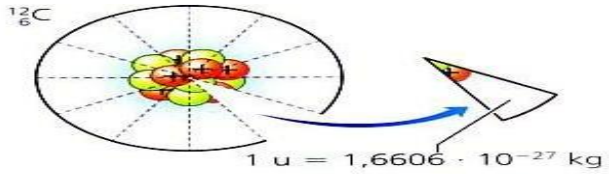
. Fundamentos de química: masa atómica, masa molecular, el MOL

Al igual que ocurre en la materia ordinaria 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 , cuya masa, expresada en kilogramos es $3{,}95.10^{-25}$ 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.
¿Dónde encontrar una unidad de masa que sea acorde con las dimensiones del átomo?, solamente la podemos hallar en el propio mundo de los átomos.
Para evitar este inconveniente, se elige una nueva unidad de masa adecuada a los átomos: ***la unidad de masa atómica, u / uma*** 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 unidad de masa atómica se define a partir de la masa del átomo de carbono.

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:

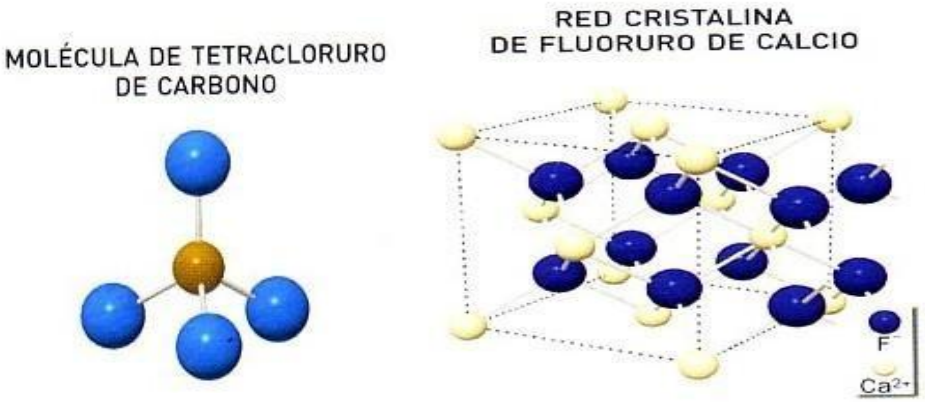
$$1\ g = 6{,}02 \cdot 10^{23}\ u$$

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.

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..
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.
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.

. Fundamentos de química: masa atómica, masa molecular, el MOL



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 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.
Ejemplos:
1) Calcular la masa molecular del ácido sulfúrico :

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:

Mr(H) = 1 u; Mr(S) = 32 u; Mr(O) = 16.

La 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:

Mr(H2SO4) = 2 · Ma(H) + Ma(S) + 4 · Ma(O) = 2 + 32 + 64 = 98 u

*. **Mr(H_2SO_4) = 98 u.***

2) Calcular la masa molecular del fluoruro de calcio :

La fórmula del compuesto es: CaF_2.

Hay 2 átomos de F y 1 de Ca.

Ma(F) = 19; Ma (Ca) = 40 u.

Mm(CaF2) = 1 · Ma(Ca) + 2 · Ma(F) = 40 + 2 · 19 = 40 + 38 = 78

Mm(CaF_2) = 78 u.

3) Calcular la masa molecular del agua:

H_2O.

Ma*(H) = 1 u; Ma(O) = 16 u.*

Mm(H_2O) = 2 · 1 + 16 = 18 u.

Mm(H_2O) =18 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 · 10^{23} unidades elementales de esa sustancia.

El número ***6,02 · 10^{23}*** , se llama ***número de Avogadro, N_A***.

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 · 10^{23}*** partículas.

1 docena de átomos contiene 12 átomos

1 mol de átomos contiene ***6,02 · 10^{23}*** átomos. 1 mol de moléculas contiene ***6,02 · 10^{23}*** moléculas.

1 mol de átomos de C contiene ***6,02 · 10^{23}*** átomos de C.

1 mol de moléculas de O_2 contiene ***6,02 · 10^{23}*** moléculas de O_2.

Pero **la masa de un mol** será la masa de ***6,02 · 10^{23}*** partículas

. Fundamentos de química: masa atómica, masa molecular, el MOL

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.

Sí:
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 g.

1 mol de C = 12 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 g.

1 mol de H_2O = 18 g de H_2O

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

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 químicas). **Por tanto el mol va a coincidir con la masa atómica o la masa molecular expresada en gramos.**

Veamos más ejemplos:

La masa de un átomo de Na es de 23 u
.
Si se ponen en una balanza $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos de sodio ésta indicará 23 g.

La masa de un átomo de S es de 32 u.

Si se ponen en una balanza $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos de azufre ésta indicará 32 g.

Este concepto se puede aplicar a cualquier especie, así por ejemplo:

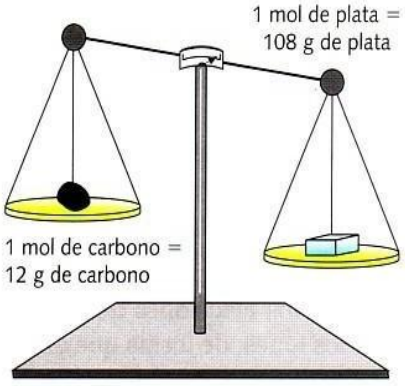
La masa de una molécula de N_2O_3 es de 72 u

Si se ponen en una balanza $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas de trióxido de dinitrógeno ésta indicará 72 g.

. Fundamentos de química: masa atómica, masa molecular, el MOL

Recuerda la regla nemotécnica:

1 mol de átomos de X = $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos de X = masa atómica gramos de X
1 mol de moléculas de AB = $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas de AB = masa molecular gramos de AB



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)

PROBLEMAS

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

2. ¿Cuántos moles de sodio son 12,50 gramos de sodio?.

3. Calcule la masa de agua que contiene 0,23 moles de agua.

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

5. En 0,23 moles de amoníaco ¿cuántos gramos son? ¿Cuántas moléculas contiene? ¿cuántos átomos de H?

6. El butano es una sustancia cuya fórmula es C_4H_{10}. Suponiendo que una bombona contiene 12,5 kg de dicho gas, ¿cuántos moles de butano hay? ¿Cuántas moléculas? ¿Cuántos átomos de carbono? ¿Y cuántos átomos de hidrógeno?

7. ¿Cuántos moles de nitrógeno hay en $1{,}2 \cdot 10^{24}$ moléculas?

. Fundamentos de química: masa atómica, masa molecular, el MOL

8. Calcula los moles que hay en:

a) 1,40 g de nitrógeno.

b) 92 g de dióxido de nitrógeno.

c) 1,5 10^{21} moléculas de monóxido de dinitrógeno.

9. Calcula los moles de agua y las moléculas contenidas en 1 gramo de agua pura. ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay?

10. Calcula el número de átomos contenidos en 12,23 mg de cobre.

11. Disponemos de una muestra de 2,5 moles de cloruro de calcio.

¿Cuál es la masa de la muestra en gramos? ¿Cuántas moléculas hay?¿cuántos átomos de cloro?

12. Tenemos 8 g de oxígeno:

a) Indica los moles y moléculas de oxígeno

b) átomos de oxígeno.

13. Ordena en gramos las siguientes cantidades, de mayor a menor: a) 5 moles de hierro b) 6 10^{24} moléculas de hidrógeno, c) 2 moles de amoniaco,

14. ¿Cuántos átomos hay en 1 g de aluminio?

15. Ordena de mayor a menor el número de moléculas que contienen: a) 20 g de agua. b) 10^{25} moléculas de O_2. c) 1,3 moles de óxido de aluminio.

16. ¿Cuántos moles de nitrógeno están contenidos en 42 g de este gas? ¿Cuántas moléculas contiene? ¿Cuántos átomos de nitrógeno contienen?

17. ¿Cuál de las siguientes cantidades contiene el mayor número de átomos?: a) 8,32 g de Zn. b) 0,16 moles de de Zn.

18. De las cantidades siguientes: 6 g de cloruro de plata, $3 \cdot 10^{20}$ moléculas de ácido sulfúrico y 0,4 g de hidró-geno, determina en cuál de ellas hay mayor número de átomos.

19. Calcula el número de moles que hay en: a) 49 g de ácido sulfúrico. b) $2 \cdot 10^{21}$ moléculas

de ácido sulfúrico.

20. ¿Cuál de las siguientes cantidades tiene mayor número de átomos de calcio? a) 56 g de Ca. b) 0,2 moles de Ca.
21. ¿Cuál es la masa de 0,5 moles de cloruro de sodio?

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

23. 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?

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

25. 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?

26. Una botella de oxígeno contiene 12 kg de este gas. ¿Cuántas moléculas de este gas existen en su interior? ¿Cuántos átomos de oxígeno?

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

28. 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?
29. En *27 moles de* CO_2, calcula la *masa y el número de moléculas* que representa esa cantidad.
30. ¿Cuántos moles y moléculas de CH_4 y átomos de hidrógeno hay en 80 g de CH_4?

31. ¿Cuántos *gramos*, *moléculas de* N_2O_5*, átomos de nitrógeno y átomos de oxígeno* hay *0,18 moles de* N_2O_5 *?*
32. ¿Cuánto pesa un átomo de hierro? ¿Cuánto pesa una molécula de SO_2?
33. La masa de una aspirina (C_9H_8O) es de 0,5 g. ¿Cuántas moléculas de aspirina te tragas al tomarte un comprimido?
34. ¿Cuántos átomos de oro hay en un gramo de dicho metal?
35. Un recipiente contiene 150 g de alcohol etílico, C_2H_6O. Calcula el número de moles de C_2H_6O, el número de moléculas de C_2H_6O y el número de átomos de hidrógeno.

. Fundamentos de química: masa atómica, masa molecular, el MOL