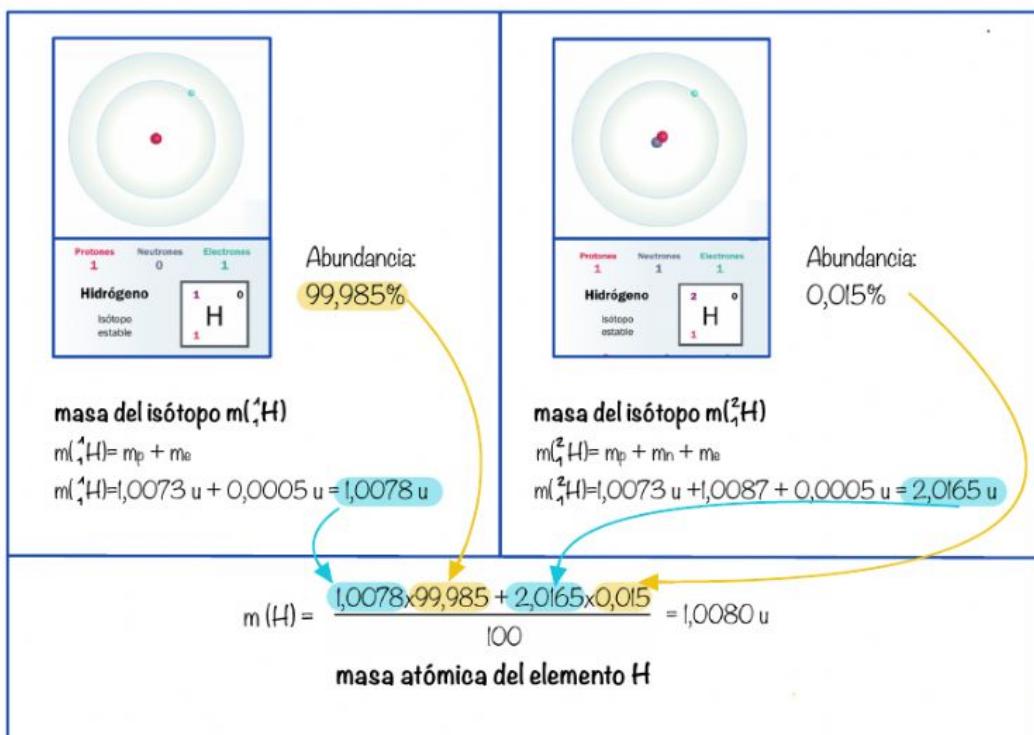


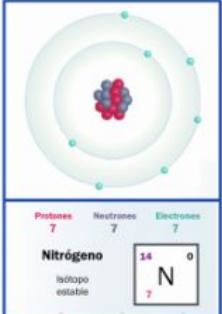
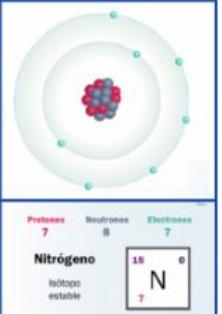
Masa de un átomo y masa atómica de un elemento

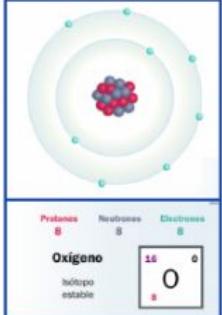
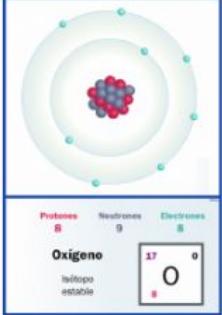
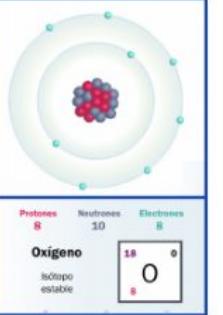
- La **masa de un átomo** es la suma de las masas de las partículas que contiene.
La masa de un átomo se suele calcular sumando solo las masas de los nucleones.
La masa de los electrones, unas 2.000 veces más pequeña que la de los nucleones, y no modifica el resultado de la suma de forma relevante.
- 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.

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

Aproximación



 <p>Nitrógeno Isótopo estable</p> <p>Protones: 7 Neutrones: 7 Electrones: 7</p> <p>${}^{14}_{\text{N}} \text{ N}$</p>	<p>Abundancia: 99,634%</p> <p>masa del isótopo $m({}^{14}\text{N})$ $m({}^{14}\text{N}) =$ <input type="text"/></p>	 <p>Nitrógeno Isótopo estable</p> <p>Protones: 7 Neutrones: 8 Electrones: 7</p> <p>${}^{15}_{\text{N}} \text{ N}$</p>	<p>Abundancia: 0,366%</p> <p>masa del isótopo $m({}^{15}\text{N})$ $m({}^{15}\text{N}) =$ <input type="text"/></p>
<p>masa atómica del elemento N; $m(\text{N}) =$ <input type="text"/></p>			

 <p>Oxígeno Isótopo estable</p> <p>Protones: 8 Neutrones: 8 Electrones: 8</p> <p>${}^{16}_{\text{O}} \text{ O}$</p>	<p>Abundancia: 99,762%</p> <p>masa del isótopo $m({}^{16}\text{O})$ $m({}^{16}\text{O}) =$ <input type="text"/></p>	 <p>Oxígeno Isótopo estable</p> <p>Protones: 8 Neutrones: 9 Electrones: 8</p> <p>${}^{17}_{\text{O}} \text{ O}$</p>	<p>Abundancia: 0,038%</p> <p>masa del isótopo $m({}^{17}\text{O})$ $m({}^{17}\text{O}) =$ <input type="text"/></p>	 <p>Oxígeno Isótopo estable</p> <p>Protones: 8 Neutrones: 10 Electrones: 8</p> <p>${}^{18}_{\text{O}} \text{ O}$</p>	<p>Abundancia: 0,200%</p> <p>masa del isótopo $m({}^{18}\text{O})$ $m({}^{18}\text{O}) =$ <input type="text"/></p>
<p>masa atómica del elemento O; $m(\text{O}) =$ <input type="text"/></p>					
<p><i>¡¡ Pon el resultado con 4 cifras decimales !!</i></p>					
<p><i>Escribe los resultados como los ejemplos... si, eso incluye las unidades.</i></p>					

Flúor
Isótopo estable

Protones	9
Neutrones	10
Electrones	9

F

Abundancia: 100%

masa del isótopo $m(^{19}_{\text{F}}\text{F})$

$m(^{19}_{\text{F}}\text{F}) =$

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

Neón
Isótopo estable

Protones	10
Neutrones	10
Electrones	10

Ne

Neón
Isótopo estable

Protones	10
Neutrones	11
Electrones	10

Ne

Neón
Isótopo estable

Protones	10
Neutrones	12
Electrones	10

Ne

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

$m(^{20}_{\text{Ne}}\text{Ne}) =$

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

$m(^{21}_{\text{Ne}}\text{Ne}) =$

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

$m(^{22}_{\text{Ne}}\text{Ne}) =$

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

💡 Pon el resultado con 4 cifras decimales !!