



GUÍA TALLER	Código: GA-DC-F-10	Versión: 2	Página 1 de 5
--------------------	---------------------------	-------------------	----------------------

GRADO	10°	GRUPO	
DOCENTE	ANDERSON A. CLAVIJO CORTÉS	ASIGNATURA	QUÍMICA

I. COMPETENCIA: Interpretativa
UNIDADES QUÍMICAS

La siguiente guía la puede descargar del Blog del ÁREA DE CIENCIAS NATURALES, en el botón Química Décimo-Primer Período

<https://andersonclavijo.wixsite.com/cienciasnaturales>

Desde este enlace puede descargar el libro Hipertexto 1. Editorial Santillana

<https://bit.ly/2wHFCOz>

UNIDADES QUÍMICAS.

MASA ATÓMICA: Como ya se indicó anteriormente, cada átomo de los distintos elementos, está definido por las partículas que contiene, la suma de la cantidad de protones y neutrones contenidos en el núcleo de un átomo, corresponde a la **masa atómica**.

MASA MOLECULAR. Cuando se unen 2 o más elementos para formar un compuesto, la partícula más simple que se tiene es la molécula; por lo que la masa de la misma debe estar representada por la cantidad de todos los átomos que contiene, considerando este valor como **masa o peso molecular (masa fórmula)**.

Así por ejemplo, si tenemos una molécula de agua, esta por definición, tendrá un peso molecular de 18 en donde las unidades serán cualquiera siempre y cuando definan el peso de algo, esto es gramos, libras, onzas, kilos, etc.

Molécula de agua **H₂O** Si las masas atómicas de los elementos son: H = 1; O = 16
 $PM\ H_2O = (2 \times 1) + 16 = 18\ g$

Ejemplos:

Elemento	Unid.	P.A. (uma)	Elemento	Unid.	P.A. (uma)
Na =	1	x 23 uma	H	3	x 1 uma = 3 uma
H =	1	x 1 uma	P	1	x 31 uma = 31 uma
O =	1	x 16 uma	O	4	x 16 uma = 64 uma
NaOH	Peso molecular	= 40 uma	H₃PO₄	Peso molecular	= 98 uma

Los términos peso molecular, peso fórmula, masa molecular y masa molar, se usan indistintamente.

En la vida diaria o en experiencias de laboratorio no se utilizan cantidades de sustancia del orden del átomo o de la molécula, sino otras muy superiores, normalmente gramos. Por lo anterior, es mucho más útil introducir un nuevo concepto, una unidad que siendo múltiplo de la masa de un átomo o de una molécula, represente cantidades de materia que sean ya manejables en un laboratorio.

Así, de un elemento se puede tomar una cantidad de gramos que sea igual al número expresado por su peso atómico (**átomo-gramo**). Ejemplo: el peso atómico del hidrógeno es 1,0079; luego, 1,0079 g de hidrógeno equivalen a un átomo-gramo de hidrógeno.

De forma similar, se define la **molécula-gramo** de una sustancia como el número de gramos de esa sustancia igual a su peso molecular. Ejemplo: el **peso molecular** del hidrógeno (**H₂**) es 2,0158; luego, **2,0158 g** de hidrógeno equivalen a una molécula-gramo de hidrógeno.



Para medir las sustancias, se estableció convencionalmente una cantidad de partículas representativas de cada elemento o compuesto, denominada **mol**.

La masa de un mol de cualquier sustancia es el número de gramos de esa sustancia igual en valor a su masa molecular. A esta masa se la denomina Masa molar y se mide en g/mol.

También se puede definir la "mol" como la cantidad de materia que tiene tantos átomos que pesen exactamente 12 gramos de C¹².

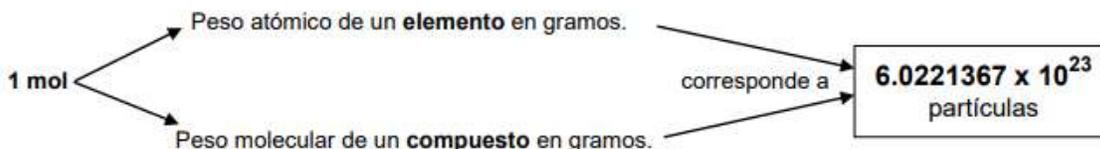
Por medio de varios experimentos, se ha demostrado que este número es...

6.0221367 x 10²³ partículas de sustancia.

El cual normalmente se abrevia simplemente como 6.02 x 10²³, y se conoce con el nombre de **Número de Avogadro**.

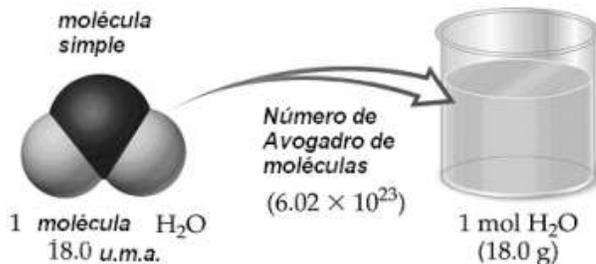
También es conveniente señalar que cuando se trata de un gas, una mol de cualquier gas en C. N. T. P. ocupa un volumen igual a **22.4 litros**, a ese valor se le denomina **Volumen Molecular Gramo**.

Lo anterior se puede resumir de acuerdo a la siguiente expresión:



Además, si se trata de un mol de gas que se encuentra en C. N. P. T., ocupa un volumen de **22.4 litros**

Una mol de átomos, carcachas, cucarachas, canicas, centavos, gente, etc. tiene 6.02 x 10²³ estos objetos.



Para determinar el **número de moles (n)** de una cantidad diferente de sustancia se puede considerar:

n = masa de la sustancia en (g) / Peso molecular de la sustancia (g / mol)

Ejemplo: Moles en 500 g de agua.

n H2O = 500 g / 18 g/mol = 27.77 g H2O

Otras determinaciones que se pueden realizar conociendo el número de moles de una sustancia son:

N partículas = n (6.022 x 10^23 partículas/mol)
V gás (CNPT) = n (22.4 L/mol)

N partículas H2O = n (6.022x10^23 moléculas/mol)

N partículas H2O = 27.77 mol (6.022x10^23 moléculas/mol) = 16.73 moléculas H2O



EJEMPLOS

Ejemplo 1

\overline{M} → peso molecular

$$\begin{array}{rclclcl} \overline{M} \text{ H}_3\text{PO}_4 & = & 3 \times \text{P. At H} & = & 3 \times 1.01 & = & 3.03 \\ & & 1 \times \text{P. At P} & = & 1 \times 32.97 & = & 32.97 \\ & & 4 \times \text{P. At O} & = & 4 \times 16.00 & = & 64.00 \\ & & & & & & \text{-----} \\ & & & & & & 100.00 \end{array}$$

1 molécula de H_3PO_4 = 100.00 uma

1 mol de H_3PO_4 = 100.00 gramos

Ejemplo 2

$$\begin{array}{rclclcl} \overline{M} \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3 & = & 2 \times \text{P. At Al} & = & 2 \times 26.98 & = & 53.96 \\ & & 3 \times \text{P. At S} & = & 3 \times 32.06 & = & 96.18 \\ & & 12 \times \text{P. At O} & = & 12 \times 16.00 & = & 196.00 \\ & & & & & & \text{-----} \\ & & & & & & 346.14 \end{array}$$

1 molécula de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ = 346.14 uma

1 mol de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ = 346.14 gramos

**ACTIVIDAD****ACTIVIDAD**

Determine los pesos moleculares de los siguientes compuestos

- | | | | |
|-----------------------------------|------------------------------------|--|--|
| 1. BaO | 15. HCl | 25. AlCl ₃ | 40. HNO ₂ |
| 2. Na ₂ O | 16. BaO | 26. Al ₂ S ₃ | 41. Al(OH) ₃ |
| 3. SO ₂ | 17. CaH ₂ | 27. Li ₂ O | 42. KOH |
| 4. CaO | 18. Na ₂ O ₂ | 28. FeS | 43. CaSO ₄ |
| 5. Ag ₂ O | 19. PH ₃ | 29. HNO ₃ | 44. Al ₂ (SiO ₃) ₃ |
| 6. NiO | 20. Cs ₂ O | 30. H ₂ CO ₃ | 45. CoCl ₂ |
| 7. Cl ₂ O ₇ | 21. Pbl ₂ | 31. HClO ₄ | 46. LiNO ₂ |
| 8. P ₂ O ₅ | 22. KBr | 32. H ₃ PO ₄ | 47. Na ₂ CO ₃ |
| 9. LiH | 23. AsH ₃ | 33. H ₄ P ₂ O ₅ | 48. Ca ₃ (PO ₄) ₂ |
| 10. CaO | 24. BaS | 34. HIO | 49. KHCO ₃ |
| 11. AgH | | 35. H ₂ S | 50. ZnCl ₂ |
| 12. HBr | | 36. MgH ₂ | 51. Na ₂ CO ₃ |
| 13. H ₂ S | | 37. H ₂ SiO ₃ | 52. HgO |
| 14. NH ₃ | | 38. Ca(OH) ₂ | 53. NaOH |
| | | 39. Fe(OH) ₃ | 54. CH ₄ |
| | | | 55. KIO |

II. ACTIVIDADE DE EVALUACIÓN

- Resolución del cuestionario (formulario de Google Drive). Valor 50% de la nota en el seguimiento
- Devolución de guía (informe del cuaderno que se le entregará formato para hacerlo en computador o un documento organizado en .pdf, que se debe enviar al correo electrónico). Valor 50% de la nota en e seguimiento.

Correo electrónico de la asignatura:

cienciasnaturalesquimica2016@gmail.com

III. METODOLOGÍA DE TRABAJO: virtual, con ayuda de herramientas de ofimática.

IV. BIBLIOGRAFÍA

Hipertexto 1 Editorial Santillana

Este tema has sido tomado con fines didácticos y pedagógicos y adaptado de:

<https://www.ipn.mx/assets/files/cecyl11/docs/Guias/UABasicas/Quimica/quimica-2.pdf>

Chang, R. (1999). *Química*. México: Ultra, S.A.

Lo invito a ver los siguientes videos :

V. PORCENTAJE DE VALORACIÓN

- Resolución del cuestionario (formulario de Google Drive). Valor 50% de la nota en el seguimiento
- Devolución de guía (informe del cuaderno que se le entregará formato para hacerlo en computador o un documento organizado en .pdf, que se debe enviar al correo electrónico). Valor 50% de la nota en e seguimiento.

VI. CONDICIONES DE ENTREGA AL DOCENTE

- Formulario de Google Drive
- Informe escrito de la elaboración del trabajo, muestra fotográfica.