

Actividades Complementarias de Aula. Átomos y Moléculas.

Actividad Nº1. Masa atómica relativa. Isótopos

- En la siguiente tabla Ud. encontrará la abundancia natural relativa de los isótopos del Bromo, y la masa atómica relativa de sus isótopos.

a) Isótopo	b) Abundancia isotópica (%)	c) Masa atómica (u.m.a)
${}^{79}_{35}\text{Br}$	50,69	78,91835
${}^{81}_{35}\text{Br}$	49,31	80,91629

- a) ¿Qué entiende por abundancia isotópica? ¿Cuántos átomos de ${}^{79}_{35}\text{Br}$ y cuántos de ${}^{81}_{35}\text{Br}$ hay en 1×10^6 átomos del elemento Bromo?

La abundancia isotópica se refiere a la cantidad de un isótopo determinado, respecto al total de átomos correspondiente a ese mismo elemento. Por ejemplo, considerando los datos aportados en la tabla, si lográramos reunir 100 átomos de Br, encontraríamos que 50,69 átomos serían del isótopo

${}^{79}_{35}\text{Br}$, mientras que 49,31 átomos serían del isótopo ${}^{81}_{35}\text{Br}$

Siguiendo el mismo razonamiento, tenemos que:

Cada 100 átomos de bromo \longrightarrow 50,69 son átomos de ${}^{79}_{35}\text{Br}$
 1×10^6 átomos de bromo \longrightarrow $X = 5,069 \times 10^5$ átomos de ${}^{79}_{35}\text{Br}$

Y
 Cada 100 átomos de bromo \longrightarrow 49,31 son átomos de ${}^{81}_{35}\text{Br}$
 1×10^6 átomos de bromo \longrightarrow $X = 4,931 \times 10^5$ átomos de ${}^{81}_{35}\text{Br}$

- b) ¿Cuál es la masa atómica relativa del elemento Bromo?

Para determinar la Masa atómica relativa debemos usar la siguiente fórmula general:

$$\text{Masa atómica relativa} = \sum \frac{Ni \cdot mi}{100}$$

Donde: N_i = abundancia relativa de cada isótopo y m_i = masa atómica relativa de cada isótopo

Para el hidrógeno, la masa atómica relativa es:

$$Br = \sum \frac{(50,69 \times 78,91835 \text{ uma}) + (49,31 \times 80,91629 \text{ uma})}{100} = 79,9035 \text{ uma}$$

c) ¿Cuál es la masa que figura en la Tabla Periódica, el de sus isótopos o el de la mezcla natural de los isótopos?

En la tabla periódica figura la masa atómica correspondiente a la mezcla natural de sus isótopos.

d) Analice la causa por la cual los diferentes isótopos de un mismo elemento, en el caso de que los tenga, no ocupan diferentes ubicaciones en la Tabla Periódica de elementos.

Los isótopos, son átomos de un mismo elemento, que poseen mismo número atómico (Z) y distinto número másico (A). En la tabla periódica los elementos, se ordenan según su número atómico, por lo tanto, los isótopos de un elemento ocupan el mismo lugar en la tabla.

Etimológicamente la palabra isótopos significa *Iso*=mismo, *topos*=lugar.

Actividad N°2. Mol. Número de Avogadro

a) El número de Avogadro (N_{Av}) es definido como el número de átomos existentes en exactamente 12 g de Carbono 12. Su valor más actualizado es:

$$(6,0221417 \pm 0,0000003) \times 10^{23} \text{ partículas} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Para la mayoría de los cálculos, se considerará $6,022 \times 10^{23}$ como una muy buena aproximación. Un número de ese tamaño va más allá de nuestra comprensión. Podría ser de mucha ayuda si decimos que $6,022 \times 10^{23}$ pelotas de tenis cubrirían toda la superficie de la tierra con un espesor de 90 kilómetros, o que $6,022 \times 10^{23}$ gramos de arroz cabrían en un cubo de 220 kilómetros de lado.

• Responder a las siguientes preguntas:

d) ¿Cuántos átomos de Titanio tengo en una muestra de 48 g del mismo?

Masa molar del Titanio = 47,9 g/mol

Si en 47,9 g de Ti \longrightarrow $6,022 \times 10^{23}$ átomos de Ti
En 48 g de Ti \longrightarrow $X = 6,034 \times 10^{23}$ átomos de Ti

e) ¿Cuántos átomos de Carbono tengo en una muestra de 48 g del mismo?

Masa molar del C = 12 g/mol

Si en 12 g de C \longrightarrow $6,022 \times 10^{23}$ átomos de C
En 48 g de C \longrightarrow $X = 2,408 \times 10^{24}$ átomos de C

f) ¿Cuántas veces menor es la cantidad de átomos de Titanio con respecto a la cantidad de átomos de Carbono?

$$\frac{C}{Ti} = \frac{2,408 \times 10^{24}}{6,034 \times 10^{23}} = 4$$

veces menos cantidad de átomos de Ti que de C.

Ojo! Hablamos de cantidad de átomos y no del tamaño de los átomos!

Un mol es una cantidad de materia que contiene al número de Avogadro de partículas

Actividad N°3. Masa Molar

Se denomina masa molar de una sustancia a la masa en gramos de un mol de dicha sustancia.

a) ¿Cuál es la masa molar de la clorofila ($C_{55}H_{72}MgN_4O_5$)?

Para calcular la masa molar de cualquier sustancia, realizamos la suma algebraica de las masas atómicas de los elementos, multiplicados por la cantidad de veces que éstos se encuentran en la molécula.

En decir

Masa molar clorofila

$$\Sigma(12_{g/mol} \times 55) + (1_{g/mol} \times 72) + (24,3_{g/mol}) + (14_{g/mol} \times 4) + (16_{g/mol} \times 5) = 892,3_{g/mol}$$

Actividad N°4. Masa Molar

Calcule la masa molar de cada una de las siguientes especies:

a) $H_3PO_4 = 97,97 \text{ g/mol}$	f) $NO = 30 \text{ g/mol}$	k) $C_{12}H_{22}O_{11} = 342 \text{ g/mol}$
b) $(NH_4)_3AsO_4 = 192,92 \text{ g/mol}$	g) $NO_2 = 46 \text{ g/mol}$	l) $Mn^{2+} = 54,93 \text{ g/mol}$
c) $Fe_3O_4 = 231,52 \text{ g/mol}$	h) $H_2O_2 = 34 \text{ g/mol}$	m) $NO_3^- = 62 \text{ g/mol}$

Actividad N°5. Cálculo de moles

- Calcule el número de moles presentes en:
 - 10 g de carbonato de Calcio ($CaCO_3$) = 0,1 moles
 - 14 g de Hierro = 0,25 moles
 - 34 g de sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$ = 0,099 moles
 - 33,5 g de ácido acético CH_3COOH = 0,56 moles

Actividad N°6. Ejercicio Integrador I

165,86 g	←	1 mol de Co₂O₃	→	6,022x10 ²³ moléculas
	↙	↓		↘
1,20x10 ²⁴ átomos de Co		1,80x10 ²⁴ átomos de O		3,01x10 ²⁴ átomos totales

Actividad N°7. Ejercicio Integrador II

COMPUESTO	Masa (g)	N° de moles	N° de moléculas
Monóxido de carbono (CO)	130g	4,64 moles	2,79x10 ²⁴
Hidróxido de Potasio (KOH)	168,3 g	3 moles	1,80x10 ²⁴
Cloro (Cl ₂)	35,44 g	0,5 moles	3.01 x10 ²³

Actividad N°8. Composición Porcentual

La composición porcentual es el porcentaje en masa de cada uno de los elementos de un compuesto.

- Determine la composición porcentual de:
 - KClO = K (43,15%), Cl (39,18%), O (17,66%)
 - KClO₄ = K (28,20%), Cl (25,61%), O (46,17%)
 - Ca₃(PO₄)₂ = Ca (38,71%), P (19,98%), O (41,29%)

Actividad N°9. Fórmula mínima y molecular

“La *fórmula empírica* representa la mínima relación de átomos que forman un compuesto y la *fórmula molecular* representa el número real de átomos que se encuentran combinados en la molécula de un compuesto”.

- El resorcinol es una sustancia orgánica compuesta de 65,46 % de C; 29,10% de O y 5,45 % de H. Calcule:

- a) la fórmula empírica = C_3H_3O
b) la fórmula molecular sabiendo que la masa molecular del resorcinol es 110 u.m.a. $C_6H_6O_2$
Otra forma de escribirlo sería: $C_6H_4(OH)_2$

- La prolina es una de los aminoácidos que intervienen en la producción de colágeno, también está relacionada con la reparación y mantenimiento de músculos y huesos.

Cada 2 g de la misma, hay 1,04 g de Carbono; 0,156 g de Hidrógeno; 0,243 g de Nitrógeno y 0,556 g de Oxígeno.

Calcule su composición porcentual, luego obtenga su fórmula mínima y molecular (teniendo en cuenta que su masa molar es 115 g/mol)

Composición porcentual: C (52%), H (7,8), N (12,15%), O (27,8%)

Fórmula mínima= $C_5H_9NO_2$

Fórmula molecular= $C_5H_9NO_2$