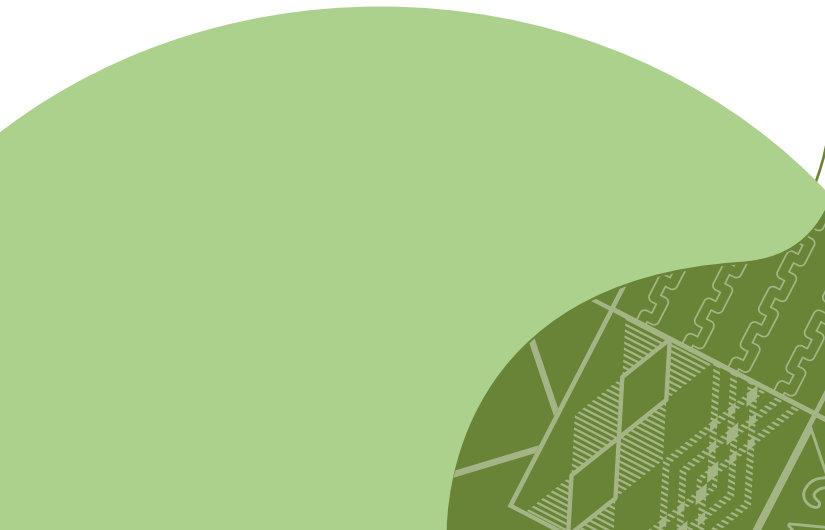


ÁREA:
QUÍMICA



4^{to}

AÑO DE ESCOLARIDAD
CAMPO: VIDA TIERRA Y TERRITORIO



ESTADO PLURINACIONAL DE
BOLIVIA

MINISTERIO
DE EDUCACIÓN

© De la presente edición

Texto de aprendizaje. 4to año de escolaridad. Educación Secundaria
Comunitaria Productiva. Subsistema de Educación Regular.

Texto oficial 2024

Edgar Pary Chambí

Ministro de Educación

Manuel Eudal Tejerina del Castillo

Viceministro de Educación Regular

Delia Yucra Rodas

Directora General de Educación Secundaria

DIRECCIÓN EDITORIAL

Olga Marlene Tapia Gutiérrez

Directora General de Educación Primaria

Delia Yucra Rodas

Directora General de Educación Secundaria

Waldo Luis Marca Barrientos

Coordinador del Instituto de Investigaciones Pedagógicas Plurinacional

COORDINACIÓN GENERAL

Equipo Técnico de la Dirección General de Educación Secundaria

Equipo Técnico del Instituto de Investigaciones Pedagógicas Plurinacional

REDACTORES

Equipo de maestras y maestros de Educación Secundaria

REVISIÓN TÉCNICA

Unidad de Educación Género Generacional

Unidad de Políticas de Intraculturalidades Interculturalidades y Plurilingüismo

Escuelas Superiores de Formación de Maestras y Maestros

Instituto de Investigaciones Pedagógicas Plurinacional

ILUSTRACIÓN:

Gloria Velazco Gomez

DIAGRAMACIÓN:

Javier Angel Pereyra Morales

Depósito legal:

4-1-23-2024 P.O.

Cómo citar este documento:

Ministerio de Educación (2024). Texto de aprendizaje. 4to año de escolaridad. Educación
Secundaria Comunitaria Productiva. Subsistema de Educación Regular. La Paz, Bolivia.

Av. Arce, Nro. 2147 www.minedu.gob.bo

LA VENTA DE ESTE DOCUMENTO ESTÁ PROHIBIDA

ÍNDICE

Presentación.....	5
QUÍMICA	315
Primer Trimestre	
Tabla periódica de los elementos químicos en la naturaleza	316
Estructura del átomo en armonía con el cosmos	323
Radiactividad de la materia, peligros y beneficios	327
Configuración electrónica de los elementos de la naturaleza y el cosmos	329
Segundo Trimestre	
Enlaces químicos en los compuestos de la naturaleza.....	335
Propiedades de las sustancias iónicas y covalente en el medio ambiente.....	341
Reacciones químicas en procesos productivos	343
Tercer Trimestre	
Igualación de ecuaciones químicas en procesos productivos	355
Igualación de ecuaciones químicas en procesos productivos II	360
BIBLIOGRAFÍA	476



PRESENTACIÓN

Con el inicio de una nueva gestión educativa, reiteramos nuestro compromiso con el Estado Plurinacional de Bolivia de brindar una educación de excelencia para todas y todos los bolivianos a través de los diferentes niveles y ámbitos del Sistema Educativo Plurinacional (SEP). Creemos firmemente que la educación es la herramienta más eficaz para construir una sociedad más justa, equitativa y próspera.

En este contexto, el Ministerio de Educación ofrece a estudiantes, maestras y maestros, una nueva edición revisada y actualizada de los TEXTOS DE APRENDIZAJE para los niveles de Educación Inicial en Familia Comunitaria, Educación Primaria Comunitaria Vocacional y Educación Secundaria Comunitaria Productiva. Estos textos presentan contenidos y actividades organizados secuencialmente, de acuerdo con los Planes y Programas establecidos para cada nivel educativo. Las actividades propuestas emergen de las experiencias concretas de docentes que han desarrollado su labor pedagógica en el aula.

Por otro lado, el contenido de estos textos debe considerarse como un elemento dinamizador del aprendizaje, que siempre puede ampliarse, profundizarse y contextualizarse desde la experiencia y la realidad de cada contexto cultural, social y educativo. De la misma manera, tanto el contenido como las actividades propuestas deben entenderse como medios canalizadores del diálogo y la reflexión de los aprendizajes con el fin de desarrollar y fortalecer la conciencia crítica para saber por qué y para qué aprendemos. Así también, ambos elementos abordan problemáticas sociales actuales que propician el fortalecimiento de valores que forjan una personalidad estable, con autoestima y empatía, tan importantes en estos tiempos.

Por lo tanto, los textos de aprendizaje contienen diversas actividades organizadas en áreas que abarcan cuatro campos de saberes y conocimientos curriculares que orientan implícitamente la organización de contenidos y actividades: Vida-Tierra-Territorio, Ciencia-Tecnología y Producción, Comunidad y Sociedad, y Cosmos y Pensamientos.

En consecuencia, el Ministerio de Educación proporciona estos materiales para que docentes y estudiantes los utilicen en sus diversas experiencias educativas. Recordemos que el principio del conocimiento surge de nuestra voluntad de aprender y explorar nuevos aprendizajes para reflexionar sobre ellos en beneficio de nuestra vida cotidiana.

Edgar Pary Chambi
Ministro de Educación

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS EN LA NATURALEZA

PRÁCTICA

Realizamos la siguiente experiencia desde nuestra realidad: observación de las propiedades de un metal.

Materiales

- Espátula
- Tubo de ensayo
- Varilla de vidrio
- Mechero
- Pinza para tubo de ensayo
- Pinza metálica
- Encendedor

Reactivos

- Agua destilada
- Fenolftaleína
- Anaranjado de metilo
- Cinta de magnesio
- Azufre

Realizamos la experiencia N° 1:

1. Encender el mechero, con la pinza metálica sujeta la cinta de Magnesio y lleva a la llama del mechero, la ceniza resultante coloca en un tubo de ensayo, agrega agua destilada hasta cubrir toda la ceniza y agita con la varilla de vidrio, incorpora 2 gotas de fenolftaleína a la sustancia del tubo de ensayo, observa y registra los cambios en la reacción.

Realizamos la experiencia N° 2:

2. Encender el mechero, agrega una pequeña porción de azufre a un tubo de ensayo y cierra con un tapón con orificio, sujeta con la pinza para tubo de ensayo y lleva a la llama del mechero por un tiempo de 5 segundos, luego retira, destapa y cambia de tapón, observa lo que ocurre, luego destapa y agrega agua destilada y agita. Para observar que compuesto se forma agrega 2 gotas de anaranjado de metilo y observa los cambios.

Las propiedades de los elementos y características de los elementos químicos permitió clasificarlos y ordenarlos en la Tabla Periódica



Esquema de la experimentación

Respondemos las siguientes preguntas:

Experiencia N° 1

1. ¿Qué observamos en el primer experimento?
2. ¿Qué ocurrió con la cinta de magnesio?
3. ¿Al agregarle la Fenolftaleína de qué color se volvió la sustancia?
4. De acuerdo al indicador de la escala del pH el compuesto obtenido es un ácido o una base.

Experiencia N° 2

1. ¿Qué ocurrió con el azufre? ¿Qué tipo de olor desprendió al quemarse?
2. ¿Al agregarle el anaranjado de metilo qué color se volvió la sustancia?
3. De acuerdo al indicador de la escala del pH el compuesto obtenido es un ácido o una base.

TEORÍA

1. Historia de la tabla periódica

Es un instrumento muy útil, es un cuadro que presenta todos los elementos químicos naturales y sintéticos descubiertos hasta la fecha, ordenados según sus propiedades químicas y físicas.

La tabla periódica actual fue propuesta por el químico ruso Dmitri Mendeléiev en el año 1869, es considerado el aporte más importante realizado por una persona en el área de la Química.

La importancia del mismo se debe al ordenamiento casi específico de los elementos, lo que permitió adelantarse al descubrimiento de nuevos elementos y motivó la realización de investigaciones sobre aspectos desconocidos de la química hasta ese momento.

En 1869, Mendeléiev publicó su primera Tabla Periódica de los elementos químicos en sentido creciente de sus masas atómicas; pero también otro científico de nombre Lothar Meyer, químico alemán, publicó otra propuesta de Tabla Periódica con los elementos ordenados según sus masas atómicas de menor a mayor.

La particularidad de la Tabla de Mendeléiev fue que este organizó los elementos químicos en filas horizontales dejando espacios vacíos donde se incorporarían elementos aún no descubiertos. Al realizar esta organización observó una secuencia que se repetía: elementos químicos con propiedades químicas similares se repetían a intervalos periódicos en las columnas de la tabla. Se pudo comprobar las predicciones de Mendeléiev tras el descubrimiento de galio (Ga), escandio (Sc) y germanio (Ge) entre 1874 y 1885 que fueron ubicados en los espacios vacíos, lo que dio mayor aceptación de la Tabla Periódica por la comunidad científica.

Triadas de J. W. Döbereiner

1	2	3	4	5	6	7
Li 6,9	Be 9,0	B 10,8	C 12,0	N 14,0	O 16,0	F 19,0
Na 23,0	Mg 24,3	Al 27,0	Si 28,1	P 31,0	S 32,1	Cl 35,5
K 39,0	Ca 40,0					

En 1905 Dmitri Mendeléiev fue premiado con la Medalla Copley, un premio que otorga anualmente la Real Sociedad de Londres a una persona física como reconocimiento al trabajo científico por sus logros sobresalientes en las ciencias físicas o biológicas.



Octavas de Newlands

Triadas de Döbereiner
Li, Na, K
Ca, Sr, Ba
Al, Ga, In
As, Sb, Bi
Te, Se, Po
Br, I, At
H, N, P, As, Sb, Bi
C, Si, Ge, Sn, Pb
B, Al, Ga, In, Tl
O, S, Se, Te, Po
F, Cl, Br, I, At

PARA SABER MÁS...

En el universo los primeros elementos en formarse fueron el hidrógeno, helio y un poco de litio.



Fuente: <https://www.univision.com/horoscpos/datos-basicos-planetastrologia-fotos>

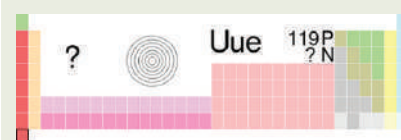
Dato curioso...

En 2016, esta tabla presentada por el químico ruso Dmitri Mendeléiev en 1869 sumó cuatro nuevos elementos: el 113 (Nihonio), el 115 (Moscovio), el 117 (Téneso) y el 118 (Oganesón).



Hiroshi Matsumoto, Kōsuke Morita y Hideto Enyo.

Y, ahora, el físico Hideto Enyo y su equipo quieren inaugurar la octava fila de la Tabla con el elemento llamado Ununenio (uno uno nueve, en latín), que nadie hasta la fecha ha visto o logrado crear.



DATO CURIOSO...

En la tabla periódica no hay ninguna "J"

Puede parecerle extraño que la letra "J" no aparezca en ningún momento en la tabla periódica. Sin embargo, la razón de esta pequeña curiosidad es bastante sencilla: el nombre de los elementos químicos proviene del latín, lengua en la que no existía este carácter.

Fuente: <https://www.zschimmer-schwarz.es/>



2. Descripción de la tabla periódica moderna

La tabla periódica moderna surgió en el siglo XIX al descubrir que el átomo está compuesto por partículas más pequeñas denominadas protones, neutrones y electrones, los estudiosos de la química empezaron a clasificar los elementos químicos conocidos hasta entonces, según sus similitudes de sus propiedades físicas y químicas.

La tabla periódica incluye 118 elementos químicos, 92 de ellos constituyen todo lo que hay en el universo y 26 obtenidos en el laboratorio, en ella encontramos la masa atómica, su capacidad de electronegatividad, su estado de oxidación, grupos que comparten propiedades químicas

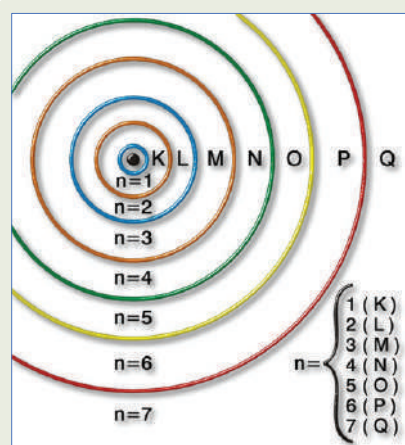
a) Grupos, es una columna de elementos químicos llamados grupos o familias, hay 18 grupos o familias en la tabla periódica. El primer grupo o familia pertenece a los metales alcalinos y la última a los gases nobles; cada familia se determina por el número de electrones. Los grupos 1,2,13,14,15,16,17 y 18 pertenecen al grupo A, mientras que los grupos 3,4,5,6,7,8,9,10,11 y 12 pertenecen al grupo B o metales de transición. El grupo más abundante de la tabla periódica son los Metales.

b) Periodos, son las filas horizontales de la tabla periódica, cada periodo tiene diferentes propiedades, pero poseen la misma cantidad de niveles en su estructura atómica. En total, la tabla periódica tiene 7 filas o periodos y se distribuyen de la siguiente manera:

- 1er periodo : tiene dos elementos
- 2do y 3er periodo : tienen ocho elementos
- 4to y 5to periodo : tienen 18 elementos
- 6to y 7mo periodo : tienen 32 elementos

Las 7 filas de la tabla periódica, son los periodos que representan las 7 capas o niveles de energía identificados por las letras: K, L, M, N, O, P, Q.

La fila o periodo que ocupa un elemento en la tabla periódica, coincide con su última capa de electrones. Los elementos ubicados en una misma fila tienen propiedades diferentes y masas atómicas parecidas.



Los periodos o filas en la Tabla Periódica representan los niveles de energía en los átomos de cada elemento químico.

Fuente: <https://www.apiteach.com/api/10/QK10U5.HTM>

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

Fuente: Elaboración propia

3. Clasificación de los elementos químicos

Los elementos químicos se clasifican en base a sus propiedades físicas y químicas, tal como están organizados en la tabla periódica. A continuación, se realiza una breve descripción de los diferentes grupos de elementos químicos:

- a) **Metales**, Se encuentran en estado sólido a temperatura ambiente (menos el mercurio), son densos y conducen calor y electricidad, presentan brillo metálico. A demás se clasifican en: actínidos, lantánidos, metales de transición, alcalinos, alcalino-térreos y otros metales.
- b) **No metales**, no tienen la capacidad de transmitir calor ni de electricidad, no son maleables ni dúctiles. pero, son esenciales para el funcionamiento de los sistemas biológicos.
- c) **Metaloides**, son elementos que se encuentra en una posición intermedia respecto a los metales y no metales, y tienen características de ambos grupos.
- d) **Halógenos**, es un grupo de seis elementos que forman moléculas de dos átomos, químicamente muy activas, debido a su electronegatividad: suelen formar iones negativos. son altamente oxidantes, por lo que suelen ser cáusticos y corrosivos.
- e) **Gases nobles**, Es un grupo de siete elementos cuyo estado natural es el gaseoso. Existen, por lo general, en su forma monoatómica de muy baja reactividad y por eso se los conoce también como gases inertes. Comparten la mayoría de sus propiedades físicas y son sumamente estables.

Número atómico, El número atómico es un número representado por la letra Z que indica el número de protones que se encuentran en el núcleo de los átomos de un elemento, los protones tienen carga positiva y los electrones carga negativa, por lo que el número atómico sirve para entender (junto con el número de electrones) el comportamiento electromagnético de los átomos.

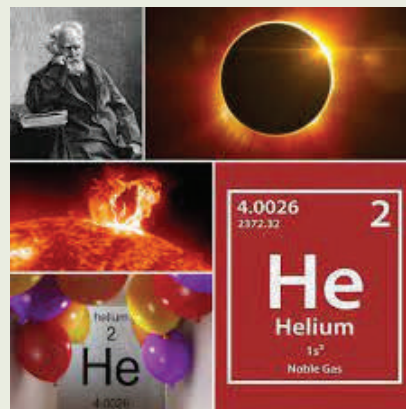
Masa atómica, La masa de un átomo es el equivalente a la suma del número de partículas que tiene su núcleo: protones y neutrones.

Valencia, La valencia es el número de electrones que un átomo de un elemento puede ceder o aceptar para completar su órbita más externa (último nivel de energía).

Isótopos, Los átomos de un mismo elemento pueden variar entre sí, de acuerdo a sus propiedades nucleares y energéticas. Se llaman isótopos a los átomos de un mismo elemento químico que se comportan distinto en lo que se refiere a su núcleo. Los isótopos son distintos átomos de un mismo elemento químico pero que tienen la misma cantidad de protones y diferente cantidad de neutrones en su núcleo.

DATO CURIOSO...

• *El Helio fue descubierto en 1868 fuera de la Tierra, concretamente en el Sol al analizar el espectro de la luz que emite. Tres décadas después fue encontrado en la Tierra y es el segundo elemento más abundante en el universo después del hidrógeno.*



DATO CURIOSO...

Además del mercurio, el galio, el cesio y el francio son todos líquidos a temperatura ambiente. Como estos líquidos son muy densos (y al mismo tiempo metales), ladrillos, herraduras y hasta balas de cañón podrían teóricamente flotar sobre ellos.



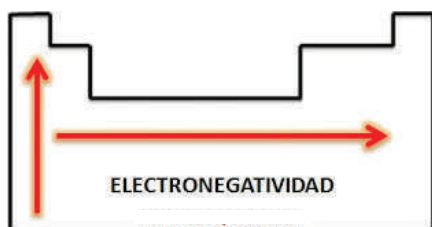
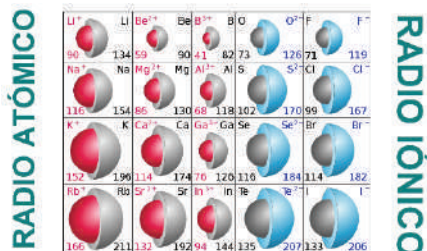
Fuente: <https://www.youtube.com/watch?v=oKu5eeKiQes>

Respondemos a las siguientes preguntas:

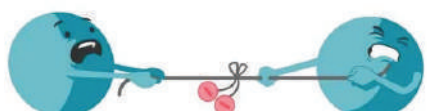
1. ¿Qué diferencia hay entre valencia y número de oxidación?
2. Elige tres elementos de la Tabla Periódica y averigua cuáles son sus isótopos de cada uno.
3. Entre los recursos minerales que tiene nuestro Estado, ¿Qué metales y no metales se extrae y aprovecha?

INVESTIGUEMOS...

¿En qué países se encuentran las minas más grandes de: cobre, plata y oro?

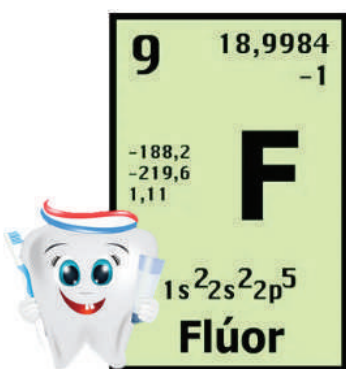


Fuente: www.saberespractico.com



Tendencia de un átomo a atraer electrones de átomos vecinos dentro de una molécula

Fuente: www.areaciencias.com



El más electronegativo

55 132,905 1 698 28,7 1,99 Cs (Xe) $6s^1$ Cesio	87 (223) 1 (27) Fr (Rn) $7s^1$ Francio	37 85,47 1 688 38,9 1,53 Rb (Kr) $5s^1$ Rubidio
---	--	---

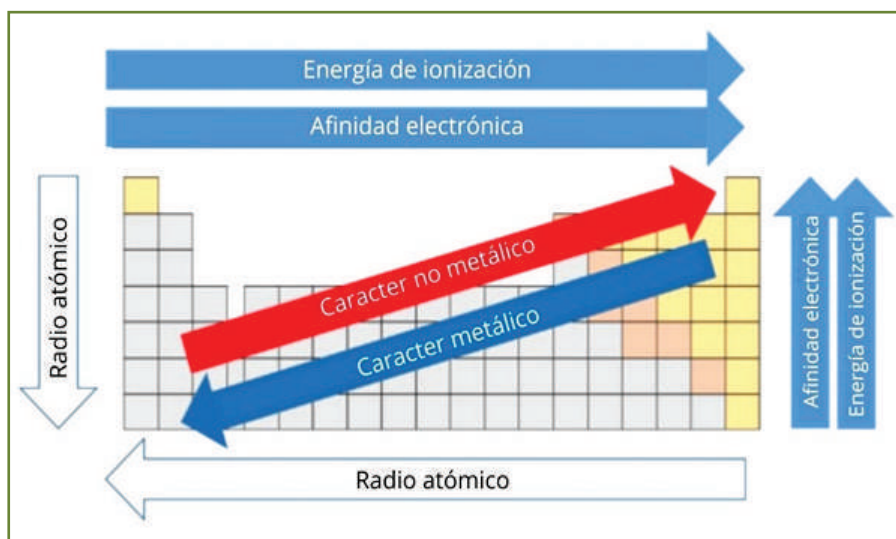
Lo más electropositivos

4. Propiedades periódicas:

Son las características que tienen los elementos y que varían de forma secuencial por grupos y periodos, algunas de esas propiedades son:

- Radio atómico**, se define la distancia más probable que existe entre los electrones de la última capa y el núcleo, aumenta con el número atómico.
- Radio iónico**, es, igual que el radio atómico, la distancia o separación entre el centro del núcleo y el electrón más alejado del átomo, específicamente haciendo referencia al ion en vez del átomo.

En el caso de los iones, se considera que la distancia entre los núcleos atómicos de aniones y cationes en un arreglo cristalino corresponde a la suma de los radios iónicos del anión y el catión.
- Afinidad eléctrica**, es una medida de la energía liberada cuando se agrega un electrón extra a un átomo. Las afinidades de los electrones se miden en estado gaseoso. En general, las afinidades electrónicas se vuelven más negativas a medida que avanzamos de izquierda a derecha en la tabla periódica.
- Electronegatividad**, es una medida de capacidad que tiene un átomo, el de atraer hacia sí los electrones que comparte. En el ordenamiento de la tabla periódica, generalmente aumenta a medida que nos movemos de izquierda a derecha dentro de un periodo y disminuye al bajar dentro de un grupo.
- Energía de ionización**, (Ei) es la energía necesaria para separar un electrón en su estado fundamental de un átomo de un elemento en estado gaseoso. Cuando el sodio y el cloro se combinan para producir sal, el átomo del sodio cede un electrón, lo que resulta en una carga positiva, mientras que el cloro obtiene el electrón y se carga negativamente como resultado.
- Carácter metálico**, se refiere a su capacidad para perder electrones u oxidarse. Cuando un elemento se oxida produce la reducción del elemento o sustancia con el que reacciona, por lo que se denomina agente reductor y aumenta al descender en periodos o grupos.



Fuente: Elaboración propia

5. Importancia de la tabla periódica en la preservación del medio ambiente:

Desde muchos años atrás, se conoce que la naturaleza está formada mayoritariamente por unos pocos elementos químicos de la tabla periódica como ser: carbono, calcio, oxígeno, hidrógeno, nitrógeno, fósforo, silicio, azufre, magnesio y potasio, todos ellos construyen la vida del planeta (troncos, hojas, frutos, pelos, dientes, músculos, etc.) y también la materia inanimada que forma parte de la naturaleza.

La distribución y almacenamiento de los elementos químicos en el medio ambiente puede dar lugar a: Contaminación local del agua, los suelos, el aire, la flora y la fauna. Efectos globales: pérdida de la capa de ozono, efecto invernadero, pérdida de la biodiversidad, etc. Así como para la naturaleza, los elementos químicos de la tabla periódica son muy importantes en la vida del ser humano, para el desarrollo y el buen funcionamiento del organismo.

Saber y conocer los procedimientos adecuados para realizar la disposición final de desechos y residuos químicos altamente contaminantes, es la clave para evitar los efectos nocivos que pueden tener estos sobre el medio ambiente y por ende sobre nuestra salud.

La preservación del medio ambiente debe ser una de las metas prioritarias de la especie humana, haciendo todo lo que está a nuestro alcance, mediante la recuperación de prácticas ancestrales de los pueblos indígena originarios campesinos, sobre las maneras de realizar un aprovechamiento sustentable de los recursos naturales.



El Imperio Incaico fue un espectacular ejemplo de eficiencia en el manejo de la tierra.

Ejemplo de esto son las terrazas de cultivo. Las mismas, eran construidas como largos y angostos peldaños en las faldas de las montañas, sostenidas por piedras que retenían la tierra fértil.

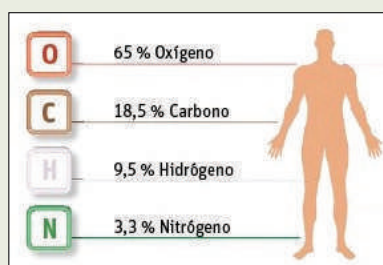
Las terrazas cumplen la función de distribuir la humedad y evitar la erosión. En la terraza el agua de lluvia va filtrándose lentamente desde los niveles superiores a los inferiores, utilizando de manera óptima la cantidad de líquido disponible.

En las zonas más lluviosas y de mayor pendiente, este sistema evita el arrastre de nutrientes y material orgánico, preservando la capacidad productiva de la tierra y el medio ambiente.

<https://profediegoweb.wordpress.com/>

Los elementos químicos más conocidos son:

- Oxígeno (O)
- Carbono (C)
- Hidrógeno (H)
- Nitrógeno (N)
- Azufre (S)
- Hierro (Fe)
- Cobre (Cu)
- Oro (Au)



Analizamos y respondemos las siguientes interrogantes:

1. Explicamos la relación que existe entre la tabla periódica y las propiedades periódicas de los elementos químicos.
2. Establecemos diferencia entre grupos y periodos.
3. ¿Cómo aumenta la electronegatividad en la tabla periódica?
4. Extraemos la definición de radio atómico y radio iónico

VALORACIÓN

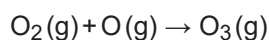
Por qué decrece la capa de ozono

La capa de ozono absorbe casi el 99% de la radiación ultravioleta que llega a la Tierra procedente del Sol. Nos protege de los efectos de un exceso de radiación ultravioleta, entre los que se incluyen las quemaduras solares, el cáncer de piel, las cataratas oculares y el envejecimiento dérmico prematuro.

Gracias a la capa de ozono, podemos disfrutar de estar al aire libre sin quemarnos como si estuviéramos en un horno; sin esa capa, no habría vida en la Tierra.

¿Cómo se forma el ozono (O₃)?

La radiación ultravioleta descompone el oxígeno de la mesosfera y la termosfera y lo deja convertido en átomos de oxígeno altamente reactivos. Estos átomos de oxígeno se combinan con moléculas de oxígeno en la estratosfera y crean el ozono.



Por desgracia, la capa de ozono no es una defensa perfecta. La civilización humana libera muchas sustancias químicas gaseosas a la atmósfera.

Algunos tipos de compuestos químicos gaseosos son inertes, y se quedan pululando en la atmósfera durante bastante tiempo. Un tipo de estos compuestos problemáticos lo representan los clorofluorocarbonos (conocidos por sus siglas CFC), que son gases que se componen de cloro, flúor y carbono.



Fuente: Elaboración propia

Se pensó que eran idóneos como refrigerantes en neveras, congeladores y aires acondicionados domésticos y de coches y también como productos espumantes para plásticos, como el poliestireno extruido, y como propulsores para botes de aerosoles. De hecho, para esas funciones eran estupendos, pero resultó que se liberaron a la atmósfera grandes cantidades y con los años se ha difundido hasta la estratosfera, donde han provocado una enorme alteración.

¿Se producen aún CFC perjudiciales?

El problema de la reducción del ozono se detectó en la década de 1970, los gobiernos de países industrializados empezaron a exigir la reducción de la cantidad de CFC. En muchos países se prohibió el empleo de los CFC en aerosoles. Los CFC utilizados en la producción de plásticos y espumas pasaron a recuperarse, en vez de liberarse a la atmósfera.

Sin embargo, y por desgracia, se trata de compuestos extremadamente estables que permanecerán en la atmósfera durante mucho tiempo. Si el daño que la humanidad ha causado a la capa de ozono no es demasiado grave, puede que se recupere por sí sola. Pero es muy posible que pasen muchos años antes de que la capa de ozono recupere su composición original.

PRODUCCIÓN

Utilizando material reciclable de nuestro contexto construimos una tabla periódica de los elementos químicos donde se observe su aplicabilidad en la vida cotidiana.

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO EN ARMONÍA CON EL COSMOS

PRÁCTICA

Experimentamos desde nuestra realidad: observación de moléculas y partículas.

Materiales

- Recipiente metálico
- Baso de vidrio
- Cuchara
- Mortero
- Mechero

Reactivos

- Agua
- Carbón o ceniza

Realizamos la experiencia de la siguiente forma:

1. Agregamos 1 cucharada de azúcar al mortero y trituramos, luego echamos agua al vaso hasta la mitad, agregamos el azúcar y batimos hasta que se integre bien.
2. Medimos 1 cucharada de ceniza al mortero y trituramos para hacerla más fina, seguidamente agregamos 1 cucharada de azúcar y mezclamos bien llevamos al fuego, batimos constantemente la mezcla y observamos los cambios.



Actividad

Analizamos las siguientes interrogantes:

1. ¿Qué se observó en el vaso que contenía agua y azúcar?
2. ¿Qué cambios observamos?
3. ¿Qué pasó con la mezcla de ceniza y azúcar?
4. Presentaron algún cambio ¿Cuáles?

TEORÍA

DATO CURIOSO...

Antimateria

Hace referencia a una materia compuesta por antiátomos que están compuestos por antielectrones, antiprotones y antineutrones.

Son iguales, pero tienen cargas eléctricas opuestas, el más ligero contacto con otro ser idéntico sería fatal. Si le estrecháramos la mano nos desintegraríamos provocando un enorme estallido y destruir una gran ciudad.

Por suerte, la cantidad de antimateria que existe en el universo es ínfima.



<https://profediegoweb.wordpress.com/>

1. El átomo

El término “átomo”, proviene del latín atomus, que significa (que no se puede contar o es indivisible), descubierto por el filósofo Demócrito de Abdera, discípulo de Leucipo de Mileto.

El átomo es una porción muy pequeña de materia que conserva las propiedades de un elemento químico. Es un sistema de energía estable.

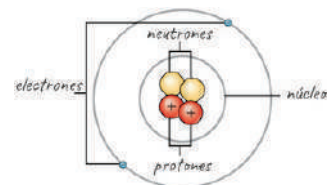
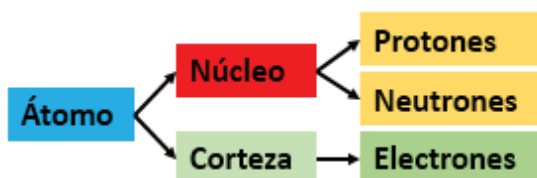
Presenta dos partes:

Núcleo atómico:

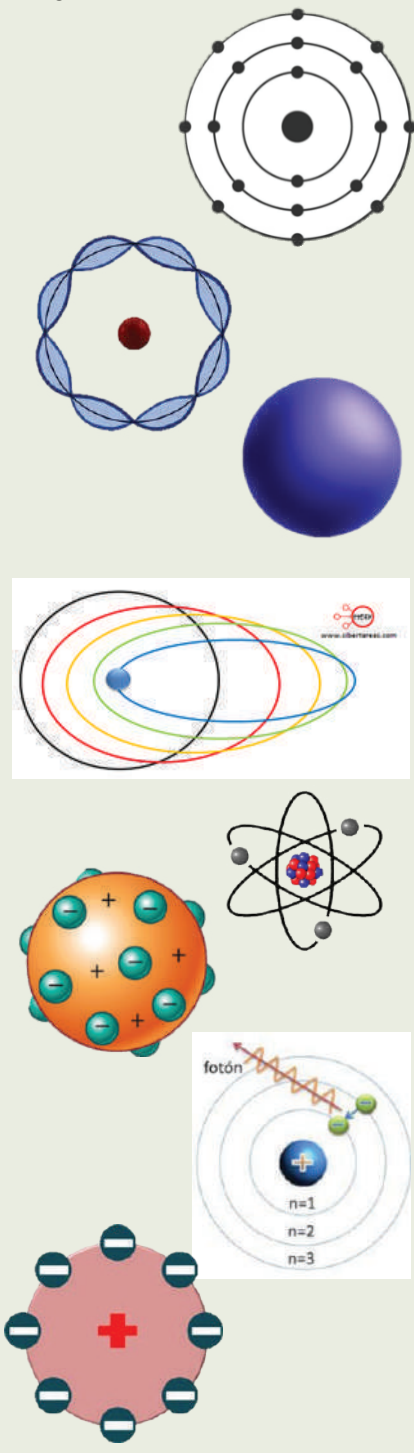
- Es la parte central del átomo.
- Contiene el 99,99% de la masa total del átomo.
- Presenta carga positiva.
- El tamaño del átomo es 10 000 veces el tamaño del núcleo.
- Posee dos partículas subatómicas fundamentales: protón y neutrón.

Nube electrónica:

- Es una región de energía que rodea al núcleo.
- Determina el tamaño de un átomo, Casi carece de masa
- Presenta carga negativa.
- Posee solo partículas de carga negativa llamados electrones.



Con la información de los diferentes modelos atómicos descritos identifica a que modelo corresponde cada uno de las imágenes.



2. Modelos atómicos

Estas no son más que representaciones gráficas de la estructura y funcionamiento del átomo, los cuales fueron desarrollados a lo largo de la historia por personajes científicos quienes observaron una cualidad particular de la materia respecto a ideas propias de la época, se tiene diferentes modelos que se ve a continuación.

a) Modelo atómico de Dalton

Fue propuesto por Jhon Dalton en (1808) en su obra denominado "Postulados atómicos", sostuvo que el átomo es la partícula más pequeña de la materia siendo este indivisible e indestructible.

Características:

- Los átomos de un elemento son todos iguales, así como en masa y propiedades.
- Un compuesto está formado por átomos distintos cuya relación es simple.
- En una reacción química los átomos se combinan en proporciones distintas para formar un compuesto nuevo.

b) Modelo atómico de Thomson

Jhosep Thomson en (1904), propuso el modelo llamado como la teoría del budín de pasas o ciruela. Características:

- El átomo es una masa esférica de carga positiva donde se encuentran los electrones esparcidos en igual cantidad.
- El átomo es neutro porque existe igual cantidad de cargas positivas como negativas.

c) Modelo atómico de Perrin

Jean Perrin en su teoría atómica propuso que la mayor carga positiva se encuentra en la parte central del átomo y los de carga negativa al exterior.

d) Modelo atómico de Rutherford

Ernest Rutherford en (1911) indica que el átomo tiene un núcleo y así mismo descubre que en ella se encuentra el protón. Características:

- Los electrones giran alrededor del núcleo describiendo orbitas similares al sistema solar.
- En el núcleo se concentra casi la totalidad del peso atómico.

e) Modelo atómico de Sommerfeld

Arnold Sommerfeld en (1916), descubrió que en los electrones de ciertos átomos se alcanzaban velocidades cercanas a la de la luz. Características:

- Los electrones se mueven alrededor del núcleo describiendo orbitas elípticas o circulares.
- La excentricidad dio lugar a un nuevo número cuántico el azimutal y esta determina la forma de los orbitales.

f) Modelo atómico de Bohr

Propuesto por Niels Bohr en (1913), discípulo de Rutherford.

Características:

- Los electrones giran en orbitas circulares donde no admite ni absorbe energía.
- Las orbitas albergan un nivel de energía distinta a la otra, mientras más este alejado del núcleo tenía más energía.

g) Modelo atómico de Schördinger

Conocido como el modelo mecánico cuántico del átomo para describir el comportamiento de los electrones.

h) Modelo atómico de Planck

Max Planck propone que los átomos pueden liberar y absorber energías en pequeñas unidades discretas a los cuales llamó "cuantos", de esta manera dio lugar a la teórica cuántica.

En grupos elijan un modelo atómico y explicamos, destacando los aspectos más sobresalientes de dicho modelo que, además fueron un aporte para el surgimiento del siguiente modelo atómico.

3. Propiedades del núcleo del átomo

Está conformada por el núcleo y la envoltura, el núcleo está constituido por protones y neutrones. El átomo es la unidad constituyente más pequeña que tiene las propiedades de un elemento químico.

Número atómico (Z). Es el número de protones que tiene un átomo.

Masa atómica (A). Es la suma del número de protones y el número de neutrones de un átomo. Aumenta de izquierda a derecha y de arriba abajo, excepto: cobalto, níquel, argón, potasio, yodo y telurio.

Los valores del átomo se representan así:

- Con la letra "X" se representa el elemento
- La letra "Z" mayúscula representa el número atómico del elemento.
- La letra "A" mayúscula se usa para representar la masa o peso atómico de un elemento.



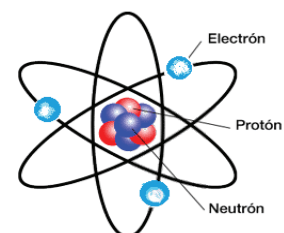
El número de neutrones se calcula restando al número de masa atómica el número atómico.

Ejemplo:

1. Con la ayuda de la tabla periódica, Encontremos el número atómico, la masa atómica y el número de neutrones del elemento sodio

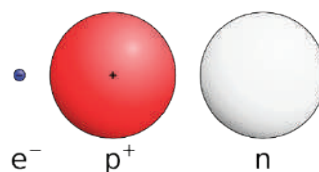
- Número atómico : **Z = 11** protones
- Números de neutrones : **N = A - Z = ?**
 $N = 23 - 11 = 12$ neutrones
- Masa atómica : **A = Z + N = ?**
 $A = 11 + 12 = 23$

En función a la masa atómica y número atómico determinamos el número de protones, neutrones y electrones del átomo de un elemento químico.



DATO CURIOSO...

La masa de un electrón es casi 2000 veces más pequeña que la del protón y el neutrón. Imagina que un protón o un neutrón fueran del tamaño de una bola de boliche de 3 kilos y medio, entonces el electrón sería del tamaño de una canica pequeña.



DATO CURIOSO...

Z es el número atómico de un elemento, nos indica el número de protones (partícula subatómica de carga positiva)

Se sabe que, la cantidad de electrones (e-) del átomo de un elemento es igual al número de protones...

Ejercicios propuestos:

a) Un anión de carga 2 tiene 20 neutrones y 21 electrones. Encontremos su número de masa.

Datos

Elemento cargado negativamente X^{-2} **Z = 21 - 2 = 19**

N = 20

e- = 21

A = ?

Por lo tanto:

$$A = Z + N$$

$$A = 19 + 20 = 39$$

b) Si el número atómico de un elemento es 15 y tiene 20 neutrones. Encontremos su masa atómica.

Datos

Z = 15

N = 20

A = ?

Por lo tanto:

$$A = Z + N$$

$$A = 15 + 20 = 35$$

- Si el átomo de hierro tiene 30 neutrones y 56 de masa atómica. Hallemos Z.

- Si el número atómico del Yodo es 53 y su masa atómica es 126 ¿Cuántos electrones, protones y neutrones tiene su átomo?

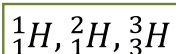
- Un anión de carga 3 tiene 71 neutrones y 54 electrones. Hallemos su número de masa

- Con la ayuda de la tabla periódica encontremos el número de protones, neutrones y electrones de: plata, oro y manganeso.

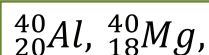
Actividad

a) **Isótopos**, son aquellos átomos que tiene el mismo número de protones, pero distinto número de neutrones, es decir poseen el mismo número atómico (Z) pero diferente número másico (A) de ahí el nombre (iso=igual; topo=lugar). Existen dos tipos de isótopos en función de su estabilidad: isótopos radiactivos y los isótopos estables.

Ejemplos:



b) Isóbaros, son aquellos átomos que representan igual masa atómica (A) pero diferente número atómico (Z). (iso=igual; baro=peso).



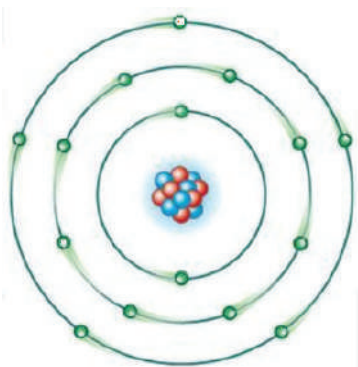
c) Isótonos, cuyos átomos poseen distinto número atómico (Z) y distinta masa atómica (A) pero igual número de neutrones.



NIVELES DE ENERGÍA...

El número máximo de electrones que acepta cada nivel de energía está dado por la fórmula $2n^2$ que se cumple hasta el cuarto nivel.

- K - $1 = 2(1)^2 = 2 e^-$
- L - $2 = 2(2)^2 = 8 e^-$
- M - $3 = 2(3)^2 = 18 e^-$
- N - $4 = 2(4)^2 = 32 e^-$
- O - $5 = \dots\dots\dots = 32 e^-$
- P - $6 = \dots\dots\dots = 18 e^-$
- Q - $7 = \dots\dots\dots = 8 e^-$



2. Nube electrónica

Se conoce también como envoltura o zona extra nuclear. Esta es la zona con carga negativa y donde se encuentran las partículas subatómicas denominadas electrones (e^-), los que se encuentran distribuidos en orbitales, el conjunto de orbitales forma un subnivel de energía y el conjunto de subniveles de energía forma un nivel de energía.

Para describir la posición de un electrón en un átomo, se debe indicar el nivel de energía, los subniveles y orbitales en donde se encuentran los electrones.

Isoelectrónicos, son aquellos elementos químicos que tienen la misma configuración electrónica

Niveles de energía (n), es donde los electrones giran alrededor del núcleo atómico.

- Representación Literal: K - L - M - N - O - P - Q
- Representación Cuántica: 1 - 2 - 3 - 4 - 5 - 6 - 7

Subniveles de Energía (l), cada nivel de energía está formado por uno o más subniveles. Los subniveles son 4:

- Representación literal: s - p - d - f
- Representación cuántica: 0 - 1 - 2 - 3

Orbitales (m), es el espacio donde se encuentra el electrón, se denomina también REEMPE (Región Espacio Energético Manifestación Probabilística Electrónica).

Contiene como máximo dos electrones. Cada electrón en un orbital tiene un sentido de giro o "spín" sobre su eje.

3. Molécula

Es la partícula mínima de un compuesto, es un conjunto de átomos unidos entre sí en una estructura relativamente fija por una fuerza llamada enlace químico. Ejemplo: una molécula de ácido fosfórico H_3PO_4 está formado por 3 átomos de hidrógeno, 1 átomo de fósforo y 4 átomos de oxígeno.

4. Peso Molecular

Es la suma de las masas de todos los átomos de la molécula representados en su fórmula molecular. Este dato es expresado en "uma" (unidades de masa atómica) Ejemplo:

• Calcular el peso molecular del bicarbonato de sodio NaHCO_3 :	Na = $1 \times 23 \text{ uma} \rightarrow 23 \text{ uma}$
	H = $1 \times 1 \text{ uma} \rightarrow 1 \text{ uma}$
	C = $1 \times 12 \text{ uma} \rightarrow 12 \text{ uma}$
	O = $3 \times 16 \text{ uma} \rightarrow 48 \text{ uma}$
	Peso molecular = 84 uma

El Hindenburg

Los años antes a las Guerras Mundiales estuvo marcado por importantes desarrollos tecnológicos. En materia de aviación se propuso el uso de zepelines que pudieran realizar viajes largos; El Hindenburg fue un dirigible alemán que utilizó como gas de suspensión el hidrógeno, la cubierta estaba pintada con una pintura altamente inflamable.

En su último viaje, el Hindenburg salió de Frankfurt, Alemania, cruzó el océano Atlántico; pero estando a punto de aterrizar en Estados Unidos, la electricidad estática cobró la factura incendiando la cubierta del dirigible. Como resultado se produjo una gran explosión que destruyó el dirigible y mató a 36 personas.



En grupos elijan un modelo atómico y construyan una maqueta del modelo elegido utilizando material reciclable de su contexto.

RADIOACTIVIDAD DE LA MATERIA, PELIGROS Y BENEFICIOS

PRÁCTICA

Una alternativa agresiva para tratar el cáncer.

Seguramente hemos conocido personas que padecen algún tipo de cáncer y que a consecuencia de ello muchos pierden el cabello y generalmente esto ocurre por el tratamiento de radiación, más conocido como radioterapia.

La radioterapia es un tratamiento contra el cáncer que utiliza altas dosis de radiación para destruir células cancerosas y reducir tumores malignos.

Este tratamiento radiactivo destruye las células cancerosas o ralentiza su crecimiento porque daña su ADN. Por lo que las células cancerosas cuyo ADN ha sido dañado, dejan de dividirse y finalmente mueren.

Se requiere bastante tiempo, entre semanas y meses de tratamiento antes de que el ADN esté dañado lo suficiente para que mueran las células cancerosas, los daños colaterales es que después de la terapia las células siguen muriendo semanas o meses después.

Hay dos tipos de radioterapia, de haz externo y radioterapia interna.



Actividad

- Averiguamos qué otras aplicaciones, a parte de la medicina, tiene la tecnología nuclear
- ¿Qué productos de uso cotidiano pueden generar radiación si no se realiza una disposición final adecuada?
- Investiguemos sobre el Primer Reactor Nuclear que se construye en Bolivia, bajo la administración de ABEN (Agencia Boliviana de Energía Nuclear)

TEORÍA

1. Radiactividad

Se denomina radiactividad a la emisión espontánea de partículas y/o radiación. (Marie Curie). Cuando los rayos catódicos inciden sobre el vidrio o los metales, éstos emiten unos rayos muy energéticos capaces de atravesar la materia, oscurecer placas fotográficas y producir fluorescencia en algunas sustancias.

Estos rayos no son desviados por un imán, no están cargados como los rayos catódicos. Su descubridor, W. Röntgen (1895) les dio el nombre de Rayos X.

Posterior al descubrimiento de los rayos X, se observó que algunas sustancias como el Uranio emitían radiaciones en forma espontánea.

La desintegración espontánea de un elemento produce tres tipos de radiaciones:

- **Rayos alfa α** , cargadas positivamente.
- **Rayos beta β** , son electrones (carga negativa)
- **Rayos gamma γ** , rayos de alta energía y no presentan carga y no son afectados por un campo magnético externo.

2. Tipos de radiación

- a) Radiación ionizante, es un tipo de energía liberada por los átomos en forma de ondas electromagnéticas: rayos gamma, partículas alfa y beta.

La radiación ionizante puede afectar la configuración atómica en los seres vivos, de manera que presenta un riesgo para la salud porque daña los tejidos y también el ADN de los cromosomas. Este tipo de radiación es producida por máquinas de rayos X, radiaciones cósmicas del espacio exterior y elementos químicos radiactivos.

- b) Radiación no ionizante, es aquella onda o partícula que no es capaz de arrancar electrones de la materia que ilumina produciendo excitaciones electrónicas. Este tipo de radiación son las ondas de radio, la luz visible y las microondas.



La radiactividad fue descubierta por el científico francés Antoine Henri Becquerel en 1896 de forma ocasional al realizar investigaciones sobre la fluorescencia del sulfato doble de uranio y potasio. Descubrió que el uranio emitía espontáneamente una radiación misteriosa.

Esta propiedad del uranio, después se vería que hay otros elementos que la poseen, de emitir radiaciones, sin ser excitado previamente, recibió el nombre de radiactividad.

Las investigaciones más importantes fueron las realizadas por el matrimonio Pierre y Marie Curie, quienes descubrieron el polonio y el radio, ambos en 1898.

<https://www.foronuclear.org/>

Principales usos de la radiactividad



<https://www.catedraenresauco.com/aprovechamiento-de-la-radiactividad/>

3. Aplicación de la radiactividad

La radiactividad de algunos tipos de materia tiene diversos usos, como, por ejemplo: obtención de energía eléctrica, diagnóstico y tratamiento de enfermedades, aplicaciones industriales, agricultura, arqueología, biología entre otros. Los descubrimientos y adelantos de la tecnología nuclear, han llevado a que la radiactividad tenga aplicaciones y aprovechamientos fundamentales para la vida cotidiana.

Desventajas de la Radiactividad, como, por ejemplo: No se ahorra tanto en combustibles fósiles como se cree, pueden ocurrir accidentes nucleares y principalmente, se producen desechos radiactivos que contaminan el agua, los suelos, los alimentos, etc.

4. Fisión y fusión nuclear

- Fisión, es la división del núcleo de un átomo en núcleos más livianos, como neutrones libres, fotones y otros fragmentos como partículas alfa y beta que poseen gran cantidad de energía.
- Fusión nuclear, es una reacción nuclear en las que varios núcleos atómicos se unen y forman un núcleo más pesado. Estas reacciones son en general, exotérmica cuando ocurre entre átomos más ligeros que el hierro y endotérmicas si son más pesados.

5. Diamagnetismo y paramagnetismo

a) Diamagnetismo

Es una propiedad de los materiales que consiste en repeler los campos magnéticos. Algunos de los materiales diamagnéticos son el bismuto metálico, hidrogeno, helio, silicio, germanio.

b) Paramagnético

Esta propiedad es lo contrario al diamagnetismo, es decir que los materiales se sienten atraídos por los campos magnéticos. El aluminio, el magnesio, el litio, el titanio y el platino son algunos de los materiales con propiedades de paramagnetismo.

Actividad

- Ampliamos la información sobre fusión y fisión nuclear, ventajas y desventajas.
- Realizamos una investigación sobre el espectro electromagnético y las aplicaciones de los diferentes tipos de ondas electromagnéticas.

VALORACIÓN

El campo de la medicina encierra muchas especialidades que se dedican a tratar médicamente ciertas patologías relacionadas con un área en particular utilizando aparatos específicos. Entre ellas está la radiología que utiliza los rayos X (Rx) que no son más que un tipo de radiación electromagnética que tienen mayor energía y pueden atravesar los tejidos blandos del cuerpo humano y de esta manera obtener una "fotografía" de los huesos.

Los rayos X son utilizados para obtener imágenes de los tejidos y las estructuras del cuerpo de manera digital o física.

- ¿Por qué las láminas de los rayos X reflejan los huesos en tonos blancos y a los órganos y tejidos en un tono gris a negro?
- ¿En qué situaciones se hace uso de los rayos X?
- ¿En qué situaciones una persona no puede hacerse un diagnóstico por Rx? ¿Por qué?

PRODUCCIÓN

Según nuestro contexto, elaboramos un proyecto para la disposición final adecuada de objetos de uso común que pueden generar contaminación radiactiva si son dispuestos de manera inadecuada e irresponsable.

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS DE LA NATURALEZA Y EL COSMOS

PRÁCTICA

En nuestro Estado Plurinacional en julio del 2021, se reinició el mega proyecto de construcción del centro de investigación nuclear más importante para nuestro país. En sus declaraciones el mandatario señaló: “No existe un reactor con estas características y a esta altura sobre el nivel del mar. Es el primero de estos complejos, permitirá producir radiofármacos para los enfermos de cáncer; y un segundo, que servirá para tareas agro productivas, como la investigación para combatir plagas y mejorar el rendimiento de productos del agro. La instalación del reactor permitirá realizar estudios nucleares históricos, sin precedentes a cuatro mil metros sobre el nivel del mar; permitirá obtener beneficios en áreas como la minería, la agricultura y otros”, anunció el mandatario boliviano.

Este proyecto está ubicado en la ciudad de El Alto del departamento de La Paz a 4000 msnm.



Actividad

Investigamos y respondemos

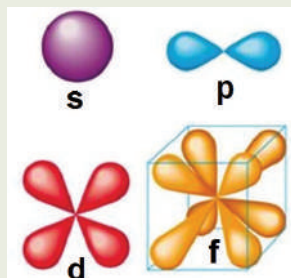
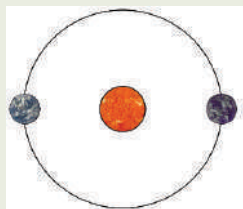
- ¿Cuáles son las consecuencias más trascendentales que se ha visto en el área de la producción agrícola a causa de la contaminación y cambios climáticos? ¿De qué manera afecta a los seres vivos?
- ¿Qué son los radiofármacos y cómo coadyuvará a las personas enfermas con cáncer?

TEORÍA

DATO CURIOSO...

Los conceptos órbita y orbital tienen diferente significado.

Órbita es una línea o camino definido, mientras que orbital es una región espacial alrededor del núcleo en la que es más probable encontrar el electrón.



1. Mecánica cuántica

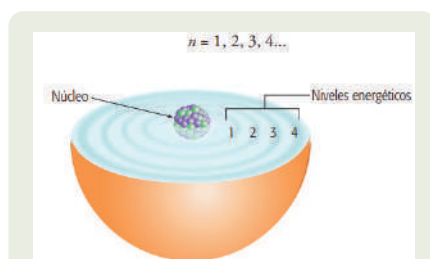
Es una rama de la física que surge en el siglo XIX, estudia la materia a escalas muy pequeñas a nivel molecular, atómico y sub atómico, se intercambian de forma discreta lo cual implica la existencia de paquetes mínimos de energías, llamados cuantos; permitió el descubrimiento de la electrónica como ser las computadoras y teléfonos móviles.

2. Números cuánticos

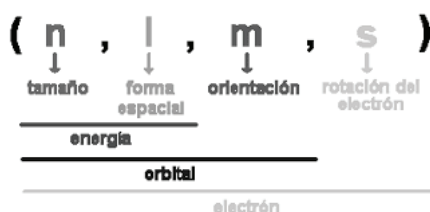
Son valores numéricos discretos que indican la característica de los electrones en los átomos y se basa en la teoría de Niels Bohr. La solución de ecuación del átomo de hidrógeno proporciona un conjunto de fusiones de onda y otro conjunto de energía se llamaban orbitales. Y se define como el espacio definido por una determinada solución particular, especial e independiente del tiempo.

La forma y el tamaño exacto de un orbital electrónico dependen de su nivel de energía y son descritos matemáticamente por su función de onda, existen cuatro tipos de orbitales que se denomina: s, p, d y f.

- a) Orbitales s:** Tiene forma esférica con el núcleo en el centro.
- b) Orbitales p:** Tiene forma de pesas de gimnasia, forma de lóbulo respecto al núcleo.
- c) Orbitales d:** Tiene forma de trébol de cuatro hojas, tres de ellos se encuentran en el plano y el quinto se encuentra en el eje.
- d) Orbitales f:** Tiene formas diversas formadas por grupos lobulares y anillos. Cada uno de los 7 orbitales d puede contener dos electrones, por lo que en total el orbital p puede contener un máximo de 14 electrones.



Este dibujo representa el modelo atómico de la nube electrónica. Los niveles energéticos son regiones espaciales, concéntricas alrededor del núcleo. Las zonas oscuras representan el área donde es más probable encontrar a los electrones.



3. Número cuántico principal (n)

Como resultado de la investigación continua durante el siglo XX, en la actualidad se ha comprobado que los niveles energéticos no son órbitas, como las de los planetas, alrededor del núcleo de un átomo. En lugar de ello, se puede decir que son regiones espaciales alrededor del núcleo, en las cuales es más probable encontrar los electrones.

El número cuántico principal se representa con la letra n y refiere el nivel de energía en el que se localiza el electrón. Sus valores son enteros positivos del 1 en adelante.

Cada nivel energético puede contener un número limitado de electrones dado por la expresión $2n^2$.

El nivel energético menor ($n = 1$) es el más pequeño y el más cercano al núcleo. Este nivel energético puede contener máximo dos electrones. El segundo nivel energético, que es más grande porque se encuentra más alejado del núcleo, puede contener un máximo de 8 electrones

Nivel energético (n)	1	2	3	4
Número máximo de electrones	2	8	18	32

4. Número cuántico secundario o azimutal (l)

Cuando los científicos investigaron los átomos multielectrónicos descubrieron que los espectros eran mucho más complejos de lo que esperaban, debido a la sencilla serie de niveles energéticos del hidrógeno.

Un nivel está formado por subniveles con energía muy parecida. Cada nivel tiene un número específico de subniveles, es el mismo que el número del nivel energético.

El número cuántico secundario determina el subnivel y se relaciona con la forma del orbital; se representa con la letra l . A los subniveles se les asignan las letras s, p, d, f .

Nivel energético (n)	1	2	3	4
Número de subnivel (l)	1	2	3	4

5. Número magnético (m_l)

Determinamos el cambio de energía de un orbital atómico debido a un campo magnético externo, tiene valores enteros y está delimitado por el valor de l , los valores de m van de -1 a 1 incluyendo al cero, el número máximo de orbital está dado por $2l+1$. Estos valores especifican la orientación de los orbitales.

6. Espín (Spin): Describimos el giro del electrón y la orientación del campo magnético que este produce. Tiene solo dos valores permitidos, $+1/2$ y $-1/2$, esto quiere decir que el electrón tiene solo 2 orientaciones de spin en un orbital, los cuales son opuesta en sí.

Nivel energético	Subniveles	Orbitales por subnivel	Electrones en el subnivel	Electrones en el nivel
1	2s	1	2	2
2	2s 2p	1 3	2 6	8
3	3s 3p 3d	1 3 5	2 6 10	18
4	4s 4p 4d 4f	1 3 5 7	2 6 10 14	32

N° Cuántico	Representación	Valores posibles	Información
N° Cuántico principal	n	$n=\{1,2,3,4,5,6,7\}$	Define la energía del nivel principal donde podría estar el electrón.
N° Cuántico secundario	l	$s=0; p=1; d=2; f=3$	Define la energía de los subniveles en que se divide cada nivel principal.
N° Cuántico magnético	m	$\{-3,-2,-1, 0, +1,+2,+3\}$	Representa la orientación de los subniveles en el campo magnético del átomo.
N° Cuántico spin	s	$1/2 \uparrow, 1/2 \downarrow$	Indica el sentido de giro del electrón alrededor del núcleo.

Actividad

Es hora de poner en práctica lo aprendido...

¿Cuántos y cuáles son los niveles de energía de un átomo?

1. Mencionamos ¿Cuántos electrones puede tener cada nivel de energía?
2. ¿Cuántos sub niveles tiene un átomo y cuántos electrones acepta cada subnivel?
3. Dibujamos el átomo en los recuadros de abajo y coloca sus partes y en el otro los niveles de energías.



7. Configuración electrónica de los elementos químicos.

Forma teórica de explicar la manera en que se distribuyen los electrones de un átomo en los orbitales de la nube electrónica, igualmente determina las propiedades de combinación y su ubicación en la tabla periódica. Está expresada en función a los números cuánticos: $1s^2$

1= número cuántico (n)

S= momento angular (l)

2= número de electrones que alberga el subnivel.

La distribución electrónica se puede realizar teniendo en cuenta el número atómico del elemento, luego el periodo el cual indica la cantidad de niveles que posee y finalmente ver el grupo al que pertenece para saber cuántos electrones tendrá en la última capa.

Principios y reglas de la configuración electrónica

El equilibrio entre las fuerzas de atracción y repulsión hace que los electrones tengan determinadas posiciones en los diferentes niveles de energía.

Se entiende por configuración electrónica a la distribución más estable. Para distribuir los electrones en los distintos niveles de energía y para determinar cuál será Su configuración electrónica se deben tomar en cuenta los principios y reglas.

PARA RECORDAR...

Capas o niveles: alberga

- K = 2 electrones
- L = 8 electrones
- M = 18 electrones
- N = 32 electrones
- O = 32 electrones
- P = 18 electrones
- Q = 8 electrones

Subniveles son:

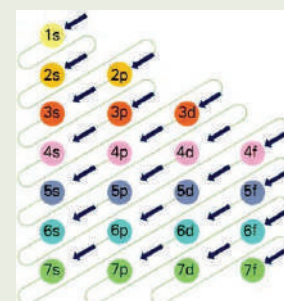
- s = sharp
- p = principal
- d = difuso
- f = fundamental

Orbitales: son los espacios donde existe mayor probabilidad de encontrar un electrón, varía su forma y tamaño.

Investiga: Las formas y tamaños de los orbitales y dibuja.

DATO CURIOSO...

La distribución electrónica se basa en el diagrama de Moeller.



<https://www.pinterest.com/pin/501658845988900733/>

DATO CURIOSO...



Wolfgang Pauli

Físico austriaco nacionalizado estadounidense. Con tan sólo veinte años escribió un artículo enciclopédico de más de doscientas páginas sobre la teoría de la relatividad. Nombrado profesor de la Universidad de Hamburgo en 1923, un año más tarde propuso un cuarto número cuántico, que puede adoptar los valores numéricos de $\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$, necesario para poder especificar los estados energéticos del electrón.

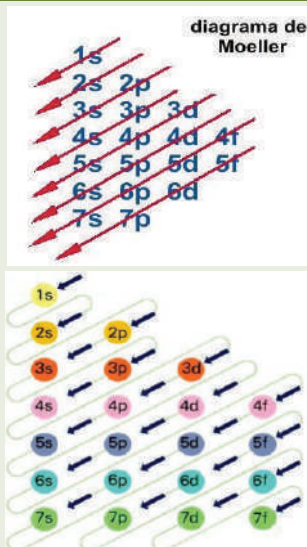
<https://www.biografiasyvidas.com/>

DATO CURIOSO...

Principio de construcción (Aufbau)

Fue el modelo formulado por el físico Niels Borh, recibió el nombre de Aufbau (Del alemán Aufbauprinzip: Principio de la construcción) en vez del nombre del científico.

DIFERENTES MODELOS DEL DIAGRAMA DE MOELLER O SERRUCHO



Fuente: <https://www.pinterest.es/ideas/diagrama-de-moeller/923084626527/>

Principio de exclusión de Pauli

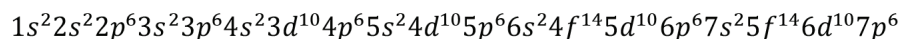
Desarrollado y propuesto por el físico austriaco Wolfgang Ernst Pauli en 1925. Estableció que en un mismo átomo no puede haber dos electrones que tengan sus cuatro números cuánticos idénticos. Considerando que un orbital queda definido por los tres primeros números cuánticos, dos electrones de un mismo átomo han de diferenciarse por lo menos en el spin; por lo tanto, cada orbital no puede contener más de dos electrones, con spin $+1/2$ y $-1/2$, respectivamente.

Ejemplo: Configuración electrónica del boro: $\frac{\uparrow\downarrow}{1s} \frac{\uparrow\downarrow}{2s} \frac{\uparrow}{2p_x} \frac{\downarrow}{2p_y} \frac{\downarrow}{2p_z} (1s^2 2s^2 2p^1)$
(2, 1, -1, $+1/2$)

Principio de construcción (Aufbau)

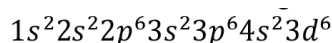
Los electrones se distribuyen en el átomo en los distintos orbitales disponibles empezando por los de baja energía y terminando en los de alta energía. Este principio se conoce con el nombre de regla del serrucho o regla de Madelung (Del alemán Aufbauprinzip)

Este principio indica la forma en que se deben ir distribuyendo los electrones conforme a su energía creciente. De acuerdo al diagrama de configuración electrónica, la ubicación lineal sería de la siguiente manera:

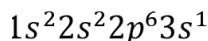


Ejemplos:

- Determinamos la configuración electrónica de Fe ($Z=26$) es:



- Determinamos la configuración electrónica y los números cuánticos de Na, como el número atómico de Na es ($Z=11$), en tanto la distribución electrónica es:



- Si el último electrón de valencia es $3s^1$, los números cuánticos son:

$$\begin{aligned} n &= 3 \\ l &= 0 \\ m &= 0 \\ s &= +1/2 \end{aligned}$$

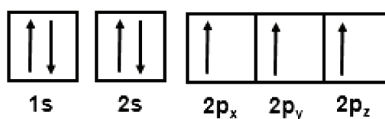
Siguiendo el anterior ejemplo, determinemos la distribución electrónica de Al, Br, S, N y Fe.

Regla de Hund

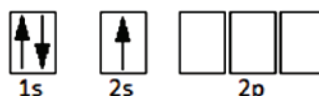
Es un método empírico utilizado para el llenado de orbitales que poseen igual energía. Dicha regla fue acuñada por el físico alemán Friedrich Hund y es conocida también bajo el nombre de regla de máxima multiplicidad.

Ejemplos:

- Configuración electrónica del Carbono C ($Z=6$): $1s^2 2s^2 2p^2$



- Configuración electrónica de Litio Li ($Z=3$): $1s^2 2s^1$



Regla de Moeller (Regla del serrucho)

Es la distribución de los electrones alrededor del núcleo en niveles, subniveles y orbitales. Los orbitales van llenando primero los orbitales de menor energía, los que están más cerca del núcleo (principio de la mínima energía)

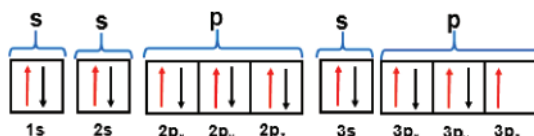
El diagrama de Moeller es una regla simple y útil que nos ayuda en el llenado de los diferentes niveles y subniveles de energía del átomo, sólo se debe seguir el orden que nos indican las flechas.

Ejemplos:

Realicemos la configuración electrónica y el diagrama de orbitales del Cloro.

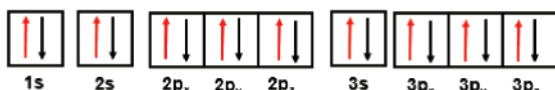
Dado que $Z = 17$, sabemos que el cloro tiene 17 electrones, por lo tanto, su configuración electrónica debe dar razón de 17 electrones, como se muestra a continuación:

- Configuración electrónica: (se lo realiza utilizando el diagrama de Moeller, se sigue el sentido de las flechas iniciando en 1s y la cantidad de electrones están representadas por lo superíndices que en este caso encerramos en círculos) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ (si la suma de electrones sobrepasa el número que buscamos, se puede disminuir y anotar el número con el que complete el número de electrones, en este caso era $3p^6$ pero anotamos $3p^5$ para llegar a 17 electrones)
- Diagrama de orbitales: (En la configuración electrónica podemos observar que los electrones en el cloro están distribuidos en 3 niveles de energía y subniveles s y p)



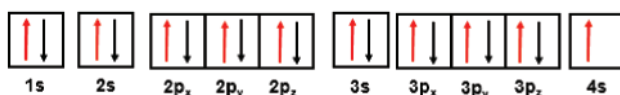
Veamos la configuración electrónica para el aluminio, Al ($Z = 13$):

- Configuración electrónica:
- Diagrama de orbitales:



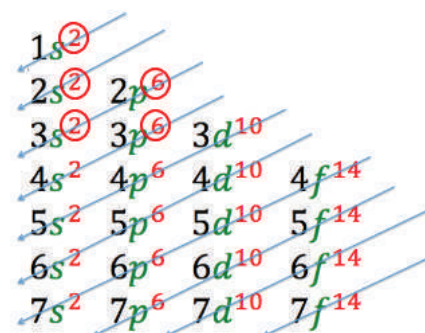
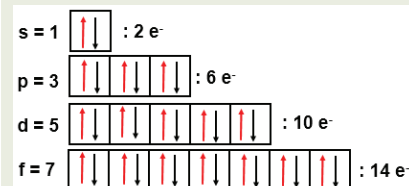
Veamos la configuración electrónica para el potasio, K ($Z = 19$) es:

- Configuración electrónica:
- Diagrama de orbitales:



GRÁFICA DEL DIAGRAMA DE ORBITALES

Una ecuación lineal con una incógnita, geométricamente representa una línea recta vertical.



COMPLETA EL SIGUIENTE CUADRO...

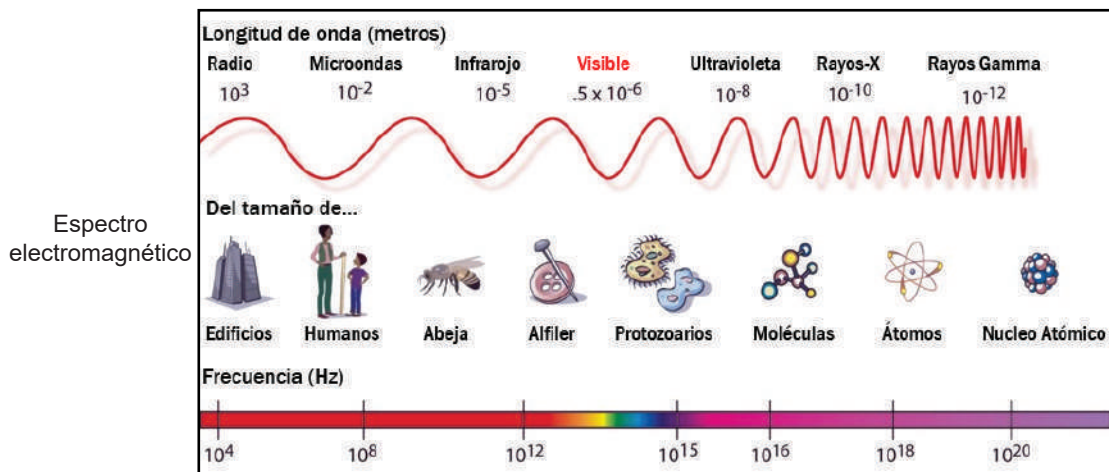
Número cuántico	Símbolo	Información que brinda

Realizamos la distribución electrónica y el diagrama de orbitales de los siguientes elementos:

- Calcio, Ca: $Z = 20$.
- Potasio, K: $Z = 19$.
- Azufre, S: $Z = 16$.
- Hierro, Fe: $Z = 26$.

La luz y el color: ¿Qué es la luz? ¿Dónde y cómo se origina?

El fenómeno denominado luz es una radiación electromagnética. El espectro electromagnético incluye desde los rayos gamma hasta las ondas de radio.



Fuente: <https://esquema.net/espectro-electromagnetico-2/>



La luz se forma a partir de vibraciones electromagnéticas formada por longitudes de onda que van aproximadamente de 350 a 750 nanómetros (1nm=1 mil millonésimas de metro). La luz blanca resulta de la combinación de todas las ondas comprendidas entre esas longitudes de onda.

La luz se hace visible por saltos de los electrones entre los orbitales de los átomos. Se sabe que, los electrones poseen una extraña cualidad que les permite moverse en determinados orbitales sin consumo de energía, pero cuando caen a un orbital inferior de menor energía (más cerca al núcleo) emiten energía en forma de radiación lo que es la luz visible que ven nuestros ojos en su manifestación de color.

En el sol hay cantidad infinita de átomos de elementos muy variado que emiten de forma permanente radiaciones, La totalidad de esas radiaciones produce la luz blanca que llega a la tierra e ilumina el día.

En nuestro medio también se produce luz, utilizando el mismo mecanismo interno de producción que consiste en los saltos de electrones en los niveles de energía de los átomos.

La luz tiene la capacidad de moverse o trasladarse en el vacío, a una velocidad aproximada de 300.000 km/s, si no interactúa o no choca con la materia y llegue a nuestros ojos no lo podremos ver. Bajo esta conceptualización, el espacio está lleno de luz, pero sabemos bien que si salimos al espacio exterior lo veremos oscuro.

Después realizar la lectura de este artículo, investiga en que se diferencian las lámparas incandescentes, los tubos fluorescentes y las luces led. ¿Cuál de ellos es mejor para la salud y el bienestar económico?

Desarrollamos las siguientes actividades:

- Demostramos la configuración electrónica mediante niveles y subniveles de los siguientes elementos: uranio, samario, cerio y laurancio, mercurio, hierro y plata.
- Determinamos los cuatro números cuánticos del último electrón de valencia para los siguientes elementos: Hg, Ra, Cu, Au, Ni, Mn, Ag y Pb.
- Identificamos los elementos cuyo último electrón tiene los siguientes números cuánticos: (n=2; l=1; m=0; s=-1/2), (n=5; l=1; m=0; s=+1/2).

ENLACES QUÍMICOS EN LOS COMPUESTOS DE LA NATURALEZA

PRÁCTICA

En la vida cotidiana en Bolivia, también encontramos ejemplos de enlaces químicos. Los compuestos orgánicos como el azúcar y los aceites vegetales son parte de nuestra alimentación diaria y están formados enlaces químicos.

En la industria minera de Bolivia, se extraen minerales como el estaño, el zinc y el plomo, que son componentes esenciales para la producción de diversos materiales y productos. Estos minerales contienen enlaces iónicos entre cationes y aniones, lo que les confiere su estructura y propiedades características.

En la fabricación de utensilios de cocina, joyería y estructuras metálicas utilizadas en la construcción, se emplean metales como el hierro, el cobre y el aluminio. Estos metales forman enlaces metálicos, lo que les proporciona su alta conductividad.



Actividad

Respondemos las siguientes preguntas:

- ¿Por qué los metales son duros y conducen electricidad?
- ¿El cloruro de sodio (sal de mesa) tiene una estructura sólida y cristalina?
- ¿En qué departamento se encuentra el salar más grande de Bolivia?

TEORÍA

1. Enlace químico

La teoría de enlace químico ha sido desarrollado y comprendido a lo largo de varias décadas por diferentes científicos para la comprensión del enlace químico. Algunos de ellos son:

- Gilbert N. Lewis: Fue físico químico estadounidense enunció en 1917 la regla del octeto, Propuso la teoría de los electrones de valencia y desarrolló el concepto de enlace covalente.
- Linus Carl Pauling: Fue un ingeniero químico, bioquímico y activista estadounidense realizó importantes investigaciones sobre la estructura de las moléculas y desarrolló la teoría de la resonancia en el enlace químico.

El enlace químico es la fuerza que mantiene juntos a los átomos en una molécula o un compuesto químico. Estos enlaces son el resultado de la interacción entre los electrones en la capa más externa (llamada capa de valencia) de los átomos. Los átomos pueden compartir o ceder electrones de su capa más externa para unirse y crear una nueva sustancia homogénea.

2. Valencia electrónica

La valencia electrónica es el número de electrones que un átomo tiene en su último nivel de energía. Según el documento, los átomos tienden a formar enlaces químicos para alcanzar una configuración electrónica más estable, generalmente con ocho electrones en su último nivel, similar a los gases nobles.

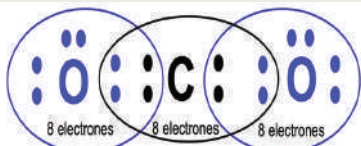
¿Qué es electronegatividad?

La electronegatividad es una propiedad química que nos permite entender cómo los átomos atraen los electrones en un enlace covalente. Es una medida de la capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones compartidos en un enlace químico.

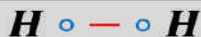
Escala de electronegatividad

Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace
Menor a 0,4	Covalente no polar
De 0,5 al 1,7	Covalente polar
Mayor a 1,7	Iónico

ANHÍDRIDO CARBÓNICO CO_2



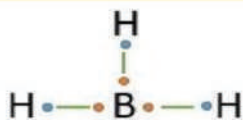
OCTETO INCOMPLETO



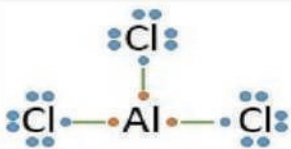
Veamos como el hidrógeno al enlazarse entre sí no completa su octeto solo tiene dos electrones de valencia



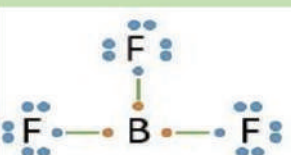
El átomo central es el berilio no forma su octeto al unirse con el hidrógeno solo completa cuatro electrones de valencia



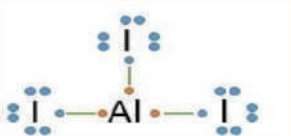
El boro solo completa seis electrones de valencia al enlazarse con el hidrógeno



El aluminio solo completa seis electrones de valencia al enlazarse con el cloro



El boro solo complete seis electrones de valencia al enlazarse con el flúor



El aluminio solo completa seis electrones de valencia al enlazarse con el yodo

La valencia electrónica influye en el comportamiento de los átomos, ya que determina su capacidad para ganar, perder o compartir electrones en la formación de enlaces químicos.

La electronegatividad mide la tendencia de un átomo a atraer los electrones cuando se combina con otro átomo.

3. Regla del octeto

La Regla del Octeto establece que los elementos al unirse lo hacen mediante enlaces que llegan a tener 8 electrones en su capa externa.

EL último grupo de la tabla periódica VIII A (gases nobles), son los elementos más estables. Esto se debe a que tienen 8 electrones en su capa más externa, excepto el helio que tiene solo 2 electrones, que también se considera como una configuración estable.

4. Excepciones a la regla del octeto

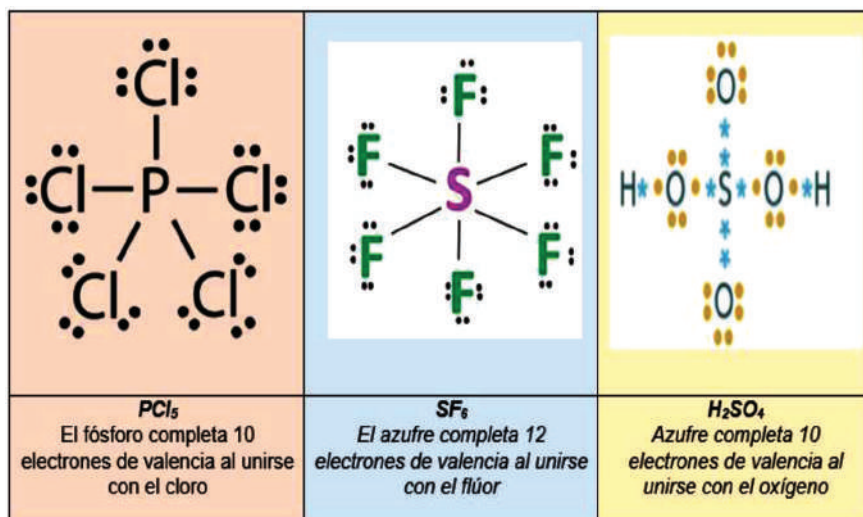
La regla del octeto no es una regla de validez universal. Por tanto, los elementos de transición cuando forman enlaces no cumplen con esta regla. Debido a que el nivel que se está completando es el (d), puede albergar hasta 10 electrones.

Las excepciones a la regla del octeto las podemos clasificar en dos grupos:

- a) **Octeto incompleto:** cuando los átomos no completan sus 8 electrones de valencia ejemplos:



- b) **Octeto expandido:** cuando los átomos sobrepasan los 8 electrones de valencias en las se tiene los siguientes ejemplos:



5. Estructura de Lewis

La estructura de Lewis es una representación gráfica de un elemento mostrando los electrones de valencia (del último nivel de energía).

Ejemplos de estructura de Lewis:

Na	Cl	Ra	S
Sodio	Cloro	Radio	Azufre

La estructura de Lewis es una herramienta útil para comprender la formación de enlaces y predecir la geometría molecular.

6. Clases de enlaces químicos

Los enlaces de tipo químico se refieren a las fuerzas de atracción que mantienen unidos a los átomos en los compuestos. Existen dos tipos principales de enlace:

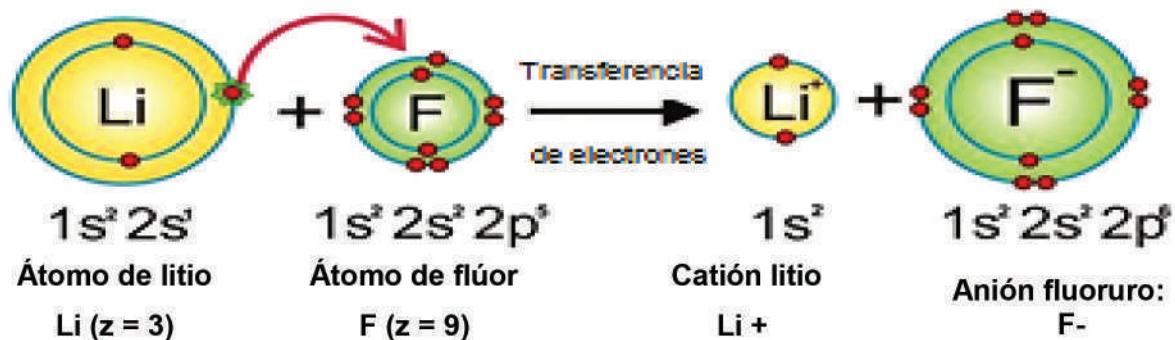
- Enlace iónico o electrovalente
- Enlace covalente
- Enlace metálico
- Enlace intermolecular

a) Enlace iónico o electrovalente

El enlace iónico, electrovalente o heteropolar es un enlace químico que se produce entre átomos con diferencias significativas de electronegatividad. En un enlace iónico, uno o más átomos ganan electrones y se convierten en iones negativos (aniones), mientras que otros átomos pierden electrones y se convierten en iones positivos (cationes). Estos iones con cargas opuestas se atraen entre sí debido a fuerzas electrostáticas, formando por un metal + no metal.

En una sustancia iónica, los iones positivos y negativos están dispuestos en una estructura tridimensional regular llamada red cristalina. Los compuestos iónicos tienen puntos de fusión y ebullición elevados, y son sólidos y cristalinos en condiciones normales. Ejemplos comunes de compuestos iónicos incluyen el cloruro de sodio (NaCl), el sulfato de calcio (CaSO_4) y el nitrato de potasio (KNO_3).

Los enlaces iónicos tienden a ser fuertes y requieren una cantidad considerable de energía para romperse. Son solubles en agua y en solventes polares debido a la atracción electrostática entre los iones y las moléculas del solvente. Además, los compuestos iónicos pueden conducir la electricidad cuando están disueltos en agua o en estado fundido, pero no en estado sólido.



DATO CURIOSO

¿Qué es la electronegatividad?

Es la capacidad que tiene un átomo para atraer electrones hacia sí mismo cuando forma un enlace químico con otro átomo.

Los elementos más electronegativos son aquellos que tienen una mayor capacidad para atraer electrones, mientras que los elementos menos electronegativos tienen una menor capacidad para atraer electrones.

La electronegatividad se mide en la escala de Pauling.

¿Qué es un ion?

Los iones son átomos que ha perdido o ganado electrones.

Un átomo solo puede perder o ganar electrones (cargas negativas), de tal forma que la cantidad de protones (cargas positivas) no varía.

cation

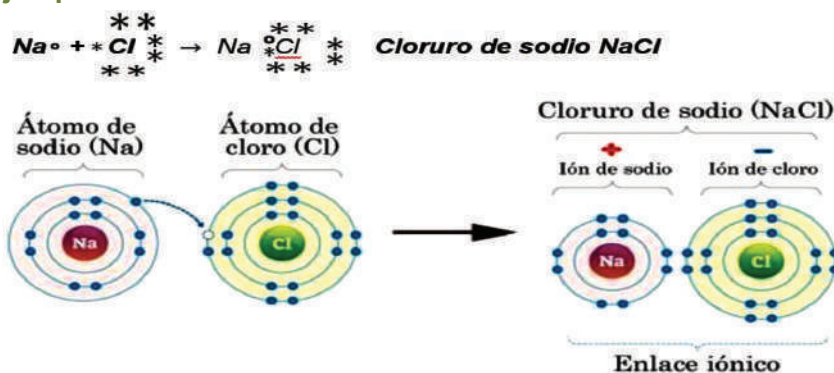
Es un ion cargado positivamente debido a que ha perdido electrones en una reacción química.

anión

Un anión es un ion cargado negativamente debido a que ha ganado electrones en una reacción química

Ambos iones (cation y anión), se atraen electrostáticamente.

Ejemplo:



b) Enlace covalente

En un enlace covalente, los átomos comparten pares de electrones de manera equitativa para formar una molécula estable. La electronegatividad similar de los átomos involucrados permite que los electrones sean compartidos de manera efectiva entre ellos

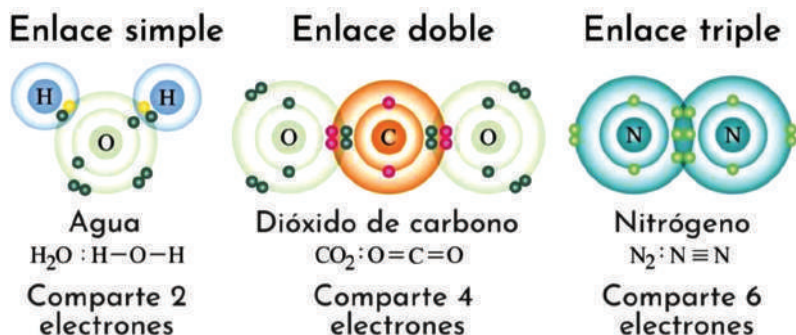
Los enlaces covalentes pueden ser sencillos, dobles o triples, dependiendo de la cantidad de pares de electrones compartidos entre los átomos.

Enlace covalente simple, comparten un par de electrones de su última capa, un electrón por cada uno de los átomos que participan en el enlace.

Enlace covalente doble, aportan dos electrones cada uno, llegando a formar un enlace doble de cuatro electrones.

Enlace covalente triple, aportan tres electrones para formar tres pares de electrones

Enlace covalente dativo, tipo de enlace en que uno de los dos átomos aporta dos electrones y el otro ninguno.

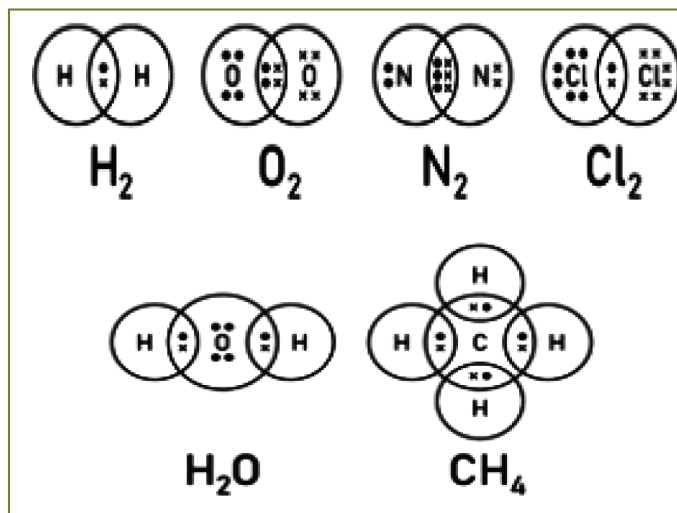


Enlace Covalente no polar

El enlace covalente no polar del mismo elemento se produce cuando dos átomos del mismo elemento comparten electrones de manera equitativa debido a su electronegatividad similar

Enlace Covalente no polar

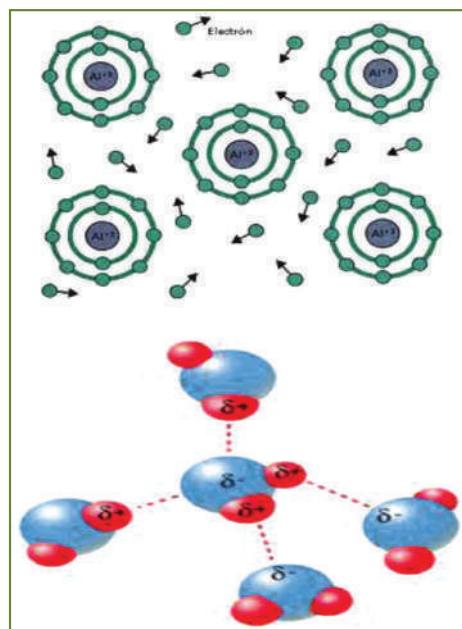
Enlace covalente polar cuando se produce dos o más átomos de diferentes elementos comparten electrones, pero la electronegatividad de uno de ellos es mayor, generando una separación de carga parcial entre los átomos. Esto resulta en una molécula con polos de carga parcial positiva y negativa.



c) Enlace metálico

Un enlace metálico es un tipo de enlace químico que se forma entre los átomos de metales. En una estructura de enlace metálico, los átomos de metal comparten sus electrones de valencia, se mueven libremente en lo que se llama una "nube electrónica o mar de electrones" del metal que envuelve a todos los átomos que están muy cerca los unos de los otros.

El enlace metálico ha sido crucial en el desarrollo de la industria y la tecnología, ya que permite crear materiales fuertes y resistentes, así como también es fundamental en la producción de electricidad y calor.

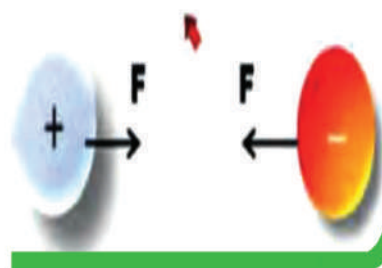


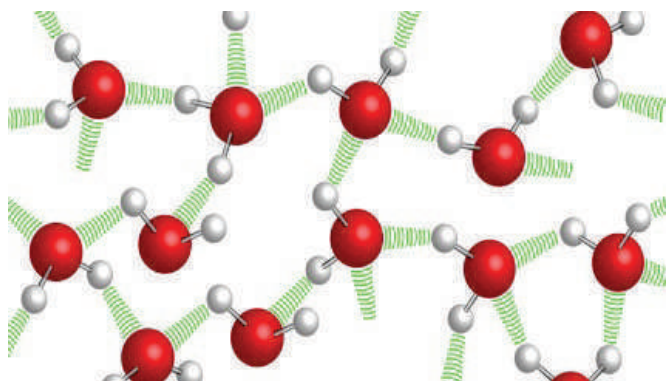
d) Fuerzas intermoleculares

Las fuerzas intermoleculares pueden ser de varios tipos, como las fuerzas de dispersión de London, las fuerzas dipolo-dipolo y los puentes de hidrógeno. Estas fuerzas se deben a las diferencias en la distribución de carga en las moléculas y pueden variar en intensidad dependiendo de la polaridad de las moléculas y su forma.

Dipolo

Es cuando la diferencia de electronegatividades entre sus átomos sea de consideración, generándose un momento dipolar neto que permite la unión de las mismas generalmente por las fuerzas de atracción electrostáticas entre dos cargas opuestas.





Las fuerzas de Van Der Waals

Las fuerzas de Van Der Waals pueden ser de atracción o de repulsión. Serán de atracción cuando las sumas de los radios de Van Der Waals coinciden con la distancia que existe entre núcleo a núcleo. En cambio, serán de repulsión cuando la suma de los radios sea menor a la distancia que existe de núcleo a núcleo, en este caso las moléculas aceptan unirse, pero, como no están cerca del núcleo a núcleo, resisten sobre la carga y la unión existente puede romperse con facilidad).

Puente de Hidrogeno

Se forma cuando el hidrogeno se une a los elementos electronegativos de la tabla periódica, F, O y N, las moléculas formadas presentan una elevada polaridad debido a la gran diferencia entre sus electronegatividades

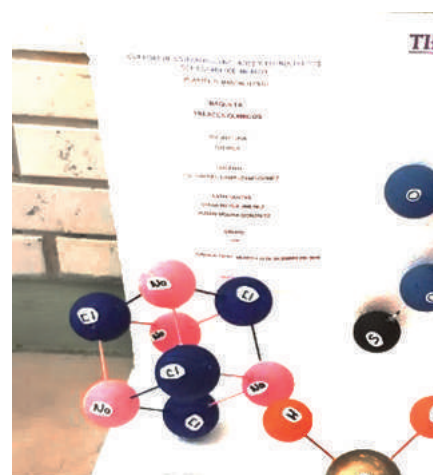
Actividad

Desarrollamos las siguientes actividades:

- Representa los siguientes elementos modelo Lewis: Li, N, K, Rb, Ag, Ba, Cl, O, N, P, S, Ne, Ar y Xe.
- Representa la formación de enlace iónico de los siguientes compuestos: KI, CaS, $MgCl_2$, Na_2S y AgI.
- Representa la formación de enlace covalente de los siguientes compuestos: F_2 , O_2 , HCl, H_2O , HN_3 , CO_2 , CH_4 , N_2O_3 , HNO_3 y H_2SO_4 .

VALORACIÓN

- ¿Por qué es importante conocer los enlaces químicos en nuestra vida?
- ¿Cuál es la diferencia de un enlace iónico y un enlace covalente en la vida real?
- ¿En qué situaciones de la vida cotidiana se utilizan los enlaces químicos en la industria?
- ¿En la fabricación de utensilios de cocina, joyería y estructuras metálicas utilizadas en la construcción, se emplean metales como el hierro, el cobre y el aluminio que tipo de enlace tendrá?



PRODUCCIÓN

- En grupos de cuatro estudiantes elaboramos una maqueta que demuestre la distribución de los electrones por niveles.
- Desarrollemos un informe de laboratorio que identifique tipos de enlaces químicos: enlace iónico, enlace covalente, y enlace metálico.

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS IÓNICAS Y COVALENTE EN EL MEDIO AMBIENTE

PRÁCTICA

Observamos la biodiversidad de nuestros ambientes con agua dulce en Bolivia es diversa y rica, con una variedad de seres vivos adaptados a diferentes tipos de cuerpos de agua. Por otro lado, en ambientes de agua salada, la biodiversidad tiende a ser más especializada, con organismos adaptados a condiciones salinas extremas. La conservación de estos ecosistemas es fundamental para preservar la biodiversidad y los servicios ecosistémicos en Bolivia.

Las aguas saladas tienen sustancias iónicas, las aguas dulces tienen sustancias covalentes.

El cobre se utiliza ampliamente en la industria eléctrica y electrónica para la fabricación de cables, alambres, conectores y componentes conductores. Es esencial en la transmisión de electricidad a largas distancias, como en líneas de transmisión de energía, y en aplicaciones de electrónica donde se requiere una conductividad eléctrica confiable.



Actividad

Respondemos las siguientes preguntas:

- ¿Por qué el cloruro de sodio (NaCl), más conocido como sal común, se disuelve en agua?
- ¿Por qué el vidrio molido no se puede disolverse en agua?
- Realizamos un análisis observando tu entorno de la red eléctrica. ¿Por qué conduce electricidad?
- ¿Los cables que se utilizan en las instalaciones domiciliarias de que metal será? ¿Y por qué?

TEORÍA

Propiedades de las sustancias iónicas y covalente en el medio ambiente

Las sustancias iónicas y covalentes tienen diferentes propiedades que pueden influir en su comportamiento en el medio ambiente. A continuación, se describen algunas de las propiedades y características relevantes de estos dos tipos de compuestos en relación con la naturaleza.

• Propiedades de las sustancias iónicas en el medio ambiente

Solubilidad en agua: Suelen ser altamente solubles en agua, lo que afecta su dispersión en cuerpos de agua.

Conductividad eléctrica: En solución acuosa, son buenos conductores de electricidad debido a los iones cargados.

Reactividad química: Los iones pueden reaccionar con otros compuestos en el medio ambiente, influyendo en la química del agua y la disponibilidad de nutrientes.

Formación de sales: Pueden formar sólidos insolubles cuando se combinan con iones de otros elementos.

Adsorción a superficies: Los iones pueden adsorberse en partículas del suelo y sedimentos.

• Propiedades de las sustancias iónicas en el medio ambiente

Solubilidad variable: Puede variar su solubilidad en agua, desde altamente solubles hasta insolubles.

Biodegradabilidad: Algunas son biodegradables, mientras que otras pueden ser persistentes en el medio ambiente.

Estabilidad: Suelen ser estables en condiciones normales, lo que puede llevar a su acumulación si no son biodegradables.

Movilidad en el suelo: La movilidad depende de su solubilidad y capacidad de absorción del suelo.

Toxicidad: Pueden variar en su toxicidad para los organismos vivos.

Persistencia: Algunas pueden persistir en el medio ambiente durante mucho tiempo.

Reactividad: Pueden reaccionar con otros compuestos en el medio ambiente, cambiando la química del entorno.

	Sólidos iónicos (Sal común Na Cl)	Sustancias moleculares (H ₂ O, NH ₄)	Sólidos de red covalente (Sílice, diamante)	Sólidos metálicos (Cu, Al, Au)
Estructura	Red cristalina iónica formada por iones de positivos y negativos	Moléculas	Red cristalina formada por átomos	Red cristalina metálica formada por iones positivas
Estado de agregación	Sólidos	Líquidas y gaseosas	Sólidos duros pero frágiles	Sólidos excepto el Hg
Punto de fusión	Elevado	Baja	Muy elevado	Elevado, aunque varía mucho de unos a otros
Punto de ebullición	Elevado	Bajo	Muy elevado	Elevado
Solubilidad	Solubles en agua	Generalmente insolubles en agua y solubles en otros disolventes	Insolubles en casi todos los disolventes	Insolubles en cualquier líquido solubles entre sí en estado de fundición y formar aleaciones
Conductividad	Conductores de corrientes eléctricas en disoluciones o fundidas	No conducen la corriente eléctrica	No conducen la corriente eléctrica	Buenos conductores de electricidad

VALORACIÓN

- ¿De qué manera las sustancias iónicas ayudan en nuestra vida?
- ¿En qué situación de la vida se utiliza las sustancias iónicas y sustancias covalentes para dar solución de problemas?
- ¿Qué tan importante es diferenciar sustancias iónicas y sustancias covalentes?



PRODUCCIÓN

- Elaboramos una maqueta con los materiales y reactivos de tu contexto clasificando:
 - Sólidos iónicos
 - Sustancias moleculares
 - Sólidos de red covalente
 - Sólidos metálicos
- Realizamos un informe del de laboratorio de sustancia iónicas y sustancias covalentes con materiales del contexto que demuestre las ventajas y desventajas para el medio ambiente.

REACCIONES QUÍMICAS EN PROCESOS PRODUCTIVOS

PRÁCTICA

- La putrefacción de materia orgánica es un proceso biológico natural en el cual los microorganismos descomponedores descomponen materiales orgánicos, liberando gases y compuestos con olores desagradables.
- El encendido de fósforo es un proceso que ilustra una reacción química de oxidación, en la cual el fósforo rojo se oxida al combinarse con el oxígeno del aire.
- Las baterías y pilas están directamente relacionadas con la pérdida y ganancia de electrones a través de reacciones químicas de oxidación y reducción.
- La combustión de hidrocarburos es un proceso químico en el que los hidrocarburos reaccionan con el oxígeno para producir dióxido de carbono, agua y energía en forma de calor y luz.



Actividad

Respondemos las siguientes preguntas:

- ¿Qué se entiende por reacción química en nuestro contexto?
- ¿Por qué el hierro se oxida rápidamente en los lugares más húmedos?
- Realizamos un análisis sobre la digestión química a través de reacciones biológicas donde intervienen enzimas.

TEORÍA

• Reacción química

Una reacción química es un proceso en el cual una o más sustancias, llamadas reactivos, se transforman en una o más sustancias diferentes, conocidas como productos. Durante una reacción química, los átomos de los reactivos se reorganizan para formar nuevas moléculas mediante la ruptura y formación de enlaces químicos.

Ejemplo:



Nitrógeno molecular + Hidrógeno molecular → Amoníaco.

Durante estas reacciones, los enlaces químicos entre los átomos se rompen y se forman nuevos enlaces, lo que conlleva a una reorganización de átomos. Estas reacciones obedecen la ley de conservación de la masa, donde la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos. Las reacciones químicas pueden liberar o absorber energía en forma de calor y luz, clasificándose como exotérmicas (liberación de energía) o endotérmicas (absorción de energía).

Los factores que afectan la velocidad de una reacción química

Temperatura: Aumentar la temperatura aumenta la energía cinética de las moléculas, lo que acelera las colisiones y la velocidad de reacción.

Grado de división: Una mayor división de las sustancias (por ejemplo, pulverizar un sólido en lugar de dejarlo en trozos grandes) aumenta la superficie de contacto y acelera la velocidad de reacción.

REACCIÓN QUÍMICA





Sin catalizador /Con catalizador

Naturaleza de los reactivos y productos: Las características químicas de los reactivos y productos, como la complejidad y la estabilidad de las moléculas, pueden influir en la velocidad de la reacción. Ejemplo:

- La oxidación del sodio es muy rápida
- La oxidación de la plata es muy lenta
- El hierro se oxida a una velocidad intermedia entre las dos anteriores.

Concentración: Aumentar la concentración de los reactivos aumenta la frecuencia de colisiones efectivas, lo que acelera la velocidad de reacción. Ejemplo:

- Si preparamos desayuno con una 1g de café será solución diluida, si preparamos 15g de café será una solución saturada.

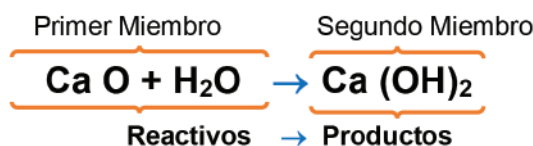
Catalizadores: Los catalizadores son sustancias que aceleran las reacciones químicas al proporcionar una vía de reacción alternativa con una barrera de activación más baja.

Ejemplo:

- Descomposición de agua oxigenada pura Sin catalizador es una reacción lenta.
- Descomposición de agua oxigenada con MnO_2 Con catalizadores una reacción rápida.

2. Ecuación química

Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones, las cuales siguen las siguientes reglas:



También se puede mencionar la fecha

→ (se produce o se genera)

- A la izquierda se escriben las fórmulas de los reactivos (sustancias reaccionantes).
- A la derecha se escriben las fórmulas de los productos (sustancias resultantes).
- Están separados por una flecha.
- A la derecha y la izquierda de la flecha, debe existir el mismo número de átomos de cada elemento.

Cuando una ecuación química cumple con la última regla, se dice que está ajustada o equilibrada.



Cuadro de simbología

Ca,C,O,H,Cl	Símbolos de los elementos
Número de color rojo	subíndices
s	Estado sólido
g	Estado gaseoso
l	Estado líquido

ac - aq	Solución acuosa
Número de color azul	coeficientes
+	Adición
→	Se produce o se genera
∇	Calor (el símbolo se escribe encima de la flecha)

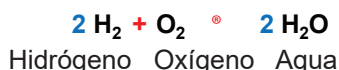
3. Clases de reacciones químicas

Por su mecanismo: Son reacción química más comunes. Cada tipo de reacción tiene características particulares y se rige por diferentes principios y leyes químicas. El estudio de los mecanismos de reacción es fundamental para comprender cómo ocurren las transformaciones químicas en el laboratorio y en la naturaleza.

• Reacciones de adición, combinación o síntesis:

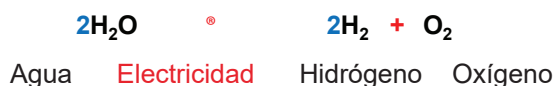
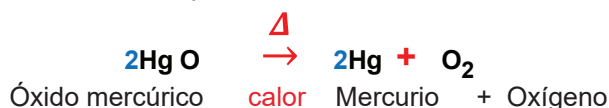
Es aquella en la que dos o más sustancias se combinan para formar una sola sustancia.

Ejemplos:



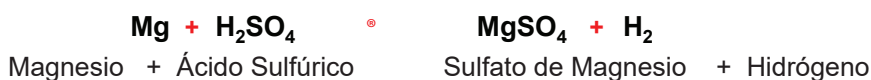
• Reacciones de descomposición o análisis:

Es al contrario que en las reacciones de síntesis, los productos son en este caso sustancias más sencillas que los reactivos.



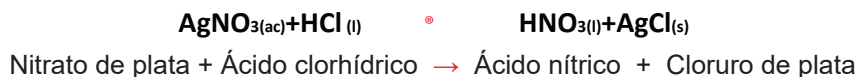
• Reacciones de simple sustitución o desplazamiento:

El elemento de una sustancia es sustituido por otro. (desplazado)

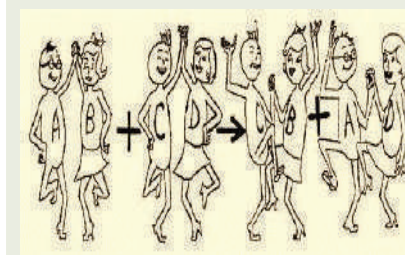
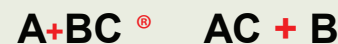
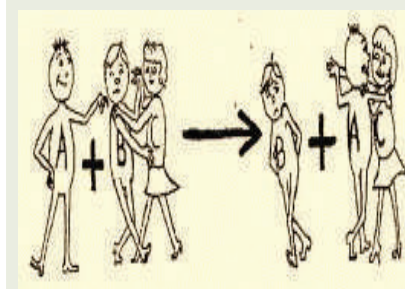
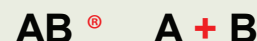
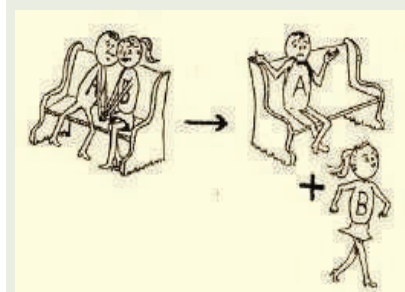
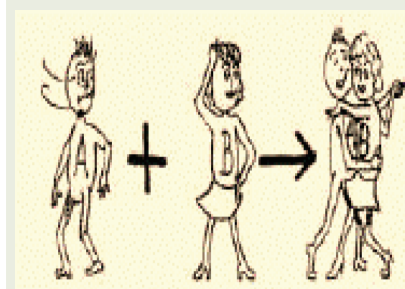


• Reacciones de doble sustitución o metátesis:

Dos sustancias intercambian mutuamente sus átomos y sus iones (cambio de parejas).



COMPARACIÓN CON LA VIDA DE PERSONAS



Las reglas generales para representar ecuaciones químicas, ya sean redox (reducción-oxidación) o no redox:

Las ecuaciones no redox simplemente describen la transformación de sustancias sin transferencia de electrones ni cambios en los estados de oxidación de los elementos. Sigue las reglas generales mencionadas anteriormente para representar ecuaciones químicas en general.

Escribamos las fórmulas químicas correctas:

Asegurémonos de escribir las fórmulas químicas correctas para los reactivos y los productos. Esto incluye los símbolos de los elementos y los subíndices que indican la proporción de átomos en cada compuesto.

Balanceamos los átomos:

Aseguremos de que el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación química. Puedes ajustar los coeficientes estequiométricos (los números que se colocan antes de las fórmulas químicas) para lograr esto.

Balanceamos las cargas eléctricas:

Si es necesario, ajustemos el número de electrones (e^-) agregados o eliminados en cada lado de la ecuación para que la carga neta sea igual en ambos lados.

Verifiquemos el balance:

Asegúrate de que tanto el número de átomos como la carga neta sean iguales en ambos lados de la ecuación.

Reacciones por el cambio en el número de oxidación

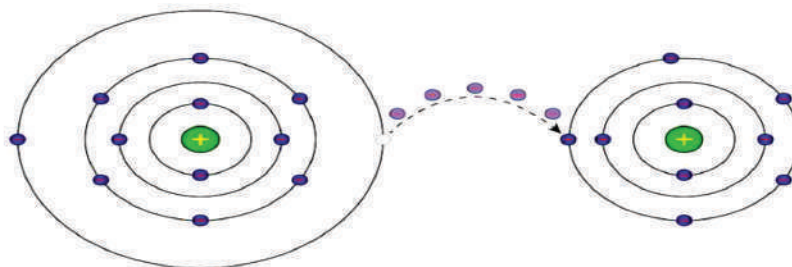
Llamadas Redox y No Redox.

b) Reacciones de oxidación y reducción (Redox)

Llamados de reducción y oxidación, son aquellas que ocurren mediante transferencia de electrones, por lo tanto, hay sustancias que pierden electrones (se oxidan) y otras que ganan electrones (se reducen).

- **Oxidación:** Un átomo pierde electrones

- **Reducción:** Un átomo gana electrones



El Zn se **oxida**, pierde 2 e^-

Ejemplo:

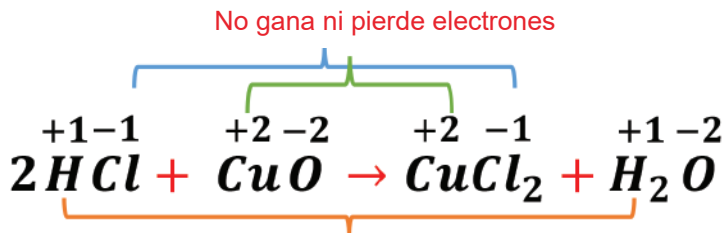


El H se **reduce**, gana 2 e^-

c) Reacciones NO REDOX

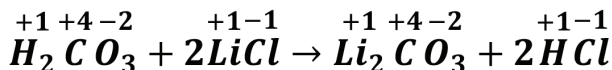
Son aquellas donde no existe transferencia de electrones, por lo tanto, no hay sustancias que pierden ni ganan electrones. Ejemplos:

No gana ni pierde electrones



No gana ni pierde electrones

No gana ni pierde electrones



No gana ni pierde electrones

4. Reacciones por el cambio de energía calorífica:

Las reacciones por cambio de energía calorífica pueden ser endotérmicas, donde se absorbe calor del entorno, o exotérmicas, donde se libera calor hacia el entorno. Estos procesos son fundamentales en la química y tienen aplicaciones en diversas áreas, desde la calefacción y la cocina hasta la generación de energía y la síntesis de productos químicos.

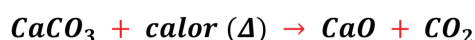
- Reacciones endotérmicas

Necesitan calor para reaccionar.

Ejemplo:



Piedra caliza + Calor → Cal + Dióxido de carbono



Este procedimiento de transformación de la piedra caliza en óxido de calcio, principal componente para la fabricación del clinker, principal componente del cemento, se lo realiza en grandes hornos cilíndricos rotatorios.

Se introduce la piedra caliza al cilindro y es sometida a la acción del calor durante varios días, el cilindro ira girando para la distribución equitativa del calor sobre la materia prima.

Ecuación química:



Bicarbonato + Vinagre → Acetato de sodio + Agua + Dióxido de carbono



Reacción de bicarbonato de sodio y vinagre: Cuando se mezcla bicarbonato de sodio (NaHCO_3) con vinagre (ácido acético), la reacción que ocurre es endotérmica. Se absorbe calor del entorno, lo que provoca un enfriamiento de la mezcla.

Estos son algunos ejemplos de reacciones endotérmicas que ocurren en nuestro entorno diario y en aplicaciones industriales. En todas estas situaciones, la absorción de calor es esencial para lograr un efecto de enfriamiento o para llevar a cabo ciertas funciones específicas.

REACCIONES ENDOTÉRMICAS EN LA VIDA COTIDIANA

Mezcla de hielo y sal:

Cuando mezclamos hielo y sal común de cocina (cloruro de sodio) para hacer helado casero, ocurre una reacción endotérmica. La sal disuelve el hielo, lo que requiere una absorción de calor del entorno, enfriando la mezcla y permitiendo que se forme el helado.

Instantáneas frías:

Las bolsas o paquetes que se activan al romper un compartimento interno contienen sustancias químicas que llevan a cabo una reacción endotérmica al entrar en contacto con el agua. Esto genera una sensación de frío y se utiliza para aliviar golpes o lesiones.

Productos químicos de enfriamiento:

Algunos productos de belleza y cuidado personal, como las toallitas o máscaras faciales de enfriamiento, contienen productos químicos que realizan reacciones endotérmicas al entrar en contacto con la piel, lo que proporciona una sensación refrescante.

Productos químicos de congelación:

Los paquetes de congelación instantánea, como los que se usan para enfriar bebidas, contienen sustancias químicas que llevan a cabo una reacción endotérmica cuando se activan. Esto enfría la bebida sin necesidad de hielo.

Reacciones de enfriamiento en deportes:

Algunas prendas deportivas, como las toallas o chalecos, contienen geles o materiales que realizan reacciones endotérmicas cuando se humedecen, proporcionando un efecto de enfriamiento durante la actividad física.

APLICANDO LAS REACCIONES EXOTÉRMICAS EN LA VIDA COTIDIANA

Cocinemos:

La mayoría de los procesos de cocción, como la cocción de alimentos en una estufa o en un horno, involucran reacciones exotérmicas. La combustión del gas natural o la electricidad en una estufa libera calor para cocinar los alimentos.

Encendamos una cerilla o fósforo:

Cuando raspamos una cerilla, se inicia una reacción exotérmica que libera calor y luz, lo que enciende la cerilla y crea una llama que se puede utilizar para encender velas, estufas y otros dispositivos.

Combustión de combustibles:

Los motores de combustión interna, como los de automóviles y motocicletas, funcionan mediante reacciones exotérmicas en las que el combustible (por ejemplo, gasolina o diésel) se quema para generar calor y energía que impulsa el motor.

Calefacción:

Los sistemas de calefacción en hogares y edificios utilizan reacciones exotérmicas para generar calor, ya sea a través de calderas de gas, radiadores eléctricos o estufas de leña.

Soldadura:

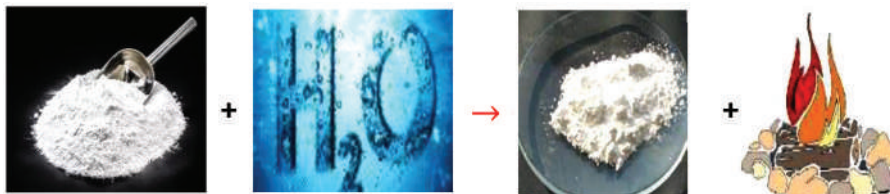
La soldadura implica la fusión de metales mediante una fuente de calor, como una llama o un arco eléctrico, que genera una reacción exotérmica para unir las piezas metálicas.

Química industrial:

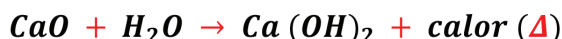
En la industria química, se utilizan reacciones exotérmicas en la síntesis de diversos productos, incluyendo la producción de productos químicos y la generación de energía.

a) Reacciones exotérmicas:

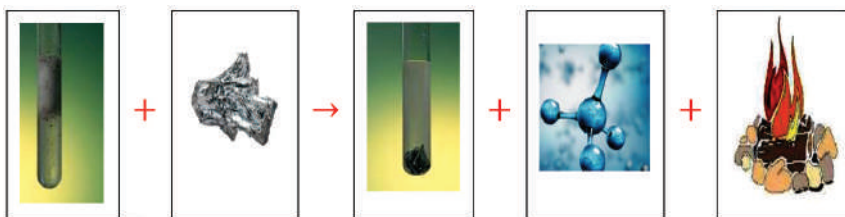
Son aquellas reacciones en las que se libera energía en forma de calor hacia el entorno. En este tipo de reacciones, la energía de los productos es menor que la energía de los reactivos. Por lo tanto, la temperatura del entorno aumenta. Ejemplos de reacciones exotérmicas son la combustión y la neutralización.



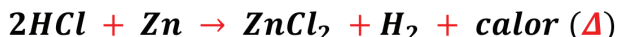
Óxido de calcio + Agua → Hidróxido de calcio + calor



Debido a esta liberación de calor, la reacción entre el óxido de calcio y el agua es exotérmica, lo que significa que el entorno que rodea la reacción experimentará un aumento de temperatura. Esto se puede utilizar en diversas aplicaciones, como en la fabricación de mortero y yeso, donde el calor liberado durante la formación del hidróxido de calcio ayuda a endurecer los materiales.



Ácido clorhídrico + Zinc → Cloruro de Zinc + Hidrógeno + calor



- **Disolución del zinc:** Cuando el zinc sólido se pone en contacto con el Ácido clorhídrico acuoso, el zinc se disuelve en el ácido. Durante este proceso, el zinc se oxida, liberando electrones.
- **Formación de cloruro de zinc:** Los iones de Zinc (Zn^{2+}) liberados durante la disolución del zinc reaccionan con los iones cloruro (Cl^-) en el Ácido clorhídrico para formar cloruro de zinc (ZnCl_2). Esta es una reacción de doble sustitución en la que los iones intercambian parejas.
- **Liberación de hidrógeno:** El hidrógeno gaseoso (H_2) se libera durante la reacción. Esto se debe a que los protones (iones H^+) del ácido clorhídrico reaccionan con los electrones liberados por el zinc para formar moléculas de hidrógeno gaseoso.
- **Liberación de calor:** Lo más importante es que esta reacción es exotérmica, lo que significa que libera calor al entorno. La liberación de calor es el resultado de la formación de enlaces químicos en el cloruro de zinc y en las moléculas de hidrógeno, que son más estables y tienen menor energía que los REACTIVOS (Zinc y HCl).
- Esta reacción es una fuente de calor y es comúnmente utilizada en aplicaciones como la soldadura para unir metales.

Reacciones por su extensión

Se clasifican en: reversibles e irreversibles.

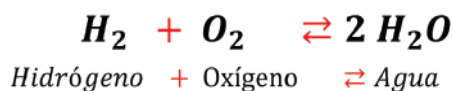
- Reacciones reversibles:

Son reacciones químicas en las que los reactantes se transforman en productos, pero también los productos pueden revertir su transformación para convertirse nuevamente en reactantes. Esto significa que, en una reacción reversible, la reacción puede avanzar en ambas direcciones, hacia adelante (de reactantes a productos) y hacia atrás (de productos a reactantes). Se representan utilizando una doble flecha en la ecuación química.

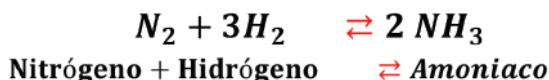
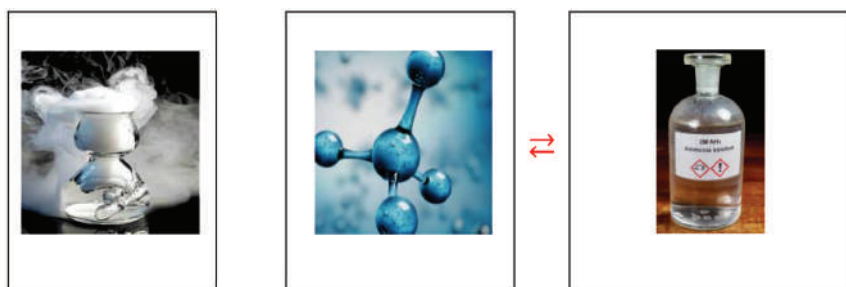


En esta ecuación, A y B son reactantes que pueden reaccionar para formar C y D como productos, pero también C y D pueden reaccionar juntos para formar A y B nuevamente. En una reacción reversible, el equilibrio químico es una condición importante, donde las tasas de reacción en ambas direcciones son iguales y las concentraciones de reactantes y productos se mantienen constantes.

Ejemplos:



El agua (H_2O) puede participar en reacciones químicas reversibles debido a su capacidad de ionización y formación de iones. Esto significa que el agua puede actuar como un ácido (donando un ion hidrógeno, H^+) o como una base (aceptando un ion hidróxido, OH^-) en reacciones químicas.



Esta reacción es fundamental para la producción de amoníaco en la industria química, ya que permite la síntesis de amoníaco a partir de sus elementos constituyentes, nitrógeno e hidrógeno, así como la obtención de nitrógeno e hidrógeno a partir del amoníaco. Además, la capacidad de ajustar las condiciones de presión y temperatura permite el control de la conversión de reactivos en productos, lo que es esencial en la fabricación de fertilizantes, productos químicos y otros productos industriales.

Las reacciones reversibles son comunes en la química y se encuentran en numerosos procesos químicos y biológicos. Un ejemplo común de una reacción reversible es la reacción entre el dióxido de carbono y el agua para formar ácido carbónico, que es importante en la regulación del equilibrio ácido-base en el cuerpo humano.

Aplicando en el contexto las reacciones reversibles:

Acondicionamiento de aire:

Los sistemas de aire acondicionado y refrigeración hacen uso de reacciones reversibles en la compresión y expansión de refrigerantes, que cambian entre estados gaseosos y líquidos para absorber y liberar calor, permitiendo así enfriar o calentar espacios.

Equilibrio ácido-base en el cuerpo humano:

Los sistemas de equilibrio ácido-base en el organismo dependen de reacciones reversibles entre diferentes formas de bicarbonato, dióxido de carbono y ácido carbónico en el sistema sanguíneo. Estas reacciones son fundamentales para mantener el pH sanguíneo en un rango saludable.

Carga y descarga de baterías:

Las baterías recargables utilizan reacciones reversibles para almacenar y liberar energía eléctrica. Durante la carga, se produce una reacción química que almacena energía, y durante la descarga, se revierte esa reacción para liberar energía.

Producción de hidrógeno:

La producción de hidrógeno mediante electrólisis del agua es una reacción reversible. Cuando se aplica electricidad al agua, se descompone en hidrógeno y oxígeno.

REACCIONES IRREVERSIBLES EN LA VIDA COTIDIANA

Combustión de combustibles:

Cuando encendemos una estufa de gas, un motor de automóvil o una vela, estás involucrado en una reacción de combustión. El gas o el combustible se combina con el oxígeno para producir Dióxido de carbono, Agua y liberar energía en forma de calor y luz. Esta reacción es irreversible.

Digestión de alimentos:

En el proceso de digestión en el cuerpo humano, los alimentos se descomponen en componentes más simples a través de reacciones químicas irreversibles, permitiendo la absorción de nutrientes.

Corrosión:

La corrosión de metales como el hierro es una reacción irreversible que ocurre con el oxígeno y la humedad del aire. Esto lleva a la formación de óxidos de metal (óxido de hierro en el caso del Hierro) que son difíciles de revertir.

Endurecimiento del cemento:

Cuando el cemento se mezcla con agua, experimenta una reacción química que lo convierte en una sustancia sólida llamada hidróxido de calcio, un proceso irreversible que es fundamental en la construcción.

Formación de óxidos y sulfatos en la atmósfera:

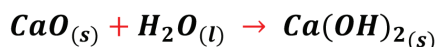
La reacción entre los óxidos de nitrógeno y el dióxido de azufre con el oxígeno en la atmósfera para formar óxidos de nitrógeno y sulfatos es irreversible y contribuye a la contaminación del aire.

- Reacciones irreversibles:

Se producen en un solo sentido, es decir los productos obtenidos ya no pueden volver a ser los reactantes.

Reacciones irreversibles incluyen la combustión, como la quema de un combustible como el gas natural o el carbón para producir calor y energía. Otras reacciones irreversibles incluyen la digestión en el cuerpo humano, donde los alimentos se descomponen en sus componentes básicos para su absorción, y la oxidación del Hierro para formar óxido de hierro (el proceso de oxidación que conduce a la corrosión del hierro).

Ejemplo:



Óxido de calcio + Agua → Hidróxido de calcio

La razón por la que a menudo se considera irreversible es que la formación de hidróxido de calcio a partir de óxido de calcio y agua es una reacción exotérmica, lo que significa que libera una gran cantidad de calor y, en condiciones estándar, avanza hacia la derecha en la ecuación, es decir, forma el producto, el hidróxido de calcio.

Ejemplo:

Combustión del metano (CH_4):



En esta reacción, el Metano (CH_4) se quema en presencia de oxígeno (O_2) para producir dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O). Esta es una reacción altamente exotérmica que no puede revertirse para recuperar Metano y oxígeno a partir de dióxido de carbono y agua.

Reacciones irreversibles incluyen la combustión, la descomposición del peróxido de hidrógeno, la digestión de alimentos en el cuerpo humano y la corrosión del hierro. Estas reacciones son fundamentales en la química y en procesos naturales y tecnológicos.

Otras reacciones

- Reacciones de combustión, neutralización precipitación

Reacciones de combustión

El fuego es la manifestación de un tipo de reacción química llamada combustión. Las combustiones son reacciones fuertemente exotérmicas en las que alguna sustancia llamada combustible se combina con Oxígeno.

Es una reacción de oxidación acelerada por la presencia de una llama y a su vez una reacción exotérmica (libera energía en forma de calor).

Reactivos → Productos

Combustible + Comburente → CO₂ + H₂O + Energía

C_xH_y (Hidrocarburos) + O₂ (Comburente universal)

- **Combustible:** Sustancia que arde
- **Comburente:** Sustancia que deja arder

Ejemplo:

e) La madera ha sido utilizada como combustible para generar energía en forma de luz y calor.

C₆H₁₀O₅ + 6O₂ → 6CO₂ + 5H₂O + Energía



La reacción es irreversible porque, una vez que la glucosa se ha quemado para formar dióxido de carbono y agua, no es posible recuperar la glucosa original a partir de estos productos. La liberación de energía en este proceso es lo que hace que la combustión sea irreversible, ya que la energía se disipa en forma de calor y no puede recuperarse de manera eficiente para revertir la reacción la madera contiene la celulosa.

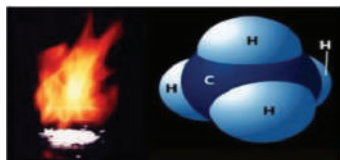
La combustión del gas licuado a presión (GLP), en los hogares se consumen en la estufa o en el calentador de Agua.

2C₄H₁₀ + 13O₂ → 8CO₂ + 10H₂O + Energía



La combustión de gas Metano se consumen en la estufa o en el calentador de Agua.

CH₄ + 2O₂ → CO₂ + 2H₂O + Energía



Este tipo de reacción es exotérmica, ya que libera una gran cantidad de energía en forma de calor. Este calor se utiliza para calentar el ambiente (en el caso de una estufa) o calentar agua (en el caso de un calentador de agua). La reacción de combustión del metano es irreversible y no es posible recuperar el metano original a partir de los productos. Es un proceso común en la calefacción y el suministro de agua caliente en muchas viviendas y edificios.

REACCIONES DE COMBUSTIÓN EN NUESTRO ENTORNO:

Cocina:

Las estufas de gas y las cocinas eléctricas utilizan reacciones de combustión para cocinar los alimentos. En el caso de una estufa de gas, el gas natural o el propano se quema para generar calor y cocinar los alimentos.

Calefacción:

En climas fríos, los sistemas de calefacción en hogares y edificios a menudo utilizan combustibles como el gas natural, el aceite o la electricidad para generar calor y mantener el ambiente cálido.

Transporte:

Los motores de combustión interna, como los motores de automóviles, camiones y aviones, queman combustibles fósiles como la gasolina o el diésel para propulsar los vehículos.

Generación de energía:

Las centrales eléctricas utilizan reacciones de combustión para producir electricidad. Esto incluye plantas de energía de carbón, gas natural y petróleo.

Lámparas de gas:

Aunque menos comunes en la actualidad, las lámparas de gas utilizan reacciones de combustión para producir luz. El gas se quema en una llama que ilumina la habitación.

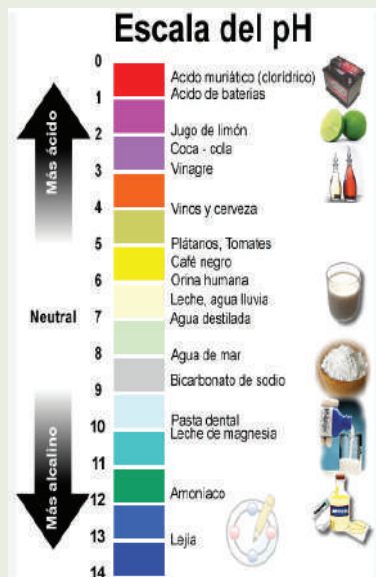
Calentadores de agua:

Los calentadores de agua a menudo utilizan gas natural o electricidad para calentar el agua que se utiliza en duchas, lavado de manos y tareas de limpieza en el hogar.

Fuegos artificiales:

La pirotecnia implica reacciones de combustión controladas para crear efectos visuales y luminosos durante celebraciones y eventos.

REACCIONES DE PRECIPITACIÓN



Industria farmacéutica:

En la producción de medicamentos, las reacciones de precipitación pueden utilizarse para purificar compuestos y eliminar impurezas.

Fabricación de pigmentos:

En la producción de pigmentos y tintes, las reacciones de precipitación se utilizan para crear partículas de color que son insolubles y se pueden mezclar con otros materiales.

Cristalización:

La formación de cristales a menudo involucra reacciones de precipitación. Por ejemplo, en la producción de sal de mesa, se hacen reaccionar iones de Cloruro y sodio para formar cristales de Cloruro de sodio.

Laboratorios de investigación:

En entornos de laboratorio, las reacciones de precipitación se utilizan para aislar y purificar compuestos químicos.

Minería y metalurgia:

En la extracción de minerales, las reacciones de precipitación pueden utilizarse para separar metales de sus minerales en forma de sólidos insolubles.

b) Reacciones de neutralización

Son reacciones químicas que ocurren cuando un ácido y una base reaccionan entre sí para producir sal y agua. En una reacción de neutralización, los iones Hidrógeno (H^+) de un ácido reaccionan con los iones hidroxilo (OH^-) de una base, formando agua (H_2O) y una sal. La ecuación general de una reacción de neutralización es:

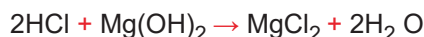
Reactivos $\rightarrow$ Productos

Ácido + Base $\rightarrow$ Sal + Agua

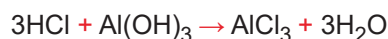
Ejemplo:



Ácido clorhídrico + Hidróxido de sodio $\rightarrow$ Cloruro de sodio + Agua



Ácido clorhídrico + Hidróxido de magnesio $\rightarrow$ Cloruro de magnesio + Agua



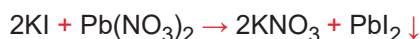
Ácido clorhídrico + Hidróxido de aluminio $\rightarrow$ Cloruro de aluminio + Agua

Los ácidos tienen un sabor agrio, colorean de rojo el tornasol (tinte rosa que se obtiene de determinados líquenes) y reaccionan con ciertos metales desprendiendo hidrógeno. Las bases tienen sabor amargo, colorean el tornasol de azul y tienen tacto jabonoso.

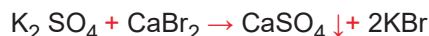
- Reacciones de precipitación

Son tipos de reacciones químicas en el que dos soluciones acuosas se combinan y forman un sólido insoluble llamado precipitado. Estas reacciones son comunes en química y tienen aplicaciones en varios campos.:

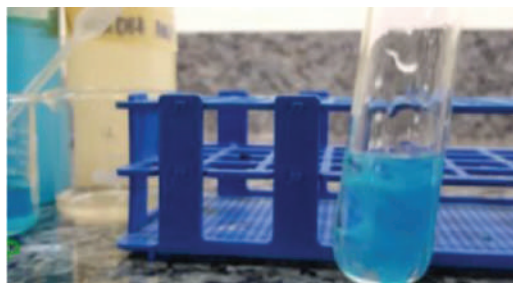
Esto ocurre cuando los iones presentes en las soluciones se combinan para formar una sustancia que no es soluble en agua y, por lo tanto, se precipita fuera de la solución.



Yoduro de potasio + Nitrato plumboso $\rightarrow$ Nitrato de potasio + Yoduro de plomo



Sulfato de potasio + Bromuro de calcio $\rightarrow$ Sulfato de calcio + Bromuro de potasio



a) Factores que afectan en los procesos productivos en las reacciones químicas

Los factores que afectan a los procesos productivos en las reacciones químicas son:

- **Concentración de reactivos:** La concentración de los reactivos influye en la velocidad de la reacción. En general, un aumento en la concentración de los reactivos suele aumentar la velocidad de la reacción; ya que hay más partículas colisionando entre sí.

- **Temperatura:** La temperatura es un factor crítico en las reacciones químicas. Aumentar la temperatura generalmente acelera las reacciones; pues las partículas tienen más energía cinética y colisionan con más frecuencia y con más fuerza.

- **Presión (en reacciones gaseosas):** En las reacciones químicas que involucran gases, la presión puede influir en la velocidad y el equilibrio de la reacción. Un aumento en la presión puede favorecer la formación de productos si hay más moles de gas en el lado de los productos.

- **Superficie de contacto:** En las reacciones que implican sólidos y líquidos, la superficie de contacto entre los reactivos puede ser importante. Un aumento en la superficie de contacto, como pulverizar un sólido o usar una mayor área de superficie, puede acelerar la reacción.

- **Catalizadores:** Los catalizadores son sustancias que aceleran las reacciones químicas sin ser consumidos en la reacción. Los catalizadores pueden mejorar significativamente la eficiencia de los procesos productivos al permitir que las reacciones ocurran a temperaturas más bajas o con menos energía.

- **Presencia de inhibidores:** Los inhibidores son sustancias que ralentizan o detienen las reacciones químicas. Su presencia puede ser problemática en procesos productivos, y se deben tomar medidas para evitar o neutralizar su efecto.

- **Equilibrio químico:** En reacciones reversibles, el equilibrio químico se alcanza cuando la velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa. El equilibrio se puede desplazar hacia los productos o los reactivos mediante la manipulación de condiciones como temperatura, concentración y presión.

- **Pureza de los reactivos:** La calidad y pureza de los reactivos son fundamentales para garantizar que una reacción química se realice de manera eficiente y produzca productos de alta calidad. Las impurezas en los reactivos pueden afectar negativamente el proceso.

- **Condiciones ambientales:** Factores como la humedad, la luz y la exposición al aire pueden afectar las reacciones químicas y deben controlarse en muchos procesos productivos.

- **Tamaño de las partículas:** En las reacciones que involucran sólidos, el tamaño de las partículas puede influir en la velocidad de la reacción. Partículas más pequeñas tienen una mayor superficie de contacto y, a menudo, reaccionan más rápido.

Estos son algunos de los factores clave que pueden influir en los procesos productivos en las reacciones químicas. La comprensión y el control de estos factores son esenciales para optimizar la eficiencia y la calidad en la producción química e industrial.



Realizamos las siguientes actividades:

Clasifica las siguientes reacciones como uno de los tipos de reacciones descritos.

1. $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{H}_2\text{CO}_3 + 2 \text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2$
3. $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{BaO}$
4. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{CaCl}_2$
5. $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
6. $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$
7. $\text{Li}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3$
8. $2 \text{HgO} \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$
9. $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$
10. $\text{CuCl}_2 + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{ZnCl}_2$
11. $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2 \text{NaCl}$

VALORACIÓN

1. ¿Cuál es la diferencia de una reacción endotérmica y exotérmica en la vida real?
2. ¿Cómo podemos identificar tipos de las reacciones químicas?
3. ¿Cuáles son los tipos de reacciones químicas y ejemplos?
4. ¿Cuál es la importancia de las reacciones químicas en los procesos biológicos?
5. ¿Qué importancia tiene la reacción química para la humanidad? ¿Por qué?

PRODUCCIÓN

1. Elaboramos un informe de laboratorio identificando las reacciones químicas.
2. Construimos una maqueta que demuestre las clases de reacciones químicas por su mecanismo.

IGUALACIÓN DE ECUACIONES QUÍMICAS EN PROCESOS PRODUCTIVOS

PRÁCTICA

Sulfato cúprico y su reacción con metales

Materiales:

- Metales como un trozo de zinc, hierro(clavo) y aluminio.
- Recipiente de vidrio (vaso de precipitado).

Reactivos:

- 100 ml de solución de sulfato cúprico

Procedimiento: En el recipiente de vidrio con la solución de Sulfato cúprico, introducir en primera ocasión el trozo de zinc, dejándolo por un minuto sumergido; sacarlo y ver que sucedió. De la misma manera realizarlo con el hierro y el aluminio y ver que paso luego de retirarlo de la solución.

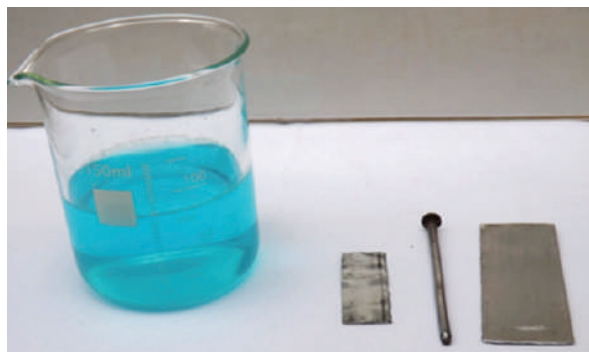


Ilustración 1: materiales de la reacción de sulfato cúprico y los metales

Actividad

Respondemos a las siguientes preguntas:

1. ¿Cuál es la fórmula química del Sulfato cúprico y los símbolos de los metales utilizados en la experiencia?
2. Detallemos qué pasó con cada metal luego de introducirlo a la solución de sulfato cúprico
3. ¿Por qué creemos que hubo esta reacción?
4. Investiguemos qué es una reacción REDOX y analicemos si pasó algo parecido en esta experiencia.

TEORÍA

1. Balanceo de ecuaciones químicas: Parte 1

Una reacción química puede representarse en forma de ecuación, así como en matemáticas, recordemos que esta posee dos miembros (primer y segundo) separados por un signo igual (=); en el caso de una ecuación química también poseen dos miembros (reactivos y productos) que están separados por una flecha que indica el sentido de la reacción:

En matemática:
$$\underbrace{2x + 3}_{1er\ miembro} = \underbrace{11}_{2do\ miembro}$$

En química:
$$\underbrace{Ca + O_2}_{Reactivos} \rightarrow \underbrace{CaO}_{Productos}$$

Observemos y comentemos:

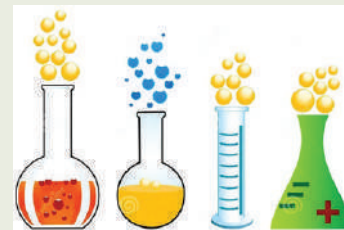


$Ca + O_2 \rightarrow CaO$ ¿Por qué desbalanceó?.....
.....

DATO CURIOSO...

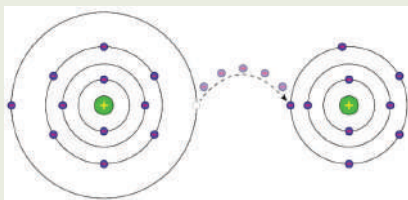
Existen cinco tipos de reacciones químicas que son:

- Reacciones de síntesis
- Reacciones de descomposición
- Reacciones de desplazamiento
- Reacciones de doble desplazamiento
- Reacciones redox



Y algunas reacciones pueden mostrar características de más de una de estas etiquetas, ya que todas las reacciones químicas se dan al compartir, ganar o perder electrones. Sin embargo, es útil clasificar las reacciones según sus comportamientos.

DATO CURIOSO...



El electrón presenta carga negativa y es una parte del átomo que hace que mientras más se cargue de ella, ésta incrementa su negatividad.

Al átomo que cedió esos electrones se lo llama agente reductor y aquel que tiene la facilidad en ganar y albergar los electrones se lo llama agente oxidante.

Observemos y comentemos:



Según la Dra. en Bioquímica Ana Zita Fernández “El balanceo de las ecuaciones químicas es la forma de igualar la cantidad de átomos que reaccionan con los átomos que se producen en una ecuación química. En la ecuación química se muestran la fórmula de los materiales que reaccionan y los productos que se forman, separados por una flecha”. Por tanto, este tema tendrá como objetivo principal igualar los átomos de los reactivos al de los productos, así como se lo hizo con la reacción del óxido de calcio.

Para balancear se necesitará ubicar coeficientes numéricos delante de algún elemento, ión o compuesto que necesitará, ya sea en los reactivos, en los productos o en ambos. También se dará el caso, que la reacción ya se presente igualada.

Para balancear se ha creado algunos métodos como ser: del tanteo, redox, ión - electrón y algebraico.

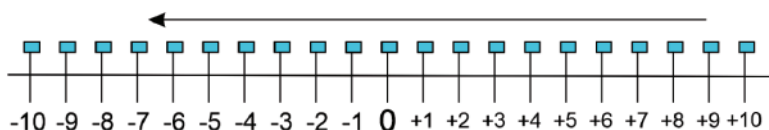
a) Escala redox

La palabra redox denota acciones de cambio de carga de dos elementos, así pues: “red” significa reducción, que quiere decir que un elemento reduce su carga, por tanto, gana electrones y “ox” significa oxidación, que quiere decir que el otro elemento aumenta su carga, por tanto, pierde electrones; en resumen:

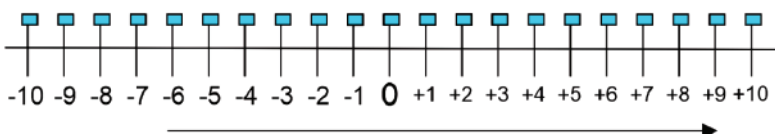
- RED: reducción (que gana electrones)
- OX: oxidación (que pierde electrones)

Veamos la escala:

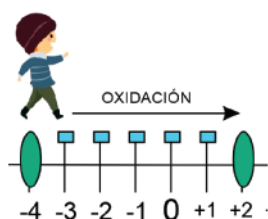
Si el cambio de carga es de derecha a izquierda; entonces es reducción.



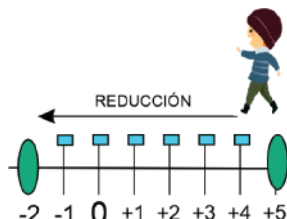
Si el cambio de carga es de izquierda a derecha; entonces es oxidación.



Observemos cómo se mueve Juanito al cambiar su carga y miremos la cantidad de pasos para llegar.



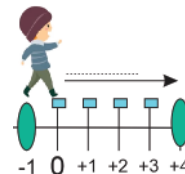
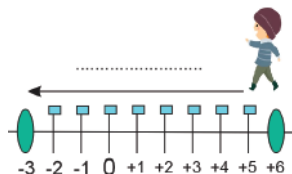
Se mueve a la derecha y pierde 6 electrones



Se mueve a la izquierda y gana 7 electrones

Si analizamos los pasos de Juanito al cambiar de una carga -4 a una carga +2, se movió a la derecha y la cantidad de pasos o espacios recorridos fueron 6, por eso podemos decir que perdió 6 electrones. Por el contrario, en el segundo caso Juanito pasa de una carga +5 a una carga -2, se movió a la izquierda y la cantidad de pasos o espacios recorridos fueron 7, por eso podemos decir que ganó 7 electrones.

Practiquemos un poco:



Se mueve a lay.....

Se mueve a la.....y.....

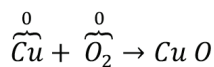
b) Reglas para determinar números de oxidación en los compuestos químicos

Ahora que conocemos que es la oxidación y reducción de un elemento con respecto a su carga, podemos estudiar las ecuaciones redox.

Cuando hablamos del número de oxidación, en palabras simples nos referimos a la valencia o carga que tiene el elemento en dicho compuesto y reacción, para esto nos guiaremos de las siguientes reglas:

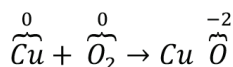
1ra regla: Un elemento suelto o en estado puro, es decir que no está unido a otro, tiene un número de oxidación igual a cero.

Observemos:

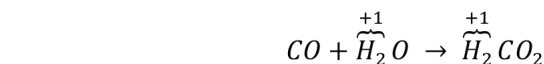


2da regla: El Oxígeno combinado actúa con número de oxidación igual a -2, a excepción de los peróxidos que es igual a -1.

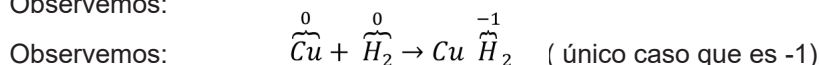
Observemos:



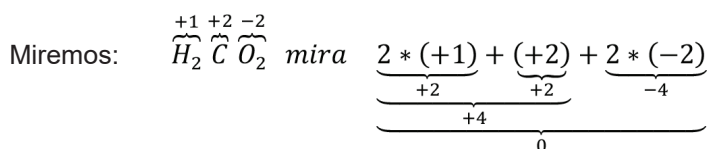
3ra regla: El Hidrógeno combinado actúa con un número de oxidación igual a +1 a excepción de los hidruros metálicos que es igual a -1.



Observemos:



4ta regla: En compuesto formado, la suma del número de oxidación de los elementos formadores debe dar igual a cero, es decir que las cargas negativas y positivas en un compuesto deben dar el mismo valor para cancelarse y poseer carga neta igual a cero.



EJERCICIOS SOBRE LOS NÚMERO DE OXIDACIÓN

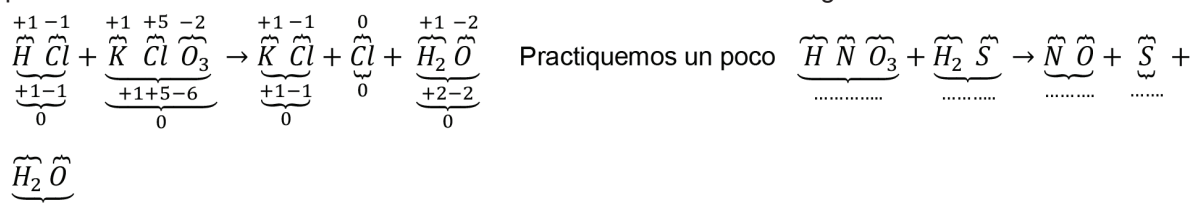
I. Comprobemos si los compuestos son correctos verificando que la suma de los números de oxidación sea cero.

1. Cu O
2. Cu (OH)₂
3. Ca H₂.....
4. H Cl
5. H₂ SO₄
6. H ClO₄
7. Na H CO₃
8. CH₃ COOH.....
9. H NO₃
10. Na₂ SO₂

II. Hallemos el número de oxidación de los elementos en las siguientes reacciones:

1. Zn S + O₂ → Zn O + S O₂
2. Zn + O₂ → Zn O
3. H₂S + Cl₂ → S + HCl
4. HNO₃ + H₂S → NO + S + H₂O
5. K₂Cr₂O₇ + H₂S + H₂SO₄ → K₂SO₄ + Cr₂(SO₄)₃ + S + H₂O

Ejemplos: Encontremos el número de oxidación de cada elemento en la siguiente reacción:



c) Método del tanteo

También llamado método por inspección y se lo realiza para reacciones simples, añadiendo coeficientes numerales a uno o más de los compuestos para balancearlo. Este método será efectivo dependiendo de la capacidad del estudiante para ubicar los coeficientes correctos que logre dicho fin.

Miremos esta reacción : $\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Cu O}$

Elemento	Reactivos	Productos	Obs.
Cu	1	1	Balanceado
O	2	1	Desbalanceado

¿Está balanceada?, la respuesta es NO, ya que en los reactivos hay dos oxígenos y en los productos sólo uno.

Agreguemos coeficientes donde falte: $\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Cu O}$

Elemento	Reactivos	Productos	Obs.
Cu	2	1	Desbalanceado
O	2	2	Balanceado

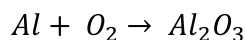
Muy bien, ahora en los reactivos hay dos oxígenos y en los productos también hay dos, pero el cobre no, entonces:

Agreguemos coeficientes donde falte: $2 \text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Cu O}$

Elemento	Reactivos	Productos	Obs.
Cu	2	2	Balanceado
O	2	2	Balanceado

Muy bien, ahora en los reactivos hay dos oxígenos y en los productos también hay dos oxígenos; con respecto al cobre también tenemos dos en los reactivos y dos en los productos, ya está balanceado toda la reacción.

Practicemos un poco: balanceamos las siguientes reacciones químicas por el método del tanteo.



DATO CURIOSO...

La reacción REDOX es sólo una de las 14 reacciones que existen en la química...

Ejercicios de balanceo del método REDOX.

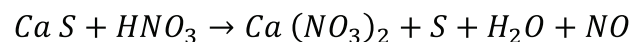
Balanceamos las siguientes reacciones REDOX:

- $\text{K ClO}_3 + \text{Na}_2 \text{SO}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{Na SO}_3$
- $\text{Zn S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{S} + \text{HCl}$
- $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

d) Método de Oxidación - Reducción

No olvidemos que es una ecuación REDOX, y al tener una ecuación un poco más compleja, podemos igualarla con este método desarrollando los siguientes pasos:

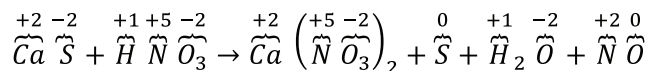
Si tenemos la siguiente reacción REDOX:



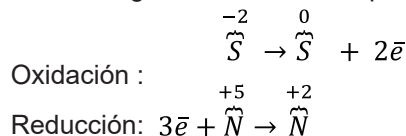
Revisemos si está balanceada

Elemento	Reactivos	Productos	Obs.
Ca	1	1	Balanceado
S	1	1	Balanceado
H	1	2	Desbalanceado
N	1	3	Desbalanceado
O	3	8	Desbalanceado

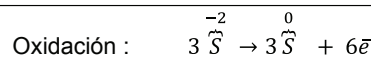
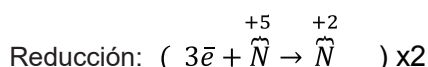
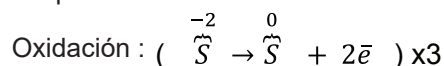
Primer paso: Evidenciar los números de oxidación de todos los elementos dentro de los compuestos en las reacciones.



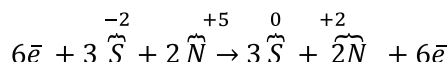
Segundo paso: Escoger los elementos que se oxidan y reducen y completar balanceando las cargas con los electrones.



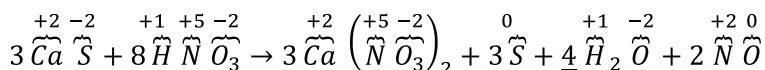
Tercer paso: Equilibrar ambas semirreacciones multiplicando en cruz la cantidad de electrones equilibrantes.



Cuarto paso: Se suma las semirreacciones de los reactivos y los productos. Simplifica los electrones que se repiten en ambos miembros.



Quinto paso: Se sustituye los coeficientes encontrados delante del compuesto que presenta al elemento. Si aún falta equilibrar se debe balancear por tanteo.



Elemento	Reactivos	Productos	Obs.
Ca	3	3	Balanceado
S	3	3	Balanceado
H	8	8	Balanceado
N	8	8	Balanceado
O	24	24	Balanceado

Nota: los coeficientes subrayados fueron añadidos por tanteo, ya que, aunque los coeficientes encontrados con el método redox ayudaron a balancear, no fue suficiente para dicho fin.



Comprensión de conceptos sobre reacciones químicas

A continuación, se presenta un reto sobre los conceptos que se han desarrollado y hallar las palabras claves con este crucigrama. Para realizarlo ingresa al siguiente enlace:

http://www.educima.com/hiddenwords/concepto_sobre_reacciones-c7f1daf006088c7178daca70f4727cdc



Actividad

Discutimos: ¿podemos evitar la oxidación de alimentos?

Ingresamos al siguiente link : <https://youtu.be/cPhqxTnT2PU>

1. ¿Qué pudimos observar en el video?
2. Es importante que los alimentos no se oxiden ¿En qué beneficia?
3. El envejecimiento tendrá que ver con la oxidación ¿Cómo?
4. Realizamos una demostración en clase y explica cómo se produce la oxidación

IGUALACIÓN DE ECUACIONES QUÍMICAS EN PROCESOS PRODUCTIVOS II

PRÁCTICA

Conductividad de iones en agua salada

Materiales:

- Recipiente de vidrio (vaso de precipitado)
- Un foco, socket, cable e interruptor

Reactivos:

- Cloruro de sodio (sal de cocina)
- Agua

Procedimiento: Armar el sistema de cable, socket y foco, ponerlo a una toma corriente (se enciende el foco), cortar uno de los cables (se apaga el foco). En el recipiente de vidrio añadir agua, a continuación, con el sistema armado, introducir las terminales del cable cortado y observar. Luego añadir sal, remover y realizar el mismo procedimiento y ver qué pasa.



Ilustración 2: Conductividad del agua con Sal

Actividad

Respondemos las siguientes preguntas:

1. ¿Qué paso cuando se pusieron las terminales en el agua sin sal?
2. ¿Qué paso cuando se pusieron las terminales el agua con sal?
3. Expliquemos en sus palabras por qué sucede dicho fenómeno

TEORÍA

a) Método ión electrón (ácido – base)

Antes de iniciar con los pasos de balanceo con este método, se debe conocer los pasos para la disociación (separación) de compuestos iónicos y aquellos que no es permitido su disociación, dándole un valor neutro como carga, veamos:

1ra regla: Los compuestos ácidos de cualquier naturaleza pueden disociarse, separando el hidrógeno (denotando la cantidad con el coeficiente), de la otra parte del compuesto, que ahora establece una carga de acuerdo a los hidrógenos perdidos en la disociación:

Observemos la disociación de un ácido oxácido: $H_2SO_4 = 2\overset{+1}{H} + \overset{-2}{SO_4}$ y se cumple que $2(+1) - 2 = 0$

Observemos la disociación de un ácido hidrácido: $H_2S = 2\overset{+1}{H} + \overset{-2}{S}$ y se cumple que $2(+1) - 2 = 0$

Observemos la disociación de un ácido polihidratado: $H_4P_2O_7 = 4\overset{+1}{H} + \overset{-4}{P_2O_7}$ y se cumple que $4(+1) - 4 = 0$

Observemos la disociación de un ácido poliácido: $H_2Cr_2O_7 = 2\overset{+1}{H} + \overset{-2}{Cr_2O_7}$ y se cumple que $2(+1) - 2 = 0$

2da regla: Los compuestos sales de cualquier naturaleza pueden disociarse, separando el metal del radical con la misma característica de la anterior regla

Observemos la disociación de una sal oxisal: $K_2SO_4 = 2\overset{+1}{K} + \overset{-2}{SO_4}$ y se cumple que $2(+1) - 2 = 0$

Observemos la disociación de una sal hidrosal: $Na_2S = 2\overset{+1}{Na} + \overset{-2}{S}$ y se cumple que $2(+1) - 2 = 0$

Observemos la disociación de sales en general: $Li_4P_2O_7 = 4\overset{+1}{Li} + \overset{-4}{P_2O_7}$ y se cumple que $4(+1) - 4 = 0$

Observemos la disociación de sales en general: $K_2Cr_2O_7 = 2\overset{+1}{K} + \overset{-2}{Cr_2O_7}$ y se cumple que $2(+1) - 2 = 0$

3era regla: Los compuestos hidróxidos o bases de cualquier naturaleza pueden disociarse, separando el metal del radical hidroxilo.

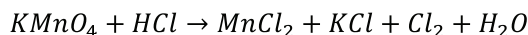
Observemos la disociación de un hidróxido: $NaOH = \overset{+1}{Na} + \overset{-1}{OH}$ y se cumple que $+1 - 1 = 0$

4ta regla: Los compuestos binarios oxigenados, hidruros (incluyendo el agua), elementos puros (sueltos sin combinación) y compuestos orgánicos a excepción de sales y ácidos orgánicos NO SE DISOCIAN y por tanto su carga es cero.

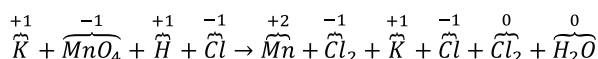
Observemos los siguientes ejemplos: $Na_2O = \overset{0}{Na_2O}$ $H_2O = \overset{0}{H_2O}$ $Cl_2 = \overset{0}{Cl_2}$

Ejemplo en una reacción química: Escribiremos la reacción y disociar

Permanganato de potasio + Acido clorhidrico → Cloruro manganoso + Cloruro de potasio+Cloro molecular+Agua



Disociando:



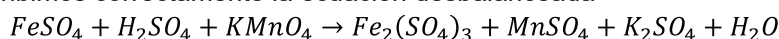
Ahora que sabemos disociar y las reglas que conlleva, ¿Cómo utilizamos este método?

Para utilizar este método de balanceo, es imprescindible que al menos participe una sustancia iónica, es decir que se presentan en soluciones acuosas, ya sea de carácter ácido, básico o neutro.

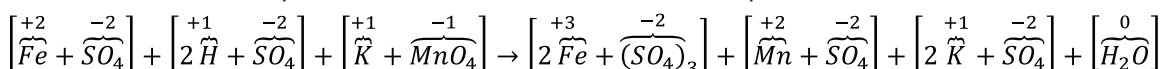
El proceso es similar al método redox, pero para balancear los átomos de hidrógenos y oxígenos se lo realiza dependiendo del medio en el que se encuentra.

- **Medio ácido:** En soluciones ácidas o neutras se añade agua (H₂O) y protones (H⁺) para conseguir la igualación de los átomos de oxígeno e hidrógeno. En resumen, en exceso de oxígeno en una de las partes de la reacción química, se iguala agregando moléculas de agua, tantas veces haga falta en el otro miembro; para igualar los hidrógenos se añade iones de hidrógeno. Veamos con un ejemplo:

1er paso: Escribimos correctamente la ecuación desbalanceada



2do paso: disociamos los compuestos en semireacciones con sus respectivos iones



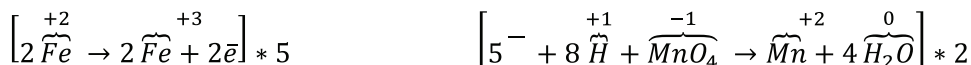
3er paso: Planteamos las semireacciones de oxidación y reducción verificando el desbalance



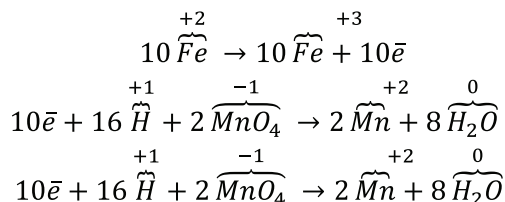
4to paso: Igualamos los átomos con coeficientes, las cargas con electrones, los oxígenos con agua y los protones con iones de hidrógeno



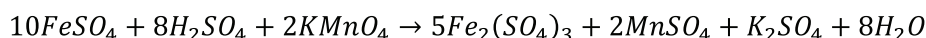
5to paso: Intercambiamos los electrones que se completaron y los multiplicamos y sumamos algebraicamente para hacer el balanceo



Y quedaría lo siguiente:



6to paso: Finalmente llevamos los coeficientes a la reacción original y verificar que este balanceada.



EJERCICIOS DE DISOCIACIÓN

I. Disociemos los siguientes compuestos

1. Cu O
2. Cu (OH)₂
3. Ca H₂.....
4. CH₃COOH.....

Elemento	Reactivos	Productos	Obs.	Elemento	Reactivos	Productos	Obs.
Fe	10	10	Balanceado	H	16	16	Balanceado
S	18	18	Balanceado	K	2	2	Balanceado
O	80	80	Balanceado	Mn	2	2	Balanceado

Ejercicios de balanceo por el método de ión electrón- medio ácido

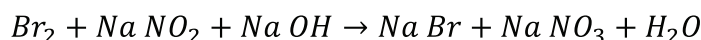
Escribimos correctamente y balancear las ecuaciones químicas por el método ión electrón en medio ácido

1. Óxido argéntico+Nitrato manganoso+Ácido nítrico →Nitrato de plata+Permangato de plata+Agua
2. Benceno+Ácido nítrico+hidrógeno→Anilina+Agua
3. Nitrato férrico+Ácido sulfhídrico→Sulfuro de hierro+Azufre+Ácido nítrico
4. Yodato de potasio+Aluminio+Acido clorhídrico→Yodo+Cloruro de aluminio+Cloruro de potasio+Agua
5. Óxido cobáltico+Cloruro de sodio+Ácido sulfúrico→Sulfato cobaltoso+Cloro+Sulfato de sodio+Agua

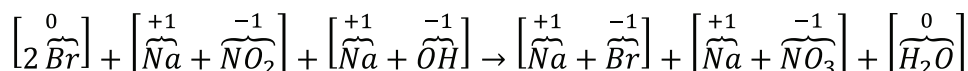
- **Medio básico:** Estas reacciones son alcalinas y se utiliza el radical principal de estas que es el oxidrilo OH^- , la cual es añadida en las semireacciones de acuerdo a la necesidad de oxígenos para balancear y en contra parte las moléculas de agua. Veamos con un ejemplo:

Bromo gaseoso + Nitrito de sodio + Hidróxido de sodio → Bromuro de sodio + Nitrato de sodio + Agua

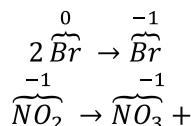
1er paso: Escribimos correctamente la ecuación desbalanceada



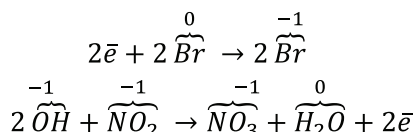
2do paso: Disociamos los compuestos en semireacciones con sus respectivos iones



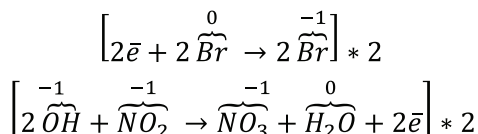
3er paso: Planteamos las semireacciones de oxidación y reducción verificando el desbalance



4to paso: Igualamos los átomos con coeficientes, las cargas con electrones, los oxígenos e hidrógeno con oxidrilo y agua

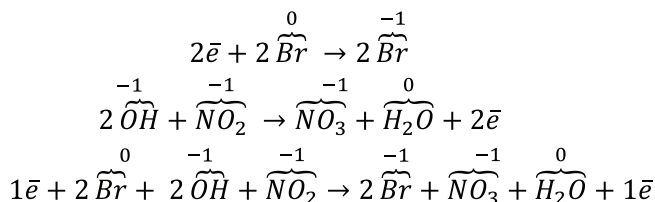


5to paso: intercambiamos los electrones que se completaron y los multiplicamos y sumamos algebraicamente para hacer el balanceo

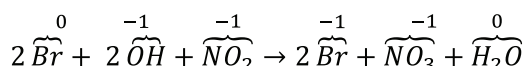


En este caso los electrones han sido pares y del mismo valor así que se puede simplificar

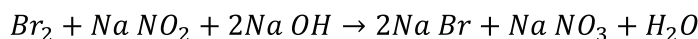
Y quedaría lo siguiente:



Sumando y simplificando :



6to paso: Finalmente llevamos los coeficientes a la reacción original y verificar que este balanceada.



Elemento	Reactivos	Productos	OBS.	Elemento	Reactivos	Productos	OBS.
Br	2	2	Balanceado	O	4	4	Balanceado
Na	3	3	Balanceado	H	2	2	Balanceado
N	1	1	Balanceado	-----	-----	-----	-----

Ejercicios de balanceo por el método de ión electrón-medio básico

Escribimos correctamente y balanceamos las ecuaciones químicas por el método ión electrón en medio básico

1. Nitrato de plata +Nitrato manganoso+Hidróxido de sodio→Plata+Dióxido de manganeso+Nitrato de sodio+Agua
2. Nitrato plumboso+Agua oxigenada+Hidróxido de amonio→Arseniato ácido de amonio+Agua
3. Permanganato de potasio+Óxido crómico+Hidróxido de potasio→Dióxido de manganeso+Cromato de potasio+Agua
4. Cloruro cobaltoso+Peróxido de sodio+Hidróxido de sodio+Agua →Hidróxido cobáltico+Cloruro de sodio
5. Bromo gaseoso+Meta arsenito de sodio+Agua→Bromuro de sodio+Tetrionato de sodio+Sulfato de sodio+Agua

b) Método Algebraico

También llamado por coeficientes indeterminados, y es un método algebraico como dice su nombre, por lo tanto, se requiere conocimientos de estos saberes y el estudiante resolver sin problema un sistema de ecuaciones.

Para trabajar con este método, daremos los siguientes pasos del procedimiento:

- Escribimos correctamente los compuestos de los reactivos y productos.
- Delante de cada compuesto escribimos un coeficiente literal en orden alfabético (ver ejemplo 1)
- Colocamos los elementos de la reacción en fila y armar ecuaciones en función de los coeficientes literarios.
- Una vez generada las ecuaciones se asignará el valor de la unidad al coeficiente que convenga o que más se repita en el sistema. Esto con el objetivo de reducir incógnitas y establecer ecuaciones más accesibles a su resolución.
- Resolvemos el sistema de ecuaciones y colocarlos en el orden alfabético originalmente. En el caso de que los coeficientes encontrados sean fraccionarios, se busca el mayor de denominados de ellos para utilizar ese valor y multiplicar a todos los valores encontrados, con la única misión de que los coeficientes sean números enteros para poderlos reemplazar con toda seguridad.
- Reemplazamos los coeficientes literales por los valores encontrados y verificar su balance.

DATO CURIOSO...

El método de igualación exacta y que no necesita tanteo al final de su proceso es el método algebraico, ya que es un proceso matemático exacto.

EJERCICIOS

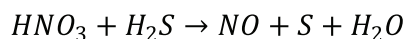
Según el procedimiento señalado, ubicar los coeficientes literales y armar las ecuaciones:

1. $\text{KClO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{NaSO}_3$
2. $\text{ZnS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$
3. $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{S} + \text{HCl}$
4. $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

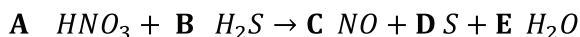
Veamos con un ejemplo:

Ácido nítrico+Ácido sulfhídrico→Monóxido de nitrógeno+Azufre+Agua

1er paso: Escribimos correctamente la ecuación desbalanceada.



2do paso: Asignamos un coeficiente literal a cada compuesto en orden alfabético.



3er paso: Enfilamos los elementos colocamos cada una de ellas en función de los coeficientes literales

$$\text{H: } A + 2B = 2E \quad (1)$$

$$\text{N: } A = C \quad (2)$$

$$\text{O: } 3A = C + E \quad (3)$$

$$\text{S: } B = D \quad (4)$$

4to paso: Asignamos el valor de la unidad al coeficiente que más convenga para encontrar el valor de los otros coeficientes; por lo general es aquel que más se repite. En este caso es la letra "A".

Entonces si $\boxed{A=1}$, los sustituimos en las ecuaciones anteriores :

$$1 + 2B = 2E \quad (1)$$

$$(1) = C \quad (2)$$

$$3(1) = C + E \quad (3)$$

$$B = D \quad (4)$$

5to paso: Resolvemos el sistema, observando ahora que ya tenemos la posibilidad de encontrar los otros coeficientes literales:

De la ecuación (2) $\boxed{C=1}$

De la ecuación (3) sustituyendo "C" tenemos: $3=1+E$; operando : $\boxed{E=2}$

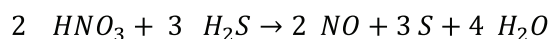
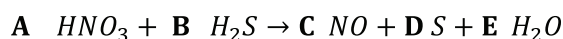
De la ecuación (1) sustituyendo "E" tenemos: $1+2B=2(2)$; operando : $\boxed{B=3/2}$

De la ecuación (4) sustituyendo "B" tenemos: $1=D$; ordenando: $\boxed{D=3/2}$

6to paso: Colocamos en orden todos los coeficientes literales y multiplicamos por el mayor denominador con el objetivo de obtener valores enteros y reemplazarlos en la ecuación original.

A	B	C	D	E
1	3/2	1	3/2	2
Multiplicamos por 2 y obtenemos				
2	3	2	3	4

Sustituimos en la ecuación original y verificamos que el balance.



Elemento	Reactivos	Productos	OBS.
H	8	8	Balanceado
N	2	2	Balanceado
O	6	6	Balanceado
S	3	3	Balanceado

Ejercicios de balanceo por el método algebraico

Según el procedimiento señalado, balanceamos las siguientes ecuaciones por el método algebraico:

1. $KClO_3 + Na_2SO_2 \rightarrow KCl + NaSO_3$
2. $ZnS + O_2 \rightarrow ZnO + SO_2$
3. $H_2S + Cl_2 \rightarrow S + HCl$
4. $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$
5. $I_2 + HNO_3 \rightarrow HIO_3 + NO + H_2O$



Actividad

Responde a las siguientes preguntas:

1. ¿Conoces alguna reacción REDOX en algunas preparaciones? Mencionalas
2. Investiga el principio de conservación de la masa. ¿Qué relación encontramos con este tema?
3. Además de las reacciones químicas REDOX, investiga qué otro tipo de reacciones existe y demos un ejemplo de aplicación de cada una.
4. ¿En nuestro organismo existirá reacciones REDOX? Explica el caso.



Experiencia productiva

¿Cómo podemos probar que los reactivos y productos pesan lo mismo en una reacción química?

Reacción del bicarbonato de Sodio con el Ácido acético

Materiales:

- Balanza digital
- Una botella de plástico
- Una cuchara
- Un globo
- Un embudo
- Cuaderno de apuntes

Reactivos:

- 100 g de Bicarbonato de sodio
- 250 ml de Ácido acético (vinagre)

Procedimiento:

1. En el recipiente de plástico vaciar el ácido acético con ayuda del embudo para no desperdiciar. Por otro lado, introducir al globo el bicarbonato de sodio utilizando la cuchara, ser muy cuidadoso en este proceso.
2. Pesar la botella con vinagre y luego el globo con bicarbonato.
3. Colocar el globo al cuello de la botella y vaciar el bicarbonato sin que se pierda el gas que desprenda.
4. Pesar esta reacción una vez más en la balanza.



Ilustración 3: vaciado del bicarbonato a la botella, a través del globo

OBSERVA Y ANALIZA

¿Cuánto pesó la botella con vinagre y el globo con bicarbonato?

¿Cuánto pesó la reacción química?

¿Se cumple el principio de la conservación de la materia? Por qué

¿Cuáles serían los reactivos y productos de esta reacción?

¿Estarían balanceados?

BIBLIOGRAFÍA

- Chang, R., & Goldsby, K. A. (2017). Química (12a. ed.) México. McGraw-Hill Interamericana Editores, S.A. de C.V.
- Obra Educativa “Josefina Balsamo” (2009) Química 2. El Pauro Ediciones SRL.
- Suarez Escobar, Carlos. Química 4to de Secundaria. Ediciones GES
- Marca Ticoná, René. Química 4. Editorial Don Bosco
- César Humberto Mondragón Martínez. (2010) Hipertexto Química 1. Editorial Santillana S.A. Calle 80 No. 9-69 Bogotá, Colombia.
- Garrido Gonzales, Antonio. (2015) Química 2 BGU – Serie Ingenios. Equipo de edición Grupo EDEBÉ
- Steven S. Zumdahl y Donald J. DeCoste. (2012) Principios de química. Cengage Learning Editores, S.A. de C.V

Equipo de redactores del texto de aprendizaje del **4TO AÑO DE ESCOLARIDAD** de Educación Secundaria Comunitaria Productiva.

PRIMER TRIMESTRE

Biología – Geografía
Rolando Miranda Quispe

Física
Miguel Angel Cayo Mendoza

Química
Ruth Liz Aura Cuani Aguada

Lengua Castellana
Yeny Aruquipa Saucedo

Ciencias Sociales
Erick Eduardo Cutipa Garcia

Matemática
Sergio Porfidio Mendoza Suarez

SEGUNDO TRIMESTRE

Biología – Geografía
Romer Carmelo Pita Gomez

Física
Ted Aderly Valdez Alvan

Química
Freddy Francisco Bautista Mamani

Lengua Castellana
Jazmin del Carmen Cañasto
Quisbert

Ciencias Sociales
Nilton Pizaya Blanco

Matemática
Rolando Vicente Laura Valencia

TERCER TRIMESTRE

Biología – Geografía
Ana Laura Rojas Paca

Física
Rosario Alejandra León Vallejos

Química
Juan Victor Mamani Yupanqui

Lengua Castellana
Lidia Nina Cruz

Ciencias Sociales
Erick Eduardo Cutipa Garcia

Matemática
Wilson Quiroga Escobar

Por una EDUCACIÓN de CALIDAD rumbo al BICENTENARIO

SUBSISTEMA DE EDUCACIÓN REGULAR - SECUNDARIA COMUNITARIA PRODUCTIVA



ESTADO PLURINACIONAL DE
BOLIVIA

MINISTERIO
DE EDUCACIÓN