

Masa de un átomo y masa atómica de un elemento

- La **masa de un átomo** es la suma de las masas de las partículas que contiene.

La masa de un átomo se suele calcular sumando solo las masas de los nucleones.

La masa de los electrones, unas 2.000 veces más pequeña que la de los nucleones, y no modifica el resultado de la suma de forma relevante.

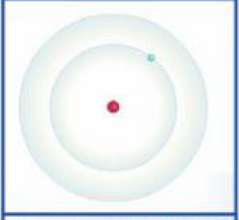
- La **masa atómica de un elemento** es la masa media de los átomos de dicho elemento.

La masa atómica de un elemento se calcula como la media de las masas de sus isótopos, ponderada por su abundancia.

Esto explica que las cifras de masa atómica de la tabla periódica de los elementos no coincidan con la masa de ninguno de sus isótopos.

$m_p = 1,0073 \text{ u}$	$m_n = 1,0087 \text{ u}$	$m_e = 0,0005 \text{ u}$
$m_p \approx 1 \text{ u}$	$m_n \approx 1 \text{ u}$	$m_e \approx 0 \text{ u}$





Protones	Neutrones	Electrones
1	0	1

Hidrógeno
isótopo estable

H

Abundancia: 99,985%

masa del isótopo $m({}_1^1\text{H})$
 $m({}_1^1\text{H}) = m_p + m_e$
 $m({}_1^1\text{H}) = 1,0073 \text{ u} + 0,0005 \text{ u} = 1,0078 \text{ u}$



Protones	Neutrones	Electrones
1	1	1

Hidrógeno
isótopo estable

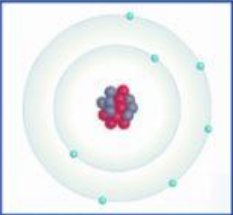
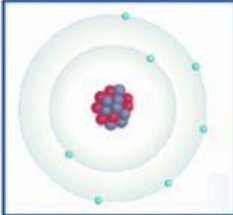
H

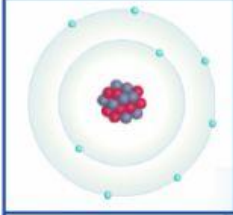
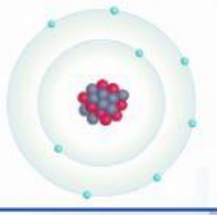
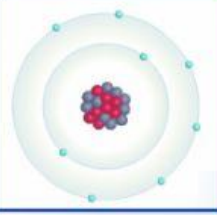
Abundancia: 0,015%

masa del isótopo $m({}_1^2\text{H})$
 $m({}_1^2\text{H}) = m_p + m_n + m_e$
 $m({}_1^2\text{H}) = 1,0073 \text{ u} + 1,0087 \text{ u} + 0,0005 \text{ u} = 2,0165 \text{ u}$

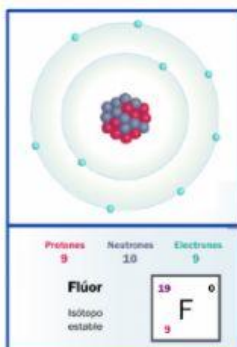
$$m(\text{H}) = \frac{1,0078 \times 99,985 + 2,0165 \times 0,015}{100} = 1,0080 \text{ u}$$

masa atómica del elemento H

 Protones: 7 Neutrones: 7 Electrones: 7 Nitrógeno isótopo estable 14 0 N	Abundancia: 99,634% masa del isótopo $m(^{14}_7\text{N})$ $m(^{14}_7\text{N}) =$
 Protones: 7 Neutrones: 8 Electrones: 7 Nitrógeno isótopo estable 15 0 N	Abundancia: 0,366% masa del isótopo $m(^{15}_7\text{N})$ $m(^{15}_7\text{N}) =$
masa atómica del elemento N; $m(\text{N}) =$	

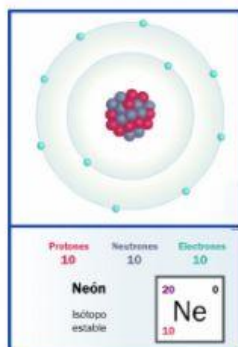
 Protones: 8 Neutrones: 8 Electrones: 8 Oxígeno isótopo estable 16 0 O	Abundancia: 99,762% masa del isótopo $m(^{16}_8\text{O})$ $m(^{16}_8\text{O}) =$	 Protones: 8 Neutrones: 9 Electrones: 8 Oxígeno isótopo estable 17 0 O	Abundancia: 0,038% masa del isótopo $m(^{17}_8\text{O})$ $m(^{17}_8\text{O}) =$	 Protones: 8 Neutrones: 10 Electrones: 8 Oxígeno isótopo estable 18 0 O	Abundancia: 0,200% masa del isótopo $m(^{18}_8\text{O})$ $m(^{18}_8\text{O}) =$
masa atómica del elemento O; $m(\text{O}) =$					



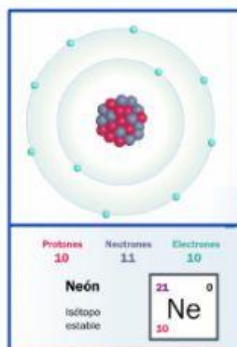


Abundancia: 100%
masa del isótopo $m({}_9^{19}\text{F})$
 $m({}_9^{19}\text{F}) =$

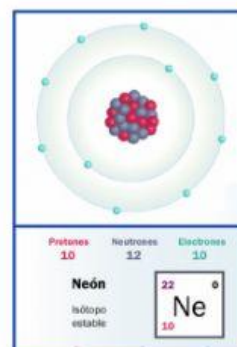
masa atómica del elemento F; $m(\text{F}) =$



Abundancia: 90,48%
masa del isótopo $m({}_{10}^{20}\text{Ne})$
 $m({}_{10}^{20}\text{Ne}) =$



Abundancia: 0,270%
masa del isótopo $m({}_{10}^{21}\text{Ne})$
 $m({}_{10}^{21}\text{Ne}) =$



Abundancia: 9,250%
masa del isótopo $m({}_{10}^{22}\text{Ne})$
 $m({}_{10}^{22}\text{Ne}) =$

masa atómica del elemento Ne; $m(\text{Ne}) =$

¡ Pon el resultado con 4 cifras decimales !!

