

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:

- 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 N₂
- 3 g de H₂
- 66 g de monóxido de carbono
- 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:

- 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 SO₂.
- 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 m³ 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 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:

- ¿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.

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:

- En cuál de los tres recipientes habrá mayor número de moléculas.
- 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.

- Calcule la cantidad de moles de agua.
- Calcule el número de moléculas de agua.
- Calcule el número de átomos de oxígeno e hidrógeno.

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

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

- 11,2 litros, medidos en condiciones normales de presión y temperatura.
- $6,023 \cdot 10^{22}$ moléculas.
- 35 litros, medidos a 27 °C y 2 atm de presión.

16.-/ a) ¿Cuántos gramos de H₂Se hay en 0,50 moles de H₂Se?

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

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

17.-/ Se toman 5,1 g de H₂S. Calcule:

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

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

18.-/ Un litro de SO₂ (g) se encuentra en condiciones normales. Calcule:

- El número de moles que contiene.
- El número de moléculas de SO₂ 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 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: $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$.

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: $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$.

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: $\text{Ca} = 40$; $\text{B} = 11$; $\text{Cl} = 35,5$.

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: $\text{N} = 14$; $\text{H} = 1$.

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

- ¿Cuántas moléculas de amoníaco quedan?
- ¿Cuántos gramos de amoníaco 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 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 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:

- 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 C_4H_{10} , 21 g de CO y 1 mol de N_2 . Razonando la respuesta:

- Ordénelas 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: $\text{C} = 12$; $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$.

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: $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$.

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: $\text{C} = 12$; $\text{Ca} = 40$; $\text{Cu} = 63,5$; $\text{Cl} = 35,5$.

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: $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$.

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: $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$; $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$.

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

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

DATOS: Masas atómicas relativas: $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$.

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: $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$; $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$.

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

- En 22,4 L de oxígeno, a 0 °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 °C es el doble que a 25 °C.

46.-/ La fórmula molecular del azúcar común o azúcar de mesa (sacarosa) es $C_{12}H_{22}O_{11}$. 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 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 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:

- ¿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 °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°C . Se hace el vacío hasta que la presión del gas es de 10 mm Hg . Determine:

- a) ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono contiene el recipiente?
b) ¿Cuántas moléculas hay en el recipiente?
c) 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 $0,8 \text{ atm}$. Calcule:

- a) ¿Cuántos gramos hay en la muestra?
b) ¿Qué volumen ocupará la muestra en condiciones normales?
c) ¿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:

- a) La masa de un átomo de calcio, expresada en gramos.
b) El número de moléculas que hay en 5 g de cloruro de boro.
c) El número de iones cloruro que hay en $2,8 \text{ g}$ de cloruro de calcio.

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

57.-/ Calcule:

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

DATO: Masa atómica relativa: $H = 1$.

58.-/ Tenemos en un recipiente 100 g de metionina ($\text{C}_5\text{H}_{11}\text{NO}_2\text{S}$) y en otro recipiente 100 g de arginina ($\text{C}_6\text{H}_{14}\text{N}_4\text{O}_2$). 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-----