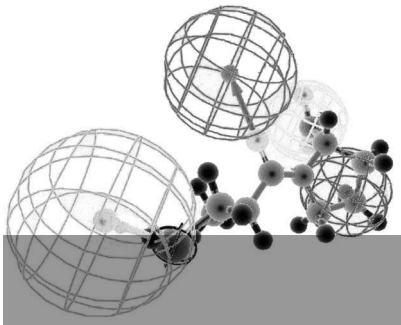
UNIDAD 4



# EL ENLACE QUÍMICO

Los objetivos de la presente unidad son que el alumno:

- Defina el concepto de enlace químico.
- Describa la formación de enlaces químicos mediante el intercambio o la compartición de electrones externos de los átomos involucrados en el enlace.
- Aplique los símbolos de Lewis en la formación de compuestos binarios de elementos del bloque de representativos.
- Identifique los enlaces químicos: covalente, iónico y metálico.
- Mencione las diferencias entre compuestos iónicos y compuestos moleculares.
- Identifique los enlaces covalentes: puro y polar, simple y múltiple.

## Enlace químico

Si un proceso natural se lleva a cabo de manera espontánea es porque ha ocurrido en el sistema observado una transición desde un estado de energía potencial hacia otro menor que el inicial. Refiriéndose a un sistema químico, para que dos átomos puedan interactuar y formar una nueva sustancia, los iones o moléculas producidos por el rearreglo mutuo de electrones externos deben encontrarse en un estado energético menor que el de los átomos individuales.

Los más de 100 elementos químicos existentes, tienen diferencias en sus arreglos electrónicos y, por lo tanto, en las interacciones generadas entre ellos mediante reacciones químicas. El intercambio de electrones externos es la manifestación del proceso energético ocurrido.

Históricamente, el concepto de enlace químico apareció a mediados del siglo XIX, cuando Frankland lo definió como la capacidad de combinación de los elementos; más tarde Kekulé, considerando la definición de Frankland, propuso la sistematización de las estructuras de compuestos orgánicos, representando con una línea el enlace covalente sencillo entre dos átomos de carbono, o entre estos y otros elementos. Fue hasta la segunda década del siglo XX, cuando Kossel y Lewis describieron a los compuestos en términos de modelos basados en estructuras electrónicas.



## Definición de enlace químico

Tanto la estructura como las propiedades de la materia son resultado de su composición química, ya sea que esté formada por átomos o por moléculas. Los átomos son partículas fundamentales que mantienen su identidad aunque sean sometidas a cambios químicos, mientras que las moléculas son partículas estables que se forman mediante la combinación de dos o más átomos, iguales o diferentes, caracterizados por sufrir cambios electrónicos cuando son sometidos a la acción de procesos químicos, dando como resultado otras sustancias que pueden ser elementos o compuestos.

No todas las combinaciones de todos los átomos pueden formar moléculas, y aunque exista la posibilidad de su formación no garantiza que sean estables a las condiciones de temperatura y presión atmosféricas. El estudio de las propiedades de los átomos y las moléculas se fundamenta en el conocimiento de su identidad, su estabilidad y su reactividad.

**El enlace químico entre dos átomos es la fuerza que los mantiene unidos.**

Existen diferentes tipos de enlace y ello depende de los elementos que se encuentren unidos, sean metales o no metales, si los electrones en el enlace son compartidos o se han transferido de un átomo a otro y conforme el número de electrones involucrados en dicho enlace de acuerdo con las distintas posibilidades de interacción de los electrones de valencia de los átomos participantes.

Los átomos que forman un compuesto sólo pueden separarse si se aplica la energía necesaria para romper la fuerza del enlace que los mantiene unidos en la molécula.

Si los electrones se comparten entre dos átomos no metálicos, se forma un **enlace covalente**; si se comparten entre todo el conjunto de átomos metálicos iguales se forma un **enlace metálico**; y si existe una transferencia de electrones entre dos átomos distintos (metales con no-metales) se forma un **enlace iónico**.

Para entender por qué y cómo se produce la combinación química entre dos átomos, sean éstos iguales o distintos, se deben tomar en cuenta las configuraciones electrónicas, los electrones de valencia y la energía que mantiene a estos electrones en sus respectivas capas.

Para continuar el estudio del enlace químico es necesario recordar que:

- Los átomos son especies eléctricamente neutras, es decir, contienen el mismo número de protones que de electrones.
- Cuando dos átomos se aproximan entre sí, se producen fuerzas de atracción (núcleo-electrones) y de repulsión (núcleo-núcleo y electrones-electrones).
- Los electrones de la capa externa son los que determinan las propiedades químicas de un elemento, por lo tanto, son los responsables de que los átomos se enlacen o no. A los **electrones externos** también se les llama **electrones de valencia**.
- El enlace químico ocurre cuando hay transferencia de uno o más electrones externos entre los dos átomos que se enlazan, o cuando los átomos comparten uno o más de sus electrones de valencia. En cualquiera de los dos casos, cada átomo tiende a adquirir la configuración electrónica de gas noble, es decir, ocho electrones en su nivel externo.

Durante una reacción química, los enlaces entre los átomos de las moléculas reaccionantes (reactivos) se rompen y simultáneamente se forman nuevos enlaces, entre otros átomos, para producir moléculas distintas (productos). Las reacciones químicas van acompañadas de los correspondientes cambios energéticos, los cuales se manifiestan como absorción-emisión de calor o de luz.



### Ejercicio 1

1. ¿Qué es el enlace químico?
2. Escribe dos razones para que los elementos tiendan a reaccionar químicamente entre sí.
3. ¿Qué cargas eléctricas participan activamente en el enlace químico?
4. ¿Cuáles son los tipos de enlace para que los átomos puedan unirse químicamente entre sí?
5. ¿Cuál es la razón principal por la que los gases nobles difícilmente se combinan con otros elementos?
6. Establece las diferencias de interacción electrónica entre los enlaces: covalente, iónico y metálico.

## Formación de enlaces en los elementos del bloque representativos

En el capítulo anterior se explicó la correlación entre el número de electrones externos (de valencia) que tienen los elementos representativos y el número de los subgrupos A, y a partir de ahí, hemos discutido la posibilidad de que cedan o adquieran electrones al formar un enlace iónico. Se indicó también que algunos átomos, entre ellos el carbono, (que contiene cuatro electrones de valencia) en lugar de perder o ganar electrones, los comparten formando enlaces covalentes.

En una reacción química, los átomos reaccionantes tienden a adquirir estructuras más estables, es decir, tienden a tener ocho electrones en su nivel más externo al igual que los gases nobles. La estabilidad de los gases nobles y su falta de reactividad se deben a la presencia de ese octeto de electrones.

A partir de las estructuras externas de los átomos se deduce que habrá transferencia de electrones cuando reaccione un átomo que tenga 1, 2 o 3 electrones externos (metal) con otro que posea 5, 6 o 7 electrones de valencia (no metal), en cuyo caso se forma un compuesto iónico.

Por ejemplo, el Rb (familia I A, 1 electrón de valencia) reacciona con el oxígeno (familia VI A, 6 electrones de valencia). Ambos elementos buscan adquirir la configuración de gas noble;

el oxígeno requiere ganar dos electrones, por lo cual se combinará con dos átomos de Rb, ya que cada átomo de este elemento sólo puede ceder un electrón. Lo anterior puede expresarse como: $Rb_2^{1+}O^{2-}$.

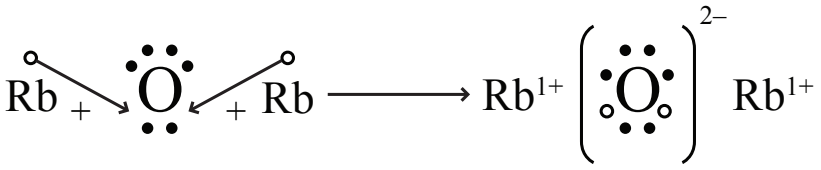


**Figura 4.1**
Formación del óxido de rubidio por transferencia de electrones (representados por puntos y círculos) de la capa externa; observa que los iones resultantes adquieren configuración estable.

En la tabla 4.1 se presentan algunos ejemplos de compuestos iónicos que se representan mediante una fórmula que muestra la relación entre los átomos que forman el sistema cristalino.

Habrá compartición de electrones, es decir, formación de enlaces covalentes, cuando reaccionen entre sí, dos átomos de elementos no metálicos, por ejemplo, el carbono consigo mismo o con hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, azufre o fósforo. La compartición puede ser de un par de electrones, en cuyo caso se formará un enlace sencillo; de dos pares de electrones, para formar un enlace doble; o de tres pares que forman un enlace triple. A los compuestos formados en todos estos casos se les conoce como sustancias moleculares porque se forman moléculas finitas. Ejemplos de estos compuestos se detallan en las tablas 4.2 y 4.3, en las que se indican los átomos enlazados, el número de enlaces covalentes y el nombre de la sustancia formada.

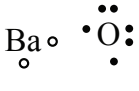
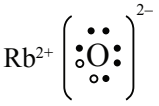
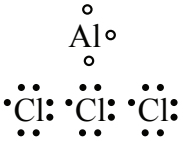
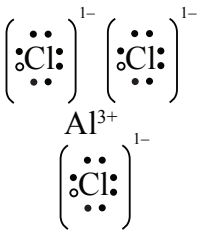
| Átomos | Enlace (s) | Representación | Nombre |
|---|---|---|---|
|  |  | $Ba^{2+}O^{2-}$ | Óxido de bario |
|  |  | $Al^{3+}Cl_3^{1-}$ | Cloruro de aluminio |

**Tabla 4.1**
Sustancias iónicas con transferencias de 1, 2 y 3 electrones. Los electrones están representados para el elemento metálico con círculos y para el elemento no metálico con puntos.

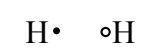
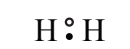
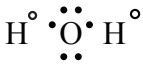
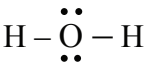
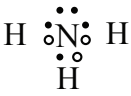
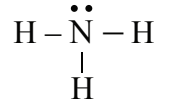
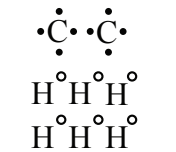
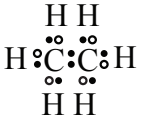
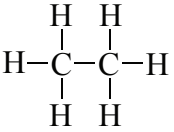
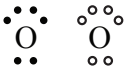
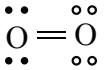
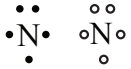
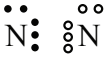
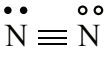
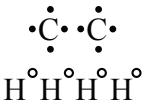
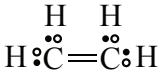
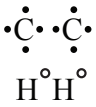
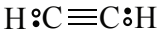
| Átomos | Enlace (s) | Representación | Nombre |
|---|---|---|---|
|  |  | H – H | Hidrógeno |
|  | |  | Agua |
| |  |  | Amoniaco |
|  |  |  | Etano |

**Tabla 4.2**
Sustancias moleculares con enlaces sencillos.

**Tabla 4.3** Sustancias moleculares con dobles y triples enlaces.

| Átomos | Enlace (s) | Representación | Nombre |
|---|---|---|---|
|  | |  | Oxígeno |
|  |  |  | Nitrógeno |
|  | |  | Etileno |
|  | |  | Acetileno |



## Ejercicio 2

1. Indica el tipo de compuesto que se forma cuando reacciona un metal alcalino (grupo I A) con el elemento flúor (grupo VII A). Escribe la fórmula que representa dicho compuesto si el metal es el Cs.

2. ¿Cuándo se forma un enlace covalente entre dos átomos del bloque de elementos representativos?

3. El ozono es una molécula triatómica de oxígeno $O_3$
   a) ¿Qué tipo de enlaces forma?
   b) Ilustra con un esquema cómo se distribuyen los electrones para formar la molécula.

4. Indica una diferencia entre los enlaces covalentes: sencillo, doble y triple.

5. Indica dos razones para que dos átomos no metálicos puedan unirse entre sí mediante enlaces sencillo, doble o triple.

6. Escribe las fórmulas y los enlaces de los compuestos formados por los siguientes pares de elementos:
   a) C y O
   b) Al y Cl
   c) Na y S
   d) F y F

## Teoría del octeto de Lewis

Al inició del siglo XX, G.N. Lewis, para comprender el proceso de unión entre átomos y predecir su capacidad para formar enlaces, postuló la **regla del octeto**, la cual afirma que *los átomos tienden a perder, ganar o compartir electrones, si eso les conduce estabilizarse energéticamente hablando, es decir, a adquirir ocho electrones en su nivel externo.*

Para representar en forma simbólica los electrones de la capa externa de un átomo, se utilizan puntos (configuraciones punto-electrón) o pequeñas cruces. A las representaciones punto-electrón se les llama fórmulas de Lewis, en ellas se escribe el símbolo del elemento y alrededor de él se coloca el número de puntos correspondiente a los electrones de valencia. El símbolo del elemento representa el núcleo y los electrones del gas noble anterior. Las fórmulas de Lewis son particularmente útiles para ilustrar a los elementos de las familias representativas.

En la representación de Lewis, el símbolo del elemento se escribe dentro de un cuadro imaginario y por fuera de este, en uno, dos, tres o los cuatro lados, se disponen todos sus electrones externos. Primero se coloca un punto en cada lado del cuadrado, si hay más de cuatro electrones de valencia se van acomodando en un máximo de dos en cada lado, es decir, el octeto de Lewis consiste en cuatro pares de electrones.

A manera de ejemplo se muestran las configuraciones punto-electrón de los elementos del segundo periodo:

| Grupo | I A | II A | III A | IV A | V A | VI A | VII A | VIII A |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Elemento | Li | Be | B | C | N | O | F | Ne |
| Electrones de valencia | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 |

La representación gráfica se muestra a continuación:

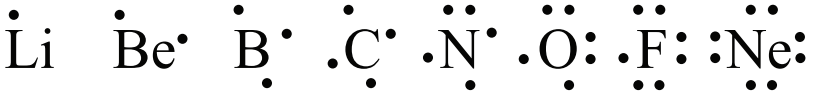



**Figura 4.2**
Estructura de Lewis para elementos del segundo periodo.

Se puede ver que en las representaciones del litio al carbono hay 1, 2, 3 y 4 electrones respectivamente, es decir, los electrones no forman pares. Del nitrógeno al neón se representan pares electrónicos en algunos de los lados, hasta el neón, que tiene los cuatro pares electrónicos, es decir, el octeto completo.

En la tabla 4.3 se muestran las configuraciones de los elementos representativos correspondientes a los periodos 2 a 5 de la tabla periódica. Observa que son iguales las configuraciones de Lewis de todos los elementos de una misma familia, ya que todos esos elementos tienen el mismo número de electrones de valencia. Estas representaciones son útiles para identificar las posibilidades de unión, es decir, la valencia de los elementos.

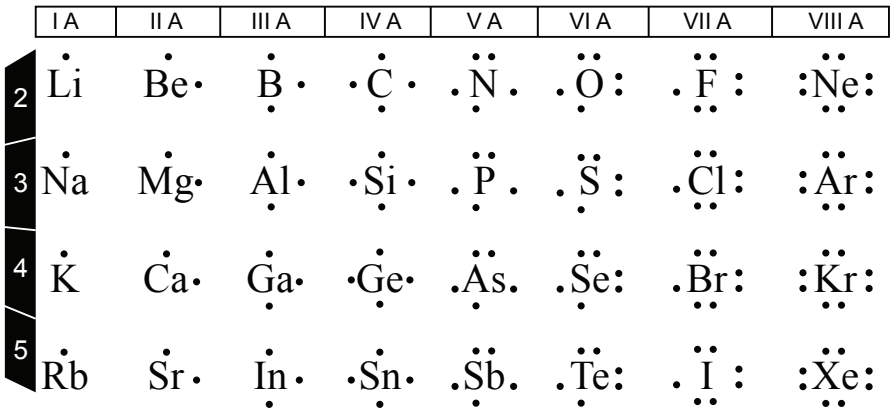
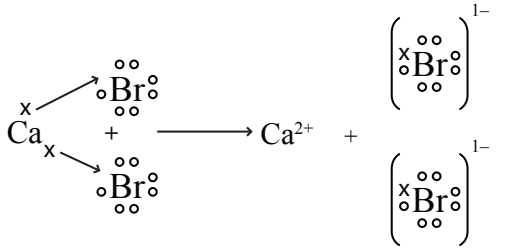



**Tabla 4.3**
Símbolos de Lewis del bloque de elementos representativos.

Usando las fórmulas de Lewis es fácil representar la reacción entre un átomo de calcio (metal) y dos átomos de bromo (no metal). El compuesto iónico que se forma muestra que se transfiriririeron los dos electrones del átomo de calcio, uno a cada uno de los átomos de bromo (ver figura 4.3).

**Figura 4.3**
Esquema de reacción para explicar la formación de un compuesto iónico utilizando símbolos de Lewis.




En este ejemplo, representamos con un símbolo diferente al del átomo de bromo los dos electrones externos del átomo de calcio, con objeto de hacer evidente la transferencia que ocurrió al llevarse a cabo la reacción química, recuerda que esta representación es un modelo, y que todos los electrones son iguales e indistinguibles entre sí.

Como puedes ver, al combinarse los dos átomos, ambos tienen en su capa externa la configuración de un gas noble: el calcio perdió dos electrones, adquiriendo la configuración electrónica del argón, el gas noble del período anterior, pero se convirtió en un ion positivo; en tanto que cada átomo de bromo, al ganar un electrón, se convirtió en un ion con carga negativa y adquirió la configuración electrónica del kriptón. Lo anterior se puede expresar diciendo que el ion calcio es isoelectrónico con el argón, y que el ion bromo es isoelectrónico con el kriptón. Observa que el intercambio electrónico hace que las dos especies iónicas sean estables.

Un catión monoatómico, como el ion calcio, es siempre más pequeño que el átomo del que proviene debido a la pérdida de su capa electrónica exterior. Por el contrario, un anión monoatómico siempre es mayor que el átomo del que se deriva, ya que la adición de un electrón disminuye la fuerza de atracción del núcleo sobre los electrones periféricos.

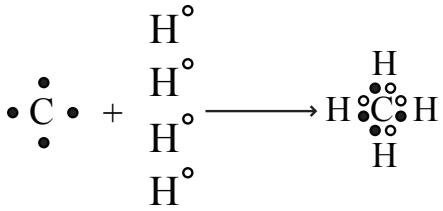
**Tabla 4.4**
Comparación cuantitativa entre los tamaños de los radios iónicos y atómicos del calcio y del bromo.

| Elemento | Átomo | | Ion | |
|---|---|---|---|---|
| | | Radio (picómetros) | | Radio (picómetros) |
| Calcio | Ca | 197 | $Ca^{2+}$ | 99 |
| Bromo | Br | 114 | $Br^{1-}$ | 195 |

Los iones positivos (cationes) son especies químicas con un octeto de electrones en el nivel de energía inmediato anterior a su número de periodo, los iones negativos (aniones) son especies químicas con un octeto de electrones en su nivel externo de energía; ambas especies son más estables que sus átomos neutros.

La regla del octeto se aplica en los compuestos donde hay transferencia de electrones y compartición de ellos entre los átomos que forman la molécula. Por ejemplo en el metano ($CH_4$), cada uno de los átomos de hidrógeno comparte dos electrones con el átomo de carbono se estabiliza al adquirir la configuración electrónica del helio con dos electrones, ocurriendo de manera similar con el carbono, que completa ocho electrones en su capa de valencia como el neón, como se muestra a continuación.

**Figura 4.4**
Formación de la molécula de metano $CH_4$, mediante enlaces covalentes.



Algunas moléculas contienen átomos que comparten dos o tres pares de electrones en una misma unión, lo que da lugar a la formación de dobles o triples enlaces, como en el eteno (doble ligadura) o el acetileno (triple) ver tabla 4.3.

## Ejercicio 3

1. De acuerdo con el número de electrones, ¿qué establece la teoría del octeto de Lewis?

2. De acuerdo con su posición en la tabla periódica, escribe los símbolos de Lewis de los siguientes elementos: a) Se, b) Rn, c) Ba, d) Br, e) Ge, f) Sb.

3. Argumenta tu respuesta ¿qué es más estable energéticamente hablando, un átomo aislado de un no-metal o el anión formado cuando el átomo no-metálico acepta electrones?

4. Cuando un átomo gana un electrón, se convierte en un anión, mientras que si lo pierde se convierte en un catión. Menciona, en cada caso, cuál especie es más grande:
   a) El átomo o el catión.
   b) El átomo o el anión.

5. Mediante un esquema semejante al de la figura 4.4 muestra la formación de la molécula constituida por N e H.

6. Si el óxido de aluminio tiene en su molécula enlaces iónicos, mediante un esquema semejante al de la figura 4.3. muestra:
   a) ¿Cómo se forma el óxido de aluminio?
   b) ¿Cuál es su fórmula?

## La diferencia de electronegatividad y el carácter del enlace químico: enlace iónico y enlace covalente

Es evidente que el mecanismo mediante el cual dos elementos químicos se unen, para formar nuevas sustancias, está íntimamente relacionado con la interacción de los núcleos con los electrones externos (tanto los propios como los del otro elemento). Como se mencionó en el capítulo anterior la electronegatividad es una propiedad indicativa de la atracción entre un elemento combinado y los electrones de enlace; la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) determina cuál de estos elementos mantendrá por más tiempo esos electrones bajo la influencia de su núcleo. Los no metales tienen electronegatividades mayores que los metales, ya que para estabilizarse tienden a "ganar electrones" de los metales y a compartirlos cuando se combinan con otros no metales. Es decir, la diferencia de electronegatividad nos muestra el carácter iónico o covalente de un enlace químico.

Cuando se enlazan dos átomos de distinta electronegatividad se produce un fenómeno por el cual el elemento más electronegativo es capaz de atraer más cerca de sí a la nube electrónica responsable del enlace, con lo que se crea un desequilibrio electrostático, esto es, sobre uno de los átomos del enlace aparece una densidad negativa de carga y sobre el otro una positiva equivalente. Se crean así dos polos (dipolo) y se habla de enlace polar.

A partir de los parámetros conocidos, como longitud de enlace y momento dipolar (m), podemos calcular el porcentaje de ionicidad obteniendo la densidad de carga sobre cada átomo.

Considerando un único enlace generalizado de tipo iónico-covalente y representando gráficamente (figura 4.5) la ionicidad en función de la diferencia de electronegatividad, observamos que la línea no alcanza 100% de ionicidad (pérdida del electrón) ni con una diferencia de electronegatividad de 4 que es el valor máximo posible.

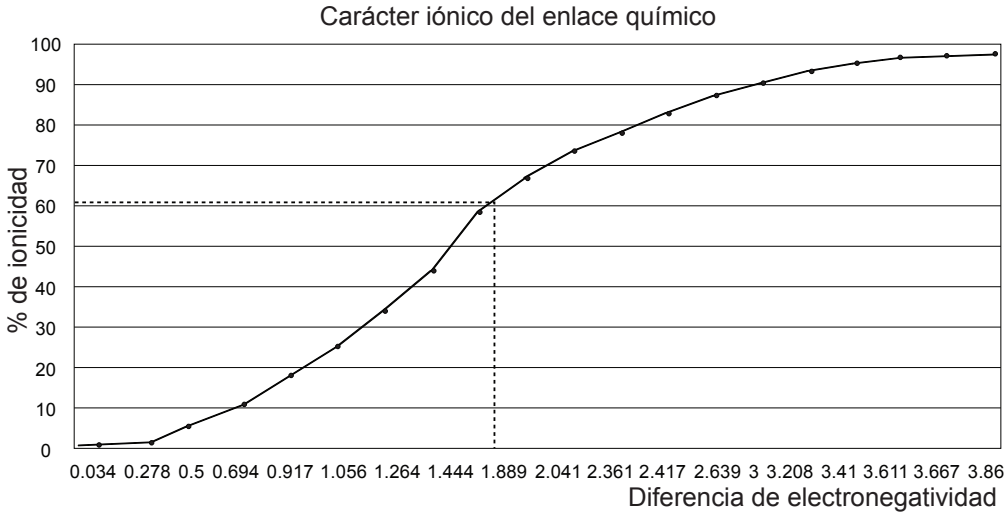



**Figura 4.5** Porcentaje de ionicidad de un enlace químico en función de la diferencia de electronegatividad.

Sin embargo, con objeto de establecer un esquema de covalencia y ionicidad en el enlace químico, se ha considerado que cuando la ionicidad es mayor o igual al 60 %, se puede suponer la transferencia de electrones del elemento menos electronegativo hacia el más electronegativo, es decir, la formación de un enlace iónico (según la gráfica anterior) se produce cuando la diferencia de electronegatividad es de 1.9. Cuando la ionicidad del enlace es menor a 60%, el enlace se considera covalente, aunque los electrones de enlace se compartan lo harán siempre con cierto carácter iónico, es decir, un enlace covalente polar, y cuando la diferencia de electronegatividad sea cero los electrones de enlace serán compartidos equitativamente formando un enlace covalente puro no polar. Puede resumirse lo anterior en la tabla 4.5.

**Tabla 4.5** Tipo de enlace en función de la diferencia electronegatividad.

| Carácter del enlace químico | | |
|---|---|---|
| **Tipo de enlace** | **Diferencia de electronegatividad** | **% de ionicidad** |
| Iónico | Mayor de 1.9 | Mayor de 60% |
| Covalente polar | Menor de 1.9<br>Mayor de 0 | Menor de 60% |
| Covalente puro | Cero | Cero |

**Ejemplo**

Calcular las diferencias de electronegatividad: $(\Delta\chi) = \chi_2 - \chi_1$ , entre los átomos que forman las sustancias indicadas en la siguiente tabla, determinar el tipo de enlace que se forma:

| Sustancia | Valores de electronegatividad tomados de la tabla periódica | | | Enlace formado |
|---|---|---|---|---|
| | Elemento 1 | Elemento 2 | Diferencia | |
| HCl | H = 2.1 | Cl = 3.0 | 0.9 | Covalente polar |
| NaF | Na = 0.9 | F = 4.0 | 3.1 | Iónico |
| $O_2$ | O = 3.5 | O = 3.5 | 0 | Covalente puro |
| MgO | Mg = 1.2 | O = 3.5 | 2.3 | Iónico |
| $H_2O$ | H = 2.1 | O = 3.5 | 1.4 | Covalente polar |
| $H_2$ | H = 2.1 | H = 2.1 | 0 | Covalente puro |

Como podemos observar en los resultados del ejemplo anterior, un compuesto iónico se forma cuando se unen un metal (elementos con valores muy bajos de electronegatividad) con un no-metal (elementos de alta electronegatividad). En este tipo de compuestos se considera que hay transferencia de electrones del metal al no-metal, con la correspondiente formación de iones de carga opuesta que se atraen por fuerzas electrostáticas; los enlaces covalentes se presentan al unir no metales con átomos iguales o diferentes, ya que su diferencia de electronegatividad (menor de 1.9) nos permite afirmar que los electrones involucrados en el enlace se comparten entre los átomos unidos químicamente.

Los compuestos iónicos son conductores de la corriente eléctrica cuando están fundidos o disueltos en agua. En este último caso las partículas con cargas opuestas (cationes y aniones) se separan y son rodeadas por moléculas de agua debido al carácter covalente polar de ésta y a la carga del ion. Por ejemplo, al disolver cloruro de sodio (NaCl) en agua se forman iones $Na^{1+}$ y iones $Cl^{1-}$ rodeados de moléculas de agua (ac).

$$NaCl(s) \xrightarrow{H_2O} Na^{1+}(ac) + Cl^{1-}(ac)$$

También se producen iones libres cuando se funde la sal:

$$NaCl\ (l) \longrightarrow Na^{1+} + Cl^{1-}$$

En ambos casos son las cargas eléctricas libres (iones) quienes permiten el paso de la corriente eléctrica.

Muchos de los compuestos inorgánicos, entre ellos los ácidos, las bases y las sales son sustancias iónicas.

Los átomos de los compuestos moleculares, por ejemplo, $H_2$, $N_2$, $O_2$, $H_2O$, $NO_2$, $CH_4$, $CO_2$ se encuentran unidos por enlaces covalentes. Las moléculas pueden estar formadas por una sola clase de átomos o por dos elementos distintos como se ve en los ejemplos anteriores.

En la formación de una molécula de hidrógeno ($H_2$) por medio de un enlace covalente, existen fuerzas de atracción y repulsión eléctrica (ver figura 4.6). Es evidente que mientras las fuerzas de repulsión sean mayores que las de atracción, los átomos de hidrógeno no podrán permanecer juntos; sin embargo, debemos suponer que a una distancia determinada (longitud de enlace), las fuerzas de atracción son superiores a las de repulsión ocasionando con esto la formación de de una molécula estable ($H_2$).

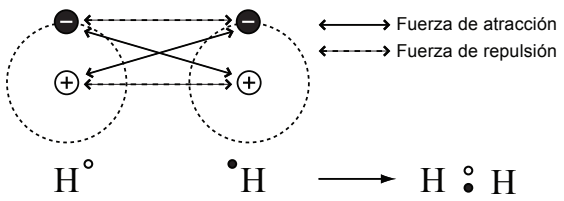
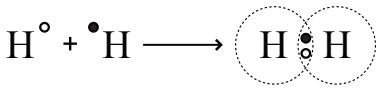



**Figura 4.6.** Fuerzas eléctricas presentes al aproximarse dos átomos de hidrógeno.

Cuando los electrones se sitúan entre los dos núcleos, la repulsión entre los núcleos disminuye y aumentan las atracciones núcleo-electrón. El resultado es que ambos átomos de hidrógeno alcanzan la configuración estable del helio por medio de la compartición de sus respectivos electrones, dando lugar a la molécula de hidrógeno ($H_2$). Los electrones compartidos pertenecen a la molécula de hidrógeno como un todo, pero se puede considerar que cada átomo de hidrógeno tiene dos electrones.



En el caso de la molécula de hidrógeno, la unión se denomina **enlace covalente puro** o **enlace covalente no polar** debido a que los dos átomos son iguales, el par de electrones compartido es atraído con la misma fuerza por ambos núcleos, en lo cual se traduce una diferencia de electronegatividades igual a cero.

En el caso de la molécula de agua, el esquema que muestra su formación es:

Como la diferencia de electronegatividad entre H y O es (3.5 – 2.1) = 1.4, la molécula forma dos enlaces covalentes polares, esto indica que el oxígeno mantiene un mayor tiempo los electrones de enlace cerca de su núcleo, ocasionando una separación parcial de carga, negativa cercana al átomo de oxígeno y positiva en cada átomo de hidrógeno y se forma una zona negativa en el oxígeno y una zona positiva entre los dos hidrógenos, es decir, la molécula forma un dipolo, el cual puede ser representado como:

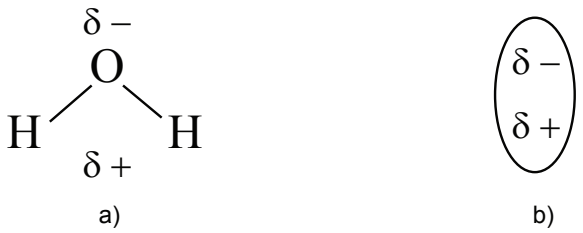



**Figura 4.7**
a) Localización de las cargas parciales en la molécula de agua, b) representación de una molécula polar.

Las moléculas que presentan separación parcial de cargas electrostáticas se les conoce como moléculas dipolares, en el caso del agua, este carácter dipolar de su molécula es el que ocasiona su alto poder disolvente de las sustancias iónicas y su alto punto de ebullición.

El carácter dipolar de las moléculas de agua hace que existan fuerzas de atracción de carácter electrostático formando, aun en estado líquido, cadenas de moléculas de agua unidas por atracción de sus dipolos, lo que explica que para separlas y convertirlas en vapor se requiera de alta temperatura, 100 °C a nivel del mar.

Al agregar al agua una sustancia iónica, los dipolos interactúan electrostáticamente con los iones de la estructura cristalina, en muchos casos con la fuerza suficiente para romperla, dejando a los iones en libertad, es decir, disolviendo la sustancia iónica, e inmediatamente, rodeando a los iones debido a la interacción electrostática con los dipolos del agua. Ver figura 4.8.

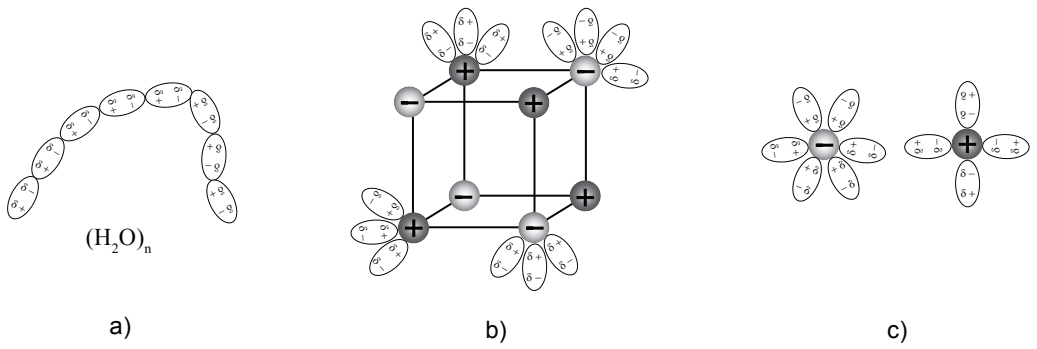



**Figura 4.8**
a) Asociación de moléculas de agua debido a su carácter dipolar,
b) interacción de las moléculas de agua con los iones del cristal,
c) iones en solución acuosa rodeados por moléculas de agua.

Debido a que la polaridad de su enlace es relativamente alta, existe la posibilidad de que una pequeña cantidad de moléculas de agua (1 de cada $10^7$) puedan formar iones de acuerdo con la siguiente representación:

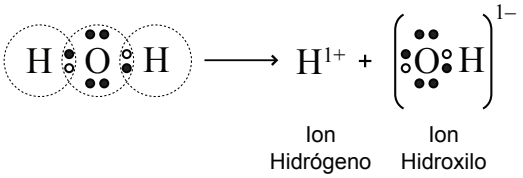



**Figura 4.9**
Disociación de la molécula de agua.

Como los iones hidrógeno e hidroxilo se encuentran en el seno de las moléculas dipolares de agua, interactúan con ellas generando un enlace covalente diferente llamado **enlace covalente coordinado**. Este es el enlace presente en el ion hidronio ($H_3O^+$), especie química en que un ion hidrógeno ($H^+$) se une a una molécula de agua a través de uno de los pares electrónicos "libres" del átomo de oxígeno. Ver figura 4.10.

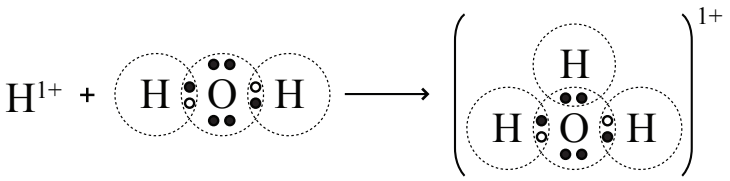


**Figura 4.10**
Formación del ion hidronio, mediante un enlace covalente coordinado.

## Ejercicio 4

1. Discute la siguiente afirmación: "En un enlace iónico el metal pierde completamente sus electrones externos al cederlos a un no-metal".

2. Observando la figura 4.5 donde se grafica el porcentaje de ionicidad en función de la diferencia de electronegatividad, ¿cuál debería ser la diferencia de electronegatividad para que el enlace fuera 100% iónico?

3. Utilizando la gráfica 4.5, calcula la ionicidad de los enlaces formados por los siguientes pares de elementos: a) N y P; b) K y F; c) Ca y I; d) S y O.

4. En función de la diferencia de electronegatividad establece las diferencias entre enlace iónico, enlace covalente polar y enlace covalente puro o no polar.

5. ¿Por qué se dice que la molécula de agua es un dipolo? Explica tu respuesta.

6. Mediante un esquema discute la posibilidad de formar el ion $[NH_4]^+$ por reacción entre el amoníaco $NH_3$ y el ion hidrógeno $H^+$.
   a) En caso de formarse el ion amonio, ¿qué tipo de enlace se formó entre el $NH_3$ y el $H^+$?

## Capacidad de combinación de los átomos

Debido a que el átomo de hidrógeno tiene sólo un electrón para compartir, únicamente puede formar un enlace covalente, es decir, su capacidad de combinación o valencia es 1. Los demás *no-metales* tienden a formar tantos enlaces covalentes como electrones no apareados tengan en el nivel externo. Algunos ejemplos de elementos del segundo periodo son:

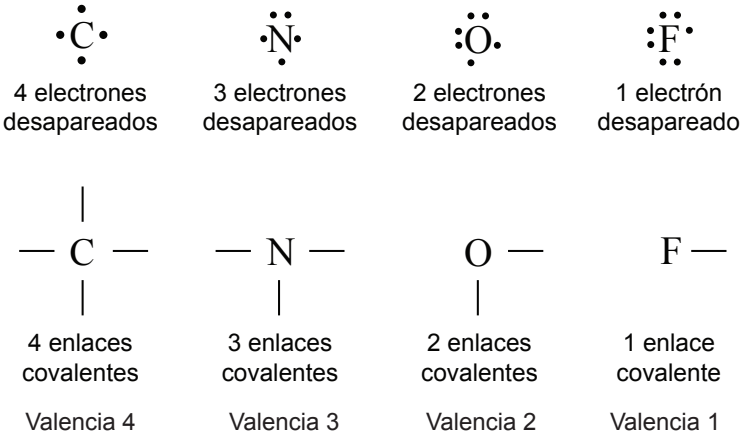



**Figura 4.11** Capacidad de combinación o valencia de elementos del segundo periodo.

**Ejemplo**

Al combinar con hidrógeno cada uno de los cuatro elementos anteriores se obtienen los compuestos correspondientes, en los que cada uno de los átomos: C, N, O y F, han completado su octeto al formar enlaces covalentes con H, quien también adquirió la configuración del gas noble He. Los compuestos formados son:

| **Número de enlaces covalentes** | 4 | 3 | 2 | 1 |
|---|---|---|---|---|
| **Compuesto** | $CH_4$ | $NH_3$ | $H_2O$ | HF |
| **Nombre** | metano | amoniaco | agua | ácido fluorhídrico |

Los enlaces covalentes se representan mediante una línea o guión. El número de enlaces que pueden formarse es la valencia del elemento. En la figura 4.12 se esquematiza la mayoría de los elementos no metálicos y su valencia, que corresponde al número de enlaces covalentes que pueden formar.

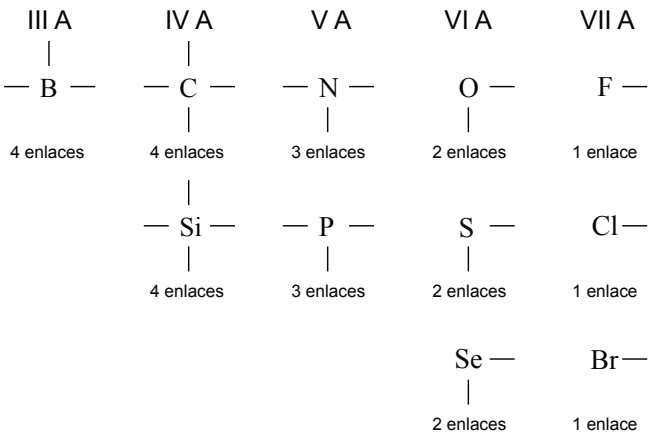



**Figura 4.12**
De acuerdo con su grupo, se muestra el número de enlaces covalentes formados por los elementos no metálicos.

También podemos formar compuestos covalentes entre los no-metales, por ejemplo, el silicio tiene capacidad para formar cuatro enlaces y el oxígeno dos, por lo que el compuesto formado por silicio y oxígeno es : O = Si = O, donde el silicio cubre sus cuatro valencias y el oxígeno sus dos disponibles. Sin embargo, antes de continuar con este desarrollo, deberemos tener en cuenta que, de manera puntual, los compuestos formados con hidrógeno son predichos de manera cierta; al combinar los no-metales entre sí, de manera normal, existirá el compuesto covalente predicho, pero también pueden formar otros compuestos con diferente relación de combinación entre los átomos participantes.

Por ejemplo: de acuerdo con la figura 4.12, suponemos el compuesto que se debe formar entre azufre y oxígeno, como ambos tienen capacidad de formar dos enlaces, debe ser S = O, sin embargo, este compuesto es muy inestable ya que sólo existe por algunos milisegundos antes de descomponerse; en la realidad el azufre y el oxígeno se combinan al quemar azufre en aire produciendo el compuesto $SO_2$, gas contaminante causante de la lluvia ácida.

Otro óxido importante del azufre es el $SO_3$ que se forma haciendo reaccionar el $SO_2$ con oxígeno molecular en presencia de un catalizador, el $SO_3$ tiene importancia industrial ya que es materia prima para la producción de ácido sulfúrico, aceites sulfonados y detergentes alquilarilsulfonatos.

Tomando en cuenta lo dicho en el párrafo anterior y utilizando la figura 4.12, obtendremos algunos compuestos binarios formados por dos no-metales unidos por enlaces covalentes.

**Ejemplo**

De acuerdo con el número de valencias que tienen los no-metales escribe en una tabla las fórmulas posibles para los siguientes pares de elementos: N y O, C y Cl, F y N, S y Br.

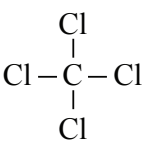
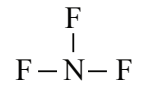
| Elemento 1 | # de valencias | Elemento 2 | # de valencias | Formulas del compuesto formado |
|---|---|---|---|---|
| N | 3 | O | 2 | O=N−O−N=O |
| C | 4 | Cl | 1 |  |
| F | 1 | N | 3 |  |
| S | 2 | Br | 1 | Br−S−Br |

**Tabla 4.6**
Compuestos covalentes formados por dos no metales.

## Ejercicio 5

1. Define lo que es capacidad de combinación o valencia de un elemento.

2. A los compuestos covalentes se les denomina con frecuencia como "compuestos moleculares". Explica el uso de este término.

3. En la siguiente tabla, escribe el número de enlaces covalentes que forma cada uno de los no metales y la fórmula del compuesto formado, representando cada par de electrones compartidos por un segmento de recta entre el elemento y el hidrógeno, muestra con puntos los electrones externos que no participen en el enlace.

| Elemento | Núm. de enlaces covalentes | Fórmula del compuesto formado con hidrógeno |
|---|---|---|
| B | | |
| Si | | |
| P | | |
| S | | |
| Se | | |
| O | | |
| I | | |

4. De acuerdo con la capacidad de combinación de los no-metales, escribe la fórmula del compuesto covalente formado por los siguientes pares de elementos: a) H y Se; b) N y S; c) C y Cl; d) P y O.

## Formación de iones y compuestos iónicos binarios

Los compuestos binarios son sustancias en las que sólo están presentes dos elementos. Cuando uno de ellos es un metal y el otro es un no metal, al unirse forman un compuesto iónico en que el átomo metálico se considera que cede uno o más de sus electrones de valencia, los cuales son aceptados por el no metal.

En este proceso de intercambio de electrones el átomo metálico, al perder electrones, queda con carga positiva, cuyo valor corresponde al número de electrones perdidos, a esta especie con carga eléctrica positiva se le conoce como catión. Debido a que los electrones perdidos por el metal son aceptados por el átomo no metálico, este adquiere carga negativa con un valor igual al número de electrones aceptados o ganados, a esta especie se le conoce como anión.

En la tabla 4.7 se observan los iones positivos o cationes que forman los metales del bloque de elementos representativos (grupos I A, II A y III A de la tabla periódica), los cuales se forman al perder sus electrones de valencia (coincidente con el grupo).

**Tabla 4.7**
Cationes comunes de los metales de los grupos I A, II A y III A.

| Periodo ► | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 |
|---|---|---|---|---|---|---|
| **Grupo I A** | $Li^{1+}$ Ion litio | $Na^{1+}$ Ion sodio | $K^{1+}$ Ion sodio | $Rb^{1+}$ Ion rubidio | $Cs^{1+}$ Ion cesio | $Fr^{1+}$ Ion francio |
| **Grupo II A** | $Be^{2+}$ Ion berilio | $Mg^{2+}$ Ion magnesio | $Ca^{2+}$ Ion calcio | $Sr^{2+}$ Ion estroncio | $Ba^{2+}$ Ion bario | $Ra^{2+}$ Ion radio |
| **Grupo III A** | ---------- | $Al^{3+}$ Ion aluminio | $Ga^{3+}$ Ion galio | $In^{3+}$ Ion indio | $Ti^{3+}$ Ion talio | ---------- |

Los elementos de los grupos V A, VI A y VII A, pertenecen al bloque de representativos, donde los no-metales tienden a ganar los electrones que necesitan para completar su octeto, lo que los convierte en iones negativos. En estos elementos, el número de electrones ganados se obtiene restando de ocho el número de grupo. Ver tabla 4.8.

| Periodo ► | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 |
|---|---|---|---|---|---|
| Grupo V A | $N^{3-}$ Ion nitruro | $P^{3-}$ Ion fosfuro | ---------- | ---------- | ---------- |
| Grupo VI A | $O^{2-}$ Ion óxido | $S^{2-}$ Ion sulfuro | $Se^{2-}$ Ion selenuro | ---------- | ---------- |
| Grupo VIII A | $F^{1-}$ Ion floruro | $Cl^{1-}$ Ion cloruro | $Br^{1-}$ Ion bromuro | $I^{1+}$ Ion yoduro | $At^{1+}$ Ion astaturo |

**Tabla 4.8**
Aniones monoatómicos de los no metales.

Ejemplo. Utilizando las tablas 4.7 y 4.8 de cationes y aniones, escribe la fórmula de los compuestos binarios iónicos, averigua el nombre y regístralo en el lugar correspondiente.

| Iones | | Nombre | Fórmula |
|---|---|---|---|
| Catión | Anión | | |
| $K^{1+}$ | $S^{2-}$ | Sulfuro de potasio | $K_2S$ |
| $Ca^{2+}$ | $F^{1-}$ | Fluoruro de calcio | $CaF_2$ |
| $Al^{3+}$ | $O^{2-}$ | Óxido de aluminio | $Al_2O_3$ |
| $Na^{1+}$ | $Cl^{1-}$ | Cloruro de sodio | NaCl |

Como se observa, en el cloruro de sodio (NaCl), la relación de combinación es 1:1, ya que ambos iones son monovalentes y, considerando que el sólido es iónico, el número de iones positivos es igual al número de iones negativos. Sus cristales adoptan una distribución espacial en la forma de pequeños cubos, según se ilustra en la figura 4.13.

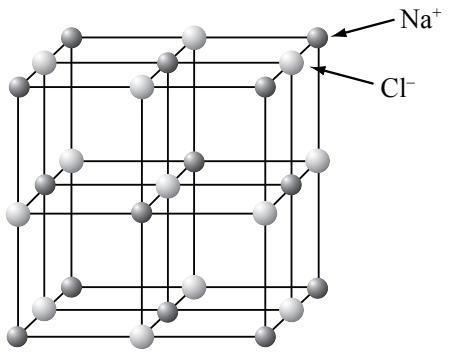



**Figura 4.13**.
El átomo de sodio pierde un electrón y forma $Na^{1+}$, mientras que el cloro gana un electrón y se forma $Cl^{1-}$, al solidificar se forma una red en la que cada ion cloruro está rodeado de seis iones sodio y, por supuesto, cada ion sodio está rodeado de seis iones cloruro. Esta estructura al fundirse o solubilizarse en agua, se rompe y libera los iones.

Este arreglo tridimensional se llama **cristal**. El cloruro de sodio al igual que todos los compuestos iónicos es un material *cristalino*. Podemos ver que en el cristal de cloruro de sodio ningún ion sodio está unido exclusivamente a un ion cloruro, como sucede en una sustancia molecular. Por el contrario, se observa que cada ion sodio está rodeado por seis iones cloruro, y cada ion cloruro está rodeado a su vez, por seis iones sodio. Debido a la disposición de los iones, la repulsión entre iones de cargas iguales es contrarrestada por la atracción entre iones de cargas opuestas.

Todos los compuestos iónicos son sustancias sólidas cristalinas debido a su distribución espacial tridimensional, pero no todos corresponden a un cubo como el cloruro de sodio, ya que existen diferencias en tamaños, formas y cargas de los iones. Algunos de los sólidos cristalinos se pueden identificar macroscópicamente por la forma de sus cristales. En la unidad 5 estudiaremos las sustancias cristalinas.

Pese a que un compuesto iónico está conformado por partículas cargadas eléctricamente, el compuesto como un todo es eléctricamente neutro, ya que hay el mismo número de cargas positivas (cationes) que de cargas negativas (aniones). La fórmula con la que se representa un compuesto iónico es la proporción más sencilla de iones presentes en su composición

## Expansión y contracción del octeto

Aunque la regla del octeto explica un buen número de los compuestos que se forman entre los elementos del bloque representativos, es de notarse que existen otros compuestos que no lo cumplen, tales excepciones a la regla se pueden clasificar como:

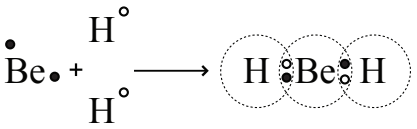
a) Contracción del octeto.
b) Expansión del octeto.
c) Moléculas con número impar de electrones externos.

Contracción del octeto:

La diferencia de electronegatividad existente cuando el hidrógeno se combina con metales como el berilio es:

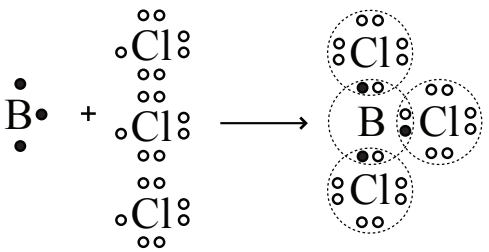
$\chi_H = 2.1$ y $\chi_{Be} = 1.5$
$\Delta\chi = 2.1 - 1.5 = 0.6$

Lo anterior implica (ver tabla 4.5) que el carácter del enlace es covalente, por lo cual comparten sus electrones de valencia, de acuerdo con la siguiente representación:



Como observamos, la molécula de hidruro de berilio ($BeH_2$) se forma por enlaces covalentes mediante dos pares electrónicos y aunque el hidrógeno se estabiliza al tener dos electrones, el berilio únicamente completa cuatro electrones externos.

Del grupo 13 de la tabla periódica, el boro y el aluminio pueden formar halogenuros como $BCl_3$ o $AlCl_3$, a continuación se muestra en un diagrama la formación del $BCl_3$.



Existen compuestos que son excepciones de la regla del octeto, por ejemplo, en ciertos compuestos de boro, como el tricloruro de boro ($BCl_3$), sólo existen seis electrones externos alrededor del átomo central.

**Expansión del octeto**

Otro tipo de molécula que no cumple la regla del octeto es el pentacloruro de fósforo ($PCl_5$), donde hay diez electrones rodeando a un átomo de fósforo. La distribución electrónica se muestra a continuación (figura 4.14).

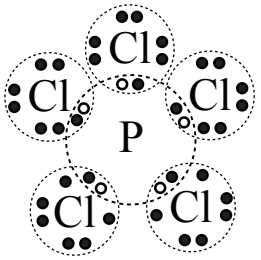



**Figura 4.14**
Estructura del $PCl_5$, donde alrededor de los átomos de cloro hay ocho electrones, pero en la vecindad del átomo de fósforo hay diez electrones, es decir, hubo una expansión del octeto.

Por último, otro tipo de moléculas que no cumple con la regla del octeto es aquella formada por átomos cuya suma de electrones externos es un número impar, por ejemplo, el $NO_2$.

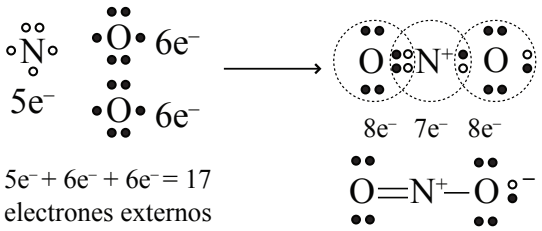



**Figura 4.15**
El $NO_2$ es una molécula con número de electrones impar, por lo que no todos sus átomos forman un octeto.

Observa que en la figura anterior, para poder formar un enlace sencillo entre los átomos de nitrógeno y oxígeno, y formar el octeto en el átomo de oxígeno, se requiere plantear una estructura iónica donde un electrón del nitrógeno pasa a formar parte de los electrones externos del oxígeno, y por lo tanto, el átomo de nitrógeno, al perder el electrón, posee una carga positiva, mientras que el átomo de oxígeno al aceptar un electrón más queda con carga negativa.

## Ejercicio 6

1. Justifica por qué la teoría del octeto de Lewis se cumple estrictamente para los elementos del segundo periodo de la tabla periódica.

2. Establece las diferencias entre aniones y cationes. Escribe dos ejemplos de cada uno de ellos.

3. Menciona los grupos del bloque de los elementos representativos de la tabla periódica en donde se forman cationes y los grupos del mismo bloque donde se forman aniones.

4. Empleando las tablas de cationes y aniones, escribe la fórmula del compuesto iónico formado por los siguientes pares de elementos y cálcula la diferencia de electronegatividades:
   a) Ca y S.
   b) Li y O.
   c) In y Br.
   d) Pb y O.

5. El azufre y el flúor forman un compuesto covalente cuya fórmula es $SF_6$:
   a) Escribe la fórmula utilizando los símbolos de Lewis.
   b) ¿Se cumple en el $SF_6$ la regla del octeto?

6. El nitrógeno y el oxígeno pueden formar varios óxidos, uno de ellos es el NO:
   a) Utilizando los símbolos de Lewis, escribe la fórmula.
   b) ¿Se cumple en el NO la regla del octeto?

7. El hidrógeno y el boro se combinan para formar el hidruro de boro $BH_3$:
   a) ¿Cumple la estructura de este compuesto con la regla del octeto? Explica tu respuesta.



## El enlace metálico: teoría del mar de electrones

Los metales ocupan toda la parte izquierda y gran parte del centro de la tabla periódica, estos elementos se caracterizan por poseer de uno a cuatro electrones en su capa de valencia, para adquirir la configuración electrónica del gas noble del periodo anterior tienden a perder estos electrones de su capa de valencia. Este proceso es energéticamente más fácil que tratar de ganar los electrones que necesitan para adquirir la configuración electrónica del gas noble del periodo siguiente. Esta tendencia se manifiesta en los bajos valores de electronegatividad que caracteriza a los metales (en comparación con los no-metales).

Un trozo de metal está formado por un gran número de átomos iguales que se mantienen unidos mediante el **enlace metálico**. Este tipo de enlace se caracteriza porque los electrones de valencia de todos los átomos metálicos son compartidos entre todo el conjunto que forma la pieza metálica, de forma tal, que ninguno de los átomos presenta mayor tendencia a ganar o perder los electrones.

El modelo del "mar de electrones" (Figura 4.16), supone que los electrones de valencia de todos los átomos metálicos presentes, rodean al conjunto de núcleos (en donde se encuentran todos sus protones) de tal manera de que el enlace entre todos los átomos es como un "mar de electrones" (cargas negativas) rodeando a todos los núcleos (carga positiva), es decir, como una nube electrónica negativa que envuelve a todos los núcleos positivos de los átomos metálicos.

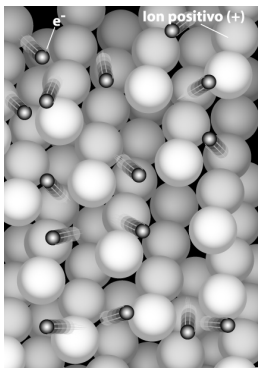



**Figura 4.16** Modelo del mar de electrones para el enlace metálico.

El conjunto de "núcleos metálicos positivos" se mantiene junto, en virtud de la atracción que ejerce hacia ellos el mar o la nube de electrones "negativa". En este tipo de enlace, cada uno de los electrones de la nube electrónica son compartidos por más de dos átomos al mismo tiempo, sin estar fijos en ninguno de ellos.

Los metales alcalinos, grupo 1 de la tabla periódica, poseen sólo un electrón en su capa más externa, al cederlo para formar el enlace metálico, adquieren la configuración estable del gas noble del periodo anterior. El sodio, por ejemplo, al perder su electrón de valencia, adquiere la configuración electrónica del neón.

Los metales alcalinotérreos, que tienen dos electrones externos, los comparten o ceden fácilmente para adquirir la configuración estable del gas noble del periodo anterior. Por ejemplo, el átomo de calcio, al ceder esos dos electrones, adquiere la configuración del argón.

Por último, los metales de transición, que presentan capas electrónicas parcialmente llenas, se caracterizan por presentar enlaces múltiples, debido a su facilidad para ceder o compartir uno o más de los electrones. El hierro, puede formar compuestos ferrosos cuando cede dos electrones y forma compuestos férricos cuando cede tres.



## Las propiedades de los metales y su relación con el tipo de enlace: conductividad eléctrica y calorífica, ductilidad y maleabilidad

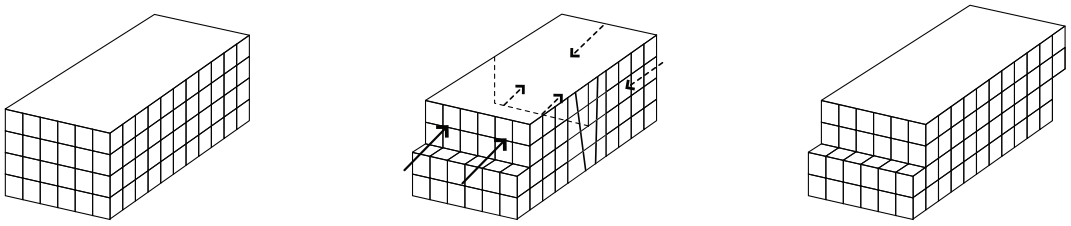
Con lo estudiado anteriormente, podemos entender que dependiendo de la estructura de cada sustancia son sus características y su comportamiento. Se explican a continuación tres de las propiedades de mayor utilidad para su comprensión.

1) **Conductividad eléctrica**
   En general, los metales presentan alta conductividad eléctrica debido a que sus electrones externos tienen libertad de movimiento dentro de la nube electrónica que rodea a todos los núcleos positivos; es factible que en presencia de un campo eléctrico se orienten y produzcan una corriente eléctrica al moverse en una determinada dirección.

2) **Conductividad térmica**
   Los metales se caracterizan por su elevada conductividad térmica, la cual se debe a la alta movilidad de sus átomos, que sirve como medio de transmisión de la energía cinética debida al incremento de temperatura, considerando que este movimiento no implica la ruptura de los enlaces entre ellos.

3) **Maleabilidad y ductilidad**
   Los metales son relativamente deformables debido a que sus átomos se acomodan en estructuras compactas que les permiten su deslizamiento a través de los planos y ejes cristalinos sin producir ruptura de enlaces (figura 4.17). La mayoría de los metales poseen la propiedad de sufrir deformaciones elásticas y deformaciones plásticas en un amplio intervalo de esfuerzos, gracias a la facilidad de reacomodo de sus átomos.

**Figura 4.17**
La maleabilidad y la ductilidad de los metales se debe a la facilidad de deslizamiento de los planos atómicos entre el mar de electrones.



a) Bloque metálico.

b) Dirección de deformación plástica por deslizamiento de los planos.

c) Bloque deformado.

## Ejercicio 7

1. Explica por qué una pieza de cobre metálico, sin importar su tamaño, se representa químicamente como Cu, el símbolo del cobre.

2. Explica por qué el elemento metálico litio (Li), al combinarse con otros elementos para formar compuestos, solamente presenta el estado de oxidación de 1+**,** mientras que el níquel (Ni) puede formar compuestos con estados de oxidación de 2+ y 3+.

3. ¿Cómo se describe la estructura de un metal según el modelo del "mar de electrones"?

4. Indica por qué un material metálico es dúctil y maleable, basándote en el tipo de enlace que los caracteriza.

5. Define con tus palabras los siguientes conceptos: a) maleabilidad, b) ductibilidad.

6. Explica por qué estos materiales son buenos conductores del calor y la electricidad utilizando el modelo del mar de electrones para el enlace metálico.

## Ejercicios finales

1. Considerando que las sustancias están formando enlaces químicos entre sus átomos constituyentes, ¿de qué manera se explica que al llevarse a cabo una reacción química se formen nuevas substancias?

2. ¿Qué tipo de enlace se forma entre dos átomos diferentes, cuando uno cede electrones y el otro los acepta?

3. ¿Qué compuesto iónico se podrá formar con cada uno de los siguientes pares de elementos:
   a) Sr y O.
   b) Ca y N.
   c) K y P.
   d) Al y F.

4. a) ¿Por qué los cationes monoatómicos son más pequeños que los átomos neutros correspondientes?
   b) Porqué los aniones monoatómicos son más grandes que los átomos neutros correspondientes.

5. Explica por qué los elementos no metálicos gaseosos se encuentran en estado de libertad como moléculas diatómicas y no como átomos aislados?

6. Utiliza símbolos de Lewis para mostrar la formación de la molécula $SiF_4$ a partir de sus elementos.

7. Escribe las estructuras de Lewis para las siguientes moléculas:
   a) ICl.
   b) $PBr_3$.
   c)$N_2H_4$.

8. Escribe la estructura de Lewis de las siguientes moléculas y menciona si cumplen con la teoría del octeto:
   a) $PH_3$.
   b) $P_2O_5$.
   c) NO.

9. Define lo que es el enlace covalente coordinado y escribe dos ejemplos donde esté presente.

10. Explica de manera breve el modelo del "mar de electrones" para el enlace metálico.

11. Utilizando el modelo del "mar de electrones" para el enlace metálico, explica por qué estos materiales son buenos conductores del calor y la electricidad.

12. a) Escribe las definiciones de maleabilidad y ductilidad.
    b) ¿Qué propiedad de los metales explica su alta maleabilidad y ductibilidad?