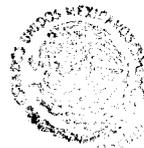


COLEGIO DE BACHILLERES
DIRECCIÓN DE PLANEACIÓN ACADÉMICA
COORDINACIÓN DEL SISTEMA DE ENSEÑANZA ABIERTA



Colegio de Bachilleres de Baja
California Sur
Dirección Académica
SISTEMA DE ENSEÑANZA ABIERTA
UNIDAD: LA PAZ

QUÍMICA II
FASCÍCULO III
ENLACES IÓNICO Y METÁLICO

Alejandro Bello Morales
Sergio Ríos Carbajal

COLEGIO DE BACHILLERES

Director General

Lic. Ramón Díaz de León Espino

Secretario Académico

Fís. Rafael Velázquez Campos

Coordinador Sectorial de la Zona Norte

Lic. Ricardo Orozco Castellanos

Coordinador Sectorial de la Zona Centro

Lic. Arturo Monterrosas Tobón

Coordinador Sectorial de la Zona Sur

Q.F.B. Ma. Elena Saucedo Delgado

Coordinador del Sistema de Enseñanza Abierta

Mtro. Norman Pérez Paz

Directora de Planeación Académica

Mtra. Susana Sabath Heller

Directora de Servicios Académicos

Profra. Ma. Elena Solís Sánchez

Director de Extensión Cultural

Prof. Ricardo Camacho Segura

Asesor de contenido: Andoni Garritz Ruiz
Asesor pedagógica: Gonzalo Gamboa Arriaga

Esta publicación tiene fines didácticos y de investigación científica acordes a los establecidos en el artículo 18 y análogos de la Nueva Ley Federal de Derechos de Autor.

Primera Edición: 1993
© 1993. Colegio de Bachilleres
ISBN 968-6607-71-4
Impreso en México

ÍNDICE

| | |
|---|------|
| PRESENTACIÓN GENERAL | IV |
| PRESENTACIÓN | V |
| PROPÓSITO | VII |
| INTRODUCCIÓN | VIII |
| CUESTIONAMIENTO GUÍA | IX |
| PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS | 1 |
| METALES | 1 |
| NO METALES | 1 |
| PROPIEDADES PERIÓDICAS | 3 |
| ENLACE QUÍMICO | 9 |
| ELECTRONES DE VALENCIA | 9 |
| REGLA DEL OCTETO | 10 |
| REPRESENTACIÓN DE LEWIS O SÍMBOLO ELECTRÓNICO | 11 |
| TIPOS DE ENLACE | 13 |
| ENLACE IÓNICO O ELECTROVALENTE | 14 |
| ENLACE METÁLICO | 17 |
| PRÁCTICA DE LABORATORIO: "TIPO DE ENLACES" | 19 |
| RECAPITULACIÓN | 22 |
| ACTIVIDADES DE CONSOLIDACIÓN | 23 |
| LINEAMIENTOS DE AUTOEVALUACIÓN | 25 |
| GLOSARIO | 26 |
| BIBLIOGRAFÍA | 27 |

PRESENTACIÓN GENERAL

El Colegio de Bachilleres, dentro de su plan de trabajo 1991-1994, consideró necesario impulsar la actualización y homogeneización de los programas de su plan de estudios, en sus modalidades escolarizada y abierta.

Con este propósito, y con una amplia participación de maestros del Colegio, se desarrollaron los trabajos de actualización, orientados al fortalecimiento de la formación propedéutica universitaria de sus egresados, de tal manera que nuestra Institución responda mejor, desde su ámbito de competencia, a los requerimientos del país.

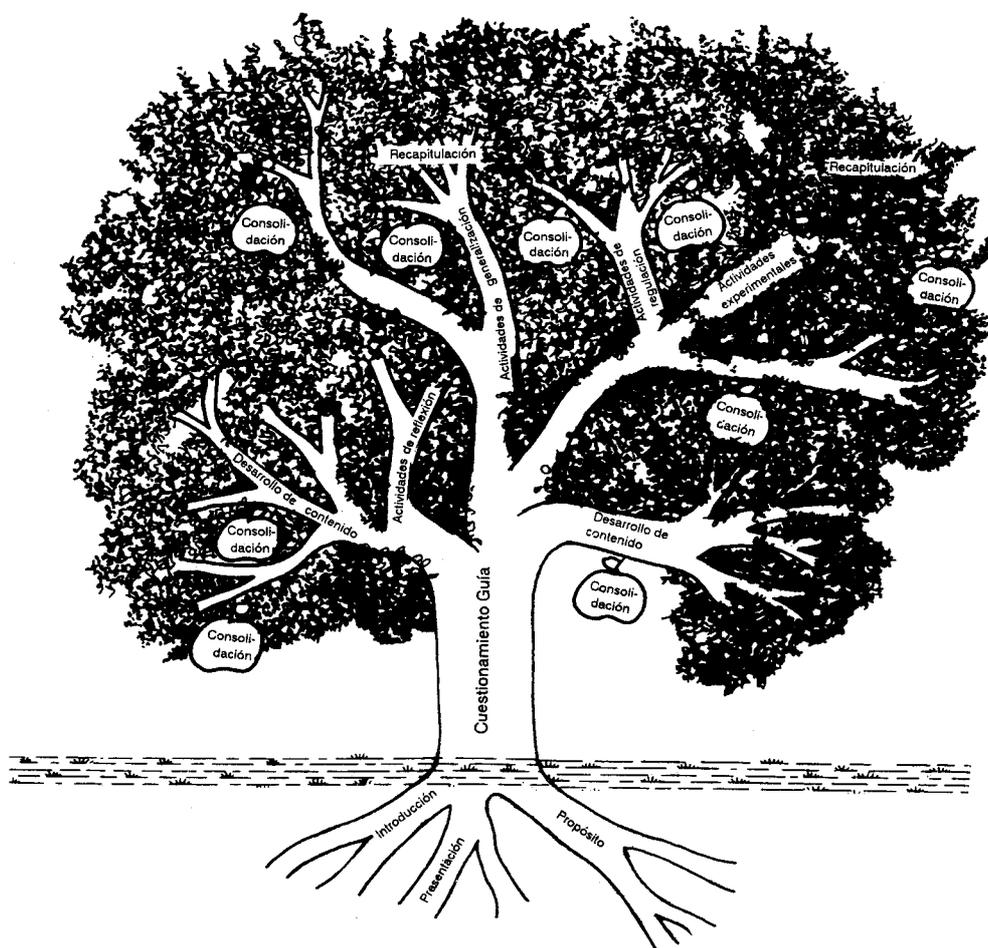
Como fruto de ese esfuerzo académico de profesores del Colegio de Bachilleres, en colaboración con asesores psicopedagógicos y de contenido, se proporcionan a nuestros estudiantes estos fascículos de apoyo al aprendizaje, los que en forma dinámica se irán mejorando en la medida que se recojan las experiencias directas y enriquecedoras que aporta el ejercicio educativo.

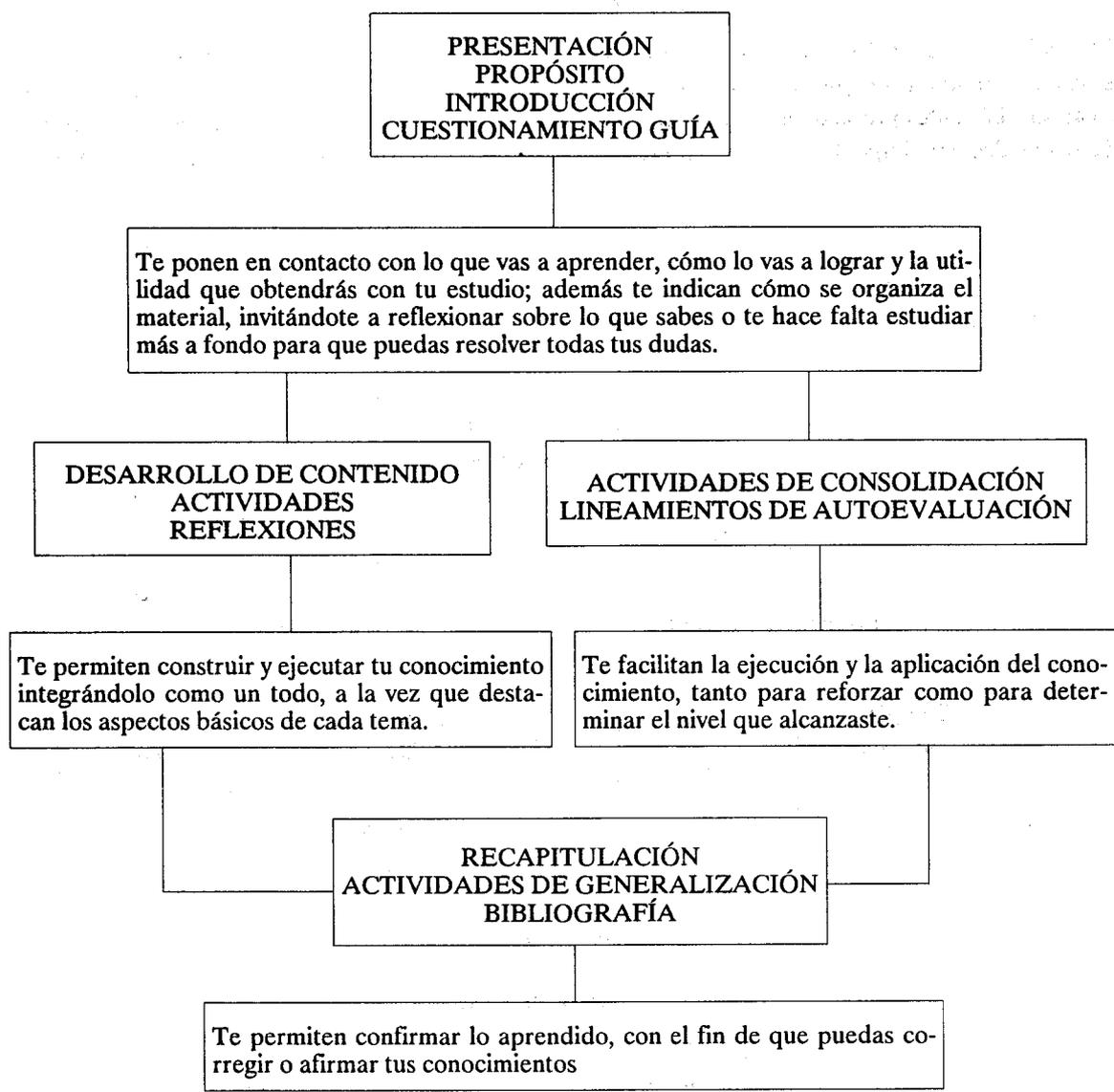
DIRECCIÓN GENERAL

PRESENTACIÓN

El Colegio de Bachilleres, en apoyo a su programa “Actualización y Homogeneización de los Programas del Plan de Estudios”, preparó el presente fascículo: *Enlaces iónico y metálico*, el cual constituye el tercero de una serie de seis que integran la asignatura Química II.

En su contenido se analizan diversos elementos de manera que te facilitan el aprendizaje y la construcción del conocimiento para que, al finalizar su estudio, puedas aplicar lo aprendido en las diferentes actividades de tu vida diaria. Estos elementos son:

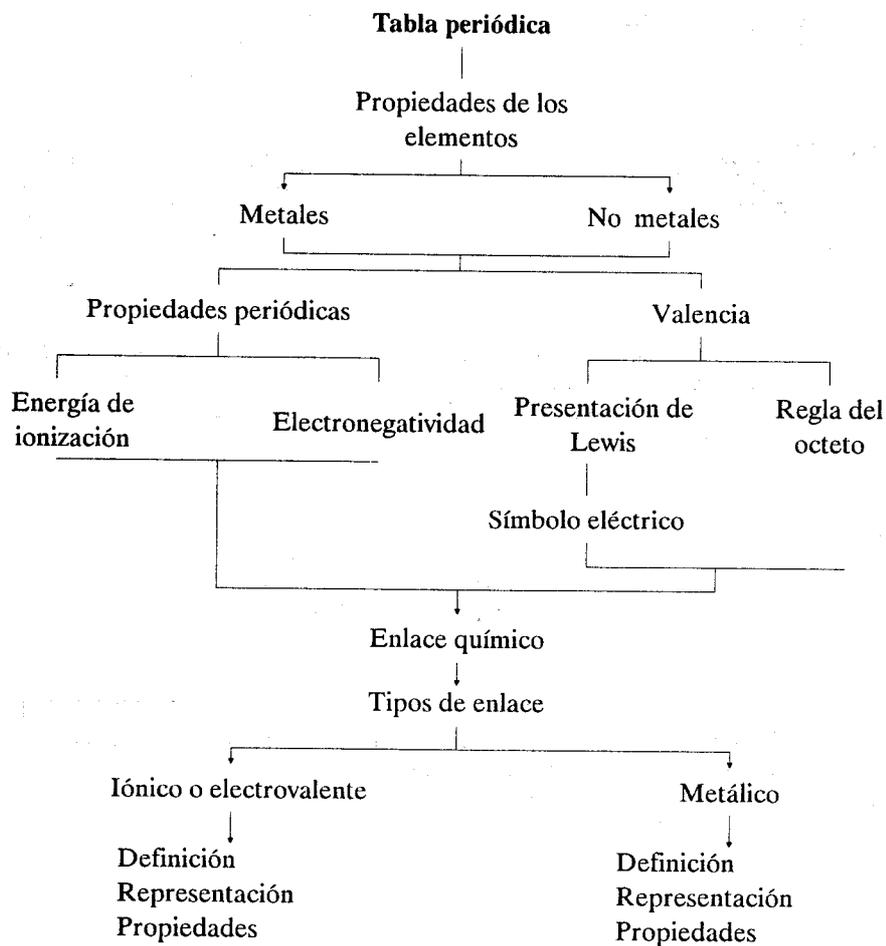






PROPÓSITO

El estudio de este fascículo tiene como propósito que comprendas por qué los elementos químicos permanecen unidos al formar un compuesto (comportamientos físico y químico) y cuáles son los enlaces iónico y metálico, así como sus diferentes propiedades y características. Asimismo conocerás que los compuestos poseen propiedades determinadas por el tipo de enlace que presentan, lo cual comprobarás a través de las prácticas de laboratorio.



INTRODUCCIÓN

En los fascículos VI y VII de Química I se estudió cómo está estructurada la materia y que las partículas que componen un átomo son protones, neutrones y electrones; los dos primeros integran el núcleo, pequeña porción en el centro del átomo que reúne la carga positiva y la mayor parte de la masa atómica; en cuanto a los electrones, en particular los más externos, son responsables de enlazar dos o más átomos para formar un nuevo compuesto químico.

Ahora estudiarás la naturaleza del enlace químico, o sea, la forma en que los electrones están distribuidos entre el conjunto de núcleos, situación que determina muchas de las propiedades de los compuestos, como son apariencia, estado de agregación a condiciones normales, capacidad para conducir el calor o la electricidad, solubilidad en diferentes solventes, temperatura de fusión, ebullición y reactividad química, entre otras.

Como se observa, es necesario el estudio y comprensión de los enlaces químicos para conocer las propiedades características de los compuestos. En particular, este fascículo se enfoca a dos tipos de enlace: el iónico y el metálico; ejemplos de ellos son la sal común de mesa, caso típico de un compuesto con enlace iónico, y el acero, elemento con enlace metálico.

CUESTIONAMIENTO GUÍA

Como se mencionó, la materia está formada por átomos, los que al unirse originan diversos compuestos. Asimismo, a partir del estudio de partículas atómicas, como los electrones, se reconoce su estructura y características, lo cual permite saber cómo reaccionan entre sí los átomos y llegan a formar compuestos.

De esta manera surgen diversas interrogantes: ¿Cómo y por qué se forman los enlaces químicos? ¿Cómo se han clasificado para su estudio los diversos tipos de enlace? ¿Cuáles son las características de los compuestos debido al tipo de enlace que presentan? Para dichas cuestiones, habrá respuesta conforme avances en el estudio y la comprensión de los temas que se tratan en este fascículo.

PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS

La tabla periódica agrupa y clasifica los elementos químicos en metales y no metales, cada uno de los cuales está colocado en diferentes grupos de la misma con el objetivo de conocer sus propiedades y su comportamiento químico.

METALES

Los metales son en su mayoría sólidos a temperatura ambiente, con excepción del mercurio, que es líquido. Las propiedades de los metales se clasifican en físicas y químicas.

Propiedades físicas

1. Son buenos conductores del calor y de la electricidad.
2. Son maleables (se moldean con facilidad y se pueden laminar).
3. Son dúctiles (se estiran con facilidad y se pueden hacer hilos como los alambres conductores).
4. Presentan brillo metálico.
5. Son sustancias duras con elevados puntos de fusión.

Propiedades químicas

1. Los metales tienden a perder o donar electrones cuando se combinan, adquiriendo una o más cargas positivas.
2. Cuando se combinan con el oxígeno, forman óxidos básicos.
3. Con los no metales forman sales.
4. Con el hidrógeno forman hidruros.

Los metales son los elementos que se encuentran en mayor número en la tabla periódica; se localizan en los grupos del 1 al 12 y al final de los grupos 13 y 15 (ver tabla periódica).

NO METALES

Los no metales se encuentran en la naturaleza en los tres estados de agregación: sólido, líquido y gaseoso a temperatura ambiente. Las propiedades de los no metales se clasifican en físicas y químicas.

Propiedades físicas

1. No tienen aspecto ni brillo metálico.
2. No son dúctiles, ni maleables, ni tenaces, más bien son quebradizos en su fase sólida.
3. Son malos conductores del calor y de la electricidad.

Propiedades químicas

1. Los no metales al reaccionar ganan electrones y, por lo tanto, adquieren una o más cargas negativas.
2. Al combinarse con el oxígeno forman óxidos ácidos.
3. Con los metales forman sales.

En la tabla periódica, los no metales se encuentran en menor cantidad que los metales y se localizan en la parte derecha y superior, en los grupos 13 al 17 (ver tabla periódica).

Representación de la tabla periódica con los grupos de metales y no metales.

| Número del grupo | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 | |
|------------------|---|---|---|---|---|---|---|---|---|----|----|----|----|----|----|----|----|----|--|
| P | 1 | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| E | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| R | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| I | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| O | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| D | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| O | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |

*

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|

+

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|



Metales



No metales

ACTIVIDADES

Con ayuda de la tabla periódica clasifica los siguientes elementos en metales y no metales.

(Na) sodio _____
(Ca) calcio _____
(Br) bromo _____
(S) azufre _____
(O) oxígeno _____

(Fe) hierro _____
(Au) oro _____
(N) nitrógeno _____
(Al) aluminio _____
(C) carbono _____

PROPIEDADES PERIÓDICAS

Algunas propiedades medibles de los átomos muestran una variación periódica en el número atómico, característica que describiremos mediante la variación de tres propiedades (radio atómico, energía de ionización y electronegatividad), que nos ayudarán a explicar el comportamiento de los elementos químicos al formar enlaces.

Radio atómico

Hablar del tamaño de un átomo es bastante impreciso, puesto que la nube electrónica que rodea al núcleo no posee un límite definido ya que se desvanece gradualmente. Además, no es posible separar, estudiar y medir un átomo aislado; sin embargo, la distancia del enlace entre los núcleos de dos átomos que se encuentran unidos entre sí se puede medir de varias maneras. De estas distancias de enlaces se derivan los radios atómicos.

El tamaño efectivo de un átomo puede variar según el enlace y el tipo de átomo con el que se encuentra unido; estas variaciones son muy pequeñas. En términos generales se puede considerar que el *radio atómico* es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos iguales unidos entre sí.

¿Cómo varía el radio atómico en un periodo? En general, los radios atómicos de los elementos dentro de un periodo disminuyen al aumentar la carga nuclear (figura 1), disminución que se da porque en la medida en que aumenta la carga positiva en el núcleo, se ejerce una fuerza de atracción mayor sobre los electrones, haciendo que el átomo sea más pequeño. Por lo tanto, el tamaño de los átomos se hace progresivamente menor de izquierda a derecha dentro de cada periodo.

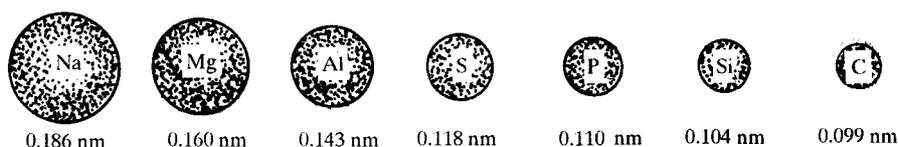


Figura 1. Radio atómico de los elementos del periodo 3. En general, el tamaño de los átomos del periodo disminuye al aumentar la carga nuclear. Un nanómetro es de 1×10^{-4} m.

Nota. Recuerda que los átomos del tercer periodo van llenando los subniveles $3s$ y $3p$, o sea que sus electrones externos son todos de un nivel $n = 3$. Así, conforme la carga nuclear se incrementa (hacia la derecha del periodo), el tamaño atómico disminuye puesto que los electrones son atraídos con mayor fuerza hacia el núcleo.

¿Cómo varía el radio atómico en un grupo? Si se observa con detenimiento a los elementos del grupo 1 (metales alcalinos), nos daremos cuenta que al aumentar el número atómico, aumenta el nivel de energía que ocupa el electrón más externo y, por lo tanto, el radio atómico, lo cual significa un incremento en el número de protones, es decir, de la carga nuclear completa, factor que tiende a disminuir el tamaño atómico; sin embargo, esto se ve contrarrestado porque el número de electrones internos aumenta también de átomo en átomo en un grupo. Por consiguiente, en un mismo grupo el radio atómico aumenta de la parte superior a la inferior (figura 2).

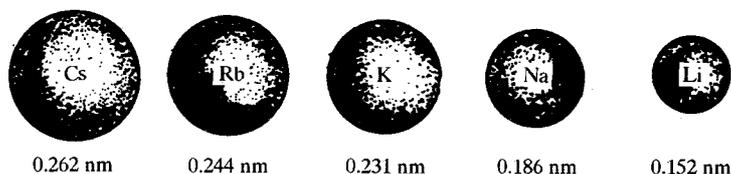


Figura 2. Radio atómico en la familia de los metales alcalinos. El tamaño de los átomos en una familia aumenta de arriba a abajo, porque cada átomo contiene progresivamente más electrones en un nivel principal de energía más externo.

ACTIVIDADES

Con ayuda de la tabla periódica ordena de mayor a menor radio atómico los siguientes elementos: Ca, S, Br, Si, Sn.

Energía de ionización

Cuando un átomo neutro aislado en su estado fundamental absorbe energía un electrón puede elevarse de un nivel de energía a otro; pero si se suministra la energía requerida, el electrón se elimina por completo del átomo, formándose un ion positivo, proceso que recibe el nombre de *ionización* y la energía mínima requerida para llevarlo a cabo se denomina *energía de ionización*. Por lo demás, el electrón más fácilmente removible de un átomo es el que está menos unido al mismo.

Cuando un átomo aislado se encuentra esencialmente libre de la influencia de cualquier otro átomo cercano, ello significa que la ionización se realiza en estado gaseoso. De este modo, debido a que se puede eliminar más de un electrón de un átomo, la energía requerida para generar el proceso se denomina *primera energía de ionización* (EI_1).



Asimismo, la segunda energía de ionización (EI_2) es la que se requiere para remover un segundo electrón, es decir:



La energía de ionización se acostumbra expresarla en kilojoules por mol, lo que corresponde a la energía necesaria para ionizar un mol de átomos. Por ejemplo:

Para una primera ionización del sodio:



Para una segunda ionización del sodio:



El valor de la energía de ionización depende de varios factores:

La carga nuclear. Como la carga nuclear atrae a los electrones, es más difícil separar un electrón de un átomo con número atómico grande en un mismo periodo (tabla 1).

Radio atómico. Mientras más alejado esté un electrón de su núcleo, resulta más fácil separarlo del átomo, ya que la atracción es inversamente proporcional al cuadrado de la distancia, situación que se observa en un mismo grupo (tabla 1).

Efecto pantalla o protector. Los electrones internos de un átomo evitan que el núcleo atraiga con toda su efectividad a los electrones más externos. Por lo tanto, a mayor cantidad de electrones internos mayor efecto pantalla, y, por lo tanto, será más fácil separar a un electrón (tabla 2).

Tabla 1. Energías de ionización de algunos elementos*

| Elemento | Cantidades necesarias de energía (kJ/mol) | | | | |
|----------|---|--------------------|--------------------|--------------------|--------------------|
| | 1o. e ⁻ | 2o. e ⁻ | 3o. e ⁻ | 4o. e ⁻ | 5o. e ⁻ |
| H | 1 314 | | | | |
| He | <u>2 372</u> | 5 247 | | | |
| Li | 520 | <u>7 297</u> | 11 810 | | |
| Be | 900 | 1 757 | <u>14 845</u> | 21 000 | |
| B | 800 | 2 430 | 3 659 | <u>25 020</u> | 32 810 |
| C | 1 088 | 2 352 | 4 619 | 6 222 | <u>37 800</u> |
| Ne | 2 080 | 3 962 | 6 276 | 9 376 | 12 190 |
| Na | 496 | 4 565 | 6 912 | 9 540 | 13 355 |

* Los valores se expresan en kilojoules por mol, mostrando las energías necesarias para sacar de uno a cinco electrones por átomo. Las cantidades subrayadas indican la energía necesaria para sacar un electrón de una estructura electrónica de gas noble.

Tabla 2. Primeras energías de ionización en un grupo y en un periodo.
(Los valores de la energía de ionización están en kJ/mol)

| | | | | | | | | |
|---|---------------|-----|-----|-------|-------|-------|-------|-------|
| | a u m e n t a | | | | | | | |
| | → | | | | | | | |
| | 3Li | 4Be | 5B | 6C | 7N | 8O | 9F | 10N |
| | 520 | 899 | 801 | 1 086 | 1 402 | 1 314 | 1 681 | 2 081 |
| d | 11NA | | | | | | | |
| i | 496 | | | | | | | |
| s | 19K | | | | | | | |
| m | 419 | | | | | | | |
| i | 37Rb | | | | | | | |
| n | 403 | | | | | | | |
| u | 55Cs | | | | | | | |
| y | 376 | | | | | | | |
| e | | | | | | | | |

ACTIVIDADES

De acuerdo con la tabla 1, explica por qué para eliminar un electrón de la última capa del flúor se necesita más energía de ionización que para eliminar un electrón de la última capa del sodio.

Electronegatividad

La electronegatividad es un índice que representa la tendencia de un átomo para atraer hacia sí electrones cuando se encuentran en un enlace químico. Esta teoría fue propuesta en 1932 por el químico estadounidense Linus Pauling, quien además destacó que la distribución de la nube electrónica de los electrones que forman un enlace varía, pues si A y B son dos elementos con electronegatividad semejante, ninguno de los dos atrae hacia sí los electrones de enlace:



Por el contrario, si A es más electronegativo que B , entonces los electrones de enlace se cargan hacia él:



Linus Pauling también desarrolló una escala de electronegatividades relativas, en la que se asigna un valor de 4.0 al flúor, que es el elemento más electronegativo de la tabla periódica.

La tabla 2 muestra que la electronegatividad relativa de los no metales es alta y la de los metales es baja; estas electronegatividades indican que los átomos de los metales tienen mayor tendencia a perder electrones que los átomos de los no metales, pues mientras mayor sea el valor de la electronegatividad, mayor es la atracción hacia los electrones de enlace.

ACTIVIDADES

1. Escribe el nombre y el símbolo de los integrantes de los siguientes grupos:

- a) Metales alcalinos.
- b) Metales alcalino-térreos.
- c) Halógenos.
- d) Gases nobles.
- e) Calcógenos.

2. Menciona tres elementos que forman iones positivos y que sean químicamente muy activos.

3. ¿Por qué el radio atómico de los elementos de un mismo periodo disminuye de izquierda a derecha?

4. ¿Qué factores influyen en la energía de ionización?

5. Con la ayuda de la tabla de las propiedades periódicas que contenga los valores de electronegatividad de Pauling, ordena de mayor a menor electronegatividad los siguientes elementos: oxígeno, sodio, bario, carbono y azufre.

6. De todos los elementos del segundo periodo (Li hasta N) indica:

- a) ¿Cuál tiene mayor electronegatividad?
- b) ¿Cuál el menor radio atómico?
- c) ¿Cuál es el metal más activo?
- d) ¿Cuál tiene la mayor energía de ionización?

ENLACE QUÍMICO

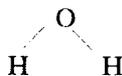
Al observar nuestro entorno veremos que está formado por gran variedad de materiales, constituidos, desde el punto de vista químico, por mezclas, compuestos y elementos, y sus átomos unidos por fuerzas de atracción que dan como resultado los enlaces químicos; pero como los responsables de la unión química son los electrones externos o electrones de valencia, es necesario entender la configuración electrónica de los elementos.

ELECTRONES DE VALENCIA

En el fascículo VII de Química I se estudió que los electrones externos o de valencia, presentes en el último nivel de energía, son los que se pueden intercambiar o compartir en los enlaces químicos. Por ejemplo:

| <i>Elemento</i> | <i>Configuración electrónica</i> | <i>Número de electrones de valencia</i> |
|--------------------------|--|---|
| Litio ${}_{3}\text{Li}$ | $1s^2 \underline{2s^1}$ | 1 |
| Carbono ${}_{6}\text{C}$ | $1s^2 \underline{2s^2 2p^2}$ | 4 |
| Cloro ${}_{17}\text{Cl}$ | $1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^5}$ | 7 |

Pero, ¿qué es valencia? Valencia es la capacidad de combinación de un átomo para formar compuestos. Así, la valencia del hidrógeno es uno, pues al combinarse siempre forma un enlace, mientras la valencia del oxígeno es dos; por ejemplo, la fórmula del agua es H_2O , donde el oxígeno presenta dos enlaces.

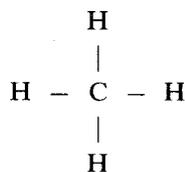


La valencia del litio es uno, ya que la fórmula de un hidruro es:



Observa que la valencia del litio coincide con su número de electrones de valencia.

Para el carbono su valencia es cuatro, lo que también coincide con el número de electrones de valencia. Observa la fórmula del metano:



El cloro es monovalente, como se desprende de la fórmula del cloruro de hidrógeno:



¿Por qué en el cloruro de hidrógeno el número de electrones de valencia es siete y la valencia es uno? La respuesta está en la gran estabilidad que adquieren los átomos cuando cuentan con ocho electrones en su último nivel, como sucede en los gases nobles.

REGLA DEL OCTETO

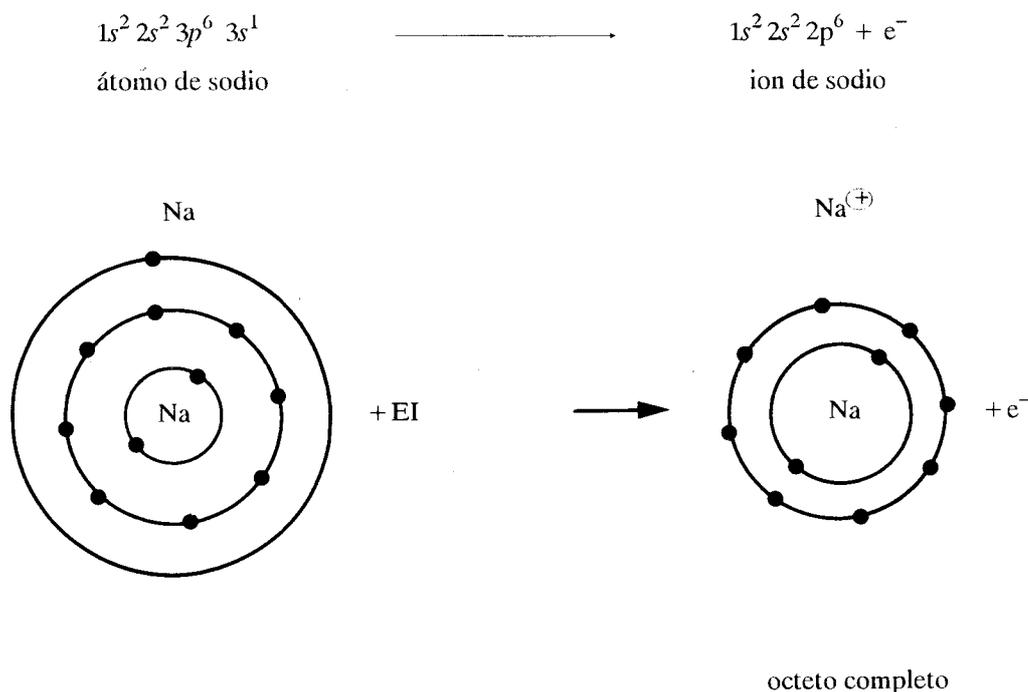
En 1916 Gilbert M. Lewis y Walther Kossel propusieron esquemas muy similares para explicar el enlace entre los átomos, pues ambos establecieron que los átomos interaccionan para modificar el número de electrones en sus niveles electrónicos externos en un intento de lograr una estructura electrónica similar a la de un gas noble, teoría que se conoce como *regla del octeto*.

La estructura de un gas noble consta de ocho electrones en el nivel más externo, con excepción del hidrógeno y el helio, en los que el nivel completo consiste sólo de dos electrones. Así, de acuerdo con la forma más simple de la regla del octeto, los niveles electrónicos más externos de la mayoría de los átomos, al combinarse, tienden a ganar, perder o compartir electrones hasta que el número total de electrones es igual a ocho.

Lewis y Kossel afirmaron también que todos los gases nobles tienen completos los electrones en sus órbitas, por lo cual concluyeron que esta estructura explicaba la inactividad química de estos elementos y que la tendencia a lograr estructuras electrónicas similares a los gases nobles explicaba los enlaces químicos de todos los compuestos.

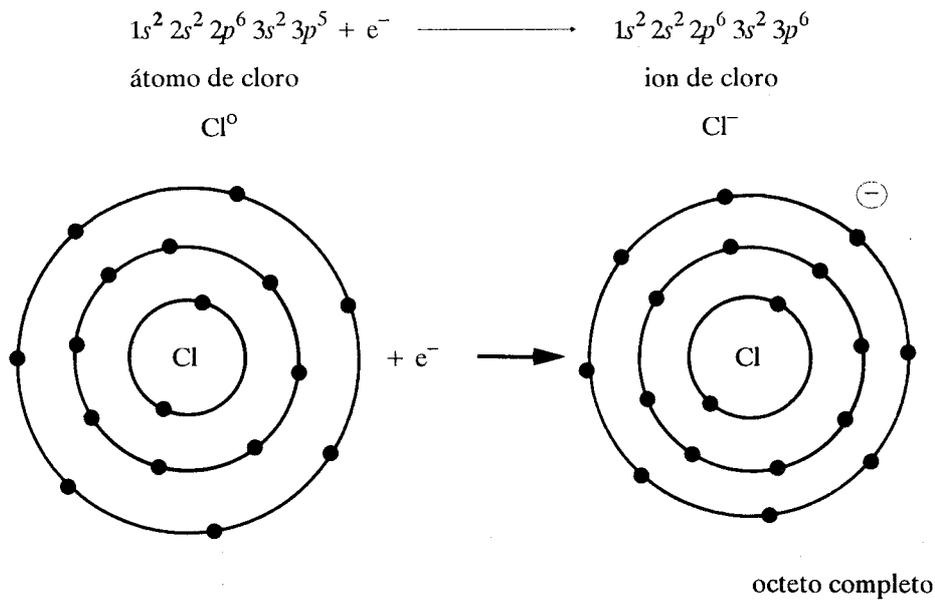
Ejemplos

El átomo de sodio tiene una energía de ionización baja y puede perder fácilmente su electrón del subnivel 3s.



La estructura electrónica del ion sodio es igual a la del gas neón, cuyo ion es muy estable.

Otros elementos ganan electrones para llenar con ocho electrones su último nivel, característica que se presenta con los no metales; por ejemplo, el cloro necesita un electrón para completar su octeto.



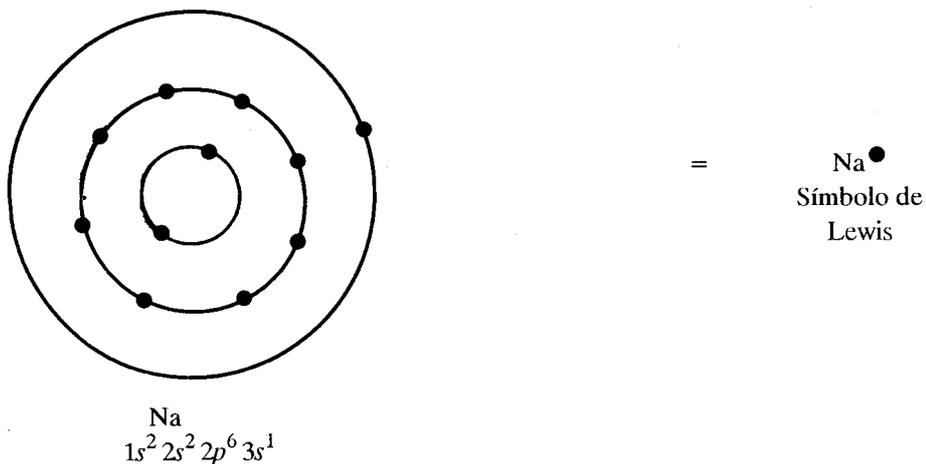
La estructura electrónica del ion cloro es igual a la del gas noble argón, $_{18}\text{Ar}$.

REPRESENTACIÓN DE LEWIS O SÍMBOLO ELECTRÓNICO

Gilbert M. Lewis propuso un sencillo sistema para representar las estructuras moleculares, el cual establece el uso del símbolo del elemento a utilizar y puntos que representan a los electrones de valencia.

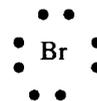
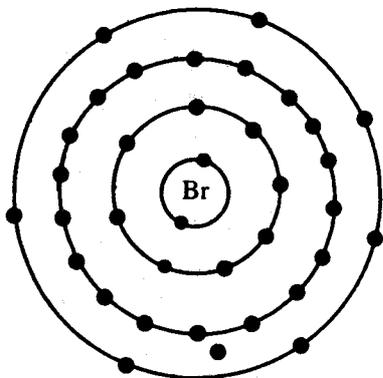
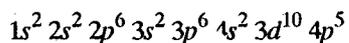
Ejemplos

El sodio ($_{11}\text{Na}$) tiene 11 electrones, los cuales están distribuidos en las órbitas de Bohr, y como la última órbita alberga un electrón, su símbolo de Lewis es:



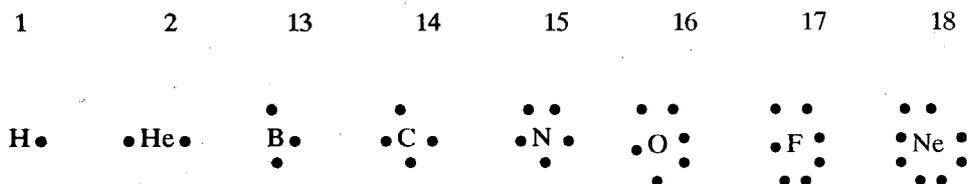
En este caso, el símbolo Na representa al núcleo del átomo y los 10 electrones interiores, lo cual constituye el llamado *kernel* del átomo de sodio.

El bromo (${}_{35}\text{Br}$) tiene 35 electrones, los cuales están distribuidos en los subniveles, y como la última órbita alberga a siete electrones, su símbolo de Lewis es:



Símbolo de Lewis

Si tomamos en cuenta el número del grupo de los elementos representativos de la tabla periódica y le restamos 10 si es que es mayor de diez, obtenemos el número de electrones correspondientes al último nivel. Por ejemplo, los elementos representativos de cada grupo tienen los siguientes símbolos de Lewis:



ACTIVIDADES

De acuerdo con la estructura de Lewis representa los siguientes elementos:

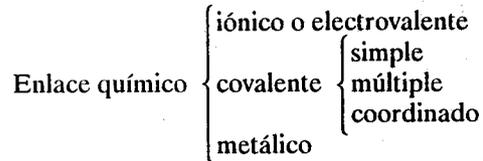
- a) ${}_{20}\text{Ca}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
 b) ${}_{13}\text{Al}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
 c) ${}_{16}\text{S}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

TIPOS DE ENLACE

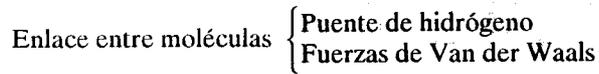
En ocasiones, la forma en que los átomos completan su octeto es mediante la compartición de electrones, lo que se observa en la molécula de flúor, F₂.



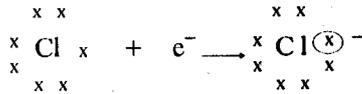
Así, los enlaces químicos se clasifican en:



Hacia el final del curso verás que las moléculas también interactúan unas con otras en la materia, característica que también estudiaremos:

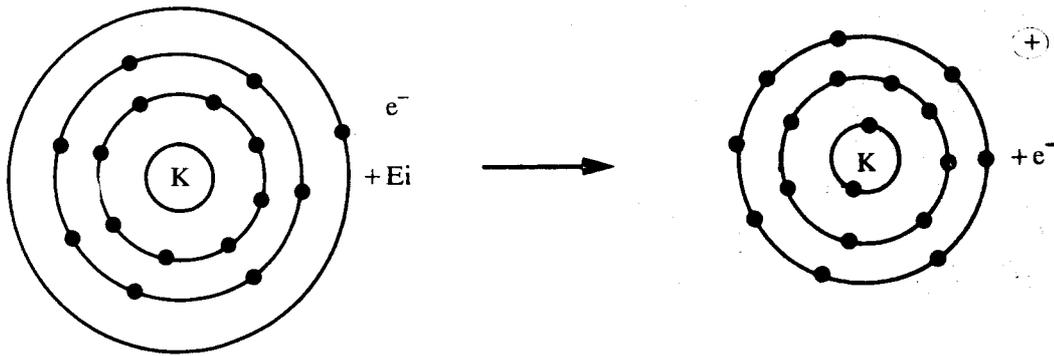


(En este fascículo estudiaremos dos de los tipos de enlace entre átomos: el enlace iónico o electrovalente y el enlace metálico.)



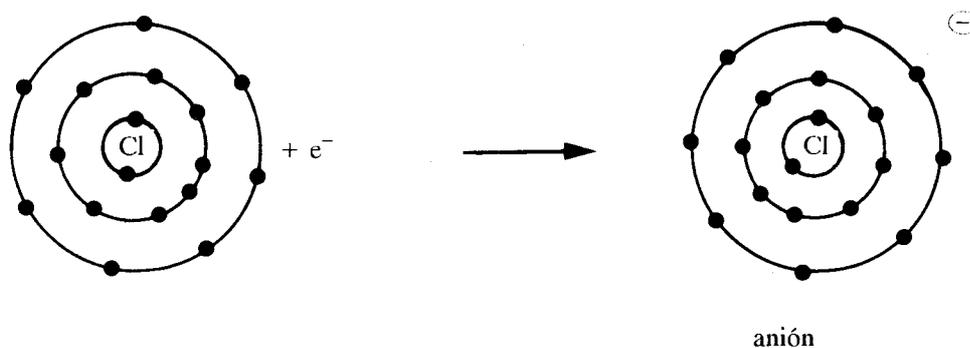
anión

Lo anterior también se puede representar con el modelo atómico de Bohr. Para el primer caso, el potasio se ioniza y, así, pierde un electrón.



catión

Para el segundo caso, el cloro se ioniza aceptando un electrón.

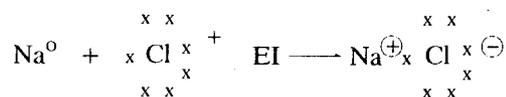


Los iones se representan con el número de electrones ganados y perdidos, seguidos del signo positivo (+) o negativo (-), que señalan el tipo de carga eléctrica; el dígito y la valencia se escriben en la parte superior del símbolo químico, por ejemplo:

| | |
|--------------|------------------|
| Litio | Li^+ |
| Hierro (II) | Fe^{2+} |
| Hierro (III) | Fe^{3+} |
| Cloruro | Cl^- |

ENLACE IÓNICO O ELECTROVALENTE

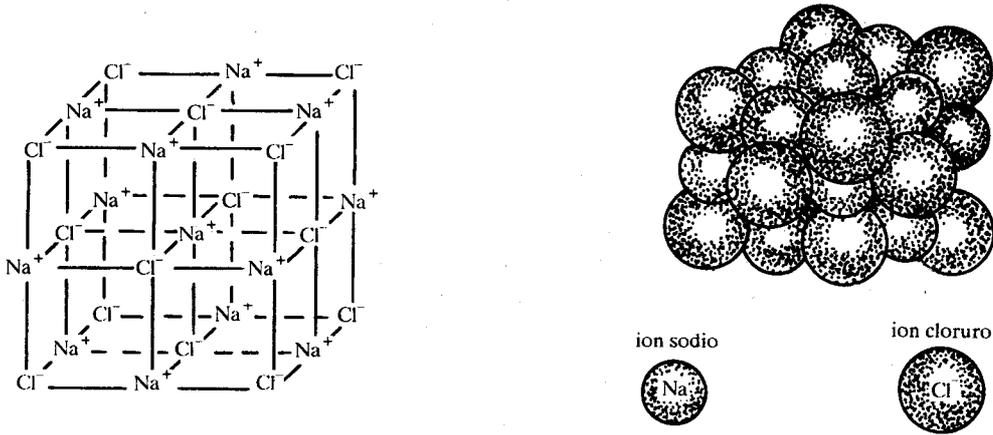
Cuando un metal reacciona con un no metal para adquirir la estructura de un gas noble inmediato, se transfieren uno o más electrones de los átomos del metal a los átomos del no metal y se forma un enlace iónico o electrovalente; los átomos de los metales se convierten en iones positivos o cationes por la pérdida de electrones, y los átomos de los no metales, al ganar electrones, forman iones negativos o aniones; los iones formados se atraen entre sí y se forma un enlace de naturaleza eléctrica. Por ejemplo, si combinamos un átomo de sodio con un átomo de cloro sucede lo siguiente:



Par iónico en el
cloruro de sodio

Se observa que el sodio cede su electrón más externo y el átomo de cloro lo anexa a su último nivel, quedando el sodio cargado positivamente y el cloro cargado negativamente, es decir, ambos elementos se convierten de átomos a iones, uno positivo y el otro negativo. Por lo tanto, podemos decir que el enlace iónico electrovalente se debe a la atracción electrostática de iones de signo contrario, que resulta de la transferencia de electrones de un átomo a otro. En la reacción, el número total de electrones perdidos por los átomos de sodio involucrados en la reacción debe ser igual al número total de electrones ganados por los átomos de cloro; por consiguiente, el número de iones positivos y negativos presentes en el compuesto es el mismo. Estos iones se atraen mutuamente y forman un cristal.

Figura 3. Cristal de cloruro de sodio. Los iones sodio y iones cloruro se unen por medio de enlace iónico.



Parte de un cristal de cloruro de sodio

El ion (la palabra proviene del griego y significa caminante) se utiliza para designar a un átomo o grupo de ellos cuando se encuentran cargados positiva o negativamente por haber ganado o perdido electrones. Asimismo, al formarse los iones, los átomos se comportan de acuerdo con la regla del octeto. Tomemos como ejemplo los átomos de potasio (K) y cloro (Cl) representando su nivel exterior.



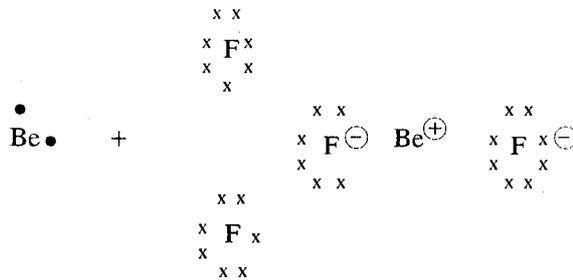
El potasio cumple con la regla del octeto al perder el electrón del nivel exterior, formando el ion potasio con carga positiva, K⁺.



El cloro, al ser el receptor del electrón que perdió el potasio, cumple con la regla del octeto y completa con ocho los electrones del último nivel de energía, con lo cual se formará el ion cloruro, Cl⁻.

Los iones se enlazan como un conjunto y se arreglan en el estado sólido, siguiendo un patrón tridimensional que forma una red cristalina, en donde los iones positivos y negativos ocupan posiciones específicas de acuerdo con su tamaño y carga.

El berilio (grupo 2) y el flúor (grupo 7) reaccionan entre sí para formar fluoruro de berilio (BeF₂) de manera análoga al sodio y al cloro, pero con la diferencia de que el átomo de berilio cede los dos electrones y cada flúor acepta sólo uno.



Como se observa, el cloro y el flúor son elementos con un comportamiento semejante al unirse a los metales, pues ambos ganan un electrón formando iones negativos, lo cual demuestra que los elementos de una misma familia actúan en forma similar.

De manera conjunta podemos decir que un enlace iónico o electrovalente se forma entre elementos de baja electronegatividad (que ceden electrones) con otros de alta electronegatividad (ganan electrones); arbitrariamente se ha fijado que la diferencia de ambas electronegatividades debe ser mayor que 1.6 para que el enlace que se forme se considere iónico.

| | | |
|--------------|-----|------------------------------------|
| Na (sodio) | 0.9 | $3.0 - 0.9 = 2.1$ |
| Cl (cloro) | 3.0 | Diferencia de electronegatividades |
| Be (berilio) | 1.5 | $4.0 - 1.5 = 2.5$ |
| F (flúor) | 4.0 | Diferencia de electronegatividades |

Por lo general, los compuestos iónicos o electrovalentes son sólidos a temperatura ambiente, con puntos de fusión y ebullición altos, con frecuencia superiores a 500°C , lo cual se debe a la gran cantidad de energía que se necesita suministrar para vencer las grandes fuerzas electrostáticas atractivas entre los iones de carga opuesta.

Los compuestos iónicos, por otra parte, son buenos conductores de la energía cuando están fundidos o en solución acuosa, ya que los iones tienen la libertad de movimiento característica de un líquido, aunque en estado sólido son malos conductores porque los iones permanecen inmóviles. Asimismo, gran parte de los compuestos iónicos son solubles en disolventes polares como el agua y, en general, son insolubles en solventes no polares orgánicos (éter, hexano).

ACTIVIDADES

1. ¿Qué es un enlace químico y de qué depende su formación?
2. Cita la regla del octeto.
3. Indica si tienden a aceptar, ceder o compartir electrones los elementos que tienen:
 - a) Electronegatividad muy baja, como los metales.
 - b) Electronegatividad muy alta, como los no metales.

EXPLICACIÓN INTEGRADORA

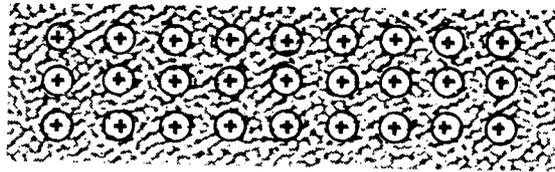
Aplicación de sales iónicas en la vida diaria

- a) Cloruro de sodio (NaCl)
 - Indispensable como condimento.
 - En la conservación de alimentos.
 - Punto de partida industrial para obtener otros compuestos.

- b) Fluoruro de litio (LiF)
 - Se puede obtener en grandes monocristales que se utilizan como prismas en espectrógrafos.
- c) Cloruro de aluminio (AlCl₃)
 - Constituye la materia prima en la elaboración de tintes.
- d) fluoruro de sodio (NaF)
 - Además de otros fluoruros, se aplica como preventivos contra la caries dental.
- e) Yoduro de sodio (NaI)
 - Se añade al agua potable como medida preventiva para erradicar el bocio.

ENLACE METÁLICO

Por regla general, las propiedades físicas y químicas de los metales no pueden explicarse por medio de la formación de enlaces iónicos o covalentes. En la actualidad se considera que un metal está formado por una red rígida de iones positivos (que satisfacen la regla del octeto) sumergidos en una nube o atmósfera de electrones libres.



Gas electrónico

Figura 4.

Una de las propiedades de los metales es su gran capacidad para conducir la energía eléctrica, facilidad de conducción que nos indica que en los metales existen electrones de valencia circulando en libertad por ciertos niveles de energía del conjunto de átomos que forma el trozo metálico. En la actualidad, se considera que un metal está formado por una red rígida de iones positivos (que satisfacen la regla del octeto) sumergidos en una nube o atmósfera de electrones libres. El enlace metálico nos permite explicar la tenacidad, la alta densidad, la maleabilidad y la ductibilidad de los metales.

Por otra parte, aunque los iones positivos ocupan una posición estacionaria relativa en la nube de electrones, se pueden deslizar uno sobre otro fácilmente, por lo que los metales no sufren fracturas al martillarse para hacer láminas muy delgadas (ductilidad).

La alta conductividad eléctrica y calorífica de los metales se debe al enlace metálico. Asimismo, el hecho de que los electrones circulen libremente por el metal nos indica que algunos de los electrones de los átomos metálicos no pertenecen a un átomo en particular, sino al sólido entero. Si uno de los extremos de una pieza metálica se calienta, los electrones de esa zona se mueven más rápido que los electrones de la zona fría y muy pronto alcanzarán el extremo frío, calentándolo a su vez. Así, el movimiento de los electrones de valencia en los metales y su intercambio de energía cinética son análogos al movimiento de las moléculas de un gas.

Un metal consta de iones cargados positivamente, fijos en la red metálica, con electrones que se mueven con libertad a través del sólido y actúan como una fuerza de cohesión, sin la cual los iones positivos se repelerían, por ello se dice que los electrones móviles son responsables del enlace metálico.

Los metales se caracterizan, además, por ser sólidos y no volátiles, con excepción del mercurio; sus puntos de fusión se encuentran comprendidos en un intervalo muy amplio, pues van desde temperaturas ligeramente superiores a la del ambiente hasta los miles de grados, ejemplo que tenemos en:

Cs con punto de fusión de 29°C

W con punto de fusión de 3 380°C.

Sus electrones libres son responsables de que sean excelentes conductores de la corriente eléctrica y del calor, así como de la capacidad de reflejar la luz, lo cual los provee de su característico brillo metálico.

EXPLICACIÓN INTEGRADORA

Aplicación de metales en la vida cotidiana

Plomo

- Se utiliza para construir las placas de los acumuladores.
- Al fundirse con el litio se emplea para hacer protectores contra la radiactividad.

Oro

- acuñación de monedas.
- Manufactura de joyas.
- Prótesis dentales.
- Base del sistema monetario.
- Chapeado de piezas metálicas.

Plata

- Acuñación de monedas.
- Fabricación de utensilios.
- Plateado de los espejos.
- Fabricación de sales empleadas en fotografía, como el bromuro de plata.
- Objetos de orfebrería artística.

Cobre

- En la industria eléctrica para la fabricación de conductores y para aparatos electrónicos.
- Se emplea en calderas.
- Fabricación de aleaciones como latones o bronce.

Aluminio

- Como conductor eléctrico en lugar del cobre por su menor peso.
- Sus aleaciones se usan en motores de combustión interna en los pistones.
- En láminas, perfiles, varillas, tubos y molduras.

PRÁCTICA DE LABORATORIO: "TIPO DE ENLACES"

Objetivo

Mediante esta actividad experimental comprobarás el tipo de enlace presente en algunas sustancias.

Cuestionario de conceptos antecedentes

1. ¿Cuál es el concepto de enlace químico?
2. ¿En qué consiste la regla del octeto?
3. ¿Cómo se forma un enlace iónico?
4. ¿Cómo se forma un enlace metálico?
5. ¿Cuáles son las características de los compuestos que presentan enlace iónico?
6. ¿Cuáles son las propiedades derivadas del enlace metálico?

Material y equipo

- 1 circuito eléctrico, socket y foco
- 4 vasos de precipitados de 100 ml
- 1 termómetro
- 12 tubos de ensaye
- 1 gradilla para tubos
- 1 mechero
- 1 pinzas para tubo
- láminas de diferentes metales (cobre, zinc, plomo, aluminio, níquel y hierro)
- 1 probeta de 25 ml
- 1 lupa

Sustancias

- cloruro de sodio
- bromuro de sodio
- yoduro de potasio

Procedimiento experimental

Experimento 1. Conductividad eléctrica.

- a) Monta y comprueba el funcionamiento correcto del circuito del aparato que aparece en la figura 5.

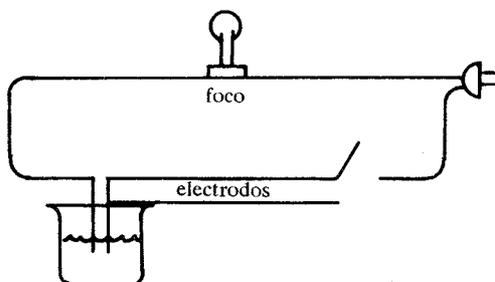


Figura 5.

- b) Coloca en un vaso de precipitados 25 ml de agua destilada, introduce los electrodos y observa la conductividad.
- c) Coloca en tres vasos de precipitados un gramo de cada una de las siguientes sustancias: cloruro de sodio, bromuro de sodio y yoduro de potasio.

d) Añade a cada uno de los vasos 25 ml de agua, introduce los electrodos y observa la conductividad.

Hipótesis (Plantea lo que sucederá en el experimento.)

Elabora tu guía de observaciones y registro de datos y anota los resultados del experimento en la siguiente tabla:

| <i>Sustancia</i> | <i>Conductividad eléctrica</i> |
|--------------------|--------------------------------|
| Agua destilada | |
| Cloruro de sodio | |
| Bromuro de sodio | |
| Yoduro de potasio | |
| Lámina de hierro | |
| Lámina de níquel | |
| Lámina de cobre | |
| Lámina de plomo | |
| Lámina de zinc | |
| Lámina de aluminio | |

Experimento 2. Solubilidad.

- Coloca en tres tubos de ensaye 0.5 g de cada una de las siguientes sustancias: cloruro de sodio, bromuro de sodio y yoduro de potasio. Añade a continuación 5 ml de agua a cada tubo. Agita y observa.
- En otra serie de tubos, colocar los mismos reactivos y agregar a cada uno cinco mililitros de tetracloruro de carbono. Agitar y observar.

Hipótesis

Guía de observaciones y registro de datos

| <i>Sustancia</i> | <i>Solubilidad en</i> | | |
|-------------------|-----------------------|--------------------------------|-----------------------|
| | <i>Agua</i> | <i>Tetracloruro de carbono</i> | <i>Tipo de enlace</i> |
| Cloruro de sodio | | | |
| Bromuro de sodio | | | |
| Yoduro de potasio | | | |

Conclusión

Cuestionario de autoevaluación

- El enlace iónico se produce entre:
 - Cationes.
 - Aniones.
 - Cationes y aniones.
 - Cátodos.
- “Los átomos, al reaccionar entre sí, tienden a completar la estructura del gas noble más próximo en la tabla periódica.” Es el enunciado de la:
 - Regla de Hund.
 - Ley de las octavas.
 - Ley de las triadas.
 - Regla del octeto.
- Los electrones en el enlace metálico son:
 - Electrones localizados.
 - Electrones compartidos.
 - Electrones deslocalizados.
 - Electrones apareados.
- Definir los siguientes conceptos:
 - Solubilidad.
 - Conductibilidad.
 - Fusión.
- Representa el enlace iónico del cloruro de calcio.

RECAPITULACIÓN

Para concluir el estudio de este fascículo, es necesario precisar los conceptos más importantes que se establecieron en él.

La regla del octeto hace referencia a la tendencia que tienen los átomos de llenar con electrones su último nivel de energía, tomando la estructura del gas noble más próximo en la tabla periódica.

La fuerza que mantiene unidos a los átomos se denomina enlace químico.

Los enlaces interatómicos que se presentan son: el covalente, iónico o electrovalente y metálico. En este fascículo estudiamos estos dos últimos y en el siguiente (IV) se hará lo propio con el enlace covalente.

El enlace iónico o electrovalente tiene como fundamento la transferencia de electrones entre metales y no metales. Los metales transfieren uno, dos o tres electrones de su última capa a los no metales.

Los compuestos que presentan enlace iónico tienen como características: alto punto de fusión, y en solución o fundidos conducen la corriente eléctrica; forman redes cristalinas, y son solubles en agua.

El enlace metálico se forma entre elementos metálicos, compuestos intermetálicos y en las aleaciones. Consiste en un conjunto de iones inmersos en una nube de electrones libres que los mantiene unidos.

Los elementos o compuestos que presentan enlace metálico tienen las siguientes características: son maleables y dúctiles, buenos conductores del calor y la electricidad y se presentan en forma cristalina.

ACTIVIDADES DE CONSOLIDACIÓN

1. La electronegatividad se define como la capacidad que tiene un elemento de:
 - a) Atraer electrones en un enlace.
 - b) Atraer protones.
 - c) Atraer neutrones.
 - d) Ceder electrones en los enlaces.
2. ¿En cuál de los siguientes compuestos se presenta enlace iónico?
 - a) LiF
 - b) Cl₂
 - c) NH₂
 - d) Co₂
3. Un enlace se conoce como:
 - a) Afinidad electrónica.
 - b) Valencia.
 - c) Energía de ionización.
 - d) Electronegatividad.
4. Los compuestos con enlace iónico:
 - a) Tienen bajos puntos de fusión y ebullición.
 - b) En estado sólido conducen la corriente eléctrica.
 - c) Forman moléculas bien definidas.
 - d) Forman redes iónicas.
5. Una característica del enlace metálico es tener electrones:
 - a) Localizados.
 - b) Libres.
 - c) Compartidos.
 - d) Apareados.
6. En una sal como el fluoruro de potasio (KF) podemos suponer (dada la gran diferencia de electronegatividad entre el potasio y el flúor) que se encuentra presente un enlace:
 - a) Metálico.
 - b) Covalente.
 - c) Electrovalente.
 - d) Por puente de hidrógeno.

7. Los iones con carga eléctrica negativa se llaman:
- Ánodos.
 - Cátodos.
 - Cationes.
 - Aniones.
8. Los átomos se reúnen compartiendo, cediendo o ganando electrones para completar el último nivel con un número de electrones igual a:
- 6.
 - 8.
 - 18.
 - 32.
9. Cuando un elemento presenta un elevado punto de fusión, se debe a que tiene enlaces:
- De hidrógeno.
 - Iónicos.
 - Covalentes.
10. Una sustancia que sólo conduce la corriente eléctrica cuando está fundida o en solución presenta enlaces:
- Covalentes.
 - Metálicos.
 - Iónicos.
11. Conforme a la teoría de Pauling, el flúor tiene una electronegatividad de 4.0 y el francio de 0.7. ¿Qué tipo de enlace formarán estos elementos?
- Metálico.
 - Iónico.
 - Covalente.
12. Los compuestos unidos por enlace metálico se caracterizan por ser:
- Solubles.
 - Malos conductores del calor.
 - Maleables.
 - Poco dúctiles.

LINEAMIENTOS DE AUTOEVALUACIÓN

1. *a)* 7. *d)*

2. *a)* 8. *b)*

3. *b)* 9. *a)*

4. *d)* 10. *d)*

5. *b)* 11. *b)*

6. *c)* 12. *c)*

GLOSARIO

Afinidad electrónica. La cantidad de energía liberada cuando un átomo gaseoso, aislado y en su estado fundamental, gana un electrón.

Anión. Ion cargado negativamente.

Calcógeno. Miembro del grupo 16 de la tabla periódica.

Catión. Ion cargado negativamente.

Centro (kernel). Todo el cuerpo de un átomo, excepto su capa o valencia de electrones.

Electronegatividad. Tendencia relativa de los átomos enlazados de atraer los electrones hacia sí.

Energía de ionización. Energía necesaria para remover un electrón de un átomo gaseoso aislado y en su estado fundamental. También se llama potencial de ionización.

Enlace iónico. Atracción electrostática entre iones de carga eléctrica opuesta.

Estructura de Lewis. Método para indicar la asignación de electrones de valencia a un átomo, molécula o ion, representándolos como puntos alrededor de una letra que representa el centro o kernel del átomo.

Gas electrónico. Los electrones localizados en un metal.

Halógeno. Miembro del grupo 7 en la tabla periódica.

Metal. Elemento que tiene alta conductividad eléctrica y térmica, brillo característico, y energía de ionización y electronegatividad bajas.

No metal. Elemento con conductividad eléctrica y térmica generalmente baja, brillo opaco, y energía de ionización y electronegatividad altas.

Regla del octeto. Regla que postula que una configuración ns^2np^6 (capa de valencia) en un átomo es especialmente estable.

BIBLIOGRAFÍA

Cotton, Darlington y Lynch: *Química. Una introducción a la investigación*. Publicaciones Cultural, México, 1976.

Fabila-Ocampo: *Fundamentos de Química*. Publicaciones Cultural, México.

Keenan-Wood: *Química general universitaria*. México.

Mortimer, C.: *Química*. Grupo Editorial Iberoamérica, 1983.

Pierce, B. James: *Química de la materia*. Publicaciones Cultural, México, 1973.

Russell, B. John: *Química general*. McGraw-Hill, México, 1985.

Smoot-Price: *Química. Un curso moderno*. Compañía Editorial Continental, 1982.



Universidad Nacional de Tucumán
Dirección Académica
SISTEMA DE FINANZAS AJENAS
Unión de Tucumán, 1993

*Química II, fascículo III: Enlaces
iónico y metálico* se terminó de imprimir
en abril de 1993. La edición consta
de 4 000 ejemplares.