



UNIDADES QUIMICAS DE MASA

OBJETIVO FUNDAMENTAL

Hemos aprendido una notación muy sencilla y abreviada de los elementos y de la formación de sus compuestos. El uso de símbolos y fórmulas para representar a los elementos y compuestos fueron de gran utilidad para los químicos. Con la hipótesis de Avogadro y todas sus consecuencias se convirtieron en el instrumento cuantitativo de la comunicación de conocimientos.

En este capítulo aprenderemos a darle uso a dichas fórmulas en forma matemática; conoceremos el término “MOL” y su aplicación correspondiente. Mediremos cuantitativamente los pesos y volúmenes de las sustancias aprendidas.

A. CONCEPTO DE PESO ATÓMICO (P.A.)

Cuando los químicos de los siglos XVIII y XIX buscaron afanosamente la información sobre la composición de los compuestos y trataron de sistematizar sus conocimientos, comprendieron que evidentemente cada elemento tenía una masa relativa con respecto a los otros elementos.

Una de las primeras observaciones estableció que el Carbono y el Oxígeno tenían masas atómicas relativas, llamadas tradicionalmente “Pesos Atómicos” de 12 y 16, respectivamente.

Miles de experimentos sobre la composición de los compuestos han dado como resultado una escala de pesos atómicos relativos, que se basa en la Unidad de Masa Atómica (UMA), la cual se define exactamente como: “1/12 de la masa de un átomo de un tipo particular de Carbono, llamado isótopo C - 12”.

Por lo tanto: La **UMA** es el peso atómico relativo de un elemento.

Ejemplos:

$$PA(H) = 1,00794 \text{ UMA}$$

$$PA(Na) = 22,9897 \text{ UMA}$$

$$PA(Mg) = 24,3050 \text{ UMA}$$

Esto nos demuestra que los átomos de sodio (Na) tienen aproximadamente 23 veces la masa de los átomos de hidrógeno (H); mientras que los átomos de magnesio (Mg) son 24 veces el peso de los átomos de H.

Estos pesos atómicos podremos encontrarlos en todas las tablas, y para que te vayas familiarizando te daremos el valor de algunos de ellos en forma aproximada.

Metales

$$\text{Aluminio (Al)} = 27$$

$$\text{Cromo (Cr)} = 52$$

$$\text{Estaño (Sn)} = 119$$

$$\text{Magnesio (Mg)} = 24$$

$$\text{Mercurio (Hg)} = 201$$

$$\text{Plata (Ag)} = 108$$

$$\text{Plomo (Pb)} = 207$$

$$\text{Tungsteno (W)} = 184$$

$$\text{Calcio (Ca)} = 40$$

$$\text{Cobre (Cu)} = 63,5$$

$$\text{Hierro (Fe)} = 56$$

$$\text{Manganeso (Mn)} = 55$$

$$\text{Níquel (Ni)} = 59$$

$$\text{Potasio (K)} = 39$$

$$\text{Sodio (Na)} = 23$$

$$\text{Zinc (Zn)} = 65$$

No Metales

$$\text{Azufre (S)} = 32$$

$$\text{Bromo (Br)} = 80$$

$$\text{Cloro (Cl)} = 35,5$$

$$\text{Fósforo (P)} = 31$$

$$\text{Nitrógeno (N)} = 14$$

$$\text{Silicio (Si)} = 28$$

Boro (B) = 11
 Carbono (C) = 12
 Flúor (F) = 19
 Hidrógeno (H) = 1
 Oxígeno (O) = 16
 Yodo (I) = 127

La palabra “peso atómico” se acepta generalmente debido a su empleo tradicional pero es más adecuado decir “masa” en lugar de “peso”. A menudo se emplea “masa atómica”.

B. FORMA DE CALCULAR LOS PESOS ATÓMICOS DE LOS ELEMENTOS

En el primer concepto nos hemos dado cuenta que estos pesos atómicos relativos han sido determinados en comparación al isótopo del carbono C - 12 de acuerdo a la cantidad de partículas que posee.

En esta oportunidad existe otra forma de calcularlo aproximadamente en base a los porcentajes de abundancia de los isótopos de cada elemento.

$$PA(x) = \frac{A_1 a_1 + A_2 a_2 + A_3 a_3 + \dots}{100}$$

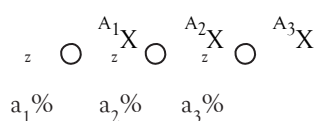
Donde:

PA(x) = Peso atómico del elemento “x”.

$A_1, A_2, A_3, \dots$ = Número de masa del elemento “x”.

$a_1, a_2, a_3, \dots$ = Porcentaje de abundancia del elemento “x”.

O sea:



Isótopos: igual “Z” del mismo elemento

C. CONCEPTO DE MOL

Los intentos para medir en forma individual los átomos demostraron que son demasiado pequeños para pesarlos individualmente. La cantidad más pequeña de materia que se puede medir de manera confiable contiene un número considerable de átomos. Por tanto, en cualquier situación real hay que manejar cantidades muy grandes de átomos y se requiere una unidad que describa en forma adecuada esas cantidades.

La unidad correspondiente al S.I. y empleada en forma universal por los científicos es el “mol”.

Según Amadeo Avogadro, el número conocido como Número Avogadro (No)

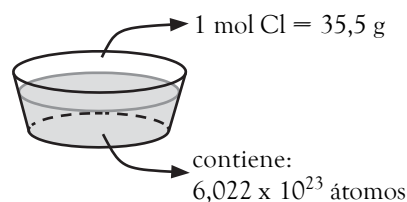
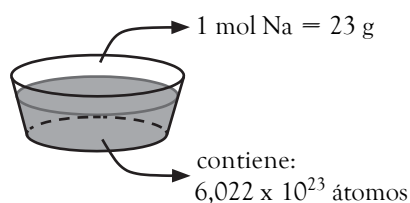
$$\square \text{ No} = 6,022045 \times 10^{23} \text{ partículas,}$$

se redondea: $6,022 \times 10^{23}$.

De acuerdo con su definición, la unidad “Mol” se refiere a un número fijo de “partículas” cuya identidad se debe especificar. Se debe indicar si se trata de un mol de átomos, moléculas, iones, electrones u otras partículas.

Ejemplos:

1 mol de sodio (Na) = 23 g y contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos
 1 mol de cloro (Cl) = 35,5 g y contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos



En forma general:

$$1 \text{ mol (elemento)} = PA. (\text{elemento}) \text{ gramos}$$

$$= 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

La masa en gramos de una mol de átomos de un elemento puro es numéricamente igual al peso atómico en “UMA” de dicho elemento.

D. CONCEPTO DE PESO MOLECULAR DE UN COMPUESTO (P.M.)

El peso fórmula (P.F.) de una sustancia es la suma de los pesos atómicos (P.A.) de los elementos de la fórmula, multiplicados cada uno por el número de veces en que esté presente el elemento. Es la masa en unidades de masa atómica, UMA, de una fórmula unitaria. Los pesos fórmulas, al igual que los pesos atómicos en los cuales se basan, son masas relativas expresadas en UMA.

El término **peso molecular (P.M.)** se emplea con el término peso fórmula cuando se hace referencia a las sustancias moleculares.

Ejemplo: (Aproximado)

1. Determinar el P.M. del CaCO_3 (Carbonato de Calcio):

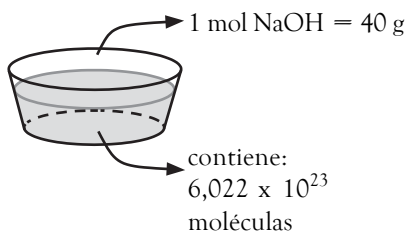
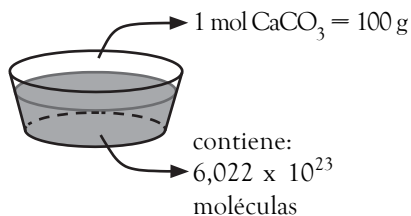
$$\begin{array}{rclcl} \text{\# átomos} & \times & \text{masa de un átomo} & & \\ \text{Ca} & = & 1 & \times & 40 & = & 40 \text{ UMA} \\ \text{C} & = & 1 & \times & 12 & = & 12 \text{ UMA} \\ \text{O} & = & 3 & \times & 16 & = & 48 \text{ UMA} \\ \hline & & & & \text{PM}(\text{CaCO}_3) & = & 100 \text{ UMA} \end{array}$$

2. Determinar el P.M. del NaOH (Hidróxido de sodio).
3. Determinar el P.M. del $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ (Carbonato de amonio).
4. Determine el P.M. del $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (Sulfato de cobre pentahidratado)

Recordemos que:

$$1 \text{ mol de } \text{CaCO}_3 = 100 \text{ gramos y contiene } 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$1 \text{ mol de } \text{NaOH} = 40 \text{ gramos y contiene } 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$



En forma general:

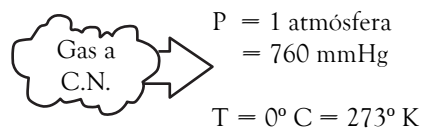
$$\begin{aligned} 1 \text{ mol (compuesto)} &= \text{P.M. (compuesto) gramos} \\ &= 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas} \end{aligned}$$

La masa en gramos de un mol de moléculas de un compuesto puro es numéricamente igual al peso molecular en "UMA" de dicho compuesto.

Casos Especiales

I. PARA EL CASO DE UN GAS A CONDICIONES NORMALES (C.N.)

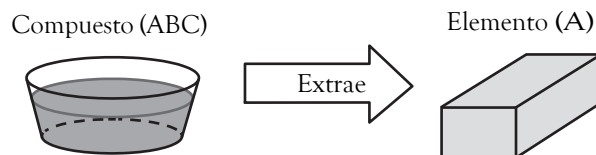
Si un gas se encuentra a condiciones normales.



$$\therefore 1 \text{ mol Gas (C.N.) contiene } 22,4 \text{ litros}$$

II. PARA EL CASO DE PROBLEMAS DE COMPUESTOS A ELEMENTOS

Lo que se requiere es extraer un elemento de un compuesto.



Se aplica:

$$\text{PM(compuesto)} \square \text{PA(elemento)}$$

Recuerda

Algunos autores relacionan 1 mol con 1 átomo gramo. (1 at-g).

Resolviendo en clase

- 1 El Galio presenta dos isótopos en la naturaleza ^{69}Ga y ^{71}Ga . Respecto a su peso atómico se podrá afirmar:

Resolución:

Rpta:

- 2 Un elemento presenta dos isótopos cuyos números de masa son 42 y 43. Si por cada 5 átomos livianos existen tres átomos pesados, determina su peso atómico.

Resolución:

Rpta:

- 3 Cierta elemento presenta dos isótopos ^{40}E y ^{42}E . Si el peso atómico del elemento es 40,8, determina el porcentaje de abundancia del isótopo más pesado.

Resolución:

Rpta:

- 4 Halla el número de átomos gramos que existen en 120 g de carbono. ($C = 12$)

Resolución:

Rpta:

- 5 Halla el número de átomo gramos que existe en 54 g de aluminio. (Al = 27)

Resolución:

- 6 Halla la masa que existe en dos átomos gramos de calcio.

(Ca = 40)

Resolución:

Rpta:

Rpta:

Ahora en tu cuaderno

7. ¿Cuántos átomos existen en 120 g de carbono? (C = 12)

a) 6×10^{24} b) 6×10^{23} c) 6×10^{22}
d) 6×10^{21} e) 6×10^{20}

8. Halla la masa de calcio que existe en 18×10^{23} átomos de este elemento. (Ca = 40)

a) 40 g b) 80 g c) 120 g
d) 160 g e) 200 g

9. Halla el peso que existe en 10 átomo gramos de cobre. (Cu = 63)

a) 63 g b) 126 g c) 630 g
d) 6300 g e) 189 g

10. ¿Cuántos átomos existen en 270 g de aluminio? (Al = 27)

a) 6×10^{20} b) 6×10^{21} c) 6×10^{22}
d) 6×10^{23} e) 6×10^{24}

11. Halla el peso de una mezcla formada por 2 at-g de carbono y 10 at-g de hierro. (C = 12, Fe = 56)

a) 560 g b) 24 g c) 584 g
d) 600 g e) 534 g

12. Halla el peso de una mezcla formada por 10 at-g de aluminio y 5 at-g de zinc. (Al = 27, Zn = 65)

a) 270 g b) 325 g c) 595 g
d) 625 g e) 575 g

Para reforzar

- Halla los mol-g que existe en 440 g de anhídrido carbónico (CO_2). (C = 12, O = 16)
 - 12
 - 16
 - 10
 - 22
 - 44
- Halla el peso que existe en 10 mol-g de amoníaco (NH_3). (N = 14, H = 1)
 - 17 g
 - 170 g
 - 51 g
 - 10 g
 - 34 g
- Halla el número de moléculas que existe en 36 g de agua (H_2O). (H = 1, O = 16)
 - 6×10^{23}
 - 12×10^{23}
 - 34×10^{23}
 - 12×10^{24}
 - 24×10^{23}
- ¿Cuántos mol-g de ácido clorhídrico (HCl) existen en 365 g de ácido clorhídrico? H = 1, Cl = 35,5
Rpta.:
 - 3×10^{23}
 - 3×10^{-3}
 - 6×10^{23}
 - 6×10^{-23}
 - 6×10^{-22}
- Halla el número de at-g (Ca) que existen en 12046×10^{20} átomos de calcio.
Rpta.:
 - 74 g
 - 740 g
 - 7,4 g
 - 0,074 g
 - 0,74 g
- ¿Qué masa de Ca(OH)_2 contiene el mismo número de moléculas que 9,8 g de H_3PO_4 ?
P.A.(P = 31, Ca = 40)
 - 74 g
 - 740 g
 - 7,4 g
 - 0,074 g
 - 0,74 g
- ¿Cuántos átomos hay en 90 g de agua? (No = número de Avogadro)
 - 5 No
 - 9 No
 - 10 No
 - 21 No
 - 15 No
- Una masa de 115 g posee 5 mol-g de XH_3 . Calcula el peso atómico de "X".
 - 23
 - 25
 - 21
 - 20
 - 18
- Una molécula de C_3H_n pesa 7×10^{-23} g. Calcula el valor de "n".
 - 4
 - 5
 - 6
 - 8
 - 3
- Halla la masa de una molécula de agua (H_2O). (H = 1, O = 16)
 - 3×10^{23}
 - 3×10^{-3}
 - 6×10^{23}
 - 6×10^{-23}
 - 6×10^{-22}
- Halla el número de moléculas que existen en 170 g de amoníaco (NH_3).
 - 6×10^{22}
 - 6×10^{23}
 - 6×10^{24}
 - 6×10^{25}
 - 6×10^{21}
- ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 510 g de amoníaco (NH_3)? N = 14; H = 1
Rpta.:
 - 74 g
 - 740 g
 - 7,4 g
 - 0,074 g
 - 0,74 g