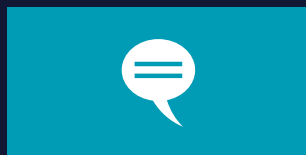
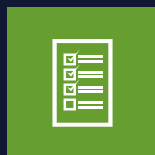
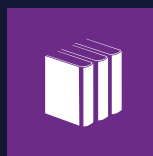
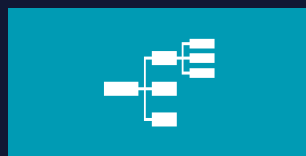
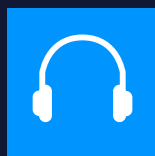
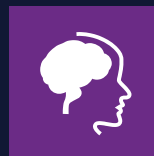




QUÍMICA



Datos de catalogación bibliográfica

Química. Manual Autoformativo /
Susana Arcos Chuquillanqui–Huancayo:
Universidad Continental. Modalidad Virtual ; 2016.–184 p.

Datos de catalogación del CENDOC UC

Es una publicación de Universidad Continental

Química. Manual Autoformativo
Susana Arcos Chuquillanqui

Primera edición
Huancayo, abril de 2016

© Del autor
© Universidad Continental, Modalidad Virtual
Av. San Carlos 1980, Huancayo-Perú
Teléfono: (51 64) 481-430 anexo 7361
Correo: recursosucvirtual@continental.edu.pe
<http://virtual.ucontinental.edu.pe/>

Editor: Eliana Gallardo Echenique
Asesor didáctico: Luisa Aquije de Lozano
Corrección de textos: Corina Delgado Morales
Diseño y diagramación: Francisco Rosales Guerra

Los contenidos que forman parte del presente manual autoformativo representan exclusivamente la opinión personal del autor y no representan opinión institucional alguna. Esta publicación no puede ser reproducida, en todo ni en parte, ni registrada en o transmitida por un sistema de recuperación de información, en ninguna forma ni por ningún medio sea mecánico, fotoquímico, electrónico, magnético, electro-óptico, por fotocopia, o cualquier otro medio, sin el permiso previo por escrito del autor y de la Universidad Continental.

ÍNDICE

 INTRODUCCIÓN	7
 DIAGRAMA DE PRESENTACIÓN DE LA ASIGNATURA	8
 RESULTADO DE APRENDIZAJE	8
 UNIDADES DIDÁCTICAS	8
 TIEMPO MÍNIMO DE ESTUDIO	8
UNIDAD I INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA, TEORÍA CUÁNTICA Y ESTRUCTURA ELECTRÓNICA	9
 DIAGRAMA DE PRESENTACIÓN DE LA UNIDAD I	9
 TEMA N° 1: QUÍMICA	12
1. EL ESTUDIO DE LOS CAMBIOS	12
2. QUÍMICA UNA CIENCIA PARA EL SIGLO XXI	12
 TEMA N° 2: TEORÍA CUÁNTICA DE PLANCK Y EL ÁTOMO DE BOHR	17
1. ESTUDIO DE LA QUÍMICA, MÉTODO CIENTÍFICO	17
2. MODELO ATÓMICO DE BOHR	26
 TEMA N° 3: NÚMEROS CUÁNTICOS Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA	33
1. NÚMEROS CUÁNTICOS	33
2. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA: REGLAS Y NOTACIÓN	34
 LECTURA SELECCIONADA N° 1	37
 ACTIVIDAD FORMATIVA N° 1	39
 GLOSARIO DE LA UNIDAD I	40
 AUTOEVALUACIÓN DE LA UNIDAD I	43

UNIDAD II

RELACIONES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS Y ENLACES QUÍMICOS

45



DIAGRAMA DE PRESENTACIÓN DE LA UNIDAD II

45



TEMA N° 1: RELACIONES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

48

1. LA TABLA PERIÓDICA

48

2. CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS

51

3. PROPIEDADES PERIÓDICAS

59



TEMA N° 2: ENLACE QUÍMICO

64

1. ENLACE INTERATÓMICO

66

2. ENLACE INTERMOLECULAR

72



LECTURA SELECCIONADA N° 1

74



ACTIVIDAD FORMATIVA N° 2

75



GLOSARIO DE LA UNIDAD II

76



AUTOEVALUACIÓN DE LA UNIDAD II

79

UNIDAD III

ÁTOMOS, MOLÉCULAS E IONES Y REACCIONES QUÍMICAS

81



DIAGRAMA DE PRESENTACIÓN DE LA UNIDAD III

81



TEMA N° 1: ÁTOMOS MOLÉCULAS E IONES (I)

84

1. FÓRMULAS QUÍMICAS

84

2. NOMENCLATURA DE COMPUESTOS IÓNICOS Y MOLECULARES

85

3. VALENCIA DE LOS PRINCIPALES ELEMENTOS Y LISTA DE ANIONES

87

4. FUNCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS

89

5. FUNCIÓN ÓXIDOS BÁSICOS

90

7. FUNCIÓN HIDRUROS METÁLICOS

99

8. FUNCIÓN HIDRUROS NO METÁLICOS

102

9. FUNCIÓN ÁCIDOS

104

10. FUNCIÓN SALES


109






 TEMA N° 2: REACCIONES QUÍMICAS	112
1. REACCIÓN QUÍMICA	112
2. ECUACIÓN QUÍMICA	112
3. CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS	113
4. BALANCEO DE ECUACIONES (TANTEO Y REDOX)	118
 TEMA N° 3: RELACIONES DE MASA EN LOS COMPUESTOS QUÍMICOS Y EN LAS REACCIONES QUÍMICAS	122
1. REACTIVO LIMITANTE Y EN EXCESO	122
2. RENDIMIENTO DE REACCIÓN	122
3. EL MOL	123
4. COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE UNA SUSTANCIA	125
5. SIGNIFICADO DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS	126
6. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS	127
 TEMA N° 4: ÁCIDOS Y BASES	130
1. DEFINICIÓN DE ÁCIDOS Y BASES DE LEWIS	130
2. DEFINICIÓN DE BRÖNSTED-LOWRY	130
3. ÁCIDOS Y BASES FUERTES	133
 LECTURA SELECCIONADA N° 1:	135
 ACTIVIDAD FORMATIVA N° 1	137
 GLOSARIO DE LA UNIDAD III	138
 AUTOEVALUACIÓN DE LA UNIDAD III	142

UNIDAD IV

"FUNDAMENTOS DE QUÍMICA ORGÁNICA" 145

 DIAGRAMA DE PRESENTACIÓN DE LA UNIDAD IV	145
--	-----

 TEMA N° 1: FUNDAMENTOS DE QUÍMICA ORGÁNICA	148
1. DEFINICIÓN	148
2. PANORAMA HISTÓRICO	148
3. QUÍMICA ORGÁNICA	150
4. PRINCIPALES CARACTERÍSTICAS DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS	150

5. FUENTES Y TRANSFORMACIONES DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS	151
6. PROPIEDADES DEL ÁTOMO DE CARBONO	154
7. HIBRIDIZACIÓN O HIBRIDACIÓN	154
8. CATEGORÍAS DEL CARBONO	156
9. POLÍMEROS	160
10. TIPOS DE POLÍMEROS	161
11. IMPORTANCIA DE LOS POLÍMEROS	162
12. REACCIONES DE POLIMERIZACIÓN	163
13. POLÍMEROS ARTIFICIALES Y SINTÉTICOS	164
14. POLÍMEROS DE ORIGEN NATURAL	167
 LECTURA SELECCIONADA N° 1	169
 ACTIVIDAD FORMATIVA N° 4	170
 GLOSARIO DE LA UNIDAD IV	171
 AUTOEVALUACIÓN DE LA UNIDAD IV	175
 ANEXO N° 1 : CLAVES DE RESPUESTAS DE LAS AUTOEVALUACIONES	179

 INTRODUCCIÓN

El presente manual autoformativo es el material didáctico de la modalidad virtual que tiene como propósito que los estudiantes se aproximen progresivamente al conocimiento científico de la Química, de manera fácil y entretenida, tomando como punto de partida las experiencias y conocimientos previos que cada uno tiene, para relacionar estos conocimientos con el lenguaje especializado de la ciencia y tener así la capacidad de valorar y entender la Química y los avances científicos que están produciendo en el mundo. Se ha tratado de utilizar un lenguaje claro, sin perder la rigurosidad del lenguaje químico, utilizando ejemplos del entorno cotidiano, esquemas, gráficos, experimentos prácticos sencillos, lecturas, glosarios y autoevaluaciones cuidadosamente estructuradas para facilitar el aprendizaje de los temas.

La Química es una ciencia factual, por lo que la teoría se debe comprobar con la práctica. Para ello, es necesario conocer bien la parte conceptual y realizar adecuadamente los experimentos que nos permitan comprobar la teoría. De esta manera, se puede arribar a conclusiones acertadas, lo que finalmente conduce a desarrollar un pensamiento más complejo y reflexivo, como corresponde a un estudiante universitario.

Además, se quiere desarrollar en el estudiante la capacidad de seguir aprendiendo, ya que la ciencia se encuentra en permanente cambio y es necesario que el estudiante de ingeniería maneje herramientas conceptuales y metodológicas no solo para acceder a los conocimientos básicos de la Química, sino de la ciencia misma, para así seguir desarrollándose durante toda su formación universitaria y a lo largo de su vida.

El estudio del manual y la ejecución de las activida-

des se deben realizar siguiendo esta secuencia:

- Estudiar los contenidos. Su lectura debe ser analítica y reflexiva subrayando, resumiendo y asimilando la información.
- Pasar al estudio de lecturas seleccionadas que están orientadas a la profundización o ampliación del tema tratado.
- Desarrollar la autoevaluación, que es una preparación para la prueba final de la asignatura.
- Desarrollar las actividades programadas para cada semana en el Aula virtual, con la asesoría del tutor.

En cuanto a las prácticas de laboratorio, algunas están propuestas para ser desarrolladas íntegramente por los propios estudiantes y otras, debido a lo especializado del instrumental o los materiales, se desarrollarán a través de vídeos demostrativos, sobre cuyo contenido se deberán presentar reportes mediante el Aula virtual.

Con esta nueva modalidad de enseñanza, se está planteando una verdadera transformación universitaria, de manera que el estudiante sea el verdadero protagonista de su aprendizaje. En este sentido, aspiramos a convertirnos en una de las mejores instituciones en el ámbito universitario nacional en esta modalidad, lo que solo podremos lograr con el compromiso y dedicación de nuestros alumnos.

Agradezco a la Universidad por darme la oportunidad de volcar mi experiencia en este manual y a mi amadísimo esposo por su apoyo incondicional durante su realización.



DIAGRAMA DE PRESENTACIÓN DE LA ASIGNATURA



RESULTADO DE APRENDIZAJE

Al finalizar la asignatura, el estudiante será capaz de explicar fenómenos químicos, identificando los aspectos generales de la constitución y comportamiento de la materia, en sus fases fundamentales, así como su interrelación con el medio ambiente.



UNIDADES DIDÁCTICAS

UNIDAD I	UNIDAD II	UNIDAD III	UNIDAD IV
INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA, TEORÍA CUÁNTICA Y ESTRUCTURA ELECTRÓNICA	RELACIONES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS Y ENLACES QUÍMICOS	ÁTOMOS, MOLÉCULAS E IONES Y REACCIONES QUÍMICAS	FUNDAMENTOS DE QUÍMICA ORGÁNICA



TIEMPO MÍNIMO DE ESTUDIO

UNIDAD I	UNIDAD II	UNIDAD III	UNIDAD IV
1a. semana y 2a. semana 16 horas	3a. semana y 4a. semana 16 horas	5a. semana y 6a. semana 16 horas	7a. semana y 8a. semana 16 horas

UNIDAD I

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA, TEORÍA CUÁNTICA Y ESTRUCTURA ELECTRÓNICA

DIAGRAMA DE PRESENTACIÓN DE LA UNIDAD I



- Al finalizar la unidad, el estudiante presenta el Producto académico I, consistente en un reporte relativo a los laboratorios virtuales y a los vídeos de las prácticas de laboratorio y resolución de preguntas acerca de los temas tratados.

CONTENIDOS	ACTIVIDADES FORMATIVAS (HABILIDADES Y ACTITUDES)	SISTEMA DE EVALUACIÓN (TÉCNICAS Y CRITERIOS)
<p>Tema N° 1 : Química</p> <p>1 El estudio de los cambios</p> <p>2 Química una ciencia para el siglo XXI</p> <p>Tema N° 2: Teoría cuántica de Planck y el átomo de Bohr</p> <p>1 Teoría cuántica de Max Planck</p> <p>2 Modelo atómico de Niels Bohr</p> <p>Tema N° 3: Números cuánticos y configuración electrónica</p> <p>1 Números cuánticos</p> <p>2 Configuración electrónica: reglas y notación</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Identifica a la Química como una herramienta para la vida. • Identifica las teorías de Max Planck y Niels Bohr en la resolución de problemas. • Reconoce los materiales de laboratorio y aplica en operaciones básicas. (Lab. 1). • Identifica conceptos sobre números cuánticos y configuración electrónica para la solución de problemas. • Valora el curso de Química como parte de su formación integral. • Valora y práctica la puntualidad y responsabilidad en los trabajos encomendados. • Participa en los foros de discusión aportando ideas y respetando la opinión de los demás. 	<p>Procedimientos e indicadores a evaluar:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Entrega puntual y de propia autoría del producto académico. • Calidad, coherencia y pertinencia de contenidos desarrollados. • Intervenciones a través del foro. <p>Criterios de evaluación para la elaboración del reporte de laboratorio.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Reporte breve y concreto, respondiendo adecuadamente las preguntas • Dominio de la teoría y práctica para arribar a conclusiones acertadas.

RECURSOS



Tema N° 1: Vídeo: La Química y la vida. Ubicado en:

<https://www.youtube.com/watch?v=eEi0O7aFyy0> 

Tema N° 2: Vídeo: Historia de la física cuántica. Ubicado en:

<https://www.youtube.com/watch?v=TLu-K6m-NsQ> 

Tema N° 3: Vídeo: Números cuánticos. Ubicado en:

https://www.youtube.com/watch?v=T2YUASfw_dM 



DIPOSITIVAS ELABORADAS POR EL DOCENTE

Lectura complementaria:

Lectura seleccionada N° 1

Brown T., LeMay H., Bursten B. y Et. Al. El cristal líquido.



INSTRUMENTO DE
EVALUACIÓN

Reporte de laboratorio



BIBLIOGRAFÍA (BÁSICA Y
COMPLEMENTARIA)

BÁSICA

CHANG, R. (2007) Química. México: Mc Graw Hill Interamericana de México S.A. Biblioteca UC-540/CH518.

COMPLEMENTARIA

BROWN, L. (2004) Química. México: Pearson.

BURNS, R. (2006) Fundamentos de Química. México: Prentice Hall Hispanoamericana, S.A.

HILL, J. y KOLB, D. (2000) Química



RECURSOS EDUCATIVOS
DIGITALES

CORRAL, MG. (2011). El átomo cumple su primer siglo. El Mundo, 2011 Apr 03:6. Ubicado en:

<http://search.proquest.com/docview/859679699?accountid=146219>

RUBIO M. (1999) Cumple 130 años la Tabla de Mendeleev. Reforma, Feb 18:3-3. Ubicado en:

<http://search.proquest.com/docview/310216010?accountid=146219>

 TEMA N° 1:
QUÍMICA

1. EL ESTUDIO DE LOS CAMBIOS

La Química está presente en toda actividad que realizamos, desde el simple hecho de tomar una taza de café o transportarnos hasta la universidad, hasta el revisar información en nuestro teléfono.

Todo estudiante de ingeniería se apoya en las ciencias para solucionar problemas de diversa índole y para entender las nuevas tecnologías que están transformando el mundo, y aplicar estos conocimientos en el ejercicio de sus carreras, fomentando el cuidado del medio ambiente y generando desarrollo sostenible en su comunidad.

2. QUÍMICA UNA CIENCIA PARA EL SIGLO XXI

La Química está presente en la vida del ser humano desde tiempos remotos. Ya en la antigüedad las personas utilizaban en su vida diaria pigmentos, elixires, ungüentos, conservantes o perfumes.

En la sociedad actual, la Química no solo está presente en la síntesis de nuevos productos con complicadas fórmulas químicas, sino en infinidad de sustancias de uso cotidiano. Vemos a continuación algunas aplicaciones de la Química en diferentes campos.

Salud

Los medicamentos previenen y curan las enfermedades y contribuyen con la mejora de la calidad de vida. Nos preguntamos, que sería de nosotros sin la existencia, por ejemplo, de los antibióticos y de las vacunas. La radioterapia y la quimioterapia tienen usos preventivos y curativos de gran importancia y cada día con mayor difusión.

El descubrimiento de nuevas moléculas químicas favorece la posibilidad de trasplantes de tejidos y de órganos y las nuevas terapias genéticas.

Las prótesis ortopédicas, las válvulas cardíacas, los órganos artificiales o el hilo quirúrgico están hechos de productos químicos de alta tecnología. Las jeringas, las bolsas para sangre y sueros, el espadrapo, el alcohol, el agua oxigenada y la anestesia son productos habituales pero no, por ello, de menor importancia en nuestras vidas.



Figura 1

Fuente: <http://evolucionyneurociencias.blogspot.com/2013/04/los-medicamentos-la-big-pharma-y-los.html>

Alimentación

La población mundial crece día a día, pero no lo hace de la misma manera la superficie dedicada a la agricultura, gracias al empleo de fertilizantes y productos fitosanitarios (fungicidas, herbicidas, e insecticidas) podemos conseguir mayores rendimientos agrícolas.

Por otra parte, la mayor selectividad y eficacia de estos productos hace que los agricultores actuales empleen dosis mucho menores que anteriormente y se tienda a obtener alimentos más naturales.

La Química ayuda en la elaboración, el aspecto y la conservación de los alimentos con colorantes, conservantes, estabilizadores, acidulantes, antioxidantes, etc.



Figura 2

Fuente: <http://www.lasalud.mx/permalink/3045.html>

Hogar

Los productos de limpieza (jabones, lejías, desengrasantes, etc.), los productos de aseo personal (dentríficos, perfumes, cremas cosméticas, tintes, esmaltes, etc.), los útiles de cocina (vajillas de loza, baterías, antiadherentes, papeles especiales para envolver y conservar etc.), los juguetes, las estructuras de muebles y electrodomésticos nos recuerdan la presencia de la Química en nuestro hogar.

Las fibras sintéticas forman parte de nuestro vestuario y calzado, y decoran nuestras casas (alfombras, cortinas y tapicerías).



Figura 3

Fuente: <http://www.equipamientohogar.com/limpieza/productos-de-limpieza-ecologicos/>

Cultura y ocio

El papel y la tinta con los que está hecho este libro existen gracias a la Química. Del mismo modo, las fotografías, las películas, los discos compactos y los DVDs son el resultado de procesos en los que interviene la Química.

Las pinturas, los pigmentos, los adhesivos, los nuevos materiales como plástico y aleaciones están presentes en las artes.



Figura 4

Fuente: <http://sonandopalabrascp.blogspot.com/2012/02/libros-y-dvds-de-ingles-primaria-eso.html>

Transporte

Los aditivos y los nuevos combustibles, los catalizadores, los anticongelantes o los lubricantes son resultados de los estudios de las industrias químicas. Los plásticos y las nuevas aleaciones de metales revolucionan las carrocerías de los medios de transporte.



Figura 5

Fuente: <http://www.petrobox.com.ar/espanol/index2.htm>

Informática y telecomunicaciones

Los chips y los circuitos están contruidos mediante procesos fotoquímicos. Los soportes magnéticos, las pantallas, las carcasas, los teclados y cables, los cables ópticos y los materiales superconductores forman parte de nuestra vida cotidiana.



Figura 6

Fuente: http://www.cyhsolutions.com/venta_equipos.php

Construcción

En este sector, se emplean infinidad de productos químicos con fines variados: acero, hormigón, yeso, vidrio, pinturas, tejas, ladrillos, azulejos, revestimientos decorativos, tuberías y conductos, puertas y ventanas, espumas aislantes.



Figura 7

Fuente: <http://www.grupbarcelonesa.com/unidad-sector-industrial.aspx>

Energía

Ahora, en el siglo XXI, la industria química tiene un importante papel en la obtención y transformación de los combustibles fósiles: carbón, gas natural y petróleo. Estos materiales se utilizaban como materia prima para la producción de energía útil para nuestros hogares y en la propia industria.

A partir de uno de estos combustibles, el petróleo, la industria petroquímica se encarga de obtener diferentes productos. Uno de los más importantes por sus múltiples aplicaciones es el plástico. Pero también se conoce los estragos que los combustibles fósiles están provocando en nuestro planeta, como el calentamiento global y el efecto invernadero. Por eso, muchos científicos están dirigiendo la mirada hacia otros tipos de energía (solar, eólica, hidrógeno, etc.).



Figura 8

Fuente: <http://conceptodefinicion.de/petroquimica/>



TEMA N° 2:

TEORÍA CUÁNTICA DE PLANCK Y EL ÁTOMO DE BOHR

UNIDAD I

TEMA N° 2

1. ESTUDIO DE LA QUÍMICA, MÉTODO CIENTÍFICO

Todos los cuerpos materiales tangibles o intangibles que nos rodean: agua, aire, alimentos, papel, pintura, medicamentos, plásticos, generación de energía, etc. están relacionadas con la Ciencia Química. Si queremos ahondar en los misterios de la tierra y el aire debemos recurrir al estudio de la Química, ya que ésta sirve como base para las ciencias de la vida como la biología y la medicina.

La Química es una ciencia central que interviene en todos los aspectos de nuestra vida, por lo tanto, es erróneo pensar que la Química está solamente relacionada con fórmulas, nombres complicados de sustancias o con el hecho de memorizar la tabla periódica. La Química es mucho más que aspectos teóricos, estamos relacionados con ella desde el simple hecho de lavarse las manos, cepillarse los dientes, cocer nuestros alimentos, etc. Cada día estamos practicando Química.

La Química es, por lo tanto, una ciencia natural basada en la observación y la experimentación, relacionada con los cambios que sufre la materia, de tal modo que se estudie su composición, constitución, propiedades físicas, propiedades químicas, transformaciones que experimenta y leyes que gobiernan dichos cambios en su estructura interna, así como la energía involucrada en el proceso.

El método científico

Los conocimientos que la humanidad posee, actualmente, sobre las diversas ciencias de la naturaleza se deben sobre todo al trabajo de investigación de los científicos.

El procedimiento que éstos emplean en su trabajo es lo que llamamos el método científico.

Aunque el método científico no es un procedimiento rígido, podemos distinguir en él las siguientes fases: observación, formulación de hipótesis, experimentación, extracción de conclusiones y comunicación de resultados.

Observación

Los científicos se caracterizan por una gran curiosidad y el deseo de conocer la naturaleza. Cuando un científico encuentra un hecho o fenómeno interesante lo primero que hace es observarlo con atención.

La observación consiste en examinar atentamente los hechos y fenómenos que tiene lugar en la naturaleza y que pueden ser percibidos por los sentidos.

Ejemplo: un científico observa que el volumen de un gas contenido en un recipiente cerrado depende de la temperatura. Al aumentar la temperatura, aumenta el volumen.

El científico tomará nota de todos los detalles que pudieran tener trascendencia en el hecho observado. Así, anotará la presión del gas, la cantidad del gas que hay en el recipiente, las temperaturas inicial y final, los volúmenes inicial y final, etc.

Formulación de hipótesis

Después de las observaciones, el científico se plantea el cómo y el porqué de lo que ha ocurrido y formula la hipótesis.

Formular la hipótesis consiste en elaborar una explicación provisional de los hechos observados y de sus posibles causas. El científico del ejemplo formula la siguiente hipótesis, que explica lo sucedido: **“El volumen que ocupa una cantidad determinada de gas a presión constante aumenta con la temperatura”**.

Experimentación

Una vez formulada la hipótesis, el científico debe comprobar si es cierta. Para ello, realizará múltiples experimentos modificando los factores que intervienen en el proceso y comprobará si se cumple su hipótesis. La experimentación consiste en reproducir y observar varias veces el hecho o fenómeno que se quiere estudiar, modificando las circunstancias que se consideran convenientes.

Durante la experimentación, los científicos acostumbran a realizar múltiples mediciones de diferentes magnitudes físicas. De esta manera, pueden estudiar la relación que existe entre una magnitud y otra.

El científico de nuestro ejemplo desea estudiar la relación existente entre el volumen y la temperatura del gas contenido en un recipiente, a presión constante. En su experiencia, aumenta poco a poco la temperatura y toma nota de los valores de la temperatura y el volumen del gas. La temperatura se regula mediante el calentador y se lee en el termómetro. El volumen del gas se lee en la escala. A continuación debe efectuar dos pasos muy importantes: organizar los datos en tablas y representarlos gráficamente.

Organización de los datos experimentales

Es muy importante recoger los datos de un experimento en una tabla. Las tablas ayudan a relacionar las magnitudes físicas que intervienen en el experimento.

TEMPERATURA(K)	285	300	315	330	345	360
VOLUMEN (ML)	684	720	756	792	828	864

Representaciones gráficas

Son muy importantes porque en ellas podemos visualizar la relación entre las magnitudes físicas del experimento.

- Las gráficas se dibujan en papel milimetrado. En primer lugar, se trazan los ejes coordenados y se escribe en ellos el nombre de las magnitudes que se pretende representar y las unidades en que se miden. Después, se traza la escala adecuada para que la gráfica ocupe la mayor parte del espacio disponible.
- En este caso, representamos temperatura en el eje de las abscisas y el volumen en el eje de las ordenadas.
- A continuación, se representa cada uno de los puntos de la tabla de datos. Una vez representados los puntos, se observa si están alineados. En caso afirmativo, se unen con una recta que contenga la mayor cantidad posible de ellos, procurando que quede el mismo número de puntos de un lado que del otro.
- De la gráfica, se deduce la ecuación de la recta. En el caso del ejemplo, si prolongamos la recta podríamos comprobar que pasa por el origen de coordenadas, por lo que la ecuación es:

$V = kT$ (donde k es una constante).

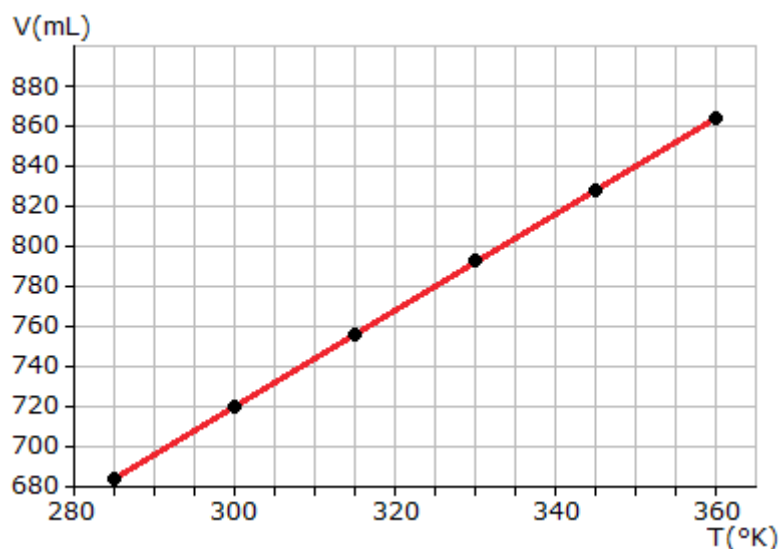


Figura 9

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Obtención de conclusiones

El análisis de los datos experimentales permite al científico comprobar si su hipótesis era correcta y dar una explicación científica al hecho o fenómeno observado. La obtención de conclusiones consiste en la interpretación de los hechos observados de acuerdo con los datos experimentales.

A veces, se repiten ciertas pautas de todos los hechos y fenómenos observados. En este caso, se puede enunciar una ley. Una ley científica es la formulación de las regularidades observadas en un hecho o fenómeno natural. Por lo general, se expresa matemáticamente.

Las leyes científicas se integran en teorías. Una teoría científica es una explicación global de una serie de observaciones y leyes interrelacionadas.

En el caso del ejemplo, el científico ha confirmado su hipótesis gracias a la experimentación y está en condiciones de formular una ley científica. La ley de los gases fue enunciada, de forma independiente, por el físico francés Jacques Alexandre César Charles (1746-1823) y por el químico francés Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850). En la actualidad, se conoce como la **Ley de Charles y Gay-Lussac**.

Comunicación de resultados

Cuando un científico enuncia o perfecciona una ley, o constata un hecho experimental, da a conocer su trabajo mediante un informe científico. Este informe debe incluir todas las etapas del trabajo científico: las observaciones, el planteamiento de la hipótesis, los datos experimentales convenientemente organizados y la interpretación de resultados, si es oportuno con una ley científica.

En el pasado, los descubrimientos científicos quedaban relegados, en buena medida, a un reducido círculo de investigadores. Actualmente, la Internet, la televisión, la prensa y la radio se encargan de divulgar los avances científicos a la sociedad. Otros medios más especializados, como las revistas científicas, los libros, los congresos y las reuniones de investigadores permiten su divulgación en ámbitos científicos.

Pasos del método científico

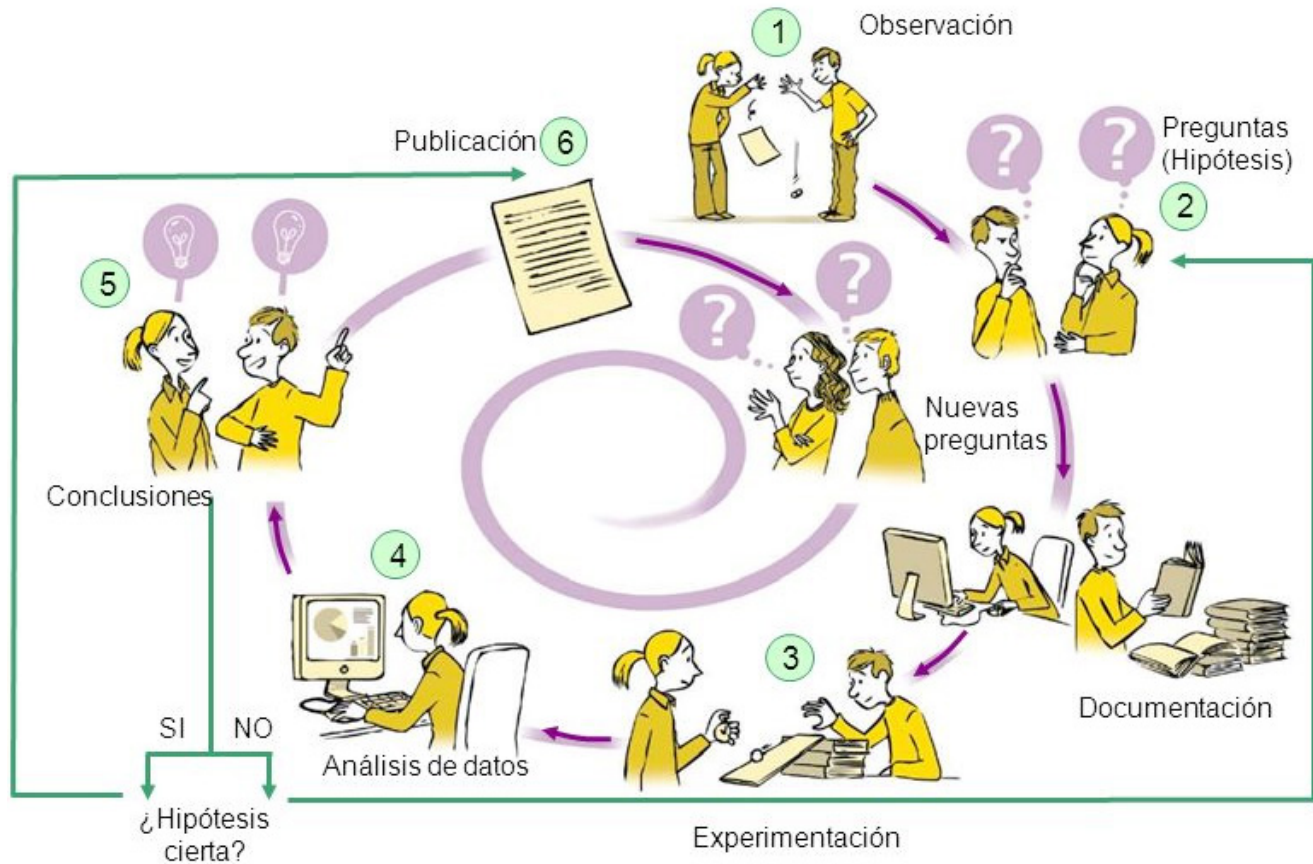


Figura 10

Fuente: <http://slideplayer.es/slide/1131154/>

MATERIA

Todo lo que nos rodea, incluidos nosotros mismos, está formado por un componente común: la materia. Normalmente, para referirnos a los objetos, usamos términos como materia, masa, peso, volumen. Para clarificar los conceptos, los distinguiremos según:

- **Materia** : Es la sustancia de la que se componen todas las cosas, es decir, todo lo que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio.
- **Masa** : Es la medida de la cantidad de materia que contiene un cuerpo.
- **Volumen** : Es el espacio ocupado por la masa, se asocia a la extensión.
- **Cuerpo** : Es una porción limitada de materia.
- **Peso** : Es la fuerza de atracción gravitacional que ejerce la masa de la tierra.

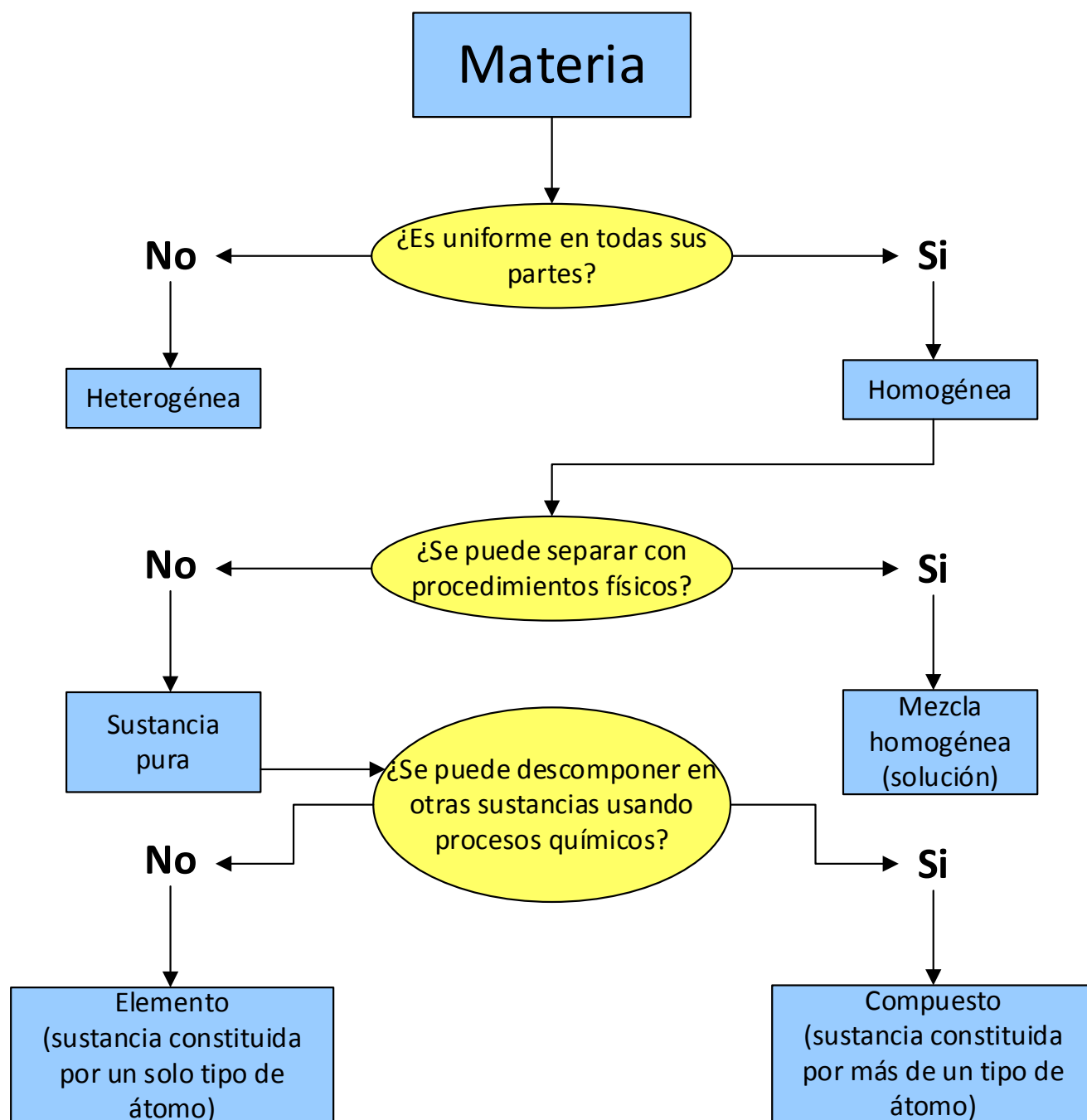


Figura 11

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

TEORÍA CUÁNTICA DE PLANCK Y EL ÁTOMO DE BOHR

Conforme avanza la ciencia, se ha demostrado experimentalmente que la materia de cualquier sustancia está formada por átomos y que éstos son agrupaciones de cantidades variables de partículas subatómicas de masa y carga eléctrica. Max Planck, en 1900, encontró necesario postular, lo que se conoce como teoría cuántica; la energía radiante se comporta como si estuviera compuesta de unidades definidas "átomos de luz" llamadas FOTONES.

Teoría cuántica de Max Planck

DE LA FÍSICA CLÁSICA A LA TEORÍA CUÁNTICA

Para entender la teoría cuántica de Planck, se debe tener ciertos conocimientos de la naturaleza de las ondas.

¿Qué es la radiación electromagnética?

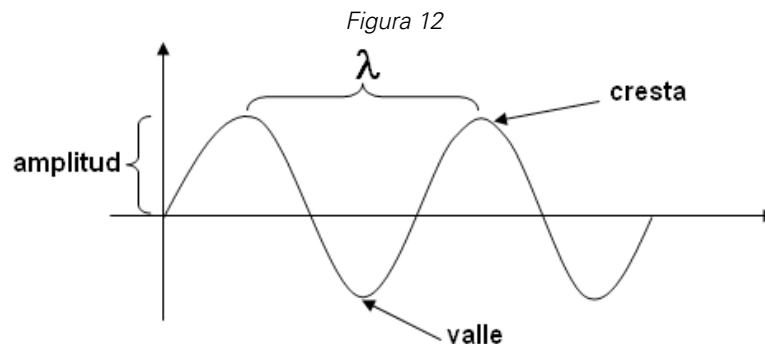
La radiación electromagnética es la propagación o emisión de energía en forma de ondas electromagnéticas. El ojo humano solo puede visualizar longitudes de onda de alrededor de 400 a 700 nm (1 nm = 10⁻⁹ m). En este rango, se encuentran los colores y sus diferentes matices. En realidad, el ojo humano es limitado, radiaciones que están fuera de este rango no las podemos visualizar, tal es el caso de las ondas de radio, las microondas, los rayos ultravioleta, etc.

La radiación electromagnética produce campos eléctricos y magnéticos de oscilación uniforme u onda electromagnética. Si nos imaginamos al mar y las ondas que produce, entonces una onda se caracteriza por presentar:

Longitud de onda (λ): Es la distancia entre dos crestas de la onda electromagnética.

Frecuencia (f): Es el número de ondas que se producen en un segundo y se expresa en Hertz (Hz) o (s⁻¹)

Velocidad (c): Es la velocidad de la luz, que ha sido calculada como 3x10⁸ km/s.



Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

La luz, al igual que toda radiación electromagnética, es de naturaleza dual: ondulatoria y corpuscular. Está constituida por partículas energéticas o paquetes energéticos llamados fotones o cuantos (según la teoría cuántica propuesta por Max Planck en 1899).

$$f = \frac{c}{\lambda}$$

c : Velocidad de la luz: 300000 km/s = 3.10¹⁰ cm/s = 3x10⁸ m/s

λ : Longitud de onda: se expresa en cm, nm, Å, etc. (1nm= 10⁻⁹m, Å =10⁻⁸ cm)

f : Frecuencia: 1 Hz= 1 s⁻¹

La energía de un fotón o un cuanto formulada por Planck, depende del tipo radiación electromagnética: $E = hf$

Reemplazando "f" en E la ecuación queda:

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

Donde:

h : constante de Planck ($h = 6.63 \times 10^{-34}$ Joules \times s = 6.63×10^{-27} ergios \times s)

f : frecuencia de radiación.

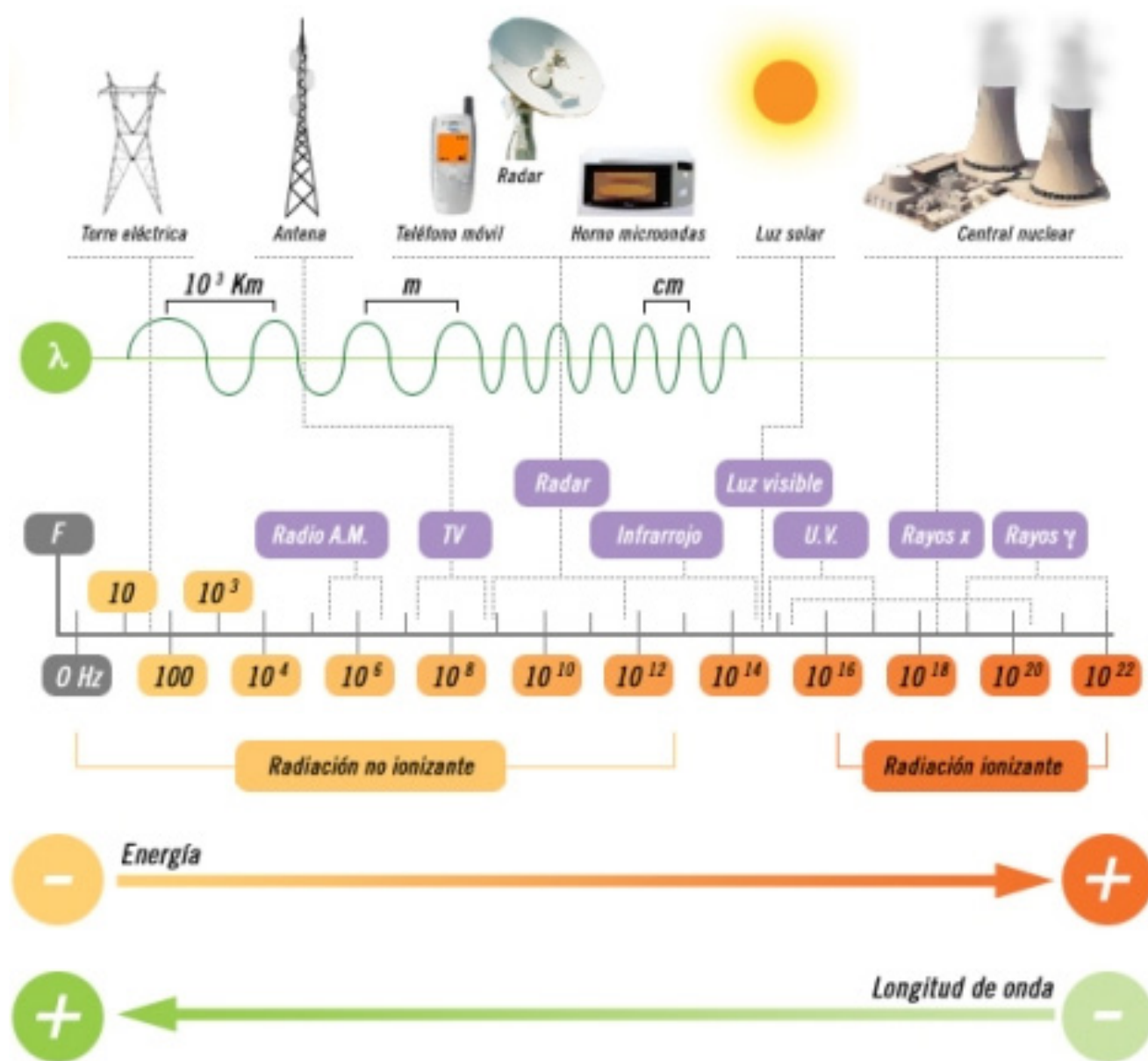


Figura 13. Espectro electromagnético

Fuente: <http://www.afinidadelctrica.com.ar/articulo.php?IdArticulo=95>

- Una longitud de onda larga presenta menor frecuencia, por lo tanto, menor energía.
- Una longitud de onda corta presenta mayor frecuencia, por lo tanto, mayor energía.

Ejemplo: ¿Cuál es la longitud de onda en nm para una radiación cuya frecuencia en la zona visible es de $6.55 \times 10^{14} \text{ seg}^{-1}$?

Solución:

Datos:

$$\lambda = ? \text{ nm}, \quad f = 6.55 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}, \quad c = 3 \times 10^{10} \text{ cm/s}$$

$$f = \frac{c}{\lambda}, \text{ despejando la longitud de onda la ecuación queda } \lambda = \frac{c}{f}$$

Reemplazando los datos y considerando que $1 \text{ nm} = 10^{-7} \text{ cm}$

$$\lambda = \frac{3 \times 10^{10} \text{ cm/s}}{6,55 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}} = 0,458 \times 10^{-4} \text{ cm} \left[\frac{1 \text{ nm}}{10^{-7} \text{ cm}} \right] = 0,458 \times 10^3 \text{ cm}$$

Expresando con notación científica:

$$\lambda = 4,58 \times 10^2 \text{ nm}$$

Ejemplo: Determinar la energía en ergios y Joules de un fotón cuya longitud de onda es 6500 \AA .

Solución:

Datos: $E = ?$ ergios y en joules, $\lambda = 6500 \text{ \AA}$

h : constante de Planck ($h = 6.63 \times 10^{-34} \text{ joules} \cdot \text{s} = 6.63 \times 10^{-27} \text{ ergios} \cdot \text{s}$)

Aplicando la fórmula de Max Planck: $E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$

a) Energía en ergios

$$E = \frac{6,63 \times 10^{-27} \text{ ergios} \cdot \text{s} \times 3 \times 10^{10} \text{ cm/s}}{6500 \text{ \AA} \left[\frac{10^{-8} \text{ cm}}{1 \text{ \AA}} \right]}$$

$$E = \frac{6,63 \times 3}{6,5} \times \frac{10^{-27} \times 10^{10}}{10^3 \times 10^{-8}} \text{ ergios}$$

$$E = 3,06 \times 10^{-12} \text{ ergios}$$

b) Energía en joules

$$E = \frac{6,63 \times 10^{-34} \text{ joules} \cdot \text{s} \times 3 \times 10^{10} \text{ cm/s}}{6500 \text{ \AA} \left[\frac{10^{-8} \text{ cm}}{1 \text{ \AA}} \right]}$$

$$E = \frac{6,63 \times 3}{6,5} \times \frac{10^{-34} \times 10^{10}}{10^3 \times 10^{-8}} \text{ joules}$$

$$E = 3,06 \times 10^{-19} \text{ joules}$$

Ejercicio: Hallar la longitud de onda en \AA y la energía en joules de una radiación electromagnética, cuya longitud de onda es igual a 5500 \AA . Expresar los resultados con notación científica.

¿Qué son los espectros?

La luz visible puede separarse en sus diferentes colores al atravesar un prisma tal como ocurre en un arco iris. Como la luz blanca (luz solar) posee todas las longitudes de onda de la luz visible, produce un **espectro continuo** (los colores continuos del arco iris). Pero, además, de estos colores existen otro tipo de radiaciones como los rayos ultravioletas, los rayos infrarrojos, ondas de radio, etc. que el ojo humano no puede percibir, pero si se conocen los efectos que producen en el organismo los rayos ultravioleta, por ejemplo.

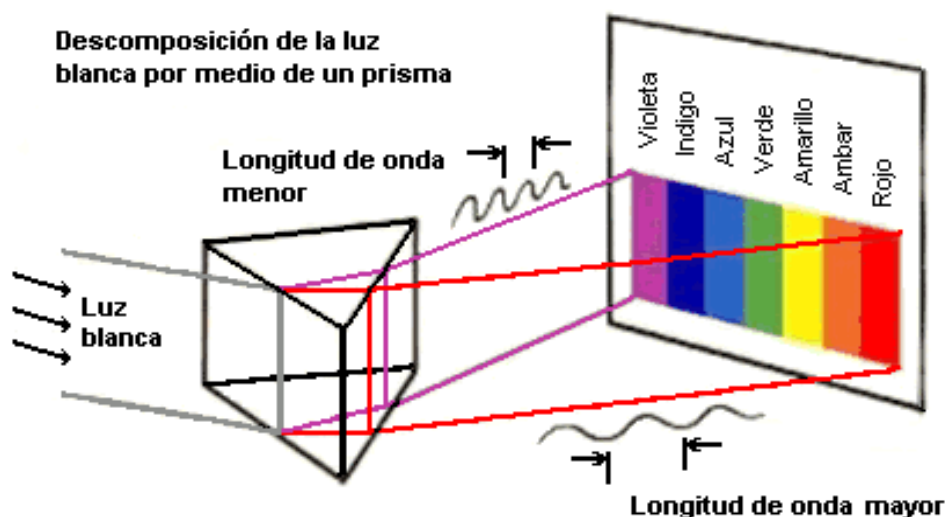


Figura 14

Fuente: http://www.unicrom.com/Tut_estruct_luz.asp

Los átomos, al ser calentados, emiten radiaciones que al ser captadas por un espectroscopio, que tiene un prisma de cristal, dan origen al espectro de emisión, los cuales han dado mucha información sobre el ordenamiento de los electrones en los átomos. Los espectros de emisión se presentan en líneas o bandas, por lo que se dice que son **espectros discontinuos**. Estos espectros de emisión son característicos de cada elemento químico, como si se tratara de sus huellas digitales y, por eso, se utilizan para identificarlos. De esta manera, el ser humano no ha llegado al sol, pero con solo estudiar la luz de los rayos solares se determinó que el sol está formado de helio.

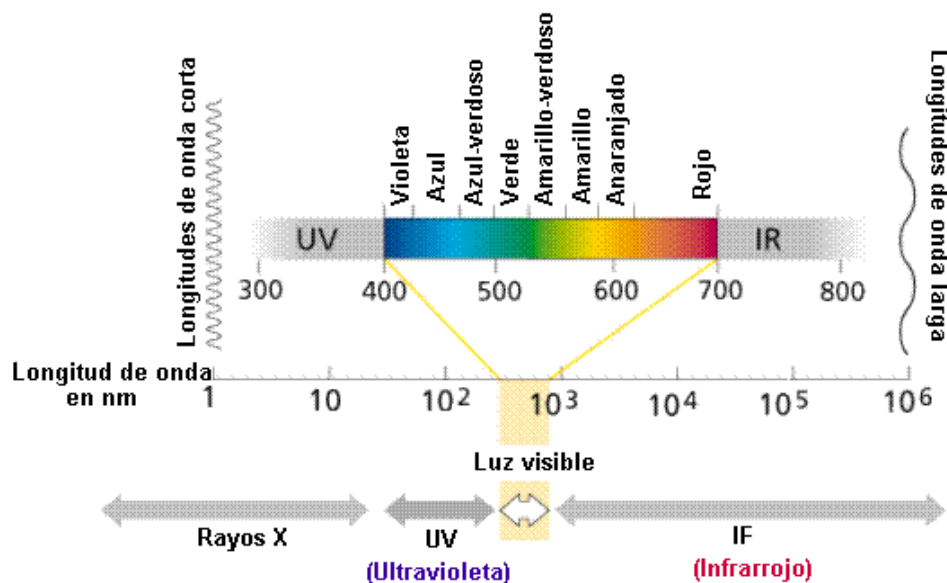


Figura 15. La luz dentro del espectro electromagnético

Fuente: <http://www.efn.uncor.edu/departamentos/biologia/intrbiol/fotosint.htm>

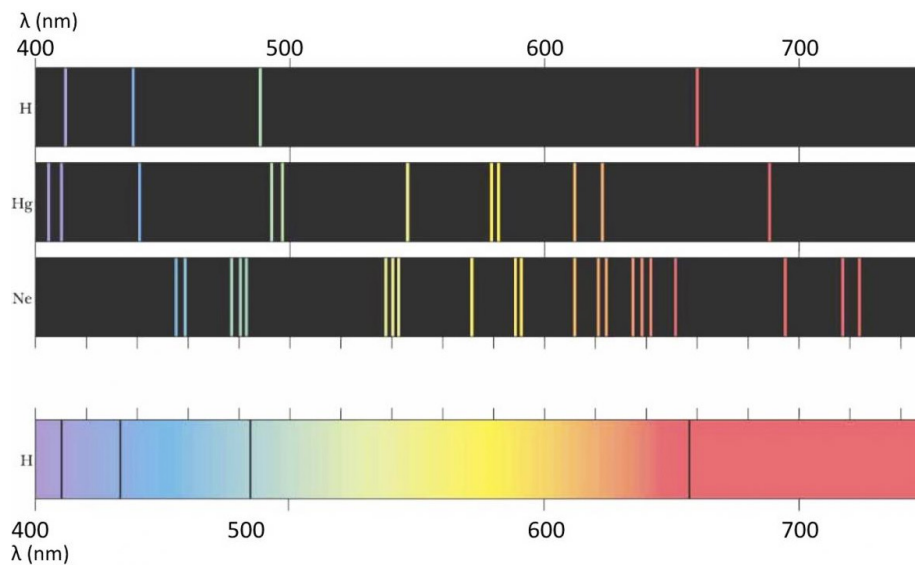


Figura 16. Espectros de emisión

Fuente: <http://www.emiliosilveravazquez.com/blog/2014/12/27/>

2. MODELO ATÓMICO DE BOHR

La física newtoniana no podía explicar los fenómenos que ocurren a nivel microscópico, es así que en 1913 el físico danés Niels Bohr (1885-1962) propuso sus postulados en base a los estudios de Rutherford, Max Planck y Albert Einstein. La existencia de los espectros de líneas de las sustancias fue el mayor apoyo experimental para que Bohr propusiera un modelo atómico. Se obtuvo datos de innumerables espectros de líneas de muchas sustancias captadas con espectroscopios a comienzos del siglo XX. Para comentar sus postulados es necesario repasar los conceptos de Planck ya descritos.

Postulado 1: *El electrón gira alrededor del núcleo en orbitas circulares.*

Introdujo el conocimiento del número cuántico principal (n).

Postulado 2: *Los electrones no pueden estar distribuidos al azar, sino que giran alrededor del núcleo en determinadas orbitas de radios definidos.*

$$r_n = 0.53n^2 \text{ Angstrom}$$

Donde:

n : Número del nivel (capa u órbita)

r : Radio de la órbita

Calculo exactamente la distancia del núcleo al primer nivel, luego al segundo nivel y, así sucesivamente, hasta el nivel siete.

Postulado 3: *Los electrones no emiten ni absorben energía debido a que dichas orbitas se encuentran en estado estacionario.*

$$E_n = b / n^2$$

Donde:

$$b = -13,6 \text{ eV} = -313,6 \text{ k cal/mol}$$

n: Número del nivel

E_n : Energía del electrón en una órbita n

Estado estacionario significa que las órbitas tienen una energía fija y definida, por lo tanto, los electrones también.

Postulado 4: *Un átomo solo emite energía cuando un electrón salta de un nivel superior de energía a otro inferior y absorbe energía, en el caso contrario. La energía emitida o absorbida por el átomo recibe el nombre de fotón o cuanto de luz.*

$$\Delta E = E_f - E_i = 13,6 \text{ eV} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

Donde:

E_f = es la energía del nivel más alejado (n_f)

E_i = es la energía del nivel más cercano (n_i)

Además, de acuerdo con la teoría de Planck.

$$\Delta E = h \cdot f = h \cdot \frac{c}{\lambda} = E_f - E_i$$

Cuando el electrón emite energía, el ΔE es negativo, y cuando la absorbe, el ΔE es positivo; a esta energía se le llama energía de salto cuántico que se produce cuando un electrón realiza una transición de un nivel a otro.

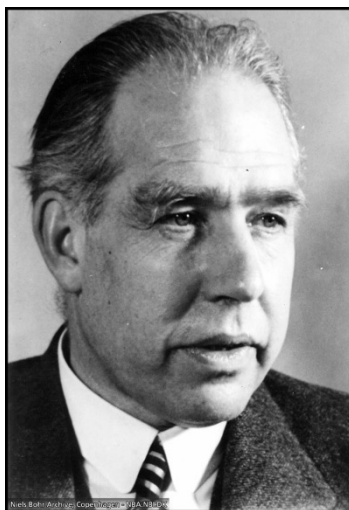


Figura 17. Niels Bohr

Fuente: <http://www.nbi.ku.dk/english/www/niels/bohr/>

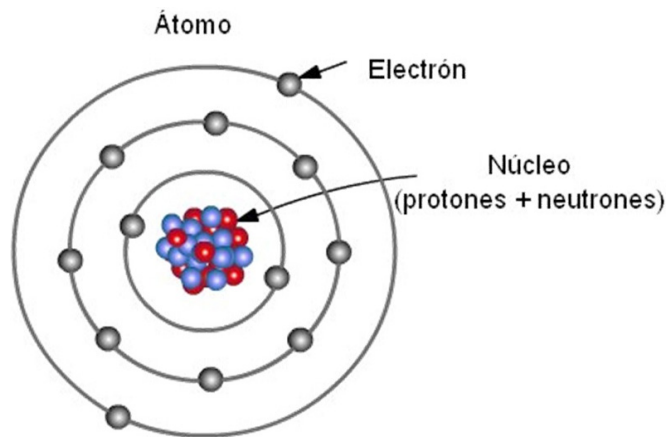


Figura 18. Modelo atómico de Bohr

Fuente: http://datateca.unad.edu.co/contenidos/208044/Modulo/leccin_4_estructura_atmica.html

Sobre la base de estos postulados y los estudios de los fenómenos espectrales, Bohr logró proponer un modelo planetario para el átomo de hidrógeno. Bohr planteó que cada elemento contenía líneas espectrales características que correspondían exactamente a las energías emitidas por los electrones cuando pasaban de un nivel a otro, y que cada línea del espectro correspondía a la energía liberada o absorbida en estas transiciones.

Niveles de energía

Cada uno de los niveles de energía corresponde según Bohr, a una posible órbita del electrón alrededor del núcleo, introduciendo con ello, el primer número cuántico principal (**n**). Además, con la fórmula empírica de Rydberg (**2n²**) que sólo se cumple hasta el nivel 4 se puede calcular la cantidad de electrones en cada nivel

Bohr centró sus estudios en el átomo de hidrógeno, pero cuando trató de aplicar su modelo a elementos que contenían más de un electrón, el modelo falló. Con el desarrollo de la espectroscopía, se utilizaron espectroscopios más precisos, lo cual permitió comprobar que algunas de las líneas de elementos diferentes al hidrógeno eran dobles o aún más complejas, lo que implicaba que los electrones de un mismo nivel energético no poseían la misma energía y tendrían que organizarse de manera diferente. Entonces, con la ayuda de otro científico, Arnold Sommerfeld (1868-1951), se dio cuenta de que, en realidad, los niveles estaban formados por subniveles. Estos subniveles fueron designados con las letras s, p, d, f que corresponden a cuatro palabras inglesas que caracterizan a las líneas de los espectros (sharp, principal, difuso y fundamental). Esto obligó a buscar otro modelo que se acercara más a la realidad.

TEORÍA ATÓMICA ACTUAL

Con el fin de resolver los errores mostrados por el modelo atómico de Bohr, Sommerfeld introdujo diversas modificaciones.

Cuando los átomos que poseen más de un electrón e incluso el mismo átomo de hidrógeno, son sometidos a la acción de un campo magnético, se pudo observar que las líneas llamadas niveles de energía se separaban en líneas más finas (efecto Zeeman). Sommerfeld propuso entonces que los electrones, además de girar en órbitas circulares, también podían girar en órbitas elípticas. Para explicar lo anterior, Sommerfeld propuso la existencia de niveles y subniveles de energía dentro del átomo.

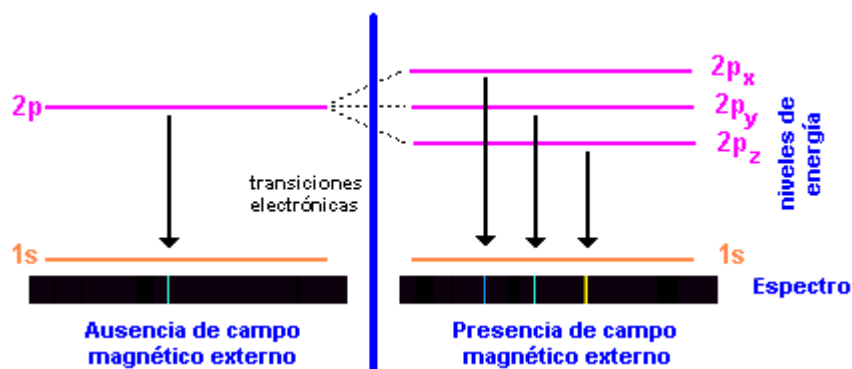


Figura 19. Efecto Zeeman

Fuente: <http://fisica3j.weebly.com/explicar-el-efecto-zeeman-y-su-importancia.html>

Teoría cuántica y estructura electrónica de los átomos

El modelo de la mecánica cuántica u ondulatoria es una obra colectiva en la que destacan cuatro teorías.

Teoría dualista de Louis De Broglie

En 1924, el físico francés Louis De Broglie pudo demostrar que la naturaleza dual de la luz (onda-partícula) no es exclusivo de la luz sino que puede ser un principio general, es así que fue capaz de demostrar que cualquier partícula material se podía tratar como si fuera de naturaleza ondulatoria. De Broglie comprobó experimentalmente que los electrones son de naturaleza dual.

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

Donde:

λ : longitud de onda

m: masa de la partícula

v: velocidad de desplazamiento de la partícula

Principio de incertidumbre de Heisenberg

En 1926, el físico alemán Werner Heisenberg (1901-1976), al notar los desacuerdos de sus colegas y realizando muchos experimentos, llegó a la siguiente conclusión: "Es imposible conocer simultáneamente los dos factores que caracterizan al electrón: su posición y su velocidad".

Si se determina experimentalmente su posición exacta en cierto momento, su movimiento es incierto en tal grado, que no será posible encontrar al electrón. Lo mismo ocurre cuando se mide con exactitud la velocidad de un electrón: la imagen de su posición es incierta.

El modelo atómico de Niels Bohr plantea que el electrón sólo gira en órbitas o niveles de energía bien definidos, por tanto, el principio de la incertidumbre contradice totalmente a este postulado ya que no se puede determinar con precisión la posición del electrón con respecto al núcleo, solo se habla de probabilidades.

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

Donde:

Δx = Incertidumbre o error en la medida de la posición

Δp = Incertidumbre o error en la medida del momento

h = Constante de Planck

Ecuación de onda de Erwin Schrödinger

A principios de 1926, el físico austriaco Erwin Schrödinger con todos los datos de los químicos y físicos de la época modeló una ecuación diferencial de segundo grado tomando como base el comportamiento dual del electrón, así como el principio de incertidumbre. Con su modelo matemático define la densidad electrónica como el cuadrado de la función de onda (ψ)², densidad que es nada menos que la región donde existe mayor probabilidad de encontrar un electrón determinado; a esta región también le denomina **orbital**, que se visualiza como una nube difusa alrededor del núcleo. Las regiones de que poseen alta densidad electrónica representan la mayor probabilidad de localizar a un electrón.

$$\frac{\delta^2\Psi}{\delta x^2} + \frac{\delta^2\Psi}{\delta y^2} + \frac{\delta^2\Psi}{\delta z^2} + \frac{8\pi^2m}{h^2}(E - V)\Psi = 0$$

Donde:

x, y, z , representan los ejes coordenados en el espacio tridimensional.

Ψ : Función de onda del electrón

δ : Símbolo de derivada parcial

m : Masa del electrón

V : Energía potencial de un electrón

E : Energía total de un electrón

$\frac{\delta^2\Psi}{\delta x^2}$ se lee: segunda derivada parcial de la función de onda respecto a "x"

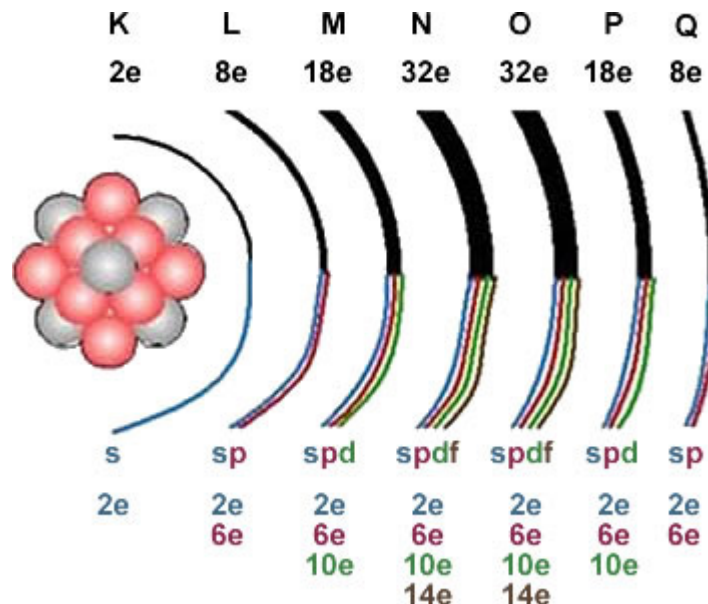


Figura 20. Subniveles de Schrödinger

Fuente: <http://configraelectrones-mvc.blogspot.pe/2009/03/actividad-5.html>

GENERALIDADES DEL ÁTOMO

El átomo es considerado como la más pequeña expresión de la materia, ya que es la partícula más pequeña de un elemento químico que conserva las propiedades de dicho elemento. El átomo es un sistema dinámico y en

equilibrio que consta de tres partículas subatómicas fundamentales (electrón, protón y neutrón), y se ha demostrado que no son las únicas.

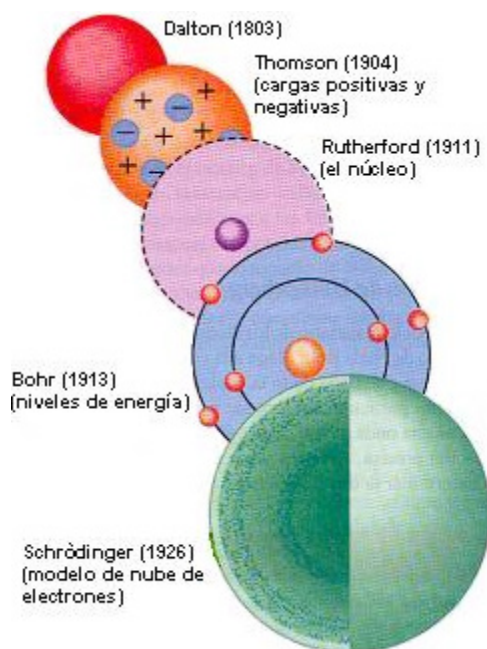


Figura 21. Modelos atómicos

Fuente: <http://descubrirlaquimica2.blogspot.com.es/p/modelos-atomicos.html>

Tabla 1. Partículas atómicas

PARTÍCULA	SÍMBOLO	CARGA ELÉCTRICA	MASA RELATIVA (UMA)	MASA (G)
Electrón	e ⁻	1-	1/1837	9.10953 x 10 ⁻²⁸ g
Protón	p ⁺ o p	1+	1	1.67265 x 10 ⁻²⁴ g
Neutrón	n	0	1	1.67495 x 10 ⁻²⁴ g

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Número atómico

El número atómico fue propuesto por Henry Moseley (1887-1915), en 1913, y determina el **número de protones** presentes en el **núcleo de un átomo**. Nos indica también la posición de un elemento en la tabla periódica. De manera general, el número atómico se representa por la letra **Z**. En un átomo neutro la cantidad de protones es igual a la cantidad de electrones.

Número de masa

El número de masa también se denomina número de nucleones (partículas que se encuentran en el núcleo del átomo) es un número entero que corresponde a la suma de protones y neutrones y, convencionalmente, se representa con la letra **A**. Se escribe generalmente en la parte superior izquierda del símbolo químico del elemento.

Como la masa atómica de un elemento es siempre un número fraccionario, su número de masa será, el número entero más próximo a su masa atómica. Por ejemplo: Si el hierro (Fe) tiene una masa atómica de 55.85, su número de masa debe ser 56.

De manera convencional, el número atómico se escribe en la parte inferior izquierda del símbolo químico del elemento.

¿A qué se denomina núclido?

Un núclido es la representación del núcleo atómico de un elemento utilizando el símbolo químico de éste. En esta representación el elemento se representa con la letra **E**, el número atómico con la letra **Z** y el número de masa con la letra **A**.



$$A = z + n$$

$$n = A - z$$

$$z^+ = e^-$$

 TEMA N° 3:

NÚMEROS CUÁNTICOS Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

1. NÚMEROS CUÁNTICOS

Como se ha visto, en el tema anterior, la ecuación de Schrödinger se ajusta muy bien a los datos experimentales, entonces las soluciones de esta ecuación son una buena aproximación del comportamiento de los electrones en el átomo, sobre todo de aquellos que tienen más de un electrón.

La solución de la ecuación de Schrödinger se da en función de cuatro números llamados números cuánticos (n , l , m y s), los cuales tratan de explicar el comportamiento de los electrones en el átomo. Estos números son:

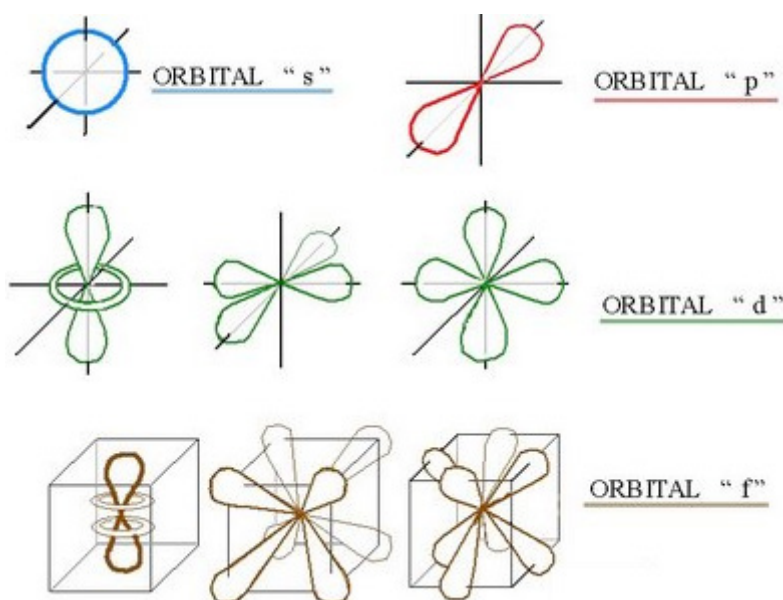


Figura 22

Fuente: <http://www.fullquimica.com/2012/07/numero-cuatico-secundario-l.html>

El número cuántico principal: $n = 1, 2, 3, 4, \dots$

El número cuántico principal n , determina la energía del electrón y el tamaño de la nube electrónica. Un aumento en n significa un aumento de energía del electrón y en el tamaño del átomo. Sus valores están cuantizados del 1 al 7. Este número cuántico ubica al electrón en un determinado nivel de energía. La cantidad de electrones se calcula con la fórmula de Rydberg que sólo se cumple hasta el nivel 4 ($2n^2$).

El número cuántico de momento angular o azimutal: $l = n - 1 = 0, 1, 2, 3, \dots$

El número cuántico de momento angular o secundario se relaciona con la forma del orbital. Además, nos indica la ubicación del electrón en un determinado **subnivel de energía**. Los valores de l dependen de n y se calcula con la fórmula $l = n - 1$.

El número cuántico magnético: $m = -l, 0, +l$

El número cuántico magnético se relaciona con la orientación del orbital en el espacio, sus valores dependen del número cuántico azimutal, tal es así, que toman valores desde $-l$ hasta $+l$, incluyendo al cero. El número de orbitales se calcula con la fórmula $(2l + 1)$.

El número cuántico de spin: $+1/2$, $-1/2$

En 1925, los físicos George Uhlenbeck y Samuel Goudsmit determinaron que, cuando un átomo está bajo la acción de un campo magnético, las líneas del espectro de emisión se separan; esto solo puede evidenciar que los electrones giran sobre su propio eje en sentidos contrarios generando campos magnéticos. El espín o giro electrónico genera un campo magnético, cuya dirección depende del sentido de la rotación. El espín electrónico (s) toma el valor de $+1/2$ para el sentido anti horario (\uparrow) y $-1/2$ para el sentido horario (\downarrow).

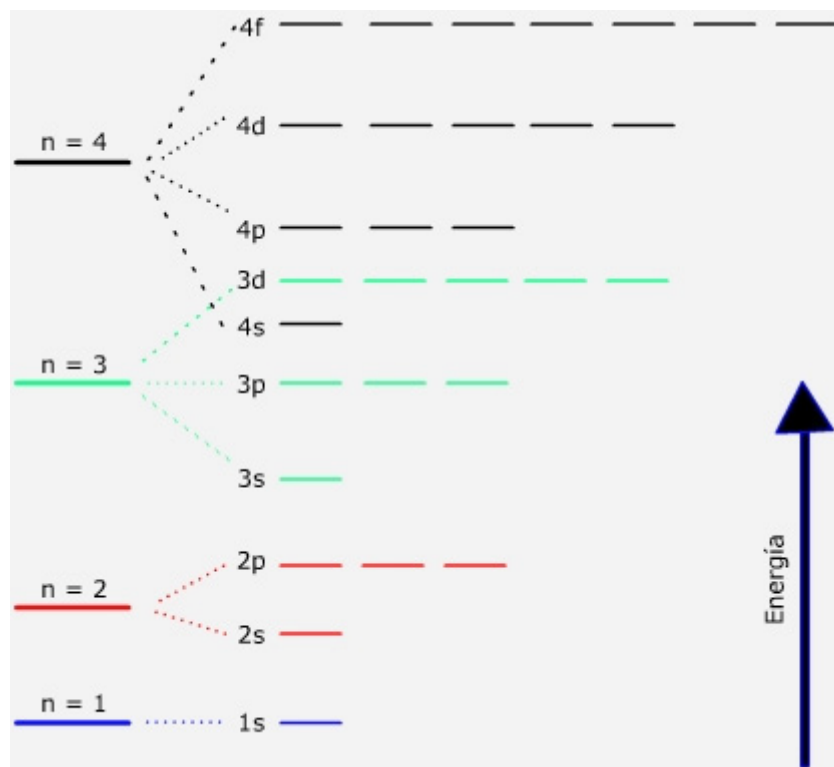


Figura 23

Fuente: http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/4esofisicaquimica/4quincena8/4q8_contenidos_2g.htm

2. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA: REGLAS Y NOTACIÓN

Imaginemos que sacamos todos los electrones del átomo y que volvemos a realizar el llenado tomando en consideración tres reglas fundamentales:

Reglas para el llenado electrónico

a) Primera regla: Principio de exclusión de Pauli

Establece que los electrones de un átomo que pertenecen a un orbital, nunca tienen los cuatro números cuánticos iguales, se diferencian por el espín.

b) Segunda regla: Regla de Hund

La regla de Hund establece que el ordenamiento más estable de electrones en los subniveles, es el subnivel que tiene el mayor número de espines paralelos.

c) Tercera regla: Energía relativa, regla de Aufbau o principio de construcción

Esta regla establece que los electrones de un átomo se distribuyen en estricto orden creciente de energía relativa (E.R.). El orden de llenado de los subniveles se obtiene a partir de la suma (E.R. = $n + l$). Cuando dos subniveles tienen el mismo valor de ($n + l$), se les denomina degenerados, entonces se llena primero el que tiene menor valor de n .

Teniendo en cuenta estas tres reglas básicas, se distribuyen los electrones en el átomo indicando los distintos niveles, subniveles y orbitales. Para realizar configuraciones electrónicas, se recomienda el siguiente diagrama:

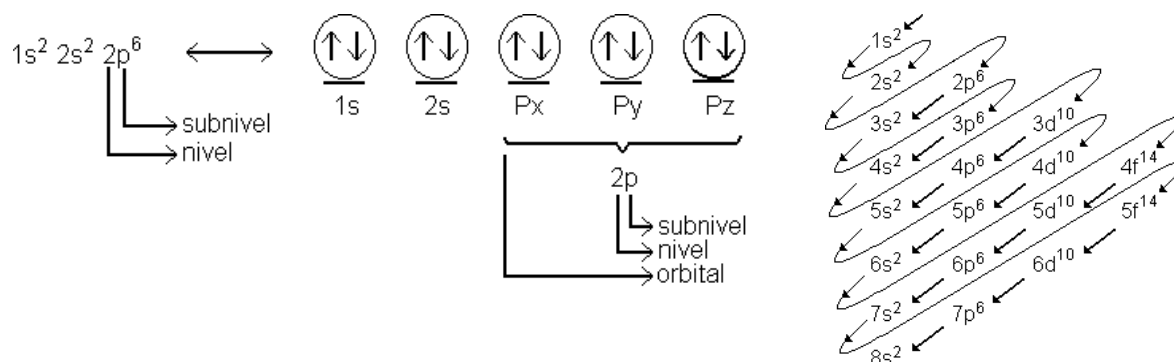


Figura 24

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Configuración simplificada (Kernel)

Se utilizan los gases nobles que más se acercan a los elementos químicos. Se utilizan los gases nobles porque son los más estables. Ejemplo: La configuración tipo Kernel del átomo de cloro ${}_{17}\text{Cl}$ es: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$.

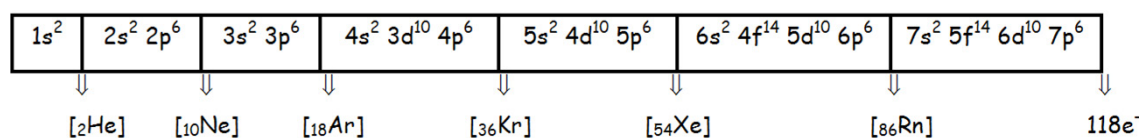


Figura 25

Fuente: http://clubdelquimico.blogspot.pe/2012/11/configuracion-electronica_24.html

Propiedades paramagnéticas

Esta propiedad se presenta cuando en la configuración electrónica el elemento posee orbitales desapareados, en esas condiciones son atraídos débilmente por un campo magnético.

Propiedades diamagnéticas

Esta propiedad se presenta cuando en la configuración electrónica el elemento posee orbitales apareados, en esas condiciones es repelido débilmente por un campo magnético.

Ejemplo: Determine los números cuánticos del electrón de mayor energía en la siguiente representación: $2p^5$

Solución:

Datos:

2 = Nivel de energía

P = Subnivel de energía

5 = Los cinco electrones que se configuraron en el subnivel p

Entonces el último electrón se encuentra en:

$n = 2$

$l = p = 1$

Como son cinco electrones, aplicando la regla de Hund:

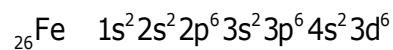
$m = 0$

$s = -\frac{1}{2}$

$m = \begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow \\ \hline -1 & 0 & 1 \\ \hline \end{array}$

Entonces los números cuánticos son. (2, 1, 0, -1/2)

Ejemplo: Realice la configuración electrónica desarrollada y simplificada del ${}_{26}\text{Fe}$



Simplificando utilizando Kernel:



Ejercicio: Calcular la masa atómica para un elemento, cuyo electrón de mayor energía tiene los siguientes números cuánticos (3, 1, 1, +1/2) y posee 12 neutrones.



EL CRISTAL LÍQUIDO

Brown T., LeMay H., Bursten B. y Et. Al. (2014). Química, la ciencia central. México: Pearson Educación de México S.A.

Desde el principio de la era moderna de la química en el siglo XIX, uno de los objetivos importantes de las investigaciones de la química ha sido el descubrimiento y desarrollo de materiales con propiedades útiles. Los químicos han inventado sustancias y también formas de procesar materiales naturales para elaborar fibras, películas, recubrimientos, adhesivos y sustancias con propiedades eléctricas, magnéticas, u ópticas especiales. Hoy en día hemos ingresado a una nueva era en la que los avances en tecnología dependen más que nunca del descubrimiento y desarrollo de nuevos materiales útiles. Por ejemplo:

Cristales líquidos

Hemos visto que cuando un sólido se calienta hasta su punto de fusión de la energía térmica agregada vence las atracciones intermoleculares que confieren un orden molecular al sólido. El líquido que se forma se caracteriza por la orientación aleatoria de las moléculas y un movimiento molecular considerable. Algunas sustancias, empero, exhiben un comportamiento más complejo cuando sus sólidos se calientan.

En 1888, Frederick Reinitzer, un botánico austriaco, descubrió que un compuesto orgánico que estaba estudiando, el benzoato de colesterilo, tenía interesantes e inusitadas propiedades. Al calentarse, la sustancia funde a 145°C para formar un líquido lechoso y a 179°C el líquido repentinamente se vuelve transparente. Cuando la sustancia se enfría, se observa el proceso inverso, el líquido transparente se vuelve lechoso a 179°C, y el líquido lechoso solidifica a 145°C. El trabajo de Reinitzer representa el primer informe sistemático de lo que ahora conocemos como cristal líquido.

En lugar de pasar directamente de la fase sólida a la líquida al calentarse, algunas sustancias, como el benzoato de colesterilo, pasan por una fase líquido cristalina intermedia que posee algo de la estructura de los sólidos y algo de la libertad de movimiento que tienen los líquidos. Gracias al ordenamiento parcial, los cristales líquidos pueden ser muy viscosos y po-

ser propiedades intermedias entre las de las fases sólida y líquida. La región en la que los cristales líquidos exhiben estas propiedades está delimitada por temperaturas de transición muy marcadas, como el ejemplo de Reinitzer.

Desde su descubrimiento, en 1888, hasta hace unos 30 años, los cristales líquidos fueron sólo una curiosidad de laboratorio. Ahora se les utiliza ampliamente como sensores de presión y de temperatura y en las carátulas de dispositivos eléctricos como relojes digitales, calculadoras, y computadoras portátiles. Estas aplicaciones de los cristales líquidos se basan en el hecho de que las débiles fuerzas intermoleculares que mantienen unidas las moléculas en un cristal líquido se pueden afectar fácilmente mediante cambios de temperatura, presión y campos electromagnéticos.

Pantallas de cristal líquido

Los cristales líquidos se utilizan ampliamente en dispositivos con carátula o pantalla de cristal líquido (LCD, Liquid Crystal Display) controlada electrónicamente en relojes, calculadoras, y pantallas de computadora. Estas aplicaciones se basan en la capacidad de un campo eléctrico aplicado para causar un cambio en la orientación de las moléculas de cristal líquido y así afectar las propiedades ópticas del dispositivo.

Las LCD se producen en varios diseños pero la estructura que se ilustra en la siguiente figura es representativa. Una capa delgada (5-20 μm) de material líquido-cristalino se coloca entre electrodos de vidrio transparentes que conducen la electricidad. La luz ordinaria atraviesa un polarizador vertical que sólo permite el paso de la luz en el plano vertical. Mediante un proceso especial, las moléculas de cristal líquido se orientan de modo que las moléculas junto a la placa frontal tengan una orientación vertical, y aquellas junto a la placa trasera, una orientación horizontal. Las moléculas intermedias tienen una orientación que varía de forma regular, como se ve en la figura. Las

pantallas de este tipo se conocen como “nemáticas que dan vueltas”. El plano de polarización de la luz se gira 90° cuando pasa a través del dispositivo y por lo tanto tiene la orientación correcta para pasar a través del polarizador horizontal. En la carátula de un reloj, un espejo refleja la luz hacia atrás y la luz regresa en su misma trayectoria, lo que permite que el dispositivo se vea brillante. Cuando se aplica un voltaje a las placas, las moléculas del líquido cristalino se alinean con el voltaje. Los rayos de luz entonces no están orientados correctamente para pasar a través del polarizador horizontal, y el dispositivo se ve oscuro.

Las pantallas de las computadoras emplean ilumina-

ción posterior en lugar de luz reflejada, pero el principio es el mismo. Las pantallas de las computadoras están divididas en un gran número de celdas muy pequeñas, y el voltaje en cada punto sobre la superficie de la pantalla se controla mediante transistores hechos de películas delgadas de silicio amorfo. Para la exhibición a color se emplean filtros de color rojo-verde-azul. Toda la pantalla se renueva a una frecuencia aproximada de 60 Hz, de tal forma que la imagen de la pantalla pueda cambiar con rapidez con respecto al tiempo de respuesta del ojo humano. Las pantallas de este tipo representan logros tecnológicos notables que se basan en una combinación de descubrimientos científicos básicos y de ingeniería creativa.

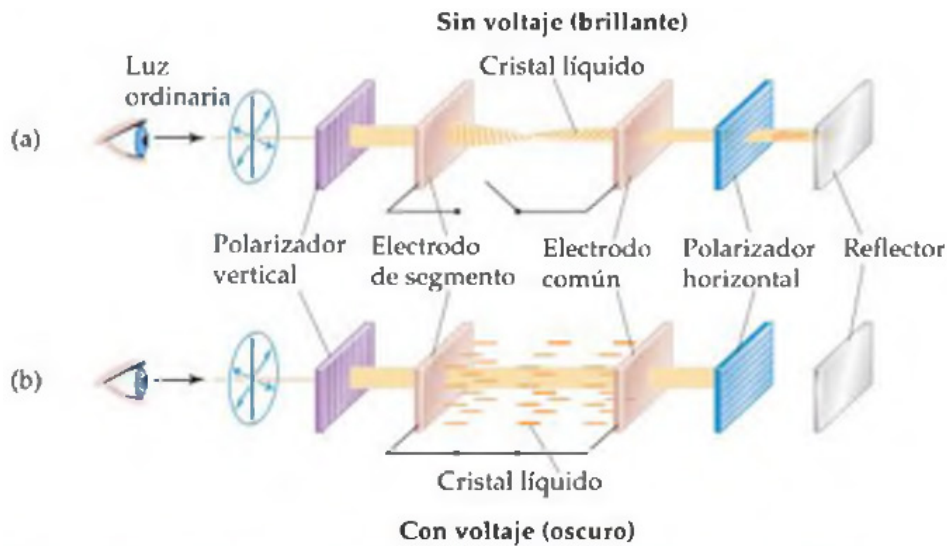


Figura 25. Ilustración esquemática de la operación de una pantalla de cristal líquido (LCD) nemático torcido
Fuente: Brown T. (2014). *Química, la ciencia central*

En la figura 25 (a) la luz ordinaria, la cual no está polarizada, pasa a través del polarizador vertical. La luz polarizada verticalmente después pasa hacia la capa del líquido cristalino, en donde el plano de polarización se gira 90°. Ésta al pasar a través del polarizador horizontal, es reflejada, y se regresa por la misma trayectoria para dar una pantalla brillante. En la figura 25 (b), cuando se aplica un voltaje al electrodo de segmento

que cubre el área pequeña, las moléculas del cristal líquido se alinean en la dirección de la trayectoria de la luz. Entonces, la luz polarizada verticalmente no es girada 90° y no es posible que pase a través del polarizador horizontal. Por lo tanto, el área delimitada por el pequeño electrodo de segmento transparente aparece oscura. Los relojes digitales, generalmente, tienen estos dispositivos.



ACTIVIDAD FORMATIVA N° 1

Responde preguntas relativas a las prácticas de laboratorio virtuales seleccionadas.

INSTRUCCIONES:

- Resuelve las preguntas planteadas en el Producto académico N° 1 (Control de lectura N° 01). Cada pregunta tiene un puntaje asignado.



GLOSARIO DE LA UNIDAD I

C

CAMBIO FÍSICO

Se produce cuando la materia cambia de apariencia sin modificar su estructura interna.

CAMBIO QUÍMICO

Se produce cuando la materia sufre un cambio radical en su estructura interna y da lugar a la formación de sustancias nuevas.

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Es la distribución de los electrones de un átomo en los diferentes niveles y orbitales.

COMPUESTO

Unión de dos o más sustancias simples en proporciones definidas.

D

DENSIDAD ABSOLUTA

Es una propiedad física intensiva que es el cociente entre la masa y el volumen de una sustancia.

DIAMAGNETISMO

Condición que se da cuando existen orbitales apareados en su estructura electrónica.

E

ELEMENTO

Sustancia simple que no puede descomponerse en otras más sencillas.

ENERGÍA

Capacidad para realizar trabajo o transferir calor

ESPECTRO

Representación de las longitudes de onda de una determinada radiación electromagnética.

ESPECTRO CONTINUO

Se produce cuando una región específica del espectro electromagnético posee todas las longitudes de onda.

ESPECTRO DE ABSORCIÓN

Se produce cuando un átomo absorbe energía, cuando realiza una transición de un estado basal a un nivel superior de energía.

ESPECTRO DE EMISIÓN

Se produce cuando un átomo libera energía, cuando realiza una transición de un nivel de mayor energía a un nivel inferior de energía.

ESPECTRO DISCONTINUO

Espectro de líneas que presentan las sustancias, solo producen ciertas longitudes de onda.

ESTADO FUNDAMENTAL

(o estado basal) Es la energía más baja o más estable de una molécula o átomo.

F**FRECUENCIA**

Número de ondas que se producen en un segundo. Su unidad es el hertz (seg^{-1}).

FOTÓN

Cantidad mínima de energía que se absorbe o se emite.

J**JOULE**

Unidad de energía del sistema internacional ($\text{kg}\cdot\text{m}^2/\text{s}^2$).

L**LONGITUD DE ONDA**

Distancia entre dos crestas pertenecientes a la onda.

M**MATERIA**

Todo aquello que tiene masa e inercia y ocupa un lugar en el espacio. Posee propiedades uniformes en todas sus partes.

N**NÚMEROS CUÁNTICOS**

Son parámetros numéricos que describen los estados energéticos del electrón, además, proporciona características espaciales para el orbital.

NÚMERO ATÓMICO

Representado por "Z", indica el número de protones de un átomo.

O**ONDA ELECTROMAGNÉTICA**

Son propagaciones de las oscilaciones del campo electromagnético y transportan energía, que no necesariamente necesitan de un medio para su propagación y que pueden hacerlo aún en el vacío.

P**PARAMAGNÉTICO**

Se debe a la existencia de orbitales desapareados en la configuración electrónica.

PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI

Dos electrones de un átomo no pueden tener la combinación de sus cuatro números cuánticos idénticos, se debe diferenciar, por lo menos, uno de sus valores.

PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE

Es imposible determinar con exactitud el momento lineal y la posición de una partícula pequeña, que viaja a una gran velocidad, simultáneamente.

PRINCIPIO DE MÁXIMA MULTIPLICIDAD DE HUND

Los electrones deben ocupar todos los orbitales de un subnivel dado en forma individual (espín antihorario), antes de que se inicie el apareamiento.

R

RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA

Es la energía que se transmite mediante campos magnéticos y eléctricos.

T

TRANSICIÓN ELECTRÓNICA


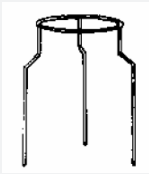
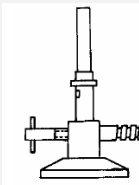
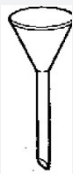

Se produce cuando un electrón viaja de un nivel a otro.



AUTOEVALUACIÓN DE LA UNIDAD I

INSTRUCCIONES: Lee detenidamente y responde las siguientes preguntas:

1. Relacione ambas columnas, ubicando las figuras siguientes con la columna de clasificación a la que correspondan, según su uso específico. luego marque la alternativa que estime correcta.

1	Material de medición					
2	Instrumento de medición					
3	Material de calentamiento					
4	Material de separación					
5	Material de soporte					

2. Calcule ¿Cuál es la masa (en g) de un cuerpo cuyo volumen es de 50 litros y su densidad es de 2 Kg/l
3. El oro es un metal precioso químicamente inerte. Se usa principalmente en joyería, odontología y dispositivos electrónicos. Un lingote de oro con una masa de 0,3 Kg tiene un volumen de 15,6 cc. Calcule la densidad del oro. en g/cc.
4. Un sólido cilíndrico de aluminio de 1,5 cm de radio tiene una masa de 55 gramos. Si el aluminio a 15°C tiene una densidad de 2,70 g/cm³. ¿Cuál de los siguientes valores se aproxima mejor a la altura de este cilindro de aluminio?
5. ¿Cuál de las partículas subatómicas fundamentales tiene la menor masa?
6. En relación con los espectros, señale ¿Cuáles de las siguientes proporciones son correctas?
 - I. Un sólido incandescente produce un espectro continuo.
 - II. Los átomos de un elemento químico tienen espectros característicos.
 - III. $\lambda = c/f$.
7. Según la teoría atómica de Niels Bohr, ¿Cuál es la distancia en centímetros entre el tercer y quinto nivel en el átomo de hidrógeno?.
8. Una muestra de metal es sometida al calentamiento, provocando una pérdida de energía de $2,84 \times 10^{-19}$ Joule, al descender un electrón de un nivel a otro ¿Cuál es la frecuencia en Hz, la longitud de onda en (Å) y la coloración de la llama observada?
9. Un aparato de láser emite una luz cuya longitud de onda es 500 nm. Determine la energía del fotón en Joules y ergios.
10. Relacione ambas columnas para establecer el nombre del científico que corresponda con sus respectivas contribuciones para la comprensión atómica. Luego marque la alternativa correcta.

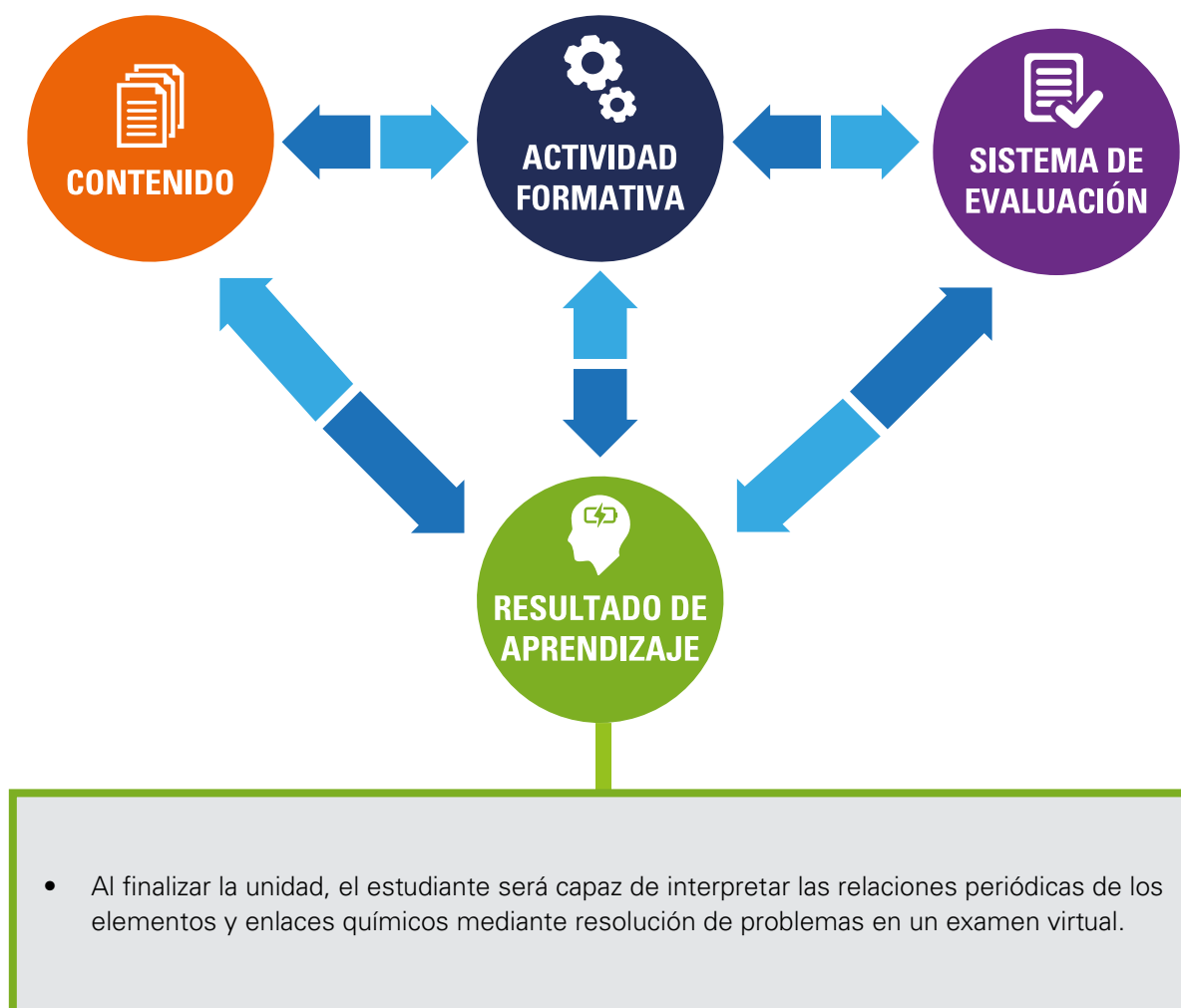
1	Max Planck	a	Demostó que los electrones exhiben un comportamiento dual (onda-corpúsculo) por sus características de onda y propiedades de masa.
2	De Broglie	b	Desarrolló una compleja ecuación de probabilidad que incluye las propiedades de onda, la naturaleza de partícula y las restricciones cuánticas de los electrones.
3	Schrödinger	c	Sustentó que es imposible conocer, simultáneamente y en forma precisa, la posición y velocidad (por ende energía) de un electrón.
4	Heisenberg	d	Determinó experimentalmente que la longitud de onda de la radiación depende de la temperatura del cuerpo que la emite.

11. Las sustancias que contienen cesio, al ser excitadas, emiten luz de frecuencia $6,91 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$. ¿Qué longitud de onda en angstroms y qué coloración produce una sal de cesio cuando se utiliza mezclado entre los componentes de un cohete para producir juegos artificiales?
12. Un compuesto de Rubidio se calienta a la llama del mechero de Bunsen, emitiendo fotones con energía de $1,156 \times 10^{-34}$ Megatones ($1 \text{ MT} = 4,184 \times 10^{15} \text{ Joules}$) ¿Cuál es la longitud de onda (nm) y la coloración de la llama?.
13. Cierta emisora de radio emite una señal de audio con una frecuencia de 60 MHz. ¿A qué distancia de dicha emisora vive un estudiante de química quién sabe que entre su casa y la emisora se cuentan mil ondas electromagnéticas?
14. Calcule la frecuencia (Hz) y la energía en (Ergios) de la radiación roja que tiene una longitud de onda de 6500 \AA .
15. Un electrón se desplaza en forma de onda, siendo el valor de su longitud de onda igual a 4000 \AA , determine el valor de la frecuencia y energía en Joules.
16. Halle la longitud de onda en cm. y nm de un fotón que se irradia con una frecuencia de 60 kHz.
17. La energía de un fotón es $5,87 \times 10^{-20} \text{ J}$ ¿Cuál es su longitud de onda en (nm)?.
18. Halle la energía (Joule) y la longitud de onda, en angstroms, que el átomo emite cuando el electrón salta del tercer al segundo nivel energético.
19. La raya azul del espectro de hidrógeno se produce cuando el electrón salta del nivel 6 al nivel 3. a). Determine la energía en ergios, b) Calcule la longitud de onda en (nm).
20. Un estudiante de la Universidad Continental está desarrollando una práctica de laboratorio de Química sobre resistencia de materiales y somete una muestra de cierto metal a calentamiento en la llama del mechero de Bunsen, lo que provoca una pérdida de energía de $2,84 \times 10^{-12}$ ergios por el descenso de un electrón de un nivel a otro. Determine.
 - a) Longitud de onda en angstroms
 - b) La coloración de la llama
 - c) la frecuencia en MHz

UNIDAD II

RELACIONES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS Y ENLACES QUÍMICOS

DIAGRAMA DE PRESENTACIÓN DE LA UNIDAD II



CONTENIDOS	ACTIVIDADES FORMATIVAS (HABILIDADES Y ACTITUDES)	SISTEMA DE EVALUACIÓN (TÉCNICAS Y CRITERIOS)
<p>Tema N° 1: Relaciones periódicas de los elementos</p> <p>1 Tabla Periódica</p> <p>2 Clasificación de los elementos</p> <p>3 Propiedades periódicas</p> <p>Tema N° 2: Enlace químico</p> <p>1 Enlace interatómico: Clasificación, representación de Lewis, regla del octeto, electrones de Valencia</p> <p>2 Enlace intermolecular: dipolo-dipolo, puente de hidrógeno, fuerzas de London y Wan der Waals</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Relaciona la posición de los elementos en la tabla con sus propiedades periódicas. • Reconoce los elementos en la tabla periódica (Lab. 4). • Identifica y clasifica los tipos de enlaces interatómicos de las sustancias químicas, considerando sus propiedades y naturaleza. • Identifica el enlace químico (Lab. 5). • Identifica y clasifica los tipos de enlaces intermoleculares de las sustancias químicas, considerando sus propiedades y naturaleza. • Se involucra en los trabajos encomendados con responsabilidad y puntualidad. • Participa en los foros de debate, aportando ideas y respetando la opinión de los demás en un clima de confianza y tolerancia. 	<p>Procedimientos e indicadores a evaluar</p> <ul style="list-style-type: none"> • Resolución correcta de al menos el 60% de las preguntas planteadas. • Intervenciones a través del foro. <p>Criterios de evaluación para el examen virtual</p> <ul style="list-style-type: none"> • Dominio de la teoría y práctica para obtener las respuestas correctas.

RECURSOS:

Vídeos

Tema N° 1

Vídeo: "Clasificación periódica":

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

Tema N° 2

Vídeo: "Enlace químico

<https://www.youtube.com/watch?v=VUnrjYck9FM> 

Vídeo: "Laboratorio-Enlace químico"

<https://www.youtube.com/watch?v=ZE9o4N3lqtw> 



DIPOSITIVAS ELABORADAS POR EL DOCENTE

Lectura complementaria:

Lectura seleccionada N° 1

Chang, R. ¿El tercer elemento líquido?



INSTRUMENTO
DE EVALUACIÓN

Examen virtual



BIBLIOGRAFÍA (BÁSICA
Y COMPLEMENTARIA)

BÁSICA




- CHANG, R. (2007) Química. México: Mc Graw Hill Interamericana de México S.A. Biblioteca UC-540/CH518.

COMPLEMENTARIA

- BROWN, L. (2004) Química. México: Pearson.
- BURNS, R. (2006) Fundamentos de Química. México: Prentice Hall Hispanoamericana, S.A.
- CASTAÑEDA, L. (2013) Química experimental. Aplicaciones. Colombia: Macro. E.I.R.L.



RECURSOS EDUCATIVOS
DIGITALES

- CORRAL, MG. (2011) El átomo cumple su primer siglo. El mundo 2011 Apr 03:6. Ubicado en:
<http://search.proquest.com/docview/859679699?accountid=146219> 
- RUBIO M. (1999) Cumple 130 años la Tabla de Mendeleev. Reforma 1999 Feb 18:3-3. Ubicado en:
<http://search.proquest.com/docview/310216010?accountid=146219> 
- HACYAN, S. A. (2004) CERO/ Superconductores. Reforma 2004 Mar 25:2-2. Ubicado en:
<http://Search.proquest.com/docview/307319655?accountid=146219> 



TEMA N° 1:

RELACIONES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

ANTECEDENTES DE LA TABLA PERIÓDICA

¿Cómo se organizan los elementos químicos en la tabla periódica? ¿Para qué sirve esta organización? ¿Se pueden predecir las propiedades físicas y químicas de elementos que aún no se han descubierto? ¿Cómo se relacionan la configuración electrónica y la tabla periódica?

Para responder a éstas interrogantes, primero haremos un breve comentario sobre los antecedentes de la Tabla Periódica (T.P.) que han llevado a su conocimiento actual.

A mediados del siglo XIX, los estudiosos de entonces tenían una vaga idea del conocimiento del átomo y, por ende, de los electrones y los protones, pero ya habían calculado las masas atómicas de muchos elementos. Con estos datos, Dobereiner en 1829 trató de agruparlos en triadas, en orden creciente de su peso atómico, de modo que la semisuma de las masas atómicas de los elementos que se encontraban en los extremos daba la masa atómica del elemento central. Se les llamó "Triadas de Dobereiner". Luego se descubrieron más elementos que, por sus características, debían pertenecer a las triadas conocidas; por lo tanto, la idea de agrupar de tres en tres resultó inadecuada.

Posteriormente, Jhon Newlands prosiguió su estudio en 1864, agrupando los elementos de 7 en 7 (como las notas musicales), siguiendo un orden creciente de su masa atómica, de manera que el octavo elemento tenía propiedades similares al primer elemento, el noveno al segundo y, así sucesivamente. Se les llamó "Octavas de Newlands"; pero al igual que las triadas esta clasificación resultó insuficiente, ya que elementos con masas mayores a la del calcio no cumplían la regla.

A quienes se atribuye la verdadera clasificación y cuyos estudios ayudaron mucho para conocer la tabla periódica, tal como la conocemos hoy en día, fueron Dimitri Mendeleiev y Julius Meyer en 1869. Mendeleiev y Meyer realizaron sus estudios por separado y se dieron cuenta que tenían muchas concordancias. Ellos clasificaron 66 elementos en forma creciente según su masa atómica, pero luego se dieron cuenta que algunos elementos no obedecían a esta regla. Por ejemplo, la masa atómica del argón (39.95 uma) es mayor que la del potasio (39.10 uma). Si los elementos se hubieran ordenado sólo de acuerdo con su masa atómica creciente, el argón debería aparecer en la posición que ocupa el potasio en la tabla periódica actual. Pero, a pesar de ello, esta clasificación tuvo gran éxito por difundir por primera vez la idea de grupos y por dejar espacios vacíos y predecir las propiedades de elementos que aún no se habían descubierto, a los que se denominó con el sufijo especial "eka"; por ejemplo eka-boro, que más tarde se descubrió y era el escandio, eka-silicio que ahora se conoce como germanio etc. Las propiedades físicas y químicas de esos elementos se habían predicho sin aún haber sido descubiertos. Es así que presentan su tabla periódica a la Real Academia compuesta por 7 filas (periodos) y 8 columnas a las que se llamó familias.

Luego con el desarrollo de la espectroscopia y la configuración electrónica, Henry Moseley descubrió la frecuencia de los rayos X emitidos por los elementos con sus respectivos números atómicos. De esta manera, **Moseley determinó que los elementos se ordenan en estricto orden creciente de su número atómico** (número de protones) que, como se sabe, es igual al número de electrones, lográndose con ello explicar la repetición periódica de las propiedades físicas y químicas de los elementos y convirtiendo a la tabla periódica en una herramienta fundamental en todas las áreas que tienen que ver con la ciencia.

1. LA TABLA PERIÓDICA

Por lo general, una tabla periódica moderna indica el número atómico junto con el símbolo del elemento. La importancia y la utilidad de la tabla periódica radican en el hecho de que mediante el conocimiento de las propie-

dades y las tendencias generales dentro de un grupo o periodo, se predicen, con bastante exactitud las propiedades de cualquier elemento aún si este es poco conocido.

TABLA PERIÓDICA DE ELEMENTOS

1	2	3	4	5	6	7
1 1.00797 HIDROGENO -259.2 1,-1 -252.7 0.0709	2 4.0026 He HELIO -269.7 -268.9 0.126	3 6.939 Li LITIO 177 180.5 1 0.535 1.27	4 9.012 Be BERILIO 127 150.5 1 1.578 1.66	5 9.012 B BORO 2260 3 3727 2,4	6 12.0111 C CARBONO 231 4,63 28 96 1,2 27 2,5	7 14.0064 N NITROGENO 28 96 1,2 26 1,2 30 97 2,5
8 11.009 Be BERILIO 127 150.5 1 0.535 1.27	9 18.9984 F FLUOR -219.6 -1 -188.2 1,1 -248.6	10 20.183 Ne NEON -248.6 -248.6	11 22.9897 Na SODIO 101 1 117 97.8 -93.8 1.05	12 24.312 Mg MAGNESIO 144 2 150 2 1.74	13 26.9815 Al ALUMINIO 3 3 101 1 177 3 97.8 -93.8 1.05	14 26.9815 Si SILICIO 3 4 101 1 177 3 97.8 -93.8 1.05
15 30.97376 P FOSFORO 3 3 101 1 177 3 97.8 -93.8 1.05	16 32.06 S AZUFRE 2 3 101 1 177 3 97.8 -93.8 1.05	17 35.453 Cl CLORO 3 3 101 1 177 3 97.8 -93.8 1.05	18 39.948 Ar ARGÓN 3 4 101 1 177 3 97.8 -93.8 1.05	19 39.0983 K POTASIO 1 1 190 1 160 1 0.8 1.0	20 40.078 Ca CALCIO 2 2 190 1 160 1 0.8 1.0	21 44.9559 Sc ESCANDIO 3 3 153 3 153 3 1.74
22 47.88 Ti TITANIO 3 4 168 3 168 3 1.66	23 47.88 V VANADIO 3 4 168 3 168 3 1.66	24 50.942 Cr CROMO 3 4 168 3 168 3 1.66	25 51.9961 Mn MANGANESO 3 4 168 3 168 3 1.66	26 54.938 Fe HIERRO 2 3 159 2 159 2 1.66	27 55.847 Co COBALTO 2 3 159 2 159 2 1.66	28 58.933 Ni NÍQUEL 2 3 159 2 159 2 1.66
29 58.933 Cu COBRE 1 1 159 2 159 2 1.66	30 63.546 Zn ZINC 1 2 159 2 159 2 1.66	31 65.37 Ga GALIO 1 3 159 2 159 2 1.66	32 69.723 Ge GERMANIO 4 4 159 2 159 2 1.66	33 72.63 As ARSENIACO 3 5 159 2 159 2 1.66	34 74.922 Se SELENIO 3 5 159 2 159 2 1.66	35 78.96 Br BROMO 4 5 159 2 159 2 1.66
36 78.96 Kr KRIPTÓN 4 5 159 2 159 2 1.66	37 85.47 Rb RUBIDIO 1 1 159 2 159 2 1.66	38 85.47 Sr ESTRONCIO 2 2 159 2 159 2 1.66	39 88.905 Y ITRIO 3 3 159 2 159 2 1.66	40 91.224 Zr ZIRCONIO 3 4 168 3 168 3 1.66	41 91.224 Nb NIOBIO 3 5 168 3 168 3 1.66	42 92.906 Mo MOLIBDENIO 3 6 168 3 168 3 1.66
43 95.94 Tc TECNICIO 4 6 168 3 168 3 1.66	44 101.07 Ru RUTENIO 4 6 168 3 168 3 1.66	45 101.07 Rh RODIO 4 6 168 3 168 3 1.66	46 102.905 Pd PALADIO 4 6 168 3 168 3 1.66	47 106.42 Ag PLATA 1 1 168 3 168 3 1.66	48 107.87 Cd CADMIO 2 12 168 3 168 3 1.66	49 112.41 In INDIO 3 3 168 3 168 3 1.66
50 114.818 Sn ESTAÑO 2 4 168 3 168 3 1.66	51 118.710 Sb ANTIMONIO 3 5 168 3 168 3 1.66	52 127.603 Te TELURIO 4 5 168 3 168 3 1.66	53 127.603 I YODO 5 5 168 3 168 3 1.66	54 126.905 Xe XENÓN 6 5 168 3 168 3 1.66	55 132.905 Cs CESIO 1 2 168 3 168 3 1.66	56 137.07 Ba BARIO 2 2 168 3 168 3 1.66
57 138.905 La LANTANOS 3 3 168 3 168 3 1.66	58 140.12 Ce CERIO 3 3 168 3 168 3 1.66	59 140.907 Pr PRASEODIMIO 3 3 168 3 168 3 1.66	60 140.907 Nd NEODIMIO 3 3 168 3 168 3 1.66	61 150.35 Eu EUROPIO 3 3 168 3 168 3 1.66	62 151.96 Gd GADOLINO 3 3 168 3 168 3 1.66	63 158.92 Tb TERBIO 3 3 168 3 168 3 1.66
64 162.50 Dy DISPROSIO 3 3 168 3 168 3 1.66	65 167.25 Ho HOLANDIO 3 3 168 3 168 3 1.66	66 168.93 Er ERBIO 3 3 168 3 168 3 1.66	67 173.05 Tm TERBIO 3 3 168 3 168 3 1.66	68 175.04 Yb YTERBIO 3 3 168 3 168 3 1.66	69 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	70 175.04 Yb YTERBIO 3 3 168 3 168 3 1.66
71 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	72 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	73 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	74 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	75 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	76 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	77 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66
78 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	79 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	80 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	81 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	82 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	83 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	84 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66
85 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	86 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	87 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	88 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	89 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	90 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	91 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66
92 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	93 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	94 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	95 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	96 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	97 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	98 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66
99 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	100 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	101 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	102 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	103 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	104 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66	105 175.04 Lu LUTECIO 3 3 168 3 168 3 1.66

1 1.00797
H
HIDROGENO
-259.2 1,-1
-252.7 0.0709

NUMERO ATOMICO
SIMBOLO DEL ELEMENTO
NOMBRE DEL ELEMENTO
PUNTO DE FUSION
PUNTO DE EBULLICION

5 10.811
B
BORO
2260 3
3727 2,4

13 26.9815
Al
ALUMINIO
3 3
101 1
177 3
97.8
-93.8
1.05

21 44.9559
Sc
ESCANDIO
3 3
153 3
153 3
1.74

37 85.47
Rb
RUBIDIO
1 1
159 2
159 2
1.66

55 132.905
Cs
CESIO
1 2
168 3
168 3
1.66

87 175.04
Fr
FRANCIO
1 1
168 3
168 3
1.66

2 4.0026
He
HELIO
-269.7
-268.9 0.126

10 20.183
Ne
NEON
-248.6
-248.6

18 39.948
Ar
ARGÓN
3 4
101 1
177 3
97.8
-93.8
1.05

36 78.96
Kr
KRIPTÓN
4 5
159 2
159 2
1.66

54 126.905
Xe
XENÓN
6 5
168 3
168 3
1.66

86 175.04
Rn
RADÓN
6 5
168 3
168 3
1.66

14 26.9815
Si
SILICIO
3 4
101 1
177 3
97.8
-93.8
1.05

16 32.06
S
AZUFRE
2 3
101 1
177 3
97.8
-93.8
1.05

32 65.37
Ga
GALIO
1 3
159 2
159 2
1.66

50 114.818
Sn
ESTAÑO
2 4
168 3
168 3
1.66

82 175.04
Lu
LUTECIO
3 3
168 3
168 3
1.66

64 162.50
Dy
DISPROSIO
3 3
168 3
168 3
1.66

80 175.04
Lu
LUTECIO
3 3
168 3
168 3
1.66

96 175.04
Lu
LUTECIO
3 3
168 3
168 3
1.66

112 175.04
Lu
LUTECIO
3 3
168 3
168 3
1.66

102 175.04
Lu
LUTECIO
3 3
168 3
168 3
1.66

108 175.04
Lu
LUTECIO
3 3
168 3
168 3
1.66

114 175.04
Lu
LUTECIO
3 3
168 3
168 3
1.66

120 175.04
Lu
LUTECIO
3 3
168 3
168 3
1.66

Figura 1. Tabla periódica actual

Fuente: http://www.ehu.es/biomoleculas/isotopos/periodic_table.htm

DESCRIPCIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA ACTUAL

La tabla periódica actual consta de siete filas horizontales llamadas períodos, las cuales indican la cantidad de niveles que posee un elemento y se numeran del 1 al 7. Las 16 columnas verticales se denominan grupos (que indican a las familias).

Los elementos que pertenecen a determinado grupo presentan el mismo número de electrones en su capa más externa, por lo tanto, presentan propiedades químicas similares. Por ejemplo, los elementos del grupo IA reaccionan violentamente cuando entran en contacto con el agua, liberando hidrógeno y dando lugar a hidróxidos. Todos los elementos del grupo IA tienen un electrón en su capa más externa. El grupo representativo de la Tabla Periódica es el grupo "A", ya que el número de electrones de valencia nos indican el número de grupo.

Hay un total de 16 grupos: 8 grupos "A" y 8 grupos "B" (el grupo VIIIB consta de tres columnas). Por ejemplo, a los elementos del grupo IB se le da la denominación de metales de acuñación, ya que son muy maleables y se pueden fabricar monedas con ellos. A los elementos del grupo "B" se les denomina metales de transición y metales de transición interna (éstos últimos están en el periodo 6 y 7 y en el grupo IIIB y se les denomina también lantánidos y actínidos).

Organización de los elementos en la Tabla periódica

Los elementos representativos de la Tabla Periódica se encuentran en los grupos desde el IA hasta el VIIIA. Los elementos químicos que se ubican en estos grupos son aquellos cuya configuración electrónica termina en el subnivel "s" o "p" incompleto. El grupo VIIIA (gases nobles) tiene el subnivel "p" completo, llegando a 8 electrones de valencia con excepción del helio que solo tiene dos. Estos electrones de valencia hacen que las propiedades químicas sean similares en el grupo.

En el siguiente diagrama, se muestra la ubicación del grupo A y grupo B de la Tabla Periódica.

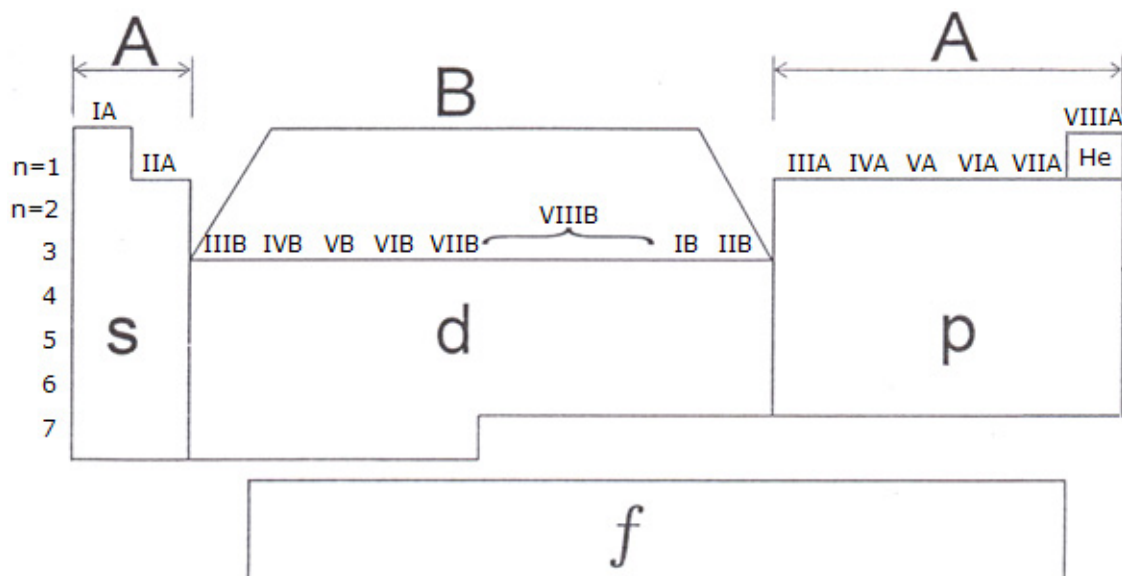


Figura 2. Zonas de la Tabla periódica
Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

GRUPO A

A los elementos del grupo A se les conoce como elementos representativos y su configuración electrónica alcanza el subnivel "s" o el subnivel "p".

GRUPO B

A los elementos del grupo B se les conoce como metales de transición, que son aquellos cuya configuración electrónica alcanza el subnivel "d"; y metales de transición interna (lantánidos y actínidos), que son aquellos cuya configuración electrónica alcanza el subnivel "f" y pertenecen al grupo IIIB y periodos 6 y 7.

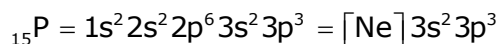
Tabla 1. Principales familias de la Tabla Periódica

GRUPO	FAMILIA	NIVEL DE VALENCIA	ELEMENTOS
IA	Alcalinos	ns ¹	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
IIA	Alcalinos térreos	ns ²	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
IIIA	Térreos o boroides	ns ² np ¹	B, Al, Ga, In, Tl
IVA	Carbonoides	ns ² np ²	C, Si, Ge, Sn, Pb
VA	Nitrogenoides	ns ² np ³	N, P, As, Sb, Bi
VIA	Anfígenos o calcógenos	ns ² np ⁴	O, S, Se, Te, Po
VIIA	Halógenos	ns ² np ⁵	F, Cl, Br, I, At
VIIIA	Gases nobles	ns ² np ⁶	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
IB	Metales de acuñación	ns ¹ (n-1)d ¹⁰	Cu, Ag, Au
IIB	Elementos puente	ns ² (n-1)d ¹⁰	Zn, Cd, Hg

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Ejemplo: Hallar el grupo y periodo al que pertenece el fósforo (z=15).

Solución: Se comienza realizando la configuración electrónica desarrollada y simplificada para el elemento:



El último en configurar es el subnivel "p", por lo tanto, el grupo al que pertenece el elemento es el grupo "A".

El número de niveles es 3, por lo tanto, el elemento pertenece al período 3.

En el último nivel, para hallar la cantidad de electrones se suma 2+3 = 5, por lo tanto, el elemento pertenece al grupo VA llamado nitrogenoides.

Por último, en la T.P. cuando se realiza la intersección del período 3 y grupo VA, se encuentra el fósforo.

Ejercicio: Hallar el grupo y período al que pertenece el calcio (z=20) y cobre (z=29).

2. CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS

Metales


El 80% de los elementos de la T.P. son metales, que son buenos conductores del calor y la electricidad (cuando sube la temperatura baja su conductividad), son lustrosos y brillantes mientras no se oxiden, presentan diversos

colores, en su mayoría son plateados y sólidos, a excepción del mercurio que es líquido. Resisten la deformación por su alta tenacidad, transformándose en láminas (maleables) y estirándose en hilos (dúctiles), poseen temperatura de fusión de moderada a alta. En las interacciones químicas pierden sus electrones de valencia (electropositivos) y forman iones positivos llamados cationes. Casi todos forman óxidos metálicos, originando soluciones básicas, a excepción de los metales nobles que poseen muy baja oxidación como, por ejemplo: el oro, el platino, el iridio, etc. Son reductores (se oxidan).

Tabla 2
Algunas aplicaciones de los metales

NOMBRE	SÍMBOLO	PRINCIPALES APLICACIONES	IMAGEN
Aluminio	Al	<p>Es un metal plateado ligero, dúctil y maleable. Se emplea en la construcción de chasis de vehículos y aviones, ollas cucharones, etc.</p> <p>En los envases tetrapack, en empaques de alimentos, etc.</p>	 <p>Fuente: http://debates.coches.net/show-thread.php?219652-%BFComo-pulir-aluminio-en-bruto</p>
Cobre	Cu	<p>Es un metal de color rojizo brillante. Su principal uso es como conductor eléctrico, en la fabricación de monedas.</p> <p>Esencial para los seres vivos ya que participa en la síntesis de la hemoglobina.</p>	 <p>Fuente: http://cienciageografica.carpeta-pedagogica.com/2012/11/minas-de-cobre-en-el-peru.html</p>
Cromo	Cr	<p>Es un metal de color blanco azulado. Se utiliza como revestimiento de otros metales para protegerlos de la corrosión.</p>	 <p>Fuente: http://www.cursodecromado.com/</p>

NOMBRE	SÍMBOLO	PRINCIPALES APLICACIONES	IMAGEN
Hierro	Fe	<p>Es un metal plateado. Se le utiliza en la fabricación de aceros y herramientas.</p> <p>En los seres humanos, forma parte de la hemoglobina y enzimas, su ausencia produce anemia.</p>	 <p>Fuente: https://sites.google.com/site/facultaddeingenieriacivilfic/el-hierro-en-la-construccion</p>
Litio	Li	<p>Es un metal blanco plateado, se utiliza en la fabricación de baterías para teléfonos celulares, videocámaras, relojes, etc.</p> <p>El carbonato de litio se utiliza en el tratamiento de trastornos maniaco-depresivos.</p>	 <p>Fuente: http://www.sqm.com/es-es/productos/litio/carbonatodelitio/qlithiumcarbonatecrystallized.aspx</p>
Magnesio	Mg	<p>Es un metal gris plateado. Se le utiliza en la fabricación de focos de magnesio, en las luces de bengala, en los fuegos artificiales.</p> <p>En las latas de bebidas se encuentra al magnesio aleado con el aluminio. Su hidróxido se utiliza como antiácido.</p>	 <p>Fuente: http://mazzola.biz/aluminio_magnesio.htm</p>
Mercurio	Hg	<p>Es un metal líquido plateado. Se utiliza en la producción de fungicidas, luces, baterías, amalgamas, termómetros, etc.</p> <p>Altamente tóxico. Una exposición prolongada puede ocasionar daño al cerebro, riñones y sistema nervioso.</p>	 <p>Fuente: https://quimimol.wikispaces.com/Mercurio,+peligro+licuado</p>

NOMBRE	SÍMBOLO	PRINCIPALES APLICACIONES	IMAGEN
Plomo	Pb	<p>Es un metal de color gris. usado en baterías, pinturas, soldadura, escudos de protección contra la radiación, balas, etc., aunque su uso está restringido por su alta toxicidad.</p> <p>Es tóxico y carcinógeno. Puede causar daños a los riñones y al sistema nervioso (saturnismo), disminución de la fertilidad en el hombre y retardo mental en los niños.</p>	 <p>Fuente: https://villalaplomo.wordpress.com/plomo/</p>
Oro	Au	<p>Es un metal de color amarillo brillante, dúctil y maleable, de alto valor. Se emplea en joyería y en la acuñación de monedas. Por su alta conductividad es utilizado en Electrónica. No es tóxico. Se le considera metal noble ya que no se oxida.</p>	 <p>Fuente: http://www.elajoyas.com/en/jewelry-transformation-transformation-de-joyas/</p>
Plata	Ag	<p>Es un metal de color plateado. Utilizado en fotografía, joyería, monedas, aleaciones, cubiertos, vajillas y en soldaduras.</p>	 <p>Fuente: http://www.taringa.net/post/info/18632271/Lo-que-no-sabias-del-Oro-y-la-Plata.html</p>

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

No metales

El 20% de los elementos de la T.P. está constituido por no metales que son malos conductores del calor y la electricidad, con excepción del carbono que, en su forma alotrópica que es el grafito, es buen conductor. Son opacos y quebradizos a excepción del diamante que es la otra forma alotrópica del carbono y que es el material más duro que se conoce. A temperatura ambiente, presentan los siguientes estados físicos:


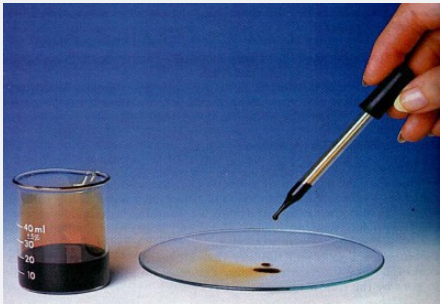

Gaseosos: H, N, O, F, Cl

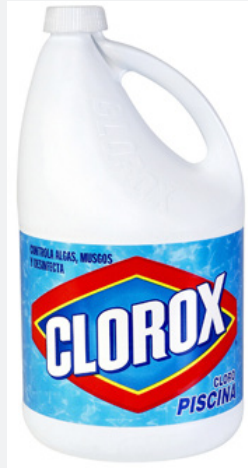


Líquido: Br



Sólido: I, S, P, C, etc.

En las interacciones químicas, ganan electrones (electronegativos) y forman iones negativos llamados aniones. Casi todos forman óxidos no metálicos y soluciones ácidas. Son oxidantes (se reducen).

Tabla 3
Algunas aplicaciones de los no metales

NOMBRE	SÍMBOLO	PRINCIPALES APLICACIONES	IMAGEN
Azufre	S	Es un no metal sólido de color amarillo. Se utiliza en la fabricación de fertilizantes, insecticidas, medicamentos. Se encuentra en yacimientos volcánicos y aguas sulfuradas.	 <p>Fuente: http://www.bezzia.com/el-jabon-de-azufre-contra-el-acne/</p>
Bromo	Br	Es un líquido de color rojo oscuro y de olor irritante. Los compuestos orgánicos bromados se utilizan como pesticidas.	 <p>Fuente: http://lua007.webnode.es/album/fotogaleria/elemento-bromo-jpg/</p>
Carbono	C	Es un sólido que se presenta bajo dos formas alotrópicas: como diamante (sólido duro y brillante), que en su calidad no gema se utiliza como abrasivo en brocas para taladro y herramientas de corte, y el grafito (sólido negro y quebradizo), que se utiliza como minas de lápices, electrodos para baterías, carbón activado, etc.	 <p>Fuente: http://www.batanga.com/curiosidades/4360/caracteristicas-del-carbono</p>

NOMBRE	SÍMBOLO	PRINCIPALES APLICACIONES	IMAGEN
Cloro	Cl	Es un gas amarillo verdoso. Usado como agente blanqueador, en la purificación de aguas como antibactericida. Los freones (CFC) que son los clorofluorocarbonos que destruyen la capa de ozono.	 <p>Fuente: http://www.datuopinion.com/cloro</p>
Flúor	F	Es un gas de color amarillo pálido, muy reactivo. El fluoruro de sodio se utiliza en las pastas dentales, en el tratamiento de aguas y en enjuagues bucales para prevenir las caries.	 <p>Fuente: http://www.datuopinion.com/fluor</p>
Yodo	I	Es un no metal de color negro violáceo que se sublima fácilmente. Es usado como antiséptico en el alcohol yodado y como complementos alimenticio y colorante. El alimento yodado para gallinas aumenta la producción de huevos.	 <p>Fuente: http://farmacotecnialiquidos.blogspot.pe/p/soluciones-de-yodo.html</p>

NOMBRE	SÍMBOLO	PRINCIPALES APLICACIONES	IMAGEN
Nitrógeno	N	Es un gas que no tiene color ni olor. Es componente principal de la atmósfera de la tierra, utilizado en la industria de explosivos, fertilizantes, plásticos, tinte, en la producción de amoníaco y ácido nítrico. El nitrógeno licuado se utiliza como refrigerante. En la criogenia, se le utiliza para conservar espermatozoides, óvulos, células madre, etc. En cosmética, se utiliza para despigmentar la piel y eliminar verrugas. El nitrógeno es esencial en la formación de las proteínas.	 <p>Fuente: http://www.artinaid.com/2013/04/el-nitrogeno/</p>
Oxígeno	O	Es un gas que no tiene olor ni color y ocupa el 20% de la atmósfera. Se encuentra en menor proporción que el nitrógeno. Es un elemento esencial para la vida. Su principal uso es como comburente en la combustión en los sopletes oxiacetilénicos, ayudan a la respiración en condiciones especiales (hospitales, aviones, buzos, naves espaciales), también se le utiliza en la fabricación del acero.	 <p>Fuente: http://exsurextintores.com/productos/oxigeno-medicinal-2/</p>

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Metaloides o semimetales

En la T.P. los metaloides se encuentran ubicados en el límite entre los metales y no metales. Poseen propiedades anfóteras (propiedades intermedias entre metales y no metales), por ejemplo, presentan conductividad eléctrica intermedia y, a diferencia de los metales, los semimetales mejoran su conductividad cuando sube la temperatura.

Esta propiedad ha permitido que los metaloides como el silicio, el germanio, el arsénico y el boro sean, particularmente, útiles en la fabricación de transistores, chips de computadoras y celdas solares. La siguiente tabla nos muestra la ubicación de los metales, no metales, elementos de transición, gases nobles y tierras raras.

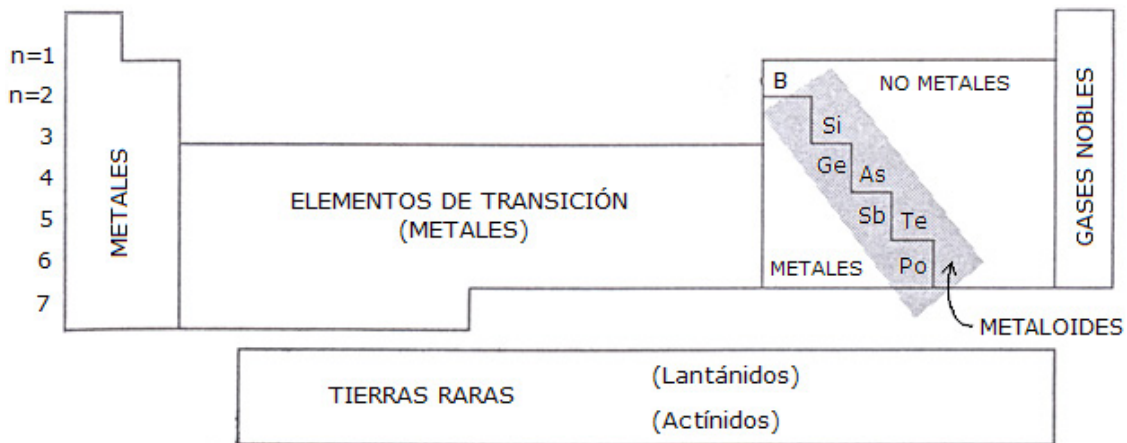


Figura 3: Ubicación de los elementos en la tabla periódica

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Tabla 4. Algunas aplicaciones de los metaloides

NOMBRE	SÍMBOLO	PRINCIPALES APLICACIONES	IMAGEN
Arsénico	As	Es un metaloide brillante de color blanco grisáceo, utilizado en aleaciones y en semiconductores. En dosis pequeñas es letal y puede contribuir con la aparición de varios tipos de cáncer de piel, vejiga y pulmones. El arsénico se utiliza como dopante en la fabricación de semiconductor "N" para aumentar la conductividad del silicio.	 <p>Fuente: http://democritus.me/2009/02/10/el-arsenico/</p>
Boro	B	El boro es de color gris plateado, se utiliza en la fabricación de vidrios resistentes al calor, en cerámica en ladrillos refractarios. También se les utiliza como insecticida y su sal (el bórax) se utiliza como fungicida.	 <p>Fuente: http://www.microfertisa.com.co/index.php?lang=es&opc=4&sel=1&pid=4</p>

NOMBRE	SÍMBOLO	PRINCIPALES APLICACIONES	IMAGEN
Silicio	Si	El silicio es un sólido de color negro. El silicio de alta pureza se utiliza en la fabricación de circuitos integrados. Las siliconas tienen diversas aplicaciones: champús, acondicionadores, desodorantes, barnices, selladores, implantes de busto, etc.	 <p>Fuente: http://silicio.do/2011/07/silicio-com-do-todo-lo-que-necesitas-saber-sobre-tecnologia-en-rd/</p>

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Gases nobles, raros o inertes

Se encuentran en poca proporción en la composición del aire. Pertenecen a este grupo, el helio, neón, argón, criptón, xenón y radón, que se caracterizan por su inactividad química, ya que poseen ocho electrones de valencia. Por esa razón, no tienden a perder ni a ganar electrones, aunque se ha logrado sintetizar en condiciones muy especiales el exafluoruro de xenón (XeF₆).

Ejemplo: Los metales y no metales presentan propiedades opuestas. Si se conocen las propiedades de un metal, se puede predecir lo que se esperaría de un no metal. Describa las propiedades de los no metales, teniendo en cuenta las propiedades de los metales que enunciamos a continuación.

Metal: Sólido en condiciones ambientales, buen conductor, forma cationes (iones positivos), combinado con el oxígeno forma un óxido básico.

Solución: Desde el punto de vista opuesto se puede describir a los no metales de la siguiente manera:

No metal: La mayoría son gaseosos en condiciones ambientales, mal conductor, forma aniones (iones negativos), combinado con el oxígeno forma un óxido ácido.

Ejercicio: Ubica en la tabla periódica a los metaloides y describe sus principales propiedades.

3. PROPIEDADES PERIÓDICAS

Radio atómico

Es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos iguales, unidos mediante enlace químico.

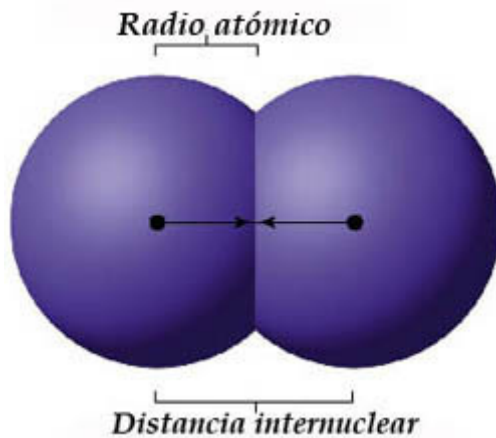
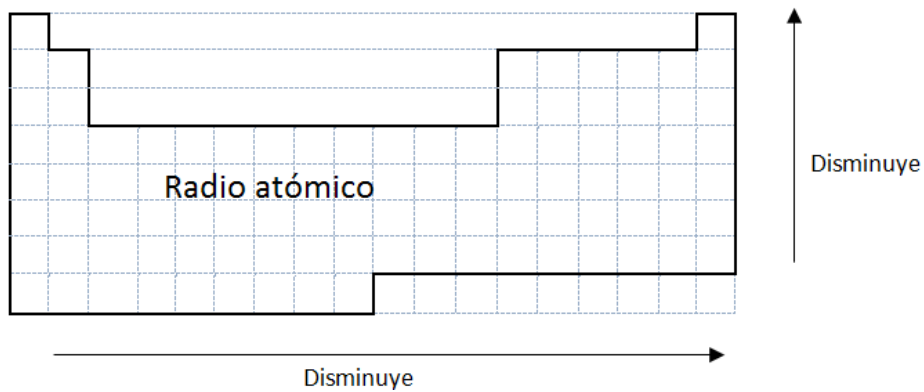


Figura 4

Fuente: http://e-educativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/4750/4841/html/31_radio_atmico.html

En la tabla periódica, el radio atómico disminuye, recorriendo un periodo de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba, recorriendo un grupo.

Figura 5



Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

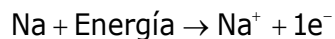
Figura 6

H							
0.55 Å							
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
1.33 Å	0.90 Å	0.80 Å	0.77 Å	0.73 Å	0.74 Å	0.72 Å	1.12 Å
Na							
1.54 Å							
K							
1.96 Å							
Rb							
2.16 Å							

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Potencial o energía de ionización

Es la energía necesaria para arrancar un electrón del nivel externo de un átomo en estado gaseoso y transformarse en catión.



En la tabla periódica, el potencial de ionización aumenta de izquierda a derecha recorriendo un periodo y de abajo hacia arriba, recorriendo un grupo.

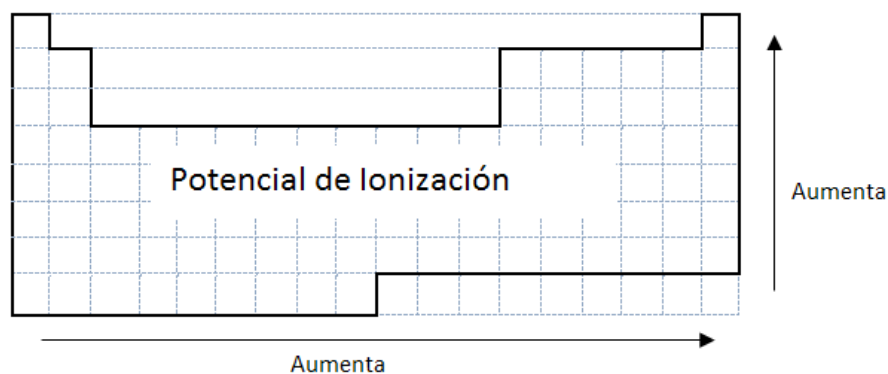


Figura 7

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
5.36	9.28	8.26	11.22	14.48	13.55	17.34	21.45
Na							
5.12							
K							
4.32							
Rb							
4.16							
Cs							
3.87							

Figura 8

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Ejemplo: ¿Quién tiene menor potencial o energía de ionización? y ¿Cómo se interpreta el resultado?

Cs, K, Li

Solución: El que tiene menor potencial de ionización es el Cesio (Cs), por lo tanto, necesita muy poca energía para arrancarle su electrón de valencia.

Ejercicio: ¿Quién tiene mayor energía de ionización entre los elementos O, B, N, C y cómo se interpreta el resultado?

Afinidad electrónica

Es otra propiedad de los átomos que se manifiesta cuando un átomo en estado gaseoso acepta un electrón para formar un anión. La afinidad electrónica aumenta de izquierda a derecha, recorriendo un periodo y de abajo hacia arriba, recorriendo un grupo.

La ecuación es: $X(g) + e^- \rightarrow X(g)$

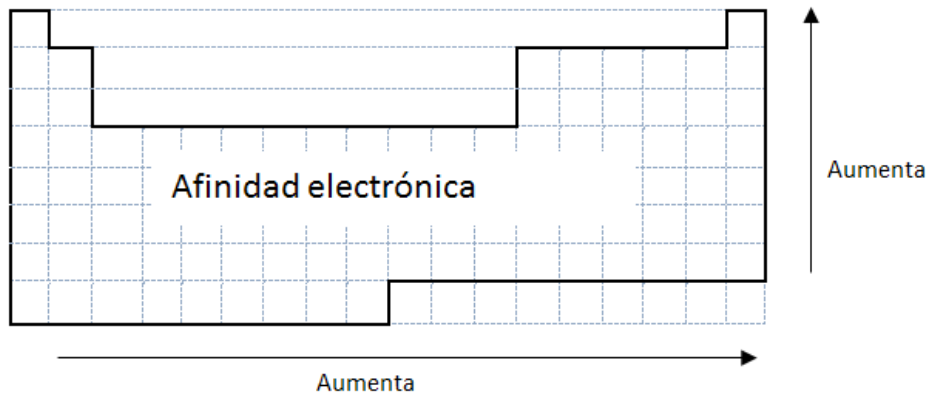


Figura 9

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

H							
17							
Li	Be	B	C	N	O	F	
14	14	5	48	-	40	80	
Na							
19							
K							
16							

Figura 10

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Electronegatividad

La electronegatividad de un elemento mide la tendencia relativa del átomo a atraer electrones hacia sí cuando se combina químicamente con otro átomo.

La electronegatividad aumenta de izquierda a derecha, recorriendo un periodo y de abajo hacia arriba recorriendo un grupo.

Según la escala:

El más electronegativo es el flúor.

Los menos electronegativos son el cesio y el francio.

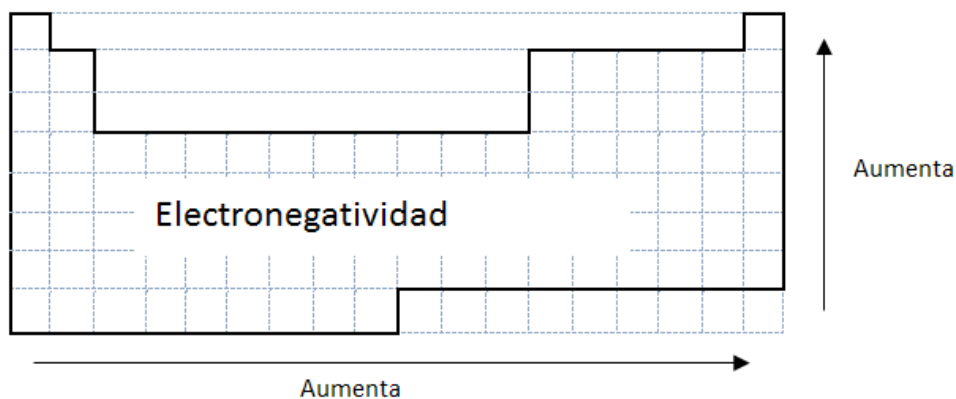


Figura 11

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Carácter metálico

Los metales se caracterizan químicamente por su facilidad de perder electrones y formar cationes, es decir, actúan como elementos ELECTROPOSITIVOS.

El carácter metálico aumenta, recorriendo un periodo de derecha a izquierda y arriba hacia abajo recorriendo un grupo.

Carácter no metálico

Los no metales se caracterizan químicamente por su facilidad de ganar electrones y formar aniones, es decir, actúan como elementos ELECTRONEGATIVOS. El carácter no metálico varía de manera inversa a la del carácter metálico.

Ejercicio: Averiguar las principales aplicaciones de los siguientes elementos: calcio, cobre, cloro, aluminio, yodo, fósforo, hierro, platino, titanio e iridio.



TEMA N° 2:

ENLACE QUÍMICO

¿Por qué se asocian los átomos? ¿Cómo se asocian los átomos? ¿Cuáles son las fuerzas que mantienen unidos a los átomos? ¿El tipo de enlace que tienen los compuestos determina las propiedades de éstos?

Para responder estas interrogantes, empezaremos por definir el enlace químico.

El enlace químico, como su nombre lo indica, es la unión de dos o más elementos iguales o diferentes, mediante fuerzas de atracción de carácter electrostático y magnético que mantienen unidos a los átomos o moléculas.

Los átomos se asocian para lograr estabilizarse y cumplir con la regla del octeto o dueto. Las especies químicas enlazadas disminuyen su actividad química y aumentan su estabilidad, por eso en la formación de enlaces químicos se libera energía.

SÍMBOLOS DE PUNTOS DE LEWIS

La notación de Lewis es la representación simbólica de un átomo con sus electrones de valencia (electrones del último nivel o capa), los cuales son situados alrededor del símbolo mediante puntos o aspas. Así, el símbolo de Lewis para el silicio que tiene la configuración $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$ es:



Los símbolos de Lewis se escriben, habitualmente, para los elementos de los grupos principales y en raras ocasiones para los elementos de transición.

Tabla 5

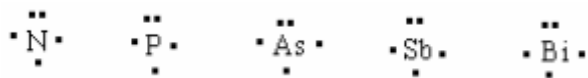
Símbolos de Lewis de los elementos representativos

GRUPO	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Nro de electrones en la capa	1	2	3	4	5	6	7	8 (Excepto He)
Fila 1	H•							He :
Fila 2	Li•	Be :	B •	C •	N•	O•	F•	Ne :
Fila 3	Na•	Mg :	Al •	Si •	P•	S•	Cl•	Ar :
Fila 4	K•	Ca :	Ga •	Ge •	As•	Se•	Br•	Kr :
Fila 5	Rb•	Sr :	In •	Sn •	Sb•	Te•	I•	Xe :
Fila 6	Cs•	Ba :	Tl •	Pb •	Bi•	Po•	At•	Rn :
Fila 7	Fr•	Ra :						

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Ejemplo: Escribe símbolos de Lewis para los siguientes elementos: N, P, As, Sb, Bi

Solución: Estos son elementos del grupo VA, sus átomos tienen todos cinco electrones de valencia (ns^2np^3).



Ejercicio: Escribe la estructura de Lewis para: Al, I, Se, Ar

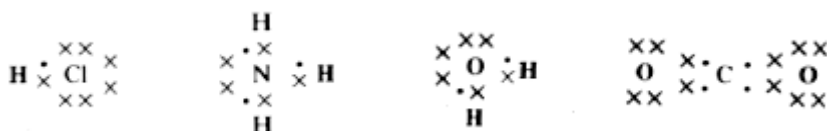
Regla del octeto

Se dice que un átomo cumple con la regla del octeto cuando adquiere la configuración electrónica de un gas noble. Esto quiere decir que, en el último nivel energético, ganando, perdiendo o compartiendo, adquiere ocho electrones de valencia.

Regla del dueto

Se da cuando un átomo como, por ejemplo, el hidrógeno solo puede alojar dos electrones en su último nivel y, en esas condiciones, logra la estabilidad.

Ejemplo: Realice la escritura de Lewis para los siguientes compuestos: HCl, NH_3 , H_2O y CO_2 ¿Cumplen con la regla del octeto o dueto?



Ejercicio: Realice la escritura de Lewis para N_2 , SiO_2 , HCN, H_2SO_4 ¿Cumplen con la regla del octeto o del dueto?

ELECTRONEGATIVIDAD DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Otra manera de reconocer los tipos de enlace es realizando la diferencia de electronegatividades, representado por ΔE , para lo cual se utilizarán los valores de electronegatividades de la siguiente tabla de Pauling.

ΔE	TIPO DE ENLACE
0 a 0.5	Enlace covalente apolar
0.5 a 1.7	Enlace covalente polar
Mayor que 1.7	Enlace iónico

1 IA												13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA
<u>H</u> 2.1	2 IIA											<u>B</u> 2.0	<u>C</u> 2.5	<u>N</u> 3.0	<u>O</u> 3.5	<u>F</u> 4.0
<u>Li</u> 1.0	<u>Be</u> 1.5	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIIIB	9 VIIIB	10 VIIIIB	11 IB	12 IIB	<u>Al</u> 1.5	<u>Si</u> 1.8	<u>P</u> 2.1	<u>S</u> 2.5	<u>Cl</u> 3.0
<u>K</u> 0.8	<u>Ca</u> 1.0	<u>Sc</u> 1.3	<u>Ti</u> 1.5	<u>V</u> 1.6	<u>Cr</u> 1.6	<u>Mn</u> 1.5	<u>Fe</u> 1.8	<u>Co</u> 1.9	<u>Ni</u> 1.9	<u>Cu</u> 1.9	<u>Zn</u> 1.6	<u>Ga</u> 1.6	<u>Ge</u> 1.8	<u>As</u> 2.0	<u>Se</u> 2.4	<u>Br</u> 2.8
<u>Rb</u> 0.8	<u>Sr</u> 1.0	<u>Y</u> 1.2	<u>Zr</u> 1.4	<u>Nb</u> 1.6	<u>Mo</u> 1.8	<u>Tc</u> 1.9	<u>Ru</u> 2.2	<u>Rh</u> 2.2	<u>Pd</u> 2.2	<u>Ag</u> 1.9	<u>Cd</u> 1.7	<u>In</u> 1.7	<u>Sn</u> 1.8	<u>Sb</u> 1.9	<u>Te</u> 2.1	<u>I</u> 2.5
<u>Cs</u> 0.7	<u>Ba</u> 0.9	La/Lu	<u>Hf</u> 1.3	<u>Ta</u> 1.5	<u>W</u> 1.7	<u>Re</u> 1.9	<u>Os</u> 2.2	<u>Ir</u> 2.2	<u>Pt</u> 2.2	<u>Au</u> 2.4	<u>Hg</u> 1.9	<u>Tl</u> 1.8	<u>Pb</u> 1.9	<u>Bi</u> 1.9	<u>Po</u> 2.0	<u>At</u> 2.2
<u>Fr</u> 0.7	<u>Ra</u> 0.9	Ac/Lr														

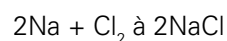
Figura 12 : Electronegatividad de Pauling en la tabla periódica

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

1. ENLACE INTERATÓMICO

Enlace iónico

Llamado también electrovalente, permite formar aquellos compuestos en cuya estructura existen metales y no metales y se forma por la transferencia de electrones, debido a la diferencia elevada de electronegatividad de los elementos. En otras palabras, es una fuerza electrostática de atracción entre un catión y un anión. Por ejemplo, cuando se coloca un trozo de sodio metálico de color blanco plateado en un matraz que contiene cloro gaseoso de color amarillo verdoso se produce una reacción vigorosa y se forma un sólido blanco estable. Se trata de un compuesto muy conocido: cloruro de sodio, que se emplea como sal de mesa y cuya reacción se expresa de la siguiente manera:



Los metales tienden a perder sus electrones de valencia para formar iones positivos (cationes). Los no metales tienden a ganar electrones para formar iones negativos (aniones). Cuando se transfieren electrones, se forman iones con un octeto completo de electrones.

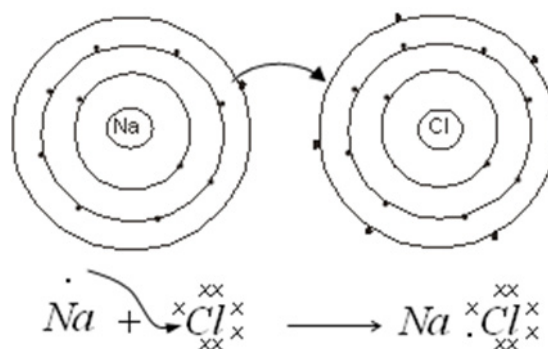
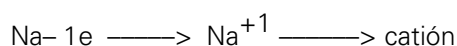


Figura 13

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Cuando el sodio metálico reacciona con el cloro gaseoso, un átomo de sodio transfiere un electrón de un átomo de cloro para formar un ion sodio y un ion cloruro. El cloruro de sodio que se forma es un compuesto iónico. El ion Na^+ y el ion cloruro Cl^- no solo tienen estructuras electrónicas estables como los gases nobles, sino que, además, tienen cargas opuestas. Los iones con cargas opuestas se atraen. Por ejemplo, KCl , CaO , AgCl , NaOH , CuSO_4 , etc.

En los compuestos binarios, si la diferencia de electronegatividades (ΔEN) es mayor o igual a 1,7 el enlace es iónico (salvo algunas excepciones), así:

$$\Delta\text{EN} > 1,7$$

Propiedades de los compuestos de carácter iónico

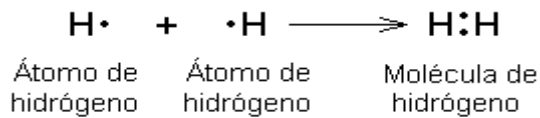
Se debe advertir que hay características generales, por tanto, hay excepciones en cada caso:

- Son solubles en agua y en otros solventes polares. Al proceso se le denomina solvatación iónica.
- La mayoría forman cristales sólidos que no conducen la corriente eléctrica, pero sí son buenos conductores cuando están disueltos en agua o cuando están fundidos; en esas condiciones se produce disociación electrolítica y liberan sus iones (electrólitos), produciéndose de esta manera la conducción.
- En condiciones ambientales se encuentran en estado sólido, en forma de cristales.
- Presentan puntos de fusión altos, entre 300°C y 1000°C .

Enlace covalente

Este tipo de enlace se da entre átomos no metálicos. Se produce cuando se comparte uno, dos o tres pares de electrones entre átomos y, por eso, se les conoce como enlaces sencillos, dobles o triples respectivamente.

Durante la formación de un enlace covalente, se puede imaginar a dos átomos que se acercan el uno al otro, entrelazándose sus nubes electrónicas u orbitales, de tal manera que no se pueden separar con facilidad. La molécula que se forma es más estable que los átomos individuales. El enlace covalente entre dos átomos de hidrógeno produce una molécula diatómica de hidrógeno.



Al par compartido de electrones de la molécula se le llama enlace covalente.

Tipos de enlace covalente

A) Enlace covalente apolar (no polar)

El par de electrones del enlace es compartido equitativamente por átomos del mismo elemento, por lo tanto, con la misma electronegatividad, salvo algunas excepciones. Todos los no metales diatómicos tienen enlaces **covalentes no polares**; es decir, los pares de electrones se comparten equitativamente entre dos átomos del mismo elemento. Esta compartición de electrones no se limita a un solo par de ellos. Por ejemplo, para formar el nitrógeno molecular o diatómico (N_2) cada átomo de nitrógeno comparte tres pares de electrones y forman un enlace simple, cumpliendo de esta manera la regla del octeto.

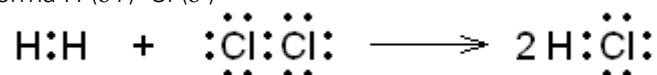
$$\Delta EN = 0 \rightarrow 0.4$$



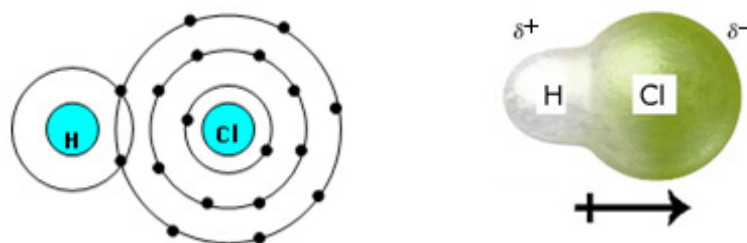
B) Enlace covalente polar

El átomo con mayor electronegatividad tiene mayor atracción por los electrones compartidos. La nube electrónica no está distribuida uniformemente entre los átomos, creándose polaridad (**Dos polos**) representada por los signos $\delta+$ y $\delta-$ (se leen delta más y delta menos).

Ejemplo: HCl, tenemos la forma $\text{H}(\delta+)-\text{Cl}(\delta-)$



Tanto el átomo de hidrógeno, como el átomo de cloro necesitan un electrón para ser estables, de modo que se podría decir que llegan a un arreglo, compartiendo un par de electrones en un enlace covalente.



$$0.5 < \Delta E \leq 1.7$$

Figura 14

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

C) Enlace covalente coordinado o dativo

Los electrones que participan en el enlace son aportados por uno sólo de los átomos.

Ejemplo:



En el NH_3 donde el comparte sus tres electrones sueltos con cada H y el cuarto H está enlazado sólo con el par apareado del N, completando así la ley del octeto. Se suele representar por una flecha.

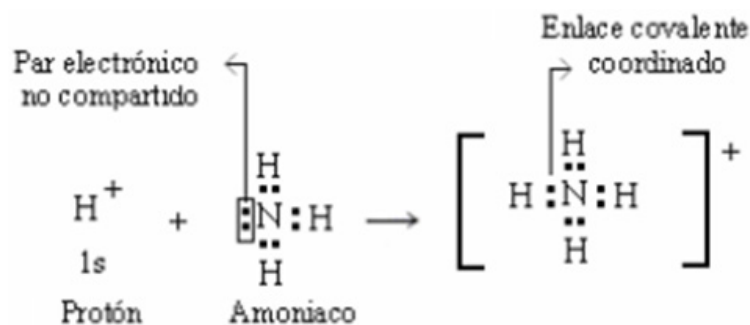


Figura 15

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

En conclusión:

Tabla 6

DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD	TIPOS DE ENLACE
De 0-0,5	Covalente no polar
De 0.6 a 1.7	Covalente polar
Mayor de 1.7	Iónico

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Ejemplo: De acuerdo con la diferencia de electronegatividad, clasifique los compuestos NO , NaCl , PH_3 , As_2O_3 , como enlaces covalente polar, covalente no polar o iónico (muy polares).

Solución: Para hallar la diferencia de electronegatividades, se utiliza la tabla de Pauling y siempre se resta el elemento que posee mayor electronegatividad del elemento que posee menor electronegatividad.

Tabla 7

ENLACE	ELECTRONEGATIVIDADES		DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD	TIPO DE ENLACE
N-O	3.0	3.5	$3.5-3.0 = 0.5$	Covalente Polar
Na-Cl	0.9	3.0	$3.0-0.9 = 2.1$	Iónico(muy polares)
H-P	2.1	2.1	$2.1-2.1 = 0$	Covalente apolar
As-O	2.0	3.5	$3.5-2.0 = 1.5$	Covalente polar

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Ejercicio: Utilizando la tabla de Pauling, calcula la diferencia de electronegatividades entre cada uno de los compuestos siguientes e indica el tipo de enlace que presentan: KCl, CCl₄, PCl₃ e I₂.

Propiedades de los compuestos de carácter covalente

- Se presentan en forma de sólidos, líquidos o gases. Presentan punto de fusión relativamente bajos.
- Los compuestos polares como el HCl se disuelven en un disolvente polar como el agua y los compuestos covalentes apolares como el CCl₄ son insolubles en el agua, pero solubles en solventes apolares como la gasolina.
- Cuando están fundidos o en solución son malos conductores del calor y la electricidad porque no logran disociarse, por lo tanto, no generan iones.

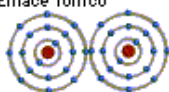
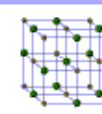


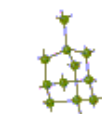
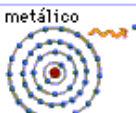
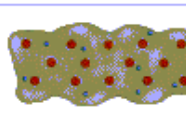
Enlace metálico

Se produce por la unión de los átomos de los metales y se denomina enlace metálico. Se da porque se forma una red cristalina de iones metálicos (+), mientras que los electrones de valencia débilmente sujetos se desplazan libremente como un fluido (flujo de electrones) por todo el metal.

El movimiento de estos electrones de valencia es similar al flujo de un líquido, este desplazamiento se produce a través de la red cristalina; por esta razón los metales son buenos conductores, tanto del calor como de la electricidad, son tenaces, dúctiles y maleables, y presentan puntos de fusión y ebullición elevados. Una importante característica que distingue a los metales es que, en estado sólido, conducen la electricidad, mientras que los sólidos con enlaces iónicos y covalentes no la conducen.

En el siguiente cuadro, se presentan algunos compuestos, indicando los tipos de enlace que poseen y las propiedades características que son determinadas por su tipo de enlace.

Tabla 8

TIPO DE ENLACE	TIPO DE ESTRUCTURA	EJEMPLO DE ESTRUCTURA	PROPIEDADES CARACTERÍSTICAS
Enlace iónico  ▲ ejemplo: KCl	Red iónica	 ▲ Cloruro de potasio, KCl	Sólidos cristalinos Puntos de fusión elevados Puntos de ebullición elevados Solubles en agua Conducen la electricidad fundidos o en disolución No conducen la electricidad en estado sólido
Enlace covalente  ▲ ejemplo: CH ₄	Moléculas simples	 ▲ Metano, CH ₄	Fundamentalmente líquidos y gases Puntos de fusión bajos Puntos de ebullición bajos Insolubles en agua No conducen la electricidad
	Moléculas gigantes	 ▲ Diamante, C	Sólidos Puntos de fusión elevados Puntos de ebullición elevados La solubilidad y conductividad varían de una sustancia a otra
Enlace metálico  Tabla de Microsoft	Red metálica	 ▲ Plata, Ag	Sólidos cristalinos Dúctiles y maleables Puntos de fusión elevados Puntos de ebullición elevados Insolubles en agua

Fuente: <http://www.fq.uh.cu/dpto/%23qf/uclv/infoLab/infoquim/complementos/enlace/enlace.htm>

¿Se puede experimentar con una sustancia determinada para conocer el tipo de enlace?

Desde luego que sí. Tanto las pruebas de conductividad, como la solubilidad de las sustancias ofrecen importantes indicios respecto a sus características de enlace que se experimentarán en el laboratorio virtual.

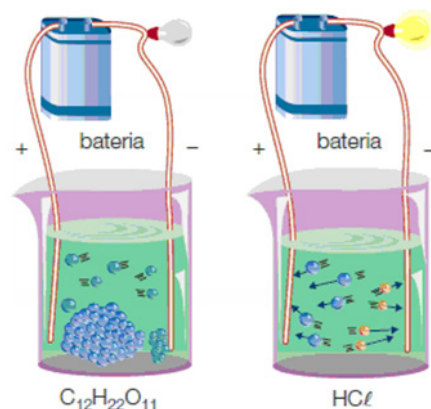


Figura 16

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Los siguientes ejemplos muestran lo señalado:

Metales

Si el material examinado es un sólido que conduce la electricidad, su apariencia es brillante, y es corroído por algún ácido, por ello, es de esperar que se trate de un metal.

Compuestos iónicos

Si una pequeña cantidad de un material sólido se prueba disolviéndolo en agua, y si la solución resultante conduce la electricidad, es de esperar que el material sea una sustancia iónica. Toda sustancia que libera iones en solución acuosa (disuelta en agua) y, por tanto, conduce la electricidad, recibe el nombre de electrólito. El agua pura, por sí sola, es tan mal conductor de la electricidad que no se clasifica como electrólito. Los compuestos iónicos se disuelven en agua pero no se disuelven en gasolina ni en otros productos derivados del petróleo.

Compuestos moleculares o covalentes

Si la sustancia sujeta a prueba funde a una temperatura baja y es un sólido que no conduce la electricidad, es de esperar que sea una sustancia molecular; es decir, que contenga moléculas con enlaces covalentes. Asimismo, una sustancia molecular no conduce una corriente eléctrica cuando está fundida o disuelta en un disolvente. Un buen ejemplo es el azúcar; su punto de fusión es bajo ($83^{\circ}C$) y no conduce la electricidad cuando está fundida o disuelta en agua. Estas propiedades tienen que ver con el hecho de que la glucosa es una sustancia molecular con enlaces covalentes.

Líquidos covalentes polares y no polares

Los líquidos moleculares se clasifican en dos tipos: polares y no polares. Las moléculas de agua son polares. La distribución electrónica de las moléculas de agua está desequilibrada. Otros líquidos polares son miscibles (solubles) en agua, en tanto que, la mayor parte de los líquidos no polares son inmiscibles (no solubles) en agua. El

aceite y el agua son inmiscibles; no son solubles el uno en el otro. Por tanto, el aceite debe ser no polar porque no se disuelve en el agua, que es polar.

Ejemplo: Se tiene un sólido cristalino de color azul, que no conduce la electricidad, se solubiliza en el agua y en estas condiciones es muy buen conductor ¿Qué tipo de enlace posee la sustancia?

Solución: Si la sustancia es un sólido soluble en agua y en estas condiciones conduce la electricidad, el compuesto posee enlace iónico.

Ejercicio: Se analiza un sólido y se demuestra que conduce la electricidad, es de color blanco plateado y es corroído por el HCl ¿Qué tipo de enlace presenta la sustancia?

2. ENLACE INTERMOLECULAR

Así como hemos visto la fuerza de atracción entre los átomos, las moléculas también se mantienen unidas mediante enlaces intermoleculares que se les denomina también fuerzas de Van der Waals, que dependen de la polaridad de las moléculas. Las fuerzas intermoleculares son mucho más débiles que los enlaces iónicos o covalentes. La intensidad de las atracciones intermoleculares disminuye al aumentar la distancia entre las moléculas, por lo que en los sólidos y los líquidos cobran importancia más no en los gases.

Estudiaremos tres tipos principales de fuerzas intermoleculares:

Fuerzas London (Fuerzas de dispersión de London)

Las fuerzas de London se dan entre moléculas no polares y la atracción se debe a la formación de dipolos instantáneos. Cuando los electrones se mueven de un lado para otro, generan un momento dipolar instantáneo, pasajero. Los electrones pueden acumularse a un lado de una molécula, dejando al núcleo parcialmente al descubierto al otro lado. Un extremo de la molécula tendrá carga negativa parcial pasajera y, el otro extremo, carga positiva parcial también pasajera. Las cargas parciales instantáneas de las moléculas se atraen entre sí y así pueden unirse unas con otras. La magnitud de la fuerza de dispersión de London aumenta con el peso molecular. Esto explica porque el F_2 y Cl_2 son gases, el Br_2 es líquido y el I_2 es sólido a temperatura ambiente.

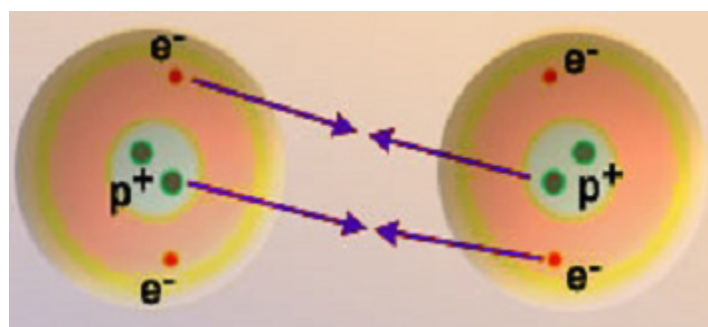


Figura 17. Fuerzas London

Fuente: <http://www.eis.uva.es/~galisteo/fqi/enlace/intermoleculares.htm>

Fuerzas dipolo-dipolo

Las fuerzas dipolo-dipolo se dan entre moléculas de origen polar. La atracción se debe a fuerzas electrostáticas, ya que la molécula tiene extremos con carga parcial positiva y negativa.

La magnitud de estas interacciones depende, de las magnitudes de los dipolos que interaccionan, estas interacciones están presentes en los líquidos y sólidos.

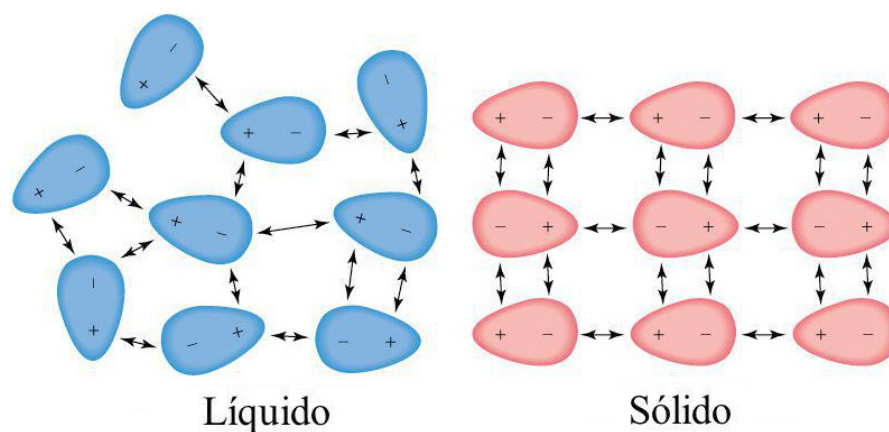


Figura 18

Fuente: <http://slideplayer.es/slide/1494496/>

Enlace puente de hidrógeno

El enlace puente hidrógeno es un tipo especial de fuerza dipolo-dipolo y se presenta en moléculas polares que tienen el hidrógeno unido al oxígeno, nitrógeno o flúor (elementos muy electronegativos). Este tipo de enlace se da, por ejemplo, entre las moléculas de agua, es por esta razón que sus propiedades como el punto de ebullición, punto de fusión, calor específico o calor de vaporización son altos. Estas propiedades indican que las fuerzas entre las moléculas del agua son anormalmente intensas. Lo mismo ocurre con el NH_3 y el HF .

Por otro lado, si se hace un análisis sólo en sustancias moleculares se tiene que recordar que en orden de fortaleza: Puente hidrógeno > dipolo-dipolo > Dispersión de London.

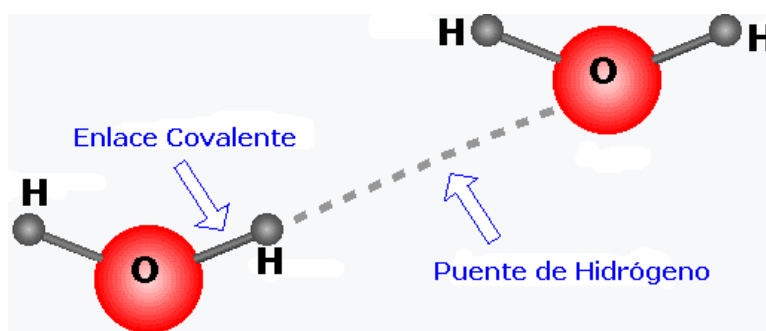


Figura 19

Fuente: <https://quimica2bac.wordpress.com/2010/12/09/fuerzas-intermoleculares-enlace-puente-de-hid/>



LECTURA SELECCIONADA N° 1

¿EL TERCER ELEMENTO LÍQUIDO?

Chang, R. (2010). Química. México: McGraw Hill Interamericana Editores

De los 114 elementos conocidos, 11 son gases en condiciones atmosféricas, 6 pertenecen a los elementos del grupo 8 A (los gases nobles He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn) y los otros cinco son hidrógeno (H_2), nitrógeno (N_2), oxígeno (O_2), flúor (F_2) y cloro (Cl_2). Curiosamente, sólo dos elementos son líquidos a $25^\circ C$: el mercurio (Hg) y el bromo (Br_2).

No se sabe cuáles son las propiedades de todos los elementos conocidos porque algunos de ellos nunca se han preparado en cantidades suficientemente grandes para investigación. En tales casos se debe confiar en las tendencias periódicas para predecir sus propiedades ¿Qué oportunidad existe, entonces, de descubrir un tercer elemento líquido?

Considere el francio (Fr), último miembro del grupo IA, para confirmar si podría ser un líquido a $25^\circ C$. Todos los isótopos del francio son radiactivos. El isótopo más estable es el francio-223, el cual posee una vida media de 21 minutos. (Vida media es el tiempo

que tarda en desintegrarse la mitad de los núcleos de cualquier sustancia radiactiva.) Esta vida media tan corta significa que sólo podrían existir en la Tierra pequeñas huellas de francio. A pesar de que es factible preparar francio en el laboratorio, no se ha preparado o aislado una cantidad que pueda pesarse. Por esta razón es muy poco lo que se conoce acerca de las propiedades físicas y químicas del francio. Sin embargo, es posible utilizar las tendencias periódicas para predecir algunas de sus propiedades. Tome como ejemplo el punto de fusión del francio. El gráfico indica cómo varían los puntos de fusión de los metales alcalinos con el número atómico. Del litio al sodio el punto de fusión disminuye 81.4° ; del sodio al potasio, 34.6° ; del potasio al rubidio, 24° ; del rubidio al cesio 11° . Con base en esta tendencia, se predice que la disminución del cesio al francio será de unos 5° . Si es así, el punto de fusión del francio sería $23^\circ C$, lo que lo convertiría en un líquido en condiciones atmosféricas.



ACTIVIDAD FORMATIVA N° 2

Responde preguntas relativas a los contenidos tratados en los temas correspondientes a las unidades I y II.

1. Contesta las preguntas del examen virtual, correspondiente al Producto académico N° 2, que equivale a la Evaluación mixta, mencionada en el sílabo y que se aplica solo a los estudiantes de la Modalidad presencial.

GLOSARIO DE LA UNIDAD II

A

AFINIDAD ELECTRÓNICA

Cantidad de energía que se absorbe cuando se forma un anión.

ANIÓN

Ión con carga negativa.

ANFÓTERO

Capacidad de un elemento para comportarse como metal y como no metal.

ÁNODO

Electrodo positivo.

C

CATION

Ión con carga positiva.

CÁTODO

Electrodo negativo.

CONDUCTIVIDAD

Es la capacidad que poseen algunas sustancias de permitir el flujo de corriente eléctrica.

D

DIPOLO

Cuando la sustancia presenta enlaces covalentes con carga parcial + y carga parcial -.

E

ELECTRÓLITO

Es una sustancia que disuelta en agua o fundida se disocia en iones.

ELECTRONES DE VALENCIA

Representados por los electrones del último nivel o capa.

ELECTRONEGATIVIDAD

Se refiere a la medición de la capacidad que tienen los átomos para atraer electrones.

ELEMENTO

Son sustancias puras que no pueden descomponerse en otras más sencillas por métodos químicos.

ELEMENTO QUÍMICO

Es toda sustancia cuyos átomos tienen todos el mismo número atómico.

ELEMENTO REPRESENTATIVO

Son aquellos cuya configuración electrónica corresponde al llenado de los orbitales ns y np de la capa de valencia.

ELEMENTOS DE TRANSICIÓN

Son metales del grupo B, cuya configuración alcanza el subnivel "d".

ELEMENTOS DE TRANSICIÓN INTERNA

Llamadas también tierras raras. Su configuración alcanza el subnivel "f".

ELEMENTOS REPRESENTATIVOS

Son los que conforman el grupo A de la tabla periódica

ENERGÍA O POTENCIAL DE IONIZACIÓN

Es la energía necesaria para arrancarle a un átomo su electrón y formar un catión.

ENLACE QUÍMICO

Es la unión que se establece entre los átomos o las partículas elementales que constituyen una sustancia.

ENLACE SIMPLE

Los no metales comparten un par de electrones.

ENLACE DOBLE

Los no metales comparten dos pares de electrones

ENLACE TRIPLE

Los no metales comparten tres pares de electrones.

ENLACE IÓNICO

Atracción electrostática entre un anión y un catión, que se lleva a cabo entre un metal y no metal.

ENLACE COVALENTE NO POLAR O APOLAR

Se da entre no metales de la misma especie, las cargas están repartidas equitativamente y no presentan polaridad.

ENLACE COVALENTE POLAR

Se da entre no metales diferentes, lo cual genera cierta polaridad.

ENLACE QUÍMICO

Es la fuerza de atracción que mantiene unidos a los átomos.

ENLACE INTERATÓMICO

Es la fuerza que une a dos átomos neutros o ionizados.

ENLACE INTERMOLECULAR

Es la fuerza que une a dos moléculas iguales o diferentes.

ESCRITURA DE LEWIS

Es la representación de los electrones de valencia de un elemento o un compuesto, mediante aspas o puntos.

G

GRUPO O FAMILIA

Es el ordenamiento de los elementos en columnas, estos elementos tienen propiedades químicas similares por presentar similar disposición de sus electrones de valencia.

GASES NOBLES

También llamados gases raros, se caracterizan por ser muy estables y presentar inactividad química.

GRUPO O FAMILIA

Es el ordenamiento de los elementos en columnas, estos elementos tienen propiedades químicas similares.

I

IÓN

Es un átomo o grupo de átomos que ha ganado o perdido uno o más electrones.

L

LEY PERIÓDICA:

Actualmente, los elementos químicos se ordenan en estricto orden creciente a su número atómico.

LEY PERIÓDICA MODERNA

Cuando los elementos se colocan en orden creciente de su número atómico, las propiedades físicas y químicas se repiten periódicamente.

M

MOLÉCULA

Es una partícula discreta con una cantidad determinada y fija de átomos covalentemente enlazados. Ejm.: Cl₂, H₂O, C₃H₈.

P

PERÍODO

Es el ordenamiento de los elementos en forma horizontal, estos elementos difieren en sus propiedades. (número de periodo= número de niveles del átomo).

PERIODICIDAD

Significa que todos los elementos manifiestan variaciones periódicas regulares de acuerdo con su posición en la T.P.

R

REGLA DEL OCTETO

Se cumple cuando los elementos que forman un compuesto adquieren la configuración electrónica de un gas noble. No todos los compuestos cumplen esta regla.

S

SÍMBOLO QUÍMICO

Son abreviaturas de una o dos letras que representan a un elemento químico.

SUSTANCIA COVALENTE

Es un compuesto donde predominan los enlaces covalentes.

SUSTANCIA IÓNICA

Es un compuesto donde predominan los enlaces iónicos.

SUSTANCIA ELECTROLÍTICA

Sustancia que, disuelta o fundida, contiene iones por lo tanto conduce la electricidad.



AUTOEVALUACIÓN DE LA UNIDAD II

INSTRUCCIONES: Lee detenidamente y responde las siguientes preguntas:

1. Ubique en la tabla al ${}_{50}\text{Sn}$, utilizando configuración electrónica desarrollada y simplificada.
2. Si un elemento tiene una configuración electrónica que termina en $3p^1$, señale el periodo y grupo al que pertenece.
3. Señale la alternativa que no contiene elementos de la misma familia:
A) H, Li, Na, K B) Be, Mg, Ca, Sr C) Al, Ne, O, Xe
D) B, Al, Ga, In E) O, S, Se, Te
4. El elemento con descripción **errada** de sus características a condiciones ambientales es:
A) Mercurio, metal, líquido a condiciones ambientales.
B) Sodio, metal sólido gris, no se encuentra libre en la naturaleza.
C) Bromo, no metal gaseoso rojizo, no se encuentra libre en la naturaleza.
D) Iodo, no metal sólido violeta, no se encuentra libre en la naturaleza.
E) Neón, gas noble, se usa en iluminación especial y en avisos luminosos.
5. Determine el periodo y grupo para los siguientes elementos de transición, utilizando configuración electrónica.
A) ${}_{26}\text{Fe}$ B) ${}_{27}\text{Co}$ C) ${}_{28}\text{Ni}$ D) ${}_{63}\text{Eu}$
6. El átomo de un elemento presenta cinco orbitales apareados en la capa N. Indique el periodo y grupo al que pertenece.
7. Un elemento tiene en su configuración electrónica cinco orbitales desapareados con mínima cantidad de electrones y presenta cuatro niveles de energía ¿A qué periodo y grupo pertenece?
8. El último electrón de un átomo de un elemento tiene los siguientes números cuánticos (3; 2; 2; +1/2) ¿A qué periodo y grupo pertenece dicho elemento?
9. Un elemento químico se encuentra en el grupo VIB y periodo 5. Indicar su número atómico y el nombre de dicho elemento.
10. Un elemento del quinto periodo tiene dos orbitales desapareados. Si la cantidad de electrones es máxima. Halle los números cuánticos del último electrón de dicho elemento.
11. El átomo de un elemento halógeno, presenta cuatro niveles en su distribución electrónica y posee número másico 80. ¿Cuántos neutrones posee?
12. Un elemento representativo posee seis electrones de valencia y pertenece al quinto periodo. Indique el número atómico y el nombre del elemento.
13. La fuerza de atracción que mantiene juntos a los átomos de elementos y compuestos se llama:
A) Enlace químico B) Enlace polar C) Enlace covalente

D) Enlace electrovalente E) Electronegatividad

14. El enlace en el BrF es:

A) Covalente puro B) Metálico C) Iónico

D) Apolar E) Covalente, con cierto carácter iónico

15. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre las sustancias iónicas en estado sólido es correcta?

A) Conducen muy bien la corriente eléctrica.

B) Son dúctiles y maleables.

C) Se cargan fácilmente al frotarlas.

D) Maleables.

E) No conducen la electricidad.

16. Señale la proposición correcta:

A) El agua disuelve a los compuestos iónicos, por lo que esta sustancia es un compuesto iónico.

B) El I₂ es soluble en cloroformo, puesto que ambas moléculas son apolares.

C) El potasio metálico es un fuerte reductor.

D) El mercurio conduce la corriente eléctrica porque es un líquido.

E) El agua y el mercurio son los únicos elementos químicos que existen en estado líquido en la corteza terrestre.

17. De acuerdo con los valores de electronegatividad de Pauling de los elementos indicados:

S	W	U	Y	Z	X	T	V
0,82	0,93	1,00	2,04	2,20	2,55	2,96	3,04

¿Cuál de los siguientes compuestos hipotéticos presentará mayor carácter covalente apolar?

A) WV B) XU C) YT

D) ZX E) UX

18. El átomo de un elemento "R" es isoelectrónico con Y-3, si el átomo "R" posee siete orbitales saturados con E.R.= 5 ¿Cuál es la representación de Lewis para el átomo "y"?

19. Halle el número de masa del átomo cuya estructura de Lewis es $\begin{matrix} \bullet\bullet \\ \times \\ \bullet\bullet \end{matrix}$, sabiendo que presenta cinco niveles y 75 neutrones.

20. Indique el orden decreciente del punto de ebullición en las sustancias:

I. O₂ II. Cl₂ III. CH₄

UNIDAD III

ÁTOMOS, MOLÉCULAS E IONES Y REACCIONES QUÍMICAS

 DIAGRAMA DE PRESENTACIÓN DE LA UNIDAD III



- Al finalizar la unidad, el estudiante presenta el producto académico 3, consistente en un reporte relativo a los laboratorios virtuales seleccionados y resolución de preguntas acerca de formulación de compuestos, relación cuantitativa de reacciones químicas y cálculos estequiométricos.

CONTENIDOS	ACTIVIDADES FORMATIVAS (HABILIDADES Y ACTITUDES)	SISTEMA DE EVALUACIÓN (TÉCNICAS Y CRITERIOS)
<p>Tema N° 1 : Átomos moléculas e iones (I)</p> <ol style="list-style-type: none"> 1 Fórmulas químicas 2 Nomenclatura de compuestos iónicos y moleculares 3 Valencia de los principales elementos y lista de aniones 4 Funciones químicas inorgánicas 5 Funciones óxidos básicos 6 Funciones hidróxido o bases 7 Función hidruros metálicos 8 Función hidruros no metálicos 9 Función ácidos 10 Función sales <p>Tema N° 2: Reacciones químicas</p> <ol style="list-style-type: none"> 1 Reacción química 2 Ecuación química 3 Clasificación de las reacciones químicas 4 Balanceo de ecuaciones (tanteo y redox) <p>Tema N° 3: Relaciones de masas de los compuestos químicos y en las reacciones químicas</p> <ol style="list-style-type: none"> 1 Reactivo limitante y en exceso 2 Rendimiento de reacción. 3 El mol 4 Composición porcentual de una sustancia 5 Significado de las ecuaciones químicas 6 Cálculos estequiométricos <p>Tema N° 4: Ácidos y bases</p> <ol style="list-style-type: none"> 1 Definición de ácidos y bases de Lewis 2 Definición de Brönsted y Lowry 3 Ácidos y bases fuertes 	<ul style="list-style-type: none"> • Aplica reglas para nombrar y formular funciones químicas inorgánicas. • Práctica de laboratorio. Síntesis de compuesto inorgánicos. • Identifica diferentes tipos de reacciones químicas. Y balancea las ecuaciones químicas por el método de tanteo y Redox. • Práctica de laboratorio. Reacciones químicas • Relaciona la masa de las sustancias con el número de átomos, moléculas o iones, calculando la composición porcentual de diversos compuestos a partir de su fórmula química. • Resuelve problemas de soluciones tomando en cuenta el porcentaje en peso y el porcentaje en volumen. • Reconoce el PH de sustancias mediante indicador y determina su valor con un pH metro. • Demuestra puntualidad, responsabilidad y honestidad en los trabajos encomendados. 	<p>Procedimientos e indicadores a evaluar:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Entrega puntual y de propia autoría del producto académico. • Calidad, coherencia y pertinencia de contenidos desarrollados. • Intervenciones a través del foro. <p>Criterios de evaluación para la elaboración del reporte de laboratorio y preguntas de los temas tratados en la Unidad III.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Reporte breve y concreto, respondiendo adecuadamente las preguntas. • Dominio de la teoría y práctica para arribar a conclusiones acertadas.

RECURSOS:

Vídeos

Tema N° 1: Nomenclatura inorgánica

<https://www.youtube.com/watch?v=ec-f4a6jgJY> 

Tema N° 2: Estequiometría

https://www.youtube.com/watch?v=QDTn_99Gpl 

Tema N° 3: Ácidos y bases

<https://www.youtube.com/watch?v=IXY39xIMhyw> 



DIPOSITIVAS ELABORADAS POR EL DOCENTE

Lectura complementaria:

Lectura seleccionada N° 1

Burns, R. Combustión, dióxido de carbono y el efecto invernadero



INSTRUMENTO DE EVALUACIÓN

Reporte de laboratorio



BIBLIOGRAFÍA (BÁSICA Y COMPLEMENTARIA)

BÁSICA

Chang, R. (2007). *Química*. México: Mc Graw Hill Interamericana de México S.A. Biblioteca UC-540/CH518.

COMPLEMENTARIA

Castañeda, L. (2013). *Química experimental aplicaciones*. Colombia:Macro. E.I.R.L. 2013.

Kenneth, W., Raymond, D., Peck, M. y Stanley, G. (2008). *Química*. Cengage Learning.



RECURSOS EDUCATIVOS DIGITALES

Japón dibuja un futuro sin centrales nucleares a partir de 2030. EFE News Service, 2012 Sep 14. Ubicado en:

<http://search.proquest.com/docview/1039355317?accountid=146219> 

Gian Carlo DR. Entre la competencia y La Dependencia Tecnológica. *La Nanotecnología En El Continente Americano*. *Nómadas*, 2008;17(1):265-289. Ubicado en:

<http://search.proquest.com/docview/218738402?accountid=146219> 



TEMA N° 1:

ÁTOMOS MOLÉCULAS E IONES (I)

La nomenclatura química nace por la necesidad de hablar el mismo idioma a la hora de nombrar a los compuestos. Por ejemplo, ¿cómo se nombraría al producto que se obtiene por la oxidación del hierro?, o ¿cuál es el nombre del ácido que se encuentra en la batería de los carros, o el nombre científico de la cal que se utiliza en la fabricación del cemento?

Para responder estas y otras interrogantes, haremos una breve revisión de los conceptos que se necesitan para representar, formular, balancear y nombrar reactivos químicos.

Recuerda que hemos definido sustancia pura como la materia homogénea de composición fija y que puede ser elemento (conjunto de átomos) o compuestos (unión de dos o más sustancias simples) que se mantienen unidos mediante enlaces químicos. Pero, es necesario mencionar que una molécula no siempre es un compuesto; por ejemplo, tenemos al oxígeno (O_2) que es una sustancia simple pero que también es una molécula porque está formada por dos átomos de oxígeno. Lo mismo ocurre con el nitrógeno, el hidrógeno y el grupo VIIA de la tabla periódica. Una molécula también está formada por átomos de diferentes elementos como el NaCl, H_2O , NH_3 , etc.

IÓN: Es una especie química cargada negativa o positivamente.

CATIÓN (carga +): Es una especie química que posee una carga neta positiva que se genera por la pérdida de electrones. Ejemplos: Ca^{+2} , Fe^{+3} , $(NH_4)^{+1}$, Al^{+3} , etc.

ANIÓN (CARGA -): Es una especie química que posee una carga neta negativa, que se genera por la ganancia de electrones. Ejemplos: F^{-1} , O^{-2} , $(SO_4)^{-2}$, $(NO_3)^{-1}$, etc.

1. FÓRMULAS QUÍMICAS

Es una expresión formada por símbolos químicos y subíndices que nos informa de la composición o estructura de una sustancia. Así, la fórmula KBr indica que en el bromuro de potasio hay un átomo de bromo por cada átomo de potasio.

Cuando junto al símbolo de un elemento no aparece ningún subíndice, significa que la fórmula hace referencia a un solo átomo de ese elemento. Así, en la fórmula del amoníaco NH_3 , solo hay un átomo de nitrógeno.

Según se trate de sustancias moleculares o sustancias que forman redes cristalinas, distinguiremos entre fórmulas moleculares y fórmulas empíricas.

FÓRMULAS MOLECULARES

Determina el número exacto de átomos de cada elemento que está presente en la molécula del compuesto, siendo ésta la unidad más pequeña de la sustancia.

FÓRMULAS EMPÍRICAS

En estas fórmulas, los subíndices sólo indican la relación que existe entre los átomos, pero no necesariamente el número real de átomos en una molécula determinada.

Tabla 1

COMPUESTO	FÓRMULA EMPÍRICA	FÓRMULA MOLECULAR
Flúor	F	F ₂
Benceno	CH	C ₆ H ₆
Tetróxido de dinitrógeno	NO ₂	N ₂ O ₄
Hidracina	NH ₂	N ₂ H ₄

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

2. NOMENCLATURA DE COMPUESTOS IÓNICOS Y MOLECULARES

Cuando un metal o un no metal se combina con el oxígeno o el hidrógeno, ¿qué tipo de función inorgánica forman? ¿Cuál es la diferencia entre ácidos y bases? ¿Por qué a las sales se les denomina reacciones neutras? Por ejemplo, todos conocemos el agua pero ¿a qué función inorgánica pertenece? Es común llamar sal al NaCl pero, ¿será la única sal? Si nos fijamos en la composición de sustancias cotidianas, podemos observar una serie de fórmulas químicas o los nombres de las sustancias que componen dichas sustancias.

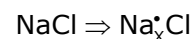
Para responder estas interrogantes, haremos una breve revisión de los conceptos que se necesitan para representar, formular, balancear y nombrar ecuaciones químicas.

CONCEPTOS GENERALES

Valencia

Es la capacidad de combinación que poseen los átomos de un elemento para formar un compuesto.

Ejemplo:



Valencia del sodio = +1

Valencia del cloro = -1

Estado de oxidación

Para elementos se debe tener en cuenta: Es el número de electrones ganados o cedidos por un átomo para formar compuestos y, así, alcanzar la configuración electrónica de un gas noble (ns^2np^6 o ns^2).

Por ejemplo, la Tabla 2 nos muestra al:

Grupo IA: Na, Li, K, Cs, Rb y Fr

Configuración= ns^1

Estado de oxidación: +1 (K⁺¹)

Tabla 2: Números de oxidación de los elementos más comunes

H ⁺¹ H ⁻¹																		
Li ⁺¹	Be ⁺²													B ⁺³ B ⁺¹	C ⁺⁴ C ⁺²	N ⁺⁵ N ⁺³ N ⁺¹ N ⁻³	O ⁻²	F ⁻¹
Na ⁺¹	Mg ⁺²													Al ⁺³	Si ⁺⁴ Si ⁺²	P ⁺⁵ P ⁺³ P ⁺¹ P ⁻³	S ⁺⁶ S ⁺⁴ S ⁺² S ⁻²	Cl ⁺⁷ Cl ⁺⁵ Cl ⁺³ Cl ⁺¹ Cl ⁻¹
K ⁺¹	Ca ⁺²				Cr ⁺⁶ Cr ⁺⁴ Cr ⁺³ Cr ⁺²		Fe ⁺³ Fe ⁺²	Co ⁺³ Co ⁺²	Ni ⁺³ Ni ⁺²	Cu ⁺² Cu ⁺¹	Zn ⁺²					As ⁺⁵ As ⁺³ As ⁺¹	Se ⁺⁶ Se ⁺⁴ Se ⁺²	Br ⁺⁷ Br ⁺⁵ Br ⁺³ Br ⁺¹ Br ⁻¹
Rb ⁺¹	Sr ⁺²								Pd ⁺⁴ Pd ⁺²	Ag ⁺¹	Cd ⁺²		Sn ⁺⁴ Sn ⁺²				Te ⁺⁶ Te ⁺⁴ Te ⁺²	I ⁺⁷ I ⁺⁵ I ⁺³ I ⁺¹ I ⁻¹
Cs ⁺¹	Ba ⁺²								Pt ⁺⁴ Pt ⁺²	Au ⁺³ Au ⁺¹	Hg ⁺² Hg ⁺¹		Pb ⁺⁴ Pb ⁺²					
Fr ⁺¹	Ra ⁺²																	

Fuente: Cruz, J., Osuna, M., Ortiz J. (2008). Química General. México: Once Ríos Editores

Para compuestos debemos considerar:

E.O. (H) = +1 (hidruros no metálicos)

E.O. (H) = -1 (hidruros metálicos)

E.O. (O) = -1 (peróxidos)

E.O. (O) = -2 (en la mayoría de compuestos, por ejemplo: óxidos ácidos y básicos)

En todo compuesto, la sumatoria de los estados de oxidación debe ser igual a 0:

$$\sum \text{E.O. (compuesto)} = 0$$

En iones poliatómicos, la sumatoria de los estados de oxidación debe ser igual a la carga del ión:

$$\sum \text{E.O. (ión)} = \text{carga del ión}$$

Ejemplo:
 $\text{Fe}_2^+ \text{O}_3^{-2}$, la sumatoria de las cargas para el óxido férrico es cero.

 $(\text{O}^{-2} \text{H}^{+1})^{-1}$, la sumatoria de las cargas del radical oxhidrilo es -1

3. VALENCIA DE LOS PRINCIPALES ELEMENTOS Y LISTA DE ANIONES

Tabla 3

NO METAL	VALENCIA	NO METAL	VALENCIA
Boro (B)	3,-3	Fósforo	3,5,-3
Silicio (Si)	4,-4	S, Se, Te	2,4,6,-2
Carbono [©]	2,4,-4	Cl, Br, I	1,3,5,7,-1
Arsénico (as)	3,5,-3		

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Tabla 4

METAL	VALENCIA	METAL	VALENCIA
Li, Na, K, Rb; Cs Ag	1	Au	1,3
Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Zn, Cd	2	Sn, Pb, Pt	2,4
Al, Ga, Tl, In	3	Fe, Co, Ni	2,3
Hg, Cu	1 y 2		

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Tabla 5

ELEMENTO ANFÓTERO	VALENCIA EN ÓXIDO BÁSICO	VALENCIA EN ÓXIDO ÁCIDO
Manganeso (Mn)	2,3	4,6,7
Vanadio (V)	2,3	4,5
Cromo (Cr)	2,3	3,6

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Tabla 6 Lista de principales aniones

ANIÓN	NOMBRE	ANIÓN	NOMBRE
$(\text{SO}_4)^{2-}$	Sulfato	$(\text{SO}_3)^{2-}$	Sulfito
$(\text{NO}_3)^{1-}$	Nitrato	$(\text{NO}_2)^{1-}$	Nitrito
$(\text{PO}_4)^{3-}$	Fosfato	$(\text{PO}_3)^{3-}$	Fosfito
$(\text{CO}_3)^{2-}$	Carbonato	$(\text{CO}_2)^{2-}$	Carbonito
$(\text{ClO}_4)^{1-}$	Perclorato	$(\text{ClO}_3)^{1-}$	clorito

$(\text{MnO}_4)^{-1}$	Permanganato	$(\text{ClO})^{-1}$	Hipoclorito
Cl^{-1}	Bromuro	Br^{-1}	Bromuro
S^{-2}	Sulfuro	I^{-1}	Yoduro
$(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{-2}$	Dicromato	H^{-1}	Hidruro metálico
N^{-3}	Nitruro	Hidróxido	$(\text{OH})^{-1}$
$(\text{CN})^{-1}$	Cianuro	bicarbonato	$(\text{HCO}_3)^{-1}$
Te^{-2}	Telururo	fluoruro	F^{-1}

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Nomenclatura de compuestos inorgánicos

La nomenclatura se ocupa de nombrar de manera sistemática a las sustancias químicas y está estrechamente relacionada con su composición, estructura y clasificación que se basan en un conjunto de reglas.

a) Nomenclatura clásica o antigua

Se utilizan sufijos y prefijos para poder nombrar:

Tabla 7

PREFIJO SUFIJO	N° DE VALORES DE E.O.			
	1	2	3	4
HIPO-OSO			*	*
-OSO	*	*	*	*
-ICO		*	*	*
PER-ICO				*

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Nota: El Per-ico, generalmente se utiliza para el estado de oxidación "7"

Por ejemplo, el cloro tiene cuatro estados de oxidación positivos (+1, +3, +5, +7). Para nombrar a sus compuestos se utilizarán los prefijos y sufijos de menor a mayor estado de oxidación que se detallan en la tabla para cuatro estados de oxidación. Por ejemplo, a Cl_2O_7 , se le denomina **anhídrido perclórico**.

Por su parte, el cobre solo tiene dos estados de oxidación (+1, +2). Para nombrar a sus compuestos se utilizarán los sufijos de menor a mayor estado de oxidación que se detallan en la tabla para dos estados de oxidación. Por ejemplo, a Cu_2O se le denomina **óxido cuproso**.

b) Nomenclatura sistemática (IUPAC)

El comité de nomenclatura de química inorgánica de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada cuyas siglas en inglés son IUPAC, establece reglas para nombrar a los compuestos utilizando prefijos que se detallan a continuación.

Tabla 8

PREFIJO	MONO	DI	TRI	TETRA	PENTA	HEXA	HEPTA
Nº de átomos	1	2	3	4	5	6	7

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Estos prefijos se utilizan para nombrar la cantidad de átomos que hay en la fórmula

Ejemplo:

CaO, tiene por nombre **monóxido de calcio**

CO₂, tiene por nombre **dióxido de carbono**

c) Nomenclatura Stock

Esta nomenclatura es aplicable para aquellos elementos que tienen más de un estado de oxidación. Si presentan un solo estado de oxidación, es innecesario nombrarlos con esta nomenclatura.

Se nombra indicando la función inorgánica a la que pertenece el compuesto, seguido del número de oxidación en números romanos entre paréntesis.

Ejemplo:

Fe₂O₃, se le nombra como óxido de hierro (III)

CO, se le nombra como óxido de carbono (II)

4. FUNCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS

Cuándo se observa una calamina corroída o un clavo expuesto al ambiente, podemos notar un color naranja; recurriendo a nuestros conocimientos empíricos afirmamos que la calamina se oxidó. Este compuesto es nada menos que la herrumbre (un óxido de hierro). A continuación trataremos este tipo de función química inorgánica.

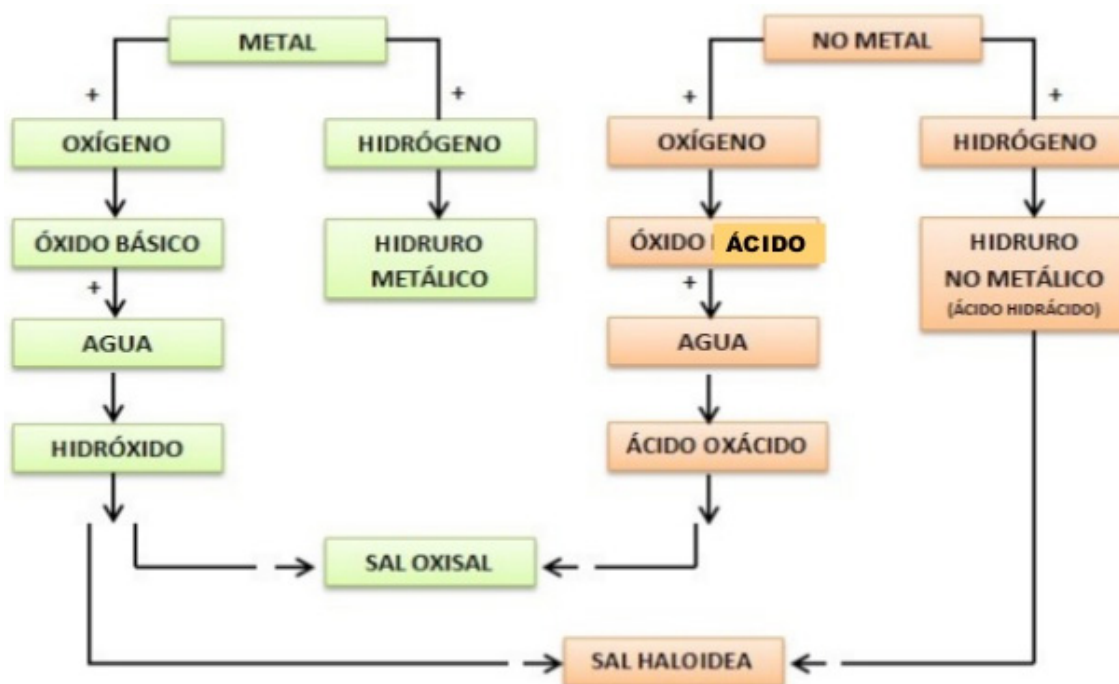


Figura 1 Funciones químicas inorgánicas

Fuente: <http://es.slideshare.net/giuct15/funciones-quimicas-inorgnicas-3>

5. FUNCIÓN ÓXIDOS BÁSICOS

Son compuestos binarios que resultan de la combinación de un metal con el oxígeno.

Formulación:

$M^{+x}O^{-2} \Rightarrow M_2O_x$, la sumatoria de cargas debe ser igual a cero.

Ejemplo:

$Na^{+1}O^{-2} \Rightarrow Na_2O$

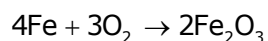
Se permutan los estados de oxidación.

Ecuación química: Se representa los reactantes y el producto aplicando la ley de la conservación de la materia de Lavoisier.

Ejemplo:

$4Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O$

Los estados de oxidación del hierro son (+2, +3), por lo que la ecuación química cuando se trabaja con su mayor valencia que es 3, será:



Nomenclatura

Cuando el elemento solo tiene un estado de oxidación no presenta nomenclatura stock.

Ejemplo:

1) Na_2O , se nombra:

Nomenclatura tradicional: Óxido sódico u óxido de sodio

Nomenclatura IUPAC: Monóxido de disodio.

2) Fe_2O_3 , se nombra

Nomenclatura tradicional: Óxido férrico

Nomenclatura Stock: Óxido de hierro (III)

Nomenclatura IUPAC: Trióxido de difierro


Tabla 9

METAL	ESTADO DE OXIDACIÓN	ECUACIÓN QUÍMICA	FORMULA-CIÓN	NOMENCLATURA		
				CLÁSICA	STOCK	IUPAC
Li	+1	$4\text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O}$	Li_2O	Óxido de litio Óxido lítico	—————	Monóxido de dilitio
Zn	+2	$2\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO}$	ZnO	Óxido de zinc Óxido zínquico	—————	Monóxido de zinc
Cu	+1	$4\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cu}_2\text{O}$	Cu_2O	Óxido cuproso	Óxido de cobre (I)	Monóxido de dicobre
Cu	+2	$2\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO}$	CuO	Óxido cúprico	Óxido de cobre (II)	Monóxido de cobre
Pb	+2	$2\text{Pb} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{PbO}$	PbO	Óxido plumboso	Óxido de plomo(II)	Monóxido de plomo
Pb	+4	$\text{Pb} + \text{O}_2 \rightarrow \text{PbO}_2$	PbO_2	Óxido plúmbico	Óxido de plomo (IV)	Dióxido de plomo

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Tabla 10

ÓXIDOS BÁSICOS	APLICACIONES	GRÁFICO
Li_2O	El óxido del litio se utiliza en esmaltes de cerámica; y crea azul con cobre y colores de rosa con cobalto. El óxido del litio reacciona con agua y vapor, y debe ser aislado de ellos.	 <p>Fuente: http://ceramica.name/tecnologia_ceramica/Vidriados/Vidriados.html</p>
ZnO	Su principal uso es como astringente ya que cierra los poros de la piel protegiéndola contra los agentes externos que pueden incrementar las heridas o inflamaciones de la piel. También se usa como protector en diferentes trastornos cutáneos menores, como desodorante, en la fabricación de protectores solares y en productos para las picaduras de insectos.	 <p>Fuente: http://farmaquimica.com/products-page/pomadas/oxido-de-zinc/</p>

Cu_2O	<p>Se utiliza, normalmente, como pigmento, fungicida, y agente anti-incrustaciones de pinturas marinas.</p>	 <p>Fuente: http://www.gardencenterejea.com/producto.php/herramientas/fitosanitarios-biol%C3%B3gicos/fungicidas-biol%C3%B3gicos/sal-de-cobre-90-gr/450</p>
CuO	<p>Se utiliza como pigmento en cerámica para producir esmaltes azul, rojo y verde (y a veces gris, rosa o negro). También se utiliza, ocasionalmente, como suplemento dietético en animales con deficiencia de cobre.</p>	 <p>Fuente: http://www.unitednuclear.com/index.php?main_page=index&cPath=16_17_69</p>
PbO	<p>Usado, principalmente, en la manufactura de estabilizadores de plomo (estearatos), cerámica, cristal de plomo, pinturas, esmaltes y tintas. Se usa también en una gran variedad de industrias como grasas y lubricantes, insecticidas, pigmentos inorgánicos, jabones de plomo, refinado de petróleo, gomas y PVC, etc.</p>	 <p>Fuente: http://www.milideas.net/tipos-de-pintura-para-decorar-y-pintar-tarros-de-cristal</p>

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Ejemplo: Formula, nombra y construye la ecuación química para hierro con estado de oxidación (+2).

Formulación: FeO

Nomenclatura

- Clásica: Óxido ferroso
- Stock: Óxido de hierro (II)
- IUPAC: Monóxido de hierro

Ecuación química balanceada: $2\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{FeO}$

Ejercicio: Formula, nombra y construye la ecuación química para el magnesio.

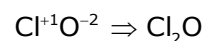
FUNCIÓN ÓXIDOS ÁCIDOS O ANHIDRIDOS

Son compuestos binarios que resultan de la combinación de un no metal con el oxígeno.

Formulación

$\text{NM}^{+x}\text{O}^{2-} \Rightarrow \text{NM}_2\text{O}_x$, la sumatoria de cargas debe ser igual a cero.

Ejemplo:



Se permutan los estados de oxidación.

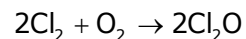
Ecuación química

Se representa los reactantes y el producto aplicando la ley de la **conservación de la materia de Lavoisier**.

Ejemplo:

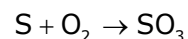
1) Cl (-1,+1,+3,+5, +7)

Se realiza la ecuación química con estado de oxidación +1



2) S (-2,+2,+4,+6)

Se realiza la ecuación con estado de oxidación +6



Nomenclatura

Cl_2O , se nombra:

Nomenclatura tradicional: Anhídrido hipocloroso

Nomenclatura Stock: Óxido de cloro (I)

Nomenclatura IUPAC: Monóxido de dicloro

SO₃, se nombra

Nomenclatura tradicional: Anhídrido sulfúrico

Nomenclatura Stock: Óxido de azufre (VI)

Nomenclatura IUPAC: Trióxido de azufre

Tabla 11


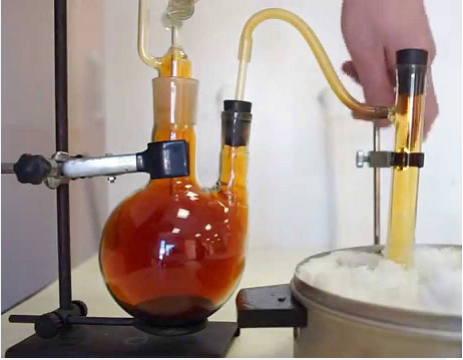
NO METAL	ESTADO DE OXIDACIÓN	ECUACIÓN QUÍMICA	FORMULACIÓN	NOMENCLATURA		
				CLÁSICA	STOCK	IUPAC
Cl	+5	$2\text{Cl}_2 + 5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cl}_2\text{O}_5$	Cl ₂ O ₅	Anhídrido clórico	Óxido de cloro (V)	Pentóxido de dicloro
Cl	+7	$2\text{Cl}_2 + 7\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cl}_2\text{O}_7$	Cl ₂ O ₇	Anhídrido perclórico	Óxido de cloro (VII)	Heptóxido de dicloro
C	+2	$2\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}$	CO	Anhídrido carbonoso	Óxido de carbono (II)	Monóxido de carbono
C	+4	$2\text{C} + 2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$	CO ₂	Anhídrido carbónico	Óxido de carbono (IV)	Dióxido de carbono
N	+3	$2\text{N}_2 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2\text{O}_3$	N ₂ O ₃	Anhídrido nitroso	Óxido de nitrógeno (III)	Trióxido de dinitrógeno
N	+5	$2\text{N}_2 + 5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2\text{O}_5$	N ₂ O ₅	Anhídrido nítrico	Óxido de nitrógeno(V)	Pentóxido de dinitrógeno

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Tabla 12

ÓXIDOS ÁCIDOS	APLICACIONES	GRÁFICO
Cl ₂ O ₅ , Cl ₂ O ₇	A los óxidos de cloro, en general, se les utiliza como blanqueadores de la pasta o pulpa de papel, como antiséptico, como potabilizador de agua.	

Fuente: <http://nsci.com.gt/limpieza.html>

<p>CO, CO₂</p>	<p>Se utiliza como combustible, agente reductor y en la síntesis del metanol. En la elaboración de bebidas carbonatadas y en los extinguidores de hielo seco.</p>	 <p>Fuente: http://startfire.cl/productos/control-de-incendio/extintores-portatiles/extintores-dioxido-de-carbono-bc/extintor-portatil-5-kilos-co2-asia</p>
<p>N₂O₃, N₂O₅</p>	<p>De manera general, se utilizan en la manufactura de nitratos orgánicos e inorgánicos, que se utilizan en la industria de colorantes, en la elaboración de medicamentos para veterinaria, en joyería, en la industria del fotograbado, de explosivos y fertilizantes.</p>	 <p>Fuente: https://www.youtube.com/watch?v=mcCih7Rlso</p>

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Ejemplo: Formula, nombra y construye la ecuación química para el fósforo con estado de oxidación (+5).

Formulación: P₂O₅

Nomenclatura

- Clásica: Anhídrido fosfórico
- Stock: Óxido de fósforo (V)
- IUPAC: Pentóxido de difósforo

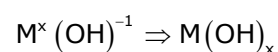
Ecuación química balanceada: $4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$

Ejercicio: Formula, nombra y construye la ecuación química para el bromo con estado de oxidación (+7).

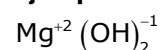
6. FUNCIÓN HIDRÓXIDOS O BASES

Son compuestos binarios que resultan de la combinación de un óxido básico con el agua. La formación de un hidróxido se evidencia en el laboratorio con reactivos orgánicos, por ejemplo, el papel de tornasol rojo vira a color azul y al agregar fenolftaleína a la base se torna de un color rojo grosella. Su rango de pH es de 8 a 14.

Formulación



Ejemplo:



Se permutan los estados de oxidación

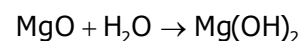
En todo compuesto químico las cargas deben estar equilibradas.

Ecuación química

Se representa los reactantes y el producto aplicando la ley de la **conservación de la materia de Lavoisier**.

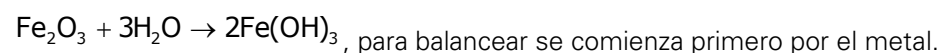
Ejemplo:

1) Mg (+2)



2) Fe (+2,+3)

Se realiza la ecuación con estado de oxidación +3



Nomenclatura

Mg(OH)₂, se nombra:

Nomenclatura tradicional: Hidróxido de magnesio

Nomenclatura IUPAC: Dihidróxido de magnesio

Fe(OH)₃, se nombra

Nomenclatura tradicional: Hidróxido férrico

Nomenclatura Stock: Hidróxido de hierro (III)

Nomenclatura IUPAC: Trihidróxido de hierro




Tabla 13

METAL	ESTADO DE OXIDACIÓN	ECUACIÓN QUÍMICA	FORMULACIÓN	NOMENCLATURA		
				CLÁSICA	STOCK	IUPAC
Ca	+2	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$	Ca(OH)_2	Hidróxido cálcico	—————	Dihidróxido de calcio
Al	+3	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al(OH)}_3$	Al(OH)_3	Hidróxido de aluminio	—————	Trihidróxido de aluminio
Cu	+1	$\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu(OH)}$	Cu(OH)	Hidróxido cuproso	Hidróxido de cobre (I)	Monohidróxido de cobre
Cu	+2	$\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2$	Cu(OH)_2	Hidróxido cúprico	Hidróxido de cobre (II)	Dihidróxido de cobre
Fe	+2,+3	$\text{FeO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe(OH)}_2$	Fe(OH)_2	Hidróxido ferroso	Hidróxido de hierro (II)	Dihidróxido de hierro
Na	+1	$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na(OH)}$	Na(OH)	Hidróxido de sodio	—————	Monohidróxido de sodio

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Tabla 14

ÓXIDOS ÁCIDOS	APLICACIONES	GRÁFICO
Ca(OH)_2	Se utiliza en la nixtamalización del maíz. En mezclas utilizadas en la construcción para unir ladrillos y en el tratamiento de aguas.	 <p>Fuente: http://www.infocomercial.com/p/venta-de-cal-oxido-e-hidroxido-de-calcio-111166.php</p>
Al(OH)	Juntamente con el Mg(OH)_2 , es utilizado como antiácido estomacal o laxante, antiflatulento.	 <p>Fuente: http://jcolguanenta.blogspot.pe/2013/05/hidroxidos-en-la-industria.html</p>

$\text{Cu}(\text{OH})_2, \text{Cu}(\text{OH})_2$	<p>Es utilizado como fungicida y bactericida de amplio espectro de acción, en árboles frutales y vides.</p>	 <p>Fuente: http://www.atlanticaagricola.com/productos.php?ct=1</p>
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	<p>Se utiliza en la preparación de pinturas, para proteger el hierro y la madera. En complejos de hierro para aquellas personas que presentan deficiencia de este mineral.</p>	 <p>Fuente: http://laboratoriosindunidas.com/provenco/index.php?limitstart=15</p>
$\text{Na}(\text{OH})$	<p>Se utiliza en la industria de jabones, detergentes, desinfectantes, y desengrasantes. Es utilizado también en la industria farmacéutica y alimenticia.</p>	 <p>Fuente: http://conceptodefinicion.de/jabon/</p>

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Ejemplo: Formula, nombra y construye la ecuación química para el litio con estado de oxidación (+1).

Formulación: $\text{Li}(\text{OH})$.

Nomenclatura

- Clásica: Hidróxido de litio
- IUPAC: Monohidróxido de litio

Ecuación química balanceada: $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Li}(\text{OH})$

Ejercicio: Formula, nombra y construye la ecuación química para el níquel con estado de oxidación (+3).

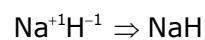
7. FUNCIÓN HIDRUROS METÁLICOS

Son compuestos binarios que resultan de la combinación de un metal con hidrógeno, quien toma estado de oxidación -1.

Formulación

$M^{+}H^{-1} \Rightarrow MH_x$, la sumatoria de las cargas debe ser cero.

Ejemplo:



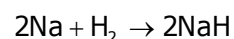
Se permutan los estados de oxidación.

Ecuación química

Se representa los reactantes y el producto aplicando la ley de la **conservación de la materia de Lavoisier**.

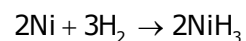
Ejemplo:

1) Na (+1)



2) Ni (+2,+3)

Se realiza la ecuación con estado de oxidación +3



Nomenclatura

1) NaH, se nombra:

Nomenclatura tradicional: Hidruro sódico

Nomenclatura IUPAC: Monohidruro de sodio

2) NiH₂, se nombra

Nomenclatura tradicional: Hidruro níqueloso

Nomenclatura Stock: Hidruro de níquel (II)

Nomenclatura IUPAC: Dihidruro de níquel



Tabla 15

NO METAL	ESTADO DE OXIDACIÓN	ECUACIÓN QUÍMICA	FORMULA-CIÓN	NOMENCLATURA		
				CLÁSICA	STOCK	IUPAC
Ca	+2	$\text{Ca} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CaH}_2$	CaH_2	Hidruro cálcico	—————	Dihidruro de calcio
Na	+3	$2\text{Na} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{NaH}$	NaH	Hidruro sódico	—————	Monohidruro de sodio
Li	+1	$2\text{Li} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{LiH}$	LiH	Hidruro de litio	—————	Monohidruro de litio
Cu	+1,+2	$\text{Cu} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CuH}_2$	CuH_2	Hidruro cúprico	Hidruro de cobre(II)	Dihidruro de cobre
Ni	+1,+3	$\text{Ni} + \text{H}_2 \rightarrow \text{NiH}_3$	NiH_3	Hidruro níquelico	Hidruro de Níquel (III)	Trihidruro de níquel

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Tabla 16

HIDRURROS METÁLICOS	APLICACIONES	GRÁFICO
CaH_2	Se utiliza como agente desecante (eliminador de humedad) en disolventes orgánicos.	 <p>Fuente: http://spanish.alibaba.com/product-gs/calcium-hydride-cah2-cas-7789-78-8-421136367.html</p>

<p>LiH</p>	<p>Se utiliza como generador de hidrógeno, en la fabricación de cerámica, como combustible para los cohetes, desecantes, etc.</p>	 <p>Fuente: http://www.lapizarradeyuri.com/2010/09/20/asi-funciona-un-arma-termonuclear/</p>
<p>NiH₃</p>	<p>Se utiliza en baterías recargables que causan poca contaminación</p>	 <p>Fuente: http://www.mibqyyo.com/articulos/2013/06/26/funcionamiento-de-las-baterias/</p>

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Ejemplo: Formula, nombra y construye la ecuación química para el potasio con estado de oxidación (+1).

Formulación: KH

Nomenclatura:

-Clásica: Hidruro de potasio

-IUPAC: Monohidruro de potasio

Ecuación química balanceada: $2K + H_2 \rightarrow 2KH$

Ejercicio: Formula, nombra y construye la ecuación química para el magnesio con estado de oxidación (+2).

8. FUNCIÓN HIDRUROS NO METÁLICOS

Son compuestos binarios que resultan de la combinación de un no metal con hidrógeno, el cual toma estado de oxidación +1. Si el hidrógeno se combina con los grupos VIA y VIIA, se forman hidruros ácidos o ácidos hidrácidos. Y si se combina con el grupo IIIA, IVA y VA, se forman hidruros especiales. Es preciso mencionar que, para esta clase de hidruros, solo intervienen las valencias negativas del no metal, que se detallan a continuación.

Tabla 17

GRUPO	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
ELEMENTOS	B	C, Si, Ge	N, P, As, Sb	S, Se, Te	F, Cl, Br, I
VALENCIA	-3	-4	-3	-2	-1

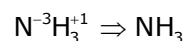
Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Hidruros especiales con los grupos IIIA, IVA, VA

Formulación:

$NM^{-x}H^{+1} \Rightarrow NMH_x$, la sumatoria de las cargas debe ser igual a cero.

Ejemplo:



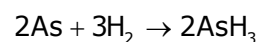
Se permutan los estados de oxidación.

Ecuación química

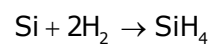
Se representa los reactantes y el producto aplicando la ley de la **conservación de la materia de Lavoisier**.

Ejemplo:

1) As (-3)



2) Si (-4)



Nomenclatura

AsH_3 , amoniaco

SiH_4 , silano

Tabla 18

NO METAL	ESTADO DE OXIDACIÓN	ECUACIÓN QUÍMICA	FORMULACIÓN	NOMENCLATURA ESPECIAL
N	-3	$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$	NH_3	Amoniaco
Sb	-3	$2Sb + 3H_2 \rightarrow 2SbH_3$	SbH_3	Estibina
P	-3	$2P + 3H_2 \rightarrow 2PH_3$	PH_3	Fosfina
C	-4	$C + 2H_2 \rightarrow CH_4$	CH_4	Metano
B	-3	$2B + 3H_2 \rightarrow 2BH_3$	BH_3	borano

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Tabla 19

HIDRUROS ESPECIALES	APLICACIONES	GRÁFICO
NH_3	Se utiliza en la industria de fertilizantes, fibras, plásticos y explosivos.	 <p>Fuente: http://buenosaber.blogspot.pe/2012/05/el-amoniaco-aliado-del-hogarindustria.html</p>
PH_3	Se utiliza como gas fumigante en frutos secos en procesos de cuarentena y en la industria de semiconductores.	 <p>Fuente: http://losporquesdelanaturaleza.com/la-eterna-batalla-contra-el-picudo-rojo/</p>



Se utiliza como combustible, es componente principal del gas natural. Se utiliza en la industria de alimentos, cerámica, textil, fundición de metales, generación eléctrica. etc.



Fuente: <http://www.rumbominero.com/noticias/energia/firma-peruana-clean-energy-llevara-gas-natural-a-tumbes/>

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

9. FUNCIÓN ÁCIDOS

Los ácidos son de sabor agrio, algunos corroen a los metales. En este manual veremos los dos tipos: ácidos hidrácidos y ácidos oxácidos. En el laboratorio, se evidencia su presencia cuando se expone el papel azul de tornasol al ácido, virando éste a color rojo mientras que cuando se le agrega un reactivo orgánico como el anaranjado de metilo la sustancia ácida se torna de color rojo. Su rango de pH es de 0 a 6.

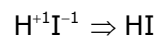
Función ácidos hidrácidos con los grupos VIA y VIIA

Son compuestos binarios gaseosos y su carácter ácido lo manifiestan cuando se disuelven en agua, dando como resultado soluciones ácidas.

Formulación

$\text{H}^{+1}\text{NM}^{-x} \Rightarrow \text{NMH}_x$, la sumatoria de las cargas debe ser igual a cero.

Ejemplo:

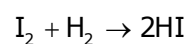


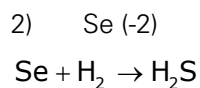
Se permutan los estados de oxidación.

Ecuación química

Se representa los reactantes y el producto aplicando la ley de la **conservación de la materia de Lavoisier**.

Ejemplo:





Nomenclatura:

HI, ácido yodhídrico

H_2S , ácido sulfhídrico



Tabla 20

NO METAL	ESTADO DE OXIDACIÓN	ECUACIÓN QUÍMICA	FORMULACIÓN	NOMENCLATURA
Cl	-1	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$	HCl	Ácido clorhídrico
F	-1	$\text{F}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{F}_2\text{H}_2$	F_2H_2	Ácido fluorhídrico
Br	-1	$\text{I}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{HI}$	HI	Ácido yodhídrico
S	-2	$\text{S} + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{S}$	H_2S	Ácido sulfhídrico
Se	-2	$\text{Se} + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{Se}$	H_2Se	Ácido selenhídrico

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Tabla 21

ÁCIDOS HIDRÁCIDOS	APLICACIONES	GRÁFICO
HCl	Se utiliza en la limpieza de metales y ladrillos y está presente en el ácido estomacal. Se usa para el mantenimiento de albercas y piscinas.	 <p>Fuente: http://www.toteliusdomio.com/plugins/quickcart/?574,acido-clorhidrico</p>

F_2H_2	<p>Es un ácido corrosivo y debe conservarse en recipientes de plástico o acero. El fluoruro de hidrógeno ataca al vidrio, por lo que se utiliza en el grabado del mismo, en termómetros, cristalería y cerámica.</p>	 <p>Fuente: http://www.vidrafoc.com/vidrafoc/Store/Product.aspx?LanguageID=es&ProductID=721028.0010</p>
H_2S	<p>El sulfuro de hidrógeno se utiliza en las industrias químicas para la protección del hierro o el acero contra la corrosión salina, también, se utiliza en la monitorización de emisiones ambientales, control de higiene industrial, y traza de impurezas en analizadores y como gas de balance en algunas mezclas de gases.</p>	 <p>Fuente: http://definicion.de/volcan/</p>

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Ejercicio: Formula, nombra y construye la ecuación química para el telurio con estado de oxidación (-2).

Función ácidos oxácidos

Son compuesto ternarios que resultan de la combinación de un anhídrido u óxido ácido con el agua.

Formulación:

Estado de oxidación impar : $HNMO_{\frac{x+1}{2}}$

Estado de oxidación par : $H_2NMO_{\frac{x+2}{2}}$

Excepción (B, P, As, Sb) : $H_3NMO_{\frac{x+3}{2}}$

Ejemplo:

1) Cl (+1,+3,+5,+7)

El cloro trabajará con estado de oxidación +1, por lo tanto, se utilizará la primera regla:

Para $x=+1$

HClO

2) S (+2, +4, +6)

El azufre trabajará con estado de oxidación +2, por lo tanto, se utilizará la segunda regla:

H₂SO₂

3) B (3)

El boro trabajará con estado de oxidación +3, es una excepción, por lo tanto, se utilizará la tercera regla:

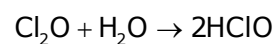
H₃BO₃

Ecuación química

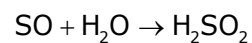
Se representa los reactantes y el producto aplicando la ley de la **conservación de la materia de Lavoisier**.

Ejemplo:

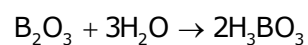
1) Cl (+1)



2) S (+2)



3) B (+3)



Nomenclatura

HClO, ácido hipocloroso

H₂SO₂, ácido hiposulfuroso




H₃BO₃, ácido bórico

Tabla 22

NO METAL	ESTADO DE OXIDACIÓN	ECUACIÓN QUÍMICA	FORMULACIÓN	NOMENCLATURA
N	(+3,+5)	$N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$	HNO_3	Ácido nítrico
Cl	(+1,+3,+5,+7)	$Cl_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HClO_3$	$HClO_3$	Ácido clórico
P	(+3,+5)	$P_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_3$	H_3PO_3	Ácido fosforoso
S	(+2,+4,+6)	$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$	H_2SO_4	Ácido sulfúrico

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Tabla 23

ÁCIDOS OXÁCIDOS	APLICACIONES	GRÁFICO
HNO_3	El ácido nítrico es un ácido fuerte que se utiliza en la fabricación de fertilizantes, explosivos, lacas, fibras sintéticas, drogas, colorantes y, además, como agente oxidante.	 <p>Fuente: http://usosdecompuestosquimicosorganicos.blogspot.pe/</p>
H_3PO_3	Se utiliza como fungicida.	 <p>Fuente: http://www.quimicaregasa.com/acido_fosforoso-121.html</p>
H_2SO_4	El ácido sulfúrico se utiliza en la fabricación de fertilizantes, explosivos, pinturas, así como en la metalurgia.	 <p>Fuente: https://cienciapRACTICA.wordpress.com/investigacion-1/acido-sulfurico-ensvasado-comercial/</p>

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Ejemplo: Formula, nombra y construye la ecuación química para el yodo con estado de oxidación (+7).

Formulación: HIO_4

Nomenclatura:

Ácido periódico

Ecuación química balanceada: $\text{I}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HIO}_4$

Ejercicio: Formula, nombra y construye la ecuación química para el carbono con estado de oxidación (+4).

10. FUNCIÓN SALES

Son compuestos iónicos y sólidos a temperatura ambiente, por lo general, se disuelven en agua y en esas condiciones se disocian en iones, por lo tanto, son buenos conductores de la electricidad. Son reacciones neutras que no presentan cambios en la coloración de indicadores orgánicos como el papel de tornasol, anaranjado de metilo y fenolftaleína.

Se obtiene por neutralización:

Ácido + base \rightarrow Sal + agua

Ejemplo: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Corrosión: Metal activo + ácido \rightarrow Sal + hidrógeno

Ejemplo: $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

Según el tipo de ácido que los origina, las sales se clasifican principalmente en:

Sales oxisales

Son compuestos ternarios que resultan de la combinación de un ácido oxácido con una base.

Formulación

La formulación se realiza utilizando radicales, que se obtienen de sus ácidos oxácidos. El estado de oxidación de los radicales que son iones negativos resultan de la cantidad de hidrógenos que posee el ácido. Por ejemplo: HClO (ácido hipocloroso), posee solo un hidrógeno, por lo tanto su radical será $(\text{ClO})^{-1}$.

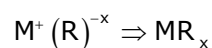
Tabla 24

NOMBRE DEL ÁCIDO	FÓRMULA DEL ÁCIDO	RADICAL	NOMBRE DEL RADICAL
Ácido nítrico	HNO ₃	(NO ₃) ⁻¹	Nitrato
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	(SO ₄) ⁻²	Sulfato
Ácido fosforoso	H ₃ PO ₃	(PO ₃) ⁻³	Fosfito
Ácido bromoso	HBrO ₂	(BrO ₂) ⁻¹	Bromito
Ácido perclórico	HClO ₄	(ClO ₄) ⁻¹	Perclorato

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

M⁺, es el catión (metal)

R^{-x}, es el anión (radical)



Ejemplo:

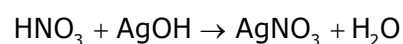
Ca⁺² (NO₃)⁻¹ ⇒ Ca(NO₃)₂, la sumatoria de las cargas debe ser igual a cero.

Ecuación química

Se representa los reactantes y el producto aplicando la ley de la **conservación de la materia de Lavoisier**.

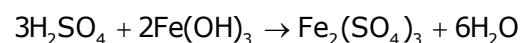
Ejemplo: Realizar la reacción química para la obtención del nitrato de plata:

Del nitrato se obtendrá el radical y de la plata obtendremos el hidróxido. Finalmente, la ecuación química se representa así:



El balance se realiza utilizando coeficientes. Se comienza el balance con metales y no metales y al final se completa con el hidrógeno y el oxígeno.

Ejemplo: Realizar la ecuación química balanceada para la obtención del sulfato férrico



Nomenclatura

Para nombrar una sal oxisal, se cambia la terminación del ácido **ICO por ATO y OSO por ITO**.

AgNO₃: Como el metal solo tiene estado de oxidación 1, se nombra:

Nomenclatura tradicional: nitrato de plata.

Fe₂(SO₄)₃: Como el metal tiene estado de oxidación (2,3), se nombra:

Nomenclatura tradicional: Sulfato férrico

Nomenclatura Stock: Sulfato de hierro (III)

Tabla 25

CATIÓN	ANIÓN O RADICAL	FORMULACIÓN	ECUACIÓN QUÍMICA	NOMENCLATURA
Cu^{+2}	$(\text{SO}_4)^{-2}$	CuSO_4	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	Sulfato cúprico Sulfato de cobre (II)
Na^{+1}	$(\text{ClO})^{-1}$	NaClO	$\text{HClO} + \text{Na}(\text{OH}) \rightarrow \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$	Hipoclorito de sodio

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui



TEMA N° 2:

REACCIONES QUÍMICAS

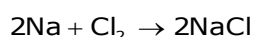
Desde el principio de la humanidad, el hombre ha vivido rodeado de cambios químicos provocados por él mismo o independientemente de su voluntad, por ejemplo, la respiración, la digestión, la fotosíntesis o la oxidación del hierro o del cobre. A través del tiempo el hombre ha observado e investigado estas reacciones químicas para su beneficio mejorando de esta manera sus condiciones de vida. Por ejemplo, la combustión de los derivados del petróleo o el carbón ha permitido unir ciudades, países y continentes con el uso de vehículos motorizados, pero ha surgido un nuevo problema: el abuso de los combustibles fósiles, abuso que trae consigo emisiones de gases de efecto invernadero que están produciendo calentamiento global. Así, pues, uno de los retos más grandes que enfrenta nuestra generación es proponer el uso de nuevos combustibles que sean amigables con la naturaleza. ¿Cuánto nos podrá ayudar la química en esta tarea?

¿Qué es una reacción química? ¿Qué representa una ecuación química? ¿Cómo se clasifican las reacciones químicas?

Para responder estas interrogantes, haremos una revisión de los conceptos que se necesitan para entender las reacciones químicas.

1. REACCIÓN QUÍMICA

Las reacciones químicas son procesos o transformaciones en la estructura interna de la materia donde una o más sustancias iniciales llamadas reactivos o reactantes generan choques entre sí produciendo rupturas de enlaces químicos y dando lugar a la formación de nuevos enlaces químicos, por lo tanto, produciendo sustancias nuevas denominadas productos con propiedades totalmente diferentes a los reactantes. Por ejemplo, tenemos la siguiente ecuación química:



El sodio y el cloro que se muestran en los reactantes son muy venenosos para el ser humano, mientras que la asociación de los dos da origen a un saborizante muy necesario en la alimentación del ser humano que es el cloruro de sodio o sal común (NaCl).

2. ECUACIÓN QUÍMICA

Una ecuación química es la representación simbólica de una reacción química, donde se ubican a los reactantes a la izquierda de la flecha y productos a la derecha de la misma. La ecuación química incluye símbolos o fórmulas así como, también, algunas características de las sustancias involucradas como por ejemplo el estado físico: (s) cuando la sustancia se encuentra en estado sólido, (g) cuando la sustancia se encuentra en estado gaseoso, etc. La flecha nos indica cambio químico (se lee "produce" o "da origen") y los coeficientes se utilizan para balancear la ecuación.

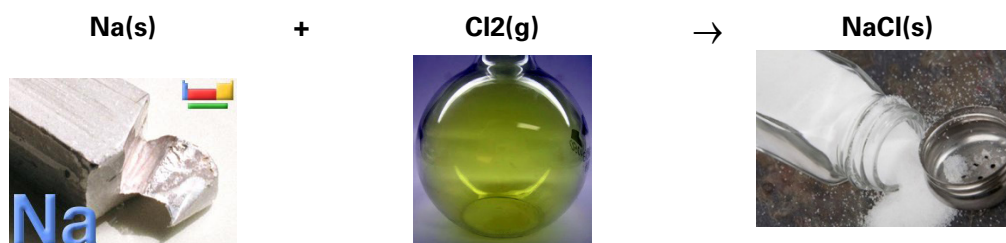
En el siguiente cuadro, se muestran algunas de éstas características:

Tabla 26

SIMBOLOGÍA	DESCRIPCIÓN
(g), ↑	Gaseoso
(s)	Sólido
(ac)	La sustancia está disuelta en agua
(pp), ↓	La reacción se decanta o precipita.
(cc)	Concentrado
(dd)	Diluido
(l)	Líquido
$\xrightarrow{c.e}$	Reacción de electrólisis
$\xrightarrow{\Delta}$	Reacción de pirolisis

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Ejemplo:



Fuente: <http://www.100cia-quimica.net/elementos/Na11/>

Fuente: http://quimica.cubaeduca.cu/medias/interactividades/cloro/co/conociendo_del_cloro.html

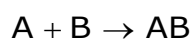
Fuente: <http://www.veracruzlanoticia.com/2010/08/lo-bueno-y-lo-malo-de-la-sal-cloruro-de-sodio/>

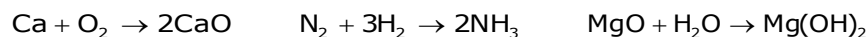
3. CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Las reacciones se pueden clasificar dentro de las siguientes clases. Pero es necesario recalcar que no todas las ecuaciones se clasifican dentro de éstos tipos:

Reacciones de síntesis, adición o combinación

Son aquellas donde dos o más sustancias reactantes se combinan y se obtiene un solo producto. Su forma general se representa así:



Ejemplo:


Cuando el zinc se oxida produce una reacción de síntesis o combinación:

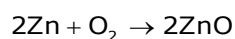
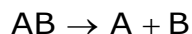


Figura 2

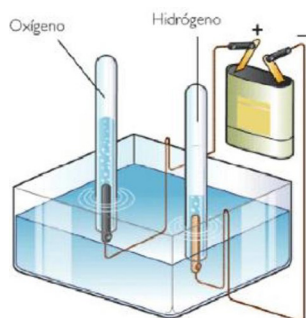
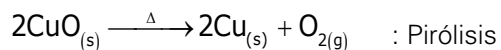
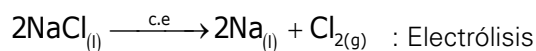
Fuente: http://www.guatemalanfoundation.org/2015_03_01_archive.html

Reacciones de descomposición

Son aquellas donde, a partir de una sola sustancia reactante, se obtienen dos o más productos. Su forma general se representa así:



Ejemplo: Electrólisis del agua (cuando la electricidad provoca una reacción química).



Cuando el agua se descompone por electrólisis.

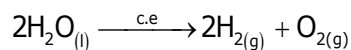
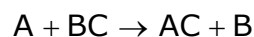


Figura 3

Fuente: http://www.fotolog.com/energia_libre/24231188/

Reacciones de desplazamiento o sustitución simple

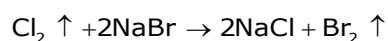
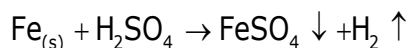
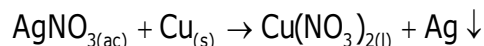
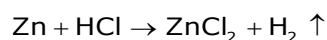
Son aquellas donde un elemento de mayor reactividad desplaza a uno de menor reactividad de su respectivo compuesto. Su forma general se representa así:



Por ejemplo, si en los reactantes tenemos a los metales aluminio y sodio, el sodio desplazaría al aluminio por ser más reactivo.

Si en los reactantes tenemos a los no metales azufre y cloro, el cloro desplazaría al azufre por ser más reactivo.

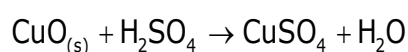
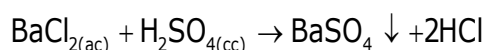
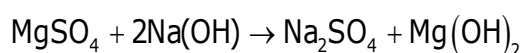
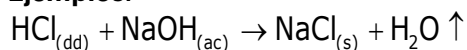
Ejemplos:



Reacciones de doble desplazamiento, doble sustitución o metátesis

Son aquellas en las que se produce un intercambio atómico entre cationes, según su afinidad química. Su forma general se representa así:

Ejemplos:



Cuando el nitrato de plata reacciona con el ácido clorhídrico, se produce un precipitado blanco de cloruro de plata, produciéndose una reacción de metátesis.

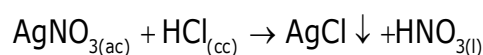


Figura 4

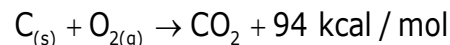
Fuente: <https://www.youtube.com/watch?v=xBJ4rnzNMYw>

Reacciones exotérmicas y endotérmicas

Como hemos visto en el primer capítulo del presente manual, una reacción exotérmica es aquella que produce desprendimiento de energía mientras que una reacción endotérmica es aquella que absorbe energía para formar productos.

Ejemplos:

1) Reacciones exotérmicas:



2) Reacciones endotérmicas:

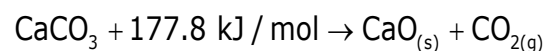
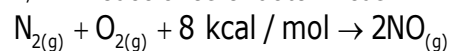


Figura 5

Fuente: <http://www.experimentosparaniños.org/reacciones-exotermicas-y-endotermicas-experimento/>

Reacción Exotérmica: El potasio reacciona violentamente con el agua y el hidrógeno desprendido se auto-enciende, produciendo gran cantidad de energía.

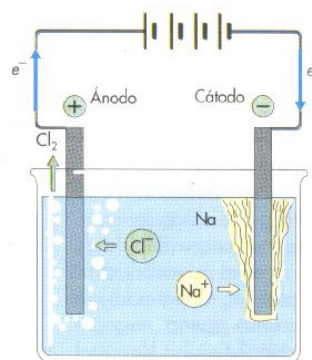
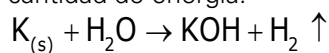
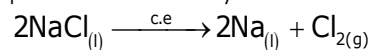


Figura 6

Fuente: <http://www.franciscanoscartagena.net/documentos/fisica-quimica/Electroquimica/ELEC.htm>

Reacción endotérmica: La sal común (NaCl), por la acción de la electricidad, logra descomponerse en sodio y cloro.

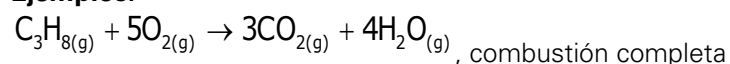


Reacciones de combustión completa e incompleta

Las reacciones de combustión son aquellas que se producen por la interacción de un combustible que generalmente es un compuesto orgánico, como el gas propano, por ejemplo, y un comburente que es el oxígeno.

Una combustión completa se produce cuando la cantidad de oxígeno es suficiente, mientras que una combustión incompleta se produce cuando la cantidad de oxígeno es insuficiente.

Ejemplos:



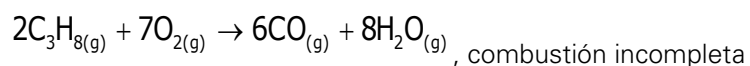


Figura 7

Fuente: <http://proactivo.com.pe/la-conversion-del-peru-al-gas-natural-de-camisea/>

Combustión completa



Figura 8

Fuente: <http://www.masferreteria.com/estufas/43412-estufa-encastable-hergon-c30-8433078412710.html>

Combustión incompleta

Reacciones Redox

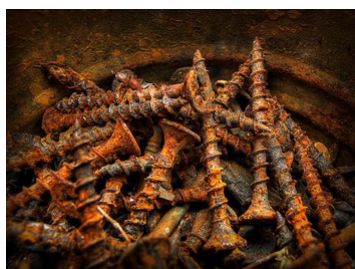
Se producen al combinarse sustancias que al hacerlo producen transferencia de electrones, provocando cambios de estados de oxidación de algunos elementos que participan en la reacción.

El significado de las reacciones REDOX, se resume en el cuadro siguiente:

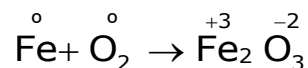
Tabla 27

REDOX	
RED (REDUCCIÓN)	OX (OXIDACIÓN)
Ganancia de electrones.	Pérdida de electrones.
Disminuye el estado de oxidación.	Aumenta el estado de oxidación.
Agente oxidante.	Agente reductor.

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui



La oxidación del hierro es un ejemplo de reacciones redox.



Se observan los cambios de estado de oxidación que experimentan las sustancias.

Figura 9

Fuente: <http://www.preguntasfrecuentes.net/2013/06/13/que-pasa-si-te-cortas-con-un-hierro-oxidado-vacunas-contra-el-tetanos/>

4. BALANCEO DE ECUACIONES (TANTEO Y REDOX)

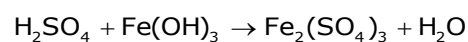
El balanceo de una ecuación química es el proceso que consiste en igualar el número de átomos de cada elemento químico de ambos lados de una ecuación química, cumpliendo de esta manera con la ley de la conservación de la masa de Lavoisier.

Este manual utilizará el método del tanteo para ecuaciones sencillas y el método redox para ecuaciones donde se evidencian cambios en el estado de oxidación.

a) Método del tanteo

Se debe balancear con coeficientes, sin cambiar la naturaleza de las fórmulas, priorizando a los metales y no metales y dejando para el final al hidrógeno y al oxígeno.

Ejemplo: Balancear la siguiente ecuación química:



Se balancea primero el Fe: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$

Luego se balancea el S: $3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$

Se balancea el H: $3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$

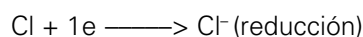
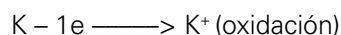
Y finalmente se verifica la cantidad de átomos de oxígeno.

b) Método Redox

Las reacciones oxido-reducción constituyen una parte importante del mundo que nos rodea, abarcan desde la combustión de los combustibles fósiles hasta la acción de agentes blanqueadores domésticos. La mayoría de los elementos metálicos y no metálicos se obtienen de sus menas por procesos de oxidación o reducción.

Las reacciones químicas oxido-reducción implican reordenamiento de las estructuras electrónicas de los elementos que forman parte de ellas, en particular de los electrones de valencia.

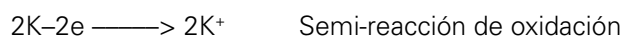
Con mucha frecuencia, dichos reordenamientos implican ganancia o pérdida de electrones. Por ejemplo, en la formación de cloruro de potasio (KCl), el potasio transfiere un electrón al cloro y el resultado es la formación de un catión potasio y un anión cloruro.



Oxidación: Se produce cuando un átomo pierde electrones.

Reducción: Se produce cuando un átomo gana electrones.

Estos dos procesos, oxidación y reducción, **ocurren al mismo tiempo**, de tal manera, que el número de electrones ganados es igual al número de electrones perdidos. Por tanto, se requieren dos átomos de potasio para aportar dos electrones ganados por dos átomos de cloro de la molécula.





La ecuación final corresponde a la suma de las dos semi-reacciones, una de oxidación y otra de reducción, en las cuales el número de electrones ganados y perdidos se anulan por ser iguales.

Una reacción de transferencia de electrones es siempre la suma de una semi-reacción de oxidación (pérdida de electrones) y otra de reducción (ganancia de electrones), por eso, se llama REDOX.

Número de oxidación

El número de oxidación (también llamado estado de oxidación) se refiere al número de cargas que tendría un átomo en una molécula (o en un compuesto iónico) si los electrones fueran transferidos completamente.

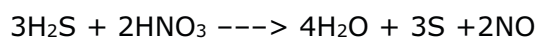
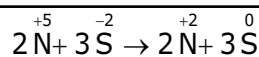
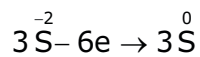
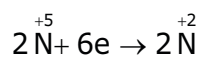
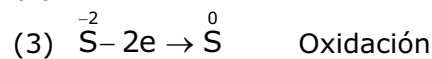
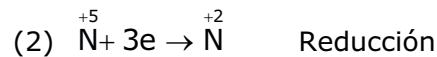
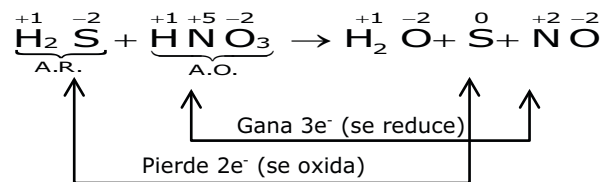
Las siguientes reglas ayudan en la asignación del número de oxidación de los elementos:

1. En los elementos libres (esto es, en estado no combinado) cada átomo tiene un número de oxidación de cero. Por ejemplo: H_2 , Br_2 , Na, Be, K, O_2 , P_4 , y S_8 .
2. Todos los metales alcalinos tienen número de oxidación +1 y todos los metales alcalinos térreos tienen un número de oxidación +2 en sus compuestos. El aluminio siempre tiene un número de oxidación +3 en todos sus compuestos.
3. El número de oxidación del oxígeno en la mayoría de los compuestos (por ejemplo, MgO y H_2O) es -2, pero en el peróxido de hidrógeno (H_2O_2), el número de oxidación del oxígeno es -1.
4. Los halógenos tienen números de oxidación positivos o negativos (-1), dependiendo de los compuestos que formen.
5. El hidrógeno casi siempre trabaja con un estado de oxidación igual a +1, a no ser que se trate de hidruros metálicos donde el hidrógeno trabaja con estado de oxidación -1.
6. En toda fórmula química, la suma de los números de oxidación de todos los átomos debe ser cero. Por ejemplo: H_2SO_4 , $\Sigma \text{cargas} = 2 \times 1 + 6 + 4 \times -2 = +8 - 8 = 0$.
7. En un ión poliatómico, la suma de los números de oxidación de todos sus elementos debe ser igual a la carga neta del ión. Por ejemplo, en el ión amonio $(NH_4)^{+1}$, el número de oxidación del nitrógeno es -3 y el hidrógeno es +1. Así, la suma de los números de oxidación es $-3 + 4(+1) = +1$ que es igual a la carga neta del ión.

Reglas para balancear por el método Redox

1. Se determinan los estados de oxidación para cada uno de los elementos.
2. Se determinan los elementos que se reducen y oxidan (semi-reacciones).
3. El balance consiste en que el número de electrones ganados sea igual al número de electrones perdidos, para lo cual se multiplican por factores adecuados.
4. Los coeficientes determinados se reemplazan en la ecuación química. Si es necesario, se termina de balancear por el método del tanteo, dejando para el final al oxígeno y al hidrógeno.

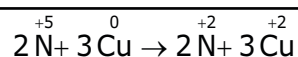
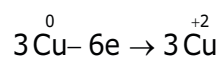
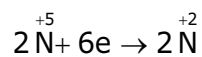
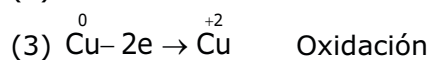
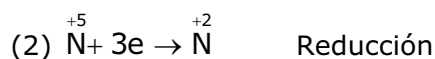
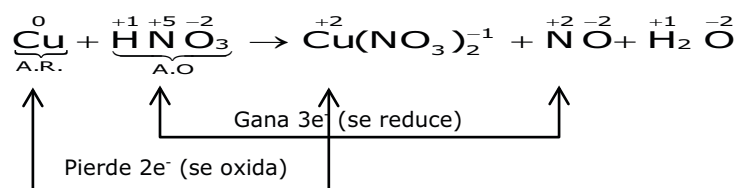
Ejemplo: Balancear la siguiente ecuación por el método Redox.



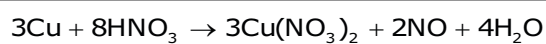
Ejemplo: Señale una reacción **que no es** de simple desplazamiento:

- A) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
- B) $\text{Mg} + \text{CuSO}_{4(\text{ac})} \rightarrow \text{MgSO}_{4(\text{ac})} + \text{Cu}$
- C) $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$
- D) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$
- E) $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2 \uparrow$

Respuesta: C

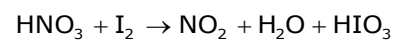


Se completa balanceando por tanteo:



Respuesta: La sumatoria de los coeficientes es 20.

Ejercicio: Luego de balancear la siguiente ecuación por el método Redox, hallar la suma de los coeficientes de los agentes oxidante y reductor.





TEMA N° 3:

RELACIONES DE MASA EN LOS COMPUESTOS QUÍMICOS Y EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

En las fábricas, por ejemplo, en la obtención del amoníaco que se utiliza como materia prima para la industria de fertilizantes, es necesario calcular las cantidades de nitrógeno e hidrógeno para la producción de una determinada cantidad de amoníaco. El exceso de algún reactivo genera pérdidas a la empresa e impactos ambientales negativos.

Las relaciones de masa llamado también **estequiometría** se encarga de estudiar las relaciones cuantitativas que existen entre las sustancias que participan en una reacción química.

1. REACTIVO LIMITANTE Y EN EXCESO

En una reacción química, el reactante o reactivo que se consume primero porque se encuentra en menor proporción se denomina **“reactivo limitante”**. Cuando este reactivo se consume totalmente no se puede formar mayor cantidad de producto. Los otros reactivos presentes en cantidades mayores que el limitante, se denominan **“reactivos en exceso”**.

2. RENDIMIENTO DE REACCIÓN

En toda reacción química el rendimiento teórico es el 100%, pero el rendimiento real es menor, debido a errores en la medición, impurezas, deficiencias en los equipos, etc.

Para seguir nuestro estudio es necesario revisar algunos conceptos:

Fórmula química: Es una expresión formada por símbolos químicos y subíndices que nos informa de la composición o estructura de una sustancia.

Por ejemplo, en el bromuro de potasio (KBr) hay un átomo de bromo por cada átomo de potasio.

Cuando bajo el signo de un elemento no aparece ningún subíndice, significa que la fórmula hace referencia a un solo átomo de ese elemento; así, en la fórmula del metano CH_4 sólo hay un átomo de carbono.

Unidad de masa atómica: Las masas de los átomos no pueden determinarse directamente por ser partículas extremadamente pequeñas; por eso, se ha llegado al acuerdo internacional por el cual el átomo de un elemento es usado como patrón.

Por convención, un átomo del isótopo de carbono que tiene seis protones y seis neutrones (^{12}C , llamado C-12) presenta una masa de exactamente doce unidades de masa atómica (u o uma).

1 u o uma= 1/12 de la masa de un átomo de carbono 12

Ejemplo: O = 16 u H= 1 u

Masa molecular, masa atómica o peso molecular (M): Es el número de veces que una molécula contiene la unidad de masa atómica.

Ejemplo: Determina la masa molecular del dióxido de carbono:

ELEMENTO	MASA ATÓMICA	N° DE ÁTOMOS	TOTAL
C	12,0 u	1	12,0 u
O	16,0 u	2	32,0 u
Masa molecular del CO ₂			44,0 u

*u (unidad de masa atómica "uma")

Si la fórmula tiene paréntesis, hay que tener en cuenta que el subíndice del paréntesis afecta a cada uno de los símbolos y subíndices que contiene.

Ejercicio: Determinar la masa molecular del Ca₃(PO₄)₂

3. EL MOL

Como los átomos y moléculas son partículas demasiado pequeñas como para contarlas o pesarlas de modo individual, en química, se trabaja con una unidad de cantidad denominada **MOL**.

Un mol es equivalente a un conjunto de **6,022 x 10²³ unidades** y a esta cantidad se le denomina **NÚMERO DE AVOGADRO**.

Por ejemplo:

Una docena de átomos= 12 átomos

Un millar de átomos = 1000 átomos

Un mol de átomos = 6,022x10²³ átomos

De la misma manera:

Un mol de moléculas = 6,022x10²³ moléculas.

Un mol de iones = 6,022x10²³ moléculas.

Un mol de electrones = 6,022x10²³ moléculas.

Ejemplo: ¿Cuántos moles de átomos hay en un trozo de hierro que contiene 8,5 x 10²⁵ átomos de hierro?

$$8,5 \times 10^{25} \text{ átomos de Fe} \times \frac{1 \text{ mol de Fe}}{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de Fe}} = 141,15 \text{ moles de Fe}$$

Ejercicio: Determina cuántos átomos hay en:

- a) Tres moles de potasio, K
b) Tres moles de hidróxido de potasio, KOH

Masa molar: La masa molar de una sustancia es la masa de un mol o la masa molar de una sustancia que contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos o moléculas, puesto que se trata de la masa de un mol. La masa molar de una sustancia expresada en gramos coincide, numéricamente, con la masa atómica o molecular.

Ejemplo:

La masa molar del azufre = 32,0 g/mol

La masa molar del sodio = 23,0 g/mol

La masa molar del H_2O = 18,0 g/mol

La masa molar nos permite convertir de cantidad de sustancia a masa o viceversa.

Ejemplo: Calcula cuántos moles hay en 50 g de cloruro de sodio.

Datos: $m(\text{NaCl}) = 50 \text{ g}$ $A(\text{Na}) = 23,0 \text{ u}$ $A(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$

-Determinamos la masa molecular del cloruro de sodio y, a partir de ella, su masa molar:

$M(\text{NaCl}) = 23,0 \text{ u} + 35,5 \text{ u} = 58,5 \text{ u}$, masa molar = 58,5 g/mol

Por lo tanto, un mol de NaCl contiene 58,5 g de NaCl.

-Calculamos los moles que hay en 50 g de NaCl

$$50 \text{ g NaCl} \times \frac{1 \text{ mol de NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} = 0,85 \text{ mol de NaCl}$$

Ejercicio: Calcula cuántos átomos de cobre hay en 15 g. de este metal.

Ejercicio: Si un vaso contiene once moles de agua, ¿qué masa de agua hay en el vaso?

Volumen molar: El volumen molar de una sustancia es el volumen ocupado por un mol de átomos o moléculas de dicha sustancia.

Ejemplo: Determina el volumen que ocupan 1,5 mol de bromo líquido Br₂ sabiendo que su volumen molar es de 49,9 ml/mol.

Datos: n (Br₂) = 1,5 mol V_M(Br₂)= 49,9 ml/mol

Calculamos el volumen de 1,5 moles:

$$1,5 \text{ mol Br}_2 \times \frac{49,9 \text{ ml Br}_2}{1 \text{ mol Br}_2} = 74,85 \text{ ml Br}_2$$

Ejercicio: En una probeta tenemos 50 ml de acetona C₃H₆O, ¿cuántos moles de acetona tenemos? El volumen molar de la acetona es 73,4 ml/mol.

Volumen molar de un gas: El volumen molar de cualquier gas a 1 atm y 0°C es 22,4 l y contiene 6,022x10²³ moléculas de gas.

Ejemplo: Calcula el volumen que ocupan, a un atm y 0°C, cinco moles de amoníaco gaseoso, NH₃.

Datos: nNH₃= 5 mol V_M(NH₃) =22,4 l/mol

Sabemos que en estas condiciones de presión y temperatura, un mol de amoníaco ocupará un volumen de 22,4 l.

Por lo tanto:

$$5 \text{ mol de NH}_3 \times \frac{22,4 \text{ l}}{1 \text{ mol de NH}_3} = 112 \text{ l NH}_3$$

Los cinco moles de amoníaco ocupan un volumen de 112 l.

Ejercicio: Calcula el volumen que ocupan 80.0 g de gas dióxido de azufre, SO₂, a 1 atm y 0°C.

4. COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE UNA SUSTANCIA

En cualquier compuesto, la relación del número de átomos de cada elemento que lo constituye es siempre la misma. Por ejemplo, en el propano C₃H₈, por cada tres átomos de carbono hay 8 átomos de hidrógeno.

Puesto que cada átomo tiene una determinada masa atómica, en cada compuesto la relación de las masas de los elementos que lo constituyen también será siempre la misma. Esto nos permite calcular la masa de cada elemento que hay por cada cien unidades de masa de compuesto.

Ejemplo: Calcular la composición porcentual de propano C₃H₈

Datos: A(C)= 12,0 u A(H)= 1,0 u

- Calculamos la masa molar del propano

$$M(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 \times 12,0 \text{ u} + 8 \times 1,0 \text{ u} = 44 \text{ u, masa molar} = 44,0 \text{ g/mol}$$

Observamos que en 44,0 g de carbono hay 36,0 g de carbono y 8,0 g de hidrógeno. Para calcular la composición centesimal de cada elemento obtendremos los gramos de elemento que hay en 100 gramos de compuesto.

$$100 \text{ g C}_3\text{H}_8 = \frac{36,0 \text{ g C}}{44,0 \text{ g C}_3\text{H}_8} = 81,8 \text{ g C}$$

$$100 \text{ g C}_3\text{H}_8 = \frac{8,0 \text{ g H}}{44,0 \text{ g C}_3\text{H}_8} = 18,2 \text{ g H}$$

La composición centesimal de propano es del 81,8% de C y del 18,2% de H.

Ejercicio: Calcula la masa de plata y de cloro que están contenidas en 150 g de cloruro de plata. La composición centesimal del cloruro de plata es: 75,2% Ag y 24,8% de Cl.

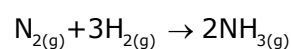
5. SIGNIFICADO DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS

Una reacción química, como hemos visto en el capítulo anterior, se expresa a través de una ecuación química, con la cual es posible establecer relaciones de masas, volúmenes, moles, etc.

Las características más importantes que deben ser reconocidas en una ecuación química son:

- Los reactivos y productos se expresan a través de símbolos o fórmulas químicas.
- En cada una de las sustancias se indica el estado en que aparece en el proceso.
- Los valores numéricos delante de cada sustancia corresponden a los coeficientes y son el resultado del balance de la ecuación, con lo cual se logra mantener la proporcionalidad entre reactivos y productos cumpliendo la ley de la conservación de la materia enunciada por L. Lavoisier (1743-1794). Los subíndices numéricos corresponden a la combinación de los elementos mediante el número de moles de átomos.
- **Ley de las proporciones definidas o la ley de Proust.** Esta ley, al igual que la ley de conservación de la materia, es una de las denominadas leyes clásicas de las reacciones químicas. Se enuncia así: **“Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, siempre lo hacen en la misma proporción de masas, independientemente del método seguido para obtenerlo”**.

Así, la reacción de síntesis del amoníaco puede ser interpretada, a escala molecular del modo siguiente:



Esto significa:

- Que una molécula de N_2 reacciona con tres moléculas de H_2 para formar o sintetizar dos moléculas de amoníaco NH_3 .

- Que un mol de N_2 reacciona con 3 moles de H_2 para formar 2 moles de amoníaco.

A partir de esta interpretación, y teniendo en cuenta los conceptos de masa molar y volumen molar que ya hemos estudiado, podemos obtener información acerca de la masa con que intervienen todos los componentes y el volumen de los que están en estado gaseoso.

La información se resume en la tabla siguiente:

ECUACIÓN BALANCEADA	$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_3$		
Número de moles	1	3	2
Masa	28,0 g	$3 \times 2,0 = 6,0$ g	$2 \times 17,0$ g = 34,0 g
Volumen (1atm, 0°C)	22,4 l	$3 \times 22,4$ l = 67,2 l	$2 \times 22,4$ l = 44,8 l

6. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

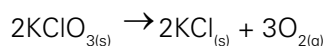
Los coeficientes estequiométricos de las ecuaciones balanceadas nos indican la proporción en moles en la que intervienen las distintas sustancias en una reacción química. A partir de esta relación, podemos obtener la relación de masa y, en el caso de las sustancias gaseosas, la relación en volumen.

Ejemplo: El clorato de potasio $KClO_3$, se descompone al calentarlo y da lugar a cloruro de potasio KCl , y oxígeno gaseoso O_2 . Calcula los gramos de cloruro de potasio que se obtendrán al descomponerse 5,0 g de clorato de potasio.

Datos:

$$m(KClO_3) = 5,0 \text{ g} \quad A(K) = 39,1u \quad A(Cl) = 35,5u \quad A(O) = 16,0u$$

Formulamos y balanceamos la ecuación correspondiente:



Calculamos la masa molecular de cada sustancia y, a partir de ella, determinamos su masa molar.

$$M(KClO_3) = 122,6 \text{ u} \quad \rightarrow \quad 122,6 \text{ g/mol}$$

$$M(KCl) = 74,6 \text{ u} \quad \rightarrow \quad 74,6 \text{ g/mol}$$

$$M(O_2) = 32,0 \text{ u} \quad \rightarrow \quad 32,0 \text{ g/mol}$$

Con los datos anteriores, construimos una tabla en la que consten la ecuación ajustada y la relación que hay entre el número de moles y las masas de cada sustancia que interviene.

Ecuación	$2KClO_{3(s)} \rightarrow 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$		
Moles	2	2	3
Masa	$2 \times 122,6$ g = 245,2g	$2 \times 74,6$ g = 149,2 g	$3 \times 32,0$ g = 96,0 g

Multiplicamos el dato de partida por la relación entre las masas de las sustancias implicadas.

$$m(\text{KCl}) = 5,0 \text{ g KClO}_3 \times \frac{149,2 \text{ g KCl}}{245,2 \text{ g KClO}_3} = 3,0 \text{ g KCl}$$

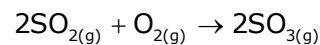
Obtendremos 3,0 g de cloruro de potasio (KCl)

Ejemplo: El gas dióxido de azufre SO_2 reacciona con el gas oxígeno O_2 y produce gas trióxido de azufre SO_3 . Calcula cuantos litros de O_2 medidos a 1 atm y 273°K , se necesitan para hacer reaccionar totalmente 300,0 g de SO_2 .

Datos:

$$M(\text{SO}_2) = 300,0 \text{ g} \quad V_M = 22,4 \text{ l} \quad A(\text{S}) = 32,1 \text{ u} \quad A(\text{O}) = 16,0 \text{ u}$$

Formulamos y balanceamos la ecuación correspondiente:



Calculamos la masa molecular de cada sustancia y, a partir de ella, determinamos su masa molar.

$$M(\text{SO}_2) = 64,1 \text{ u} \rightarrow 64,1 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{O}_2) = 32,0 \text{ u} \rightarrow 32,0 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{SO}_3) = 80,1 \text{ u} \rightarrow 80,1 \text{ g/mol}$$

Con los datos anteriores, construimos una tabla que incluya las masas y los volúmenes de las sustancias.

Ecuación	$2\text{SO}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{SO}_{3(\text{g})}$		
Moles	2	1	2
Masa	$2 \times 64,1 = 128,2 \text{ g}$	32,0 g	$2 \times 80,1 \text{ g} = 160,2 \text{ g}$
Volumen	$2 \times 22,4 \text{ l} = 44,8 \text{ l}$	22,4 l	$2 \times 22,4 \text{ l} = 44,8 \text{ l}$

Multiplicamos el dato de partida por la relación entre el volumen de O_2 y la masa de SO_2 .

$$v(\text{O}_2) = 300,0 \text{ g SO}_2 \times \frac{22,4 \text{ l O}_2}{128,2 \text{ g SO}_2} = 52,4 \text{ l O}_2$$

Necesitaremos 52,4 l de O_2 y la masa de SO_2 , medidos a 1 atm y 0°C o 273°K .

Ejercicio: Cuando el aluminio sólido Al, y el yodo gaseoso I_2 , reaccionan, se produce triyoduro de aluminio sólido, compuesto iónico de fórmula AlI_3 . Calcula la masa del yodo que se necesita para que reaccionen completamente 7,0 g de aluminio.

Ejercicio: Cuando el zinc es atacado por el ácido clorhídrico HCl, se produce una disolución de cloruro de zinc ZnCl_2 , y se desprende hidrógeno gaseoso H_2 . Calcula el volumen de este gas, medido a 1 atm y 273°K, que se obtiene al hacer reaccionar 20,0 g de Zn.


TEMA N° 4:
ÁCIDOS Y BASES

Las soluciones ácidas y básicas se definen en función de varias propiedades químicas y físicas fácilmente identificables. De esta forma, las soluciones son ácidas si tienen sabor agrio, cambian el color de los indicadores (vuelven rojo al azul de tornasol) y reaccionan con metales como zinc y magnesio, liberando hidrógeno. Las soluciones son básicas cuando al tacto son grasosas de sabor amargo y cambian el rojo de tornasol a azul. Las soluciones ácidas y básicas se neutralizan entre sí produciendo sales y agua.

1. DEFINICIÓN DE ÁCIDOS Y BASES DE LEWIS

Esta definición fue propuesta por Gilbert N. Lewis en 1923. Todas las bases deben tener un par electrónico aislado que pueden compartir con un protón. El protón transferido es deficiente en electrones durante el proceso de enlazamiento a la base. Sin embargo, los protones no son la única especie que forma enlaces con las bases, lo mismo ocurre con otras sustancias con átomos deficientes en electrones, como en la reacción del trifluoruro de boro BF_3 , con el amoníaco NH_3 . El boro del BF_3 tiene sólo seis electrones que participan en enlaces, dos menos que el octeto estable, por lo cual necesita un par de electrones. Al actuar como ácido de Lewis, el BF_3 acepta, y luego comparte, un par de electrones del nitrógeno del NH_3 , el amoníaco es la base de Lewis, que dona, y luego comparte, un par de electrones.

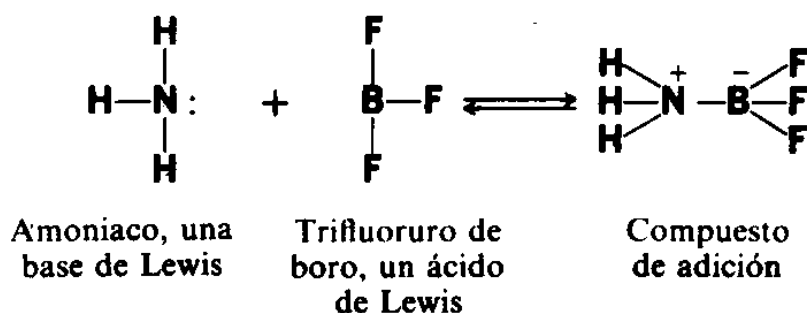


Figura 10

Fuente: <http://cienciaparabachilleres.blogspot.pe/2012/02/teoria-de-lewis.html>

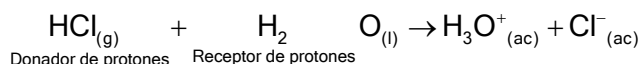
“Un ácido de Lewis es una sustancia capaz de aceptar y compartir un par de electrones. Una base de Lewis es una sustancia capaz de donar y compartir un par de electrones”.

2. DEFINICIÓN DE BRÖNSTED-LOWRY

En 1923 Brönsted y Lowry propusieron en forma independiente la siguiente teoría: “Un ácido Brönsted-Lowry es un donador de protones, dona un ión hidrógeno H^+ . Una base de Brönsted-Lowry es un receptor de protones, acepta un ión hidrógeno, H^+ ”. Esta teoría enfatiza la interdependencia de un ácido y una base, no puede haber reacción de una sin el otro. Mientras más fuerte es el ácido, más fácilmente dona protones; mientras más fuerte es la base más fácilmente acepta protones.

El uso de la definición ácido-base de Brönsted-Lowry permite clasificar más sustancias como ácidos y bases.

En la reacción entre el cloruro de hidrógeno y el agua, el receptor de protones es el agua que actúa como base.



Durante la reacción, el $\text{HCl}_{(g)}$, el ácido dona un protón al agua y deja un ión cloruro, Cl^- , que se clasifica como base conjugada. El conjunto (HCl y Cl^-), **constituyen un par conjugado ácido-base**. El agua y el ión hidronio forman el otro par conjugado, en el que el agua es una base de Brønsted-Lowry y el ión hidronio es un ácido conjugado. En la siguiente reacción, se muestran los pares conjugados ácido-base.

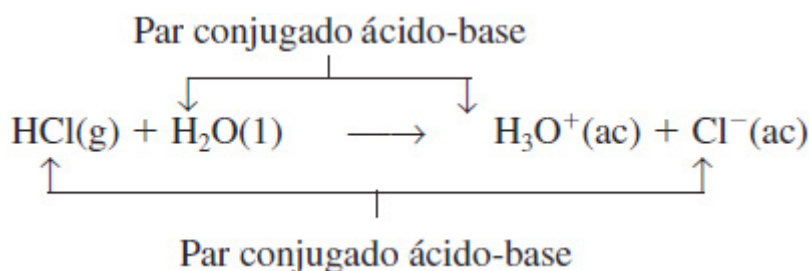
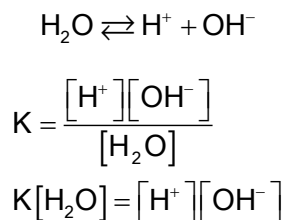


Figura 11

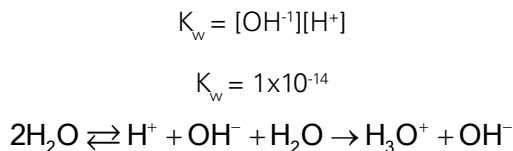
Fuente: Burns, R. (2011). Fundamentos de Química.

Producto iónico del agua: El agua es un electrólito débil y al ionizarse produce H^+ y OH^-



La constante para ese equilibrio, K , se toma como $K[\text{H}_2\text{O}]$, ya que la cantidad de moles de agua que se ioniza es muy poca en comparación con el agua total, considerándose que $[\text{H}_2\text{O}]$ es constante.

Esta constante $K[\text{H}_2\text{O}]$ se conoce como K_w (producto iónico del agua) y su valor a 25°C es 1×10^{-14} .



Se considera que el ion H^+ (hidrogenión o ión hidrógeno) se combina con una molécula de agua sin disociar para formar el ion H_3O^+ (ion hidronio). Para facilitar la escritura de los equilibrios acuosos se omite la formación del ion hidronio.

En el equilibrio para el agua pura, la concentración del ion hidrógeno y del ion hidroxilo es igual y tienen un valor de 1×10^{-7} , que se calcula así:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = X$$

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$1 \times 10^{-14} = X \cdot X = X^2$$

$$X = 1 \times 10^{-7}$$

Así se tiene que:

$$[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$$

Escala de pH y pOH

Para no tener que expresar todas las concentraciones de iones hidrógeno en forma exponencial como hemos estado viendo, en 1909 se introdujo un método más conveniente: emplear el número del exponente para expresar la acidez. Esta escala se conoce como **escala pH** (sigla derivada de las palabras francesas pouvoir hydrogene, que significan **poder de hidrógeno**).

El pH de una solución se define como el negativo del logaritmo de la concentración de los iones hidrógeno $[H^+]$.

Otra escala utilizada es la del pOH. El pOH se define de manera similar al pH, excepto que en el caso del pOH se habla de $[OH^-]$, en lugar de $[H^+]$. Así:

$$pOH = -\log[OH^-]$$

El pH y el pOH pueden relacionarse utilizando la siguiente igualdad:

$$pH + pOH = 14$$

El pH y pOH en soluciones acuosas son una forma de expresión de la concentración de un ion hidrógeno de una solución:

$$pH = \log\left(\frac{1}{[H^+]}\right); pOH = -\log[H^+]$$

Su uso se basa en la facilidad que tienen los valores numéricos de los pH de diversas soluciones para compararlos, ya que del logaritmo de la concentración de hidrógeno resultan números pequeños no exponenciales, como sí lo son los valores de las concentraciones de hidrógeno.

Ejemplo:

	SOLUCIÓN 1	SOLUCIÓN 2
pH	1,7	2,3
$[H^+]$	2×10^2	5×10^3

En la solución 1, la concentración de hidrógeno es mayor, pero por los números exponenciales podría llegarse a una confusión. Resulta más fácil comparar los números 1,7 y 2,3 y decir que el pH para la solución 1 es menor que el pH de la solución 2. El pH es el logaritmo del inverso de la concentración del ion hidrógeno, **por lo que a mayor concentración de hidrógeno se tiene menor pH**; así que puede concluirse que la solución 1 tiene mayor concentración de iones hidrógeno que la solución 2.

El pOH es el logaritmo del inverso de la concentración $[OH^-]$ en una solución:

$$pOH = \log\left(\frac{1}{[OH^-]}\right); pOH = -\log[OH^-]$$

En una solución acuosa en equilibrio, la suma del pH más el pOH es 14 a 25°C, si la solución es diluida.

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Para el agua pura, como $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$, el pH es igual al pOH, por lo que su valor es 7,0.

Ejemplo: ¿Cuál es el pH y el pOH de una solución cuya concentración de $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-4}$?

Solución:

$$\text{El pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 1 \times 10^{-4} = 4$$

$$\text{El pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 4 = 10$$

Ejemplo: El jugo de limón tiene un pH de 5. ¿Cuál es la $[\text{H}^+]$ y la $[\text{OH}^-]$?

Solución:

$$\text{Si el pH} = -\log [\text{H}^+], \text{ entonces } [\text{H}^+] = \text{antilog} (-\text{pH}) = \text{antilog} (-5) = 1 \times 10^{-5}$$

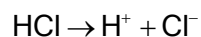
$$\text{El } [\text{OH}^-] [\text{H}^+] = 1 \times 10^{-14} / 1 \times 10^{-5} = 1 \times 10^{-9}$$

Respuesta: la $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-5}$ y la $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-9}$

Ejercicio: ¿Cuál es el pH y el pOH de un jugo de frutas que tiene una concentración de iones hidrógeno de $4,2 \times 10^{-4}$ M?

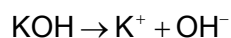
3. ÁCIDOS Y BASES FUERTES

En las soluciones de ácidos fuertes, la concentración de iones hidrógeno se toma como la misma concentración del ácido. Por ejemplo, una solución 0,01M de HCl tiene una concentración de iones hidrógeno de 0,01M, ya que como el HCl es un ácido fuerte, se disocia totalmente y en la solución final sólo hay H^+ y Cl^- y no HCl molecular. Su disociación es:



Para calcular el pH de una solución de un ácido fuerte, se toma que $[\text{H}^+] = \text{CA}$, donde CA es la concentración molar del ácido fuerte.

Para las bases fuertes, la concentración de iones hidroxilos se toma igual a la concentración de la base (CB) porque ella se disocia completamente. Por ejemplo, una solución 0,2 M de KOH tiene una concentración de iones hidroxilos de 0,2M, ya que el KOH es una base fuerte. Su disociación es:



Finalmente, una solución ácida tiene un pH menor que siete. Una solución básica o alcalina tiene un pH mayor que siete. Cuanto más bajo es el pH, más ácida es la solución; cuanto más alto es el pH, más básica es la solución. En la siguiente figura, se muestra la escala de pH.

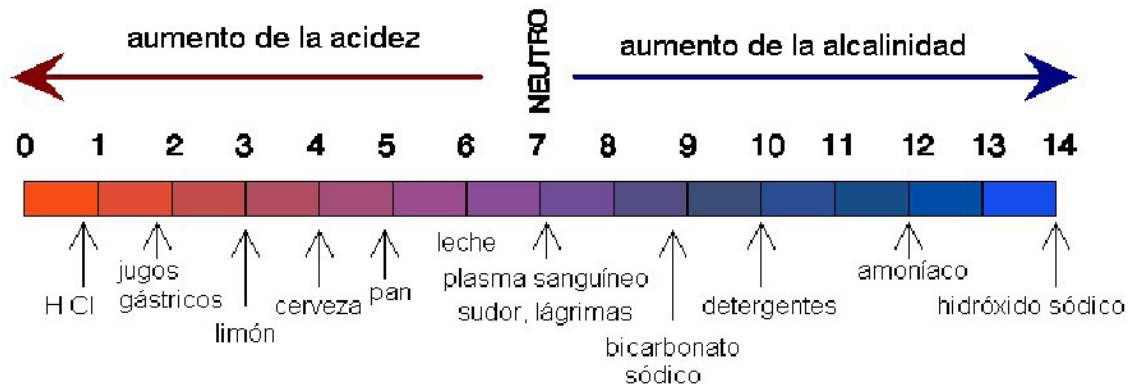


Figura 12

Fuente: <http://javeriana.edu.co/Facultades/Ciencias/neurobioquimica/libros/celular/agua.html>

 LECTURA SELECCIONADA N° 1:

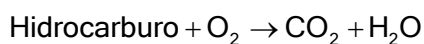
COMBUSTIÓN, DIÓXIDO DE CARBONO Y EL EFECTO INVERNADERO

UNIDAD III

TEMA N° 4

Burns, R. (2011). Fundamentos de Química. México: Pearson Educación de México S.A.

Se produce dióxido de carbono cuando se queman combustibles fósiles: hulla, petróleo, gas natural y madera.



Se piensa que el CO_2 contribuye al calentamiento global debido al efecto de invernadero, por el cual la energía del sol calienta la Tierra y es atrapada por el dióxido de carbono y otros gases de la atmósfera. Se considera que esta energía atrapada ha provocado en promedio un aumento de 0,3 a 0,6°C a lo largo del último siglo, y podría explicar la elevación de 10 a 25

cm del nivel de los océanos.

Las emisiones globales de dióxido de carbono han aumentado, aproximadamente, 700 millones de toneladas métricas en 1955 a 3700 millones de toneladas métricas en 1995. La concentración de CO_2 en partes por millón (ppm) se ha elevado de alrededor de 280 ppm, antes de La Revolución Industrial a 360 ppm en 1998. A los científicos les preocupa las implicaciones de incrementos adicionales que podrían llevar los niveles de CO_2 a 550 ppm en el siglo XXI, de acuerdo con ciertas proyecciones.



Figura 13

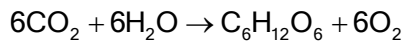
Fuente: http://www.eldiario.es/economia/China-emisiones-CO2-provincias-desarrolladas_0_141736568.html

La quema de combustibles fósiles para generar electricidad libera grandes cantidades de CO_2 . La química del efecto de invernadero implica costosas concesiones y respuestas nada fáciles.

Un químico sueco galardonado con el premio Nobel, Svante Arrhenius (1859-1927), fue el primer científico en advertir que las crecientes emisiones de CO_2 podrían influir en el clima global. La explicación que propuso en 1896 goza de amplia aceptación, hoy en

día. Los climatólogos han construido varios modelos de computadora para predecir las consecuencias de las concentraciones cada vez mayores de gases de invernadero. Sin embargo, son muchos los factores que determinan el clima, y no se puede predecir con certeza qué cambios ocurrirán.

Por ejemplo, la ligera fluctuación de la energía solar, de hasta 0,036%, a lo largo de los últimos diez años, es un nuevo factor de la ecuación. Aún más, debido a que un árbol consume anualmente entre 10 y 22 kg de CO_2 en la fotosíntesis,



Una hectárea de árboles absorbe alrededor de 2,6 toneladas métricas de CO_2 . Esto equivale a lo que emite un automóvil durante un recorrido de alrededor de 42 000 kilómetros. ¿Qué se puede hacer? Tan sólo en Estados Unidos, numerosos proyectos de investigación cuentan con financiamiento gubernamental para examinar tecnologías nuevas que permitan captar y almacenar los gases de invernadero, o deshacerse de ellos. Aunque el CO_2 constituye el 80% de estas emisiones, hay otros gases de invernadero, como el metano, CH_4 , y el óxido nitroso, N_2O .

Son muchas las opciones y las concesiones necesarias. Por ejemplo, existen propuestas para convertir las centrales termoeléctricas que consumen hulla y petróleo al uso de gas natural, más favorable para el medio ambiente; propuestas para alentar el uso de tecnologías más eficientes en el consumo de combustible; propuestas para mejorar el alimento del ganado de modo que se reduzca la producción de metano durante su digestión; e incluso propuestas para establecer lechos de algas en el mar para que absorban CO_2 . La verdad es que no todos los científicos están de acuerdo sobre el alcance del calentamiento global o sus repercusiones. Aún más, dirigentes internacionales del gobierno y la industria se han reunido en numerosas ocasiones para analizar y debatir propuestas referentes a reducciones en las emisiones de gases, así como los efectos económicos que esto traería consigo, pero se han mostrado renuentes a llevar a cabo voluntariamente los costosos pasos hacia una acción defensiva.

Este es un verdadero problema químico de alcance mundial, y también un problema económico, ambiental, gubernamental e internacional, que no desaparecerá. Será necesaria la cooperación de la industria, del gobierno y de una población bien informada para trabajar en la conservación de nuestro planeta para las futuras generaciones.



ACTIVIDAD FORMATIVA N° 1

Responde preguntas relativas a las prácticas de laboratorio virtuales seleccionadas y a los temas tratados en la Unidad III.

INSTRUCCIONES:

1. Resuelve las preguntas planteadas en el Producto Académico N° 3 (Control de lectura N° 2). Cada pregunta tiene un puntaje asignado.



GLOSARIO DE LA UNIDAD III

A

ÁCIDO

Sustancia que es capaz de donar un ión H^+ (un protón) y que, por tanto, aumenta la concentración de H^+ , cuando se disuelve en agua.

ÁCIDO BRÖNSTED-LOWRY

Sustancia que actúa como donadora de protones.

ÁCIDO DE LEWIS

Es un aceptor de pares de electrones.

ÁCIDO DÉBIL

Ácido que se ioniza parcialmente en agua.

ÁCIDO DÉBIL

Ácido que se ioniza solo parcialmente en agua.

ÁCIDO FUERTE

Ácido que se ioniza totalmente en agua.

ÁCIDO TERNARIO

Compuesto formado por tres elementos: hidrógeno, oxígeno y un no metal.

ÁCIDO BINARIO

Compuesto formado por dos elementos: hidrógeno y un no metal.

AGENTE OXIDANTE

Sustancia que oxida a otra sustancia y se reduce.

AGENTE REDUCTOR

Sustancia que reduce a otra sustancia y se oxida.

ÁLCALI

Sustancia que presenta propiedades básicas.

B

BALANCEAR

Es asignar a la fórmula de cada componente de una ecuación química un coeficiente estequiométrico adecuado, de modo que haya el mismo número de átomos de cada elemento en los dos miembros.

BASE

Sustancia que es un receptor de H^+ ; una base produce un exceso de iones OH^- cuando se disuelve en agua.

BASE DÉBIL

Base que se ioniza sólo parcialmente en agua.

BASE FUERTE

Base que se ioniza totalmente en agua.

D

DISOCIACIÓN

Proceso en el cual, cuando la sustancia se encuentra en medio acuoso, se separa en sus iones.

DISOLVENTE

Solvente, es el componente de una solución que mantiene su estado físico.

E

ECUACIÓN QUÍMICA

Es la representación escrita y abreviada de una reacción química.

ESTEQUIOMETRIA

Se ocupa de los cálculos de las cantidades de sustancias químicas que participan en una reacción química.

F

FORMULAR

Consiste en escribir correctamente la fórmula de una sustancia.

G

GRUPO

Elementos que están en la misma columna de la tabla periódica; los elementos que pertenecen al mismo grupo o familia muestran similitudes en su comportamiento químico.

H

HIDRUROS

Compuestos binarios que pueden ser metálicos o no metálicos.

HALÓGENOS

Miembros del grupo VIIA de la tabla periódica.

I

INDICADOR

Sustancia que se agrega a una solución para indicar un cambio de color,

L

LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA O LEY DE LAVOISIER

En toda reacción química, la masa total de las sustancias que reaccionan (reactivos) es igual a la masa total de las sustancias que se obtienen (productos).

P

PESO MOLECULAR (PM)

Es la sumatoria de todas las masas atómicas de un determinado compuesto.

M

MASA MOLECULAR

De un elemento o compuesto, es el número de veces que una molécula contiene la unidad de masa atómica.

MASA MOLAR

Es la masa molecular o atómica expresada en gramos.

MOLARIDAD

Moles de soluto por litro de solución.

N

NEUTRALIZACIÓN

Se origina cuando reacciona un ácido con una base produciéndose una sal.

NOMBRAR

Consiste en asignar el nombre correcto atendiendo a las características de la fórmula de una determinada sustancia.

NÚMERO DE AVOGADRO

Número de átomos de ^{12}C en exactamente 12 g de ^{12}C ; es igual a $6,022 \times 10^{23}$.

O

ÓXIDOS

Compuestos binarios que pueden ser metálicos o no metálicos.

ÓXIDO ÁCIDO O ANHÍDRIDO

Un óxido que reacciona con una base para formar una sal o que reacciona con agua para formar ácido.

ÓXIDO BÁSICO

Óxido que reacciona con el agua para formar una base o reacciona con un ácido para formar sal y agua.

OXIDACIÓN

Corresponde a una pérdida de electrones.

P

PH

Es el logaritmo negativo de base 10 de la concentración acuosa de iones hidrógeno: $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$

PORCENTAJE DE RENDIMIENTO O EFICIENCIA

Es la cantidad de producto que se forma realmente dividida entre la cantidad calculada del producto que se formaría, multiplicada por 100.

PRODUCTOS

Son la sustancia o las sustancias finales que se obtienen en una reacción química.

R

REDUCCIÓN

Corresponde a una ganancia de electrones.

REACCIÓN QUÍMICA

Proceso por el cual se produce un cambio químico, dando lugar a la formación de sustancias nuevas.

REACCIÓN ENDOTÉRMICA

Proceso en el cual un sistema absorbe calor de su entorno.

REACCIÓN EXOTÉRMICA

Proceso por el cual un sistema libera calor hacia su entorno.

REACTIVOS

Son la sustancia o las sustancias que inician la reacción química.

REACTIVO EN EXCESO

Es aquella sustancia que ingresa en el reactor químico en mayor proporción, por lo tanto, queda como sobrante al finalizar reacción.

REACTIVO LIMITANTE

Es aquella sustancia que ingresa al reactor químico en menor proporción y que al agotarse limita la cantidad de producto obtenido.

RENDIMIENTO TEÓRICO

Es la cantidad de producto que se formará mediante una reacción química.

S

SEMIRREACCIÓN

Porción de oxidación o reducción de una reacción Redox.



AUTOEVALUACIÓN DE LA UNIDAD III

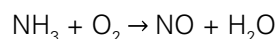
INSTRUCCIONES: Lee detenidamente y responde las siguientes preguntas:

- La cal viva es un compuesto muy utilizado en la construcción, en la preparación de frutas de conserva y en la nixtamalización del maíz ¿Cuál es la ecuación que corresponde a la formación de dicho compuesto?
 - $4K + O_2 \rightarrow 2K_2O$
 - $2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$
 - $H_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 + 2H_2O$
 - $Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$
 - $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$

- Con respecto de las reacciones químicas, indica la afirmación incorrecta.

- La reacción por descomposición por acción del calor se llama pirolisis.
- En una reacción de combustión completa se genera CO_2 y H_2O , además, es endotérmica.
- Si la reacción es exotérmica, libera energía.
- Una reacción se origina debido a la ruptura y formación de nuevos enlaces químicos.
- Si la entalpía de una reacción química es positiva, nos indica que es endotérmica.

- Determine los coeficientes del oxidante y el reductor, respectivamente, al balancear la siguiente ecuación química:

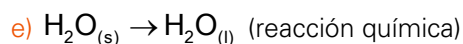


- Indique verdadero (V) o falso (F) con respecto a los hidróxidos.

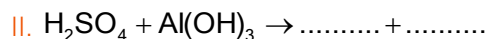
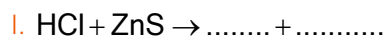
- $Al(OH)_3$, componente principal del mylanta, se utiliza como antiácido.
- $Na(OH)$, se utiliza para la obtención del jabón y es un poderoso desengrasante.
- El ácido fluorhídrico es corrosivo por esa razón se guarda en frascos de vidrio.

- ¿Qué relación es incorrecta?

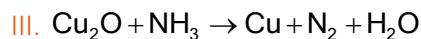
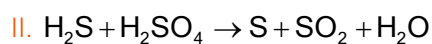
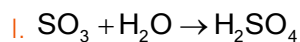
- $HCl_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \rightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O$ (reacción irreversible)
- $N_2 + H_2 \rightleftharpoons NH_3$ (reacción reversible)
- $S^0 - 2e^- \rightarrow S^{-2}$ (semirreacción de oxidación)



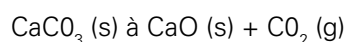
6. Las reacciones que se muestran, a continuación, son de doble desplazamiento ¿Qué productos se forman?



7. De las siguientes reacciones, determina la suma total de los coeficientes del agua.



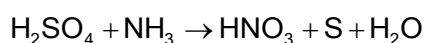
8. Cuando se calienta piedra caliza, que es CaCO_3 impuro, a 950°C se produce óxido de calcio, llamado cal viva la cual tiene muchos usos, entre ellos, la producción de cemento y el control de la contaminación. La ecuación es:



Clasifique esta reacción.

9. La gasolina contiene octano, C_8H_{18} . Escriba una ecuación balanceada de esta reacción de combustión completa.

10. Luego de balancear por Redox, realice la suma de coeficientes de los compuestos que contienen al azufre:



11. Averigua la composición centesimal de las siguientes sustancias: a) cloruro de hierro (III), FeCl_3 b) sulfato de sodio Na_2SO_4 .

12. La composición centesimal del carbonato de calcio, CaCO_3 , es 40,0% de Ca, 12,0% de C y 48,0 % de O, ¿Qué cantidad de carbonato de calcio contienen 23 g de calcio?

13. a) Si un vaso contiene 3,8 moles de agua, ¿cuántas moléculas hay en el vaso? b) ¿Cuántos moles de agua son $2,41 \times 10^{23}$ moléculas de agua?

14. Calcula a cuántos moles equivale y cuántas moléculas contienen 12 g de cloruro de berilio BeCl_2 .

15. Cuando el aluminio sólido (Al) y el yodo gaseoso (I_2) reaccionan, se produce triyoduro de aluminio sólido, compuesto iónico de fórmula AlI_3 . Calcula la masa del yodo que se necesita para que reaccionen completamente 7,0 g de aluminio.
16. Cuando el cinc es atacado por el ácido clorhídrico HCl, se produce una disolución de cloruro de cinc, $ZnCl_2$ y se desprende hidrógeno gaseoso, H_2 . Calcula el volumen de este gas, medido a 1 atm y 273°K, que se obtiene al hacer reaccionar 20,0 g de Zn.
17. Una mezcla de 3,50 g de hidrógeno y 26,0 de oxígeno se hace reaccionar para formar agua; a) ¿Qué reactivo es limitante? b) ¿Qué reactivo sobra? c) ¿Cuántos gramos de ese reactivo sobrarán? d) ¿Cuántos gramos de agua se formaran? e) ¿Cuál es el rendimiento si se forman en realidad 28,5 g de agua?
18. Si se queman 68,5 g de carbono en el aire. a) ¿Cuál es el rendimiento teórico de dióxido de carbono? b) Si se forman en realidad 237 g de dióxido de carbono, ¿cuál es el rendimiento porcentual?
19. ¿Cuál es el pH de una solución de 0,005M de HNO_3 , sabiendo que es un ácido fuerte?
20. ¿Cuál es el pH y el pOH de una solución 0,01M de NaOH, sabiendo que es una base fuerte?

UNIDAD IV

“FUNDAMENTOS DE QUÍMICA ORGÁNICA”

DIAGRAMA DE PRESENTACIÓN DE LA UNIDAD IV



- Al finalizar la unidad, el estudiante será capaz de reconocer fundamentos básicos de la química orgánica, mediante la resolución de problemas y preguntas en un examen virtual.

CONTENIDOS	ACTIVIDADES FORMATIVAS (HABILIDADES Y ACTITUDES)	SISTEMA DE EVALUACIÓN (TÉCNICAS Y CRITERIOS)
<p>TEMA N° 1: FUNDAMENTOS DE QUÍMICA ORGÁNICA.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1 Definición 2 Panorama histórico 3 Química orgánica 4 Principales características de los compuestos orgánicos 5 Fuentes y transformaciones de los compuestos orgánicos 6 Propiedades del átomo de carbono 7 Hibridación o hibridación 8 Categorías del carbono Grupos funcionales 9 Polímeros 10 Tipos de polímeros 11 Importancia de los polímeros 12 Reacciones de polimerización 13 Polímeros artificiales y sintéticos 14 Polímeros de origen natural 	<ul style="list-style-type: none"> • Reconoce las funciones químicas orgánicas a través de su grupo funcional. • Identifica polímeros naturales y sintéticos. Laboratorio. Diferencia los compuestos orgánicos e inorgánicos (polímeros obtención del almidón) (CH,O,N). 	<p>Procedimientos e indicadores a evaluar:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Resolución correcta de al menos el 60% de las preguntas planteadas. • Intervenciones a través del foro. <p>Criterios de evaluación para el examen virtual.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Dominio de la teoría y práctica para obtener las respuestas correctas.

RECURSOS:



Tema N° 2

- **Fundamentos de Química orgánica**

https://www.youtube.com/watch?v=uvMW_uRuJ2o

<https://www.youtube.com/watch?v=QWj0IL5XBFw>

<https://www.youtube.com/watch?v=59M0gwOqPi4>

<https://www.youtube.com/watch?v=EYpFwO9DHgk>



Diapositivas elaboradas por el docente

Lectura complementaria:

Lectura seleccionada N° 1:

Burns, R. (2011). *Dos polietilenos*. Fundamentos de Química. México: Pearson Educación de México S.A. –



INSTRUMENTO
DE EVALUACIÓN

Examen virtual



BIBLIOGRAFÍA (BÁSICA
Y COMPLEMENTARIA)

BÁSICA

- **Chang, R. (2007).** *Química*. México: Mc Graw Hill Interamericana de México S.A. Biblioteca UC-540/CH518.

COMPLEMENTARIA

- **Castañeda, L. (2013).** *Química experimental. Aplicaciones*. Colombia: Macro. E.I.R.L.
- **Whitten, W.; Davis, R.; Peck, M. y Stanley, G. (2008).** *Química*. Cengage Learning



RECURSOS EDUCATIVOS
DIGITALES

- Japón dibuja un futuro sin centrales nucleares a partir de 2030. EFE News Service 2012 Sep 14. <http://search.proquest.com/docview/1039355317?accountid=146219>
- Giancarlo DR Entre la competencia y la Dependencia Tecnológica: La Nanotecnología En El Continente Americano. *Nómadas* 2008;17(1):265-289 . <http://search.proquest.com/docview/218738402?accountid=146219>



TEMA N° 1:

FUNDAMENTOS DE QUÍMICA ORGÁNICA

1. DEFINICIÓN

La química orgánica estudia las propiedades y transformaciones de los compuestos que contienen carbono. El gran número y complejidad de estos compuestos se debe a las características de enlazamiento del carbono, que puede formar enlaces hasta con cuatro átomos.

Además, el carbono se puede unir a otros átomos de carbono para dar lugar a largas cadenas constituidas por cientos e incluso miles de átomos. El carbono puede formar enlaces estables con muchos elementos de la tabla periódica y además, puede formar enlaces simples, dobles o triples. La diversidad de la química, que estudia los compuestos basados en el carbono, no debería sorprendernos si nos detenemos a ver las diferencias que presentan las formas del carbono elemental: diamante y grafito. El diamante es duro e incoloro mientras que el grafito es suave y negro. Estas diferencias en las propiedades de las distintas formas del carbono son consecuencia de las diferencias estructurales que presenta el carbono cuando asume dichas formas.

2. PANORAMA HISTÓRICO



Figura 1: Jacobo Berzelius

Fuente: <http://www.travelingatom.com/ScientificTravelingWebsite/Berzelius.html>

Antiguamente, Jacobo Berzelius (1809) indicaba que sólo los seres vivos pueden producir compuestos orgánicos ya que poseen la llamada "fuerza vital"; por lo tanto, en el laboratorio no se podía sintetizar un compuesto orgánico.

La teoría de la fuerza vital se vino abajo en 1828, año en el que Wöhler consiguió sintetizar la urea por descomposición térmica del isocianato amónico.

Según la clasificación de Berzelius, la urea era un compuesto orgánico, poseedor de **fuerza vital** y, por tanto, imposible de ser sintetizado a partir de compuestos clasificados como inorgánicos:

El hecho de que un compuesto inorgánico como el isocianato de amonio, se transforme en un compuesto orgánico como la urea es una clara demostración de que la *fuerza vital* no existe.



Figura 2: Friedrich Wöhler

Fuente: https://es.wikipedia.org/wiki/Friedrich_W%C3%B6hler

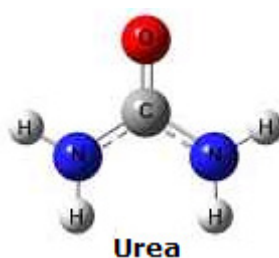
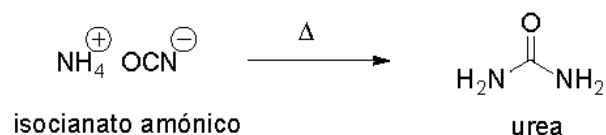


Figura 3

Fuente: <http://definicion.de/urea/>

Posteriormente, en 1845, el químico alemán Kolbe obtuvo artificialmente el ácido acético (CH₃-COOH). En 1854 el químico francés Berthelot, sintetizó grasas que son constituyentes de los animales y el hombre. El científico Ruso Bútierov, en 1861, preparó por síntesis la sacarina que es un edulcorante.

De esta manera, se logró desarrollar con gran rapidez síntesis de sustancias orgánicas, que anteriormente sólo eran producidos por los seres vivos, donde los compuestos orgánicos son sintetizados artificialmente.

Actualmente, el 95% de las sustancias químicas son compuestos orgánicos que llegan a ser miles en comparación con las sustancias inorgánicas. Las sustancias orgánicas se encuentran en todos los organismos vegetales y animales, en la composición de nuestros alimentos (pan, carne, legumbres, etc.), en nuestra vestimenta (seda,

nylon, algodón etc.), en medicamentos (antibióticos, vacunas, etc.), en la agricultura (insecticidas, fungicidas, etc.), en la industria de plásticos, caucho, pinturas, explosivos, etc.

Finalmente, podemos decir que los compuestos orgánicos están involucrados en nuestras vidas y en los procesos industriales que son importantes para el desarrollo de la economía de una nación.

3. QUÍMICA ORGÁNICA

Es una rama de la Química que se encarga del estudio del carbono y de sus compuestos, tanto de origen natural como de origen artificial, analizando su composición, estructura interna, propiedades físicas, propiedades químicas y biológicas, las transformaciones que sufren estos compuestos, así como sus aplicaciones.

Los compuestos orgánicos de origen natural o artificial contienen en su estructura los elementos organógenos (C, H, O, N), a veces se acompañan en menor proporción de elementos como: fósforo (P), azufre (S), halógenos (I, Br, Cl) y otros.

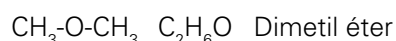
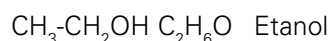
Muchos de los compuestos orgánicos son muy conocidos, entre ellos, tenemos el gas propano (C₃H₈), etanol (C₂H₅OH), acetona (CH₃-CO-CH₃), glucosa (C₆H₁₂O₆), ácido acético (CH₃-COOH), urea CO(NH₂)₂, etc., en cuya estructura todos poseen al átomo de carbono.

A la química orgánica se le llama erróneamente la química del carbono. Es cierto que el carbono participa en todos los compuestos orgánicos, pero existen también compuestos que contienen carbono y no son considerados orgánicos, como por ejemplo: anhídrido carbónico (CO₂), ácido carbónico (H₂CO₃), carbonato de calcio (CaCO₃), bicarbonato de sodio (NaHCO₃), etc.

La manera de reconocer si un compuesto es orgánico o inorgánico es en base a sus propiedades generales.

4. PRINCIPALES CARACTERÍSTICAS DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS

- **Estructuras carbonadas:** Los compuestos orgánicos tienen la capacidad de unirse los unos a los otros mediante enlaces covalentes. Esto se debe principalmente a que cada uno de los átomos de carbono puede compartir hasta cuatro electrones con otros átomos, como por ejemplo, con los organógenos como el oxígeno, hidrógeno y nitrógeno, formándose cadenas que pueden ser cerradas o abiertas que presenten ramificaciones o no, dando lugar a millones de compuestos orgánicos que superan de lejos a los compuestos inorgánicos. Por ejemplo, los carbohidratos, proteínas, ácidos nucleicos, etc. que son esenciales para la vida vegetal y animal.
- **Isomería:** Se dice que dos compuestos son isómeros cuando presentan la misma fórmula pero estructuralmente son diferentes, por lo tanto, presentan propiedades diferentes.



- **Covalencia:** Los átomos que conforman un compuesto orgánico se unen mediante enlaces covalentes, por esta razón poseen punto de fusión y ebullición relativamente bajos. Algunos de estos compuestos son insolubles en agua que es un disolvente polar, pero son solubles en disolventes orgánicos como el benceno, éter, acetona, etc.
- **Conductividad baja o nula:** Muchos de los compuestos orgánicos, debido a su enlace, no logran disociarse. Por ese motivo, presentan baja conductividad o simplemente no conducen tal como se muestra en el siguiente gráfico.

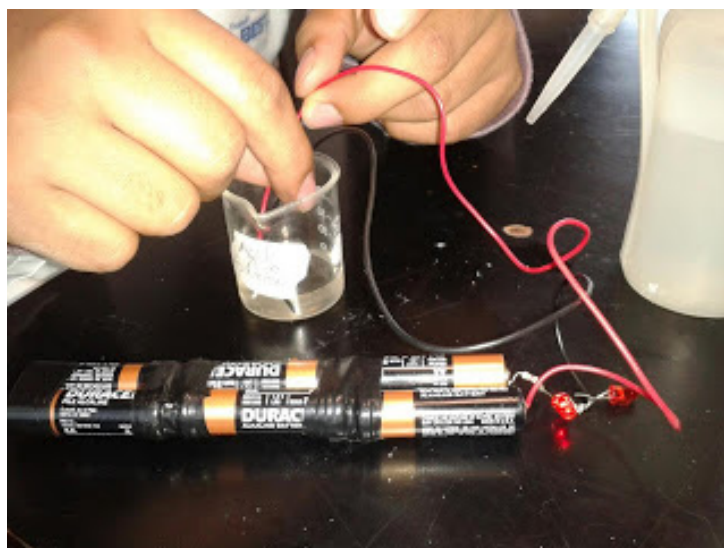


Figura 3

Fuente: http://edithnicasio108b4.blogspot.pe/2013_03_01_archive.html

- **Estado de agregación:** Los compuestos orgánicos, debido a su enlace covalente se presentan en estado líquido, sólido y gaseoso.
- **Combustibilidad:** La mayoría de los compuestos orgánicos sirve como combustibles, tanto para la vida animal como vegetal, como por ejemplo, en el proceso del metabolismo y la fermentación, así como también, en la quema de combustibles fósiles como el petróleo y el gas metano que han solucionado muchos problemas pero que están generando otros como el calentamiento global.

5. FUENTES Y TRANSFORMACIONES DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS

El carbono puro existe bajo formas alotrópicas como sólidos cristalinos naturales (diamante y grafito) y artificiales (fullerenos). En forma impura, el carbono existe como sólidos amorfos de color variable (negro gris a negro oscuro) llamados carbones, tanto naturales (antracita, hulla, lignito y turba) como artificiales (carbón de leña, hollín, negro animal, coque etc.).

Carbonos cristalinos

Son formas alotrópicas del carbono químicamente puro por un arreglo regular u ordenado de sus átomos que están unidos covalentemente, por lo tanto, son sólidos cristalinos covalentes.

A. Grafito: Sólido negrozco y resbaloso con brillo metálico, buen conductor eléctrico cuya densidad es $2,25 \text{ g/cm}^3$. Los átomos de carbono se unen por compartición de electrones formando planos hexagonales. El grafito está constituido por láminas o capas cuya distancia entre sí es $3,4 \text{ Angstroms}$. Estas capas se unen por fuerzas de Van der Waals. Cada átomo de carbono tiene hibridación sp^2 , por lo cual existe deslocalización de los electrones π (electrones libres) lo que permite conducir la corriente eléctrica.

El grafito es utilizado como lubricante sólido porque es muy blando, también para fabricar electrodos inertes, lápices, etc.

B. Diamante: El diamante es un sólido en el que cada átomo de carbono tiene hibridación sp^3 por lo que se une a otros cuatro átomos de carbono formando una estructura tetraédrica. Cada átomo de carbono está en el centro del tetraedro. Esta estructura se repite tridimensionalmente formando una red cristalina covalente gigante.

Debido a la gran intensidad de los enlaces covalentes, el diamante no se sublima, no se disuelve en disolventes polares, tiene elevado punto de fusión (mayor que 3 500 °C) y tiene una extrema dureza, razón por la que se le utiliza para cortar vidrio, metales y como abrasivo para limar materiales de gran dureza.

Tiene una densidad de 3,5 g/cm³, es un buen conductor del calor, no conduce la electricidad ya que el carbono por tener hibridación sp³ no tiene electrones libres. La conversión de grafito a diamante es un proceso no espontáneo (termodinámicamente) con AH = 1,87 KJ/mol. Requiere condiciones drásticas: temperaturas altas (2 000°C – 3 000°C), presiones altísimas (100 000 atmósferas) y el uso de catalizadores apropiados.

C. Fullerenos: En 1985, el químico Richard Smalley y sus colaboradores (W. Kroto y R. Curi) descubrieron moléculas de carbono puro formadas por C₆₀ llamadas fullerenos, cuando estudiaban unos microcristales de hollín (carbono artificial). Posteriormente se obtuvieron moléculas de carbono puro con más de 60 átomos de carbono (C₇₀, C₇₄, C₈₂, etc.), a partir del grafito que fue sometido a la acción de un potente rayo láser.

El más estable de los fullerenos es C₆₀, que se llama también **futbolano**, por su similitud con un balón de fútbol. Los fullerenos, son sólidos cristalinos moleculares solubles en disolventes apropiados como, por ejemplo, el benceno.

Las investigaciones continúan respecto a las propiedades y aplicaciones de los fullerenos. Algunos compuestos de estas moléculas son superconductores eléctricos y otros parecen ser muy activos contra el cáncer, el SIDA y otras enfermedades.

Los químicos están aún más entusiasmados con un pariente cercano de los fullerenos llamados nanotubos, una serie de tubos concéntricos con paredes semejantes a las capas del grafito y enrolladas en cilindros, cuyo diámetro es unos pocos nanómetros (2 a 4 nm). Estas pequeñas estructuras pueden formar fibras conductoras de gran resistencia, que superarían ampliamente a los conductores eléctricos de cobre.

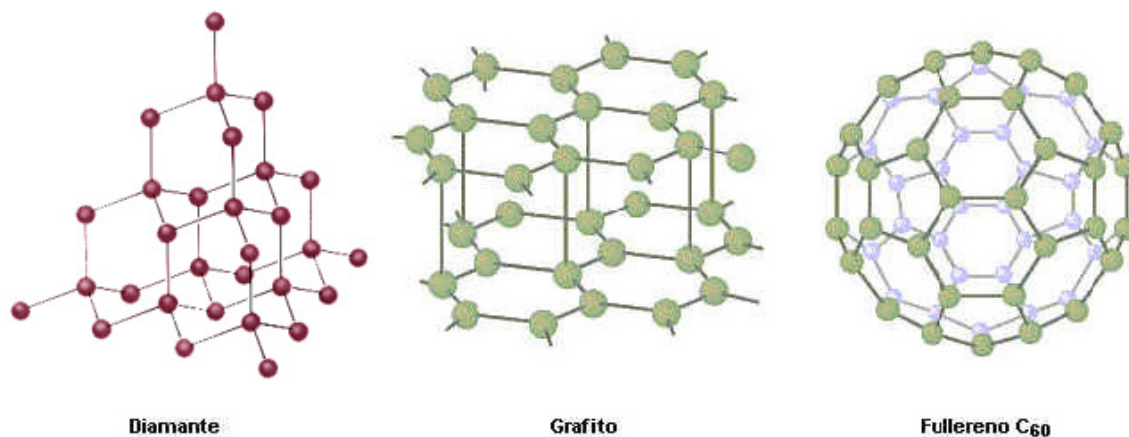


Figura 4

Fuentes: <http://www.blogodisea.com/los-enlaces-quimicos-ionicos-y-covalentes.html> y http://www.uned.es/cristamine/min_descr/clases/nativos.htm

Carbones amorfos

A. Carbonos naturales: Carbonos impuros llamados también minerales de carbono. Se han formado por la descomposición de restos de vegetales durante cientos de miles de años en un proceso llamado petrificación o carbonización. Entre ellos tenemos:

- **Antracita (90 a 96% de C):** Carbón sólido de color negro brillante, de estructura compacta y dura, arde difícilmente con poca llama. El contenido calorífico es 8 400 Kcal/mol.
- **Hulla (75 a 90% de C):** Después de la antracita es la variedad más antigua del carbón. Por su abundancia es

el más importante de los combustibles industriales. Es sólido negro y brillante, fuente natural de compuestos aromáticos, gas de alumbrado ($\text{CH}_4 + \text{H}_2$), amoníaco y coque, puesto que éstos son los productos que se obtiene por destilación seca. El contenido calórico es 7 700 Kcal/mol.

- **Lignito (55 a 75% de C):** Carbón sólido de color negro pardo, arde con llama larga pero con mucho humo de olor desagradable. El contenido calórico es 6 700 Kcal/mol.
- **Turba (45 a 55% de C):** Carbón de formación más reciente constituido por vegetales parcialmente descompuestos. Es de color parduzco y de estructura esponjosa. El contenido calórico promedio es de 5 400 Kcal/mol.

En resumen, el porcentaje de carbono, contenido calórico y el tiempo de formación en la corteza terrestre aumentan en el sentido que se indican:

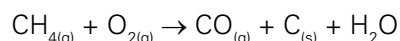
Turba < Lignito < Hulla < Antracita

B. Carbonos artificiales: Se obtienen por procesos dirigidos o como sub-productos de ciertas reacciones químicas, con algunos fines u objetos específicos.

Carbón de leña o de palo: Llamado también carbón de madera, se obtiene por destilación seca (calentamiento en ausencia de aire) de la madera. La forma más rudimentaria es apilar madera seca de encina (nombre común que recibe un árbol o arbusto) y cubrir el montón con una capa de tierra y proceder a su combustión lenta.

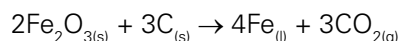
Este carbón es muy poroso por lo cual posee propiedades adsorbentes, es decir, capacidad para retener o concentrar en su superficie átomos, iones o moléculas de sólidos, líquidos o gases que entren en contacto con ella. Se usa como combustible y para fabricar carbón activado.

Negro de humo u hollín: Carbón que se obtiene por la combustión incompleta de sustancias orgánicas. Se emplea en la fabricación de tinta china, cintas para máquina, papel carbón, pinturas, betún, discos fonográficos, rellenos de los neumáticos, mezclado con arcilla se usa como minas de los lápices, etc. En el laboratorio, se produce haciendo arder la trementina (término aplicado a numerosas oleorresinas semifluidas, amarillas o de color pardo) que se encuentra en una cápsula. En la industria se obtiene mediante la combustión incompleta del gas natural que contiene principalmente metano, según la ecuación:



Carbón animal: Llamado también negro animal, se obtiene calcinando huesos desengrasados de animales. En la calcinación de los huesos se produce un residuo negro que contiene aproximadamente 10% de carbono finamente dividido entre los poros de fosfato de calcio, sustancia que se encuentra en la composición de huesos. Luego, esta mezcla es tratada con ácido clorhídrico, que disuelve y arrastra el fosfato, quedando el carbón animal casi puro. El carbón animal tiene gran poder adsorbente, debido a ello se emplea para fabricar carbón activado.

Coque: Carbón duro, negruzco y muy poroso que no tizna los dedos. Tiene gran poder calorífico, se emplea como combustible y reductor de los metales oxidados a metales libres, especialmente en los altos hornos de la metalurgia del hierro.



Se obtiene como residuo sólido en la destilación destructiva de la hulla.

Carbón de retorta: Carbón que se queda incrustado en las paredes inferiores de las retortas al destilar la hulla. Es denso, de color negro, poroso, conductor del calor y la electricidad, es por eso que es muy utilizado industrialmente en los electrodos de los aparatos eléctricos, como por ejemplo las pilas secas.

Carbón activado: Es la forma pulverizada del carbón de leña y del carbón animal, permite lograr superficies con excelente poder adsorbente. Se emplea como decolorante, en máscaras antiguas, en filtros para eliminar impurezas que dan color o mal sabor al agua, aceites, etc.

6. PROPIEDADES DEL ÁTOMO DE CARBONO

A. Covalencia: El carbono forma enlace covalente, esto quiere decir que, se une a otros átomos compartiendo electrones.

B. Tetravalencia: Es la capacidad que tiene el carbono de formar cuatro enlaces covalentes con átomos iguales o diferentes. Esto quiere decir que, el átomo de carbono tiene octeto electrónico.

C. Autosaturación: Los átomos de carbono tienen la cualidad de unirse entre sí, mediante enlaces simples, dobles o triples, de ese modo, se forman cadenas carbonadas abiertas o cerradas, de distinta longitud. Esta propiedad permite la existencia de gran cantidad de compuestos orgánicos.

Es saturado: Sí en un compuesto todos los enlaces de carbono son simples.

Es no saturado o insaturado: Cuando tienen enlaces dobles o triples.

Veamos algunos ejemplos de cadenas carbonadas:

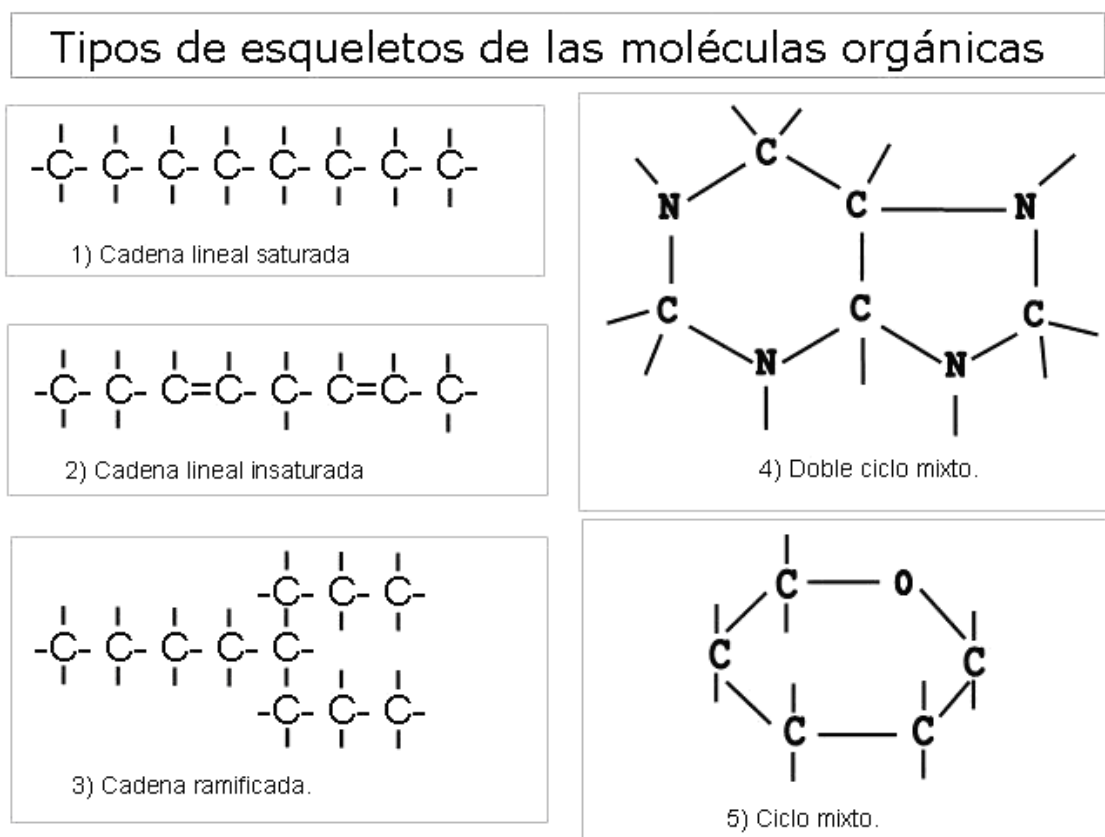


Figura 5

Fuente: <http://cienciaet13.blogspot.pe/p/blog-page.html>

7. HIBRIDIZACIÓN O HIBRIDACIÓN

Cuando el átomo se encuentra aislado, sin excitación energética externa, se dice que está en un **estado basal** y a los reempes u orbitales se les denomina reempes puros.

Cuando la excitación energética externa que recibe el átomo es de baja intensidad, basta la proximidad de otros

átomos para que esta excitación energética provoque un reacomodo en el espacio energético interno de los reempes u orbitales puros originales, combinándose, de tal manera que dan origen a orbitales más estables de forma y orientación distinta a los orbitales originales.

La hibridación se efectúa entre los orbitales de los subniveles que pertenecen al mismo nivel energético. Por ejemplo, la excitación del átomo de carbono permite explicar su tetravalencia.

El carbono para formar compuestos orgánicos presenta tres tipos de hibridación:

sp^3 ; sp^2 ; sp

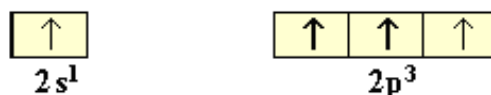
Hibridación sp^3 (tetraédrica): Es la combinación en el último nivel de carbono de un orbital "s" y tres orbitales tipo "p" formándose cuatro orbitales híbridos " sp^3 " cuya distribución espacial corresponde a un tetraedro regular. Corresponden a esta hibridación los alcanos, es decir, compuestos orgánicos donde el carbono posee solo enlaces simples.

Hibridación sp^3 (metano, CH_4)

Diagrama orbital del C (estado fundamental)



Promoción de un electrón 2s a un orbital 2p (excitación)



Mezclado de orbital 2s con orbitales 2p (hibridación)

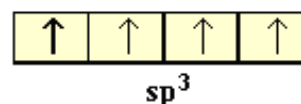


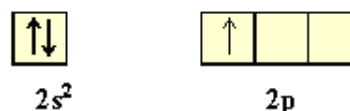
Figura 6

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

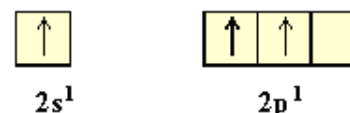
Hibridación sp^2 (planar): Es la combinación en el último nivel del carbono de un orbital "s" y dos orbitales "p" formándose tres orbitales híbridos " sp^2 ", cuya distribución espacial es la de un triángulo equilátero. Corresponden a esta hibridación los alquenos, los cuáles poseen un doble enlace (carbono-carbono).

Hibridación sp^2 , (BF_3)

Diagrama orbital del B (estado fundamental)



Promoción de un electrón 2s a un orbital 2p (excitación)



Mezclado de orbital 2s con orbitales 2p (hibridación)

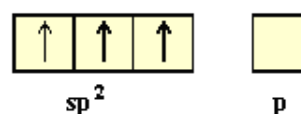


Figura 7

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

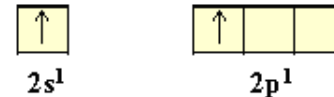
Hibridación sp (lineal): Es la combinación de un orbital "s" con un solo orbital de tipo "p" formándose dos orbitales híbridos cuya distribución espacial es de una geometría lineal. Poseen esta distribución los alquinos, los cuales poseen un enlace triple carbono-carbono.

Hibridación sp, Cloruro de berilio (BeCl₂)

Diagrama orbital del Be (estado fundamental)



Promoción de un electrón 2s a un orbital 2p (excitación)



Mezclado de orbital 2s con orbital 2p (hibridación)

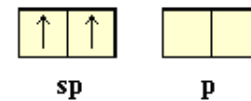
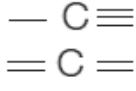


Figura 8

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Tabla 1

Enlaces	Tipos de enlace	Hibridación	Ángulos adyacentes	Geometría
	4 σ	sp^3	109° 28'	tetraédrica
	3 σ 1 π	sp^2	120°	planar
	2 σ 2 π	sp	180°	lineal

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

8. CATEGORÍAS DEL CARBONO

Carbono primario (p): Es el carbono que está situado en el extremo de una cadena que presenta tres átomos de hidrógeno y está unido a un átomo de carbono.

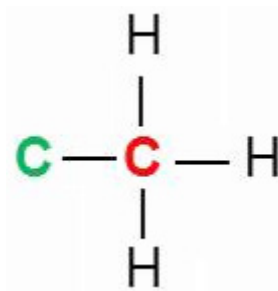


Figura 9: Carbono primario

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Carbono secundario (s): Es el carbono intermedio que está unido a dos átomos de carbono y contiene dos átomos de hidrógeno.

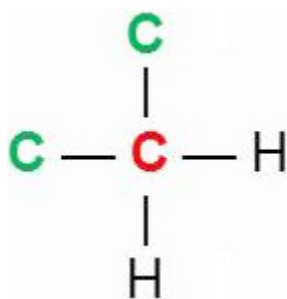


Figura 10: Carbono secundario
Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Carbono terciario (t): Es el carbono intermedio que está unido a tres átomos de carbono y contiene un átomo de hidrógeno.

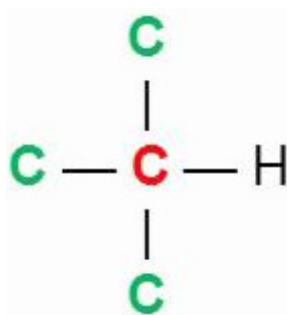


Figura 11: Carbono terciario
Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

Carbono cuaternario (c): Es el carbono intermedio que está unido a cuatro átomos de carbono y no contiene hidrógeno.

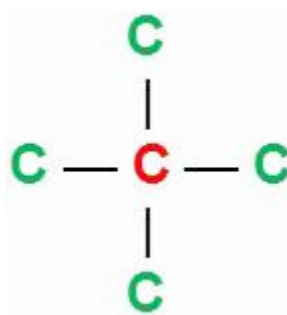

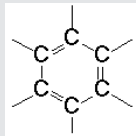
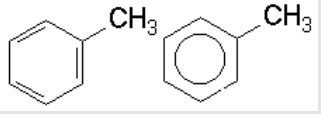
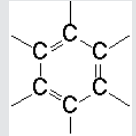
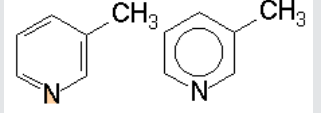
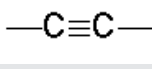


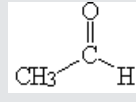



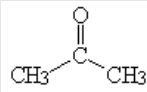
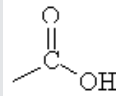
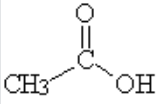
Figura 12: Carbono cuaternario
Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

GRUPOS FUNCIONALES

El concepto de grupo funcional resulta fundamental en la comprensión de las reacciones y de las propiedades de los compuestos, entonces un grupo funcional es un grupo de átomos unidos siempre de la misma manera y la presencia de los cuales confiere a las moléculas un comportamiento y propiedades características.

Tabla 2

CLASE	GRUPO FUNCIONAL	EJEMPLO
alcanos	ninguno	$\text{CH}_3\text{-CH}_3$ Etano
alquenos		$\text{CH}_3\text{CH=CH}_2$ Propeno
(homo) aromáticos		 Tolueno
(hetero) aromáticos		 3-Metilpiridina
alquinos		$\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{C-CH}_3$ 2-Butino
haluros de alquilo	-halógeno	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-Br}$ Bromuro de etilo
alcoholes fenoles	-OH	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$ Etanol Ph-OH Fenol
éteres	-O-	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ Dietiléter
aminas primarias	-NH_2	$\text{CH}_3\text{-NH}_2$ Metilamina
aminas secundarias	-NH-	$(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ Dimetilamina
aminas terciarias		$(\text{CH}_3)_3\text{N}$ Trimetilamina
aldehídos		 Etanal

CLASE	GRUPO FUNCIONAL	EJEMPLO
cetonas		 Propanona
ácidos carboxílicos		 Ácido acético

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

PREFIJOS DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS

Tabla 3

N°C	PREFIJO	N°C	PREFIJO	N°C	PREFIJO	N°C	PREFIJO
1	MET	6	HEX	11	UNDEC	20	EICOS
2	ET	7	HEPT	12	DODEC	30	TRICONT
3	PROP	8	OCT	13	TRIDEC	40	TETRACONT
4	BUT	9	NON	14	TETRADEC	50	PENTACONT
5	PENT	10	DEC	15	PENTADEC	100	HECTA

Fuente: Susana Lucía Arcos Chuquillanqui

ESTRUCTURA DE LA FORMULACIÓN DE LA NOMENCLATURA

PREFIJO (N° de C) + TIPO DE ENLACE + SUFIJO

ORDEN DE PREFERENCIA PARA LA ELECCIÓN DEL GRUPO PRINCIPAL

En el supuesto de que un compuesto exista más de un grupo funcional, el orden de preferencia de los localizadores es el siguiente:

- ácidos
- ésteres
- amidas
- nitrilos
- aldehídos
- cetonas
- alcoholes
- aminas
- éter
- otros

9. POLÍMEROS

Los polímeros son sustancias que están constituidas por unidades estructurales que se repiten y que forman moléculas muy grandes. A cada una de esas unidades, se le llama monómero y al conjunto de monómeros se le llama polímeros, haciendo una analogía un monómero sería la perla en un collar mientras que el polímero sería el collar de perlas. Por ejemplo: el monómero del polietileno es el etileno el cual se repite x veces a lo largo de toda la cadena.

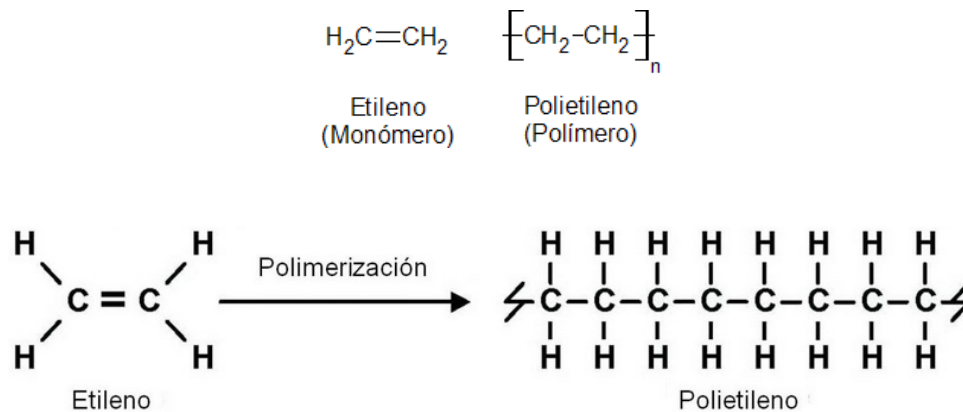


Figura 13

Fuente: <http://www.coleparmer.com/TechLibraryArticle/829>

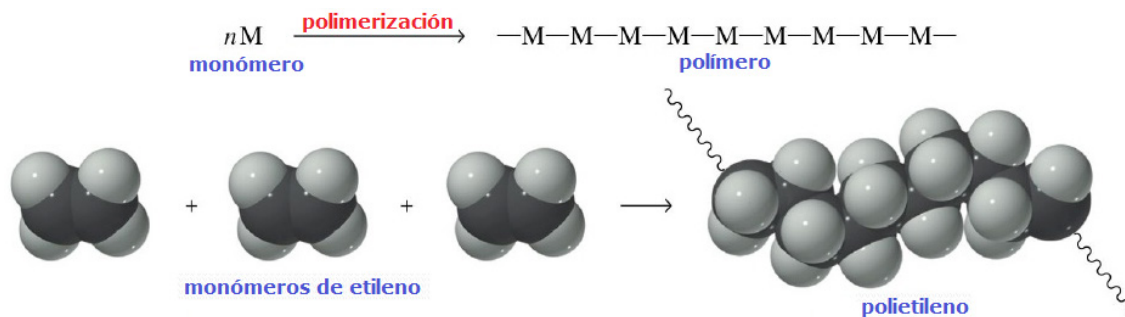


Figura 14: Etileno y polietileno

Fuente: <http://es.slideshare.net/raecabrera/capitulo-4-materiales-polmeros-9247089/2>

De acuerdo con el número de unidades de monómeros que se unen por adición o condensación, los productos son designados utilizando prefijos griegos. Por ejemplo:

- Monómero S
- Dímero S-S
- Trímero S-S-S
- Tetrámero S-S-S-S

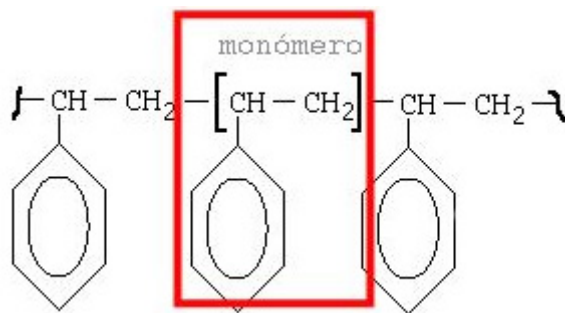


Figura 15

Fuente: https://es.wikiversity.org/wiki/Naturaleza_qu%C3%ADmica_de_los_pol%C3%ADmeros

10. TIPOS DE POLÍMEROS

Para clasificar a los polímeros existen diferentes criterios, tenemos por ejemplo:

a) De acuerdo a sus propiedades físicas

- **Elastómeros:** Se trata de aquellos polímeros que tienen características intermedias entre los polímeros amorfos y polímeros cristalinos. El polímero amorfo es el que no tiene cristales y tiene baja resistencia a la tracción. El polímero cristalino desorientado es el que está considerablemente cristalizado pero tiene sus cristales desorientados unos respecto a otros y el polímero cristalino orientado es el que tiene los cristales orientados entre sí. Entre los elastómeros tenemos al neopreno, caucho buna, teflón, etc.

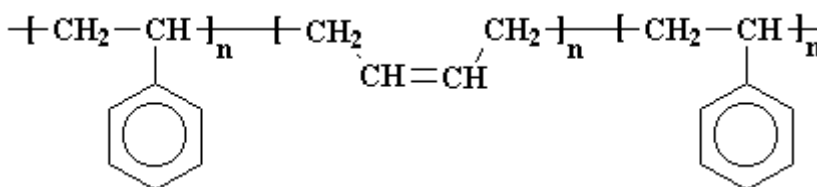


Figura 16: Poli(estireno-butadieno-estireno), conocido como caucho SBS

Fuente: <http://tecnologiadelosplasticos.blogspot.pe/2012/07/elastomeros-termoplasticos-tpe.html>

- **Termoplásticos.** Estos polímeros son solubles en diversos solventes orgánicos y reblandecen la calefacción, pero por enfriamiento se vuelven rígidos.

Los elastómeros y termoplásticos tienen cadenas poliméricas con escasos enlaces químicos que actúan como enlaces cruzados entre las cadenas. Entre los polímeros termoplásticos, tenemos el plexiglass, poliestireno, etc.

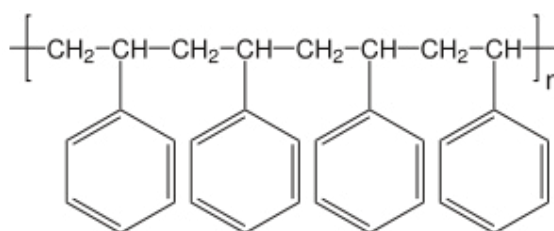


Figura 17: Poliestireno

Fuente: <https://es.wikipedia.org/wiki/Poliestireno>

- **Termoestables:** Estos tipos de polímeros son insolubles en todo tipo de solvente, una vez que adquieren rigidez ya no se descomponen por acción del calor y por ese motivo no pueden volver a trabajarse. Su masa molecular es relativamente baja y al calentarse, en un determinado molde, alcanzan un alto grado de enlaces cruzados. Por ejemplo, la baquelita, celuloide, etc.

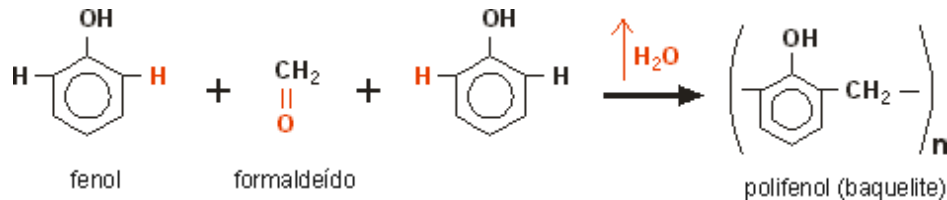


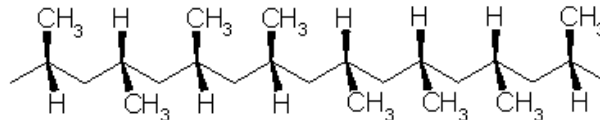
Figura 18: Polifenol o baquelita

Fuente: <http://quimica.laguia2000.com/conceptos-basicos/polimerizacion-polimeros-de-condensacion>

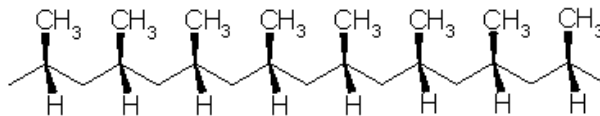
b) De acuerdo con su estructura

- **Atáctico:** Se trata de una polimerización mediante radicales, es decir, que los grupos sustituyentes se encuentran distribuidos de un lado o del otro cuando miramos a lo largo de la cadena.
- **Isotáctico.** A diferencia del caso anterior los grupos sustituyentes están colocados a un lado de la cadena, son polímeros menos solubles que los atácticos en la mayoría de los solventes.
- **Sindiotáctico.** En este tipo de polímeros se tienen los grupos de cadenas laterales, orientados alternadamente de un lado y luego del otro.

Polimerización atáctica



Polimerización isotáctica



Polimerización sindiotáctica

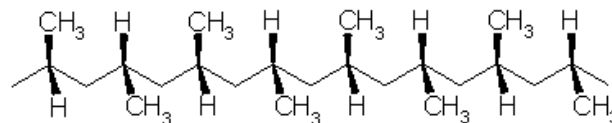


Figura 19

Fuente: http://fresno.pntic.mec.es/~fgutie6/quimica2/ArchivosHTML/Teo_10.htm

11. IMPORTANCIA DE LOS POLÍMEROS

Desde épocas pasadas, los seres humanos hemos utilizado polímeros naturales útiles.

Los polímeros son importantes en nuestra vida tanto como lo es la respiración, así tenemos a los glúcidos, proteínas que constituyen dos de las tres clases de alimentos.

El esqueleto de los vegetales depende en gran parte de los glúcidos poliméricos, así tenemos, el caucho natu-

ral y sintético, plásticos, fibras sintéticas, y resinas que son polímeros de uso frecuente en cualquier faceta de nuestra vida.

12. REACCIONES DE POLIMERIZACIÓN

Se refiere a la formación de polímeros, estos polímeros se forman de acuerdo a diversos procedimientos. Es decir:

- Polimerización por condensación
 - Polimerización por adición
 - Copolimerización
 - Radicales
 - Iónica
 - Coordinación
- **Polimerización por condensación:** Los polímeros que se originan por condensación presentan diversas características como por ejemplo: deben poseer por lo menos dos grupos funcionales, la polimerización se detiene cuando uno de ellos se desgasta, en cada etapa se forman moléculas simples. Por ejemplo, tenemos: a los poliésteres, poliéteres, poliamidas, sustratos aromáticos, etc.

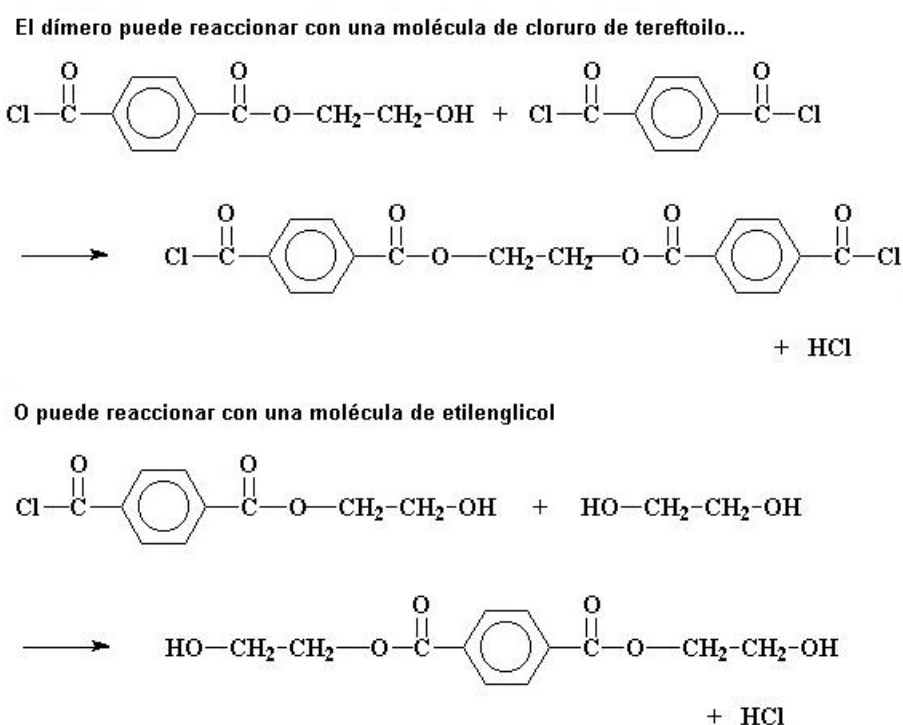


Figura 20

Fuente: http://tecnologiadelosplasticos.blogspot.pe/2013_07_01_archive.html

- **Polimerización por adición:** Es un tipo de polimerización donde se utiliza cantidades pequeñas de sustancias denominadas **iniciadores**. Estos iniciadores no deben llamarse catalizadores porque en la mayoría de casos se destruyen.

Etapa(1°) $I_2 \rightarrow 2I^\circ$ (iniciación radical)

Etapa(2°) $I^\circ + CHCl = CH_2 \rightarrow ^\circ CHCl - CH_2 I$

Etapa(3°) $^\circ CHCl - CH_2 I \rightarrow I - CH_2 - CHCl - CH_2 - CHCl^\circ \rightarrow I - CH_2 - CHCl - CH_2 - CHCl - CH_2 - CHCl^\circ \rightarrow \text{etc.}$

13. POLÍMEROS ARTIFICIALES Y SINTÉTICOS

Para la obtención de polímeros a gran escala, se utilizan grandes cantidades de monómeros de gran pureza. Tenemos los siguientes polímeros sintéticos:

- **Nilones:** Industrialmente se les llama nilón que se produce de hexametildiamina y el ácido hexanodioico (ácido adípico).

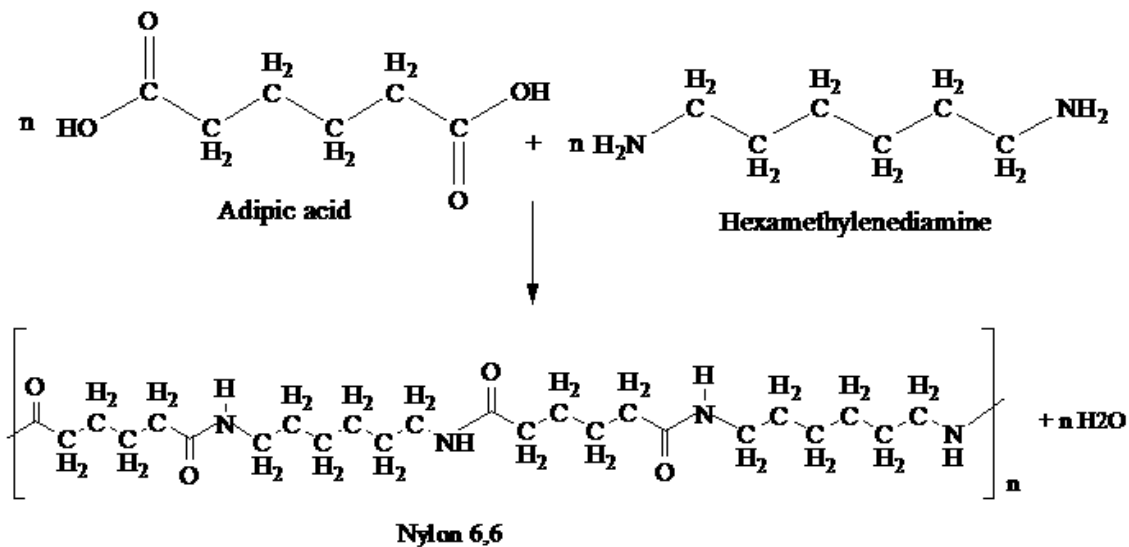


Figura 21

Fuente: <http://imgarcade.com/1/hexamethyldiamine-and-adipic-acid>

El polímero se convierte en fibras, de tal manera, que pasa a través de hiladores para ser luego enfriado y estirado dando lugar a filamentos. El nilón se emplea para fabricar artículos moldeados, tener en cuenta que este polímero es fuerte y resistente al desgaste.

- **Resinas fenol-formaldehído (baquelita):** Este polímero se obtiene por condensación de formol con los fenoles y además es un catalizador básico. La polimerización ocurre en diferentes etapas.

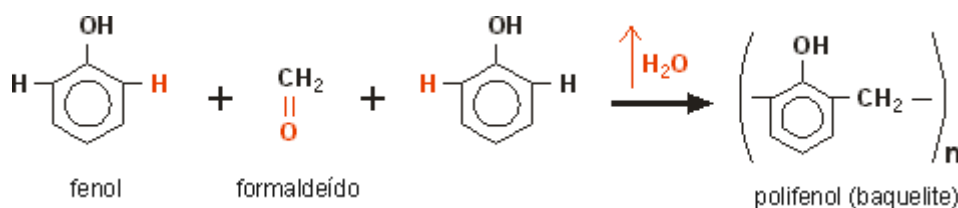


Figura 22

Fuente: <http://quimica.laguia2000.com/conceptos-basicos/polimerizacion-polimeros-de-condensacion>

- **Polietileno.** Este polímero se obtiene por polimerización del eteno, es decir del etileno ($\text{CH}_2 = \text{CH}_2$), a elevadas presiones. El polietileno se utiliza para tapones de botella, frascos, aislamiento de cables, tuberías, etc.

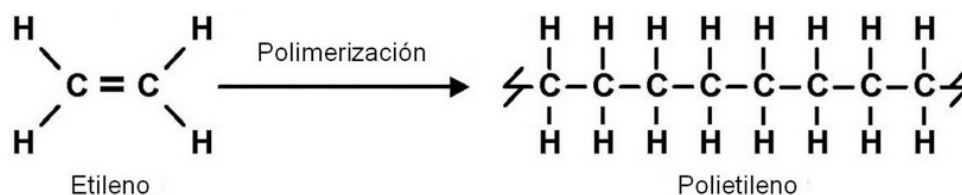


Figura 23

Fuente: <http://www.coleparmer.com/TechLibraryArticle/829>

- **Plexiglass:** El plexiglás es un polímero que se obtiene a partir del **metacrilato de metilo**, es decir del éster metílico del ácido metacrílico. Estos polímeros son incoloros, muy transparentes y se usan para artículos moldeados.



Figura 24

Fuente: <http://tecnologiadelosplasticos.blogspot.pe/2011/05/polimetacrilato-de-metilo.html>

- **Cloruro de polivinilo:** Estos polímeros se obtienen a partir del **cloroeteno**, es decir **del cloruro de vinilo** ($\text{CH}_2 = \text{CHCl}$). Su característica principal es la de tener gran resistencia a los agentes químicos y a la combustión. Se utiliza para fabricar objetos domésticos, películas, aislamiento, tuberías, etc.

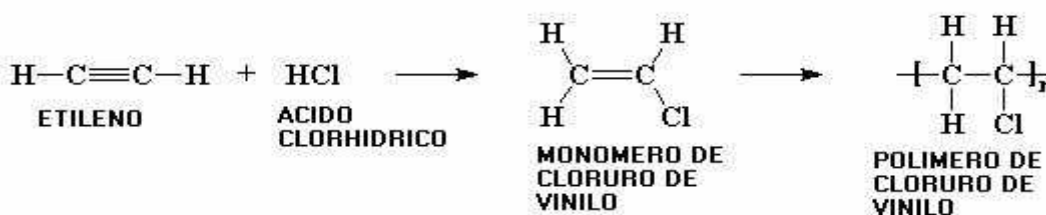


Figura 25

Fuente: <http://www.eis.uva.es/~macromol/curso05-06/pvc/obtencion.html>

- **Teflón:** Es un polímero que se obtiene a partir del tetraflúor de eteno, es decir **tetrafluoruro de etileno** ($\text{CF}_2 = \text{CF}_2$). Se caracteriza por su gran resistencia al calor y a la combustión, se le utiliza para empaquetaduras, válvulas, aislamiento o revestimientos de alta propiedad eléctrica, etc.

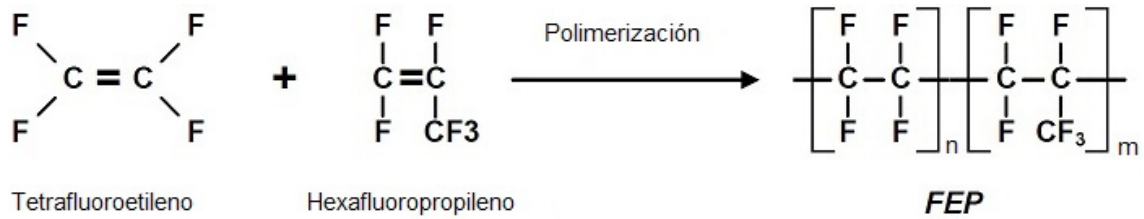


Figura 26

Fuente: http://tecnologiadelosplasticos.blogspot.pe/2013_03_01_archive.html

- **Poliestireno:** Este polímero se obtiene por la polimerización del estireno, es decir **fenil eteno**. Se trata de un polímero que se presenta en hojas transparentes y flexibles. Se le utiliza para artículos moldeados, espuma, etc.

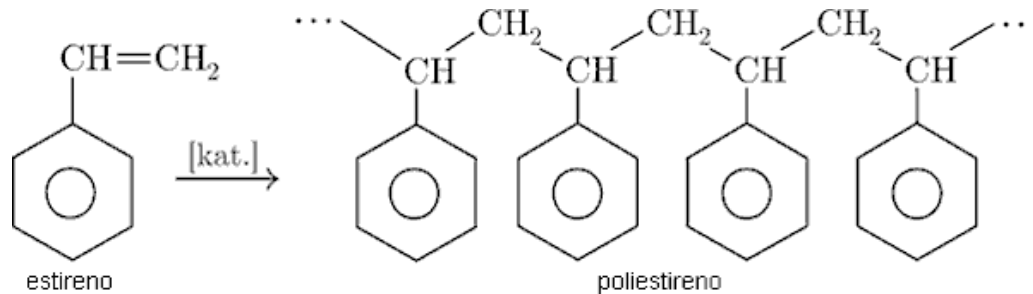


Figura 27

Fuente: <https://curiosoando.com/que-es-un-polimero>

- **Caucho sintético:** Este polímero resulta de la polimerización del 2-metil-1,3-butadieno, es decir, del **isopropeno**. Este polímero es flexible y elástico, pero el aire y el calor lo endurecen. Por consiguiente, para evitar la acción del aire y del calor se le hace reaccionar con azufre (del 3% al 8%), a este proceso se le denomina **vulcanización** y tiene por objeto formar puentes de azufre entre moléculas lineales vecinas por adición de azufre a los dobles enlaces.

En este caso, si el azufre llega a un 30%, entonces el caucho pierde toda su flexibilidad y se convierte en un caucho endurecido, es decir **ebonita**. En la industria no se utiliza el isopropeno para producir el caucho sintético, esto se debe a que es difícil preparar sintéticamente el isopropeno. Pero, en cambio, es muy fácil preparar el cloropropeno (2-cloro-1,3-butadieno) el cual polimeriza con facilidad dando una sustancia análoga al caucho natural, pero más duro y resistente que aquél. En este caso, para vulcanizarlo utilizamos **óxido de zinc**, dicho producto se denomina **neopropeno** o **dupreno**.

Como la demanda del caucho es cada día más creciente, entonces se fabrican sucedáneos del caucho mediante polimerización directa del 1,3-butadieno sólo, o en su defecto adicionándole estireno. Estos cauchos sintéticos se denominan **butas** y su principal característica es la de poner resistencia a los aceites.

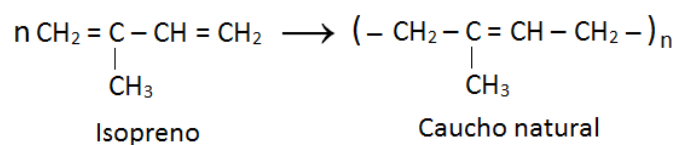


Figura 28

Fuente: <http://www.quimitube.com/polimeros-de-adicion-el-caucho-natural-y-el-caucho-sintetico>

14. POLÍMEROS DE ORIGEN NATURAL

Se tiene un gran número de sustancias polímeras de origen natural, analizaremos algunas, por ejemplo:

- **Seda:** La composición de la seda varía, de acuerdo con la larva por la cual es producida. La fibroína de la seda tiene su estructura orientada, de tal manera que las cadenas de los polipéptidos se presentan en láminas, además, cada cadena con una configuración extendida paralela al eje de la fibra y está unida mediante puentes de hidrógeno a otros dos en las cuales las direcciones de la cadena peptídica son lo contrario.

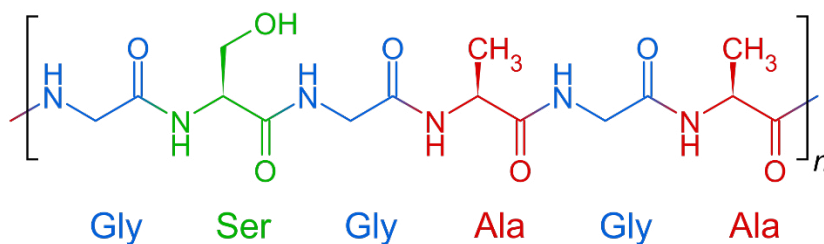


Figura 29

Fuente: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Silk_fibroin_primary_structure.svg

- **Lana:** Posee una estructura más complicada que la fibroína de la seda, esto se debe a que la lana contiene una gran cantidad de cistina, esta provee enlaces cruzados tipos disulfuros entre las cadenas de péptidos. Dichos enlaces originan ciertas propiedades fundamentales a la fibra de lana, por ejemplo, si los enlaces disulfuro se reducen, entonces las fibras se hacen mucho más flexibles.

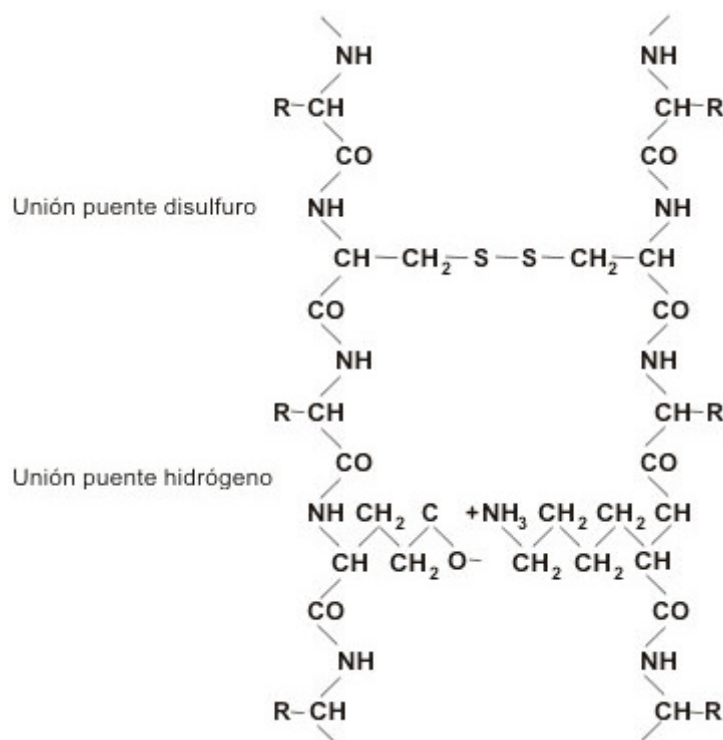


Figura 30

Fuente: <http://nuestros materiales.arq.upv.es/Materiales/Ver%20Fibra-lana%20De%20Oveja.htm>

- **Colágeno:** El colágeno está constituido por glicina, prolina e hidroxiprolina. Es la proteína principal de la piel y el tejido conjuntivo. Las moléculas del colágeno son muy largas y delgadas, cada molécula parece estar constituida por tres hebras polipeptídicas entrelazadas. Cuando el colágeno es hervido en agua, entonces las hebras se separan y el producto obtenido se transforma en gelatina de cocina.
- **Caucho natural:** El caucho natural se obtiene del látex de ciertos árboles, este látex al calentarse o al mezclarse con ácido acético separa sus hidrocarburos, estos hidrocarburos se coagulan y pueden extraerse del líquido. El producto que se obtiene es el caucho bruto del comercio, es pegajoso, además, es blando en caliente, duro y quebradizo en frío.

Fue **Charles Good Year** quién descubrió el llamado proceso de **vulcanización**. El caucho natural es considerado como un polímero del isopropeno.

SILICONAS: Las siliconas son polímeros de masa molecular muy elevada y tiene como materia prima a la arena, sal, carbón y petróleo.

- La arena suministra el silicio.
- La sal suministra el cloro.
- El petróleo suministra los radicales orgánicos.

Las siliconas son buenos aislantes y poseen gran resistencia al calor. Las más sencillas son líquidos y se utilizan, por ejemplo, en frenos hidráulicos, en mezclas de aceites lubricantes de petróleo.

 LECTURA SELECCIONADA N° 1

DOS POLIETILENOS

Burns R. (2011). Dos polietilenos. Fundamentos de Química. México: Pearson Educación de México S.A.

Hay dos tipos de polietileno que son muy comunes. El polietileno de alta densidad (HDLP, por sus siglas en inglés) tiene moléculas lineales que se empaquetan, de forma compacta, y forman un plástico rígido con el que se fabrican jarras para la leche, mantequilleros, botellas de detergente y de champú, juguetes, etc.

El polietileno de baja densidad (LDPE, por sus siglas en inglés) tiene algunas cadenas ramificadas y forma un plástico menos rígido, con el que se elaboran láminas de plástico, bolsas para basura, frascos comprimibles para mostaza y aspersiones nasales, y otros

productos de consumo. El polietileno es el plástico de uso más extendido en el mundo, con una producción anual de alrededor de 40 000 millones de kg.

La leche, el jugo de naranja y ciertos detergentes líquidos se expenden en recipientes de polietileno de alta densidad (a) que se identifican por el símbolo de reciclamiento que lleva el número 2 y las letras HDPE. Con el polietileno de baja densidad se hacen láminas de plástico, bolsas para basura y bolsas para emparedados (b). El símbolo de reciclamiento tiene el número 4 y las letras LDPE.



Figura 31

Fuente: (a) http://www.ribasmith.com/mobil/index.php?cPath=56_547_550_551 y (b) [http://ideas4all.com/ideas/40282-pan-sandwich-en-bolsa- ziploc-con- zipper-sandwich-bread-in-a- ziploc-bag-with-zipper](http://ideas4all.com/ideas/40282-pan-sandwich-en-bolsa-ziploc-con- zipper-sandwich-bread-in-a- ziploc-bag-with-zipper)



ACTIVIDAD FORMATIVA N° 4

Responde preguntas relativas a los contenidos tratados en los temas correspondientes a las unidades III y IV.

1. Contesta las preguntas del examen virtual correspondiente al producto académico N° 4.



GLOSARIO DE LA UNIDAD IV

A

AGENTES QUÍMICOS

Sustancia química o mezcla que interactúa con algún organismo produciendo efectos en su estructura.

AISLANTE

Material que aísla el sonido, la electricidad y el calor.

ALOTROPÍA

Cualidad que presentan algunas sustancias, se trata de la misma sustancia elemental pero que han cristalizado de manera diferente por esa razón presentan propiedades físicas y químicas diferentes.

ABRASIVO

Sustancia que por medio de la fricción produce desgaste.

ADSORBENTE

Sustancia sólida que es capaz de retener sobre su superficie sustancias sólidas o líquidas.

C

COMPUESTOS ORGÁNICOS

Son moléculas que contienen al átomo de carbono que se enlazan covalentemente, generalmente, en su estructura contienen al hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, etc.

COMPUESTOS INORGÁNICOS

Son sustancias que están formados por diferentes elementos, en su estructura no necesariamente se encuentra el carbono.

CONDUCTIVIDAD

Es una característica física que poseen algunos materiales que son capaces de conducir el calor y/o la electricidad.

CALENTAMIENTO GLOBAL

Es el aumento de la temperatura media global producida por el efecto invernadero.

CARBONOS AMORFOS

Son aquellos que no presentan estructura cristalina, por ejemplo el hollín.

CARBÓN ACTIVADO

Se trata de un carbón poroso y adsorbente que es capaz de retener principalmente sustancias orgánicas presentes en un gas o en un líquido.

COMBUSTIÓN COMPLETA

Es la reacción entre un combustible y un comburente produciendo anhídrido carbónico y vapor de agua con liberación de energía.

COMBUSTIÓN INCOMPLETA

Es la reacción entre un combustible y un deficiente comburente, produciendo monóxido de carbono, carbono y vapor agua con liberación de energía.

COVALENCIA

Es un tipo de enlace químico que se produce por la compartición de electrones entre dos no metales.

CATALIZADOR

Es una sustancia capaz de retardar o acelerar una reacción química sin consumirse en ella.

D**DUREZA**

Es una propiedad física que se caracteriza por la resistencia que presentan los materiales a alteraciones como el rayado, la abrasión, el corte, etc.

E**ELECTRODO**

Contacto utilizado como parte de un circuito eléctrico para que la corriente circule, a través de un líquido o un gas.

EFECTO INVERNADERO

Es el calentamiento global de la tierra que produce ciertos gases, esencialmente el anhídrido carbónico, que retienen el calor.

ETILENO

Es un hidrocarburo que en su estructura presenta dos átomos de carbono y un enlace doble.

F**FRENOS HIDRÁULICOS**

Cuando se aplica fuerza a un émbolo para que un fluido se transmita y se amplifique donde se puede cambiar la dirección y el sentido.

FLEXIBILIDAD

Es una propiedad física que poseen algunos materiales de deformarse y recuperar su forma inicial.

FIBRA SINTÉTICA

Son materiales artificiales que se producen por síntesis química, por un procedimiento que se denomina polimerización.

FIBRA NATURAL

Son materiales que se extraen de un animal o un vegetal.

FENOL

Es un derivado del benceno, cuyo anillo aromático presenta uno o más grupos hidroxilo (OH).

G**GRUPO SUSTITUYENTE**

Es un átomo o grupos de átomos que ocupan el lugar del hidrogeno en una cadena carbonada.

GLÚCIDOS

Son hidratos de carbono, constituidos principalmente por C, H, O; que actúan como reserva de energía.

GRUPO FUNCIONAL

Es un átomo o conjunto de átomos que determinan las propiedades químicas comunes, que caracterizan a un grupo de sustancias con estructuras semejantes.

H

HIBRIDACIÓN

Se produce cuando orbitales atómicos pertenecientes a un átomo se combinan para dar lugar a otro tipo de orbitales.

I

INSOLUBLE

Es aquella sustancia que no puede mezclarse parcial o totalmente en el medio dispersante.

M

MONÓMERO

Es una sustancia molecular de bajo peso molecular que pueden unirse a otras moléculas iguales o diferentes.

O

ORGANÓGENOS

Son aquellos elementos que se encuentran en la estructura de los compuestos orgánicos. Ejemplo: C, H, O, N.

P

PILAS SECAS

Es una celda electroquímica con electrolitos pastosos. Ejemplo: las pilas secas de Zn-C.

PUENTE HIDRÓGENO

Es una unión covalente intermolecular entre el hidrógeno y un elemento muy electronegativo como el oxígeno, flúor o nitrógeno.

POLÍMERO

Es la unión de monómeros para formar grandes cadenas de alto peso molecular.

PROTEÍNAS

Son macromoléculas de alto peso molecular que forman parte de todos los organismos vivos.

POLIMERIZACIÓN

Es el conjunto de reacciones químicas donde un monómero iniciador activa a otro monómero para provocar una reacción en cadena.

POLIÉSTER

Es un polímero que en su cadena principal presenta al grupo funcional éster.

POLIÉTER

Es un polímero que en su cadena principal presenta al grupo funcional éter.

POLÍMEROS SINTÉTICOS

Son polímeros artificiales que son obtenidos en el laboratorio o en la industria.

POLIAMIDA

Es un polímero que en su cadena principal presenta al grupo funcional amida.

R

RAYO LÁSER

Es un rayo que amplifica la luz provocando gran intensidad.

RED CRISTALINA

Es el empaquetamiento ordenado de átomos iones o moléculas que originan redes geométricas tridimensionales.

RIGIDEZ

Resistencia que ofrece un cuerpo a deformarse producida por una fuerza externa.

S

SÍNTESIS ORGÁNICA

Es el proceso químico, por el cual, se obtienen sustancias orgánicas complejas a partir de otras más sencillas.

SOLIDOS AMORFOS

Son aquellas sustancias que no poseen red cristalina.

SUPERCONDUCTORES

Son aquellos materiales que no ofrecen resistencia al paso de la corriente eléctrica.

SOLUBILIDAD

Es la medida de la capacidad que tiene el solvente de dispersar al soluto.



AUTOEVALUACIÓN DE LA UNIDAD IV

INSTRUCCIONES:

Lee detenidamente y responde las siguientes preguntas:

1. Indique (V) o falso (F), según corresponda.

I: Berzelius sostenía que las sustancias orgánicas tienen como fuente de origen materia de fuerza vital.

II: Los elementos C, H, O, N se les llama organógenos.

III: Las sustancias orgánicas presentan únicamente enlaces covalentes.

IV: La mayoría de las sustancias orgánicas son solubles en CCl_4 .

2. Evalúe la veracidad (V) o falsedad (F) de cada proposición.

I. Los hidrocarburos sólo presentan carbono e hidrógeno.

II. Los compuestos nitrogenados presentan solo nitrógeno e hidrógeno.

III. Cl, Ca, P, I son considerados en la química orgánica elementos principales, por su importancia en la materia viviente.

IV: El carbón solo se obtiene naturalmente.

3. De las siguientes proposiciones, referidas al carbono.

I. La hulla es fuente natural para obtener hidrocarburos aromáticos.

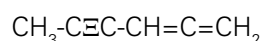
II. El diamante es conductor del calor.

III. El grafito es buen lubricante de máquinas industriales.

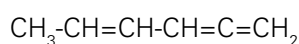
IV. La antracita tiene bajo porcentaje de carbono.

Indique las proposiciones correctas:

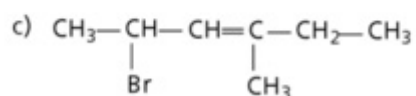
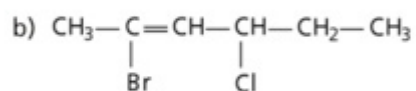
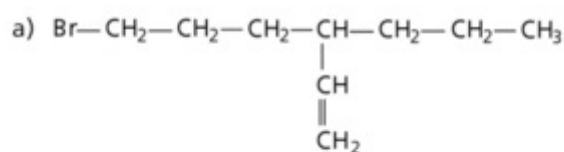
4. Indique la cantidad de orbitales híbridos sp , sp^2 , sp^3 , respectivamente, por cada molécula según estructura que se da:



5. Indique la cantidad de carbono primario, secundario, terciario y cuaternario en cada molécula de la estructura según el orden indicado:



6. Escriba la nomenclatura para los siguientes compuestos orgánicos:



7. Encuentras un frasco sin rótulo que contiene un material sólido. La sustancia funde a 48°C, se enciende fácilmente y arde sin humo, es insoluble en agua y flota en la superficie de ésta. Clasifica la sustancia como orgánica o inorgánica.
8. ¿Cuántos átomos de carbono tiene cada uno de los compuestos siguientes?
- Etano
 - Isobutano
 - 2,2, dimetil hexano
 - Butano
 - 1-penteno
9. El compuesto $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ se emplea como el combustible de muchos encendedores desechables para cigarrillos y fogatas ¿Cómo se llama este compuesto?
10. Menciona la sustancia química a partir de la cual se fabrica el teflón ¿Cuáles son algunos de sus usos?
11. ¿A partir de qué sustancias químicas se fabrica el plástico PVC? ¿Cuáles son algunos de sus usos?
12. Un polímero es:
- Una sustancia líquida.
 - Un compuesto de peso molecular grande que se ha formado de la combinación de una gran cantidad de moléculas simples.
 - Son compuestos orgánicos de bajo peso molecular.
 - Es una mezcla de varias sustancias de proporción variable.
 - Es una sustancia simple.

13. ¿Cuál es el grupo funcional de los alcoholes? Escribe la fórmula general de los alcoholes.
14. ¿Cuál es el grupo funcional de todos los ácidos orgánicos? Escribe la fórmula general de los ácidos.
15. ¿Cuál es el grupo funcional de los ésteres y los éteres?
16. ¿Cuál es la diferencia entre una amida y una amina?
17. Clasifica los compuestos que siguen como orgánicos e inorgánicos.
- C_6H_{10}
 - $NaHCO_3$
 - $C_{12}H_{22}O_{11}$
 - CH_3NH_2
18. Un grupo de cuatro ingenieros están reunido con un experto en polímeros. Cada uno necesita elegir un determinado para sus tareas laborales.
- Ingeniero de planta de envases:** un material termoplástico reciclable para la confección de las botellas de leche.
- Ingeniera químico:** un monómero para fabricar el polímero PS.
- Ingeniera agroindustrial:** Material transparente y reciclable para empacar carnes.
- Ingeniero petrolero:** Busca material para los cables que supere la resistencia del acero ¿Qué materiales escogieron los ingenieros?
19. Indique (V) o falso (F), según corresponda.
- () La polimerización por adición puede ser por radicales, iónica o coordinación.
- () En la polimerización iónica se utilizan monómeros iguales.
- () El nilón es un polímero natural.
20. Indique la afirmación falsa, respecto de el polímero y el monómero.
- Polietileno → Eteno
 - Plexiglás → Metacrilato de metilo
 - Poliestireno → Estireno
 - Teflón → Tetrafluoreteno
 - Cloruro de polivinilo → Cloroetano

21. Indique las afirmaciones verdaderas, con respecto de la seda y la lana.
- a) La seda, su composición varía de acuerdo a la larva con que se produce.
 - b) La lana es un polímero natural.
 - c) La seda es un polímero sintético, mientras que la lana es un polímero natural.
 - d) La lana tiene una estructura más complicada que la lana.



ANEXO N° 1 :

CLAVES DE RESPUESTAS DE LAS AUTOEVALUACIONES

AUTOEVALUACIÓN DE LA UNIDAD I

N°	RPTA.
1	Rpta: 1E -2A-3C-4D-5B
2	$1 \cdot 10^5$ g
3	19,23 g/cc
4	2,88 cm
5	El electrón
6	II y III
7	$8,48 \cdot 10^{-8}$ cm
8	$4,28 \cdot 10^{14}$ Hz, 7004 Å, rojo
9	$3,98 \cdot 10^{-19}$ Joules, $3,98 \cdot 10^{-12}$ Ergios
10	1d -2a-3b-4c
11	4341,5 Angstroms, Azul
12	411,2 -violeta
13	411,2 -violeta
14	$4,615 \cdot 10^{14}$ Hz, $3,06 \cdot 10^{-12}$ ergios.
15	$7,5 \cdot 10^{14}$ Hz, $4,97 \cdot 10^{-19}$ Joules
16	$5 \cdot 10^5$ cm, $5 \cdot 10^{12}$ nm
17	$3,388 \cdot 10^3$ nm
18	$-3,022 \cdot 10^{-19}$ Joules, $6,582 \cdot 10^3$ Å
19	a)-1,813 Ergios b) $1,097 \cdot 10^3$ nm
20	a)7 004 Å , b) Rojo c) 4,283x108 MHz

AUTOEVALUACIÓN DE LA UNIDAD II

N°	RPTA.
1	${}_{50}\text{Sn} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^2$ ${}_{50}\text{Sn} = [\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^2, \text{G: IVB}, \text{P: 5}$
2	$\text{E} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1, \text{P: 3}, \text{G: IIIA}$
3	C) Al, Ne, O, Xe
4	Bromo, no metal gaseoso rojizo, no se encuentra libre en la naturaleza.
5	${}_{26}\text{Fe} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6; {}_{26}\text{Fe} = [\text{Ar}]4s^2 3d^6; \text{P: 4}, \text{G: VIIIB}$ ${}_{27}\text{Co} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7; {}_{27}\text{Co} = [\text{Ar}]4s^2 3d^7; \text{P: 4}, \text{G: VIIIB}$ ${}_{28}\text{Ni} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8; {}_{28}\text{Ni} = [\text{Ar}]4s^2 3d^8; \text{P: 4}, \text{G: VIIIB}$ ${}_{63}\text{Eu} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^7; {}_{28}\text{Ni} = [\text{Xe}]6s^2 4f^7; \text{P: 4}, \text{G: IIIB}$
6	$\text{E} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^6; \text{P: 5}, \text{G: VIIIB}$
7	$\text{E} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5; \text{P: 4}, \text{G: VIIB}$
8	$\text{E} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ $\text{E} = [\text{Ar}]4s^2 3d^5$ Rpta : 4, G : VIIB
9	Rpta : Z = 42, Molibdeno
10	$(5, 1, -1, -\frac{1}{2})$
11	n = 45
12	: Z=52, Teluro
13	A) Enlace químico
14	C) Iónico
15	E) No conducen la electricidad.

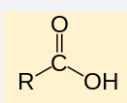
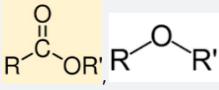
N°	RPTA.
16	El I2 es soluble en cloroformo puesto que ambas moléculas son apolares.
17	D) ZX
18	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{Y} \\ \cdot\cdot \end{array}$
19	A=125
20	II>III>I

AUTOEVALUACIÓN DE LA UNIDAD III

N°	RPTA.
1	b
2	b
3	4, 5
4	VVF
5	e
6	I. $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$ II. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
7	6
8	Descomposición
9	$2\text{C}_8\text{H}_{18} + 25\text{O}_2 \rightarrow 16\text{CO}_2 + 18\text{H}_2\text{O}$
10	8
11	a) 34,4% Fe y 65,6 % Cl; b) 32,4% Na; 22,6% S y 45,0 % O
12	57,5g
13	a) $2,29 \times 10_{24}$ moléculas b) 0,4 mol
14	0,15 mol; $9,03 \times 10_{22}$ moléculas
15	98,7 g
16	6,9 litros
17	a) El oxígeno b) El hidrógeno c) 0,22 g de H_2 d) 29,3 g de H_2O e) 97,27% de rendimiento

N°	RPTA.
18	a) 251 g de CO ₂ b) 94,4%
19	pH=2,3
20	pH=12 y pOH=2

AUTOEVALUACIÓN DE LA UNIDAD IV

N°	RPTA.
1	VVV
2	VFFF
3	VVVF
4	4, 6, 4
5	1, 1, 3, 1
6	a) 6-bromo-3-propil-1-hexeno b) 2-bromo-4-cloro-2-hexeno c) 2-bromo-4-metil-3-hexeno.
7	La sustancia es orgánica.
8	a) 2, b)4, c)8, d)4, e)5
9	Butano
10	tetraflúor de etileno
11	A partir del eteno o del etino, se utiliza como aislante de cables, juguetes, frascos, tuberías.
12	b
13	(-OH), C _n H _{2n} +OH
14	
15	
16	b) Inorgánico; a),c) y d) orgánicos
17	Polietileno, Poliestireno, cloruro de polivinilo, Kevlar.

N°	RPTA.
18	WF
19	e
20	WV

Este manual autoformativo es el material didáctico más importante de la presente asignatura, desarrollada para la modalidad virtual. Elaborado por el docente, orienta y facilita el autoaprendizaje de los contenidos y el desarrollo de las actividades propuestas en el sílabo.

Los demás recursos educativos del Aula virtual complementan y se derivan del manual. Los contenidos multimedia ofrecidos utilizan videos, presentaciones, audios y clases interactivas que se corresponden con los contenidos del presente manual.

La modalidad te permite estudiar desde el lugar donde te encuentres y a la hora que más te convenga. Basta conectarte a Internet e ingresar al campus virtual para encontrar todos tus servi-

cios: aulas, videoclases, presentaciones animadas, biblioteca de recursos, muro y las tareas, siempre acompañado de tus docentes y amigos.

El modelo educativo de la Universidad Continental virtual es innovador, interactivo e integral, conjugando el conocimiento, la investigación y la innovación. Su estructura, organización y funcionamiento están de acuerdo con los estándares internacionales. Es innovador, porque desarrolla las mejores prácticas del *e-learning* universitario global; interactivo, porque proporciona recursos para la comunicación y colaboración síncrona y asíncrona con docentes y estudiantes; e integral, pues articula contenidos, medios y recursos para el aprendizaje permanente y en espacios flexibles.



MANUALES AUTOFORMATIVOS

