



La educación
es de todos

Mineducación



QUÍMICA

Guía de Apoyo Educativo en el área de
Ciencias Naturales

Grado 6° de educación básica secundaria

Temas

La materia, Evolución de los modelos atómicos, Historia y evolución de la tabla periódica, Características del átomo, Números cuánticos y arquitectura electrónica.

Autor:

Diana Cristina Benavides Peña

PRESENTACIÓN

La Guía de Apoyo Educativo (GAE) tiene como finalidad que a través de la adaptación de temas en el área de ciencias naturales específicamente en química, los estudiantes ciegos y de baja visión de grado sexto, puedan acceder a temáticas establecidas por MEN según estándares en ciencias naturales, los cuales, son fundamentales para el aprendizaje accediendo está a través de la biblioteca virtual del INCI.

OBJETIVOS

Que tanto los estudiantes con baja visión o ciegos puedan acceder a textos que contengan temas y actividades referentes a los mismos, como cualquier otro estudiante de grado sexto y así generar iguales condiciones en el proceso de aprendizaje.

Todas las personas sin importar su condición, puedan acceder a este texto de química para grado sexto a través de la biblioteca virtual del INCI.

La presente guía de apoyo fue conformada a través de la adaptación de textos en química de grado sexto, por la licenciada en Química Diana Cristina Benavides Peña para el Instituto Nacional para Ciegos INCI, con destino a la Biblioteca Virtual.

TABLA DE CONTENIDO

1	SIMBOLOGIA PARA LA CORRECTA LECTURA DE LA GUIA DE APOYO	8
2	LA MATERIA	10
2.1	¿Cómo es la materia en su interior?	11
2.2	Materia y energía	12
2.2.1	Propiedades de la materia	13
2.3	Los estados de la materia	17
2.3.1	Estado sólido	17
2.3.2	Estado líquido	17
2.3.3	Estado gaseoso	17
2.3.4	El plasma	18
2.3.5	El superfluido.....	18
2.4	cambios de estado	19
2.4.1	Vaporización	19
2.4.2	Condensación	20
2.4.3	Solidificación	20
2.4.4	Fusión.....	20
2.4.5	Sublimación	20
2.4.6	Sublimación inversa.....	21
2.4.7	Cambios de estado en la naturaleza.....	23
2.4.8	Factores que intervienen en los cambios de estado.	23
2.5	Clases de materia	32

2.5.1	Las sustancias puras.....	32
2.5.2	Las mezclas	34
2.6	ACTIVIDAD	36
3	EVOLUCIÓN DE LOS MODELOS ATÓMICOS	42
3.1	MODELOS ATÓMICOS	43
3.1.1	Teoría atómica de los griegos.	43
3.1.2	Teoría atómica de Dalton	43
3.1.3	Modelo atómico de Thomson.....	44
3.1.4	Modelo de Rutherford	47
3.1.5	Modelo planetario de Bohr	53
3.1.6	Modelo atómico actual	55
3.2	actividad.....	56
4	HISTORIA Y EVOLUCIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA.....	59
4.1	Primeras clasificaciones de los elementos.....	59
4.1.1	Tríadas de Döbereiner	60
4.1.2	Octavas de Newlands.....	61
4.1.3	La tabla periódica de Mendeleiev	62
4.1.4	Tabla periódica moderna	64
4.2	ORGANIZACIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA.....	66
4.2.1	Periodos	Error! Bookmark not defined.
4.2.2	Los grupos o familias	67
4.3	PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA	71
4.3.1	Metales	71

4.3.2	No metales	73
4.3.3	Propiedades químicas de los no metales.....	75
4.3.4	Elementos de transición.....	76
4.3.5	Elementos de transición interna o tierras raras	76
4.4	ACTIVIDAD	78
5	características del átomo	79
5.1	Número atómico (Z)	80
5.2	El número de masa (A)	81
5.3	Isótopos	82
5.4	Isóbaros	83
5.5	Masa atómica	85
5.6	Masa molecular	87
5.7	Número de Avogadro.....	89
5.7.1	Concepto de mol	89
5.8	ACTIVIDAD	91
6	NÚMEROS CUÁNTICOS Y ARQUITECTURA electrónica	95
6.1	Los números cuánticos	95
6.2	arquitectura electrónica	99
6.2.1	Distribución de los electrones en el átomo	99
6.2.2	Configuraciones electrónicas	101
6.3	ejercicios resueltos	105
6.4	actividad.....	108
7	Bibliografía	111

Imagen 1. Representación de las partículas de un gas.	12
Imagen 2. esquema sobre estados y cambios de estado de la materia.....	22
Imagen 3. Formas de propagación del calor	27
Imagen 4. Curva de calentamiento del agua.....	29
Imagen 5. Curva de enfriamiento del agua	30
Imagen 6. dibujo (A), ordenamiento de las partículas según estado de la materia	40
Imagen 7. Dibujo (B) ordenamiento de las partículas según estado de la materia.....	41
Imagen 8. Dibujo (C) ordenamiento de las partículas según estado de la materia.....	42
Imagen 9. tubo de rayos catódicos.....	45
Imagen 10. Modelo atómico de Thomson.	47
Imagen 11. Radiaciones descubiertas por Rutherford.	50
Imagen 12. Modelo atómico de Rutherford.....	52
Imagen 13. Modelo atómico de Bohr.	54
Imagen 14. Octavas de Newlands.....	62
Imagen 15. Tabla periódica moderna.	65
Imagen 16. Orbital s.....	96
Imagen 17. Orbital p z.....	97
Imagen 18. Orbital p y.....	97
Imagen 19. Orbital p x	98
Imagen 20. Diagrama de Moeller.....	101

Tabla 1. Nombres y forma de escritura de algunos símbolos químicos.....	8
--	----------

Tabla 2. Propiedad corpuscular de la materia según los estados.	37
---	-----------

Tabla 3.Tabla periódica de Mendeleiev.	63
Tabla 4. Características de los isótopos del bromo.	86
Tabla 5. Valores de masa atómica total de los elementos del ácido sulfúrico.	88
Tabla 6.Isótopos de elementos y características de sus átomos.	93
Tabla 7.números cuánticos secundarios	95
Tabla 8.Características de algunos números cuánticos.	105
Tabla 9.números cuánticos.	108
Tabla 10.Configuración electrónica y elementos químicos.....	109

1 SIMBOLOGÍA PARA LA CORRECTA LECTURA DE LA GUIA DE APOYO

Tabla 1. Nombres y forma de escritura de algunos símbolos químicos

Nombre	Símbolo	Forma de escritura
Sodio	Na	N mayúscula y a minúscula
Potasio	K	K mayúscula
Cloro	Cl	C mayúscula y l minúscula
Litio	Li	L mayúscula é i minúscula
Berilio	Be	B mayúscula y e minúscula
Boro	B	B mayúscula
Flúor	F	F mayúscula
Aluminio	Al	A mayúscula y l minúscula
Fosforo	P	P mayúscula
Cromo	Cr	C mayúscula y r minúscula
Titanio	Ti	T mayúscula é i minúscula
Manganeso	Mn	M mayúscula y n minúscula
Magnesio	Mg	M mayúscula y g minúscula
Carbono	C	C mayúscula
Oxígeno	O	O mayúscula
Oxígeno Diatómico O Gaseoso	O₂	O mayúscula y subíndice 2
Oxígeno Triatómico	O₃	O mayúscula y subíndice 3
Uranio	U	U mayúscula

Nombre	Símbolo	Forma de escritura
Cesio	Cs	C mayúscula y s minúscula
Calcio	Ca	C mayúscula y a minúscula
Nitrógeno	N	N mayúscula
Nitrógeno Diatómico	N₂	N mayúscula y subíndice 2
Níquel	Ni	N mayúscula e i minúscula
Hidrógeno	H	H mayúscula
Hidrógeno Gaseoso	H₂	H mayúscula y subíndice dos
Cinc	Zn	Z mayúscula u n minúscula
Silicio	Si	S mayúscula e i minúscula
Arsénico	As	A mayúscula y s minúscula
Oro	Au	A mayúscula y u minúscula
Plata	Ag	A mayúscula y g minúscula
Platino	Pt	P mayúscula y t minúscula
Hierro	Fe	F mayúscula y e minúscula
Azufre	S	S mayúscula
Argón	Ar	A mayúscula y r minúscula
Tungsteno	W	W mayúscula
Telurio	Te	T mayúscula y e minúscula
Cloruro de Sodio	NaCl	Símbolo del sodio y del cloro
Ácido Clorhídrico	HCl	Símbolo del hidrogeno y del cloro
Ácido Sulfúrico	H₂SO₄	Símbolo del hidrogeno subíndice 2, símbolo del

Nombre	Símbolo	Forma de escritura
		azufre y símbolo del oxígeno subíndice 4
Culumbios	C	C mayúscula
Número Atómico	Z	Z mayúscula
Masa Atómica	A	A mayúscula
Número de Neutrones	N	N mayúscula
Unidad de Masa Atómica	u.m.a	U minúscula, m minúscula y a minúscula
Número Cuántico Principal	n.	n minúscula
Número Cuántico Secundario	l.	l minúscula
Número Cuántico Magnético	m_l	m minúscula y subíndice l minúscula
Número Cuántico De Espín	m_s	m minúscula y subíndice s minúscula
Gramos	g.	g minúscula
Grados Centígrados	°C	Símbolo de grados seguido de la letra C mayúscula

2 LA MATERIA

Como has aprendido en años anteriores, la materia es todo aquello que ocupa espacio y tiene masa, por lo tanto, incluye prácticamente todo lo que nos rodea, desde el libro que lees en este momento hasta el aire

que respiras. En la Antigüedad el hombre reconoció que la materia estaba constituida por partes más pequeñas.

En el siglo IV a. Cristo, el sabio griego Demócrito postuló por primera vez que la materia estaba compuesta por partículas, las que denominó átomos. La unión de dos o más átomos forman una molécula y muchas moléculas forman los objetos, por lo tanto, los átomos son los verdaderos ladrillos de construcción de todo lo que conocemos.

2.1 ¿CÓMO ES LA MATERIA EN SU INTERIOR?

- Para responder esta pregunta la ciencia ha planteado el modelo corpuscular de la materia. Sus postulados son:
- La materia está formada por pequeñas partículas, que puedes representar como pequeñísimas esferas.
- Las partículas que conforman la materia están en constante movimiento: se desplazan, vibran y rotan, incluso en el estado sólido.
- Entre las partículas hay vacío, por lo tanto, no existe ningún otro tipo de materia entre ellas.
- Las partículas se atraen, lo que determina la cercanía entre ellas.

Un buen modelo científico de la estructura interna de la materia nos ayuda a conocer sus características y a predecir su comportamiento, pero no es una imagen real de la materia. Por ejemplo, en un líquido las partículas se encuentran permanentemente en movimiento. En un líquido caliente las partículas se encuentran más separadas y se mueven más rápido que en un líquido frío.

Imagen 1. Representación de las partículas de un gas.



Descripción de la Imagen: se encuentra una taza de café y sobre ella un círculo que contiene varias esferas separadas las unas de las otras que representando el gas que sale de la taza de café caliente.

2.2 MATERIA Y ENERGÍA

Como recordarás, materia es todo lo que nos rodea, es todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio. La química es la ciencia que estudia la materia, sus propiedades, su constitución cualitativa y

cuantitativa, los cambios que experimenta, así como las variaciones de energía que acompañan a las transformaciones en las que interviene.

2.2.1 PROPIEDADES DE LA MATERIA

2.2.1.1 *Propiedades generales o extrínsecas*

Las propiedades generales son las propiedades comunes a toda clase de materia; es decir, no nos proporcionan información acerca de la forma como una sustancia se comporta y se distingue de las demás. Las propiedades generales más importantes son:

- **Masa**, cantidad de materia que tiene un cuerpo.
- **Volumen**, espacio que ocupa un cuerpo.
- **Peso**, resultado de la fuerza de atracción o gravedad que ejerce la Tierra sobre los cuerpos.
- **Inercia**, tendencia de un cuerpo a permanecer en estado de movimiento o de reposo mientras no exista una causa que la modifica que y se relaciona con la cantidad de materia que posee el cuerpo.
- **Impenetrabilidad**, característica por la cual un cuerpo no puede ocupar el espacio que ocupa otro cuerpo al mismo tiempo.
- **Porosidad**, es la característica de la materia que consiste en presentar poros o espacios vacíos.

2.2.1.2 *Propiedades específicas o intrínsecas*

Las propiedades específicas son características de cada sustancia y permiten diferenciar un cuerpo de otro. Las propiedades específicas se clasifican en propiedades físicas y propiedades químicas.

2.2.1.2.1 Propiedades físicas.

Son las que se pueden determinar sin que los cuerpos varíen su naturaleza. Entre las propiedades físicas se encuentran:

- **Punto de ebullición:** es la temperatura a la cual una sustancia pasa del estado líquido al estado gaseoso.
- **Punto de fusión:** es la temperatura a la cual una sustancia pasa del estado sólido al estado líquido.
- **Solubilidad:** es la propiedad que tienen algunas sustancias de disolverse en un líquido a una temperatura determinada.
- **Densidad:** es la relación que existe entre la masa de una sustancia y su volumen. Por ejemplo, un trozo de plomo pequeño es más denso que un objeto grande y liviano como el corcho.
- **Dureza:** es la resistencia que oponen las sustancias a ser rayadas. Se mide mediante una escala denominada escala de Mohs que va de uno hasta diez. Así, por ejemplo, dentro de esta escala el talco tiene una dureza de uno (1), mientras que el diamante presenta un grado de dureza de diez (10).

- **Elasticidad:** es la capacidad que tienen los cuerpos de deformarse cuando se aplica una fuerza sobre ellos y de recuperar su forma original cuando la fuerza aplicada se suprime.
- **Ductilidad:** mide el grado de facilidad con que ciertos materiales se dejan convertir en alambres o hilos.
- **Maleabilidad:** mide la capacidad que tienen ciertos materiales para convertirse en láminas, como el cobre o el aluminio. En general, los materiales que son dúctiles también son maleables.
- **Tenacidad:** es la resistencia que ofrecen los cuerpos a romperse o deformarse cuando se les golpea. Uno de los materiales más tenaces es el acero.
- **Fragilidad:** es la tendencia a romperse o fracturarse.
- **Propiedades organolépticas:** son aquellas que se determinan través de las sensaciones percibidas por los órganos de los sentidos. Por ejemplo, el color, el olor, el sabor, el sonido y la textura.
- **Estado físico:** es la propiedad de la materia que se origina por el grado de cohesión de las moléculas. La menor o mayor movilidad de las moléculas caracteriza cada estado. Aunque tradicionalmente estamos acostumbrados a referirnos a tres estados de la materia: sólido, líquido y gaseoso; investigaciones recientes proponen la existencia de otros estados, los cuales se producen, sobre todo, en condiciones extremas de temperatura y

presión. Estos nuevos estados corresponden al estado de plasma y el superfluido.

2.2.1.2.2 Propiedades químicas.

Son las que determinan el comportamiento de las sustancias cuando se ponen en contacto con otras. Cuando determinamos una propiedad química, las sustancias cambian o alteran su naturaleza. Por ejemplo, cuando dejamos un clavo de hierro a la intemperie durante un tiempo, observamos un cambio que se manifiesta por medio de una fina capa de óxido en la superficie del clavo. Decimos entonces que el clavo se oxidó y esto constituye una propiedad química tanto del hierro como del aire; el primero por experimentar una oxidación y el segundo por producirla. Algunas propiedades químicas son:

- **Combustión:** es la cualidad que tienen algunas sustancias para reaccionar con el oxígeno, desprendiendo, como consecuencia, energía en forma de luz o calor.
- **Reactividad con el agua:** algunos metales como el sodio Na y el potasio K, que reaccionan violentamente con el agua y forman sustancias químicas denominadas hidróxidos o bases.
- **Reactividad con las sustancias ácidas:** es la propiedad que tienen algunas sustancias de reaccionar con los ácidos. Por ejemplo, el magnesio Mg que es un metal, reacciona con el ácido clorhídrico HCl, para formar hidrógeno gaseoso H_2 y una sal de magnesio.

- **Reactividad con las bases:** es la propiedad que poseen ciertas sustancias de reaccionar con un grupo de compuestos químicos denominados bases o hidróxidos. Así, por ejemplo, la formación de la sal común o cloruro de sodio NaCl ; se debe a la reacción entre el ácido clorhídrico HCl , hidróxido de sodio NaOH .

2.3 LOS ESTADOS DE LA MATERIA

2.3.1 ESTADO SÓLIDO

- Las partículas tienen poca energía cinética, por lo que se encuentran muy cerca unas de otras.
- Ocupan posiciones fijas, por lo que los sólidos son rígidos.
- Las partículas solo vibran en su lugar, no se desplazan.
- Los sólidos tienen una forma definida.

2.3.2 ESTADO LÍQUIDO

- Las partículas tienen más energía cinética que en los sólidos y están unidas por fuerzas de mediana intensidad, por lo que se encuentran un poco más separadas, logrando deslizarse unas entre otras.
- Los líquidos se adaptan a la forma del recipiente que los contiene y fluyen con facilidad.

2.3.3 ESTADO GASEOSO

- Las partículas están muy separadas, debido a su elevada energía cinética.

- Las fuerzas de atracción entre las partículas son muy débiles, permitiendo que se muevan en forma independiente.
- Los gases ocupan todo el espacio disponible y se adaptan a la forma del recipiente.

2.3.4 EL PLASMA

El plasma se considera el cuarto estado de la materia y es el más abundante en el universo. Se encuentra en las estrellas y en los relámpagos. Es un estado similar al estado gaseoso, pero se encuentra a elevadísimas temperaturas, y a diferencia de los gases, sus partículas están cargadas eléctricamente y son un buen conductor eléctrico. El plasma es un estado que adoptan los gases cuando se calientan a elevadas temperaturas del orden de 10.000°C las moléculas adquieren tanta energía cinética, que los frecuentes choques provocan la ruptura de las moléculas e incluso de los átomos, lo que origina una mezcla de iones positivos y electrones deslocalizados, donde el número de cargas, además de los átomos y las moléculas, es prácticamente el mismo. En el universo la mayoría de materia se encuentra en este estado debido a las altas temperaturas que poseen las estrellas.

2.3.5 EL SUPERFLUIDO

Es un estado que se consigue cuando un gas, como el helio, se licúa a altas presiones y temperaturas cercanas al cero absoluto. La sustancia se comporta como un líquido que trepa por las paredes y escapa. Presenta muy poca fricción y viscosidad. Cambios de estado de la materia.

Recuerda que la materia se presenta en la naturaleza en los estados sólido, líquido, gas, plasma y superfluido. Cuando una sustancia sufre un cambio de estado, experimenta un cambio en el ordenamiento de sus partículas, pero sigue siendo la misma sustancia.

2.4 CAMBIOS DE ESTADO

Los cambios de estado se producen por absorción o liberación de energía, generalmente en forma de calor. Existen seis cambios de estado: vaporización, condensación, solidificación, fusión, sublimación y sublimación inversa.

2.4.1 VAPORIZACIÓN

El proceso de transformación de un líquido al estado gaseoso se denomina vaporización y se produce de dos maneras: por evaporación o por ebullición.

- En la evaporación del agua, el cambio de estado se produce lentamente, a cualquier temperatura entre 0°C y 100°C .
- En la ebullición del agua, el cambio de estado se produce rápidamente a una temperatura específica (llamada punto de ebullición) y con gran agitación de las partículas. En este proceso todas las partículas adquieren la energía cinética suficiente para convertirse en gas.

2.4.2 CONDENSACIÓN

La transformación de un gas a estado líquido es el proceso contrario a la vaporización y se denomina condensación. Esta transformación sucede cuando las partículas de un gas pierden energía cinética y no logran vencer sus fuerzas de atracción, lo que provoca que se acerquen hasta formar pequeñas gotas.

2.4.3 SOLIDIFICACIÓN

Corresponde a la transformación de una sustancia en estado líquido al estado sólido. Cada sustancia líquida tiene una temperatura específica en la que experimenta la solidificación, llamada punto de solidificación de un líquido.

2.4.4 FUSIÓN

Las partículas de un cuerpo en estado sólido, a pesar de estar muy juntas, tienen movimiento. Sin embargo, no tienen la suficiente energía cinética como el estado líquido y, por lo tanto, solo vibran en su posición. Para que un sólido pase a estado líquido, es necesario proveer energía para que sus partículas aumenten su energía cinética y cambien de estado. Este proceso se conoce como fusión y ocurre a una temperatura específica para cada sólido, llamada punto de fusión de un sólido.

2.4.5 SUBLIMACIÓN

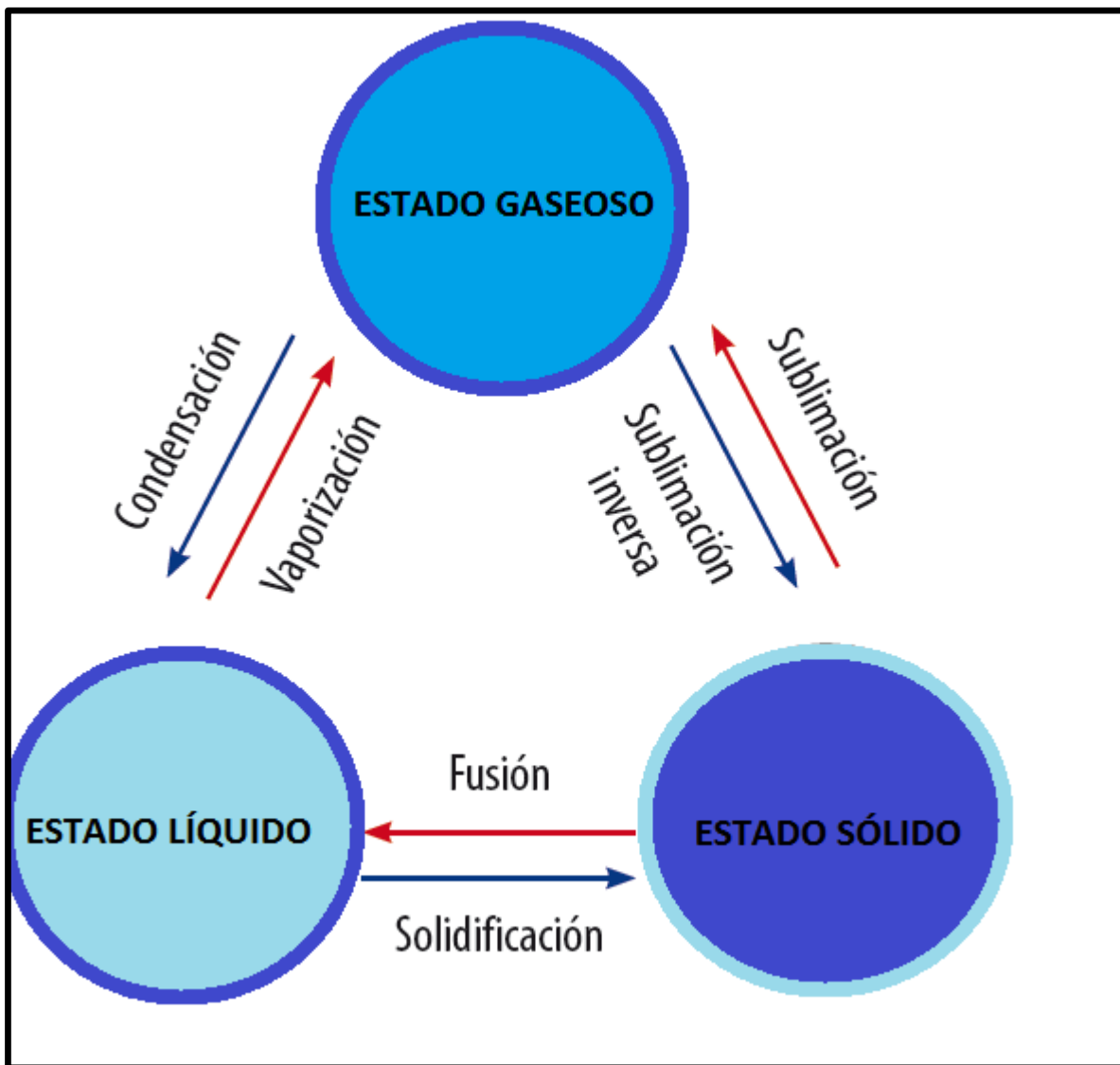
La sublimación es el proceso en el que una sustancia sólida cambia directamente al estado gaseoso sin pasar por el estado líquido. Un ejemplo es la sublimación de la escarcha que se forma sobre el pasto y

los árboles en el invierno. Cuando amanece, parte de ella se funde formando agua y otra se sublima, transformándose directamente de hielo sólido a vapor de agua. La naftalina y el yodo también pueden transformarse directamente de sólido a gaseoso sin tener que pasar por el estado líquido.

2.4.6 SUBLIMACIÓN INVERSA

La sublimación inversa es el proceso inverso a la sublimación, es decir, corresponde a la transformación de un gas al estado sólido, sin pasar por el estado líquido. Por ejemplo, al enfriar el yodo en estado gaseoso, se forman cristales de yodo sólido.

Imagen 2. Esquema sobre estados y cambios de estado de la materia



Descripción de la Imagen: es un esquema que muestra los cambios de estado de la materia. Se ubican tres círculos organizados en forma de triángulo equilátero en que cada círculo representa un estado de la materia. Del estado gaseoso al sólido sublimación, el proceso contrario sublimación inversa, de sólido a líquido fusión el proceso inverso solidificación, del estado líquido al gaseoso vaporización y el proceso inverso condensación.

2.4.7 CAMBIOS DE ESTADO EN LA NATURALEZA

¿En qué situaciones te ha tocado detectar cambios de estado en la naturaleza? Es probable que muchas de ellas involucren los cambios de estado del agua, ya que es un compuesto que abunda en la naturaleza. Por ejemplo, en invierno, pasada una tormenta de intensas lluvias y bajas temperaturas, se puede observar en el tejado de las casas la formación de estalactitas de agua, es decir, gotas de lluvia que se congelan antes de caer formando esta particular forma. Por último, si te acercas a una ventana y soplas muy cerca de ella, observarás cómo el aire tibio que sale de tu boca comienza a condensarse formando pequeñas gotas de agua al chocar con la superficie fría del vidrio. Todas estas situaciones son ejemplos en los que puedes observar los cambios de estado de la materia.

2.4.8 FACTORES QUE INTERVIENEN EN LOS CAMBIOS DE ESTADO.

2.4.8.1 *La temperatura*

¿Qué sensación has tenido cuando tocas un hielo o cuando te acercas a una estufa? La temperatura nos indica cuán frío o caliente se encuentra un cuerpo, por lo que cuando uno está más frío que otro decimos que el primero se encuentra a menor temperatura. Sin embargo, los conceptos de frío y caliente muchas veces son subjetivos, ya que hay factores externos que nos pueden hacer cambiar esta apreciación. En este contexto, es importante comprender qué es realmente la temperatura, para poder entender por qué un cuerpo se siente más frío o más caliente que otro.

La temperatura es la medida de la energía cinética promedio de las partículas de un cuerpo. Cuando las partículas de un cuerpo se mueven más rápido (mayor energía cinética) su temperatura es mayor que cuando se mueven con lentitud (menor energía cinética). Por ejemplo, si frota rápidamente un lápiz con tus manos, sentirás que la temperatura del lápiz aumenta. Sin embargo, el tacto no te permite saber la magnitud de esa variación de temperatura. Para poder medir la temperatura, se debe contar con un instrumento diseñado y calibrado para ese fin: el termómetro. Los termómetros nos permiten registrar la temperatura de un cuerpo y nos entregan un valor que se asocia a una escala de medida: la escala Celsius. Con este instrumento puedes medir tu temperatura corporal para saber si tienes fiebre o conocer la temperatura ambiental.

2.4.8.2 *La presión*

Al aumentar la presión, las partículas de materia se acercan y aumenta la fuerza de cohesión entre ellas. Por ejemplo, un gas se puede transformar en líquido si se somete a altas presiones.

2.4.8.3 *El calor*

Pon tu mano sobre la hoja del libro por unos diez segundos; ¿sientes alguna diferencia? Si no sientes diferencia es porque tu mano y la hoja se encuentran a la misma temperatura. La condición para que exista un cambio de temperatura entre dos cuerpos que se encuentran en contacto es que estén a temperaturas diferentes. Cuando tomas un objeto que está más frío que tu mano, sientes que tu mano se enfría, pero también puedes notar que el objeto se calienta, es decir, hay una variación de temperatura en ambos cuerpos. Pero ¿qué produce esta variación de temperatura? Lo que ocurre es una transferencia de energía

a la que llamamos calor. El calor es la energía que se transfiere entre dos cuerpos que se encuentran a temperaturas diferentes. Siempre se transfiere del cuerpo que posee mayor temperatura al de menor temperatura, es decir, el que se encuentra a una temperatura mayor emite energía, mientras que el de menor temperatura la recibe.

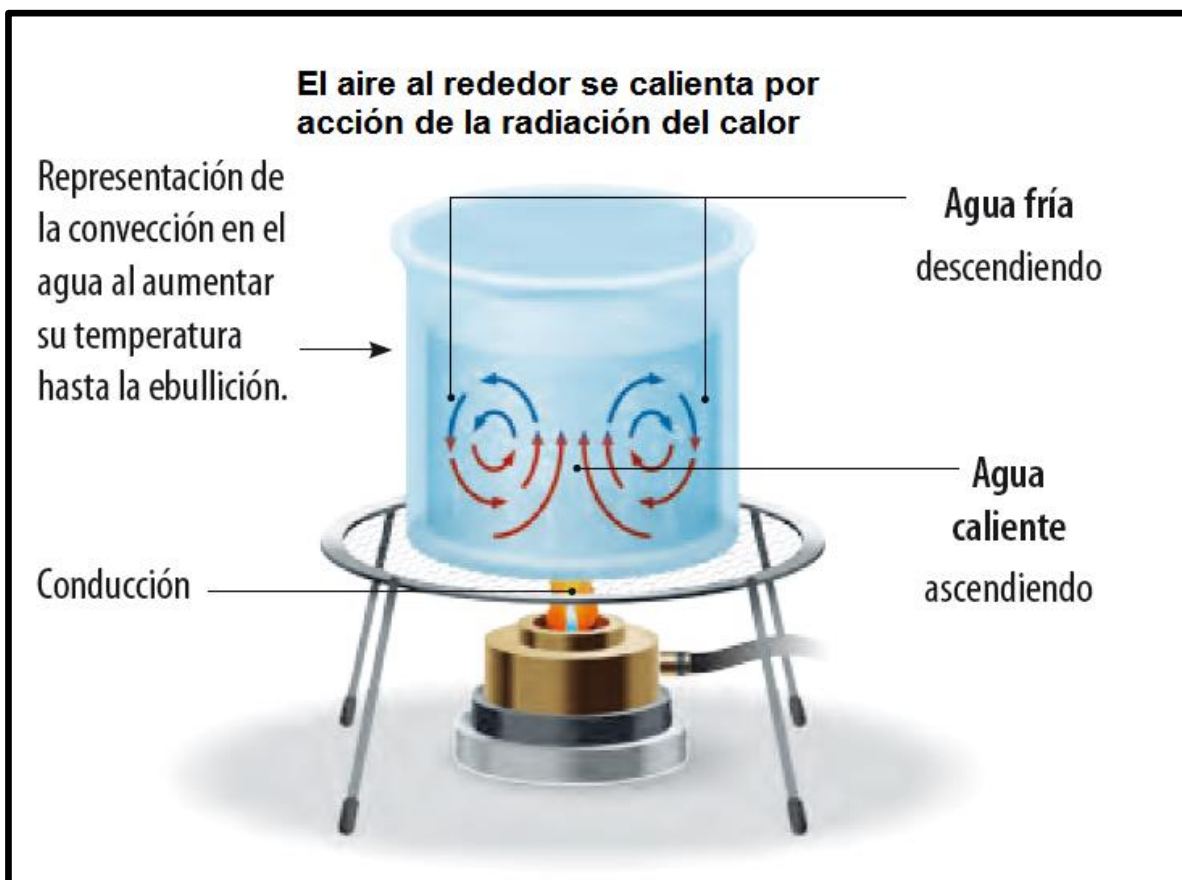
2.4.8.3.1 Cómo se transfiere el calor

Ten presente que el calor es un mecanismo de transferencia de energía. En la naturaleza existen distintas formas de transferir calor: conducción, convección y radiación.

- **La conducción:** es el mecanismo de transferencia de calor a través de cuerpos sólidos. Opera al poner en contacto dos cuerpos que se encuentran a distinta temperatura o cuando en un mismo objeto existen diferentes temperaturas. En la conducción se produce un intercambio de energía cinética entre las partículas de ambos cuerpos, de manera que el calor fluye desde el objeto que está a mayor temperatura hacia el de menor temperatura.
- **Convección:** todo proceso en que la transferencia de calor ocurre por el movimiento de sustancias en estado líquido o gaseoso se llama convección. Por ejemplo, cuando un recipiente con agua es colocado sobre una fuente de calor, el agua que está en el fondo del recipiente se calienta rápidamente, produciendo el movimiento del agua desde la zona más caliente a la zona más fría. Así, el calor que se transmite por conducción a las capas inferiores, se distribuye por convección a toda la masa del líquido.

- **La radiación:** es el proceso mediante el cual el calor se transfiere por ondas electromagnéticas y se caracteriza porque no necesita la presencia de ningún medio material para propagarse. Por ejemplo, la enorme cantidad de energía que recibe la Tierra desde el sol se transfiere por radiación, ya que es evidente que en el espacio que separa nuestro planeta del sol no existe materia como para transmitir calor por convección o conducción. La propagación por radiación no solo se produce desde el sol a nuestro planeta. Por ejemplo, si estás en una habitación donde hay una estufa encendida, el calor lo recibes por convección y a través de la radiación infrarroja emitida por la estufa. Otro ejemplo se observa cuando, al estar en un espacio cerrado con muchas personas, la temperatura del lugar comienza a aumentar. Esto es porque cada persona está emitiendo calor, por radiación.

Imagen 3. Formas de propagación del calor

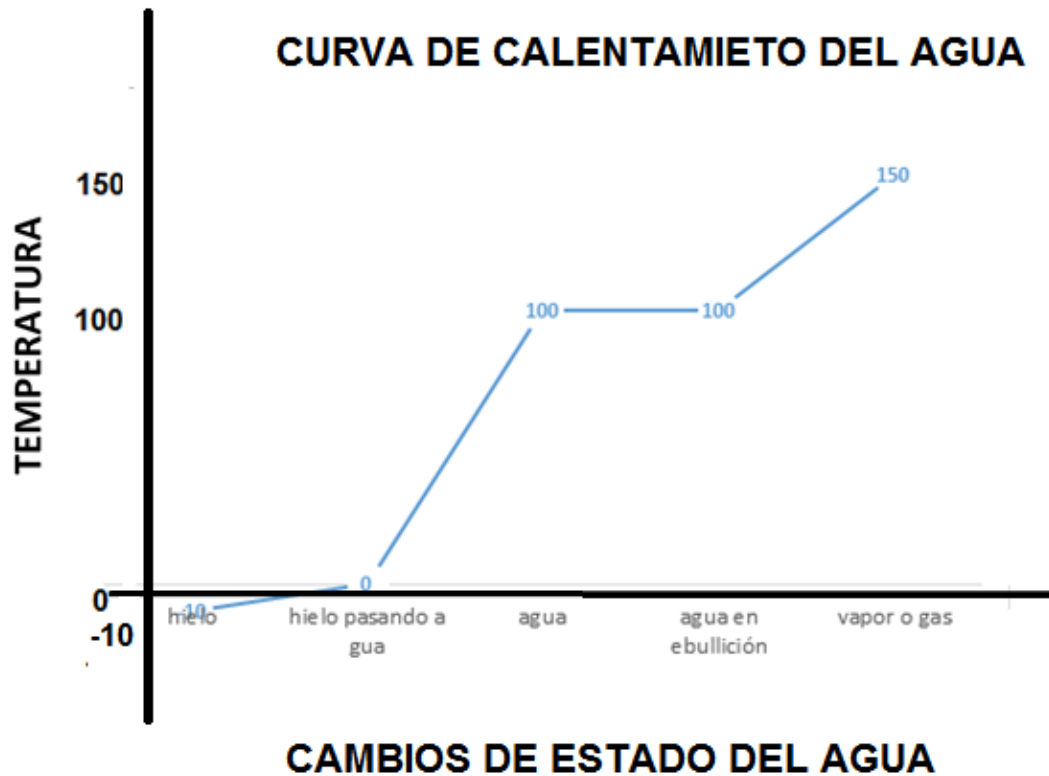


Descripción de la Imagen: representa las formas de propagación del calor. En ella se encuentra un beaker soportado por un trípode y debajo de él un mechero encendido. Se encuentra una flecha con el nombre de conducción señalando el mechero, una flecha señalando la parte inferior del beaker que indica que en este lugar se encuentra el agua caliente y otras dos flechas señalando la parte superior del beaker indicando que en esta parte se encuentra el agua fría, otra flecha con el texto (representación de la convección en el agua al aumentar su temperatura hasta ebullición) señalando el agua fría y caliente y sobre el beaker la frase (el aire alrededor se calienta por acción de la radiación del calor).

2.4.8.3.2 El calor y los cambios de estado del agua

¿Cuándo una sustancia experimenta un cambio de estado? Los cambios de estado son cambios físicos de la materia, que se distinguen porque se modifica el ordenamiento de sus partículas. Por ejemplo, en el estado sólido, las partículas alcanzan el máximo ordenamiento y en el gaseoso, el mayor desorden. ¿A qué temperatura ocurren los cambios de estado del agua? Las variaciones de temperatura que experimentan las sustancias durante los cambios de estado se representan gráficamente con las curvas de calentamiento y enfriamiento. Al calentar un cubo de hielo, la temperatura aumentará hasta que comience el proceso de fusión, es decir, cuando el hielo pase a estado líquido. En este punto, la temperatura se mantiene constante, ya que toda la energía entregada (calor) es utilizada para producir el cambio de estado. Asimismo, al calentar agua en estado líquido aumentará la temperatura hasta que comience el proceso de ebullición. A medida que aumenta la temperatura del líquido, las partículas de la superficie adquieren la energía suficiente para pasar al estado gaseoso por evaporación. Esto sucederá hasta que se alcance el punto de ebullición, momento en el que todas las partículas del líquido tienen la energía suficiente para pasar al estado gaseoso. Una vez que se llega al punto de ebullición, la temperatura del agua se mantiene constante, ya que el calor se utiliza para producir el cambio de estado.

Imagen 4. Curva de calentamiento del agua

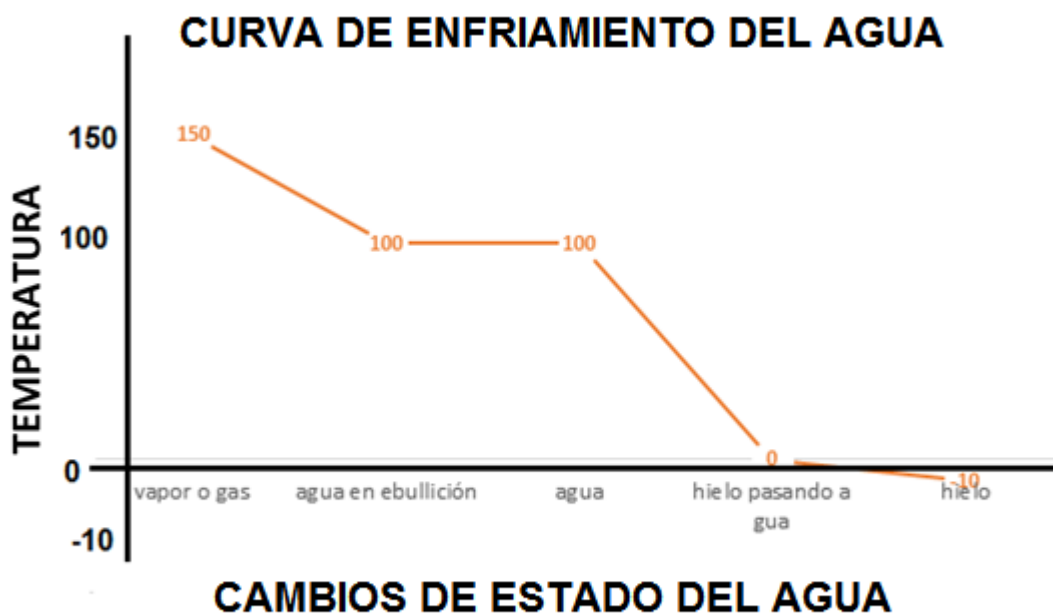


Descripción de la gráfica: se representan los cambios de estado del agua en el eje x, y el eje y el aumento de la temperatura del agua, partiendo de -10°C a 150°C , con el siguiente comportamiento:

- Intervalos de temperatura: -10°C a 0°C El hielo recibe energía en forma de calor y aumenta su temperatura.
- Intervalos de temperatura: 0°C a 100°C Se produce el cambio de estado de sólido a líquido (fusión). En este tramo coexisten el hielo y el agua y la temperatura permanece constante debido a que el calor que recibe el sistema se emplea solo para fundir el hielo.

- Intervalos de temperatura: 100°C a 100°C Terminada la fusión, en el punto C, el calor absorbido aumenta la temperatura del agua.
- Intervalos de temperatura: 100°C a 150°C Se produce el cambio de estado de líquido a gaseoso (por ebullición). En este tramo coexisten el agua líquida y el vapor de agua. La temperatura permanece constante debido a que el calor que recibe el sistema se emplea solo para evaporar el líquido.

Imagen 5. Curva de enfriamiento del agua



Descripción de la gráfica: se representan los cambios de estado del agua en el eje x, y el eje y la disminución de la temperatura del agua, partiendo de 150°C hasta -10°C con el siguiente comportamiento:

- Intervalos de temperatura: 150°C a 100°C .A medida que el vapor de agua se enfría, sus partículas pierden energía cinética y su volumen se contrae rápidamente.
- Intervalos de temperatura: 100°C a 100°C Ocurre la condensación. En este tramo coexisten el agua líquida y el vapor de agua. La temperatura se mantiene constante debido a que el calor que pierde el sistema corresponde principalmente a la condensación del gas.
- Intervalos de temperatura: 100°C a 0°C La mayor parte del vapor de agua se ha condensado, sin embargo, todavía existe agua en estado gaseoso. A medida que la temperatura disminuye, se favorece la condensación del vapor de agua hasta llegar al punto de solidificación.
- Intervalos de temperatura: 0°C a -10°C Se produce la solidificación. En este tramo coexisten el agua líquida y el hielo, y la temperatura permanece constante debido a que el calor cedido solo corresponde a la solidificación del agua.

2.4.8.4 Equilibrio térmico

En la actividad anterior pudiste comprobar que mientras y más tiempo pase, menor será la temperatura del agua. Esto se debe a que las partículas del agua ceden parte de su energía a las partículas del ambiente que entran en contacto con ella y con el envase. A su vez, el envase cede parte de su energía a las partículas del ambiente. Pero

¿hasta qué punto disminuirá la temperatura del agua? Si el calor es flujo de energía entre cuerpos que están a diferente temperatura, entonces esta transferencia de calor terminará cuando los cuerpos igualen sus temperaturas. Si ya no hay transferencia de calor, no hay cambio de temperatura. Cuando dos cuerpos se encuentran a igual temperatura, decimos que están en equilibrio térmico. En el caso de la taza a la que se agrega agua hirviendo, en un comienzo el agua se encuentra a una temperatura mayor que la de las paredes de la taza. Al iniciarse el flujo de energía desde el agua hacia la taza, la temperatura del agua en la taza desciende y la agitación de las partículas es menor. La temperatura de la taza, a su vez, se eleva y la agitación de sus partículas es mayor. Finalmente, se iguala la temperatura del agua con la de la pared de la taza, es decir, se alcanza el equilibrio térmico.

2.5 CLASES DE MATERIA

La materia puede presentarse como una sustancia pura o como una mezcla.

2.5.1 LAS SUSTANCIAS PURAS.

Una sustancia pura es aquella compuesta por un solo tipo de materia, presenta una composición fija y se puede caracterizar por una serie de propiedades específicas. Por ejemplo, al analizar una muestra pura de sal común siempre encontramos los mismos valores para propiedades

tales como la solubilidad, $\frac{36g}{100cm^3}$ a $20^\circ C$ (este valor se escribe como

una fracción) la densidad $\frac{2,16g}{1cm^3}$ este valor se escribe como una fracción

y el punto de fusión $801^{\circ}C$. Los valores de las propiedades específicas de las sustancias puras siempre son los mismos. Las sustancias puras no pueden separarse en sus componentes por métodos físicos. Según la composición química, las sustancias puras se clasifican en: sustancias simples o elementos químicos, y sustancias compuestas o compuestos químicos.

2.5.1.1 Elemento químico

Un elemento químico es una sustancia pura, que no puede descomponerse en otras más sencillas que ella. El hierro, el oro y el oxígeno son ejemplos de elementos químicos, ya que no pueden descomponerse en otras sustancias diferentes a ellos. Los elementos químicos se representan mediante símbolos. Los símbolos siempre empiezan con una letra mayúscula. En algunos casos el símbolo corresponde a la letra inicial del nombre del elemento, por ejemplo, carbono C y oxígeno O. En otros casos, se simboliza con la letra inicial del elemento en mayúscula, seguida por una segunda letra del nombre que siempre es minúscula, por ejemplo, cesio Cs y magnesio Mg. Hay algunos elementos cuyos nombres latinos o griegos no coinciden con los españoles y de ahí que haya símbolos que no tienen relación con el nombre en español del elemento, por ejemplo, el hierro Fe en latín ferrum. Los elementos químicos se clasifican en dos grandes grupos: los metales y los no metales.

2.5.1.2 *Compuesto químico*

Un compuesto químico es una sustancia pura, formada por la combinación química de dos o más elementos, en proporciones definidas

Por ejemplo, 1 g de cloruro de sodio siempre contiene 0,3934 g de sodio y 0,6066 g de cloro, combinados químicamente. Los compuestos se representan por medio de fórmulas. Una fórmula química muestra los símbolos de los elementos que forman el compuesto, y la proporción que existe entre ellos, es decir, señalan su composición química. Por ejemplo, la fórmula del agua es H_2O , (que se escribe H subíndice dos O) lo que indica que esta sustancia está formada por hidrógeno y oxígeno en una proporción de 2:1 (que se lee dos a 1) es decir 2 hidrógenos y 1 oxígeno.

Los compuestos se pueden clasificar en dos grandes grupos:

Los compuestos orgánicos: son aquellos que tienen al carbono como elemento principal combinado con elementos como el hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. Los carbohidratos, los lípidos y las proteínas son ejemplos de compuestos orgánicos.

Los compuestos inorgánicos: son aquellos que no tienen al carbono como elemento principal. El agua y el cloruro de sodio, son ejemplos de compuestos inorgánicos.

2.5.2 LAS MEZCLAS

Las mezclas son uniones físicas de sustancias en las que la estructura de cada sustancia no cambia, por lo cual sus propiedades químicas permanecen constantes y las proporciones pueden variar. Además, es posible separarlas por procesos físicos. Por ejemplo, la unión de agua con tierra es una mezcla. En una mezcla, la sustancia que se encuentra

en mayor proporción recibe el nombre de fase dispersante o medio, y la sustancia que se encuentra en menor proporción recibe el nombre de fase dispersa. De acuerdo con la fuerza de cohesión entre las sustancias, el tamaño de las partículas de la fase dispersa y la uniformidad en la distribución de estas partículas las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas.

2.5.2.1 Mezclas homogéneas

Son aquellas mezclas que poseen la máxima fuerza de cohesión entre las sustancias combinadas; las partículas de la fase dispersa son más pequeñas, y dichas partículas se encuentran distribuidas uniformemente. De esta manera, sus componentes no son identificables a simple vista, es decir, se perciben como una sola fase. También reciben el nombre de soluciones o disoluciones.

2.5.2.2 Mezclas heterogéneas

Son aquellas mezclas en las que la fuerza de cohesión entre las sustancias es menor; las partículas de la fase dispersa son más grandes que en las soluciones y dichas partículas no se encuentran distribuidas de manera uniforme. De esta forma, sus componentes se pueden distinguir a simple vista. Por ejemplo, la reunión de arena y piedras forma una mezcla heterogénea. Las mezclas heterogéneas pueden ser suspensiones o coloides.

- **Suspensiones:** son las mezclas en las que se aprecia con mayor claridad la separación de las fases. Generalmente están formadas por una fase dispersa sólida insoluble en la fase dispersante líquida, por lo cual tienen un aspecto opaco y, si se dejan en reposo, las partículas de la fase dispersa se sedimentan. El

tamaño de las partículas de la fase dispersa es mayor que en las disoluciones y en los coloides. Por ejemplo, el agua con arena es una suspensión.

- **Coloides:** son mezclas heterogéneas en las cuales las partículas de la fase dispersa tienen un tamaño intermedio entre las disoluciones y las suspensiones, y no se sedimentan. Las partículas coloidales se reconocen porque pueden reflejar y dispersar la luz. Por ejemplo, la clara de huevo y el agua jabonosa son coloides.

2.6 ACTIVIDAD

1. Explica qué pasa con la energía cinética de las partículas cuando pasan de un estado a otro.
2. Completa en la siguiente tabla las columnas de acuerdo con las características del modelo corpuscular de la materia.

Tabla 2. Propiedad corpuscular de la materia según los estados.

CARACTERÍSTICAS DE LAS PARTÍCULAS	ESTADO SÓLIDO	ESTADO LIQUIDO	ESTADO GASEOSO
FUERZA DE ATRACCIÓN			
ORDEN			
DISTANCIA ENTRE LAS PARTÍCULAS			
MOVIMIENTO			

3. Realiza el siguiente experimento y, luego, responde en tu cuaderno las preguntas.
- Vierte alcohol etílico en un vaso plástico hasta cubrir el fondo del vaso.
 - Moja y frota tus manos con un poco de alcohol y observa qué sucede luego de un minuto.
- a. ¿En qué estado se encuentra el alcohol cuando lo viertes en el vaso?
 - b. ¿Qué pasó con el alcohol una vez que lo frota en tus manos?
 - c. ¿A qué crees que se debe el cambio experimentado por el alcohol en tus manos?
 - d. ¿Qué crees que pasará con el alcohol del vaso si lo dejas en un lugar soleado por 10 minutos?

4. Lee las siguientes definiciones y escribe el concepto que corresponda.
- a. Cambio de estado sólido a gaseoso:
 - b. Condición de temperatura en que todo el volumen de un líquido tiene la energía para convertirse en gas:
 - c. Proceso por el que una sustancia gaseosa se vuelve líquida:
 - d. Transformación de un líquido a estado sólido
5. Lee atentamente las definiciones e indica a que concepto corresponde:
- a. Proceso en que un sólido cambia a estado líquido.
 - b. Proceso en que las partículas de la superficie de un líquido pasan a estado gaseoso.
 - c. Estado de la materia en el que las partículas se encuentran ordenadas y muy juntas unas de otras, vibrando continuamente sin cambiar de posición.
 - d. Proceso en que una sustancia en estado sólido pasa a estado gaseoso.
 - e. Estado de la materia en que las partículas tienen la capacidad de moverse continuamente de una parte a otra. Adquiere la forma del recipiente que lo contiene.
 - f. Cambio de una sustancia del estado gaseoso al líquido.
6. Relaciona las siguientes afirmaciones con su respectivo estado de la materia. (Sólido, líquido y gaseoso).

- a. Gracias a la gran fuerza de atracción entre sus partículas, mantiene su forma y volumen constante.
- b. Se adaptan a la forma del recipiente que los contiene.
- c. Estado de la materia en que las partículas están más separadas entre sí.
- d. La energía cinética de sus partículas le permite moverse libremente, ocupando todo el espacio disponible.
- e. Puede cambiar su forma y fluir.

7. Responde en tu cuaderno las siguientes preguntas. De acuerdo a las curvas de calentamiento de las imágenes 4 y 5.

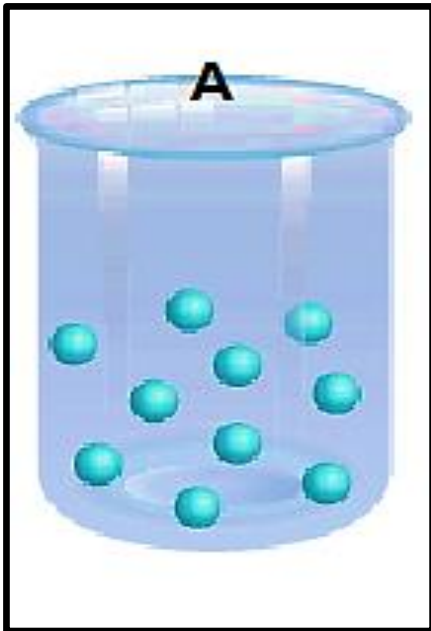
- a. ¿A qué temperatura se produce la ebullición del agua?
- b. ¿A qué temperatura se produce la fusión del agua?
- c. ¿Por qué cambia la temperatura?

8. Escribe V, si el enunciado es verdadero o F, si es falso.

- a. Una sustancia pura posee propiedades variables.
- b. El ácido clorhídrico comercial es una mezcla homogénea.
- c. El punto de fusión es una propiedad química de la materia.
- d. La sublimación es un cambio físico.
- e. Toda mezcla heterogénea posee composición definida.
- f. Las propiedades físicas no involucran cambios en la composición y la estructura de la materia.
- g. Las mezclas están formadas por sustancias puras.
- h. La combustión del papel se considera como una propiedad física.
- i. El bronce es considerado una mezcla homogénea.

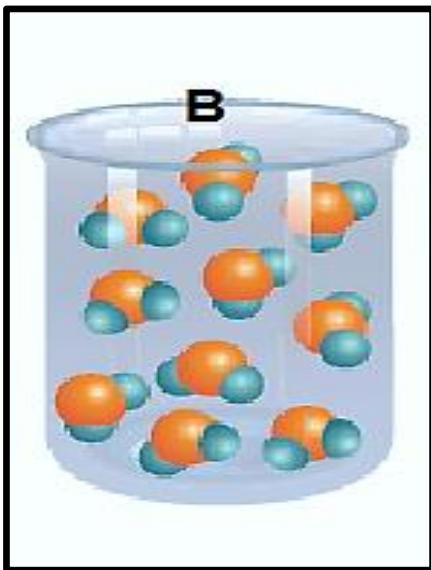
- j. Una sustancia pura, como la sangre, posee composición y propiedades definidas.
 - k. La densidad y la masa son propiedades físicas.
 - l. Para producir la condensación es necesario un aumento de temperatura.
 - m. Los cambios de la materia se consideran propiedades químicas.
 - n. Las mezclas poseen siempre propiedades y composición definida
9. Teniendo en cuenta los siguientes dibujos y determina si se trata de un elemento, un compuesto o una mezcla.

Imagen 6.dibujo (A), ordenamiento de las partículas según estado de la materia



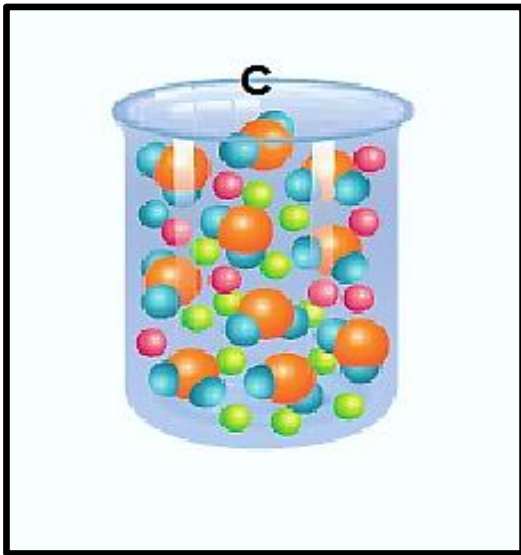
Descripción de la Imagen: es un dibujo que muestra un vaso de precipitado o beaker y dentro de él esferas representando partículas todas del mismo tamaño, dispersa en dicho recipiente.

Imagen 7. Dibujo (B) ordenamiento de las partículas según estado de la materia.



Descripción de la Imagen: es un dibujo en el que se encuentra un beaker que contiene agrupaciones de esferas representando partículas con las siguientes características, cada agrupación consta de 3 esferas una en el centro y dos esferas más pequeñas unidas a esta. Todas las agrupaciones se encuentran separadas unas de las otras.

Imagen 8. Dibujo (C) ordenamiento de las partículas según estado de la materia.



Descripción de la Imagen: es un dibujo en el que se encuentra un beaker que contiene varias esferas que representan partículas, con las siguientes características; agrupaciones como las del dibujo B, medianas dispersas en el recipiente y otras aún más pequeñas también dispersas en todo el recipiente.

3 EVOLUCIÓN DE LOS MODELOS ATÓMICOS

Desde el siglo V antes de Cristo. La humanidad ha escuchado hablar de átomos, como las partículas fundamentales de la materia. Sin embargo, debido a que los átomos son tan pequeños, no es posible verlos a simple vista, por esta razón, se han propuesto varios modelos y teorías acerca de cómo son estas partículas fundamentales.

3.1 MODELOS ATÓMICOS

3.1.1 TEORÍA ATÓMICA DE LOS GRIEGOS.

Los griegos fueron quienes por primera vez se preocuparon por indagar sobre la constitución íntima de la materia, aunque desde una perspectiva puramente teórica, pues no creían en la importancia de la experimentación. Cerca del año 450 antes de Cristo, Leucipo y su discípulo, Demócrito, propusieron que la materia estaba constituida por pequeñas partículas a las que llamaron átomos, palabra que significa indivisible. Los postulados del atomismo griego establecían que:

- Los átomos son sólidos.
- Entre los átomos sólo existe el vacío.
- Los átomos son indivisibles y eternos.
- Los átomos de diferentes cuerpos difieren entre sí por su forma, tamaño y distribución espacial.
- Las propiedades de la materia varían según el tipo de átomos y como estén agrupados.

3.1.2 TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

En 1805 el inglés John Dalton (1766 a1844), publicó la obra Nuevo sistema de la filosofía química, en la cual rescataba las ideas propuestas por Demócrito y Leucipo dos mil años atrás. La razón que impulsó a Dalton a proponer una nueva teoría atómica fue la búsqueda de una explicación a las leyes químicas que se habían deducido empíricamente hasta el momento, como la ley de la conservación y la ley de las proporciones definidas. La teoría atómica de Dalton comprendía los siguientes postulados:

- La materia está constituida por átomos, partículas indivisibles e indestructibles.
- Los átomos que componen una sustancia elemental son semejantes entre sí, en cuanto a masa, tamaño y cualquier otra característica, y difieren de aquellos que componen otros elementos.
- Los átomos se combinan para formar entidades compuestas. En esta combinación los átomos de cada uno de los elementos involucrados están presentes siguiendo proporciones definidas y enteras. Así mismo, dos o más elementos pueden unirse en diferentes proporciones para formar diferentes compuestos.

3.1.3 MODELO ATÓMICO DE THOMSON

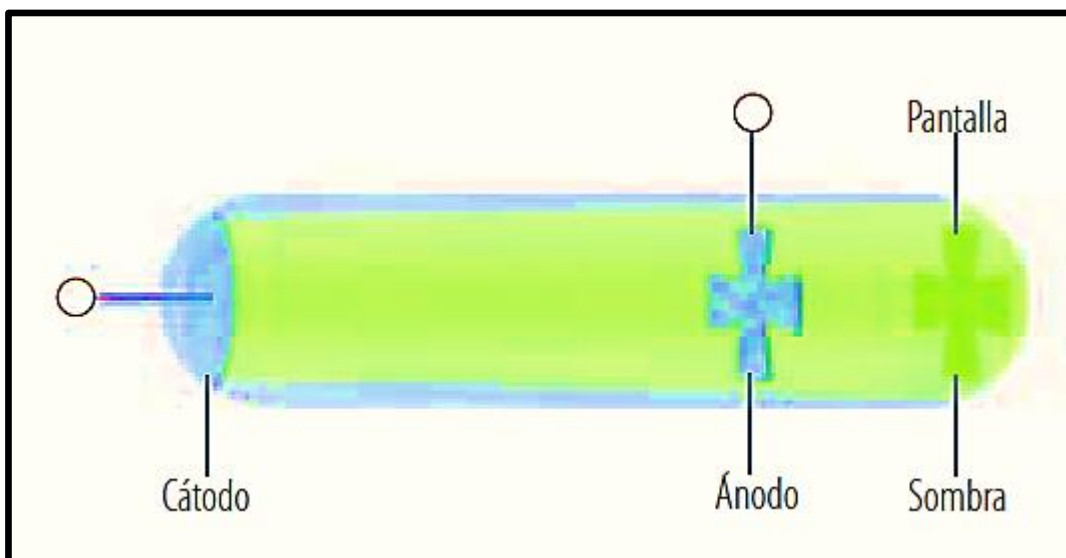
3.1.3.1 Naturaleza eléctrica de la materia

Desde tiempos remotos habían sido observados fenómenos eléctricos relacionados con la materia. Tales de Mileto observó que al frotar un trozo de ámbar, este podía atraer pequeñas partículas. Siglos después Gilbert comprobó que por frotamiento muchas sustancias adquirían electricidad. Sin embargo, fue solo hacia mediados del siglo XIX que estas observaciones fueron planteadas formalmente, gracias a los experimentos sobre la electrólisis que realizó Faraday, hacia 1833 y que le permitieron descubrir la relación entre electricidad y materia.

3.1.3.2 Descubrimiento del electrón

El descubrimiento del electrón fue posible gracias a una serie de experimentos alrededor de un dispositivo llamado tubo de rayos catódicos, que consiste en un tubo de vidrio provisto de dos electrodos, herméticamente soldados en los extremos de este y a través de los cuales se hace pasar una corriente eléctrica. En 1879, el físico inglés William Crookes, observó que si se creaba vacío dentro del tubo, retirando el aire presente en su interior, aparecía un resplandor, originado en el electrodo negativo o cátodo y que se dirigía hacia el electrodo positivo o ánodo, por lo que Crookes concluyó que debía tratarse de haces cargados negativamente, que luego fueron bautizados como rayos catódicos. Posteriormente, J. Thomson estableció, en 1895, que dichos rayos eran en realidad partículas, mucho más pequeñas que el átomo de hidrógeno y con carga negativa, que recibieron el nombre de electrones. En la actualidad se ha establecido que la carga de un electrón es $-1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$ que posee una masa de $9,11 \times 10^{-28} \text{ g}$.

Imagen 9.tubo de rayos catódicos.



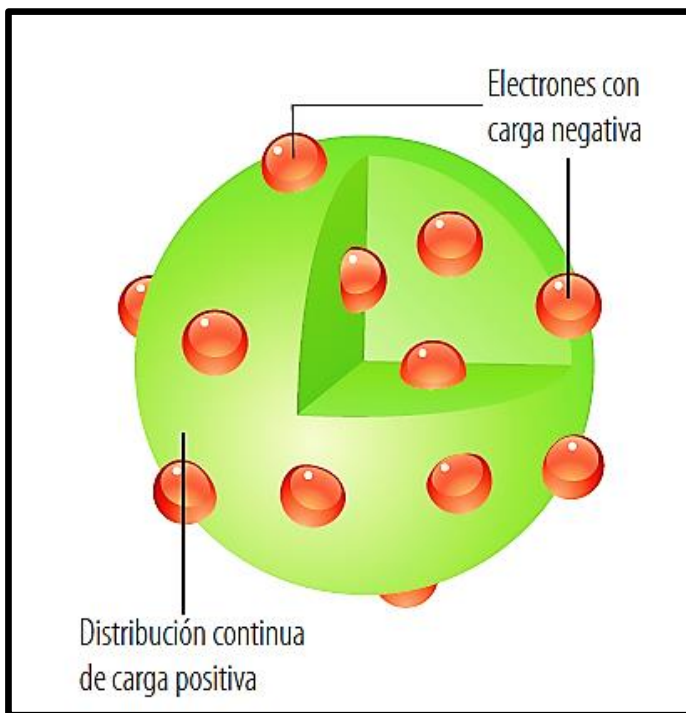
Descripción de la Imagen: representa el tubo de rayos catódicos. La imagen muestra un tubo de vidrio con los extremos ovalados en posición horizontal, en el extremo izquierdo una línea horizontal representa un haz de luz de rayos catódicos, dentro del tubo hacia el extremo derecho se encuentra una lámina en forma de cruz que representa el ánodo, hacia el extremo derecho se refleja la sombra de la cruz.

3.1.3.3 Descubrimiento del protón

Por la misma época, Eugen Goldstein (1850 a 1930), realizó algunas modificaciones al diseño inicial del tubo de rayos catódicos. El nuevo dispositivo tenía el cátodo perforado y el tubo, en lugar de vacío, contenía diferentes gases. Observó que detrás del cátodo se producía otro tipo de resplandor, proveniente del ánodo, por lo que dedujo que los nuevos rayos poseían carga positiva. Posteriormente fueron bautizados como protones y se determinó que su carga era de igual magnitud que la de un electrón, es decir, $+1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$ mientras que su masa tenía un valor cercano $1,673 \times 10^{-24} \text{ g}$. Estos descubrimientos contradecían la creencia de que el átomo era indivisible, por lo que fue necesario concebir un nuevo modelo atómico.

En 1904, Joseph Thomson (1856 a 1940) propuso un modelo en el cual la parte positiva del átomo se hallaba distribuida uniformemente por todo el volumen de este, mientras los electrones se hallaban inmersos en esta matriz de protones, como las pasas en un pudín. Además, planteaba que la cantidad de cargas positivas y negativas presentes eran iguales, con lo cual el átomo era esencialmente una entidad neutra.

Imagen 10. Modelo atómico de Thomson.



Descripción de la Imagen: Es una representación del modelo atómico de Thomson, la imagen muestra una esfera grande que contiene esferas muy pequeñas. La esfera grande recibe el nombre de (distribución continua de carga positiva) y las esferas pequeñas reciben el nombre de (carga negativa).

3.1.4 MODELO DE RUTHERFORD

3.1.4.1 Descubrimiento de la radiactividad

La primera evidencia de este fenómeno data de 1896 y la debemos a las experiencias de Henri Becquerel (1852 a 1908). Este científico descubrió que los minerales de uranio eran capaces de velar una placa fotográfica en ausencia de luz externa, por lo cual concluyó que poseían la propiedad de emitir radiaciones de forma espontánea. Posteriormente,

los esposos Pierre (1859 a 1906) y Marie Curie (1867 a 1934), retomaron las observaciones hechas por Becquerel, comprobando que todos los minerales de uranio tenían la capacidad de emitir radiaciones. Además aislaron otros dos elementos con idénticas propiedades: el polonio y el radio.

La radiactividad Se define como la propiedad que poseen los átomos de algunos elementos de emitir radiaciones. Debido a que las radiaciones son partículas subatómicas, los elementos radiactivos se transforman en otros elementos, pues la constitución íntima de sus átomos cambia. Estas radiaciones pueden ser de cuatro tipos distintos:

3.1.4.1.1 Rayos alfa (α)

Se representa con la letra griega α minúscula. Los rayos alfa son partículas formadas por dos protones y dos neutrones, por lo que poseen una carga positiva, igual a dos veces la carga de un protón. Debido a que la masa y el volumen de las partículas alfa son relativamente elevados, estas radiaciones viajan a una velocidad baja, y tienen un poder de penetración igualmente bajo.

3.1.4.1.2 Rayos beta negativo ($^{-}\beta$).

Se representa con un superíndice izquierdo negativo y la letra griega β minúscula). Se trata de haces de electrones, 7.000 veces más pequeños que las partículas alfa y que viajan a una velocidad cercana a la de la luz, por lo que poseen un poder de penetración medio.

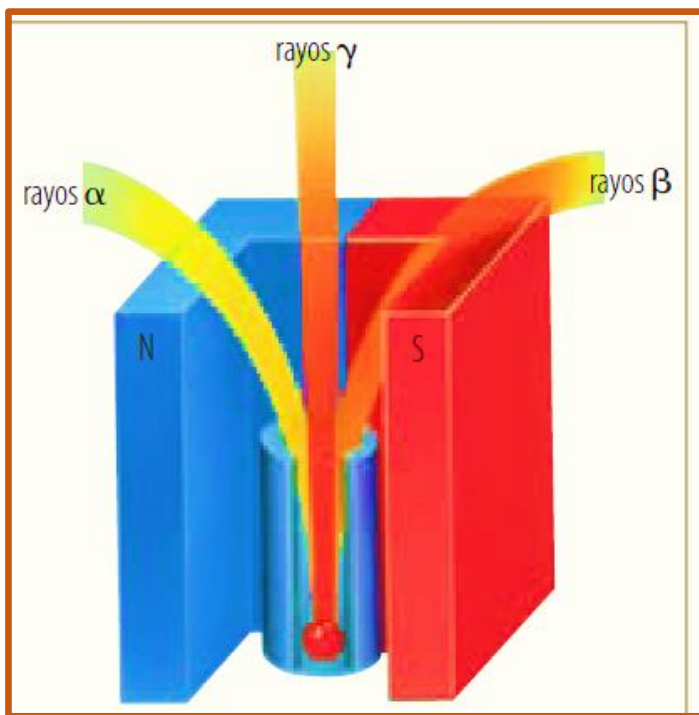
3.1.4.1.3 Rayos beta positivos ($+\beta$).

Se representa con superíndice izquierdo positivo y la letra griega β minúscula. Son haces de partículas similares a los electrones, pero con carga positiva, denominadas positrones. Tienen las mismas propiedades que las partículas beta negativas, en cuanto a masa, velocidad y capacidad de penetración. Dado que son antagonistas de los electrones, cuando un electrón y un positrón se chocan, se aniquilan mutuamente, convirtiéndose en energía electromagnética.

3.1.4.1.4 Rayos gamma (γ).

Se representa con la letra griega γ . Estos rayos son radiaciones electromagnéticas, con un contenido energético muy superior al de la luz visible, por lo que no poseen masa y tienen una gran capacidad de penetración.

Imagen 11. Radiaciones descubiertas por Rutherford.



Descripción de la Imagen: en ella se encuentra un cilindro rodeado por una estructura rectangular. Del cilindro salen tres líneas gruesas que simulan rayos, hacia la izquierda que representa el norte salen los rayos alfa, hacia la derecha que representa el sur salen los rayos beta y la tercera línea que salen por el centro hacia arriba representa los rayos gama.

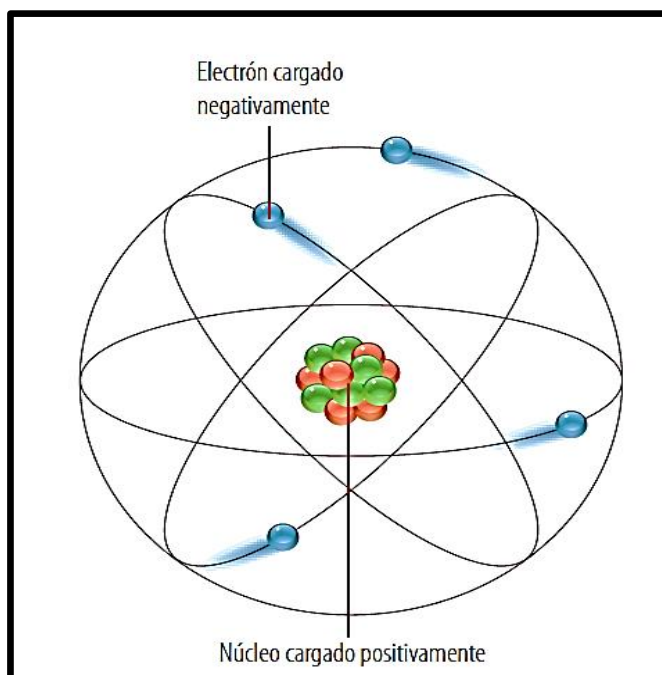
3.1.4.2 Descubrimiento de los rayos X

Se representa con la letra x. A fines del siglo XIX, en 1895, Wilhelm Roentgen (1845 a 1923), estudiando los rayos catódicos, observó que una lámina recubierta con ciano platino de bario, que estaba a cierta distancia del tubo, emitía una fluorescencia verdosa. Afirmó que dicha fluorescencia correspondía a unos rayos que atravesaban los materiales poco densos, como la madera, pero que no pasaba a través de los más

densos, como los metales. Además, no sufrían desviación por campos eléctricos o magnéticos. Por esta razón, concluyó que estos rayos no debería estar formados por partículas cargadas y en esto se parecían a los rayos de luz. Roentgen los llamó rayos X. Los dos descubrimientos mencionados dejaban entrever que había espacio entre los átomos que conformaban los materiales conocidos, pero no estaba claro cómo ni dónde se distribuían estos espacios.

A principios del siglo XX, Ernest Rutherford (1871 a 1937) realizó un experimento cuyos resultados fueron inquietantes. Observó que cuando un haz de partículas alfa, emitidas por el polonio, uno de los elementos radiactivos, golpeaba contra una lámina de oro, algunas de las partículas incidentes rebotaban, hasta el punto de invertir completamente la dirección de su trayectoria. Esto era tan increíble como si al disparar una bala contra una hoja de papel, ésta rebotara. Con el fin de dar una explicación a este hecho, Rutherford propuso, en 1911, la existencia del núcleo atómico, como una zona central densa, en la cual se concentraba cerca del 99,95% de la masa atómica. El núcleo debía ser positivo, puesto que las partículas alfa, también positivas, eran rechazadas al chocar contra los núcleos de los átomos del metal. También estableció que los electrones debían mantenerse en constante movimiento en torno al núcleo, aunque a una cierta distancia, con lo cual gran parte del volumen del átomo sería espacio vacío. Al igual que Thomson, Rutherford consideró que la carga negativa de los electrones debía contrarrestar la carga positiva del núcleo, para dar lugar a un átomo neutro.

Imagen 12. Modelo atómico de Rutherford



Descripción de la Imagen: representa el modelo atómico de Rutherford. Formado por una circunferencia que representa al átomo, la cual rodea a tres orbitas elípticas entrecruzadas que representan los movimientos del electrón y en el centro un grupo de esferas pequeñas unidas las unas con las otras representando el núcleo del átomo.

3.1.4.3 Inconsistencias del modelo de Rutherford

Si bien, numerosos fueron los descubrimientos y fenómenos observados que permitieron comprobar la existencia del núcleo atómico y dilucidar su constitución, el modelo propuesto por Rutherford tenía ciertas inconsistencias. De acuerdo con la física clásica, toda partícula acelerada, como es el caso de un electrón girando alrededor del núcleo de un átomo, emite energía, en la forma de radiaciones electromagnéticas. En consecuencia, el electrón debería perder energía continuamente, hasta terminar precipitándose sobre el núcleo, dando

lugar a un colapso atómico. Teniendo en cuenta que esto no sucede, algo estaba fallando en el modelo propuesto por Rutherford.

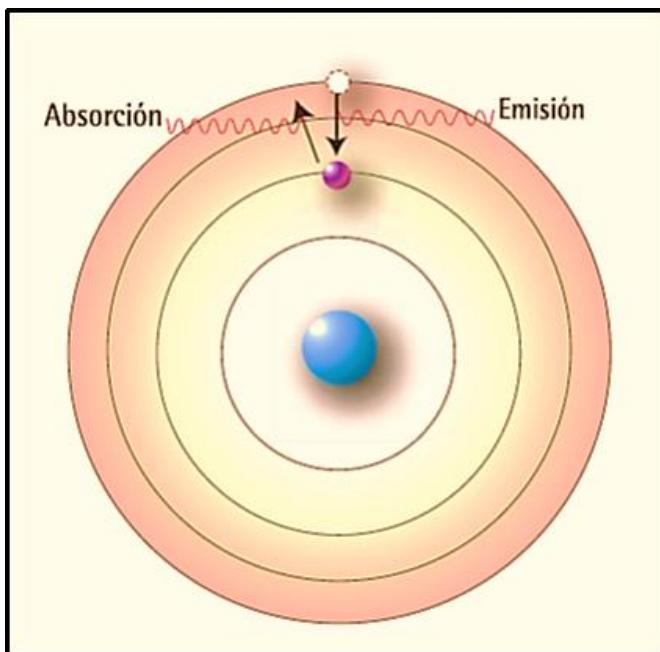
3.1.5 MODELO PLANETARIO DE BOHR

En 1913, el físico danés Niels Bohr (1885 a 1962), basándose en la teoría cuántica de Planck y en el análisis del espectro de emisión del hidrógeno, propuso un nuevo modelo atómico. En él, mantenía la estructura planetaria propuesta por Rutherford, pero hacía las siguientes precisiones acerca de la disposición de los electrones alrededor del núcleo:

- Los átomos presentan un cierto número de órbitas posibles, denominadas estados estacionarios, en las que un electrón puede girar sin que ocurra emisión o absorción de energía. En este estado, el átomo es estable.
- Cuando un átomo absorbe o emite energía en forma de radiación, los electrones a su alrededor son promovidos de una órbita a otra. Si un electrón absorbe energía, pasa a una órbita mayor, alejándose del núcleo. Al emitir luego esta energía, desciende a un estado menor, más cerca del núcleo. La cantidad de energía necesaria para pasar de un nivel a otro está cuantizada, según la ecuación propuesta por Planck. De esta manera, el colapso atómico que se desprendía del modelo de Rutherford no era posible bajo estos nuevos supuestos, pues, un electrón no puede descender más allá de un nivel de energía mínimo.
- Estos postulados fueron planteados por Bohr en relación con el átomo de hidrógeno, el más sencillo que se conoce. Sin embargo,

el análisis de los espectros de emisión de otros átomos mostraba estructuras internas más complejas, que no eran explicadas satisfactoriamente por este modelo. Además, tampoco era claro por qué eran posibles sólo ciertas órbitas y por qué había discrepancias tan grandes entre las órbitas de diferentes átomos.

Imagen 13. Modelo atómico de Bohr.



Descripción de la Imagen: se representa el modelo atómico de Bohr. Se encuentran cuatro circunferencias cada circunferencia rodea a la otra, representando los niveles de energía del átomo y en el centro una esfera pequeña que representa el núcleo del átomo. En la tercera circunferencia de afuera hacia dentro, se encuentra una esfera pequeña que representa un electrón con dos flechas una que sale de la esfera con el nombre de absorción, y otra flecha que se dirige hacia la esfera con el nombre de emisión.

3.1.6 MODELO ATÓMICO ACTUAL

En las primeras décadas del siglo XX, continuaba siendo un interrogante la forma como se organizaban los electrones alrededor del núcleo atómico. La respuesta a este interrogante provino de un campo al parecer sin relación con el átomo: la espectroscopia, rama de la ciencia que estudia la emisión y absorción de energía, en forma de luz, por parte de la materia.

3.1.6.1 Antecedentes

La naturaleza de la luz: dualidad onda partícula En 1865, Maxwell estableció que la luz era una onda electromagnética de alta energía y que podía propagarse en el vacío. La naturaleza ondulatoria de la luz fue comprobada luego por numerosas observaciones y sirvió para explicar gran variedad de fenómenos, en los que los haces de luz se reflejaban o se refractaban, como si fueran ondas. Por ejemplo, la descomposición de un haz de luz blanca al pasar a través de un prisma, podía explicarse como el resultado de la refracción de la luz al cambiar de medio.

A finales del siglo XIX un buen número de fenómenos no encajaban bien con este modelo. Uno de ellos era el efecto fotoeléctrico, según el cual una placa metálica al ser sometida a la incidencia de la luz, emitía energía en forma de electrones, que de algún modo eran arrancados de los átomos del metal. De acuerdo con la naturaleza ondulatoria de la luz, estos electrones serían estimulados por la luz incidente y sólo se desprenderían de sus átomos al recibir una cantidad de energía suficiente, es decir, con cierto retraso con relación al momento de la incidencia del haz de luz. Sin embargo, lo que se observaba era que los electrones se desprendían inmediatamente después de ser estimulados por la luz.

Por otro lado, dependiendo del color de la luz empleada, el fenómeno se producía o no, de manera que la expulsión de electrones debía estar relacionada con la longitud de onda de la luz incidente. Todo esto dejaba entrever que la luz podía comportarse también como una partícula. No obstante, hubo que esperar algunas décadas para que esta idea fuera planteada formalmente y aceptada por la comunidad científica.

3.2 ACTIVIDAD.

1. ¿Quién fue el autor de la teoría química?
 - a. Niels Bohr.
 - b. Joseph Thomson.
 - c. John Dalton.
 - d. Ernest Rutherford.

2. El átomo es:
 - a. Una molécula.
 - b. Una materia.
 - c. Un compuesto.
 - d. Una partícula.

3. El átomo tiene unos electrones que se mueven en:
 - a. Sobre sí mismo.
 - b. Orbitales definidos.
 - c. Alrededor del núcleo.
 - d. Sobre un protón.

4. DALTON propone en su teoría que el átomo es:

- a. Una representación sólida.
 - b. Una gran esfera.
 - c. Indivisible.
 - d. Modelo de orbitales.
5. ¿Quiénes fueron los autores prácticos sobre el descubrimiento del átomo?
- a. Dalton, Thomson.
 - b. Demócrito.
 - c. Rutherford y Bohr.
 - d. Leucipo.
6. Existen varios modelos que explican el comportamiento del átomo.
- a. ¿Por qué fue necesario construir varios modelos atómicos?
 - b. ¿Qué tienen en común estos modelos?
7. Con base a lo que conoces sobre los modelos atómicos.
- a. escribe un breve ensayo acerca de la relación que existe entre la realidad y los modelos que ha propuesto la ciencia para representar al átomo.
 - b. ¿Crees que existe una sola realidad o que, por el contrario, somos prisioneros del alcance de nuestros sentidos?
8. John Dalton (1766 a 1844) fue maestro de matemáticas, químico y meteorólogo. Famoso por su teoría atómica cuyos inicios se encuentran en los experimentos de meteorología que realizaba desde muy joven. Su interés por las ciencias lo llevó a experimentar con agua y gases, lo que le permitió establecer importantes leyes acerca de la presión; además asignó a los átomos el valor relativo de la masa atómica.

- a. ¿Cómo contribuyó Dalton con sus experimentos al desarrollo y al avance de la química?

Responde:

9. Al bombardear láminas delgadas de oro con partículas alfa, Rutherford pudo demostrar que la masa de un átomo está concentrada en una zona que denominó:
- a. Periferia.
 - b. Niveles de energía.
 - c. Núcleo.
 - d. Órbitas.
10. Las líneas producidas por un espectro llevaron a establecer la existencia de unas zonas muy importantes en el átomo. Bohr denominó estas zonas como:
- a. órbitas.
 - b. Subniveles.
 - c. Orbitales.
 - d. Niveles.
11. Cuando una persona se fractura o lesiona algún hueso, generalmente, los médicos solicitan una radiografía. Por medio de esta imagen, es posible identificar claramente la gravedad de la lesión y así mismo proporcionar el tratamiento adecuado al paciente.
- a. ¿Qué fenómenos físicos y químicos se presentan al tomar una radiografía?
 - b. ¿Cuál es la relación entre este tipo de técnica y los fundamentos de la estructura atómica?

4 HISTORIA Y EVOLUCIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA

En el año 1830 ya se habían descubierto el 50% de los elementos químicos conocidos en la actualidad; sus propiedades físicas y químicas y sus combinaciones con otros elementos para formar compuestos habían sido estudiadas por muchos químicos. Sin embargo, era necesario organizar toda esta información de manera clara. A lo largo de este tema hablaremos de cómo se llegó a la clasificación actual basada en la periodicidad de algunas propiedades de los elementos químicos.

4.1 PRIMERAS CLASIFICACIONES DE LOS ELEMENTOS

Desde finales del siglo XVIII, en la época de Lavoisier y Berzelius, se había intentado clasificar los elementos químicos conocidos buscando semejanzas en sus propiedades. Así, los elementos se clasificaban en metales, como el hierro, la plata o el cobre, y no metales, como el fósforo, el oxígeno y el azufre. Algunos elementos, como el arsénico o el germanio, no se ajustaban claramente a una de estas dos categorías por lo que también se podía hablar de elementos semimetálicos.

Esta clasificación, sin embargo, era demasiado general, ya que existían considerables diferencias entre las propiedades de los elementos que pertenecían a la misma categoría. Utilizando un criterio más restringido que el anterior se hicieron las siguientes clasificaciones.

4.1.1 TRÍADAS DE DÖBEREINER

En 1829, el químico alemán Johann W. Döbereiner (1780 a 1849) observó que había grupos de tres elementos que tenían propiedades físicas y químicas muy parecidas o mostraban un cambio gradual en sus propiedades. Con base en sus observaciones clasificó los elementos en grupos de a tres y los llamó tríadas. Mostró también que el peso atómico del elemento central de cada tríada era aproximadamente el promedio aritmético de los pesos de los otros dos.

4.1.1.1 *Triadas:*

- **Primera triada.**

Cloro: peso atómico 35,457.

Bromo: peso atómico 79,916.

Yodo: peso atómico 126.91.

Promedio de peso atómico de bromo, cloro y yodo es: 81,18.

- **Segunda triada**

Calcio: peso atómico 40,08.

Estroncio: peso atómico 87,63.

Bario: peso atómico 137,36.

Promedio de pesos atómicos de calcio, estroncio y barios es: 86,72.

- **Tercera triada**

Litio: peso atómico 6,940.

Sodio: peso atómico 22,991.

Potasio: peso atómico 39,100

Promedio de pesos atómicos de litio, sodio, y potasio es: 23,020.

- **Cuarta triada.**

Azufre: peso atómico 32,066.

Selenio: peso atómico 78,96.

Telurio: peso atómico 127, 61.

Promedio de pesos atómicos de azufre, selenio y telurio es: 79,838.

4.1.2 OCTAVAS DE NEWLANDS

En 1864, el inglés Johan Alexander Newlands (1838 a 1889) ordenó los elementos conocidos de acuerdo con sus pesos atómicos crecientes; observó que después de ubicar siete elementos, en el octavo se repetían las propiedades químicas del primero (sin tener en cuenta el hidrógeno ni los gases nobles). Newlands llamó a esta organización la ley de las octavas; de esta manera quedaron en el mismo grupo (columna), el litio, el sodio y el potasio; el berilio, el magnesio y el calcio; el oxígeno y el azufre, etc., que tienen propiedades similares. Gracias a sus observaciones, Newlands ordenó los elementos en grupos y períodos, pero este ordenamiento presentó un problema: mientras algunos grupos tenían elementos con propiedades muy parecidas, otros tenían elementos con propiedades completamente diferentes.

Imagen 14. Octavas de Newlands

1	2	3	4	5	6	7
H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe

Descripción de la Imagen: es una representación de las octavas de Newlands. Se encuentra tres filas y siete columnas las cuales están enumeradas del 1 al 7. En la fila 1 se encuentran organizados los elementos H hidrógeno, Li litio, Be berilio, B boro, C carbono, N nitrógeno y O oxígeno. En la fila dos los elementos F flúor, Na sodio, Mg magnesio, Al aluminio, Si silicio, P fósforo y S azufre. En la fila tres los elementos Cl cloro, K potasio, Ca calcio, Cr cromo, Ti titanio, Mn manganeso y Fe hierro.

4.1.3 LA TABLA PERIÓDICA DE MENDELEIEV

En 1869 los químicos Ivanovich Dimitri Mendeleiev (1834 a 1907) y Lothar Meyer (1830 a 1895), publicaron por separado tablas periódicas prácticamente coincidentes, en las que clasificaban los 63 elementos conocidos hasta esa fecha (entre 1830 y 1869 se descubrieron ocho nuevos elementos). La clasificación de Mendeleiev hacía especial énfasis en las propiedades químicas de los elementos; mientras que Meyer hacía hincapié en las propiedades físicas.

Mendeleiev, que fue el primero en dar a conocer su tabla periódica, organizó los elementos en orden creciente de sus pesos atómicos en filas y columnas de modo que los elementos que quedaban en la misma fila tenían propiedades semejantes. Lo ingenioso de la idea de este científico era que las filas no tenían todas las mismas longitudes pero en cada una de ellas existía una analogía gradual de las propiedades de los elementos. Por otro lado no dudó en dejar espacios en la tabla, en invertir elementos e incluso llegó a predecir con éxito las propiedades de los elementos que algún día ocuparían los espacios vacíos.

Mendeleiev resumió su descubrimiento estableciendo su ley periódica, que dice: Las propiedades de los elementos químicos no son arbitrarias, sino que varían con el peso atómico de una manera periódica.

El sistema periódico de Mendeleiev, no obstante, presentaba algunas fallas. Por ejemplo, cuando años más tarde empezaron a descubrirse los gases nobles y ubicarse en su sitio, resultó que el argón, Ar, tenía un peso atómico superior al del potasio, mientras que los restantes gases nobles tenían pesos atómicos inferiores a los elementos posteriores. Era evidente que no resultaba totalmente aceptable el aumento de peso atómico como referencia para ubicar los elementos en el sistema periódico.

Tabla 3. Tabla periódica de Mendeleiev.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H							
2	Li	Be	B	C	N	O	F	
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
4	K	Ca		Ti	V	Cr	Mn	Fe, Co, Ni, Cu.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
5	(Cu)	Zn			As	Se	Br	
6	Rb	Si	Y	Zr	Nb	Mo		Ru, Rh, Pd, Ag.
7	(Ag)	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	
8	Cs	Ba	Di	Ce				
9								
10			Er	La	Ta	W		Os, ir, pt, Au.
11	(Au)	Hg	Tl	Pb	Bi			
12				Th		U		

Descripción de la tabla: es una representación de la tabla periódica de Mendeleiev, se encuentra formada por 12 columnas (enumeradas de arriba hacia abajo de forma ascendente con números griegos) y 8 filas enumeradas de con números romanos. (TENGA EN CUENTA QUE NO TODAS LAS CELDAS TIENE INFORMACIÓN)

4.1.4 TABLA PERIÓDICA MODERNA

En 1913, Henry G. J. Moseley (1887 a 1915) sugirió que los elementos se ordenaran de acuerdo con su número atómico en forma creciente. Esto trajo como consecuencia que la ley periódica de los elementos cambiara su enunciado de tal manera que desde entonces se enuncia como: Las propiedades físicas y químicas de los elementos son función periódica de sus números atómicos.

La tabla periódica moderna presenta un ordenamiento de los 118 elementos que se conocen actualmente, ordenándolos según su número atómico se simboliza con la letra (Z mayúscula). Los elementos se disponen en fi las horizontales llamadas períodos y en columnas denominadas grupos o familias.

Es de resaltar que existe una relación fuerte entre la configuración electrónica de los elementos y su ubicación en la tabla periódica. Cuando se realiza esta configuración se observa que los elementos que pertenecen al mismo grupo tienen la misma configuración electrónica en su último nivel.

Imagen 15. Tabla periódica moderna.

1																	18
H	2											13	14	15	16	17	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
Actinidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

Descripción de la imagen: representa la estructura de la actual tabla periódica, que consta de un total de 7 periodos y 18 grupos, entre los que se encuentran los grupos A y B, además se encuentran los elementos lantánidos y actínidos.

Puedes consultar la siguiente dirección que te dará más información sobre la tabla periódica actual

<http://www.paraquiencantoyo.site90.net/>

4.2 ORGANIZACIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA

4.2.1 PERÍODOS

Los períodos se designan con números arábigos y corresponden a las filas horizontales de la tabla periódica. Cada período indica la iniciación del llenado de un nuevo nivel energético y termina con aquellos elementos cuyos tres orbitales p del nivel principal más externo están llenos con 6 electrones.

La tabla periódica moderna consta de siete períodos:

- **El primer período**, comprende solo dos elementos: hidrógeno ($Z=1$) y helio ($Z=2$), son los dos elementos gaseosos más ligeros que se encuentran en la naturaleza.
- **El segundo período**, consta de ocho elementos; comienza con el litio ($Z=3$) y termina con el neón ($Z=10$). En este período se ubican el oxígeno y el nitrógeno, gases fundamentales en la composición del aire que respiramos, y el carbono, materia prima fundamental de los seres vivos.
- **El tercer período** tiene igualmente ocho elementos; se inicia con el sodio ($Z=11$) y termina con el argón ($Z=18$). En este período aparece el fósforo y el azufre, elementos importantes para la síntesis de los ácidos nucleicos y las proteínas.
- **El cuarto período** comprende un total de 18 elementos, comienza con el potasio ($Z=19$) prolongándose hasta el kriptón ($Z=36$). En este período se encuentran metales como el titanio, el cromo, el

hierro, el cobalto, el níquel, el cobre y el zinc ampliamente utilizados en la industria.

- **El quinto período**, también con 18 elementos, comienza con el rubidio ($Z=37$) hasta el xenón ($Z=54$). En esta serie se destaca el yodo por su valor biológico.
- **El sexto período** con 32 elementos, se inicia con el cesio ($Z=55$) y termina en el radón ($Z=86$). Se destacan el oro y el platino como metales preciosos y el mercurio que es el único metal líquido que existe en la naturaleza. Dentro de este período hay un conjunto particular de 14 elementos comenzando por el cerio ($Z=58$) y terminando con el lutecio ($Z=71$) llamados serie de los lantánidos, debido a que sus propiedades son semejantes a las del lantano ($Z=57$). Se ubican generalmente al final de la tabla en una fila aparte; son metales que se hallan en minerales raros como la euxenita.
- **El séptimo período**, se extiende desde el francio ($Z=87$) hasta el elemento 109, unileno. Este período incluye como el anterior un conjunto de 14 elementos, desde el torio ($Z=90$) hasta el unileno ($Z=109$), llamados serie de los actínidos porque sus propiedades son semejantes al actinio. Se ubican al igual que los lantánidos en la parte inferior de la tabla periódica.

4.2.2 LOS GRUPOS O FAMILIAS

Los grupos son las columnas de la tabla periódica y se designan con los números romanos (I mayúscula que representa el 1) hasta (VIII se representa con las letras V mayúscula y 3 I mayúsculas).

Los grupos se encuentran divididos en los subgrupos (A, B ambas mayúscula) y tierras raras, que no se numeran. El número romano representa la valencia del grupo o el número de electrones en el último nivel; así, por ejemplo, todos los elementos del grupo IA (1A) tienen valencia 1 mientras que los elementos del grupo III A (3A) tienen valencia 3. En el subgrupo A hay ocho familias llamadas también elementos representativos.

Los grupos indican el número de electrones que tienen los elementos en su capa más externa o nivel de valencia, por lo que presentan propiedades químicas similares.

- **Grupo IA (1A) o metales alcalinos.** Se caracterizan por presentar un electrón en su capa más externa (capa de valencia). Son blandos y su color es blanco plata. Tienen baja densidad, bajos puntos de fusión y ebullición, son buenos conductores del calor y la electricidad y reaccionan rápidamente al exponerlos al aire. Su gran reactividad química se debe a su baja energía de ionización y electronegatividad, su gran tamaño y su estructura electrónica. Estos elementos no se encuentran libres en la naturaleza; cuando forman compuestos pierden su único electrón de valencia.
- **Grupo II A (2A) o metales alcalinotérreos.** Son más duros que los del primer grupo; tienen las mismas propiedades metálicas, pero presentan mayor densidad y puntos de fusión y ebullición más elevados. Cuando forman compuestos pierden sus dos electrones de valencia. Su reactividad aumenta a medida que aumenta su tamaño. Del (Ca) hacia abajo reaccionan con el agua

a temperatura ambiente. Se oxidan rápidamente con el aire para formar óxidos, hidróxidos o carbonatos, con excepción del berilio (Be) se representa con y el magnesio (Mg), que forman una capa de óxido que protege el metal interior.

- **Grupo III A (3A) o elementos térreos.** Su configuración externa los hace similares en algunos aspectos, pero en general presentan contrastes debido al pequeño tamaño del boro, a la aparición de los orbitales d en el galio y de los orbitales f en el indio.
- **Grupo IV A (4A) o familia del carbono.** Este grupo está constituido por carbono, silicio, germanio, estaño y plomo. El carbono es un no metal, el silicio en cambio siendo no metal, presenta propiedades eléctricas de semiconductor, el germanio es un metaloide y el estaño y el plomo tienen carácter metálico.
- **Grupo V A (5A) o familia del nitrógeno.** Todos los elementos de este grupo con excepción del nitrógeno, son sólidos a temperatura ambiente. El nitrógeno existe en forma de moléculas de (N_2). El fósforo y el arsénico forman moléculas tetra atómicas
- **Grupo VI A (6A) o familia del oxígeno.** Este grupo está conformado por el oxígeno, el azufre, el selenio, el telurio y el polonio. El oxígeno posee propiedades muy diferentes a los demás elementos del grupo. Una característica de este grupo es alcanzar un estado de oxidación (2) al ganar dos electrones y conseguir configuración de gas noble.

- **Grupo VII A (7A) o familia de los halógenos.** Este grupo está conformado por el flúor, el cloro, el bromo y el yodo. Con excepción de los gases nobles, los halógenos tienen las energías de ionización más elevadas, en consecuencia son los elementos más electronegativos. Los halógenos reaccionan fácilmente con los metales formando sales.
- **Grupo VIII A (8A), gases nobles o inertes.** Tienen completo su nivel más externo; todos tienen ocho electrones en su último nivel de energía excepto el helio que tiene dos electrones. El helio se halla en este grupo porque el único nivel que contiene se encuentra completo. Se caracterizan por su poca reactividad química por la razón anotada anteriormente. Se hallan al final de cada período en la tabla periódica. Existen como átomos simples en todos los estados físicos; difícilmente forman moléculas. Los pocos compuestos que se conocen de los gases nobles son fluoruros y óxidos de xenón y kriptón.

4.2.2.1 Ventajas de la tabla periódica moderna

Esta organización periódica tiene muchas ventajas sobre las anteriores:

- De izquierda a derecha en un período las propiedades físicas cambian de metal a no metal, mientras que de arriba hacia abajo en un grupo principal los elementos aumentan su carácter metálico.
- Todos los elementos de los subgrupos son metales.

- Los grupos de elementos similares son fáciles de localizar, así, por ejemplo: los no metales se localizan en el extremo superior derecho de la tabla, los metales ligeros se localizan en la parte superior izquierda, los metales pesados están en la parte inferior central de la tabla, los metales más activos se encuentran en la parte inferior izquierda, en los grupos **I A (1A), II A (2A) y (III B) 3B**, y los no metales más activos se encuentran en el extremo derecho de la tabla en los grupos **V A (5A), VI A (6A) y VII A (7A)**.
- Los elementos de transición que son metales con más de una capacidad de combinación, se localizan en la parte central de la mitad inferior de la tabla, desde el grupo **III B (3B) al VIII (8)** inclusive.

Finalmente, las propiedades de un elemento pueden predecirse más fácilmente a partir de su posición en esta tabla que en las anteriores.

4.3 PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

4.3.1 METALES

4.3.1.1 *Localización en la tabla periódica*

Los metales se encuentran localizados en la parte izquierda y en el centro de la tabla periódica. Están presentes en todos los grupos excepto en el **VII A (7A) y VIII A (8A)**. De los 118 elementos

clasificados en la tabla periódica, un poco más de las tres cuartas partes son metales. En la actualidad, nuestra sociedad depende en gran parte de los metales. Se cuenta con un gran número de aleaciones que tienen infinidad de usos.

También son indispensables para la vida del ser humano, por ejemplo, el hierro está en la hemoglobina y el calcio en los huesos.

4.3.1.2 *Propiedades físicas de los metales*

Los metales presentan algunas propiedades físicas comunes. Estado de agregación. Los metales son sólidos a temperatura ambiente con excepción del mercurio que es líquido; el cesio, el galio y el francio tienen puntos de fusión muy bajos: 28°C 29°C y 30°C respectivamente.

- **Conductividad.** Son buenos conductores de la energía calórica y eléctrica. Por ejemplo, los recipientes usados para cocinar son por lo general metálicos.
- **Apariencia.** Presentan un brillo característico llamado brillo metálico; éste sólo se aprecia cuando su superficie ha sido recientemente cortada o pulida, porque tienden a reaccionar de inmediato con el oxígeno del aire formando un óxido metálico opaco.
- **Ductilidad.** Se pueden convertir en hilos. Por ejemplo, el oro y la plata se usan en la elaboración de piezas de joyería.
- **Maleabilidad.** Se pueden extender fácilmente en láminas. Por ejemplo, las láminas de aluminio se emplean en construcción.

- **Elasticidad y tenacidad.** En general los metales son elásticos y presentan resistencia a la ruptura; por eso los metales se emplean en la elaboración de materiales que deben soportar gran tensión, como las varillas para la construcción.
- **Color.** El color en la mayoría de metales es parecido al de la plata, es decir, son argentíferos (plateados) a excepción del cobre que es rojo y el oro que es amarillo.

4.3.1.3 Propiedades químicas de los metales

Propiedades periódicas. Los metales retienen débilmente los electrones de la capa más externa (capa de valencia), por ello los pierden en una reacción química.

Reactividad. La mayoría de los metales reaccionan con los no metales, principalmente con el oxígeno para formar óxido y con los halógenos formando halogenuros. El grado de reactividad varía tanto para los elementos de un grupo como para los de diferente grupo. Por ejemplo, el litio y el sodio pertenecen al grupo **IA** (1A), pero el sodio es mucho más reactivo; el calcio que pertenece al grupo **IIA** (2A) reacciona con más facilidad que el aluminio que pertenece al grupo **IIIA** (3A).

4.3.2 NO METALES

Los no metales así como los metales cumplen funciones dentro del equilibrio que debe presentarse para la existencia de la vida en nuestro planeta. Así, por ejemplo, el oxígeno es indispensable para la respiración y el carbono constituye una parte fundamental dentro de la estructura de los seres vivos.

4.3.2.1 Localización en la tabla periódica

Los no metales se encuentran situados en la parte derecha de la tabla periódica; difieren de los metales, tanto por sus propiedades físicas como por sus propiedades químicas. En la naturaleza se pueden encontrar unidos a los metales o a otros no metales para formar una amplia gama de compuestos. También se pueden encontrar libres en estado natural como el azufre.

4.3.2.2 Propiedades físicas de los no metales

Los no metales tienen propiedades físicas y químicas variadas. A continuación, se presentan algunas de estas.

- **Estado físico:** a temperatura ambiente pueden ser sólidos como el carbono, líquidos como el bromo y gaseosos como el oxígeno.
- **Apariencia:** presentan variedad de colores. Por ejemplo: el bromo es rojo, el azufre es amarillo y otros son incoloros como el nitrógeno. No presentan brillo metálico.
- **Densidad:** por lo general es menor que la de los metales.
- **Conductividad térmica y eléctrica:** son malos conductores del calor y de la electricidad, por ello se emplean como aislantes de la electricidad y del calor.
- **Ductilidad y maleabilidad:** no son dúctiles ni maleables; no se pueden convertir en láminas ni hilos, son duros pero cuando se les

golpea se fragmentan con facilidad, es decir, son muy quebradizos.

- **Alotropía:** son formas diferentes del mismo elemento en el mismo estado físico. Por ejemplo, el oxígeno gaseoso se puede presentar como molécula diatómica, O_2 (O subíndice 2) y molécula triatómica, O_3 (O subíndice 3) conocida como ozono. En los dos casos se trata de alótropos del oxígeno. Los sólidos no metálicos también pueden presentar el fenómeno de la alotropía. Los átomos de los alótropos sólidos se encuentran dispuestos en diferentes formas geométricas. Por ejemplo, el carbono comúnmente presenta dos formas alotrópicas: el diamante (tetraédrica) y el grafito (hexagonal).

4.3.3 PROPIEDADES QUÍMICAS DE LOS NO METALES

Los no metales presentan propiedades químicas comunes.

Propiedades periódicas: retienen con fuerza los electrones de la capa externa (electrones de valencia) y tienden a atraer los electrones de otros elementos durante una reacción química.

Electrones en la capa externa o de valencia: tienen en su capa de valencia cuatro electrones o más, por ejemplo, los elementos del grupo **IV A (4A)** tienen cuatro electrones y los del **VI A (6A)**, seis electrones.

Reactividad: la facilidad con que los no metales reaccionan con otros elementos es variable; algunos son muy reactivos, por ejemplo el flúor y el oxígeno, pero otros prácticamente no se combinan con ningún otro elemento, estos son los gases nobles grupo **VIII A (8A)**. Los no metales pueden reaccionar con los metales o con otros no metales.

El hidrógeno se localiza en el grupo **IA (1A)**, sin embargo, es un no metal; químicamente se comporta como los halógenos grupo **VIIA (7A)**, se encuentra libre en la naturaleza, arde con mucha facilidad y reacciona con muchos metales y no metales. Muchos elementos no metálicos tales como el hidrógeno gaseoso H_2 y oxígeno gaseoso O_2 y elementos del grupo de los gases nobles, son gases a temperatura ambiente. Los que son sólidos se consideran aislantes; se combinan con el oxígeno para producir óxidos ácidos.

4.3.4 ELEMENTOS DE TRANSICIÓN

Son los elementos del grupo B, sus electrones de valencia se encuentran distribuidos en órbitas diferentes a las del grupo A. Tienen llenos o semillenos los orbitales d, están formados por ocho subgrupos y se hallan ubicados en el centro de la tabla periódica entre los grupos **II A(2A) y III A (3A)**. En la tabla se designan con número romano y la letra (B mayúscula). La mayoría de las propiedades físicas de los elementos de transición depende de la configuración electrónica.

4.3.5 ELEMENTOS DE TRANSICIÓN INTERNA O TIERRAS RARAS

Se hallan en la parte inferior de la tabla periódica. Se dividen en dos series:

- **Los lantánidos**. El descubrimiento de los elementos de las tierras raras es uno de los temas más importantes de la química.

En 1794, Gadolin descubrió un nuevo mineral cerca de Estocolmo; encontró en él un óxido desconocido, una tierra que denominó itria y

que después se halló en gran número de minerales. El mineral recibió el nombre de gadolinita.

En 1803, Klaproth localizó otro óxido que se conoce como ceria, que es el óxido de un nuevo elemento llamado cerio. Este nombre proviene de Ceres, el primer asteroide descubierto dos años antes.

En 1839, Mosander constató que una parte del cerio (lantana) se solubilizaba en ácido nítrico diluido y otra era insoluble (ceria). A partir de la lantana obtuvo una tierra de color rosado, la didimia, que era el óxido de didimio. Sin embargo, la didimia no era pura y Boisbaudran separó de ella la samaria (en honor de Samarsky), y en 1880, la gadolinia.

- **Los actínidos.** Los elementos de la familia de los actínidos son: torio, protoactinio, uranio y los diez elementos transuránicos (después del uranio) que son: neptunio, plutonio, americio, curio, berkelio, californio, einstenio, fermio, mendelevio y nobelio, todos ellos con propiedades radiactivas.
Es muy curioso el origen del nombre de los elementos transuránicos. En general, derivan de los nombres de científicos famosos, de planetas o de lugares donde se descubrieron, por ejemplo:

- ✓ Neptunio, se deriva del nombre del planeta Neptuno; fue descubiertopor Mc Millán.
- ✓ Americio, denominado así por Europa; fue descubierto por Seaborg.
- ✓ Curio, recordando a Marie Curie, fue obtenido en 1944 por Seaborg.

- ✓ El einstenio y el fermio, se obtuvieron en 1953, fueron nombrados así en honor de Albert Einstein y de Enrico Fermi.

4.4 ACTIVIDAD

1. En la tabla periódica, el arsénico (As) con número atómico 33 tiene como vecinos más próximos los elementos cuyos números atómicos son: 15, 32, 34 y 51. ¿Cuáles de estos elementos presentan propiedades similares a las del arsénico? Justifica tu respuesta.
2. Responde:
 - a. ¿Qué es un grupo?
 - b. ¿Cuántos grupos hay?
 - c. ¿Qué es un periodo?
 - d. ¿Cuántos periodos hay?
3. ¿Qué tienen en común los elementos de la tabla periódica que están colocados en la misma columna? ¿Y los que están colocados en la misma fila?
4. ¿Qué criterio es el utilizado para ordenar los elementos en la tabla periódica? ¿Siempre ha sido así?
5. La ordenación que hicieron Mendeleiev y Meyer se basó en la masa atómica (de izquierda a derecha y de arriba abajo iba aumentando la masa atómica); la actual debida a Moseley, se basa en el número atómico. Esta ordenación casi coincide con la

de la masa; ¿qué elementos no siguen la ordenación creciente de masas atómicas?

6. En la tabla existen elementos metálicos, no metálicos, sólidos, líquidos, gases, revisa la tabla periódica y entre los primeros 103 elementos escribe el nombre de aquellos que son: sólidos; líquidos; gases; preparados artificialmente; metales; no metales; semimetales; gases nobles; alcalinos; halógenos; lantánidos.
7. Los nombres de los elementos tienen diversos orígenes; algunos se han formado a partir de algún lugar geográfico o científico famoso. Localiza en la tabla los elementos que representan los siguientes símbolos y averigua cuáles tienen relación con el nombre de algún científico y cuáles con el de algún lugar: Es, Md, Rf, Ga, Po, Ge, Mg, Eu, Fm.
8. Investiga de dónde procede el símbolo de los siguientes elementos: sodio, potasio, hierro, cobre, plata, oro, mercurio, estaño, plomo, fósforo, antimonio, azufre.

5 CARACTERÍSTICAS DEL ÁTOMO

Hasta ahora sabemos que el átomo se compone de tres partículas subatómicas: el protón, el electrón y el neutrón. Protones y neutrones se disponen en la región central dando lugar al núcleo del átomo, mientras que los electrones giran alrededor de este centro en regiones bien definidas. Muchas de las propiedades físicas de los átomos, como masa, densidad o capacidad radiactiva se relacionan con el núcleo. Por

el contrario, del arreglo de los electrones en la periferia del átomo dependen propiedades químicas, como la capacidad para formar compuestos con átomos de otros elementos. Así mismo, algunas propiedades físicas de los elementos y compuestos, como el punto de fusión y de ebullición, el color o la dureza, están determinadas en gran parte por la cubierta externa de electrones. Al describir un elemento químico se mencionan algunas de sus propiedades, entre las que se encuentra el número atómico, el número de masa y la masa atómica. A continuación explicaremos cada una de estas magnitudes.

5.1 NÚMERO ATÓMICO (Z)

El número atómico indica el número de protones presentes en el núcleo y se representan con la letra Z mayúscula. Dado que la carga de un átomo es nula, el número de protones debe ser igual al número de electrones, por lo que Z también indica cuántos electrones posee un átomo. Por ejemplo, el átomo de hidrógeno, el más sencillo que se conoce, tiene un núcleo compuesto por un protón que es neutralizado por un electrón orbitando alrededor. De esta manera su número atómico es ($Z=1$). Debido a que el número atómico se puede determinar experimentalmente, es posible determinar si una sustancia dada es o no un elemento puro, pues en un elemento todos los átomos deben tener el mismo número atómico. Este número se encuentra en la tabla periódica y se determina por el espectro de los rayos X.

La lista de elementos químicos establecida en base al número atómico de los mismos podemos determinar que está encabezada por estos diez elementos: con el 1 el hidrógeno, con el número 2 el helio, el 3 es para

el litio, el 4 es el berilio, el 5 lo ocupa el boro, el 6 es el carbono, el 7 el nitrógeno, el 8 el oxígeno, el 9 el flúor y el 10 el neón.

A ello podemos añadir también que en total dicho listado está formado por un total de 115 elementos químicos, siendo el último de ellos el ununoctio.

5.2 EL NÚMERO DE MASA (A)

También llamado el número másico se representa con la letra A mayúscula, es numéricamente igual a la suma de protones y neutrones que tiene el átomo en su núcleo. Es diferente en los distintos elementos y en los átomos del mismo elemento. Es el número entero más cercano al peso atómico que aparece en la tabla periódica y se aplica especialmente a los isótopos del elemento.

Para representar la ecuación, con la cual se calcula (A), debemos conocer:

- A = número másico.
- Z = número atómico.
- N = número de neutrones.

Entonces:

Se representa con la siguiente ecuación:

$$A = Z + N$$

La cual se escribe A mayúscula el signo igual la letra Z mayúscula el signo más y la letra N.

Se debe tener en cuenta que esta ecuación permite calcular de la misma manera a Z (número atómico) y a N (número de neutrones).

5.3 ISÓTOPOS

Son átomos de un mismo elemento, cuyos núcleos tienen el mismo número de protones (número atómico Z), pero difieren en el número de neutrones (número de masa A). Muchos elementos presentan isótopos, por ejemplo el oxígeno en estado natural es una mezcla de isótopos, en la cual, el 99,8% corresponde a átomos con A=16, es decir (Z=8 y N=8), el 0,037% poseen: A=17, es decir (Z=8 y N=9) y el 0,204% está representado por átomos con A=18, es decir (Z=8 y N=10). Esta situación se representa escribiendo el símbolo del elemento y colocando al lado izquierdo, el número de masa (A) del isótopo como un superíndice y el número atómico (Z) como un subíndice.

Por ejemplo el átomo de oxígeno presenta tres isótopos que se representan de las siguientes maneras:

- Átomo de oxígeno A=16

$^{16}_8\text{O}$, se escribe el símbolo del oxígeno el cual es O, a la izquierda se escriben como superíndice del valor de A, en este caso es 16, debajo se escribe el subíndice Z, que es el mismo para todos los isótopos el cual para el oxígeno es 8.

- Átomo de oxígeno A=17

$^{17}_8\text{O}$, se escribe el símbolo del oxígeno el cual es O, a la izquierda se escriben como superíndice del valor de A, en este caso es 17, debajo se escribe el subíndice Z, que es el mismo para todos los isótopos el cual para el oxígeno es 8.

- Átomo de oxígeno 18

$^{18}_8\text{O}$, se escribe el símbolo del oxígeno el cual es O, a la izquierda se escriben como superíndice del valor de A, en este caso es 18, debajo se escribe el subíndice Z, que es el mismo para todos los isótopos el cual para el oxígeno es 8.

Otra forma |muy común de referirse a los isótopos de un elemento es simplemente señalando el número másico a continuación del símbolo o el nombre completo del elemento (que se escribe el nombre del elemento o el símbolo seguido de un guion y el número correspondiente al isótopo). Por ejemplo, Oxígeno-17, O-17; carbono-14, C-14; Uranio-235, U-235; cloro-35Cl-35.

5.4 ISÓBAROS

Existen átomos de elementos diferentes, con características propias, que poseen isótopos con el mismo número de masa (A). A estos elementos se les da el nombre de isóbaros y son comunes en elementos radiactivos. Como ejemplos podemos nombrar: calcio y argón, hierro y cobalto, estaño y telurio.

Interpretemos: como calcio y el argón presentan un valor de $A = 40$ pero el Z del calcio es 20 y el Z del argón es 18, por esta razón se denominan isóbaros.

$^{40}_{20}\text{Ca}$, se escribe el símbolo del calcio, a la izquierda se escriben como superíndice el número 40, y subíndice el número 20.

Como el isobaro del calcio es el argón entonces:

$^{40}_{18}\text{Ar}$ se escribe el símbolo del argón, a la izquierda se escriben como superíndice el número 40, y como subíndice el número 18.

Ejemplo: Hallar el número de electrones, protones y neutrones en los isótopos de los siguientes elementos:

a. $^{84}_{36}\text{K}$ Se escribe como superíndice el número 84, debajo como subíndice el número 36 y frente el símbolo del Kriptón que es K mayúscula y r minúscula.

b. $^{238}_{92}\text{U}$ Se escribe como superíndice el número 238, debajo como subíndice el número 92 y frente el símbolo del uranio que es U mayúscula

Solución:

a. Como $Z=36$, se tienen 36 protones y 36 electrones. A , número de masa, es igual a 84 y como $A=N+Z$ entonces, $(N=A-Z)$ remplazando tenemos que: $(N=84-36)$ Entonces; $(N=48)$.

- b. De la misma forma como resolvimos el punto anterior: $Z=92$, $A=238$, por lo tanto, $(N=238-92=146)$ de donde concluimos que el uranio tiene 146 neutrones, 92 protones y 92 electrones.

5.5 MASA ATÓMICA

Si bien la masa de un átomo no puede ser registrada por las balanzas más sensibles, esta magnitud ha sido calculada en valores cercanos a los 10^{-24} g. Por ejemplo, la masa de un átomo de hidrógeno es

$1,67 \times 10^{-24}$ g. Sin embargo, para facilitar los cálculos relativos a las masas atómicas de la gran variedad de elementos químicos conocidos, se ha ideado un sistema de masas relativas, en el cual, la masa de un elemento dado se calcula comparándola con la masa de otro, que se toma, arbitrariamente, como unidad patrón.

Hasta 1962, el oxígeno se empleó como patrón. Así, al átomo de oxígeno se le asignó una masa de 16 unidades de masa atómica

(abreviado como u.m.a.), con lo cual una u.m.a. equivalía a $\frac{1}{16}$ Más

tarde, la unidad patrón fue remplazada por el átomo de carbono, cuya masa es exactamente 12 u.m.a (12 unidades de masa atómica). Esta es la unidad patrón que se emplea en la actualidad, de manera que una

u.m.a. es igual a $\frac{1}{12}$ de la masa del átomo de carbono 12. De acuerdo con esta escala, el oxígeno tiene una masa de 15,99 u.m.a., mientras que el hidrógeno pesa 1,007 u.m.a .

Ejemplos: Calcular la masa atómica promedio del bromo, teniendo en cuenta los porcentajes de abundancia de sus dos isótopos.

El bromo presenta dos isótopos en la naturaleza cuyos masas atómicas y porcentajes de abundancia son los que encontramos en la siguiente tabla.

Tabla 4. Características de los isótopos del bromo.

ISÓTOPOS DEL BROMO (Br)	MASA ATÓMICA DE LOS ISÓTOPOS	PORCENTAJE DE ABUNDANCIA
79	79,9183	50,44
81	80,9163	49,46

De donde la masa atómica promedio se calcula: multiplicando el valor de masa atómica por el porcentaje de abundancia dividiendo lo anterior en 100, para cada uno de los isótopos y luego se suma el resultado de estos dando el promedio de masa atómica del elemento de acuerdo a los isótopos.

En el caso del bromo la ecuación sería de la siguiente manera.

Para el isótopo del Br (bromo) 79 la operación matemática es:

$$\frac{78,9183 \times 50,44}{100} = 39,80 u.m.a$$

Para el isótopo del Br 81 la operación matemática es:

$$\frac{80,9163 \times 49,46}{100} = 40,021 \text{ u.m.a}$$

El promedio se computa sumando los valores de unidad de masa atómica del bromo 79 y del bromo 81, con la siguiente operación matemática.

$$39,80 \text{ u.m.a} + 40,021 \text{ u.m.a} = 79,821 \text{ u.m.a}$$

5.6 MASA MOLECULAR

La masa molecular corresponde a la masa de una molécula, que es igual a la suma de las masas atómicas promedio de los átomos que la constituyen. Para calcular la masa molecular es necesario saber qué elementos forman el compuesto, su masa atómica y el número de átomos presentes en la molécula.

La fórmula química nos indica qué elementos forman el compuesto y su número.

Ejemplo: Calcular la masa molecular del ácido sulfúrico si su fórmula es H_2SO_4 la cual se escribe (H subíndice dos que representa dos átomos de hidrogeno, S representa un átomo de azufre y la O subíndice cuatro que representan cuatro átomos de oxigeno). Teniendo en cuenta los datos de la siguiente tabla.

Tabla 5. Valores de masa atómica total de los elementos del ácido sulfúrico.

Elemento	Masa atómica del elemento	Cantidad de átomos del elemento en el compuesto	Total de la masa atómica del elemento
Hidrogeno	1	2	2
Azufre	32	1	32
Oxígeno	16	4	64

Para calcular la masa atómica total de un elemento en un compuesto se debe multiplicar el valor de la masa atómica que aparece en la tabla periódica por la cantidad de átomos del elemento presentes en el compuesto.

Hidrógeno: $1 \times 2 = 2$ (se multiplica el 1 que es la masa del átomo de hidrogeno por 2 que son la cantidad de átomos del elemento en el compuesto, el resultado que es 2 es la masa molecular del elemento en el compuesto).

Azufre: $32 \times 1 = 32$ (Se mutiplica 32 que es la masa del átomo de azufre por 1 que es la cantidad de átomos del elemento en el compuesto, el resultado es 32 que es la masa molecular del elemento en el compuesto).

Oxigeno: $16 \times 4 = 64$. (Se mutiplica 16 que es la masa del átomo de oxigeno por 4 que es la cantidad de átomos del elemento en el compuesto, el resultado es 64 que es la masa molecular del elemento en el compuesto).

Para calcular la masa molecular del ácido sulfurico se debe realizar la suma de las masas totales de cada elemento.

$2 + 32 + 64 = 98$ (se suman 2 que es la masa total del hidrógeno, 32 que es la masa total del azufre, 64 que es la masa total del oxígeno y el resultado es 98 que corresponde al valor total de la masa molecular del ácido sulfurico).

5.7 NÚMERO DE AVOGADRO

5.7.1 CONCEPTO DE MOL

Cuando tomamos una pequeña cantidad de algún compuesto y la pesamos en una balanza corriente, estamos manipulando un número enorme de átomos individuales, debido a que el peso en gramos de un átomo es sumamente pequeño. Para evitar el problema de hacer cálculos a partir de números muy grandes o muy pequeños, se emplea una unidad, llamada mol.

Un mol se define como la cantidad de sustancia que contiene

$6,023 \times 10^{23}$ *partículas* , ya sea de un elemento o de un compuesto. En un elemento esta cantidad es equivalente a la masa atómica expresada como gramos. Por ejemplo, en 15,99 gramos de oxígeno hay

exactamente $6,023 \times 10^{23}$ *partículas, átomos, o, moléculas* A este

número se le conoce como número de Avogadro, pues fue el químico italiano Amadeo Avogadro (1776 a 1856) quien estableció esta regla.

Avogadro descubrió que volúmenes iguales de diferentes gases, bajo las

mismas condiciones de temperatura y presión, contenían igual número de moléculas.

Si una misma cantidad de átomos de dos elementos diferentes, tiene masas diferentes, podemos establecer qué tan pesado es uno con relación al otro. Así, si un mol de oxígeno pesa 16 gramos, mientras que un mol de carbono pesa 12 gramos, podemos concluir fácilmente que los átomos de oxígeno son más pesados que los de carbono. El número de Avogadro es un concepto muy importante y de gran utilidad en química. Por ejemplo, sirve para calcular la masa relativa de un átomo de cualquier elemento y el número de átomos o partículas presentes en una masa determinada de una sustancia dada.

1 mol contiene $6,023 \times 10^{23}$ *partículas, átomos, ó, moléculas* cuya masa es igual a la masa del elemento o del compuesto.

Ejemplo: ¿Cuál es el peso en gramos de un átomo de calcio? (1 átomo de calcio tiene una masa de **40 u.m.a**) es decir que

$6,023 \times 10^{23}$ *átomos* de calcio tienen una masa equivalente a **40 g** .

La ecuación sería, multiplicar el número de átomos del elemento según el ejercicio, por la operación del peso atómico del elemento dividido entre el número de Avogadro y así se podría calcular el peso en gramos de los átomos.

Para el ejercicio se resuelve con la siguiente operación matemática.

$$1\text{átomoCa} \times \left(\frac{40\text{gCa}}{6,023 \times 10^{23} \text{ átomos}} \right) = 6,64 \times 10^{-23} \text{ g}$$

Es decir que 1 átomo de calcio pesa $6,64 \times 10^{-23} \text{ g}$

Sabiendo que el peso atómico del hidrógeno es 1,008 u.m.a., deducimos que un átomo-gramo de H pesa 1,008 g. ¿Cuántos gramos pesa un solo átomo de hidrógeno?

Si en 1,008 g hay $6,023 \times 10^{23} \text{ átomos}$, un átomo individual pesara según la siguiente operación.

$$1\text{átomoH} \times \left(\frac{1,008\text{gH}}{6,023 \times 10^{23} \text{ átomos}} \right) = 1,647 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Es decir que un átomo individual de hidrogeno pesa $1,647 \times 10^{-24} \text{ g}$

5.8 ACTIVIDAD

1. Calcula el número de neutrones, protones y el número de masa, de acuerdo con la información suministrada en cada caso:

- a. El átomo de silicio (Si) posee 14 neutrones y su número de masa es 28.
 - b. El átomo de plata (Ag) posee 47 protones y 60 neutrones.
2. Indica el número atómico de los elementos del grupo **IA** (1A) de la tabla periódica.
3. El átomo de oro (Au) tiene un número atómico igual a 79 y A es igual 197.
4. El cloro tiene dos isótopos, el Cl-35 cuya masa es de 34,96 u.m.a. y registra una abundancia de 75,5% y el Cl-37 cuya masa es de 36,96 u.m.a. y presenta una abundancia del 24,5%. Sabiendo además que el número atómico de este elemento es $Z=17$.
Determina:
 - a. El número de neutrones en cada isótopo.
 - b. La masa atómica promedio del cloro.
5. El núcleo del átomo de aluminio contiene 13 protones y 14 neutrones. Indica su número atómico y su número de masa.
6. El número atómico Z , se define como el número de protones que posee un átomo en su núcleo, y el número másico A , como el número de protones más el número de neutrones N . Complete la información de la tabla:

Tabla 6. Isótopos de elementos y características de sus átomos.

Isótopo del elemento	A (número masico)	Z (número atomico)	N (número de neutrones)
Fe 57 (hierro 57)			
Cl 35 (cloro 35)			
F 19 (fluor 19)			

7. Determina la masa atómica promedio del cobre teniendo en cuenta que este elemento se encuentra en la naturaleza en forma de dos isótopos: el ^{65}Cu con una abundancia del 69,09% y una masa de 62,9298 u.m.a.; y el ^{63}Cu con una abundancia del 30,91% y una masa de 64,9278 u.m.a
8. Determina para el isótopo ^{109}Ag :
- Número atómico y número de protones.
 - Número de electrones.
 - Número de masa.
 - Número de neutrones.
9. Los isótopos radiactivos se han convertido en una herramienta muy útil para el diagnóstico y tratamiento de enfermedades. El empleo de radiofármacos que tienen una vida media discreta permite estudiar los órganos y tipos de tejidos sin alterarlos. La técnica consiste en dar el radiofármaco al paciente en dosis pequeñas, ya sea por inyección intravenosa, ingestión oral o inhalación y, a través de un dispositivo de detección, seguir el recorrido hasta que se concentre en un tejido u órgano. La

radiación emitida por el radiofármaco permite crear una imagen del órgano, la cual se puede reproducir en un computador para su observación.

- a. ¿Qué efectos producen los radiofármacos en un paciente?
 - b. ¿Qué ventajas y desventajas presenta esta clase de tratamientos?
 - c. ¿Los radioisótopos se emplean únicamente en salud?
- Explica.

10. Para el calcio indica ¿cuántos protones, neutrones y electrones tiene?

11. ¿Cuántos gramos de cobre Cu hay en $3,22 \times 10^{24}$ átomos de cobre? Si el peso atómico del cobre es 63,54 u.m.a.

12. ¿Cuántos átomos de níquel (Ni) hay en 125 moles de níquel?

13. Escoja la respuesta correcta para una molécula de ácido clorhídrico HCl.

- a. Contiene un gramo de hidrogeno.
- b. Pesa $6,05 \times 10^{-24}$ gramos
- c. Pesa 36,46 gramos.
- d. Ninguna es correcta.

6 NÚMEROS CUÁNTICOS Y ARQUITECTURA ELECTRÓNICA

6.1 LOS NÚMEROS CUÁNTICOS

Para describir las características de un electrón situado en un determinado orbital, se necesitan cuatro números cuánticos, que se representan mediante las letras (n , l , m_l y m_s).

- **Número cuántico principal (n).** Se representa con la letra n minúscula, define una capa o nivel de energía en la periferia del núcleo del átomo. Los valores que puede tomar n son los números 1, 2, 3, 4, 5, 6 o 7. Entre mayor sea el valor de n , la distancia entre un electrón presente allí y el núcleo atómico, será mayor. Así mismo la energía que esta partícula posea también será mayor.
- **Número cuántico secundario (l).** Se representa con la letra l minúscula, determina la forma del orbital, es decir, la región donde el electrón se mueve. Los posibles valores dependen de n , de modo que, para cada valor de n , l puede tomar todos los valores comprendidos entre 0 y $n - 1$. Por ejemplo, si $n = 4$, el número l puede tomar los valores 0, 1, 2 y 3. Se acostumbra simbolizar con letras los valores numéricos que puede tomar el número cuántico l .

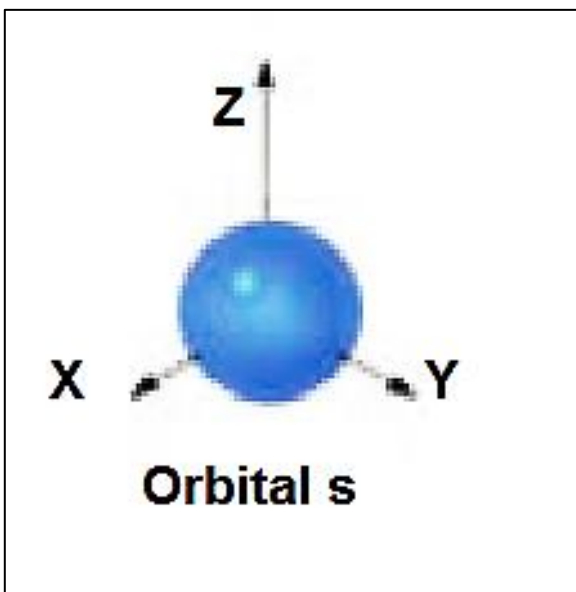
Tabla 7. números cuánticos secundarios

Número cuántico secundario	Símbolo del orbital
0	s

Número cuántico secundario	Símbolo del orbital
1	<i>p</i>
2	<i>d</i>
3	<i>f</i>

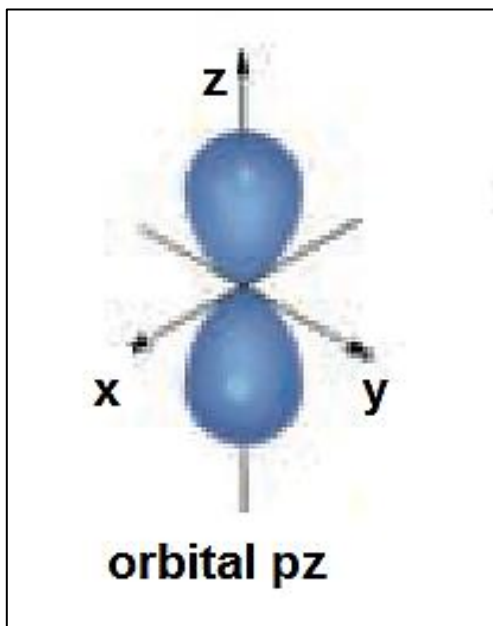
Los diferentes orbitales (s, p, d y f) se conocen informalmente como subniveles de energía.

Imagen 16. Orbital s



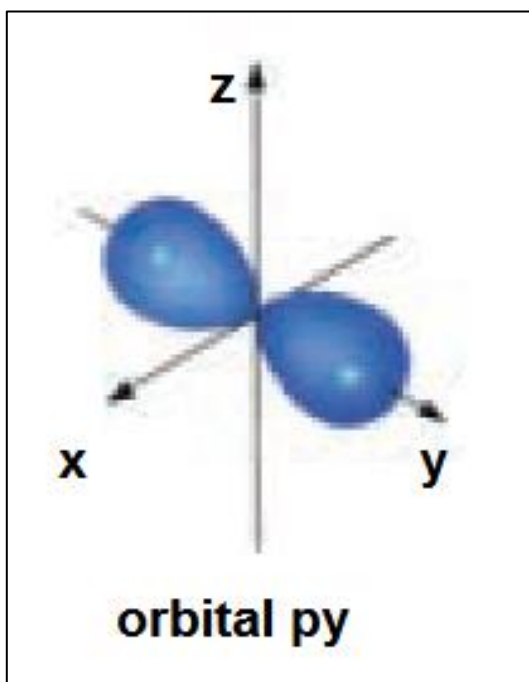
Descripción de la Imagen: es una representación del orbital s como una esfera, que se encuentra en el vértice de unión de los ejes X, Y Z.

Imagen 17.Orbital p z



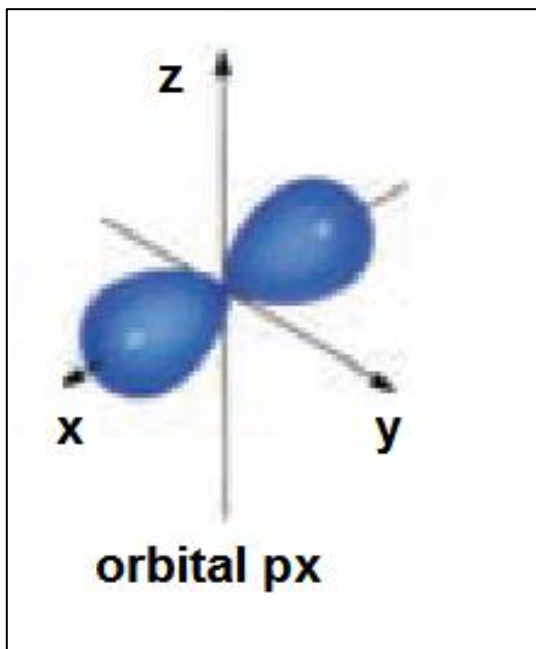
Descripción de la Imagen: es una representación del orbital p z, que se encuentra en el eje z.

Imagen 18.Orbital p y



Descripción de la Imagen: es una representación del orbital p y, que se encuentra en el eje y.

Imagen 19. Orbital p x



Descripción de la Imagen: es la representación del orbital p x, se encuentra en el eje x.

- **Número cuántico magnético (m_l).** Se representa con la letra m minúscula y subíndice derecho la letra l minúscula. Define la orientación que pueden presentar los orbitales de un mismo subnivel en relación con un campo magnético externo.
- **Número cuántico de espín (m_s).** Se representa con la letra m minúscula y subíndice derecho la letra s.

Un orbital puede albergar como máximo dos electrones. Dichos electrones se diferencian entre sí por el sentido de giro sobre su eje. Cuando dos electrones ocupan el mismo orbital, sus sentidos de giro son opuestos. Como sólo son posibles dos sentidos de giro, el número cuántico m_s puede tomar solamente dos valores, que son $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$ que también se simbolizan con flechas contrarias de forma horizontal. Como el electrón es una partícula cargada se comporta como un pequeño imán, por lo cual se dice que tiene un espín o giro.

6.2 ARQUITECTURA ELECTRÓNICA

6.2.1 DISTRIBUCIÓN DE LOS ELECTRONES EN EL ÁTOMO

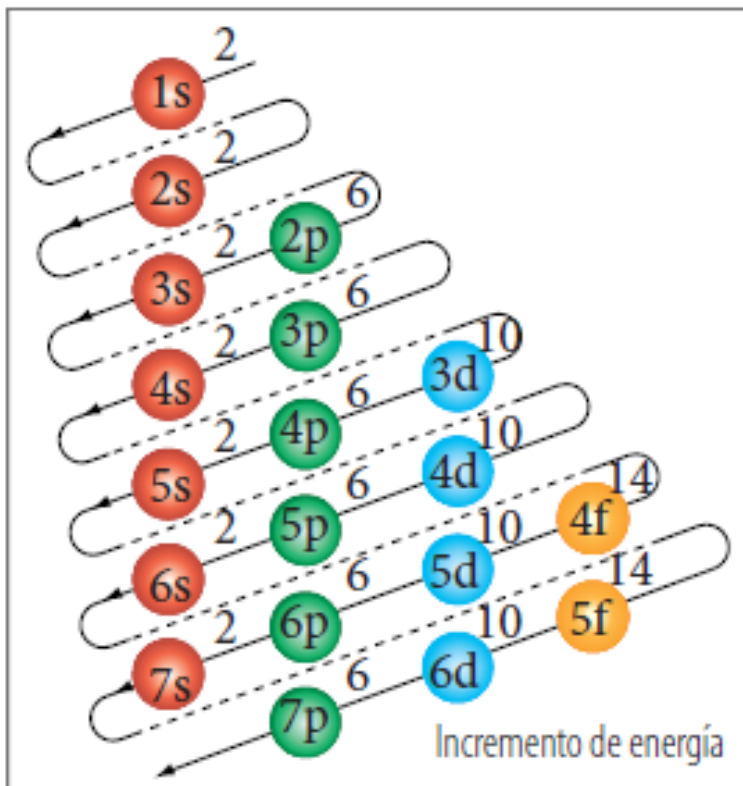
Los electrones de un átomo se localizan en niveles de energía; cada nivel tiene subniveles, y cada subnivel presenta una forma con su respectiva orientación. La distribución de los electrones en los niveles y subniveles, responde a los siguientes criterios:

- **Cada tipo de nivel y subnivel puede tener un número determinado de electrones.** En el esquema de la Imagen 16, se muestra gráficamente la aplicación de los números cuánticos. Los niveles alojan un determinado número de electrones y se representan por los números 1,2,3,4,5,6 y 7 que indican el nivel de energía y se pueden representar con las letras mayúsculas K, L, M, N, O, P y Q; los electrones que se ubican en un mismo nivel no tiene exactamente

la misma energía, por lo cual, dentro de cada nivel existen subniveles que se representan con las letras minúsculas s, p, d y f que a su vez tienen unos exponentes que indican el número máximo de electrones estos se ubican en pareja los cuales se albergan de la siguiente manera para cada subnivel. Así, el subnivel s, tiene máximo dos electrones que se encuentran formando una pareja; el subnivel p tiene un máximo de seis electrones formando tres parejas; el subnivel d tiene, máximo diez electrones formando 5 parejas y por último el subnivel f tiene, máximo 14 electrones formando siete parejas.

- **Cada subnivel tiene un número determinado de orbitales. El subnivel s tiene un solo orbital.** El subnivel p tiene tres orbitales p_x , p_y y p_z . El subnivel d tiene cinco orbitales y el subnivel f tiene siete orbitales, en cada orbital se ubican dos electrones de espín opuesto.
- **El valor de la energía de los electrones es diferente en Cada subnivel.** Los electrones de los niveles más próximos al núcleo tienen menos energía. sí, al subnivel s de un nivel le corresponde menos energía que al p del mismo nivel, a este menos que al d y a este menos que al f. el orden es de menor a mayor energía y, por tanto, el orden de llenado de los niveles y subniveles viene dado por las flechas diagonales en el diagrama de Moeller. En el llenado de los subniveles, es importante tener en cuenta la capacidad máxima de cada uno. Esta forma de escribir la configuración electrónica se conoce como **notación espectral o estándar**.

Imagen 20. Diagrama de Moeller.



Descripción de la Imagen: es una representación del diagrama de Moeller, en que se encuentra la distribución electrónica con el siguiente ordenamiento $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^6$, $5s^2$, $4d^{10}$, $5p^6$, $6s^2$, $4f^{14}$, $5d^{10}$, $6p^6$, $7s^2$, $5f^{14}$, $6d^{10}$, $7p^6$. La cual se utiliza para realizar la configuración electrónica de los diferentes elementos químicos.

6.2.2 CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

Una gran parte de las propiedades físicas y todas las propiedades químicas de un elemento dependen de la corteza electrónica de los átomos que lo componen. Esta es la razón por la cual es importante conocer cómo están distribuidos los electrones en la zona periférica de un átomo. El ordenamiento que se presenta para cada átomo se conoce como configuración electrónica del estado fundamental o basal de los

átomos. Esta corresponde al átomo aislado en su estado de mínima energía.

Hasta ahora hemos visto que los electrones se organizan alrededor del núcleo en órbitas u orbitales. Estas órbitas corresponden a regiones del espacio en las que la probabilidad de hallar un electrón es alta y se caracterizan por poseer un determinado nivel de energía. También sabemos que dentro de un nivel de energía dado hay subdivisiones, que denominaremos subniveles. Por último, hemos mencionado que el número de electrones permitido en un subnivel, así como la forma y orientación espacial de este, están determinados por los cuatro números cuánticos. A continuación veremos en detalle cómo se distribuyen los electrones en estas regiones espaciales para diferentes átomos.

6.2.2.1 Principios fundamentales para la configuración electrónica

Para construir una especie de mapa, que describa cómo están dispuestos los electrones en la periferia del núcleo atómico, deben tenerse en cuenta los siguientes principios:

- Principio de ordenamiento. Al ordenar los elementos de manera creciente de números atómicos, cada átomo de un elemento tendrá un electrón más que el del elemento que le precede. Por ejemplo, cada átomo de carbono ($Z=6$) tendrá un electrón más que cada átomo de boro ($Z=5$).
- Principio de Aufbau. Es complemento del anterior y establece que el electrón que distingue a un elemento del elemento precedente se ubica en el orbital atómico de menor energía disponible (s o p).

- Principio de exclusión de Pauli. Un orbital no puede contener más de dos electrones, y los espines de dichos electrones deben tener valores opuestos. Se representan con dos flechas horizontales hacia arriba y otra hacia abajo.
- Regla de Hund. Los electrones que pertenecen a un mismo subnivel se disponen de manera que exista el mayor número posible de electrones desapareados con el mismo valor de espín. Cuando un orbital contiene únicamente un electrón, se dice que este electrón está desapareado.

Para representar la distribución de los electrones de un átomo por niveles y subniveles de energía, se utiliza notación electrónica cuya escritura comprende los siguientes símbolos:

1. Se escribe como coeficiente el número que representa el nivel de energía (1, 2, 3, 4, 5, 6 o 7).
2. A continuación se escribe la letra en minúscula que identifica el subnivel en cuestión (s, p, d, f).
3. Finalmente, se escribe, en la parte superior derecha de la letra que identifica al subnivel, el número que informa la cantidad de electrones que hay en dicho subnivel.

Los electrones ubicados en el nivel más externo de energía utilizado por el átomo corresponden a los electrones de valencia.

En el estudio de los elementos químicos, las configuraciones electrónicas son de gran valor, ya que permiten conocer la estructura del átomo y

facilitan su ubicación en la tabla periódica. Esto es el último nivel de energía del átomo, del elemento representado, corresponde al periodo en el que se ubica dicho elemento; mientras que los electrones contenidos en ese último nivel, indican al grupo al que pertenecen.

Ejemplo:

1. El número máximo de electrones que pueden entrar en un nivel se calcula mediante la ecuación $2 \times n^2$, en donde, n es el nivel de energía.
 - ✓ Para el nivel 1 se tiene: $2 \times 1^2 = 2$ es decir, dos electrones máximos en el nivel 1.
 - ✓ Para el nivel 2 se tiene: $2 \times 2^2 = 8$ es decir, que el número máximo de electrones es 8 en el segundo nivel.
 - ✓ Para el nivel 3 se tiene: $2 \times 3^2 = 18$ es decir, que el número máximo de electrones es 18 en el tercer nivel.
2. El siguiente cuadro especifica los números cuánticos y la capacidad electrónica para los cuatro primeros niveles.

Tabla 8. Características de algunos números cuánticos.

Nivel de energía	Cantidad de electrones por nivel	Cantidad de orbitales por nivel	Tipos de orbitales
n=1	2	1	S
n=2	8	4	s y p
n=3	18	9	s, p y d
n=4	32	16	s, p, d y f

6.3 EJERCICIOS RESUELTOS

1. La configuración electrónica para el cloro, Cl, sería como sigue:
Dado que $Z=17$, sabemos que el cloro tiene 17 electrones, por lo tanto, su configuración electrónica debe dar razón de 17 electrones, como se muestra a continuación.

Solución:

Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ (1s superíndice 2, 2s superíndice 2, 2p superíndice 6, 3s superíndice 2, 3p superíndice 5).

2. La configuración electrónica para el argón, Ar ($Z=18$).
Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (1s superíndice 2, 2s superíndice 2, 2p superíndice 6, 3s superíndice 2, 3p superíndice 6)

3. Siguiendo el mismo procedimiento, la configuración electrónica para el potasio, K ($Z=19$) es:

Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ (1s superíndice 2, 2s superíndice 2, 2p superíndice 6, 3s superíndice 2, 3p superíndice 6, 4s superíndice 1.)

Elabora la distribución electrónica de los siguientes elementos:

- a. Calcio, Ca: $Z=20$.
- b. Potasio, K: $Z=19$.
- c. Azufre, S: $Z=16$.
- d. Hierro, Fe: $Z=26$.
- e. Calcio, Ca: $Z=20$.

Solución:

- a. La configuración electrónica para el calcio se presenta en el siguiente orden:
 - $1s^2$ (1s superíndice 2) para el primer nivel
 - $2s^2$ y $2p^6$ (2s superíndice 2 y 2p superíndice 6) para el segundo nivel
 - $3s^2$ y $3p^6$ (3s superíndice 2 y 3p superíndice 6) para el tercer nivel
 - $4s^2$ (4s superíndice 2) para el cuarto nivelPara un total de 20 electrones.

Ten en cuenta que a partir del tercer nivel se presenta una aparente anomalía al ubicarse primero los electrones del subnivel 4s en vez del 3d. Las razones son de carácter energético.

- b. Potasio K, $Z=19$. Como se puede establecer, el potasio tiene un electrón menos que el calcio y por consiguiente su distribución electrónica es:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ (1s superíndice 2, 2s superíndice 2, 2p superíndice 6, 3s superíndice 2, 3p superíndice 6, 4s superíndice 1.)

- c. Azufre S, $Z=16$. De la misma manera como se resolvió el punto anterior, se toma como punto de partida el elemento precedente, en este caso el potasio para obtener la siguiente distribución de electrones:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ (1s superíndice 2, 2s superíndice 2, 2p superíndice 6, 3s superíndice 2, 3p superíndice 4)

- d. Hierro Fe, $Z=26$. El hierro es un elemento que pertenece al llamado grupo de los metales. Concretamente corresponde a un metal de transición. Estos elementos presentan alguna dificultad porque su distribución parece no obedecer las normas establecidas en las páginas anteriores. Las razones de esta configuración especial se relacionan con la estabilidad energética de estos elementos. tengamos en cuenta la configuración del hierro:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. (1s superíndice 2, 2s superíndice 2, 2p superíndice 6, 3s superíndice 2, 3p superíndice 6).

Hasta aquí hemos distribuido 18 electrones. Debido a la anteposición de niveles que mencionamos, los dos siguientes electrones se acomodan en el subnivel 4s, para un total de 20 electrones. Los seis restantes se distribuyen entre los cinco orbitales d. La configuración completa sería entonces:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ (1s superíndice 2, 2s superíndice 2, 2p superíndice 6, 3s superíndice 2, 3p superíndice 6, 4s superíndice 2, 3d superíndice 6)

6.4 ACTIVIDAD

1. Completa la siguiente información:

Tabla 9. números cuánticos.

Número cuántico	Símbolo	Información que suministra
Principal		
Secundario		
Magnético		
Espín		

2. Realiza la configuración electrónica indicando niveles, subniveles, orbitales y espines para los átomos de los siguientes elementos: tungsteno W, platino Pt y telurio Te.
 - a. ¿Qué información aporta la configuración electrónica en relación con las propiedades de las sustancias?
3. Completa la información de la siguiente tabla.

Tabla 10. Configuración electrónica y elementos químicos.

Elemento	Configuración	Grupo	Periodo
Na			
		8A	3
	1S²2S²2P⁶3S²		
Ba			

4. El número cuántico secundario (l) determina la forma del orbital, es decir, la región donde se mueve el electrón. Por ejemplo, el orbital p presenta tres regiones: px, py y pz:
 - a. ¿Qué significa que una configuración electrónica termine en 2p¹ (2p superíndice 1)
 - b. ¿Qué diferencias existen entre las regiones px, py y pz?
 - c. ¿Por qué las regiones s y p son diferentes?

5. Realiza la configuración electrónica de los siguientes elementos e indica el símbolo, periodo y grupo:
 - a. Z=33
 - b. Z=30
 - c. Z=14

6. Elabora la distribución electrónica de los siguientes elementos.
 - a. As: Z=33
 - b. Zn: Z=30
 - c. Si: Z=14
 - d. Ni: Z=28

7. Teniendo en cuenta las siguientes configuraciones electrónicas indica que elemento es, a que grupo y periodo pertenece.
- a. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ (1s superíndice 2, 2s superíndice 2, 2p superíndice 6, 3s superíndice 2, 3p superíndice 6, 4s superíndice 2.)
 - b. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ (1s superíndice 2, 2s superíndice 2, 2p superíndice 6, 3s superíndice 2, 3p superíndice 4).
8. ¿Por qué no es posible que existan más de dos electrones en un orbital?
9. ¿Por qué se llenan primero de electrones los niveles de menor energía?
10. Es posible que el orbital p albergue 7 electrones. Justifica tu respuesta.

7 BIBLIOGRAFÍA

Carrillo, C. esteban. (2010). Hipertexto Ciencias 6. Bogotá: editorial Santillana.

Reyes Fabián, Janitte Tello, Márquez Carlos. (2012). Ciencias naturales 6 básico. Santiago de Chile: editorial Santillana del pacifico.

Carrillo C. Esteban. (2004). Contextos Naturales 8. Bogotá: editorial Santillana.