

**QUÍMICA 2º BACHILLERATO****HOJA Nº 3****CONCEPTO DE MOL. ÁTOMOS Y MOLÉCULAS. ISÓTOPOS.**

1.-/ ¿Cuántas moléculas de agua hay en un matraz que contiene 250 mL, si la densidad del agua es 1,00 g/mL?

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1; O = 16.

2.-/ ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en medio litro de oxígeno medidos a 800 mm Hg de presión y 30 °C de temperatura?

3.-/ Disponemos de 46,5 litros de CO<sub>2</sub> medidos en condiciones normales de presión y temperatura. ¿Cuántas moléculas existen en ese volumen?. ¿Cuántos átomos de oxígeno?, y ¿cuántos de carbono?

4.-/ Un hombre pesa 70 kg. Si se supone que el 80 % del cuerpo humano está formado por agua, calcule:

- El número de moles de agua.
- El número de moléculas de agua.
- El número de átomos de hidrógeno y de oxígeno.

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1; O = 16.

5.-/ De las siguientes cantidades de varias sustancias indique en cuál hay mayor número de átomos:

- 0,5 moles de amoníaco
- 56 g de N<sub>2</sub>
- 3 g de H<sub>2</sub>
- 66 g de monóxido de carbono
- 33,6 L de O<sub>2</sub> en condiciones normales

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1; O = 16; C = 12; N = 14.

6.-/ Calcular el número de moléculas para las cantidades que se indican de las sustancias siguientes:

- 2,5 g de propanol.
- 89,6 litros de metano medidos a 0,5 atm y 273 °C.

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12; O = 16.

7.-/ Razone qué cantidad de las siguientes sustancias tiene mayor número de átomos:

- 0,5 moles de SO<sub>2</sub>.
- 14 gramos de nitrógeno molecular.
- 67,2 litros de gas helio en condiciones normales de presión y temperatura.

DATO: Masa atómica relativa: N = 14.

8.-/ En 1 m<sup>3</sup> de metano, medido en condiciones normales de presión y temperatura, calcule:

- El número de moles de metano.
- El número de moléculas de metano.
- El número de átomos de hidrógeno.

9.-/ Defina los siguientes conceptos:

- Masa atómica de un elemento.
- Masa molecular.
- Mol.

**10.-/** Dos recipientes de la misma capacidad, contienen uno gas metano y el otro gas amoníaco. Ambos recipientes están en las mismas condiciones de presión y temperatura. Razone la veracidad o falsedad de las siguientes proposiciones:

- Ambos recipientes contienen el mismo número de moléculas.
- Ambos recipientes contienen el mismo número de átomos.
- Ambos recipientes contienen la misma masa.

**11.-/ a)** ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 200 litros de oxígeno molecular en condiciones normales?

**b)** Una persona bebe al día 1 litro de agua. Suponiendo que la densidad el agua es de 1 g/mL.

¿Cuántos átomos de hidrógeno incorpora a su cuerpo por este procedimiento?

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1; O = 16.

**12.-/** Se dispone de tres recipientes que contienen 1 litro de CH<sub>4</sub> gas, 2 litros de N<sub>2</sub> gas y 1,5 litros de ozono, O<sub>3</sub> gas, respectivamente, en condiciones normales de presión y temperatura. Indique razonadamente:

**a)** ¿Cuál contiene mayor número de moléculas?

**b)** ¿Cuál contiene mayor número de átomos?

**c)** ¿Cuál tiene mayor densidad?

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12; N = 14; O = 16.

**13.-/** En tres recipientes de la misma capacidad y que se encuentran a la misma temperatura se introducen, respectivamente, 10 g de hidrógeno, 10 g de oxígeno y 10 g de nitrógeno, los tres en forma molecular y estado gaseoso. Justifique:

**a)** En cuál de los tres recipientes habrá mayor número de moléculas.

**b)** En cuál de los tres recipientes será mayor la presión.

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1; N = 14; O = 16.

**14.-/** Tenemos en un recipiente 27 g de agua.

**a)** Calcule la cantidad de moles de agua.

**b)** Calcule el número de moléculas de agua.

**c)** Calcule el número de átomos de oxígeno e hidrógeno.

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1; O = 16.

**15.-/** Exprese en moles, las siguientes cantidades de dióxido de azufre:

**a)** 11,2 litros, medidos en condiciones normales de presión y temperatura.

**b)**  $6,023 \cdot 10^{22}$  moléculas.

**c)** 35 litros, medidos a 27 °C y 2 atm de presión.

**16.-/ a)** ¿Cuántos gramos de H<sub>2</sub>Se hay en 0,50 moles de H<sub>2</sub>Se?

**b)** ¿Cuántas moléculas de H<sub>2</sub>Se habrá?

**c)** ¿Cuántos átomos hay en total?

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1; Se = 79.

**17.-/** Se toman 5,1 g de H<sub>2</sub>S. Calcule:

**a)** El número de moles presentes y el volumen que ocupan en condiciones normales.

**b)** El número de moléculas de H<sub>2</sub>S presentes.

**c)** El número de átomos de hidrógeno.

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1; S = 32.

18.-/ Un litro de  $\text{SO}_2$  (g) se encuentra en condiciones normales. Calcule:

- El número de moles que contiene.
- El número de moléculas de  $\text{SO}_2$  presentes.
- La masa de una molécula de dióxido de azufre.

DATOS: Masas atómicas relativas: S = 32; O = 16.

19.-/ Se ha determinado mediante análisis por espectrometría de masas que la abundancia relativa de los diversos átomos isotópicos del Silicio en la naturaleza es la siguiente:

92,21 % de  $\text{Si}^{28}$  de masa 27,976

4,70 % de  $\text{Si}^{29}$  de masa 28,976

3,09 % de  $\text{Si}^{30}$  de masa 29,974. Determina, a partir de estos datos, el peso atómico del silicio.

20.-/ El carbono que se presenta en la naturaleza contiene dos isótopos  $\text{C}^{12}$  y  $\text{C}^{13}$  cuyas masas nucleónicas son 12,0000 y 13,0034 respectivamente. ¿Cuál es el porcentaje de ambos isótopos en una muestra de carbono cuyo peso atómico es 12,01112?

21.-/ Definir número atómico y número másico. Explicar lo que son isótopos. El galio tiene dos isótopos de masas atómicas 63,926 y 70,926. Su número atómico  $Z = 31$ .

- ¿Cuántos protones y neutrones constituyen el núcleo de cada isótopo?
- ¿Cuál es la abundancia natural de ambos isótopos si la masa atómica del galio es 69,72?

22.-/ Una bombona de butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ) contiene 12 kg de este gas. Para esta cantidad calcule:

- El número de moles de butano.
- El número de átomos de carbono y de hidrógeno.
- La masa, en gramos, de una molécula de butano.

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12.

23.-/ Calcule el número de átomos contenidos en:

- 10 g de agua.
- 0,2 moles de  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ .
- 10 L de oxígeno en condiciones normales.

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1; O = 16.

- 24.-/
  - ¿Cuál es la masa de un átomo de calcio?
  - ¿Cuántos átomos de boro hay en 0,5 g de este elemento?
  - ¿Cuántas moléculas hay en 0,5 g de  $\text{BCl}_3$ ?

DATOS: Masas atómicas relativas: Ca = 40; B = 11; Cl = 35,5.

25.-/ Para un mol de agua, justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- En condiciones normales de presión y temperatura, ocupa un volumen de 22,4 litros.
- Contiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de agua.
- El número de átomos de oxígeno es doble que de hidrógeno.

26.-/ Un recipiente cerrado contiene oxígeno, después de vaciarlo lo llenamos con amoníaco a la misma presión y temperatura. Razone cada una de las siguientes afirmaciones:

- El recipiente contenía el mismo número de moléculas de oxígeno que de amoníaco.
- La masa del recipiente lleno es la misma en ambos casos.
- En ambos casos el recipiente contiene el mismo número de átomos.

27.-/ Un recipiente de 1 litro de capacidad se encuentra lleno de gas amoniacado a 27 °C y 0,1 atmósferas. Calcule:

- La masa de amoniacado presente.
- El número de moléculas de amoniacado en el recipiente.
- El número de átomos de hidrógeno y nitrógeno que contiene.

DATOS:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas relativas:  $N = 14$ ;  $H = 1$ .

28.-/ Se tienen 8,5 g de amoniacado y se eliminan  $1,5 \cdot 10^{23}$  moléculas.

- ¿Cuántas moléculas de amoniacado quedan?
- ¿Cuántos gramos de amoniacado quedan?
- ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno quedan?

DATOS: Masas atómicas relativas:  $N = 14$ ;  $H = 1$ .

29.-/ En 20 g de  $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$ :

- ¿Cuántos moles hay de dicha sal?
- ¿Cuántos átomos hay de oxígeno?
- ¿Cuántos moles hay de iones carbonato?

DATOS: Masas atómicas relativas:  $C = 12$ ;  $O = 16$ ;  $Ni = 58,7$ .

30.-/ Razone:

- ¿Qué volumen es mayor el de un mol de nitrógeno o el de un mol de oxígeno, ambos medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura?
- ¿Qué masa es mayor la de un mol de nitrógeno o la de uno de oxígeno?
- ¿Dónde hay más moléculas en un mol de nitrógeno o en uno de oxígeno?

DATOS: Masas atómicas relativas:  $N = 14$ ;  $O = 16$ .

31.-/ a) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 200 L de oxígeno molecular en condiciones normales de presión y temperatura?

- b) Una persona bebe al día 2 L de agua. Si suponemos que la densidad del agua es 1 g/mL. ¿Cuántos átomos de hidrógeno incorpora a su organismo mediante esta vía?

DATOS: Masas atómicas relativas:  $O = 16$ ;  $H = 1$ .

32.-/ En 5 moles de  $\text{CaCl}_2$ , calcule:

- El número de moles de átomos de cloro.
- El número de moles de átomos de calcio.
- El número total de átomos.

33.-/ a) ¿Cuántos moles de átomos de carbono hay en 1,5 moles de sacarosa ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ )?

- b) Determine la masa en kilogramos de  $2,6 \cdot 10^{20}$  moléculas de  $\text{NO}_2$ .
- c) Indique el número de átomos de nitrógeno que hay en 0,76 g de  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .

DATOS: Masas atómicas relativas:  $N = 14$ ;  $O = 16$ ;  $H = 1$ .

34.-/ Un cilindro contiene 0,13 g de etano, calcule:

- El número de moles de etano.
- El número de moléculas de etano.
- El número de átomos de carbono.

DATOS: Masas atómicas relativas:  $C = 12$ ;  $H = 1$ .

35.-/ Calcule:

- El número de moléculas contenidas en un litro de metanol (densidad 0,8 g/mL).
- La masa de aluminio que contiene el mismo número de átomos que existen en 19,07 g de cobre.

DATOS: Masas atómicas relativas: Al = 27; Cu = 63,5; C = 12; O = 16; H = 1.

36.-/ Un tubo de ensayo contiene 25 mL de agua. Calcule:

- El número de moles de agua.
- El número total de átomos de hidrógeno.
- La masa en gramos de una molécula de agua.

DATOS: Densidad del agua = 1 g/mL. Masas atómicas relativas: O = 16; H = 1.

37.-/ Exprese en moles las siguientes cantidades de dióxido de carbono:

- 11,2 litros medidos en condiciones normales.
- $6,023 \cdot 10^{22}$  moléculas.
- 25 L medidos a 27 °C y 2 atmósferas.

DATO:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

38.-/ Se tienen las siguientes cantidades de tres sustancias gaseosas:  $3,01 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ , 21 g de CO y 1 mol de  $\text{N}_2$ . Razonando la respuesta:

- Ordénalas en orden creciente de su masa.
- ¿Cuál de ellas ocupará mayor volumen en condiciones normales?
- ¿Cuál de ellas tiene mayor número de átomos?

DATOS: Masas atómicas relativas: C = 12; N = 14; O = 16; H = 1.

39.-/ Se tiene una mezcla de 10 g de hidrógeno y 40 g de oxígeno.

- ¿Cuántos moles de hidrógeno y de oxígeno contiene la mezcla?
- ¿Cuántas moléculas de agua se pueden formar al reaccionar ambos gases?
- ¿Cuántos átomos del reactivo en exceso quedan?

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1; O = 16.

40.-/ a) ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de calcio?

b) ¿Cuántos átomos de cobre hay en 2,5 g de ese elemento?

c) ¿Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 20 g de tetracloruro de carbono?

DATOS: Masas atómicas relativas: C = 12; Ca = 40; Cu = 63,5; Cl = 35,5.

41.-/ Si a un recipiente que contiene  $3 \cdot 10^{23}$  moléculas de metano se añaden 16 g de este compuesto:

a) ¿Cuántos moles de metano contiene el recipiente ahora?

b) ¿Y cuántas moléculas?

c) ¿Cuál será el número de átomos totales?

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12.

42.-/ Se dispone de tres recipientes que contienen en estado gaseoso 1 litro de metano, 2 litros de nitrógeno y 1,5 litros de ozono ( $\text{O}_3$ ), respectivamente, en las mismas condiciones de presión y temperatura. Justifique:

a) ¿Cuál contiene mayor número de moléculas?

b) ¿Cuál contiene mayor número de átomos?

c) ¿Cuál tiene mayor densidad?

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12; N = 14; O = 16.

43.-/ Un litro de  $\text{CO}_2$  se encuentra en condiciones normales. Calcule:

- El número de moles que contiene.
- El número de moléculas de  $\text{CO}_2$  presentes.
- La masa en gramos de una molécula de  $\text{CO}_2$ .

DATOS: Masas atómicas relativas: C = 12; O = 16.

44.-/ Calcule:

- Cuántos moles de átomos de oxígeno hay en un mol de etanol.
- La masa de  $2,6 \cdot 10^{20}$  moléculas de  $\text{CO}_2$ .
- El número de átomos de nitrógeno que hay en 0,38 g de nitrito de amonio.

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12; N = 14; O = 16.

45.-/ Razone si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones:

- En 22,4 L de oxígeno, a  $0^\circ\text{C}$  y 1 atm, hay el número de Avogadro de átomos de oxígeno.
- Al reaccionar el mismo número de moles de Mg o de Al con HCl se obtiene el mismo volumen de hidrógeno, a la misma presión y temperatura.
- A presión constante, el volumen de un gas a  $50^\circ\text{C}$  es el doble que a  $25^\circ\text{C}$ .

46.-/ La fórmula molecular del azúcar común o azúcar de mesa (sacarosa) es  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ . Indique razonadamente si 1 mol de sacarosa contiene:

- 144 g de carbono.
- 18 mol de átomos de carbono.
- $5 \cdot 10^{15}$  átomos de carbono.

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12; O = 16.

47.-/ Calcule el número de átomos de oxígeno que contiene:

- Un litro de agua.
- 10 L de aire en condiciones normales, sabiendo que éste contiene un 20 % en volumen de  $\text{O}_2$ .
- 20 g de hidróxido de sodio.

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1; O = 16; Na = 23. Densidad del agua = 1 g/mL.

48.-/ Indique, razonadamente, si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- La misma masa de dos elementos, Fe y Cr, contienen el mismo número de átomos.
- La masa atómica de un elemento es la masa, en gramos, de un átomo de dicho elemento.
- Dos moles de helio tienen el mismo número de átomos que un mol de  $\text{H}_2$ .

49.-/ Se tienen en dos recipientes del mismo volumen y a la misma temperatura 1 mol de  $\text{O}_2$  y 1 mol de  $\text{CH}_4$ , respectivamente. Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- ¿En cuál de los dos recipientes será mayor la presión?
- ¿En qué recipiente la densidad del gas será mayor?
- ¿Dónde habrá más átomos?

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12; O = 16.

50.-/ Calcule los moles de átomos de carbono que habrá en:

- 36 g de carbono.
- 12 unidades de masa atómica de carbono.
- $1,2 \cdot 10^{21}$  átomos de carbono.

DATO: Masa atómica relativa: C = 12.

51.-/ La fórmula empírica de un compuesto orgánico es  $C_4H_8S$ . Si su masa molecular es 88, determine:

- Su fórmula molecular.
- El número de átomos de hidrógeno que hay en 25 g de dicho compuesto.
- La presión que ejercerán 2 g del compuesto en estado gaseoso a  $120\text{ }^\circ\text{C}$ , en un recipiente de 1,5 L.

DATOS: Masas atómicas relativas:  $H = 1$ ;  $C = 12$ ;  $S = 32$ .  $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

52.-/ Tenemos tres depósitos cerrados A, B, y C de igual volumen y que se encuentran a la misma temperatura. En ellos se introducen, respectivamente, 10 g de  $H_2(g)$ , 7 mol de  $O_2(g)$  y  $10^{23}$  moléculas de  $N_2(g)$ . Indique de forma razonada:

- ¿En qué depósito hay mayor masa de gas?
- ¿Cuál contiene mayor número de átomos?
- ¿En qué depósito hay mayor presión?

DATOS: Masas atómicas relativas:  $H = 1$ ;  $N = 14$ ;  $O = 16$ .

- 53.-/ a) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 200 litros de oxígeno molecular en condiciones normales?
- b) Un corredor pierde 0,6 litros de agua en forma de sudor durante una sesión deportiva. ¿A cuántas moléculas de agua corresponde esa cantidad?
- c) Una persona bebe al día 1 litro de agua. ¿Cuántos átomos incorpora a su cuerpo por este procedimiento?

DATOS: Masas atómicas relativas:  $H = 1$ ;  $O = 16$ . Densidad del agua: 1 g/mL.

54.-/ Un recipiente de 1 litro de capacidad está lleno de dióxido de carbono gaseoso a  $27\text{ }^\circ\text{C}$ . Se hace el vacío hasta que la presión del gas es de 10 mm Hg. Determine:

- ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono contiene el recipiente?
- ¿Cuántas moléculas hay en el recipiente?
- El número total de átomos contenidos en el recipiente.

DATOS: Masas atómicas relativas:  $C = 12$ ;  $O = 16$ .  $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

55.-/ Una cantidad de dioxígeno ocupa un volumen de 825 mL a  $27\text{ }^\circ\text{C}$  y una presión de 0,8 atm. Calcule:

- ¿Cuántos gramos hay en la muestra?
- ¿Qué volumen ocupará la muestra en condiciones normales?
- ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en la muestra?

DATOS: Masa atómica relativa:  $O = 16$ .  $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

56.-/ Calcule:

- La masa de un átomo de calcio, expresada en gramos.
- El número de moléculas que hay en 5 g de cloruro de boro.
- El número de iones cloruro que hay en 2,8 g de cloruro de calcio.

DATOS: Masas atómicas relativas:  $B = 11$ ;  $Cl = 35,5$ ;  $Ca = 40$ .

57.-/ Calcule:

- ¿Cuántas moléculas existen en 1 mg de hidrógeno molecular?
- ¿Cuántas moléculas existen en 1 mL de hidrógeno molecular en condiciones normales?
- La densidad del hidrógeno molecular en condiciones normales.

DATO: Masa atómica relativa:  $H = 1$ .

58.-/ Tenemos en un recipiente 100 g de metionina ( $C_5H_{11}NO_2S$ ) y en otro recipiente 100 g de arginina ( $C_6H_{14}N_4O_2$ ). Calcule cuál contiene mayor número de:

- Moles.
- Masa de nitrógeno.
- Átomos.

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12; N = 14; O = 16; S = 32.

-----oOOo-----