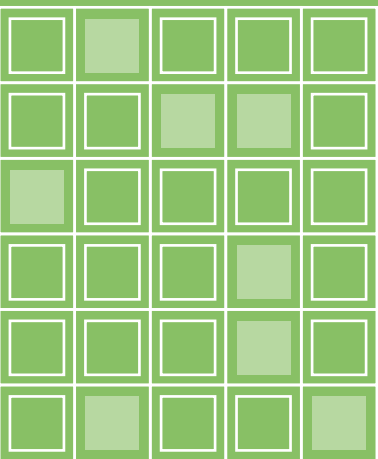
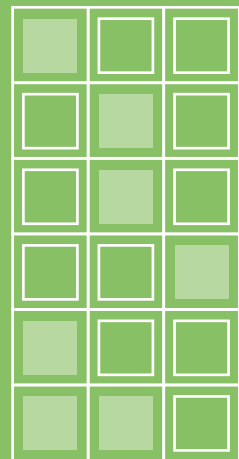




Bachillerato General Unificado



QUÍMICA



1.º Curso
TEXTO DEL ESTUDIANTE

DISTRIBUCIÓN GRATUITA
PROHIBIDA SU VENTA

MINISTERIO
DE EDUCACIÓN



EL
GOBIERNO
DE TODOS

Química

1 BGU

LNS



serie
Ingenios

ed[®]
EDITORIAL
DON BOSCO

edebé

PRESIDENTE DE LA REPÚBLICA
Lenín Moreno Garcés

MINISTRO DE EDUCACIÓN
Fander Falconí Benítez

Viceministro de Educación
Álvaro Sáenz Andrade

Viceministra de Gestión Educativa
Mónica Reinoso Paredes

Subsecretaria de Fundamentos Educativos
Ruthy Intriago Armijos

Subsecretaria de Administración Escolar
Mónica García Echeverría

Directora Nacional de Currículo
María Cristina Espinosa Salas

Director Nacional de Operaciones y Logística
Germán Lynch Álvarez

ISBN: 978-9942-23-021-8
Primera impresión: agosto 2016
Quinta impresión: junio 2018
Impreso por: Medios Públicos EP

© Ministerio de Educación del Ecuador, 2018
Av. Amazonas N34-451 y Atahualpa
Quito, Ecuador
www.educacion.gob.ec

La reproducción parcial o total de esta publicación, en cualquier forma y por cualquier medio mecánico o electrónico, está permitida siempre y cuando sea autorizada por los editores y se cite correctamente la fuente.

DISTRIBUCIÓN GRATUITA - PROHIBIDA SU VENTA



LNS

EDITORIAL DON BOSCO
OBRAS SALESIANAS DE COMUNICACIÓN

Marcelo Mejía Morales
Gerente general

Eder Acuña Reyes
Dirección editorial

Paulina Margoth Hidalgo Miño
Adaptación y edición de contenidos

Eder Acuña Reyes
Creación de contenidos nuevos

Luis Felipe Sánchez Ludeña
Coordinación de estilo

Pamela Cueva Villavicencio
Coordinación gráfica

Pamela Cueva Villavicencio
Diagramación

Darwin Xavier Parra Ojeda
Ilustración

Darwin Xavier Parra Ojeda
Diseño de portada e ilustración

En alianza con

Grupo edebé
Proyecto: Química 1
Bachillerato primer curso

Antonio Garrido González
Dirección general

María Banal Martínez
Dirección editorial

José Estela Herrero
Dirección de edición
de Educación Secundaria

Santiago Centelles Cervera
Dirección pedagógica

Juan López Navarro
Dirección de producción

Equipo de edición Grupo edebé

© grupo edebé, 2015
Paseo San Juan Bosco, 62
08017 Barcelona
www.edebe.com

Este libro fue evaluado por la Universidad Internacional SEK, y obtuvo su certificación curricular el 4 de mayo de 2016.

MINISTERIO
DE EDUCACIÓN



Promovemos la conciencia ambiental en la comunidad educativa.

Hemos impreso el 8% de ejemplares con certificado de responsabilidad ambiental.

ADVERTENCIA

Un objetivo manifiesto del Ministerio de Educación es combatir el sexismo y la discriminación de género en la sociedad ecuatoriana y promover, a través del sistema educativo, la equidad entre mujeres y hombres. Para alcanzar este objetivo, promovemos el uso de un lenguaje que no reproduzca esquemas sexistas, y de conformidad con esta práctica preferimos emplear en nuestros documentos oficiales palabras neutras, tales como las personas (en lugar de los hombres) o el profesorado (en lugar de los profesores), etc. Sólo en los casos en que tales expresiones no existan, se usará la forma masculina como genérica para hacer referencia tanto a las personas del sexo femenino como masculino. Esta práctica comunicativa, que es recomendada por la Real Academia Española en su Diccionario Panhispánico de Dudas, obedece a dos razones: (a) en español es posible referirse a colectivos mixtos a través del género gramatical masculino, y (b) es preferible aplicar <la ley lingüística de la economía expresiva> para así evitar el abultamiento gráfico y la consiguiente ilegibilidad que ocurriría en el caso de utilizar expresiones como las y los, os/as y otras fórmulas que buscan visibilizar la presencia de ambos sexos.



2018: El valor del respeto

El inicio de un nuevo año escolar siempre nos produce ilusión. Todos los niños, niñas y adolescentes se preparan, no solo para estudiar y aprender, sino también para encontrarse con sus compañeros de aula. A veces nos topamos con caras nuevas en la clase, y eso es una buena señal, porque vemos que otros estudiantes se están integrando a nuestra institución educativa. Eso significa también que es una buena oportunidad para relacionarnos con personas distintas de las que ya conocíamos y así lograr nuevas amistades.

Sabemos que la escuela es un buen lugar para crecer y compartir muchas cosas positivas, y de vez en cuando también para enfrentar problemas. Ser solidarios y apoyar a quienes necesitan ayuda es un consejo que deberíamos seguir en la casa, la escuela y la comunidad.

El nuevo año escolar se abre como una experiencia que nos desafía y al mismo tiempo nos gratifica. Somos parte de la comunidad educativa, maestros, maestras, padres y madres de familia, representantes legales y parientes. Todos somos responsables de acompañarlos en el mejoramiento de su educación, en mejorar la calidad de sus conocimientos y en la experiencia de estudiar y aprender para crecer como mejores seres humanos y ciudadanos.

Un nuevo año escolar significa un trabajo dedicado a ampliar las relaciones positivas, a las que llamamos respeto. Nadie puede quedar fuera de esta práctica de todos los días en la escuela y la comunidad. Este valor de vida se opone radicalmente al desprecio y a la exclusión. Si queremos una educación justa, en la que todos podamos participar, el respeto hacia los otros significa aceptar sus propias formas de ser, sus características individuales, sociales, físicas y culturales; su manera de pensar y apreciar el mundo; sus costumbres y tradiciones; sus aptitudes y habilidades. Esta es la mejor propuesta que puede hacer el Ministerio de Educación al iniciar el nuevo año escolar.

El respeto hacia los demás significa el respeto a cada uno y cada una, a nosotros mismos. El respeto no acepta agresión alguna, ya sea física, psicológica o sexual. Implica reconocernos a nosotros mismos en las personas que nos rodean. Maestros y maestras, estudiantes y compañeras, somos todos seres humanos que tenemos los mismos derechos. Eso significa el derecho a tener nuestro propio punto de vista, el derecho a cambiar de opinión, a equivocarse, el derecho a crear un mundo propio en el cual vivir.

Este 2018 —año del respeto—, está inspirado en los principios de cero tolerancia al abuso y la violencia, a cualquier tipo de discriminación. Promovemos la equidad de género (igualdad entre hombres y mujeres), la justicia social, la solidaridad, la cultura de paz, la convivencia entre culturas y tradiciones diferentes, y el cuidado del ambiente. Todos estos son valores que debemos difundir y vivir a plenitud todos los días en la comunidad educativa.

Este es un año para defender con mucha decisión y compromiso los derechos de los estudiantes. Nuestro programa Más Unidos, Más Protegidos fue creado para prevenir la violencia dentro del sistema educativo. Vemos a la educación como un todo integrado; trabajamos para mejorar nuestro ambiente con importantes innovaciones curriculares como la metodología Tierra de Niñas, Niños y Jóvenes para el Buen Vivir. La incorporación de saberes ancestrales a la educación, el desarrollo de las artes, de la buena lectura, y una ambiciosa agenda digital forman parte de nuestra propuesta al iniciar el nuevo año escolar.

Esta es la acción integral que ahora promovemos, en la que niños, niñas y adolescentes participan como una fuerza decisiva dentro de toda la comunidad educativa. Sigamos caminando con buen paso y con respeto en este 2018.



Fander Falconí
Ministro de Educación

Presentación

Química 1 BGU ahora mismo es una página en blanco que, como tú, posee un infinito potencial.

Te presentamos **Ingenios**, el nuevo proyecto de Editorial Don Bosco que hemos diseñado para impulsar lo mejor de ti y que te acompañará en tu recorrido por el conocimiento.

Ingenios.

- Fomenta un aprendizaje práctico y funcional que te ayudará a desarrollar destrezas con criterios de desempeño.
- Propone una educación abierta al mundo, que se integra en un entorno innovador y tecnológico.
- Apuesta por una educación que atiende a la diversidad.
- Refuerza la inteligencia emocional.
- Refleja los propósitos del Ministerio de Educación que están plasmados en el currículo nacional vigente.
- Deja aflorar la expresividad de tus retos.
- Incorpora **Edibosco Interactiva**, la llave de acceso a un mundo de recursos digitales, flexibles e integrados para que des forma a la educación del futuro.
- Es sensible a la justicia social para lograr un mundo mejor.

Química 1 BGU te presenta los contenidos de forma clara e interesante. Sus secciones te involucrarán en proyectos, reflexiones y actividades que te incentivarán a construir y fortalecer tu propio aprendizaje. Las ilustraciones, fotografías, enlaces a páginas web y demás propuestas pedagógicas facilitarán y clarificarán la adquisición de nuevos conocimientos.

Construye con **Ingenios** tus sueños.

Medición y unidades del sistema internacional

0
unidad
temática

Contenidos



Medición (página 11)

- Actividades

Temperatura y calor (página 12)

- Actividades

Materia (página 13)

- Actividades

Sustancias puras y mezclas (página 14)

- Actividades

Relación de la química con otras ciencias (página 15)

- Actividades

1
unidad
temática

Modelo atómico (16 - 41)

Contenidos



- El átomo
- Teoría atómica
- El modelo planetario de Bohr
- Modelo mecánico-cuántico de la materia
- Teoría de Planck
- Teoría de Bohr
- Modelo de Sommerfeld
- Números cuánticos
- Distribución electrónica

2
unidad
temática

Los átomos y la tabla periódica (42 - 67)

Contenidos



- Tabla periódica
- Tipos de elementos
- Propiedades físicas y químicas de los metales
- Propiedades físicas y químicas de los no metales
- Elementos de transición
- Elementos de transición interna o tierras raras
- Propiedades periódicas
- Energía de ionización y afinidad electrónica
- Electronegatividad y carácter metálico

3
unidad
temática

El enlace químico (68 - 93)

Contenidos



- Representación de Lewis
- Energía y estabilidad
- Formación de iones
- Enlace químico
- Clases de enlaces
- Compuestos iónicos
- Compuestos covalentes
- Fuerzas de atracción intermolecular
- Enlace metálico

4 unidad temática

Formación de compuestos químicos (94 - 125)

Contenidos



- Símbolos de los elementos químicos
- Fórmulas químicas
- Valencia y número de oxidación
- Compuestos binarios
- Compuestos ternarios y cuaternarios
- Función óxido básico u óxidos metálicos
- Función óxido ácido
- Función hidróxido
- Óxidos dobles o salinos
- Función ácido
- Función sal
- Función hidruro
- Función peróxido
- Función peróxido

5 unidad temática

Las reacciones químicas y sus ecuaciones (126 - 153)

Contenidos



- Reacción química y ecuación
- Tipos de reacciones químicas
- Balanceo o ajuste de ecuaciones químicas
- Masa atómica y molecular
- El mol
- Número de Avogadro
- Masa molar
- Cálculos estequiométricos

6 unidad temática

Química de disoluciones y sistemas dispersos (154 - 175)

Contenidos



- Sistemas dispersos
- Soluciones o disoluciones
- Ácidos y bases
- pH
- Acidosis y alcalosis
- Neutralización

Objetivos:

- Demostrar conocimiento y comprensión de los hechos esenciales, conceptos, principios, teorías y leyes relacionadas con la Química a través de la curiosidad científica generando un compromiso potencial con la sociedad. (U1)
- Interpretar la estructura atómica y molecular, desarrollar configuraciones electrónicas, y explicar su valor predictivo en el estudio de las propiedades químicas de los elementos y compuestos impulsando un trabajo colaborativo, ético y honesto. (U1)
- Desarrollar habilidades de pensamiento científico a fin de lograr flexibilidad intelectual, espíritu indagador y pensamiento crítico, demostrar curiosidad por explorar el medio que les rodea y valorar la naturaleza como resultado de la comprensión de las interacciones entre los seres vivos y el ambiente físico. (U1; U2; U3; U4; U5)
- Optimizar el uso de la información de la Tabla Periódica sobre las propiedades de los elementos químicos y utilizar la variación periódica como guía para cualquier trabajo de investigación científica sea individual o colectivo. (U2)
- Manipular con seguridad materiales y reactivos químicos teniendo en cuenta sus propiedades físicas y químicas; considerando la leyenda de los pictogramas y cualquier peligro específico asociado con su uso actuando de manera responsable con el ambiente. (U2)
- Comprender el punto de vista de la ciencia sobre la naturaleza de los seres vivos, su diversidad, interrelaciones y evolución; sobre la Tierra, sus cambios y su lugar en el universo, y sobre los procesos tanto físicos como químicos que se producen en los seres vivos y en la materia. (U3; U4; U5)
- Relacionar las propiedades de los elementos y de sus compuestos con la naturaleza de su enlace y con su estructura generando así iniciativas propias en la formación de conocimientos con responsabilidad social. (U3)
- Identificar los elementos químicos y sus compuestos principales desde la perspectiva de su importancia económica, industrial, medioambiental y en la vida diaria. (U4)
- Evaluar, interpretar y sintetizar datos e información sobre las propiedades físicas y las características estructurales de los compuestos químicos construyendo nuestra identidad y cultura de investigación científica. (U4)
- Reconocer y valorar los aportes de la ciencia para comprender los aspectos básicos de la estructura y el funcionamiento de su propio cuerpo, con el fin de aplicar medidas de promoción, protección y prevención de la salud integral. (U6)
- Integrar los conceptos de las ciencias biológicas, químicas, físicas, geológicas y astronómicas, para comprender la ciencia, la tecnología y la sociedad, ligadas a la capacidad de inventar, innovar y dar soluciones a la crisis socioambiental. (U1; U2; U3; U4; U5)
- Reconocer los factores que dan origen a las transformaciones de la materia, a través de la curiosidad intelectual y proceder con respeto hacia la naturaleza para evidenciar los cambios de estado. (U5)
- Obtener por síntesis diferentes compuestos inorgánicos u orgánicos que requieren procedimientos experimentales básicos y específicos, actuando con ética y responsabilidad. (U5)
- Reconocer diversos tipos de sistemas dispersos según el estado de agregación de sus componentes, y el tamaño de las partículas de su fase dispersa; sus propiedades, aplicaciones tecnológicas. Preparar diversos tipos de disoluciones de concentraciones conocidas bajo un trabajo colaborativo utilizando todos los recursos físicos e intelectuales. (U6)
- Resolver problemas de la ciencia mediante el método científico, con la identificación de problemas, la búsqueda crítica de información, la elaboración de conjeturas, el diseño de actividades experimentales, el análisis y la comunicación de resultados confiables y éticos. (U4)
- Usar las tecnologías de la información y la comunicación (TIC) como herramientas para la búsqueda crítica de información, el análisis y la comunicación de sus experiencias y conclusiones sobre los fenómenos y hechos naturales y sociales. (U1; U2; U3; U4; U5; U6)
- Comprender y valorar la historia del desarrollo científico, tecnológico y cultural relacionado con la acción que este ejerce en la vida personal y social. (U1; U2; U3; U4; U5)
- Apreciar la importancia de la formación científica, los valores y actitudes propios del pensamiento científico, y adoptar una actitud crítica y fundamentada ante los grandes problemas que hoy plantean las relaciones entre ciencia y sociedad. (U1; U2; U3; U4)

Destrezas con criterios de desempeño:

- Observar y comparar la teoría de Bohr con las teorías atómicas de Demócrito, Dalton, Thompson, Rutherford, mediante el análisis de los postulados precedentes.
- Deducir y comunicar que la teoría de Bohr del átomo de hidrógeno explica la estructura lineal de los espectros de los elementos químicos partiendo de la observación, comparación y aplicación de los espectros de absorción y emisión con información obtenida a partir de las TIC.
- Observar y aplicar el modelo mecánico-cuántico de la materia en la estructuración de la configuración electrónica de los átomos considerando la dualidad del electrón, los números cuánticos, los tipos de orbitales, la regla de Hund.
- Relacionar la estructura electrónica de los átomos con la posición en la Tabla periódica, para deducir las propiedades químicas de los elementos.
- Comprobar y experimentar con base a prácticas de laboratorio y revisiones bibliográficas la variación periódica de las propiedades físicas y químicas de los elementos químicos en dependencia de la estructura electrónica de sus átomos.
- Deducir y explicar la unión de átomos por su tendencia de donar, recibir o compartir electrones para alcanzar la estabilidad del gas noble más cercano, según la Teoría de Kössel y Lewis.
- Observar y clasificar el tipo de enlaces químicos y su fuerza partiendo del análisis de la relación existente entre la capacidad de transferir y compartir electrones y la configuración electrónica; en base a los valores de la electronegatividad.
- Deducir y explicar las propiedades físicas de compuestos iónicos y covalentes desde el análisis de su estructura y el tipo de enlace que une a los átomos, así como de la comparación de las propiedades de sustancias comúnmente conocidas.
- Establecer y diferenciar las fuerzas intermoleculares partiendo de la descripción del puente de hidrógeno, fuerzas de London y de Van der Waals, dipolo-dipolo.
- Deducir y predecir la posibilidad de formación de compuestos químicos, en base al estado natural de los elementos, su estructura electrónica y su ubicación en la Tabla Periódica.
- Examinar y clasificar la composición, formulación y nomenclatura de los óxidos, así como el método a seguir para su obtención (vía directa o indirecta), en base a la identificación del estado natural de los elementos a combinar y la estructura electrónica de los mismos.
- Examinar y clasificar la composición, formulación y nomenclatura de los hidróxidos; ácidos hidrácidos y oxácidos; sales e hidrocarburos y diferenciar los métodos de obtención de los hidróxidos de los metales alcalinos del resto de metales e identificar la función de estos compuestos según la teoría de Brønsted-Lowry.

	1	2	3	4	5	6
✓						
✓						
✓						
	✓					
		✓				
			✓			
				✓		
					✓	
						✓

Unidades

- Comparar los tipos de reacciones químicas: combinación, de descomposición, de desplazamiento, exotérmicas y endotérmicas partiendo de la experimentación, análisis e interpretación de los datos registrados y la complementación de información bibliográfica y TIC.
- Interpretar y analizar las reacciones de oxidación y reducción como la transferencia de electrones que experimentan los elementos al perder o ganar electrones.
- Deducir y comunicar que las ecuaciones químicas son las representaciones escritas de las reacciones químicas que expresan todos los fenómenos y transformaciones que se producen
- Examinar y aplicar el método más apropiado para balancear las ecuaciones químicas, basándose en la escritura correcta de las fórmulas químicas y el conocimiento del rol que desempeñan los coeficientes y subíndices para utilizarlos o modificarlos correctamente
- Calcular y establecer la masa molecular de compuestos simples con base a la masa atómica de sus componentes, para evidenciar que son inmanejables en la práctica y la necesidad de usar unidades de medida, mayores, como la Mol, que permitan su uso.
- Utilizar el número de Avogadro en la determinación de la masa molar (Mol) de varios elementos y compuestos químicos; establecer la diferencia con la masa de un átomo y una molécula.
- Examinar y clasificar la composición porcentual de los compuestos químicos, con base a sus relaciones moleculares.
- Examinar y clasificar las características de los distintos tipos de sistemas dispersos según el estado de agregación de sus componentes y el tamaño de las partículas de la fase dispersa.
- Determinar y examinar la importancia de las reacciones ácido base en la vida cotidiana.
- Deducir y comunicar la importancia del pH a través de la medición de este parámetro en varias soluciones de uso diario.

1	2	3	4	5	6
				✓	
				✓	
				✓	
				✓	
				✓	
				✓	
				✓	
					✓
					✓
					✓

El proyecto de Química 1

Unidad 0



- Una unidad inicial para facilitar los nuevos aprendizajes.

Para empezar



Activa tu conocimiento con el gráfico

- Tu unidad arranca con noticias y temas que te involucran en los contenidos.

Contenidos



- Aprendemos química a través de actividades.

Proyecto



- Propuesta de actividades interdisciplinarias, que promueven el diálogo y el deseo de nuevos conocimientos.

- Propuesta al final de cada quimestre.

Un alto en el camino



- Y además, se incluye una evaluación quimestral con preguntas de desarrollo y de base estructurada.

Experimento



- Te convertirás en un joven científico.

Zona Wifi



- Aprenderás la química en relación con la sociedad.



Resumen



- Síntesis de lo aprendido.

Evaluando tus destrezas

Para finalizar



Autoevaluación

¿Qué significan estos íconos?

EN GRUPO



Y TAMBIÉN



TIC



Actividades Interactivas



Enlaces web



Videos



Perfiles Interactivos



Documentos



Presentaciones multimedia



Colaboratorios

Conéctate con:

Edibosco
Interactiva

0

Medición y unidades del sistema internacional

PARA EMPEZAR:

Sabías que alrededor del mundo existen varios tipos de medidas de tiempo, de peso, de longitud, temperatura. ¿Cuáles son los tipos de medidas que utilizamos en el Ecuador?

Medición

Imagina que eres un pastelero y debes elaborar un pastel para un evento importante y de eso depende tu trabajo. ¿Qué sucedería si no colocaras las medidas (onzas, libras, cucharadas, etc.) adecuadas? Tu trabajo estaría al borde del fracaso. (Figura)

O si tal vez fueras un ingeniero mecánico que debes elaborar una pieza pequeña de una máquina industrial, si no tomas las medidas correctas, ocasionarías un daño mayor.

Estas ideas nos darán un ejemplo claro de que los procesos de medición son importantes no solo en el campo de la química, sino también en la vida diaria (cocinar, comprar, vender, etc.)

El Sistema Internacional (SI) de unidades es un sistema usado por todos los países del mundo, a excepción de tres, para medir la materia.



■ Pastel

Magnitudes SI básicas		Unidades SI básicas	
Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo
Longitud	l	metro	m
masa	m	kilogramo	kg
tiempo	t	segundo	s
corriente eléctrica	I, i	amperio	A
temperatura	T	kelvin	K
cantidad de sustancia	N	mol	mol
intensidad luminosa	I	candela	cd

■ Unidades básicas del sistema internacional

Las unidades del SI son beneficiosas pues estas son una referencia a nivel internacional de los instrumentos de medida. Existen equivalencias de las diferentes unidades. Sin embargo, hay que considerar que las conversiones únicamente se pueden realizar si estas se ubican dentro de las mismas magnitudes. Así, no se puede convertir de masa a tiempo o viceversa.

1. **Resuelve** los siguientes ejercicios.

- Carmen va al mercado y compra 380 gramos de lenteja, 1,5 kilogramos de azúcar y 45 onzas de chocolate. ¿Cuántas libras lleva en su canasta?
- María compra tres gaseosas; la primera contiene 380 mililitros; la segunda, medio galón, y la tercera, un litro y medio. ¿Cuántos litros compró en total?
- Martha compra una arroba y media de papas. ¿Cuántas libras compró?
- Roberto compra un kilogramo y medio de arroz. ¿Cuántas libras compró?

Temperatura y calor

Todas las mañanas al ver la televisión, nos informamos sobre las condiciones climáticas gracias al servicio meteorológico. Por ejemplo:

- Un día caluroso en Estados Unidos puede alcanzar los 100°F, mientras que un día fresco puede bajar a 40°F.
- En Monterrey la temperatura máxima puede llegar a 32°C.
- En Quito la temperatura puede oscilar entre una máxima temperatura de 20°C y una mínima de 5°C.

En varios países utilizan diferentes escalas de temperatura. Por ejemplo, en los EE.UU. se utiliza la escala Fahrenheit, mientras que en otros países, como el nuestro, se usa grados Celsius. Por eso, es importante conocer las distintas escalas y cómo convertirlas, ya que eso nos ayudará a saber cómo es la temperatura sin importar en qué país nos encontremos.



<http://goo.gl/EEExpkr>

■ Termómetro

Para convertir	Fórmula
Celsius a Fahrenheit (°C → °F)	$^{\circ}\text{F} = (1.8 \times ^{\circ}\text{C}) + 32$
Fahrenheit a Celsius (°F → °C)	$^{\circ}\text{C} = \frac{(^{\circ}\text{F} - 32)}{1.8}$
Celsius a Kelvin (°C → K)	$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$
Kelvin a Celsius (K → °C)	$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$

2. **Realiza** las siguientes transformaciones.

- El nitrógeno es un gas que se utiliza para conservar embriones, su temperatura es de -195,8 °C. **Calcula** esta temperatura en K y °F.
- El oro se funde a 1064 °C, **expresa** este valor en K y °F.

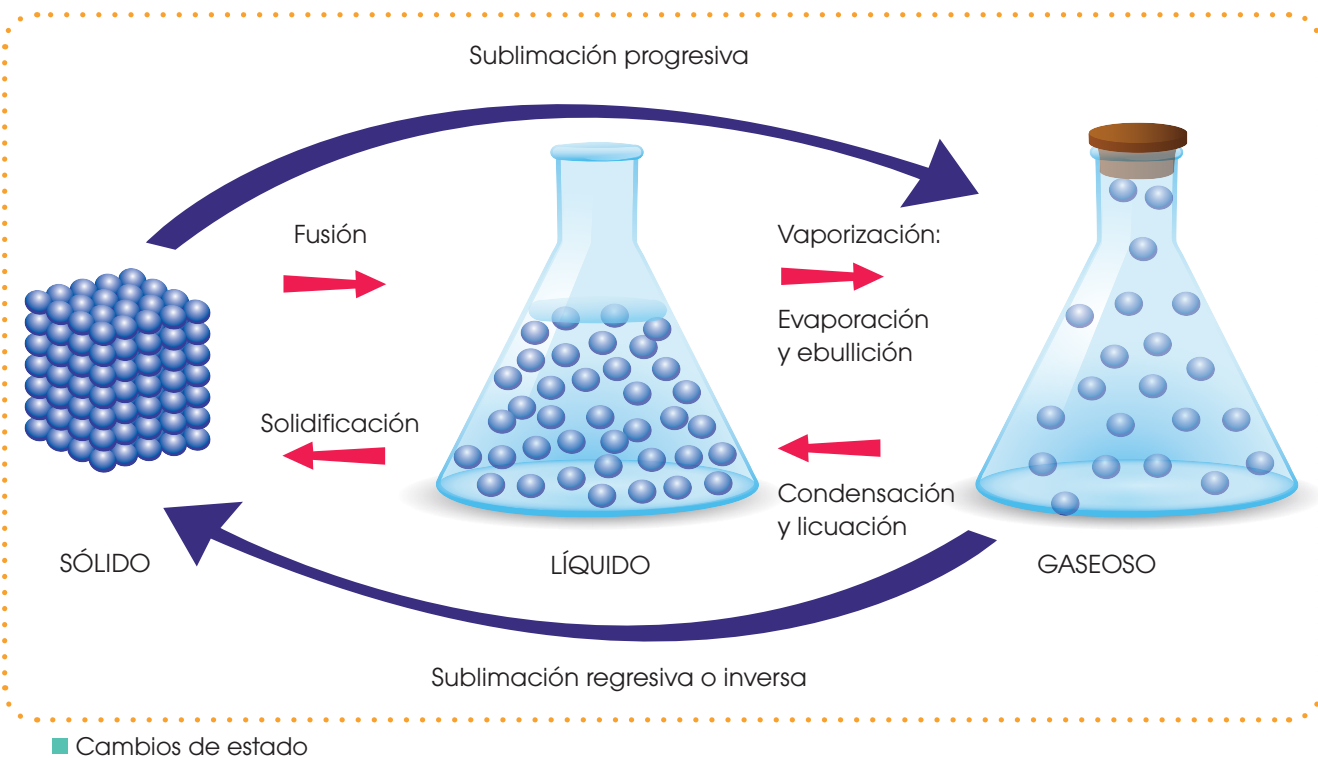
Actividades

Materia

La materia es todo lo que ocupa un lugar en el espacio. Existen tres estados de la materia: sólido, líquido y gaseoso. Cada estado tiene sus propias características, por ejemplo el estado sólido tiene una forma y volumen definido. El líquido tiene un volumen definido pero su forma se adapta al recipiente que lo contiene. Mientras que el estado gaseoso no tiene forma ni volumen definido.

Estados de la materia

Pensemos en el agua, en estado sólido es hielo, en líquido es agua y en estado gaseoso es vapor. Para pasar de un estado a otro debemos aumentar o disminuir la temperatura como se muestra a continuación:



3. En un recipiente, colocamos unos cubos de hielo, luego, tapamos y observamos qué sucede después de un tiempo. **Contesta.**
 - a. ¿Por qué se humedeció la parte exterior del frasco? **Justifica** tu respuesta.
 - b. ¿Por qué el hielo disminuyó su volumen y ahora es agua? **Justifica** tu respuesta.
 - c. ¿Cómo puede haber agua en el exterior del frasco?

4. **Responde** si es verdadero o falso
 - a. Si permanece la temperatura constante y aumentamos la presión sobre un gas, aumenta su volumen.
 - b. Si permanece la presión constante y aumentamos la temperatura sobre un gas, aumenta su volumen.

Mezclas y sustancias puras

La materia está formada por sustancias, estas pueden encontrarse como sustancias puras o como mezclas.

Las mezclas son la agrupación de dos o más sustancias. Estas pueden ser homogéneas (misma fase) o heterogéneas (fases distintas).

Algunos elementos en estado puro presentan características únicas. La unión de dos elementos forman un compuesto.

Las principales diferencias entre las sustancias puras y las mezclas son:

Mezclas



<http://goo.gl/Hr0zgh>

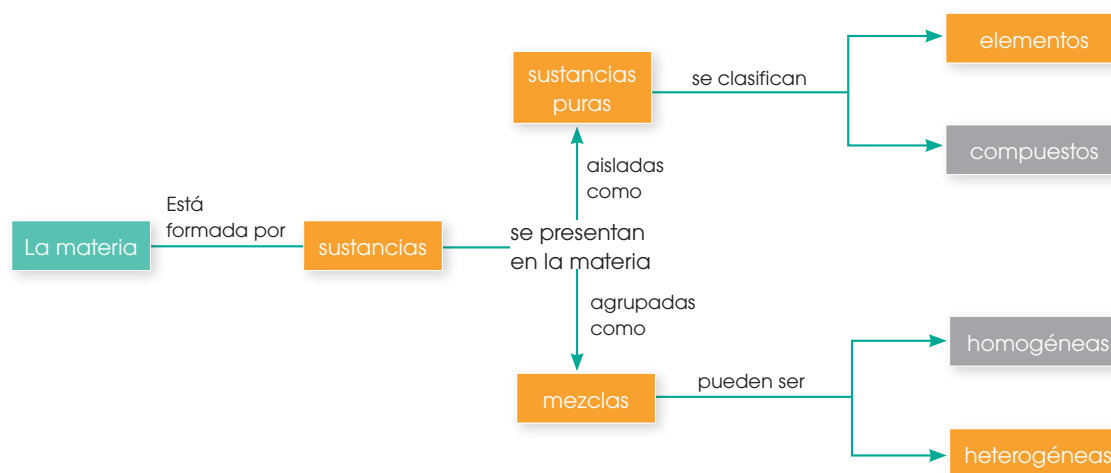
Sustancias puras



<http://goo.gl/XOCuOU>

- Mediante los cambios físicos, sus componentes se pueden separar.
- Puede cambiar su composición cuando agregamos un elemento más.
- No pueden separarse en sus componentes
- Su composición es constante

En base a lo mencionado anteriormente la clasificación de la materia es:



EN GRUPO



1. **Identifiquen** cuál de estos ejemplos son sustancias puras y mezclas homogéneas o heterogéneas.
 - a. Sal de mesa
 - b. Pastel
 - c. Leche chocolatada
 - d. Polvo de hornear
 - e. Encebollado
 - f. Gaseosa
2. **Expliquen** cómo prepararían una solución homogénea y una heterogénea.

Relación de la química con otras ciencias



La química la podemos observar donde quiera que estemos debido a que tiene múltiples aplicaciones. Por ejemplo:

- Los fármacos están hechos por compuestos químicos sintetizados en el laboratorio. Uno de los fármacos más comunes es la aspirina.
- Los médicos no podrían operar sin el uso de químicos, como la anestesia. Incluso, los implementos indispensables en un operación están hechos de químicos, estos son: los guantes, pinzas, bisturí.
- La elaboración de cosméticos como labiales, maquillaje, entre otros no sería posible sin el uso de químicos.
- También podemos ver el uso de los químicos en los alimentos, industria textil (ropa), tecnología, artículos de limpieza.

5. **Contesta** las siguientes preguntas.

- ¿En qué crees tú que se relaciona la química con las matemáticas?
- ¿Qué parte de la medicina se dedica al estudio de los productos tóxicos?
- ¿Cómo crees que la química ha aportado en la fabricación de celulares y computadoras?
- ¿Cuál es la diferencia entre química orgánica e inorgánica?

6. **Investiga** sobre la:

- Nanotecnología
- Química organometálica
- Fotoquímica

1

Modelo atómico

CONTENIDOS:

1. Modelo atómico

- 1.1. El átomo
- 1.2. Teoría atómica
- 1.3. El modelo planetario de Bohr
- 1.4. Modelo mecánico-cuántico de la materia
- 1.5. Teoría de Planck
- 1.6. Teoría de Bohr
- 1.7. Modelo de Sommerfeld
- 1.8. Números cuánticos
- 1.9. Distribución electrónica



Noticia:

El papel de los elementos químicos

Gracias a los elementos químicos, existen varios avances en las ciencias y la tecnología, además están presentes en nuestro cuerpo para garantizar la salud y existencia. En una era de modernidad y grandes descubrimientos, estos elementos permiten que el mundo funcione y evolucione cada vez más.

Escuelapedia.com



Web:

Evidencia del origen común de los elementos

Actualmente, las ciencias han permitido encontrar algunas respuestas a diferentes interrogantes. Gracias a la astrofísica y a la cosmoquímica se ha podido analizar meteoritos, planetas y luz de estrellas. De estos estudios se ha evidenciado que están formados por elementos químicos iguales a los de la superficie terrestre.

<http://goo.gl/ZjeUjb>



Película:

Alquimia, magia o ciencia

Hace casi 2 000 años un grupo enigmático de personas denominadas alquimistas arriesgaban su vida intentando fabricar oro en rudimentarios talleres. El documental explica el concepto y orígenes de la alquimia como un arte para alcanzar la perfección, la sabiduría divina y el secreto de la inmortalidad.

<https://goo.gl/bC0Zcn>



EN CONTEXTO:

1. **Lee** la noticia anterior y **responde**:
—¿Crees que tenemos semejanzas los seres humanos con los seres inertes?
2. **Lee** con atención el artículo: «*Evidencia del origen común de los elementos*» y **contesta**:
—¿Qué estudia la astrofísica y la cosmoquímica?
3. **Observa** el documental «*Alquimia, magia o ciencia*» y **responde**:
—¿Qué significa la palabra alquimia y dónde tiene sus orígenes?



I. MODELO ATÓMICO

1.1. El átomo

Cada uno de los objetos que puedes ver a tu alrededor ocupa un espacio y puede medirse. Estos objetos reciben el nombre de *materia*, por lo tanto, podemos decir que la *materia* es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa.

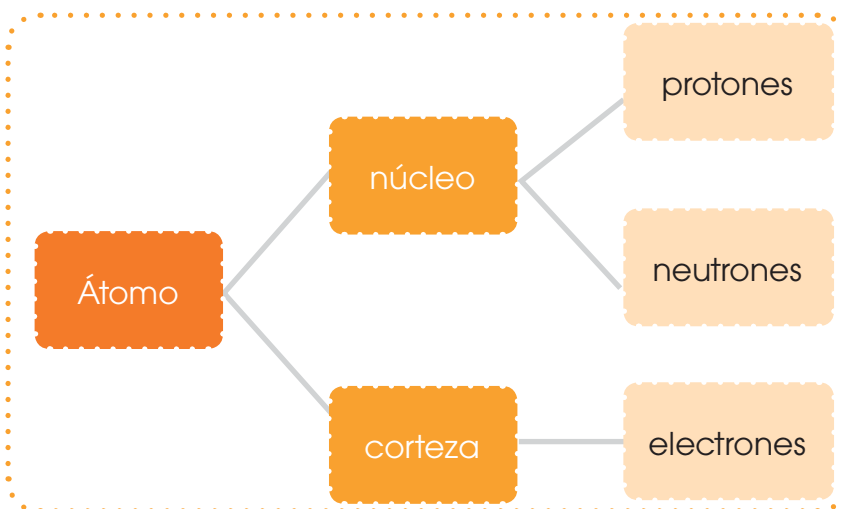
En el siglo V a. C., Demócrito postuló que la materia estaba formada por partículas muy pequeñas e indivisibles: los átomos. Estos no se pueden dividir, por lo tanto el átomo es la unidad constituyente más pequeña de la materia que posee las propiedades de un elemento químico.

1.2. Teoría atómica

El átomo está formado por un núcleo con protones y neutrones y por varios electrones en sus orbitales, cuyo número varía según el elemento químico.



La página <http://goo.gl/mCTX5T.html> muestran investigaciones que logran observar átomos sin destruirlos por primera vez.



■ Partes del átomo

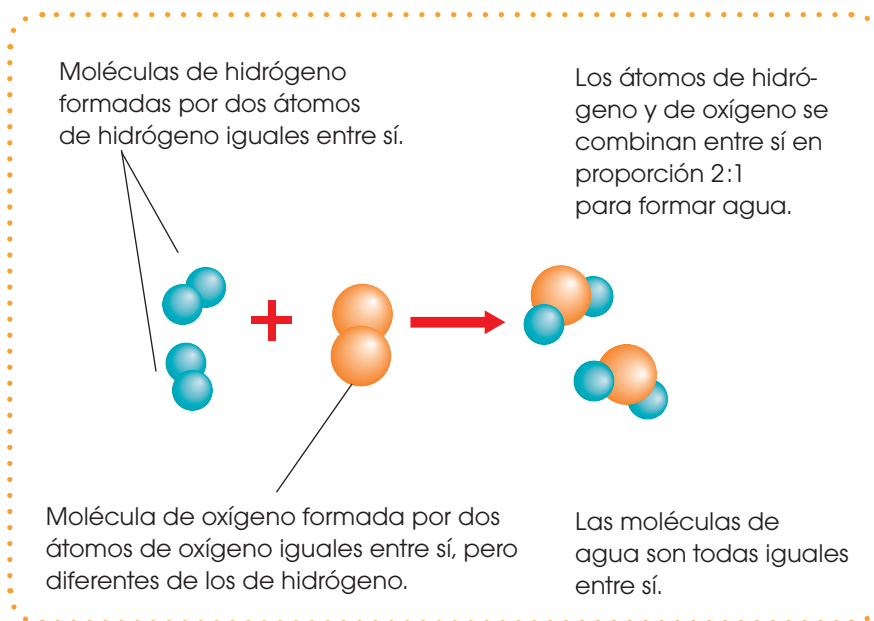
A principios del siglo XIX, el químico inglés J. Dalton retomó la idea de los átomos en su teoría atómica, en la que consideró que estos eran esferas indivisibles y elementales constituyentes de la materia.

Teoría de Dalton

En 1808, John Dalton enunció su célebre teoría atómica que justifica estos postulados.

- La materia está formada por pequeñas partículas, separadas e indivisibles, llamadas *átomos*.
- La materia que tiene todos sus átomos iguales es un *elemento*.
- Los átomos de los diferentes elementos se distinguen por su masa y sus propiedades.
- Los átomos de elementos distintos pueden unirse en cantidades fijas para originar compuestos.
- Los átomos de un determinado compuesto o átomos compuestos son también iguales en masa y en propiedades.

Tres años más tarde, en 1811, el químico italiano Amadeo Avogadro denominó *moléculas* a los átomos compuestos de Dalton.



■ Formación de moléculas de agua

Para resolver cómo se situaban las partículas dentro de los átomos, surgieron, a partir de principios del siglo XX, distintos modelos atómicos.

Un **modelo** es una simplificación de la realidad, utilizada para explicar los hechos experimentales. Si aparece un hecho experimental que no se explica con un modelo, este debe modificarse o rechazarse.

Teoría de Thomson

En 1904, Joseph J. Thomson propuso un modelo muy elemental: el átomo está constituido por una esfera de materia con carga positiva, en la que se encuentran encajados los electrones en número suficiente para neutralizar su carga.

La distribución de las cargas propuesta por Thomson explicaba la aparición de los rayos catódicos y los rayos canales:

- Al desprenderse los electrones de los átomos, forman los **rayos catódicos**, que se desplazan hacia el ánodo.
- El resto del átomo, con carga positiva, se dirige hacia el cátodo y forma los **rayos canales**.

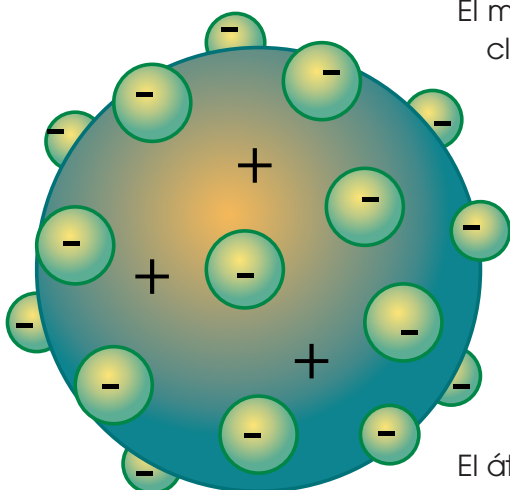
Y TAMBIÉN:

Demócrito pensaba que toda la materia estaba constituida por partículas muy pequeñas e indivisibles.

Según él, toda la materia está formada por átomos de cuatro elementos: fuego, tierra, agua y aire.



La teoría de Demócrito era intuitiva y no se apoyaba en la experimentación, por lo que no tiene validez científica. Contrariamente, la teoría atómica de Dalton se apoya en hechos experimentales y, por ello, sí tiene validez científica.



■ Modelo atómico de Thomson



<https://youtu.be/SUQifUUm-bE> Muestran las distintas teorías sobre el átomo.

El modelo de Thomson presenta una visión estática y no nuclear del átomo.

El modelo atómico propuesto por Thomson tuvo una vida muy corta, pero fue de gran importancia, ya que constituye el inicio del estudio profundo del átomo.

El átomo está formado por protones y electrones.

El físico inglés J. J. Thomson (1856-1940) constató que los **rayos catódicos** estaban constituidos por **partículas negativas** cuya naturaleza era independiente del gas que se encerrara en el tubo. Este hecho le llevó a pensar que las partículas en cuestión debían ser partículas constituyentes fundamentales de toda la materia: los **electrones**.

En 1911, el físico americano R. Millikan determinó experimentalmente el valor de la carga del electrón. De ese dato, y de otros anteriores, se dedujo el valor de su masa.

$$\text{Carga del electrón: } -e = -1,602\ 189 \times 10^{-19} \text{ C}$$

$$\text{Masa del electrón: } m_e = 9,109\ 534 \times 10^{-31} \text{ kg}$$

Las partículas de los rayos canales con menor masa correspondían al elemento más ligero, el hidrógeno. Además, la carga de estas partículas y la del electrón eran iguales en valor absoluto, aunque sus masas fuesen muy diferentes. Por este motivo, se consideró que el núcleo de hidrógeno debía constituir otra partícula fundamental del átomo: el **protón**.

El protón fue observado por primera vez en 1919 por Rutherford y Chadwick, al bombardear ciertos átomos con partículas alfa.

$$\text{Carga del protón: } +e = +1,602\ 189 \times 10^{-19} \text{ C}$$

$$\text{Masa del protón: } m_p = 1,672\ 649 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Su masa es unas 1840 veces la masa del electrón.

Teoría de Rutherford

En su experiencia, Rutherford dedujo que en el centro del átomo hay un diminuto corpúsculo, al que llamó *núcleo*, en el que se encuentran las partículas de carga positiva, los protones. Además, ya intuyó la presencia de neutrones en el núcleo.

Descubrimientos

Núcleo atómico (1911)

El modelo de Thomson consideraba que la carga y la masa estaban uniformemente repartidas en el átomo. Rutherford esperaba que las partículas atravesaran la lámina de oro sin sufrir grandes desviaciones.

Sin embargo, los resultados experimentales obligaron a pensar en una estructura diferente.

Así, en el interior del átomo debía existir una gran fuerza eléctrica ejercida por una masa considerable.

De aquí dedujo que los **electrones** ocupaban el **volumen total** del átomo y que la **electricidad positiva** estaba concentrada en un **núcleo** muy pequeño y muy pesado (más del 99% de la masa del átomo).

Neutrón (1932)

El físico inglés J. Chadwick (1891-1974) detectó una nueva partícula subatómica en una reacción nuclear. Las características de ésta coincidieron con las predichas por Rutherford, y se mantuvo el nombre que éste le había dado: **neutrón**.

Carga del neutrón: 0

Masa del neutrón: $m_n = 1,674\ 954 \cdot 10^{-27}$ kg

Modelos atómicos

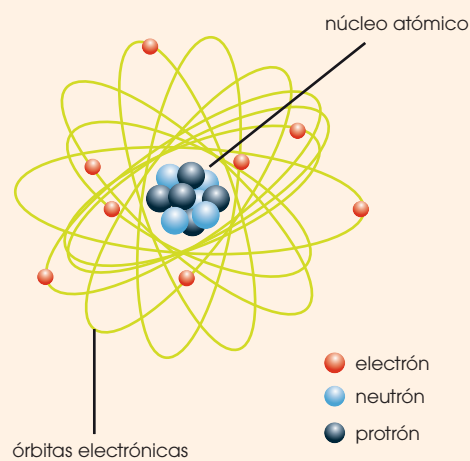
Modelo atómico de Rutherford (1911)

El descubrimiento del núcleo condujo a E. Rutherford a establecer un nuevo modelo atómico. Propuso que:

—La mayor parte de la masa y toda carga positiva del átomo se concentran en una minúscula zona central de gran densidad, el núcleo.

—El átomo, mucho mayor que el núcleo, incluye la corteza electrónica, que es la región donde los electrones describen órbitas circulares alrededor del núcleo.

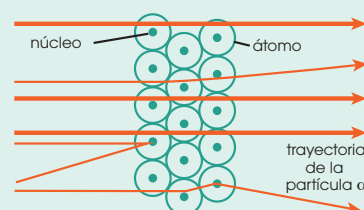
—El átomo es neutro porque el número de electrones es igual al de protones.



Modelo atómico de Rutherford

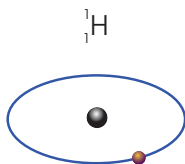
El Modelo de Rutherford explicaba los resultados de su experimento:

- Las partículas α que pasan lejos del núcleo no se desvían porque la corteza electrónica prácticamente no las afecta.
- Las partículas α que pasan cerca del núcleo se desvían porque éste las somete a repulsión electrostática.
- Las partículas α que chocan directamente contra el núcleo rebotan y son repelidas violentamente, por tratarse de cargas del mismo signo.



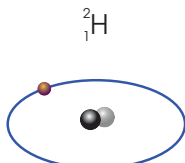
hidrógeno

Z=1
n=0
A=1



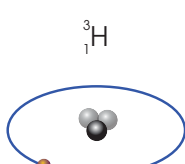
deuterio

Z=1
n=1
A=2



tritio

Z=1
n=2
A=3



● protón ● neutrón
● electrón

■ Modelo atómico de Rutherford, de los tres isótopos de hidrógeno

Elementos químicos e isótopos

En la primera década del siglo XX H. Moseley (1887-1915) midió con exactitud la carga nuclear positiva de distintos elementos químicos. Sus resultados permitieron asignar un número atómico a cada uno de los elementos.

El **número atómico**, Z , de un elemento químico representa la carga nuclear positiva de sus átomos, es decir, **el número de protones** que estos contienen en el núcleo.

Así, un **elemento químico** se caracteriza por su **número de protones** o **número atómico**. Si el átomo es neutro, este valor coincide también con el número de electrones.

¿Un mismo elemento puede tener átomos de masas distintas? El científico inglés F. W. Aston (1877-1945) demostró que el neón natural contiene dos clases de átomos, con el mismo número atómico pero diferente masa.

Así, los átomos de un mismo elemento pueden tener un número variable de neutrones. Como consecuencia, su masa también es variable. Por ello, es importante conocer tanto el número atómico de un átomo como su número másico.

El **número másico**, A , de un átomo es el número de nucleones que contiene su núcleo, es decir, la **suma** de los **protones** y **neutrones** que lo forman.

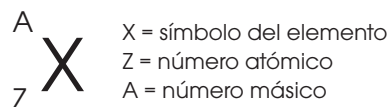
Si designamos como N el número de neutrones, resulta el siguiente valor para el número másico:

$$A = Z + N$$

Así, el **núcleo** de los átomos de un elemento químico está compuesto por un **número fijo** de **protones** y un **número variable** de **neutrones**.

Las distintas formas atómicas de un **mismo elemento** que difieren en su número másico debido a que poseen **distinto** número de **neutrones** se denominan **isótopos**.

Para caracterizar a un isótopo de un elemento, se indican su **número atómico**, que identifica al **elemento**, y su **número másico**, que identifica al **isótopo**.



Determina el número atómico (Z); el número de neutrones (N); el número másico (A); y el número de electrones del isótopo ${}^{239}_{94}\text{Pu}$

— **Anotamos** el número atómico, $Z = 94$, y el número másico, $A = 239$, y **hallamos** el número de neutrones:

$$A = Z + N \Rightarrow N = A - Z \Rightarrow N = 239 - 94 = 145$$

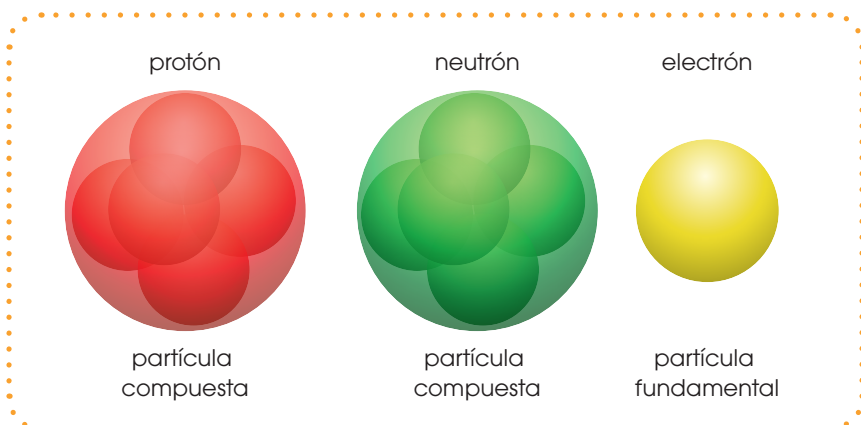
— En un átomo neutro, el número de electrones es igual al de protones y, por tanto, igual al número atómico. Así, hay 94 electrones.

En el isótopo ${}^{239}_{94}\text{Pu}$: $Z = 94$; $N = 145$; $A = 239$, y hay 94 electrones.

Ejemplo 1

Los neutrones y otras partículas subatómicas

En 1930, Bothe y Becker observaron una nueva radiación, muy penetrante, al someter una muestra de berilio a la acción de las partículas α . En 1932 J. Chadwick determinó que se trataba de partículas neutras, a las que denominó *neutrones*, con masa próxima a la del protón. Las características de esta coincidieron con las predichas por E. Rutherford, y se mantuvo el nombre que este le había dado: **neutrón**. Estas nuevas partículas deben ocupar el **núcleo** del átomo, junto con los protones; y contribuyen a la masa de este.



Y TAMBIÉN:

Los **electrones** son partículas de carga negativa y muy poca masa.

Los **protones** son partículas, de carga positiva y masa 1.837 veces mayor que la de los electrones.

Los **neutrones** son partículas cuya masa es semejante a la del protón y no tienen carga eléctrica.

■ Partículas subatómicas

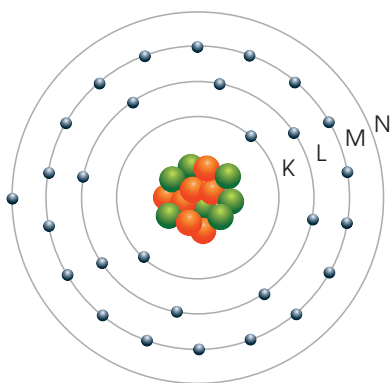
Partículas subatómicas			
Partícula	Símbolo	Carga eléctrica	Masa
Electrón	e^-	$-1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$	$9,109 \times 10^{-31} \text{ kg}$
Protón	p^+	$+1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$	$1,673 \times 10^{-27} \text{ kg}$
Neutrón	n^0	0	$1,675 \times 10^{-27} \text{ kg}$

Actualmente, sabemos que las partículas subatómicas pueden estar formadas por otras partículas más pequeñas. Por ejemplo, los protones y los neutrones están compuestos por unas partículas más pequeñas denominadas *quarks*.

EN GRUPO

1. **Completen** la siguiente tabla.

Elemento	Símbolo	A	Z	N
Flúor				
Sodio				
Mercurio				
Francio				
Argón				



■ Modelo planetario de Bohr

1.3. El modelo planetario de Bohr

En 1913, el físico danés Niels Bohr propuso un nuevo modelo atómico. Para Bohr, los electrones giraban en torno al núcleo en órbitas circulares de radios definidos, pero no en todas las órbitas, pues para él existían órbitas permitidas y otras prohibidas.

En cada una de estas órbitas solo puede haber un número dado de electrones, con una energía determinada. Para que un electrón cambie de órbita, es necesario modificar su energía en una cantidad determinada.

El parecido del modelo con los modelos planetarios, y el hecho de que interpretara ciertos sucesos experimentales, que por entonces carecían de explicación, hicieron que tuviera un éxito inmediato.

Hacia 1925, nuevos avances, tanto experimentales como teóricos, obligaron a proponer un nuevo modelo: el modelo atómico de orbitales. A partir de los trabajos de científicos como Max Planck, Louis De Broglie, Werner Heisenberg, Erwin Schrödinger y otros, se ha establecido el modelo atómico actual.

En este modelo, los electrones no describen órbitas definidas en torno al núcleo, como había supuesto Rutherford, sino que se encuentran distribuidos ocupando orbitales.

Este modelo es acertado a nivel atómico y molecular (moléculas, átomos y partículas subatómicas).

TIC



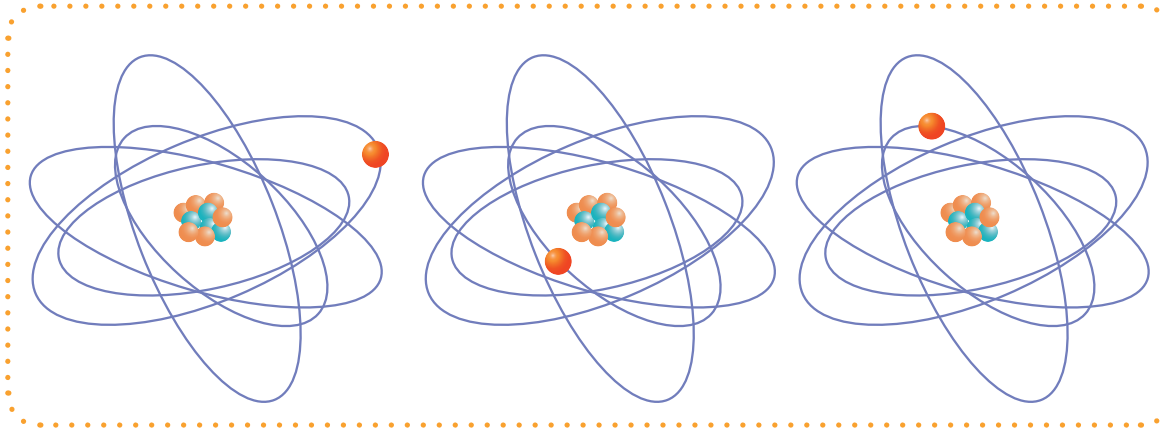
<https://youtu.be/0UPRyzlWC6k> Grandes genios de la humanidad: El átomo, John Dalton y Niels Bohr.

Actividades

1. **Escribe** los tres postulados que propuso Niels Bohr en el nuevo modelo atómico.
2. **Contesta** ¿qué describe la estructura electrónica de un átomo?
3. **Analiza** el siguiente postulado:
— «Cuando un electrón pasa de una órbita externa a una más interna, la diferencia de energía entre ambas órbitas se emite en forma de radiación electromagnética».
4. **Contesta** ¿cuál es la diferencia entre estado fundamental de un estado excitado?
5. **Contesta** verdadero o falso al siguiente postulado, y **argumenta** tu respuesta:
— Los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas estacionarias emitiendo energía.

1.4. Modelo mecánico-cuántico de la materia

Hasta inicios del siglo XX, no se conocía con exactitud la ubicación de los electrones; sin embargo, una serie de resultados experimentales obligó a elaborar nuevas teorías sobre la luz. Estas, en principio, se aplicaron a la energía transportada por la luz. Posteriormente, sirvieron para formular nuevas teorías atómicas.



■ Modelo mecánico-cuántico de la materia

Dualidad del electrón

Aunque el modelo atómico de Rutherford explicaba con éxito las evidencias experimentales observadas hasta el momento, era en sí mismo inconsistente.

Cuando una carga eléctrica se mueve aceleradamente, pierde energía en forma de radiación electromagnética.

Como el electrón se mueve alrededor del núcleo, pierde energía, y esta pérdida conduciría a que el electrón se destruya, sin embargo necesita otra explicación para establecer otro modelo atómico que, además de ofrecer explicación a los fenómenos observados, no vulnere las leyes de la física.

En 1905, A. Einstein puso en cuestión la teoría clásica de la luz, donde esta presenta comportamiento corpuscular.

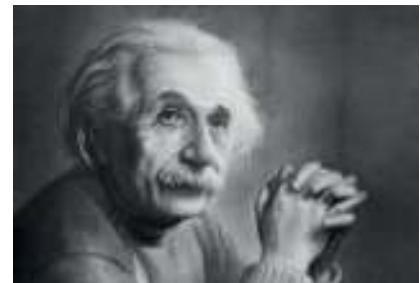
A partir de esta hipótesis, el físico francés Louis de Broglie propuso, en 1924, que de igual modo que la luz, los electrones podrían presentar propiedades ondulatorias.

Y TAMBIÉN:

Teoría corpuscular

El físico inglés Isaac Newton, en el siglo XVII, planteó la teoría corpuscular, donde señalaba que «la luz consiste en un flujo de pequeñas partículas, sin masa, emitidos por fuentes luminosas que se movían en línea recta con gran rapidez».

Esta teoría analiza la propagación rectilínea de la luz, la refracción y reflexión de la misma, pero no los anillos de Newton, las interferencias y la difracción.



<http://goo.gl/Peu7t6>

■ Einstein (1879-1955), físico alemán, comprobó que determinados metales eran capaces de emitir electrones cuando se los exponía a la luz.

Prohibida su reproducción

Cualquier partícula de masa (m) y velocidad (v) debe considerarse asociada a una onda cuya longitud de onda (λ) viene dada por la expresión:

$$mv = p = \frac{h}{\lambda}$$

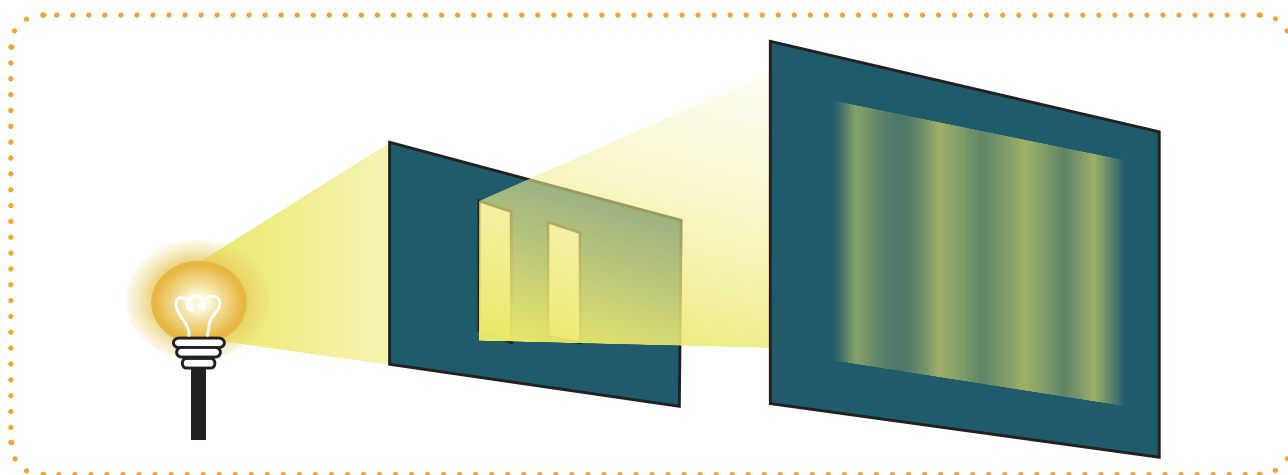
mv = cantidad de movimiento
 h = constante de Planck ($6,63 \times 10^{-34}$ J·s)
 p = momento lineal
 λ = longitud de onda

Por tanto, la longitud de la órbita del electrón debe ser un número entero, el cual se asocia para tratar una onda estacionaria. Así, las únicas órbitas permitidas son las que dan lugar a una onda estacionaria.

$$2\pi r = n\lambda$$

Según sea el valor de niveles energéticos (n) y el valor de l , el radio de la órbita debe tomar valores determinados que corresponden a los radios de las órbitas permitidas.

Cuando se comprobó que los electrones presentaban reflexión y difracción, quedó demostrada experimentalmente la hipótesis de L. de Broglie.



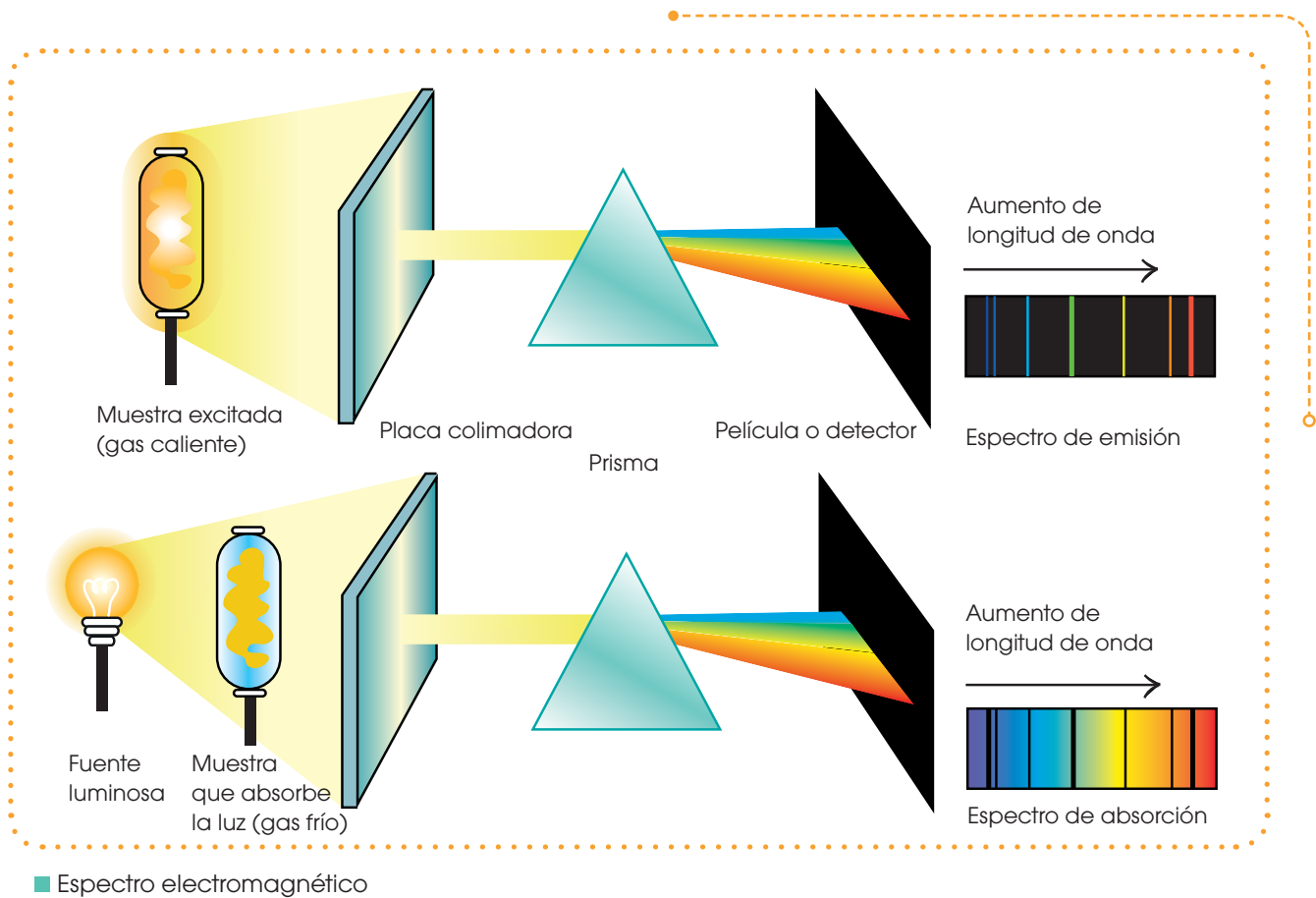
■ Electrón onda y partícula

Espectro electromagnético

Los cuerpos calientes emiten energía en forma de radiación, y lo hacen en forma continua, es decir, la radiación está formada por todas las frecuencias, desde muy pequeñas hasta muy grandes.

Por el contrario, el espectro de emisión de los elementos gaseosos a baja presión no es continuo, sino que la radiación está formada por algunas frecuencias que se pueden separar por métodos ópticos.

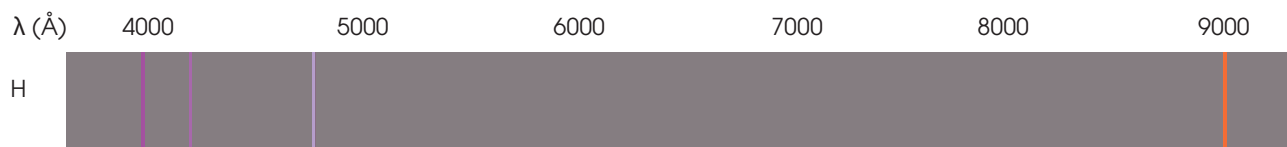
Si la radiación descompuesta en las distintas radiaciones que la componen se registra en una placa fotográfica, se observan unas bandas de color sobre fondo negro, por lo que a estos espectros los conocemos con el nombre de *espectros de rayas*.



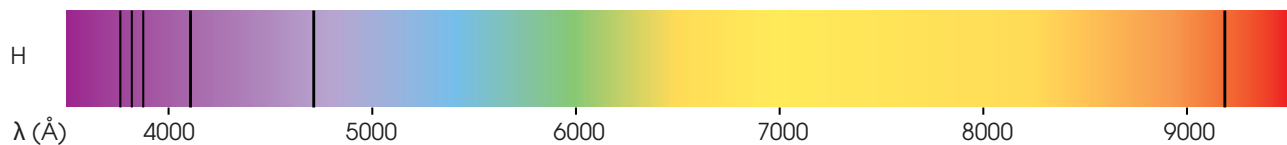
Espectro de emisión del hidrógeno

El espectro de emisión del hidrógeno es el más sencillo de todos y, por ello, el más estudiado. Se compone de varias series de bandas, que aparecen en la zona ultravioleta, en la visible y en el infrarrojo.

a) Espectro de emisión



b) Espectro de absorción



6. Investiga:

La aplicación de:

- a. Rayos Gamma
- b. Luz visible

- c. Rayos X
- d. Microondas

- e. Rayos UVA
- f. Ondas de radio

TIC



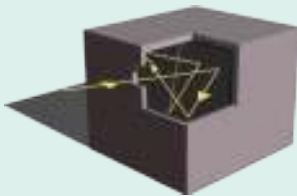
Accede a la página <https://youtu.be/bm7FSHokRIA> muestra la teoría de Planck.

1.5. Teoría de Planck

Los cuerpos sólidos calientes emiten radiación que depende de la temperatura a la que se encuentren. Por ejemplo, un hierro muy caliente emite un resplandor rojo, y una lámpara de incandescencia, luz blanca.

A finales del siglo XIX, se llevaron a cabo numerosos intentos de relacionar la longitud de onda de la radiación y la temperatura del cuerpo, pero no se alcanzó un éxito completo.

El físico alemán M. Planck (1858-1947) estudió, en 1900, la radiación emitida por el *cuerpo negro*.



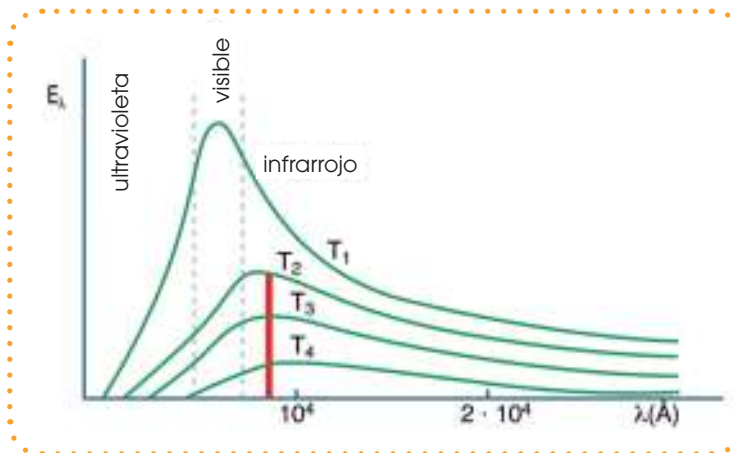
■ Cuerpo negro

El cuerpo negro

Un **cuerpo negro** es una superficie ideal que no refleja la radiación que incide sobre ella.

Con fines experimentales, es bastante aproximado considerar como cuerpo negro una pequeña abertura en una cavidad, ya que la radiación que incide en la abertura queda atrapada en la cavidad y no se refleja.

Planck dedujo que la *energía emitida* por el cuerpo mediante la radiación de una determinada frecuencia era múltiplo de una cantidad de energía elemental que llamó **cuanto**, y era independiente de la temperatura.



■ Distribución de la energía emitida por el cuerpo negro a diferentes temperaturas: $T_1 > T_2 > T_3 > T_4$.

Así, cuando emite radiación de frecuencia ν , la energía de la radiación será múltiplo entero del cuanto, es decir, la energía emitida será $h\nu$, $2h\nu$, $3h\nu$...

$$E = h\nu$$

E = energía de la radiación
 h = constante de Planck ($6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$)
 ν = frecuencia de la radiación

La energía, al igual que la materia y la electricidad, ya no es la magnitud continua considerada, sino que está formada por múltiplos enteros de cantidades elementales: el cuanto de energía.

Einstein, en 1905, utilizó la teoría de Planck y creó la teoría corpuscular, para explicar que la luz estaba formada por paquetes de energía llamados *fotones*.

1.6. Teoría de Bohr

En 1913, el físico danés N. Bohr (1885-1962), a partir de la nueva concepción de la *energía* y de la *luz*, dio una explicación al fenómeno que constituye el espectro de emisión de los gases y, en concreto, del hidrógeno.

Bohr creó un nuevo modelo que puede considerarse el verdadero precursor del modelo atómico actual. Los principios en que se basa este modelo son:

- El electrón se mueve alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares. El espacio que rodea al núcleo está cuantizado, es decir, hay zonas permitidas, llamadas *niveles*, y otras que no lo son.

Mientras un electrón no cambie de órbita, no se modifica su energía.

Las órbitas permitidas son aquellas en las que el momen-

to angular del electrón (mvr) es un múltiplo entero de

$$\frac{h}{2\pi} \text{ donde } h \text{ es la constante de Planck. } \quad mvr = n \frac{h}{2\pi}$$

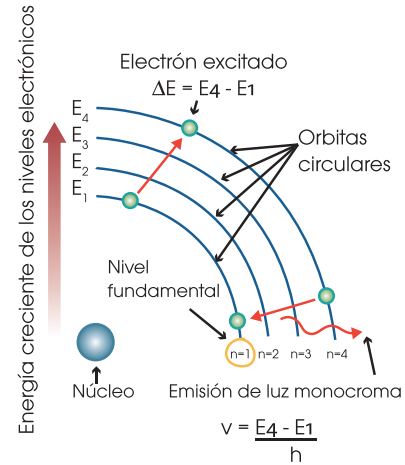
En cambio, n recibe el nombre de **número cuántico principal** y define los niveles alrededor del núcleo, numerados a partir del núcleo. Sus valores son: $n = 1, 2, 3, \dots$. Esto significa que la energía de las órbitas y sus radios están cuantizados.

Siempre que un átomo absorbe o emite energía se puede resumir con la expresión:

$$|E_f - E_i| = hv \quad \text{donde} \quad \begin{cases} E_f = \text{energía del nivel final} \\ E_i = \text{energía del nivel inicial} \end{cases}$$

- Si $E_f > E_i$, el átomo absorbe energía.
- Si $E_f < E_i$, el átomo emite energía.

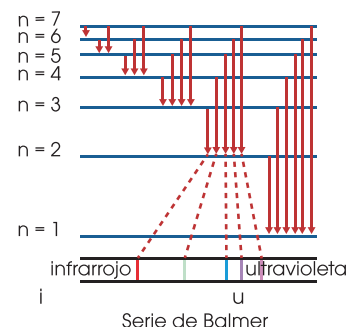
El modelo propuesto por Bohr daba explicación a los espectros de emisión de los elementos y respaldaba teóricamente la expresión empírica obtenida por Rydberg.



■ Teoría de Bohr

Y TAMBIÉN: ?

Interpretación de las rayas del espectro de emisión del hidrógeno. Cada raya corresponde a la radiación emitida cuando el electrón experimenta un tránsito entre dos niveles de energía.



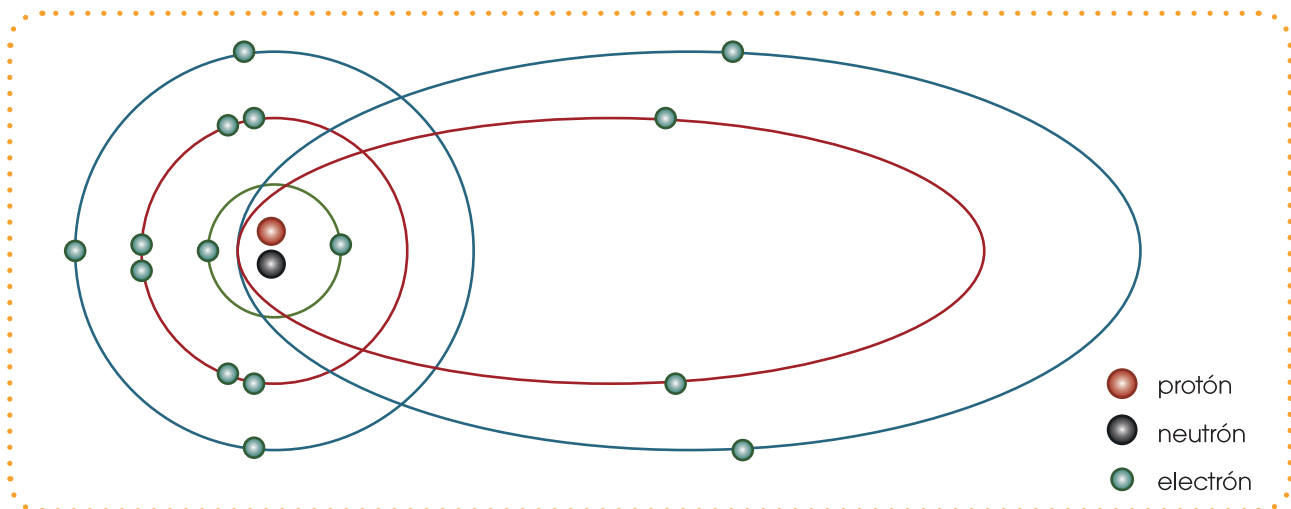
El éxito de este modelo fue efímero, ya que no explicaba algunas propiedades periódicas de los elementos, y su hipótesis fundamental —que consiste en que el electrón en el átomo presenta estados energéticos cuantizados— carecía de respaldo teórico. Además, con el empleo de espectroscopios más precisos, se observaron dos fenómenos a los que no se podía dar explicación:

- Algunas líneas del espectro son en realidad dos, tres o más, tan próximas que, cuando se observan con instrumentos poco precisos, parecen una sola.
- En 1896, el físico holandés P. Zeeman (1865-1943) observó que cada una de las líneas espectrales se desdoblaba en dos cuando la muestra se sometía a un campo magnético muy intenso, hecho que se conoce como **efecto Zeeman**.

1.7. Modelo de Sommerfeld

En 1915, el físico alemán A. Sommerfeld (1868-1951) propone las órbitas circulares y elípticas a partir del segundo nivel de energía donde están los electrones girando alrededor del núcleo.

El electrón se mueve en una órbita circular y también en una órbita elíptica, como observamos en el gráfico.



■ Modelo de Sommerfeld

Y TAMBIÉN:

La explicación del **principio de incertidumbre de Heisenberg** trasladado al mundo macroscópico es como si se quisiera determinar la posición de un automóvil en movimiento haciendo chocar contra él otro automóvil. La determinación final sería poco fiable, ya que el movimiento del primero, velocidad y trayectoria, quedaría modificado por la colisión con el segundo.

En realidad, no existía hasta ese momento un fundamento teórico que los explicara y, por lo tanto, se carecía de un verdadero modelo atómico.

La **mecánica cuántica** viene a dar respuesta a estos enigmas. Para su desarrollo, fueron decisivos el **principio de dualidad del electrón** y el **principio de incertidumbre de Heisenberg**, en donde se explica que no es posible conocer la posición y la cantidad de movimiento de una partícula subatómica, simultáneamente, y con precisión.

1.8 Número cuánticos

Cada electrón del átomo está representado por cuatro números cuánticos:

n: número cuántico principal.

l: número cuántico orbital o de momento angular.

ml: número cuántico magnético.

ms: número cuántico de spin.

Número cuántico principal (n)

El número cuántico principal (n) solo puede tomar valores naturales 1, 2, 3, 4... Cada valor designa un nivel, el cual está relacionado con el tamaño y la energía del orbital.

A mayor valor de n, mayor es la distancia promedio del electrón respecto al núcleo.

El primer nivel es el de menor energía, y los siguientes, cada vez más alejados del núcleo, tienen energías mayores.

Número cuántico secundario (l)

En número cuántico secundario toma valores enteros ($l = n - 1$):

$$\begin{aligned}s &= 2 \\p &= 6 \\d &= 10 \\f &= 14\end{aligned}$$

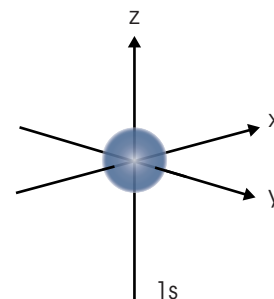
Este número está relacionado con la **forma del orbital** que ocupa el electrón.

Un **orbital atómico** es una región del espacio, en torno al núcleo, donde la probabilidad de encontrar el electrón con una determinada energía es muy grande.

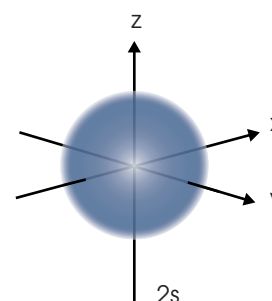
Número cuántico magnético (ml)

Sus valores dependen del valor de l, de manera que puede tomar todos los valores enteros comprendidos entre $-l$ y $+l$, incluido el cero.

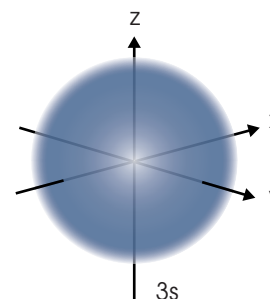
Está relacionado con la orientación del orbital en el espacio.



■ Orbital cuántico (1s)



■ Orbital cuántico (2s)



■ Orbital cuántico (3s)

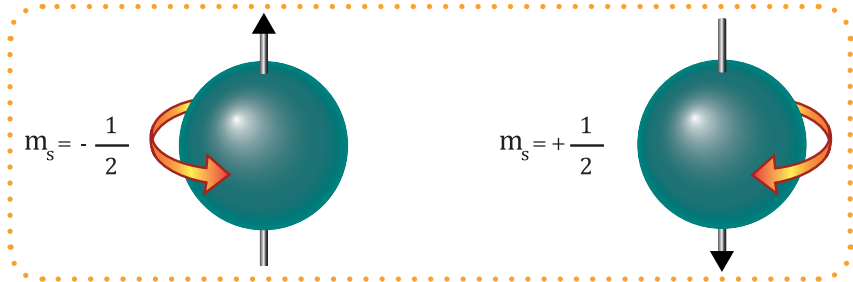
l	0	1	2	3
m _l	0	-1, 0, +1	-2, -1, 0, +1, +2	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3
Tipo de orbital	s	p	d	f
Denominación de los orbitales	ns	np	nd	nf

Y TAMBIÉN:



El físico holandés Pieter Zeeman descubrió el efecto que describe la división de una línea espectral en varios componentes si el elemento se coloca en presencia de un campo magnético.

Número cuántico *spin* (m_s)



■ Spin m_s

Solo puede tomar los valores $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$. Está relacionado con el giro del electrón respecto a su eje, lo que genera un campo magnético con dos posibles orientaciones, según el sentido del giro.

Una vez descritos los cuatro números cuánticos, es fácil comprender que cada orbital atómico está representado por los tres números cuánticos n, l y m_l, que suelen designarse por un número (el nivel) y una letra (el subnivel) mientras que la descripción de cada electrón en el átomo requiere, además, del cuarto número cuántico, m_s.

La tabla siguiente muestra la distribución de los electrones por niveles y orbitales.

Distribución de electrones por niveles y orbitales										
Nivel de energía (n)	1	2		3			4			
Número total de orbitales (n ²)	1	4		9			16			
Tipo de orbitales	s	s	p	s	p	d	s	p	d	f
Número de orbitales de cada tipo	1	1	3	1	3	5	1	3	5	7
Denominación de los orbitales	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f
Número máximo de electrones en los orbitales	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14
Número máximo de electrones por nivel (2n ²)	2	8		18			32			

■ Distribución de electrones por niveles y orbitales

Una vez descritos los cuatro números cuánticos, es fácil comprender la ubicación de los electrones en los orbitales, y de estos en los niveles de energía.

Hemos visto que los protones y los neutrones se encuentran en el núcleo del átomo.

Veamos a continuación cómo se distribuyen los electrones en la corteza.

- Los electrones se encuentran en orbitales. En cada uno de ellos cabe un máximo de dos electrones.
- Los orbitales se agrupan en siete niveles energéticos.
- Cada nivel de energía posee uno o varios orbitales, diferentes, denominados s, p, d, y f.

El número de orbitales de cada tipo, y el número de electrones que caben en cada uno de ellos, son los siguientes:

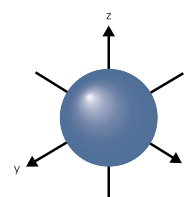
Tipo de orbital	s	p	d	f
Número de orbitales	1	3	5	7
Capacidad de electrones	2	6	10	14

Para denominar un orbital de un nivel concreto, indicamos el número del nivel y, a continuación, la denominación del tipo. Así, por ejemplo, al decir 4 p, estamos refiriéndonos a los tres orbitales del tipo p que se encuentran en el nivel 4, en los que caben seis electrones.

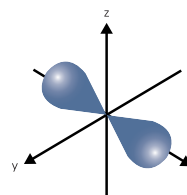
Y TAMBIÉN:

Cada orbital puede contener no más de dos electrones.

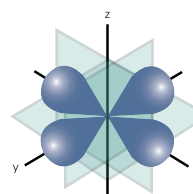
Los orbitales se agrupan en siete niveles energéticos. En cada nivel hay un número determinado de subniveles, a los que denominamos s, p, d o f, y que se diferencian por su forma y orientación en el espacio.



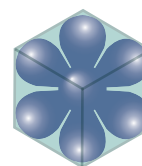
Orbital tipo s



Orbital tipo p



Orbital tipo d



Orbital tipo f

■ Forma de los distintos orbitales según el subnivel al que pertenecen.

Actividades

7. **Señala** la diferencia que existe entre el concepto de *órbita* utilizado en los modelos de Rutherford y Bohr.
8. ¿Se puede localizar exactamente la posición de un electrón según el modelo atómico de orbitales?
9. **Indica** cuántos subniveles hay en el nivel 3 y la capacidad de electrones de cada uno de los subniveles del nivel 2.
10. **Calcula** el número de protones, neutrones y electrones en las siguientes formas atómicas:



1.9. Distribución electrónica

Principios de ordenamiento

La configuración electrónica fundamental se obtiene, en la práctica, a partir de tres reglas o principios: **regla de la construcción**, **principio de exclusión de Pauli** y **regla de la máxima multiplicidad de Hund**.

Regla de la construcción

“La configuración electrónica fundamental se obtiene colocando los electrones uno a uno en los orbitales disponibles del átomo en orden creciente de energía”.

Principio de exclusión de Pauli

“Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales”.

Como cada orbital está definido por los números cuánticos n , l y m_l , solo quedan dos posibilidades, $m_s = +1/2$ y $m_s = -1/2$, que físicamente queda reflejado en que cada orbital (definido por n , l y m_l) puede contener un máximo de dos electrones, y estos deben tener *spines* opuestos (electrones apareados).

Abreviadamente solemos escribir el número de electrones en cada subnivel mediante un superíndice. Por ejemplo: $2p^3$ representa que en el conjunto de orbitales $2p$ hay tres electrones.

Regla de la máxima multiplicidad de Hund

“Cuando varios electrones ocupan orbitales degenerados, de la misma energía, lo harán en orbitales diferentes y con *spines* paralelos (electrones desapareados), mientras sea posible”.

Por ejemplo, si deben colocarse tres electrones en orbitales $2p$, lo harán desapareados, es decir, en orbitales diferentes. En cambio, si se trata de cuatro electrones, dos de ellos deben aparearse (se colocan en el mismo orbital), mientras que los otros dos permanecen desapareados (en orbitales diferentes).



TIC



Al acceder a la página <https://youtu.be/9PD4IOTDCTE> podrás resolver algunas inquietudes sobre configuración electrónica.

Y TAMBIÉN:



El principio de exclusión de Pauli es una regla de la mecánica cuántica enunciada por Wolfgang Ernst Pauli, físico austriaco, uno de los principales fundadores de la mecánica cuántica.



Diagrama de Moeller

Niveles		electrones
1	1s ²	2
2	2s ² 2p ⁶	8
3	3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰	18
4	4s ² 4p ⁶ 4d ¹⁰ 4f ¹⁴	32
5	5s ² 5p ⁶ 5d ¹⁰ 5f ¹⁴	32
6	6s ² 6p ⁶ 6d ¹⁰ 6f ¹⁴	32
7	7s ² 7p ⁶ 7d ¹⁰ 7f ¹⁴	32

La distribución de los electrones de un átomo en orbitales recibe el nombre de *configuración electrónica*. Cuando esta es la de menor energía, se trata de la configuración electrónica **fundamental**.

A partir del diagrama de los niveles energéticos nos da a conocer la secuencia para llenar los orbitales siendo:



Los niveles de energía corresponden a los números del 1 al 7. Los subniveles son *s*, *p*, *d* y *f*. Los exponentes, el número máximo de electrones que tiene cada subnivel: *s* hasta dos electrones; *p* hasta seis; *d* hasta diez; y *f* hasta catorce electrones. Los números grandes de la derecha indican el número total de electrones por cada nivel de energía.

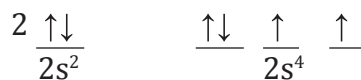
Los subniveles se ordenan de arriba hacia abajo, en orden creciente de energía, como se muestra en la figura.

A los orbitales los representamos con:   —

A los electrones con: $\uparrow\downarrow$

El número atómico del elemento nos indica que el número de electrones es igual al número de protones en un átomo neutro. Los electrones se colocan en los subniveles en el orden que indica el diagrama de Moeller. El número de electrones se indica mediante un superíndice. Debemos tener en cuenta el número máximo de electrones que caben en los distintos subniveles:

- Oxígeno (Z = 8)



Resumen: tres orbitales llenos y dos orbitales semilenos.

Y TAMBIÉN:



A los orbitales solemos representarlos por cuadros o guiones, cercanos entre sí cuando se trata de orbitales degenerados, y separados cuando son de distinta energía.

A los electrones solemos representarlos por flechas dentro de cada recuadro o guion, hacia arriba (\uparrow) si se trata de:

$$m_s = +\frac{1}{2}$$

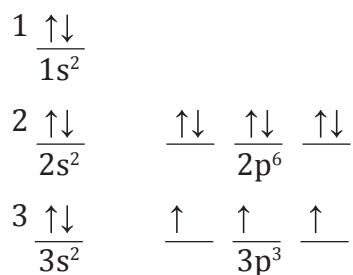
y hacia abajo (\downarrow) si se trata de:

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

Es habitual representar el *spin* de un electrón solitario en un orbital mediante la flecha hacia arriba (\uparrow).

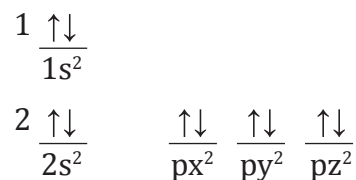
Ejemplo 2

- Fósforo (Z = 15)



Resumen: seis orbitales llenos, tres semillenos.

- Neón (Z = 10)



Resumen: cinco orbitales llenos.

Es decir hay dos formas para representar a un átomo.

Átomo	Z	Configuración electrónica	Orbitales
Li	3	1s ² 2s ¹	$\uparrow\downarrow$ \uparrow
Be	4	1s ² 2s ²	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$
B	5	1s ² 2s ² 2p ¹	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \square \square
C	6	1s ² 2s ² 2p ²	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow \square
N	7	1s ² 2s ² 2p ³	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow \uparrow
O	8	1s ² 2s ² 2p ⁴	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow
F	9	1s ² 2s ² 2p ⁵	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow
Ne	10	1s ² 2s ² 2p ⁶	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$

■ Formas de representación de un átomo

Estabilidad de orbital lleno y semiocupado

El modelo mecano-cuántico predice que los orbitales llenos y semiocupados confieren al conjunto del átomo una estabilidad adicional, lo que supone alguna excepción en la configuración electrónica de los elementos.

EN GRUPO



2. **Realicen** la configuración electrónica de los siguientes elementos en una tabla triplex utilizando material de reciclaje:

- Sodio
- Helio
- Cloro
- Calcio
- Neón



Experimento



TEMA:

Materiales más utilizados en el laboratorio de Química.

INVESTIGAMOS:

El uso de los materiales básicos del laboratorio.

OBJETIVO:

Identificar algunos de los materiales básicos en el laboratorio y relacionar sus nombres con el uso.

MATERIALES:

- probetas
- gradillas
- tubos de ensayo
- mechero bunsen
- matraz de destilación
- mortero
- caja petri
- trípode
- malla de asbesto
- embudo
- mechero de alcohol
- vaso de precipitación
- bureta
- agitador
- soporte universal
- pipeta graduada
- balanza

- frascos lavadores
- vidrio reloj
- cápsula de porcelana
- nuez doble
- pinzas

PROCESOS:

- **Observa** los diferentes materiales y **describe** de qué material están hechos y para qué se utilizan.
- **Grafica** los siguientes materiales e **identifica** si son utilizados para medir el volumen (variable o exacto), la masa o la temperatura. Además conocer, si resisten elevadas temperaturas: Matraz Erlenmeyer, probeta, embudo, pipeta, malla de asbesto y vidrio reloj.

CUESTIONES:

- **Escribe** el uso de los siguientes materiales: tubos de ensayo, gradilla, mortero, caja petri, probeta, vaso de precipitación.
- **Contesta:**
 - a. ¿Cuál es la diferencia entre la pipeta aforada y la graduada?
 - b. ¿Cuál es la diferencia entre mechero bunsen y mechero de alcohol?
 - c. ¿Para qué se utiliza la nuez doble?



Resumen

1. El átomo
2. Teoría atómica
3. Modelos atómicos

Todo lo que ocupa espacio y tienen masa, se conoce como **materia**. Se postuló que toda la materia estaba formada por partículas llamados **átomos**. El átomo es la partícula más pequeña e indivisible que se encuentra en la materia.

El átomo está formado por **núcleo** y **corteza**. Dentro del **núcleo** están los protones y neutrones, y en la corteza se encuentran los electrones.

Varias teorías del modelo atómico se postularon:

1. **Teoría de Dalton:** La materia está formada por pequeñas partículas llamados átomos. Un elemento tiene sus átomos iguales, es decir, los otros elementos se distinguen por la masa. La unión de diferentes átomos forman un compuesto.
2. **Teoría de Thomson:** Su modelo propuso que al desprenderse los electrones de los átomos, forman rayos catódicos, es decir, el átomo era una estructura esférica en la que las cargas positivas y negativas se encontraban distribuidas.
 - a. A partir de esto, se descubrió al electrón y al protón.
3. **Teoría de Rutherford:** Dedujo que dentro del átomo, en el centro hay un corpúsculo llamado **núcleo**, en la que se encuentran la mayor parte de la masa y donde están las partículas de carga positiva llamadas **protones**. Él intuyó la presencia de neutrones en el núcleo y también determinó la carga nuclear positiva de diferentes elementos, en donde aparecieron los conceptos de:
 - **Número másico (A):** La suma de protones y neutrones que lo forman.
 - **Número atómico (Z):** Cada elemento tienen uno y representa el número de protones.
 - **Neutrones (N):** Es la diferencia entre A y Z.
 - **Isótopo:** Es un elemento que tiene mismo número atómico (Z) pero diferente número másico (A).
4. **Teoría de Bohr:** Propuso que los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas circulares de radios definidos, es decir hay órbitas permitidas y órbitas prohibidas. Esto dependía del nivel en el que estaban.

El nivel estaba determinado en una región en torno al núcleo donde la probabilidad de encontrar el electrón con energía es grande, a esto se conoce como **orbital**. Cada nivel representa un **número cuántico**, de donde obtenemos:

- n : número cuántico principal.
- l : número cuántico orbital.
- ml : número cuántico magnético.
- ms : número cuántico del spin.

Cada elemento tiene determinadas formas en cuanto a distribución de electrones en sus orbitales, de aquí surge la **configuración electrónica**. La cual establece un ordenamiento específico y único para cada elemento.

ALQUIMIA



<http://goo.gl/NIMocqf>

■ Piedra filosofal.

A la química anteriormente se la conocía como *alquimia*, y aquellos que se ocupaban de su estudio eran conocidos como alquimistas. Los *alquimistas* se dedicaron a buscar el elixir de la inmortalidad, y esto prácticamente se resumía en la búsqueda de la *piedra filosofal*, considerada como la única sustancia capaz de conseguir la transmutación, la panacea universal y la inmortalidad. La creencia más extendida afirmaba que al poner esta sustancia sobre un metal innoble como el hierro, mediante el proceso de fusión, este sería transformado en oro.

Los alquimistas creían que la verdadera piedra filosofal era roja y poseía tres virtudes:

1. Mediante un proceso llamado fusión, transforma en oro metales innobles, como el mercurio y el plomo, depositando sobre ellos una pulgarada de esta sustancia.
2. Constituye un energético depurativo de la sangre y, cuando se la ingiere, cura cualquier enfermedad.
3. También actúa sobre las plantas, las hace crecer, madurar y dar frutos en unas horas.

La alquimia y la piedra filosofal. Elixir de la vida. Edad Media. Historia Universal (adaptación). Extraído el 20 de octubre de 2015 desde la página web: <http://goo.gl/ghCzyU>.

SI YO FUERA...

Tecnólogo en radioterapia utilizaría energía ionizante para tratar el cáncer. Esta radiación es útil para combatir las células tumorales; actúa de manera directa en el tumor, eliminando las células dañadas, evitando así que crezcan y se reproduzcan.



<https://goo.gl/DDic1G>

RAYOS INFRARROJOS

Los rayos infrarrojos (IR) se encuentran en el espectro electromagnético entre los 750 y los 15 000 nanómetros (nm).

La tecnología de los rayos infrarrojos se utiliza en terapia física para aprovechar los efectos fisiológicos del calor superficial sobre los tejidos humanos, lo que ayuda al tratamiento de diversas afecciones de la salud. Esta terapia se recomienda para tratar casos de:

- espasmo muscular
- artritis
- osteoartritis
- cervicobraquialgias
- lumbociáticas
- enfermedad oclusiva arterial periférica
- congestión de la circulación sanguínea y linfática.
- tendinosis
- capsulitis
- esguinces

Infrarrojos. Terapia física.com (adaptación). Extraído el 20 de octubre de 2015 desde la página web: <http://goo.gl/SkCcwj>.



<https://goo.gl/ssCkww>



Para finalizar

1. **Escribe** los valores de los cuatro números cuánticos para los electrones de los elementos:
 - a. Berilio
 - b. Nitrógeno
2. Si un electrón tiene un número cuántico $l = 3$.
 - a. **Razona** qué orbital le corresponde.
 - b. **Determina** los valores de ml que puede tener.
3. **Indica** las configuraciones electrónicas que no son posibles.
 - a. $1s^2 2s^2 2p^4$
 - c. $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1$
 - b. $1s^2 2s^3$
 - d. $1s^2 2p^7$
4. **Busca** en Internet información sobre N. Bohr.
 - a. ¿Qué trabajo científico le hizo acreedor al Premio Nobel de Física?
 - b. ¿Cuáles fueron sus contribuciones más importantes a la ciencia?
 - c. Un elemento químico ha recibido su nombre. ¿De qué elemento se trata? **Escribe** su símbolo y su número atómico.
5. **Señala** las características del modelo atómico de:
 - a. Rutherford.
 - b. Bohr
6. **Indica** dónde se encuentran los electrones en los distintos modelos atómicos.
7. ¿Cuál es el número máximo de electrones que admite el nivel energético 2? ¿Y el subnivel d ?
8. **Escribe** la configuración electrónica de:
 - a. Bromo
 - b. Cloro
 - c. Titanio
9. **Señala** las diferencias entre los modelos atómicos de Thomson, Rutherford y Bohr.
10. **Relaciona** cada una de las siguientes innovaciones con un modelo atómico.
 - a. Existencia del núcleo atómico y separación de las cargas positivas y negativas en el átomo.
 - b. Existencia de niveles de energía para los electrones.
 - c. Existencia de los electrones.
11. **Razona** si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.
 - a. En el modelo de Thomson los protones están distribuidos por todo el átomo.
 - b. Los protones y los electrones tienen posiciones fijas en el átomo.

- c. Los radios del núcleo y del átomo son prácticamente iguales.
- d. Los electrones son totalmente libres en su movimiento.
- e. La energía de un nivel depende del número de electrones que admita.
- f. La energía de un nivel es mayor cuando más cerca está del núcleo.
12. ¿Cómo se denominan los orbitales del tercer nivel?
13. ¿Cuántos electrones caben en el nivel 4?
14. **Determina** la configuración electrónica de los siguientes elementos:
- Nitrógeno ($Z = 7$)
 - Estroncio ($Z = 38$)
 - Cloro ($Z = 17$)
 - Magnesio ($Z = 12$)
 - Fósforo ($Z = 15$)
 - Berilio ($Z = 4$)
 - Calcio ($Z = 20$)
15. **Señala** la diferencia que existe entre el modelo planetario de Bohr y el modelo mecánico cuántico de la materia.
16. **Escribe** dos aplicaciones de los rayos Gamma, ondas de radio y rayos UVA.
17. **Dibuja** un átomo con sus niveles y subniveles de energía y el número de electrones de cada uno.
18. **Indica** cómo se representa al número cuántico principal, número cuántico secundario y al número cuántico magnético.
19. **Indica** la secuencia para llenar los orbitales de acuerdo al diagrama de Moeller.
20. **Contesta** ¿cuál es la característica principal de la configuración electrónica?
21. **Calcula** el número de protones, neutrones y electrones en las siguientes formas atómicas:
- Paladio
 - Cobalto
 - Cadmio
 - Neón

AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

• Trabajo personal

¿Cómo ha sido mi actitud frente al trabajo?

¿He cumplido mis tareas?

¿Qué aprendí en esta unidad temática?

• **Escribe** la opinión de tu familia.

• Trabajo en equipo

¿He compartido con mis compañeros y compañeras?

¿He respetado las opiniones de los demás?

• **Pide** a tu profesor sugerencias para mejorar y **escríbelas**.

2

Los átomos y la tabla periódica

CONTENIDOS:

2. Tabla periódica

- 2.1. Tabla periódica
- 2.2. Tipos de elementos
- 2.3. Propiedades físicas y químicas de los metales
- 2.4. Propiedades físicas y químicas de los no metales
- 2.5. Elementos de transición
- 2.6. Elementos de transición interna o tierras raras
- 2.7. Propiedades periódicas
- 2.8. Energía de ionización y afinidad electrónica
- 2.9. Electronegatividad y carácter metálico



Noticia:

¿Sabías que no existen alimentos libres de químicos?

Los productos químicos están presentes en todos los alimentos. Así sean comidas saludables o no. Todo lo que nos rodea está compuesto por estos, desde el agua que bebemos hasta el aire que respiramos. Existen alimentos saludables que contienen más sustancias químicas que las golosinas procesadas.

<http://goo.gl/xcXdxH>



Web:

Elementos químicos

Los elementos químicos identificados hasta hoy han sido hallados en la naturaleza misma, pero también algunos son el producto de un proceso artificial. Los que dan origen a la naturaleza integran sustancias simples o bien compuestos químicos, como el hidrógeno, el carbono, el helio, oxígeno, etc.

<http://goo.gl/szjtpq>



Película:

Historia de los metales: del cobre al aluminio

Metales como el oro, la plata y el cobre fueron utilizados desde la prehistoria. Al principio solo se usaron los que se encontraban fácilmente en estado puro (en forma de elementos nativos), pero paulatinamente se fue desarrollando la tecnología para obtener nuevos metales a partir de sus menas, calentándolos en un horno mediante carbón de madera.

<https://goo.gl/Tb3NfD>



EN CONTEXTO:

1. **Lee** la noticia anterior y **responde**:
 - a. ¿Son dañinas para la salud las sustancias químicas?
 - b. ¿Los alimentos procesados tienen más sustancias químicas?
2. **Lee** con atención sobre los elementos químicos hallados hasta el día de hoy y **contesta**:

—¿Qué se entiende por *proceso artificial*?
3. **Observa** el documental *Historia de los metales: del cobre al aluminio* y **contesta**:

—¿Cuál fue el primer metal que trabajó el ser humano?

Primeras clasificaciones de los elementos

Observemos algunos de los intentos de clasificación que, por su originalidad o por su éxito, merecen un especial reconocimiento.

Lavoisier (1743-1794) clasificó a los elementos en *metales* y *no metales*.

Berzelius (1779-1848) creó la simbología química.


La actual tabla periódica se la debemos a Dimitri Mendeleiev y es este el mayor de los aportes en la clasificación y ubicación de los elementos químicos; posteriormente Seaborg (1912-1999) ordenó los elementos lantánidos junto a los transuránicos.

Y TAMBIÉN:

Para confeccionar su tabla periódica, Mendeleiev:

- Modificó el valor asignado a la masa atómica de algunos elementos, como el indio, el berilio y el uranio.
- Colocó elementos en orden inverso a su masa atómica, como las parejas telurio/yodo y cobalto/níquel.
- Dejó huecos en su tabla para nuevos elementos cuya existencia y propiedades predijo (galio, germanio y escandio).

El tiempo confirmó todas sus predicciones.

Tríadas de Döbereiner				Tornillo telúrico de Chancourtois		Octavas de Newlands (1866)						
Li	Ca	S	Cl			Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Sr	Se	Br			6,9	9,01	10,81	12,01	14	15,99	18,99
K	Ba	Te	I			Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
						22,98	24,31	26,98	28,08	30,97	32	35,45
						C	Ca					
						39,10	40,08					

■ Clasificación de los elementos

EN GRUPO

De los siguientes elementos:

- | | |
|----------|--------------|
| a. Oro | f. Bromo |
| b. Yodo | g. Calcio |
| c. Cloro | h. Hierro |
| d. Plata | i. Molibdeno |
| e. Flúor | |

1. **Identifiquen** cuáles son metales y cuáles son no metales.
2. **Escriban** los símbolos químicos, el nombre y el número atómico de los siguientes elementos.
3. **Investiguen:**
 - 3 propiedades físicas y químicas de dos de los compuestos mencionados anteriormente
 - El origen de estos símbolos químicos

Ley periódica

La disposición de los elementos en el sistema periódico actual no se produce al azar, sino que responde a la llamada *ley periódica*, que se enuncia así:

“Muchas propiedades físicas y químicas de los elementos varían con regularidad periódica cuando estos se sitúan por orden creciente de su número atómico”.

La tabla periódica actual consiste en un cuadro de doble entrada en el que los elementos están agrupados en siete períodos (filas) y dieciocho grupos (columnas). Veamos la siguiente característica:

- En cada período aparecen los elementos para los que el último nivel de su configuración electrónica coincide con el número del periodo, situados por orden creciente del número atómico.

La Tabla Periódica presenta siete períodos, numerados del 1 al 7. El número de elementos que contiene cada período es variable:

Configuraciones electrónicas de los elementos del período 3					
11 23,0 Na Sodio	Na (Z = 11)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	15 31,0 P Fósforo	P (Z = 15)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
14 28,1 Si Silicio	Si (Z = 14)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	18 39,9 Ar Argón	Ar (Z = 18)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

- El período 1 contiene 2 elementos.
 - Los períodos 2 y 3 contienen 8 elementos cada uno.
 - Los períodos 4 y 5 contienen 18 elementos cada uno.
 - Los períodos 6 y 7 contienen 32 elementos cada uno, ya que incluyen, respectivamente, los lantánidos y los actínidos.
 - En cada grupo aparecen los elementos que presentan el mismo número de electrones en el último nivel ocupado, o capa de valencia.
- Así, por ejemplo, los elementos del grupo 15 contienen cinco electrones en su capa más extensa.

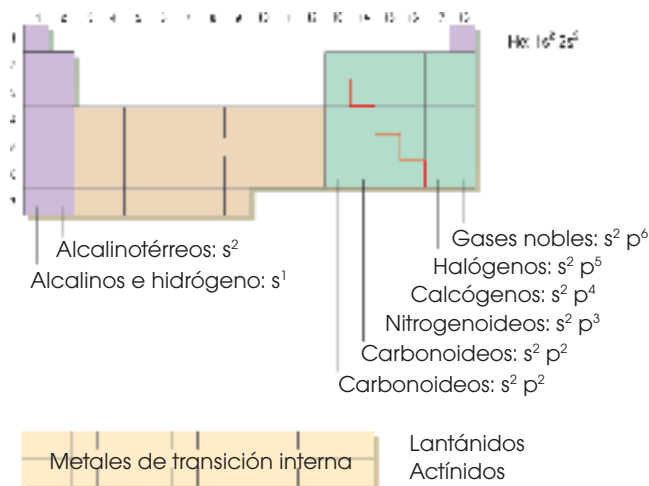
Configuraciones electrónicas de los elementos del grupo 15		
7 14,0 N Nitrógeno	N (Z = 7)	$1s^2 2s^2 2p^3$
15 31,0 P Fósforo	P (Z = 15)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
33 74,9 As Arsénico	As (Z = 33)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$
51 121,8 Sb Antimonio	Sb (Z = 51)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$
83 209,0 Bi Bismuto	Bi (Z = 83)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^3$

Tabla periódica moderna

Estructura electrónica

Al comparar la configuración electrónica de los elementos con su situación en la tabla periódica, observamos que:

- Todos los elementos de un mismo período tienen el mismo número de niveles electrónicos, completos o no. Este número coincide con el número del período (tabla).
- Los elementos de un mismo grupo presentan la misma estructura electrónica en su nivel más externo, o capa de valencia.



- Los **elementos representativos** de las columnas 1 y 2 y el helio tienen un orbital de valencia del tipo s .
- Los **elementos representativos** de las columnas 13 a 18 tienen orbitales de valencia del tipo p .
- Los **metales de transición** tienen orbitales del tipo d en la capa de valencia.
- Los **metales de transición interna** tienen orbitales del tipo f en la capa de valencia.

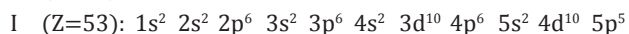
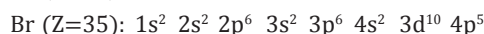
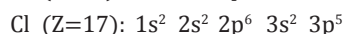
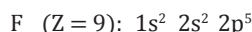
Las propiedades químicas de un elemento dependen de sus electrones de valencia. Por ello, los elementos del mismo grupo tienen propiedades químicas semejantes.

Elementos del período 2 (Z)	Configuración electrónica
Li (3)	$1s^2 2s^1$
Be (4)	$1s^2 2s^2$
B (5)	$1s^2 2s^2 2p^1$
C (6)	$1s^2 2s^2 2p^2$
N (7)	$1s^2 2s^2 2p^3$
O (8)	$1s^2 2s^2 2p^4$
F (9)	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne (10)	$1s^2 2s^2 2p^6$

■ Tabla de la configuración electrónica de los elementos del período 2

Escribamos la configuración electrónica de los elementos del grupo 17 y señalemos los electrones de la capa de valencia.

- Escribamos los elementos con sus configuraciones:



- La capa de valencia es $s^2 p^5$.

Ejemplo 1

Actividades

1. **Justifica** la existencia de dieciocho grupos y de siete períodos en la tabla periódica. **Di** por qué tienen propiedades semejantes los elementos del mismo grupo.
2. **Deducir**, a partir de su configuración electrónica, el período y el grupo de cada uno de los siguientes elementos:

a. P (Z = 15),	d. Sr (Z = 38),	g. Sb (Z = 51),	j. Ag (Z = 47),
b. Ti (Z = 22),	e. Mn (Z = 25),	h. Zr (Z = 40),	k. Cd (Z = 48),
c. Ni (Z = 28),	f. Br (Z = 35),	i. Cs (Z = 55),	l. Ta (Z = 73).

Prohibida su reproducción

Períodos

Los períodos se designan por números correlativos del 1 al 7. En ellos los elementos presentan propiedades diferentes que varían progresivamente desde el comportamiento metálico hasta el comportamiento no metálico, para acabar siempre con un gas noble.

4	19 39,1 K Potasio	20 40,1 Ca Calcio	21 45,8 Sc Escandio	22 47,9 Ti Titanio	23 50,9 V Vanadio	24 52,0 Cr Cromo	25 54,9 Mn Manganeso	26 55,8 Fe Hierro	27 58,9 Co Cobalto	28 58,7 Ni Níquel	29 63,5 Cu Cobre	30 65,4 Zn Zinc	31 68,7 Ga Galio	32 72,6 Ge Germanio	33 74,9 As Arsénico	34 79,8 Se Selenio	35 79,9 Br Bromo	36 83,8 Kr Cripton
---	-------------------------	-------------------------	---------------------------	--------------------------	-------------------------	------------------------	----------------------------	-------------------------	--------------------------	-------------------------	------------------------	-----------------------	------------------------	---------------------------	---------------------------	--------------------------	------------------------	--------------------------

El nivel energético en el que se encuentran los electrones de valencia en los elementos de un período dado es el mismo, ya que cada uno posee un electrón de valencia más que el anterior. Por ello, tienen diferentes propiedades los elementos en un período.

Los elementos del mismo período tienen sus electrones más internos ordenados como el gas noble del período anterior, entre corchetes, seguido de la configuración electrónica de los electrones de valencia.

Por ejemplo, a la configuración electrónica del Fe ($Z = 26$), elemento del período 4, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$, la podemos escribir de manera simplificada como $(Ar) 4s^2 3d^6$, siendo (Ar) la configuración del gas noble del tercer período: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Los elementos de un período determinado se caracterizan por tener electrones en el mismo nivel más externo, que es precisamente el número que designa cada período. Así, los elementos del período 1 tienen electrones solo en el nivel 1, los del período 2 tienen electrones ocupando hasta el nivel 2, los del tercer período tienen electrones hasta el nivel 3, y así sucesivamente.

Por ejemplo, los elementos del tercer período tienen todos kernel de neón y sus electrones ocupan hasta el tercer nivel.

Y TAMBIÉN: ?

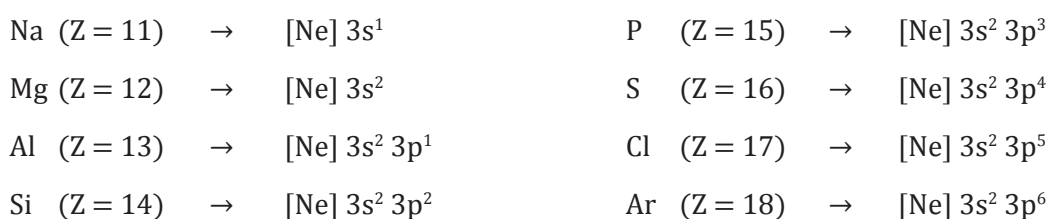
Kernel

Es un término que proviene de la palabra alemana *kern*, cuyo significado es 'núcleo, corazón', en referencia a la configuración electrónica más profunda.

En la bibliografía no es frecuente encontrar este término, y suele sustituirse por el de *estructura interna*.

3

11 22,99 Na Sodio	12 24,31 Mg Magnesio	13 27,01 Al Aluminio	14 28,09 Si Silicio	15 30,97 P Fósforo	16 32,07 S Azufre	17 35,45 Cl Cloro	18 39,95 Ar Argón
-------------------------	----------------------------	----------------------------	---------------------------	--------------------------	-------------------------	-------------------------	-------------------------



Familias de elementos químicos

Grupos

Los elementos de un mismo grupo presentan la misma estructura electrónica en su nivel más externo, o capa de valencia. Por ello, con algunas excepciones, presentan propiedades químicas similares.

Los grupos se designan mediante números correlativos del 1 al 18.

- Los elementos metálicos se sitúan en los grupos 1 y 2.
- Los metales de transición ocupan los grupos del 3 al 12.
- Los no metales y los semimetales ocupan los grupos del 13 al 17.
- Los gases nobles constituyen el grupo 18.

Los grupos 1, 2 y del 13 al 18 están constituidos por los elementos que conocemos como *elementos representativos*.

Grupo	Nombre del grupo	Electrones de valencia	Grupo	Nombre del grupo	Electrones de valencia
1	Alcalinos	ns^1	5	Nitrogenoideos	$ns^2 np^3$
2	Alcalinotérreos	ns^2	6	Calcógenos	$ns^2 np^4$
3	—	$ns^2 np^1$	7	Halógenos	$ns^2 np^5$
4	Carbonoideos	$ns^2 np^2$	8	Gases nobles	$ns^2 np^6$

Familias de elementos químicos

Entre los metales de transición, se encuentran los elementos conocidos como *metales de transición interna*: lantánidos y actínidos, que solemos escribirlos aparte en dos filas de catorce columnas.

En los elementos de transición, el electrón diferenciador ocupa un orbital *d*, y en los de transición interna, un orbital *f*. La configuración electrónica de estos grupos de elementos no es tan regular como en los elementos representativos y son frecuentes las excepciones.

Observa que el número de columnas en la tabla periódica está directamente relacionado con el número de electrones que caben en cada subnivel.

Grupos	Número de columnas	Orbital del electrón diferenciador	Capacidad del subnivel
Metales ligeros	2	s	dos electrones
No metales, semimetales y gases nobles	6	p	seis electrones
Metales de transición	10	d	diez electrones
Metales de transición interna	14	f	catorce electrones

Relación del número de columnas con el número de electrones

Y TAMBIÉN:

Lantánidos

Entre las múltiples utilidades de estos elementos, podemos destacar que el praseodimio (Pr) y el neodimio (Nd) se emplean en la fabricación de vidrios para protección ocular, el torio (Th) es utilizado en la fabricación de mecheros de gas para alumbrado, y ciertas mezclas de tierras raras se emplean en la producción de pantallas fluorescentes para televisores en color.

Y TAMBIÉN:

Existen dieciocho grupos, algunos de ellos con nombres especiales: alcalinos (grupo 1), alcalinotérreos (grupo 2), térreos o baroideos (grupo 13), carbonoides (grupo 14), nitrogenoides (grupo 15), calcógenos o anfígenos (grupo 16), halógenos (grupo 17) y gases nobles (grupo 18).

Elementos representativos

- **Los metales alcalinos:** Corresponden al grupo o familia 1A de la tabla periódica y su nombre se debe a que forman álcalis, metales reactivos que producen óxidos fácilmente. Constituyen el 4,8% de la corteza terrestre.
- **Los metales alcalinos térreos:** Son metales del grupo o familia 2A. Están en un 4% en la corteza terrestre, tienen una apariencia terrosa, también forman óxidos básicos y son: berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario y radio.

Son un poco menos reactivos que el grupo 1A y no se encuentran libres; el radio es muy raro, tienen dureza variable; son muy ligeros y tienen dos electrones de valencia.

- **Los metales térreos:** Lo forman metales del grupo o familia 3A de la tabla periódica; dentro de este grupo están el boro, aluminio, galio, indio, talio y ununtrium.

Se encuentran en un 7% en la corteza terrestre, sobre todo el aluminio (tercer elemento más abundante después de oxígeno y silicio), bastante reactivo, por lo que no se encuentran libres, forman óxidos e hidróxidos

Tienen tres electrones en su último nivel.

- **Grupo 4A o carbonoides:** Forman el grupo 14 de la tabla periódica y son el carbono, silicio, germanio, estaño, plomo y ununquadio. Toda la familia tiene cuatro electrones de valencia.

Constituyen más del 27% en peso de la corteza. El más abundante es el silicio, el cual se encuentra en la materia inorgánica, mientras que el carbono, en la orgánica.

El carbono, el estaño y el plomo se presentan en forma libre.

- **Grupo 5A o nitrogenoides:** Nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, bismuto y ununpentio.

Constituyen el 0,33% de la corteza terrestre (incluyendo agua y atmósfera).

Pocas veces se los encuentra libres en la naturaleza y todos poseen cinco electrones en su último nivel energético.

- **Grupo 6A o anfígenos:** Oxígeno, azufre, selenio, telurio, polonio y ununhexio.

Una gran parte de los constituyentes de la corteza son óxidos o sulfuros, mientras que anfígeno significa formador de ácidos y bases. Todos tienen seis electrones en su último nivel.

El elemento más abundante de la Tierra es el oxígeno, en un 50,5% de la corteza terrestre.

- **Grupo 7A o halógenos:** Son no metales como el flúor, cloro, bromo, yodo, ástato y ununseptio.

El término *halógeno* significa 'formador de sales'.

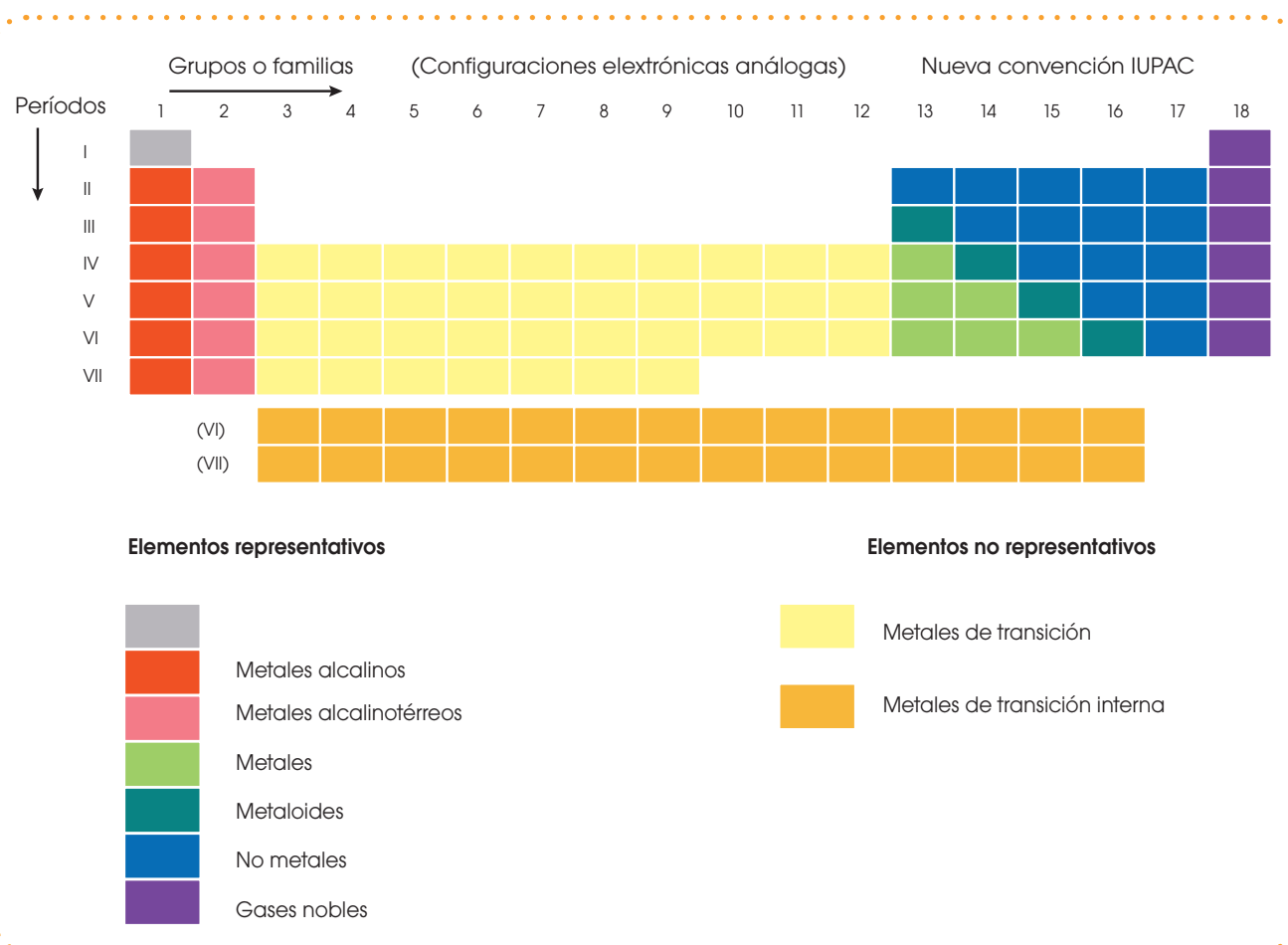
No se encuentran libres en la naturaleza, pero si se los encuentra formando haluros alcalinos y alcalinotérreos. El ástato es producto intermedio de las series de desintegración radiactiva. Tienen siete electrones de valencia.

- **Grupo 8A o gases nobles:** Son el helio, neón, argón, criptón, xenón y radón. A estos elementos los conoce como inertes debido a que su estado de oxidación es 0, porque tienen ocho electrones en su último nivel, lo que les impide formar compuestos.

Los grupos o familias B corresponden a los elementos de transición.

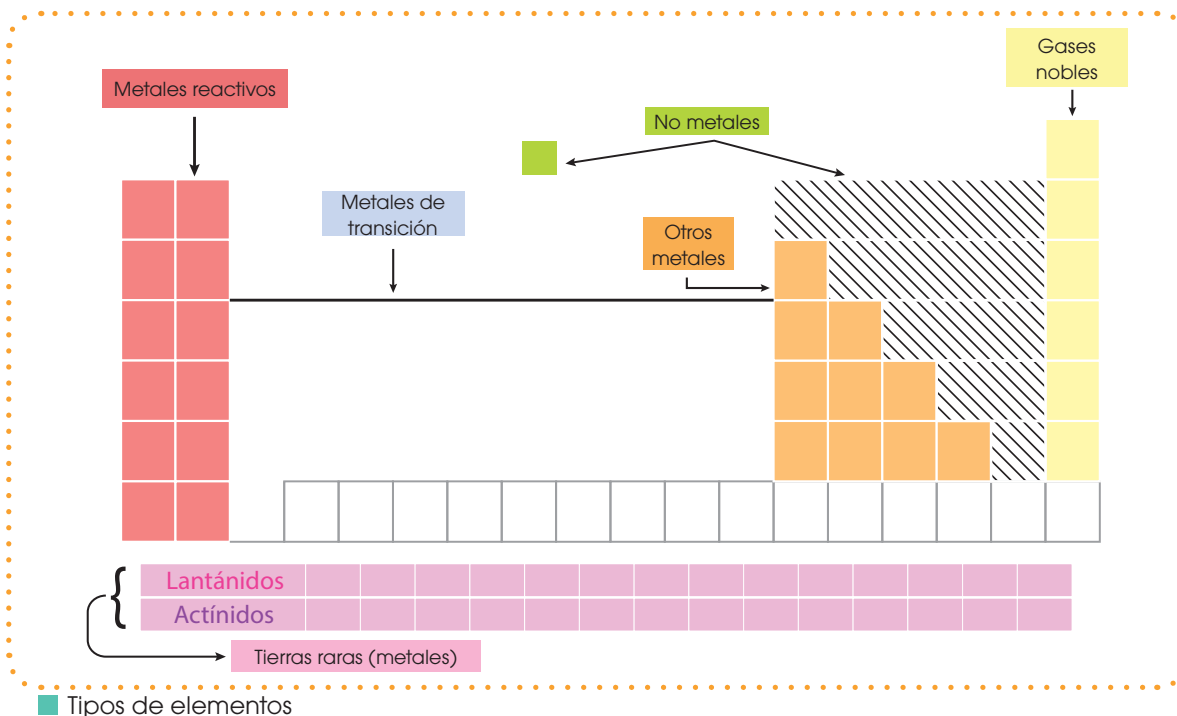
Regiones

La tabla periódica está dividida en grupos (filas) y períodos (columnas). Cada color representa elementos con propiedades comunes.



2.2. Tipos de elementos

Tenemos elementos sólidos, líquidos y gaseosos. La mayor cantidad son elementos sólidos; los líquidos son solo dos y los gases son los elementos de la familia 8A y el hidrógeno.



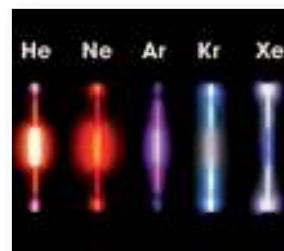
■ Metal



■ No metal



■ Metaloide



■ Gas noble

3. **Escribe** el nombre y el símbolo químico de dos metales térreos y dos gases nobles.
4. **Contesta:** ¿En qué parte de la tabla periódica se ubican los metales alcalinos?
5. **Escribe** el nombre y el símbolo del metal que se encuentra en estado líquido.
6. **Contesta:** ¿En qué parte de la tabla periódica se encuentran y cuáles son los elementos carbonoides?
7. **Ubica** en qué regiones están los siguientes elementos y **escribe** el nombre.

a. Br	d. Zn	g. Au
b. N	e. Cu	h. Be
c. W	f. Xe	i. Ge

2.3. Propiedades físicas y químicas de los metales

Propiedades físicas

- Tienen brillo metálico.
- Son de consistencia dura porque ponen resistencia a dejarse rayar.
- Los metales presentan tenacidad, es decir, ofrecen resistencia a romperse cuando ejercen una presión sobre ellos.
- Son maleables ya que se dejan hacer láminas sin romperse, como el zinc y el cobre.
- Poseen buena conductividad calórica, ya que lo absorben y lo conducen.
- Los metales permiten el paso de la corriente eléctrica a través de su masa.
- En su gran mayoría, poseen altas densidades.
- Se funden a elevadas temperaturas.
- Todos los metales son sólidos a temperatura ambiente, menos el mercurio, que se encuentra en estado líquido.



Alambre de cobre



Oro



Metal fundido



Barras metálicas



Mercurio líquido



Rejilla metálica



<http://goo.gl/FnjfKY>

Propiedades químicas

Los metales son muy reactivos, especialmente con los halógenos, debido a la capacidad que tienen de perder electrones. Se caracterizan por formar óxidos, sales e hidróxidos.

- Los metales reaccionan con el oxígeno formando óxidos. Esta reacción es frecuente cuando se deja objetos de hierro a la intemperie, ya que observamos una capa de color ocre llamado *óxido*.
- Los metales forman hidróxidos y ocurre cuando un metal alcalino reacciona con el agua. Por ejemplo, la reacción del sodio con el agua es muy violenta y produce hidróxido de sodio.
- Cuando un metal reacciona con un ácido y libera el gas hidrógeno, se forman sales. Este tipo de reacciones son explosivas, por lo que se debe tener mucho cuidado.

Minerales	Fuente
Calcio	Productos lácteos
Hierro	Hígado, carnes rojas, lentejas
Magnesio	Soja, espinaca
Zinc	Mariscos, carnes rojas, nueces, queso

■ Fuentes de los minerales

2.4. Propiedades físicas y químicas de los no metales



<https://goo.gl/V7lO2N>

■ Azufre

Propiedades físicas

- Los no metales carecen de brillo.
- Por lo general, son malos conductores del calor y de la electricidad.
- No son maleables ni dúctiles y tampoco reflejan la luz.
- Funden a bajas temperaturas

- Son gases a temperatura ambiente, como el hidrógeno (H_2), dinitrógeno (N_2), oxígeno (O_2), flúor (F_2) y cloro (Cl_2). El dibromo (Br_2) se encuentra en estado líquido y el yodo (I_2), a pesar de estar en estado sólido, es volátil. Los otros no metales son sólidos duros, como el diamante, o blandos, como el azufre.

Propiedades químicas

- Los no metales presentan la característica de no ceder electrones; por lo tanto, siempre ganan o atraen electrones en una reacción química.
- Reaccionan entre sí con los metales; algunos de estos elementos presentan formas alotrópicas, como el carbono, selenio, fósforo y azufre.
- Poseen moléculas formadas por dos o más átomos, los cuales tienen en la última capa 4, 5, 6 y 7 electrones.
- Al ionizarse, adquieren carga eléctrica negativa. Al combinarse con el oxígeno, forman óxidos no metálicos o anhídridos.
- Los halógenos y el oxígeno son los más activos.

Y TAMBIÉN:

Los elementos químicos y tu salud

Nuestro cuerpo es una de las especies más perfectas existentes, cuyo funcionamiento es producto de la interacción de ciertos elementos químicos que pueden ser: calcio, yodo, potasio, fósforo, hierro entre otros. Estar sano significa serlo en lo físico como en lo mental para que nuestro cuerpo funcione en armonía.



■ Azufre

<http://goo.gl/9sk68D>



■ Nitrógeno

<https://goo.gl/Hzdllio>



■ Oxígeno

<http://goo.gl/7ukJzB>

8. **Elabora** un organizador gráfico sobre las propiedades de los metales y no metales.
9. **Investiga** las características de los siguientes elementos: bromo, yodo y azufre

Metaloides o semimetales

Los metaloides o semimetales tienen características intermedias entre los metales y los no metales. Se encuentran en la familia o grupo 4A, y son el carbono, silicio, germanio, estaño y plomo.

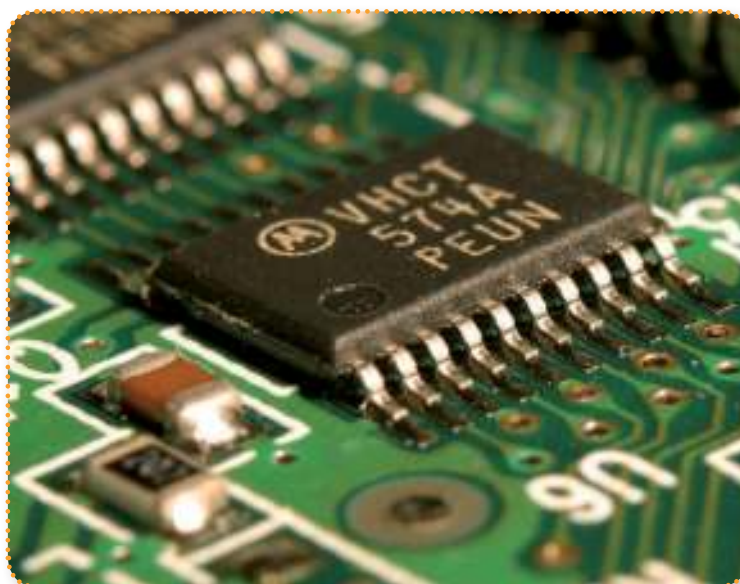
Su apariencia suele variar, ya que tienen el brillo propio del metal o la opacidad que caracteriza a los no metales.

En cuanto a su conducción de energía y conducción de temperatura, este tipo de elementos varía ampliamente, por eso son utilizados en aplicaciones médicas e industriales, especialmente en la industria electrónica y microelectrónica para la fabricación de chips.

Y TAMBIÉN:



El silicio, se utiliza como material refractario en cerámicas, esmaltados y en la fabricación de vidrios para ventanas. En la medicina, se usa la silicona para implantes de senos y lentes de contacto.



<http://goo.gl/uEPNfg>

■ Uso del silicio en transistores

Gases nobles

Ocupan la última columna de la derecha. Se trata de un conjunto de seis elementos, que se presentan, en su estado natural, como gases.

Estos gases inertes son monoatómicos, es decir, no existen moléculas.

Todos ellos existen en alguna proporción en la atmósfera terrestre. En el universo, el helio es uno de los elementos más abundantes, superado solo por el hidrógeno.

Otros gases nobles como el xenón se encuentran en bajas cantidades en la atmósfera terrestre, mientras que el gas radón, a causa de su poca «duración de existencia», es escaso en el planeta.

Por tener ocho electrones en su último nivel, a diferencia del helio, estos gases presentan estabilidad química, por lo que no existen reacciones químicas con otros elementos.

TIC



<http://goo.gl/eDYnSa> muestran las diferentes propiedades de los elementos químicos, y efectos ambientales sobre la salud.

Esta cualidad de no reaccionar químicamente es la razón por la que los denominamos como *gases inertes, raros o nobles*.

A pesar de que en los últimos años se han preparado compuestos de xenón, criptón y radón, sigue siendo válida la idea de que este grupo es muy poco reactivo.

El radón es intensamente radiactivo, y es producido por la degradación del uranio y del radio.

Y TAMBIÉN:

En el ámbito espacial, el xenón permite propulsar los satélites y ajustar de forma muy precisa su trayectoria. Este gas se utiliza por su masa, puesto que permite garantizar el impulso suficiente para poner el satélite en movimiento en el espacio.

<http://goo.gl/He6Wik9>



■ El helio (He) es utilizado para llenar globos.

<http://goo.gl/aL94Lp>



■ Altas cualidades lumínicas del xenón (Xe).

2.5. Elementos de transición

Corresponden a los grupos o familias B, se caracterizan por tener los orbitales llenos o semillenos, es decir, a medida que aumenta el número atómico, los electrones van a un nivel interior en lugar de ir al nivel externo; estos grupos se ubican en el centro de la tabla periódica.

Por lo general son metales con altos puntos de fusión, tienen varios números de oxidación y frecuentemente forman compuestos coloreados.

Se caracterizan por ser estables sin necesidad de reaccionar con otro elemento.

Los elementos de transición incluyen importantes metales, como el hierro, cobre y plata. El hierro y el titanio son los elementos de transición más abundantes.



■ Metal de transición

<http://goo.gl/bMm0AL>

2.6. Elementos de transición interna o tierras raras

Conocidos como *tierras raras*, están ubicados en la parte inferior de la tabla periódica. Se dividen en dos grupos:

Lantánidos

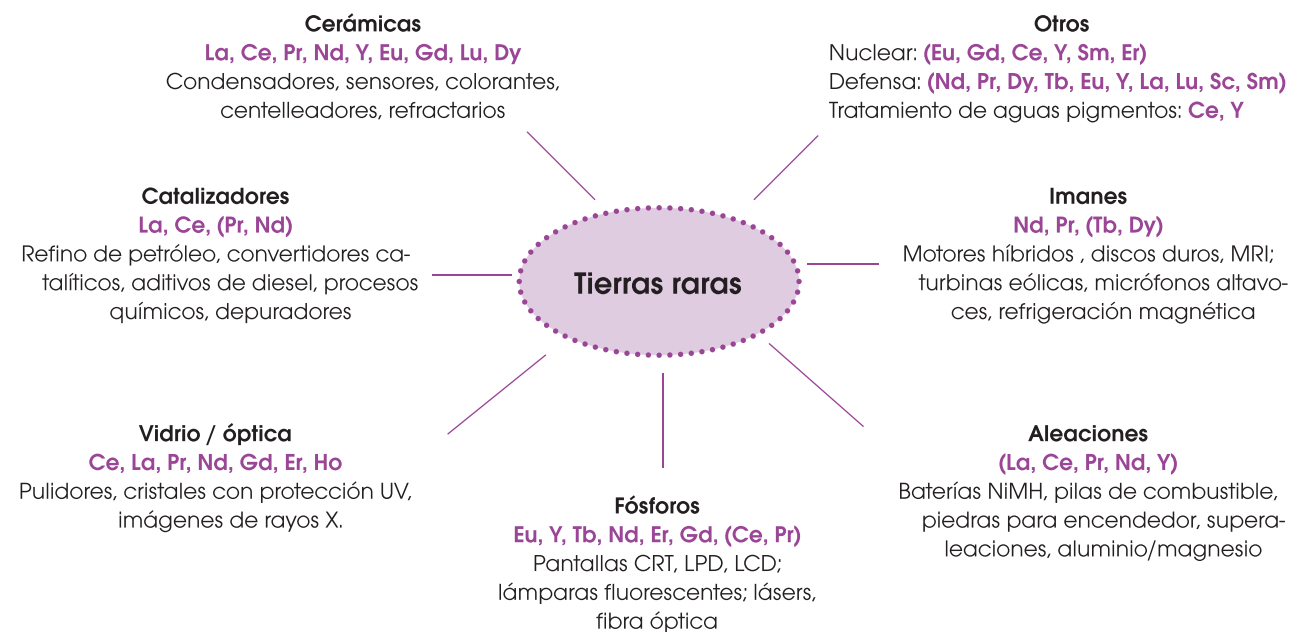
Los **lantánidos** son elementos que forman parte del período 6 de la tabla periódica. Son llamados tierras raras debido a que se encuentran en forma de óxidos. Son un total de quince elementos, desde el de número atómico 57 (el lantano) hasta el 71 (el lutecio). El lantano no tiene electrones ocupando ningún orbital f, mientras que los catorce elementos siguientes tienen el orbital 4f parcial o totalmente lleno. A pesar de tener valencia variable, la mayoría tiene número de oxidación +3. Todos tienen una apariencia de metal brillante.

Actínidos

Los actínidos son quince elementos químicos que poseen características comunes. Se ubican en el período 7 de la tabla periódica, abarcan quince elementos, del 89 al 103, y comparten la estructura del actinio.

Los electrones que aumentan en cada elemento, lo hacen principalmente en el nivel energético 5f, que es químicamente menos reactivo. Los elementos más pesados, desde el curio, han sido fabricados en el laboratorio, en vista de que no se encuentran en la naturaleza. La mayoría de los actínidos tiene valencias +3 y +4, y también varían; conforme aumenta su número atómico, disminuye su radio. Todos son radiactivos.

Usos y aplicaciones de las tierras raras



2.7. Propiedades periódicas

Radio atómico

El tamaño del átomo es difícil de definir básicamente por dos razones:

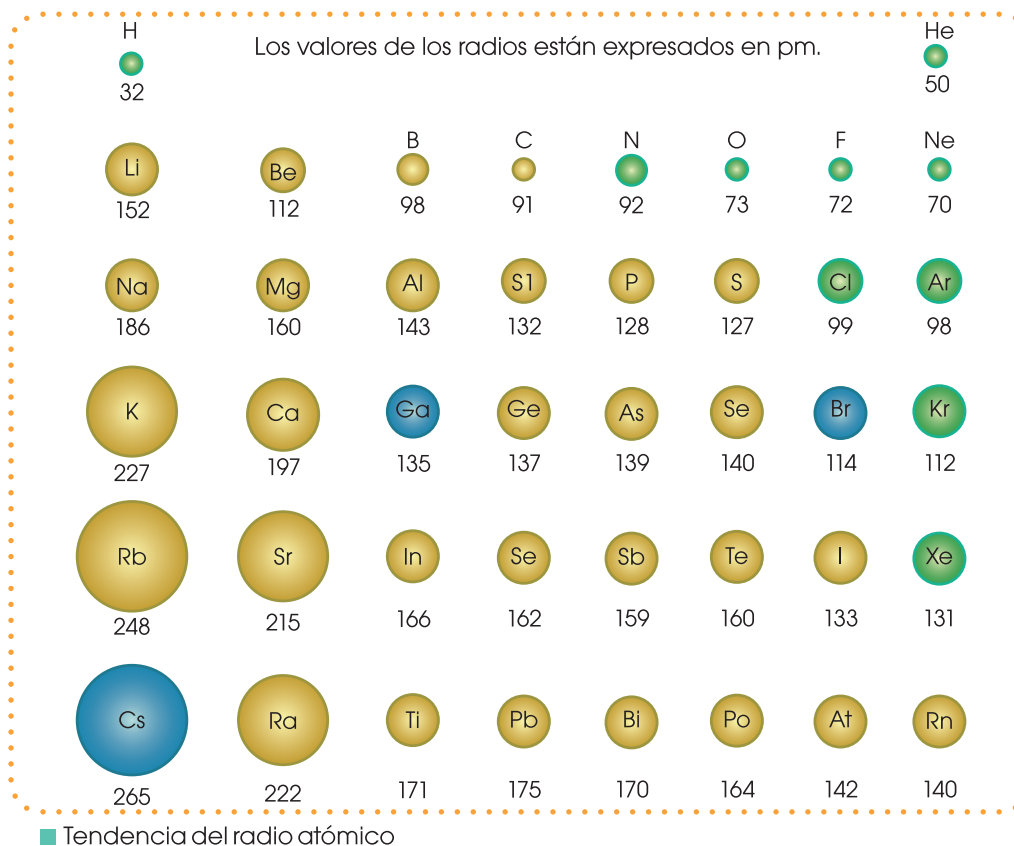
- Se trata de un sistema dinámico de partículas muy influido por los átomos que le rodean.
- Los orbitales que componen la corteza electrónica no tienen dimensiones definidas.

No obstante, como los átomos no suelen presentarse aislados, el valor que se asigna en la práctica al radio atómico es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos iguales enlazados entre sí.

Veamos cómo lo calculamos en los metales y en los no metales.

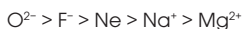
Metales		No Metales	
<p>Los metales forman estructuras tridimensionales de átomos iguales.</p> <p>Al radio atómico lo definimos como la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos adyacentes.</p>		<p>Los no metales forman moléculas.</p> <p>Consideramos como radio atómico a la mitad de la distancia internuclear.</p>	

En la siguiente figura, apreciamos el tamaño relativo de los átomos de los elementos representativos, ordenados en períodos.



Y TAMBIÉN:





En los iones isoelectrónicos, como O^{2-} , F^- , Ne , Na^+ y Mg^{2+} , el radio disminuye conforme aumenta la carga nuclear:



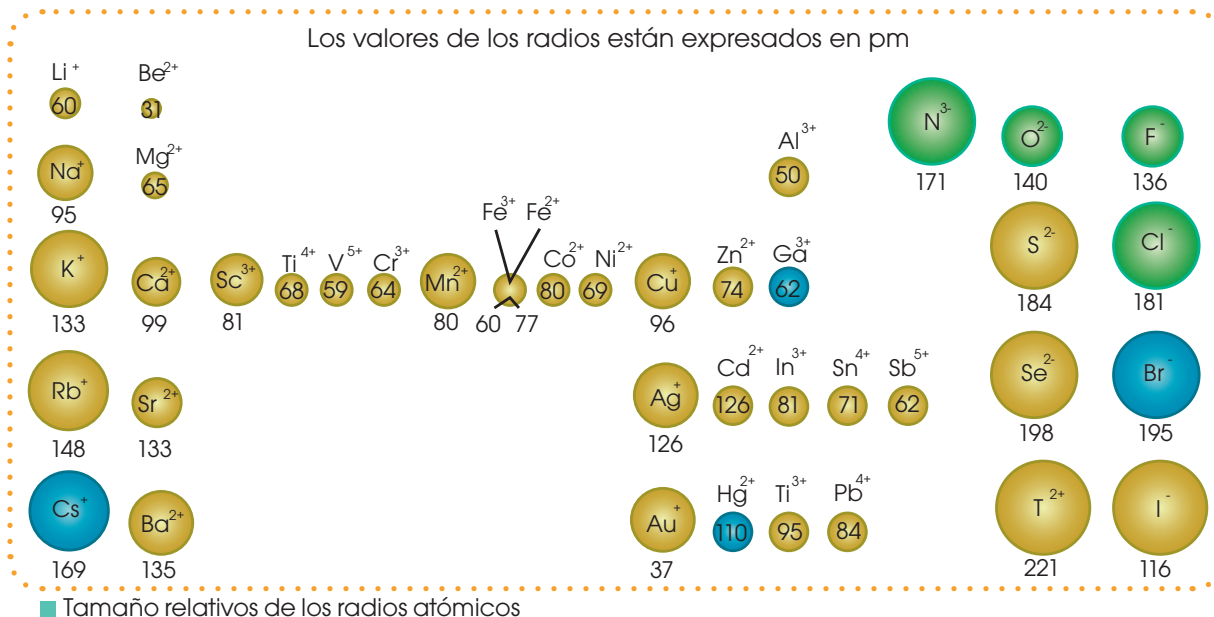
Radio iónico

Esta propiedad es importante cuando se estudian compuestos iónicos, ya que la estructura tridimensional de estos depende exclusivamente del tamaño de los iones involucrados.

Así, según se trate de cationes o de aniones, tendremos:

Cationes	Aniones
<p>Los cationes son de menor tamaño que los átomos de los que proceden.</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> <p>Ca</p>  <p>197</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>Ca²⁺</p>  <p>99</p> </div> </div> <p>El menor número de electrones respecto del átomo neutro da lugar a un menor apantallamiento y, por lo tanto, el electrón más externo del catión está sujeto a una carga nuclear efectiva mayor.</p> <p>El radio del catión es menor que el del átomo neutro, puesto que el electrón más externo está sujeto a una atracción nuclear más intensa.</p>	<p>Los aniones son de mayor tamaño que los átomos respectivos.</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> <p>F</p>  <p>72</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>F⁻</p>  <p>136</p> </div> </div> <p>El anión está constituido por un mayor número de electrones que el átomo neutro, por lo que su apantallamiento sobre su electrón más externo es mayor.</p> <p>Como la carga nuclear es la misma en ambos, la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo es menor en el anión, que en su átomo correspondiente. Como consecuencia, el radio del anión es mayor que el del átomo neutro.</p>

Observa el tamaño relativo de los radios iónicos correspondientes a los elementos representativos.



10. Investiga:

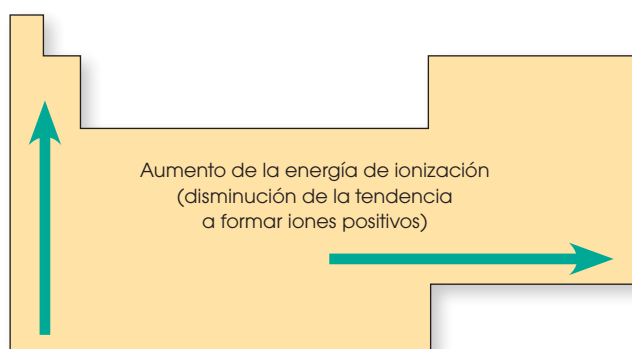
- ¿Qué es la *carga nuclear efectiva* (Z_{ef})?
- ¿Cuáles son los cinco cationes nanoatómicos más comunes?
- ¿Cuáles son los cinco aniones nanoatómicos más comunes?

2.8. Energía de ionización y afinidad electrónica

En la **energía de ionización**, los átomos son neutros porque tienen el mismo número de electrones y de protones. Si proporcionamos suficiente energía a un átomo, conseguiremos arrancarle un electrón y obtener un ion positivo, o catión.

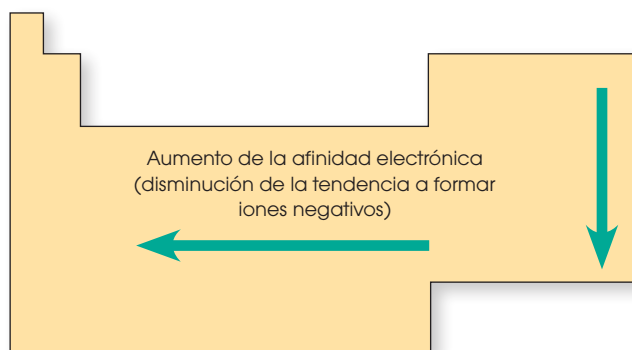
Dentro de un grupo, la energía de ionización suele aumentar al disminuir el número atómico, es decir, aumenta al subir en un grupo.

Dentro de un período, por lo general, la energía de ionización se incrementa al aumentar el número atómico; es decir, crece de izquierda a derecha al avanzar en el período, y en la familia, de abajo hacia arriba. Por ejemplo el litio tiene mayor energía de ionización que el potasio.



La **afinidad electrónica** es la energía que se da cuando un átomo neutro adquiere un electrón, intercambia energía con el medio y se transforma en un anión.

Dentro de un grupo, la afinidad electrónica se incrementa al aumentar el número atómico. Dentro de un período, aunque con muchas excepciones, la afinidad electrónica aumenta conforme disminuye el número atómico. Por ejemplo el cesio tiene mayor afinidad electrónica que el bario.



2.9. Electronegatividad y carácter metálico

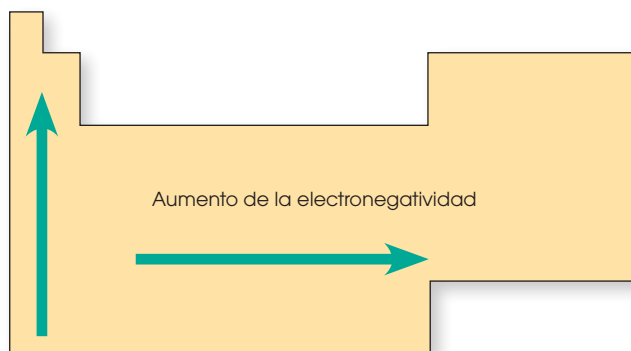
La **electronegatividad** de un elemento es la capacidad de sus átomos para atraer electrones de la molécula de la que forman parte.

Dentro de un grupo, los átomos más electronegativos son los de menor número atómico, es decir, los de menor tamaño.

Dentro de un período, los átomos más electronegativos son los de mayor número atómico, es decir, los de mayor tamaño.

Y TAMBIÉN:

Puede parecer que la afinidad electrónica y la electronegatividad son magnitudes similares, pero no lo son. La **afinidad electrónica** mide la capacidad de un átomo para aceptar un electrón adicional e incluirlo en su configuración electrónica, mientras que la **electronegatividad** mide la tendencia relativa de un átomo a atraer hacia sí los electrones del enlace, respecto del átomo con el que se encuentra enlazado. La afinidad electrónica es una magnitud absoluta y medible, mientras que la electronegatividad es relativa y no se puede determinar experimentalmente.



El **carácter metálico** es la capacidad de ceder electrones. Se relaciona con la afinidad electrónica y la electronegatividad. Los elementos no metálicos son muy electronegativos, tienen alta energía de ionización y baja afinidad electrónica. Los elementos metálicos son poco electronegativos, tienen baja energía de ionización y alta afinidad electrónica.

Comparemos las propiedades periódicas entre:

- Boro y Carbono
 - Boro y aluminio
- ¿Cuál tiene mayor radio atómico?
 - ¿Cuál tiene mayor energía de ionización?
 - ¿Cuál es más electronegativo?

Para resolver estas preguntas debemos tomar en cuenta la ubicación en la tabla periódica de cada elemento.

- El boro va a tener un mayor radio atómico porque se encuentra más hacia la izquierda de la tabla periódica en relación con el carbono.
 - El carbono tiene mayor energía de ionización debido a que está situado más a la derecha de la tabla periódica
 - El carbono tiene mayor electronegatividad que el boro debido a que se encuentra más a la derecha.
- El aluminio al estar más abajo que el boro tiene mayor radio atómico.
 - El boro tendrá mayor energía de ionización que el aluminio debido a que se encuentra ubicado más arriba en la tabla periódica que el aluminio.
 - El boro tiene una mayor electronegatividad que el aluminio porque está ubicado más arriba de la tabla periódica.

Ejemplo 2

- Justifica** si tiene mayor radio atómico el cobre Cu ($Z = 29$) o la plata Ag ($Z = 47$).
- Ordena** los siguientes elementos de forma creciente según su radio atómico: Sr ($Z = 38$), Zr ($Z = 40$) y Cd ($Z = 48$).
- El litio tiene tres electrones. **Escribe** su configuración electrónica y **justifica** cuál de ellos se separará del átomo con mayor facilidad.
- ¿Qué elemento tiene más tendencia a ganar un electrón: el cloro o el bromo?
- ¿Qué elemento tiene más tendencia a ganar un electrón: el cloro o el azufre?
- Deduce y justifica** si tendrá mayor electronegatividad el oxígeno, O ($Z = 8$), o el selenio Se ($Z = 34$).
- ¿Qué elemento tendrá mayor electronegatividad: el aluminio, Al ($Z = 13$); o el silicio Si ($Z = 14$)? ¿Por qué?

Actividades



Experimento



TEMA:

Metales y no metales

INVESTIGAMOS:

La tabla periódica está formada por metales y no metales, de la unión de estos dos obtenemos una infinidad de elementos químicos.

OBJETIVO:

Diferenciar las propiedades físicas y químicas de los metales y no metales.

MATERIALES:

- Mechero
- cuchara de deflagración
- vasos de precipitación
- pinza para crisol
- pipeta
- matraz Erlenmeyer
- espátula
- cinta de magnesio
- azufre en polvo
- ácido clorhídrico (HCl) al 10%
- agua
- papel universal.

PROCESOS:

Antes de empezar con la práctica, por medidas de seguridad es obligatorio el uso de mandil y gafas.

Observa la cinta de magnesio y el polvo de azufre, e **identifica** cuál de ellos tiene brillo.

Lleva a la llama del mechero la cinta de magnesio, sujetándola con la pinza de crisol; **observa** la reacción. **Coloca** el residuo o ceniza en un vaso de precipitación que contenga 25 mL de agua. **Agita** e **introduce** el papel universal y **verifica** si el compuesto es ácido o básico.

Coloca en la cuchara de deflagración una porción de azufre y **caliéntala** en el mechero hasta que arda. **Introduce** esta cuchara en el matraz, que debe contener 25 mL de agua; no dejes que la cuchara toque el agua y **tapa** el frasco con papel, para evitar que salga el gas. **Espera** 1 minuto antes de retirar la cuchara; luego, **agita** cubriendo la boca del matraz; por último, **introduce** el papel universal y **verifica** los cambios.

En un vaso de precipitación, **coloca** la cinta de magnesio, y en el otro, una porción pequeña de azufre; **añade** a cada vaso 10 mL de HCl y **observa** lo que sucede.

En la siguiente tabla, **presenta** tus resultados

Elementos	Brillo	Reacción con O ₂	Reacción con H ₂ O	Reacción con HCl	Papel Universal
Metal					
No metal					



Resumen

1. La ley periódica
2. Energía de ionización
3. Afinidad electrónica
4. Electronegatividad

La **tabla periódica** permite establecer relaciones entre los átomos, sus propiedades y su comportamiento químico.

Muchas propiedades físicas o químicas de los elementos varían cuando se sitúan por orden creciente de su número atómico.

La tabla periódica está agrupada por siete períodos (filas) y dieciocho grupos (columnas).

1. Los **alcalinos** son los elementos de la familia 1A.
2. Los **alcalinotérreos** son los elementos de la familia 2A.
3. Los **carbonoideos** son los elementos de la familia 3A y 4A.
4. Los **nitrogenoideos** son los elementos de la familia 5A.
5. Los **calcógenos** son los elementos de la familia 6A.
6. Los **halógenos** son los elementos de la familia 7A.
7. Los **gases nobles** son los elementos de la familia 8A, es un conjunto de 6 elementos que se encuentra en estado natural en estado gaseoso.
8. Los **metales de transición**, junto con los **lantánidos** y los **actínidos** se encuentran en la familia B.

Las propiedades pueden:

- **Físicas** como por ejemplo: consistencia dura, brillantes, resistentes, maleables, conductores de calor, altas densidades, entre otros.
- **Químicas** ocurren principalmente cuando hay algún cambio en la composición de un material, elemento o sustancia.

Las propiedades periódicas de la tabla periódica pueden ser:

- **Radio atómico** es el tamaño del radio del átomo. La tendencia creciente en la tabla periódica es de derecha a izquierda y de arriba a abajo.
- **Radio iónico** es el radio del átomo, pero de iones. Mientras más carga, se espera un tamaño mayor. Si comparamos el tamaño de un catión y un anión, el anión será más grande por la mayor cantidad de electrones.
- **Energía de ionización** es la energía necesaria para mover un electrón. La tendencia creciente en la tabla periódica es de izquierda a derecha y de abajo a arriba.
- **Afinidad electrónica** es la energía que se da cuando un átomo neutro adquiere un electrón, intercambia energía con el medio y lo transforma en anión. La tendencia creciente en la tabla periódica es de derecha a izquierda y de arriba a abajo.
- **Electronegatividad** es la capacidad de un elemento para atraer un electrón y formar un enlace químico. La tendencia creciente en la tabla periódica es de izquierda a derecha y de abajo a arriba.

Comunicaciones científicas



<http://goo.gl/VC35SM>

Espuma de fuego

Una de las características más interesantes del modo de proceder de los investigadores de este siglo, es la comunicación de sus trabajos y de los resultados obtenidos.

Sin embargo, no siempre ha sido así. En épocas anteriores, los descubrimientos científicos quedaban relegados, en buena medida, a reducidos círculos de personas.

Los alquimistas medievales habían llegado, incluso, a inventar

códigos y a escribir intencionadamente en lenguaje confuso para inducir a error a los que pusiesen en práctica sus recetas y explicaciones.

Actualmente, la televisión, la prensa diaria y la radio se preocupan por divulgar cuanto antes los avances científicos al público en

general. Otros medios más especializados, como las revistas científicas, los libros, Internet, los congresos y las reuniones de investigadores, permiten su divulgación en ámbitos científicos.

Hoy en día se publica con mayor rapidez cualquier nueva observación o descubrimiento, y no se considera realmente válido hasta que por lo menos otro equipo de investigadores repite y confirma los resultados.

Avances científicos

El aumento de las comunicaciones científicas ha impulsado los descubrimientos y sus aplicaciones prácticas. La vitalidad de la ciencia actual se ha puesto de manifiesto en su progreso a lo largo del siglo XX. En pocos años, los seres humanos hemos llegado al interior del átomo y al exterior del planeta Tierra.



<http://goo.gl/3S8BYk>

Investigación en laboratorio

Nuestra sociedad industrializada se fundamenta en los descubrimientos científicos de los últimos siglos, y en las innumerables aplicaciones tecnológicas que se han hecho a partir de ellos. Nuestra próspera sociedad, la producción industrial, nuestras máquinas, la salud, el aprovechamiento de las fuentes de energía, la agricultura, los medios de comunicación, etc., todo gira en torno a descubrimientos científicos.

Sin embargo, al mismo adelanto científico-tecnológico que ha mejorado nuestras condiciones de vida se le puede acusar de los problemas de contaminación, desempleo, desertización, etc. Entonces, ¿es la ciencia una herramienta que nos asegura un futuro mejor, o es la que provoca los males de la humanidad?

SI YO FUERA...

Ingeniero agrónomo mejoraría los métodos de conservación de los suelos y de las fuentes de agua, para aumentar la producción de los cultivos agrícolas y así satisfacer las necesidades alimentarias de la población.



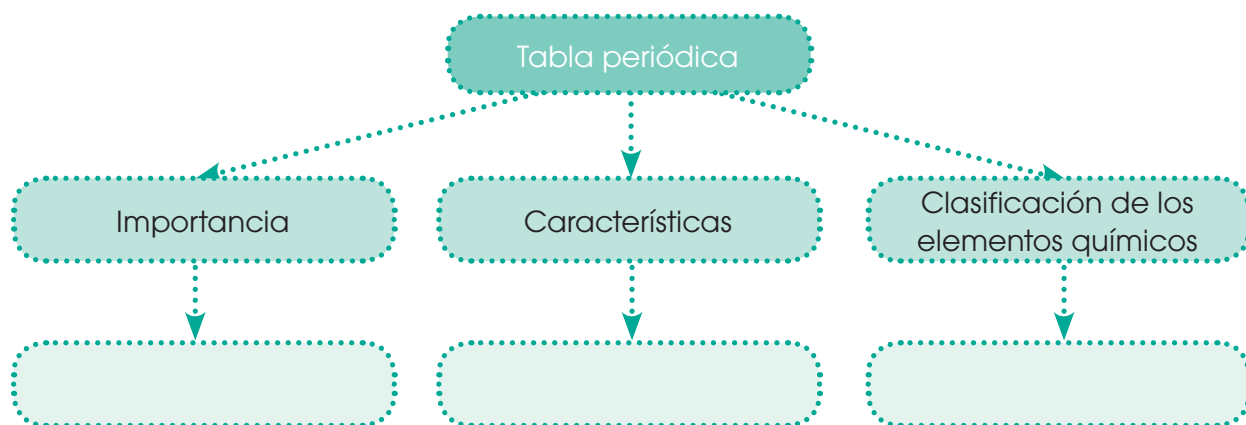
<http://goo.gl/96V370>



Para finalizar

1. Un átomo neutro posee nueve protones y diez neutrones. **Determina** su número másico (A) y su número atómico (Z).
2. **Señala** cuántos electrones puede haber en cada uno de los subniveles del nivel 3.
3. **Indica** cuál fue el criterio que siguieron Mendeleiev y Meyer para ordenar los elementos, y **localiza** en la tabla cuáles deberían cambiar de lugar si se siguiera este criterio de ordenación.
4. Cierta elemento tiene la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$. **Razona** a qué grupo y a qué período pertenece. **Indica** de qué elemento se trata.
5. Los elementos de la tabla periódica denominados *alcalinos*, *alcalinotérreos*, *halógenos* y *gases nobles*, ¿a qué grupo pertenecen?
6. **Escribe** las configuraciones electrónicas del berilio, el magnesio y el calcio, y **explica** si estos elementos ganarán o perderán electrones para adquirir una estructura estable.
7. **Indica** cuáles de los elementos siguientes son metales y cuáles son no metales: bario, azufre, titanio, cesio, carbono, aluminio, fósforo, cloro, hierro y litio.
8. **Ordena** estos elementos de mayor a menor carácter metálico: fósforo, flúor, circonio, rodio, francio y galio.
9. **Explica** cómo varía el tamaño de los átomos según la disposición de los elementos en la tabla periódica.
10. **Razona**, en función del número de electrones que caben en cada nivel energético, cuál será el número de elementos del período 4.
11. **Indica** qué criterio se ha seguido para ordenar los elementos en el sistema periódico actual.
12. **Averigua** el número atómico de los tres primeros elementos del grupo 17 y **escribe** sus configuraciones electrónicas. ¿Se trata de metales o de no metales?
13. **Explica** la diferencia que existe entre los *metales* y *no metales* en cuanto a los mecanismos de conducción de calor y de electricidad.
14. **Escribe** los nombres y los símbolos de:
 - a. Los elementos del grupo 17
 - b. Los elementos de los lantánidos
 - c. Los semimetales del grupo 15
15. Ordena en forma creciente respecto a la electronegatividad:
 - a. Be, K, Cs
 - b. Tl, Ge, F
 - c. Cu, Co, Ra

16. **Busca** en la tabla periódica las masas atómicas del telurio y del yodo. ¿Qué observas de peculiar?
17. **Clasifica** según su carácter metálico los siguientes elementos: mercurio, azufre, calcio, estaño, cerio, plata, fósforo y silicio.
18. **Escribe** tres características de los gases nobles.
19. **Señala** qué pareja no corresponde al mismo grupo de la tabla periódica.
- helio – argón
 - sodio – calcio
 - cobre – plata
 - oxígeno – azufre
 - nitrógeno – fósforo
20. **Señala** a qué grupo pertenecen el argón, el kriptón y el xenón:
- alcalinos térreos
 - alcalinos
 - halógenos
 - monovalentes
 - gases nobles
21. **Completa** el siguiente mapa conceptual sobre la tabla periódica:
22. **Ordena** en forma decreciente respecto a la energía de ionización:
- Cl, Se, Pb
 - Ba, Ca, N
 - V, Cr, Fe



AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

• Trabajo personal

¿Cómo ha sido mi actitud frente al trabajo?

¿He cumplido mis tareas?

¿Qué aprendí en esta unidad temática?

• **Escribe** la opinión de tu familia.

• Trabajo en equipo

¿He compartido con mis compañeros y compañeras?

¿He respetado las opiniones de los demás?

• **Pide** a tu profesor sugerencias para mejorar y **escríbelas**.

3

El enlace químico

CONTENIDOS:

3. El enlace químico

- 3.1. Representación de Lewis
- 3.2. Energía y estabilidad
- 3.3. Formación de iones
- 3.4. Enlace químico
- 3.5. Clases de enlaces
- 3.6. Compuestos iónicos
- 3.7. Compuestos covalentes
- 3.8. Fuerzas de atracción intermolecular
- 3.9. Enlace metálico



Noticia

Aspirina

El 10 de octubre de 1897, Félix Hoffmann daba a conocer el procedimiento para la obtención del llamado ácido acetilsalicílico, en dicho año nace el llamado remedio milagroso. Un fármaco que utilizaría el mundo entero la popular Aspirina, útil para aliviar **dolores de cabeza**, dolores musculares, entre otras molestias, que con el tiempo se han ido añadiendo a las propiedades de esta «pastillita blanca».

<http://goo.gl/VXFsYk>



Web

La industria química

La química es la base de muchas industrias como la siderúrgica, petrolera, alimenticia y electrónica, siendo una de las fuerzas más importantes de las economías de varios países. Actualmente, esta ciencia es empleada para combatir el hambre a través de mejoras en la producción de fertilizantes con el objetivo de desarrollar un ambiente sostenible.

<http://goo.gl/Ha1GFA>



Película

Enlace químico

A la unión de dos o más átomos cediendo o ganando electrones lo conocemos como enlace. Gracias a estos enlaces tenemos variados productos que utilizamos a diario. Los átomos que forman la materia tienen distintas formas de enlazarse.

<https://goo.gl/J9C2JJ>



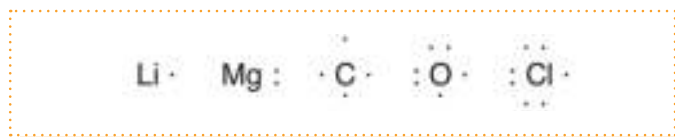
EN CONTEXTO:

1. **Lee** la noticia anterior y **responde**:
—¿Qué es la *aspirina*, químicamente?
2. **Lee** con atención sobre la industria química y **contesta**:
—Si fueras un químico ¿qué inventarías?
3. **Observa** el video y **define** cómo se forma el cloruro de sodio y qué clase de enlace tiene.

3.1. Representación de Lewis

El químico estadounidense Gilbert Newton Lewis introdujo la llamada *notación de Lewis* para representar los átomos y sus enlaces.

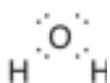
Para representar un átomo, escribimos el símbolo del elemento y lo rodeamos de tantos puntos como electrones de valencia tenga.



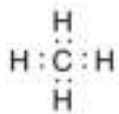
Para representar una molécula, colocamos los electrones del enlace entre los átomos que lo forman:

Es frecuente sustituir los pares electrónicos por guiones. Así, tendremos:

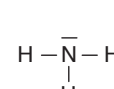
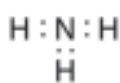
Agua, H₂O



Metano, CH₄



Amoníaco, NH₃



C (4e)	$\begin{array}{c} \\ - \text{C} - \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C} = \\ \diagdown \end{array}$	$-\text{C} \equiv$	$-\text{C} \cdot$	$\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C} : \\ \diagdown \end{array}$	$\begin{array}{c} \\ - \text{C}^{\oplus} \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \\ - \text{C} : \ominus \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \ominus \\ \cdot \cdot \\ \cdot \text{C} \equiv \end{array}$
N (5e)	$\begin{array}{c} \\ - \text{N} : \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \diagup \\ \text{N} : \\ \diagdown \end{array}$	$:\text{N} \equiv$	$-\text{N}^{\oplus}$	$\begin{array}{c} \diagup \\ \text{N}^{\oplus} \\ \diagdown \end{array}$	$-\text{N}^{\oplus} \equiv$	$\ominus \text{N} =$	
O (6e)	$\begin{array}{c} \cdot \cdot \\ \cdot \text{O} \cdot \\ \cdot \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot \cdot \\ \cdot \text{O} = \\ \cdot \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \diagup \\ \text{O}^{\oplus} \\ \diagdown \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot \cdot \\ \cdot \text{O} = \\ \cdot \cdot \\ \oplus \end{array}$	$\ominus \cdot \cdot \text{O} \cdot$			

■ Representación de Lewis

Y TAMBIÉN:



El físico y químico norteamericano Gilbert Newton Lewis (1875-1946) se encargó del estudio de los electrones periféricos de los átomos, del que dedujo, en 1916, una interpretación de la covalencia y en 1926, el nombre de fotón para el cuanto de energía radiante.

EN GRUPO



1. **Realicen** las representaciones de Lewis de los siguientes elementos: zinc, francio, helio, bario y wolframio.
2. **Grafiquen** la estructura de Lewis del óxido de dicloro (Cl₂O).

Regla del octeto

Los gases nobles no presentan ninguna tendencia a reaccionar ni a formar agrupaciones de átomos y ello es debido a que poseen una gran estabilidad.

El análisis de sus configuraciones electrónicas muestra que, a excepción del helio, los gases nobles tienen ocho electrones en su nivel más externo.

Por ello, en general, y aunque existen excepciones, se admite que los átomos de los elementos se rodeen de ocho electrones en el subnivel más externo para ganar estabilidad.

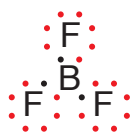
Este comportamiento recibe el nombre de *regla del octeto*. Así, los átomos de los elementos tienden a ganar, perder o compartir electrones para conseguir que su nivel más externo adquiera la configuración de gas noble.

Esta regla solo es una aproximación útil para comprender los enlaces. En muchas moléculas aparecen átomos rodeados por un número menor o mayor de ocho electrones.

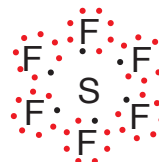
Y TAMBIÉN:

La gran estabilidad de los gases nobles se debe a los ocho electrones de su estructura electrónica $ns^2 np^6$. En el caso del primer gas noble, el helio, la estructura es $1s^2$, y a ella tienden, por ejemplo, el Li y el Be.

BF_3
Octeto
incompleto



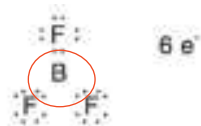
SF_6
Octeto
expandido



Excepciones a la regla del octeto

Esta regla fue enunciada por el químico alemán Walther Kossel en 1916. Algunas de sus excepciones son:

Trifluoruro de boro, BF_3



Tetrafluoruro de azufre, SF_4



En general, todos los elementos del tercer período y superiores pueden *ampliar el octeto*, es decir, tener más de ocho electrones en la capa de valencia.

1. **Escribe** la estructura electrónica de los gases nobles He, Ne, Ar, Kr, Xe y Ra cuyos números atómicos son 2, 10, 18, 36, 54 y 86. A partir de su estructura, **justifica** su estabilidad.
2. **Señala** cuántos electrones debe intercambiar el hidrógeno ($Z = 1$) para alcanzar dicha estructura.

3.2 . Energía y estabilidad

Para que se forme cualquier tipo de enlace estable, el sistema resultante debe tener menos energía que el que constituían las partículas aisladas. Es más, cuanto mayor sea la disminución de energía, mayor será la estabilidad del enlace y del sistema formado.

En la siguiente gráfica, llamada *curva de Morse*, se representa la variación de la energía potencial cuando dos átomos o iones se acercan uno a otro para formar un enlace.

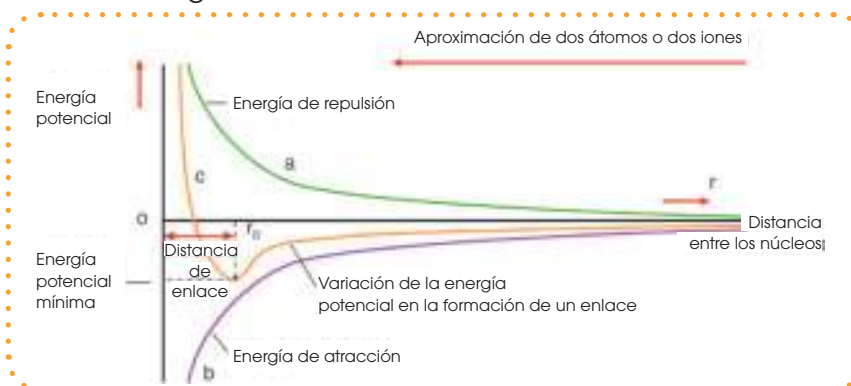
La curva c representa esta variación de energía y resulta de la combinación de dos curvas: la de la energía de repulsión (a) y la correspondiente a la energía de atracción (b).

Molécula	E_{enlace} ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)	r_0 (pm)
H ₂	432,1	74
O ₂	493,6	121
Cl ₂	239,2	199
Br ₂	190,1	228
HF	566,3	92
HCl	427,8	128

- La **energía de repulsión** (a) es la energía absorbida debido a la existencia de fuerzas repulsivas entre nubes electrónicas. Esta aumenta al disminuir la distancia entre los núcleos.
- La **energía de atracción** (b) es la energía desprendida debido a la presencia de fuerzas atractivas entre iones de carga opuesta. Esta disminuye cuando los núcleos se acercan.

■ Tabla . Energías de enlace y distancias de enlace para algunas moléculas diatómicas.

El resultado es la formación de una agrupación estable, acompañada de un desprendimiento de energía: la energía de enlace.



■ Curva de Morse

La distancia correspondiente a la energía potencial mínima es la distancia de enlace entre los núcleos (r_0). A esta distancia, la energía del sistema es mínima y la estabilidad, máxima (tabla).

3. Teniendo en cuenta el número atómico de los elementos siguientes, **indica** cuántos electrones tiene cada uno en el nivel más externo: carbono ($Z = 6$), nitrógeno ($Z = 7$), oxígeno ($Z = 8$) y cloro ($Z = 17$).
 - **Señala** cuántos electrones debe adquirir cada uno de ellos para conseguir el octeto electrónico.
4. **Escribe** la estructura electrónica de los gases nobles He, Ne, Ar, Kr, Xe y Ra cuyos números

atómicos son, respectivamente, 2, 10, 18, 36, 54 y 86.

— A partir de su estructura, **justifica** su estabilidad.

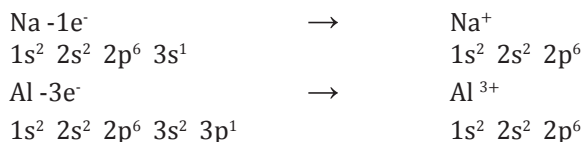
5. La estructura electrónica externa $1s^2$ es también particularmente estable.
 - a. **Indica** a qué gas noble corresponde.
 - b. **Señala** cuántos electrones debe intercambiar el hidrógeno ($Z = 1$) para alcanzar dicha estructura.

Actividades

3.3. Formación de iones

Existen muchas sustancias en las que no hay átomos propiamente dichos ni, por tanto, moléculas. Son sustancias constituidas por iones positivos y negativos. Veamos cómo se forman.

Un elemento muy poco electronegativo puede perder uno, dos o más electrones:



Y, por el contrario, un elemento muy electronegativo puede ganar uno, dos o más electrones:



Observa que, al transformarse en iones, los átomos han conseguido estructura de gas noble.

Los elementos metálicos, con pocos electrones de valencia y baja energía de ionización, tienden a convertirse en cationes.

Los elementos no metálicos, con muchos electrones de valencia y afinidad electrónica muy negativa, tienden a recibir electrones convirtiéndose en aniones.

Estos iones se unen de manera estable mediante enlace iónico y forman los compuestos iónicos.

El **enlace iónico** es la unión que resulta de la presencia de fuerzas electrostáticas entre iones positivos y negativos para dar lugar a la formación de una red cristalina iónica.



■ Formación de un compuesto iónico: cloruro de sodio, NaCl

Y TAMBIÉN:

Valencia iónica

Llamamos **valencia iónica de un elemento** a la carga, positiva o negativa, que adquieren sus átomos cuando se convierten en iones.

Grupo	Electrones de valencia	Valencia iónica
1	1	1+
2	2	2+
13	3	3+
14	4	4+ (Pb y Sn) 4- (C y Si)
15	5	3-
16	6	2-
17	7	1-

Compuestos iónicos

Son compuestos iónicos, en general:

- Las sales binarias (NaCl, CaF₂...).
- Las sales ternarias (KClO₃, CaSO₄...).
- Algunos óxidos (Li₂O, CaO...).
- Algunos hidróxidos (NaOH, KOH...).

Observa en todos ellos la presencia de elementos de gran carácter metálico junto a elementos electronegativos.

TIC

En la animación de la página <http://goo.gl/xhBqfX> puedes observar cómo se forma el cristal iónico de cloruro de sodio.

A un ion lo representamos mediante el símbolo de su elemento, con un superíndice a la derecha que indica la carga que posee mediante un número y el signo + o el signo -.

Los cationes han perdido electrones en el número que indica la carga positiva. Por ejemplo, 2+ indicará que ese átomo ha perdido dos electrones.



Los aniones han ganado electrones, en el número que indica la carga negativa. Por ejemplo, 2- indicará que ese átomo ha ganado dos electrones.



3.4. Enlace químico

Las fuerzas que unen a los átomos, los iones o las moléculas que forman las sustancias químicas (elementos y compuestos) de manera estable se denominan enlaces químicos.

En la formación de un enlace, los átomos tienden a ceder, ganar o compartir electrones hasta que el número de estos sea igual a ocho en su nivel de valencia.

3.5. Clases de enlaces

Según sean los enlaces tenemos diferentes clases de sustancias con sus propiedades características.

Enlace iónico

Los **iones** son átomos o grupos de átomos que poseen cargas positivas o negativas por haber cedido o adquirido electrones.

Según sea su estructura electrónica, cada átomo cede o recibe un número determinado de electrones hasta adquirir la configuración estable de gas noble. De esta forma adquiere una cierta carga positiva o negativa, a la que denominamos **valencia iónica**.

La **valencia iónica de un elemento** es la carga que adquieren sus átomos al convertirse en iones positivos o negativos.

Veamos, por ejemplo, el potasio, K (Z = 19). Su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Si cede un electrón, adopta la configuración del gas noble argón (Z = 18).



Por tanto, su valencia iónica es 1+.

Del mismo modo ocurre con otros elementos.

Elemento	Z	Configuración electrónica	Ion	Configuración electrónica	Valencia iónica
Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Al^{3+}	$1s^2 2s^2 2p^6$ (= Ne)	3+
Ca	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	Ca^{2+}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (= Ar)	2+
Br	35	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	Br^-	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ (= Kr)	1-
P	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	P^{3-}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (= Ar)	3-

Al convertirse los átomos en iones positivos o negativos se produce una transferencia de electrones. El resultado de estas fuerzas se conoce con el nombre de enlace iónico.

El **enlace iónico** es la unión resultante de la presencia de fuerzas electrostáticas entre iones positivos y negativos para dar lugar a la formación de un compuesto constituido por una red cristalina iónica.

Compuesto iónico	Fórmula empírica	Fórmula empírica
Cloruro de sodio	NaCl	Na ⁺ Cl ⁻
Nitrato de calcio	Ca(NO ₃) ₂	Ca ²⁺ NO ₃ ⁻²
Óxido de litio	Li ₂ O	Li ⁺ O ²⁻
Hidróxido de potasio	KOH	K ⁺ OH ⁻

■ Tabla. Iones constituyentes de algunos compuestos iónicos.

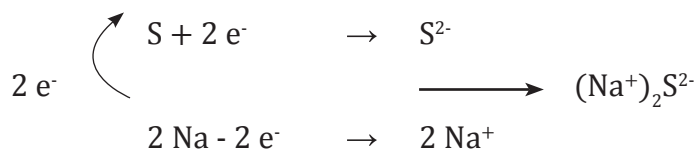
Muchas sustancias presentan ciertas propiedades, tales como la solubilidad en el agua, que no pueden justificarse si no se acepta que están constituidas por iones positivos y negativos en lugar de átomos o moléculas neutras. Son los **compuestos iónicos**.

Estos compuestos se presentan en forma de sólidos cristalinos constituidos por iones positivos y negativos (tabla).

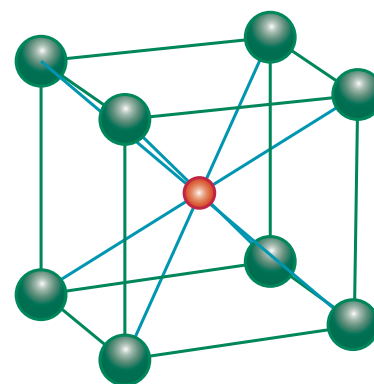
3.6. Compuestos iónicos

Al enlace iónico lo presentan las sales, tanto binarias como de orden superior, y ciertos óxidos e hidróxidos, principalmente de elementos metálicos.

Por ejemplo, al compuesto iónico sulfuro de sodio, formado por la unión del sodio con el azufre, podemos expresar:



Cada átomo de sodio cede un electrón al átomo de azufre. Este se convierte en un ion con dos cargas negativas, mientras se forma el ion sodio con una carga positiva.



■ Geometría de red del cloruro de cesio.

Índice de coordinación

Los distintos compuestos iónicos adoptan diferentes estructuras cristalinas características en las que los iones se colocan de forma peculiar en los nudos de la red. Las fuerzas atractivas y repulsivas se compensan.

Esta estructura debe cumplir dos condiciones:

- **El empaquetamiento debe ser máximo:** los iones deben ocupar el menor volumen posible.
- **El cristal debe ser neutro:** el número de cargas positivas ha de ser igual al de cargas negativas.

La figura 1 muestra la estructura idealizada del cloruro de cesio, CsCl. Los iones Cs^+ y Cl^- son de tamaño similar y cada uno de ellos puede ser rodeado por ocho iones de signo contrario.

El **índice de coordinación** o **número de coordinación** de un ion en una red cristalina iónica es el número de iones de signo contrario que le rodean a la misma distancia.

Tanto para el Cs^+ como para el Cl^- el índice de coordinación es 8.

Los elementos metálicos, situados a la izquierda y en el centro de la tabla periódica, tienden a perder electrones para formar iones positivos o cationes.

Los elementos no metálicos, situados a la derecha de la tabla periódica, tienden a ganar electrones para formar iones negativos o aniones.

Este tipo de enlace se produce cuando se combinan los metales con los no metales. Los iones formados, al tener cargas opuestas, se atraen y permanecen unidos por fuerzas de atracción electrostáticas.

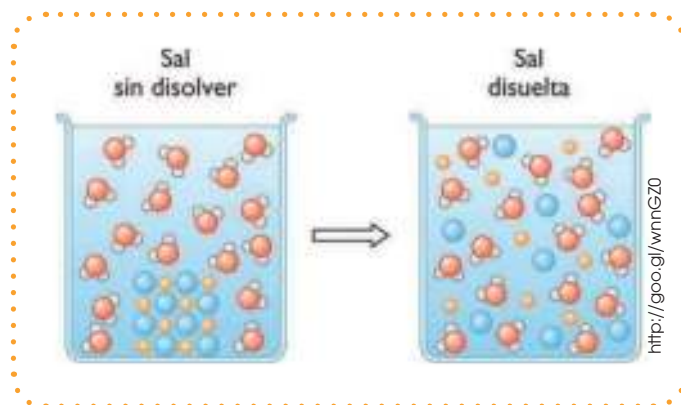
Cuando un número muy elevado de cationes interacciona con un número muy elevado de aniones, el conjunto adquiere estabilidad y se forma una red cristalina iónica o cristal iónico.

Propiedades de las sustancias iónicas

Las sustancias iónicas pueden tener las siguientes propiedades:

- A temperatura ambiente son sólidos de elevado punto de fusión.
- Son solubles en agua.
- En disoluciones acuosas o fundidas conducen corriente eléctrica, pero no en estado sólido.

Por ejemplo la sal en sí no puede conducir electricidad, pero si la diluimos en agua se separa en sus iones y puede conducir corriente eléctrica como se muestra a continuación.



3.7. Enlaces covalentes

En ocasiones los átomos neutros que forman algunas sustancias permanecen unidos por un enlace distinto del iónico: el enlace covalente. Los átomos enlazados de esta forma suelen formar entidades discretas que denominamos **moléculas**.

Modelo de Lewis

Mientras que en el enlace iónico los átomos logran adquirir la estructura de gas noble mediante la transferencia de electrones, en el enlace covalente se llega al mismo resultado al compartir electrones entre dos átomos.

Enlaces covalentes: Consisten en la unión de dos átomos que comparten uno o más pares de electrones. Es el caso, entre otros muchos, de la molécula de flúor, F_2 .

Estructuras de Lewis de las moléculas poliatómicas

La confección de las estructuras de Lewis de una molécula poliatómica requiere un proceso sencillo a partir de la configuración electrónica de los átomos que intervienen. El átomo central suele ser el elemento menos electronegativo, es decir, el que necesita más electrones para completar su nivel de valencia.



■ Lewis (1875-1946), físico-químico estadounidense reconocido por su trabajo llamado estructuras de Lewis o diagrama de puntos.

Clases de enlaces covalentes

Tipo	Descripción	
Enlace simple	Los dos átomos comparten un par de electrones. Por ejemplo, las moléculas de H_2 , Cl_2 y H_2O .	
Enlace doble	Los átomos enlazados comparten dos pares de electrones. Por ejemplo, las moléculas de O_2 y CO_2 .	
Enlace triple	Los átomos enlazados comparten tres pares de electrones. Por ejemplo, las moléculas de N_2 y C_2H_2 (etino).	

Determina la estructura de la molécula de ácido nítrico HNO_3 .

- Designamos el átomo central, el nitrógeno, y colocamos alrededor de él los átomos de oxígeno. A uno de estos se enlaza el hidrógeno.
- Calculamos el número total de electrones de valencia, n , que necesitan los cinco átomos para que adquieran la estructura de gas noble.
- Calculamos el número total de electrones de valencia, v , de los átomos de la molécula.
- Obtenemos el número de electrones compartidos, c , restando n y v . Como sólo hay tres átomos unidos al átomo central, habrá que colocar dos pares enlazantes entre este y un átomo de O.
- Determinamos los electrones libres o solitarios, s , es decir, no compartidos, restando v y c .

Los pares no enlazantes deben colocarse alrededor de cada átomo de modo que todos adquieran estructura de gas noble.

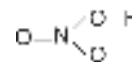


$$n = 8 e^- (\text{N}) + 3 \cdot 8 e^- (\text{O}) + 2 e^- (\text{H}) = 34 e^-$$

$$v = 5 e^- (\text{N}) + 3 \cdot 6 e^- (\text{O}) + 1 e^- (\text{H}) = 24 e^-$$

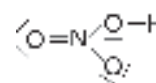
$$c = n - v = 34 e^- - 24 e^- = 10 e^-$$

(5 pares enlazantes)



$$s = v - c = 24 e^- - 10 e^- = 14 e^-$$

(7 pares no enlazantes)



Resonancia

Al confeccionar la estructura de Lewis para el HNO_3 observamos que el átomo de nitrógeno puede compartir cuatro electrones con cualquiera de los dos átomos de oxígeno.

Decimos que las estructuras están en resonancia, e indicamos mediante el signo \longleftrightarrow . En realidad, la estructura real es intermedia entre las dos posibles. Los enlaces $\text{N}-\text{O}$ no son dobles ni simples, sino que presentan una longitud intermedia.

Una misma molécula o un ion poliatómico, en general, puede presentar varias estructuras de Lewis, al variar la ordenación de sus electrones. La estructura real es un híbrido en resonancia de todas ellas.

Estructura canónica de resonancia es cada una de las estructuras que representan una molécula o un ion poliatómico y que difiere de las demás en la ordenación de sus electrones.

EN GRUPO



3. **Escriban** las estructuras de Lewis de los siguientes átomos: bromo, magnesio, fósforo, oxígeno, carbono y argón.
4. **Deduzcan** la estructura de Lewis de las moléculas siguientes: H_2O , NH_3 , BeCl_2 , BCl_3 , SCl_2 , CO_2 , SO_2 , SO_3 , CH_4 , HClO , H_2CO_3 , HNO_2 .
5. **Escriban** las estructuras de Lewis de los iones: Br^- , O_2^- y P_3^- .

Propiedades de las sustancias covalentes

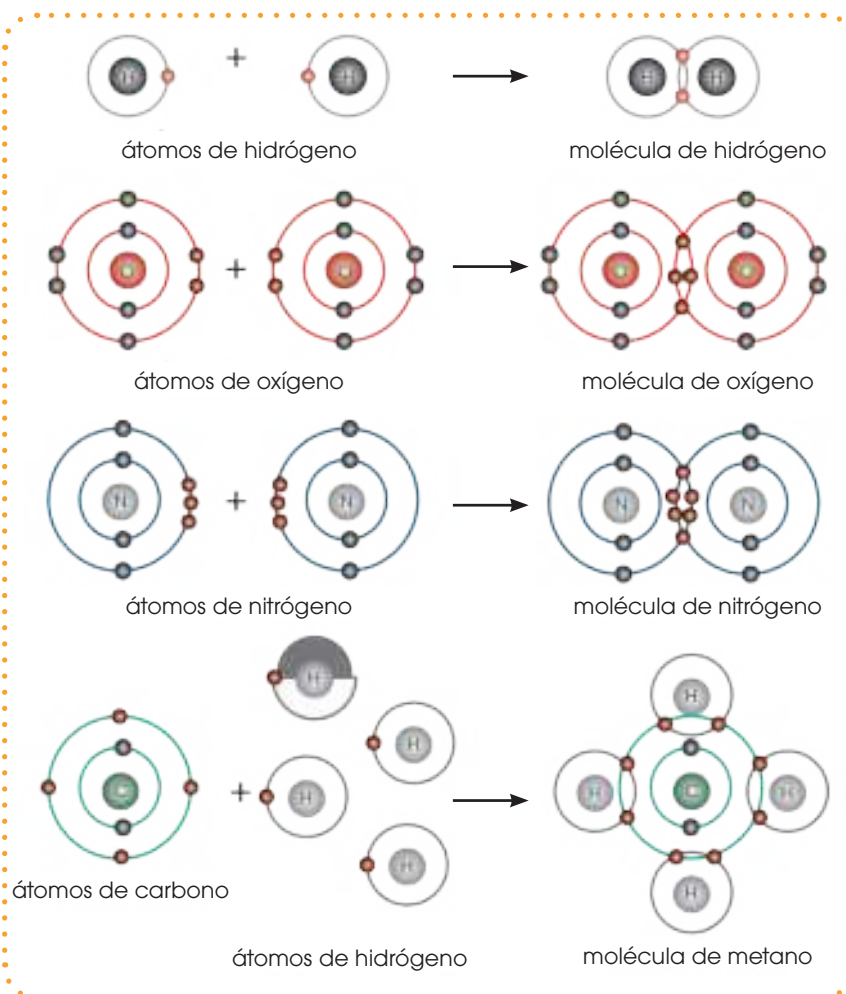
Los enlaces covalentes se forman al unirse los elementos no metálicos, localizados a la derecha de la tabla periódica. Algunos átomos pueden formar dos o más enlaces covalentes, según el número de electrones que necesitan para completar el octeto y alcanzar la configuración estable de gas noble.

Moleculares

- A temperatura ambiente son líquidos o gases de bajo punto de fusión.
- Existen moléculas solubles en agua y otras solubles en disolventes orgánicos.
- No conducen corriente eléctrica y tampoco el calor.

Cristalinas

- A temperatura ambiente son sólidos con un punto de fusión muy elevado.
- Son insolubles en casi todos los disolventes.
- No conducen corriente eléctrica.



■ Esquemas de estructuras molecular y atómica

Y TAMBIÉN:

Para representar una molécula colocamos los electrones del enlace entre los átomos que los forman.

Fuerzas intermoleculares: son las fuerzas de atracción existentes entre las moléculas de las sustancias covalentes.

TIC

Accede al siguiente *link* <https://youtu.be/ign6-bbOqF4> donde se indica los distintos tipos de enlaces químicos.

Y TAMBIÉN:

Iones poliatómicos

Determinamos la estructura de los iones poliatómicos de modo semejante a la de las moléculas. Según sea anión o catión, deberemos sumar o restar electrones en la capa de valencia.

a.	Elemento	Covalencia
	H: $1s^1$	1
	O: $1s^1 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$	2
	N: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	3

b.	Elemento (estructura fundamental)	Covalencia del elemento
	Be: $1s^2 2s^2$	0
	B: $1s^1 2s^2 2p_x^1$	1
	C: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	2

	Elemento (estructura promocionada)	Covalencia del elemento
	Be: $1s^2 2s^1 2p_x^1$	2
	B: $1s^1 2s^1 2p_x^1 2p_y^1$	3
	C: $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	4

Covalencia

La capacidad de un elemento para compartir sus electrones se refleja en su valencia covalente.

Llamamos **covalencia**, o **valencia covalente** de un elemento al número de enlaces covalentes que es capaz de formar.

Un elemento puede formar más o menos enlaces covalentes según el número de electrones desapareados o fácilmente desapareables que tienen sus átomos (a.).

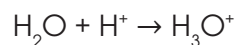
Otros elementos son capaces de promocionar electrones de un orbital a otro dentro del mismo nivel.

Así, mediante estos electrones fácilmente desapareables, justificamos la covalencia de estos elementos (b.).

Enlace coordinado

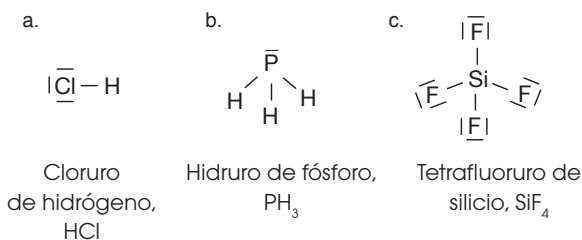
De la misma manera que en la teoría de Lewis, se trata de un enlace covalente en el que uno de los átomos aporta los dos electrones. En esta teoría se considera que el enlace covalente coordinado se forma cuando un átomo aporta un orbital de valencia desocupado, mientras otro átomo contribuye con un orbital de valencia ocupado por dos electrones.

Por ejemplo la formación del hidronio:



En este caso el agua aporta con dos electrones y el H^+ no aporta con ningún electrón.

6. **Indica**, para cada una de estas estructuras de Lewis, el número de electrones compartidos y el número de enlaces.



3.8. Fuerzas de atracción intermolecular

Hemos interpretado los enlaces como fuerzas que se dan en el interior de las moléculas, es decir, intramoleculares. Pero también existen interacciones entre las moléculas: las fuerzas intermoleculares.

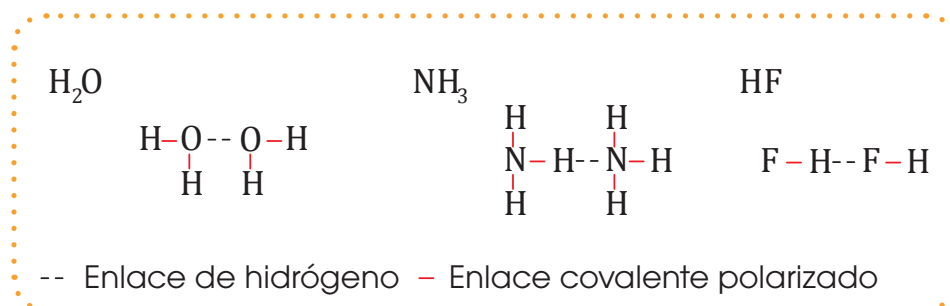
Las **fuerzas intermoleculares** son las fuerzas de atracción que existen entre las moléculas de las sustancias covalentes.

Las fuerzas intermoleculares pueden ser de dos clases: fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno.

Puente de hidrógeno

Es un tipo especial de interacción electrostática; es decir, es un enlace intermolecular más intenso que las fuerzas de Vander Waals, lo que hace que las sustancias que lo presentan tengan puntos de fusión y de ebullición más elevados.

Se da entre el hidrógeno y átomos pequeños y muy electronegativos.



En el caso del agua, se forma este enlace entre un átomo de hidrógeno y el átomo de oxígeno de otra molécula, de manera que cada molécula de agua puede estar unida con otras cuatro moléculas.

Estos enlaces, relativamente fuertes, hacen que el agua, en condiciones ordinarias, sea un líquido. Su punto de fusión es más alto de lo que le correspondería por peso molecular.

Con el nombre de fuerzas de Van der Waals suelen agruparse distintas clases de interacciones intermoleculares de naturaleza electrostática: fuerzas dipolo-dipolo, fuerzas ion-dipolo y fuerzas de London.

Indica qué clase de fuerzas intermoleculares existen entre los siguientes pares de especies químicas cuando se hallan en estado líquido o sólido:

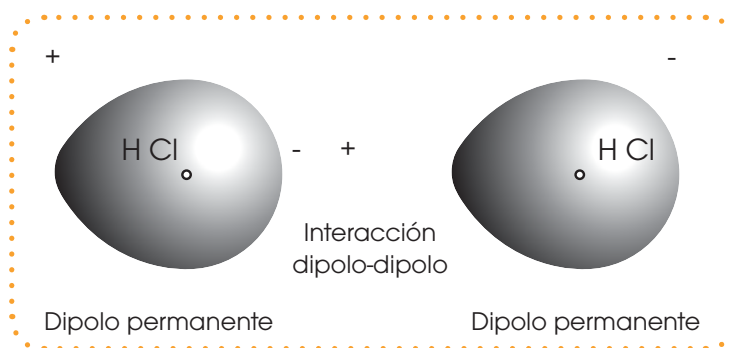
- a) CO y CO c) CH₃OH y CH₃OH
b) Cl₂ y CCl₄ d) NH₃ y Ar.

- a) Las moléculas de monóxido de carbono tienen un momento dipolar debido a la diferencia de electronegatividad entre C y O. Entre sus moléculas hay fuerzas dipolo-dipolo, además de fuerzas de dispersión presentes siempre entre moléculas.

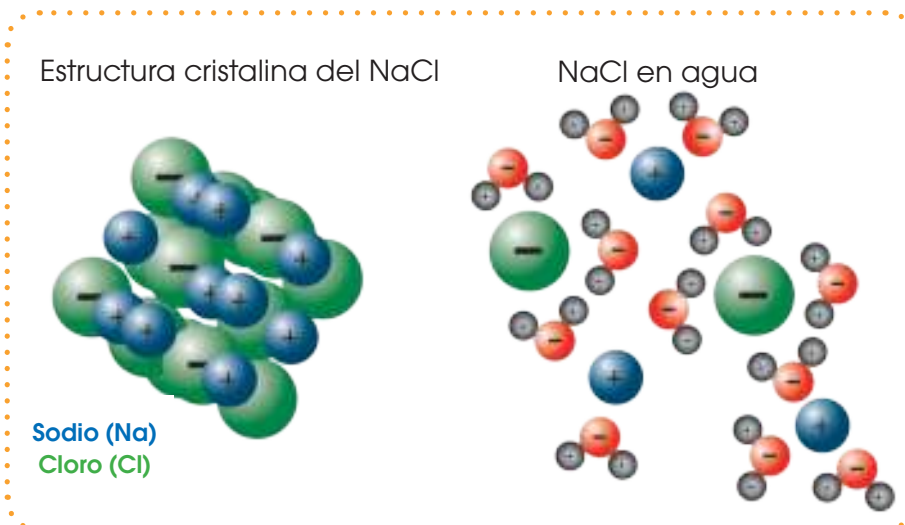
- b) El NH_3 tiene moléculas polares. Entre las moléculas NH_3 y los iones nitrato aparecen fuerzas ion-dipolo.
- c) Entre las moléculas de metanol se forman enlaces de hidrógeno en la siguiente forma:
- d) Las moléculas de NH_3 son dipolos mientras que los átomos de argón son neutros. Entre estos dos tipos de partículas existen fuerzas dipolo-dipolo inducido, además de las fuerzas de dispersión.

Fuerzas de Van der Waals

Dipolo-dipolo: Son fuerzas atractivas que aparecen entre dipolos eléctricos constituidos por moléculas polares. Cuanto mayor es el momento dipolar de las moléculas, mayor es la fuerza atractiva. Es el caso de las interacciones entre moléculas HCl en estado líquido o sólido.



Ion-dipolo: Existe una fuerza ion-dipolo entre un ion y la carga parcial de un extremo de una molécula polar. Los iones positivos son atraídos hacia el extremo negativo de un dipolo, mientras que los iones negativos son atraídos hacia el extremo positivo. La magnitud de la atracción aumenta al incrementarse la carga del ion o la magnitud del momento dipolar. Las fuerzas ion-dipolo tienen especial importancia en las disoluciones de sustancias iónicas en líquidos polares, como una disolución de NaCl en agua.



■ El agua disuelve los compuestos iónicos

Fuerzas de London

También llamadas **fuerzas de dispersión**, son fuerzas atractivas que aparecen entre moléculas no polarizadas.

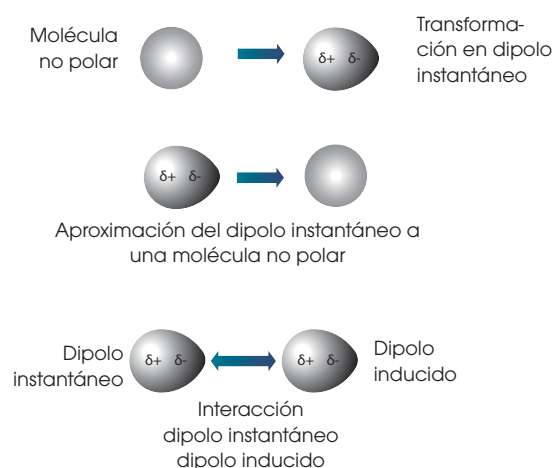
La existencia de estas fuerzas se explica admitiendo que en un momento dado la molécula no polar experimenta un ligero desplazamiento de la carga electrónica y crea un dipolo instantáneo. La distribución de la carga cambia rápidamente, de modo que el momento dipolar promedio es nulo. Pero el dipolo instantáneo puede polarizar otra molécula cercana y generar un dipolo inducido. A temperaturas bajas, la atracción entre dipolos mantiene las moléculas en estado líquido o sólido.

Por ejemplo, entre los átomos de He, entre las moléculas de O_2 , de N_2 y otras.

3.9. Enlace metálico

El **enlace metálico** es la fuerza atractiva que existe en los metales entre los iones positivos y los electrones móviles de valencia que los rodean.

Los **metales** son los elementos más numerosos de la tabla periódica y están situados a la izquierda y en el centro de esta. Así, son metales el sodio, el magnesio, el titanio, el hierro o la plata.

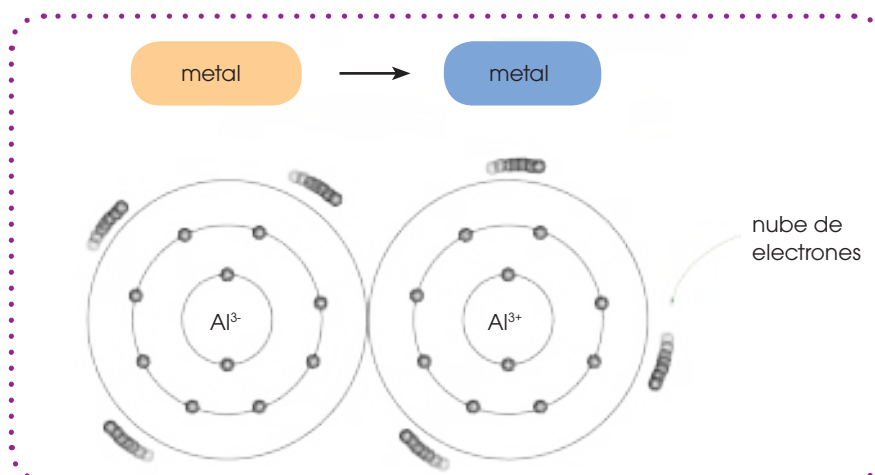


Estructura interna de los metales

- Los átomos de los metales no forman moléculas sino que se colocan ordenadamente y constituyen una estructura cristalina lo más compacta posible.
- Cada átomo se desprende de sus electrones de valencia convirtiéndose en ion positivo.
- Los electrones de valencia de todos los átomos forman una nube electrónica capaz de desplazarse entre los huecos de la estructura.
- La interacción entre la nube de electrones y los iones positivos asegura la estabilidad del metal. Esta unión constituye el enlace metálico.

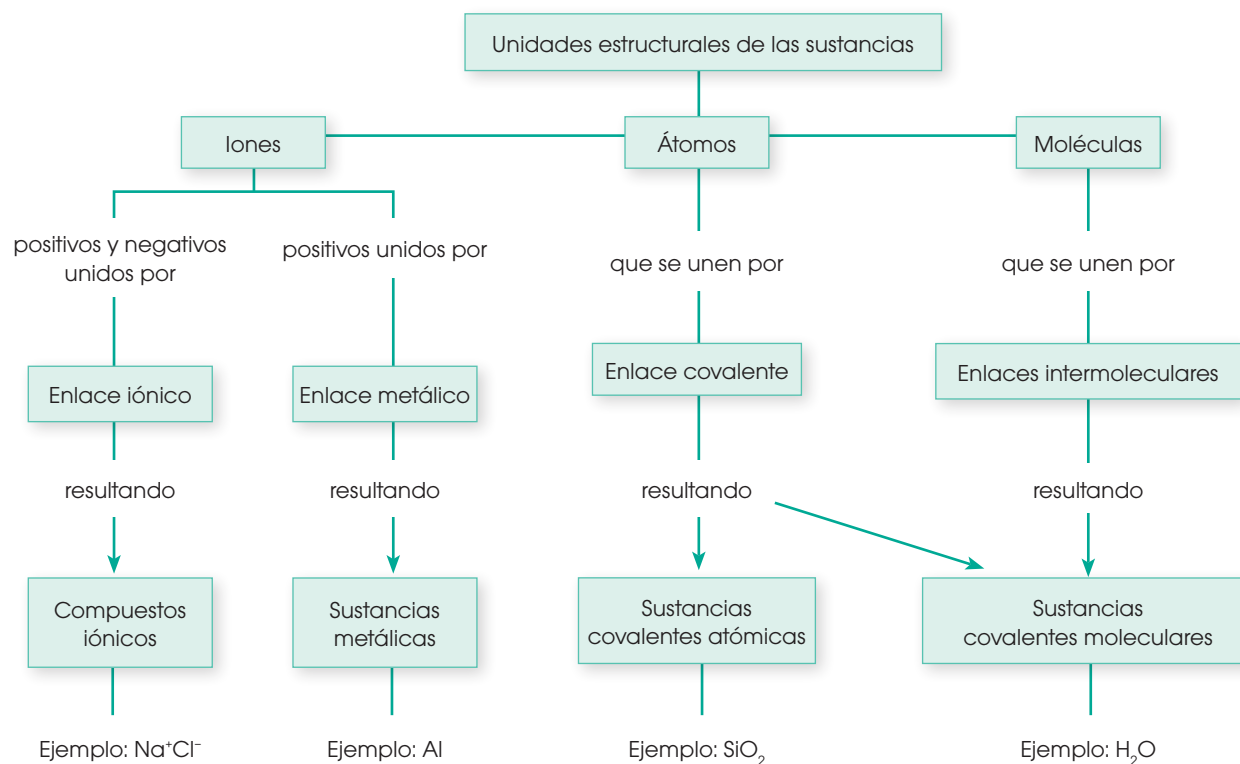
Y TAMBIÉN:

En general, las fuerzas intermoleculares son mucho más débiles que las intramoleculares. Se requiere, por ejemplo, menos energía, 41 kJ, para hervir un mol de agua que para disociar un mol de enlace O-H del agua, 930 kJ. En el primer caso solo se requiere romper las uniones intermoleculares, mientras que en el segundo deben deshacerse los enlaces covalentes.



■ Estructura interna del aluminio

Propiedades de sustancias



7. **Escribe** las estructuras electrónicas de los iones S^{2-} , I^- , Cu^{2+} , Ag^+ y Fe^{2+} .
8. **Escribe** y **nombra** las fórmulas empíricas de los compuestos formados al unirse los siguientes pares de iones:
 - a) Cs^+ y S^{2-}
 - b) Rb^+ y PO_4^{3-}
9. **Razona** cuál debe ser la fórmula del compuesto iónico formado por potasio y oxígeno. **Ten** en cuenta:
 - a. Las estructuras electrónicas de los dos elementos.
 - b. Los electrones que deben transferirse.
 - c. La neutralidad del compuesto resultante.
10. **Dibuja** un esquema de la formación de los iones y de su unión.
11. **Explica** el significado de la frase: El índice de coordinación de los iones del compuesto iónico ZnS es 4.
12. **Señala** cuáles de las siguientes sustancias tienen enlace iónico o covalente: KNO_3 , NaF , $NaOH$, Cu , CH_4 , HF , CO_2 y Br_2 .
13. **Explica** la formación de un enlace iónico entre el cloro y el calcio. ¿Por qué el compuesto que se forma tiene por fórmula $CaCl_2$?



Experimento

TEMA:

Enlace y conducción eléctrica

OBJETIVO:

Identificar algunas sustancias de acuerdo con el tipo de enlace iónico o covalente.

MATERIALES:

- Agua destilada y probeta
- Vasos de precipitación de 50 mL
- Vidrios reloj, limpios y secos
- Espátula y varilla para agitar
- Papel absorbente
- Sustancias sólidas: sal común, azúcar, urea, sulfato de cobre (II), cinc y aluminio

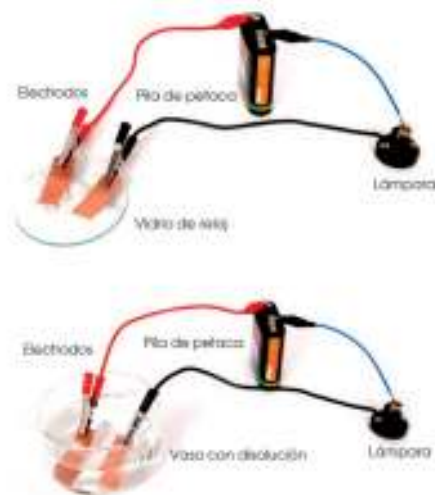
PROCESOS:

- **Conecta** los cables a la pila de petaca, la lámpara y los electrodos. **Une** los electrodos entre sí y **comprueba** que la lámpara se ilumina. **Separa** los electrodos. **Dispón** una pequeña cantidad de sal común en un vidrio reloj, en forma de cordón. **Coloca** los electrodos en los extremos del cordón y **observa** si la lámpara se ilumina o no. **Anota** el resultado en tu cuaderno, **recoge** la sustancia y **deposítala** en un contenedor de desechos adecuado. **Limpia** los electrodos con el papel absorbente. **Repite** el procedimiento para el resto de sustancias sólidas.
- **Vierte** unos 40 mL de agua destilada en un vaso de precipitación limpio. **Coloca** lentamente los electrodos dentro del vaso, hacia la parte media del líquido, sin

- Sustancias líquidas: bencina y aceite
- Equipo para el montaje eléctrico: una pila de petaca de 9 V; cables de cobre; electrodos de grafito (puedes tomarlos del interior de una pila de petaca de 4,5 V) o, en su defecto, pinzas y clips metálicos; una lámpara (de linterna)

que toquen el fondo, según el montaje de la fotografía. **Observa** si la lámpara se ilumina o no y anota el resultado.

Retira el vaso y **añade** unos gramos de sal común sin que se disuelva en el agua. **Coloca** de nuevo los electrodos dentro del vaso y **anota** si la lámpara se ilumina o no. **Retira** los electrodos y, con la varilla, **agita** el agua con la sal. **Comprueba** si la sal se ha disuelto o no en agua. En caso afirmativo, introduce los electrodos en la disolución y observa la iluminación de la lámpara. **Anota** el resultado. **Deshazte** de forma adecuada del contenido del vaso. **Limpia** los electrodos con agua destilada. **Repite** el proceso utilizando el azúcar, el sulfato de cobre (II) y las sustancias líquidas.





Resumen

1. Enlaces químicos
2. Definición
3. Tipos

Una de las maneras para representar a los electrones presentes en un elemento es a través de las **estructuras de Lewis**. Sus estructuras constan del elemento en el medio y los electrones rodeándolo.

Por lo general, se admite que los átomos de los elementos se rodeen de ocho electrones en el subnivel más externo para ganar estabilidad. A esto se conoce como la **regla del octeto**, la cual tienen excepciones, y constituye como los elementos tienden a ganar, perder o compartir electrones para que su nivel más externo sea de 8 electrones.

La **energía de enlace** depende de la distancia y del tipo de elemento que se tenga. A medida que la energía absorbida aumente, la distancia entre los núcleos va a disminuir y viceversa.

Existen muchos elementos en forma de iones:

- **Positivos**, los cuales pierden electrones (carga negativa) y por ende, tienen carga positiva.
- **Negativos**, los cuales ganan electrones (carga negativa) y por ende, tienen carga negativa.

Dentro de un compuesto pueden tener distintos tipos de enlaces:

1. **Enlace iónico**, el cual ocurre cuando interactúa un ion positivo con un ion negativo. Pueden formar compuestos iónicos. Estos compuestos a temperatura ambiente son sólidos, son solubles en agua y conducen electricidad.
2. **Enlace covalente**, el cual ocurre cuando átomos neutros forman algunas sustancias, en este enlace comparten uno o más pares de electrones. La **covalencia** es la capacidad de formar enlaces covalentes.

Las propiedades de los enlaces covalente es que forman **sustancias covalentes**, las cuales pueden ser:

- **Moleculares**: Están a temperatura ambiente en forma de líquidos o gases; son solubles en disolventes orgánicos o en agua y no conducen electricidad.
- **Cristalinas**: A temperatura ambiente son sólidos, son insolubles y no conducen electricidad.

Existen fuerzas intermoleculares, es decir, que ocurren entre diferentes moléculas, estas pueden ser de dos clases:

1. **Enlace de hidrógeno o puente de hidrógeno**: Es un enlace intermolecular más intenso que las fuerzas de Van de Waals. Esta propiedad hace que tengan puntos de fusión o ebullición más elevados en comparación a otras sustancias.

Este enlace solamente puede darse entre un O, N o F con un hidrógeno.

2. **Fuerzas de Van de Waals**, las cuales pueden ser:

- **Dipolo-dipolo**: Son fuerzas atractivas que aparecen entre dipolos eléctricos constituidos por moléculas polares.
- **Ion-dipolo**: Cuando existe una fuerza entre un ion y la carga parcial de un extremo de una molécula polar.

Las **fuerzas de London** son aquellas fuerzas de dispersión que son atractivas que aparecen entre moléculas no polarizadas. Un ejemplo es el enlace metálico y está formado por metales entre iones positivos y electrones móviles.

▼ CURIOSIDADES

Confirman hallazgo del elemento número 113 de la tabla periódica



<http://goo.gl/LPmHkr>

Investigadores japoneses del centro nipón Riken identificaron, hace unos pocos meses, al uruntrio, un elemento de carácter sintético. Este es el elemento número 113 de la tabla periódica. Dicho descubrimiento fue aceptado por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC).

Este elemento cuenta con 113 protones en su núcleo y se puede sintetizar al hacer colisionar iones de zinc sobre una capa ultrafina de

Bismuto. En general los elementos sintéticos no están de forma natural y son generados artificialmente a través de experimentos. Hasta la actualidad se han producido 24 elementos de este tipo aunque tienen alta inestabilidad.

(2015.12.03). Confirman hallazgo del elemento número 113 de la tabla periódica.

(adaptación). Excelsior. Extraído el 15 de abril de 2016 desde la página web: <http://goo.gl/IDchK8>

▼ SI YO FUERA...

Científico forense investigaría y estudiaría la evidencia biológica, como el ADN, rastros, huellas, marcas de herramientas y evidencia química como drogas, venenos u otros compuestos, para ayudar a resolver casos a la justicia.



<http://goo.gl/omjwfn>

Prohibida su reproducción

▼ QUÍMICA

Fotosíntesis inversa

Estudios recientes han descubierto un proceso natural que describe la fotosíntesis inversa. Durante este proceso la energía de los rayos del sol recogidos por la clorofila descompone la biomasa vegetal, lo cual permite producir ciertas sustancias químicas y biocombustibles.

La fotosíntesis inversa tiene la capacidad para romper enlaces químicos entre el carbono y el hidrógeno. Esta habilidad se podría emplear para convertir el metano en metanol, un combustible líquido en condiciones ambientales. El metano es de gran importancia porque este se emplea como materia prima en la industria petroquímica para la elaboración de combustibles.

(2016.12.04). Fotosíntesis inversa. (adaptación). NCYT. Extraído el 12 de abril de 2016 desde la página web: <http://goo.gl/KnxEMM>



<http://goo.gl/UmFdsn>

Para finalizar

- Razona** si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
 - En la formación de enlaces covalentes los átomos comparten todos los electrones que poseen en su nivel más externo.
 - En la red iónica cristalina de los metales no hay iones negativos.
 - Los metales son siempre sólidos a temperatura ambiente.
- Escribe** las configuraciones electrónicas del flúor, el rubidio y el calcio.
- Razona qué tipo de enlace se dará en los siguientes casos y qué sustancia se formará.
 - Rb y F
 - F y F
 - F y Ca
- Escribe** las estructuras electrónicas de los iones S^{2-} , I^{-} , Cu^{2+} , Ag^{1+} y Fe^{2+} .
- Escribe** las reacciones de formación de los iones obtenidos en cada uno de los casos siguientes.
 - El plomo cede cuatro electrones.
 - El oxígeno adquiere dos electrones.
 - El carbono adquiere cuatro electrones.
- Justifica** la formación de los iones a partir de la estructura electrónica del átomo neutro.
- Razona** cuál debe ser la fórmula del compuesto iónico formado por potasio y oxígeno. Ten en cuenta:
 - Las estructuras electrónicas de los dos elementos.
 - Los electrones que deben transferirse.
 - La neutralidad del compuesto resultante.
- Dibuja** un esquema de la formación de los iones y de su unión.
- Deduce** la estructura de Lewis (fórmulas desarrolladas) de las moléculas siguientes:
 H_2O , NH_3 , $BeCl_2$, BCl_3 , SCl_2 , CO_2 , SO_2 ,
 SO_3 , CH_4 , $HClO$, H_2CO_3 , HNO_2 .
- Indica** los enlaces simples, dobles y triples en las siguientes moléculas:
 F_2 , CS_2 , C_2H_4 (eteno), C_2H_6 (etano),
 C_2H_2 (etino), H_2S , CCl_4 , PH_3 .
- ¿Cuál es la principal diferencia entre los dos tipos de fuerzas intermoleculares: las fuerzas de Van der Waals y el enlace o puente de hidrógeno?
- El cobre es el metal utilizado comúnmente para fabricar los hilos de las instalaciones eléctricas. ¿En qué propiedades del metal se basa esta importante aplicación práctica?

13. **Responde** correctamente las siguientes preguntas:

- ¿Cuál es la diferencia entre enlace covalente y enlace iónico?
- ¿Se unen siempre los átomos de la misma manera para formar compuestos?
- ¿Qué es un doblete electrónico?
- ¿Cuál es la diferencia entre enlace covalente triple y enlace coordinado?
- ¿Por qué ciertos átomos se unen y forman moléculas y otros no?
- ¿Cuál es la diferencia entre periodo y grupo?

14. **Completa**

- La siguiente secuencia para llenar los orbitales:
1s, __, 2p, 3s, 3p, __, 4s, 3d, 4p, 5s,

b. De acuerdo al número cuántico de spin, ¿qué orbitales pueden existir? _____, _____, _____.

c. **Enumera** los números cuánticos orbitales que determinan los subniveles dentro de un nivel principal: _____ y _____.

d. ¿Cuáles son los niveles cuánticos principales? _____, _____, _____, _____.

15. **Define** correctamente:

- Espectro de rayas:
- Azimutal:
- Función de onda:
- Orbital:

16. **Completa** el siguiente cuadro con tres características de cada uno de los elementos que forman el átomo:

Electrón	Neutrón	Protón

AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

• Trabajo personal

¿Cómo ha sido mi actitud frente al trabajo?

¿He cumplido mis tareas?

¿Qué aprendí en esta unidad temática?

• **Escribe** la opinión de tu familia.

• Trabajo en equipo

¿He compartido con mis compañeros y compañeras?

¿He respetado las opiniones de los demás?

• **Pide** a tu profesor sugerencias para mejorar y **escríbelas**.

FACTORES QUE INFLUYEN EN LA SOLUBILIDAD

JUSTIFICACIÓN:

La solvatación es el proceso de asociación de las partículas de un disolvente con las partículas de un soluto. Vamos a analizar los factores que afectan a la solubilidad y a la velocidad de solvatación de un sólido (azúcar) en un líquido (agua).

OBJETIVOS:

- Observa la solubilidad a diferentes temperaturas (0 °C y 100 °C) y el efecto del tamaño del sólido y la agitación en la velocidad de solvatación.

MATERIALES Y RECURSOS:

- azúcar blanca (normal y glas)
- agua (a temperatura ambiente y fría)
- hielo
- placa calorífica (o bunsen, trípode y rejilla)
- agitador magnético e imán
- cristizador
- balanza analítica
- seis vasos de precipitación (100 mL)
- un vaso de precipitación grande
- varilla de vidrio
- espátula
- guantes para el calor
- vidrio de reloj

PROCESOS:

Efecto de la temperatura en la solubilidad

- Enciende la placa calorífica y calienta agua (más de 100 mL) en el vaso de precipitación grande hasta que hierva. Apaga el calentador y, usando los guantes, vierte 50 mL de agua caliente en un vaso de precipitados de 100 mL.

- Coloca ese último vaso en la placa calorífica apagada (para que mantenga el calor), y añade, con la ayuda de la espátula, una cucharada rasa de azúcar. Agítalo, con la varilla de vidrio, hasta que se disuelva.
- Repite la operación anterior hasta que no puedas disolver más azúcar, y anota cuántas cucharadas has agregado.
- Llena el cristizador de hielo y coloca en él un vaso de precipitación con 50 mL de agua fría.
- Añade, poco a poco, tal y como hiciste con el agua caliente, el azúcar al agua fría hasta que no se disuelva más. Anota las cucharadas de azúcar agregadas en la disolución fría.
- Pesa, con la ayuda del vidrio reloj, la masa de una cucharada rasa de azúcar.

Nota: Se puede llevar a cabo el proceso de medida en agua fría mientras se calienta el agua.

Efecto del tamaño del sólido en la velocidad de solvatación

- Pesa 2,6 g de azúcar normal en un vaso de precipitados de 100 mL y, en otro vaso de precipitados, pesa la misma cantidad de azúcar glas (azúcar en polvo).
- Añade, a cada vaso de precipitados, 50 mL de agua (a temperatura ambiente).
- Observa atentamente lo que ocurre y anótalo en el cuaderno.
- Espera a que todo el azúcar se disuelva (si fuese necesario, puedes agitar brevemente con la varilla las disoluciones), y anota cuál de ellos se disuelve antes.

Efecto de la agitación en la velocidad de solvatación

- Pesa en dos vasos de precipitados 5 g de azúcar y añade en cada vaso 50 mL de agua a temperatura ambiente.
- Coloca uno de ellos encima del agitador magnético, pon el imán dentro de la disolución, y agítalo a una velocidad no demasiado elevada.
- Espera a que el azúcar de uno de los dos vasos se disuelva completamente, y anota cuál ha sido.



<http://goo.gl/7z0mhv>

Prohibida su reproducción

Un alto en el camino

1. **Completa** en tu cuaderno las siguientes proposiciones.

- Las partículas que se ubican en el núcleo del átomo se denominan.....
- El número atómico indica el número de.....que hay en el núcleo del átomo.
- Un átomo que contiene 12 e⁻, 12 + y 14 N, tiene una masa atómica de:
- Los átomos que tienen igual número de protones y distinto número de neutrones se llaman:
- Los elementos cuyas propiedades están entre los metales y no metales se denominan:

2. **Encierra** en un círculo el literal correcto.

- El modelo planetario del átomo fue creado por:
 - Planck.
 - Bohr.
 - Rutherford.
 - Einstein.
- El **protón** es una partícula
 - Igual al electrón.
 - Tiene carga neutra.
 - Se encuentra en el núcleo.
 - Está en la envoltura del átomo.

• Los iones son átomos:

- Neutros.
- Isótopos.
- Que tienen carga eléctrica.
- Que no existen.

En el paréntesis ubica el literal correcto.

- Gas raro () Ar
- Halógeno () Ca
- Metal alcalino () I
- Metal alcalinotérreo () C
- Semimetal () K

3. **Contesta** correctamente las siguientes preguntas.

- ¿Qué es la **regla del octeto**?
- ¿Cuál es la diferencia entre un **átomo** y una **molécula**?
- ¿Cuál es la diferencia entre un enlace metálico y un enlace covalente?
- ¿Qué son las fuerzas **intermoleculares**?

4. **Justifica** si tiene mayor radio atómico el cobre, Cu (Z = 29), o la plata, Ag (Z = 47).

5. **Ordena** los siguientes elementos en orden creciente de radio atómico: Sr (Z = 38), Zr (Z = 40) y Cd (Z = 48).

6. El litio tiene tres electrones. **Escribe** su configuración electrónica y **justifica** cuál de ellos se separará del átomo con mayor facilidad.

7. **Desarrolla** la configuración electrónica con niveles, subniveles y orbitales de los siguientes elementos.

a. Be

c. C

e. Al

b. Mg

d. Ne

f. F

8. **Ubica** en la tabla periódica los siguientes elementos y **calcula** el número de neutrones.

Elemento	Símbolo	Número atómico Z	Número atómico A	Número de neutrones
Kriptón				
Arsénico				
Hierro				
Oro				
Polonio				

9. **Escribe** las diferencias entre los siguientes términos:

a. Metal y no metal

d. metal de transición y gas noble

b. Cation y anión

e. grupo y período

c. Enlace covalente y iónico

f. elemento y compuesto

10. **Une** correctamente las siguientes teorías:

a. Teoría de Thomson	1. Dedujo que en el centro existe un diminuto crepúsculo que se llama núcleo, con carga positiva.
b. Teoría de Rutherford	2. La materia está formada por pequeñas partículas separadas e indivisibles llamadas átomos.
c. Teoría atómica de Dalton	3. Explica la aparición de los rayos catódicos y los rayos canales.

11. **Defina** las propiedades físicas y propiedades químicas y distinga mediante un ejemplo.

4

Formación de compuestos químicos

CONTENIDOS:

4. La química y su lenguaje. Formación de compuestos químicos

- 4.1. Símbolos de los elementos químicos
- 4.2. Fórmulas químicas
- 4.3. Valencia y número de oxidación
- 4.4. Compuestos binarios
- 4.5. Compuestos ternarios y cuaternarios
- 4.6. Función óxido básico u óxidos metálicos
- 4.7. Función óxido ácido
- 4.8. Función hidróxido
- 4.9. Función ácido
- 4.10. Función sal
- 4.11. Función hidruro
- 4.12. Función peróxido



Noticia

Fuegos artificiales

La pirotecnia es química, la explosión se produce gracias a las reacciones de combustión entre el oxígeno liberado por los agentes oxidantes y reductores. La gama de colores se basa en la emisión de ciertos elementos en la mezcla pirotécnica sobre todo sales inorgánicas (sales de litio o estroncio para el color rojo, sales de calcio para el naranja, sodio para el amarillo, bario para el verde...).

<http://goo.gl/3FYgpF>



Web

El bronce

El bronce es una fusión del estaño y el cobre. Existen dos tipos: el primero contiene un 80% de Cu y 20% de Sn, mientras que el segundo contiene 95% de Cu y 5% de Sn, la función del estaño sobre el cobre es transmitirle resistencia y dureza. Se utiliza principalmente para aplicaciones en cañerías, herrajes artísticos entre otros.

<http://goo.gl/rsFpa0>



Película

El alquimista

Esta película relata la vida del sabio iraní Al-Razi, padre de la química, médico y filósofo, quién aportó en medicina, química y física con sus más de 184 libros y artículos científicos. Es conocido por descubrir el ácido sulfúrico verdadera «locomotora» de la química moderna y de la industrial, además el metanol, su refinamiento y su uso en medicina.

<http://goo.gl/3gpkAh>



EN CONTEXTO:

1. **Lee** la noticia y **responde**:
 - a. ¿Cómo se producen las explosiones?
 - b. ¿Qué medidas de protección utilizarías si trabajaras con pirotecnia?
2. Pon atención a la lectura sobre el bronce y **contesta**:

—¿Antiguamente para qué era utilizado el bronce?
3. **Observa** el video y **responde**:
 - a. ¿Por qué a este sabio se le llama el **padre de la química**?
 - b. ¿Cuáles fueron sus mayores inventos en medicina?



■ Algunos símbolos propuestos por los alquimistas para representar las sustancias químicas

Y TAMBIÉN:



El hidrógeno constituye el elemento principal de las estrellas y del Sol. Es el elemento más abundante en el universo.

4.1. Símbolos de los elementos químicos

Desde la antigüedad los alquimistas empleaban símbolos para representar los elementos y compuestos, que hasta entonces conocían.

Dalton fue el primero en utilizar un sistema de signos para los diferentes elementos y para algunos compuestos. Los símbolos modernos se deben a Berzelius quien propuso utilizar, en vez de signos arbitrarios, la primera letra del nombre latino del elemento. Ejemplo: oxígeno O, nitrógeno N, hidrógeno H.

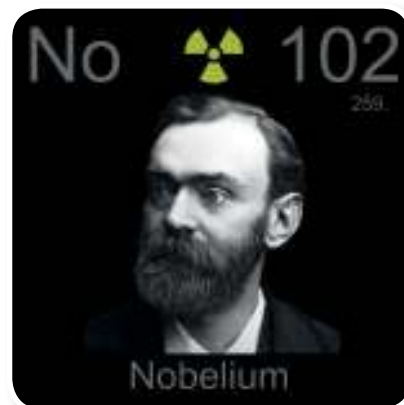
En el caso de que varios elementos tuvieran la misma inicial, se representaban añadiendo la segunda letra del nombre. Así, por ejemplo, el cobre Cu, níquel Ni. Observemos que la primera letra se escribe en mayúscula, mientras que la segunda, cuando está presente, se escribe en minúscula.

La gran diversidad de los nombres de los elementos en la tabla periódica se debe a diversos factores:



<http://goo.gl/n1QJrC>

- Hidrógeno (H) quiere decir engendrador de agua, cromo (Cr) color, cloro (Cl) amarillo verdoso.



<http://goo.gl/Vk1lCa>

- Nobelio (No) en honor a Alfred Nobel, Laurencio (Lw) en honor a Ernest Lawrence.

- **Por el lugar de su descubrimiento**

Germanio (Ge) de Alemania, Francio (Fr) de Francia, Polonio (Po) de Polonia.



■ Germanio

- **El nombre de planetas**

Uranio (U) de Urano, neptunio (Np) de Neptuno, plutonio (Pu).



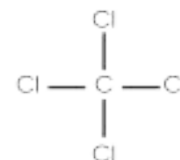
■ Utilización del plutonio en armas nucleares

4.2. Fórmulas químicas

Una fórmula es una expresión simbólica de la composición y estructura de una sustancia química.

Cada compuesto químico se designa mediante una fórmula específica, que contiene símbolos de los elementos que la componen, y unos subíndices, que expresan la relación numérica entre los elementos.

CCl_4
fórmula química
(tetracloruro de carbono)



fórmula
estructural



representación de Lewis



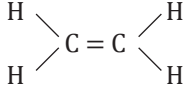
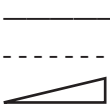
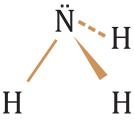
c cl
modelos
moleculares



1. **Busca** en la tabla periódica los símbolos de: disprosio, tantalio, xenón, mercurio y actinio.
2. **Escribe** el nombre y el significado de los siguientes elementos: Va, Ti, I, Os y Be
3. **Responde:** ¿Por qué el símbolo del oro es Au?
¿A qué se debe su nombre?

4. **Escribe** los nombres de los elementos y la cantidad de átomos presentes en las siguientes fórmulas.
 - a. H_3PO_4 ácido sulfúrico
 - b. FeO óxido ferroso
 - c. CaCO_3 carbonato de calcio
 - d. NH_3 amoníaco
 - e. $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ sacarosa

Clases de fórmulas

Nombre	Definición	Ejemplo
Fórmula empírica	Expresa, mediante símbolos y subíndices, los elementos que forman la sustancia química y la relación mínima en que sus átomos o iones están presentes en ella. Se utiliza en compuestos que forman redes cristalinas.	NaCl, SiO ₂
Fórmula molecular	Expresa, mediante símbolos y subíndices, los elementos que forman la sustancia química y el número de átomos de cada elemento que están presentes en una molécula de ésta.	CO ₂ , H ₂ O, H ₂ O ₂ , N ₂ O ₄
Fórmula desarrollada	Es una representación que indica la forma de unión de los átomos que constituyen la sustancia química.	
Fórmula estereoquímica	Representa la disposición de los enlaces de una sustancia en el espacio. 	

■ Clases de fórmulas

Y TAMBIÉN:

La fórmula desarrollada, la fórmula estereoquímica y todas las fórmulas que nos indican la manera cómo se unen los átomos o su disposición en el espacio son **fórmulas estructurales**.

La clase de fórmula elegida para representar un compuesto depende de la complejidad de éste. En esta unidad nos centraremos en los compuestos inorgánicos, que se identifican por su fórmula empírica o molecular.

Los **compuestos inorgánicos** son todos los compuestos químicos, excepto los del carbono, y, además, el dióxido de carbono, el monóxido de carbono y los carbonatos.

EN GRUPO

1. **Describan** el significado de cada una de las fórmulas moleculares de los siguientes compuestos: trióxido de azufre, SO₃, butano, C₄H₁₀, tetraóxido de dinitrógeno, N₂O₄.
2. **Describan** qué indica cada una de las fórmulas empíricas de los siguientes compuestos: bromuros de potasio, KBr, cloruro de magnesio, MgCl₂.
3. **Justifiquen** si la fórmula del carbono diamante, C, es empírica o molecular. Tengan en cuenta que forma una red cristalina tridimensional.

4.3. Valencia y número de oxidación

En la ley de Proust (1799) se enunció que los elementos químicos se combinan en proporciones definidas y constantes. Esta capacidad de combinación de un átomo con otros, para formar un compuesto, recibió el nombre de **valencia**. En la actualidad, para formular con mayor facilidad, se prefiere utilizar el número de oxidación.

El **número de oxidación** de un elemento en un compuesto es la carga eléctrica que poseería un átomo de dicho elemento si todo el compuesto del que forma parte estuviera constituido por iones positivos y negativos.

No debemos confundir el número de oxidación de los átomos con la carga de los iones.



■ Proust (1754-1826), químico francés y uno de los fundadores de la química moderna.

Número de oxidación	Carga iónica
Representa una capacidad de combinación. Escribimos sobre el símbolo del elemento e indicamos con un número de la forma $+n$ o $-n$.	Es la carga positiva o negativa, $n+$ o $n-$, que adquiere un átomo o un grupo de átomos cuando pierden o ganan electrones. Escribimos a la derecha del símbolo del ion, en la parte superior:
$+1$ -1 $+1$ $+6$ -2 $NaCl$ H_2SO_4	Na^+ Ca^{2+} Al^{3+} NO_3^- CO_3^{2-} PO_4^{3-}

Un mismo elemento, según el compuesto del que forma parte, puede tener varios números de oxidación (tablas). Los números de oxidación destacados en **negrita** son comunes a cada grupo de la tabla periódica.

Grupo 1 (1A)	Grupo 2 (2A)	Grupo 13 (3A)	Grupo 14 (4A)	Grupo 15 (5A)	Grupo 16 (6A)	Grupo 17 (7A)
H $+1, -1$	Be } Mg } Ca } $+2$ Sr } Ba }	B $+3, -3$ Al } $+3$ Ga } In } $+1, +3$ Tl }	C } $+4, -4$ Si } Ge } Sn } $+3, +2$ Pb }	$+1$ $+2$ $+3$ N $+4, +5, -3$ P $+1, +3, +5, -3$ As $+3, +5, -3$ Sb $+3, +5$ Bi $+3, +5$	O -2 S } $-2, +4$ Se } Te } $+6, -2$	F -1 Cl } $+1, +3,$ Br } $+5, +7,$ I } -1

■ Tabla. Elementos representativos

Grupo 3 (3B)	Grupo 4 (4B)	Grupo 5 (5B)	Grupo 6 (6B)	Grupo 7 (7B)
Sc } $+3$ Y } La }	Ti $+2, +3, +4$ Zr } $+4$ Hf }	V $+2, +3, +4, +5$ Nb $+3, +4, +5$ Ta $+1, +2, +4, +5$	Cr $+2, +3, +6$ Mo } $+2, +3, +4, +5, +6$ W }	Mn $+2, +3, +4, +6, +7$ Re $+1, +2, +4, +6 +7$

Grupo 8 (8B)	Grupo 9 (8B)	Grupo 10 (8B)	Grupo 11 (1B)	Grupo 12 (2B)
Fe $+2, +3$ Ru } $+2, +3, +4, +6, +8$ Os }	Co $+2, +3$ Rh $+2, +3, +4$ Ir $+2, +3, +4, +6$	Ni $+2, +3$ Pd } $+2, +4$ Pt }	Cu $+1, +2$ Ag $+1$ Au $+1, +3$	Zn } $+2$ Cd } Hg $-1, +2$

■ Tabla. Metales de transición

Cálculo del número de oxidación

Para determinar el número de oxidación de un elemento en una especie química cualquiera, debemos tener en cuenta las siguientes reglas:

Y TAMBIÉN:

Número de oxidación y reacciones químicas

En las reacciones químicas el número de electrones ganados por algunos átomos coincide con el número de electrones cedidos por otros, de manera que el balance total del cambio es cero.

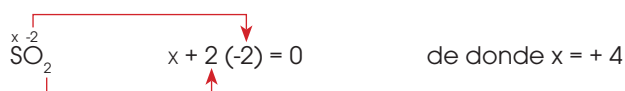
- Los átomos de los elementos que no forman parte de un compuesto químico tienen número de oxidación cero, 0, incluso cuando forman moléculas o estructuras poliatómicas, como N_2 , hierro...
- El número de oxidación de un ion monoatómico es su propia carga; así, Na^+ tiene un número de oxidación de +1 y Cl^- , -1.
- El **oxígeno** emplea comúnmente el **número de oxidación -2**.
- El **hidrógeno** utiliza habitualmente el **número de oxidación +1**. Solo en los hidruros utiliza el número de oxidación -1.
- La **suma algebraica** de todos los **números de oxidación** de los átomos que intervienen en la fórmula de una sustancia neutra debe ser cero.

En los iones poliatómicos esta suma debe ser igual a la carga total, positiva o negativa, del ion.

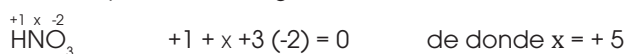
Puesto que el oxígeno y el hidrógeno forman parte de muchos compuestos, la asignación de sus números de oxidación permite determinar el número de oxidación de los otros elementos del compuesto.

Determina los siguientes números de oxidación: a. del azufre en el dióxido de azufre, SO_2 ; b. del nitrógeno en el ácido nítrico, HNO_3 ; c. del azufre en el sulfato de potasio, K_2SO_4 ; d) del carbono en el ion carbonato, CO_3^{2-} ; e) del cloro en el ion perclorato, ClO_4^- .

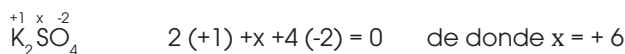
a) El oxígeno tiene número de oxidación -2, llamamos x al número de oxidación del azufre y aplicamos la regla dada:



b) El hidrógeno tiene número de oxidación +1 y el oxígeno, -2. Llamamos x al del nitrógeno y, a continuación, aplicamos la regla:



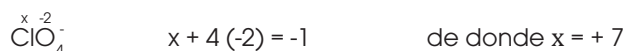
c) El potasio tiene número de oxidación +1 y el oxígeno, -2. Llamamos x al del azufre y procedemos como antes:



d) La carga total del ion carbonato es -2. Por tanto:



e) Carga total del ion perclorato: -1



Los elementos químicos tienden a formar compuestos químicos. Sin embargo, los átomos de un mismo elemento pueden unirse también entre ellos. En este caso forman tres tipos de estructuras:

- **Gases monoatómicos** son los gases nobles, cuyas fórmulas son: He (helio), Ne (neón), Ar (argón), Kr (criptón) y Xe (xenón).
- Moléculas formadas por un pequeño número de átomos. Se formulan indicando el número de átomos que las constituyen: H_2 , F_2 , P_4 , etc.
- Redes cristalinas de átomos. Tienen como fórmula el símbolo del elemento. Por ejemplo: Au (oro), Na (sodio), Ge (germanio), Si (silicio)...

Y TAMBIÉN:

Alótropos o formas alotrópicas: formas cristalinas o moleculares diferentes, compuestas por el mismo elemento. Por ejemplo: oxígeno, O_2 , y ozono, O_3 ; fósforo blanco y fósforo rojo.

Tienen propiedades físicas y químicas diferentes.

Fórmula	Nombre común	Nombre sistemático
O_2	oxígeno	dioxígeno
O_3	ozono	trioxígeno
S_8	azufre	ciclo-octazufre
S_n	azufre μ	poliazufre

Iones monoatómicos

Ion positivo o catión: átomo neutro que ha perdido uno o más electrones.

Forman cationes los **metales** porque tienen energía de ionización baja, afinidad electrónica alta y electronegatividad baja.

Para nombrarlo, utilizamos la palabra **ion** y el nombre del elemento.

Na^+ ion sodio Zn^{2+} ion cinc

Si el elemento forma más de un ion diferente, colocamos el estado de oxidación del ion entre paréntesis.

Cu^+ ion cobre (I) Cu^{2+} ion cobre (II)
 Fe^{2+} ion hierro (II) Fe^{3+} ion hierro (III)

Ion negativo o anión: átomo neutro que ha ganado uno o más electrones.

Forman aniones los **no metales** porque tienen energía de ionización alta, afinidad electrónica baja y electronegatividad alta.

Para nombrarlo, utilizamos la palabra **ion** y el nombre del elemento con la terminación **-uro**.

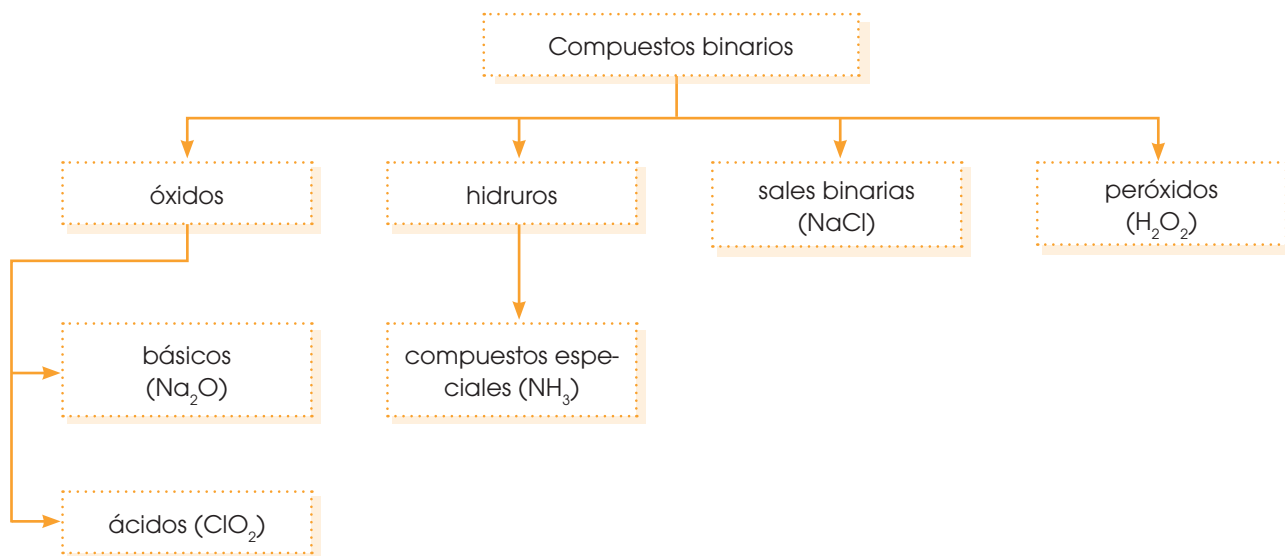
El nombre de algunos elementos se modifica al añadirle dicha terminación y al oxígeno lo nombramos como **óxido**.

F^- ion fluoruro O^{2-} ion óxido
 H^- ion hidruro I^- ion yoduro
 S^{2-} ion sulfuro P^{3-} ion fosforo

5. **Formula y proporciona** el nombre sistemático de todos los halógenos. Ten en cuenta que forman moléculas similares al flúor, F_2 , de nombre **sistemático diflúor**.
6. **Utiliza** las tablas de la página 255 para formular y nombrar:
 - a. Los aniones que forman el boro, el silicio, el antimonio y el selenio.
 - b. Los cationes que pueden formar el cobalto, el níquel y el cadmio.
7. **Nombra y escribe** el símbolo de todos los metales del grupo 11 (1B).
 - **Di** si tienen algún número de oxidación común y **formula** los cationes que podrán formar con este número de oxidación.
8. El **azufre** es uno de los elementos que más alótropos forma. **Busca** información, **nombra** los alótropos del azufre mediante su nombre común y sistemático, y **describelos**.

4.4. Compuestos binarios

La unión de solamente dos átomos de dos elementos forman un compuesto binario. Pueden haber distintos tipos de compuestos binarios dependiendo de la reacción que ocurra.



Formulación de los compuestos binarios

Si el compuesto está formado por un elemento metálico y otro no metálico, el metal se coloca siempre a la izquierda. Y si está formado por dos elementos no metálicos, se coloca a la izquierda del elemento que aparece antes en la siguiente lista:

B, Si, C, Sb, As, P, N, H, Te

Escribimos los números de oxidación de cada elemento por ejemplo: $M^{+3} X^{-2}$

Asignamos a cada elemento el subíndice necesario para que la suma total de los números de oxidación sea cero.

Para efectuar esta suma, asignamos a cada elemento el subíndice necesario para que la suma total de los números de oxidación sea cero.

Para efectuar esta suma, multiplicamos cada número de oxidación por el número de átomos del elemento en cuestión que contiene la fórmula. A continuación, sumamos todos los resultados obtenidos:

$$M_2^{+3} X_3^{-2} \longrightarrow 2 \cdot (+3) + 3 \times (-2) = 0$$

Escribimos la fórmula definitiva, en la que no deben aparecer ni los números de oxidación ni los subíndices 1:



Y TAMBIÉN:

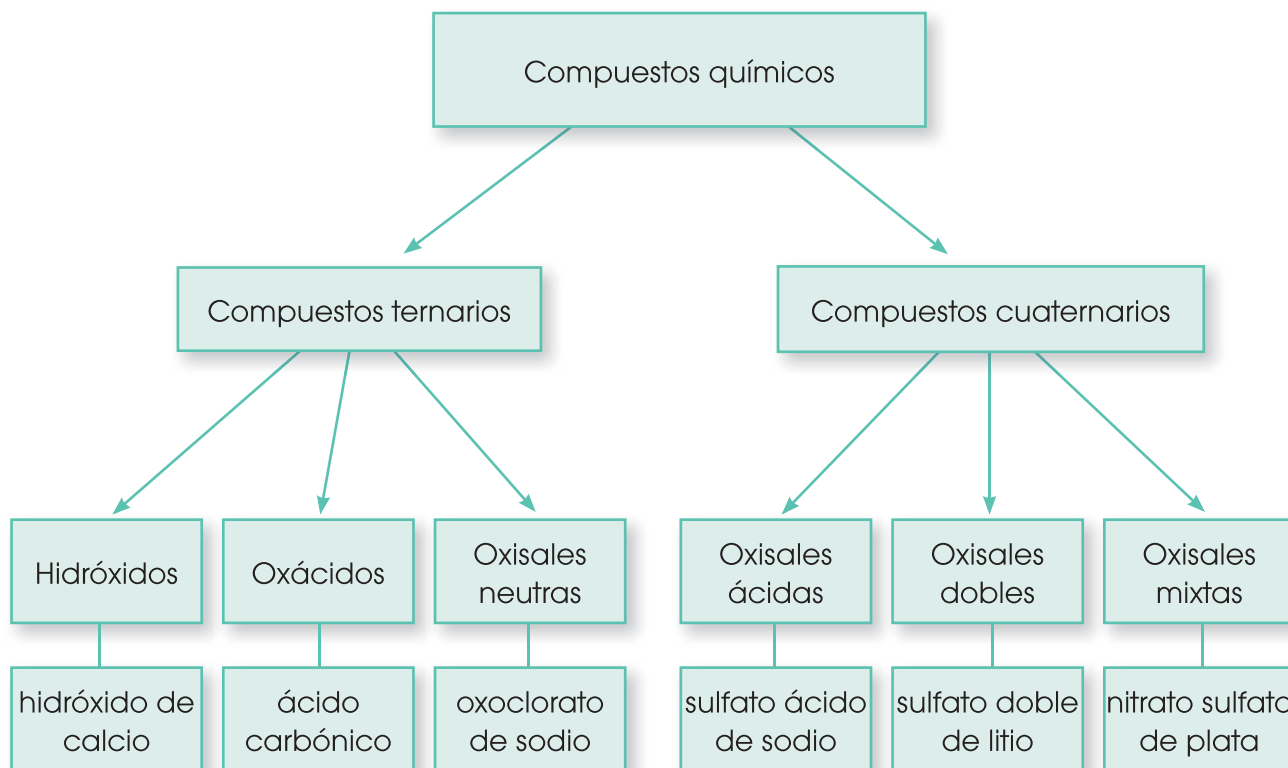
MX

A la izquierda, el elemento menos electronegativo, que actúa con número de oxidación positivo.

A la derecha, el elemento más electronegativo, que actúa con número de oxidación negativo.

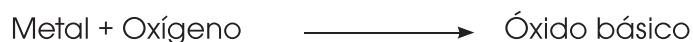
4.5. Compuestos ternarios y cuaternarios

Como su nombre lo indica un compuesto ternario va a estar formado por tres elementos. Mientras que un compuesto cuaternario estará constituido por cuatro elementos. Pueden existir tres tipos de compuestos ternarios y tres tipos de compuestos cuaternarios.



4.6. Función óxido básico u óxidos metálicos

Los óxidos metálicos están compuestos por un elemento metal más oxígeno. Este grupo de compuestos son conocidos también como óxidos básicos.



La fórmula de los óxidos metálicos es del tipo X_2O_n (donde X es el elemento metálico y O es oxígeno). Entre los numerosos ejemplos de óxidos metálicos se encuentran: ZnO, MgO, Na_2O , FeO, Au_2O_3 , etc.

Nomenclatura

- **Tradicional:** El nombre genérico es óxido y el específico el del metal precedido de -oso si es de menor valencia o -ico si es de mayor valencia. Ejemplo: FeO óxido ferroso; Fe_2O_3 óxido férrico.
- **Sistemática:** Nombra a los compuestos utilizando prefijos numéricos griegos (mono, di, tri, etc.) que indican la atomicidad de los elementos en cada molécula.
- **Stock:** Se nombra a los compuestos escribiendo al final con números romanos (I, II, III, etc.) la valencia atómica del elemento.

Óxido	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura de stock	Óxido	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura de stock
Li_2O	Monóxido de litio	Óxido de litio	Al_2O_3	Trióxido de dialuminio	Óxido de aluminio
SnO	Monóxido de estaño	Óxido de estaño (II)	SO_2	Dióxido de azufre	Óxido de azufre (IV)
SnO_2	Dióxido de estaño	Óxido de estaño (IV)	B_2O_3	Trióxido de diboro	Óxido de boro (III)

Y TAMBIÉN:



Formulación: Escritura de la fórmula de una sustancia química.

Nomenclatura: Conjunto de reglas para nombrar una fórmula química

IUPAC: Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (*International Union of Pure and Applied Chemistry*).

Obtención

Algunos metales, especialmente el hierro, sufren oxidación o corrosión. A este proceso lo apreciamos notablemente cuando el metal queda expuesto a la intemperie y se forma una capa de color ocre, característico de la oxidación del hierro. Otros metales, en cambio, sufren este proceso mucho más lentamente (como ocurre con el cobre, sobre el que se forma una pátina verdosa, o la plata) o, simplemente, no se corroen y permanecen siempre brillantes, como ocurre con dos metales preciosos: el oro y el platino (esta capacidad de brillar «indefinidamente» y de no corrosión es una de las cualidades que los encarecen).



<http://goo.gl/Ru8PH8>

■ Corrosión del hierro

9. **Escribe** las fórmulas de los siguientes compuestos químicos.

- | | | |
|-----------------------|----------------------|-----------------------|
| a. Óxido de cobre (I) | c. Óxido de magnesio | e. Monóxido de calcio |
| b. Óxido níqueloso | d. Óxido de aluminio | f. Óxido cromoso |

10. **Escribe** los nombres de los siguientes compuestos en las tres nomenclaturas.

- | | | |
|-------------------------|----------------------------|----------------------------|
| a. K_2O | c. HgO | e. Cs_2O |
| b. ZnO | d. Cr_2O_3 | f. Ga_2O_3 |

4.7. Función óxido ácido

En los óxidos ácidos, el oxígeno se combina con un no metal.

El oxígeno actúa con número de oxidación -2 y el otro elemento con número de oxidación positivo.



Formulación: Para formular los óxidos escribimos el símbolo del no metal seguido del símbolo del oxígeno y se intercambian las valencias, en este caso el no metal ocupa sus covalencias.

Nomenclatura

- **Tradicional:** El nombre genérico es anhídrido y el específico el del no metal.

Para elementos como Cl, Br y I se utilizan prefijos como:

Hipo	oso Cl_2O anhídrido hipocloroso	Óxido de cloro (I)
.....	oso Cl_2O_3 anhídrido cloroso	Óxido de cloro (III)
.....	ico Cl_2O_5 anhídrido clórico	Óxido de cloro (V)
Per.....	ico Cl_2O_7 anhídrido perclórico	Óxido de cloro (VII)

En el caso de la familia 6A

Hipo	oso SO anhídrido hiposulfuroso	Óxido de azufre (II)
.....	oso SO_2 anhídrido sulfuroso	Óxido de azufre (IV)
.....	ico S_2O_3 anhídrido sulfúrico	Óxido de azufre (VI)

En cuanto a las otras nomenclaturas es igual que en los óxidos básicos.

Y TAMBIÉN:

El nombre clásico ya no se acostumbra a utilizarse para compuestos binarios en ámbitos científicos. Sin embargo, todavía existen algunas empresas que empaquetan sus productos con los nombres clásicos.

11. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.

- | | | |
|--------------------------|--------------------------|-----------------------|
| a. Óxido de cloro (I) | c. Trióxido de difósforo | e. Dióxido de carbono |
| b. Óxido de níquel (III) | d. Dióxido de azufre | f. Óxido de cadmio |

12. **Nombra** los siguientes compuestos.

- | | | |
|--------------------------|--------------------------|---------------------------|
| a. NiO | d. Li_2O | g. B_2O_3 |
| b. PbO_2 | e. CuO | h. HgO |
| c. Au_2O | f. SO_3 | |



http://goo.gl/NewYY

■ Uso del CO₂

Obtención

A los óxidos ácidos a diferencia de los básicos, los obtenemos a nivel de laboratorio, entre los más importantes están el Anhídrido carbónico (CO₂) requerido por las plantas para la fotosíntesis.

Además lo utilizamos industrialmente como agente extintor eliminando el oxígeno para el fuego y la industria alimenticia. Los utilizamos en bebidas carbonatadas para darles efervescencia.

4.8. Función hidróxido

Los hidróxidos están formados por un ion metálico y el grupo OH⁻; ion hidróxido, que actúa como si fuera un elemento con número de oxidación -1. Los hidróxidos también se denominan **bases** y, a efectos de formulación, se comportan como compuestos binarios.



Formulación: Para formular a los hidróxidos escribimos en primer lugar el metal y, a continuación, el ion hidróxido o hidroxilo, después se intercambian las valencias.

Nomenclatura

- **Tradicional:** Al nombre **hidróxido** seguido del nombre del metal, si el metal es de valencia variable, la terminación -oso para la menor e -ico para la mayor. Ejemplo: Ca(OH)₂ hidróxido de calcio, Fe(OH)₂ hidróxido ferroso.

Hidróxidos

Para nombrar los hidróxidos se antepone la expresión hidróxido de... al nombre del metal.

Hidróxido	Nomenclatura de <i>stock</i>	Nomenclatura sistemática
LiOH	Hidróxido de litio	Hidróxido de litio
Ca(OH) ₂	Hidróxido de calcio	Dihidróxido de calcio
Co(OH) ₂	Hidróxido de cobalto (II)	Dihidróxido de cobalto
Co(OH) ₃	Hidróxido de cobalto (III)	Trihidróxido de cobalto
Be(OH) ₂	Hidróxido de berilio	Dihidróxido de berilio
Fe(OH) ₃	Hidróxido de hierro (III)	Trihidróxido de hierro

Obtención

Hay diferentes formas de obtención, pero la más común es por reacción del **óxido** correspondiente con el agua; se aplica a los hidróxidos alcalinotérreos: calcio, estroncio y bario. Se usa mucho para la obtención del producto empleado en construcción, llamado **cal apagada**. Los hidróxidos pueden tener varias aplicaciones:

- **Salud:** se utiliza para combatir la acidez estomacal.
- **Industria:** se emplea para controlar la acidez de los suelos.
- **Construcción:** elaboración de bloques, ladrillos.
- **Odontología:** para reparar las dentaduras dañadas.

Los hidróxidos de hierro se usan en la preparación de pinturas para proteger el hierro y la madera; al presentar gran absorción superficial se emplea para la depuración de aguas y para la eliminación de gases sulfhídricos del aire. El hidróxido de sodio se utiliza en la fabricación del papel, jabones, fibras textiles, etc.

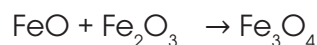
Óxidos dobles o salinos

Son compuestos que resultan de la combinación de dos óxidos diferentes pero con el mismo metal.

Nomenclatura

Para nombrar se utiliza el nombre genérico óxido salino y el específico es el nombre del metal.

Por ejemplo: óxido salino de hierro es Fe_3O_4 , para lo cual sumamos los átomos que forman los dos óxidos de hierro.



óxido salino de hierro
óxido ferroso férrico
tetraóxido de trihierro
óxido de hierro (II y III)

Y TAMBIÉN:



Una sustancia es básica cuando da lugar a iones hidróxilo, OH^- , en disolución acuosa.

Por ejemplo: escribimos la reacción del NaOH en agua.

Sus características principales son:

- Tener sabor amargo.
- Conducir la electricidad en disolución acuosa.
- Modificar el color de los indicadores.
- No reaccionar, en general, con los metales.
- Reaccionar con los ácidos dando sales.



■ Fabricación de jabón

14. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.

- Hidróxido de estroncio
- Hidróxido plúmbico
- Hidróxido mercurioso

15. **Escribe** los nombres que corresponden a las siguientes fórmulas.

- $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- Co_3O_4
- KOH

4.9. Función ácido

Ácidos hidrácidos

Son combinaciones binarias de hidrógeno con los halógenos (F, Cl, Br, I) y los calcógenos (S, Se y Te).



Formulación: Para formular los hidrácidos escribimos el hidrógeno seguido del no metal y después se intercambian las valencias.

El hidrógeno actúa con número de oxidación +1; F, Cl, Br e I actúan con número de oxidación -1, y S, Se y Te con -2.

Estos compuestos, al disolverse en agua, dan origen a ácidos (hidrácidos).

Nomenclatura

- **Tradicional:** Se nombran con la palabra ácido seguida de la raíz del no metal y la terminación - **hídrico**.

Hidrácido	Nomenclatura sistemática	En disolución acuosa
HCl	Cloruro de hidrógeno	Ácido clorhídrico
HBr	Bromuro de hidrógeno	Ácido bromhídrico
HI	Yoduro de hidrógeno	Ácido yodhídrico



■ Ácido yodhídrico en disolución acuosa

16. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.

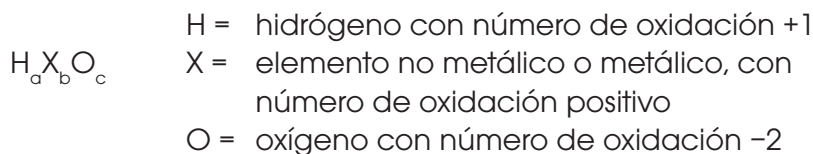
- a. ácido hipoyodoso
- b. ácido sulfuroso
- c. ácido fosforoso
- d. ácido nítrico

17. **Nombra** los siguientes ácidos.

- a. H_2SO_4
- b. HBrO_2
- c. HClO_4
- d. HSe
- e. H_4CO_4
- f. H_3PO_4
- g. H_2SO_3
- h. HBr
- i. HI

Oxoácidos

Las combinaciones binarias del hidrógeno con halógenos y calcógenos son ácidos (excepto el agua, H₂O). Otros compuestos con propiedades ácidas, caracterizados por contener oxígeno en la molécula, son los oxoácidos. Estos responden a la siguiente fórmula general:



Se clasifican y se nombran según el número de oxidación del átomo central. En los oxoácidos más comunes, el átomo central es un no metal con subíndice 1.

Nomenclatura sistemática funcional de oxoácidos	
Nomenclatura	Formulación
<p style="text-align: center;">H₄P₂O₇</p> <p>Hay 2 átomos de fósforo. Hay 7 átomos de oxígeno.</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin: 10px 0;"> Calculamos el estado de oxidación del fósforo: $4 \cdot (+1) + 2 \cdot x + 7 \cdot (-2) = 0; 4 + 2x - 14 = 0; 2x = 10; x = 5$ </div> <p style="text-align: center;">7 átomos de oxígeno 2 átomos de fósforo</p> <p style="text-align: center;">ácido heptaoxodifosfórico (V)</p> <p style="text-align: center;">número de oxidación del fósforo</p>	<p style="text-align: center;">ácido tetraoxomangánico (VII)</p> <p style="text-align: center;">4 átomos de oxígeno 1 átomo de manganeso Número de oxidación del manganeso</p> <p style="text-align: center;">HMnO₄</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin: 10px 0;"> Calculamos el número de átomos de hidrógeno: $x \cdot (+1) + 1 \cdot (+7) + 4 \cdot (-2) = 0; x + 7 - 8 = 0; x = 1$ </div>

Grupo	No. de oxidación	Ácidos		
17 (Cl, Br, I)	+1	HClO, ácido hipocloroso	HBrO, ácido hipobromoso	HIO, ácido hipoyodoso
	+3	HClO ₂ , ácido cloroso	HBrO ₂ , ácido bromoso	HIO ₂ , ácido yodoso
	+5	HClO ₃ , ácido clórico	HBrO ₃ , ácido brómico	HIO ₃ , ácido yódico
	+7	HClO ₄ , ácido perclórico	HBrO ₄ , ácido perbrómico	HIO ₄ , ácido peryódico H ₅ IO ₆ , ácido ortoperyódico
16 (S, Se, Te)	+4	H ₂ SO ₃ , ácido sulfuroso H ₂ S ₂ O ₅ , ácido disulfuroso	H ₂ SeO ₃ , ácido selenioso	H ₂ TeO ₃ , ácido teluroso
	+6	H ₂ SO ₄ , ácido sulfúrico H ₂ S ₂ O ₇ , ácido disulfúrico	H ₂ SeO ₄ , ácido selénico	H ₂ TeO ₄ , ácido telúrico H ₆ TeO ₆ , ácido ortotelúrico
15 (N, P, As)	+1	H ₂ N ₂ O ₂ , ácido hiponitroso	HPO ₃ , ácido metafosfórico H ₃ PO ₄ , ácido ortofosfórico	H ₃ AsO ₃ , ácido arsenioso
	+3	HNO ₂ , ácido nitroso	H ₂ PHO ₃ (H ₃ PO ₃), ácido fosforoso o ácido fosfórico	
	+5	HNO ₃ , ácido nítrico	HPO ₃ , ácido metafosfórico H ₃ PO ₄ , ácido ortofosfórico	
14 (C, Si)	+4	H ₂ CO ₃ , ácido carbónico	H ₂ SiO ₃ , ácido metasilícico H ₄ SiO ₄ , ácido ortosilícico	H ₃ AsO ₄ , ácido arsénico
13 (B)	+3	HBO ₂ , ácido metabórico H ₃ BO ₃ , ácido ortobórico		

Si el elemento central del oxoácido es un metal, se trata de un metal de transición con un número de oxidación elevado. Por ejemplo:

- H_2MnO_4 , ácido mangánico
- HMnO_4 , ácido permangánico
- H_2ReO_4 , ácido rénico
- HReO_4 , ácido perrénico
- H_2CrO_4 , ácido crómico
- $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, ácido dicrómico

Para nombrarlos utilizamos principalmente la nomenclatura clásica, aceptada por la IUPAC. Los nombramos con la palabra **ácido** seguida del nombre del elemento central acompañado de prefijos y sufijos en función de su número de estados de oxidación.

Reglas para ayudar a formular oxoácidos

Debemos tener en cuenta que los sufijos **-oso** e **-ico** y los prefijos **hipo-** y **per-** nos informan del número de oxidación del elemento central.

Los prefijos **meta-** y **orto-** indican la existencia de menos o más hidrógenos y oxígenos.

El prefijo **di-** se utiliza cuando el número de átomos del elemento central es el doble de lo esperado.

En los ácidos que no utilizan el prefijo **di-** se cumple que:

- Si el número de oxidación del elemento central es impar, el número de hidrógenos en la fórmula será impar.
- Si el número de oxidación del elemento central es par, el número de hidrógenos en la fórmula tiene que ser par.

<https://goo.gl/HpxTba>



■ Ácido clorhídrico

Función de los ácidos

Los hidrácidos, en la actualidad, tienen gran importancia en la **industria** química, ya que están presentes en casi todos los elementos que se utilizan para elaborar los productos de aseo personal.

Por ejemplo en los jabones juegan un papel fundamental, aunque claro las concentraciones no son elevadas, pues, caso contrario, sería dañino para la piel.

Los hidrácidos también están presentes en los champús, en las pastas dentales, en los acondicionadores para cabello, en los cosméticos. Los hidrácidos resultan imprescindibles en muchos productos de aseo personal, belleza y maquillaje, de ahí su gran importancia para el desarrollo de las industrias. También son usados en algunos alimentos.



<http://goo.gl/1c6719>

■ Colorantes en alimentos



<http://goo.gl/CHoUPw>

■ Alimentos congelados

Los ácidos oxoácidos también tienen un gran uso industrial como el ácido nítrico que sirve para fabricar abonos, colorantes, plásticos, explosivos, medicamentos y grabado de metales.



<http://goo.gl/ob7Vzw>

■ Alimentos caninos



<http://goo.gl/XP3gyu>

■ Helados

El ácido carbónico se usa en jardinería, gaseosas, helados y alimentos congelados.

El ácido sulfúrico se utiliza en la fabricación de fertilizantes, detergentes, papel, refinación de petróleo y procesamiento de metales.

Características de los ácidos

Características	Ejemplos
Tienen un sabor agrio o ácido.	Tomates
Modifican el color de los indicadores.	Frutos cítricos
Desprenden hidrógeno cuando reaccionan con algunos metales.	Bebidas carbónicas
Al reaccionar con las bases las propiedades de los ácidos desaparecen.	Café negro

4.10. Función sal



<http://goo.gl/sBzrFA>

■ Halita, sal gema o sal común



<http://goo.gl/KW1xNq>

■ Minas de sal en la provincia de Bolívar

Y TAMBIÉN:

El cloruro de sodio o sal común además de mejorar nuestros alimentos, se utiliza como conservantes en quesos, productos lácteos, carnes. Además, disminuye el punto de fusión del hielo. Se utiliza en productos de limpieza como: I jabón, champú, detergente. Así también es útil en el campo médico para tratar la inflamación de la córnea.

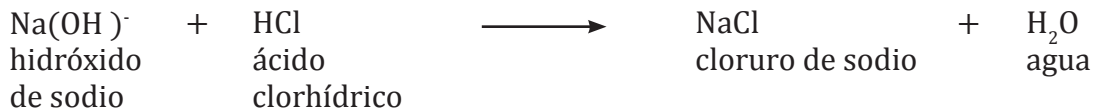
Llamamos **sales** a los compuestos que son el resultado de la unión de un catión cualquiera con un anión distinto de H^+ , OH^- y O^{2-} .

La mayoría de las combinaciones binarias de un metal con un no metal son sales. Así tenemos, por ejemplo, el cloruro de sodio y el sulfuro de potasio.

$NaCl$ contiene el catión Na^+ y el anión Cl^-
 K_2S contiene el catión K^+ y el anión S^{2-}

Sales halógenas neutras

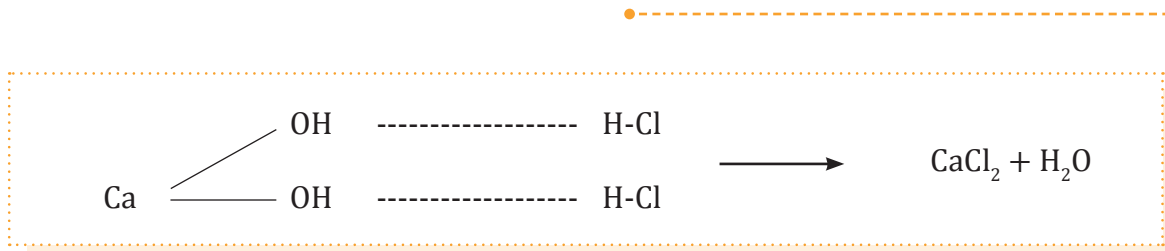
Estos compuestos resultan de la combinación entre metales y no metales de las familias VI y VII por la neutralización total de los hidrogeniones del ácido y los oxidrilos de la base.



En la reacción química apreciamos que los dos iones se unen formando una molécula de agua y lo que queda es el compuesto salino llamado **cloruro de sodio**.

Para comprender mejor vamos a desarrollar la siguiente fórmula.





Observamos que debe haber una neutralización total de los iones (OH)⁻ y (H)⁺ para la formación de esta sal. El hidróxido como tiene dos OH, necesita dos moléculas de ácido.

Formulación: Primero escribimos el símbolo del metal, seguido del símbolo del no metal e intercambiamos las valencias. Ejemplo: $\text{CoBr}_2 \text{I} \text{I}_2$.

Nomenclatura

- **Tradicional:** El nombre del no metal con la terminación **uro**, seguido del nombre del metal. Si tiene más de una valencia **oso** para el menor e **ico** para el mayor. Ejemplo: bromuro cobaltoso, yoduro tálico.
- **Stock:** El nombre del no metal terminado en **uro** más el nombre del metal, y en paréntesis la valencia en números romanos. Ejemplo: bromuro de cobalto (II), yoduro de talio (II).
- **Sistemática:** Utilizando los prefijos **mono-** **di-** **tetra-** etc., seguido del nombre del no metal con la terminación **uro** y el nombre del metal. ej. Dibromuro de monocobalto, diyoduro de monotallio.

Oxisales neutras



<http://goo.gl/0r7KIG>

■ Cristales de sulfato de calcio



<http://goo.gl/NHynZq>

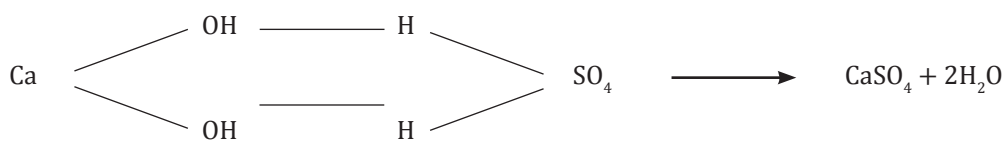
■ El Llano de la Paciencia contiene cristales de yeso puro

Al hacer reaccionar un hidróxido con un oxoácido, obtenemos una sal oxisal neutra y agua.

En general, esta sal ternaria está formada por un elemento metálico o un ion poliatómico positivo y un anión proveniente de un oxoácido.



Al igual que en las sales halógenas neutras hay la formación de la sal y la eliminación de moléculas de agua.



Formulación: Primero escribimos el símbolo del metal seguido del ion poliatómico, posteriormente intercambiamos las valencias. Ejemplos: Na_2CO_3 carbonato de sodio, $\text{Fe}(\text{ClO}_3)_3$ clorato de hierro (III).

Nomenclatura

- **Tradicional:** El nombre del ácido cambiando la terminación **-oso** por **-ito** e **-ico** por **-ato**, seguido del nombre del metal. Si este tiene valencia variable la terminación será **-oso** o **-ico**. Ejemplo: carbonato de sodio, clorato férrico.
- **Stock:** Colocamos el término **oxo**, precedido de los prefijos cuantitativos, luego el nombre del ion poliatómico terminado en **-ito** o **-ato** seguido del nombre del metal y la valencia de éste entre paréntesis. Ejemplos: Trioxocarbonato de sodio (I), trioxoclorato de hierro (III).
- **Sistemática:** Colocamos el término **oxo**, precedido de los prefijos cuantitativos, el nombre del ion poliatómico terminado en **-ato** para todos los casos, seguido del nombre del metal con los prefijos cuantitativos. Ejemplo: trioxocarbonato de disodio, trioxoclorato de monohierro.

18. **Nombra** las siguientes sales.

- FeCl_3
- ZnS
- BaNO_3
- AlPO_4

- AuBr_2
- Cu_2Se
- K_2CO_3
- $\text{Mg}(\text{ClO})_2$

19. **Escribe** la fórmula de las siguientes sales.

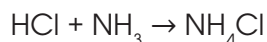
- Nitrito de aluminio
- Sulfito de litio
- Trioxocarbonato de dicobre

- Ortocarbonato de berilio
- Monoxobromato de cinc (II)

Sales ácidas

A estas sales las obtenemos por la neutralización parcial de los H^+ del ácido y los OH^- de la base o hidróxido o por la sustitución parcial de los hidrógenos de los ácidos por cationes metálicos.

Una de las sales ácidas más utilizadas es el cloruro de amonio. El cual se produce mediante la siguiente reacción:



El cloruro de amonio se usa como:

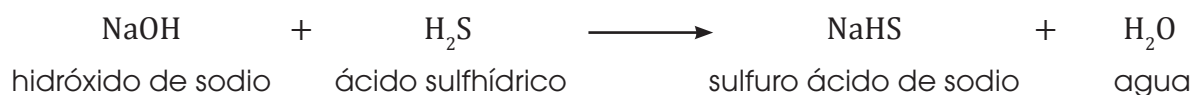
1. Diurético, actúa aumentando la excreción renal
2. Acidificante
3. Reactivo para la fabricación de pilas secas y para el galvanizado.

Y TAMBIÉN:

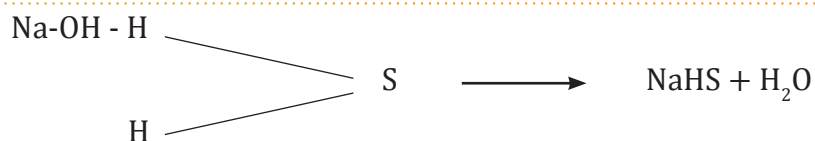
El carbonato de sodio se utiliza en productos de limpieza caseros. Es soluble en agua, útil para la lavadora y para limpiar ropa sucia mezclando tres cucharadas soperas en una taza de agua caliente.

Sales halógenas ácidas

En este caso para formar la sal emplearemos un ácido hidrácido y una base.



Analicemos que ha sucedido.



En la reacción se ha eliminado una molécula de agua y el H libre pasa a formar parte de la sal.

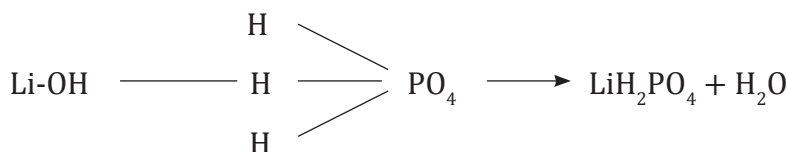
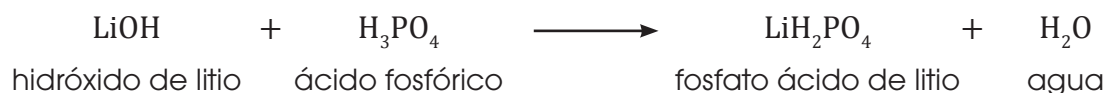
Formulación: Escribimos el símbolo del metal seguido del hidrógeno y posteriormente el no metal.

Nomenclatura

- **Tradicional:** sulfuro ácido de sodio
- **Stock:** hidrógeno sulfuro de sodio (I)
- **Sistemática:** monohidrógeno monosulfuro de sodio

Oxiales ácidas

Son semejantes a las ácidas halógenas, pero, en este caso, empleamos iones poliatómicos provenientes del oxoácido, los hidrógenos libres pasan a formar parte de la sal.



Como podemos observar los dos hidrógenos pasan a formar parte de la sal y se ha eliminado una molécula de agua.

Formulación:

Primero anotamos el símbolo del metal, seguido del hidrógeno y posteriormente el ion poliatómico.

Nomenclatura

- **Tradicional:** Fosfato ácido de litio
- **Stock:** Dihidrógenofosfato de litio (I)
- **Sistemática:** Dihidrógeno monofosfato de litio

Aplicaciones:

Se usan en la medicina, industria alimenticia y en la fabricación de productos de limpieza



<https://goo.gl/4V0wNc>

■ Sulfato ácido de sodio

20. Con las ecuaciones de formación, **formula** las siguientes sales:

- Fosfato ácido ferroso
- Carbonato ácido de sodio
- Fosfato ácido de potasio
- Seleniuro ácido de rubidio
- Sulfuro ácido de aluminio
- Sulfato ácido crómico

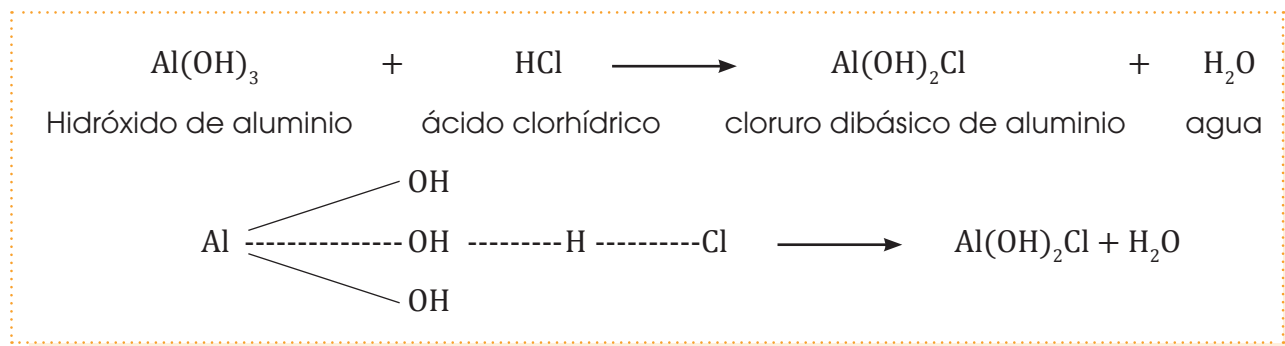
21. **Nombra** los siguientes compuestos:

- MgHPO_4
- CuHS
- RaHPO_3
- AlHSO_3
- MnHCO_4
- AuHSe

Sales básicas

Estas sales son similares a las ácidas, pero en lugar de quedar libres los H^+ , sobran los OH^- , en otras palabras la neutralización es parcial y quedan libres los iones hidroxilo. Hay dos clases de estas sales, las halógenas básicas y las oxisales básicas.

Sales halógenas básicas



Formulación: El símbolo del metal seguido del grupo hidroxilo y después el no metal.

Nomenclatura

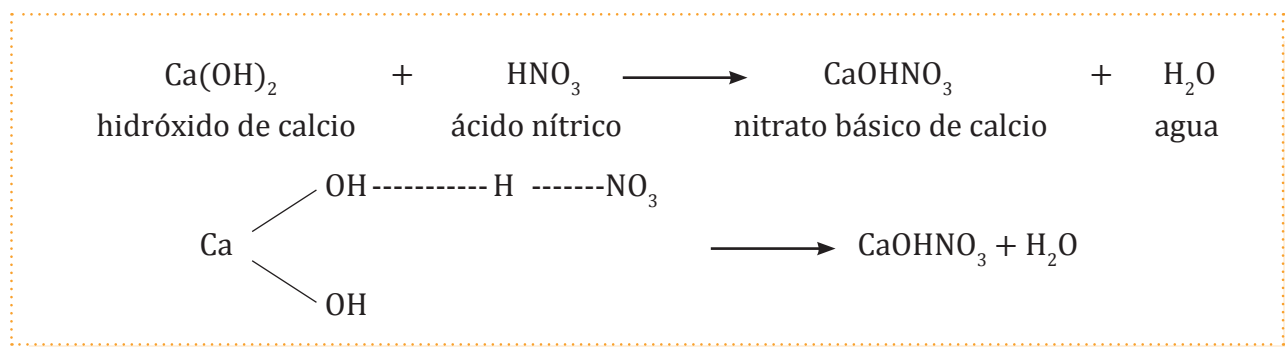
- **Tradicional:** Cloruro dibásico de aluminio
- **Stock:** Hidróxi cloruro de aluminio
- **Sistemática:** Dihidroxi cloruro de aluminio



En la siguiente página <http://goo.gl/typv1a> podremos ver un esquema general de la nomenclatura inorgánica.

Sales oxisales básicas

Aquí utilizamos los iones poliatómicos.



Formulación: El símbolo del metal seguido del grupo hidroxilo y después el ion poliatómico.

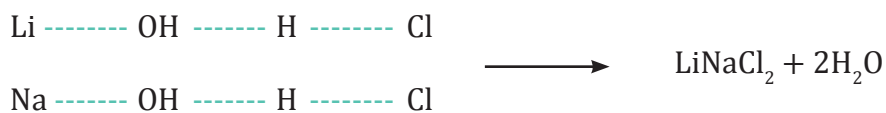
Nomenclatura

- **Tradicional:** Nitrato básico de calcio
- **Stock:** Hidróxi trioxonitrato de calcio
- **Sistemática:** Hidroxi nitrato de calcio

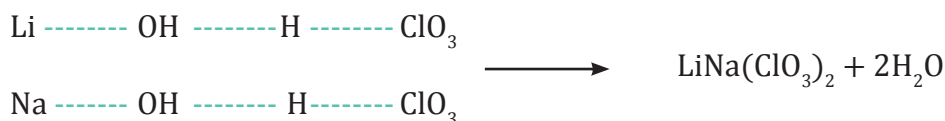
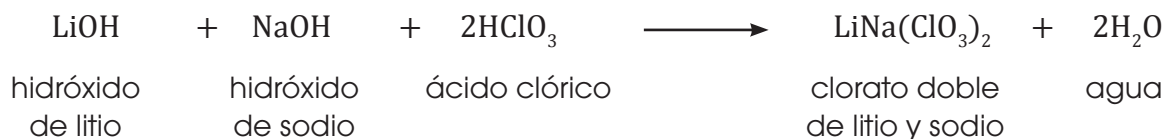
Sales dobles

Son compuestos que resultan de la sustitución total de los hidrógenos del ácido por dos metales diferentes, también estas sales pueden ser halógenas y oxisales.

Sal halógena doble



Oxial doble



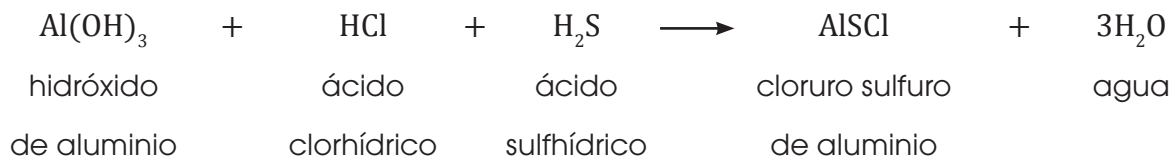
Formulación: **Escribimos** primero los símbolos de los metales seguido del símbolo del no metal o del ión poliatómico.

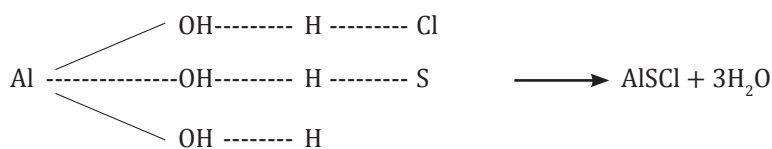
Nomenclatura: **Utilizamos** los nombres en la forma tradicional.

Sales mixtas

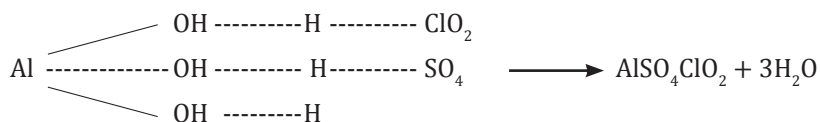
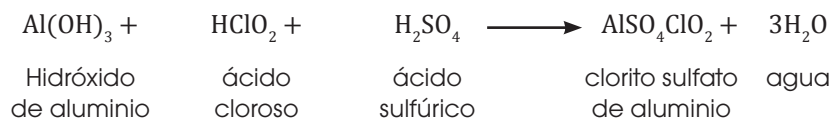
Resultan de la reacción de dos ácidos con un hidróxido.

Sal halógena mixta





Oxísal mixta



Formulación: Escribimos primero el símbolo del metal seguido de los símbolos de los ácidos

Nomenclatura: Utilizamos los nombres en la forma tradicional.

4.12. Función hidruro

Son las combinaciones binarias del hidrógeno con metales. En ellas, el hidrógeno actúa con número de oxidación -1 y la mayoría de los metales actúa siempre con un único número de oxidación.

NaH: hidruro de sodio

BaH₂: hidruro de bario

PbH₄: hidruro de plomo (IV)

CuH: hidruro de cobre (I)

Hay compuestos especiales que el hidrógeno forma con las familias IIIA y IVA.

Fórmula	Nombre común	Nombre sistemático
NH ₃	Amoníaco	Trihidruro de nitrógeno
PH ₃	Fosfina	Trihidruro de fósforo
AsH ₃	Arsina	Trihidruro de arsénico

Fórmula	Nombre común	Nombre sistemático
SbH ₃	Estibina	Trihidruro de antimonio
CH ₄	Metano	Metano
SiH ₄	Silano	Tetrahidruro de silicio

Y TAMBIÉN: !?

El amoníaco se utiliza generalmente en el hogar, pero además, sirve en la fabricación de ácido nítrico, y ácido sulfúrico, en la producción de fibras sintéticas e incluso inhibidor de la corrosión en la refinación del petróleo.



■ Pesticidas

<http://google/nbeuVC>



■ Fertilizantes

<http://google/nisfEu>

Prohibida su reproducción

Y TAMBIÉN:

Agua oxigenada

Nombre habitual del peróxido de hidrógeno, H_2O_2 . Es un líquido más denso que el agua, que se descompone lentamente en presencia de luz formando H_2O y O_2 .

Se utiliza como agente de blanqueo y como antiséptico.



4.13. Función peróxido

Peróxidos

Se definen como un superóxido, ya que contiene mayor cantidad de oxígeno que los óxidos básicos.

Formación: Se forman por la reacción de los óxidos de la primera y segunda familia de los metales con el oxígeno.

Ejemplo: Para formar el peróxido de cadmio se hace reaccionar el óxido de cadmio con el oxígeno y obtenemos el peróxido de cadmio.

El nombre genérico es la palabra peróxido y el específico el nombre del metal del cual proviene.



H_2O_2 : peróxido de hidrógeno

ZnO_2 : peróxido de cinc

Cu_2O_2 : peróxido de cobre (I)

Radicales

Los aniones y oxoaniones en química inorgánica reciben el nombre de **radicales**.

NO_2^{1-} nitrito

NO_3^{1-} nitrato

PO_3^{3-} fosfito

PO_4^{3-} fosfato

BO_2^{3-} borito

BO_3^{3-} borato

SO_3^{2-} sulfito

SO_4^{2-} sulfato

CrO_3^{2-} cromito

CrO_4^{2-} cromato

$Cr_2O_7^{2-}$ dicromato

CO_3^{2-} carbonato

MnO_4^{1-} permanganato

CN^{1-} cianuro

ClO^{1-} hipoclorito

ClO_2^{1-} clorito

ClO_3^{1-} clorato

ClO_4^{1-} perclorato

BrO^{1-} hipobromito

BrO_2^{1-} bromito

BrO_3^{1-} bromato

BrO_4^{1-} perbromato

IO^{1-} hipoyodito

IO_2^{1-} yodito

IO_3^{1-} yodato

IO_4^{1-} peryodato

■ Radicales más utilizados en química orgánica

22. **Formula** los siguientes compuestos:

a. Peróxido de berilio

c. Peróxido de plata

e. Peróxido de zinc

b. Peróxido de sodio

d. Dióxido de cadmio

f. Dióxido de diltilio



Experimento



TEMA:

Sales halógenas

INVESTIGAMOS:

Las sales halógenas se forman de la reacción entre un hidróxido y un ácido hidrácido. El compuesto binario resultante tiene características muy diferentes a las de sus formadores.

OBJETIVO:

Obtener una sal halógena mediante la reacción de azufre con hierro y comprobar que la sal formada tiene propiedades diferentes de los reactivos.

MATERIALES:

- Tubos de ensayo
- pipeta
- pinza para tubo de ensayo
- mechero
- imán
- papel filtro
- mortero
- balanza

PROCESOS:

Pesa sobre el papel filtro 7 g de limaduras de hierro y 4 g de azufre, **mezcla** las muestras

y **tritúralas** en un mortero, hasta que no se distingan entre sí; **acerca** el imán y otra vez vuelve a triturar.

Introduce la mezcla en el tubo de ensayo y **calienta** hasta la incandescencia, **retira** el tubo y **observa** lo que pasa; **deja** enfriar y **rompe** el fondo del tubo dentro del mortero; a este producto **acércalo** al imán y **observa**.

Después **coloca** este mismo contenido en otro tubo de ensayo y **añade** unas gotas de HCl.

Repite esta última experiencia sobre la mezcla de azufre y hierro sin ser calentada. **Compara** los dos resultados y **registra** tus observaciones.

Realiza los gráficos de la práctica y **ubica** los nombres respectivos de cada material.

REACTIVOS:

Limaduras de hierro, azufre en polvo y ácido clorhídrico

CUESTIONES:

1. **Contesta:** ¿Cómo son las propiedades del producto obtenido en comparación con la de los reactivos?
2. **Contesta:** ¿Por qué motivo debe utilizarse la balanza para esta experiencia?
3. **Escribe** la ecuación química de esta reacción



Resumen

Nomenclatura química

La tabla periódica consta de varios elementos, cada elemento tiene características determinadas. En el caso del nombre, para facilitar la manera de nombrar, utilizamos los **símbolos químicos**.

Generalmente son la primera o segunda letra de las iniciales de los elementos químicos, por ejemplo: níquel (Ni).

Las **fórmulas químicas** de igual manera, se expresan de manera simbólica según la proporción de los átomos de un compuesto. Si hay más de un mismo elemento, se coloca un subíndice que representa la proporción, por ejemplo:

CCl_4 representa que por cada átomo de carbono hay cuatro átomos de cloro.

Además de la proporción, hay distintos tipos de fórmulas utilizadas para representar a un compuesto:

1. **Fórmula empírica**: Expresa la mínima relación que hay entre los átomos de un compuesto.
2. **Fórmula molecular**: Expresa la relación real entre los átomos de un compuesto.
3. **Fórmula desarrollada**: Representa la forma en la que se unen los enlaces de una sustancia.
4. **Fórmula estereoquímica**: Representa la disposición de los enlaces de una sustancia en el espacio.

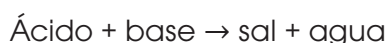
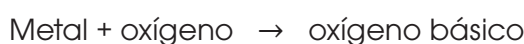
La capacidad de un elemento para formar un enlace, está dado por la **valencia** y el **número de oxidación**. Esto varía dependiendo de la familia en la que se encuentre.

Para la formación de compuestos se toma en cuenta la carga de los iones positivos y negativos. Se intercambian las cargas y de ese modo es como se forma un **compuesto**.

La manera de nombrar a los compuestos, puede ser:

Tradicional	Stock	Sistemática
Si el elemento menos electro-negativo tiene dos números de oxidación, se nombrará con la terminación -oso cuando utiliza el menor y con -ico cuando utiliza el mayor .	Se indica el número de oxidación, en caso de que tenga más de uno, del elemento más electropositivo con números romanos, entre paréntesis, al final del nombre.	Se leen los subíndices mediante prefijos numerales (mono- , di- , tri- , tetra- , penta- ...) que preceden al nombre de los elementos. El prefijo mono- solo se utiliza si su omisión provoca alguna ambigüedad.

Algunos compuestos pueden producirse a partir de la interacción entre dos elementos:



▼ SOCIEDAD

La química y el medioambiente

La sociedad debe avanzar hacia una mejor protección de la salud y del medioambiente, utilizando de la mejor manera los recursos de los que dispone y reduciendo la producción de residuos.

En la actualidad, el medioambiente se ve afectado por diferentes procesos contra los que todos debemos luchar, como el **calentamiento global**, la **lluvia ácida** y la **contaminación de aguas y tierras**.



<https://goo.gl/C6OMqaw>

El calentamiento global

La emisión a la atmósfera de dióxido de carbono y metano procedentes de las combustiones domésticas e industriales provoca el denominado **efecto invernadero**.

La presencia de estos gases impide que una parte de los rayos solares que llegan a la Tierra vuelvan al espacio, como harían normalmente. Lo cual produce el «sobrecalentamiento» de la corteza terrestre.

Además, la destrucción de grandes masas forestales evita que el dióxido de carbono sea reabsorbido en la fotosíntesis.

El **efecto invernadero** es la causa del **cambio climático** en el que estamos inmersos y que podría llevar a fundir los casquetes polares y la consecuente elevación del nivel del mar que llevaría consigo la desaparición de zonas de cultivos o habitadas.

La lluvia ácida



<http://goo.gl/ex3Wa1>

Tiene su origen en la emisión a la atmósfera de grandes cantidades de dióxido de azufre y de óxidos de nitrógeno producidos en las combustiones domésticas e industriales y en algunos procesos metalúrgicos.

En contacto con el aire húmedo estos gases se transforman en ácidos que son arrastrados hasta el suelo cuando se producen precipitaciones.

Sus efectos son devastadores: acidifica las aguas; provoca con ello la muerte de especies acuáticas, impide la fotosíntesis, y disuelve algunos minerales, lo que supone el empobrecimiento de los suelos de cultivo.

La contaminación de aguas y tierras

Los vertidos urbanos e industriales modifican gravemente el equilibrio de ríos, lagos y mares, y pueden destruir la fauna y la flora que los habitan.

Esta contaminación también puede afectar a los acuíferos subterráneos. Las aguas así contaminadas no pueden ser utilizadas para el consumo humano o para el regadío.

El uso de depuradoras es imprescindible para eliminar las sustancias nocivas antes de proceder al vertido de aguas residuales.



<http://goo.gl/8sHvMzp>

▼ SI YO FUERA...



<http://goo.gl/K1mtoF>

Oceanógrafo viajaría por los diferentes mares y océanos observando cómo se desarrolla la vida acuática, y cómo se relaciona con la topografía marina y la acumulación de sedimentos.

Para finalizar

Óxidos

1. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
 - a. Óxido de cloro (I)
 - b. Trióxido de difósforo
 - c. Dióxido de carbono
 - d. Óxido de níquel (III)
 - e. Dióxido de azufre
 - f. Óxido de cadmio
2. **Nombra** los siguientes compuestos
 - a. NiO
 - b. Li₂O
 - c. B₂O₃
 - d. PbO₂
 - e. CuO
 - f. HgO
 - g. Au₂O
 - h. SO₃

Hidrácidos

3. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
 - a. Ácido clorhídrico
 - b. Ácido sulfhídrico
 - c. Sulfuro de hidrógeno
 - d. Bromuro de hidrógeno
4. **Nombra** los siguientes compuestos.
 - a. HBr
 - b. H₂Se
 - c. HF
 - d. HI

Hidruros y compuestos especiales

5. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
 - a. Hidruro de estaño
 - b. Hidruro de potasio
 - c. Dihidruro de calcio
 - d. Trihidruro de aluminio
 - e. Amoníaco
 - f. Estibina
6. **Nombra** los siguientes compuestos.
 - a. PH₃
 - b. SnH₄
 - c. RbH
 - d. KH
 - e. BaH₂
 - f. BH₃

Hidróxidos

7. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
 - a. Hidróxido de cadmio
 - b. Hidróxido de plata
 - c. Hidróxido de platino (IV)
 - d. Hidróxido de hierro (II)
 - e. Hidróxido de mercurio (II)
 - f. Hidróxido de litio
8. **Nombra** los siguientes compuestos.
 - a. CuOH
 - b. Mg(OH)₂
 - c. HgOH
 - d. Au(OH)₃
 - e. Cr(OH)₃
 - f. Sr(OH)₂

Oxoácidos

9. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
- Ácido bromoso
 - Ácido periódico
 - Ácido clórico
 - Ácido hipobromoso
 - Ácido carbónico
 - Ácido nitroso
10. **Nombra** los siguientes compuestos.
- HBrO_4
 - H_2CrO_4
 - HIO_3
 - HNO_3
 - H_2SO_4
 - HIO

Sales binarias

11. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
- Cloruro de cromo (III)
 - Sulfuro de berilio
 - Bromuro de manganeso (II)
 - Sulfuro de cobalto (III)
 - Cloruro de hierro (III)
 - Sulfuro de oro (I)

Oxosales

12. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
- Clorato de plata
 - Hipoclorito de estaño (IV)
 - Perclorato de calcio
 - Nitrito de potasio
 - Carbonato de magnesio
 - Sulfito de cadmio
13. **Nombra** los siguientes compuestos.
- ZnCO_3
 - AgNO_2
 - $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
 - $\text{Al}(\text{ClO}_3)_3$
 - NaClO
 - HgIO_4

Diferentes sales

14. **Escribe** la fórmula de los siguientes compuestos.
- Sulfuro ácido de sodio
 - Fosfato ácido de potasio
 - Carbonato básico de aluminio
 - Fosfato doble de potasio y calcio
 - Nitrato dibásico de bismuto

AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

• Trabajo personal

¿Cómo ha sido mi actitud frente al trabajo?

¿He cumplido mis tareas?

¿Qué aprendí en esta unidad temática?

• **Escribe** la opinión de tu familia.

• Trabajo en equipo

¿He compartido con mis compañeros y compañeras?

¿He respetado las opiniones de los demás?

• **Pide** a tu profesor sugerencias para mejorar y **escribelas**.

5

Las reacciones químicas y sus ecuaciones

CONTENIDOS:

5. Las reacciones químicas y sus ecuaciones

- 5.1. Reacción química y ecuación
- 5.2. Tipos de reacciones químicas
- 5.3. Balanceo o ajuste de ecuaciones químicas
- 5.4. Masa atómica y molecular
- 5.5. El mol
- 5.6. Número de Avogadro
- 5.7. Masa molar
- 5.8. Cálculos estequiométricos



Noticia:

Frío y calor instantáneos

A veces necesitamos hielo y no disponemos de una nevera o congelador cercanos. Ciertos procesos endotérmicos pueden ayudarnos a solucionar el problema. Es el caso de las *bolsas de frío instantáneo*, podremos utilizar nitrato de amonio que da lugar a una reacción endotérmica, pero si necesitamos *bolsas de calor instantáneo*, utilizaremos cloruro de calcio o sulfato de magnesio.

Tomado de Edebe



Web:

La química del amor

Esa especie de fascinación que hace que dos seres se queden enganchados con gran necesidad de interactuar y conocerse más, se llama la química del amor. Se refiere al conjunto de reacciones emocionales donde existen descargas neuronales y hormonales, además de ácidos, gases y olores. Creando una mezcla que convierte lo racional en irracional, lo prudente en torpeza que son parte del enamoramiento

<http://goo.gl/DjKhmg>



Película:

La química del amor y la pasión

En este documental Eduard Punset nos habla acerca del amor, abordando primero una explicación en el ámbito químico (compuestos químicos en el cerebro) y seguidamente da una explicación en el campo psicológico.

<https://youtu.be/WnlkMzTOk7o>



EN CONTEXTO:

1. **Lee** la noticia y **contesta**:
 - a. ¿Cuál es la utilidad de las bolsas de calor y frío instantáneos?
 - b. ¿Qué entiendes por **reacción química**?
2. **Contesta** las siguientes preguntas:
 - a. ¿Por qué al amor se lo considera una droga?, ¿qué pasa con nuestro cerebro?
 - b. ¿Qué signos o reacciones tienes cuando estás enamorado?
3. Basándote en el documental **contesta**:

—¿Por qué los hombres se enamoran más rápido?

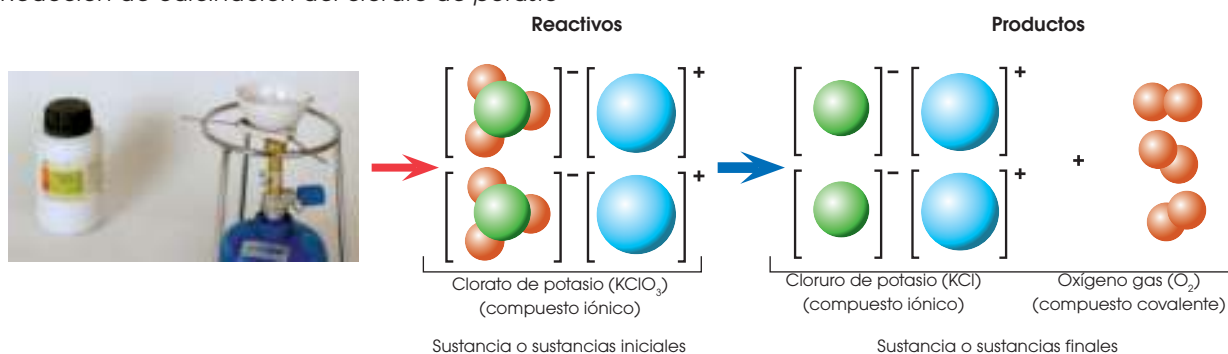
5.1. Reacción química y ecuación

Muchas sustancias químicas pueden combinarse para dar lugar a otras sustancias de distinta naturaleza. A estos fenómenos los denominamos **transformaciones** o **reacciones químicas**.

Una **reacción química** es un proceso en el que una o varias sustancias se transforman en otra u otras, distintas de las iniciales.

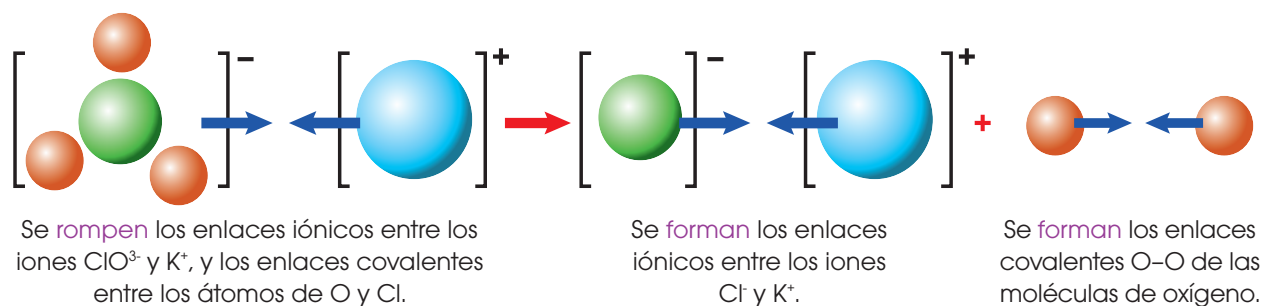
A las sustancias que inician la reacción química las denominamos **reactivos** y las sustancias finales que se obtienen son los **productos**.

Reacción de calcinación del clorato de potasio

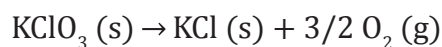


Ejemplo 1

Para que los reactivos se transformen, deben romperse los enlaces que unen sus átomos. Después, estos átomos se reagrupan de modo distinto para formar nuevos enlaces y dar lugar a los productos. **Observa** lo que ocurre en la reacción:



La ecuación química que permite representar la reacción de descomposición del clorato de potasio es:



- Una ecuación química consta de dos miembros, separados por una flecha (\rightarrow) que indica el sentido de la transformación.
- En el primer miembro escribimos las fórmulas químicas de los reactivos y, en el segundo miembro, las fórmulas químicas de los productos.
- Si hay varios reactivos o varios productos, separamos unos y otros por medio del signo más (+).

5.2. Tipos de reacciones químicas

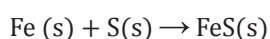
La cantidad y variedad de sustancias químicas que existen es enorme, así como su diferente capacidad para reaccionar.

Para clasificar las reacciones químicas podemos atender a los mecanismos de intercambio que se producen. Así distinguimos los siguientes tipos:

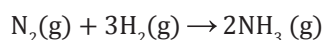
Reacciones de síntesis

Son aquellas reacciones en las que se forma una sustancia a partir de dos o más reactivos.

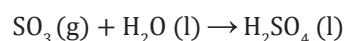
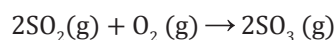
- La reacción entre el azufre y el hierro para formar sulfuro de hierro (II):



- La **síntesis de Haber** para la obtención del amoníaco, de gran importancia industrial:



- La **obtención de ácido sulfúrico** se realiza mediante una doble síntesis:



Este tipo de reacciones se identifica fácilmente, ya que en el segundo miembro de la ecuación no aparece más que una sustancia.

Ejemplo 2



■ Si calentamos en una cápsula de porcelana una mezcla de polvo de azufre y limaduras de hierro, observamos la formación del sulfuro de hierro (II).

Reacciones de descomposición.

Son aquellas en las que una **sustancia se descompone** en otras más sencillas.

- El óxido de mercurio (II) se descompone en sus elementos componentes según la reacción: $2\text{HgO (s)} \rightarrow 2\text{Hg (s)} + \text{O}_2 (\text{g})$
- El clorato de potasio se descompone, por acción del calor, en cloruro de potasio y oxígeno: $2\text{KClO}_3 (\text{s}) \rightarrow 2\text{KCl (s)} + 3\text{O}_2 (\text{g})$
- La descomposición electrolítica del agua permite obtener oxígeno e hidrógeno en estado gaseoso: $2\text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow 2\text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$
- Mediante descomposición del carbonato de calcio por calcinación obtenemos cal viva, CaO: $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{CaO (s)} + \text{CO}_2 (\text{g})$

Pueden considerarse como el caso contrario de las reacciones de síntesis. Por ello, en el primer miembro de la ecuación, aparece una única sustancia.

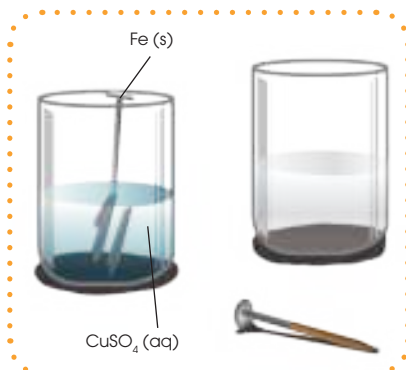
Ejemplo 3



■ En 1774, J. Priestley obtuvo por primera vez oxígeno mediante descomposición del óxido de mercurio (II).

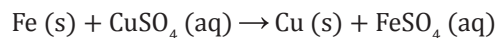
Reacciones de desplazamiento

Son aquellas en las que **un elemento desaloja a otro** de un compuesto y lo sustituye en dicho compuesto.

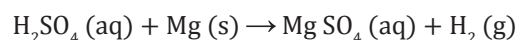
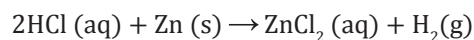


■ Si introducimos un clavo de hierro en una disolución de sulfato de cobre, apreciamos, con el tiempo, una progresiva decoloración de la disolución azul y un depósito de cobre sobre el clavo.

- El hierro desplaza al cobre de una disolución de sulfato de cobre (II) y lo libera en forma de cobre metálico:



- Las reacciones entre los ácidos, como el HCl y el H₂SO₄, y algunos metales, como el cinc o el magnesio, son reacciones de desplazamiento:

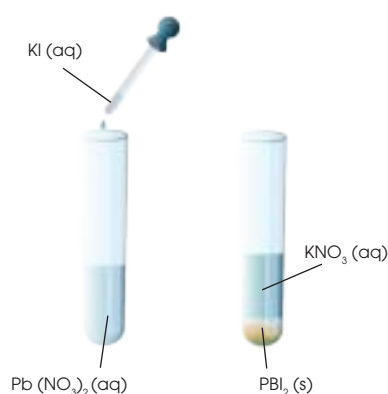


El análisis comparativo de la fórmula de reactivos y productos nos permite identificar fácilmente este tipo de reacciones.

Ejemplo 4

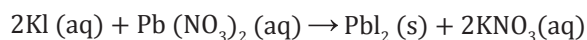
Reacciones de doble desplazamiento

Son aquellas en las que los átomos o iones componentes de dos sustancias reaccionan intercambiando su posición en dichas sustancias.

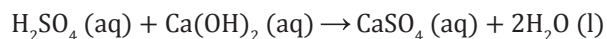
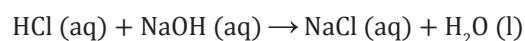


■ Si mezclamos una disolución de yoduro de potasio y una de nitrato de plomo (II), apreciamos la aparición de un precipitado amarillo de yoduro de plomo (II).

- En la reacción entre el yoduro de potasio y el nitrato de plomo se produce un intercambio de las posiciones de los iones K⁺ y Pb²⁺, según la ecuación:



- Las reacciones de neutralización entre ácidos e hidróxidos son reacciones de doble desplazamiento:



Como en las reacciones de desplazamiento, un análisis comparativo de las fórmulas de reactivos y productos nos permite identificar estas reacciones.

Ejemplo 5

Las reacciones iónicas

Ciertas sustancias, como las sales, en disolución acuosa están dissociadas en sus iones. A los denominados *iones espectadores* los eliminamos de la ecuación.

Veamos, por ejemplo, la reacción entre el sulfato de cobre (II) y el cinc, que da lugar a la formación de sulfato de cinc y cobre.



Las sales CuSO_4 y ZnSO_4 son compuestos iónicos. Están dissociados en iones en la disolución acuosa, por lo que la ecuación, dada en forma molecular inicialmente, puede expresarse así:



El ion que no ha experimentado cambio, puede eliminarse de la ecuación. Obtenemos así la **ecuación iónica**.



El ajuste de las ecuaciones iónicas exige también la igualación de las cargas, para lo que se introducen, si es preciso, los coeficientes adecuados. En el ejemplo anterior, se satisface tanto el ajuste de masas como el de cargas.

EN GRUPO



1. **Clasifiquen** las reacciones siguientes según sean de síntesis, descomposición, desplazamiento o doble desplazamiento:
 - a. $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{g})$
 - b. $2\text{NH}_3(\text{g}) + 3\text{Mg}(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2(\text{s}) + 3\text{H}_2(\text{g})$
 - c. $\text{Zn}(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnSO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$
 - d. $2\text{H}_2\text{S}(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{S}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - e. $3\text{HCl}(\text{aq}) + \text{Al}(\text{OH})_3(\text{s}) \rightarrow \text{AlCl}_3(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Y TAMBIÉN:

La reacción química es un cambio que modifica la composición química de las sustancias para formar otras sustancias diferentes. En toda reacción química tenemos dos etapas: inicial (reactantes) y final (producto).

Reacción química

Hoja de papel \rightarrow ceniza

Reactantes \rightarrow producto

Condiciones iniciales \rightarrow condiciones finales

Reacciones redox

Estudiaremos las características de esta clase de reacciones.

En la actualidad los conceptos de *oxidación* y *reducción* incluye todos los procesos en que tiene lugar, real o aparentemente, una transferencia de electrones. Consideremos, por ejemplo, la reacción de síntesis del fluoruro de magnesio, MgF_2 , a partir de sus elementos:

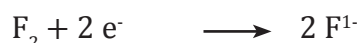


El producto formado es el resultado final de la transferencia de electrones que ha tenido lugar en dos semirreacciones simultáneas.

Semirreacción de oxidación: El Mg cede sus dos electrones de valencia. Decimos que se ha oxidado:



Semirreacción de reducción: Cada átomo de F recibe un electrón. Decimos que el flúor se ha «reducido». Los dos electrones cedidos por el magnesio los reciben los dos átomos de flúor:



La **reacción global** es la suma de las dos semirreacciones.



- El magnesio recibe el nombre de **reductor** porque, al ceder electrones y oxidarse, provoca la reducción del flúor.
- El flúor se denomina *oxidante* porque, al recibir electrones y reducirse, provoca la oxidación del magnesio.

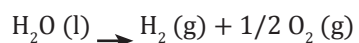
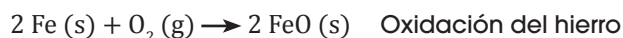
Generalizando podemos decir que:

Reacción de oxidación-reducción es aquella que tiene lugar mediante transferencia de electrones.

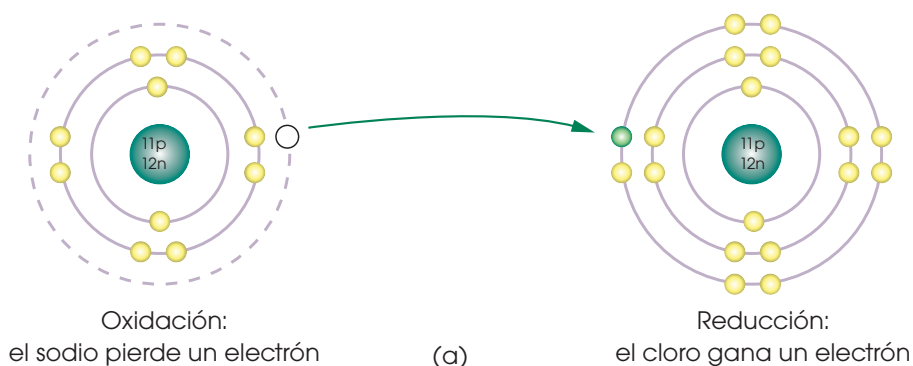
Oxidación es el proceso de pérdida de electrones por parte de un reductor.

Reducción es el proceso de ganancia de electrones por parte de un oxidante.

Algunos ejemplos de ecuaciones correspondientes a reacciones redox son:



Descomposición
electrolítica del
agua



Reacciones de combustión

Estamos acostumbrados a utilizar sustancias como la madera, el carbón o el butano para aprovechar el calor producido cuando las quemamos. Estos procesos son reacciones de combustión.

La **combustión** es la reacción de una sustancia, llamada *combustible*, con el oxígeno, al que llamamos *comburente*, en la que se desprende una gran **cantidad de energía** en forma de luz y calor.

La combustión no comienza espontáneamente, sino que debe iniciarse mediante la aplicación de una llama.

En toda reacción de combustión es necesaria la presencia del oxígeno como reactivo y se obtienen, cuando el combustible es un hidrocarburo, dos productos de reacción, el dióxido de carbono y el vapor de agua.

Las ecuaciones que corresponden a la combustión de diferentes combustibles son las siguientes:

- Carbón (C)

$$\text{C (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)}$$
- Metano (CH₄)

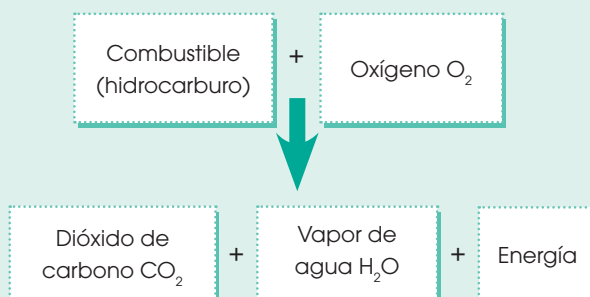
$$\text{CH}_4 \text{ (g)} + 2 \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)} + 2 \text{H}_2\text{O (g)}$$
- Propano (C₃H₈)

$$\text{C}_3\text{H}_8 \text{ (g)} + 5 \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 3 \text{CO}_2 \text{ (g)} + 4 \text{H}_2\text{O (g)}$$
- Butano (C₄H₁₀)

$$2 \text{C}_4\text{H}_{10} \text{ (g)} + 13 \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 8 \text{CO}_2 \text{ (g)} + 10 \text{H}_2\text{O (g)}$$
- Etanol (C₂H₅OH)

$$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (l)} + 3 \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{CO}_2 \text{ (g)} + 3 \text{H}_2\text{O (g)}$$

Proceso de combustión



■ Reacción de combustión de la cera.

Observa que el único material que no produce vapor de agua durante la combustión es el carbono puro.

1. **Indica** los números de oxidación de los elementos que intervienen en las siguientes reacciones:
 - a. $\text{Zn (s)} + \text{CuSO}_4 \text{ (aq)} \rightarrow \text{Cu (s)} + \text{ZnSO}_4 \text{ (aq)}$
 - b. $2 \text{Cu (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{CuO (s)}$
2. ¿Cuáles son los tres componentes necesarios para que tenga lugar un proceso de combustión?
3. El proceso vital de la respiración es una reacción de combustión. **Indica** los reactivos y los productos que intervienen en ella.

Y TAMBIÉN:



Teorías ácido-base

En 1923, los científicos Brønsted y Lowry propusieron una nueva teoría ácido-base que ampliaba los conceptos de *ácido* y *base* propuestos por Arrhenius. Según esta teoría, *ácido* es toda especie química capaz de ceder iones H^+ , mientras que *base* es toda especie química capaz de recibir iones H^+ . Ampliaremos esta teoría en cursos posteriores.



<http://goo.gl/KtTXbT>

■ El pH de una disolución se puede medir con un medidor de pH.

Y TAMBIÉN:

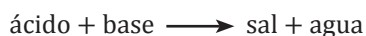


pH de algunas sustancias

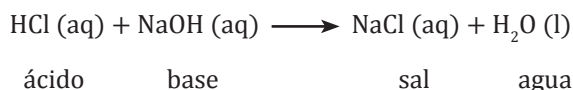
Refresco de cola: pH = 3
Agua: pH = 7
Limpia hornos: pH = 14

Reacciones de neutralización

Cuando un *ácido* reacciona con una *base* se obtienen como productos una *sal* y *agua*.



Es lo que ocurre cuando reacciona, por ejemplo, el ácido clorhídrico con el hidróxido de sodio, se forma cloruro de sodio y agua.



A estas reacciones las denominamos reacciones de neutralización y se producen porque los iones H^+ , procedentes del ácido, y los iones OH^- , procedentes de la base, se combinan entre sí para formar agua.

La *neutralización* es la reacción entre un *ácido* y una *base*, en disolución acuosa, con formación de una *sal* y *agua*.

La escala de pH

En el agua pura, como en las disoluciones de ácidos y de bases, existen iones, aunque en cantidades tan pequeñas que el agua prácticamente no es conductora de la electricidad.

Estos iones se deben a la disociación de algunas moléculas de agua según la reacción:



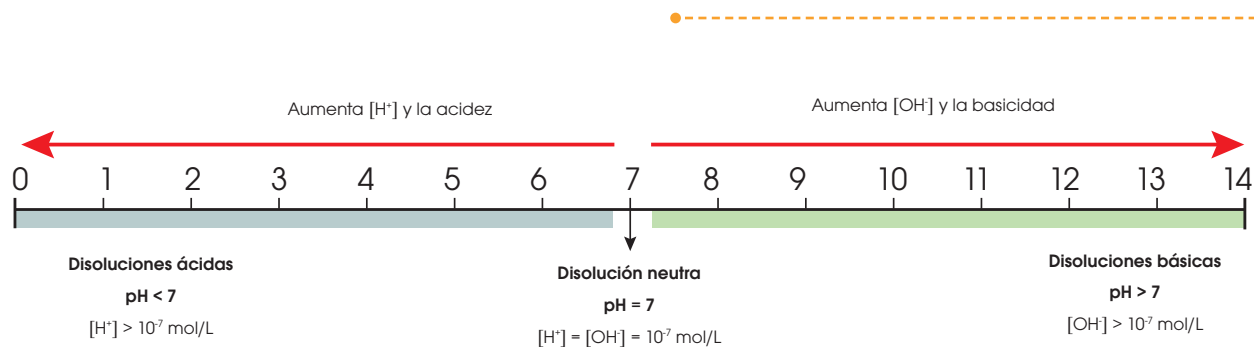
En un litro de agua solo hay 10^{-7} moles de iones hidrógeno H^+ y una cantidad igual de iones OH^- . Así pues, consideramos que el agua pura es neutra.

$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/L} = 10^{-7} \text{ M}$ Donde [] indica la «concentración de»

Este comportamiento del agua sirve para medir la acidez o la basicidad de las disoluciones acuosas. Según este criterio, las disoluciones pueden ser *ácidas*, *neutras* o *básicas*.

Una forma práctica de medir la acidez y la basicidad de una disolución acuosa es la escala de pH, que comprende de cero a catorce unidades. El pH de una disolución es el logaritmo negativo de la expresión numérica de la concentración molar de iones hidrógeno.

$$\text{pH} = -\log [H^+]$$

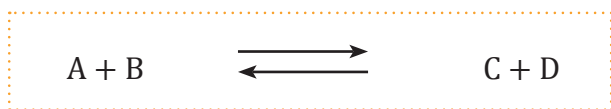


Reacciones reversibles e irreversibles

Muchas de las reacciones químicas con las que nos encontramos cotidianamente ocurren solamente en una dirección. Por ejemplo, cuando quemamos un combustible, este se convierte en dióxido de carbono y vapor de agua. Pero sería imposible convertir nuevamente estos gases en el combustible original y oxígeno.

A las reacciones que ocurren solamente en una dirección las denominamos *reacciones irreversibles*. Sin embargo, algunas reacciones pueden ocurrir en ambas direcciones; es decir, no solo los reactivos se pueden convertir en productos sino que estos últimos pueden descomponerse en las sustancias originales; a estas reacciones las denominamos *reacciones reversibles*. Un caso de esto es el sulfato de cobre (II), un sólido gris blanco pálido que cuando se hidrata, forma un compuesto azul. Si se calienta este sólido, podremos observar el cambio de color contrario: de azul a blanco; es decir, se vuelve a formar la sal original.

Estas reacciones se presentan con una doble flecha.



Y TAMBIÉN:

Historia de las reacciones

Las primeras reacciones químicas efectuadas por el hombre primitivo estuvieron relacionadas con sus actividades cotidianas.

El uso del fuego le permitió cocinar los alimentos, fabricar cerámica a partir de arcilla y fundir minerales para obtener metales.

El desarrollo de diferentes reacciones químicas y de nuevos métodos de extracción contribuyó al auge de colorantes, perfumes, ungüentos, curtidos, metales y más.



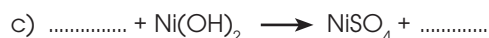
■ Sulfato cúprico hidratado

<http://goo.gl/k5NQSH>

4. **Clasifica** las siguientes sustancias en ácidos o bases: HF, KOH, Fe(OH)₃, HClO, H₂Se.

5. **Escribe** la reacción de disociación iónica del Ca(OH)₂ y del H₃PO₄.

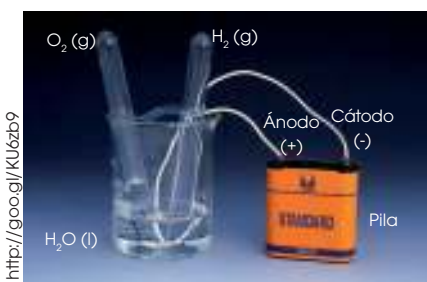
6. **Completa** las siguientes reacciones:



7. El pH de la sangre es 7,3, el del vinagre es 3, el de un champú, 5,4; y el de un detergente, 11,3. **Clasifica** estas sustancias en *ácidas* y *básicas*.

Actividades

Prohibida su reproducción



La descomposición electrolítica del agua es una reacción endotérmica.



La reacción entre el cinc y el ácido clorhídrico es exotérmica.

Reacciones exotérmicas y endotérmicas

En toda reacción, la ruptura de unos enlaces y la formación de otros nuevos lleva consigo el intercambio de energía entre las sustancias que intervienen y el medio en que estas se hallan.

- La ruptura de los enlaces de los reactivos requiere consumo de energía.
- La formación de nuevos enlaces en los productos libera energía.

Según sea el resultado del balance entre estos dos procesos, las reacciones pueden clasificarse en *endotérmicas* y *exotérmicas*.

Reacciones endotérmicas: Son aquellas en las que la energía que se consume en la ruptura de los enlaces es mayor que la que se libera en la formación de los productos.

En estas reacciones se produce absorción de energía.

Por ejemplo, la descomposición electrolítica del agua necesita el aporte de 285,8 kJ por cada mol de agua.



Reacciones exotérmicas: Son reacciones en las que la energía consumida en la ruptura de los enlaces es menor que la liberada en la formación de los productos.

Tienen lugar, por tanto, con **desprendimiento de energía** en forma de luz y/o calor.

Un caso de reacción exotérmica es la reacción del cinc con el ácido clorhídrico, en la que por cada mol de cinc que reacciona se desprenden 150,3 kJ.



8. **Justifica** los siguientes hechos experimentales, teniendo en cuenta los factores que influyen en cada caso.
- Ponemos en la nevera o en el congelador los alimentos para evitar su descomposición. Por el contrario, si queremos cocinarlos, los introducimos en el horno o en una cazuela puesta al fuego.

b. Los procesos digestivos no se producen adecuadamente y los alimentos quedan parcialmente digeridos sin la presencia de determinadas enzimas.

- Busca** información sobre los *catalizadores negativos* o *inhibidores*. **Pon** algún ejemplo.
- Cita** algunas reacciones exotérmicas de la vida cotidiana.

Métodos de ajuste de ecuaciones

La ecuación química también debe expresar las cantidades relativas de las sustancias que intervienen.

Si escribimos la reacción de descomposición del clorato de potasio:



observamos que el número de átomos de oxígeno que intervienen en la reacción no es el mismo en los reactivos que en los productos.

El problema se resuelve si colocamos, por ejemplo, el coeficiente fraccionario $\frac{3}{2}$ delante de la fórmula del oxígeno:



A esta operación la denominamos *ajustar o igualar una ecuación química*.

Hay más de una manera de ajustar una ecuación química. Para transformar un ajustado

en otro, basta con multiplicar todos los coeficientes por un mismo número. En general, es conveniente asignar los coeficientes enteros más pequeños.

Así, si multiplicamos por 2 todos los coeficientes de la ecuación anterior, obtenemos:



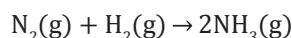
Para determinar los coeficientes de una ecuación química solemos utilizar dos métodos: el método de tanteo y el método del sistema de ecuaciones.

- El **método de tanteo** se utiliza en ecuaciones sencillas. Consiste en aplicar el método de ensayo-error.
- El **método del sistema de ecuaciones** se emplea en los casos en que resulta más complicado asignar los coeficientes por tanteo. Consiste en plantear tantas ecuaciones como tipos de átomos intervienen en la reacción.

Ajustar una ecuación química consiste en asignar a cada fórmula un coeficiente adecuado de modo que en los dos miembros haya el mismo número de átomos de cada elemento.

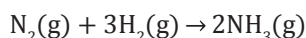
Ajustemos la siguiente ecuación por el método de tanteo: $\text{N}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{g})$.

- En el primer miembro hay dos átomos de nitrógeno. Para que también los haya en el segundo miembro, asignamos el coeficiente 2 al NH_3 .



De este modo queda ajustado el número de átomos de nitrógeno.

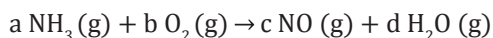
- Si comparamos ahora el número de átomos de hidrógeno, observamos que hay dos en el primer miembro y seis en el segundo miembro. Asignamos el coeficiente 3 a la molécula de H_2 para igualar su número.



Como al introducir este coeficiente no hemos modificado el número de átomos de nitrógeno, esta es la ecuación ajustada.

Ajustamos la ecuación $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ por el método del sistema de ecuaciones.

- Asignamos a cada fórmula un coeficiente provisional: a, b, c, d.



- Establecemos una ecuación para cada elemento. Esta ecuación indica que el número de átomos de dicho elemento es igual en ambos miembros. Es decir:

Para el nitrógeno: $a = c$

Para el oxígeno: $2b = c + d$

Para el hidrógeno: $3a = 2d$

- Como hay más incógnitas que ecuaciones, tenemos que asignar un valor arbitrario a una de ellas, por ejemplo, $a = 2$. En este caso, el sistema se convierte en:

$$2 = c$$

$$2b = c + d$$

$$6 = 2d$$

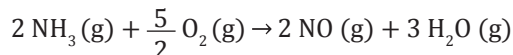
- Resolvemos el sistema: $a = 2$ (por convenio)

De la 1ª ecuación: $c = 2$

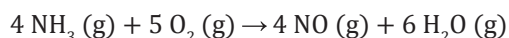
De la 3ª ecuación: $d = \frac{6}{2} = 3$

De la 2ª ecuación: $b = \frac{2+3}{2} = \frac{5}{2}$

- Sustituimos los coeficientes provisionales por su valor:



- Si queremos evitar los coeficientes fraccionarios, basta multiplicarlos todos por 2. En este caso, la ecuación ajustada queda así:



Y TAMBIÉN:

Otros métodos de ajuste

En las ecuaciones denominadas *de oxidación reducción* aprovechamos el cambio en el número de oxidación que se produce en los elementos que intervienen para ajustar la ecuación química correspondiente al proceso.

12. **Ajusta** las siguientes ecuaciones químicas por el método de tanteo.

- $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{PBr}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{HBr}(\text{g}) + \text{H}_3\text{PO}_3(\text{l})$
- $\text{CaO}(\text{s}) + \text{C}(\text{s}) \rightarrow \text{CaC}_2(\text{s}) + \text{CO}(\text{g})$
- $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{BaCl}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s}) + \text{HCl}(\text{aq})$

13. **Ajusta** las siguientes ecuaciones químicas por el método del sistema de ecuaciones.

- $\text{H}_2\text{S}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{Al}(\text{s}) \rightarrow \text{AlCl}_3(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$

Los procesos químicos se producen de forma constante en nuestro entorno y nuestra vida cotidiana.

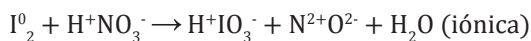
- La combustión de derivados del petróleo produce energía que es aprovechada para cocinar alimentos, generar energía eléctrica y alimentar los motores de los vehículos.
- Los procesos de fermentación permiten la producción de alimentos, como los derivados de la leche y el pan.
- La digestión de los alimentos y su posterior asimilación constituyen una de las funciones vitales básicas de los seres vivos.
- Los medicamentos actúan en nuestro organismo mediante procesos químicos.
- Las reacciones químicas son la base de la denominada *industria química*, gracias a la cual podemos disponer de nuevos productos y materiales.

Método de balanceo ion – electrón

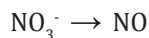
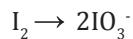
Paso 1. Si la ecuación está en forma molecular la pasamos a forma iónica. Aquí debemos tener en cuenta que los elementos libres, los óxidos, el H_2O y el H_2O_2 no se disocian, solo se disocian los electrolitos (ácidos, bases y sales). Ilustraremos todos los pasos con el siguiente ejemplo:



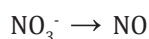
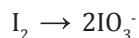
Pasamos a forma iónica:



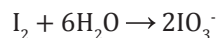
Paso 2. Escribimos por separado el esqueleto de las ecuaciones iónicas parciales del agente oxidante y el agente reductor.



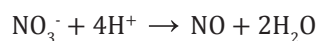
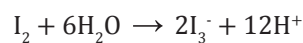
1. Balanceamos por tanteo (inspección) los átomos distintos de H y O:



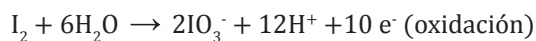
Paso 3: Igualamos los átomos de oxígenos agregando moléculas de H_2O para balancear los oxígenos:



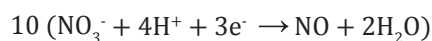
Paso 4: Igualamos los átomos de hidrógenos H^+ (iones hidrógenos) donde falta hidrógeno.



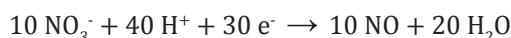
Paso 5: Contamos la carga total en ambos lados de cada ecuación parcial y agregamos e^- en el miembro deficiente en carga negativa (-) o que tenga exceso de carga positiva (+).



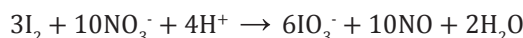
Paso 6: Igualamos la ecuación con el número de e^- tanto perdidos como ganados. Después multiplicamos las ecuaciones parciales por los números mínimos necesarios.



Paso 7: Sumamos las dos medias reacciones cancelando cualquier cantidad de iones H^+ , OH^- o H_2O que aparezca en ambos lados, con lo cual obtendremos la ecuación finalmente balanceada.



Sumando



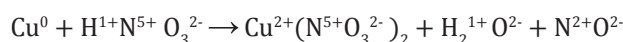
- Si la ecuación fue dada originalmente en forma iónica, esta es la respuesta del problema.
- Si la ecuación fue dada originalmente en forma molecular, trasladamos estos coeficientes a la ecuación molecular e inspeccionamos el balanceo de la ecuación.



Método de balanceo de óxido-reducción o redox

Paso 1: Asignamos el número de oxidación de todos los elementos presentes en la reacción y reconocemos los elementos que se oxidan y reducen.

Nota: Todo elemento libre tiene número de oxidación cero.



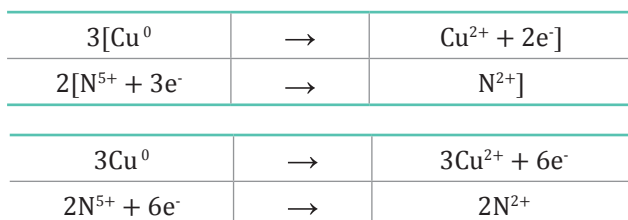
Paso 2: Escribimos las semirreacciones de oxidación y reducción con los electrones de intercambio.



Paso 3: Balanceamos el número de átomos en ambos lados de las semirreacciones. En este caso están balanceados.

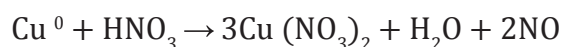


Paso 4: Igualamos el número de electrones ganados y cedidos.

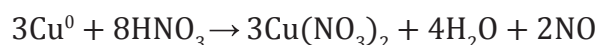


Nota: El número de electrones ganados debe ser igual al número de electrones cedidos.

Colocamos los coeficientes encontrados en la ecuación original donde verificamos el cambio del número de oxidación.



Paso 5: Completamos el balanceo ajustando el número de átomos en ambos lados de la reacción.



5.4. Masa atómica y molecular

Para dar valor a la masa de los átomos y de las moléculas, escogimos una unidad patrón, la unidad de masa atómica, la cual está definida a partir del carbono 12.

Llamamos *unidad de masa atómica* a la doceava parte de la masa de un tipo especial de átomo de carbono, el carbono 12, $^{12}_6\text{C}$. Su símbolo es **u**.

$$1 \text{ u} = \frac{\text{masa de 1 átomo de } ^{12}_6\text{C}}{12}$$

- La **masa atómica relativa** de un elemento es la masa media de un átomo de este elemento expresada en unidades de masa atómica. Así, por ejemplo, la masa atómica del sodio es 23 u, lo que significa que un átomo de sodio tiene una masa veintitrés veces mayor que la doceava parte de la de un átomo de $^{12}_6\text{C}$. La representamos así:

$$A_r(\text{Na}) = 23 \text{ u}$$

- Para calcular la masa molecular, sumamos la masa atómica de los elementos que forman la molécula. La representamos como M_r . La **masa molecular relativa** de un elemento o de un compuesto es la masa media de una de sus moléculas expresada en unidades de masa atómica.

5.5. El mol

La **cantidad de sustancia** es una de las siete magnitudes básicas del sistema internacional y tiene por unidad el mol.

En química, muchas veces es más útil conocer la cantidad de sustancia que la masa o el volumen.

Sin embargo, el número de partículas en valor absoluto, aun para masas muy pequeñas, resulta muy grande e incómodo de manejar. Por ello usamos el mol para medir la cantidad de sustancia.

Un **mol** es la cantidad de sustancia que contiene tantas partículas elementales (átomos, moléculas, iones...) como átomos hay en 0,012 kg de carbono $^{12}_6\text{C}$.

Podemos obtener las masas atómicas de los elementos consultando la tabla periódica.

Y TAMBIÉN:



Del mismo modo que los átomos se caracterizan por su masa atómica, las moléculas se caracterizan por su masa molecular.

La masa molecular de un elemento o un compuesto, M , es el número de veces que una molécula contiene la unidad de masa atómica.

Por ejemplo, a la masa molecular del dióxido de carbono, CO_2 , la calculamos así:

$$\text{C} = 12 \times 1 = 12 \text{ uma}$$

$$\text{O} = 16 \times 2 = 32 \text{ uma}$$

$$12 + 32 = 44 \text{ uma}$$

número atómico — 17 — masa atómica — 35,5

símbolo — Cl — nombre — cloro

5.6. Número de Avogadro

No podemos contar los átomos o las moléculas, pero existen métodos para determinar el número de partículas presentes en las sustancias como la constante de Avogadro que nos indica lo siguiente:

- Un mol de átomos equivale a $6,022 \times 10^{23}$ átomos.
- Un mol de moléculas equivale a $6,022 \times 10^{23}$ moléculas.

TIC



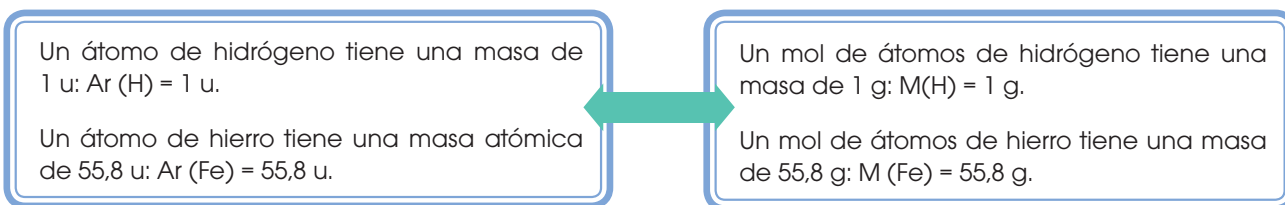
Accede a la página <http://goo.gl/B9AWyD> y observa la equivalencia entre el mol de átomos y su masa en gramos de distintos elementos.

De las definiciones de unidad de masa atómica y de mol obtenemos que:



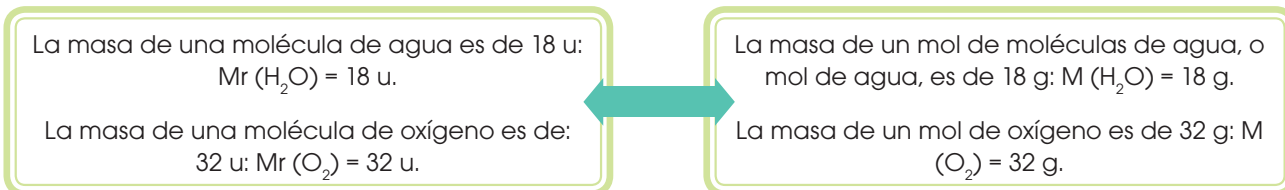
Esta equivalencia es válida para todos los elementos, de manera que:

La masa en gramos de un mol de átomos, M , es numéricamente igual a la masa atómica, expresada en unidades de masa atómica, de dicho elemento.



Esta equivalencia se amplía a las moléculas:

La **masa molar** expresada en gramos es **numéricamente igual** a la **masa molecular**, expresada en unidades de masa atómica, de dicha molécula.



Calculemos la masa de una molécula de agua, expresada en gramos (masa atómica del hidrógeno: 1 u; masa atómica del oxígeno: 16 u).

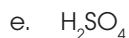
- $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 \text{ u} + 1 \cdot 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- La masa de un mol de agua es la masa de $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua.

$$m(\text{molécula H}_2\text{O}) = 1 \text{ moléc. H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléc. H}_2\text{O}} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 2,99 \cdot 10^{23} \text{ g H}_2\text{O}$$

La masa de una molécula de agua es $2,99 \cdot 10^{23} \text{ g H}_2\text{O}$.

Ejemplo 8

14. Utilizando la tabla periódica de los elementos químicos, **calcula** las masas o pesos de los siguientes compuestos químicos:



Actividades

http://goo.gl/4lcc1C



■ Balanza de laboratorio.

La cantidad de sustancia no puede medirse directamente.

En el laboratorio medimos la masa, de las sustancias, expresada en gramos, con una balanza analítica. La masa y la cantidad de sustancia se relacionan mediante la masa molar.

5.7. Masa molar

La masa molar, M , de una sustancia es la masa de un mol. Proviene del latín *massa*. En el sistema internacional, tiene como unidad al kilogramo (kg).

Para obtener la masa molar del agua, consideramos su fórmula H_2O . Es decir por cada dos átomos de hidrógeno tenemos un átomo de oxígeno.

El hidrógeno pesa 1 g/mol, pero como tenemos dos hidrógenos el peso total va a ser 2 g/mol. Si a esto le añadimos la masa molecular del oxígeno, 16g/mol, vamos a obtener la masa molar del agua, la cual es 18g/mol

Y TAMBIÉN:



Un mol es la cantidad de sustancia que contiene $6,022 \times 10^{23}$ unidades.

1 mol de moléculas contiene:

$6,022 \times 10^{23}$ moléculas

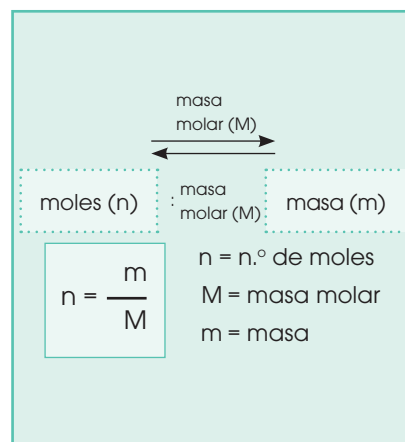
1 mol de átomos contiene:

$6,022 \times 10^{23}$ átomos

1 mol de electrones contiene:

$6,022 \times 10^{23}$ electrones

El mol se refiere siempre a un número fijo de partículas, sean átomos, iones... e incluso lápices y esferos.



15. **Calcula** la masa o peso de 0,23 moles de agua.
16. ¿Cuántos moles de nitrógeno hay en $1,2 \times 10^{24}$ moléculas?
17. **Calcula** el número de moles de 17 g de dióxido de azufre SO_2 y de diecisiete gramos de dióxido de carbono CO_2 .
18. **Calcula** el número de átomos contenidos en 12,23 g de cobre.
19. **Calcula** la masa en kg de una molécula de glucosa, $C_6H_{12}O_6$.
20. **Calcula** dónde hay mayor número de átomos:
 - a. En 17 gramos de hierro. La masa atómica del hierro es 55,8u..
 - b. En 21 gramos de vanadio. La masa atómica del vanadio es 50,9u.
 - c. En 10 gramos de estaño. La masa atómica del estaño es 118,7u.
21. Cuántos moles de átomos de azufre, oxígeno e hidrógeno hay en 3 moles de ácido sulfúrico? H_2SO_4

5.8 Cálculos estequiométricos

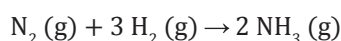
La estequiometría de una reacción nos indica la relación en moles de las sustancias que intervienen en ella. Si conocemos la masa o el volumen de alguno de los reactivos o productos implicados, podemos calcular la masa o el volumen de las otras sustancias que participan.

Interpretación cuantitativa de una ecuación química

Para calcular la cantidad de una sustancia que debe reaccionar con una determinada cantidad de otra, o la cantidad de una sustancia que se producirá si conocemos las cantidades de los reactivos, la ecuación química debe estar «ajustada».

Una ecuación química ajustada nos aporta información acerca de las **proporciones** de las sustancias que intervienen, tanto reactivos como productos.

Veamos la reacción de la síntesis del amoníaco. Una vez ajustada, los coeficientes de la reacción nos indican la relación en que intervienen los reactivos y los productos.



Partiendo de las masas atómicas de los elementos, calculamos las masas moleculares de las sustancias que intervienen.

$$\begin{aligned} A_r(\text{N}) &= 14,0 \text{ u} & A_r(\text{H}) &= 1,0 \text{ u} \\ M_r(\text{N}_2) &= 2 A_r(\text{N}) = 2 \cdot 14,0 \text{ u} = 28,0 \text{ u} \\ M_r(\text{H}_2) &= 2 A_r(\text{H}) = 2 \cdot 1,0 \text{ u} = 2,0 \text{ u} \\ M_r(\text{NH}_3) &= A_r(\text{N}) + 3 A_r(\text{H}) = 14,0 \text{ u} + 3 \cdot 1,0 \text{ u} = 17,0 \text{ u} \end{aligned}$$

Ejemplo 9

La ecuación ajustada se puede interpretar desde varios puntos de vista:

- En términos atómico-moleculares. Por cada molécula de N_2 que reacciona con tres moléculas de H_2 , obtenemos dos *moléculas* de NH_3 .
- En términos molares. Un mol de N_2 reacciona con tres moles de H_2 para producir dos moles de NH_3 .
- En términos de masas y volúmenes. 28,0 g de N_2 reaccionan con 6,0 g de H_2 para producir 34,0 g de NH_3 . Los 28,0 g de N_2 , a 10^5 Pa y 273 K, ocupan 45,4 L.

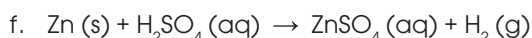
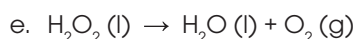
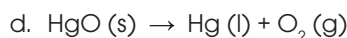
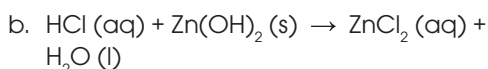
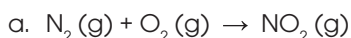
Y TAMBIÉN:



En los compuestos iónicos no existen moléculas aunque hablemos de masa molecular.

Utilizamos el término *molécula* para indicar la relación mínima entre los iones que forman el compuesto.

22. **Ajusta** las siguientes ecuaciones e **interpretalas** en términos atómico-moleculares, en términos molares y en términos de masas y volúmenes:



Actividades

Cálculos con masas

Observa, en el ejemplo siguiente, el procedimiento que hay que seguir para determinar la masa de un componente, conocida la de otro.

Ejemplo 10

La oxidación del hierro, Fe, se produce al reaccionar este con el oxígeno, O₂, presente en el aire. Determinemos: a) la masa de óxido de hierro (III), Fe₂O₃, que se producirá al reaccionar totalmente 17 g de hierro; b) la composición centesimal del Fe₂O₃.

- Datos: $m(\text{Fe}) = 17,0 \text{ g}$ $A_r(\text{Fe}) = 55,8 \text{ u}$ $A_r(\text{O}) = 16,0 \text{ u}$
- Formulamos y ajustamos la ecuación correspondiente. $4 \text{ Fe (s)} + 3 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ Fe}_2\text{O}_3 \text{ (s)}$
- Calculamos la masa molecular de cada sustancia y, a partir de ella, determinamos su masa molar.

$$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot A_r(\text{Fe}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 55,8 \text{ u} + 3 \cdot 16,0 \text{ u} = 159,6 \text{ u} \rightarrow M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159,6 \text{ g/mol}$$

$$M_r(\text{O}_2) = 2 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 16,0 \text{ u} = 32,0 \text{ u} \rightarrow M(\text{O}_2) = 32,0 \text{ g/mol}$$

- Con estos datos confeccionamos una tabla en la que consten las relaciones que hay entre el número de moles y las masas de cada sustancia que interviene.

ecuación	4 Fe (s)	+	3 O ₂ (g)	→	2 Fe ₂ O ₃ (s)
moles	4		3		2
masa	4 · 55,8 g = 223,2 g		3 · 32,0 g = 96,0 g		2 · 159,6 g = 319,2 g

- a) Para determinar la masa de Fe₂O₃ que se producirá, multiplicamos el dato de partida por la relación entre las masas de las sustancias implicadas.

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 17,0 \text{ g Fe} \cdot \frac{319,2 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{223,2 \text{ g Fe}} = 24,3 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

Obtendremos 24,3 g de óxido de hierro (III).

- b) Determinamos la composición centesimal del óxido de hierro (III). Para ello, obtendremos los gramos de cada elemento que hay en cien gramos del compuesto.

$$100 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{223,2 \text{ g Fe}}{319,2 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} = 69,9 \text{ g Fe}$$

$$100 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{96,0 \text{ g O}}{319,2 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} = 30,1 \text{ g O}$$

La composición centesimal del óxido de hierro (III) es del 69,9% de Fe y el 30,1% de O.

Del ejemplo anterior deducimos la siguiente regla práctica: para determinar la masa de un reactivo o un producto, conocida la masa de otro componente de la reacción, basta multiplicar el dato conocido por la relación de masas entre ambas sustancias, que se deriva de la ecuación ajustada.

23. En la combustión del butano, C₄H₁₀, obtenemos dióxido de carbono, CO₂, y agua. **Calcula** la masa de agua que obtendremos si reaccionan 290 g de butano. (¡: en primer lugar, debes escribir la ecuación química y ajustarla).

Actividades

Prohibida su reproducción

Composición porcentual de las sustancias

Es muy importante conocer el peso y el porcentaje de cada elemento que interviene en la fórmula molecular; para calcular este porcentaje debemos seguir los siguientes pasos.

Paso 1: Obtenemos el peso molecular del compuesto multiplicando el peso atómico por la cantidad de átomos que hay de un elemento. Debemos hacer esto con cada uno de los elementos presentes en el compuesto; finalmente se suman y así obtenemos el peso molecular del compuesto.

Paso 2: Dividimos el peso de cada uno de los compuestos entre el peso molecular de todo el compuesto.

Paso 3: Multiplicamos por cien para obtener el porcentaje.

Una molécula de dióxido de azufre, SO_2 , contiene un átomo de azufre y dos de oxígeno. Calculemos la composición en tanto porcentaje de dicha molécula.

Datos:

Peso atómico del azufre: 32,1

Peso atómico del oxígeno: 16,0

A continuación, obtenemos el peso molecular total.

Masa molecular del SO_2

$$\text{S} = 1 \times 32,1 = 32,1$$

$$\text{O} = 2 \times 16 = 32$$

$$\text{Suma total} = 64,1$$

$$\text{Porcentaje de azufre en el compuesto: } 32,1 / 64 = .50 \times 100 = 50\%$$

$$\text{Porcentaje de oxígeno en el compuesto: } 32 / 64 = .50 \times 100 = 50\%$$

Ejemplo 11

24. **Calcula** la composición porcentual de los siguientes compuestos.

- Ácido fosfórico H_3PO_4
- Sulfato de aluminio $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- Ácido nítrico HNO_3
- Cloruro del calcio CaCl_2
- Acido ascórbico $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$

25. La **progesterona** es un componente común de la píldora anticonceptiva. Si su fórmula empírica es $\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2$, ¿cuál es su composición porcentual?

Actividades



Experimento

TEMA:

Reacciones químicas

INVESTIGAMOS:

Los tipos de reacciones químicas de neutralización, combustión y redox.

OBJETIVO:

Identificar las reacciones químicas de neutralización, combustión y redox.

MATERIALES:

- 1 vaso de precipitación pequeño
- 2 probetas (10 mL y 500 mL)
- 1 mechero
- pinzas metálicas y de madera
- 1 espátula
- 3 pipetas
- 1 crisol
- Ácido clorhídrico 0,1 M
- hidróxido de sodio 0,1 M
- fenolftaleína
- cinta de magnesio
- carbón activo
- clorato de potasio

Reacción ácido-base

Llena un tubo de ensayo con un par de mililitros (un dedo de ancho) de HCl, otro con la misma cantidad de agua destilada y un tercero con NaOH (utiliza tres pipetas para ello). Considera las respectivas medidas de seguridad puesto que se están empleando ácidos y bases fuertes. **Escribe** en los tubos de ensayo qué es lo que contienen.

Pon 10 mL de NaOH en un vaso de precipitados pequeño.

Añade un par de gotas de fenolftaleína en cada tubo de ensayo; **toca** las paredes del tubo con HCl para sentir su nivel de temperatura; **añade** en él, gota a gota y agitando suavemente, más o menos el doble de la cantidad de NaOH (desde el vaso de precipitados). **Anota** lo que ocurre y **compáralo** con los colores de agua y NaOH. **Toca** las paredes del tubo para sentir su nivel de temperatura y **nota** si ha habido algún cambio.

Sujeta un trozo de cinta de magnesio con las pinzas metálicas, y **anota** sus propiedades. Con la ayuda del mechero Bunsen, **inicia** la combustión y **escribe** los cambios en las propiedades del sólido.

En el crisol **añade** una cucharada de carbón activo. **Coloca** una pizca de clorato de potasio en un tubo de ensayo, y **caliéntalo** en el mechero Bunsen, con la ayuda de las pinzas de madera, hasta fundirlo; **vierte** el clorato de potasio fundido sobre el carbón activo. **Observa** y **anota** lo ocurrido.

CUESTIONES:

- Sabiendo que en las reacciones ácido-base siempre se produce sal y agua, y la ecuación química de la primera reacción. ¿Qué tipo de reacción es? ¿Cuál es el papel del indicador?
- En todas las combustiones hay una sustancia común. y la siguiente reacción y di cuál es esa sustancia en común. $Mg + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow MgO$. ¿Qué tipo de reacción es? ¿Qué cambios has observado en el sólido?
- ¿Cuál es la reacción química redox?



Resumen

1. Reacciones químicas
2. Procesos químicos
3. Cambios energéticos

Cuando reaccionan dos o más reactivos tenemos una **reacción química**, la cual es un proceso en el que los **reactivos** se transforman en **productos**.

Para representar a una **ecuación química**, los reactivos se colocan al lado izquierdo de la flecha mientras que los productos se colocan al lado derecha de la flecha.

Una **ecuación química** representa una relación entre los reactivos y los productos.

Proporciones definidas, es decir, la cantidad que reacciona en materia de reactivos, es la misma que la derecha. De no ser el caso, se procede a balancear la ecuación en donde lo de la izquierda (**reactivos**) debe ser igual a lo de la derecha (**productos**).

Pueden existir varios tipos de reacciones, ya sean **reversibles** o **irreversibles**, estas son:

1. **Reacción de síntesis** en la que como su nombre lo dice, se sintetiza o se forma una sustancia a partir de dos o más reactivos.
2. **Reacción de descomposición** en la que como su nombre lo dice, una sustancia se descompone o se separa en otras más sencillas.
3. **Reacción de desplazamiento** son aquellas en las que un elemento de un compuesto se separa o desplaza en el producto.
4. **Reacciones de doble desplazamiento** son aquellas en las que los átomos de dos sustancias reaccionan intercambiando su posición.
5. **Reacciones redox** son aquellas en las que solamente un compuesto o elemento se oxida y otra se reduce, independientemente de que tengamos 3 o más reactivos. Estas son reacciones de transferencia de electrones.
6. **Reacciones de combustión** son aquellas en las que un reactivo combustible reacciona con oxígeno para formar agua y dióxido de carbono.
7. **Reacciones de neutralización** son aquellas en las que reacciona un ácido con una base para formar sal y agua.

Las reacciones pueden absorber calor (**endotérmico**) o liberar calor (**exotérmico**).

Cada elemento en la tabla periódica, tiene un número atómico determinado, así como un nombre, símbolo y masa.

La masa de un elemento la obtenemos observando la tabla periódica, esto equivale a un mol del mismo elemento o a $6,023 \times 10^{23}$.

Con esto, se pueden calcular diferentes tipos de masas de elementos o compuestos que se requieran, incluso si estuvieran en reacciones. Y los podemos transformar a átomos, moléculas o moles dependiendo del requerimiento.

Es importante conocer acerca de la diferencia entre masa y masa molar. Por ejemplo:

- La **masa** del carbono es 12 g.
- La **masa molar** del carbono es 12g/mol.

CIENCIA Y SOCIEDAD

Etiquetaje de los alimentos

Muchos alimentos que consumimos contienen sustancias químicas denominadas *aditivos alimentarios*, cuyo uso está regulado por las autoridades de cada país. Lejos de ser perjudiciales, los aditivos, incluidos intencionadamente en los productos alimenticios en la cantidad precisa, mejoran la conservación, la presentación, el color o el sabor de los alimentos.



desempeñan: *colorantes, edulcorantes, acidulantes, aromatizantes, conservantes, antioxidantes, espesantes, emulgentes y estabilizantes.*

En la etiquetación de los productos alimenticios debe constar, además de su información nutricional y de los ingredientes que contienen, una lista de los aditivos utilizados. Estos vienen indicados por un número de código: la letra E seguida de tres o cuatro cifras y, a veces, una letra minúscula. Algunos productos indican directamente el nombre químico de los aditivos.

Se distinguen varias clases de aditivos dependiendo de la función que

NOTICIA

Reacciones de fermentación



<https://goo.gl/86pJlG>

■ *Streptococcus thermophilus* del yogur

La **fermentación** es una reacción química de descomposición de los carbohidratos, que en ausencia de oxígeno, produce, generalmente, ácido láctico o etanol, dependiendo de los reactivos.

En el caso de la leche, por ejemplo, las bacterias *Lactobacillus* y *Streptococcus* utilizan la lactosa como fuente de energía y produ-

cen ácido láctico. Ese ácido hace coagular la leche, convirtiéndola en cuajada o yogur.

Para la producción de pan, son imprescindibles, además de harina y agua, las bacterias *cerevisiae* presentes en la levadura. Esa levadura es la responsable de fermentar (produciendo etanol, que desaparecerá en el horneado) e hinchar la mezcla de harina y agua, convirtiéndola en masa de pan.

Además, esas mismas bacterias se pueden emplear para producir ciertas bebidas alcohólicas como el vino y la cerveza. En el caso del primero, se emplea uva como materia prima para la fermentación, y en el segundo, una mezcla de cereales, tales como cebada, centeno, trigo...

QUÍMICA

Reacciones de putrefacción

Normalmente, asociamos las reacciones de putrefacción a algo poco beneficioso. Los tomates y los melocotones, sobre todo en verano, se pudren con facilidad si no los colocamos en el frigorífico, debido a la acción de ciertos organismos, como los hongos y las bacterias. ¿Pero son en realidad tan perjudiciales esos organismos?

La Tierra estaría totalmente cubierta de vegetación muerta, cadáveres de animales y excrementos si no existieran hongos y bacterias capaces de realizar reacciones de putrefacción o descomposición de la materia orgánica.

Gracias a esos organismos, la materia orgánica presente en los seres vivos se vuelve a transformar en nutrientes (materia inorgánica), y así, los productores (las plantas, por ejemplo) pueden volver a utilizarlo, cerrando el ciclo de la materia.

SI YO FUERA...

Químico farmacéutico, elaboraría infinidad de productos que mejoren, recuperen y preserven la salud, como medicinas, vacunas, suplementos nutritivos, vitaminas, productos de aseo y belleza, como los cosméticos. Además, me encargaría de supervisar y controlar los procesos de fermentación en industrias bioquímicas para la obtención de antibióticos.

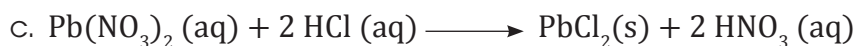


<http://goo.gl/Ec5eWp>

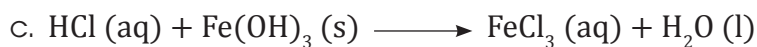
Para finalizar

- Define** los siguientes términos.
 - oxidación
 - reacción química
 - número de Avogadro
 - mol
 - masa atómica
- Escribe** la reacción balanceada de neutralización que tiene lugar al reaccionar el ácido nítrico, HNO_3 , con el hidróxido de calcio Ca(OH)_2 .
- Calcula** la masa o peso atómico de los siguientes compuestos.
 - Benceno, C_6H_6
 - Alcohol etílico $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
 - Tetracloruro de carbono CCl_4
 - Cloruro de estroncio SrCl_2
- Escribe** la diferencia entre...
 - Reacción reversible e irreversible.
 - Reacción exotérmica y endotérmica.
 - Reacción de composición y descomposición.
 - Reacción de sustitución y doble sustitución.
- Formula** la reacción de combustión de la glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
- Identifica** los reactivos y los productos en las siguientes reacciones químicas.
 - En el antiguo *flash* de magnesio se producía luz haciendo reaccionar este metal con el oxígeno, para dar óxido de magnesio.
 - En la lámpara de carburo, el gas acetileno, C_2H_2 , se quema en presencia del oxígeno del aire produciendo dióxido de carbono, CO_2 , vapor de agua, H_2O y además, luz y calor.
- Calcula** el peso de un átomo de oro (Au).
- ¿Cuántas moles y cuántas moléculas hay en 320 gramos de agua?
- Balancea** las siguientes ecuaciones químicas por el método de tanteo:
 - $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
 - $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- En base a la siguiente ecuación.
$$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$$
 - ¿Cuántas moles de O_2 se requieren para reaccionar completamente con 2 moles de H_2 ?
 - ¿Cuántas moles de H_2O se producen después de la reacción completa de 2 moles de H_2 ?

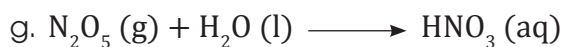
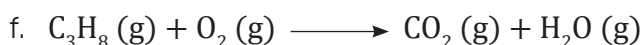
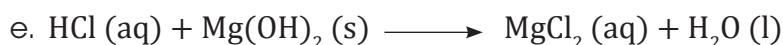
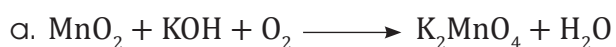
11. **Clasifica** las siguientes reacciones en reacciones de síntesis, descomposición, desplazamiento o doble desplazamiento.



12. **Balancea** las siguientes ecuaciones químicas.



13. **Ajusta** las ecuaciones químicas siguientes:



AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

• Trabajo personal

¿Cómo ha sido mi actitud frente al trabajo?

¿He cumplido mis tareas?

¿Qué aprendí en esta unidad temática?

• Trabajo en equipo

¿He compartido con mis compañeros y compañeras?

¿He respetado las opiniones de los demás?

• **Escribe** la opinión de tu familia.

• **Pide** a tu profesor sugerencias para mejorar y **escribelas**.

6

Química de disoluciones y sistemas dispersos

CONTENIDOS:

- 6. La química en acción Química de disoluciones y sistemas dispersos**
- 6.1. Sistemas dispersos
- 6.2. Soluciones o disoluciones
- 6.3. Ácidos y bases
- 6.4. pH
- 6.5. Acidosis y alcalosis
- 6.6. Neutralización



Noticia:

La ingeniería, sobre todo la aeronáutica, la aeroespacial y la electrónica, ha sido una de las grandes propulsoras de la ciencia de los materiales, dando lugar a nuevas aleaciones conocidas como vidrios metálicos, siendo un material producido con metales que no poseen estructura amorfa como el vidrio.

<https://goo.gl/L7gn5y>



Web:

Bebidas gaseosas

Las gaseosas son, hoy en día, las bebidas más consumidas en todo el mundo, especialmente en jóvenes, son bebidas saborizadas, efervescentes sin contenido de alcohol. Su consumo excesivo se asocia a una ingesta más baja de numerosas **vitaminas**, **minerales** y **fibra**, que aumentan el riesgo de **osteoporosis**, problemas dentales, renales y cardíacos entre otras enfermedades. Una lata de 12 onzas contiene aproximadamente 10 cucharitas de té de azúcar y aporta 150 calorías.

<http://goo.gl/oXeH5w>



Películas:

El siglo XXI revolucionó la gastronomía gracias a la famosa cocina molecular, que se basa en la extracción de la esencia de los nutrientes de los alimentos, potenciando los sabores por medio de la utilización de compuestos químicos, convirtiendo a la cocina en un auténtico laboratorio.

<http://goo.gl/Zvay1D>



EN CONTEXTO:

1. **Lee** la noticia y **contesta**:
 - a. ¿Qué son los *vidrios metálicos* y cuál es su utilización?
 - b. La aeronáutica y la electrónica ¿en qué se parecen?
2. **Lee** sobre las bebidas gaseosas
 - a. ¿A qué se debe su alto consumo?
 - b. ¿Qué enfermedades desencadenan?
3. **Observa** el video propuesto y **contesta**:

—¿Piensas que, por utilizar compuestos químicos como el nitrógeno, los alimentos serían tóxicos para nuestra salud?

6.1. Sistemas dispersos

En la naturaleza no se encuentran sustancias químicas en estado libre, es decir están unidas a otras sustancias formando mezclas o sistemas dispersos.

Recordemos que existen dos clases de mezclas, las homogéneas y las heterogéneas.

Una **mezcla homogénea** o **disolución** es aquella en la que no es posible distinguir sus componentes a simple vista o con el microscopio óptico.

Una **mezcla heterogénea** es aquella en la que podemos distinguir sus componentes a simple vista o con el microscopio óptico.

Dispersiones coloidales

A los componentes de una mezcla heterogénea no siempre los podemos distinguir a simple vista. En algunos casos es necesario un microscopio para identificar los componentes que forman tales mezclas.

Una **dispersión coloidal** es una mezcla heterogénea que precisa del microscopio para distinguir sus fases. Una dispersión coloidal está formada por dos fases:

- **Fase dispersa:** Es el componente que se encuentra en menor proporción y es la fase discontinua, en forma de partículas. Las partículas dispersas de los coloides no son visibles directamente, solo lo son mediante el microscopio, dado que sus tamaños oscilan entre 1 nm y 1 mm.
- **Fase dispersante:** Es el componente mayoritario de la mezcla y constituye la fase continua. La fase dispersante normalmente es fluida. Un ejemplo de dispersión coloidal es la leche, formada por pequeñas gotitas de grasa (fase dispersa) en un medio acuoso (fase dispersante).

La siguiente tabla muestra los distintos tipos de dispersiones coloidales según el estado de sus fases dispersante y dispersa.

		Fase dispersante		
		Sólida	Líquida	Gaseosa
Fase dispersa	Sólida	Sólido	Sol o suspensión coloidal	Aerosol sólido
		Ejemplo: algunas aleaciones	Ejemplo: pinturas	Ejemplo: humo
	Líquida	Gel	Emulsión	Aerosol líquido
		Ejemplo: mantequilla, gelatina	Ejemplo: mayonesa, cremas cosméticas	Ejemplo: niebla
	Gaseosa	Espuma sólida	Espuma	-
		Ejemplo: merengue	Ejemplo: nata	

Una característica de las dispersiones coloidales es que dispersan la luz, por lo que las partículas dispersas son visibles cuando el coloide es atravesado por un haz luminoso.

A este fenómeno físico lo conocemos como *efecto Tyndall*. Debido a este efecto, las dispersiones coloidales suelen ser opacas o translúcidas, a diferencia de las mezclas homogéneas o disoluciones, que son transparentes por el menor tamaño de sus partículas. Esta diferencia permite distinguirlas.

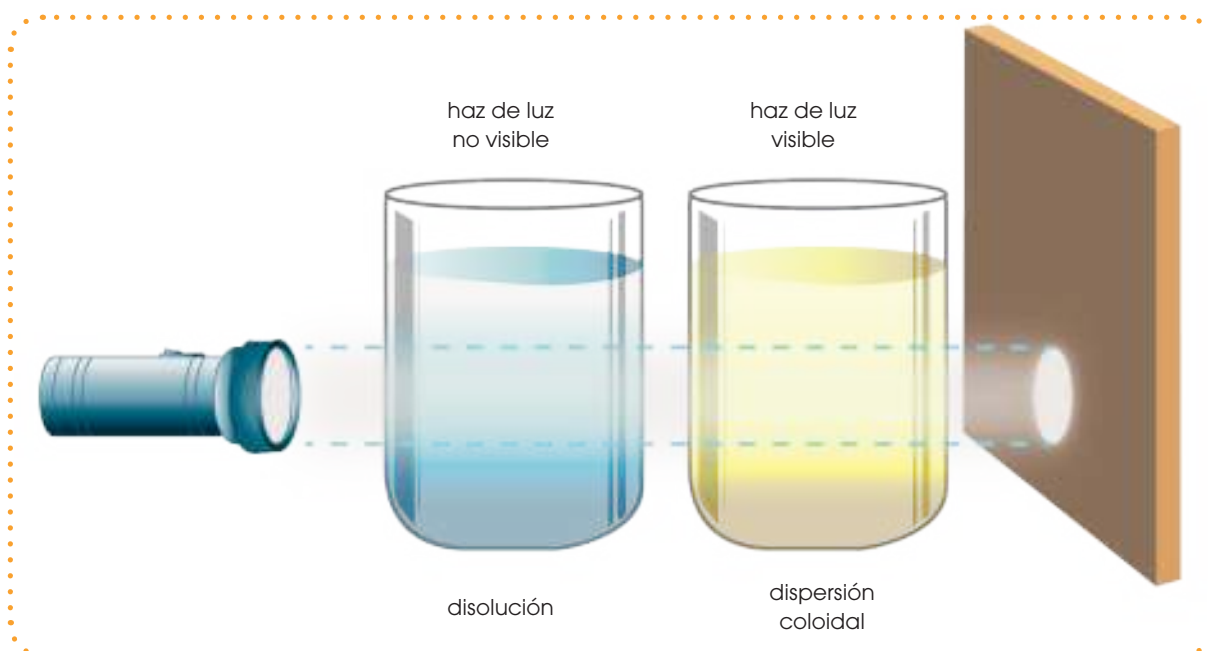
Al efecto Tyndall lo observamos claramente cuando usamos los faros de un automóvil en la niebla o cuando entra luz solar en una habitación con polvo.

Y TAMBIÉN:



En química, denominamos *fase* a cada una de las partes homogéneas que forman un sistema material. Las fases pueden ser sólidas, líquidas o gaseosas.

Los sistemas homogéneos presentan una sola fase, mientras que los sistemas heterogéneos están formados por varias fases.



1. **Investiga** si las siguientes mezclas son suspensiones o dispersiones coloidales. Si son coloides, **indica** de qué tipo.
 - a. Queso
 - b. Jugo de piña
 - c. Tinta china
 - d. Espuma de afeitar
 - e. Piedra pómez
 - f. Insulina inyectable
2. ¿Cuál es la diferencia fundamental entre las mezclas homogéneas y las sustancias puras?
3. **Indica** cuáles son la fase dispersante y la fase dispersa en el humo.
4. **Justifica** por qué en los medicamentos que se presentan en forma de suspensión es necesario agitar el medicamento antes de administrarlo al paciente.
5. **Indica** cuál es el disolvente y cuál es el soluto en cada una de las disoluciones siguientes:
 - a. Soda (agua y dióxido de carbono).
 - b. Mezcla combustible (gasolina y aceite).
 - c. Fundición (hierro y carbono).

6.2. Soluciones o disoluciones

Hemos visto que las mezclas homogéneas a nivel molecular de dos o más sustancias, que pueden hallarse en proporciones variables, reciben el nombre de *disoluciones*. Algunos ejemplos son el vinagre, el ácido clorhídrico, el aire, la sangre, el agua de mar, etc.



■ La **sangre** es una solución.



■ El **vinagre** es una mezcla homogénea.

En las disoluciones acuosas llamamos *disolvente* al agua y *soluto* al otro u otros componentes.

Esta nomenclatura se amplía a cualquier disolución de dos componentes, de manera que al más abundante lo llamamos *disolvente* y al menos abundante, *soluto*.

Las propiedades de las disoluciones dependen de las que presentan sus componentes, aunque, en general, la relación no es directa entre unas y otras. Así, por ejemplo, el agua

pura y la sal no conducen la electricidad; sin embargo, la disolución de sal en agua sí es conductora.

Pueden considerarse nueve tipos diferentes de disoluciones, dependiendo del estado en que se encuentren sus componentes: sólido, líquido o gaseoso. La más habitual es aquella en la que uno de sus componentes es líquido. De estas, la más común es la que tiene al agua como componente líquido.

Clasificación de las disoluciones según el estado de agregación de sus componentes			
Soluto \ Disolvente	Sólido	Líquido	Gas
	Sólido	Oro y plata (aleación)	Azúcar en agua
Líquido	Mercurio en cobre	Agua y etanol	Agua en aire (aire húmedo)
Gas	Hidrógeno en paladio	Oxígeno en agua	Aire

Algunos tipos de mezclas heterogéneas

Según el estado de agregación de los componentes y el tamaño de las partículas, algunos tipos reciben nombres especiales.

Coloide: Las partículas tienen un tamaño comprendido entre $0,001 \mu\text{m}$ y $0,1 \mu\text{m}$.

Las partículas no sedimentan, atraviesan los filtros ordinarios y son invisibles a simple vista, por ejemplo la tinta.

Suspensión: Las partículas tienen un tamaño comprendido entre $0,1 \mu\text{m}$ y $10 \mu\text{m}$.

Está formada por una sustancia sólida dispersa en un fluido. Las partículas sedimentan y pueden separarse por filtros ordinarios, por ejemplo, el polvo en el aire.

Emulsión: Las partículas tienen un tamaño superior a $0,001 \mu\text{m}$.

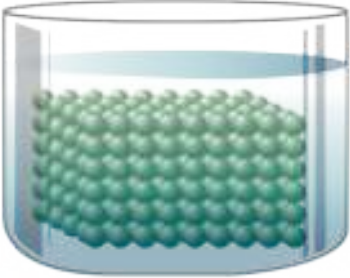
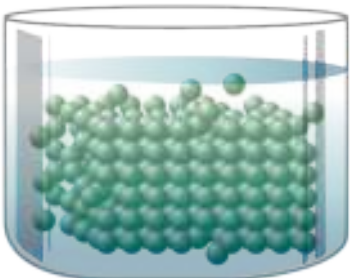
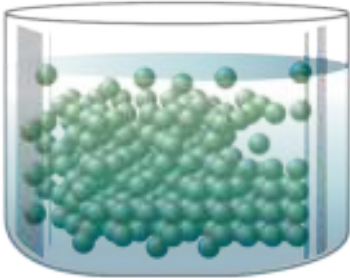
Formada por dos líquidos inmiscibles, uno de los cuales está dividido en pequeñas gotas dispersas en el otro. Con el tiempo suelen separarse en fases diferenciadas, por ejemplo el agua y el aceite después de agitar la mezcla.

Según la proporción de soluto y disolvente, las disoluciones pueden ser:

- **Diluidas:** Si la cantidad de soluto en relación con la de disolvente es muy pequeña.
- **Concentradas:** Si la cantidad de soluto es elevada respecto a la de disolvente.
- **Saturadas:** Si el soluto está en la máxima proporción posible respecto al disolvente.

Así, cuando añadimos un poco de sal común al agua, observamos que se disuelve con facilidad, solo agitando la mezcla. Si añadimos poco a poco más sal, esta sigue disolviéndose hasta que llega un momento en que la sal añadida permanece en el fondo del vaso y no se disuelve por más que agitemos; en este caso, hemos obtenido una disolución saturada.

Una **disolución saturada** es aquella que, a una temperatura determinada, ya no admite más soluto.

		
<p>Las partículas del sólido se van dispersando entre las del disolvente de forma que van pasando a la disolución. La velocidad de disolución se puede considerar constante.</p>	<p>A su vez, las partículas del soluto que están disueltas pueden unirse de nuevo al sólido. Tienen lugar dos procesos: paso de las partículas del sólido a la disolución y paso de las partículas del soluto en disolución al sólido.</p>	<p>Se llega a una situación de equilibrio dinámico: las velocidades de los dos procesos se igualan. La cantidad de sólido y la concentración del soluto en la disolución permanecen constantes. La disolución está saturada.</p>

Composición de las disoluciones

La forma más habitual de expresar la composición de las disoluciones es la molaridad, que utiliza el concepto de mol.

Otras formas de expresar la composición son: gramos/litros, porcentaje en masa y porcentaje en volumen.

Forma	Descripción
Molaridad	La molaridad o concentración molar (M), de un componente en una disolución es la cantidad de moles de dicho componente disueltos en un litro de disolución. Se emplea en disoluciones cuyos solventes son líquidos.
Gramos por litros	La composición en gramos por litro indica los gramos de un componente por unidad de volumen en 1 L de disolución. Se emplea en el caso de las disoluciones de sólidos en líquidos.
Porcentaje en masa	El porcentaje en masa de un componente en una disolución indica la masa de dicho componente que está disuelto en 100 unidades de masa de disolución. Se emplea frecuentemente en disoluciones de sólidos en líquidos.
Porcentaje en volumen	El porcentaje en volumen de un componente en una disolución indica el volumen de dicho componente disuelto en 100 unidades de volumen de disolución. Se emplea en el caso de las disoluciones de líquidos en líquidos.

Y TAMBIÉN:



Las pinturas líquidas que conocemos hoy día son disoluciones, que contienen un pigmento que determina el color, un aglutinante (que hará que se fijen los pigmentos al soporte) y un medio fluido (o disolvente). En las pinturas al agua, el pigmento junto con el aglutinante queda suspendido en el agua formando minúsculas gotitas; una vez aplicada la pintura, el agua se evapora dejando una película de pigmento y aglutinante.

En las pinturas grasas el aglutinante y el medio fluido son el mismo, por ejemplo, el aceite de linaza, que se solidifica al contacto con el aire.



■ Pinturas

<http://goo.gl/9m4QuM>

6.3. Ácidos y bases

Desde la Antigüedad se conocen sustancias químicas cuyas propiedades tienen mucho interés y con gran aplicación práctica: los *ácidos* y las *bases*.

Las propiedades experimentales de ácidos y bases constituyen un criterio práctico para distinguir los unos de los otros.

La causa de estas propiedades tan características hay que buscarla en la propia composición de las sustancias.

Propiedades de los ácidos	Propiedades de las bases
<ul style="list-style-type: none"> Sabor agrio o ácido. Reaccionan con algunos metales como el cinc o el hierro desprendiendo hidrógeno. Reaccionan con las bases produciendo sales. En disolución acuosa conducen la electricidad. Modifican el color de ciertas sustancias llamadas <i>indicadores</i>. Por ejemplo, colorean de rojo el papel indicador universal. 	<ul style="list-style-type: none"> Sabor amargo. Tacto jabonoso. En general, no reaccionan con los metales. Reaccionan con los ácidos produciendo sales. En disolución acuosa conducen la electricidad. Modifican el color de los indicadores. Por ejemplo, colorean de azul el papel indicador universal.
 <p>■ ácido cítrico</p>	 <p>■ hidróxido de sodio</p>

	Comportamiento	Composición	Definición
Ácidos	<p>Cuando un ácido se disuelve en agua, sus moléculas se disocian en iones: uno positivo, el catión, que siempre es el H^+, y otro negativo, el anión, que depende de la naturaleza del ácido. Por ejemplo:</p> $HNO_3(aq) \rightarrow H^+(aq) + NO_3^-(aq)$	<ul style="list-style-type: none"> Los oxoácidos, formados por hidrógeno, un elemento no metálico y el oxígeno. Por ejemplo: H_2SO_4, HNO_3, $HClO_3$, etc. Los hidrácidos, disoluciones acuosas de halogenuros y calcogenuros de hidrógeno. Por ejemplo: el ácido clorhídrico, HCl, H_2S, etc. Los ácidos orgánicos. El más conocido de ellos es el CH_3COOH, componente básico del vinagre. 	<p>Un ácido es una sustancia que, al disolverse en agua, produce iones hidrógeno, H^+.</p>
Bases	<p>Cuando un hidróxido se disuelve en agua, también se disocia en iones: el ion positivo o catión depende del metal que forma el compuesto, mientras que el ion negativo o anión es siempre el OH^-. Así:</p> $Al(OH)_3(aq) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3 OH^-(aq)$ <p>Este comportamiento determina las propiedades de las bases.</p>	<p>El grupo de las bases o álcalis está constituido fundamentalmente por los hidróxidos, compuestos formados por un metal y el OH^-. Por ejemplo: $NaOH$, $Ca(OH)_2$, $Al(OH)_3$, etc.</p> <p>Existen otras sustancias que se comportan como bases, porque producen iones OH^- cuando se disuelven en agua. Es el caso del amoníaco, NH_3.</p>	<p>Una base es una sustancia que, al disolverse en agua, produce iones hidróxido, OH^-.</p>

Y TAMBIÉN:



pH significa potencial hidrógeno y se refiere a la cantidad de iones H^+ o hidrogeniones presentes en un fluido. Hay que aclarar que en esta escala lo que está por encima del 7 se considera básico y por debajo del 7 es ácido. Las reacciones de los seres vivos tanto animales, plantas y seres humanos se desarrollan en un pH neutro o de 7 o muy cerca de este valor. Por lo tanto, para mantener la vida, es necesario conservar la neutralidad.

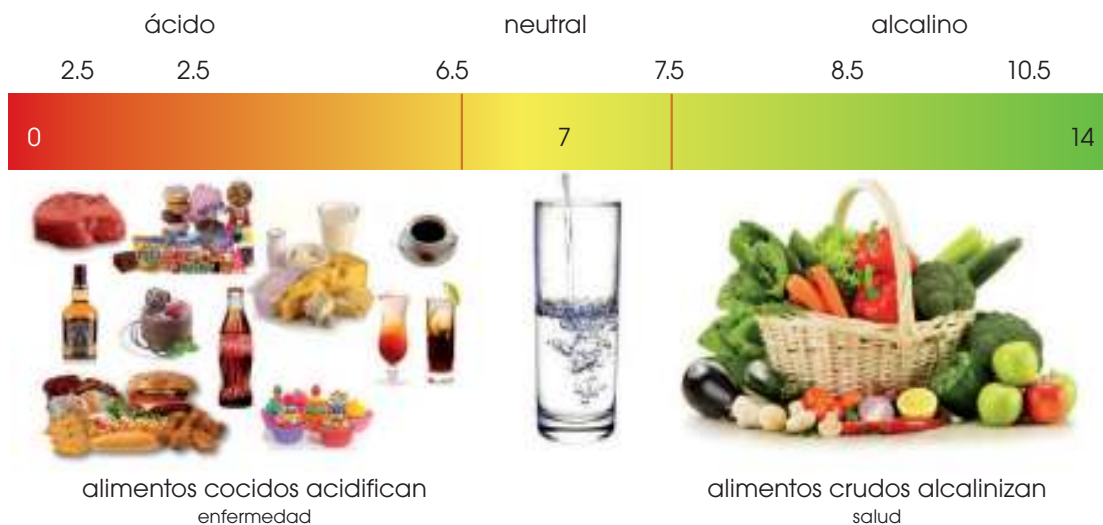
6.4. pH

Importancia del pH

El conocimiento del pH de las disoluciones tiene gran importancia para determinar e interpretar el comportamiento de muchas sustancias en las reacciones químicas, tanto en los sistemas inorgánicos como en los biológicos.

El pH es la medida de acidez o basicidad de una sustancia. La escala de pH oscila entre 0 y 14.

Una sustancia se considera ácida si está en un rango de 0 a 6,5, mientras que una sustancia se considera alcalina o básica si se encuentra en un rango de 7,5 a 14. Si nos encontramos en un rango entre 6,5 y 7,5, estamos en un estado intermedio entre ácido y básico, que lo conocemos como neutro.



■ Escala de pH

En el laboratorio, la medida del pH de las disoluciones se realiza mediante aparatos denominados medidores de pH.

Introduciendo los electrodos en la disolución, leemos directamente en la escala el valor de su pH.



■ Medidor de pH del suelo

Indicadores

En el laboratorio es muy frecuente el uso de sustancias llamadas *indicadores* que permiten medir de modo aproximado el pH.

Los *indicadores*, en general, son sustancias orgánicas de naturaleza compleja que cambian de color según sea el pH de la disolución a la que se añaden.

Entre los más habituales en el laboratorio, podemos señalar el azul de bromotimol, la

fenolftaleína y el papel indicador universal, que se presentan en tiras impregnadas de una mezcla de diferentes indicadores. También hay sustancias naturales que actúan como indicadores; por ejemplo, la col lombarda o los taninos del vino.

A continuación, conoceremos el comportamiento de los indicadores más usuales.

Azul de bromotimol



Al añadir unas gotas a una disolución ácida, esta toma un color amarillo característico.

Fenolftaleína



Al añadir unas gotas a una disolución ácida, esta no adquiere ningún color.

Papel indicador universal



Al introducir una tira en una disolución ácida, adquiere un color rojo oscuro.

Al añadir unas gotas a una disolución básica, esta toma un color azul característico.



Al añadir unas gotas a una disolución básica, esta toma un color rosa muy intenso.



Al introducir una tira en una disolución básica, adquiere un color azul intenso.

Ácidos y bases de uso frecuente

Existe una gran cantidad de sustancias ácidas y básicas de uso frecuente en nuestro entorno.

Sustancias ácidas



El *sulfumán*, disolución de ácido clorhídrico, HCl , se utiliza en la limpieza doméstica. Las naranjas y los limones contienen ácido cítrico; el yogur, ácido láctico; el vinagre, ácido acético.

Sustancias básicas



En la limpieza doméstica algunos productos contienen amoníaco, NH_3 . La *leche de magnesia* es una solución de hidróxido de magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, que se empleaba como laxante y antiácido.

Determinación del pH en las soluciones

Hay diferentes métodos para determinar el pH en las soluciones, por ejemplo, se utilizan tiras de papel filtro que están impregnadas en tintura tornasol. Son de dos colores, el azul sirve para los ácidos y el rojo para las bases. Este método es utilizado en laboratorios de colegios, ya que solo indica la cualidad de la sustancia y nada más.

El papel universal es mucho mejor que el papel tornasol, ya que tiene una escala policromática; es decir, un color que está relacionado con un número. Es bastante confiable ya que tiene una alta precisión.

Y TAMBIÉN:



El riñón contribuye a mantener el equilibrio ácido-base. Para controlar el pH de la sangre, el riñón extrae sustancias ácidas o básicas. Así, los fosfatos son regulados en el riñón, de tal forma que podemos encontrar orinas ácidas con un exceso de H_2PO_4^- o básicas con HPO_4^{2-} .



■ Tiras de pH

Las soluciones indicadoras, en especial la fenolftaleína y la heliantina, cambian de color con un pH determinado, son utilizadas para titulaciones (ácido-base), cumplen la misma función que el papel tornasol.

Los potenciómetros también llamados *medidores de pH* miden el pH por medio de la conductividad eléctrica del electrolito. A esta energía eléctrica se transforma en mecánica y es medida en un galvanómetro.



■ Práctica de laboratorio: Titulación

<http://goo.gl/IX34T>

<http://goo.gl/kc6bnk>

pH de algunas sustancias

Sustancia	pH
Desechos ácidos mineros	-3.6 -1.0
Ácido de batería	-0.5
Ácido gástrico	1.5 - 2.0
Refrescos de cola	2.5
Vinagre	2.4 - 3.4
Zumo de naranja o manzana	3 - 4
Cerveza	4.5
Lluvia ácida	<5.0
Café	5.0
Té	5.5
Piel sana	5.5
Lluvia normal	5.6
Leche	6.5
Agua potable	6.5 - 8
Agua destilada	7.0
Saliva humana sana	7.4
Sangre	7.4
Agua de mar	7.4 - 8.2
Jabón para las manos	9 - 10
Lejía	12.5
Lejía para limpieza doméstica	13.5

<http://goo.gl/32tB71>

■ pH de algunas sustancias

6.5. Acidosis y alcalosis

Tienen que ver con el funcionamiento de nuestro cuerpo, ambas son alteraciones metabólicas. A la acidosis la observamos en el pH de la sangre, el cual es menor a 7,35; este defecto ocasiona que los riñones trabajen mal. Las carnes procesadas y los azúcares refinados son responsables de descalcificar el organismo por resorción cálcica ósea; las harinas blancas, los aceites vegetales refinados y el alcohol son alimentos extremadamente ácidos.

Los alimentos alcalinizantes son los que le hacen bien al organismo y, por lo tanto, nuestro metabolismo mejora. Con el consumo de estos productos como las verduras, legumbres, frutas frescas, frutos secos y agua mineral, estamos aportándole a nuestro cuerpo todas las vitaminas, energía y sales minerales necesarias para un buen rendimiento.

6.6. Neutralización

La **neutralización** es la reacción de un ácido con una base o hidróxido para formar una sal.

En la formación de la sal, se forman moléculas de agua como resultado de la reacción entre los H^+ y OH^- , los mismos que deben estar en igual proporción.

A estas reacciones las llamamos *exotérmicas* porque hay desprendimiento de calor, intercambio de iones y doble sustitución.



La reacción más común es la de un ácido fuerte contra una base fuerte.



La **titulación** es un procedimiento de laboratorio que busca la neutralización. Para esto, colocamos en una bureta el ácido y en un matraz la base o hidróxido.

Donde se encuentra la base añadimos seis gotas de un indicador líquido que en este caso puede ser fenolftaleína, que es de color rojo.

A este matraz lo ubicamos debajo de la bureta, abrimos la llave y dejamos caer lentamente el ácido sobre la base, agitando constantemente.

Cuando se da la neutralización desaparece el color rojo de la base y se hace incolora.

Al momento que se da este cambio de color deducimos que se ha formado una sal neutra.

Ejemplos de reacciones de neutralización.





Experimento

TEMA:

Preparación de disoluciones

OBJETIVO:

Preparar dos disoluciones líquidas, partiendo de sustancias en diferentes estados de agregación.

MATERIALES:

- agua destilada
- sal (NaCl)
- etanol (alcohol de farmacia, 96 %)
- 2 matraces aforados (100 mL)
- 2 probetas (50 mL)
- 1 probeta (10 mL)
- balanza analítica
- vidrio reloj
- espátula
- vaso de precipitación
- varilla de vidrio
- cuentagotas
- 2 frascos con tapón

PROCESOS:

Disolución de sal y agua

- **Pesa** 1,46 g de NaCl en la balanza, utilizando para ello el vidrio reloj:
 - a. **Coloca** el vidrio reloj en la balanza encérjala, mediante el botón *Tara* o similar.
 - b. **Añade** con la espátula la cantidad necesaria de NaCl.
- **Coloca** los 1,46 g de sal en el vaso de precipitación, **añade** unos 75 mL de agua destilada, y **mézlalo** con la ayuda de la varilla de vidrio.
- **Pasa** la disolución de agua y sal a uno de los matraces aforados y **enrásalo**

a 100 mL (ten mucho cuidado con el error de paralelaje).

Tapa el matraz y **agítalo** suavemente (volteándolo) para homogeneizar la disolución.

- **Guarda** la disolución en uno de los frascos y **etiquétalo** indicando la composición y su concentración.

Disolución de agua y etanol

- **Enrasa** las probetas de 50 mL, una de ellas con etanol y la otra con agua destilada. **Enrasa** la probeta de 10 mL con agua destilada (ten mucho cuidado con el error de paralelaje).
- **Vuelca** los 50 mL de agua destilada en el matraz aforado y **añade** muy lentamente el etanol. Si lo haces correctamente, verás que el matraz estará, más o menos, enrasado y que se diferencian dos fases (abajo el agua y arriba el etanol).
- **Tapa** el matraz y **agítalo** suavemente (volteándolo) para homogeneizar la disolución. Observarás que el volumen de la disolución ha disminuido.
- **Enrasa** el matraz, para ello, con la ayuda del cuentagotas, **coge** agua destilada de la probeta de 10 mL.
- **Anota** el volumen total de agua que has utilizado, **guarda** la disolución en el otro frasco y **etiquétalo** indicando la composición y su concentración.

CUESTIONES:

- a. **Identifica** el soluto y el disolvente de cada disolución. **Razona** la respuesta.
- b. **Contesta:** ¿Por qué utilizamos el vidrio reloj para pesar la sal?
- c. ¿Qué tipo de error es el error de *paralelaje*? ¿Cómo se puede evitar?



Resumen

1. Soluciones
2. Mezclas homogéneas
3. Mezclas heterogéneas

La unión de varias **sustancias** produce **mezclas**. Estas pueden ser:

- **Mezclas homogéneas:** Son aquellas en las que no se pueden distinguir sus componentes.

Ejemplo: Agua disuelta en azúcar.

- **Mezclas heterogéneas:** Son aquellas en las que podemos distinguir sus componentes.

Ejemplo: Agua y aceite.

En la **mezcla heterogénea** puede existir dispersión coloidal, estas dispersan la luz, y pueden ser de dos tipos:

- **Fase dispersa:** Es el componente minoritario de la mezcla.
- **Fase dispersante:** Es el componente mayoritario de la mezcla.

Las **mezclas**, **soluciones** o **disoluciones**, están conformadas por soluto y solvente. El **soluto** está en menor proporción mientras que el **solvente** está en mayor cantidad que generalmente es agua. Pueden estar en estado sólido, líquido o gaseoso.

Dependiendo de la proporción entre soluto y solvente, podemos tener tipos de disoluciones, que pueden ser expresadas de diferentes modos:

1. **Molaridad:** Indica la cantidad de moles de solutos disueltos por litro de solución.
2. **Gramos por litro:** Indica la cantidad de gramos de un componente por unidad de volumen en litro.
3. **Porcentaje en masa:** Indica la masa de un componente en 100 unidades de masa de solución.
4. **Porcentaje en volumen:** Indica el volumen de un componente en la disolución.

Las sustancias ácidas y bases al ser de gran interés son analizadas por sus propiedades.

- **Ácidos** son sustancias que se disocian en iones H^+ .
Tienen valores menores a 7 en la escala de pH.
- **Básicas** son sustancias que se disocian en iones OH^- .
Tienen valores mayores a 7 en la escala de pH.

La **escala de pH** está dada por:

- Valores menores a 7, conocidas como **ácidas**.
- Valores iguales a 7, conocidos como **neutros**.
- Valores mayores a 7, conocidos como **bases**.

Al reaccionar ácidos con bases, dependiendo de la cantidad y concentración, se van a producir productos cuyos valores de pH pueden oscilar de 0 a 14. La sustancia que indica que la reacción pasa de ser ácida a básica o viceversa, se la conoce como **indicador**.

Ácidos y bases en la vida diaria

<http://goo.gl/bUv4pd>



En la vida cotidiana también usamos muchas sustancias cuya utilidad precisamente radica en su carácter ácido o básico. Por ejemplo:

- Ciertos **frutos** y **alimentos comunes** poseen ácidos. Las naranjas, los limones y otras frutas contienen ácido cítrico. En las manzanas aparece el ácido málico, en el yogur el ácido láctico y en el vinagre el ácido acético. El **ácido butírico** es un componente característico de la mantequilla. El ácido **tartárico** está presente en la uva y le proporciona su acidez.
- El ácido clorhídrico, junto con otras sustancias, se encuentra en el **jugo gástrico** de nuestro estómago, donde desempeña una función fundamental en la digestión de los alimentos y en la activación de algunos enzimas digestivos.

¿Cuál es el origen del HCl en el jugo gástrico?

Como resultado de ciertas reacciones metabólicas, se producen iones H^+ que se desplazan hacia el interior del estómago desde el plasma sanguíneo exterior a él. Este proceso se denomina *transporte activo* y en él intervienen algunos enzimas. Al mismo tiempo, para mantener la neutralidad de las cargas, se mueve en el mismo sentido una cantidad igual de iones Cl^- . El hecho de comer estimula la secreción de iones H^+ , de los que normalmente una pequeña proporción es reabsorbida por la membrana mucosa que rodea el estómago, retornando los iones H^+ al plasma sanguíneo. Sin embargo, si la cantidad de HCl es excesiva, el retorno masivo de iones H^+ a través de la membrana mucosa puede producir serias molestias.



<https://goo.gl/OQsUt7>

pH en productos de limpieza corporal



<http://goo.gl/xSGWfc>

En ciertos **productos de limpieza corporal**, como es el caso de los champús y geles de baño, suele constar en el envase el pH del producto ya que la acidez de estas sustancias puede influir en la salud de la piel y el pelo. Nuestros cabellos están formados por largas cadenas de proteínas unidas entre sí mediante distintos tipos de enlaces. Los más débiles son los enlaces de hidrógeno, pues se rompen simplemente al mojarlos con agua, aunque se vuelven a formar al secarse. Un champú cuyo pH sea menor que 4 o superior a 8 afecta en mayor o menor grado al resto de las uniones entre las proteínas. Un pH alrededor de 5 es el más adecuado para un champú.

SI YO FUERA...

Bromatólogo, estudiaría la composición biológica, química y física de la comida, el procesarse, almacenarse y preservarse; analizaría cuál es la preparación más adecuada de un alimento, para evitar que se desarrollen toxinas que acabarían con la calidad del producto y con nuestra salud.



<http://goo.gl/qG9LHL>

Prohibida su reproducción



Para finalizar

- Cada una de las sales siguientes se ha formado por neutralización de un ácido con una base. **Indica** cuál es el ácido y la base en cada caso.
 - cloruro de hierro (II)
 - carbonato de sodio
 - nitrito de cobre (I)
- Razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones.
 - Una disolución tiene un pH mayor que 7, por lo tanto, es básica.
 - Toda sustancia que tiene hidrógeno en su molécula es un ácido.
 - Una disolución de pH 0 es muy ácida.
- Si vertemos agua sobre óxido de calcio (CaO), hasta disolverlo, se forma una disolución de hidróxido de calcio, Ca(OH)_2 . **Indica** cómo podrías comprobar que esta sustancia es una base.
- Si dejamos caer unas gotas de fenolftaleína en una disolución básica, ¿qué color tomará?
- Al introducir una tira de papel indicador universal en una disolución adquiere un color azul. ¿Cómo es la disolución?
- Balancea** la reacción de neutralización entre ácido nítrico, HNO_3 , con el hidróxido de calcio Ca(OH)_2 .
- Cita** cinco ejemplos de disoluciones cotidianas. **Indica** cuáles son sus componentes.
- Cita** tres ejemplos de disoluciones de sólidos en líquidos que sean habituales en la vida cotidiana. **Indica** el soluto o solutos y el disolvente en cada caso.
- ¿Qué tipo de disolución es el vinagre? ¿Y el bronce?
- Indica** el soluto o solutos y el disolvente de las siguientes disoluciones.
 - Café con leche y azúcar
 - Café con azúcar
 - Gaseosa
- Prepara** una disolución con 10 mL de agua y 1 g de sal común, **agita** la mezcla para disolver la sal. **Añade** 1 g más de sal, y así sucesivamente, hasta que la disolución se sature.

Contesta: ¿Qué cantidad de sal común has necesitado para obtener la disolución saturada?
- Según la OMS (Organización Mundial de la Salud), la cantidad de sodio recomendada no debería superar los 2,5 g diarios.
 - Busca** en Internet los efectos de una deficiencia o exceso de sodio en el organismo.
 - Investiga** sobre la composición química del agua que bebes habitualmente; **fíjate** especialmente en la concentración de sodio.

- c. **Estima** la cantidad de agua que bebes al día y **calcula** la cantidad de sodio que supone. (**Considera** que la capacidad de un vaso de agua es de 200 mL aproximadamente).
- d. ¿Qué porcentaje representa respecto a la cantidad de sodio recomendada?
- e. Piensa en otros alimentos de uso común que contienen sodio y **evalúa** tu consumo.
13. **Completa**
- a. Los coloides tienen un tamaño que oscila entre.....
- b. La emulsión, sus partículas tienen un tamaño que comprende entre.....
- c. Según la porción de soluto y disolvente, las disoluciones pueden ser.....
- d. Una dispersión coloidal está formada por.....
14. **Contesta**
- a. ¿Cuál es la diferencia entre ácidos y bases?
- b. ¿Cuáles son las propiedades de los ácidos?
- c. ¿Cuáles son las propiedades de las bases?
15. ¿Cuál es la diferencia fundamental entre las mezclas homogéneas y las sustancias puras?
16. **Indica** cuáles son la fase dispersante y la fase dispersa en el humo.
17. **Justifica** por qué en los medicamentos que se presentan en forma de suspensión es necesario agitar el medicamento antes de administrarlo al paciente.
18. **Indica** cuál es el disolvente y cuál es el soluto en cada una de las disoluciones siguientes:
- a. Soda (agua y dióxido de carbono).
- b. Mezcla combustible (gasolina y aceite).
- c. Fundición (hierro y carbono).
19. **Identifica** cuáles de las siguientes sustancias son ácidas en función de la escala de pH estudiada.
- a. vinagre
- b. agua lluvia
- c. Soda

AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

• Trabajo personal

¿Cómo ha sido mi actitud frente al trabajo?

¿He cumplido mis tareas?

¿Qué aprendí en esta unidad temática?

• **Escribe** la opinión de tu familia.

• Trabajo en equipo

¿He compartido con mis compañeros y compañeras?

¿He respetado las opiniones de los demás?

• **Pide** a tu profesor sugerencias para mejorar y **escríbelas**.



<http://goo.g/De6Nid>

IMPORTANCIA DE LA QUÍMICA EN LA ALIMENTACIÓN

JUSTIFICACIÓN:

Una alimentación adecuada es la base vital para que nuestro organismo se desenvuelva correctamente.

El consumo excesivo de cárnicos, azúcares refinados, la vida sedentaria y el estrés dañan nuestras células, originando bajas defensas, enfermedades autoinmunes, fatiga e inclusive el cáncer. Recordemos que todo nuestro metabolismo se desarrolla en un pH neutro de 7 a 7,45 y por lo tanto necesitamos también una dieta que se maneje en este rango, si el pH, aumenta o baja sobreviene la enfermedad.

OBJETIVOS:

- Investigar sobre los beneficios que aporta a nuestro organismo una dieta ácida y una dieta alcalina,

clasificando los productos que ingerimos a diario como ácidos, neutros y alcalinos.

- Fomentar una alimentación adecuada que provea las sales minerales, vitaminas y proteínas necesarias para nuestro cuerpo.
- Desarrollar hábitos alimenticios que protejan nuestra salud por medio del consumo de alimentos alcalinos.

MATERIALES Y RECURSOS:

- Revistas
- internet
- cartulinas
- textos de consulta
- láminas

Forma equipos de trabajo.

Dentro del equipo **investiga** en qué consiste una dieta ácida y una dieta alcalina, además qué enfermedades ocasiona una mala nutrición y cuáles son las alternativas de solución.

Socializa la información dentro del equipo de trabajo

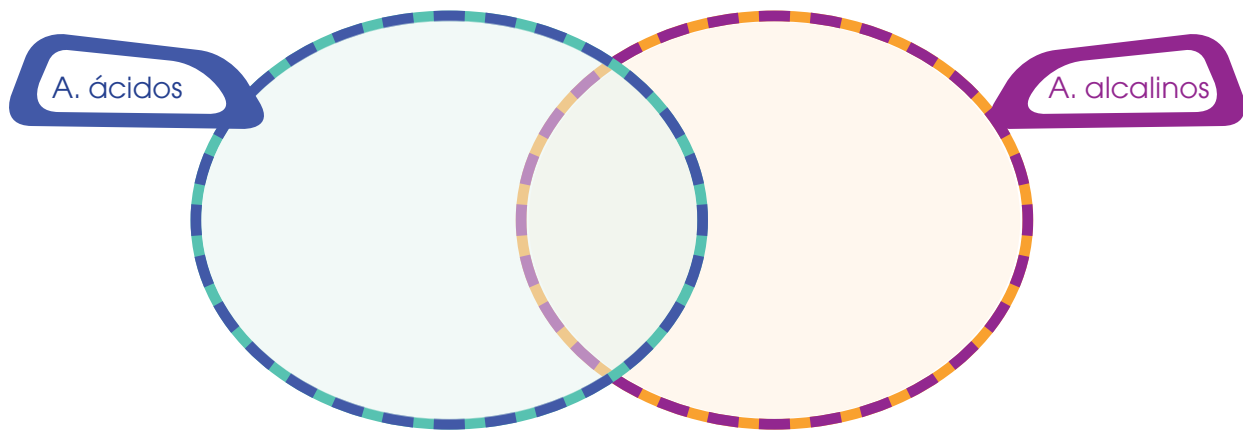
Realiza el resumen en organizadores gráficos.

Haz una lista de los alimentos que consumes a diario, **incluye** té y agua, y en un cuadro **ubica** a qué tipo de alimentación corresponden: ácida o alcalina.

Realiza un *collage* sobre los alimentos ácidos y alcalinos, además, **incluye** un menú saludable para las tres comidas principales.

Organiza el material para exponer lo que aprendiste.

Compara los alimentos ácidos y alcalinos.



1. **Escribe** tus propias conclusiones basándote en las siguiente preguntas:

- ¿Qué dieta recomendarías? ¿La ácida o la alcalina y por qué?
- ¿Cómo se relaciona el pH del cuerpo con las enfermedades?

c. En tu dieta, ¿qué tipo de alimentos consumes más?

—**Explica:** ¿Cómo mejorarías o cambiarías los hábitos alimenticios en tu familia?

Trabajo en equipo	Nunca	A veces	Siempre
Participo activamente en el grupo.			
Busco información eficiente.			
Indago en la web.			
Prefiero los vegetales y las frutas.			
Prefiero las gaseosas al agua natural.			

1. **Desarrolla** las reacciones de neutralización de los siguientes compuestos.

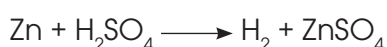


2. **Encierra** en un círculo el literal correcto.



es una reacción de:

- a. Síntesis.
- b. Análisis.
- c. Simple sustitución.
- d. Doble sustitución.



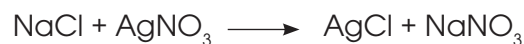
es una reacción de:

- a. Síntesis.
- b. Análisis.
- c. Simple sustitución.
- d. Doble sustitución.



es una reacción de:

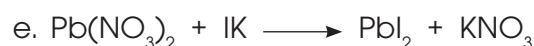
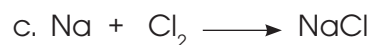
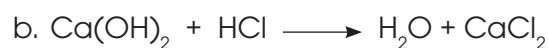
- a. Síntesis.
- b. Análisis.
- c. Simple sustitución.
- d. Doble sustitución.



es una reacción de:

- a. Síntesis.
- b. Análisis.
- c. Simple sustitución.
- d. Doble sustitución.

3. **Balancea** las siguientes ecuaciones químicas por tanteo.



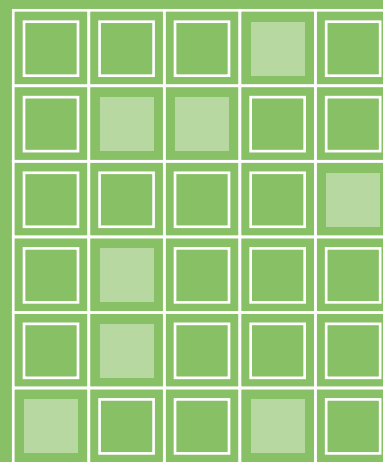
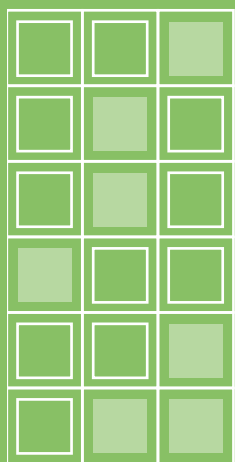
4. **Ubica** en el paréntesis el literal correcto.



5. **Desarrolla** los siguientes ejercicios.

a. **Calcula** el número de átomos de Ca que se encuentran en tres moles.

b. **Calcula** el número de moles de Se en 100 g.





MINISTERIO
DE EDUCACIÓN





EL
GOBIERNO
DE TODOS



 @MinisterioEducacionEcuador

 @Educacion_EC

 /MinEducacionEcuador

 /Educacionecuador

www.educacion.gob.ec

Información: 1800 EDUCACIÓN (338222) o info@educacion.gob.ec