

CANTIDAD DE MATERIA

1. Dada una muestra de carbono en la que la abundancia relativa de los isótopos es 98,892% de ^{12}C (12 uma) y 1,108% de ^{13}C (13,0034 uma), ¿cuál es la masa media de estos átomos cuando se toma su peso con las abundancias dadas.

La masa total de carbono será:

$$m_{\text{C}} = 12 \times 0,98892 + 13,0034 \times 0,01108 = 12,011 \text{ uma}$$

2. El oxígeno natural contiene 99,759% de ^{16}O de masa 15,9949 uma, 0,037% de ^{17}O con masa 16,9991 uma y 0,204% de ^{18}O con masa 17,9991 uma. Calcula el peso atómico del oxígeno natural.

La masa del oxígeno natural:

$$m_{\text{O}_2} = 15,9949 \times 0,99759 + 16,9991 \times 0,00037 + 17,9991 \times 0,00204 = 15,999 \text{ uma}$$

3. El silicio natural tiene la siguiente distribución isotópica: 92,28% de ^{28}Si con masa 27,9776 uma, 4,67% de ^{29}Si con masa 28,9733 uma y 3,05% de ^{30}Si con masa 29,9735 uma. Calcula el peso atómico del silicio natural.

La masa del silicio natural:

$$m_{\text{Si}} = 27,9776 \times 0,9228 + 28,9733 \times 0,0467 + 29,9735 \times 0,0305 = 28,09 \text{ uma}$$

4. El boro natural consiste solamente en los isótopos ^{10}B con masa 10,0130 uma y ^{11}B con masa 11,0093 uma. Si el boro natural tiene una masa de 10,811 uma, ¿cuál será la abundancia relativa de los átomos ^{10}B y ^{11}B ?

Si tomamos 100 átomos de boro y representamos por x el nº de átomos de ^{10}B y por y de ^{11}B , tenemos:

$$x + y = 100$$

La aportación de las masas de cada isótopo será:

$$10,0130 \frac{x}{100} + 11,0093 \frac{y}{100} = 10,811$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones encontramos que el 80,1 % son de ^{11}B y 19,9 restantes son de ^{10}B .

5. El cobre natural está compuesto solamente por ^{63}Cu y ^{65}Cu . El primero de estos isótopos tiene una masa de 62,929 uma, y el segundo 64,928 uma. Viendo que la masa atómica del cobre es 63,54 uma, ¿cuál debe ser la abundancia relativa de cada isótopo?

Si tomamos 100 átomos de cobre y representamos por x el nº de átomos de ^{63}Cu y por y el de ^{65}Cu , tenemos:

$$x + y = 100$$

La aportación de las masas de cada isótopo será:

$$62,929 \frac{x}{100} + 64,928 \frac{y}{100} = 63,54$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones encontramos que el 69,4% son de ^{63}Cu y 30,6 restante son de ^{65}Cu .

6. Dado que la masa atómica del cobre es 63,54, ¿cuál será la masa en gramos de un átomo de cobre promedio?

Como la masa atómica del cobre es 63,54 g/mol y cada mol de cobre contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos, la masa de un átomo de cobre:

$$\frac{63,54 \text{ g/mol}}{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos/mol}} = 1,06 \times 10^{-22} \text{ g/átomo Cu}$$

7. Dado que la masa atómica del cloro es 35,453 uma, ¿cuál será la masa en gramos de un átomo de cloro promedio?

Como la masa atómica del cloro es 35,453 g/mol y cada mol de cobre contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos, la masa de un átomo de cloro:

$$\frac{35,453 \text{ g/mol}}{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos/mol}} = 5,89 \times 10^{-23} \text{ g/átomo Cl}$$

8. La distribución isotópica del cobre es 64,4% de ^{63}Cu y 30,6% de ^{65}Cu . ¿Cuántos átomos de ^{63}Cu hay en un mol?

Los átomos que hay de ^{63}Cu en un mol de Cu, teniendo en cuenta que su abundancia relativa es del 64,4 %

$$6,023 \times 10^{23} \text{ átomos/mol} \times 0,644 = 3,87 \times 10^{23} \text{ átomos de } ^{63}\text{Cu}$$

9. ¿Cuál es la masa en gramos de un átomo de ^{65}Cu , si el cobre promedio tiene una masa de 63,54 uma?

Si tomamos un mol de átomos de Cu, pesará 63,54 g. La masa correspondiente al isótopo ^{65}Cu son 30,6 %, luego:

$$m(^{65}\text{Cu}) = 63,54 \text{ uma} \times 0,306 = 19,44 \text{ uma}$$

Si tenemos en cuenta que $1 \text{ uma} = 1,65 \times 10^{-24} \text{ g}$:

$$m(^{65}\text{Cu}) = 19,44 \text{ uma} \times 1,65 \times 10^{-24} = 3,21 \times 10^{-23} \text{ g}$$

10. ¿Cuántos átomos hay en 1,00 g de Cu?

El número de mol que hay en un gramo de cobre:

$$\frac{1,00 \cancel{\text{g}}}{63,54 \cancel{\text{g/mol}}} = 0,0157 \text{ mol}$$

Como en un mol hay $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos:

$$0,0157 \cancel{\text{mol}} \times 6,02 \times 10^{23} \frac{\cancel{\text{átomos}}}{\cancel{\text{mol}}} = 9,48 \times 10^{21} \text{ átomos Cu}$$

11. ¿Cuántos átomos hay en 3,80 g de flúor?

El número de mol que hay en 3,80 g de flúor:

$$\frac{3,80 \cancel{\text{g}}}{18,9984 \cancel{\text{g/mol}}} = 0,200 \text{ mol de F}$$

Como en cada mol hay $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos:

$$0,200 \cancel{\text{mol}} \times 6,02 \times 10^{23} \frac{\cancel{\text{átomos}}}{\cancel{\text{mol}}} = 1,20 \times 10^{23} \text{ átomos de F}$$

12. Dado que la masa atómica del bromo es 79,909 uma, ¿cuál será la masa de $4,63 \times 10^{20}$ átomos de bromo?

El número de mol que hay en $4,63 \times 10^{20}$ átomos de bromo:

$$\frac{4,63 \times 10^{20} \cancel{\text{átomos}}}{6,02 \times 10^{23} \cancel{\text{átomos/mol}}} = 7,69 \times 10^{-4} \text{ mol Br}$$

Su equivalente en gramos:

$$7,69 \times 10^{-4} \cancel{\text{mol}} \times 79,909 \frac{\text{g}}{\cancel{\text{mol}}} = 0,0614 \text{ g}$$

13. ¿Cuál de las siguientes cantidades contiene el mayor número de átomos?

- a) 6,70 g de hierro
- b) 0,11 mol de hierro
- c) $7,83 \times 10^{22}$ átomos de hierro

a) En el primer caso, el número de mol de hierro:

$$\frac{6,70 \cancel{\text{g}}}{55,847 \cancel{\text{g/mol}} \text{ mol}} = 0,120 \text{ mol Fe}$$

Que expresándolo en átomos:

$$0,120 \cancel{\text{mol}} \times 6,02 \times 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\cancel{\text{mol}}} = 7,22 \times 10^{22} \text{ átomos Fe}$$

b) En el segundo caso, es:

$$0,11 \cancel{\text{mol}} \times 6,02 \times 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\cancel{\text{mol}}} = 6,622 \times 10^{22} \text{ átomos Fe}$$

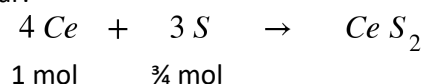
c) En el tercer caso, es:

$$7,83 \times 10^{22} \text{ átomos Fe}$$

Luego en el caso c) hay un mayor número de átomos.

14. Queremos realizar una reacción química en la que cuatro átomos de cerio, masa atómica 140,12 uma, se combinan con tres átomos de azufre, masa atómica 32,064 uma. Tenemos 2,50 g de cerio. ¿Cuántos gramos de azufre debemos tomar para satisfacer a todos los átomos de cerio?

La reacción que tiene lugar:



Lo que significa que por cada 4 mol de cerio se requieren 3 mol de azufre, o lo que es lo mismo, por cada mol de cerio necesita $\frac{3}{4}$ mol de azufre. Como tenemos 2,50 g de cerio:

$$\frac{2,50 \cancel{\text{g}}}{140,12 \cancel{\text{g/mol}} \text{ mol}} = 0,0178 \text{ mol Ce}$$

El número de mol de azufre:

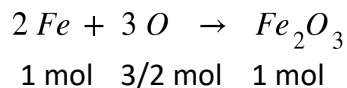
$$\frac{3}{4} \times 0,0178 \text{ mol} = 0,01335 \text{ mol S}$$

Que expresado en gramos:

$$0,01335 \cancel{\text{mol}} \times 32,064 \frac{\text{g}}{\cancel{\text{mol}}} = 0,428 \text{ g S}$$

15. Cuando se calienta el hierro en el aire, toma oxígeno en proporción de tres átomos de oxígeno por cada dos átomos de hierro. Si calentamos 1,50 g de hierro, ¿Cuál será el peso total del producto?

La reacción que tiene lugar:



Si se combina todo el hierro, significa que por cada 2 mol de hierro se requieren 3 mol de oxígeno, o lo que es lo mismo, por cada mol de hierro necesita 3/2 mol de oxígeno. Como partimos 1,50 g de hierro:

$$\frac{1,50 \text{ g}}{55,847 \text{ g/mol}} = 0,0269 \text{ mol Fe}$$

El número de mol de oxígeno que se necesita:

$$\frac{3}{2} \times 0,0269 \text{ mol} = 0,040 \text{ mol O}$$

Los gramos de oxígeno necesarios:

$$0,040 \text{ mol} \times 15,9994 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,64 \text{ g O}$$

La masa total es:

$$\text{masa} = m_{\text{Fe}} + m_{\text{O}} = 1,50 + 0,64 = 2,14 \text{ g}$$

16. Cuando se calientan conjuntamente plata y azufre, se combinan de forma que dos átomos de plata se unen con un átomo de azufre. Si partimos de 10,0 g de plata y 1,00 g de azufre, ¿cuál es la máxima cantidad de producto buscado que podemos obtener?

La reacción que tiene lugar:



Por cada 2 mol de plata se requieren 1 mol de azufre. Como partimos de 10,0 g de plata y de 1,00 g de azufre, necesitamos conocer el número de mol de partida de cada especie:

El número de mol de plata:

$$\frac{10,0 \text{ g}}{107,87 \text{ g/mol}} = 0,0927 \text{ mol Ag}$$

El número de mol de azufre:

$$\frac{1,0 \text{ g}}{32,064 \text{ g/mol}} = 0,0312 \text{ mol S}$$

Si debemos combinar dos átomos de plata con uno de azufre, necesitaremos 2 mol de plata por cada mol de azufre. Tenemos más plata de la necesaria, por lo que parte de los átomos de plata quedará sin combinar. El producto queda así limitado por el azufre disponible.

Para emplear los 0,0312 mol de azufre, debemos utilizar 0,0624 mol de plata. El producto estará formado pues, por 0,0312 mol de azufre más 0,0624 mol de plata:

$$0.0312 \cancel{\text{mol}} \times 32,064 \frac{\text{g}}{\cancel{\text{mol}}} = 1,00 \text{ g de S}$$

$$0.0624 \cancel{\text{mol}} \times 107,870 \frac{\text{g}}{\cancel{\text{mol}}} = 6,73 \text{ g de Ag}$$

La masa total obtenida = 1,00 + 6,73 = 7,73 g

17. El análisis de la clorofila muestra que contiene 2,68% de magnesio. ¿Cuántos átomos de magnesio habrá en 1,00 g de clorofila?

De los 1,00 g de clorofila, el 2,68 % son de magnesio:

$$1,00 \times 0,0268 = 0.0268 \text{ g}$$

El número de mol de magnesio:

$$\frac{0,0268 \cancel{\text{g}}}{24,312 \cancel{\text{g/mol}}} = 0.0110 \text{ mol Mg}$$

El número de átomos de magnesio:

$$0,0110 \cancel{\text{mol}} \text{ Mg} \times 6,02 \times 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\cancel{\text{mol}}} = 6,62 \times 10^{20} \text{ átomos Mg}$$

18. La morfina es una sustancia compuesta que contiene, además de otros constituyentes, 67,3% de carbono y 4,6% de nitrógeno. ¿Cuál será el número relativo de átomos de carbono y nitrógeno en este compuesto?

Para el cálculo, tomamos 100 g de morfina. Lo que significa que 67,3 g son de carbono y 4,6 g son de nitrógeno. El nº de mol que corresponde a cada uno:

$$\frac{67,3 \cancel{\text{g}}}{12,011 \cancel{\text{g/mol}}} = 5,60 \text{ mol de C}$$

$$\frac{4,6 \cancel{\text{g}}}{14,0067 \cancel{\text{g/mol}}} = 0,33 \text{ mol de N}$$

El nº relativo de mol nos dice directamente el número relativo de átomos. Si el lector no lo cree, multiplique cada número por $6,02 \times 10^{23}$ átomos/mol. Luego 5,60 mol de carbono por 0,33 mol de nitrógeno es lo mismo que 5,60 átomos de carbono por 0,33 átomos de nitrógeno. Es decir, la relación es 17:1

19. Para fabricar transistores debe controlarse con sumo cuidado la concentración de impurezas. Supongamos que queremos hacer un transistor de germanio que contiene $1,0 \times 10^{18}$ átomos de boro por cm^3 como impureza. Si la densidad del germanio es $5,35 \text{ g/cm}^3$, ¿qué masas relativas de boro y germanio deben mezclarse?

Supongamos que queremos hacer 1 cm^3 de producto. Para ello, necesitamos $5,35 \text{ g}$ de germanio. Podemos ignorar el pequeñísimo efecto del boro sobre la densidad. Necesitamos $1,0 \times 10^{18}$ átomos de boro.

$$\frac{1,0 \times 10^{18} \cancel{\text{átomos}}}{6,02 \times 10^{23} \cancel{\text{átomos/mol}}} = 1,7 \times 10^{-6} \text{ mol de B}$$

Expresándolo en gramos:

$$1,7 \times 10^{-6} \cancel{\text{mol}} \times 10,821 \frac{\text{g}}{\cancel{\text{mol}}} = 1,8 \times 10^{-5} \text{ g de B}$$

Luego para obtener el producto buscado, debemos mezclar $5,35 \text{ g}$ de **Ge** con $1,8 \times 10^{-5} \text{ g}$ de **B**.

20. El "viento solar" bombardea la superficie lunar aproximadamente con 1×10^{11} átomos de hidrógeno por cm^2 y segundo. ¿Qué peso de hidrógeno se depositará así en 1 cm^2 de superficie lunar en 3×10^9 años?

Expresando 3×10^9 años en segundos:

$$3 \times 10^9 \cancel{\text{años}} \times 365 \frac{\cancel{\text{días}}}{\cancel{\text{año}}} \times 24 \frac{\cancel{\text{h}}}{\cancel{\text{día}}} \times 3600 \frac{\text{s}}{\cancel{\text{h}}} = 9,4608 \times 10^{16} \text{ s}$$

El nº de átomos de hidrógeno caídos en ese tiempo:

$$1 \times 10^{11} \frac{\cancel{\text{átomos H}}}{\cancel{\text{s}}} \times 9,46 \times 10^{16} \cancel{\text{s}} = 9,46 \times 10^{27} \text{ átomos H}$$

Que expresado en gramos:

$$\frac{9,46 \times 10^{27} \cancel{\text{átomos H}}}{6,02 \times 10^{23} \cancel{\text{átomos H/mol}}} \times 1,00797 \frac{\text{g}}{\cancel{\text{mol}}} = 15840 \text{ g} = 15,840 \text{ kg H}$$

21. Una gotita de mercurio del tamaño aproximado de una faceta del ojo de una mosca tiene una masa de $1 \times 10^{-5} \text{ g}$. ¿Cuántos átomos de mercurio hay en dicha cantidad?

Calculemos el nº de mol a partir de $1 \times 10^{-5} \text{ g}$:

$$\frac{1 \times 10^{-5} \text{ g Hg}}{200,59 \text{ g/mol}} = 5 \times 10^{-8} \text{ mol Hg}$$

El nº de átomos de mercurio:

$$5 \times 10^{-8} \cancel{\text{mol Hg}} \times 6,02 \times 10^{23} \frac{\cancel{\text{átomos}}}{\cancel{\text{mol}}} = 3 \times 10^{16} \text{ átomos Hg}$$

22. Dado que el peso atómico del hidrógeno es 1,00797 uma, ¿cuál será el peso en gramos de un átomo de hidrógeno promedio?

El peso en gramos de un átomo de hidrógeno promedio:

$$\frac{1,00797 \text{ g/mol}}{6.0 \times 10^{23} \text{ átomos/mol}} = 1,67 \times 10^{-24} \frac{\text{g}}{\text{átomo H}}$$

23. El hidrógeno natural está formado por los isótopos protio (^1H), y deuterio (^2H). Si las masas relativas de estos isótopos son 1,00781 y 2,01406 uma, ¿cuál diremos que es la abundancia relativa de ^1H y ^2H , en el hidrógeno natural? (Peso atómico 1,00797 uma).

Llamemos a las abundancias relativas:

Protio ^1H , 1,00781 uma $\rightarrow p$

Deuterio ^2H , 2,01406 uma $\rightarrow d$

Planteando un sistema de ecuaciones:

$$\left. \begin{array}{l} p + d = 100 \\ 0.0100781 p + 0.0201406 d = 1,00797 \end{array} \right\}$$

Resolviendo el sistema, obtenemos:

$p = 99,98 \%$

$d = 0.0159006 \% \approx 0.02 \%$

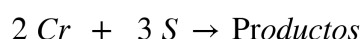
24. El elemento cromo tiene la siguiente distribución isotópica natural: 4,31% ^{50}Cr (49,496 uma); 83,76% ^{52}Cr (51,940 uma); 9,55% ^{53}Cr (52,941 uma); 2,38% ^{54}Cr (53,939 uma). Calcula el peso atómico que corresponde a esta distribución.

La masa del cromo promedio:

$$m_{\text{Cr}} = 49,496 \times 0,0431 + 51,940 \times 0,8376 + 52,941 \times 0,0955 + 53,939 \times 0,0238 = 52,00 \text{ uma}$$

25. Queremos formar un compuesto en el que entren dos átomos de cromo por cada tres átomos de azufre, ¿cuántos gramos de cromo deberemos tomar si partimos de 5,00 g de S?

Escribimos la reacción:



El nº de mol en 5,00 g de S:

$$\frac{5,00 \text{ g S}}{32,064 \text{ g/mol}} = 0,156 \text{ mol S}$$

El nº de mol de Cr:

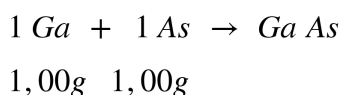
$$0,156 \text{ mol S} \times \frac{2}{3} = 0,104 \text{ mol Cr}$$

Expresándolo en gramos:

$$0,104 \cancel{\text{ mol Cr}} \times 51,996 \frac{\text{g}}{\cancel{\text{ mol Cr}}} = 5,41 \text{ g Cr}$$

26. Queremos producir algo de arseniuro de galio (GaAs), en el que la relación atómica debe ser un átomo de galio a otro de arsénico. Partiendo de 1,00 g de galio y 1,00 g de arsénico, y formando todo el producto posible, ¿qué elemento sobrará y en qué cantidad?

Escribimos la reacción:



El nº de mol de Ga:

$$\frac{1,00 \text{ g}}{69,72 \text{ g/mol}} = 0,0143 \text{ mol Ga}$$

El nº de mol de As:

$$\frac{1,00 \text{ g}}{74,9216 \text{ g/mol}} = 0,0133 \text{ mol As}$$

Sobrar  0,0010 mol de Ga, que expresado en gramos:

$$0,0010 \text{ mol Ga} \times 69,72 \text{ g/mol} = 0,070 \text{ g Ga}$$

27. La nicotina es un producto compuesto en peso por 74,0 % de carbono, 8,7 % de hidrógeno y 17,3 % de nitrógeno.  Qu  porcentaje de los átomos de nicotina son átomos de carbono?

Tomemos 100 g de nicotina para el c culo. El reparto será: 74,0 g C, 8,7 g H y 17,3 g N

El nº de mol de C:

$$\frac{74,0 \text{ g C}}{12,01115 \text{ g/mol}} = 6,16 \text{ mol C}$$

El nº de mol de H:

$$\frac{8,7 \text{ g H}}{1,00797 \text{ g/mol}} = 8,6 \text{ mol H}$$

El nº de mol de N:

$$\frac{17,3 \text{ g N}}{14,0067 \text{ g/mol}} = 1,24 \text{ mol N}$$

El % en átomos es lo mismo el tanto por ciento en moles, luego:

$$\% C = \frac{6,16}{6,16 + 8,6 + 1,24} \times 100 = 38,5 \%$$

28. En las rocas ígneas los cuatro elementos más abundantes son oxígeno, silicio, aluminio y sodio. Por cada 100 átomos de silicio hay 296 de oxígeno, 30,5 de aluminio y 12,4 de sodio. Suponed que tenemos una roca ígnea formada solamente por estos átomos y en las proporciones dichas. ¿Qué porcentaje en peso de la roca será de aluminio?

El % en átomos es igual al % en moles. Luego si tenemos: 100 mol de Si; 296 mol de O; 30,5 mol de Al y 12,4 mol de Na. Expresando el nº de mol en gramos:

Para el oxígeno:

$$296 \text{ mol O} \times 15,9994 \text{ g/mol} = 4735 \text{ g O}$$

Para el silicio:

$$100 \text{ mol Si} \times 28,086 \text{ g/mol} = 2809 \text{ g Si}$$

Para el aluminio:

$$30,5 \text{ mol Al} \times 26,9815 \text{ g/mol} = 883 \text{ g Al}$$

Para el sodio:

$$12,4 \text{ mol Na} \times 22,9898 \text{ g/mol} = 285 \text{ g Na}$$

El % en peso de aluminio en la roca:

$$\% \text{ Al} = \frac{883}{4735 + 2809 + 883 + 285} \times 100 = 10,1 \%$$

29. El silicio puro es un mal conductor de la electricidad, pero si tiene las impurezas adecuadas puede ser un conductor muy bueno. Supóngase que deseamos tener $3,60 \times 10^{18}$ átomos de arsénico por cm^3 de silicio como impureza. Si la densidad del silicio es de $2,42 \text{ g/cm}^3$. ¿Qué pesos de silicio y arsénico deben tomarse para fabricar $1,00 \text{ cm}^3$ de silicio dopado con arsénico?

Tomando 1 cm^3 de silicio, pesa 2,42 g. El nº de mol de arsénico por cm^3 será:

$$\frac{3,60 \times 10^{18} \text{ átomos As}}{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos/mol}} = 5,98 \times 10^{-6} \text{ mol As}$$

Expresado en gramos:

$$5,98 \times 10^{-6} \cancel{\text{mol As}} \times 74,9216 \frac{\text{g}}{\cancel{\text{mol As}}} = 0,000448 \text{ g}$$

La masa de la mezcla de Si y As por cm³ será:

$$m = 2,42 \text{ g} + 0,000448 \text{ g} = 2,420448 \text{ g}$$