

Guía de estudio

QUÍMICA

B

Educación Adultos 2000

0800-999-33822

www.buenosaires.gov.ar/educacion/comunidad/adultos2000

Material de distribución gratuita



SECRETARÍA DE EDUCACIÓN

Programa Educación Adultos 2000

Coordinador pedagógico:

Lic. Roberto Marengo

Equipo técnico-pedagógico:

Lic. Valeria Cohen

Lic. Daniel López

Lic. Norma Merino

Lic. Noemí Scaletzky

Lic. Alicia Zamudio

Química B

Coordinador/a:

Lic. Paula Briuolo

Equipo docente:

Prof. Mónica Bortkiewicz

Prof. Ernesto Cartoccio

Prof. María Cristina Freyre

Asesor de alumnos:

Prof. Giselle Cavallotti

Guía de estudios Química B

Coordinación de la producción y edición:

Lic. Norma Merino

Lic. Noemí Scaletzky

Especialistas en contenidos:

Lic. Paula Briuolo

Procesamiento didáctico:

Lic. Francisca Fischbach

Lic. Marisa Alonso

Supervisión legal:

Dra. Fabiana Leonardo

Diseño gráfico y diagramación:

Juan Carlos Badino

Guía de estudio

QUÍMICA



Educación Adultos 2000

0800-999-33822

www.buenosaires.gov.ar/educacion/comunidad/adultos2000

Material de distribución gratuita



SECRETARÍA DE EDUCACIÓN

PRESENTACIÓN DE LA MATERIA	7
Programa.	9
Bibliografía	10
Cómo estudiar	11
Que contiene esta guía	11
COMO UTILIZAR ESTA GUÍA	11
UNIDAD 1:	
LA ESTRUCTURA DEL ÁTOMO Y SUS UNIONES	13
1.1. Los modelos atómicos a través de la historia.	13
1.2. Tabla Periódica de los elementos.	14
1.3. Nuevas investigaciones modifican el modelo atómico: el átomo de Bohr.	15
El modelo de Bohr.	
1.4. Propiedades periódicas	25
Orientaciones para la resolución de las actividades	27
UNIDAD 2:	
UNIONES QUÍMICAS	31
2.1. Modelos de uniones químicas.	31
2.2. Modelos de uniones químicas intramoleculares:	32
unión iónica, unión covalente y unión metálica.	
Moléculas polares y no polares.	
2.3. Modelos de uniones químicas intermoleculares:	40
fuerzas de Van der Waals y puentes de hidrógeno.	
Relación entre las propiedades de las sustancias y fuerzas de atracción.	
Orientaciones para la resolución de las actividades	44
Actividades de Autoevaluación.	46
Respuestas a las actividades de autoevaluación.	47
UNIDAD 3:	
LA QUÍMICA Y LA DIVERSIDAD DE SUS COMPUESTOS INORGÁNICOS	49
3.1. Clasificación de los compuestos.	49
3.2. Compuestos de química inorgánica	50
Compuestos binarios iónicos: óxidos metálicos y sales binarias.	
Compuestos binarios covalentes: óxidos no metálicos e hidrácidos	
Compuestos ternarios: hidróxidos, oxoácidos, oxosales.	
Ácidos y bases.	
Orientaciones para la resolución de las actividades	64

UNIDAD 4:

LA QUÍMICA Y LA DIVERSIDAD DE SUS COMPUESTOS ORGÁNICOS. 69

4.1. Los hidrocarburos.	69
Alcanos.	
Isómeros.	
Alquenos y alquinos.	
4.2. Compuestos oxigenados.	80
Alcoholes.	
Aldehídos y cetones.	
Acidos carboxílicos.	
4.3. Compuestos nitrogenados	87
4.4. Biomoléculas	88
Orientaciones para la resolución de las actividades	91

UNIDAD 5:

LA QUÍMICA Y SUS CÁLCULOS 95

5.1. Un sistema homogéneo muy particular: las soluciones.	95
Distintas expresiones para la concentración de las soluciones.	
5.2. Las ecuaciones químicas y sus cálculos estequiométricos.	100
Acerca de la estequiometría	
Orientaciones para la resolución de las actividades	107

Actividades de autoevaluación 113

Resolución de las actividades de autoevaluación 115

La Química está presente en nuestras vidas en la medida que se ocupa del estudio de los materiales de nuestro mundo. Entre otros, estudia el agua, el azúcar, la sal, el gas de la cocina, el bicarbonato y la lavandina. Esta ciencia se interesa por todos los materiales, entre ellos los que forman los alimentos, una piedra lunar, la sangre, los medicamentos, los seres vivos o un automóvil. En particular, a través de la Química se explica principalmente, de qué están hechos los materiales y qué sucede cuando estos se mezclan entre sí o cuando se contactan con algún tipo de energía.

En Adultos 2000, esta materia se ha dividido en dos niveles. En **Química A**, le propusimos un primer acercamiento a los contenidos que abarca el estudio de los materiales desde una visión descriptiva. Esto le permitió interpretar propiedades de dichos materiales, sin utilizar la simbología de las fórmulas y de las ecuaciones químicas. Esperamos que luego de cursar **Química A**, después de haber clasificado los distintos tipos de materiales e interpretado cómo son por dentro, usted pueda explicar nuevas situaciones y problemas de su entorno. A su vez, este aprendizaje le permitirá anticipar los resultados de nuevos hechos. De esta manera, podrá contestar diferentes preguntas relativas a temas cotidianos, tales como: ¿por qué se seca el agua de los charcos en días no soleados? ¿Con qué saco una mancha de miel? o ¿por qué se toman determinadas sustancias para la acidez estomacal? También conocerá características generales de algunos procesos de la industria química.

En la **Química B**, usted adquirirá nuevas representaciones de los conocimientos tratados en **Química A**, ampliando de este modo, las perspectivas abordadas. Usted estudiará el idioma de los químicos y el uso de su simbología. Esta perspectiva le dará nuevas herramientas para abordar problemas de manera más rigurosa. Así, por ejemplo, podrá resolver con diferentes razonamientos y cálculos, problemas y ejercicios relacionados con los cambios que pueden producirse al mezclar sustancias; podrá interpretar etiquetas de distintos productos concentrados o diluidos. También podrá calcular la cantidad de un producto determinado obtenido, conociendo las cantidades de materias primas empleadas para su fabricación.

Esperamos que en este recorrido encuentre las respuestas a inquietudes que se vaya planteando y que, estudiar Química en Adultos 2000 le de una nueva mirada al mundo de los materiales.

UNIDAD 1:

LA ESTRUCTURA DEL ÁTOMO Y SUS UNIONES

- 1.1. Los modelos atómicos a través de la historia.
- 1.2. Tabla Periódica de los elementos.
- 1.3. Nuevas investigaciones modifican el modelo atómico: el átomo de Bohr
El modelo de Bohr
- 1.4. Propiedades periódicas

UNIDAD 2:

UNIONES QUÍMICAS

- 2.1. Modelos de uniones químicas.
- 2.2. Modelos de uniones químicas intramoleculares:
unión iónica, unión covalente y unión metálica.
Moléculas polares y no polares.
- 2.3. Modelos de uniones químicas intermoleculares:
fuerzas de Van der Waals y puentes de hidrógeno.
Relación entre las propiedades de las sustancias y fuerzas de atracción.

UNIDAD 3:

LA QUÍMICA Y LA DIVERSIDAD DE SUS COMPUESTOS INORGÁNICOS

- 3.1. Clasificación de los compuestos.
- 3.2. Compuestos de química inorgánica.
Compuestos binarios iónicos: óxidos metálicos y sales binarias.
Compuestos binarios covalentes: óxidos no metálicos e hidrácido.
Compuestos ternarios: hidróxidos, oxoácidos, oxosales.
Ácidos y bases.

UNIDAD 4:

LA QUÍMICA Y LA DIVERSIDAD DE SUS COMPUESTOS ORGÁNICOS

- 4.1. Los hidrocarburos.
Alcanos.
Isómeros.
Alquenos y alquinos.
- 4.2. Compuestos oxigenados.
Alcoholes.
Aldehídos y cetones.
Ácidos carboxílicos.
- 4.3. Compuestos nitrogenados.
- 4.4. Biomoléculas.

UNIDA.D 5:

LA QUÍMICA Y SUS CÁLCULOS

5.1. Un sistema homogéneo muy particular: las soluciones.

Distintas expresiones para la concentración de las soluciones.

5.2. Las ecuaciones químicas y sus cálculos estequiométricos.

Acerca de la estequiometría

Bibliografía

Los contenidos correspondientes a este Nivel están incluidos en diferentes textos que se utilizan para esta asignatura en el nivel medio, donde los encontrará de manera parcial. A continuación listamos los textos que se ajustan mejor a esta propuesta:

- Burns Ralph A. *Fundamentos de Química*. Editorial Prentice Hall, México, 1996.
- Hill John y Kolb Doris. *Química para el nuevo milenio*. Editorial Prentice Hall. México, 1999.
- Briuolo Paula y Labate Hugo. *Química. Propiedades, estructuras y aplicaciones*. A-Z Editora. Buenos Aires, 1999.

También necesitará una Tabla Periódica de los elementos para buscar distintos tipos de datos. Si bien puede utilizar cualquiera de ellas, le recomendamos aquella que contiene los números de valencia. Una de ellas es la de Producciones Mawis.

¿Qué contiene esta Guía?

Aquí encontrará:

- Presentaciones de las unidades y temas que las conforman. En ellas usted encontrará las ideas fundamentales para abordar los textos y realizar las actividades propuestas. Recuerde que mientras lee puede volver a consultar estas ideas en caso de que sea necesario.
- Indicaciones específicas para leer la Bibliografía.
- Actividades que le indican el proceso que le proponemos realizar para trabajar los contenidos de la materia.
- Orientaciones para la resolución de las actividades que están numeradas. En el caso de las actividades que no están numeradas, no se incluirán en las orientaciones dado que no requieren elaboración.
- Actividades de autoevaluación.

Así como en una clase el docente le propone a los alumnos trabajos y presenta también explicaciones que orientan su aprendizaje, la Guía cumple, en cierta manera, esas funciones. Al ser esta una modalidad a distancia, es decir sin la presencia regular de un profesor, las guías le servirán para orientar y seleccionar las lecturas más adecuadas frente al gran universo de información existente. Además, si lo considera necesario, usted dispondrá de la posibilidad de encuentro con un docente de la materia para satisfacer las dudas que pueda dejar abiertas el trabajo con los distintos materiales propuestos.

¿Cómo utilizar la Guía?

Como ya lo señalamos, la Guía es la herramienta de estudio fundamental. Por lo tanto, un uso adecuado de la misma favorecerá su proceso de aprendizaje. Para ello tenga en cuenta las siguientes recomendaciones:

- Utilice la Guía conjuntamente con los textos recomendados.
- Respete el orden de presentación de los temas.
- Recorra a la lectura de los textos cada vez que la Guía lo señale.

-
- En varias oportunidades lo remitiremos a conceptos desarrollados en otras unidades o niveles. Esta indicación se especifica en cada caso, con una nota al pie de página.
 - El texto destacado que irá encontrando en diversas partes indica que se trata de un concepto importante o una indicación que no debe pasar por alto.
 - Realice las actividades en el momento en que se lo indicamos. El proceso de comprensión de los temas requiere de la realización de esas actividades ya que le permiten relacionar la información, comparar ideas, analizar ejemplos, aplicar conceptos a situaciones de su realidad actual, entre otros procesos importantes.
 - En el apartado de Actividades de autoevaluación le planteamos también las posibles respuestas a las mismas. Allí podrá reflexionar acerca de la actividad que realizó y analizar cuáles son las ideas que debieron orientar la elaboración de las respuestas. A partir de esta lectura, podrá revisar su resolución no con la intención de ver "si contestó igual", sino de saber si pensó su respuesta desde los conceptos e ideas adecuadas. Recuerde que este trabajo sólo podrá hacerlo si intentó responder usted mismo a las actividades. De este modo podrá tener un indicador de lo que logró comprender.
 - Es probable que a medida que avance en el estudio del nivel, usted pueda presentar otras respuestas, complejizar las ya dadas y acaso negar alguna de ellas. Lo invitamos a revisarlas cada vez que cierre alguna etapa de estudio.

La estructura del átomo y sus uniones

En esta unidad usted estudiará cómo fueron desarrollándose algunos hechos fundamentales en la historia de la Química que abarcaron, por un lado, la producción de modelos atómicos y por otro, la organización de los elementos químicos en la Tabla Periódica. Siguiendo con la propuesta de Química A, se conocerán algunos modelos atómicos que brindan la posibilidad de explicar detalladamente la composición y estructura de las sustancias. Por otra parte, el trabajo con la Tabla Periódica, le permitirá avanzar hacia el conocimiento interno de los materiales. Antes de comenzar, le sugerimos que revise los conceptos: materia, discontinuidad de la materia, sustancia y cambio químico, desarrollados en Química A.

1.1. Los modelos atómicos a través de la historia

La necesidad del hombre de encontrar explicaciones acerca de las características del mundo natural llevó a postular diversos modelos o teorías que permitieran interpretarlas.

Recuerde que, tal como lo estudió en la Unidad I de Química A, muchos modelos en Ciencias Naturales representan aquello a lo cual no se tiene acceso directo; en este caso, el interior de los materiales.

Las primeras ideas acerca de la composición de la materia se manifestaron a partir del aporte de los griegos en el siglo VI a.C. y fueron cambiando a través de la historia.

Los filósofos griegos Leucipo y su discípulo Demócrito, propusieron las ideas precursoras de las actuales. Ellos postulaban que la materia era una acumulación de pequeñas partículas, llamadas átomos (significa sin división), que estaban en continuo movimiento y que sólo se diferenciaban unos de otros por su forma y tamaño.

Aristóteles, el filósofo más importante de esa época, se opuso fuertemente a estos principios, ya que proponía un único tipo de materia indiferenciada que sólo cambiaba de forma y que era indivisible. Su postura determinó una demora en el avance de las ideas sobre la **discontinuidad de la materia**, de casi 2000 años.

Las ideas de Aristóteles sirvieron de base para la alquimia, cierta mezcla de magia, arte y ciencia de la era medieval, que se considera como precursora de la Química.



Busque en la bibliografía recomendada, en los primeros capítulos que desarrollan la historia del átomo, las respuestas a las siguientes preguntas:

1. ¿Qué buscaban los alquimistas?
2. ¿Cuáles fueron sus logros?

Muchos años después, en 1800, **J. Dalton** retomó el concepto de átomo de la escuela griega y, tomando en cuenta los resultados experimentales aportados por los químicos y físicos de su época, elaboró las primeras explicaciones que permitieron interpretar el cambio químico.

Dalton reconoce a los átomos como partículas indivisibles constituyentes de todos los materiales y a los elementos como formados por átomos iguales. También menciona la posibilidad de la unión de diferentes átomos para formar sustancias distintas. A partir de esta concepción se llamó sustancias simples a las formadas por un mismo tipo de átomos. En consecuencia, la sustancia cobre, por ejemplo, se considera un elemento porque está formada por átomos iguales entre sí y, a la vez, resultan distintos a los átomos que componen la sustancia hierro, que es otro elemento.

Hasta ese momento, las transformaciones químicas, tales como la combustión de un papel*, no tenían explicación razonable.

La teoría de Dalton permitió explicar una gran cantidad de transformaciones químicas como, por ejemplo, la formación de distintos óxidos de cobre a partir de cobre y oxígeno. Sus trabajos sirvieron a distintos químicos, para experimentar en busca de materiales desconocidos formados por un solo tipo de átomos y, también, a elaborar una escala de **pesos atómicos** (peso de los átomos).** Cabe aclarar que lo que en aquel momento se llamaba pesos atómicos, hoy se conoce como masas atómicas.

1.2. Tabla Periódica de los elementos

A mediados del Siglo XIX, con el descubrimiento de un número muy grande de elementos, aproximadamente sesenta, se trató de encontrar alguna relación entre ellos que hiciera posible ordenarlos de acuerdo con sus características y propiedades similares.

Después de algunos ordenamientos, en 1869 el químico ruso **D. Mendeleiev**, explicando a sus alumnos las propiedades de los elementos, los ordenó por sus masas atómicas en filas y en columnas. Mendeleiev completaba una fila cuando el elemento siguiente tenía propiedades similares (aspecto, tipo de

* Este concepto fue presentado en la Unidad 4 de Química A.

** Este concepto se retomará en la Unidad 5 de esta Guía.

compuesto, etc.) a los elementos de la primera columna. A este elemento lo colocaba en la primera columna, iniciando de esta forma una nueva fila, y así de manera sucesiva. Esta disposición en columnas y filas fue la primera **Tabla Periódica de los elementos**.

Tríadas y octavas.

Con anterioridad a la Tabla de Mendeleiev se construyó primero un ordenamiento por tríadas (conjuntos de tres) y luego otro por octavas, a semejanza de la escala musical.

1.3. Nuevas investigaciones modifican el modelo atómico: el átomo de Bohr

A fines del siglo XIX los científicos produjeron importantes hallazgos que revelaron que el átomo era divisible. ¿Qué significa esto?

Una serie de experiencias permitieron “conocer” con mayor detalle la constitución interna de los átomos y así, se estableció que se componen de otras partículas más pequeñas como el **electrón** y el **protón**. Estas experiencias también determinaron masa y carga de cada uno.

El primer **modelo** de átomo fue planteado por el físico inglés **J. J. Thomson**, quien postuló la existencia de los electrones. Este modelo mostraba al átomo como algo parecido a un budín con pasas, donde las pasas eran los electrones.

Más tarde, **E. Rutherford** formuló un nuevo modelo según el cual, las partículas dentro del átomo se distribuyen en forma similar a los planetas alrededor del sol. De este modo, los protones se concentraban en el centro o núcleo del átomo y los electrones giraban alrededor del núcleo como planetas del sistema solar. De acuerdo con los resultados experimentales, el modelo de Rutherford planteaba que el átomo tiene un núcleo muy pequeño con carga positiva, que concentra el 99,98% de la masa total del átomo, y los electrones se disponen a gran distancia del núcleo, entre enormes espacios vacíos.

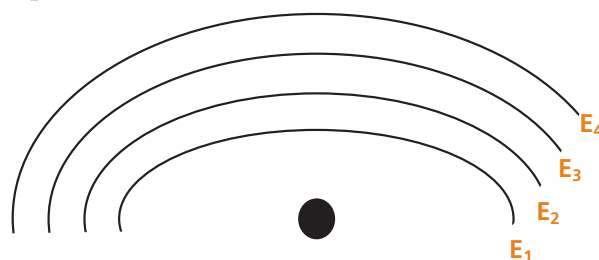
Estos primeros modelos no daban respuestas satisfactorias a todas las inquietudes de los científicos. **N. Bohr**, apoyado en nuevas teorías de la Física cuántica postuló, en el año 1913, un modelo con el que explicó en forma más acabada la constitución y características del átomo de hidrógeno. Los científicos creyeron haber resuelto definitivamente el problema de la estructura atómica.

EL MODELO DE BOHR

Podemos resumir el Modelo de Bohr con los siguientes postulados:

- Los electrones giran alrededor del núcleo, a una distancia fija, describiendo órbitas circulares. A estas órbitas se las denomina también niveles estacionarios, y a cada uno le corresponde un valor fijo de energía.
- Al girar los electrones en sus órbitas, no emiten ni consumen energía.
- Si el átomo recibe desde el exterior un aporte de energía de cualquier clase, eléctrica por ejemplo, el electrón absorbe energía. Si esto ocurre, el electrón pasa a órbitas más alejadas del núcleo, que tienen mayor energía y decimos que el átomo está en un estado excitado.
- El electrón vuelve a su nivel estacionario original y emite una cantidad de energía, en forma de luz, equivalente a la que absorbió para subir de nivel. Las órbitas o niveles de energía tienen una distribución energética creciente a medida que se alejan del núcleo, tal como se muestra en la figura. A cada órbita le corresponde un valor de energía determinado.

Por ejemplo:



$$E_1 < E_2 < E_3 < E_4$$

¿Cuáles son las partículas fundamentales del átomo?

Se ha estudiado que las partículas fundamentales que se considera forman los átomos y determinan sus propiedades son: electrones, neutrones y protones. Estas partículas poseen cargas eléctricas de distinto tipo. La carga eléctrica del electrón es negativa, la del protón es positiva y el neutrón no posee carga. Con respecto al tamaño de estas partículas elementales, se determinó que la del protón y del neutrón son aproximadamente las mismas, mientras que la masa del electrón es casi 2000 veces más pequeña que la de las otras dos partículas. Las masas de estas partículas se miden también en **u.m.a.s** (unidades de

masa atómica). En el siglo XIX se trabajó para determinar los tamaños de los distintos átomos. Como estos son extremadamente pequeños y no pueden pesarse, se ideó una estrategia indirecta. Para ello, se tomaron distintos compuestos formados por oxígeno y distintos metales. Se determinó la cantidad de gramos de metal -presentes en cada caso- por cada gramo de oxígeno. Entonces, tomando como unidad 1 gramo de oxígeno, se confeccionó una escala de masas atómicas relativas. Resultan masas relativas porque se establecen en base a una unidad de oxígeno. Esta escala puede variar si se toma como unidad distintas masas atómicas, o partes de estas de diferentes átomos. Hoy en día la unidad corresponde a la doceava parte de un átomo de carbono.

Investigue algunos conceptos:

Busque en los textos, en los capítulos que se refieren a la Tabla Periódica, los compuestos y las diferencias entre *número atómico (Z)* y *número másico (A)*.



1. Usando las respuestas encontradas en el texto piense cómo podría calcularse el **número de neutrones de un átomo**.
2. Observe dónde se ubican en las tablas periódicas **A** y **Z** respecto del **símbolo químico de un elemento**.

La Tabla Periódica se modificó

El ordenamiento de los elementos propuesto por Mendeleiev fue modificado por **Moseley**, quien ordenó los elementos por sus **números atómicos (Z)** y no en función de las masas atómicas. Así logró armar columnas donde los elementos tuvieron una mejor concordancia con los datos experimentales obtenidos hasta el momento.

No obstante, el descubrimiento realizado por Mendeleiev fue de tal envergadura que continuamos designando a la Tabla Periódica como Tabla de Mendeleiev. Su aporte fue haber encontrado que **los elementos repetían periódicamente propiedades semejantes**. A partir de un trabajo muy sistemático pudo predecir propiedades de elementos, desconocidos para esa época, que no habían sido descubiertos aún. Así resultó, tal cual este científico lo postuló.

Para trabajar sobre el tema:

Busque en su Tabla Periódica y en los textos, en los capítulos que se refieren a la Tabla Periódica, y responda:



1. ¿Qué enuncia la ley periódica de Mendeleiev? ¿Y la de Moseley?
2. ¿Qué son los grupos de la tabla?

3. ¿Cuántos grupos existen en la Tabla Periódica actual?
4. ¿A qué se llama período?
5. ¿Cuántos períodos hay?

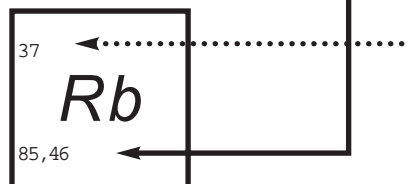


¿Cómo utilizar la información de la Tabla Periódica?

- Le recomendamos que tenga su Tabla Periódica a mano para toda la Unidad.

Si observa con detalle una Tabla Periódica encontrará información para cada elemento, sobre:

- El **número atómico**, **Z**, que es el número entero de cada casillero
- La **masa atómica**, que es el número decimal de cada casillero.



Veamos el ejemplo del rubidio:

En el casillero que este elemento ocupa, encontraremos que:

- $Z = 37$
- Masa atómica = 85,46

La masa atómica y el número másico A representan conceptos diferentes. La masa atómica representa la masa de un elemento y el número másico es el número entero más próximo al valor de la masa atómica de un determinado elemento.

El valor de A de un determinado átomo se obtiene buscando el entero más próximo al valor de la masa atómica que figura en la tabla. En este caso, $A = 85$.

Veamos algunos ejemplos:

Elemento	Masa atómica	A (número másico)
Mg	24,312	24
Te	127,60	128
Cl	35,45	35

1. Calcule cuáles son los números másico (A) y atómico (Z) para el átomo de un elemento compuesto por 15 protones y 16 neutrones.
2. Indique el número de protones, neutrones y electrones que le corresponde al átomo con $Z = 18$ y $A = 37$
3. Repita las instrucciones del ejercicio anterior para los átomos de los siguientes elementos. Los números que figuran a la izquierda de esos elementos corresponden a los números atómicos y los que figuran abajo y a la derecha, al número másico.



4. Complete el siguiente cuadro:

Elemento	Z	A	Protones	Electrones	Neutrones
	6	12			
Cl			17		18
Mg		24		12	

¿Cómo se organizan los elementos en la Tabla Periódica que usamos?

Tal como se describe en la bibliografía que usted ha consultado, en la Tabla Periódica los grupos son las columnas y los períodos, las filas. En la tabla actual existen 18 grupos organizados en bloques: **A** y **B**. Entre los elementos del bloque A hay un grupo particular de elementos denominados **gases inertes o nobles**.

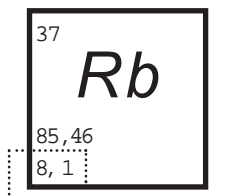
Los elementos organizados en grupos (columnas) que se encuentran en el bloque A, se conocen como **representativos** y los que se encuentran en el bloque B, se conocen como elementos **de transición** o **metales de transición**. Los grupos: 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18 están integrados por los elementos representativos y los grupos que van desde el 3 hasta el 12, por los elementos o metales de transición.

Los elementos representativos del bloque A tienen la última órbita incompleta; el resto de las órbitas están completas, es decir, con el máximo de electrones posibles para cada órbita. En particular, los elementos que pertenecen al bloque A, tienen igual número de electrones en el último nivel, que corresponde al de mayor energía. Por ejemplo: el flúor, el cloro y el yodo tienen 7 electrones en el último nivel y pertenecen al mismo grupo.

Ahora bien, al analizar los elementos de un mismo período (fila), se observa que los electrones de la última órbita de cada uno de ellos alcanzan el mismo número de órbita. Así, todos los elementos que pertenecen al período 5,

tienen 5 niveles de energía. Por ejemplo, los 5 niveles que alcanzó el rubidio tienen: 2, 8, 18, 8 y 1 electrones.

Observe en su Tabla Periódica: para cada elemento hay unos números; corresponden a la distribución de los electrones en sus distintas órbitas, pero sólo se indica la cantidad de electrones para las últimas.



Los electrones que tienen todos esos elementos en las primeras órbitas, se escriben delante del período, ya que todos los elementos de un mismo período tienen el mismo número de órbitas.

Para el caso del rubidio, serán: **2,8,18**.

Los elementos de transición tienen, en su mayoría, incompleta su anteúltima y última órbita. Los gases inertes o nobles poseen todos los niveles de energía completos. Los períodos son 7 y, tal como se enunció anteriormente, el número de período al que un elemento pertenece coincide con el último nivel de energía que este alcanzó. Habrá observado también, que aparece dibujada una línea gruesa hacia la derecha de la tabla, como una escalera, que separa elementos llamados metales de los llamados **no metales**. Todos los que queden por encima y a la derecha de ella son no metales, excepto los elementos del último grupo (18) que son los gases nobles. Los que se encuentren por debajo y a la izquierda de la línea gruesa son metales, a excepción del hidrógeno, que es no metal.

Además de los elementos representativos, de transición y gases inertes, existen otros elementos que están presentes en muy escasa proporción en la naturaleza, que han sido, en su mayoría, obtenidos en el laboratorio. Están colocados en la parte de abajo de la tabla y se los conoce como elementos de **transición interna**.

Dichos elementos no tienen grupo y su período es 6 y 7, según pertenezcan a los llamados **lantánidos** o **actínidos** respectivamente.

Los lantánidos se insertarían entre el elemento lantano, $Z=57$, que está ubicado en el 6° período, y el elemento hafnio, $Z=72$, que está ubicado en el mismo período.

Los actínidos se insertarían entre el elemento actinio, $Z=89$, que está ubicado en el 7° período y el elemento kurchatovio, $Z=104$, que está ubicado en el mismo período.

Su característica común es que en su mayoría tienen incompletos los últimos tres niveles de energía.

A continuación le proponemos algunos ejercicios. Para resolverlos necesitará consultar la Tabla Periódica.

Actividad n° 2

1. Dados los Z de los siguientes elementos, ubíquelos por grupo y período en la Tabla Periódica.

a) $Z = 10$

b) $Z = 16$

c) $Z = 28$

d) $Z = 94$

Diga, además, si se trata de elementos representativos, de transición, de transición interna o gas noble e indique cuáles de ellos son metales.

2. Busque Z y calcule el valor de A, el número de protones y el de neutrones de los siguientes elementos ubicados en:

a) Grupo 13, período 3

b) Grupo 11, período 5

c) Grupo 17, período 4

El Modelo atómico moderno

Al tratar de interpretar con el Modelo de Bohr experiencias con otros átomos distintos a los del hidrógeno, surgieron diferencias con las predicciones de ese modelo. Estas fallas, sumadas a los descubrimientos de principios de siglo que revolucionaron toda la Física, llevaron a crear un modelo atómico mejorado que, hasta el momento, explica satisfactoriamente los resultados de diferentes experiencias atómicas.

Este modelo se conoce con el nombre de **Modelo atómico moderno** y fue el resultado de varias contribuciones hechas por físicos y químicos como **De Broglie, Heisenberg, Planck, Schrodinger, Pauli**, etc.

El Modelo de Bohr resultó importante para comprender el Modelo atómico moderno con el cual se trabaja actualmente y que llevó a los científicos a alcanzar notables avances.

Con el modelo actual se han explicado los fenómenos atómicos que se utilizan en la terapéutica contra el cáncer, los centellogramas, rayos x, tomografías o resonancias magnéticas. También es posible producir energía en cantidades enormes en las centrales nucleares. Lamentablemente fueron esos mismos avances los que llevaron a la construcción y empleo de las bombas atómicas.

La energía atómica: se obtiene de los núcleos atómicos y se puede utilizar para generar corriente eléctrica, entre otros usos. Aunque esta energía resulta un aporte importante, los posibles accidentes o los residuos que puede, o podría generar, resultan perjudiciales para la salud.

El Modelo atómico moderno sostiene básicamente que los electrones no giran alrededor del núcleo describiendo una órbita a distancia fija, sino que hay una determinada región del espacio que rodea al núcleo, llamado **orbital**, donde es **probable** encontrar los electrones.

Cuando se quiere caracterizar e identificar a cada uno de los electrones de un átomo, el modelo atómico actual define los **números cuánticos**, que se representan con las letras **n**, **l**, **m** y **s**. Estos números representan el nivel de energía de un electrón (**n**), que a su vez se divide en subniveles (**l**), las características magnéticas de un electrón (**m**) y sentido de giro de cada uno (**s**).

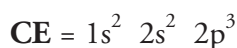
Configuración electrónica

De acuerdo al Modelo atómico moderno escribir la **configuración electrónica (CE)** de un átomo significa ubicar sus electrones en sus respectivos niveles y subniveles de energía. Esta configuración la encontrará en la mayoría de las tablas periódicas en el cuadrado de cada elemento.

Nota: el número cuántico **l** puede adoptar distintos valores que se los conoce como: s,p,d,y f.

Le mostramos a continuación un ejemplo:

Para **Z = 7**, que corresponde al elemento nitrógeno.



Donde:

- los números 1 y 2 representan los niveles de energía que poseen los electrones de este átomo: **1s² 2s² 2p³**. En este caso los niveles son dos.
- las letras s y p representan los subniveles de energía de cada nivel: **1s² 2s² 2p³**
- los superíndices expresan la cantidad de electrones que hay en cada subnivel. En este caso, **1s² 2s² 2p³**.
- el total de electrones del átomo es la suma de todos los superíndices y coincide con el número atómico **Z**.

Le proponemos la Actividad n° 3 para revisar los conceptos sobre los distintos modelos atómicos.

Actividad n° 3

Para las siguientes afirmaciones, decida si son correctas o incorrectas y justifique las elecciones:

AFIRMACIÓN	C / I	JUSTIFICACIÓN
a) El modelo atómico actual considera que orbital es sinónimo de órbita.		
b) Se puede decir que los átomos son fundamentalmente espacios vacíos.		
c) Dos electrones de un mismo átomo deben tener los valores de sus cuatro números cuánticos iguales.		
d) El modelo de Bohr explica las características de los distintos átomos conocidos.		

Isótopos

Al analizar muestras purificadas de átomos de un mismo elemento, se encuentra que todos tienen igual cantidad de electrones y protones, pero pueden diferir en la cantidad de neutrones.

Por ejemplo, el núcleo de los átomos de neón, un gas con el que se fabrican algunos carteles luminosos, tiene 10 protones y 10 electrones. Pero algunos átomos tienen 10 neutrones, otros 11 y otros 12. Por lo tanto, hay tres tipos de átomos de neón. A estas tres variedades de átomos de un mismo elemento se las denomina **isótopos**.

Los isótopos son átomos de un mismo elemento que poseen igual número de protones y electrones (igual Z), pero diferente número de neutrones. Por lo tanto, los isótopos tienen igual Z y distinto A.

En la naturaleza los elementos están presentes como mezclas de sus isótopos. La masa atómica de un elemento calculada en forma experimental, da cuenta de la mayor o menor abundancia natural de cada isótopo de este elemento. Por ejemplo, en el caso del carbono, el isótopo de mayor abundancia es el carbono 12. Así, la masa atómica del carbono es 12,011 es decir, un valor muy cercano al que corresponde al carbono más abundante.

Actividad n° 4

Indique cuáles de los siguientes átomos son isótopos. Justifique su respuesta.

átomo	A	Z
1	14	6
2	35	17
3	39	20
4	12	6
5	40	20
6	37	17

1.4. Propiedades periódicas

Tal como se expresó anteriormente, en la Tabla Periódica los elementos están ordenados por sus números atómicos crecientes. La distribución de los elementos en la tabla da cuenta de la variación de algunas de sus propiedades, que se modifican gradualmente según se avance en un grupo o en un período.

Las propiedades periódicas que vamos a estudiar en profundidad son: **radio atómico** y **energía de ionización (o potencial de ionización)**.

RADIO ATÓMICO

Para comenzar, analice el concepto de radio atómico.

Busque en los textos, en el capítulo que se refiere a la Tabla Periódica, el tema *Propiedades periódicas* y lea la definición de *radio atómico*.



Registre las variaciones de esta propiedad a lo largo de un grupo y de un período, prestando especial atención a las justificaciones de tales variaciones.

Luego de haber leído el texto y de hacer una observación detenida de los valores de la tabla podremos sacar algunas conclusiones.

En general, encontramos que el radio atómico varía de la siguiente manera:

- aumenta de arriba hacia abajo para los elementos de un mismo grupo
- disminuye de izquierda a derecha para los elementos de un mismo período, sin considerar el grupo 18

Para ilustrar estas variaciones observe la siguiente figura:

		Grupo							
		1	2	13	14	15	16	17	18
Período	2	Li 157	Be 112	B 88	C 77	N 74	O 66	F 54	Ne
	3	Na 191	Mg 160	Al 143	Si 118	P 110	S 104	Cl 99	Ar
	4	K 235	Ca 197	Ga 153	Ge 122	As 121	Se 117	Br 114	Kr
	5	Rb 250	Sr 215	In 167	Sn 158	Sb 141	Te 137	I 133	Xe
	6	Cs 272	Ba 224	Ti 171	Pb 175	Bi 182	Po 167	At	Rn

Fuente: Briuolo Paula y Labate Hugo. *Química. Propiedades, estructuras y aplicaciones*. AZ Editora, Buenos Aires, 1999.

Para justificar estas afirmaciones, analicemos por separado las variaciones del radio atómico en un grupo y en un período.

Empecemos por las columnas: dado un grupo, el radio aumenta de arriba hacia abajo y esto se justifica porque cada elemento tiene un nivel de energía, una órbita, más que el anterior.

En el caso de las filas o renglones, dado un período, el radio disminuye de izquierda a derecha ya que, a medida que aumentan los números atómicos, aumenta el número de electrones. La justificación es la siguiente: al mismo tiempo que aumenta el número de electrones aumenta el número de protones y, en consecuencia, también la carga del núcleo. La mayor atracción entre electrones y protones determina una disminución del radio atómico.

ENERGÍA DE IONIZACIÓN

Bajo determinadas condiciones experimentales, los científicos pueden lograr extraerle a los átomos electrones del último nivel, ya que estos están más alejados del núcleo y, por lo tanto, menos atraídos por él. Cuando esto ocurre, los átomos se transforman en partículas llamadas **iones**, que también poseen un radio determinado, llamado **radio iónico**. Estas partículas poseen carga eléctrica porque, al perder electrones (carga negativa), el átomo queda con más protones (carga positiva) que electrones y deja de ser eléctricamente neutro. La energía necesaria para quitar un electrón se denomina **energía de ionización (Ei)**. La variación en la Tabla Periódica es la siguiente:

- disminuye de arriba hacia abajo en un mismo grupo.
- aumenta de izquierda a derecha en un mismo período.

Si se compara con el radio atómico, la energía de ionización varía en forma inversa. La justificación sería la siguiente: al aumentar los radios atómicos, el núcleo atrae menos a los electrones externos; por lo tanto, será más fácil que el átomo pierda un electrón. Por otra parte, al aumentar el número atómico en un mismo período, aumenta la carga del núcleo que los atrae y, en consecuencia, aumenta la energía de ionización.

Actividad n° 5

1. Ordene los siguientes elementos de menor a mayor radio atómico y justifique ese orden.



2. Dados los siguientes elementos, determinar el orden creciente de sus energías de ionización. Justifique su elección.



Orientaciones para la resolución de las actividades

ACTIVIDAD n° 1

1. Si el elemento tiene 15 protones, entonces, por la definición de número atómico, tiene un $Z=15$.

Es importante destacar que el número atómico se define como la cantidad de protones presentes en el núcleo atómico. Como los átomos son eléctricamente neutros, entonces el número atómico también coincidirá con la cantidad de electrones que posee el átomo. De modo que, en este caso, la cantidad de electrones será de 15.

Si el átomo tiene 15 protones y 20 neutrones, entonces, por definición de número másico, tendremos $A=35$.

2. En este caso partimos de los datos de A y de Z .

De modo que, por definición de Z , sabemos que este átomo está formado por 18 protones, y también por 18 electrones. Por último, calculamos el número de neutrones como la diferencia entre A y Z . De este modo la cantidad de neutrones será 19.

3. Las composiciones atómicas serán:

- a) 14 protones, 14 electrones y 16 neutrones.
- b) 10 protones, 10 electrones y 10 neutrones.
- c) 8 protones, 8 electrones y 10 neutrones.

4. El cuadro quedará completo con las siguientes respuestas:

Elemento	Z	A	Protones	Electrones	Neutrones
C	6	12	6	6	6
Cl	17	35	17	17	18
Mg	12	24	12	12	12

ACTIVIDAD n° 2

1. a) Para $Z = 10$, el elemento es neón y está ubicado en el grupo 18 y en el 2° período. Es un gas inerte.
b) Para $Z = 16$, el elemento es azufre y está ubicado en el grupo 16 y en el 3° período. Es un elemento representativo.
c) Para $Z = 28$, el elemento es níquel y está ubicado en el grupo 10 y en el 4° período. Es un elemento de transición y se trata de un metal.
d) Para $Z = 94$, el elemento es plutonio y está ubicado en el 7° período. Es un elemento de transición interna y se trata de un metal.

2. a) El elemento es aluminio cuyo símbolo es Al.

$Z = 13$ y $A = 27$, que resulta de aproximar el valor de la masa atómica del aluminio (26,982).

Como usted ya leyó en los textos, conociendo el valor de Z y de A , se calcula el número de protones y de neutrones:

Como $A = \text{neutrones} + \text{protones}$ (porque cada una de estas partículas subatómicas tienen masas igual a 1 uma) que es lo mismo que $A = Z + \text{neutrones}$

Entonces:

Si $Z = 13$, implica que el aluminio tiene 13 protones.

Como $A - Z = n^\circ$ de neutrones

$$27 - 13 = 14 \text{ neutrones}$$

b) El elemento es plata, cuyo símbolo es Ag

$$Z = 47 \text{ y } A = 108$$

La plata tiene 47 protones.

$$108 - 47 = 61$$

La plata tiene 61 neutrones.

c) El elemento es bromo, cuyo símbolo es Br

$$Z = 35 \text{ y } A = 80$$

El bromo tiene 35 protones.

$$80 - 35 = 45$$

El bromo tiene 45 neutrones.

ACTIVIDAD n° 3

Para responder a esta actividad revise en esta unidad los conceptos de órbita, orbital, Modelo de Rutherford y de Bohr.

ACTIVIDAD n° 4

El análisis de la tabla nos permite decir que de los elementos calcio, carbono y cloro hay 1 par de isótopos de cada uno.

Los átomos que tienen igual Z serán isótopos y hay 2 átomos para cada elemento.

1. En este caso, el orden creciente de los radios atómicos será:

$$r_{\text{Cl}} < r_{\text{P}} < r_{\text{Na}}$$

A partir de los Z (números atómicos), se ubican los elementos en un grupo y período. En este caso, los tres elementos pertenecen a grupos diferentes, pero se alojan en el período 3. De modo que es posible establecer la comparación por período.

A lo largo de un período, de izquierda a derecha, los radios atómicos disminuyen.

Justificación: esto se debe a que, al aumentar Z en un período, aumenta la carga nuclear y su efecto de atracción sobre los electrones y, por consiguiente, el radio atómico disminuye.

2. Para los átomos indicados, el orden creciente de energía de ionización (E_i) será:

$$E_i \text{ K} < E_i \text{ Na} < E_i \text{ Li}$$

Del mismo modo que en el ejercicio anterior y, para todos los ejercicios sobre propiedades periódicas, a partir del Z se ubican los elementos en un grupo y período. En este caso, coinciden en el grupo, pues todos pertenecen al grupo 1. De modo que se los puede comparar a partir de esta ubicación, común a los tres elementos.

A lo largo de un grupo, de arriba hacia abajo, el aumento de Z determina un aumento del radio atómico.

Justificación: cuanto mayor es el radio atómico, los electrones de los últimos niveles están menos atraídos por sus núcleos, de modo que se necesita menor cantidad de energía para "arrancar al electrón más débilmente unido". Y en consecuencia, menor es la E_i .



En esta unidad se analizarán los diferentes tipos de enlaces en las moléculas de compuestos y de sustancias simples. Este análisis se realizará desde la perspectiva que brinda el Modelo atómico de Bohr y la información que se extrae de la Tabla Periódica, contenidos que usted estudió en la Unidad 1. Se espera que el estudio de este capítulo le permita conocer y representar con un modelo adecuado la unión entre átomos para formar moléculas y la estructura de los iones.* Por otro lado, se analizarán las llamadas fuerzas intermoleculares y las atracciones entre moléculas, determinadas por el tipo de uniones intramoleculares presentes en los materiales.

2.1. Modelos de uniones químicas

LOS COMPUESTOS QUÍMICOS

Para avanzar en esta unidad le recomendamos que revise los siguientes conceptos abordados: sustancias, tipos de sustancias, compuestos, transformaciones químicas.**

En la naturaleza resulta difícil encontrar sustancias simples formadas por un solo elemento. La mayoría de las miles de sustancias son compuestos y, por lo tanto, están formadas por más de un elemento. Por ejemplo, los elementos cloro y sodio, forman la sal de mesa, que es un compuesto cuyo nombre químico es cloruro de sodio; ninguno de estos elementos se encuentra como sustancias simples. Cuando el hombre necesita alguna de estas sustancias, las obtiene industrialmente a partir de la sal, por medio de alguna transformación química. Cuando los químicos estudiaron las propiedades de las sustancias compuestas y de las sustancias que formaban los elementos aislados, encontraron que las propiedades de cada una de ellas eran diferentes.

Los gases nobles, que forman el grupo 8 A de la Tabla Periódica, constituyen un caso particular ya que no forman compuestos y sus moléculas poseen un solo átomo. A estos gases se los llamó gases inertes, precisamente por esa característica. Son gases inertes: helio (He), neón (Ne), argón (Ar), kriptón (Kr), xenón (Xe) y radón (Rn), que forman parte de nuestra atmósfera y que no se encuentran formando ningún compuesto. Al querer producir compuestos con gases inertes, los científicos tuvieron serias dificultades. Por eso, se los consideró elementos estables.

* Los temas que se desarrollan en esta unidad le permitirán ampliar las características de los diferentes tipos de sustancias estudiadas en la Unidad 3 de Química A.

** Puede consultar la Guía de Química A en las Unidades 2, 3 y 4.

¿Cómo explicaron esta característica diferente de los gases inertes?

Al analizar las particularidades de estos elementos se encontró una semejanza significativa entre ellos: todos tienen en su último nivel de energía el máximo de electrones posibles, 8 en total (salvo el helio que tiene 2). Esta semejanza sería la que justificaba esa gran estabilidad.

En este sentido los compuestos y las sustancias simples resultan ser estables ya que al **estar unidos átomos o iones**, alcanzan una estructura electrónica igual a la de los gases inertes.

Por ejemplo, el cloro y el sodio no aparecen en la naturaleza como sustancias simples. Sin embargo, en la sal u otros compuestos como el cloruro de potasio (sal dietética) o el hidróxido de sodio (presente en los destapa cañerías) los encontraremos junto a otros elementos ya que en cada uno de estos compuestos la estructura electrónica es igual a la de los gases inertes.

Teniendo en cuenta estas características de los gases inertes, se formuló lo que hoy se conoce como **Teoría del octeto**:

Cuando los elementos están formando compuestos, sus átomos tienen el mismo número de electrones en su último nivel de energía que los gases inertes.

Esta tendencia a la estabilidad, es decir, a tener el mismo número de electrones que los gases inertes, es la explicación de las uniones entre elementos, a las que conocemos como **uniones químicas**.

Actividad n° 6

Busque en la Tabla Periódica la estructura o configuración electrónica de los **gases nobles**.
¿Qué puede observar al comparar la estructura electrónica de estos elementos?

2.2. Modelos de uniones químicas intramoleculares

UNIONES IÓNICAS

1

Linus Pauling (1901-1996) recibió dos veces el premio Nobel. La primera, por sus trabajos sobre uniones químicas y la segunda, por su dedicación a la lucha por la paz.

Los químicos sostienen que el tipo de unión química que se puede formar entre elementos, siempre depende de la capacidad que tienen sus átomos para atraer los **electrones externos** (electrones que ocupan el último nivel de energía).

Esta propiedad recibe el nombre de **electronegatividad**. El científico **Linus Pauling¹** elaboró una escala numérica en la cual se asignaron valores de electronegatividad a cada uno de los elementos.

Actividad n° 7



Busque en los textos la *tabla de electronegatividad* de los distintos elementos. Podrá encontrarla en los capítulos referidos a Tabla Periódica o a uniones químicas; también puede buscar en las tablas periódicas.

1. Identifique los elementos **más electronegativos** y los **menos electronegativos** de la Tabla Periódica.
2. Busque cómo varían los valores de electronegatividad en un grupo y en un período de la tabla.

Como usted ya habrá leído en los textos, la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha dentro de cada período. Recuerde que es en este mismo sentido que los elementos están próximos a los gases nobles y, por lo tanto, les faltan pocos electrones para tener la estructura de esos gases. En un grupo, la electronegatividad aumenta de abajo hacia arriba porque al disminuir el tamaño de los átomos, el núcleo ejerce atracciones más fuertes. Por otra parte, los núcleos de los átomos están más cerca de su última capa y el átomo puede atraer con más facilidad electrones. Por ejemplo, el flúor (electronegatividad= 4) es el elemento más electronegativo. Al tener 1 electrón menos que el neón (gas noble) tiene una atracción muy grande por ganar ese electrón y tener su estructura. Por otra parte, el flúor tiene menos órbitas que el cloro (electronegatividad=3) y es por esto que su núcleo ejerce más atracción hacia una carga negativa. Si comparamos el flúor con el oxígeno (electronegatividad=3,5) como a este le faltan 2 electrones para tener la estructura del neón, tiene menor tendencia que el flúor a atraer electrones.

Ahora que ya conoce la electronegatividad de los elementos en la Tabla Periódica, comenzaremos el estudio de los diferentes tipos de uniones químicas. Para ello, le proponemos que consulte los textos.

Actividad n° 8



Busque en los libros, los capítulos sobre enlaces o uniones químicas, para responder las siguientes preguntas:

1. ¿Entre qué clase de elementos se produce la **unión iónica**?
2. ¿Qué representa la **Estructura de Lewis**?
3. ¿Entre qué clase de elementos se produce la **unión covalente**?

MODELO DE UNIÓN IÓNICA

Como ya habrá consultado en la bibliografía, la unión iónica se produce entre **metales** y **no metales**.

¿Cómo se explica esta unión?

Los átomos de la mayoría de los no metales tienen varios electrones externos en su última órbita (5, 6 ó 7) y, como son muy electronegativos, pueden captar electrones con facilidad. De este modo, tienen ocho electrones en su último nivel y, cuando esto sucede, logran su estabilidad.

Por el contrario, los átomos de la mayoría de los metales tienen pocos electrones externos (1, 2 ó 3). Como son de baja electronegatividad, es decir muy electropositivos, tienen facilidad para perderlos y, si esto ocurre, su último nivel queda sin electrones. De este modo, el número de electrones que ocupa el "nuevo" último nivel, cumplirá con la Teoría del octeto.

Para aclarar esto retomemos, con ayuda de la Tabla Periódica, el ejemplo de la sal de mesa, que es cloruro de sodio. Interpretemos qué es lo que ocurre al formarse el compuesto cloruro de sodio a partir de cloro y sodio.

De acuerdo con su posición en la tabla, el cloro (Cl), que es un no metal, posee 7 electrones externos. Al captar un electrón cumple con la Teoría del octeto y se estabiliza con el mismo número de electrones que el gas noble argón.

Por otro lado, el sodio (Na), que es un metal, posee 1 electrón externo. Si lo pierde también se estabiliza con ocho electrones en su nuevo último nivel.

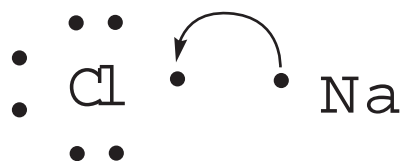
En la formación del cloruro de sodio, lo que ocurre es que cada átomo de sodio le transfiere 1 electrón a cada átomo de cloro y se estabiliza con el mismo número de electrones que el gas inerte neón.

Además, como usted ya estudió, los átomos que ceden o captan electrones reciben el nombre de iones. Por eso, la unión entre iones se llama **unión iónica**.

El cloro, que ha captado un electrón, se transforma en ion Cl^{-1} porque tiene 1 electrón más que cuando era un átomo neutro; y como el electrón posee carga negativa, este ion queda con carga -1. El ion cloro tiene 18 electrones y 17 protones.

El sodio, que ha cedido 1 electrón, se transforma en ion Na^{+1} porque tiene 1 electrón menos que cuando era un átomo neutro y queda con más protones (cargas positivas) que electrones. En este caso el ion sodio tiene 11 protones y 10 electrones.

Con el objeto de mostrar los electrones del último nivel y seguir su comportamiento en una unión, los químicos utilizan las llamadas **estructuras de Lewis**. Estas estructuras se representan con el símbolo del elemento y un punto por cada electrón externo alrededor del símbolo.



Las estructuras de Lewis para el átomo de cloro y el átomo de sodio representan cómo se forma la unión.

Por otra parte las sustancias iónicas, que son las formadas por iones, son sólidos; esto se explica teniendo en cuenta que los iones que las forman, al tener distinta carga eléctrica, se atraen fuertemente*. Los modelos representan estos compuestos como cuerpos geométricos (cubos, prismas) donde los iones ocupan los vértices. Millones de estos cuerpos geométricos ordenados harían que estas sustancias se vean, en la mayoría de los casos, como pequeños cristales. Se considera que la unidad de estos compuestos no es una única partícula o molécula sino el mínimo de iones que compensan las cargas.

Fórmulas moleculares

Las sustancias se representan mediante sus fórmulas químicas. Un tipo de fórmulas son las moleculares. Estas fórmulas expresan los elementos que forman una unidad de sustancia, que puede ser una molécula o un conjunto de iones. En ambos casos se escriben subíndices para consignar el número de átomos en el caso de las moléculas y el número de iones, en los compuestos iónicos. Por ejemplo CaCl_2 es la fórmula del cloruro de calcio; simboliza la unidad de este compuesto formado por dos iones cloro y un ión calcio. Para el caso del agua su fórmula molecular es H_2O y representa una unidad de este compuesto que está formado por 2 átomos de H y uno de O.

Recuerde que las propiedades de una sustancia están determinadas por las interacciones entre esas unidades del compuesto.

MODELO DE UNIÓN COVALENTE

Los **no metales** también se unen entre ellos. ¿Cómo es que esto ocurre?

Como ya mencionamos, los no metales tienen varios electrones en su último nivel y son muy electronegativos. Esto significaría que no ceden electrones con facilidad. El modelo que explica este tipo de unión plantea que los electrones no se ceden ni se captan sino que se **comparten**. De esta manera los átomos completan su último nivel y así alcanzan la estabilidad asemejándose a un gas inerte.

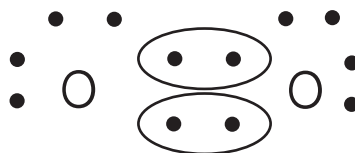
* La clasificación de sustancias (entre las cuales se encuentran las sustancias iónicas) se desarrolló en la Unidad 3 de Química A.

La partícula formada por una **unión covalente** entre átomos recibe el nombre de **molécula**.

Veamos cómo es la unión covalente en las moléculas de los elementos oxígeno e hidrógeno.

Si busca en la Tabla Periódica, encontrará que el átomo de oxígeno posee 6 electrones en su último nivel. Para que tenga 8 electrones, y así parecerse al neón en su estructura, le faltan dos electrones. Al compartir dos electrones con otro átomo de oxígeno, cada uno de ellos lograría su estabilidad.

Si observa en la Tabla Periódica, el átomo de hidrógeno posee 1 electrón en su único nivel y se estabilizaría con dos electrones, teniendo así la misma estructura electrónica del gas inerte helio (He). Es por eso que al compartir 1 electrón con otro átomo de hidrógeno, cada uno de ellos logra su estabilidad.



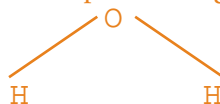
Dos átomos de oxígeno se unen compartiendo dos pares de electrones.



Dos átomos de hidrógeno están unidos compartiendo un par de electrones.

Fórmula desarrollada:

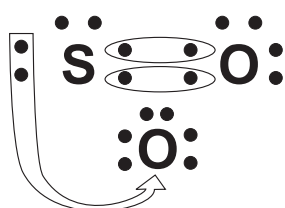
Es una forma de representación para compuestos covalentes más explícita que la fórmula molecular, con la que se muestran las uniones de una molécula. Cada línea representa un par de electrones compartido. Por ejemplo, la fórmula desarrollada de la molécula del agua se representa según la siguiente figura:



Una unión covalente muy especial

Para algunos compuestos se plantea otro tipo de unión covalente que se caracteriza por presentar un par de electrones aportado sólo por uno de los átomos. Este tipo de unión recibe el nombre de unión covalente **coordinada** o **dativa**. En estos casos, el elemento más electronegativo comparte electrones con los otros átomos sin completar su octeto; de esta manera atrae electrones de los átomos menos electronegativos que, sin perder ni compartir pares de electrones, los aportan al elemento que no alcanzó el octeto.

Es el caso de uno de los compuestos formados por oxígeno y azufre:

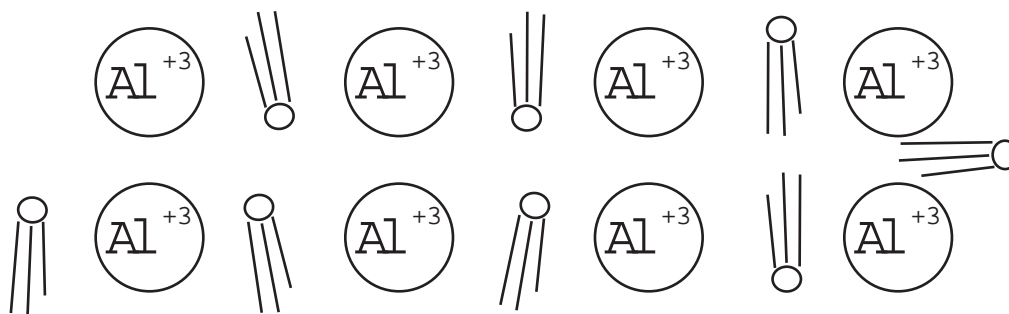


El azufre forma su octeto compartiendo con un oxígeno dos pares de electrones. El otro oxígeno queda unido por un par de electrones del azufre. En esta unión el azufre mantiene su octeto, y este oxígeno no aporta electrones.

MODELO DE UNIÓN METÁLICA

Como ya se mencionó, los **metales** tienen pocos electrones externos, son de baja electronegatividad y puede decirse que son muy electropositivos. Por esto se explica que puedan perder los electrones externos con relativa facilidad, formando iones positivos.*

Se llama **unión metálica** a la unión entre átomos de metales. Según este modelo, los metales tienen iones positivos, entre los cuales se mueven libremente electrones formando una "nube electrónica", que compensa la carga de los iones metálicos.



Los iones positivos del aluminio se encuentran entre electrones libres.

* En la Unidad 3 de Química A se desarrolló el tema referido a tipos de compuestos.

Este modelo de unión permite explicar la maleabilidad de estos materiales. Dado que los iones positivos están rodeados por electrones que se mueven libremente, es posible doblar, achatar o hacer alambres con los metales sin calentar ya que los electrones, al estar deslocalizados, siempre se reacomodan.

Le proponemos resolver las siguientes actividades:

Actividad n° 9

1. Con la ayuda de la Tabla Periódica, indique qué tipo de unión presentan los siguientes compuestos:
 - a) BeO
 - b) HI
 - c) O₂
2. Represente con las estructuras de Lewis las uniones correspondientes a los compuestos del ejercicio anterior.
3. Indique cuáles de los siguientes pares de elementos pueden formar compuestos iónicos:
 - a) calcio y cloro
 - b) nitrógeno y flúor
 - c) magnesio y oxígeno
4. Represente con Diagrama de Lewis cómo se formaría la unión para los compuestos del ejercicio anterior y escriba los iones con sus cargas respectivas.
5. Represente con Diagrama de Lewis cómo sería la unión en las siguientes moléculas:
 - a) F₂
 - b) NH₃

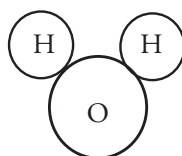
MOLÉCULAS POLARES Y NO POLARES

Hemos visto que en las **uniones covalentes**, incluidas las uniones dativas, se comparten de alguna manera pares de electrones.

Cuando en la unión intervienen átomos de elementos distintos, que tienen diferentes electronegatividades, el par de electrones compartido está más cercano al átomo de mayor electronegatividad, generando en torno a este una mayor **densidad electrónica**. En este caso los electrones de la unión están más cercanos al átomo más electronegativo.

La molécula que se forma es una molécula **polar** y, por ello, la unión que se establece es **covalente polar**.* La molécula del agua, por ejemplo, es una molécula polar ya que está constituida por el oxígeno, que tiene alta electronegatividad y el hidrógeno con un valor significativamente menor.

Representación de una molécula de agua.



Hacia los H hay menor densidad electrónica y del lado del O la densidad es mayor.

Sin embargo, según la forma que adopte la molécula en el espacio, es posible que tal polaridad se anule y la molécula como conjunto resulte **no polar**. Es lo que sucede en casos como el CO₂ (dióxido de carbono).

Resulta imprescindible conocer el modelo que representa la molécula en el espacio.



Como los dos átomos de oxígeno se ubican a ambos lados del átomo de carbono, éste atrae los electrones de cada oxígeno con la misma fuerza pero en sentido contrario. Por lo tanto, la polaridad de la molécula se anula.

También existe otra clase de moléculas que no presentan polaridad. Esto ocurre en las moléculas formadas por átomos del mismo elemento o bien con elementos de electronegatividad muy similar.

A modo de ejemplo, podemos decir que las moléculas de oxígeno (O₂) y de hidrógeno (H₂) son no polares.

* Recuerde que usted estudió en la Unidad 3 de Química A las características de las sustancias constituidas por moléculas polares.

2.3. Modelos de uniones químicas intermoleculares: fuerzas de Van der Waals y puentes de hidrógeno.

Las moléculas se unen entre sí

Las fuerzas intermoleculares, como su nombre lo indica, son fuerzas de atracción entre moléculas. Permiten explicar las propiedades físicas y químicas de los compuestos covalentes.

Según el tipo de molécula y grado de polaridad que tengan, se encontrarán distintos tipos de fuerzas, también llamadas uniones intermoleculares. Estas son, por un lado, las **fuerzas de Van der Waals** que incluyen: **las fuerzas dipolo-dipolo** y **las fuerzas de London** y, por otro, las uniones **puente de hidrógeno**.

Fuerzas dipolo-dipolo

Se llaman así a las fuerzas de atracción entre **moléculas polares**. Como estas moléculas tienen una parte con mayor densidad electrónica (densidad negativa) y otra con menor densidad electrónica (densidad positiva), la atracción ocurre entre los extremos con densidad electrónica contraria. En el agua, el oxígeno de una molécula se atrae con los hidrógenos de otra y así sucesivamente.

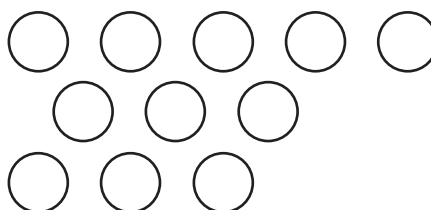


Cada uno de los óvalos son modelos para representar las moléculas polares que se atraen entre sí. Tenga en cuenta que este dibujo se repite millones de veces ocupando todo el espacio.

Fuerzas de London

Se llaman así a las fuerzas de atracción entre **moléculas no polares**. Estas fuerzas son mucho más débiles que las fuerzas dipolo-dipolo y se producen porque los núcleos atómicos de unas moléculas ejercen leves atracciones a los electrones de otras moléculas vecinas.

Las moléculas de los gases, tales como las del oxígeno o del hidrógeno, tienen este tipo de fuerzas de atracción, que se representa en la siguiente figura:



Cada una de las bolitas representa moléculas no polares. Estas moléculas pueden intercalarse entre sí.

Puente de hidrógeno

Se llaman así a las uniones o fuerzas de atracción entre **moléculas polares** que poseen átomos de hidrógeno unidos covalentemente con oxígeno, flúor o nitrógeno.

Si analiza las moléculas de agua (H_2O) y del amoníaco (NH_3), observará que la unión entre estos átomos es covalente. Como el oxígeno y el nitrógeno son muy electronegativos y el hidrógeno es muy poco electronegativo, la unión resulta covalente polar.

Los átomos de estos elementos (N, O) tienen pares de electrones que no intervienen en esta unión covalente y atraen al hidrógeno de otras moléculas. De este modo, se establece una unión entre moléculas.

Veamos el ejemplo del compuesto formado por flúor e hidrógeno.



En este modelo los puntos señalan los puentes de hidrógeno que se establecen entre el flúor de una molécula y el hidrógeno de la otra.

De los tres tipos de fuerzas intermoleculares, las fuerzas puente de hidrógeno son las de mayor intensidad.

RELACIÓN ENTRE LAS PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS Y FUERZAS DE ATRACCIÓN

Cada sustancia presenta propiedades particulares que pueden ser explicadas con los modelos de unión química y de fuerzas intermoleculares.*

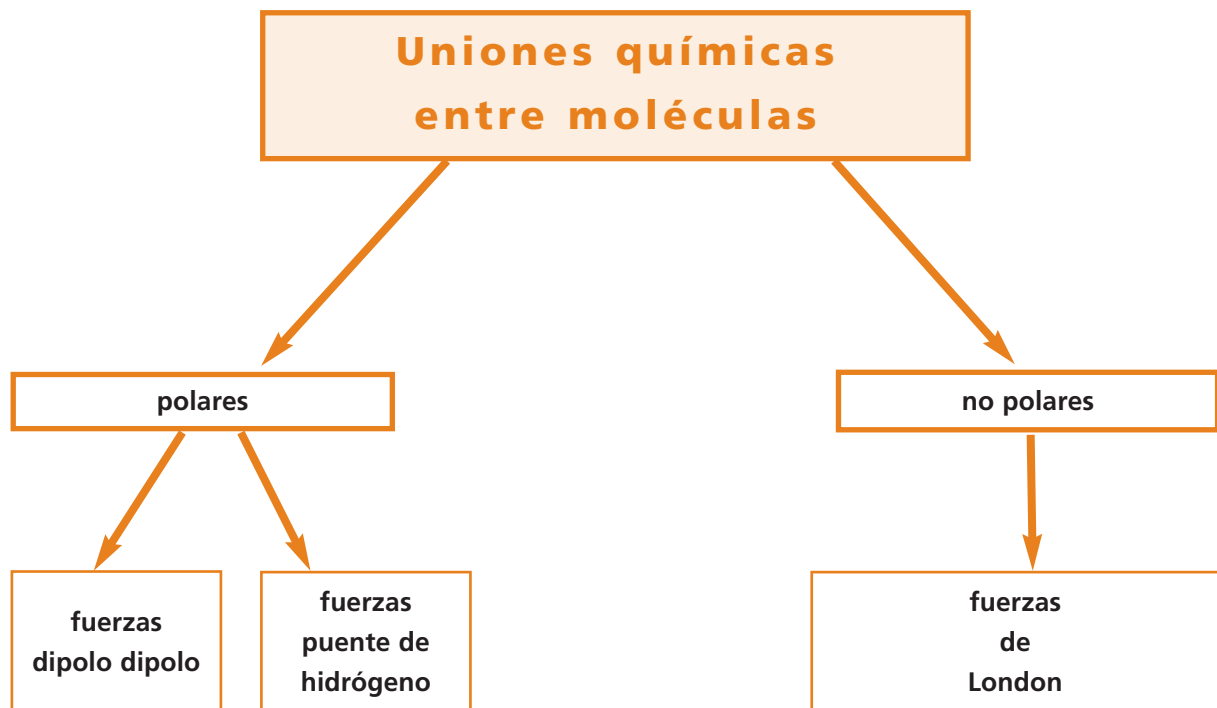
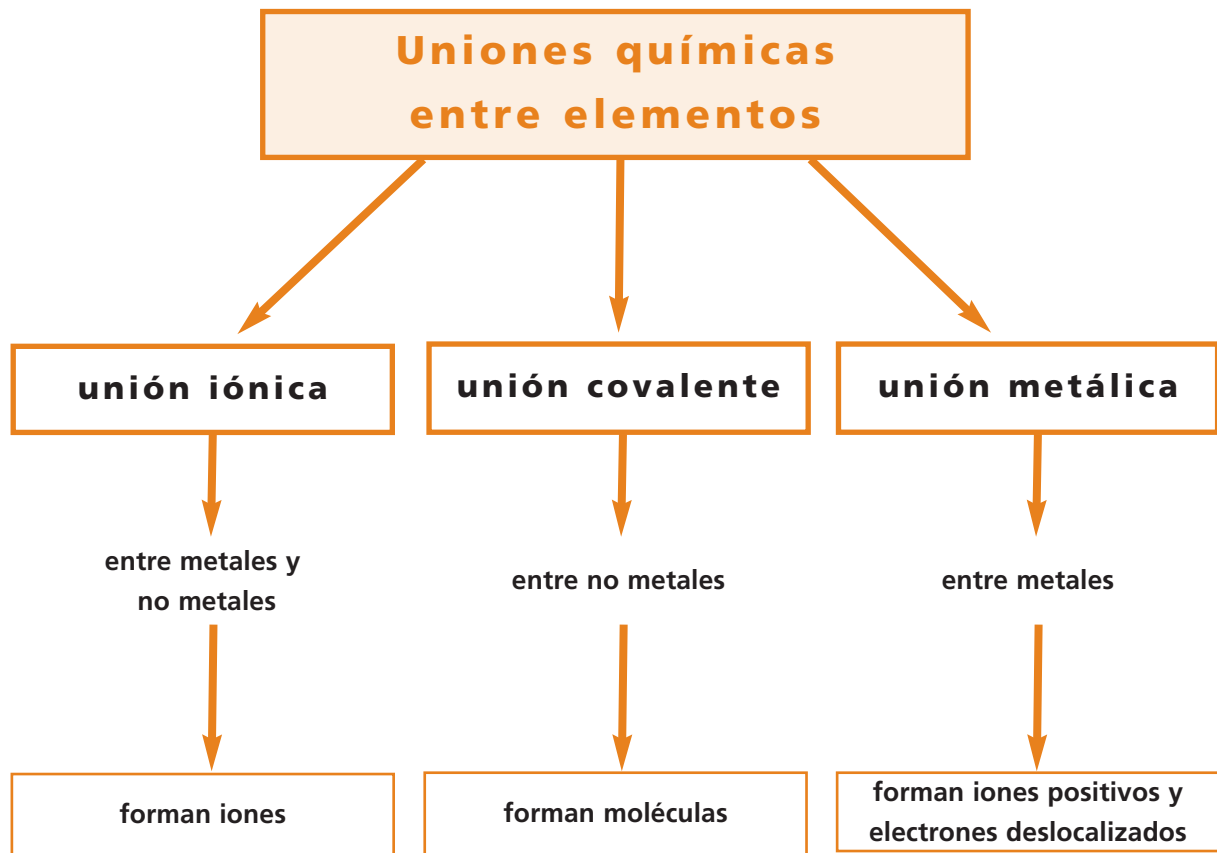
Los compuestos **iónicos**, como ya se mencionó en esta unidad, son sustancias sólidas. En consecuencia, se necesita mucha energía para transformar estas sustancias en líquidos (fundirlas o derretirlas). Son ejemplos de estas sustancias, la sal de mesa o el bicarbonato de sodio de uso doméstico.

Por el contrario, los compuestos **covalentes polares** presentan fuerzas de atracción entre moléculas más débiles que las que existen entre iones. Las sustancias sólidas que pertenecen a este grupo, como el azúcar, necesitan menos energía para fundirse que los compuestos iónicos.

Cuando se trata de compuestos **covalentes no polares**, las fuerzas intermoleculares son más débiles aún y, por lo tanto, requieren menos energía que las anteriores para derretirse. Por ejemplo: la parafina con la que se fabrican las velas, y la manteca, son materiales que presentan este tipo de fuerzas.

A modo de síntesis le presentamos un cuadro de las diferentes uniones químicas entre elementos y entre moléculas:

* Ver en las Unidades 2 y 3 de Química A el tema referido a atracciones entre distintas partículas.



Le proponemos realizar la siguiente actividad.

Actividad n° 10

1. Analice si los siguientes enunciados son correctos o incorrectos y justifique la elección.
 - a) Las fuerzas intermoleculares se presentan en compuestos iónicos.
 - b) Las moléculas polares forman dipolos y por lo tanto, le corresponden fuerzas intermoleculares que se clasifican como fuerzas de London.
 - c) Para las moléculas no polares, las únicas fuerzas intermoleculares posibles son las de puente de hidrógeno.
 - d) El puente de hidrógeno se produce entre moléculas polares que contengan hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo, como oxígeno, hidrógeno o flúor.

Orientaciones para la resolución de las actividades

QUÍMICA

ACTIVIDAD n° 6

En la Tabla Periódica, en cada casillero de los gases nobles, encontrará la estructura electrónica pedida. Por ejemplo, en el caso del Ar la estructura o configuración electrónica será: 1° nivel: 2 electrones, 2° nivel: 8 electrones, 3° nivel: 8 electrones. Se puede observar que en todos los elementos, el último nivel tiene 8 electrones a excepción del He que tiene una sola órbita.

ACTIVIDAD n° 7

En algunos casos, las tablas periódicas poseen los valores de electronegatividad en la parte de atrás. Tal como ya se mencionó, el elemento F es el más electronegativo, su valor es 4. El menos electronegativo es el Cs su valor es 0,79.

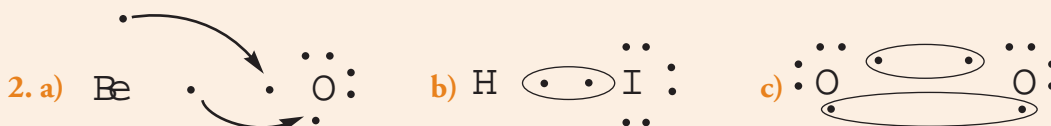
Las otras búsquedas están en el texto.

ACTIVIDAD n° 8

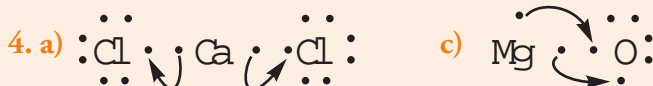
Las búsquedas solicitadas están en los textos.

ACTIVIDAD n° 9

- La unión entre Be y O es iónica.
 - La unión entre H y Yodo es covalente
 - La unión de la molécula de oxígeno es covalente.

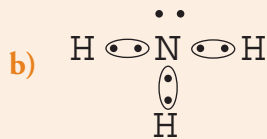
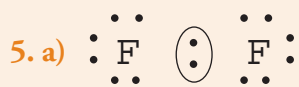


- Los pares que forman compuestos iónicos son los que forman un metal y un no metal
 - calcio y cloro
 - magnesio y oxígeno



Los iones son :

- Ca^{++} y Cl^-
- Mg^{++} y O^{--}



ACTIVIDAD n° 10

- a) Resulta incorrecta porque justamente ese tipo de fuerzas es característica de las sustancias moleculares.
- b) Resulta incorrecta porque las moléculas polares forman dipolos, y entonces las fuerzas entre ellas se llaman dipolo-dipolo.
- c) Resulta incorrecta porque se debe tener moléculas polares con un átomo muy electronegativo unido para que haya puente de hidrógeno.
- d) Justamente es el concepto de esta unión.

Actividades de autoevaluación

QUÍMICA

Le proponemos que revise los conocimientos de esta unidad a través de estos ejercicios.

Actividad nº 1

Complete los siguientes enunciados para obtener proposiciones verdaderas:

1. La electronegatividad se define como la tendencia de un _____ a captar _____ en la unión química.
2. Las uniones _____ se producen compartiendo pares de electrones entre los _____ que intervienen en la unión. Se forma una partícula denominada _____.

Actividad nº 2

1. Indique tipo de unión de cada uno de los siguientes compuestos.
2. Explique en el caso que corresponda, la polaridad de la molécula.
3. Represente con las estructuras de Lewis las uniones correspondientes.
 - a) Al_2O_3
 - b) SiO_2
 - c) SeO

Actividad nº 3

Indique si las siguientes afirmaciones son correctas o incorrectas. En los casos que sean incorrectas, realice los cambios necesarios para que resulten afirmaciones correctas:

1. La unión metálica se caracteriza por presentar iones positivos rodeados por electrones deslocalizados y móviles.
2. En las uniones iónicas se comparten pares electrónicos entre los átomos, con la consiguiente formación de moléculas

Respuesta a las actividades de autoevaluación

ACTIVIDAD n° 1

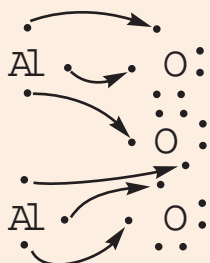
1. La electronegatividad se define como la tendencia de un ÁTOMO a captar ELECTRONES en la unión química.
2. Las uniones COVALENTES se producen compartiendo pares de electrones entre los ÁTOMOS que intervienen en la unión. Se forma una partícula denominada MOLÉCULA.

Actividad n° 2

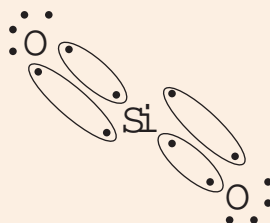
1.
 - a) unión iónica
 - b) unión covalente
 - c) unión covalente
2.
 - b) Esta molécula sería polar y la densidad electrónica negativa es hacia los oxígenos por su electronegatividad.
 - c) Esta molécula es polar y la densidad electrónica negativa es hacia el oxígeno por su electronegatividad.

3.

a)



b)



c)



Actividad n° 3

1. La afirmación resulta correcta teniendo en cuenta el concepto de unión metálica.
2. La afirmación es falsa. Debe reemplazarse la palabra "iónicas" por "covalentes".



La química y la diversidad de sus compuestos inorgánicos

En esta unidad se estudiarán las distintas agrupaciones de los compuestos llamados inorgánicos. Usted podrá caracterizar distintos compuestos según su pertenencia a un grupo de sustancias y de esta manera, anticipar alguna de sus propiedades, al relacionar su composición con el tipo de uniones intra e intermoleculares que posea. También conocerá el lenguaje químico utilizado para nombrar esas sustancias; podrá representar distintas unidades de estos compuestos, como así también leer esas representaciones.

3.1. Clasificación de los compuestos

Los millones de sustancias que existen en la actualidad pueden clasificarse teniendo en cuenta distintos criterios. Una forma podría ser distinguir las sustancias que están presentes en la naturaleza de las que son sintéticas, o sea producidas en laboratorios. Esa clasificación no resulta útil para poder anticipar las propiedades de las sustancias ya que lo importante para esto es conocer cómo son sus partículas. La clasificación por el origen no permite conocer cómo son las moléculas ya que hay de diversos tipos y por lo tanto tampoco las propiedades de esas sustancias.

La primera clasificación que utilizaremos separa las sustancias en: **orgánicas** e **inorgánicas**, porque universalmente se las clasifica de esta manera. Originalmente la clasificación separaba aquellas sustancias provenientes de los seres vivos (orgánicas) de las que pertenecían al reino mineral (inorgánicas). Sin embargo no deberían llamarse de esta forma. Para comprender esto hagamos un poco de historia...

Hacia 1700, los químicos lograron aislar de plantas y animales, algunos compuestos que también se encuentran en el reino mineral (sales, como cloruro de sodio -sal de mesa-; metales, como cobalto, hierro y magnesio) y otras sustancias sólo presentes en los seres vivos. Por otra parte había llegado a creerse, incluso, que los compuestos orgánicos sólo podían obtenerse de los seres vivos y que esto se debía a cierta "Fuerza Vital". Históricamente, la denominación de compuestos orgánicos se aplicó al estudio de sustancias como el alcohol, el azúcar o la urea, que sólo se obtenían a partir de organismos vivos.

Sin embargo, en 1828, Friedrich Wohler de la Universidad de Berlín preparó urea en el laboratorio, sin la intervención de ningún organismo vivo. Este hallazgo echó por tierra la teoría de la supuesta "Fuerza Vital".

En la actualidad, aún se obtienen compuestos orgánicos a partir de organismos vivos como, por ejemplo, muchos microorganismos adaptados para esto. Pero cada vez es mayor el número de compuestos que se preparan sintéticamente en los laboratorios y plantas industriales.

La característica común de los llamados compuestos orgánicos es que el elemento carbono siempre está unido covalentemente con hidrógeno y forma parte de todos esos compuestos.

Comenzaremos el estudio de los compuestos inorgánicos. Para ello, le pedimos que relea los conceptos relativos a fórmulas moleculares y fórmulas desarrolladas. Antes de comenzar, le proponemos que realice algunos ejercicios para revisar conceptos que usará en esta unidad. Para resolverlos, tenga a mano la Tabla Periódica de los elementos.*

Actividad n° 11

1. Prediga qué tipo de unión presentarán los siguientes pares de elementos al combinarse entre sí.
 - a) calcio/oxígeno
 - b) potasio/azufre
 - c) cloro/oxígeno
 - d) hidrógeno/oxígeno
 - e) nitrógeno/hidrógeno
 - f) carbono/oxígeno
 - g) cobre/cloro
 - h) silicio/oxígeno
2. ¿Qué datos utilizó para su determinación? ¿Por qué?
3. Indique qué tipo de unión presentan los siguientes compuestos y represente con las estructuras de Lewis las uniones correspondientes. Para representar estas estructuras, busque en la tabla la distribución de electrones en niveles y utilice sólo los del último nivel.
 - a) CaO
 - b) HF
 - c) N₂

3.2. Compuestos de química inorgánica

Los compuestos inorgánicos pueden clasificarse en binarios y ternarios. Los binarios están formados por dos elementos distintos y los ternarios por tres elementos distintos, independientemente de la cantidad de átomos que figuren en la fórmula.

* Revise este tema en la Unidad 2 de esta Guía.

Así, llamamos binarios a compuestos como el agua (H_2O), la sal común (NaCl), la cal viva (CaO), etc. Son ternarios el hidróxido de sodio (NaOH), el ácido sulfúrico (H_2SO_4), el ácido acético que está en el vinagre ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$), etc.

Lo que estudiará primero en esta unidad son las clases de compuestos binarios y ternarios que se incluyen en Química Inorgánica y qué reglas se aplican para nombrarlos.

Actividad n° 12

Busque información en los textos, en los capítulos referidos a fórmulas o uniones, y responda:

¿A qué se llama número de valencia de un elemento?



Para comenzar a escribir y leer fórmulas de compuestos binarios recurriremos al concepto de **número de valencia**. Como usted habrá leído:

Se llama **número de valencia de un elemento** a la cantidad de electrones que un átomo pone en juego (gana, pierde o comparte) en una unión química.

Para conocer el número de valencia de un elemento es necesario consultar la Tabla Periódica (en algunas tablas está en la parte de atrás, no debe confundirlo con el número de oxidación). Cada elemento puede tener más de un número de valencia porque participa, según el compuesto, con distinto número de electrones. Por esta razón, hay que considerar este número en cada caso particular.

COMPUESTOS BINARIOS IÓNICOS

Entre los compuestos binarios usted encontrará:

- los **óxidos**, que pueden clasificarse en **óxidos metálicos** y **no metálicos**.
- **hidrácidos**.
- **sales binarias**.

Los óxidos tienen como elemento común al oxígeno, los hidrácidos están formados por hidrógeno y un no metal y las sales binarias, por un metal y un no metal.

Los compuestos iónicos están formados por iones positivos y negativos y comprenden los óxidos metálicos y sales binarias. Como ya estudió en la unidad anterior, los no metales forman iones negativos y los metales, iones positivos. También habrá notado que el número de carga que tienen coincide con el número de valencia ya que por definición, este puede representar el número de electrones perdidos. Así, por ejemplo, el ion sodio tiene carga +1 (Na^+) y su valencia es 1 y el hierro forma dos iones uno con carga +2 y otro con carga +3 (Fe^{+2} y Fe^{+3}) y tiene esas dos valencias.

En estos compuestos, los iones de los no metales tienen el número de carga coincidente con el número de valencia menor de ese elemento. Por ejemplo, el cloro formará compuestos como Cl^{-1} y su menor valencia es 1; el oxígeno estará como ion O^{-2} , que es la única valencia que tiene. Observe que son los electrones que le faltan para llegar al octeto.

¿Cómo se representan y se nombran los compuestos binarios iónicos?

Óxidos metálicos

Estos compuestos están formados por metales y oxígeno. Veamos algunos ejemplos.

El metal calcio está unido con el oxígeno formando un óxido metálico.

Si busca en la Tabla Periódica, los valores de valencia y los símbolos de los elementos son:



Como se trata de una unión iónica, el valor 2 para el metal calcio significa que este cede 2 electrones y que forma el ion Ca^{+2} y el valor 2 para el oxígeno significa que este no metal toma 2 electrones en la unión y forma el ion O^{-2} . El compuesto se representa con la fórmula:



ya que un ion calcio compensa su carga con un ion oxígeno. Como habrá observado, en la fórmula no se escriben las cargas.

Otro ejemplo de óxido metálico es el caso del metal potasio que está unido con el oxígeno.

Si busca en la Tabla Periódica, los valores de valencia y los símbolos de los elementos son:



El valor 1 para el metal potasio en esta unión iónica significa que este cedió 1 electrón y formó el ion K^{+1} y el valor 2 para el oxígeno significa que este toma 2 electrones en la unión y formó el ion O^{-2} .

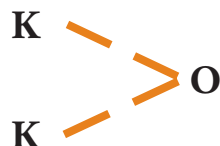
El compuesto se representa con la fórmula:



El subíndice 2 de esta fórmula significa que hay 2 iones potasio por cada ion oxígeno, ya que cada ion potasio es K^{+1} y el oxígeno es O^{-2} y deben equipararse las cargas.

Para que lo vea claramente, podemos representar al compuesto con las valen-

cias de los elementos correspondientes, teniendo en cuenta que las líneas son cortadas porque sólo indican valencias y no unión covalente.



Actividad n° 13

Busque en los textos los capítulos referidos a fórmulas o uniones.

Consulte la **nomenclatura** con números romanos y la nomenclatura más antigua de los iones metálicos.



Como habrá leído, a los iones metálicos de elementos de transición, se los nombra con un número romano llamado **numeral de Stock**, que indica la carga del ión. Por ejemplo al Fe^{+2} se lo llama hierro II (dos) y al Fe^{+3} hierro III (tres). Tenga en cuenta que esta denominación se hace indispensable para los iones de aquellos metales que poseen varias valencias y no para otros metales.

¿Cómo se nombran los óxidos metálicos?

La nomenclatura más antigua llamaba al ion con menor carga, con su nombre seguido de la terminación **oso** (por ejemplo Fe^{+2} es el ion ferroso) y al ion con mayor carga, con su nombre seguido de la terminación **ico** (por ejemplo Fe^{+3} es el ion férrico).

Finalmente, el nombre del óxido metálico se compone de la siguiente manera:

óxido de seguido del nombre del **ión metálico**. Por ejemplo K_2O se llama óxido de potasio y FeO se llama óxido de hierro II.

Sales binarias

Estos compuestos están formados por algunos no metales y metales. Todos ellos son compuestos iónicos, en los cuales los no metales intervienen con su menor valencia.

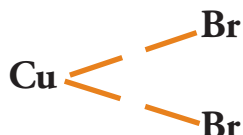
Veamos algunos ejemplos:

El no metal bromo está unido con el cobre formando una sal binaria. Si busca en la Tabla Periódica, los valores de valencia y los símbolos de los elementos son:

Br = 1,3,5,7 **Cu = 1 y 2**

Como el número de menor valencia del bromo es 1, dispone de 1 electrón para la unión. Esto se explica al ubicar el Br en la tabla y notar que le falta 1 electrón para completar su última órbita. El cobre tiene número de valencia 1 y 2. Si se forma la sal, para el caso del cobre con número de valencia 2, formará el ion Cu^{+2} .

Si se indica con una raya la valencia de cada elemento, el compuesto entre bromo y cobre queda representado como se muestra en la figura:



¿Cómo se nombran las sales binarias?

De este modo, se forma el compuesto cuya fórmula es CuBr_2 .

Las sales binarias se designan con el nombre del no metal con terminación **uro** seguido del nombre del ion del metal. En este caso, la sal se llama **bromuro de cobre II**.

En el caso de formar **bromuro de cobre I**, la fórmula del compuesto será **CuBr** ya que el cobre está como ion Cu^{+1} así lo indica el numeral de Stock I. El ion Br^{-1} , que es el ion bromuro, es el nombre del ion.

Existen además, otros compuestos binarios que no estudiaremos, ya que son muy escasos en la naturaleza, los **hidruros metálicos**, formados por **hidrógeno** y algunos **metales**.

Los compuestos iónicos binarios -como otros iónicos- tienen en general las características de estas sustancias (estudiadas en la unidad anterior). Recuerde que, entre otras propiedades, son sólidos, cristalinos y solubles en agua. Se podría agregar que, muchos de estos son coloreados. Esto se debe a la presencia de los iones metálicos que los forman y le dan a la sustancia el mismo color, independientemente del compuesto. Por ejemplo, los compuestos con iones metálicos del primer grupo de la Tabla Periódica son todos blancos cristalinos como la sal común y la mayoría de los compuestos con iones Cu^{+2} , son de color turquesa. Muchos de estos compuestos se usan para colorear vidrios por sus colores y su resistencia a la temperatura de los hornos empleados, ya que al ser iónicos sus puntos de fusión son muy altos. El óxido de titanio II, **TiO₂**, es blanco y se utiliza con frecuencia para otorgar este color a diversos productos que van, desde las pinturas hasta algunos medicamentos. El óxido de cinc, de color blanco, es usado en emulsiones para la piel.

COMPUESTOS BINARIOS COVALENTES

Óxidos no metálicos

Estos compuestos, también llamados **óxidos ácidos**, formados por no metales y oxígeno, son compuestos **covalentes**. En el caso de los compuestos covalentes, el número de valencia está vinculado con el número de electrones que cada átomo involucra en la unión.

Veamos algunos ejemplos:

El no metal silicio está unido con el oxígeno formando un óxido no metálico. Si busca en la Tabla Periódica, los valores de valencia y los símbolos de los elementos son:



El silicio tiene número de valencia 4 y por lo tanto dispone de 4 electrones para la unión. El oxígeno tiene número de valencia 2, y por lo tanto dispone 2 electrones para la unión.

Si se indica con una raya cada par de electrones compartidos, el compuesto entre silicio y oxígeno queda representado como se muestra en la figura:



De este modo, se forma el compuesto cuya fórmula es **SiO₂**.

El subíndice 2 del oxígeno indica que para la formación de este compuesto se unen 2 átomos de oxígeno con 1 de silicio.

Otro ejemplo de un óxido no metálico es el caso del no metal nitrógeno que está unido con el oxígeno.

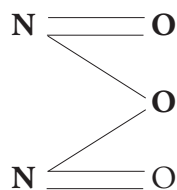
Si busca en la Tabla Periódica, los valores de valencia y los símbolos de los elementos son:



Como se trata de una unión covalente los electrones se comparten. El nitrógeno tiene números de valencia 3 y 5 y, por lo tanto, puede formar dos óxidos distintos.

Si consideramos el caso del nitrógeno con valencia 3, este dispone de 3 electrones para la unión. El oxígeno tiene número de valencia 2 y, por lo tanto, dispone de 2 electrones para la unión.

Si se indica con una raya cada par de electrones compartidos, el compuesto entre nitrógeno y oxígeno queda representado como se muestra en la figura:



De este modo, se forma el compuesto cuya fórmula es N_2O_3 . El subíndice 3 del oxígeno indica que para la formación de este compuesto, se unen 3 átomos de oxígeno con 2 de nitrógeno. El nitrógeno tiene cinco electrones en su última órbita y comparte tres electrones, llegando a completar ocho. Cada oxígeno, como tiene seis electrones en la última órbita, comparte dos electrones y así alcanza el octeto. Se necesitan dos nitrógenos y tres oxígenos para que todos los átomos lleguen a completar ocho electrones.

¿ Cómo se nombran los óxidos no metálicos?

Para nombrar a los óxidos ácidos los químicos emplean distintas maneras. La más utilizada es según el número de átomos presentes.

Retomemos los dos ejemplos anteriores.

El primer compuesto se llama **dióxido de silicio**. Para nombrarlo, se utiliza la palabra **óxido** con el prefijo **di** para indicar que hay 2 átomos de oxígeno en la molécula. El nombre se completa con el nombre del no metal.

El otro compuesto se llama **trióxido de dinitrógeno**. El prefijo **tri** delante de la palabra **óxido**, indica que hay 3 átomos de oxígeno en la molécula y el prefijo **di** delante del no metal completa el nombre del compuesto indicando que hay 2 átomos de nitrógeno en la molécula.

Hidrácidos o hidruros no metálicos

Estos compuestos están formados por alguno de los siguientes no metales: **flúor, cloro, bromo, yodo, azufre e hidrógeno**. Todos ellos son compuestos con uniones covalentes en los cuales los no metales intervienen con su **menor valencia**.

Veamos algunos ejemplos:

El no metal cloro está unido con el hidrógeno formando un hidruro o hidrácidos.

Si busca en la Tabla Periódica, los valores de valencia y los símbolos de los elementos son:

Cl = 1,3,5,7 **H = 1**

Como la menor valencia del cloro es 1, dispone de 1 electrón para la unión. El hidrógeno tiene número de valencia 1 y, por lo tanto, dispone de 1 electrón para la unión.

Si se indica con una raya cada par de electrones compartidos, el compuesto entre cloro e hidrógeno queda representado como se muestra en la figura:



A los **hidruros** se los conoce como **hidrácidos** porque se los utiliza disueltos en agua y, con esta, forman soluciones ácidas.

De este modo, se forma el compuesto cuya fórmula molecular es **HCl**.

Otro ejemplo de hidrácido es el compuesto formado por el no metal azufre y el hidrógeno. Si busca en la Tabla Periódica, los valores de valencia y los símbolos de los elementos son:

S = 2,4,6 **H = 1**

Como la menor valencia del azufre es 2, dispone de 2 electrones para la unión. El hidrógeno tiene número de valencia 1 y por lo tanto, dispone de 1 electrón para la unión.

Tal como usted ha visto en la unidad anterior, si se indican con una raya cada par de electrones compartidos, el compuesto entre azufre e hidrógeno queda representado como se muestra en la figura:



De este modo, se forma el compuesto cuya fórmula es **H₂S**.

¿ Cómo se nombran los hidrácidos?

Para nombrar estos hidrácidos se designan como **ácido** seguido del nombre del no metal con la terminación hídrico.

En el primer caso, el compuesto se llama **ácido clorhídrico** y el segundo, **ácido sulfhídrico**.

Si bien estos son los nombres más conocidos, usted podrá encontrar en los textos que estos compuestos se nombran como cloruro de hidrógeno y sulfuro de hidrógeno.

Le proponemos realizar las siguientes actividades.

Actividad n° 14

1. Realice un esquema que sintetice las características de los distintos compuestos binarios.
2. Nombre los siguientes compuestos binarios:
 - a) Na₂O
 - b) N₂O₅
 - c) Cl₂O₃
 - d) MgO
 - e) BaBr₂
 - f) HF

3. Represente con sus respectivas valencias los siguientes compuestos, y luego escriba sus fórmulas moleculares.

- a) Pentóxido de difósforo.
- b) Óxido de níquel II
- c) Dióxido de carbono
- d) Ácido bromhídrico.
- e) Yoduro de calcio.

COMPUESTOS TERNARIOS

Estos compuestos poseen tres elementos diferentes y se clasifican en: **hidróxidos**, **ácidos oxigenados** y **sales oxigenadas**.

Hidróxidos

Están formados por estos tres elementos: **metal**, **hidrógeno** y **oxígeno**.

El **metal** está en forma de ion positivo y se haya unido al **ion hidróxilo** (también llamado **oxhidrilo** o hidróxido) que es el ion negativo HO^{-1} . Este ion está compuesto por dos átomos: un átomo de oxígeno unido a un átomo de hidrógeno; resulta un ion negativo porque tienen un electrón de más, comparado con el total de electrones de esos átomos.

El procedimiento para escribir las fórmulas moleculares de los hidróxidos es el siguiente: un ion metálico y tantos hidroxilos como la carga del ion del metal que compensan esa carga.

¿Cómo se nombran los hidróxidos?

Estos compuestos se designan con la palabra hidróxido, seguido del nombre del ion. Cuando la cantidad de hidroxilos es más de uno, estos se encierran entre paréntesis y debajo de este se coloca la cantidad de hidroxilos.

Aclaremos esto con algunos ejemplos:

En el caso del hidróxido que está formado con iones sodio, cuya carga es 1, la fórmula del compuesto es NaOH y su nombre es hidróxido de sodio.

El hidróxido de hierro II cuya fórmula es $\text{Fe}(\text{OH})_2$ es el que forma el Fe^{+2} . En este caso se escribió paréntesis y un 2 porque dos iones oxhidrilo compensan un ion hierro II.

Oxoácidos o ácidos oxigenados

Se los llama así para diferenciarlos de los ácidos binarios, que hemos visto como hidrácidos. En estos ácidos están presentes tres elementos: **hidrógeno**, **oxígeno** y algún **no metal**.

A continuación, le presentamos las reglas que se utilizan para escribir las fórmulas moleculares de los ácidos oxigenados.

- Los elementos se ordenan de la siguiente manera:
1^o el hidrógeno, 2^o el no metal y 3^o el oxígeno.
- Los subíndices se escriben considerando el procedimiento que sigue:

El hidrógeno no lleva subíndice si el no metal tiene valencia impar, y lleva subíndice 2 si el no metal tiene valencia par.

El no metal no lleva subíndice.

Para colocar el subíndice al oxígeno hay que realizar el siguiente cálculo:

$$\frac{\text{n}^\circ \text{ de hidrógenos} + \text{n}^\circ \text{ valencia del no metal}}{2} = \text{subíndice del oxígeno}$$

Veamos un ejemplo:

El ácido oxigenado, formado por el azufre cuando su número de valencia es 6, tiene la siguiente fórmula:



El subíndice del hidrógeno es 2 porque la valencia del azufre es par. El azufre no lleva subíndice.

El cálculo del subíndice del oxígeno es $\frac{2+6}{2} = 4$

¿Cómo se nombran los oxoácidos?

Estos ácidos se nombran de distintas maneras, según los números de valencia del no metal.

Si el no metal tiene:

- **un solo n° de valencia**, se escribe la palabra ácido seguida del nombre del no metal, con terminación ico. Por ejemplo, el ácido carbónico.
- **dos n° de valencia distintos**, se escribe la palabra ácido seguida del nombre del no metal con terminación oso, para el ácido con el no metal de n° de valencia menor. Para el de valencia mayor, cambia la terminación oso por ico. Son ejemplos el ácido nitroso y el ácido nítrico.
- **tres o cuatro n° de valencia distintos**, se nombra como indica el ejemplo que aparece en el cuadro siguiente:

Elemento	Valencia	Nombre
Cloro	1	Ácido hipocloroso
	3	Ácido cloroso
	5	Ácido clórico
	7	Ácido perclórico

Según esta regla, el ácido con azufre representado anteriormente, se designa **ácido sulfúrico**, ya que el n° de valencia 6 es la tercera valencia para el azufre.

Actividad n ° 15

Represente las fórmulas moleculares de todos los ácidos mencionados.

Oxosales o sales oxigenadas

Estos compuestos iónicos también conocidos como **sales ternarias**, presentan **un metal, no metal y oxígeno**.

Las oxosales se pueden considerar como derivadas, en parte, de los ácidos oxigenados; los iones negativos provienen de los ácidos y los positivos, de los metales. En las fórmulas se observa cómo se reemplazan los hidrógenos de estos ácidos por **metales**.

Por una parte, los ácidos oxigenados forman iones negativos poliatómicos (de varios átomos) y la carga negativa es igual al número de hidrógenos que tuviera el ácido. Los iones metálicos, como en los casos anteriores, llevan la carga que corresponda según su valencia.

¿Cómo se nombran las oxosales?

Estas sales se nombran con el nombre del ion negativo primero seguido del nombre del ion metálico, como en otras fórmulas donde estos intervienen. El ion negativo se escribe cambiándole la terminación al ácido, teniendo en cuenta el siguiente cuadro:

Terminación del ácido	Terminación de la sal
oso	ito

Por ejemplo, representemos la sal sulfato de sodio. Esta sal deriva del ácido sulfúrico H_2SO_4 que, sin sus hidrógenos forma el ion SO_4^{-2} . El ion sulfato está acompañado por el ion del metal sodio Na^+ . La fórmula de la sal estará formada por 2 iones Na^+ y un ion SO_4^{-2} , tal como se forma a continuación:



Los elementos se ordenan de la siguiente manera:

1^o el metal, 2^o el no metal y 3^o el oxígeno. La fórmula queda: Na_2SO_4

A continuación, le proponemos otras actividades de aprendizaje para aplicar lo aprendido.

Actividad n° 16

1. Escriba la fórmula de los compuestos ternarios cuyos nombres figuran a continuación:
 - a) Acido sulfuroso.
 - b) Hidróxido de cobre I.
 - c) Acido brómico.
2. Nombre los compuestos que figuran a continuación.
 - a) HNO_2
 - b) $\text{Fe}(\text{OH})_2$
 - c) $\text{Al}(\text{OH})_3$
 - d) H_2CO_3
3. Escriba las fórmulas de los compuestos que figuran a continuación:
 - a) Carbonato de sodio.
 - b) Hipoclorito de sodio.
 - c) Sulfito de hierro II.
 - d) Sulfato de cobre II.
 - e) Periodato de litio.

Recuerde que los compuestos que se estudian en Química Inorgánica tienen uniones iónicas o covalentes y, por lo tanto, las propiedades de cada tipo de estos compuestos se pueden interpretar acudiendo a los modelos de enlaces planteados*.

* Ver en la unidad anterior el tema referido a tipos de uniones químicas y en la Unidad 3 de Química A, los tipos de sustancias.

ÁCIDOS Y BASES

Además de las propiedades esperables según el tipo de compuesto, vale la pena detenerse a estudiar un grupo muy nombrado de compuestos, que son los **ácidos**.

Al investigar las soluciones acuosas, se determinó que una característica que poseen algunas de ellas es la de ser ácidas. ¿Qué significa ser "ácido"?

Comemos caramelos ácidos, nos han dicho que los limones, las naranjas y los pomelos son ácidos y alguna vez escuchamos y nos quejamos por tener acidez estomacal.

Los químicos establecen que una solución es ácida si, entre sus propiedades, encontramos sabor agrio (cuando se pueden probar), carcome algunos metales como el hierro, corroe el mármol y daña las membranas mucosas, como la de la lengua y la boca. Estas soluciones tendrán como soluto algún ácido de los estudiados u otros llamados orgánicos*.

Existen otras soluciones que son **básicas** y que anulan el efecto de las ácidas. Las soluciones básicas tienen sabor amargo (cuando se pueden probar) y descomponen las grasas, por esto se las usa, por ejemplo, como limpiahornos.

Aquellas soluciones que no son ni ácidas ni básicas son llamadas **neutras**, es decir, que no poseen ni las propiedades de las soluciones ácidas ni las de las soluciones básicas.

Una **base** es una sustancia que forma soluciones básicas al disolverla en agua. De los compuestos estudiados en esta unidad, son bases los hidróxidos y los carbonatos.

Hay soluciones de ácidos fuertes, como el ácido clorhídrico, al que los ferreteros llaman "muriático" y que se vende para limpiar inodoros; o el ácido sulfúrico, que se forma industrialmente a partir del azufre y es uno de los causantes de la lluvia ácida.

La lluvia ácida es uno de los fenómenos propios de la contaminación ambiental. En este caso los óxidos que producen algunas fábricas se transforman en ácidos con la humedad ambiente y caen en forma de lluvia.

Entre las bases, la soda cáustica o hidróxido de sodio es el principal componente de los destapa-cañerías y es una base fuerte; el bicarbonato de sodio es una base más débil y tiene variados usos domésticos.

* Éste tema se desarrolla en la Unidad 4 de esta Guía.

Los antiácidos

Nuestro estómago produce un jugo digestivo que contiene ácido clorhídrico. Ese ácido contribuye a disgregar los alimentos durante el proceso digestivo.

Cuando una persona tiene acidez estomacal, siente una sensación de ardor en la boca del estómago. Esto se debe a que en ese momento tiene más cantidad de ácido que lo habitual (esto puede deberse a lo que comió o a un estado de excitación nerviosa). Normalmente la acidez se combate tomando algún antiácido. Estas sustancias son bases débiles, como por ejemplo el bicarbonato de sodio, carbonato de calcio o hidróxido de aluminio o magnesio, que anulan el efecto de los ácidos sin llegar a dañar el estómago.

El pH

Una manera de informar si una solución es ácida, neutra o básica es decir cuál es su pH (se lee "pe-hache") y se usa muy frecuentemente. El pH es un número que oscila entre 0 y 14 y se lo emplea como una escala que permite decir la acidez o la basicidad de una solución en unidades numéricas. Así, tenemos algunos ejemplos:

pH	Carácter ácido o básico	Ejemplo
0	muy ácida	ácido clorhídrico puro
3	bastante ácida	jugo de un limón
5	apenas ácida	unas gotas de vinagre en un vaso lleno de agua
7	neutra	agua destilada
9	apenas básica	una cucharadita de bicarbonato disuelta en un vaso lleno de agua
11	bastante básica	agua de cal
14	muy básica	destapa - cañerías

Para que no produzca efectos perjudiciales sobre nuestra piel, el pH de un líquido varía entre 4 y 9. Lo ideal para el cuidado de la piel es que el pH del agua con que nos lavamos sea entre 7 y 8; en cambio el cabello queda mejor acondicionado cuando lo enjuagamos con una solución de pH entre 4 y 5. Por eso, nuestras abuelas acostumbraban enjuagarse el cabello con una mezcla de agua y vinagre, que tiene aproximadamente ese pH.

Orientaciones para la resolución de las actividades

QUÍMICA

ACTIVIDAD n° 11 :

1. y 2. Las uniones que se formarán serán, en cada caso:

- a) Iónica (metal + no metal).
- b) Iónica (metal + no metal).
- c) Covalente (no metal + no metal).
- d) Covalente (no metal + no metal).
- e) Covalente (no metal + no metal).
- f) Covalente (no metal + no metal).
- g) Iónica (metal + no metal).
- h) Covalente (no metal + no metal)

3. Las uniones que se forman son, en cada caso:

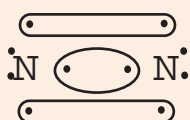
a) Unión iónica.



b) Unión covalente.



c) Unión covalente.



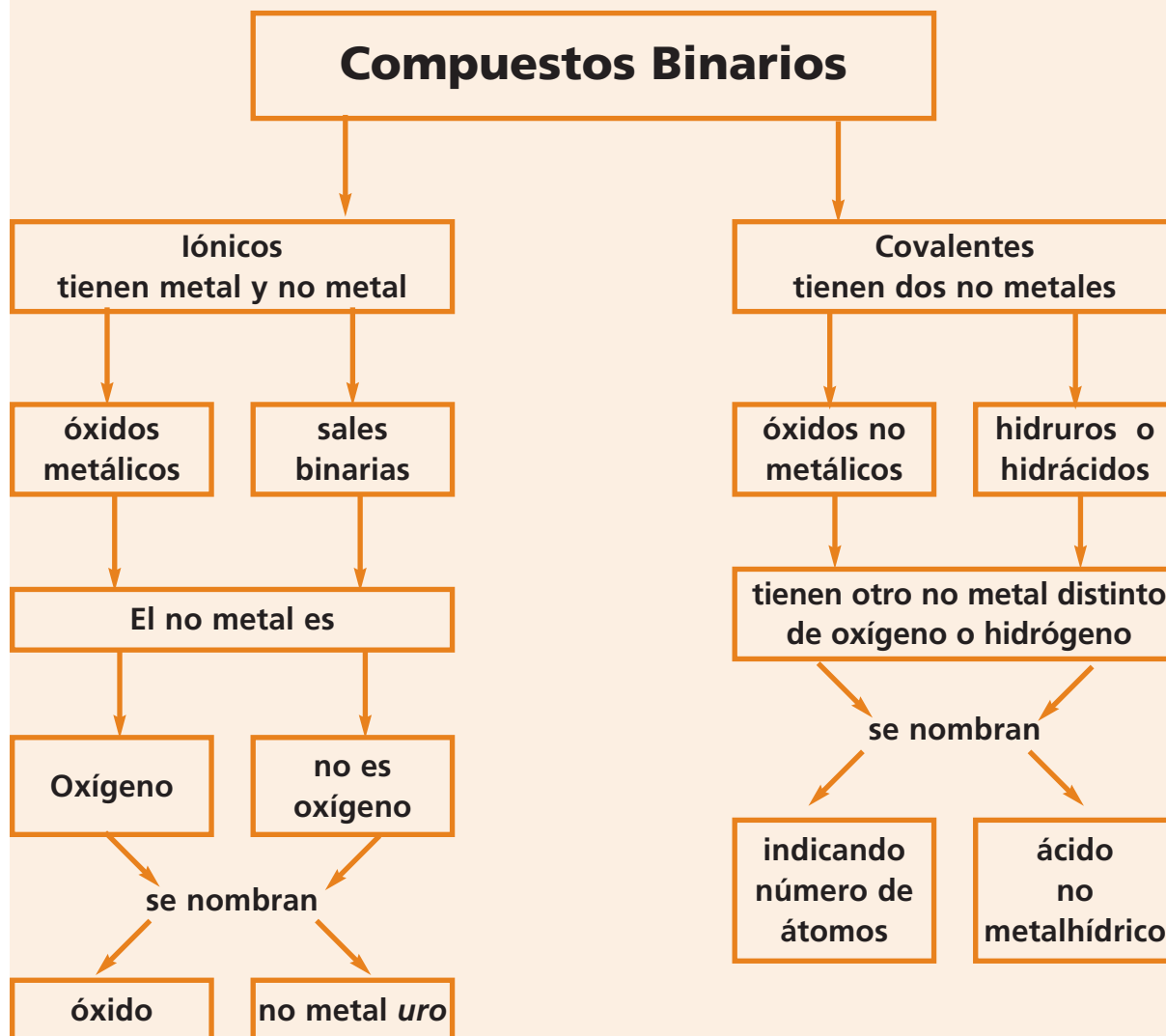
ACTIVIDAD n° 12

La respuesta está desarrollada en esta unidad.

ACTIVIDAD n° 13

La respuesta está desarrollada en esta unidad.

1. Un posible esquema sería:



2. Para resolver estos ejercicios debe considerar los subíndices que figuran en las fórmulas, debajo de cada elemento, y usar el prefijo que corresponda.

- a) Na_2O : es un óxido metálico. Se llama óxido de sodio porque el sodio Na tiene un sólo número de valencia.
- b) N_2O_5 : es un óxido no metálico. Se llama pentóxido de dinitrógeno porque el nitrógeno tiene subíndice 2 y el oxígeno 5.
- c) Cl_2O_3 : es un óxido no metálico. Se llama trióxido de dicloro porque el cloro tiene subíndice 2 y el oxígeno 3.

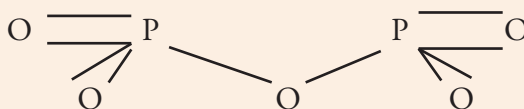
d) **MgO**: es un óxido metálico. Se llama óxido de magnesio porque el magnesio tiene un sólo número de valencia.

e) **BaBr₂**: es una sal binaria. Se llama bromuro de bario porque el bario tiene un sólo número de valencia.

f) **HF**: es un hidrácido. Se llama ácido fluorhídrico.

3. Las fórmulas de los compuestos son las siguientes:

a) P₂O₅



b) Ni= =O NiO

c) O=C=O CO₂

d) Br— H HBr

e) $\begin{array}{c} \text{---} \text{---} \text{I} \\ \text{Ca} \text{---} \text{---} \text{I} \end{array}$ CaI₂

ACTIVIDAD n° 15

Las fórmulas moleculares de los compuestos son:

- ácido carbónico: H₂CO₃ porque la valencia del carbono es 4 y, como es par, lleva 2 H. El cálculo para los oxígenos es en este caso: $\frac{4+2}{2} = 3$
- ácido nítrico: HNO₃ porque la valencia del nitrógeno es 5 y como es impar lleva 1 H. El cálculo para los oxígenos es, en este caso: $\frac{5+1}{2} = 3$. En el caso del ácido nitroso el 5 se reemplaza por 3.

Siguiendo el mismo procedimiento:

- ácido hipocloroso **HClO**
- ácido cloroso **HClO₂**
- ácido clórico **HClO₃**
- ácido perclórico **HClO₄**

1. Las fórmulas serán:



2. Los nombres son:

a) Acido nitroso.

b) Hidróxido de hierro II.

c) Hidróxido de aluminio .

d) Acido carbónico.

3. Para representar las fórmulas de estas oxosales recuerde que debe escribir primero las fórmulas de los ácidos siguiendo las reglas para la representación de oxoácidos.

a) Na_2CO_3 por que el ácido carbónico es H_2CO_3 y el ion que queda al quitarle 2 hidrógenos es CO_3^{-2} y cada sodio es Na^+ .

b) NaClO por que el ácido hipocloroso es HClO y el ion que queda al quitarle 1 hidrógeno es ClO^{-1} y cada sodio es Na^+ .

De la misma manera se procede con los demás ejercicios:





La química y la diversidad de sus compuestos orgánicos

De la misma manera que en la Unidad 3, en esta unidad usted estudiará las distintas agrupaciones de otros compuestos, llamados orgánicos. Además, podrá caracterizar distintos compuestos según su pertenencia a un grupo de sustancias y, de esta manera, anticipar alguna de sus propiedades. Conocerá el lenguaje químico utilizado para nombrar esas sustancias y podrá representar de distinta manera moléculas de estos compuestos, como así también leer esas representaciones. Por otra parte, analizará las propiedades físicas de cada familia de compuestos y conocerá algunas reacciones químicas características de esos compuestos.

LOS COMPUESTOS DEL CARBONO

El estudio de los compuestos abordados en la Química del carbono abarca un sinnúmero de ejemplos. Estos pueden clasificarse de acuerdo con los elementos que los componen y con la manera en que están unidos los átomos en sus moléculas. Esta clasificación nos permite estudiar los compuestos agrupados en familias. Las moléculas de estos compuestos se caracterizan por estar formadas por un esqueleto de átomos de carbono unidos entre sí y unidos con hidrógeno, pudiendo además estar unidos a O, N, Cl, Br, I, S y P.

4.1. Los hidrocarburos

El primer grupo de compuestos que estudiará son los **hidrocarburos**, que son los más sencillos entre los compuestos del carbono. Están formados exclusivamente por **carbono** e **hidrógeno**, es decir, son compuestos binarios.

Los hidrocarburos forman el petróleo y el gas natural y son altamente combustibles. Por esta razón, su utilización en la vida moderna resulta imprescindible para calefaccionar las viviendas y oficinas, para hacer funcionar los motores de los autos y transportes en general, para cocinar, para los encendedores, etc.

Los hidrocarburos pueden clasificarse de diversas maneras. Una de ellas consiste en agruparlos de acuerdo con los enlaces presentes entre los átomos de C, que pueden ser simples, dobles o triples, según compartan entre carbonos un par de electrones, dos o tres.

Teniendo en cuenta este criterio, los hidrocarburos pueden ser **alcanos**, **alquenos** o **alquinos** respectivamente.

ALCANOS

Los **alcanos** son hidrocarburos en los que las uniones entre carbonos son siempre simples.

Todos los alcanos se nombran utilizando un prefijo, que indica el número de átomos de C que lo compone y luego la terminación "**ano**". Los cuatro primeros términos de esta familia tienen prefijos especiales: **met**, **et**, **prop** y **but**, para 1, 2, 3 y 4 carbonos respectivamente. Todos ellos se utilizan como combustibles en los domicilios y en los encendedores.

A partir de los 5 átomos de C, se utilizan los prefijos (**penta** -5-, **hexa** -6-, **hepta** -7-, etc.)



Consulte en los textos el capítulo dedicado a Química Orgánica. Transcriba y analice los nombres, las fórmulas moleculares y fórmulas desarrolladas o estructurales de los cinco primeros alcanos.

Recuerde que cada línea representa un par de electrones compartido y que cada carbono completa 4 uniones. Si no lo hace con uniones entre carbonos lo hará con hidrógenos hasta unir sus 4 electrones.

Como habrá consultado en la bibliografía, al escribir las fórmulas estructurales que representan cómo se unen todos los átomos entre sí, habrá notado que todos los carbonos siempre establecen 4 uniones, comparten los 4 electrones que poseen en el último nivel*.

Para simplificar las fórmulas desarrolladas, se pueden escribir **fórmulas semi-desarrolladas**, que consisten en representar las uniones carbono por carbono con los hidrógenos que tenga unidos, sin representar las uniones entre C e H. Por ejemplo, para el pentano, cuya fórmula molecular es C_5H_{12} , la fórmula semidesarrollada sería:



Estas fórmulas semidesarrolladas resultan útiles para interpretar los compuestos orgánicos, debido a que los mismos pueden presentar cadenas muy largas haciendo engorroso el trabajo con las fórmulas desarrolladas.

Se puede deducir una fórmula general para cada familia de compuestos que permite escribir la fórmula molecular de cualquier compuesto. Así, para los alcanos, la fórmula general es: $C_n H_{2n+2}$ donde **n** es el número de átomos de carbono.

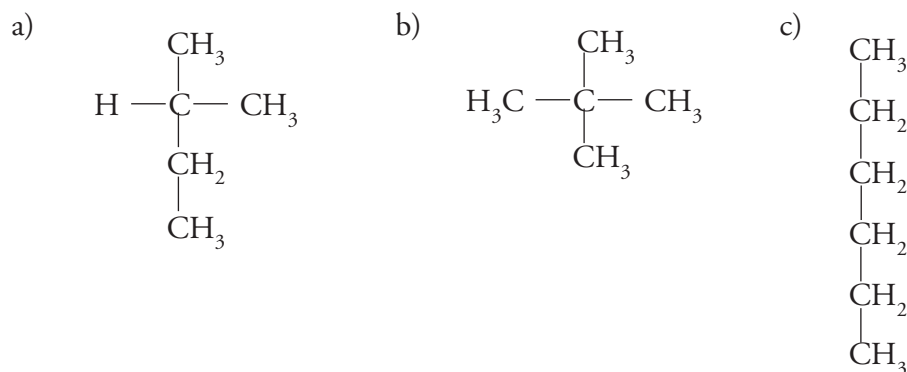
Por ejemplo, de acuerdo con la fórmula general, un alcano de 8 carbonos (octano), tendrá como fórmula molecular: C_8H_{18}

* Consulte el tema sobre uniones químicas en la Unidad 2 de esta Guía.

ISÓMEROS

Una característica particular de los compuestos orgánicos es que pueden existir distintos compuestos con la misma fórmula molecular pero distinta forma en el espacio. A estos compuestos se los llama **isómeros** y tienen propiedades diferentes. Esto se explica porque son compuestos distintos.

Veamos los siguientes ejemplos:



Estas tres moléculas tienen la misma fórmula molecular, que es C_5H_{12}

Las tres moléculas corresponden a tres compuestos diferentes y, por lo tanto, tienen propiedades distintas.

Tal como se ve en las figuras, existen alcanos **lineales** donde la cadena no se interrumpe (como el del tercer ejemplo) y alcanos **ramificados** donde hay una cadena principal y unida a ella, carbonos con hidrógenos (como el primero y el segundo). Estos carbonos con hidrógenos que “sobresalen” de la cadena los llamamos ramificaciones o **radicales alquilo** y son como alcanos a los que les falta un hidrógeno.

Al nombrar unos y otros, ¿cómo diferenciar un alcano lineal de uno ramificado?

En el caso de los alcanos ramificados sus nombres se establecen de acuerdo a un conjunto de reglas que siguen una convención. Estas reglas son:

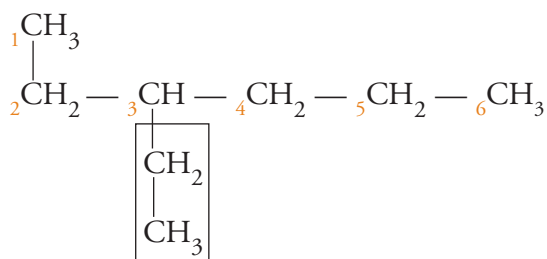
- se busca la cadena más larga y se enumera de manera tal que le corresponda el número más pequeño a la primera ramificación
- se localizan las ramificaciones y sus posiciones
- se nombran primero las ramificaciones y sus posiciones en la cadena principal y luego el nombre de la cadena más larga. Las ramificaciones se nombran con los prefijos que indican el número de carbonos y la terminación **il** o **ilo**.

Es importante mencionar que los compuestos pueden representarse indistintamente en forma horizontal o vertical, pudiendo también tener zonas horizontales y verticales alternadas. Las moléculas tienen volumen y, al dibujarlas en un papel, se las coloca en un solo plano sin considerar su forma espacial. En las representaciones modernas, se ubican los carbonos con sus hidrógenos uniendo los vértices con un zigzag, porque los modelos de estas moléculas así los interpretan. Por ejemplo:



Es la representación de un butano. Cada vértice tiene carbono y los hidrógenos necesarios para compensar su valencia 4.

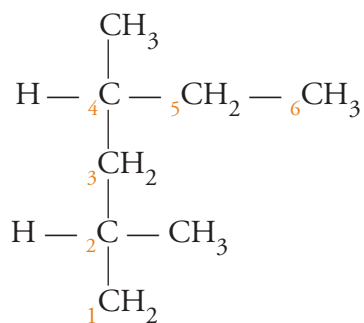
Aclaremos esto con algunos ejemplos:



Molécula de 3-etilhexano

Esta fórmula tiene una cadena que no se interrumpe, de 6 carbonos. Esta puede ser la que está numerada o la que empieza en el carbono 6 y sigue hacia abajo.

Se numeró de esta manera para que le corresponda a la ramificación el número 3, si no le hubiera correspondido un 4. Si se empieza la numeración por abajo, el nombre sería el mismo. Etil es el nombre de la ramificación de 2 carbonos.



Molécula de 2,4-dimetilhexano

Los números 2 y 4 indican las posiciones de las ramificaciones en la cadena. El prefijo di indica que hay dos ramificaciones iguales, señaladas con un recuadro.

El término metil corresponde al nombre de la ramificación con un solo carbono (si la ramificación posee 2 carbonos, se llama etil; de 3, propil, etc.). El término hexano nombra la cadena principal que corresponde a un alcano de seis carbonos.

Le proponemos realizar algunas actividades para aplicar lo aprendido.

Actividad n° 17

Nombre los compuestos que fueron representados al introducir el concepto de isómeros de fórmula C_5H_{12}

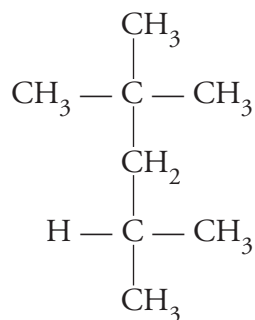
Actividad n° 18

Dados los siguientes compuestos:

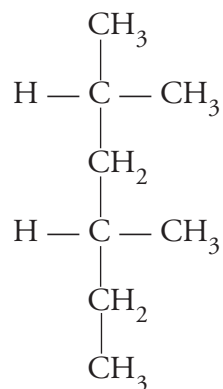
1. Nómbralos.

2. Compárelos e indique si son isómeros.

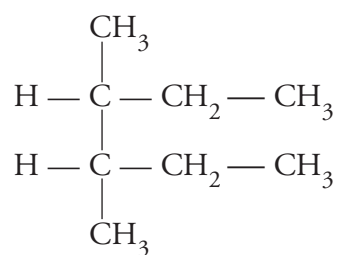
a)



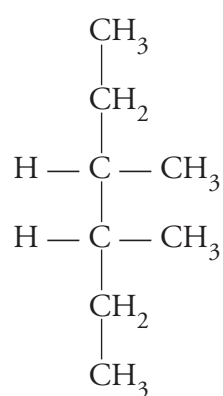
b)



c)

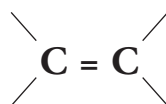


d)



ALQUENOS Y ALQUINOS

También son hidrocarburos compuestos por C e H. El hidrocarburo que posee en su molécula al menos una doble unión o doble enlace entre dos átomos de C, se incluye en la familia de los **alquenos** y esta es la característica de estos compuestos. Se representan de la siguiente manera:

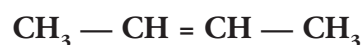


Los alquenos se nombran de la misma manera que los alcanos respectivos, pero utilizando la terminación "**eno**". Su fórmula general es: C_nH_{2n}

Los **alquinos** son aquellos compuestos que presentan un triple enlace entre dos átomos de C de la cadena. Los alquinos se nombran en forma similar a los alcanos respectivos, pero utilizando la terminación "**ino**". Su fórmula general es: $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$

Tanto en el caso de los alquenos como en el de los alquinos, la doble o triple unión puede estar en distintas posiciones de la cadena. Además, cada carbono tendrá otros enlaces con hidrógeno y con carbono hasta completar las cuatro uniones que tienen estos átomos.

Por ejemplo:

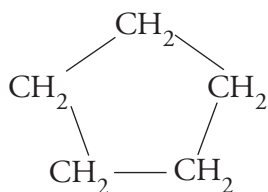


Para diferenciar estos dos compuestos también se usa un número que indica la posición del enlace múltiple, doble en este caso. De este modo, el primero se denomina 1-buteno y el segundo, 2-buteno. Estos dos compuestos son isómeros ya que responden a la misma fórmula molecular pero presentan distinta forma en el espacio.

De acuerdo al tipo de enlaces, los hidrocarburos pueden clasificarse en **saturados** y **no saturados** o **insaturados**. Llamamos **hidrocarburos saturados** a aquellos que tienen todos sus enlaces o uniones covalentes simples. Son **insaturados** aquellos hidrocarburos que presentan una o varias uniones múltiples (dobles o triples) en la cadena carbonada.

Existen otros hidrocarburos que se llaman **cíclicos** o de cadena **cerrada** que, si bien no tienen la misma fórmula general que los alcanos, tienen propiedades similares a estos por tener enlaces simples. Se llaman **cicloalcanos**.

Es un ejemplo el que se muestra en la siguiente figura:



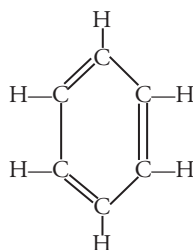
Molécula de ciclopentano. Su fórmula molecular es C_5H_{10}

Para revisar los conceptos relacionados con hidrocarburos insaturados y cicloalcanos, le proponemos la siguiente actividad.

Actividad n° 19

1. Represente la fórmula semidesarrollada de las siguientes moléculas de hidrocarburos:
 - a) Eteno o etileno
 - b) Propeno o propileno
 - c) Etino (llamado comúnmente acetileno)
 - d) Ciclohexano

Además de los hidrocarburos presentados, existe otro grupo, con propiedades muy particulares, denominados hidrocarburos **aromáticos**. Uno de los más conocidos es el benceno, que se obtiene del petróleo y es muy utilizado en la industria química. Este compuesto, como otros compuestos aromáticos, son anillos de 6 carbonos donde cada carbono tiene un enlace doble con un carbono y uno simple con otro. Para comprender esta descripción se representa su fórmula desarrollada de la siguiente manera:



Fórmula desarrollada del benceno. Su fórmula molecular es C_6H_6

Ahora que ya trabajó con la clasificación de los hidrocarburos, continuaremos con el estudio de las propiedades de estos compuestos.

Propiedades físicas de alcanos



Vuelva a leer el capítulo referido a hidrocarburos.

Analice los puntos de ebullición de los alcanos que allí figuren y vincúlelos con el tamaño de las moléculas de distintos compuestos. Para ello, consulte las tablas que figuran en los textos.

Tal como consultó, las propiedades físicas de los alcanos varían regularmente a medida que aumenta el número de carbonos de la cadena.

Veamos un ejemplo:

De acuerdo con los valores de la tabla, la temperatura a la que hierven los líquidos, es decir el punto de ebullición (P.E.) del hexano (alcano de 6 carbonos) es mayor que el del pentano (alcano de 5 carbonos).

Por otra parte, si se compara un isómero ramificado con su isómero lineal respectivo, notará que el ramificado presenta el punto de ebullición más bajo que el lineal.

Esto se explica del siguiente modo.

Existen fuerzas de atracción muy débiles entre las moléculas covalentes.*

En el caso de las moléculas lineales, las fuerzas de atracción son más fuertes que en las moléculas ramificadas. Entre las moléculas lineales hay mayor superficie de contacto porque hay varios puntos de contacto; en cambio entre las moléculas ramificadas, la superficie de contacto es menor. Es algo semejante al contacto que pueden tener distintas cintas entre sí en comparación al que puedan tener distintas esferas.

Es por ello que las moléculas lineales necesitan más energía que las ramificadas para romper las uniones entre sí y, de esta manera, cambiar y formar el estado gaseoso.

Se puede decir que la composición y la estructura espacial de los compuestos determinan sus propiedades físicas.

Si retomamos los ejemplos sobre isómeros de fórmula C_5H_{12} , el n-pentano tiene mayor P.E. que el dimetilpropano.

De la misma manera, mencionaremos que las propiedades físicas de los alquenos y alquinos presentan las mismas variaciones que los alcanos.

* Este tema ha sido desarrollado en la Unidad 2 de Química B.

Otras propiedades de los hidrocarburos

El conjunto de reacciones químicas* que caracteriza a una familia de compuestos constituye lo que se denominan propiedades químicas.

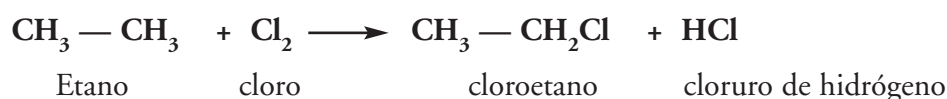
Las reacciones químicas de los compuestos del carbono se clasifican fundamentalmente en tres clases de reacciones. Pueden ser de:

-
- **Sustitución:** donde se reemplaza un átomo de un compuesto por otro.
 - **Adición:** donde se agregan átomos a un compuesto.
 - **Eliminación:** donde se pierden átomos en un compuesto (la trataremos más adelante).
-

Analicemos las diferentes reacciones químicas de los hidrocarburos.

Los alcanos tienen reacciones de sustitución. Son reacciones de sustitución porque **se reemplaza un hidrógeno** de un alcano por cloro, bromo o yodo, elementos que pertenecen al grupo 17 de la Tabla Periódica, llamados halógenos. Por lo tanto las reacciones de sustitución de los alcanos se llaman de **halogenación**.

Veamos el siguiente ejemplo:



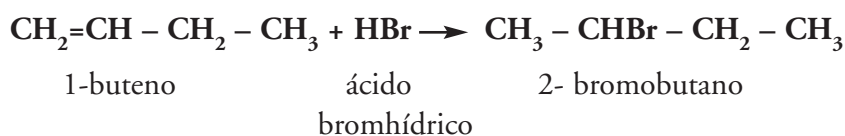
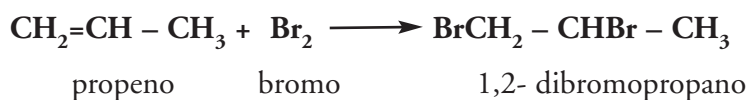
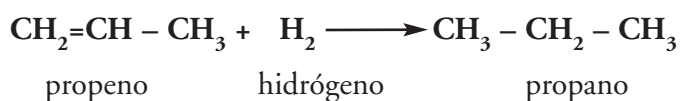
En este caso, el etano reemplaza un átomo de hidrógeno por uno de cloro y, en consecuencia, este tipo de reacciones siempre forma dos nuevos productos. En cambio, los alquenos y alquinos realizan reacciones de adición. Como tienen dobles o triples enlaces, pueden incorporar átomos si se **rompen estos enlaces**.

Son ejemplos de este tipo de reacciones:

- 1- hidrogenación (adición de hidrógeno)
 - 2- halogenación (adición de halógeno)
 - 3- hidrohalogenación (adición de hidrógeno y halógeno)
-

* Puede revisar este tema desarrollado en la Unidad 4 de Química A.

Veamos los siguientes ejemplos:



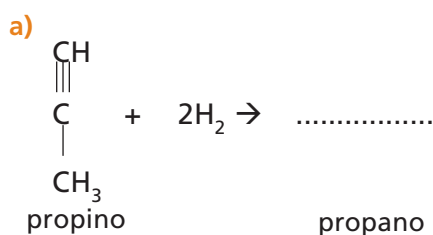
A los compuestos que se forman con halógeno se los denomina halogenuros de alquilo. Estos se nombran de la misma manera que los alcanos ramificados, sólo que se designa la posición y el nombre del halógeno. Si hay varios átomos de un halógeno, se usan los prefijos correspondientes.

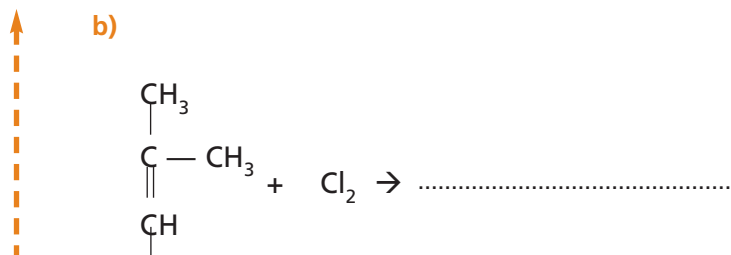
Actividad n° 20

- La siguiente tabla presenta los puntos de ebullición de tres alcanos lineales. A partir de la interpretación de la misma, ordene los compuestos de mayor a menor número de carbonos en la cadena.

Compuesto	Punto de ebullición ° C
A	252
B	343
C	287

- Complete las siguientes ecuaciones y justifique si son reacciones de adición o sustitución





2-metil-2-buteno

2-metil-2,3-diclorobutano



etano

iodoetano

yoduro de hidrógeno

Polímeros sintéticos

Se denominan polímeros a un grupo de macromoléculas (moléculas grandes) formadas por la unión química de numerosas moléculas pequeñas llamadas monómeros. Los polímeros sintéticos son aquellos fabricados por la industria química.

A fines del siglo XIX se preparó el primer polímero sintético, el celuloide, que se obtuvo a partir de la celulosa. Este material se desarrolló y permitió confeccionar películas muy delgadas que se emplearon en la industria del cine. Más tarde aparecieron nuevos polímeros sintéticos que, como el caso del nylon, se ha utilizado para confeccionar las primeras medias femeninas de ese tipo y marcaron hitos en la historia de la humanidad.

Los plásticos constituyen un grupo muy particular y diverso de polímeros que se caracterizan porque se obtienen por un proceso llamado **polimerización**. Entre los plásticos de mayor uso se encuentran el polietileno y el polipropileno. El polietileno resulta de la polimerización del etileno (eteno) y el polipropileno, del propeno. El polietileno se utiliza comúnmente para fabricar bolsas, envases, juguetes, etc. El polipropileno, con propiedades similares al anterior, también se usa para fabricar envases, material de laboratorio, alfombras etc. Los métodos de polimerización más importantes son: polimerización por adición y por condensación.

Los monómeros más utilizados por la industria en esta clase de proceso pertenecen al grupo de los hidrocarburos y, entre ellos, se incluyen principalmente los alquenos.

Este tipo de polimerización se lleva a cabo a partir de reacciones de adición sobre el doble enlace de los alquenos y, en consecuencia, se produce la unión de sucesivas moléculas de este tipo de compuestos como los ya estudiados.

Por ejemplo, en el caso de la polimerización del etileno y en condiciones determinadas de presión y temperatura, una molécula de etileno reacciona sobre otra del mismo compuesto, produciendo una reacción en cadena que determina la formación de macromoléculas de polietileno. Este plástico es insoluble en una diversidad de materiales líquidos y es por ello que se lo utiliza para la confección de contenedores y envases.*

Entre los polímeros de este grupo se incluyen también el polipropileno, el PVC de las cañerías, el poliestireno que se emplea para la fabricación del telgopor, el cashmilon de las prendas de vestir, y el teflón de las sartenes y ollas antiadherentes.

4.2. Compuestos oxigenados

Además de los hidrocarburos, hay diversos tipos de compuestos orgánicos. Todos estos son compuestos ternarios y cuaternarios formados por C, H, O (compuestos oxigenados) C, H y N (compuestos nitrogenados ternarios) y C, H, O y N (compuestos nitrogenados cuaternarios).

Esta diversidad de compuestos se agrupa, para su estudio, en diferentes familias.

Cada familia es una **función química** y, como tal, tiene un conjunto de propiedades que la caracteriza. Por ejemplo, los alcoholes son una función química ya que poseen un grupo de propiedades particulares que los definen como tales. Cada función química queda caracterizada, a escala molecular, por lo que los químicos llaman **grupo funcional**. Un grupo funcional es un grupo de átomos unidos de tal manera que le otorgan al compuesto las propiedades que lo caracterizan.

ALCOHOLES

Habitualmente usamos el término alcohol para referirnos a las bebidas llamadas alcohólicas como el vino, la sidra y el champagne, que contienen el mismo alcohol etílico que el de uso farmacéutico.

Los alcoholes forman un conjunto grande de sustancias cuyo grupo funcional es el oxhidrilo:



* Ver el tema referido a macromoléculas en la Unidad 3 de Química A.

Busque en los textos, en el capítulo sobre compuestos del carbono, información sobre alcoholes:

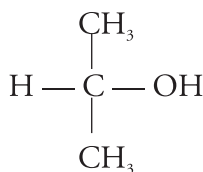


1. ¿De qué maneras se puede obtener alcohol etílico?
2. Mencione por lo menos dos alcoholes diferentes de uso conocido.

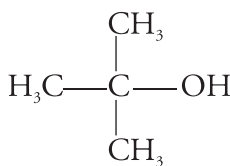
Los alcoholes pueden clasificarse, según la ubicación del oxhidrilo en la cadena, en alcoholes **primarios**, **secundarios** o **terciarios**, según que el grupo -OH esté unido a un carbono primario, secundario o terciario respectivamente. Para nombrarlos, se usa la terminación **ol**.

Los carbonos se clasifican en **primarios**, si están unidos a 1 sólo átomo de carbono, carbonos **secundarios** si están unidos a 2 átomos de carbono y terciarios si están unidos a 3 carbonos.

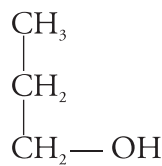
Veamos los siguientes ejemplos de alcoholes:



2-propanol
(alcohol secundario)



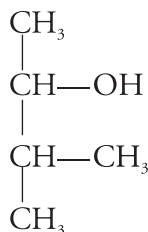
2-metil-2-propanol
(alcohol terciario)



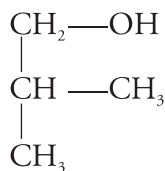
1-propanol
(alcohol primario)

Como se muestra en los ejemplos, los números delante del nombre del alcohol indican la ubicación del grupo funcional — OH. Primero se nombran las ramificaciones y la posición en que se encuentran. Para elegir por dónde empezar la numeración, se localiza el oxhidrilo y se le hace corresponder el número más pequeño.

Veamos el nombre de estos ejemplos:



3-metil-2-butanol



2-metil-1-propanol

Actividad n° 21



Consulte en los textos las tablas de propiedades físicas de los alcoholes y responda:

1. ¿Cómo varían los puntos de ebullición de los alcoholes en función del número de carbonos de la cadena?
2. ¿Cómo se explican las diferencias entre los puntos de ebullición de los alcoholes? Si necesita ayuda, revise la variación de las propiedades físicas de los alcanos.

Además, existen otros alcoholes llamados fenoles, que son compuestos aromáticos ya que el grupo funcional —OH está unido al benceno. El fenol fue el primer antiséptico usado en una operación en 1867. Hasta ese momento, la gente podía morir fácilmente por infecciones en una operación. Hoy en día se usa algún compuesto derivado, con el mismo objetivo.

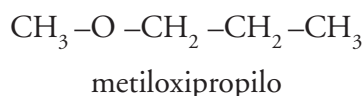
Éteres:

Estos compuestos poseen como grupo funcional un átomo de oxígeno unido a dos carbonos en el medio de una cadena carbonada:



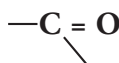
El éter más común es el llamado etílico $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—O—CH}_2\text{—CH}_3$ conocido como éter, simplemente. Hoy en día se lo usa como solvente de muchas sustancias insolubles en agua y ha sido el anestésico más utilizado hacia mediados del siglo XIX. Su punto de ebullición es muy bajo (36°C) y además es muy inflamable.

Se lo denomina nombrando las ramificaciones, separadas por la palabra oxi, y empezando por orden alfabético. En caso de repetirse las ramificaciones, se usa el prefijo di. Así, el éter mencionado se llamaría éter dietílico. Otro ejemplo es:



ALDEHÍDOS Y CETONAS

Estos compuestos se caracterizan por poseer como grupo funcional al carbonilo:



Nota: las rayas representan las distintas uniones entre átomos; en este caso se representan en un plano pero pueden tener cualquier dirección.

En el caso de los aldehídos, el carbonilo está siempre en el carbono primario; mientras que en las cetonas está en un carbono secundario.

La presencia del mismo grupo carbonilo para ambos determina que las propiedades físicas de aldehídos y cetonas sean similares y sus diferencias se deben a la posición en la cual se encuentra el carbonilo.

Para nombrarlos se siguen las mismas reglas que para los alcanos, pero cambia la terminación por "**al**" o por "**ona**", según se trate respectivamente de aldehídos o cetonas.

Le proponemos ahora que profundice sus conocimientos, con la ayuda de la bibliografía.

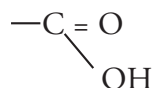
Actividad n° 22

Consulte en la bibliografía los capítulos referidos a compuestos del carbono. Escriba y analice las fórmulas semidesarrolladas de los aldehídos de 1, 2 y 3 carbonos y de las cetonas de 3 y 4 carbonos. Nómbralos.



ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

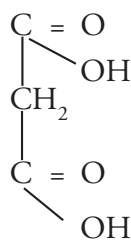
Estos compuestos se caracterizan por poseer como grupo funcional al **carboxilo**, que sólo puede ubicarse en el carbono primario. Poseen las mismas propiedades que los ácidos inorgánicos aunque son, en su mayoría, ácidos débiles con pH mayor que 4.



Para nombrarlos, se antepone la palabra **ácido** al nombre de la cadena carbonada y se cambia la terminación del alcano respectivo, por "**oico**".

Algunos ejemplos conocidos son el ácido acético o etanoico del vinagre y el ácido cítrico del jugo de limón.

Existe además, un grupo de ácidos llamados **diácidos**, como el ejemplo que presentamos a continuación, que tienen dos grupos carboxilo, uno en cada extremo de la cadena.



ácido propano**di**oico

Comparación de las distintas propiedades físicas de compuestos oxigenados

Le proponemos la siguiente actividad:



Consulte en la bibliografía las propiedades físicas de alcoholes, aldehídos y cetonas tales como estados de agregación (sólido, líquido y gaseoso) o puntos de ebullición. Establezca una comparación entre dichas propiedades.

Sintetizando lo que usted ha leído, cuando se quiere establecer una comparación entre las propiedades físicas de los distintos compuestos oxigenados se puede advertir que:

- los alcoholes tienen puntos de fusión y ebullición más altos que los alcanos de igual número de carbonos, porque establecen uniones intermoleculares puente de hidrógeno. Es por ello que requieren más energía para pasar de estado líquido al gaseoso.
- los aldehídos y cetonas tienen puntos de fusión y ebullición más bajos que los alcoholes correspondientes. Esto se debe a que no forman uniones puente de hidrógeno porque en estos compuestos el átomo de hidrógeno no está unido al oxígeno.
- los ácidos carboxílicos tienen puntos de fusión y ebullición más altos que el resto de las otras funciones oxigenadas, ya que forman uniones puente de hidrógeno más fuertes. Además son más polares que los otros, por tener dos oxígenos.

Propiedades químicas de los compuestos oxigenados

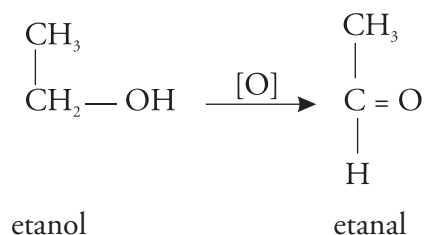
Alcoholes

Los alcoholes presentan una variedad de propiedades químicas que los caracterizan como tales. Entre ellas, las **reacciones de oxidación**, que son transformaciones en las que el compuesto gana oxígeno y/o pierde hidrógeno, permite identificar a los alcoholes. Esto significa reconocer un alcohol entre otros compuestos y también, diferenciar un alcohol primario de uno secundario o de uno terciario.

Analicemos los siguientes ejemplos de reacciones de oxidación:

Nota: Los alcoholes se oxidan en presencia de sustancias llamadas agentes **oxidantes**. La letra O entre corchetes indica que se utiliza un agente oxidante y los hidrógenos que ya no se encuentran en el producto (el aldehído) han formado un compuesto con el agente oxidante.

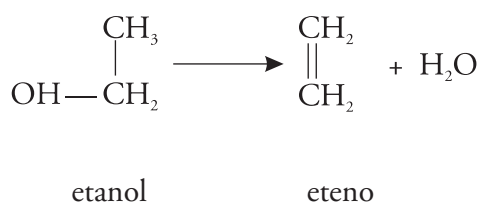
Oxidación de alcoholes primarios:



Esta transformación de alcohol a aldehído recibe el nombre de **oxidación suave**. Si la oxidación no se controla adecuadamente, los alcoholes primarios pueden oxidarse a ácidos carboxílicos. Esta transformación recibe el nombre de **oxidación fuerte**. Esto sucede cuando el vino se "pica", ya que el etanol del vino se oxida a ácido acético por la acción de ciertos microorganismos.

Para el caso de los alcoholes secundarios, las reacciones de oxidación dan como productos cetonas. Por el contrario, los alcoholes terciarios no se oxidan en las mismas condiciones.

Existe además otro tipo de reacción, que es de **eliminación**, donde un alcohol se convierte en alqueno. Veamos un ejemplo:



En esta transformación también se obtiene agua, como producto que se forma con el OH del alcohol y el H del otro carbono.

Aldehídos y cetonas

Los aldehídos y cetonas tienen diversas propiedades químicas que los caracterizan. Entre ellas, algunas **reacciones de identificación** permiten reconocer este tipo de compuestos en el laboratorio. Para ello, los químicos cuentan con sustancias llamadas **reactivos específicos**.

De esta manera, dichas sustancias producen reacciones con los compuestos, dando nuevos productos que se detectan por señales observables (cambio de color, aparición de un sólido nuevo, etc.)*.

Para diferenciar aldehídos de cetonas, se utiliza el **reactivo de Fehling**, que sólo reacciona con aldehídos y no con cetonas. Este reactivo está preparado con

* Puede consultar este tema en la Unidad 4 de Química A.

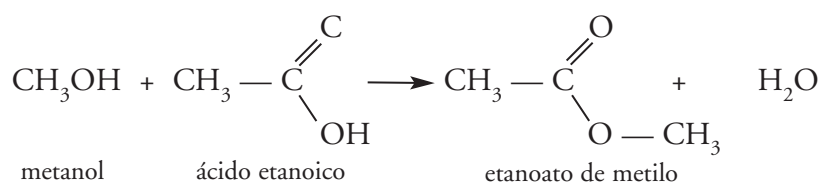
una solución de sulfato de cobre II (CuSO_4) de color turquesa. Cuando reacciona con un aldehído, la señal que da cuenta de esta transformación, es un cambio de color a marrón. Algunos azúcares simples* como la glucosa, dan esta reacción. Este reactivo se utiliza para determinar glucosa en sangre.

Ácidos carboxílicos

Estos compuestos poseen diversas propiedades químicas que los caracterizan. Una propiedad que sirve para identificarlos y diferenciarlos de otros compuestos, es que reaccionan con una sal llamada bicarbonato de sodio (conocida por su uso doméstico) para dar dióxido de carbono, que es un gas. La señal que se observa es la aparición de burbujas.

Otra propiedad que los identifica, es que los ácidos se combinan con los alcoholes para dar compuestos llamados ésteres. Muchos de estos compuestos son los que dan el gusto o aroma a los alimentos. Algunos de ellos son los responsables del aroma o gusto a manzana, banana, tuti fruti, jazmín.

Veamos el siguiente ejemplo de formación de un éster:



En esta transformación también se obtiene agua como producto. Los ésteres se nombran como derivados de los ácidos que les dieron origen. Para ello, se nombra la cadena del ácido con terminación "**ato**" (sin usar la palabra ácido), seguido del nombre del alcohol, que cambia su terminación "**ol**" por "**ilo**". Así, el éster que se obtiene al combinar ácido etanoico con metanol, se nombrará etanoato de metilo.

Actividad n° 23

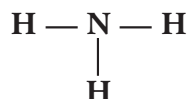
1. Represente las ecuaciones químicas de formación de los siguientes productos:
 - a) Propanal.
 - b) Etanoato de etilo.

* Las características de este tipo de compuestos se trataron en la Unidad 3 de Química A.

4.3. Compuestos nitrogenados

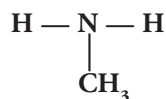
Entre la diversidad de los compuestos del carbono existen aquellos que tienen nitrógeno. Algunos, como las aminas, son compuestos ternarios (C, H y N) y otros, como las amidas, son cuaternarios (C, H, O y N).

Las aminas pueden considerarse derivados del amoníaco cuya fórmula desarrollada es:



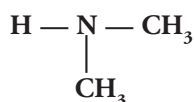
Estos derivados se forman cuando los hidrógenos del amoníaco son reemplazados por grupos metilos, etilos, propilos, etc. Las aminas se clasifican en:

aminas primarias: cuando se reemplaza un único hidrógeno del amoníaco.



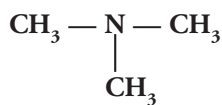
metilamina

aminas secundarias: cuando se reemplazan dos átomos de hidrógeno del amoníaco.



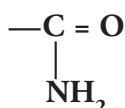
dimetilamina

aminas terciarias: cuando se reemplazan tres.

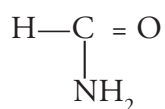


trimetilamina

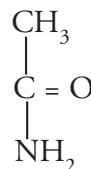
Por otro lado, las amidas tienen como grupo funcional característico:



Veamos algunos ejemplos:



metanamida
(1 carbono)



etanamida
(2 carbonos)

Tal como muestran los ejemplos, las amidas se nombran con el prefijo “**metan**”, “**etan**”, etc; según el número de carbonos, seguido de la terminación **amida**.

Actividad n° 24

1. Represente la fórmula semidesarrollada de los siguientes compuestos:
 - a) butanamida
 - b) propanamida
 - c) etilamina

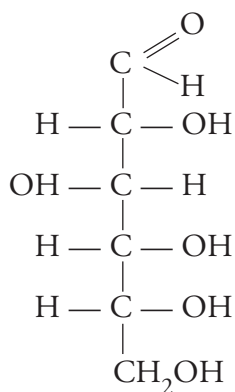
4.4. Biomoléculas

Para terminar esta unidad analizaremos las distintas sustancias biológicas que componen los seres vivos. Esto es así porque las biomoléculas son moléculas orgánicas. Muchas de las propiedades de cada una de esas moléculas están relacionadas con los grupos funcionales que poseen.

Las biomoléculas que usted estudió en la Unidad 3 de Química A son compuestos orgánicos. Así, los glúcidos son aldehídos o cetonas polihidroxilados: moléculas que poseen al grupo carbonilo, en un carbono primario (aldehídos) o secundario (cetonas) y múltiples grupos hidroxilo en el resto de los carbonos.

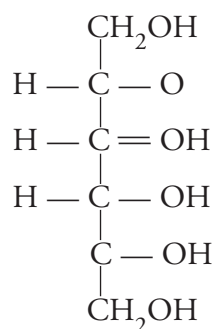
Es por ello que estos compuestos presentan las mismas propiedades químicas que los aldehídos, cetonas y alcoholes.

Veamos dos ejemplos conocidos:



Molécula de glucosa

(2,3,4,5,6 pentahidroxihexanal)



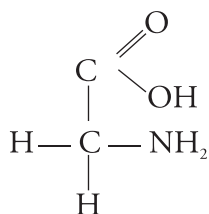
Molécula de fructosa

(1,3,4,5,6 pentahidroxi-2-hexanonaona)

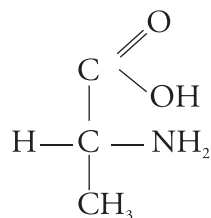
En el caso de los **polisacáridos** almidón, glucógeno y celulosa, los tres resultan de la unión de numerosas moléculas de glucosa, formando uniones como las presentes en los éteres.

Desde el punto de vista químico, las proteínas son polímeros y las unidades de estos se llaman aminoácidos.

Veamos algunos ejemplos de aminoácidos de gran importancia biológica:



Molécula de glicina.



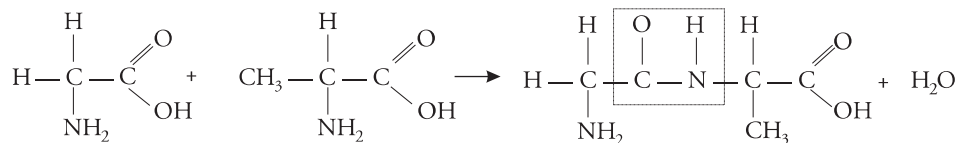
Molécula de alanina.

Como se observa en las figuras, los aminoácidos se denominan de ese modo porque en una misma molécula tienen un grupo "amino" (-NH₂) y un grupo "ácido" (-COOH).

Cada aminoácido tiene un nombre universal, y no se utilizan las reglas de nomenclatura para identificarlos.

¿Cómo están unidos los aminoácidos en una proteína?

Los aminoácidos se unen por un tipo de unión llamada enlace peptídico. Como ejemplo, observe la unión entre los aminoácidos glicina y alanina:



Unión peptídica entre glicina y alanina.

En esta transformación se une el -OH de un aminoácido con el H del grupo amino del otro, y también se forma agua como producto de esta.

Los **lípidos** son un conjunto extenso y variado de compuestos no polares, cuya característica común es la insolubilidad en agua y la solubilidad en solventes no polares, como el benceno.

Entre las variadas clases de lípidos se encuentran las **grasas** y **aceites**, **colesterol**, **fosfolípidos** y **ceras**.

Las grasas y aceites más comunes son ésteres del alcohol 1,2,3-propanotriol (glicerina) y ácidos carboxílicos de cadena larga (12 o más carbonos) con número par de átomos de carbono, conocidos como ácidos grasos. Los ácidos grasos pueden ser: saturados (tienen enlaces simples C-C en su cadena) o insaturados (tienen enlaces dobles C=C en su cadena). Estos ésteres son los conocidos triglicéridos.

Otros compuestos de gran importancia biológica son los ácidos nucleicos. Estos compuestos son polímeros de gran masa molecular. Sus monómeros, los **nucleótidos**, están compuestos por una amina en forma de anillo, un azúcar y ácido fosfórico. Los ácidos nucleicos más conocidos son el ADN y el ARN.*

* Las características de este tipo de compuestos se desarrollaron en la Unidad 3 de Química A.

Orientaciones para la resolución de las actividades

ACTIVIDAD n° 17

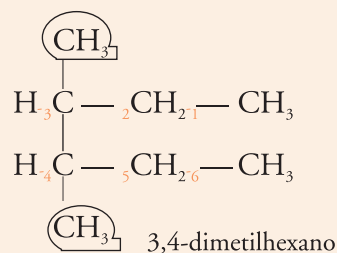
- a) 2-metilbutano
- b) 2,2-dimetil propano
- c) n-pentano (n quiere decir normal, porque esta cadena es lineal)

ACTIVIDAD n° 18

- 1. a) 2,2,4-trimetilpentano
- b) 2,4-dimetilhexano
- c) y d) Representan el mismo compuesto sólo que están dibujados de otra manera:
3,4-dimetilhexano

Veamos la resolución para el compuesto **c) o d)**:

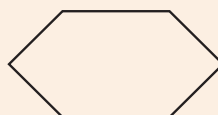
Se buscó la cadena más larga; se numeró siendo, en este caso, igual en cualquier sentido. Las ramificaciones son iguales y como tienen un solo carbono, son metilos. Se nombra indicando los números donde están las ramas, y el prefijo di corresponde a los dos carbonos.



- 2. Todos los compuestos anteriores son isómeros ya que son compuestos distintos con fórmula molecular C_8H_{18}

ACTIVIDAD n° 19

- a) $CH_2=CH_2$
- b) $CH_2=CH-CH_3$
- c) $CH\equiv CH$
- d) En cada vértice hay un CH_2



ACTIVIDAD n° 20

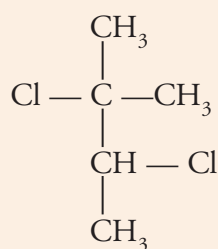
1. El orden de los puntos de ebullición será, de mayor a menor:

B), C), A).

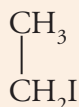
Si fueran ramificados habría que representarlos para reconocer el orden de sus puntos de ebullición.

2. a) propano: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

b) 2-metil-2,3-diclorobutano



c) Iodoetano

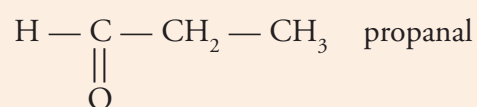
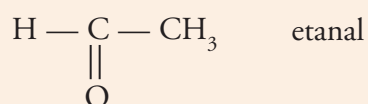
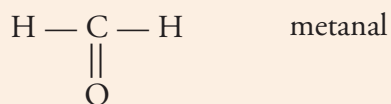


Las dos primeras reacciones son de adición porque incorporan átomos a una molécula; la tercera es de sustitución ya que se reemplaza un átomo por otro.

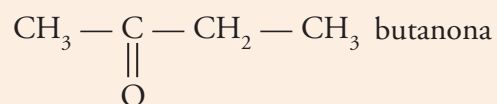
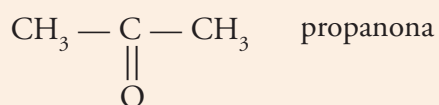
ACTIVIDAD n° 21

1. y 2. Los puntos de ebullición de los alcoholes aumentan según el número de carbonos que tenga la cadena carbonada; cuanto más larga la cadena, mayor será el punto de ebullición porque aumenta la energía necesaria para separar las moléculas.

Los aldehídos de 1, 2 y 3 carbonos son, respectivamente:

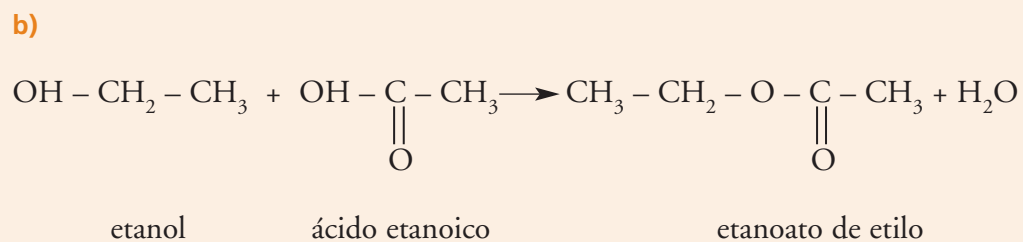
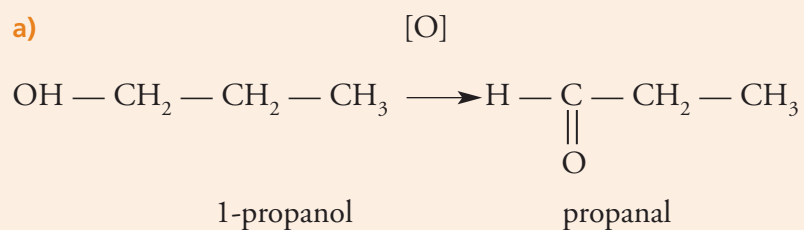


Las cetonas de 3 y 4 carbonos son respectivamente:



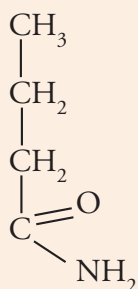
Los aldehídos tienen el grupo carbonilo en un carbono primario y, las cetonas, en uno secundario. La cetona más pequeña es de 3 carbonos.

ACTIVIDAD n° 23

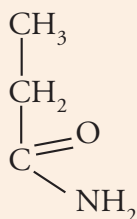


ACTIVIDAD n° 24

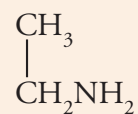
a)



b)



c)



La química y sus cálculos

En esta unidad se plantearán distintos cálculos asociados con algunos conceptos ya estudiados en Química A: las soluciones y las ecuaciones químicas*. Para realizar los cálculos usted aplicará, además, nuevos conceptos abordados en esta Guía. Se describirán distintos tipos de soluciones (saturadas, no saturadas y diluidas) y se ejercitará en las diferentes formas de expresión de las relaciones entre cantidades de soluto y de solución. Para ello se usarán las unidades de concentración de aplicación más habitual, como las porcentuales. En el caso de las ecuaciones, se realizarán cálculos que permitan evaluar cantidades que relacionen reactivos entre sí, productos entre sí o reactivos con productos.

5.1. Un sistema homogéneo muy particular: las soluciones

En la Unidad 2 y 4 de Química A, usted estudió un tipo de mezclas homogéneas llamadas **soluciones**.

Las soluciones se caracterizan por ser mezclas de sustancias en las que no se puede distinguir cada componente, ni a simple vista, ni con el uso de un microscopio. Por ejemplo: el alcohol medicinal, el vinagre y la lavandina son ejemplos de soluciones muy conocidas. Todas ellas están compuestas por agua y otras sustancias.

Como usted recordará, un material que está formado por partículas idénticas, siempre en la misma proporción, se llama **sustancia****. Son ejemplos: el azúcar, el hierro y la sal de mesa.

Se llama **solubilidad** de un determinado soluto en un solvente dado a la cantidad máxima de soluto que se puede disolver en una cantidad de dicho solvente, que suele ser de 100 g.

La solubilidad depende de la naturaleza del soluto y del solvente y también de la temperatura del sistema. En general, a medida que aumenta la temperatura, también aumenta la solubilidad. Seguramente habrá notado que al ponerle una cucharadita de azúcar al té bien caliente, esta se disuelve por completo y el té está dulce. En ocasiones, al enfriarse el té y cuando usted termina de tomarlo, encuentra azúcar sin disolver en el fondo. Lo que ocurre es que a la temperatura inicial, la solución de té podía disolver todo el azúcar pero al enfriarse, la solubilidad disminuyó y ya no pudo disolver todo el azúcar, quedando el excedente del azúcar en el fondo.

* El tema sobre reacciones químicas se desarrolló en la Unidad 4 de Química A.

** En la Unidad 2 de Química A se desarrolló este tema.

Según la cantidad de soluto disuelto en una misma cantidad de solvente, se pueden formar distintas soluciones. Teniendo en cuenta la solubilidad, las soluciones se clasifican en **no saturadas** y **saturadas**:

- las soluciones saturadas son las que tienen disuelto el máximo posible de soluto a una cierta temperatura, para una determinada cantidad de solvente.
- las soluciones no saturadas son las que tienen menor cantidad de soluto que la solución saturada a esa temperatura.

En algunos casos se pueden preparar soluciones **sobresaturadas**, que contienen mayor cantidad de soluto que las saturadas a esa temperatura. Estas soluciones resultan muy inestables, ya que pueden convertirse en mezclas heterogéneas y el exceso de soluto queda sin disolver.

Al estudiar soluciones (sc), resulta importante la relación entre la cantidad de soluto (st) y la cantidad de solución. Esta relación se conoce como **concentración de las soluciones**.

DISTINTAS EXPRESIONES PARA LA CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES

Las concentraciones de las soluciones, pueden expresarse en porcentajes.

Estos porcentajes señalan la cantidad de soluto que hay presente cada 100 unidades de solución. Por ejemplo:

- Porcentaje masa/volumen (%m/v; es decir g de soluto cada 100 ml de solución)
- Porcentaje masa/ masa (%m/m; es decir g de soluto cada 100 g de solución)
- Porcentaje volumen/volumen (%v/v; es decir ml de soluto cada 100 ml de solución)

En todos los casos, los porcentajes son relativos a la solución total. Esto es así porque lo que siempre se utiliza es la solución en su conjunto. Por ejemplo, un frasco de jarabe puede tener una determinada concentración de un medicamento; si fuera 15 % m/v tendría 15 g de medicamento disueltos cada 100 ml de jarabe. Teniendo en cuenta la dosis que necesita un paciente de medicamento, el médico calcula cuántos ml deberán ingerirse. Si necesitara 1,5 g de medicamento deberá tomar 10 ml de jarabe.

La cantidad de solvente no es una cantidad que generalmente se mida. Por otro lado, si bien las masas de soluto y solvente resultan la masa total de la solución, el volumen total de una solución no puede saberse con precisión por sumas de volúmenes parciales. Esto es así porque al formarse la solución se intercalan las moléculas de solvente y soluto, dando como resultado que el volumen total no sea necesariamente la suma de cada componente*.

Analicemos un ejemplo numérico:

Cuando se prepara una solución que contiene 145 g de sal de mesa en 800 ml de solución total, usando agua como solvente a temperatura ambiente:

¿cuál será la concentración expresada en % m/v? (cantidad de soluto utilizado cada 100 ml de solución).

Calculamos por medio de una regla de 3 simple:

800 ml sc _____ 145 g st.

tiene disuelto

$$100 \text{ ml sc} \text{ _____ } x = \frac{100 \text{ ml sc} \cdot 145 \text{ g de st}}{800 \text{ ml de sc}} = 18 \text{ g de st}$$

Por cada 100 ml de solución (sc) se tienen 18 g de soluto (st) ; por lo tanto, la solución resulta ser 18 % m/v.

Veamos otro ejemplo:

Se prepara una solución de alcohol yodado al 7 % m/m. Indique:

- a) ¿Cuál es el soluto y cuál el solvente?
- b) ¿Cuántos gramos de yodo habrá disueltos en 750 gramos de alcohol?
- c) ¿Cuántos gramos de alcohol forman 220 gramos de solución?

Nota: El alcohol yodado es un preparado farmacéutico que consiste en una solución de yodo en alcohol, que se utiliza como desinfectante y fungicida sobre la piel, en caso de distintas lastimaduras.

* Ver en la Unidad 2 de Química A el tema referido a Modelo de partículas.

Resolviendo:

a) En una solución de alcohol yodado, el yodo es el soluto y el alcohol el solvente.

b) Sabiendo que el solvente es el alcohol y el soluto el yodo, como:
masa del solvente = masa de la solución - masa del soluto, el planteo será:

$$93 \text{ g de sv} \text{ --- } 7 \text{ g de st}$$

$$750 \text{ g de sv} \text{ --- } X = 56,4 \text{ g de st}$$

c) 100 g de sc --- 93 g de sv

$$220 \text{ g de sc} \text{ --- } X = 204,6 \text{ g de sv}$$

Le proponemos nuevamente algunas actividades.

Actividad n° 25

1. Para las siguientes afirmaciones, decida si son correctas o incorrectas y justifique la elección:

ENUNCIADO	C/I	JUSTIFICACION
Las soluciones saturadas son las que tienen una concentración mayor de soluto que la solubilidad a esta temperatura.		
A las soluciones diluidas se les puede agregar soluto hasta estar saturadas.		

Ahora... un poco de cálculo.

2. Una solución tiene una concentración de 25 % m/m de sulfato de cobre en agua. El sulfato de cobre es una sal de color azulado que se utiliza en las piletas de natación por sus propiedades como fungicida.

Calcular:

a) la masa de soluto que habrá presente en 350 g de solución.

b) la masa de solvente que habrá en esas mismas condiciones.

c) la cantidad de soluto y solvente que serían necesarios si quisiéramos preparar 1 kg de solución con esa concentración.

3. En el laboratorio hay una solución de una sal de hidróxido de sodio en agua, cuyo rótulo indica una concentración de 8% m/m. Se le pide a un estudiante que prepare otra solución de la misma sustancia, más diluida.

- Explique con sus palabras qué significa una solución más diluida.
- El estudiante decide disolver 25 g de dicho soluto en 275 g de agua. ¿Logró lo solicitado? Explique su respuesta con los planteos y cálculos correspondientes.

4. A un grupo de estudiantes se le propone resolver el siguiente ejercicio:

¿Cuántos g de sal hay en 250 g de una solución acuosa al 15 % m/m?

Se presentaron los siguientes desarrollos y resultados de los cuales sólo dos son correctos.

Explique cuál es el planteo correcto y por qué los otros son incorrectos.

- 100 g ____ 15 %
250 g ____ x = 37,5 % m/m
- 100 g sv ____ 15 g st
250 g sv ____ x = 37,5 g st
- 100 g sc ____ 15 g st
250 g sc ____ x = 37,5 g de st
- 100 ____ 15
250 ____ x = 37,5
- 250 g de sc ____ 15 g st
100 g de sc ____ x = 6 g st
- $$\frac{100 \text{ g sc}}{15 \text{ g sc}} = \frac{250 \text{ g sc}}{x}$$
- $$\frac{100 \text{ g sc}}{15 \text{ g st}} = \frac{250 \text{ g sc}}{x}$$

5. Dadas las siguientes soluciones, indique cuáles de ellas tienen una concentración de 4,5 % m/m. Explique con los planteos y cálculos correspondientes:
- a) Una solución en la que se disolvieron 4,5 gramos de soluto en 100 gramos de agua.
 - b) Una solución que contiene 13,5 gramos de soluto en 300 gramos de solución.
 - c) Una solución en la que se disolvieron 5 gramos de soluto en 95 gramos de agua.
 - d) Una solución que contiene 2,25 gramos de soluto en 50 gramos de solución.

5.2. Las ecuaciones químicas y sus cálculos estequiométricos

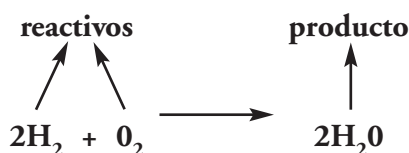
Como recordará, los procesos en los que ocurren transformaciones químicas se pueden representar a través de ecuaciones químicas*.

En las ecuaciones químicas cada sustancia se representa con su fórmula. Las sustancias que escribimos a la izquierda de la ecuación son aquellas que reaccionan y se las conoce con el nombre de **reactivos**.

Las sustancias que se obtienen por la transformación química, reciben el nombre de productos de la reacción o **productos** y figuran a la derecha de la ecuación. Puede haber uno o varios reactivos como así también, uno o varios productos.

Al escribir una reacción química entre reactivos y productos, se coloca una flecha que va en esa dirección, que indica la **transformación química** que se produjo.

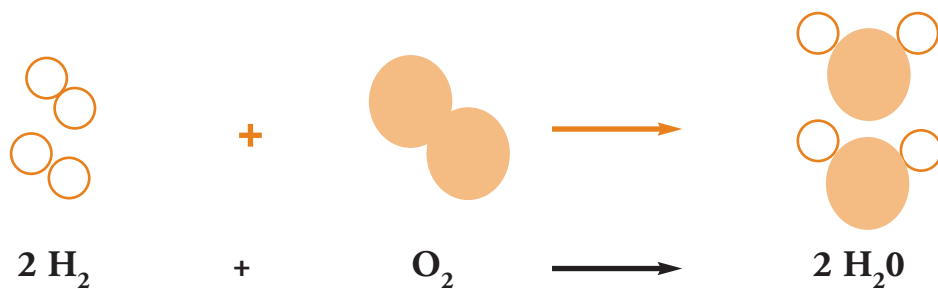
Si tomamos como ejemplo la formación de agua a partir del hidrógeno y el oxígeno, la ecuación representa al proceso del siguiente modo:



Esta ecuación expresa que dos moléculas de hidrógeno reaccionan con una molécula de oxígeno y producen dos moléculas de agua.

Para comprender mejor la transformación que ocurre, pueden representarse los átomos como bolitas con distinto tamaño o color y las moléculas como asociaciones de estos átomos. En el caso de la reacción anterior la ecuación quedaría de esta manera:

* Puede consultar la Unidad 4 de Química A para completar el tema.



Observe que, inicialmente, hay cuatro "bolitas" de hidrógeno (es decir, cuatro átomos de hidrógeno), que forman las dos moléculas de H_2 y dos átomos de oxígeno, que forman la molécula de O_2

Esos átomos iniciales son los mismos que se encuentran presentes en las dos moléculas de H_2O . El número total de átomos de oxígeno e hidrógeno es el mismo en los reactivos y en los productos porque la materia se conserva.

Esto se enuncia en la **Ley de conservación de la masa**:

En toda transformación química, el número de átomos de cada elemento presentes al principio y al final de una reacción debe ser el mismo, es decir, se conserva.

Esta ley fue elaborada por Antoine Lavoisier, hacia fines del siglo XVIII, después de realizar diversas experiencias, algunas muy rudimentarias, en una época en que se hablaba de fluidos o principios misteriosos para explicar los fenómenos. La experiencia que lo condujo a este principio fue la que realizó cuando calentó un mineral que era un polvo naranja, en un recipiente de vidrio sellado. Con gran sorpresa observó que, luego de calentar el recipiente, sólo quedaba una gota de líquido plateada en lugar del mineral, que era mercurio. Como pesó el recipiente antes y después de calentarlo, pudo registrar que no hubo cambios. Además del mercurio, se había obtenido un gas, que no se veía y que era oxígeno.

El principio elaborado por Lavoisier planteaba:

Los materiales no se destruyen, sólo se transforman.

Esto querría significar que, si bien un material puede convertirse en otros, la cantidad no variará.

Aplicando este principio a una ecuación química, se observa que los átomos que componen las moléculas de reactivos se reordenan y dan lugar a nuevas asociaciones, que son las moléculas de los productos. El número total y el tipo de átomos que forman los reactivos es igual al número total y al tipo de átomos de los productos.

Las reacciones químicas pueden interpretarse considerando que las partículas de los reactivos chocan entre sí, sus uniones químicas se "rompen" y se producen nuevas uniones entre los átomos, que dan lugar a la formación de productos*.

Toda ecuación química tiene que cumplir con la Ley de la conservación de la masa y es por ello que se realiza lo que se llama **balance de la ecuación**. Para realizarlo, se toma en cuenta la cantidad de moléculas que habrá mínimamente de cada sustancia. Para ello, se colocan números delante de las fórmulas de los reactivos y productos, que modifican el número de moléculas y, por lo tanto, de átomos presentes. Estos números se conocen como **coeficientes**.

Veamos como ejemplo, la ecuación de formación del NH₃ (amoníaco):



El coeficiente del N₂ no se escribe, porque es 1. Esto significa que habrá 2 átomos de nitrógeno que reaccionan. El 3 es el coeficiente que indica que reaccionan 3 moléculas de H₂ o sea, 6 átomos de hidrógeno y el 2, es el coeficiente que indica que se producen 2 moléculas de NH₃

ACERCA DE LA ESTEQUIOMETRÍA

Masas atómicas y moleculares relativas

Tal como ya hemos explicado**, usted recordará que los trabajos de Dalton condujeron a la elaboración de una **escala de pesos atómicos**. Actualmente, la unidad para las masas atómicas -en reemplazo de pesos atómicos- se conoce como u.m.a. (unidad de masa atómica). Se define la **u.m.a.** con relación a 1/12 de la masa atómica de un isótopo de carbono como unidad patrón en lugar del hidrógeno.

Así:

Elemento	Hidrógeno	Carbono	Nitrógeno	Oxígeno	Aluminio	Azufre
u.m.a.s.	1	12	14	16	27	32

* Puede consultar el tema "Reacciones Químicas" en la Unidad 4 de Química A.

** En la Unidad 1 de esta Guía.

Conociendo los valores de las masas atómicas relativas en u.m.a.s, se puede calcular la masa relativa de una molécula que se llama **masa molecular**. El cálculo de la masa molecular se realiza sumando las masas de los átomos de cada molécula.

Para calcular la **masa molecular relativa** (en adelante M_r) se procede del siguiente modo:

- 1º. Buscar las masas atómicas relativas de los átomos que intervienen.
- 2º. Interpretar la fórmula de la sustancia para saber cuántos átomos de cada elemento componen dicha sustancia.
- 3º. Multiplicar las **masas atómicas relativas** (en adelante A_r) por el número de átomos presentes en la fórmula de la molécula

Así, para el agua:

$$M_r \text{H}_2\text{O} = 2 \cdot A_r \text{H} + 1 \cdot A_r \text{O} = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18$$

Para el amoníaco:

$$M_r \text{NH}_3 = 1 \cdot A_r \text{N} + 3 \cdot A_r \text{H} = 1 \cdot 14 + 3 \cdot 1 = 17$$

En los ejemplos, los A_r de los elementos están aproximados al entero, pero según la precisión que se desee en los cálculos, pueden usarse distinto número de decimales.

Es muy importante notar que las A_r y las M_r son masas relativas. Esto significa que lo único que nos informan es cuántas veces más pesados que la u.m.a. son estas moléculas o estos átomos.

De ninguna manera puede expresarse esta idea como la masa individual de átomos y moléculas en gramos.

Que la M_r del H_2O sea 18 significa que la molécula de H_2O es 18 veces más pesada que la unidad de masa atómica (u.m.a.) pero **no** que la molécula de H_2O pesa 18 g.

Precisamente, como las moléculas y los átomos tienen dimensiones tan pequeñas, para que una masa resulte significativa y se las pueda medir en una balanza, aún la más precisa y delicada, debemos tener números muy grandes de partículas.

Por esto se trabaja con una unidad, muy útil para los químicos, llamada **mol**.

Un mol es una unidad numérica, como podría ser la docena, el millar o el billón y equivale a $6,02 \times 10^{23}$. Este número es el **número de Avogadro**.

Así, al referirnos a un mol de átomos de azufre, estamos diciendo que hay $6,02 \times 10^{23}$ **átomos** de azufre. Si tenemos dos moles de moléculas de agua, habrá $2 \times 6,02 \times 10^{23}$ moléculas de agua.

Actividad n° 26



Consulte en los textos el tema reacciones químicas y responda:

1. ¿Qué representa la masa de un mol de átomos? ¿En qué unidades se expresa?
2. Calcule las masas molares del oxígeno (O_2), del agua oxigenada (H_2O_2) y del cloruro de sodio, que es la sal de mesa ($NaCl$).

Como habrá leído en los textos, el mol representa un número tan grande que es difícil de imaginar. Sin embargo se demostró experimentalmente que, cuando se pesa una cantidad en gramos de un elemento igual a su A_r , contiene un mol de átomos de ese elemento. Por ejemplo, 32 g de azufre, contienen un mol de átomos de ese elemento y 197 g de oro (Au) también contiene un mol de átomos de oro. Si bien en ambos casos se encuentra un mol de átomos, las masas de esos moles son distintas.

De la misma manera, una masa en gramos de una sustancia igual a su M_r , contiene un mol de moléculas. Por ejemplo, un mol de moléculas de agua, tiene una masa de 18 g.

Para lograr la comprensión de los conceptos trabajados le recomendamos que resuelva otros problemas complementarios que puede consultar en la biblioteca de Adultos 2000 o los que se presentan en los libros de texto.

Actividad n° 27

1. Para cada una de las siguientes fórmulas que corresponden a diferentes sustancias:

CaO / Na_2O / N_2O_3 / H_2SO_4 calcular:

- a) M_r
- b) Masa molar.
- c) Masa de 4 moles de moléculas.
- d) Número de moléculas que están contenidas en 100 g de cada sustancia.

Para resolver este problema, le facilitamos las A_r de los elementos con los que aún no trabajó, y un cuadro para volcar los resultados:

A_r Na = 23

A_r Ca = 40

A_r S = 32

Sustancia	CaO	Na ₂ O	N ₂ O ₃	H ₂ SO ₄
M _r				
Masa Molar				
Masa de 4 moles de moléculas				
Número de moléculas en 100 g de sust.				

2. ¿Cuántos moles de moléculas, moles de átomos de H, átomos de carbono y moles de átomos de C, hay contenidos en 250 g de butano, el gas de los encendedores?

Cálculos con ecuaciones químicas

Los cálculos que se realizan para determinar las cantidades de reactivos necesarios para preparar una determinada cantidad de sustancia o las cantidades de productos obtenidos con una cantidad de reactivo, se conocen como **cálculos estequiométricos**.

Es imposible realizar correctamente los cálculos estequiométricos si no se asignaron adecuadamente los coeficientes que corresponden a una ecuación química. Por ello, resulta imprescindible balancear la ecuación antes de proceder a la resolución de los cálculos.

Los problemas estequiométricos combinan relaciones entre moléculas, moles, masas y volúmenes de sustancias. El tratamiento matemático del tema requiere del manejo de las proporciones o, lo que es lo mismo, la regla de tres simple.

Veamos el siguiente ejemplo:



- Calcule cuántos moles de oxígeno reaccionan con 160 g de dióxido de azufre (SO₂)

Para la resolución de este problema tenga en cuenta lo siguiente:

Esta ecuación está balanceada. Según la estequiometría, cada 2 moles de SO₂ reaccionará 1 mol de O₂ y se obtendrán 2 moles de SO₃

Orientaciones para la resolución de las actividades

ACTIVIDAD n° 25

1.

ENUNCIADO	C/I	JUSTIFICACION
Las soluciones saturadas son las que tienen una concentración mayor de soluto que la solubilidad a esta temperatura	I	Las soluciones saturadas son aquellas que tienen la misma concentración que la solubilidad a una temperatura dada.
A las soluciones diluidas se les puede agregar soluto hasta estar saturadas.	C	Las soluciones diluidas, como tienen menos soluto que las saturadas, se les puede agregar soluto hasta estar saturadas

2. Seguramente habrá notado que el planteo necesita operaciones matemáticas sencillas y que los problemas de concentración de soluciones se resuelven aplicando la regla de tres, porque son problemas de proporciones.

Resolveremos los ejercicios para que confirme los razonamientos realizados.

- a) En este problema sabemos que la solución es 25 % m/m de CuSO_4 en agua. De modo que hay presentes 25 g de st cada 100 g de sc.

Calculamos los gramos de st que habrá presentes en 350 g de solución.

$$\begin{array}{l} 100 \text{ g sc} \text{ ————— } 25 \text{ g st} \\ \text{tienen disuelto} \\ 350 \text{ g sc} \text{ ————— } X = \frac{350 \text{ g sc} \cdot 25 \text{ g st}}{100 \text{ g sc}} = 87,5 \text{ g de st} \end{array}$$

La masa de soluto es de 87,5 g.

- b) Calculamos, haciendo una resta, la masa de solvente que habrá en 350 g de solución:

$$\text{masa de sc} - \text{masa de st} = \text{masa sv}$$

$$350 \text{ g} - 87,5 \text{ g} = 262,5 \text{ g}$$

c) Calculamos la cantidad de soluto y solvente para 1000g sc

$$350 \text{ g sc} \text{ ————— } 87,5 \text{ g st}$$

tienen disuelto

$$1000 \text{ g sc} \text{ ————— } X = \frac{1000 \text{ g sc} \cdot 87,5 \text{ g st}}{100 \text{ g sc}} = 250 \text{ g de st}$$

$$\text{masa de sc} - \text{masa de st} = \text{masa sv}$$

$$1000 \text{ g de sc} - 250 \text{ g de st} = 750 \text{ g de sv}$$

3. a) Una solución más diluida es la que tiene menor concentración. Es decir que para una misma cantidad de solución tendrá menos soluto.

b) Para resolver este problema, debería plantearse cuál es la concentración que le corresponde a la solución que se prepara:

$$275 \text{ gr sv (agua)} + 25 \text{ gr st (hidróxido)} = 300 \text{ gr de sc}$$

Entonces si 300 g de sc _____ 25 g de st

100 g de sc _____ X = 8,33 g de st que equivale a expresar que esta solución resulta 8,33 % m/m y por lo tanto no es la requerida.

4. Analicemos en primer lugar, los planteos incorrectos.

a) Aquí, las relaciones planteadas son incorrectas. Por una parte, 100 g no explicita si se refiere a solución o a solvente, 15 % expresa que hay 15 partes de algo en 100 del total. En segundo lugar, un resultado de 37,5 % m/m significa que cada 100 g de solución hay 37,5 g de soluto.

b) En este caso, la equivocación radica en que se plantea que 15 g de soluto se encuentran en 100 g de solvente, y 15% m/m indica que, cada 100 g de solución, se encuentran disueltos 15 g de soluto. Si bien el resultado numérico es correcto, no se explicitan las unidades correspondientes a cada dato, y esto resulta incompleto.

d) Es un planteo con números correctos pero sin unidades, con lo cual resulta incompleto.

e) Aquí se considera que cada 250 g de solución se encuentran 15 g de soluto disueltos, y los datos expresan que cada 100 g de solución se encuentran disueltos 15 g de soluto.

Si bien un problema se puede resolver con proporciones, el planteo en este caso es incorrecto porque se considera que hay una relación entre 100 g de solución y 15 g de solución; y estos 15 son g de soluto.

f) Es incorrecto porque 15 g son de soluto y no de solución.

Por último, las resoluciones correctas son: **c)** y **g)**

c) Es la correcta ya que considera que cada 100 g de solución, hay disueltos 15 g de soluto y por lo tanto para 250 g de solución habrá x g de soluto y el resultado es correcto.

g) Es correcta porque se resuelve con proporciones donde los datos de soluto y solución están correctamente asignados.

5. La resolución de cada ítem, para determinar cuánto soluto hay, cada 100 g de solución es la siguiente:

a) 104,5 g de sc _____ 4,5 g de st

100 g de sc _____ X = 4,3 % m/m

b) 300 g de sc _____ 13,5 g de st

100 g de sc _____ X = 4,5 % m/m

c) Como en 100 g de sc se disuelven 5 g de st, el resultado es, directamente, 5% m/m.

d) 50 g de sc _____ 2,25 g de st

100 g de sc _____ X = 4,5 % m/m

Según los resultados obtenidos, las soluciones que tienen una concentración de 4,5 % m/m son los que se obtienen de los cálculos para los ítems **b)** y **d)**

ACTIVIDAD n° 26

Como usted habrá encontrado en los textos, la masa de un mol de átomos o moléculas se expresa en gramos y coincide numéricamente con el A_r o el M_r de un elemento o molécula.

Para O_2

$$M_r = 2 A_r O = 2 \cdot 16 = 32 \text{ umas}$$

La masa molar del oxígeno será 32 g

Para H_2O_2 (agua oxigenada) como:

$$M_r H_2O_2 = 2 \cdot A_r H + 2 A_r O = 2 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 34 \text{ umas,}$$

La masa molar del agua oxigenada será 34 g

Para NaCl, como:

$$M_r = A_r Na + A_r Cl = 23 + 35 = 58 \text{ umas}$$

La masa molar del cloruro de sodio será 58 g

ACTIVIDAD n° 27

1. Calcularemos para Na_2O

$$M_r = 2 A_r Na + A_r O = 2 \cdot 23 + 16 = 62$$

La Masa molar de este compuesto es 62 g ya que es la masa en gramos que es numéricamente igual a su M_r

Como

1 mol (de moléculas de Na_2O) _____ son _____ 62 g

$$4 \text{ moles} \text{ ————— } \times = \frac{62 \text{ g} \times 4 \text{ moles}}{1 \text{ mol}} = 304 \text{ g}$$

Como

1 mol (de moléculas de Na_2O) son 62 g

$$\begin{aligned} 62 \text{ g de } \text{Na}_2\text{O} & \text{ contiene } 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ 100 \text{ g de } \text{Na}_2\text{O} & \text{ ————— } x = \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \times 100 \text{ g de } \text{Na}_2\text{O}}{62 \text{ g de } \text{Na}_2\text{O}} = \\ & = 9,71 \cdot 10^{23} \\ & \text{ de moléculas} \end{aligned}$$

Sustancia	CaO	Na_2O	N_2O_3	H_2SO_4
M_r	40+16=56	62	76 g	98 g
Masa Molar	56 g	62 g	76 g	98 g
Masa de 4 moles de moléculas	224 g	248 g	304 g	392 g
Número de moléculas en 100 g de sust.	$1,08 \cdot 10^{24}$ moléculas	$9,71 \cdot 10^{23}$ moléculas	$7,92 \cdot 10^{23}$ moléculas	$6,14 \cdot 10^{23}$ moléculas

2. Calculando el M_r del butano = 58 se pueden obtener los demás resultados:

Como 58 g ——— 1 mol

250 g ——— x = 4,31 moles

entonces

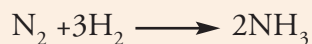
- Nro. de moles de moléculas de butano: 4,31
- Moles de átomos de H: 43,1 (por cada molécula de butano hay 10 H)
- Moles de C: 17,2 (por cada molécula de butano hay 4 C)

• 1 mol ——— $6,02 \times 10^{23}$ átomos de C

17,2 moles ——— x = $1,04 \cdot 10^{25}$ átomos de C

ACTIVIDAD n° 28

1. Teniendo en cuenta la ecuación



Para calcular los moles de hidrógeno que reaccionan con 70 g de nitrógeno, hace falta calcular el M_r del N_2

$$M_r = 2A_r = 2 \cdot 14 = 28 \text{ umas} \longrightarrow 1 \text{ mol } 28 \text{ g}$$

Entonces, según la ecuación

$$28 \text{ g de } \text{N}_2 \text{ ————— } 3 \text{ moles de } \text{H}_2$$

$$70 \text{ g de } \text{N}_2 \text{ ————— } x = 7,5 \text{ moles}$$

2. Para resolver los moles de amoníaco producidos en las condiciones de 1.

$$\text{Como según la ecuación } 3 \text{ moles de } \text{H}_2 \text{ ————— } 2 \text{ moles de } \text{NH}_3$$

$$7,5 \text{ moles de } \text{H}_2 \text{ ————— } x = 5 \text{ moles de } \text{NH}_3$$

Actividades de Autoevaluación

QUÍMICA

Nuestra última propuesta consiste en plantearle una serie de actividades que le permitan:

- Integrar contenidos de este bloque.
- Poner a prueba sus conocimientos.

Como siempre, al final encontrará las respuestas para que pueda cotejarlas con las suyas.

Actividad nº 1

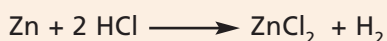
Cuando una molécula de hidrógeno reacciona con una molécula de yodo se producen dos moléculas de ácido iodhídrico.

A partir de esta información le pedimos que:

1. Busque los elementos en la Tabla Periódica y determine si son metales o no metales.
2. Indique el tipo de unión química y represente las estructuras de Lewis de cada uno de los reactivos y productos.
3. Escriba la ecuación química que representa este proceso.
4. ¿Cuántos moles de producto se formaron a partir de 100 g de hidrógeno?

Actividad nº 2

En una experiencia de laboratorio se parte de 200 g de Zn y de una solución de HCl, que reaccionan según muestra la siguiente ecuación:



A partir de esta información le pedimos que:

- a) Con la ayuda de la Tabla Periódica nombre cada una de las sustancias de la reacción.
- b) Calcule número de moles de H_2 obtenidos.
- c) Indique qué tipo de compuesto es el ZnCl_2 .
- d) Explique cuál será el tipo de fuerzas intermoleculares que presentan el HCl y el H_2 .

Actividad nº 3

Para cada una de las siguientes afirmaciones, indique si son correctas o incorrectas. De resultar incorrectas, redáctelas para que sean correctas.

AFIRMACIÓN	C/I	REFORMULACIÓN (si corresponde)
La energía de ionización es la energía puesta en juego al quitar a un átomo el electrón más débilmente unido.		
El radio atómico de los átomos que se encuentran en un mismo grupo de la tabla periódica disminuye al aumentar el Z (número atómico).		
Es erróneo hablar de la existencia de fuerzas intermoleculares en el NaCl pues se trata de un compuesto iónico.		

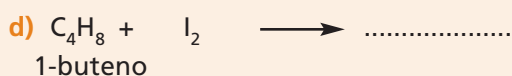
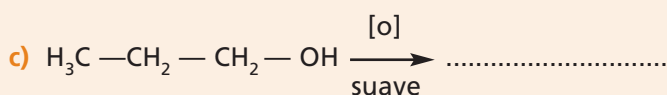
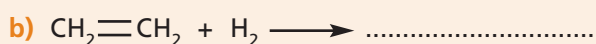
Actividad n° 4

Represente la fórmula semidesarrollada para los siguientes compuestos e indique, en cada caso, qué tipo de compuesto es:

- 2,4-dimetil-3,5-octanodiol
- 2,2-dimetilpentanal
- ácido 2,3-dimetilhexanoico
- dimetilamina

Actividad n° 5

- Complete las siguientes reacciones con los compuestos que correspondan.
- Nombre en cada caso los reactivos y productos.
- Indique de qué tipo de reacción se trata.



b) Para calcular número de moles, primero buscamos en la tabla el Ar del Zn.

$A_r \text{ Zn} = 65 \longrightarrow 1 \text{ mol de Zn} = 65 \text{ g}$

65 g de Zn \longrightarrow 1 mol de H_2

200 g de Zn \longrightarrow X $= \frac{200 \cdot 1}{65} = 3 \text{ moles de } \text{H}_2$

c) Este compuesto es una sal y su unión es iónica. Está formado por el metal cinc y el no metal yodo.

d) Para el caso de HCl, como se trata de un compuesto covalente polar, puede formar uniones intermoleculares tipo dipolo- dipolo y tipo puente de hidrógeno. Para el caso de H_2 , como se trata de un compuesto covalente no polar, las uniones intermoleculares que forman son del tipo fuerzas de London.

Actividad n° 3

AFIRMACIÓN	C/I	REFORMULACIÓN (si corresponde)
La energía de ionización es la energía puesta en juego al quitar a un átomo el electrón más débilmente unido.	C	El concepto está definido así.
El radio atómico de los átomos que se encuentran en un mismo grupo de la tabla periódica disminuye al aumentar el Z (número atómico).	I	A medida que aumenta el número atómico en un grupo aumenta el número de órbitas, y por lo tanto su radio atómico.
Es erróneo hablar de la existencia de fuerzas intermoleculares en el NaCl, pues se trata de un compuesto iónico.	C	Al tratarse de compuestos iónicos no presentan este tipo de fuerzas, características de los compuestos moleculares.

