

MASA ATÓMICA

Al igual que ocurre en la materia ordinaria (piensa en las distintas variedades de panes en tamaño, composición y peso, que existen en una panadería) es conveniente distinguir a los distintos tipos de átomos no sólo por su número atómico Z y su número másico A , sino también por su masa.

Si se elige el kilogramo, unidad de masa en el SI, como unidad de masa para medir la de los átomos, nos encontramos con valores tan pequeños que son incómodos de utilizar en nuestros cálculos. Por ejemplo, uno de los elementos más pesados de la naturaleza es un isótopo del uranio, el ^{238}U , cuya masa, expresada en kilogramos es $3,95 \cdot 10^{-25}$ kg. Como ves, es una cantidad extremadamente pequeña. Tampoco nos sería útil el gramo o el miligramo. Seguiríamos teniendo que trabajar con valores demasiado pequeños.

Para evitar este inconveniente, se elige una nueva unidad de masa adecuada a los átomos: **la unidad de masa atómica, u** , y con relación a ella se miden las masas de los átomos.

La unidad de masa atómica, u , es la doceava parte de la masa del isótopo ^{12}C .

La masa atómica de un elemento químico es la masa de uno de sus átomos medida en unidades de masa atómica (u).

La relación entre la unidad de masa atómica (u) y el gramo (g) es:

$$1 \text{ g} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

La masa de un elemento químico está escrita en cada una de las casillas del Sistema Periódico, sobre o bajo el símbolo del elemento químico correspondiente.

24 Cr Cromo 51,996	25 Mn Manganeso 54,938	26 Fe Hierro 55,847	27 Co Cobalto 58,933	28 Ni Níquel 58,71	29 Cu Cobre 63,54	30 Zn Cinc 65,37	31 Ga Galio 69,72
------------------------------------	--	-------------------------------------	--------------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------

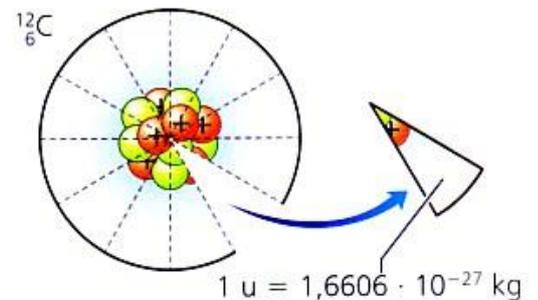
Así, encontrarás la cifra 55,847 u para el Fe, 65,37 u para el Zn, 58,71 u para el Ni, etc. (Recuerda que esas cifras están medidas en unidades de masa atómica, u). Para expresar la masa atómica relativa se utiliza el símbolo A_r .

Por ejemplo: $A_r(\text{Fe}) = 55,85 \text{ u}$. $A_r(\text{Zn}) = 65,37 \text{ u}$. $A_r(\text{Ni}) = 58,71 \text{ u}$.

MASA MOLECULAR

Una sustancia química está formada por la unión de distintos tipos de átomos mediante enlaces químicos, dando lugar a estructuras más complejas: las moléculas y los cristales (iónicos, covalentes y metálicos).

Las sustancias químicas poseen una fórmula química que las identifica. Si la sustancia es molecular, la fórmula indica cuáles son los elementos químicos y en qué cantidad están presentes en la molécula.

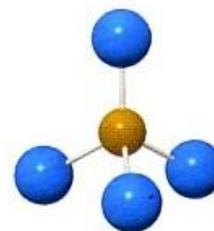


La unidad de masa atómica se define a partir de la masa del átomo de carbono.

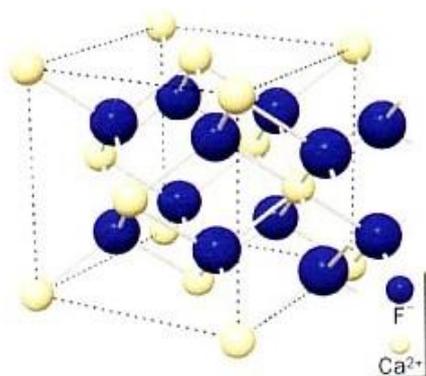
Por ejemplo, la fórmula química de una sustancia molecular como el tetracloruro de carbono es CCl_4 . Esta fórmula indica que su molécula está formada por 4 átomos de cloro y 1 de carbono.

Sin embargo, si la sustancia es cristalina, la fórmula química indica los elementos químicos que están presentes y la proporción relativa con la que participan en la formación del cristal.

MOLÉCULA DE TETRACLORURO DE CARBONO



RED CRISTALINA DE FLUORURO DE CALCIO



Por ejemplo, el fluoruro de calcio es una sustancia química cristalina cuya fórmula es CaF_2 . Esta fórmula indica que la red cristalina está formada por flúor y calcio en una proporción de 2 : 1, es decir, 2 átomos de flúor por 1 átomo de calcio.

Igual que los átomos de los elementos químicos poseen una masa característica, las sustancias químicas también la poseen y se calculan a partir de su fórmula.

La **masa-fórmula**, comúnmente llamada **masa molecular** incluso cuando el compuesto es cristalino, de un compuesto químico es la suma de las masas de todos los átomos indicados en la fórmula. Su valor se expresa en unidades de masa atómica, u.

La masa molecular relativa se representa por M_r .

Ejemplos:

1) Calcular la masa molecular del ácido sulfúrico {dihidrogeno(tetraoxidosulfato)}:

La fórmula del ácido sulfúrico es H_2SO_4 . En la fórmula hay 2 átomos de H, 1 átomo de S y 4 átomos de O.

Buscamos las masas atómicas del H, del S y del O en el Sistema Periódico: $A_r(\text{H}) = 1,01 \text{ u}$; $A_r(\text{S}) = 32,06 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16,00 \text{ u}$.

La masa-fórmula o masa molecular = 2 veces la masa de un átomo de H + 1 masa de un átomo de S + 4 veces la masa de un átomo de O.

Masa molecular del ácido sulfúrico:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 2,02 + 32,06 + 64 = 98,08 \text{ u.}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,08 \text{ u.}$$

2) Calcular la masa molecular del fluoruro de calcio {difluoruro de calcio}:

La fórmula del compuesto es: CaF_2 . Hay 2 átomos de F y 1 de Ca. $A_r(\text{F}) = 19,00 \text{ u}$; $A_r(\text{Ca}) = 40,08 \text{ u}$.

$$M_r(\text{CaF}_2) = 1 \cdot A_r(\text{Ca}) + 2 \cdot A_r(\text{F}) = 40,08 + 2 \cdot 19,00 = 40,08 + 38,00 = 78,08 \text{ u.}$$

$$M_r(\text{CaF}_2) = 78,08 \text{ u.}$$

3) Calcular la masa molecular del agua: H₂O.

$$A_r(H) = 1,01 \text{ u}; A_r(O) = 16,00 \text{ u.}$$

$$M_r(H_2O) = 2 \cdot 1,01 + 16,00 = 18,01 \text{ u.}$$

$$M_r(H_2O) = 18,01 \text{ u.}$$

4) Calcular la masa molecular del fosfato de bario {bis[tetraoxidofosfato] de tribario}: Ba₃(PO₄)₂

Buscar masas atómicas en la tabla periódica.

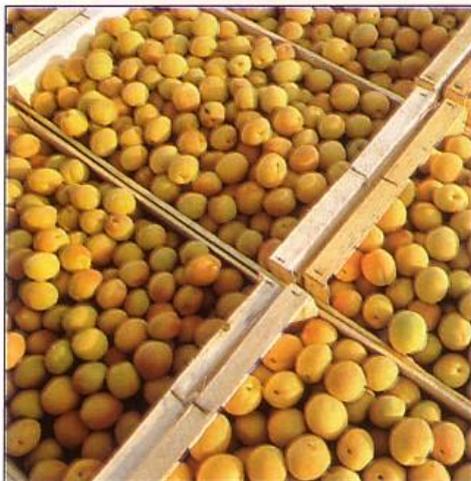
$$M_r(Ba_3(PO_4)_2) = 3 \cdot 137,3 + 2 \cdot 31,0 + 8 \cdot 16 = 601,9 \text{ u.}$$

$$M_r(Ba_3(PO_4)_2) = 601,9 \text{ u.}$$

CONCEPTO DE MOL

Una de las unidades más utilizadas en Química es el **mol**. Recordarás que el **mol** es una unidad del Sistema Internacional: es la unidad en la que se mide la *cantidad de sustancia*. Por tanto, la definición de **mol** es:

Un mol es la cantidad de sustancia que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades elementales de esa sustancia.



Una docena de melocotones cabe en una bandeja. Si se quisiera transportar en camiones un mol de melocotones, que serían $6,023 \cdot 10^{23}$ melocotones, harían falta unos 20 trillones de camiones.

El número $6,02 \cdot 10^{23}$, número de unidades elementales que contienen un mol, se llama **número de Avogadro, N_A** .

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{partículas}}{\text{mol}}$$

En cuanto al número de partículas que contiene, el **mol** es un concepto similar al de **docena**:

- 1 docena contiene 12 partículas.
- 1 mol contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas.
- 1 docena de átomos contiene 12 átomos.
- 1 mol de átomos contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos.
- 1 mol de moléculas contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas.

- 1 mol de átomos de C contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de C.
- 1 mol de moléculas de O₂ contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de O₂.

Pero el **mol** es **la cantidad de sustancia** contenida en esas unidades:

- 1 mol de átomos es **la masa** contenida en $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos.
- 1 mol de moléculas es **la masa** contenida en $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas.

Así:

- 1 mol de átomos de plata está formado por $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de plata. Si pusiéramos todos esos átomos en una balanza, encontraríamos que marca 107,87 g.

$$1 \text{ mol de Ag} = 107,87 \text{ g de Ag}$$

- 1 mol de átomos de carbono está formado por $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono. Si pusiéramos todos esos átomos en una balanza, encontraríamos que marca 12,00 g.

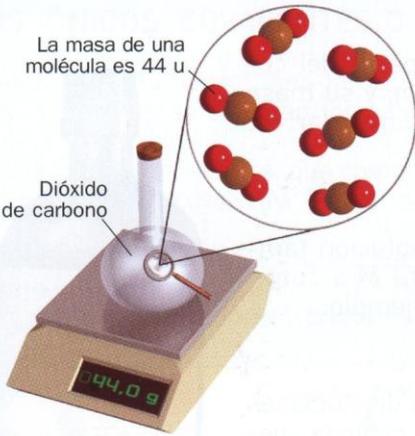
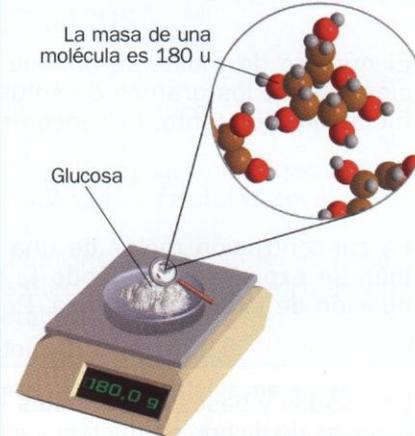
$$1 \text{ mol de C} = 12,00 \text{ g de C}$$

- 1 mol de moléculas de agua, H_2O , está formado por $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua. Si pusiéramos todas esas moléculas en una balanza, encontraríamos que marca 18,00 g.

$$1 \text{ mol de H}_2\text{O} = 18,00 \text{ g de H}_2\text{O}$$

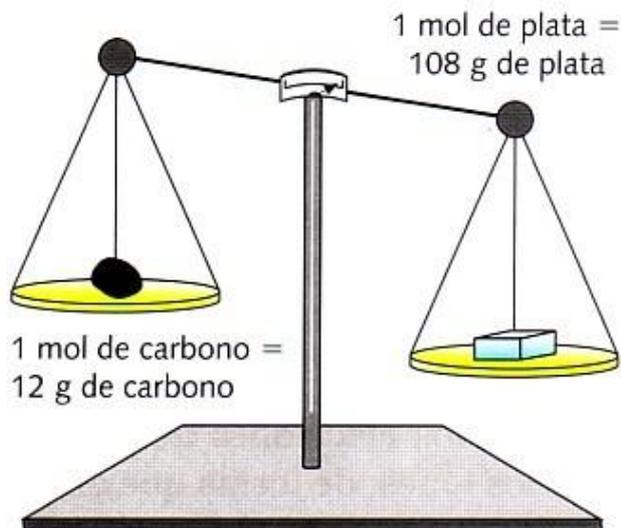
Observa que, igual que 1 docena de huevos tiene una masa distinta que 1 docena de naranjas, 1 mol de plata tiene una masa distinta que 1 mol de carbono.

MOLES DE MOLÉCULAS

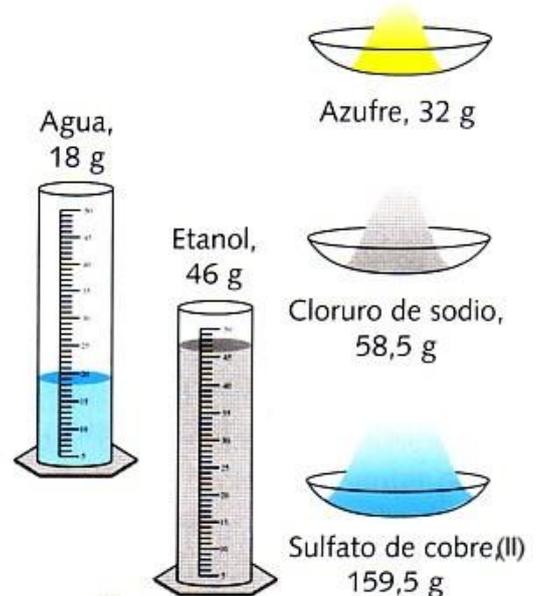
<p>La masa de una molécula es 18 u.</p>  <p>Agua</p>	<p>La masa de una molécula es 44 u.</p>  <p>Dióxido de carbono</p>	<p>La masa de una molécula es 180 u.</p>  <p>Glucosa</p>
Un mol de $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g}$	Un mol de $\text{CO}_2 = 44 \text{ g}$	Un mol de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ g}$

¿CÓMO SE CALCULA LA MASA DE 1 MOL DE UN ELEMENTO QUÍMICO O DE UNA SUSTANCIA QUÍMICA?

Observa las siguientes figuras:



Un mol de diferentes elementos no tiene la misma masa.



Un mol de varias sustancias: agua, etanol, azufre, cloruro de sodio y sulfato de cobre.(II)

Si comparamos las cantidades que aparecen en los dibujos anteriores con las masas atómicas o las masas moleculares correspondientes, obtenemos lo siguiente:

- | | |
|---|---|
| • 1 mol de C = 12 g. | Masa atómica del C = 12 u. |
| • 1 mol de Ag = 108 g. | Masa atómica de Ag = 108 u. |
| • 1 mol de S = 32 g. | Masa atómica del S = 32 u. |
| • 1 mol de H ₂ O = 18 g. | Masa molecular del H ₂ O = 18 u. |
| • 1 mol de NaCl = 58,5 g. | Masa molecular del NaCl = 58,5 u. |
| • 1 mol de etanol = 46 g. | Masa molecular de etanol = 46 u. |
| • 1 mol de CuSO ₄ = 159,5 g. | Masa molecular del CuSO ₄ = 159,5 u. |

De aquí podemos concluir que:

El mol es la cantidad de sustancia cuya masa en gramos es numéricamente igual a la masa atómica (en caso de elementos químicos) o a la masa molecular (en caso de compuestos químicos).

De manera práctica: si queremos obtener el mol de una sustancia, calculamos su masa atómica o su masa molecular y la expresamos en gramos.

Ejemplos:**1) ¿Cuánto vale 1 mol de platino?**

El platino es una sustancia atómica. Buscamos su masa atómica en la Tabla Periódica. Encontraremos que: $A_r(\text{Pt}) = 195 \text{ u}$. Por lo tanto, la masa de 1 mol de platino es 195 g.

$$1 \text{ mol de Pt} = 195 \text{ g.}$$

2) ¿Cuánto vale 1 mol de sulfuro de amonio?

Formulamos el sulfuro de amonio: $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Calculamos su masa molecular:

$$M_r[(\text{NH}_4)_2\text{S}] = 2 \cdot A_r(\text{N}) + 8 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) = 2 \cdot 14 + 8 \cdot 1 + 32 = 68 \text{ u.}$$

$$1 \text{ mol de } (\text{NH}_4)_2\text{S} = 68 \text{ g.}$$

MASA MOLAR

Se llama **masa molar** de una sustancia química a la masa de un mol de la misma. Se expresa en g/mol.

Ejemplos:

- 1) La masa molar del C es 12 g/mol.
- 2) La masa molar del agua es 18 g/mol.
- 3) La masa molar del ácido sulfúrico es 98,1 g/mol.

La masa molar se utiliza en cálculos de moles a partir de una cierta cantidad de sustancia. La relación entre la masa de una sustancia, la masa molar y el mol de esa sustancia es:

$$\text{número de moles } (n) = \frac{\text{masa de sustancia } (m)}{\text{masa molar } (M)}$$

Ejemplo:

¿Cuántos moles de nitrato de plata contienen 230 g de dicha sustancia?

- 1) Formulamos la sustancia: AgNO_3 .
- 2) Calculamos su masa molecular:

$$M_r(\text{AgNO}_3) = A_r(\text{Ag}) + A_r(\text{N}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 108 + 14 + 3 \cdot 16 = 170 \text{ u.}$$

- 3) 1 mol de $\text{AgNO}_3 = 170 \text{ g}$.
- 4) Masa molar del AgNO_3 : $M = 170 \text{ g/mol}$

- 5) Número de moles contenidos en 230 g de nitrato de plata:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{230 \text{ g}}{170 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,35 \text{ moles}$$

COMPOSICIÓN CENTESIMAL (opcional)

La **composición centesimal** de una sustancia química indica qué tanto por ciento de su masa molecular corresponde a cada uno de los elementos que la constituyen.

Por ejemplo, la masa molecular del agua, H_2O , es 18 u. Teniendo en cuenta que $M(H) = 1$ u, y que $M(O) = 16$ u, de las 18 u que tiene la molécula, 2 u son aportadas por los 2 hidrógenos (1 u cada hidrógeno) y 16 u son aportadas por el átomo de O:

2 u de la 18 u corresponden al hidrógeno:

$$\% H = \frac{2}{18} \cdot 100 = 11,1 \% \text{ de hidrógeno}$$

16 u de las 18 u corresponden al oxígeno:

$$\% O = \frac{16}{18} \cdot 100 = 88,9 \% \text{ de oxígeno}$$

Siempre que el H y el O se combinen para formar agua, lo harán según el porcentaje calculado anteriormente.

Estos porcentajes también me permiten conocer la cantidad de H y de O que hay en una determinada cantidad de agua:

Por ejemplo, en 234 g de agua tiene que haber un 11,1 % de hidrógeno y un 88,9 % de oxígeno.

$$234 \text{ g de agua} \cdot \frac{11,1 \text{ g de hidrógeno}}{100 \text{ g de agua}} = 25,97 \text{ g de hidrógeno.}$$

$$234 \text{ g de agua} \cdot \frac{88,9 \text{ g de oxígeno}}{100 \text{ g de agua}} = 208,03 \text{ g de oxígeno.}$$

EJERCICIOS

1. ¿Cuántos moles de átomos de sodio son 12,50 gramos de sodio? Masa atómica Na = 23 u.
Sol: 0,54 moles.
2. Calcule la masa de una molécula de agua. Masas atómicas: H = 1 u, O = 16 u.
Sol: $2,99 \cdot 10^{-23}$ g.
3. Calcule la masa de agua que contiene 0,23 moles de agua. Masas atómicas: H = 1 u, O = 16 u.
Sol: 4,14 g.
4. ¿Cuántos gramos de nitrato de potasio tenemos, si disponemos de dos moles?
Masas atómicas: N = 14 u, O = 16 u, K = 39,1 u.
Sol: 202,2 g.

5. Complete el cuadro:	<u>Sustancia</u>	<u>M. molecular (uma)</u>	<u>m (g)</u>	<u>n. moles</u>
	H ₂ O	18	54	?
	H ₂ SO ₄	?	196	2
	CH ₄	16	?	0,25

Masas atómicas: H = 1 u, C = 12 u, O = 16 u.

6. Calcule la masa de agua que contiene 0,23 moles de agua. Masas atómicas: H= 1, O= 16.

Sol: 4,14 g.

7. ¿Cuántos gramos de nitrato de potasio tenemos, si disponemos de dos moles?

Masas atómicas: N = 14 u, O = 16 u, K = 39,1 u.

Sol: 202,2 g.

8. El butano es una sustancia cuya fórmula es C₄H₁₀. Suponiendo que una bombona contiene 12,5 kg de dicho gas, ¿cuántos moles de moléculas de butano hay? ¿Cuántos átomos de carbono? ¿Y cuántos átomos de hidrógeno? Masas atómicas: H = 1 u, C = 12 u.

Sol: 215,5 moles, 5,19·10²⁶ átomos de C, 1,29·10²⁷ átomos de H.

9. ¿Cuántos moles de moléculas de nitrógeno hay en 1,2·10²⁴ moléculas? ¿Y moles de átomos de nitrógeno? Masa atómica del N = 14 u.

Sol: 1,992 moles de moléculas de nitrógeno, 3,985 moles de átomos de nitrógeno.

10. Averigüe cuántos moles hay en: a) 1,40 g de nitrógeno. b) 92 g de dióxido de nitrógeno. c) 1,5·10²¹ moléculas de monóxido de dinitrógeno. Masas atómicas: N = 14 u, O = 16 u.

Sol: 0,05 moles, 2 moles, 0,0025 moles.

11. Calcule los moles de agua y las moléculas contenidas en 1 gramo de agua pura.

Masas atómicas: H = 1 u, O = 16 u.

Sol: 0,056 moles, 3,35·10²² moléculas.

12. Calcule el número de átomos de azufre y de hidrógeno contenidos en 25 g de sulfuro de hidrógeno. Masas atómicas: H = 1 u, S = 32 u.

Sol: 4,43·10²³ átomos de S; 8,86·10²³ átomos de H.

13. Calcule el número de átomos contenidos en 12,23 mg de cobre. Masa atómica del Cu = 63,5 u.

Sol: 1,16·10²⁰ átomos.

14. Disponemos de una muestra de 2,5 moles de cloruro de calcio. a) ¿Cuál es la masa de la muestra en gramos? b) ¿Cuántos moles de átomos de Cl y cuántos de Ca contienen?

Masas atómicas: Cl = 35,5 u, Ca = 40 u.

Sol: 277,5 g, 2,5 y 5 moles de átomos.

15. Indique los moles de moléculas y los moles de átomos correspondientes a 8 g de oxígeno. Masa atómica del O = 16 u.

Sol: 0,25 moles de moléculas, 0,5 moles de átomos.

16. Ordene en gramos las siguientes cantidades, de mayor a menor: a) 1 mol de átomos de oxígeno, b) $6 \cdot 10^{24}$ moléculas de hidrógeno, c) 2 moles de moléculas de amoníaco, d) 0,005 kg de hierro.
Masas atómicas: H = 1 u, N = 14 u, O = 16 u, Fe = 55,85 u.
Sol: c, b, a, d.
17. ¿Cuántos átomos hay en 1 g de potasio? Masa atómica: K = 39,1 u.
Sol: $1,54 \cdot 10^{22}$ átomos de K.
18. Ordene de mayor a menor el número de moléculas que contienen: a) 20 g de agua. b) 10^{25} moléculas de O₂. c) 1,3 moles de óxido de aluminio. Masas atómicas: H = 1 u, O = 16 u, Al = 27 u.
Sol: b > c > a.
19. Determine cuál es la masa en gramos de las siguientes mezclas: a) 0,15 moles de Hg más 0,15 g de Hg más $4,53 \cdot 10^{22}$ átomos de Hg. b) 0,25 moles de O₂ más $4,5 \cdot 10^{22}$ átomos de oxígeno.
Masas atómicas: O = 16 u, Hg = 200,59 u.
Sol: a) 45,33 g. b) 9,196 g.
20. ¿Cuántos moles de moléculas de nitrógeno están contenidos en 42 g de este gas? ¿Cuántos moles de átomos de nitrógeno? ¿Cuántos átomos de nitrógeno contienen? Masa atómica: N = 14 u.
Sol: 1,5 moles; 3 moles, $1,81 \cdot 10^{24}$ átomos.
21. Una muestra de 1 gramo de un elemento contiene $1,5 \cdot 10^{22}$ átomos de dicho elemento. ¿Cuál es la masa atómica del elemento?
Sol: 40,15 u.
22. ¿Cuál de las siguientes cantidades contiene el mayor número de átomos?: a) 8,32 g de Zn. b) 0,16 moles de átomos de Zn. c) $9,07 \cdot 10^{22}$ átomos de Zn. Masa atómica : Zn = 65,38 u.
Sol: b.
23. ¿Cuál es la masa de la siguiente mezcla: 0,728 moles de átomos de Ag, 11,105 g de Ag y $8,92 \cdot 10^{22}$ átomos de Ag? Masa atómica: Ag = 107,88 u.
Sol: 105,73 g.
24. De las cantidades siguientes: 6 g de cloruro de plata, $3 \cdot 10^{20}$ moléculas de ácido sulfúrico y 0,4 g de hidrógeno, determine en cuál de ellas hay mayor número de átomos.
Masas atómicas: Ag = 107,88 u, Cl = 35,45 u, H = 1 u.
Sol: En el hidrógeno.
25. Calcule el número de moléculas contenidas en 10 mL de agua. ($d = 1 \text{ g mL}^{-1}$).
Masas atómicas: H = 1 u, O = 16 u.
Sol: $3,35 \cdot 10^{23}$ moléculas.
26. Calcule el número de moles que hay en: a) 49 g de ácido sulfúrico. b) $2 \cdot 10^{21}$ moléculas de ácido sulfúrico.
Masas atómicas: H = 1 u, O = 16 u, S = 32 u.
Sol: a) 0,5 moles. b) 0,0033 moles.
27. ¿Cuál de las siguientes cantidades tiene mayor número de átomos de calcio? a) 56 g de Ca. b) 0,2 moles de Ca. c) $5 \cdot 10^{23}$ átomos de Ca. Masa atómica: Ca = 40,08 u.

Sol: 56 g.

28. Razone cuál de las siguientes cantidades tendrá un mayor número de átomos: a) 20 g de Fe. b) 20 g de S. c) 20 g de oxígeno molecular. d) 20 g de Ca. e) 20 g de carbonato de calcio.

Masas atómicas: S = 32 u, Ca = 40,08 u, Fe = 55,85 u.

Sol: en la c.

29. La sal de cocina es el cloruro de sodio. Calcula la masa molecular de esta sustancia.

Sol: 58,5 u.

30. ¿Cuál es la masa, medida en gramos, de 0,5 moles de cloruro de sodio?

Sol: 29,25 g.

31. ¿Cuántos moles corresponden a 1,17 kg de sal de cocina?

Sol: 20 moles.

32. El sulfato de cobre(II) se utiliza mucho, disuelto en agua, para proteger a los viñedos de ciertos hongos parásitos. Calcula la masa molecular de esta sustancia.

Sol: 159,6 u.

33. Muchos deportistas toman glucosa, $C_6H_{12}O_6$, cuando han de realizar un esfuerzo físico muy grande y así evitan las temidas hipoglucemias (las «pájaras» de los ciclistas) con consecuencias incluso graves. Calcula la masa molecular de la glucosa.

Sol: 180 u.

34. El carbonato de sodio se utiliza en la fabricación de jabones de tocador. Calcula su masa molecular.

Sol: 106 u.

35. El dióxido de carbono es un gas incoloro e inodoro que se produce al quemar un combustible. ¿A cuántos moles equivalen 132 g de dióxido de carbono?

Sol: 3 moles.

36. Si te piden 4 moles de ácido sulfúrico, ¿cuántos gramos de esa sustancia habrás de dar?

Sol: 392 g.

37. El sulfato de bario se utiliza como sustancia de contraste en las radiografías del aparato digestivo. ¿Cuántas moléculas de sulfato de bario hay en 384 g de dicho compuesto?

Sol: $8,9 \cdot 10^{23}$ moléculas.

38. Una botella de dióxígeno contiene 12 kg de este gas. ¿Cuántas moléculas de este gas existen en su interior?

Sol: $2,26 \cdot 10^{23}$ moléculas.

39. El plomo es un elemento químico tóxico para los organismos vivos. Se calcula que más de 60.000 aves mueren anualmente en España como consecuencia de haber ingerido perdigones de plomo confundidos con semillas. En 0,22 moles de plomo, ¿cuántos átomos de plomo hay? ¿Cuál es su masa expresada en gramos?

Sol: $1,32 \cdot 10^{23}$ moléculas; 45,58 g.

40. El ácido nítrico puro tiene una densidad de 1.500 kg/m³. En 1 cm³ de ácido nítrico; a) ¿Cuántos gramos de ácido nítrico hay? b) ¿Cuántos moles? c) ¿Cuántas moléculas?

Sol: a) 1,5 g. b) 0,024 moles. c) $1,44 \cdot 10^{22}$ moléculas.

41. El carbonato de potasio se emplea en la fabricación de vidrios y jabones. En 0,6 moles de carbonato de potasio: a) ¿Cuántos gramos de carbonato de potasio hay? b) ¿Cuántas moléculas?

Sol: a) 82,92 g. b) $3,6 \cdot 10^{23}$ moléculas.

42. De una sustancia pura sabemos que $2 \cdot 10^{19}$ moléculas de esa sustancia tienen en conjunto una masa de 1,06 mg. ¿Cuál será la masa de 1 mol de esa sustancia?

Sol: 31,9 g.