



ESTADO PLURINACIONAL DE
BOLIVIA

MINISTERIO
DE EDUCACIÓN

4

SECUNDARIA

TEXTOS DE APRENDIZAJE 2023 - 2024



**SECUNDARIA COMUNITARIA PRODUCTIVA
ÁREA CIENCIAS NATURALES**

QUÍMICA

SUBSISTEMA DE EDUCACIÓN REGULAR



Compendio para maestras y maestros - textos de aprendizaje 2023 - 2024
Educación secundaria comunitaria productiva
Documento oficial - 2023

Edgar Pary Chambi
MINISTRO DE EDUCACIÓN

Bartolomé Puma Velásquez
VICEMINISTRO DE EDUCACIÓN REGULAR

María Salomé Mamani Quispe
DIRECTORA GENERAL DE EDUCACIÓN SECUNDARIA

Equipo de redacción
Dirección General de Educación Secundaria

Coordinación general
Instituto de Investigaciones Pedagógicas Plurinacional

Índice

PRESENTACIÓN	1
CONOCE TU TEXTO	2

VIDA, TIERRA Y TERRITORIO



Ciencias Naturales: Química

Cuarto año

Tabla periódica de los elementos químicos en la naturaleza	73
Estructura del átomo y configuración electrónica en armonía con el cosmos	78
Enlaces químicos en los compuestos de la naturaleza	83
Igualación de ecuaciones químicas en procesos productivos	90
Átomos, moles y moléculas de las sustancias	97



PRESENTACIÓN

Estimadas maestras y maestros, el fortalecimiento de la calidad educativa es una de nuestras metas comunes que, como Estado y sociedad, nos hemos propuesto impulsar de manera integral para contribuir en la transformación social y el desarrollo de nuestro país. En este sentido, una de las acciones que vienen siendo impulsadas desde la gestión 2021, como política educativa, es la entrega de textos de aprendizaje a las y los estudiantes del Subsistema de Educación Regular, medida que, a partir de esta gestión, acompañamos con recursos de apoyo pedagógico para todas las maestras y maestros del Sistema Educativo Plurinacional.

El texto de apoyo pedagógico, que presentamos en esta oportunidad, es una edición especial proveniente de los textos de aprendizaje oficiales. Estos textos, pensados inicialmente para las y los estudiantes, han sido ordenados por Áreas de Saberes y Conocimientos, manteniendo la organización y compaginación original de los textos de aprendizaje. Esta organización y secuencia permitirá a cada maestra y maestro, tener en un mismo texto todos los contenidos del Área, organizados por año de escolaridad, sin perder la referencia de los números de página que las y los estudiantes tienen en sus textos de aprendizaje.

Este recurso de apoyo pedagógico también tiene el propósito de acompañar la implementación del currículo actualizado, recalcando que los contenidos, actividades y orientaciones que se describen en este texto de apoyo, pueden ser complementados y fortalecidos con la experiencia de cada maestra y maestro, además de otras fuentes de consulta que aporten en la formación de las y los estudiantes.

Esperamos que esta versión de los textos de aprendizaje, organizados por área, sea un aporte a la labor docente.

Edgar Pary Chambi
MINISTRO DE EDUCACIÓN

"2023 AÑO DE LA JUVENTUD HACIA EL BICENTENARIO"

CONOCE TU TEXTO

En la organización de los contenidos encontraremos la siguiente iconografía:



Glosario

Aprendemos palabras y expresiones poco comunes y difíciles de comprender, dando uno o más significados y ejemplos. Su finalidad radica en que la o el lector comprenda algunos términos usados en la lectura del texto, además de ampliar el léxico.

Glosario

Investiga

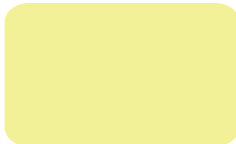
Somos invitados a profundizar o ampliar un contenido a partir de la exploración de definiciones, conceptos, teorías u otros, además de clasificar y caracterizar el objeto de investigación, a través de fuentes primarias y secundarias. Su objetivo es generar conocimiento en las diferentes áreas, promoviendo habilidades de investigación.



Investiga



¿Sabías que...?



Nos muestra información novedosa, relevante e interesante, sobre aspectos relacionados al contenido a través de la curiosidad, fomentando el desarrollo de nuestras habilidades investigativas y de apropiación de contenidos. Tiene el propósito de promover la investigación por cuenta propia.

¿Sabías que...?

Noticiencia

Nos permite conocer información actual, veraz y relevante sobre acontecimientos relacionados con las ciencias exactas como la Física, Química, Matemática, Biología, Ciencias Naturales y Técnica Tecnológica General. Tiene la finalidad de acercarnos a la lectura de noticias, artículos, ensayos e investigaciones de carácter científico y tecnológico.



Noticiencia



Escanea el QR



Para ampliar el contenido

Es un QR que nos invita a conocer temáticas complementarias a los contenidos desarrollados, puedes encontrar videos, audios, imágenes y otros. Corresponde a maestras y maestros motivar al estudio del contenido vinculado al QR; de lo contrario, debe explicar y profundizar el tema a fin de no omitir tal contenido.

Aprende haciendo

Nos invita a realizar actividades de experimentación, experiencia y contacto con el entorno social en el que nos desenvolvemos, desde el aula, casa u otro espacio, en las diferentes áreas de saberes y conocimientos. Su objetivo es consolidar la información desarrollada a través de acciones prácticas.



Aprende haciendo



Desafío

Nos motiva a realizar actividades mediante habilidades y estrategias propias, bajo consignas concretas y precisas. Su objetivo es fomentar la autonomía y la disciplina personal.

Desafío

Realicemos el taller práctico para el fortalecimiento de la lecto escritura.



¡Taller de Ortografía!



¡Taller de Caligrafía!



¡Razonamiento Verbal!

4

SECUNDARIA

ÁREA
CIENCIAS NATURALES
QUÍMICA





VIDA TIERRA Y TERRITORIO

Química

TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS EN LA NATURALEZA



¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!

La organización educativa es fundamental, puesto que los centros educativos constituyen organizaciones con tareas comunes y con objetivos específicos, que no sólo abarcan la simple transmisión de conocimiento, sino, en muchos casos son la base fundamental en el proceso de socialización de los individuos.

El logro de estos objetivos exige una planificación, una coordinación y una supervisión, es decir, una estructura adecuada que racionalice el trabajo. De modo tal que estas funciones no pueden ser dejadas a la mera intuición. Precisamente, mediante la Organización Educativa se puede fundamentar la acción práctica del centro en la aplicación del conocimiento científico.

Fuente: <http://mikeeducador.blogspot.com/2015/05/importancia-de-la-organizacion-educativa.html>



Para iniciar desde la práctica, respondemos a las siguientes preguntas en tu cuaderno.

- ¿Cómo se encuentra organizada las aulas donde estudias?
- ¿Crees que es importante el orden secuencial de años de escolaridad? ¿Por qué?
- ¿Cuáles son las características de cada año de escolaridad que tiene tu Unidad Educativa?
- ¿Qué entiendes por tabla periódica? ¿Conoces su organización?



¡CONTINUEMOS CON LA TEORÍA!

1. Historia de la tabla periódica

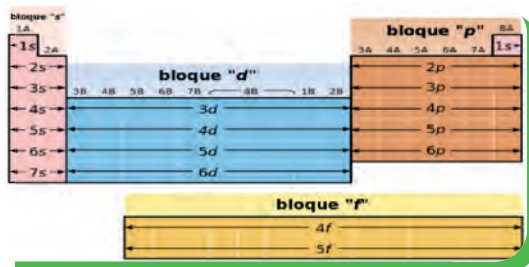
A continuación, se realiza la presentación de manera secuencial organizada en años, lo que tardo todo el proceso de construcción de la tabla periódica.

1.1. Evolución de la tabla periódica de los elementos químicos

Triadas de Dobereiner (1820) Fue uno de los primeros intentos para clasificar los elementos químicos en función de su peso atómico, para esto construyó una hélice de papel, en la que estaban ordenados por pesos atómicos (masa atómica) los elementos conocidos, arrollada sobre un cilindro vertical.	Julios Lothar Meyer (1870) La tabla periódica que diseñó Meyer mostraba de forma gráfica las relaciones entre el volumen y número atómico y las propiedades periódicas de los elementos que la constituían.
A.E. Beguyer de Chancourtois (1863) Construyó una hélice de papel, en la que estaban ordenados por pesos atómicos (masa atómica) los elementos conocidos, arrollada sobre un cilindro vertical.	Marie Curie y Pierre Curie (1890) Identificaron y pusieron a conocimiento la presencia de un nuevo elemento al que llamaron polonio en honor a Polonia natal de Marie, y en diciembre otro nuevo elemento, el radio.
Newlands (1864) Estableció la ley de recurrencia, lo cual explica que las propiedades químicas de los elementos ordenados según su masa atómica se repiten con cierta periodicidad que fue demostrado para varias series de ocho elementos hasta ahora conocidas como las octavas de Newlands.	William Ramsay (1898) Descubrió cinco gases nobles. El Argón en 1894, el Helio en minerales terrestres en 1895 y el Criptón, el Neón y el Xenón en 1898.
Dimitri Mendeleev (1863) Químico ruso, considerado el padre de la tabla periódica, clasificó a los elementos (63) según sus masas atómicas, ordenándolos en series (filas) y grupos (columnas)	Henry Moseley (1913) Demostró que la frecuencia de los rayos X era proporcional (concretamente la raíz cuadrada) al número atómico del elemento.

2. Clasificación de los elementos

La tabla periódica está organizada de manera creciente respecto a su número atómico, es decir el número total de protones que tiene cada elemento. También están distribuidos en 7 filas horizontales llamados periodos y 18 columnas verticales denominados grupos los cuales tienen propiedades químicas similares y están divididos en tres grandes categorías Metales, Metaloides y no metales.



2.1. Descripción de la tabla periódica moderna

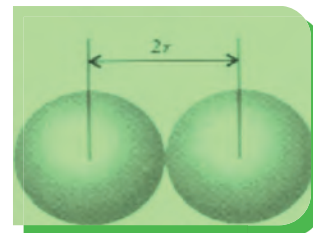
Hasta nuestros días la tabla periódica cuenta con 118 elementos (94 de los cuales se encuentran de manera natural en la Tierra) sin embargo, los científicos van sintetizando nuevos elementos artificiales, por lo que no se descarta que esta lista aumente en el futuro.

Cada casilla de la tabla periódica corresponde a la posición de un elemento químico con unas propiedades definidas como ser su nombre, el símbolo químico del elemento, su número atómico (cantidad de protones), su masa atómica, la electronegatividad, sus estados de oxidación, la configuración electrónica, etc.

2.1.2. Bloques de la tabla periódica

La tabla periódica se divide en cuatro bloques según el orbital que están ocupando los electrones más externos:

- **Bloque s:** El orbital **s** permite 2 electrones → hay 2 elementos de este bloque en cada nivel.
- **Bloque p:** el orbital **p** permite 6 electrones → hay 6 elementos de este bloque en cada nivel.
- **Bloque d:** El orbital **d** permite 10 electrones → hay 10 elementos de este bloque en cada nivel.
- **Bloque f:** El orbital **f** permite 14 electrones → hay 14 elementos de este bloque en cada nivel.



3. Propiedades periódicas

3.1. Radio atómico

Es la distancia que existe entre el núcleo y la capa de valencia es decir la más externa al núcleo atómico, es gracias a esta característica que se puede determinar el tamaño del átomo.

Se define como la distancia existente entre dos núcleos en moléculas homonucleares, tal es el caso de los elementos: H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , Y_2 .

Dato importante

Las familias de la tabla periódica de los elementos representativos, el radio atómico va en aumento de arriba hacia abajo, esto se debe al aumento de electrones a las capas más distantes al núcleo atómico y el radio atómico generalmente disminuye al recorrer de izquierda a derecha en un periodo dado esto se debe a causa del incremento de la carga nuclear efectiva; los átomos de hidrógeno son los más pequeños, y los de cesio, los más grandes que son de procedencia natural.

Familia

Aumento del radio atómico

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H 0,37							He 0,31
Li 1,52	Be 1,12	B 0,85	C 0,77	N 0,75	O 0,73	F 0,72	Ne 0,71
Na 1,86	Mg 1,80	Al 1,43	Si 1,18	P 1,10	S 1,03	Cl 1,00	Ar 0,98
K 2,27	Ca 1,97	Ga 1,35	Ge 1,22	As 1,20	Se 1,19	Br 1,14	Kr 1,12
Rb 2,48	Sr 2,15	In 1,67	Sn 1,40	Sb 1,40	Te 1,42	I 1,33	Xe 1,31
Cs 2,65	Ba 2,22	Tl 1,70	Pb 1,46	Bi 1,50	Po 1,68	At 1,40	Rn 1,41

Disminución del radio atómico

RADIO ATÓMICO

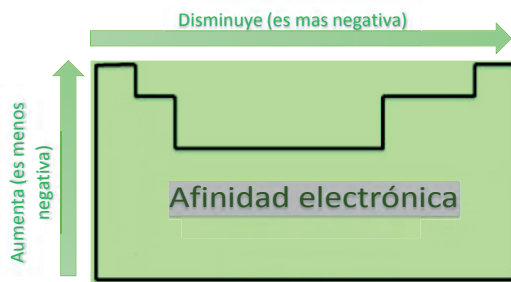
Li^+	Li	Be^{2+}	Be	B^{3+}	B	O	O^{2-}	F	F^-
90	134	59	90	41	82	73	126	71	119
Na^+	Na	Mg^{2+}	Mg	Al^{3+}	Al	S	S^{2-}	Cl	Cl
116	154	86	130	68	118	102	170	99	167
K^+	K	Ca^{2+}	Ca	Ga^{3+}	Ga	Se	Se^{2-}	Br	Br
152	196	114	174	76	126	116	184	114	182
Rb^+	Rb	Sr^{2+}	Sr	In^{3+}	In	Te	Te^{2-}	I	I
166	211	132	192	94	144	135	207	133	206

RADIO IÓNICO

3.2. Radio iónico

Es importante esta propiedad cuando se estudian compuestos iónicos, ya que la estructura tridimensional de estos depende exclusivamente del tamaño de los iones involucrados. En general, se puede decir que:

- Los cationes son de menor tamaño que los átomos de los que proceden.
- Los aniones son de mayor tamaño que los átomos respectivos.

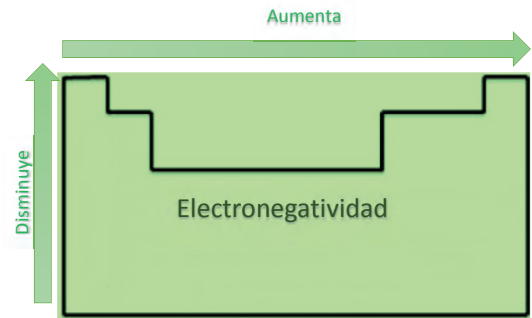


3.3. Afinidad electrónica

Es la cantidad de energía que se desprende cuando el átomo gana un electrón para formar un ion con una carga (-).

3.4. Electronegatividad

Es la capacidad que tienen los átomos de atraer y retener los electrones que



participan en un enlace.

La electronegatividad es un concepto muy importante utilizado en toda la química. No se tienen que memorizar los valores de electronegatividad de Pauling. Sólo recuerde que el flúor es el elemento más electronegativo, seguido por el oxígeno, cloro y nitrógeno. Aunque el Cl y el N tienen los mismos valores de electronegatividad de Pauling, los químicos casi siempre consideran que el Cl es más electronegativo que el N. Esta “esquina” formada por el flúor define los elementos con la electronegatividad más alta. El Cs y el Fr que están en la esquina opuesta son los elementos con menor electronegatividad.

3.5. Energía de ionización

Al suministrar suficiente energía a un átomo neutro, se consigue arrancarle un electrón y obtener el correspondiente ion positivo o catión.

3.6. Carácter metálico

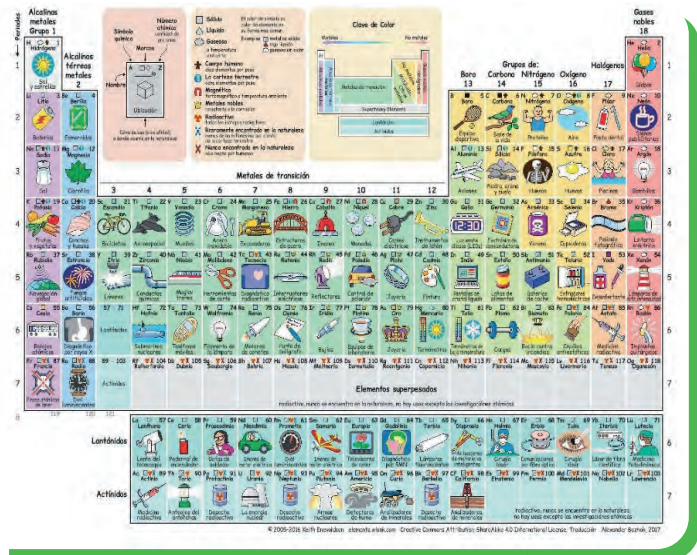
Tiene la característica la tendencia del átomo a perder electrones, es decir es electropositivo.

El litio es de gran importancia debido a que se usa en la producción de baterías recargables para teléfonos móviles, computadoras portátiles, cámaras digitales, vehículos eléctricos. Además, este elemento químico es utilizado en baterías no recargables para marcapasos, juguetes y relojes.

Uso excesivo de elementos de la tabla periódica

La naturaleza en nuestro planeta es una mezcla de diversos elementos químicos, como el Carbono, Calcio, Oxígeno, Hidrógeno, Nitrógeno, Fósforo, Silicio, Azufre, Magnesio y Potasio componen casi todo el medio ambiente del planeta Tierra (hojas, maderas, pelos, etc.) Sin embargo, para poder construir una vida que se adapte a las necesidades del ser humano como la construcción de los aviones, los ordenadores, los teléfonos inteligentes, las vías de los trenes, productos sanitarios o los motores, se necesita más de 30 elementos diferentes

El 70% del componente de la tabla periódica que en la actualidad utilizamos las personas no se encuentra en la Biomasa (madera, plantas, alimentos, etc.) y poco a poco llegaremos a utilizar las fuentes no biológicas que son escasos o inexistentes en los seres vivos, llegando a la extracción y comercialización de los mismos, lo cual puede llegar a generar conflictos sociales, económicos, ambientales y geopolíticos.



En las últimas décadas, se ha incrementado el uso excesivo de los elementos que se encuentran en escasas para su implementación en las fuentes de energía y las nuevas tecnologías, esto implica que al utilizar los elementos de la tabla periódica en gran cantidad puede llegar a significar una amenaza de su disponibilidad en el desarrollo económico para los países más pobres y dificultar el mantenimiento de la producción en los países ricos.

Existen tres diferentes tipos de representaciones de la tabla periódica, en el que se muestra claramente el nivel del consumo irracional de los elementos en aparatos electrónicos: la primera tabla muestra la escasez de cada uno de los elementos químicos, la segunda representación sobre el impacto dentro de la minería y la tercera demuestra la cantidad reciclada. Por esa misma razón el año 2019 fue designado el Año Internacional de la Tabla Periódica de los elementos químicos por las Naciones Unidas, cumpliendo 150 años de la creación por el científico ruso Dimitri Mendeleev.

Una vez realizada la lectura, reflexiona y analiza críticamente respondiendo las siguientes preguntas en tu cuaderno.

1. Que acciones o técnicas utilizaría para la recuperación de los elementos escasos.
2. Investiga y demuestra las diferentes tablas periódicas sobre el consumo irracional de los elementos.



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!



Investiga

Así como el litio es un metal de gran importancia para el funcionamiento de equipos electrónicos, ahora te toca investigar (en libros, revistas, periódicos, noticias, etc.) y valorar sobre los principales usos y aplicaciones para la vida de los diferentes elementos químicos de la tabla periódica.

El Litio es de gran importancia debido a que se usa en la producción de baterías recargables para teléfonos móviles, computadoras portátiles, cámaras digitales, vehículos eléctricos. Además, este elemento químico es utilizado en baterías no recargables para marcapasos, juguetes y relojes.



¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!

4. Experiencia práctica productiva



Desafío

De acuerdo a la importancia que tienen los alimentos para nuestra vida, realizar una maqueta de la tabla de la composición química de los alimentos.

Desde nuestra existencia como humanidad comer ha sido una de las necesidades primarias que el hombre ha debido satisfacer para poder vivir. En ese intento por saciar su hambre, ha acudido a los productos que la naturaleza le brindaba y que hoy llamaríamos comida cruda, tales como vegetales y carnes. Con el paso del tiempo y la incorporación del fuego, fue posible comenzar a utilizar prácticas culinarias que brindaban, a lo obtenido de la naturaleza, no sólo agradables sabores y aromas, productos de reacciones químicas por lo general bastante complejas, sino, también, mejores condiciones de salubridad.

En nuestro cuaderno respondemos las siguientes consignas:

1. La Ley de las Triadas fue sostenida por:

- a) Newlands.
- b) Moseley.
- c) Werner.
- d) Mendeleev.
- e) Dobereiner.

2. La Ley de las Octavas fue sostenida por:

- a) Dobereiner.
- b) Meyer.
- c) Werner.
- d) Newlands.
- e) Chancourtois.

3. La tabla Periódica establecida por Mendeleev ordeno a los elementos:

- a) De acuerdo a sus cargas nucleares.
- b) De acuerdo a sus números de masa.
- c) De acuerdo a la cantidad de sus nucleones.
- d) De acuerdo a sus pesos atómicos .
- e) De acuerdo a sus propiedades físicas y químicas

4. Actualmente los elementos se ordenan en función creciente a:

- a) Su número másico.
- b) Su cantidad total de nucleones.
- c) Su cantidad de neutrones.
- d) Su carga nuclear .
- e) Su masa atómica.

5. Respecto a la tabla periódica actual que proposiciones son correctas:

- I. Hay más metales que no metales.
- II. Los halógenos son metales livianos III. Los alcalinos son metales pesados .
- a) Sólo III b) Sólo II c) I y III
- d) Sólo I e) II y III

6. Identifique a un metal líquido y un no metal líquido

- a) Ag y Cl.
- b) Na y F.
- c) Li y S.
- d) Hg y Br.
- e) Ca y P.

7. Los elementos ubicados en el grupo IA de la tabla periódica tienen diferente:

- I. Estado de oxidación.
- II. Números atómicos.
- III. Radio atómico.
- a) solo I b) solo II c) III d) solo II y III
- e) I, II y III.

8. Los elementos con baja energía de ionización pierde electrones con facilidad para formar cationes. Es:

- a) Radio iónico.
- b) Afinidad electrónica.
- c) Radio atómico.
- d) Energía de ionización.
- e) Electronegatividad.

9. Los elementos como C, N, S, son elementos representativos de:

- a) bloque s.
- b) bloque p.
- c) bloque d.
- d) bloque f.
- e) Todas son correctas.

10. Ordene los elementos según su electronegatividad creciente Pb, C, Sn.

- a) Pb < C, < Sn.
- b) C < Sn < Pb.
- c) Pb < Sn < C.
- d) Sn < Pb < C.
- e) Ninguna es correcta.

11. Ordene los cationes del inciso de K^{1+} , Ca^{2+} , Al^{3+} , según su radio iónico creciente.

- a) K^{1+} , < Al^{3+} < Ca^{2+} .
- b) Al^{3+} < K^{1+} , < Ca^{2+} .
- c) Al^{3+} < Ca^{2+} < K^{1+} .
- d) Ca^{2+} < K^{1+} , < Al^{3+} .

12. Un elemento de la tabla periódica tiene como número atómico 46, a que elemento de transición pertenece:

- a) Primera serie de transición.
- b) Segunda serie de transición.
- c) Tercera serie de transición.
- d) Cuarta serie de transición.
- e) Quinta serie de transición.

13. Determinar el periodo y el grupo de un elemento que tiene número atómico 13.

- a) Periodo:4 Grupo: IIIA.
- b) Periodo: 3 Grupo IIIA.
- c) Periodo 5 Grupo IIA.
- d) Periodo 4 Grupo IIIB.
- e) Periodo 4 Grupo IVA.

14. Determinar el periodo y el grupo de un elemento que tiene número atómico 13.

- a) Periodo:4 Grupo: IIIA.
- b) Periodo: 3 Grupo IIIA.
- c) Periodo 5 Grupo IIA.
- d) Periodo 4 Grupo IIIB.
- e) Periodo 4 Grupo IVA.

15. El elemento más electronegativo según la tabla periódica es:

- Cloro.
- Oxígeno.
- Flúor.
- Helio.
- Yodo.

16. Conforme recorremos en forma horizontal la tabla periódica, los elementos representativos disminuye cada vez que agregamos un protón al núcleo y un electrón a una capa en particular. Es:

- Afinidad electrónica.
- radio atómico.
- radio iónico.
- Energía de ionización.
- potencial de ionización.

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA EN ARMONÍA CON EL COSMOS



¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!

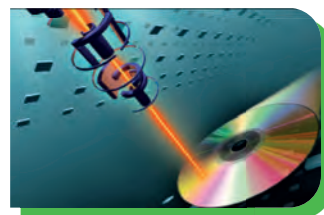
1. Láser

La palabra láser es un acrónimo de (light amplification by stimulated emission of radiation). Se descubrió en 1960 y desde entonces se ha utilizado en diversas aplicaciones. El láser es un tipo especial de emisión.

El láser de rubí fue el primero conocido. Contiene Al_2O_3 , en el cual algunos iones Al^{+3} se han reemplazado por iones Cr^{+3} . En el láser, con una lámpara se excitan los átomos de cromo a niveles de energía más altos. Los átomos excitados son inestables, por lo que en un momento dado alguno de ellos regresará a su estado basal, emitiendo un fotón en este caso en la región roja del espectro. El fotón va y viene muchas veces entre espejos que forman el tubo del láser. Este fotón estimula la emisión de fotones de otros átomos de cromo, que tendrán exactamente la misma longitud de onda que el fotón original. Los fotones a su vez estimulan a otros átomos y así sucesivamente.

Los discos compactos guardan la información igual que lo hace una computadora. Durante el grabado de la música, el sonido se convierte en una serie de números o dígitos. Los dígitos son cero o uno. En el disco se identifican las zonas que tienen agujeros de las que no los tienen. El láser se refleja en las áreas que no tienen agujero, pero pasa a través de las que sí lo tienen. Un detector de luz reconoce sólo las señales reflejadas y de esta forma se reconstruye el voltaje original.

Nuestro oído sólo reconoce señales analógicas. La señal eléctrica digital del disco compacto tiene que convertirse en una señal electrónica analógica para que podamos escucharla. La señal se manda al amplificador donde se convierte en ondas de sonido que podemos escuchar. El sonido reconstruido es casi idéntico al sonido original.



¡CONTINUAMOS CON LA TEORÍA!

2. Modelos atómicos

Son las distintas representaciones de la estructura y funcionamiento de los átomos. Han sido postulados a lo largo de la historia de la ciencia a partir de las ideas que en cada época se manejaban respecto a la composición de la materia.

2.1. Dalton John (1766-1844)

Dalton representa al átomo como la partícula más pequeña e indivisible de la materia. Este fue el primer modelo atómico propuesto en 1808.

Características de este modelo atómico:

- El átomo es indivisible.
- Todos los átomos de un elemento son iguales.

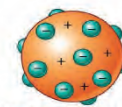
- Átomos de diferentes elementos son diferentes.
- El átomo no cambia.
- Los átomos se combinan para formar moléculas.

2.2. Thomson J.J. (1904-1910)

En base a los experimentos realizados con los tubos de descarga de Crookes fue el primero en plantear un modelo atómico en la que proponía que el átomo es una masa con carga positiva, con electrones esparcidos en todo el átomo y lo más separado posible entre ellos. Es la teoría que se conoce como la teoría del pudín de pasas o de ciruelo.

2.3. Perrin Jean (1910-1911)

También en base a los experimentos con los tubos de descarga de Crookes, modifico el modelo de Thomson, sugiriendo que la carga negativa son extremas al pudín positivo.



Thomson

2.4. Rutherford Ernest (1911)

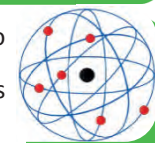
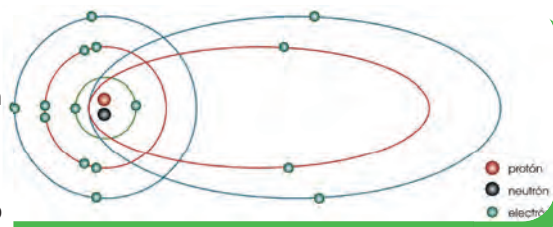
Estable que los electrones giran alrededor del núcleo, en cualquier posición, describiendo únicamente orbitas circulares. Existiendo el mismo número de cargas positivas y negativas, manteniéndose de esa manera la electroneutralidad en el átomo.

2.5. Sommerfeld (1916)

Descubrió que en los electrones de ciertos átomos se alcanzaban velocidades cercanas a la de la luz.

Características de este modelo atómico:

- Los electrones se mueven alrededor del núcleo describiendo orbitas elípticas o circulares.
- Desde el segundo nivel energético existe uno o más subniveles en el mismo nivel con energías un poco diferentes.
- La excentricidad dio lugar a un nuevo número cuántico el azimutal y esta determina la forma de los orbitales.
- Los electrones tienen corrientes eléctricas pequeñas.



2.6. Bohr Niels (1914)

Propone un modelo atómico que establece, que los electrones giran alrededor del núcleo describiendo únicamente orbitas circulares y en determinados niveles de energía.



2.7. Schödinger Erwin (1926)

También conocido como modelo atómico mecánico cuántico del átomo. Este modelo atómico describe el movimiento de los electrones y ondas estacionarias.

2.8. Planck Max (1858-1947)

Propone que los átomos y las moléculas absorben o emiten energía solo en cantidades discretas en forma de radiación electromagnética al cual lo llamo cuántos.

3. Propiedades del núcleo

Las propiedades que derivan de la estructura del núcleo se deben a la existencia de las partículas más pesadas del átomo, protones y neutrones, cuya presencia ausencia o variación como los electrones nos permite considerar los siguientes aspectos.

Las propiedades que derivan de la estructura del núcleo se deben a la existencia de las partículas más pesadas del átomo, protones y neutrones, cuya presencia ausencia o variación como los electrones nos permite considerar los siguientes aspectos.

3.1. Número atómico (Z)

El número atómico es un número entero y positivo que equivale al número de cargas positivas (protones) que existe en el núcleo del átomo de un elemento químico.

Ejemplos

- Z del Oxígeno(O) = 8
- Z del Radio (Ra)= 88

- Z del Helio (He) = 2
- Z del Estaño (Sn) = 50
- Z del Oro (Au) = 79

3.2 Masa Atómica (A)

Se considera a la masa de un átomo y esta se mide en u.m.a. (unidad de masa atómica) y su valor corresponde a 1/12 (doceava) del isótopo 12 del átomo de carbono siendo su masa muy próxima a la de un protón.

Ejemplos

- A de Oxígeno (O) = 15.999 u.m.a.
- A de Aluminio (Al) = 26.982 u.m.a.
- A de Carbono (C) = 12.011 u.m.a.

3.3 Isótopos

Se denominan isótopos a los elementos que poseen el mismo número atómico pero diferente masa atómica (iso = igual; topo=lugar).

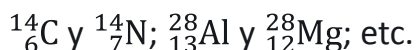
Ejemplos



3.4 Isóbaros

Los isóbaros son los elementos que poseen la misma masa atómica o peso atómico pero distinto número atómico (iso=igual; baro=peso).

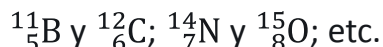
Ejemplos



3.5. Isótonos

Son los elementos que poseen el mismo número de partículas neutras, y se los denominan isótonos.

Ejemplos



4. Propiedades de la nube electrónica

Es un espacio muy grande (constituye el 99.99% del volumen atómico), donde se encuentran los electrones ocupando ciertos estados de energía (orbitales, subniveles y niveles).

Los electrones se encuentran a distancias no definidas respecto al núcleo y se desplazan en torno a ellas en trayectorias también indefinidas.

4.1 Isoeléctricos

Son especies con la misma configuración electrónica y por consiguiente, con el mismo número de electrones.

5. Radioactividad y sus clases

La radiactividad es la propiedad que tienen algunos átomos, llamados radiactivos, que se encuentran en la naturaleza que hace que dichos átomos se transformen en otros átomos distintos emitiendo (o desprendiendo) energía en forma de radiaciones. La radiactividad es pues, un fenómeno natural al que el hombre ha estado expuesto, como todos los seres del universo, desde su origen.

La radiactividad natural procede del Sol, de las estrellas, de los elementos naturales radiactivos, como el Uranio, el Radio, etc., que están en el aire, agua, alimentos, etc. Es el 88% de la que recibimos.

6. Fusión nuclear

la fusión consiste en combinar átomos livianos, por ejemplo, dos isótopos de hidrógeno, deuterio y tritio, para formar un elemento más pesado, Helio.

7. Fisión nuclear

En la fisión, se produce energía al dividir átomos pesados, por ejemplo, al dividir uranio en átomos más pequeños como el yodo, cesio, estroncio, xenón y bario, por nombrar solo algunos. Ambas reacciones liberan energía, la cual, en una central eléctrica, sirve para hervir agua, hacer funcionar un generador de vapor y producir electricidad.

8. Configuración electrónica de los elementos de la naturaleza y el cosmos

La configuración electrónica indica la manera en la cual los electrones se estructuran en un átomo. La configuración electrónica es importante, ya que determina las propiedades totales de combinación química de los átomos, por lo tanto, su posición en la tabla periódica de los elementos.

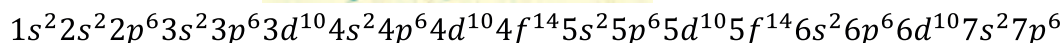
9. Números cuánticos

Para una descripción adecuada de la estructura electrónica de los átomos es necesario considerar las características de los números cuánticos.

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 posible 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 en su desplazamiento alrededor del núcleo.

10. Regla de las diagonales

Niveles	electrones
1	2
2	8
3	18
4	32
5	32
6	32
7	32

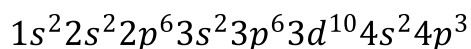


Ejemplo:

Realizar la configuración electrónica para el elemento de $Z=33$ y $A=74.992$

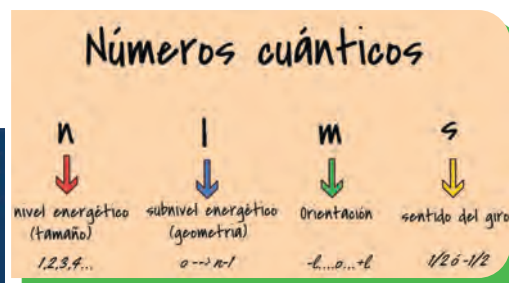
$Z=33$, corresponde al elemento Arsénico.

a) Determinar su configuración electrónica (regla de las diagonales o de Aufbau)



b) Determinar sus números cuánticos

1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l
1s	2s	2p	2p	2p	3s	3p	3p	3p	4s	3d	3d	3d	3d	3d
1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l						
4p	4p	4p	5s	4d	4d	4d	4d	4d						



$n = 4$ máximo nivel de energía del elemento.

$l = 1$ es el valor del número cuántico secundario [p] $l = \{s=0, p=1, d=2, f=3\}$.

$m = +1$ es el valor del número cuántico magnético del último electrón.

$s = +1/2$ sentido de giro del número cuántico spin.

c) Determinar número de protones, neutrones y electrones

$$e^- = 33$$

$$p^+ = 33$$

$$n^0 = A - Z$$

$$n^0 = 75 - 33$$

$$n^0 = 42$$

Tubos fluorescentes

Son capaces de proporcionar una luz blanca potente, con un consumo menor que el de los focos. Para entender la fluorescencia hay que saber lo que es la luminiscencia. Las sustancias luminiscentes son las que emiten luz visible después de



Desafío

En tu cuaderno realiza una clasificación de los tipos de focos o bombillas eléctricas que utilizan en tu contexto y determina su funcionamiento y la cantidad de energía eléctrica que consumen.

ser estimuladas con luz ultravioleta u otro tipo de radiación. La emisión ocurre inmediatamente después de la absorción, el fenómeno se conoce como fluorescencia. Si dura un período largo se llama fosforescencia. Las lámparas fluorescentes contienen mercurio. Cuando se conecta la corriente eléctrica, un filamento que se encuentra en el extremo de la lámpara, emite electrones, los cuales chocan con los átomos de mercurio que están evaporados. Estas colisiones provocan la excitación de los electrones del mercurio. Cuando estos electrones retoman su energía inicial en el átomo de mercurio, se emite luz ultravioleta y visible. La sustancia que produce el efecto fluorescente se encuentra recubriendo el interior del tubo. Esta sustancia absorbe la radiación lanzada por el mercurio y emite, a cambio, luz visible con multitud de longitudes de onda que se observa como luz blanca.



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

Tipo de bombilla o foco	Consumo en Watts	¿Cómo funciona?
Foco incandescente	23 y 30 W	Su funcionamiento está basado en hacer pasar corriente a través del filamento, aumentando su temperatura hasta que emita radiaciones en el espectro visible.



¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!



Desafío

Elabora una maqueta en la cual se representen los diferentes modelos atómicos que se presentaron a lo largo de la historia.

Experiencia productiva



Escanea el QR



Desarrollamos en nuestro cuaderno los siguientes problemas.

1. Explica mediante un esquema el modelo atómico de Bohr.
2. Investiga ¿En qué consiste el efecto Zeeman? ¿Cómo se explica mediante el modelo de Bohr?
3. Realiza una crítica razonada del modelo atómico de Bohr y Sommerfeld.
4. A que se refiere la hipótesis de Broglie.
5. ¿Qué entiendes por zonas de densidad electrónica?
6. ¿Qué son los números cuánticos? ¿Qué representan?
7. ¿Qué números cuánticos necesitas conocer para determinar un orbital?
8. Realiza un esquema donde se resuman las principales características de los modelos atómicos más importantes.
9. ¿Cómo se disponen los electrones en el elemento de número atómico 12?
10. Describe la estructura electrónica del argón. ¿a qué tipo de elemento pertenece?
11. Describe la estructura electrónica del cloro ($Z=17$). ¿a qué tipo de elemento pertenece?
12. El número másico A de un átomo es 14 y su número atómico es $Z=7$. ¿Cuál será la constitución de su núcleo? ¿Cuántos electrones tendrá la corteza? ¿Cómo serán distribuidos?
13. Un isótopo de magnesio de número atómico 12, tiene 2 neutrones más que protones. Realiza el cálculo de su número másico. Describe la estructura electrónica de la corteza de sus átomos.
14. En el boro se hallan siempre mezclados dos isótopos: uno de peso atómico 10; el otro de peso atómico 11. ¿en qué se diferencian ambos isótopos?
15. Si el peso atómico del boro natural es 10.8, ¿en qué proporción se encuentran dichos isótopos?
16. Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos

a)N, b)P, c)Ar, d)Ti, e)V, f)Ge, g)Br, h)Sr, i)Au, j)Be, k)Xe, l)K, m)S, n)Sb

ENLACES QUÍMICOS EN LOS COMPUESTOS DE LA NATURALEZA



¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!

1. La unión hace la fuerza

En las monedas nacionales existe un lema que todos los bolivianos debíamos leer y practicar todos los días de nuestra existencia, ello en beneficio de cada uno de nosotros y de la totalidad de la población por que la unión de todos, como dice el lema, nos daría fuerza para luchar contra las vicisitudes de la vida cotidiana y los altibajos de la política, si así fuera, nuestro país sería una nación fuerte y próspera, libre de peleas cruentas entre nuestros componentes étnicos, sociales y políticos logrando ser un país donde la unidad se practique en beneficio de los pobres, de los trabajadores del campo y las ciudades para dejar a nuestros descendientes una nación con un futuro provisor y seguro.

En la Constitución del año 1825 fue fijado el lema al cual nos referimos, y repetimos, está grabado en la moneda nacional de manera que es un deber de cada ciudadano practicar de buena fe lo que nos manda la Constitución; sin embargo de todo ello, parece que cada ciudadano boliviano está permanentemente en hacer lo contrario oponiéndose a cuanto proyecto relativo a la unidad nacional se proponga ya sea en el ámbito social, industrial, económico y político, siendo éste

Se entiende por enlace químico a la fuerza de atracción que existe entre dos átomos o dos compuestos, donde los último el más acérrimo practicante de la intolerancia y la desunión, pues basta una visión general para establecer que a lo largo de nuestra existencia republicana, fueron los políticos los encargados de practicar, impulsados por sus ambiciones malsanas, la desunión de los bolivianos.

Fuente: <https://www.opinion.com.bo>

Respondemos a las siguientes preguntas:

Define el concepto de enlace en química
¿Qué tipo de enlace tiene el cloruro de sodio? ¿Por qué?
¿Qué es la electronegatividad?



¡CONTINUEMOS CON LA TEORÍA!

Se entiende por enlace químico a la fuerza de atracción que existe entre dos átomos o dos compuestos, donde los mismos se encuentran muy cerca uno del otro ocupando determinadas posiciones.

2. Regla del octeto

Se considera a la unión de elementos se realiza a través de reacciones químicas y mediante la transferencia de electrones don de uno de los átomos cede electrones y el otro acepta, adoptando de esta manera la configuración electrónica del gas noble más próxima.



Existen ciertos átomos de elementos que no cumplen la regla del octeto.

3. 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:

1) El enlace de tipo iónico resulta de la transferencia neta propia de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro y de las interacciones electrostáticas entre cationes y aniones que se forman.

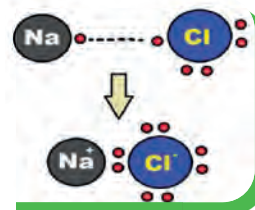
2) El enlace de tipo covalente resulta de la compartición de uno o más pares de electrones entre dos átomos. Estos dos tipos de enlace representan los dos extremos; todos los enlaces entre átomos de elementos distintos tienen al menos cierto grado de carácter tanto iónico como covalente. Los compuestos que poseen enlaces iónicos en forma predominante reciben el nombre de compuestos iónicos. Los compuestos que se mantienen unidos por enlaces covalentes se llaman compuestos covalentes. Algunas propiedades generales asociadas con compuestos iónicos y covalentes se resumen en la siguiente lista.

Algunas características de los compuestos iónicos y covalentes son:

Compuestos iónicos	Compuestos covalentes
Son sólidos con altos puntos de fusión (típicamente >400 °C)	Son gases, líquidos o sólidos de bajo punto de fusión (típicamente , 300 °C)
Muchos son solubles en solventes polares como el agua	Muchos son insolubles en solventes polares.
Casi todos son insolubles en solventes no polares, como hexano, C_6H_{14} , y tetracloruro de carbono, CCl_4 .	Casi todos son solubles en solventes no polares, como hexano, C_6H_{14} , y tetracloruro de carbono, CCl_4 .
Los compuestos iónicos en estado líquido son buenos conductores de la electricidad porque tienen partículas cargadas (iones) móviles.	Los compuestos covalentes en estado líquido no conducen la electricidad.
Las soluciones acuosas son buenas conductoras de la electricidad porque tienen partículas cargadas (iones) móviles	Las soluciones acuosas suelen ser malas conductoras de la electricidad porque la mayoría no poseen partículas cargadas.
Suelen formarse entre dos elementos con electronegatividad muy diferente, de ordinario un metal y un no metal.	Suelen formarse entre dos elementos con electronegatividad semejante, de ordinario no metales.

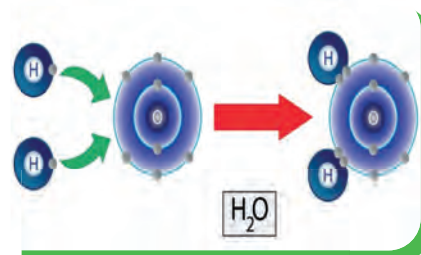
2.1. Enlace iónico

Se caracteriza por la transferencia de electrones de un átomo a otro completando de esta manera su octeto. El enlace iónico puede formarse con facilidad cuando los elementos que tienen baja electronegatividad y baja energía de ionización (metales) reaccionan con elementos que tienen alta electronegatividad y afinidad electrónica muy negativa (no metales). Muchos metales se oxidan con facilidad (esto es, pierden electrones para formar cationes), y muchos no metales se reducen con facilidad (es decir, ganan electrones para formar aniones).



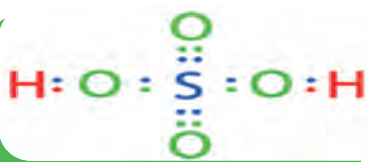
2.2. Enlace covalente

Se caracteriza porque dos o más átomos comparten uno o varios pares de electrones completando o no su octeto. En los compuestos predominantemente covalentes, los enlaces entre átomos dentro de una molécula (enlaces intramoleculares) son relativamente fuertes, pero las fuerzas de atracción entre moléculas (fuerzas intermoleculares) son relativamente débiles. Como resultado, los puntos de fusión y de ebullición de los compuestos covalentes son más bajos que en los compuestos iónicos.



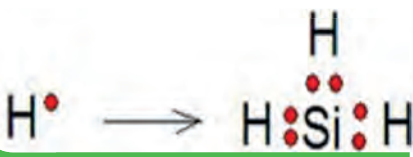
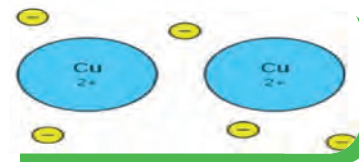
2.3. Enlace coordinado o dativo

Se caracteriza porque dos átomos comparten una pareja de electrones, pero dicha pareja procede solo de uno de los átomos combinados.



2.4. Enlace metálico

Es enlace metálico cuando los electrones de valencia pertenecen en común a todos los átomos.



14. Estructura de Lewis

Los electrones de valencia se representan por medio de puntos o aspas alrededor del símbolo del elemento.

Guía para escribir fórmulas de Lewis

1. Seleccionar un "esqueleto" (simétrico) razonable de la molécula o ion poliatómicos.
2. Calcular el valor de N, el número de electrones de la capa de valencia (más externa) que se necesitan para que todos los átomos de la molécula o ion adquieran la configuración de gas noble.
3. Colocar los electrones C en el esqueleto como pares compartidos y utilice enlaces dobles y triples sólo cuando sea necesario; las fórmulas de Lewis pueden escribirse como fórmulas de puntos o fórmulas de líneas.
4. Colocar los electrones adicionales en el esqueleto como pares no compartidos (solitarios) para cumplir con la regla del octeto de cada elemento de los grupos A (salvo el H, que sólo comparte $2e^-$). Verifique que el número total de electrones sea igual a D, del paso 2.

Ejemplo 1

Realice por la fórmula de Lewis la molécula de Nitrógeno, N_2 .
Aplicar la guía para escribir fórmulas de Lewis

Paso 1: El esqueleto es NN

Paso 2: $N = 2 * 8 = 16 e^-$ necesarios total para ambos átomos

$D = 2 * 5 = 10 e^-$ disponibles para ambos átomos

$C = N - D = 16 e^- - 10 e^- = 6 e^-$ compartidos

Paso 3: $N::N$ 6 e^- se comparten 3 pares; un enlace triple

Paso 4: los 4 e^- adicionales se adjudican como pares no compartidos dos por cada N.

La fórmula de Lewis completa es:



Se utilizaron 10 e^- o también se puede decir 5 pares.

Ejemplo 2

Realice por la fórmula de Lewis del disulfuro de carbono CS_2 .

Aplicar la guía para escribir fórmulas de Lewis.

Paso 1: El esqueleto es SCS

Paso 2: $N = 1 * 8 = 8e^-$ del C + $2 * 8 = 16e^-$, total = 24 e^- necesarios para ambos átomos.

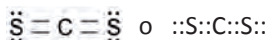
$D = 1 * 4 = 4e^-$ del C + $2 * 6 = 12e^-$ del S, total = 16 e^- disponibles.

$C = N - D = 24 e^- - 16 e^- = 8e^-$ compartidos.

Paso 3: $S::C::S$ 8 e^- se comparten 4 pares; dos enlaces dobles.

Paso 4: El C ya tiene un octeto, de modo que los 8 e^- restantes se distribuyen como pares no compartidos en los átomos de S, con lo cual cada S queda con un octeto.

La fórmula de Lewis completa es:



Se utilizaron 16 e^- o también se puede decir 8 pares.

Ejemplo 3

Realice por la fórmula de Lewis del disulfuro de carbono CO_3^{2-} .

Aplicar la guía para escribir fórmulas de Lewis

Paso 1: El esqueleto es $\begin{bmatrix} O & & O \\ | & C & | \\ O & & O \end{bmatrix}^{-2}$

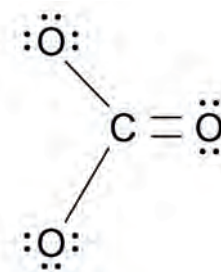
Paso 2: $N = 1 * 8 = 8e^-$ del C + $3 * 8 = 24e^-$ del O, total = 32 e^- necesarios para todos los átomos

$D = 1 * 4 = 4e^-$ del C + $3 * 6 = 18e^-$ del O + 2 (de la carga -2), total = 4+18+2 = 24 e^- disponibles

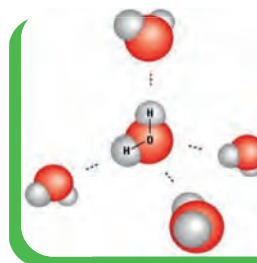
$C = N - D = 32e^- - 24e^- = 8e^-$ compartidos (4 pares)

Paso 3: $\begin{bmatrix} O & & O \\ | & C & | \\ O & & O \end{bmatrix}^{-2}$ se comparten 4 pares. En este punto no importa cual oxígeno tiene el enlace doble.

Paso 4: La fórmula de Lewis completa es:



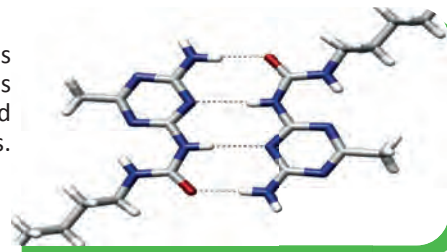
Se utilizaron 24 e^- o también se puede decir 12 pares.

**15. Fuerzas intermoleculares**

Se denominan uniones intermoleculares a las distintas fuerzas que mantienen unidas a dos o más moléculas y entre ellas se tiene al puente de hidrogeno, fuerza de Van Der Waals y dipolo.

15.1. Puente de Hidrogeno

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

**15.2. Fuerza 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.

15.3. 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.



5. Propiedades de las sustancia iónica y covalente en el medio ambiente

5.1. Propiedades de las sustancias iónicas

- Las unidades estructurales son átomos ionizados con distinta carga (negativa y positiva), con estructura de red cristalina. La fórmula indica en qué proporción aparecen estos átomos en la red cristalina.
- A temperatura ambiente son sólidos cristalinos.
- Tienen temperaturas de fusión y ebullición altas.
- Solo conducen la electricidad fundidos o en disolución.
- En general son solubles en disolventes polares.
- Son duros, por lo que no soportan mucho peso encima, frágiles, es decir, que se rompen fácilmente y poco flexibles.

Muchos compuestos iónicos son solubles en agua y sus disoluciones acuosas conducen la electricidad debido a que estos compuestos son electrólitos fuertes.

5.2. Propiedades de las sustancias covalentes

- Las moléculas se organizan en estructuras amorfas uniéndose entre sí por fuerzas intermoleculares.
- El estado a temperatura ambiente es variable. Esto depende de las fuerzas intermoleculares.
- Tienen temperaturas de fusión y ebullición bajas.
- No son buenos conductores de la electricidad. Se consideran aislantes.
- Solubles en disolventes con el mismo tipo de polaridad que la molécula.
- Son blandos (no soportan peso encima) y resistentes (no se rompen, sino que se deforman).



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

En consecuencia, los compuestos covalentes casi siempre son gases, líquidos o sólidos de bajo punto de fusión.

Importancia del consumo del cloruro de sodio (NaCl) o sal de mesa

En tiempos del imperio romano, el cloruro de sodio, más conocido como la sal, era una sustancia tan valiosa que se empleaba como moneda.

No obstante, en tiempos modernos se ha convertido en uno de los productos más usados en la gastronomía, tanto para condimentar como para conservar los alimentos.



En otro sentido, el cloruro de sodio es un mineral necesario para el funcionamiento del sistema inmune, para mantener el equilibrio de líquidos en el organismo e incluso regular el ritmo cardíaco. Además, los músculos y el sistema nervioso la requieren para garantizar su correcto desempeño.

Ventajas y desventajas del cloruro de sodio. El consumo adecuado del cloruro de sodio contribuye a la hidratación del cuerpo, puesto que ayuda a introducir agua en el interior de las células. Al mismo tiempo, puede controlar la cantidad de agua en el organismo y regula los fluidos del cerebro. Estas son solo algunas de sus ventajas, ahora se analizan otras, así como, las desventajas de abusar de la ingesta de sal.

Fuente: <https://nutricionyfarmacia.com/blog/salud/compuestos-quimicos/cloruro-de-sodio/>



Escanea el QR



Respondemos en nuestro cuaderno a las siguientes preguntas:

¿Qué sucede cuando hay deficiencia de cloruro de sodio?

¿Qué usos se dan al cloruro de sodio?

¿Cuánto cloruro de sodio se aconseja consumir?



¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!



Desafío

- Realizar las representaciones de Lewis de los siguientes elementos: Zinc, Francio, Helio, Bario y Wolframio.
- Escribir las estructuras de Lewis de los siguientes átomos: Bromo, Magnesio, Fósforo, Oxígeno, Carbono y Argón.
- Deducir la estructura de Lewis de las siguientes moléculas: H_2O , NH_3 , $BeCl_2$, BCl_3 , SCl_2 , CO_2 , SO_2 , SO_3 , CH_4 , $HClO$, H_2CO_3 , HNO_2 .
- Escribir las estructuras de Lewis de los siguientes iones: Br^- , O_2^- y P_3^-

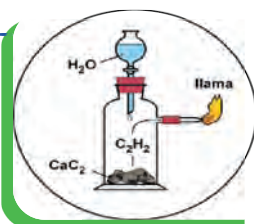
REACCIONES QUÍMICAS EN PROCESOS PRODUCTIVOS



¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!



Escanea el QR



Obtención de gas acetileno

El Acetileno (Etino) $[C_2H_2]$ se obtiene por medio de la reacción de hidrólisis de carburo de calcio $[CaC_2]$. Lo que sucede en esta reacción es que los dos carbonos que están enlazados con el calcio, se saturan con dos hidrógenos y ocurre una reacción de desplazamiento donde se crea un hidróxido en relación con el agua.



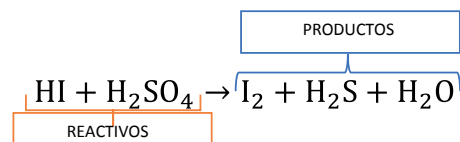
¡CONTINUAMOS CON LA TEORÍA!

Reacción química

Una reacción química ocurre cuando ciertas sustancias reaccionan entre sí, en ocasiones ocurren hechos muy visibles que confirman la ocurrencia y, entre ellos, podemos destacar: liberación de gas y luz, cambio de color y olor, formación de precipitados, etc.

Ecuación química

Una ecuación química es una forma corta de expresar en términos de símbolos y formulas todo un proceso de transformación química.



Clases de reacciones químicas

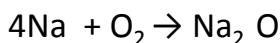
El conocimiento de las reacciones químicas nos va a permitir predecir, aproximadamente, los productos que se va a obtener.

Reacciones por su mecanismo atómico

Síntesis

Son aquellas reacciones que se producen entre dos elementos, para formar un compuesto.

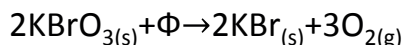
Ejemplo



Reacciones de descomposición

Son aquellas reacciones donde una sustancia se descompone, ya sea por medio de calor, electricidad, etc., produciendo dos o más sustancias nuevas.

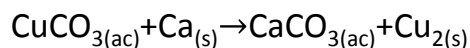
Ejemplo



Reacciones de simple sustitución

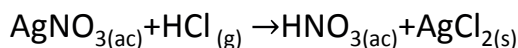
Es la reacción en la cual un elemento reemplaza a otro y para que esto suceda es necesario que la actividad de dicho elemento sea mayor a la del elemento reemplazado.

Ejemplo



Reacciones de doble sustitución

Estas se caracterizan porque existe un mutuo desplazamiento de dos sustancias y de esta manera obteniéndose dos nuevos compuestos.

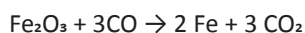


Reacciones por el cambio de numero de oxidación

Reacciones Redox

Estas tienen la característica porque dos o más elementos cambian su estado de oxidación al pasar de un miembro al otro en una ecuación química. En este tipo de reacción debe existir por lo menos un elemento que aumente de numero de oxidación y otro que disminuya simultáneamente que un solo elemento sufra los dos cambios de estado de oxidación.

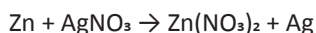
Ejemplo



Estados de oxidación:

Reducción: el Fe pasa de un estado de oxidación de +3 a 0 por lo tanto se reduce

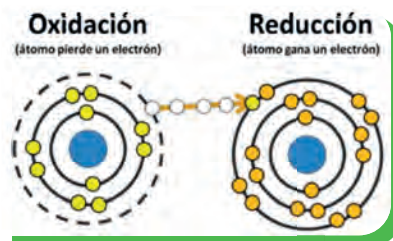
Oxidación: el C pasa de +2 a +4 por lo tanto se oxida



Estados de oxidación:

Reducción: Ag pasa de estado de oxidación +1 a 0

Oxidación: Zn pasa de estado de oxidación 0 a +2



Reacciones no Rédox

En este tipo de reacción todos los elementos mantienen su estado de oxidación inicial. Esto quiere decir que los elementos no cambian de estado de numero de oxidación al pasar de un miembro al otro en una ecuación química.

Reacciones por el cambio de energía calorífica

Reacciones exotérmicas

Son aquellas que van acompañadas por un desprendimiento de calor y esta liberación de calor se expresan mediante los símbolos Φ o Δ como parte de los productos o mediante la variación de entalpia ($\Delta H = -$) o su variación de energía ($\Delta E = +$).

Ejemplos:



Reacciones endotérmicas

Este tipo de reacciones requieren calor para que pueda llevarse a cabo. El requerimiento de calor se representa por medio de los símbolos Φ o Δ como parte de los reaccionantes o mediante su variación de entalpia ($\Delta H = +$) o su variación de energía ($\Delta E = -$).

Ejemplo



Investiga

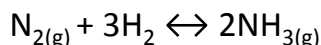
Investiguemos sobre el proceso de la fotosíntesis

Reacciones por su extensión

Reversibles

Las reacciones reversibles son aquellas en las que los reactivos no se transforman totalmente en productos, ya que éstos vuelven a formar los reactivos, dando lugar así a un proceso de doble sentido que desemboca en equilibrio químico.

Ejemplo: Síntesis de amoníaco



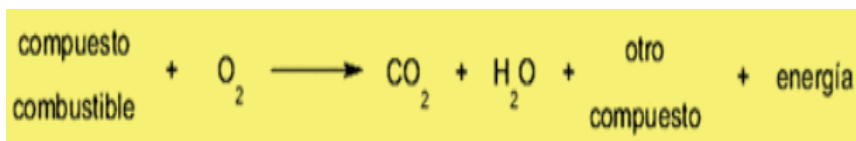
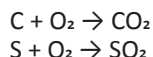
Irreversible

Una reacción irreversible es una reacción química que se verifica en un solo sentido, es decir, se prolonga hasta agotar por completo una o varias de las sustancias reaccionantes y por tanto la reacción inversa no ocurre de manera espontánea.

Reacción combustión

Estas reacciones se usan como fuente de energía, es decir el desprendimiento de calor. Teniendo en cuenta que las sustancias orgánicas que más se utilizan son las que contienen carbono, hidrogeno y oxígeno.

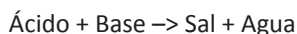
Ejemplos



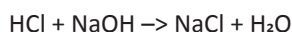
Las reacciones de combustión y sus efectos para el medio ambiente.

Reacción de neutralización

Estas reacciones se producen de forma instantánea obteniéndose productos cuyas propiedades son totalmente distintas a las de los reaccionantes. Uno de los productos principales en casi todas las reacciones es la formación de agua.



Ejemplo



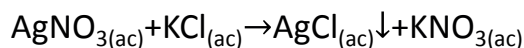
Uso de las reacciones de las reacciones de neutralización en la industria.

Reacción de precipitación

Se produce reacción de precipitación, cuando al mezclar sustancias iónicas, los iones existentes en el medio tienden a estar unidos, formando un precipitado.

En las reacciones de precipitación se forma un producto insoluble.

Ejemplo



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

Los ejemplos más comunes de precipitación son lluvia, nevadas, granizo, aguanieve, rocío, etc.

Debemos entender que las reacciones químicas y la reactividad de los materiales es un aspecto de vital importancia para la seguridad, ya que los procesos químicos exotérmicos son abundantes en las actividades de fabricación.

Tal es el caso de las refinerías de Yacimientos Petrolíferos Fiscales Bolivianos (YPFB). Ahí las reacciones exotérmicas intencionadas y sobre todo las no intencionadas, en una importancia crucial para garantizar la operatividad y el escalado seguro de un proceso químico a planta. Reconocer este tipo de reacciones nos permite adelantarnos a la preparación de documentos o manuales de seguridad, muy detallados, para proteger al personal y a las instalaciones frente a las consecuencias de una reacción fuera de control.

Las reacciones endotérmicas también son de gran importancia para la vida, ya que los organismos vivos aprovechan este tipo de reacciones químicas para mantenerse con vida. Las tortugas y los cocodrilos son un ejemplo, ya que absorben el calor del sol para regular la temperatura de su organismo.

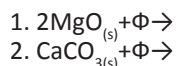
¿Qué tipo de reacción existe cuando la fiebre se manifiesta? Justifica tu respuesta.



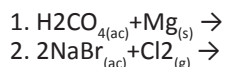
¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!

Resolvemos en nuestro cuaderno las siguientes reacciones químicas.

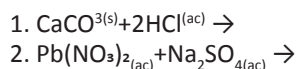
Reacciones de descomposición



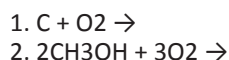
Reacciones de simple sustitución



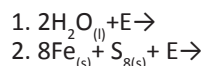
Reacciones de doble sustitución



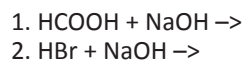
Reacciones exotérmicas



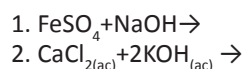
Reacciones endotérmicas



Reacción de neutralización



Reacción de precipitación



IGUALACIÓN DE ECUACIONES QUÍMICAS EN PROCESOS PRODUCTIVOS



¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!

Cristalizando

Materiales: sal, plato, agua, luz solar, vaso transparente, cuchara.

Procedimiento: en un vaso transparente se echa agua y tres o cuatro cucharadas de sal. Se remueve con la cuchara hasta que la sal se diluya por completo. Por último, se vierte el agua salada en un plato en un lugar soleado y se espera un par de días.



Responde las siguientes preguntas en tu cuaderno.

¿Qué ha ocurrido con el agua?

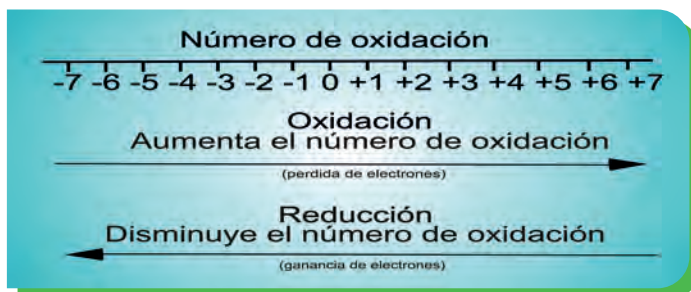
¿Qué ha ocurrido con la sal?

¿El agua ha desaparecido por completo o simplemente se ha transformado?

¿Será que las sustancias se destruyen o simplemente se transforman en algo nuevo?



¡CONTINUEMOS CON LA TEORÍA!



90 2. Reglas para determinar números de oxidación

Se considera oxidación a cualquier cambio químico en el cual una sustancia pierde electrones y por consiguiente aumenta su estado de oxidación, es decir, aumenta de valencia.

2.1. Agente reductor

Es la sustancia que se oxida y esto causa la reducción de la otra.

2.2. Reducción

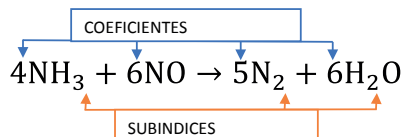
Es un cambio químico en el cual una sustancia gana electrones y por lo tanto disminuye su estado de oxidación, es decir, disminuye de valencia.

2.3. Agente oxidante

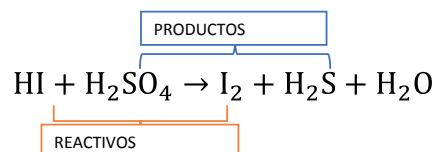
Es la sustancia que se reduce puesto que esa causa la oxidación de la otra.

3. Métodos de igualación de ecuaciones químicas

El balanceo de una reacción química se realiza por medio de coeficientes y no por subíndices.



Ecuación química



3.1. Método del tanteo

Este tipo de balanceo se lo realiza por simple inspección u observación y se aplica en ecuaciones simples.

Ejemplo

Balancear por el método del tanteo la siguiente ecuación: $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$

Entonces por simple inspección u observación se procede a balancear, con los coeficientes que sean.

ELEMENTOS	REACTIVOS	PRODUCTOS	ESTADO
N	2 átomos	2 átomos	Balanceado
H	4 átomos	2 átomos	No balanceado
O	3 átomos	2 átomos	No balanceado

Se puede verificar que los átomos de H y O no se encuentran balanceados

3.2. Método oxidación reducción

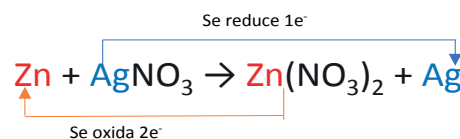
Este método se emplea en reacciones químicas donde los elementos se oxidan o se reducen. El número de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un enlace determinado:

- Todos los elementos libres que no formen compuesto tendrán número de oxidación cero.
- El hidrógeno tendrá número de oxidación de +1, excepto en los hidruros, en los cuales actúa con número de oxidación -1.
- El oxígeno tendrá número de oxidación -2, excepto en los peróxidos donde actúa con número de oxidación -1.
- Los metales alcalinos (grupo IA de la tabla periódica de elementos) tienen en sus compuestos número de oxidación +1.
- Los metales alcalino térreos (elementos del grupo IIA de la tabla periódica) tienen en sus compuestos número de oxidación +2.
- Los halógenos (grupo VII A) tienen en sus compuestos haluros, número de oxidación -1.
- La suma de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto iónico es igual a la suma de la carga neta de los átomos constituyentes del ion.

Si algún átomo se oxida, su número de oxidación aumenta y cuando un átomo se reduce, su número de oxidación disminuye.

La suma de los números de oxidación de los átomos que constituyen una molécula es cero.

Ejemplo

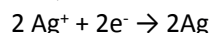
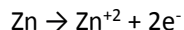


Estados de oxidación:

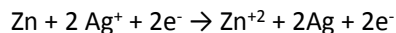
Reducción: Ag pasa de estado de oxidación +1 a 0

Oxidación: Zn pasa de estado de oxidación 0 a +2

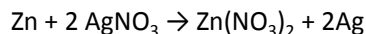
Semirreacciones:



Reacción global:



Reacción ajustada:



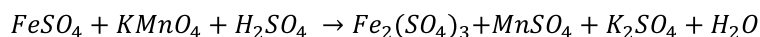
3.3. Método ion electrón (ácido y básico)

Este método se caracteriza porque utiliza precisamente dos semireacciones que contienen por una parte a los iones de los elementos que se oxidan y por otro lado a los elementos que se reducen y cuyo equilibrio proporcionan los coeficientes para poder balancear una ecuación química.

3.1. Medio ácido

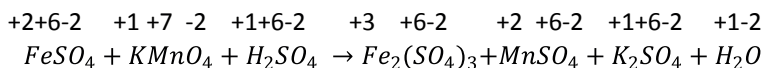
Paso 1

Se escribe la ecuación:



Paso 2

Se determinan los números de oxidación de los elementos presentes en la reacción:



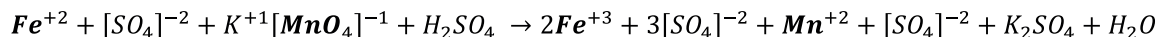
Paso 3

Verificamos que elementos se oxidan y reducen y se forman 2 semireacciones:

Oxidación $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$ se oxida y su número de oxidación cambia de +2 a +3

Reducción $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$ se reduce, su número de oxidación cambia de +7 a +2

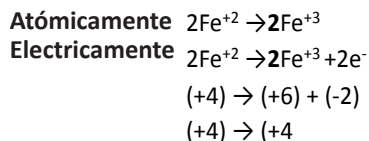
Se disocian solo las sales en las que se encuentran estos elementos:



Paso 4

Procedemos a equilibrar atómicamente y electricamente los elementos que se oxidan y se reducen:

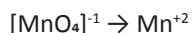
Para el elemento que se oxida se tiene:



Para el elemento que se reduce se tiene:

Para el elemento que se reduce se tiene:

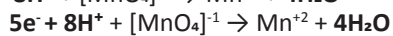
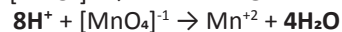
Atómicamente



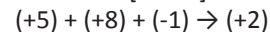
Agregamos átomos de oxígeno



Agregamos átomos de hidrógeno



Eléctricamente

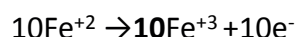


Paso 5

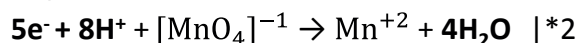
Las semireacciones equilibradas quedaron de la siguiente manera:



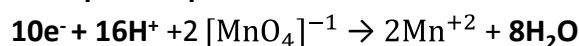
Multiplicado por 5 se tiene:



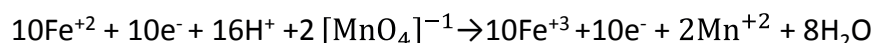
Segunda reacción



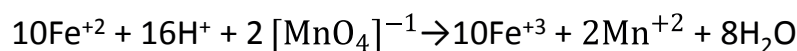
Multiplicado por 2 se tiene:

**PASO 6**

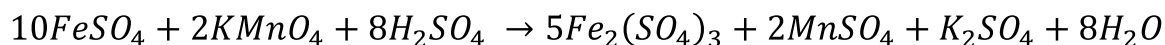
A continuación, se procede a realizar la suma de las semireacciones



Simplificado término semejante se tiene:

**Paso 7**

Se procede a trasladar los coeficientes encontrados a la ecuación original se tiene lo siguiente:

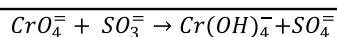
**Paso 8**

Paso final se procede a equilibrar la reacción química.

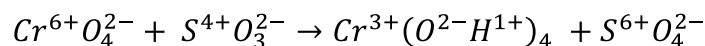
Elementos	Reactivos	Productos
Fe	10	10
S	18	18
O	80	80
K	2	2
Mn	2	2
H	16	16

3.3.2. Medio básico**Paso 1**

Se escribe la ecuación:

**Paso 2**

Se determinan los números de oxidación de los elementos presentes en la reacción y se identifica cuales sufren cambios:

**Paso 3**

Verificamos que elementos se oxidan y reducen y se forman 2 semireacciones:

Oxidación	$\text{Cr}^{6+}\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}(\text{O}^{2-}\text{H}^{1+})_4$
Reducción	$\text{S}^{4+}\text{O}_3^{2-} \rightarrow \text{S}^{6+}\text{O}_4^{2-}$

Paso 4

Procedemos a equilibrar los átomos de hidrógeno y oxígeno donde hace falta hidrógenos se agrega iones oxidrilo (OH): También se añade moléculas de agua para equilibrar los átomos de oxígeno.

Oxidación	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr(OH)}_4^{-} + 4\text{OH}^{-}$
Reducción	$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^{-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$

Paso 5

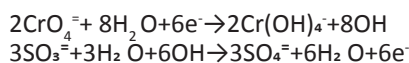
Balanceamos las cargas:

Oxidación	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cr(OH)}_4^{-} + 4\text{OH}^{-}$
Reducción	$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^{-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^{-}$

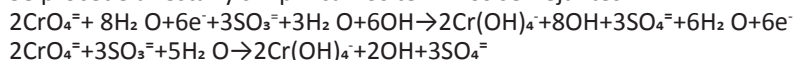
Oxidación	$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e^- \rightarrow Cr(OH)_4^- + 4OH^-$	*2
Reducción	$SO_3^{2-} + H_2O + 2OH^- \rightarrow SO_4^{2-} + 2H_2O + 2e^-$	*3

Paso 6

Sumar las semireacciones:

**Paso 7**

Se procede a restar y simplificar los términos semejantes:

**Paso 8**

Paso final se procede a equilibrar la reacción química:

Elementos	Reactivos	Productos
Cr	2	2
O	22	12
S	3	3
H	10	10

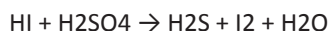
Metodo algebraico

Se utiliza para ecuaciones químicas de mayor dificultad que no se pueden balancear.

- A cada sustancia se le asigna una variable.
- Se elaboran ecuaciones para cada elemento.
- Se resuelven las ecuaciones y para ello se asume un valor para aquella variable que ayude a resolver el mayor número de ecuaciones.
- Los valores de la variable se colocan en la ecuación original y se comprueba.

Ejemplo

Balancear por el método algebraico la siguiente reacción química

**Paso 1**

Verificamos si la reacción química se encuentra balanceada

Elementos	Reactivos	Productos
H	3	4
I	1	2
S	1	1
O	4	1

Se identificó a todos los elementos presentes en la reacción química y se comprueba que no está balanceada.

Paso 2

Se procede a colocar en cada componente de la reacción química un coeficiente literal (a, b, c, ...)

**Paso 3**

Formar ecuaciones para cada elemento que compone la reacción química.

$$\begin{array}{lll} \text{H:} & a+2b=2c+2e & \text{Ec. 1} \\ \text{I:} & a=2d & \text{Ec. 2} \\ \text{S:} & b=c & \text{Ec. 3} \\ \text{O:} & 4b=e & \text{Ec. 4} \end{array}$$

Paso 4

De las ecuaciones halladas, verificar cual es la variable que tiene mas participación. Para este ejemplo se puede observar que la variable (b) se encuentra en la Ec. 1, Ec. 3, y Ec. 4, entonces se procede a realizar la asignación de un valor en este caso será $b=1$.

Paso 5

Sabiendo el valor de b se procede a resolver las diferentes ecuaciones, conviene empezar de la ecuación menos compleja hacia la más compleja.

En la Ec. 3 donde $b=c$, como $b=1$ entonces $c=1$

Para la Ec. 4 donde $4b=e$. como $b=1$ entonces reemplazamos el valor de b entonces se tienen $4(1) = e$ resolviendo la ecuación tenemos que: $e=4$

Como ya se tiene los valores de b, c, y e se puede hallar el valor de a en la Ec. 1

$$a+2b=2c+2e$$

reemplazando valores tenemos:

$$a+2(1) = 2(1) + 2(4)$$

$$a+2=2+8$$

$$a+2=10$$

como 2 está sumando pasa a restar

$$a=10-2$$

$$a=8$$

Para hallar el valor de la variable d reemplazamos el valor de a en la Ec. 2

$$a=2dreemplazando el valor de a tenemos$$

$$8=2d$$

El numero 2 está multiplicando lo pasamos a dividir

$$d=8/2$$

$$d=4$$

valores hallados: $a=8$, $b=1$, $c=1$, $d=4$ y $e=4$

Paso 6

Reemplazamos los valores hallados para cada variable en la reacción química



Elementos	Reactivos	Productos
H	10	10
I	8	8
S	1	1
O	4	4



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

**Desafío**

Conociendo la cristalización de la sal, tenemos una idea clara de cómo se dan los balances químicos. Por ello, podemos afirmar que la sal de nuestro experimento sufrió una reacción química. A lo largo del texto vimos y analizamos el caso de la sal de mesa y otras reacciones utilizando distintos métodos.

Ahora te toca a ti investigar otras reacciones existentes en tu entorno donde vives.

Dichas investigaciones lo debes realizar en tu cuaderno.

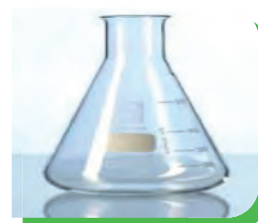


¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!

En tu cuaderno resuelve las siguientes ecuaciones planteadas

Balanza las siguientes ecuaciones químicas por el método del tanteo:

- $Zn+HCl \rightarrow ZnCl_2+H_2$
- $HCl+Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2+H_2O$
- $Al_2O_3+H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3+H_2O$



4. $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
5. $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$

Balancea las siguientes ecuaciones químicas por el método redox:

1. $\text{KClO}_3 + \text{S} \rightarrow \text{KCl} + \text{SO}_2$
2. $\text{KClO}_3 + \text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
3. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$
4. $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

Balancear por el método ion-electrón las siguientes reacciones:

1. $\text{Co} + \text{Cl}_2 + \text{KOH} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{O}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{S}_8 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{KSCN} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + \text{CO}_2 + \text{NO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Balancear por el método algebraico las siguientes reacciones:

1. $\text{BaO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2$
2. $\text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
3. $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$

Laboratorio

Reconocimiento del agente reductor y oxidante del permanganato de potasio

El permanganato de potasio es un sólido cristalino púrpura, soluble en agua. Es no inflamable, sin embargo, acelera la combustión de materiales inflamables y si este material se encuentra dividido finamente, puede producirse una explosión. Es utilizado como reactivo en química orgánica, inorgánica y analítica; como blanqueador de resinas, ceras, grasas, aceites, algodón y seda; en teñido de lana y telas impresas; en el lavado de dióxido de carbono utilizado en fotografía y en purificación de agua. Se obtiene por oxidación electrolítica de mineral de manganeso.



Agua potable con permanganato de potasio

Permanganato de potasio

Llena una cucharada sopera con solución de permanganato de potasio y vaciála en un bidón de 20 litros de agua, se pintará el agua de color rosa, déjala reposar media hora; pasando este tiempo agrega de 5 a 10 gotas de limón, agita el garrafón hasta que el color rosado desaparezca y el agua estará lista para su consumo.

Recomendaciones adicionales

- Si después de poner la cantidad de permanganato de potasio recomendable el agua no adquiere un ligero color rosa, significa que está altamente contaminada y es necesario agregar más permanganato, hasta que aparezca el color rosa.
- Cuando el agua toma un color rosa se considera que toda la materia orgánica del agua ha sido oxidada y asegura la desinfección.
- Es importante echar las gotas de limón que sirven como neutralizante, para eliminar el exceso de permanganato de potasio.
- Compra la solución de permanganato de potasio al 1%.
-

Las ventajas de utilizar métodos para purificar el agua son:

- Reduces el riesgo de enfermedades.
- Mejora el sabor del agua.
- Es más barato utilizar algún método para purificar el agua que comprar agua embotellada.
- Ayudas al medio ambiente al no comprar agua en botellas de plástico.
- Con esta solución las paredes interiores de tu bidón o envase pueden ponerse color café, es necesario sustituirlos cuando pase esto.

ÁTOMOS, MOLES Y MOLÉCULAS DE LAS SUSTANCIAS



¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!

Lectura de análisis

En 1992, representantes de 172 países se reunieron en Río de Janeiro, Brasil, para asistir a la Conferencia de las Naciones Unidas sobre Medio Ambiente y Desarrollo, reunión que se conoce como la Cumbre de la Tierra. Cinco años más tarde, en diciembre de 1997, representantes de 130 naciones se reunieron en Kyoto, Japón, para analizar las repercusiones de las actividades humanas en el calentamiento global. De esa reunión provino una iniciativa de trabajar con miras a un tratado global que, entre otras cosas, dictaría las medidas que deben tomarse para reducir las emisiones de gases que provocan calentamiento global. En julio de 2001, en Bonn, Alemania, 178 naciones firmaron un tratado basado en los llamados Protocolos de Kyoto. Estos esfuerzos encaminados a atender cuestiones ambientales desde una perspectiva internacional indican que muchos de los problemas ambientales más urgentes son de naturaleza global. El crecimiento económico de los países, tanto desarrollados como en vías de desarrollo, depende en grado crítico de los procesos químicos. Estos fluctúan desde el tratamiento de abastos de agua hasta procesos industriales, muchos de los cuales generan productos o subproductos dañinos para el ambiente. Ahora nos hallamos en situación de poder aplicar los principios que hemos aprendido en los capítulos anteriores a la comprensión de estos procesos. En este capítulo consideraremos algunos aspectos de la química de nuestro medio, enfocando nuestra atención en la atmósfera de la Tierra y en su ambiente acuoso, conocido como hidrosfera. Tanto la atmósfera como la hidrosfera de nuestro planeta hacen posible la vida como la conocemos. Por consiguiente, el manejo del ambiente de manera que se conserve y se mejore la calidad de vida, es una de las preocupaciones más importantes de nuestros tiempos. Nuestras decisiones cotidianas como consumidores reflejan las de los dirigentes que acuden a Bonn y a reuniones internacionales semejantes: debemos sopesar los costos contra los beneficios de nuestras acciones. Desafortunadamente, las repercusiones ambientales de nuestras decisiones suelen ser muy sutiles y no se manifiestan de inmediato.



De acuerdo a la lectura realizada, realiza la siguiente actividad en tu cuaderno



¡CONTINUEMOS CON LA TEORÍA!

Investigar en tu contexto las sustancias que contaminan el medio ambiente y realizar con ello un periódico mural con imágenes y descripciones sobre cada sustancia contaminante de nuestro medio ambiente.

4. Masa atómica (A)

La masa atómica de un elemento es la masa o peso promedio de la mezcla isotópica sobre la base del isótopo del carbono 12, por lo tanto, la masa atómica se refiere al promedio para los isótopos de un elemento tal como se presenta en la naturaleza. Así, por ejemplo, la masa atómica del elemento carbono según la tabla periódica es 12,011 es decir ligeramente superior al asignado 12. La explicación para ello es que el elemento carbono está presente en la naturaleza como una mezcla de dos isótopos, y su masa atómica es un promedio de las masas atómicas de sus dos isótopos. Para calcular la masa atómica promedio se necesita conocer:

- Las masas de los isótopos individuales.
- Las abundancias relativas en porcentaje de los isótopos.

En conocimiento de estos dos datos y la siguiente ecuación permiten calcular la masa atómica promedio de cada elemento:

$$\text{Donde: } = \frac{m_1 A_1}{100} + \frac{m_2 A_2}{100} + \dots + \frac{m_n A_n}{100}$$

m_1 = masa atómica del isótopo 1
 A_1 = abundancia del isótopo 1 en %
 m_2 = masa atómica del isótopo 2
 A_2 = abundancia del isótopo 2 en %

Asimismo, las sumas de las abundancias isotópicas son igual a 100 y corresponde a la siguiente fórmula:

$$A_1 + A_2 + A_3 + \dots + A_n = 100$$

De la misma manera la masa atómica y su abundancia isotópica se encuentra en la tabla periódica de los elementos, esta es una aclaración para saber de dónde proviene la masa atómica de cada elemento.

Ejemplo

Calcular la masa del Cu donde tiene dos isótopos de masas que son: masa atómica del isótopo 1 = 63 y, abundancia isotópica 1 (69.2%), masa atómica del isótopo 2 = 65 y abundancia isotópica 2 = (30.8%).
 Sustituyendo en la ecuación de la masa atómica tenemos:

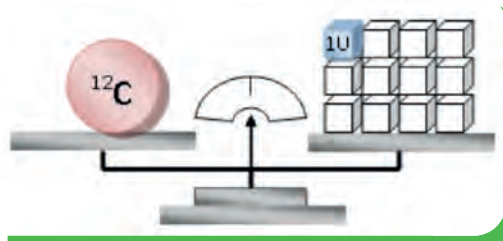
$$A_{Cu} = \frac{63 * 69.2}{100} + \frac{65 * 30.8}{100} = 63.62$$

Si comparamos este resultado es igual a la masa que aparece en la tabla periódica.

4.1. Masa atómica relativa

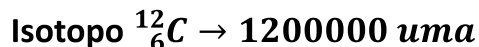
Es un número adimensional que indica cuantas veces más pesado es el átomo del elemento que la UMA (Unidad de Masa Atómica).

También se la puede definir como el número de veces que la masa de una molécula contiene a la UMA. Por ejemplo, la masa molecular del agua es de $16 \text{ u} + 2\text{u} = 18 \text{ u}$; por lo tanto, una molécula de agua equivale a 18 UMA.



4.2. Masa atómica absoluta

La masa atómica absoluta es la masa real de un átomo. Su valor oscila entre $1 \cdot 10^{-22}$ y $1 \cdot 10^{-24}$ gramos. No existe en la actualidad un instrumento de medición que nos permita apreciar esa masa, por esa razón en la práctica se comparan las masas de los átomos con una masa patrón.



Unidad de masa atómica es la 12ava parte de la masa fijada para el isótopo 12 de carbono.

5. Masa molecular

La masa molecular de una sustancia se la obtiene mediante la fórmula:

$$\text{Masa molecular de una sustancia} = m_1 v_1 + m_2 v_2 + \dots \text{ mAvA}$$

Donde mA es la masa atómica promedio de un elemento

v es el subíndice correspondiente del elemento en la fórmula.

Aclaración la masa molecular solo se la puede obtener de un compuesto y no así de un elemento.

Ejemplos

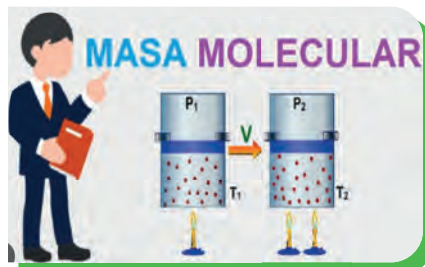
Calcular la masa molecular del H_2O .

Resolviendo

Masa atómica del elemento H = 1 multiplicado por su subíndice es 2.

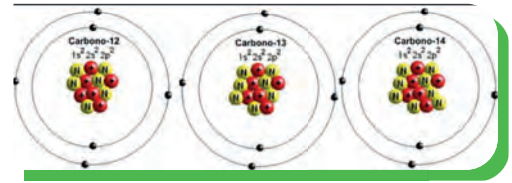
Masa atómica del elemento O = 15.9994 este elemento no tiene subíndice Entonces se realiza la suma respectiva de las masas atómicas constantes y las producidas por la multiplicación de cada elemento si:

$$\text{Masa molecular de } \text{H}_2\text{O} = 2 + 15.9994 = 17.9994$$



6. Mol y número de Avogadro

Mol es una cantidad de sustancia, de fórmula química determinada, que contiene el mismo número de unidades de fórmula (átomos, moléculas, iones, electrones, cuantos y otras entidades) que átomos hay exactamente en 12,0000 g de isótopo de carbono 12.



1 mol de cualquier elemento que tiene una masa X en gramos, donde X es la masa atómica del elemento. Esta definición operacional se puede aplicar a las sustancias que constan de moléculas o iones.

Ejemplo, para los siguientes elementos tendremos.

1 mol H = 1.008 g H
1 mol O = 16.00g O

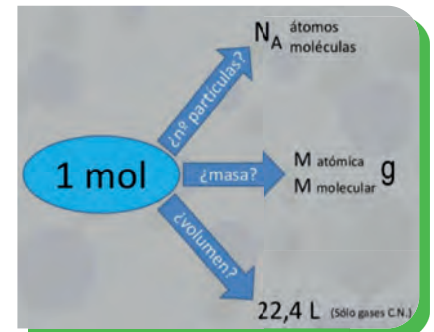
1 mol C = 12.01g C
1 mol Br = 79.9 g Br

Para compuestos o moléculas se tendrá:

1 mol H₂ = 2.016g H
1 mol NaCl = 58,45g NaCl

1 mol H₂O = 18.016g H₂O

La masa molecular de una fórmula nos indica el número de peso en gramos que existe en 1 mol de cualquier sustancia por ello es necesario conocer la fórmula de una sustancia para realizar cálculos estequiométricos y además es muy importante que cuando se usa el concepto de mol para una sustancia en estado gaseoso o líquido, se realice correctamente usando las palabras y símbolos adecuados.



Ejemplo, si se dice, 1 mol de O, se tiene que especificar necesariamente la fórmula del oxígeno al saber:

1 mol O = 16g O
1 mol O₂ = 32g O

Por ello es corriente utilizar la terminología de 1 mol de O para referirse a las moléculas y 1 mol de átomos de O para la forma atómica de los elementos. Esta dificultad desaparece en los elementos que son sólidos, puesto que no tiene sentido, sino que más bien es redundante referirse a 1 mol de átomos de Ca, cuando lo más simple es decir 1 mol de Ca.

6.1. Número de Avogadro

El número de Avogadro es igual al número de unidades de fórmula por mol.

$$6.023 \cdot 10^{23}$$

Este número de partículas en 1 mol de sustancia se llama número de Avogadro en honor al científico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856) que lo postuló. Es un número puro con un nombre especial.

Su abreviatura es: N_A

Este número tiene una importancia en Química por que representa el número de átomos en X g de cualquier elemento, siendo X la masa atómica del elemento. El conocimiento del número de Avogadro y la masa atómica relativa de los elementos, permiten calcular la masa de un átomo individual y el número de átomos que hay en una cantidad determinada de cualquier elemento.

Por lo tanto: 1 mol C = 6.023*10²³ átomos de C 1 mol S = 6.023*10²³ átomos de S
1 mol Cu = 6.023*10²³ átomos de Cu 1 mol O = 6.023*10²³ átomos de O

Esta idea se puede generalizar a sustancias que constan de moléculas, iones, etc.

1 mol H₂ = 6.023*10²³ moléculas de H₂
1 mol H₂O = 6.023*10²³ moléculas de H₂O
1 mol de H₂SO₄ = 6.023*10²³ moléculas de H₂SO₄



Masa molar

La masa molar de una sustancia es numéricamente igual a la masa molecular o fórmula cuyas unidades son gramos por mol (g/mol). **Ejemplos**

FORMULA	MASA MOLECULAR	MASA MOLAR
H ₂	2.016	2.016 g/mol
H ₂ SO ₄	98	98 g/mol

7. Volumen molar

El volumen molar de un gas es igual al volumen ocupado por 1 mol de gas a 0 °C y una atmósfera de presión. Mediante experimentos se ha determinado que el volumen molar de un gas es 22.4 L en C.N. por lo tanto se puede escribir una definición operacional:

1 mol de gas en C.N. = 22.4 L Gas C.N.

8. Densidad

Es la cantidad de materia que ocupa un determinado volumen se define densidad. Normalmente se emplea la masa para medir cuanto sustancia existe, por lo que la densidad se expresa como masa de sustancia por unidad de volumen, en unidades de g*mL o kg*mL. La densidad es una de las propiedades físicas que pueden usarse para caracterizar una sustancia pura.

8.1. Densidad relativa

Densidad relativa o peso específico expresa la razón entre la densidad de dos cuerpos.

8.2. Densidad absoluta

La densidad absoluta de un cuerpo es la masa de dicho cuerpo contenida en la unidad de volumen, sin incluir los vacíos. La densidad aparente es la masa de un cuerpo contenida en la unidad de volumen, incluyendo sus vacíos.

El monóxido de carbono es una molécula relativamente poco reactiva y, por consiguiente, no representa una amenaza directa para la vegetación o los materiales. Sin embargo, afecta a los seres humanos. Tiene la rara capacidad de unirse muy fuertemente a la hemoglobina, la proteína de los glóbulos rojos que contiene hierro y que transporta el oxígeno en la sangre. En los pulmones, una molécula de hemoglobina captura una molécula de oxígeno (O₂), la cual reacciona con el átomo de hierro para formar una especie llamada oxihemoglobina. Conforme la sangre circula, la molécula de oxígeno se libera en los tejidos para ser utilizada en el metabolismo celular, es decir en los procesos químicos que llevan a cabo en la célula.



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

**Investiga**

Realiza las siguientes investigaciones en tu cuaderno

- Investiga en que situaciones o condiciones se produce el monóxido de carbono.
- Investiga alternativas para combatir la contaminación de monóxido de carbono.



¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!

1. Construcción de modelo molecular

Construye el modelo molecular de la hemoglobina y describe como el monóxido de carbono se adhiere a esta molécula y explica cuáles son las consecuencias para el ser humano.

**Desafío**

En el entorno en el que te encuentres puedes realizar con tu maestro y compañeros una experiencia productiva

2.Preparación de indicador acido base casero

Para la preparación de este indicador se necesita un repollo morado o (col morada).

Procedimiento

En primer lugar, cortamos en tiras muy finas 30 g de repollo morado. A continuación, añadimos la col a 300 ml de agua destilada hirviendo y lo dejamos cocer durante 5-10 minutos. Una vez haya transcurrido el tiempo estimado, dejamos enfriar. Cuando la mezcla esté fría, lo filtramos a través de un filtro de pliegues y le añadimos 20 ml de alcohol etílico para, así, conservar mejor el indicador.



Escanea el QR



EXPERIENCIA PRÁCTICA PRODUCTIVA

Laboratorio. Determinación de densidad sólido y liquido

Objetivo

Determinar la densidad de un líquido y un sólido, tanto regular como irregular, midiendo su masa y su volumen.

Materiales

- Una balanza.
- Un vaso de precipitados de 250 o 500 ml
- Una probeta de 0-100 ml
- Muestras de sólidos de forma regular (una esfera, un cubo, un cilindro, etc.)
- Una pipeta de 10 ml
- Muestras de sólidos irregulares (piedra, etc.)
- Agua.

Procedimiento

Determinación de la densidad del agua

- Medir la masa de la probeta en la balanza procurando que esté limpia y seca.
- Verter agua en la probeta hasta los 60 ml.
- Una vez determinado el volumen, medir de nuevo la masa de la probeta con el agua en la balanza.
- Sin vaciar la probeta, añade agua hasta los 70 ml. Limpia el líquido de las paredes si fuera necesario. Mide su masa.
- Repetir el paso anterior para volúmenes de 80, 90 y 100 ml. Anota los resultados en la tabla Recuerda que $1 \text{ ml} = 1 \text{ cm}^3$.
- Calcula la densidad del agua como media aritmética de las densidades de cada medida.

Determinación de la densidad de un sólido irregular

- Selecciona dos muestras de sólidos irregulares.
- Determina el volumen de cada uno con la probeta siguiendo el método experimental.
- Anota los resultados en tabla.
- A continuación, mide sus masas usando la balanza. Anota los resultados en la tabla.
- Completa la tabla determinando la densidad de cada sólido irregular.
- Realiza el proceso tres veces y toma como resultado final la media aritmética de las densidades de cada medida.

Determinación de la densidad de un sólido regular

- Selecciona dos muestras de sólidos regulares y mide sus dimensiones con la regla.
- Anota los resultados en la tabla y complétala calculando el volumen de cada uno.
- A continuación, mide sus masas usando la balanza. Anota los resultados en la tabla.
- Determina la densidad de cada sólido regular.

Completamos en nuestro cuaderno las siguientes tablas para anotar los datos obtenidos de la experiencia práctica productiva.

Tabla de datos para la densidad del agua

Volumen (cm ³)	Masa (g)	Densidad (g/cm ³)

Tabla de datos para la densidad de solidos irregulares

Sustancia	Volumen (cm ³)	Masa (g)	Densidad (g/cm ³)

Tabla de datos para solidos regulares

Objeto	Base	Altura	Volumen (cm ³)	Masa (g)	Densidad (g/cm ³)





ESTADO PLURINACIONAL DE
BOLIVIA

MINISTERIO
DE EDUCACIÓN

-  www.minedu.gob.bo
-  [@minedubol](https://www.facebook.com/minedubol)
-  [@minedubol](https://twitter.com/minedubol)
-  [@minedu_bol](https://www.instagram.com/minedu_bol)
-  [Ministerio de Educación - Oficial](https://www.youtube.com/Ministerio de Educación - Oficial)
-  [MinEduBol](https://www.telegram.com/MinEduBol)
-  informacion@minedu.gob.bo
-  [\(591\) 71550970 - 71530671](https://www.whatsapp.com/59171550970)
-  [@minedu_bolivia](https://www.tiktok.com/@minedu_bolivia)