

Fenómenos Nucleares y sus Aplicaciones.

Basándose en conocimientos previos, disertaciones de sus compañeros e investigando en textos, folletos, Internet, etc.; complete la siguiente guía, la que desarrollarán en grupos de 4 alumnos.

• ¿Qué es un isótopo? ¿Cómo se representan?

Son llamados isótopos cada una de las variedades de un átomo de cierto elemento químico, los cuales varían en el núcleo atómico. El núcleo presenta el mismo número atómico (Z), constituyendo por lo tanto el mismo elemento, pero presenta distinto número másico (A)

Dicho en otras palabras, los diferentes átomos de un mismo elemento, a pesar de tener el mismo número de protones y electrones (+ y -), pueden diferenciarse en el número de neutrones. Puesto que el número atómico es equivalente al número de protones en el núcleo, y el número másico es la suma total de protones y neutrones en el núcleo, los isótopos del mismo elemento sólo difieren entre ellos en el número de neutrones que contienen.

Los elementos, tal como se encuentran en la naturaleza, son una mezcla de isótopos. La masa atómica que aparece en la tabla periódica es el promedio de todas las masas isotópicas naturales, de ahí que mayoritariamente no sean números enteros.

Representación: Existen dos representaciones para referirse a un determinado isótopo

1. Se escribe así: AX_Z ,

Donde X es el símbolo químico del elemento químico

Z es el número atómico (número de protones)

A es el número másico (neutrones y protones combinados)

Por ejemplo, el H ordinario se escribe $1H_1$, el deuterio es $2H_1$, y el tritio es $3H_1$.

2. $X - nm$ ó $X - A$

Donde X es el símbolo químico del elemento químico

nm ó A son número másico (protones + neutrones)

Un átomo no puede tener cualquier cantidad de neutrones. Hay combinaciones "preferidas" de neutrones y protones, en las cuales las fuerzas que mantienen la cohesión del núcleo parecen balancearse mejor. Los elementos ligeros tienden a tener tantos neutrones como protones; los elementos pesados aparentemente necesitan más neutrones que protones para mantener la cohesión. Los átomos con algunos neutrones en exceso o no los suficientes, pueden existir durante algún tiempo, pero son inestables.

Los átomos inestables son radioactivos: sus núcleos cambian o se desintegran emitiendo radiaciones.

• Investigue el significado etimológico de isótopo

La palabra isótopo proviene del vocablo *iso* que significa igual y de *topo* que significa suelo, tierra.

La etimología hace alusión a que los isótopos poseen el mismo (iso) número atómico (Z) o cantidad de protones, que es la base o piso (suelo) para que el elemento químico sea el mismo y no varíe en cuanto a su principal cualidad que es el núcleo.

Éste se refiere al lugar de orden de cierto elemento en el sistema periódico, la mayoría de los elementos químicos naturales no son isotópicamente puros. El estaño (Sn), por ejemplo, está constituido por una mezcla de 10 isótopos diferentes, en tanto que sólo 22 de los 90 elementos naturales, están conformados por un solo tipo de átomos, entre ellos el helio (He)

- **Describe cómo se descubrieron los isótopos.**

Los estudios sobre la diferenciación de la estructura de los núcleos atómicos comenzaron junto con el siglo XX. Los experimentos realizados indicaban que las sustancias radiactivas químicamente inseparables podrían diferenciarse sólo en su núcleo.

En 1912, Sir Joseph Thomson, físico británico, demostró que algunos isótopos son estables. Su experiencia consistió en pasar neón (Ne) a través de un tubo luminoso y desviando los iones de neón mediante campos eléctricos y magnéticos; esto demostró que el neón existe en más de una forma. Fue así como Thomson encontró dos isótopos del neón: Ne-20 y Ne-22.

Otros experimentos demostraron que el neón existente en la naturaleza contiene:

- 90% de neón-20
- 0,27% de neón-21
- 73% de neón-22

Francis William Aston, físico británico, continuó con el estudio de isótopos. Un instrumento llamado espectrómetro de masas ayudó a detectar y estudiar los isótopos mayormente. Este instrumento, desarrollado en 1919 por Aston, usaba un haz de iones con carga positiva (+), que se desviaba en primer lugar mediante un campo eléctrico y que a continuación se desviaba en la dirección opuesta con un campo magnético. La cantidad de partículas resultantes de la deflexión o frenado se registraba en una placa fotográfica, y dependía de su masa y velocidad. Cuanto mayor era la masa del ión, menor era su deflexión. Aston midió las masas moleculares de los isótopos de muchos elementos, y comprobó la abundancia relativa de ellos en la naturaleza.

La mayoría de los elementos en estado natural consisten en una mezcla de dos o más isótopos. Algunas excepciones son el berilio (Be), aluminio (Al), fósforo (P) y sodio (Na)

También hoy en día se desarrollan isótopos radiactivos artificiales o radioisótopos. Fueron producidos en 1933 por los franceses Irène y Frédéric Joliot-Curie. Los radioisótopos se obtienen bombardeando átomos existentes en la naturaleza con partículas nucleares como neutrones, electrones, protones y partículas alfa, utilizando aceleradores de partículas.

- **Indique la estructura nuclear básica del elemento hidrógeno**

El hidrógeno fue descubierto en 1766 por el inglés Henry Cavendish. Etimológicamente significa generador de agua (*hidro*-agua + *-geno*- génesis) Es el más sencillo de todos los elementos químicos. Básicamente, el hidrógeno consta de un protón o carga positiva en su núcleo. Hay que acotar que es el combustible de las estrellas: en ellas se convierte en helio (He) mediante la fusión nuclear. Este proceso es el empleado en las bombas atómicas que se conocen como bombas de hidrógeno o termonucleares.

Es el primer elemento de la tabla periódica. En condiciones normales es un gas incoloro, inodoro e insípido,

compuesto de moléculas diatómicas (H_2) Tiene número atómico 1 y peso atómico de 1.00797. Es uno de los constituyentes principales del agua y de toda la materia orgánica, y está distribuido de manera amplia no sólo en la Tierra sino en todo el universo. Existen 3 isótopos del hidrógeno: el protio, de masa 1, el deuterio, de masa 2, y el tritio, de masa 3, que aparece en pequeñas cantidades en la naturaleza, pero que puede producirse artificialmente por medio de varias reacciones nucleares.

Protón

Electrón

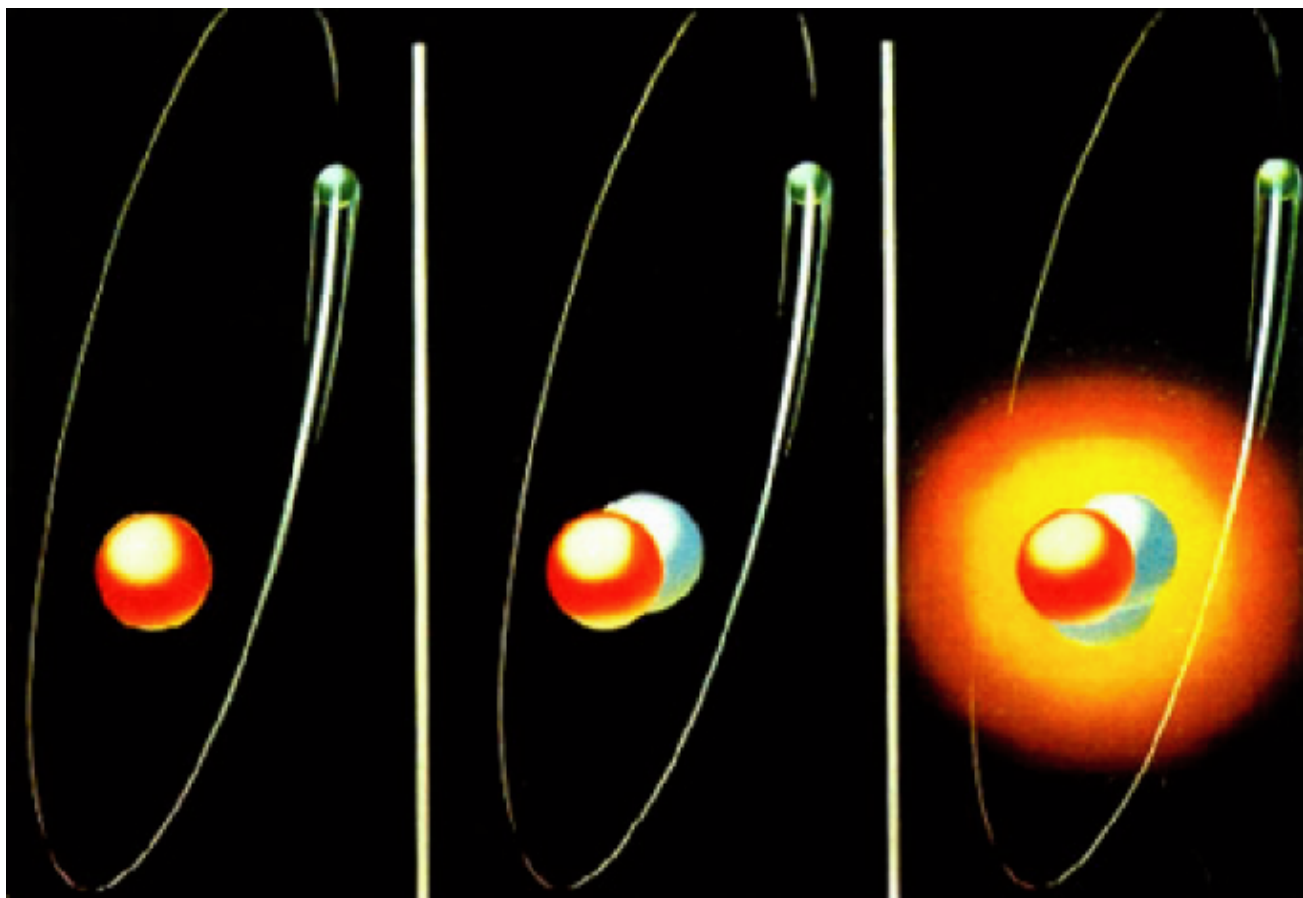
- **Represente los isótopos del hidrógeno, designando A y Z, indique nombres que se les dan y en que se diferencian.**

El hidrógeno es el único elemento que tiene nombres y símbolos diferentes para cada uno de los isótopos, como se explicita en la tabla adjunta:

Símbolo	Nombre	Etimología	n° de neutrones	Descubierto	A	Z
H o $1H1$	protio	primero	0	1766	1	1
D o $2H1$	deuterio	segundo	1	1932	2	1
T o $3H1$	tritio	tercero	2	1934	3	1

Como se dijo antes el protio se encuentra en más del 99.98% del elemento natural; el deuterio se encuentra en la naturaleza aproximadamente en un 0.02% y el tritio aparece en pequeñas cantidades en la naturaleza, pero puede producirse artificialmente por medio de varias reacciones nucleares.

En la siguiente lámina se ilustran los distintos isótopos:



Protio o hidrógeno: El hidrógeno común tiene un peso molecular de 2.01594. El gas tiene una densidad de 0.071 g/l a 0°C y 1 atm. Su densidad relativa, comparada con la del aire, es de 0.0695. El hidrógeno es la sustancia más inflamable de todas las que se conocen. El hidrógeno es un poco más soluble en disolventes orgánicos que en el agua. Muchos metales absorben hidrógeno. La adsorción del hidrógeno en el acero puede volverlo quebradizo, lo que lleva a fallas en el equipo para procesos químicos.

A temperaturas ordinarias el hidrógeno es una sustancia poco reactiva a menos que haya sido activado de alguna manera; por ejemplo, por un catalizador adecuado. A temperaturas elevadas es muy reactivo.

Aunque por lo general es diatómico, el hidrógeno molecular se disocia a temperaturas elevadas en átomos libres. El hidrógeno atómico es un agente reductor poderoso, aun a la temperatura ambiente. Reacciona con los óxidos y los cloruros de muchos metales, entre ellos la plata, el cobre, el plomo, el bismuto y el mercurio, para producir los metales libres. Reduce a su estado metálico algunas sales, como los nitratos, nitritos y cianuros de sodio y potasio. Reacciona con cierto número de elementos, tanto metales como no metales, para producir hidruros, como el NaH, KH, H₂S y PH₃. El hidrógeno atómico produce peróxido de hidrógeno, H₂O₂, con oxígeno. Con compuestos orgánicos, el hidrógeno atómico reacciona para generar una mezcla compleja de productos; con etileno, C₂H₄, por ejemplo, los productos son etano, C₂H₆, y butano, C₄H₁₀. El calor que se libera cuando los átomos de hidrógeno se recombinan para formar las moléculas de hidrógeno se aprovecha para obtener temperaturas muy elevadas en soldadura de hidrógeno atómico.

El hidrógeno reacciona con oxígeno para formar agua y esta reacción es extraordinariamente lenta a temperatura ambiente; pero si la acelera un catalizador, como el platino, o una chispa eléctrica, se realiza con violencia explosiva. Con nitrógeno, el hidrógeno experimenta una importante reacción para dar amoníaco. El hidrógeno reacciona a temperaturas elevadas con cierto número de metales y produce hidruros. Los óxidos de muchos metales son reducidos por el hidrógeno a temperaturas elevadas para obtener el metal libre o un óxido más bajo. El hidrógeno reacciona a temperatura ambiente con las sales de los metales menos electropositivos

y los reduce a su estado metálico. En presencia de un catalizador adecuado, el hidrógeno reacciona con compuestos orgánicos no saturados adicionándose al enlace doble.

Deuterio: estable y no radiactivo, con una masa atómica de 2,01363. Se conoce también como hidrógeno pesado, al ser su masa atómica aproximadamente el doble de la del hidrógeno normal, aunque ambos tienen las mismas propiedades químicas. El hidrógeno, tal como se da en la naturaleza, contiene un 0,02% de deuterio. Este isótopo tiene un punto de ebullición de $-249,49\text{ }^{\circ}\text{C}$, $3,28\text{ }^{\circ}\text{C}$ más alto que el del hidrógeno. El agua pesada (óxido de deuterio, D_2O) tiene un punto de ebullición de $101,42\text{ }^{\circ}\text{C}$ (en el agua normal es de $100\text{ }^{\circ}\text{C}$); tiene un punto de congelación de $3,81\text{ }^{\circ}\text{C}$ (en el agua normal es de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$), y a temperatura ambiente su densidad es un 10,79% mayor que la del agua normal.

El químico estadounidense Harold Clayton Urey, junto con sus colaboradores, descubrió el deuterio en 1932; consiguió separar el primer isótopo en estado puro de un elemento. Los métodos más eficaces utilizados para separar el deuterio del hidrógeno natural son la destilación fraccionada del agua y el proceso de intercambio catalítico entre agua e hidrógeno. En este último, al combinar agua e hidrógeno en presencia de un catalizador apropiado, se forma deuterio en el agua en una cantidad tres veces superior que en el hidrógeno. El deuterio también se puede concentrar por electrólisis, centrifugación y destilación fraccionada del hidrógeno líquido.

El núcleo de los átomos de deuterio, llamado deuterón, es muy útil para la investigación en el campo de la física, ya que puede ser acelerado fácilmente por ciclotrones y otros aparatos semejantes, utilizándose como proyectil atómico en la transmutación de elementos. El deuterio también tiene importantes aplicaciones en la investigación biológica y se usa como isótopo trazador en el estudio de los problemas del metabolismo.

Tritio: masa atómica 3,016049. El núcleo de un átomo de tritio está formado por un protón y dos neutrones. Se desintegra emitiendo una partícula beta, y produce un núcleo de helio de masa 3; tiene una vida media de 12,26 años. El tritio se obtiene por absorción de neutrones por parte del isótopo del litio de masa 6 y por el bombardeo de compuestos de deuterio con deuterones de alta energía.

Parte del tritio se produce en los niveles superiores de la atmósfera por el bombardeo del nitrógeno con neutrones energéticos producidos por los rayos cósmicos. Normalmente, el agua de lluvia contiene cantidades mínimas. Este isótopo del hidrógeno es un componente importante en las bombas de hidrógeno debido a la enorme cantidad de energía que se libera cuando el tritio reacciona con el deuterio en el proceso de fusión nuclear. El tritio se utiliza también como indicador radiactivo en la investigación química y bioquímica.

• Simbolice otros isótopos

Elemento químico	Isótopos	Abundancia (%)	Z (p)	A	Neutrones
Litio	Li – 6	7.42	3	6	3
	Li – 7	92.58		7	4
Potasio	K – 39	93.078	19	39	20
	K – 40	0.118		40	21
	K – 41	6.9102		41	22
Rubidio	Rb – 85	72.15	37	85	48
	Rb – 87	27.85		87	50
Bario	Ba – 130	0.101	56	130	74

	Ba – 132	0.097		132	76
	Ba – 134	2.42		134	78
	Ba – 135	6.59		135	79
	Ba – 136	7.81		136	80
	Ba – 137	11.32		137	81
	Ba – 138	71.662		138	82
Estroncio	Sr – 84	0.56	38	84	46
	Sr – 86	9.86		86	48
	Sr – 87	7.02		87	49
	Sr – 88	82.56		88	50
Calcio	Ca – 40	96.9667	20	40	20
	Ca – 42	0.64		42	22
	Ca – 43	0.145		43	23
	Ca – 44	2.06		44	24
	Ca – 46	0.0033		46	26
	Ca – 48	0.185		48	28
Magnesio	Mg – 24	78.60	12	24	12
	Mg – 25	10.11		25	13
	Mg – 26	11.29		26	14
Lantano	La – 139	99.911	57	139	82
	La – 138	0.089		138	81
Tantalio	Ta – 180	0.0123	73	180	107
	Ta – 181	99.9877		181	108
Vanadio	V – 50	0.24	23	50	27
	V – 51	99.76		51	28
Hierro	Fe – 54	5.84	26	54	28
	Fe – 56	91.78		56	30
	Fe – 57	8.17		57	31
	Fe – 58	0.31		58	32

Iridio	Ir – 191	38.5	77	191	114
	Ir – 193	61.5		193	116
Cobre	Cu – 63	69.1	29	63	34
	Cu – 65	30.9		65	36
Plata	Ag – 107	51.35	47	107	60
	Ag – 109	48.65		109	62
Cloro	Cl – 35	75.53	17	35	18
	Cl – 37	24.47		37	20
Boro	B – 10	18.66	5	10	5
	B – 11	81.34		11	6

- Para simbolizar un isótopo basta escribir el nombre o símbolo del elemento seguido de un guión y luego el número másico (A) Ejemplo si queremos representar el isótopo cuyo núcleo contiene n protones y m neutrones se representa de la siguiente forma: X – nm. Represente de esta forma uno de los isótopos de: carbono, hidrógeno, nitrógeno, neón.

Elemento	Isótopos	Vida media	Energía enlace (e.V)
Carbono (C)	Carbono – 10	19255 seg.	3.648
	Carbono – 11	20.39 mín.	1.982
	Carbono – 12	Estable	0.156
	Carbono – 14	5730 años	9.772
	Carbono – 15	2449 seg.	
Hidrógeno (H)	Hidrógeno – 1	Estable	
	Hidrógeno – 2	Estable	0.019
	Hidrógeno – 3	12.33 años	
Nitrógeno (N)	Nitrógeno – 13	9.96 mín.	
	Nitrógeno – 14	Estable	2.22
	Nitrógeno – 15	Estable	10.419
	Nitrógeno – 16	7.13 seg.	8.68
	Nitrógeno – 17	4.173 seg.	
Neón (Ne)	Neón – 18	1.672 seg.	4.446
	Neón – 19	17.22 seg.	3238
	Neón – 20	Estable	

	Neón – 21	Estable	
	Neón – 22	Estable	
	Neón – 23	37.24 seg.	

Recuerde

Número másico (A): es el número que indica la suma de protones y neutrones en el núcleo

Número atómico (Z): es el número que indica el número de protones en núcleo y en un átomo neutro es igual al número de electrones.

Masa molar: masa de un mol de átomos o moléculas.

• **Describe cómo se llegó a descubrir el núcleo atómico**

El primer estudio se remonta a 1886, cuando Goldstein observa que en los tubos de rayos catódicos, junto al electrón aparecen unas nuevas partículas que proceden del seno del gas.

Pero se asigna el descubrimiento del núcleo atómico al físico británico Lord Ernest Rutherford Of Nelson en el año 1919. Su experiencia consistió en exponer nitrógeno (N₂) a una fuente radiactiva que emitía partículas alfa (2 protones más dos neutrones). Algunas de estas partículas, no todas, colisionaban con los núcleos de los átomos de nitrógeno. El nitrógeno se transformó en oxígeno (O₂) y, el núcleo de cada átomo de oxígeno, emitía una partícula positiva. Por supuesto, esas partículas emitidas eran los mismos núcleos de hidrógeno (H₂). De aquí viene la denominación protón a la partícula positiva del núcleo.

Obviamente se realizaron después otras experiencias que demostraron que los protones (+) están en los núcleos de todos los elementos químicos.

En el año 1932 James Chadwick, físico británico, descubrió el neutrón de una masa muy similar a la del protón. Todos hoy sabemos que el neutrón no posee carga eléctrica. Así se ha llegado a la concepción actual de que el núcleo tiene protones positivos y neutrones.

También sabemos hoy en día que el núcleo puede variar en cuanto a su cantidad de neutrones: nos encontramos frente a los isótopos. Los núcleos menos estables contienen un número impar de neutrones y un número impar de protones; todos menos cuatro de los isótopos correspondientes a núcleos de este tipo son radiactivos, o sea, que emiten partículas. La presencia de un gran exceso de neutrones respecto de los protones también aumenta la inestabilidad: esto sucede con los núcleos de todos los isótopos de los elementos situados por encima del bismuto (Bi) en la tabla periódica, y todos ellos son radiactivos.

Los núcleos estables conocidos – su gran mayoría – contienen un número par de protones y un número par de neutrones.

Cabe hacer un alcance: existen otras partículas denominadas positrones que son partículas como un electrón, excepto que tiene la carga eléctrica opuesta.

• **¿Cómo podemos conocer la masa de los átomos?**

La masa atómica es la masa total de un átomo. Aunque en sentido estricto la masa atómica es la suma de las masas de la totalidad de las partículas elementales presentes en un átomo, protones, neutrones y electrones, dado el escaso valor de la masa de estos últimos en relación con el total, se puede considerar de forma

aproximada que la masa atómica corresponde al número total de protones y neutrones presentes en el núcleo de dicho átomo. Un mismo elemento químico puede tener varios isótopos diferentes, cada uno de los cuales con una masa atómica distinta al variar el número de neutrones. Dentro de la notación química la masa atómica se representa con la letra A, y para definir un isótopo se indica con un superíndice situado a la izquierda del símbolo químico. A diferencia de lo que ocurre con el número atómico, aquí sí es necesario indicar el valor numérico de la masa atómica, ya que un mismo elemento químico puede tener varios isótopos de masas atómicas diferentes.

Las masas atómicas de los elementos químicos tal como se presentan en la naturaleza son los valores medios dependientes de la proporción con la que se encuentran en ésta, que es una magnitud constante en nuestro planeta. Un ejemplo característico es el del cloro: Este elemento químico posee dos isótopos principales, el cloro-35 (^{35}Cl) y el cloro-37 (^{37}Cl). Ambos isótopos se encuentran en la naturaleza en una proporción de aproximadamente 3:1, por lo que la masa atómica media del cloro presente en la naturaleza equivale a 35,5. En otros casos, como ocurre con el hidrógeno, el carbono o el oxígeno la práctica totalidad de los átomos pertenecen al isótopo principal, razón por la cual la masa atómica media coincide prácticamente con la masa atómica de este isótopo.

Además de utilizar el gramo, el kilogramo o la libra para medir la masa de un átomo, se puede usar algo llamado unidad de masa atómica, o UMA. Esa es aproximadamente la masa de un protón o un neutrón. Muchas versiones de la tabla periódica (aunque no la nuestra) dan la masa atómica de los elementos en UMA; esos son promedios de masas, que tienen en cuenta los diferentes isótopos que existen.

Un gramo es alrededor de 600,000,000,000,000,000,000,000 UMA (esto es 600 sextillones, o una 6 seguido de 23 ceros) Una libra es solo algo más de 300 septillones UMA, esto es 300,000,000,000,000,000,000,000,000. (26 ceros aquí.)

Mendeleiev usó el hidrógeno como la unidad, así que la masa de cada átomo es un número entero de la masa del hidrógeno (un átomo de oxígeno tiene la masa de 16 hidrógenos, etc) Y el isótopo más común del hidrógeno tiene solo un protón y ningún neutrón, luego un átomo de hidrógeno es cerca de un UMA.

- **Caracterice a las partículas subatómicas en cuanto a símbolo, carga, masa en gramos y masa en UMA**

Partícula	Símbolo	Carga (c)	Masa (Kg)	Masa (gr)	Masa (UMA)
Protón	p	+ 1.6 * 10 ⁻¹⁹	1.6726 * 10 ⁻²⁷	1.6726 * 10 ⁻²⁴	+ 1
Neutrón	n	0	1.675 * 10 ⁻²⁷	1.675 * 10 ⁻²⁴	+ 1
Electrón	e (e ⁻)	- 1.6 * 10 ⁻¹⁹	9.101 * 10 ⁻³¹	9.101 * 10 ⁻²⁸	+ 1/

Problemas propuestos

- **La abundancia relativa en la naturaleza de cada uno de los isótopos del neón es: 90.0% de Ne-20, 0.27% de Ne-21 y 9.73% de Ne-22. Calcula la masa atómica promedio del neón.**

$$\text{Masa atómica promedio Ne} = [(A_{\text{Ne-20}} * \%) + (A_{\text{Ne-21}} * \%) + (A_{\text{Ne-22}} * \%)] / 100\% =$$

$$[(20\text{gr} * 90.0\%) + (21\text{gr} * 0.27\%) + (22\text{gr} * 9.73\%)] / 100\% =$$

$$2019.73 \text{ gr}\% / 100\% = 20.1973 \text{ gr} \sim 20.2 \text{ gr}$$

- **La composición isotópica del uranio es la siguiente: 99.28% de U-238 y 0.72% de U-235. Calcula su masa atómica promedio.**

$$\text{Masa atómica promedio U} = [(A_{\text{U-238}} * \%) + (A_{\text{U-235}} * \%)] / 100\% =$$

$$= [(238 \text{ gr} * 99.28\%) + (235 \text{ gr} * 0.72\%)] / 100 =$$

$$= 23797.84 \text{ gr}\% / 100\% = 237.9784 \text{ gr} \sim 238 \text{ gr}$$