

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 CO₂ 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:

- a) El número de moles de agua.
- b) El número de moléculas de agua.
- c) 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:

- a) 0,5 moles de amoníaco b) 56 g de N₂ c) 3 g de H₂
- d) 66 g de monóxido de carbono e) 33,6 L de O₂ 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:

- a) 2,5 g de propanol.
- b) 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:

- a) 0,5 moles de SO₂.
- b) 14 gramos de nitrógeno molecular.
- c) 67,2 litros de gas helio en condiciones normales de presión y temperatura.

DATO: Masa atómica relativa: N = 14.

8.-/ En 1 m³ de metano, medido en condiciones normales de presión y temperatura, calcule:

- a) El número de moles de metano.
- b) El número de moléculas de metano.
- c) El número de átomos de hidrógeno.

9.-/ Defina los siguientes conceptos:

- a) Masa atómica de un elemento.
- b) Masa molecular.
- c) 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:

- a) Ambos recipientes contienen el mismo número de moléculas.
- b) Ambos recipientes contienen el mismo número de átomos.
- c) 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 CH₄ gas, 2 litros de N₂ gas y 1,5 litros de ozono, O₃ 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 H₂Se hay en 0,50 moles de H₂Se?

- b) ¿Cuántas moléculas de H₂Se habrá?
- c) ¿Cuántos átomos hay en total?

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

17.-/ Se toman 5,1 g de H₂S. Calcule:

- a) El número de moles presentes y el volumen que ocupan en condiciones normales.
- b) El número de moléculas de H₂S presentes.
- c) El número de átomos de hidrógeno.

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

18.-/ Un litro de SO_2 se encuentra en condiciones normales. Calcule:

- a) El número de moles que contiene.
- b) El número de moléculas de SO_2 presentes.
- c) 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 Si^{28} de masa 27,976

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

3,09 % de 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 C^{12} y 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 $Z = 31$.

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

22.-/ Una bombona de butano (C_4H_{10}) contiene 12 kg de este gas. Para esta cantidad calcule:

- a) El número de moles de butano.
- b) El número de átomos de carbono y de hidrógeno.
- c) 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:

- a) 10 g de agua.
- b) 0,2 moles de C_4H_{10} .
- c) 10 L de oxígeno en condiciones normales.

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

- 24.-/**
- a) ¿Cuál es la masa de un átomo de calcio?
 - b) ¿Cuántos átomos de boro hay en 0,5 g de este elemento?
 - c) ¿Cuántas moléculas hay en 0,5 g de 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:

- a) En condiciones normales de presión y temperatura, ocupa un volumen de 22,4 litros.
- b) Contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua.
- c) 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:

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

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

- a) La masa de amoníaco presente.
- b) El número de moléculas de amoníaco en el recipiente.
- c) 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 amoníaco y se eliminan $1,5 \cdot 10^{23}$ moléculas.

- a) ¿Cuántas moléculas de amoníaco quedan?
- b) ¿Cuántos gramos de amoníaco quedan?
- c) ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno quedan?

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

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

- a) ¿Cuántos moles hay de dicha sal?
- b) ¿Cuántos átomos hay de oxígeno?
- c) ¿Cuántos moles hay de iones carbonato?

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

30.-/ Razone:

- a) ¿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?
- b) ¿Qué masa es mayor la de un mol de nitrógeno o la de uno de oxígeno?
- c) ¿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 CaCl_2 , calcule:

- a) El número de moles de átomos de cloro.
- b) El número de moles de átomos de calcio.
- c) 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 NO_2 .
- c) Indique el número de átomos de nitrógeno que hay en 0,76 g de NH_4NO_3 .

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

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

- a) El número de moles de etano.
- b) El número de moléculas de etano.
- c) 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 C_4H_{10} , 21 g de CO y 1 mol de 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:

- ¿Cuántos moles de metano contiene el recipiente ahora?
- ¿Y cuántas moléculas?
- ¿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 (O_3), respectivamente, en las mismas condiciones de presión y temperatura. Justifique:

- ¿Cuál contiene mayor número de moléculas?
- ¿Cuál contiene mayor número de átomos?
- ¿Cuál tiene mayor densidad?

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

43.-/ Un litro de CO_2 se encuentra en condiciones normales. Calcule:

- a) El número de moles que contiene.
- b) El número de moléculas de CO_2 presentes.
- c) La masa en gramos de una molécula de CO_2 .

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

44.-/ Calcule:

- a) Cuántos moles de átomos de oxígeno hay en un mol de etanol.
- b) La masa de $2,6 \cdot 10^{20}$ moléculas de CO_2 .
- c) 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:

- a) En 22,4 L de oxígeno, a 0 °C y 1 atm, hay el número de Avogadro de átomos de oxígeno.
- b) 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.
- c) A presión constante, el volumen de un gas a 50 °C es el doble que a 25 °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:

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

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

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

- a) Un litro de agua.
- b) 10 L de aire en condiciones normales, sabiendo que éste contiene un 20 % en volumen de O_2 .
- c) 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:

- a) La misma masa de dos elementos, Fe y Cr, contienen el mismo número de átomos.
- b) La masa atómica de un elemento es la masa, en gramos, de un átomo de dicho elemento.
- c) Dos moles de helio tienen el mismo número de átomos que un mol de H_2 .

49.-/ Se tienen en dos recipientes del mismo volumen y a la misma temperatura 1 mol de O_2 y 1 mol de CH_4 , respectivamente. Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) ¿En cuál de los dos recipientes será mayor la presión?
- b) ¿En qué recipiente la densidad del gas será mayor?
- c) ¿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:

- a) 36 g de carbono.
- b) 12 unidades de masa atómica de carbono.
- c) $1,2 \cdot 10^{21}$ 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 °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.-/**
- ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 200 litros de oxígeno molecular en condiciones normales?
 - Un corredor pierde 0,6 litros de agua en forma de sudor durante una sesión deportiva. ¿A cuántas moléculas de agua corresponde esa cantidad?
 - 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 °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 °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:

- a) Moles.
- b) Masa de nitrógeno.
- c) Átomos.

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

-----oOOo-----