $(NH_4)_2CrO_4$

$$\text{Fórmula mínima} = \text{---}(NH_4)_2CrO_4\text{---}$$

20. Una muestra de gas a 30,0 °C y 760 mmHg ocupa un volumen de 10,0 L. ¿Cuál es la temperatura final necesaria para reducir el volumen a 9,0 L a presión constante? (*Puntaje = 4 puntos*)

- (a) 36 °C ☐ (b) 27 °C ☐ (c) 24 °C ☐ (d) 0 °C ☒ (e) - 30 °C ☐

21. Un líquido desconocido se evapora (es decir, pasa a la fase vapor o gaseosa) a 100 °C, llenando un recipiente de 25,0 mL a una presión de 0,987 atm. Si el gas tiene una masa de 0,0564 g, calcula la masa molar del líquido desconocido. (*Puntaje = 8 puntos*)

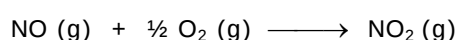
Primero calculemos los moles del vapor:

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{0,987 \text{ atm} \times 0,025 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atmL}}{\text{K mol}} \times 373,15 \text{ K}} = 8,06 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Luego, como $m = 0,0564 \text{ g}$, por lo tanto $M_r = m / n = 0,0564 \text{ g} / 8,06 \times 10^{-4} \text{ mol}$

$$\text{Masa molar del líquido desconocido} = \text{---}69,98\text{---} \text{ g/mol}$$

22. Al mezclar NO (g) con O₂(g) se forma NO₂ (g) según la siguiente reacción:



Determina qué volumen de oxígeno (en litros), medidos a una temperatura de 300 K y a una presión de 760 mmHg reaccionará con 4,00 L de NO medidos a 400 K y 380 mmHg. (*Puntaje = 10 puntos*)

Primero calculemos los moles de NO que reaccionan:

$$PV = nRT \Rightarrow n_{\text{NO}} = \frac{0,5 \text{ atm} \times 4,0 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \times 400 \text{ K}} = 0,061 \text{ mol}$$

Luego, de O₂ reaccionarán $\frac{1}{2} \times n_{\text{NO}} = 0,0305 \text{ mol}$.

Ahora, con el número de moles de O₂, la temperatura y la presión, podemos conocer el volumen de O₂ necesario:

$$PV = nRT \Rightarrow V_{\text{O}_2} = \frac{0,0305 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \times 300 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 0,75 \text{ L}$$

Volumen de O₂ (en Litros) = 0,75 L