



CHEMISTRY

Chapter 7

4th
SECONDARY



UNIDADES QUIMICAS DE MASA  **SACO OLIVEROS**



¿Qué unidad utilizamos al comprar papas en el mercado?

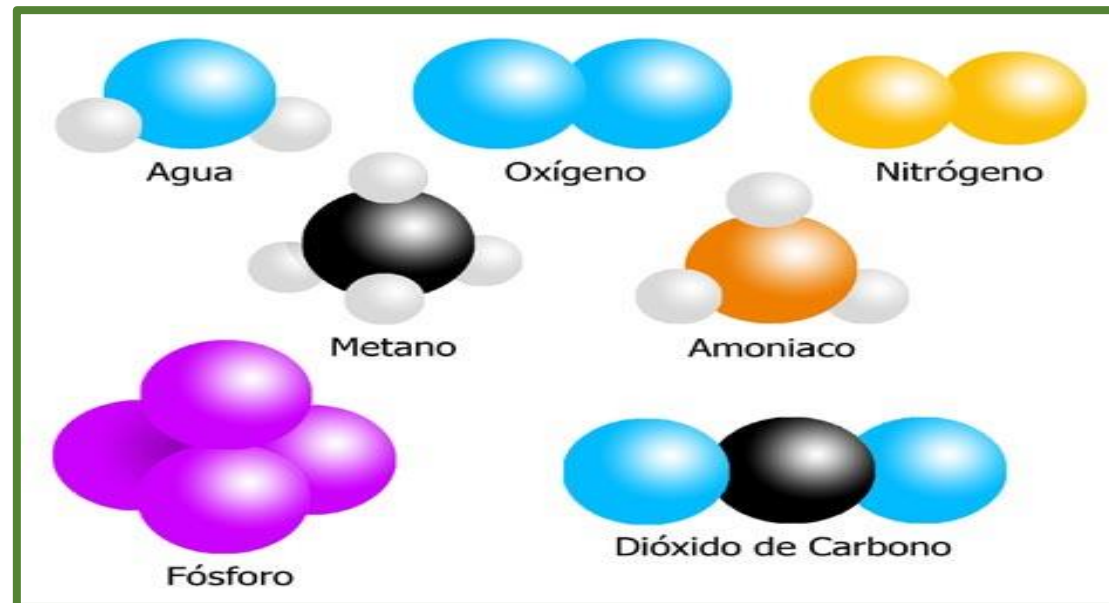


- Y si medimos la masa de jamón para el desayuno...
- O tal vez la masa de unos granos de arena...
- Y cómo expresaríamos la masa de un buque de guerra...

- Te has puesto a pensar ¿qué unidad es la más apropiada para la masa de átomos o moléculas?

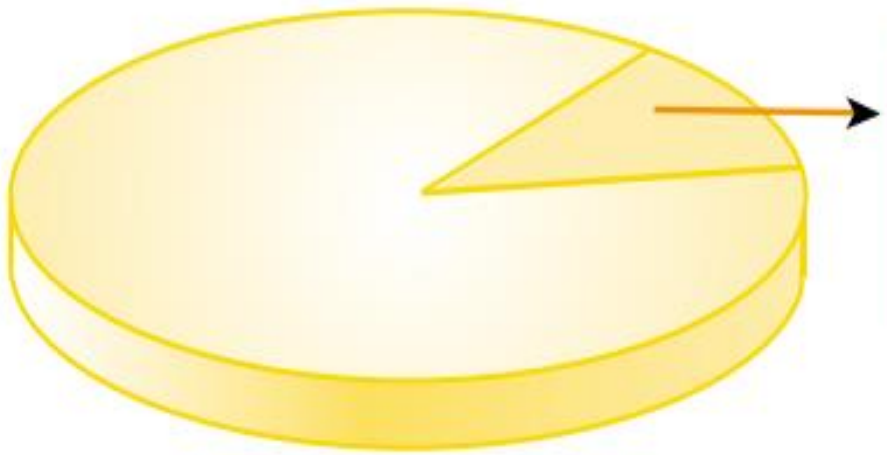
DEFINICIÓN

Son expresiones químicas que nos refieren la cantidad de partículas estructurales (átomos, iones, moléculas, etc.) de una sustancia contenidas en una masa de muestra dada. Es decir consiste en el estudio de unidades químicas que expresan el contenido de materia para las sustancias químicas (simples y compuestas).



UNIDAD DE MASA ATÓMICA (U.M.A.)

Es la unidad de masa apropiada para partículas muy pequeñas (átomos, moléculas, iones) y por convención el uma se define como la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12, cuya masa convencional es 12,00 uma.



$$\frac{1}{12} \text{ masa } ^{12}\text{C} = 1 \text{ uma} = 1 \text{ u}$$

$$1 \text{ u} = 1,66 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Equivalencia:

MASA ATÓMICA ($m.A$ o \overline{Ar})

Viene a ser la masa de un átomo de un elemento químico determinado, esta masa está expresada en una. Y se calcula como la masa promedio ponderado de las masas de los isótopos estables de un elemento químico.

Veamos algunas masas atómicas aproximadas

Elemento	H	C	N	O	Na	Mg	Al	P	S	Cl	K
MA (u)	1	12	14	16	23	24	27	31	32	35,5	39

(estos valores aproximados serán datos en los problemas)

MASA ATÓMICA PROMEDIO (MA)

Es una medida promedio de la masa de los distintos isótopos de un elemento químico relacionados con su abundancia que generalmente se da en porcentaje.

$$\left(\overline{A}_r\right)_{aproximada} = \frac{A_1 \times a_1 + A_2 \times a_2 + \dots + A_n \times a_n}{a_1 + a_2 + \dots + a_n}$$

$$\left(\overline{A}_r\right)_{exacta} = \frac{\overline{A}_1 \times a_1 + \overline{A}_2 \times a_2 + \dots + \overline{A}_n \times a_n}{a_1 + a_2 + \dots + a_n}$$

Donde:

- A** : Número de masa
- a** : Abundancia isotópica natural
- \overline{A}** : Número de masa

**EJEMPLO :**

La plata natural está constituida por una mezcla de dos isótopos de números de masa 107 y 109. Conociendo la abundancia isotópica , obtener la masa atómica de la plata natural.

Número de masa	Masa isotópica relativa	% Abundancia
107	106,905	51,8
109	108,905	48,2

$$A_r(\text{Ag}) = \frac{(106,905)(51,8) + (108,905)(48,2)}{100} = 107,89 \text{ u}$$

$$\text{Masa atómica (Ag)} = 107,89 \text{ u}$$

MASA MOLECULAR (\bar{M})

Indica la masa de una sola molécula (especie covalente) expresada en u. Se calcula sumando las masas atómicas de todos átomos presentes en la molécula.

$$\bar{M} = \sum \bar{A}_r$$

$$\bar{M}_{Cl_2} = 2\bar{A}_r(Cl) = 2(35,5u) = 71u$$

$$\bar{M}_{O_2} = 2\bar{A}_r(O) = 2(16u) = 32u$$

$$\begin{aligned}\bar{M}_{H_2O} &= 2\bar{A}_r(H) + \bar{A}_r(O) \\ &= 2(1u) + 1(16u) = 18u\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\bar{M}_{CO_2} &= \bar{A}_r(C) + 2\bar{A}_r(O) \\ &= 1(12u) + 2(16u) = 44u\end{aligned}$$



MASA FÓRMULA (\overline{mF})

Indica la masa de una sola unidad fórmula (especie iónica) expresada en u. Se calcula sumando las masas de los iones presentes en el par iónico.

$$\begin{aligned}\overline{mF}_{NaCl} &= \overline{A_r}(Na^+) + \overline{A_r}(Cl^-) \\ &= 23u + 35,5u = 58,5u\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\overline{M}_{CaCl_2} &= \overline{A_r}(Ca^{2+}) + 2\overline{A_r}(Cl^-) \\ &= 40u + 2(35,5u) = 111u\end{aligned}$$



MOL

También llamado número de Avogadro (N_A o N_0).

Es una unidad de conteo, según el SI, la mol indica la cantidad de sustancia que contiene tantas unidades estructurales: átomos, moléculas, iones... así como tantos átomos hay en 12 g de carbono-12

1 mol \leftrightarrow $6,022 \cdot 10^{23} \approx 6 \cdot 10^{23}$ unidades estructurales

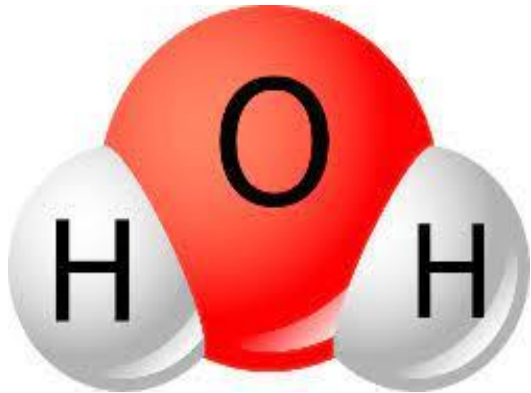
1 mol de átomos de helio = $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de helio

1 mol de moléculas de $H_2O \approx 6 \cdot 10^{23}$ moléculas H_2O

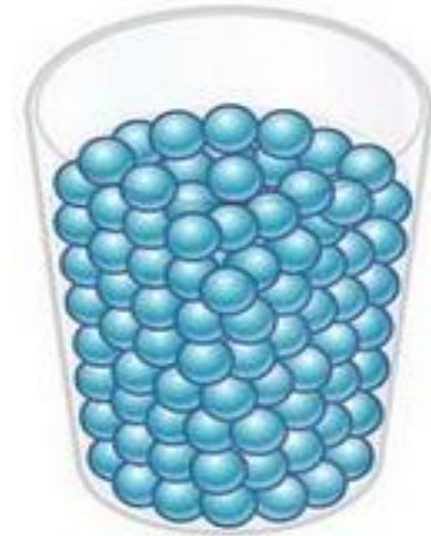
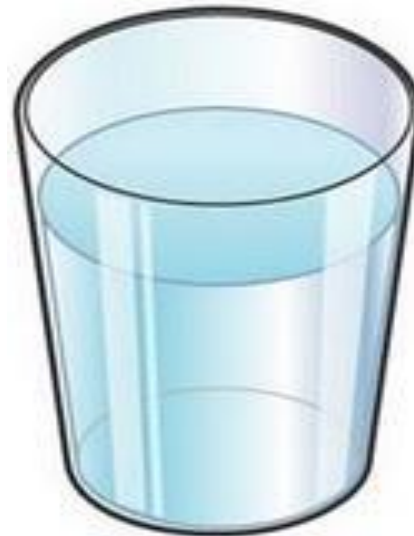


MASA DE UNA MOL DE UNA SUSTANCIA

También llamada **MASA MOLAR**, es la masa en gramos de un mol de sustancia (iónica, covalente, elemental) o la masa de un N_A de partículas estructurales idénticas (de moléculas, de átomos,...) expresada en g/mol y es numéricamente igual al A_r o \overline{mF} .



1 molécula de H_2O
(18 uma)



$$1 \text{ mol de } H_2O \leftrightarrow (180 \text{ g } H_2O) \leftrightarrow 6,022 \times 10^{23} H_2O$$



Número de moles (n)

Para conocer cuántos moles de una sustancia hay en determinada cantidad de la misma, podemos usar

$$n = \frac{\text{Masa (en g)}}{\text{Masa molar (en } \frac{\text{g}}{\text{mol}})} = \frac{\text{Número de moléculas}}{N_A (\frac{\text{moléculas}}{\text{mol}})}$$



Pregunta N°1

Indique la sustancia con mayor masa molar.

m.A. (u) : H=1, C= 12, O=16, N=14

SOLUCIÓN :



$$\bar{M}_{\text{CO}_2} = 1(12) + 2(16) = 44\text{g/mol}$$



$$\bar{M}_{\text{HNO}_3} = 1(1) + 1(14) + 3(16) = 63\text{g/mol}$$



$$\bar{M}_{\text{H}_2\text{O}} = 2(1) + 1(16) = 18\text{g/mol}$$



Pregunta N°2

Determine la MF del $Al_2(CO_3)_3$

Dato: m.A.(u) : Al=27, C=12 , O=16

SOLUCIÓN :



$$2 (Al) = 27 \times 2 = 54$$

$$3 (C) = 12 \times 3 = 36$$

$$9 (O) = 16 \times 9 = 144$$

$$\overline{MF}_{Al_2(CO_3)_3} = 234 \text{ uma}$$



Pregunta N°3

¿Cuál es la masa de 3 mol de átomos de fósforo?

m.A. = 31u

SOLUCIÓN :

Recordando la masa de 1 mol de sustancia es numéricamente igual a la masa atómica en gramos

1 mol (P) → 31 g (P)

3 mol (P) → m(P)

$$m(P) = \frac{3 \cdot (31)}{1} = \mathbf{93 \text{ g}}$$



Pregunta N°4

¿Cuántas moléculas están contenidas en 440 g de CO₂?

m.A. : C= 12u , O=16u

SOLUCIÓN :

$$\bar{M}_{\text{CO}_2} = 1(12) + 2(16) = 44\text{g/mol}$$

$$1 \text{ mol (CO}_2\text{)} \rightarrow 44 \text{ g}$$

$$x \text{ mol (CO}_2\text{)} \rightarrow 440 \text{ g}$$

$$x = 10 \text{ mol (CO}_2\text{)}$$

$$1 \text{ mol} \rightarrow 6 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$10 \text{ mol} \rightarrow 60 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$6 \times 10^{24} \text{ moléculas}$$



Pregunta N°5

Determine la masa de 10 moléculas de HNO_3 .

Datos: m.A. (u) : H = 1, N = 14, O = 16

SOLUCIÓN :

$$\bar{M}_{\text{HNO}_3} = 1(1) + 1(14) + 3(16) = 63\text{g/mol}$$

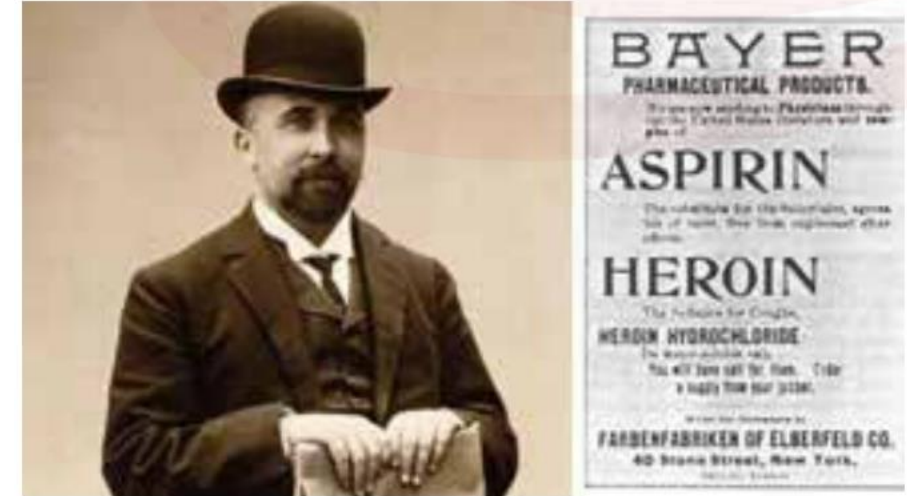
$$63\text{ g} \rightarrow 6 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$m \rightarrow 10 \text{ moléculas}$$

$$m(\text{HNO}_3) = \frac{10 \cdot (63)}{6 \times 10^{23}} = 105 \times 10^{-23} \text{ g}$$

Pregunta N°6

El 10 de agosto de 1897 el farmacéutico alemán Félix Hoffmann sintetizó en el laboratorio el Ácido Acetil Salicílico, la famosa Aspirina que la empresa farmacéutica alemana Bayer registró en 1899 y un carro para hacer propaganda del más famoso analgésico comercializado en el siglo XX, la Aspirina. Nacen con la Aspirina en la terapéutica médica y en la lucha contra el dolor los Antinflamatorios no esteroideos, los AINE.

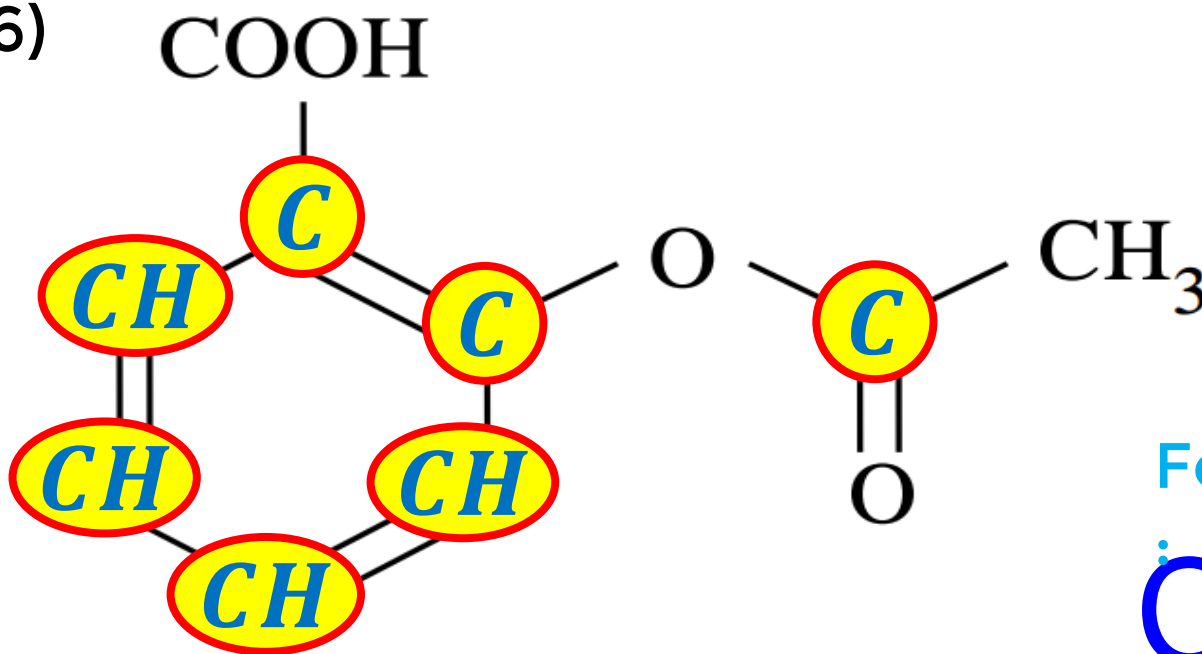


Un año antes la empresa farmacéutica alemana había registrado otro fármaco, igual de famoso que la Aspirina: la famosa Heroína, extrayéndola de la Morfina. Aspirina y Heroína se convertirán en dos de las drogas que simbolizan el siglo XX de Occidente, bajo el conocido lema publicitario “Si es Bayer es bueno”. La Aspirina, de la familia de los salicilatos, nombre comercial que se volvió genérico por su capacidad de aliviar el dolor (analgésico), reducir la fiebre (antipirético) e inhibir la inflamación (antiinflamatorio), debido a su efecto inhibitorio, no selectivo, de la ciclooxygenasa, forma parte de nuestra vida y es el medicamento más consumido del mundo, más cuando las investigaciones le confirieron un papel protector contra infartos y accidentes cerebrovasculares por sus propiedades antitrombóticas.

Pregunta N°6

La Aspirina llamada la droga del siglo XX, es el analgésico más popular del mundo, se producen y se consumen miles de millones de Aspirinas al año. La fórmula de éste renombrado fármaco es:

MA (C = 12, H = 1, O = 16)



Fórmula global



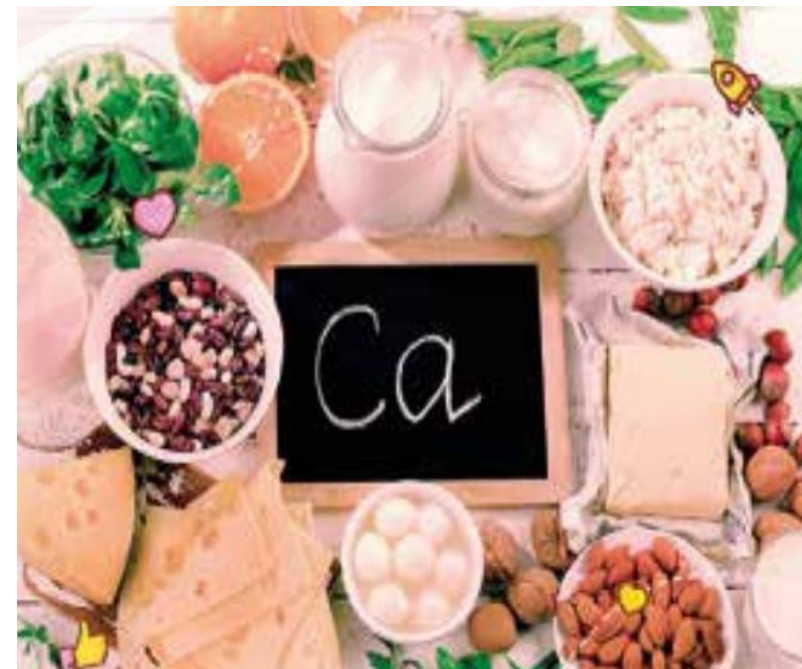
Identifica la masa molar del ácido acetilsalicílico.

$$\text{Masa molar} = 9(12) + 8(1) + 4(16) = 180 \text{ g/mol}$$

Pregunta N°7

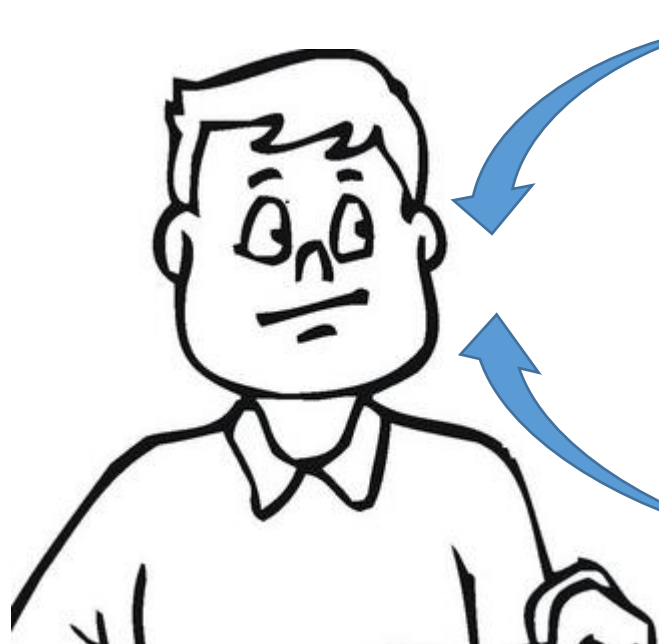
El límite recomendado para el consumo diario de calcio (Ca^{2+}) es de 1000 mg/día. Una persona en su dieta diaria consume dos vasos de leche más una porción de brócoli, lo cual equivale a 600 mg de Ca^{2+} . Para complementar su dieta decide consumir una tableta de calcio diaria, la cual viene como carbonato de calcio, CaCO_3 , en presentación de 500 mg. Sin embargo, su médico le cambia la dosis diaria. Apoyándose en la descomposición de ésta sal: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$

y considerando la información anterior, ¿cuál es la explicación que sustenta la decisión del médico?



- A) Una tableta no es suficiente para cubrir, adicionalmente, las necesidades de CO_3^{2-}
- B) El médico busca fortalecer el consumo de Ca^{2+} entregando más del límite recomendado.
- C) Una tableta no es suficiente para cubrir las necesidades de Ca^{2+} de esta persona.
- D) El médico decide entregar directamente 1000 mg/día de Ca^{2+} equivalente a dos tabletas.

Pregunta N°7



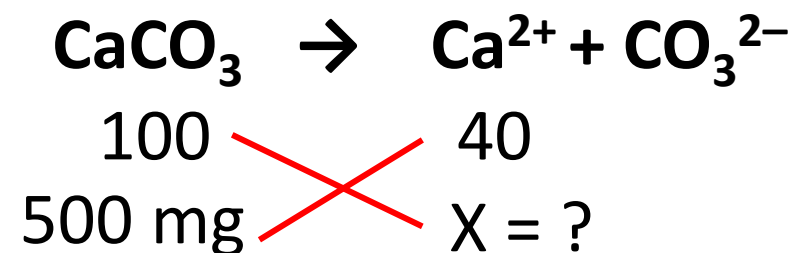
+



<>

600 mg de Ca^{2+} .

1 pastilla

500 mg CaCO_3  $\rightarrow X = 200 \text{ mg Ca}^{2+}$

→ Esta persona ingiere en total una cantidad de 800 mg de iones Ca^{2+}

RESPUESTA: Una tableta no es suficiente para cubrir las necesidades de Ca^{2+} de esta persona.

CLAVE: D



MUCHAS GRACIAS

 **SACO OLIVEROS**  **APEIRON**
SISTEMA HELICOIDAL