

NOMBRE: _____

GRADO: _____

ENLACES QUÍMICOS

TEMA: ENLACES QUÍMICOS

ACTIVIDADES ORIENTADORAS DE DESEMPEÑOS

1 CONOCER

Comprende que en una reacción química se recombinan los átomos de las moléculas de los reactivos para generar productos nuevos, y que dichos productos se forman a partir de fuerzas intramoleculares (enlaces iónicos, covalentes y metálicos) dando origen a las funciones de química inorgánica.

2. HACER

Explica a partir de la indagación documental, desarrollo de desafíos y/o la experimentación, las clases y características de los enlaces químicos presentes en sustancias de uso cotidiano a través de la elaboración de instrumentos mediacionales (mapa mental, mapa conceptual, acróstico, cuadro sinóptico, ensayo, pregunta tipo saber, etc.)

3. SER

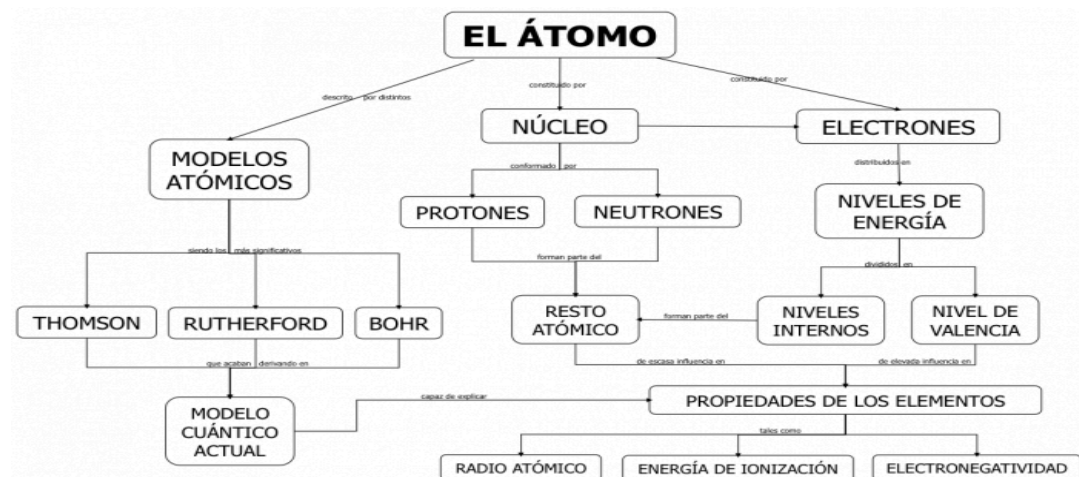
Presenta buena disposición hacia el desarrollo de las actividades propuestas, el cumplimiento de las normas y/o se integra de manera propositiva y colaborativa a su equipo de trabajo (proyecto multidisciplinar).

ENLACES QUÍMICOS

INTRODUCCIÓN Y CONTEXTO

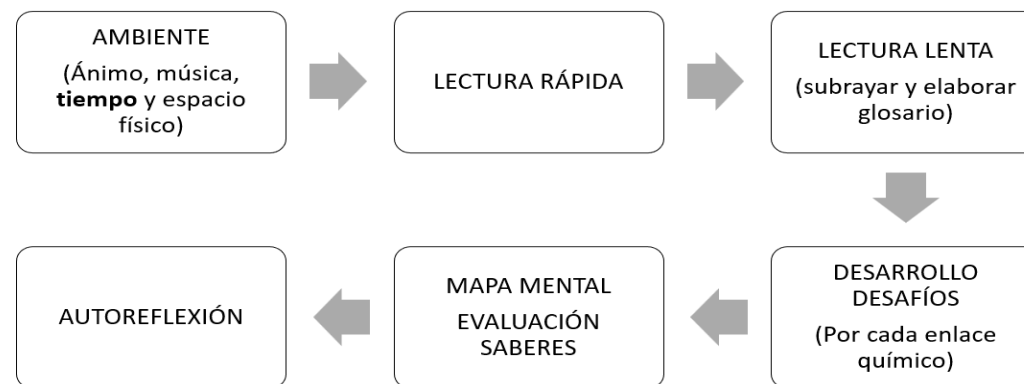
Bienvenida estimada estudiante al fascinante mundo de la química cotidiana que se encuentra presente en todos los aspectos de la vida tanto a nivel del hogar como en los procesos desarrollados a nivel industrial, de hecho, esta guía que posee en estos momentos parte de la química industrial (tinta, papel, impresión, producción agrícola, etc.); de igual manera, sin la química no podría estar leyéndola (sinapsis, potasio, sodio, concentración soluciones, etc.). De esta manera le invito a disfrutar de este viaje fascinante recordando que "Cuando haces algo por ti misma, lo estás haciendo por los demás". Vamos con MUCHO ÁNIMO.

TIP. Revisar saberes previos contextualizados (ya desarrollados a la fecha) como se describe:



NOTA: los trabajos los debe entregar en la fecha estipulada, en hojas de bloc.

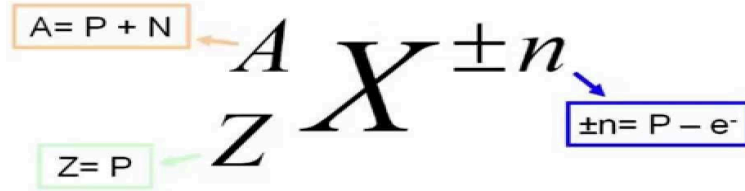
RUTA DE APRENDIZAJE



APOYO: Correo mkciencias@gmail.com Whatsapp: 3215455429 (solo mensaje de texto)
BLOG: <https://explorandoquimicaii.blogspot.com/p/quimica-grado-10-semester-i.html>

1. Generalidades

La materia está constituida por *átomos* caracterizados por su *número atómico Z* y su *número másico M*; ${}^M_Z X$. Existen en la actualidad 118 elementos distintos, algunos de los cuales son artificiales. Cada uno de estos elementos se caracteriza mediante un *símbolo* que suele tomarse de las iniciales de su nombre latino.



Representación, donde **X** equivale al elemento químico; **A**= masa atómica, **Z**= número atómico, **P**=protones, **N**= neutrones y $\pm n$ = carga del átomo.

Todos ellos se han clasificado en orden creciente de su número atómico Z en lo que hoy se conoce como SISTEMA PERIÓDICO. En esta clasificación deben distinguirse los denominados *grupos* (Columnas de la tabla) y *períodos* (Filas) y en ella se pueden distinguir entre *metales*, *no metales*, *semimetales* y *gases nobles*. Recuerde:

GRUPO: Contienen elementos con propiedades químicas análogas(COLUMNAS).
PERÍODO: El Sistema periódico tiene siete periodos, alguno de ellos incompletos (FILAS)

El diagrama muestra el Sistema Periódico con las siguientes etiquetas:

- Metales alcalinos**: Grupo 1.
- Metales alcalinotérreos**: Grupo 2.
- Metales de transición**: Grupos 3-10.
- Halógenos**: Grupo 17.
- Gases nobles**: Grupo 18.
- Grupos Principales**: Grupos 1, 2, 13-18.
- Grupos Principales**: Grupos 13-18 (etiqueta inferior).
- Lantánidos y Actínidos**: Series de elementos f.

2. Propiedades químicas

Los átomos están formados por diferentes tipos de partículas, unas cargadas eléctricamente y otras no, así como la forma en que estaban distribuidas. *¿Recuerde los distintos modelos atómicos?* en el interior del átomo. Los *electrones* - partículas cargadas negativamente - ocupaban la parte que rodea al núcleo del átomo (*corteza*) y los más externos se denominan *electrones de valencia* y son los responsables de la interacción de unos elementos con otros, así como de sus *propiedades químicas*. Recuerde: Las propiedades químicas de un elemento dependen de sus electrones de valencia.

Todos los elementos pertenecientes al mismo grupo tienen el mismo número de electrones de valencia.

La electronegatividad es una medida de la tendencia que muestra un átomo de un enlace covalente, a atraer hacia sí los electrones compartidos. Linus Pauling, fue el primer químico que desarrolló una escala numérica de electronegatividad. En su escala, se asigna al flúor, el elemento más electronegativo, el valor de 4. El oxígeno es el segundo, seguido del cloro y el nitrógeno.

La diferencia en los valores de electronegatividad determina la polaridad de un enlace.

Cuando se enlazan dos átomos iguales, con la misma electronegatividad, la diferencia es cero, y el enlace es covalente no polar, ya que los electrones son atraídos por igual por ambos átomos.

El criterio que se sigue para determinar el tipo de enlace a partir de la diferencia de electronegatividad, en términos, generales es el siguiente:

Diferencia de electronegatividad	Tipos de enlace
Menor o igual a 0.4	Covalente no polar
De 0.5 a 1.7	Covalente polar
Mayor de 1.7	Iónico

Casi todos los compuestos contienen enlaces covalente polares; quedan comprendidos entre los extremos de lo covalente no polar y lo iónico puro.

3. El enlace químico

Prácticamente todas las sustancias que encontramos en la naturaleza están formadas por átomos unidos. Las intensas fuerzas que mantienen unidos los átomos en las distintas sustancias se denominan **enlaces químicos**.

¿Por qué se unen los átomos?

Los átomos cuando se aproximan unos a otros y "chocan" su última capa entre sí (de ahí la importancia de conocer cuántos electrones tiene un átomo en su última capa), en estos choques ceden, cogen o comparten electrones (esto constituye una reacción química), se dará la opción más favorable, de tal forma que en su última capa se queden con la estructura de máxima estabilidad, que es la que corresponde a los gases inertes s^2p^6 (8e- excepto el He, s^2), por eso estos átomos no reaccionan..

Los gases nobles tienen muy poca tendencia a formar compuestos y suelen encontrarse en la naturaleza como átomos aislados. Sus átomos, a excepción del helio, tienen 8 electrones en su último nivel.

Se puede explicar la unión de los átomos para formar enlaces porque con ella consiguen que su último nivel tenga 8 electrones, la misma configuración electrónica que los átomos de los gases nobles. Este principio recibe el nombre de **regla del octeto** y aunque no es general para todos los átomos, es útil en muchos casos.

Distintos tipos de enlaces: Las *propiedades de las sustancias dependen en gran medida de la naturaleza de los enlaces* que unen sus átomos.

Existen tres tipos principales de enlaces químicos: enlace iónico, enlace covalente y enlace metálico. Estos enlaces, al condicionar las propiedades de las sustancias que los presentan, permiten clasificarlas en: iónicas, covalentes y metálicas o metales.

Los átomos - iguales o distintos - se unen entre sí y dan lugar a las moléculas, y como se ha dicho anteriormente de ello son responsables los electrones más externos (*electrones de valencia*). Cuando dos o más átomos se unen lo hacen intentando *completar su capa de valencia*, lo que equivale a buscar una *mayor estabilidad*. Por ello, los elementos más estables- con OCHO electrones en su *capa de valencia* - son los gases nobles, lo que supone que prácticamente no se combinan con otros elementos. **Recuerde:** al unirse buscan completar con OCHO electrones su capa de valencia, a fin de conseguir la estabilidad de los gases nobles.

Cuando dos o más átomos se unen entre sí dan lugar a las *moléculas* de tal manera que la energía de estas es menor que la que poseen los átomos por separado. La diferencia entre ambas energías - *negativa* - se conoce como *energía de enlace*. **Recuerde:** enlace químico es la unión entre átomos de manera que la energía de la estructura resultante sea de menor energía que la de los átomos que la forman por separado.

4. Regla del octeto y estructura de Lewis (<http://www.youtube.com/watch?v=uvZCFupdl4U&feature=related>)

A inicios del siglo XX, en 1916, de manera independiente, los científicos **Walter Kossel** y **Gilbert Lewis** concluyeron que la tendencia que poseen los átomos de lograr estructuras similares a las del gas noble más cercano explica la formación de los enlaces químicos. Esta conclusión es mundialmente conocida como la **Regla del Octeto** y se enuncia de la siguiente manera:

"Cuando se forma un enlace químico los átomos reciben, ceden o comparten electrones de tal forma que **la capa más externa de cada átomo contenga ocho electrones**, y así adquiere la estructura electrónica del gas noble más cercano en el sistema periódico".

No obstante, hay muchas excepciones a esta regla y hasta se han logrado sintetizar algunos compuestos de los gases nobles.

DESAFÍO 1. Realice la configuración electrónica de los gases nobles y señale que coincidencias hay entre éstas. ¿Qué conducta podemos esperar de estos átomos con relación a la formación de enlaces químicos?

Es importante que quede bien establecido cuál es el tipo de estructura (gas noble) que se relaciona directamente con estabilidad atómica.

DESAFÍO 2. Basados en la configuración electrónica del Ca^{++} , S^{2-} , C^{++} , Al^{3+} , Cu^{2+} , indique cuál de estas especies cumple con la regla del octeto.

4.1 ¿Cómo diseñar una estructura de Lewis?

La estructura de Lewis permite ilustrar de manera sencilla los enlaces químicos, en ella, el símbolo del elemento está rodeado de puntos o pequeñas cruces que corresponden al número de electrones presentes en la capa de valencia.

4.2 Parámetros a considerar en una estructura de Lewis

- Escriba el número total de electrones de valencia.
- Considera que cada enlace se formará a partir de dos, y solo dos, átomos.
- Cada átomo deberá cumplir con la regla del octeto. Excepto el hidrógeno que deberá tener solo 2 electrones para cumplir con la regla del dueto.
-

DESAFÍO 3. Con la ayuda de la Tabla Periódica, completa el siguiente cuadro.

ELEMENTO	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA	ELECTRONES DE VALENCIA	ESTRUCTURA DE LEWIS
LITIO	1s ² 2s ¹	1	Li ⁺
MAGNESIO			
COBRE			
POLONIO			
CALCIO			
ORO			
XENÓN			
COLORO			
FÓSFORO			
HIERRO			

DESAFÍO 4. A partir de los datos del cuadro anterior. Explique ¿qué representa la estructura de Lewis?

Excepciones a la regla del octeto

Como todo modelo, las estructuras de Lewis y la regla del octeto, son solamente una herramienta que permite proponer la estructura de los compuestos. Sin embargo, la naturaleza es complicada y no siempre se cumplen las reglas inventadas para simplificarla. Hay compuestos que no satisfacen la regla del octeto ni ninguna otra regla. Por ejemplo el NO, que es un gas subproducto de la combustión de la gasolina en los automóviles y uno de los contaminantes más importantes de la atmósfera, tiene 11 electrones de valencia. Dado que la regla del octeto demanda que los electrones se acomoden por parejas, al tener un número impar de electrones de valencia, este compuesto no puede satisfacerla.

Existen compuestos estables que tienen como átomo central a uno con menos de ocho electrones. Tal es el caso de algunos compuestos de boro, como el trifluoruro de boro. El boro tiene tres electrones de valencia, que al compartirse con los electrones del flúor completa seis electrones a su alrededor. Figura 1.

Figura 1

Estructura de Lewis del BF₃.

Se podría escribir la estructura del BF₃ con un enlace doble entre un flúor y el átomo de boro. De esta forma tanto el boro como los tres átomos de flúor cumplirían la regla del octeto. Sin embargo, la evidencia experimental indica que los enlaces entre el boro y el flúor son sencillos. Aquí es importante resaltar que la evidencia experimental es más importante que lo que se pueda predecir con la teoría. Así, el experimento indica que el compuesto BF₃ se tiene que tratar como un compuesto que no satisface la regla del octeto.

La regla del octeto no se cumple en una gran cantidad de compuestos, como en aquéllos en los que participan el boro o el berilio a los que se les llama compuestos **deficientes de electrones**, porque tienen menos electrones de valencia que un octeto.

Existen otros compuestos moleculares en los cuales alguno o algunos de sus átomos tienen con más de ocho electrones a su alrededor. El fósforo y el azufre son dos ejemplos. El fósforo tiene cinco electrones de valencia y el azufre seis. Cuando se combinan con algún elemento de la familia de los halógenos (flúor, cloro, bromo y yodo) pueden compartir diez (Ej. PF₅) y hasta doce electrones. (SCl₆), que se muestran en la figura siguiente

Figura 2. Estructura de Lewis del pentacloruro de fósforo y el hexafluoruro de azufre.

A esta situación se le conoce como **expansión del octeto**.

5. Tipos de enlace

Básicamente se encuentran TRES tipos de enlace entre átomos:

1. Enlace iónico
2. Enlace covalente
3. Enlace Metálico

5.1 ENLACE IÓNICO

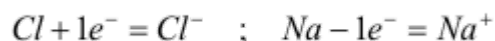
En los enlaces iónicos, los electrones se transfieren completamente de un átomo a otro. Durante este proceso de perder o ganar electrones cargados negativamente, los átomos que reaccionan forman iones. Los iones cargados de manera opuesta se atraen entre ellos a través de fuerzas electroestáticas que son la base del enlace iónico.

La sal común, esa que se utiliza para cocinar, es un compuesto iónico (NaCl) cuyo nombre científico es *cloruro de sodio*, y puede obtenerse del agua marina o de las minas.

Compruebe, escribiendo los números atómicos del Cloro (${}_{17}^{35}\text{Cl}$) y del sodio (${}_{11}^{23}\text{Na}$) que el primero alcanzaría los OCHO electrones *ganando* un electrón y que el sodio lo conseguiría *perdiendo* el único electrón que tiene en su capa de valencia. Durante la reacción sodio (en la derecha) pierde su única valencia de electrones al cloro (a la derecha),

resultando en un ión de sodio cargado positivamente (izquierda) y un ión de cloro cargado negativamente (derecha).

Cuando el sodio pierde su electrón de valencia, se hace más pequeño, mientras que el cloro se hace más grande cuando gana una valencia de electrón adicional. Esto es típico de los tamaños relativos de iones a átomos. Después que la reacción tiene lugar, los iones cargado Na^+ y Cl^- se sujetan gracias a las fuerzas electrostáticas, formando así un enlace iónico Observe:



Como puede ver se han formado dos iones con carga eléctrica opuesta, y de acuerdo con la Ley de Coulomb estos dos iones se atraen entre sí dando lugar a un *crystal iónico*.

Este tipo de enlace se da preferentemente entre los elementos alcalinos (Li, Na, K, ...) y halógenos (F, Cl, Br, ...), pero también es frecuente entre estos últimos y los alcalino-térreos (Ca, Mg, Sr, ...). En este caso, puesto que los elementos alcalinotérreos tienen *dos electrones* en su capa de valencia, deberán perder esos dos electrones por lo que serán necesarios *dos elementos halógenos*. El cloruro de calcio (CaCl_2) puede ser un buen ejemplo que te aclare este último caso.

Los compuestos iónicos comparten muchas características en común:

- Los enlaces iónicos se forman entre metales y no metales,
- No forma moléculas verdaderas, existe como un agregado de aniones (iones negativos) y cationes (iones positivos).

- Los metales ceden electrones formando por cationes, los no metales aceptan electrones formando aniones.
 - Son sólidos a temperatura ambiente, ninguno es un líquido o un gas.
 - Al nombrar compuestos iónicos simples, el metal siempre viene primero, el no metal segundo (por ejemplo, el cloruro de sodio),
 - Los compuestos iónicos se disuelven fácilmente en el agua y otros solventes polares,
 - En una solución, los compuestos iónicos fácilmente conducen electricidad,
 - Los compuestos iónicos tienden a formar sólidos cristalinos con temperaturas muy altas.
 - La diferencia de electronegatividad entre los átomos que lo forman es >1.7 .
- Esta última característica es un resultado de las fuerzas intermoleculares (fuerzas entre las moléculas) en los sólidos iónicos.

Ej: **NaF**

Na: metal del grupo IA

F: no metal del grupo VIIA



Para explicar la formación del enlace se escribe la configuración electrónica de cada átomo:

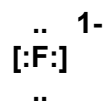
${}_{11}\text{Na}$:	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$	Electrones valencia	$d_e = 1$
${}_{9}\text{F}$:	$1s^2, 2s^2, 2p^5$	Electrones valencia	$d_e = 5 + 2 = 7$

Si el sodio pierde el electrón de valencia, su último nivel sería el 2, y en este Na^{1+} tendría 8 electrones de valencia, formándose un catión (ion positivo)


El flúor con 7 electrones de valencia, solo necesita uno para completar su F^{1-} octeto, si acepta el electrón que cede el sodio se forma un anión (ion negativo)

La estructura de Lewis del compuesto se representa de la siguiente forma:

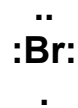




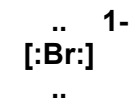
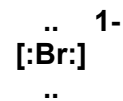
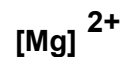
Otro ejemplo: MgBr₂
Mg: metal del grupo II A
Br: no metal del grupo VIIA

METAL
+ NO METAL  IONICO

No es necesario hacer la configuración sino solo la estructura de Lewis de cada elemento. Recuerda, el número de grupo en romano, para los representativos, indica el número de electrones de valencia. Nosotros solo usaremos compuestos formados por elementos representativos.



El átomo de Mg pierde sus 2 e⁻ de valencia, y cada Br acepta uno para completar el octeto.



Los átomos de Br completan su octeto gracias a uno de los dos electrones cedidos por el Mg, el cual también queda con 8 electrones en un nivel mas bajo.

DESAFÍO 5. Dibuje la estructura de Lewis para los siguientes compuestos indicando el tipo de enlace. Escriba sobre la línea el nombre del compuesto.

a) K₂S _____

b) Cs₂O _____

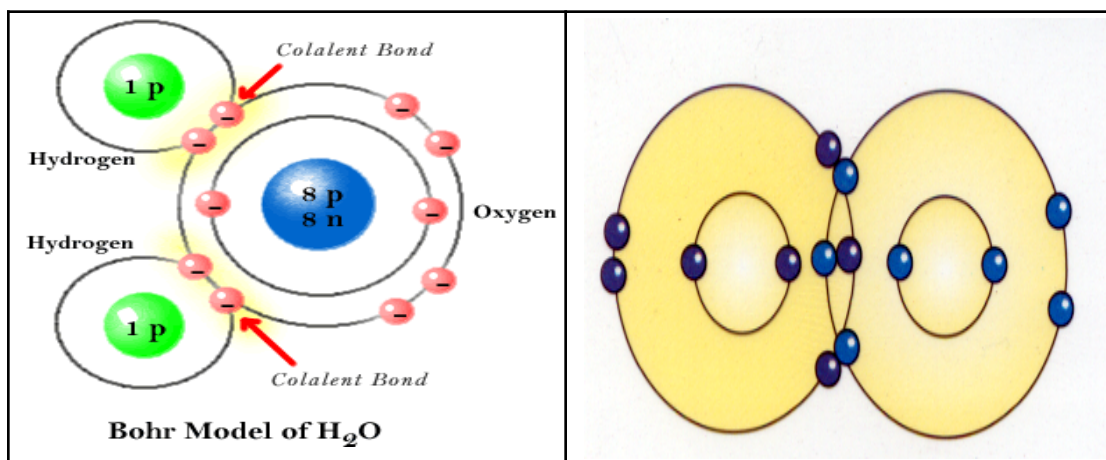
c) CaI₂ _____

d) Al₂O₃ _____

5.2 ENLACE COVALENTE

En química, las reacciones entre dos átomos no metales producen **enlaces covalentes**. Este tipo de enlace se produce cuando existe electronegatividad polar y se forma cuando la diferencia de electronegatividad no es suficientemente grande como para que se efectúe transferencia de electrones. De esta forma, los dos átomos comparten uno o más pares electrónicos en un nuevo tipo de orbital, denominado orbital molecular.

A diferencia de lo que pasa en un enlace iónico, en donde se produce la transferencia de electrones de un átomo a otro, en el enlace químico covalente, los electrones de enlace son compartidos por ambos átomos. En el enlace covalente, los dos átomos no metálicos comparten un electrón, es decir se unen por uno de sus electrones del último orbital, el cual depende del número atómico del átomo en cuestión.



- Pueden estar unidos por enlaces sencillos, dobles o triples, dependiendo de los elementos que se unen.
- Los compuestos covalentes pueden presentarse en cualquier estado de la materia: sólido, líquido o gaseoso.
- Son malos conductores del calor y la electricidad.
- Tienen punto de fusión y ebullición relativamente bajos.
- Son solubles en solventes polares como benceno, tetracloruro de carbono, etc., e insolubles en solventes polares como el agua.

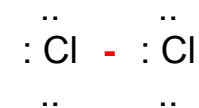
Formación de enlaces covalentes

Ejemplificamos, con elementos que existen como moléculas diatómicas.

Cl₂, cloro molecular, formado por dos átomos de cloro. Como es un no metal, sus átomos se unen por enlaces covalentes.



El átomo de cloro solo necesita un electrón para completar su octeto. Al unirse con otro átomo de cloro ambos comparten su electrón desapareado y se forma un enlace covalente sencillo entre ellos. Este enlace se representa mediante una línea entre los dos átomos.

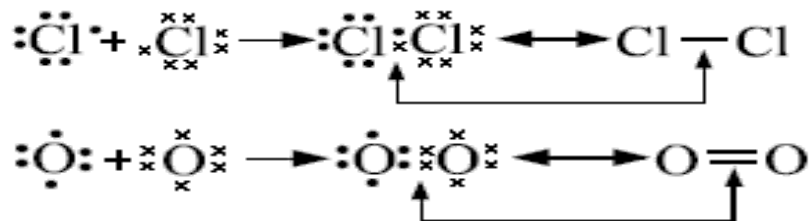


La línea resaltada representa un enlace covalente sencillo, formado por dos electrones. Estos electrones se comparten por ambos átomos.

¿Sería capaz de explicar de forma análoga a lo expuesto para el enlace covalente la unión entre el cloro y el oxígeno?. Necesitará dos átomos de cloro y uno de oxígeno. El resultado es la molécula Cl₂O. ¡Inténtelo!

Si bien el enlace covalente es relativamente fuerte, los enlaces intermoleculares suelen ser débiles y dan lugar a sustancias líquidas o gaseosas; sin embargo, el diamante - carbono puro cristalizado- es una excepción. El carbono dispone de CUATRO electrones en su capa de valencia, por lo que puede unirse con otros cuatro átomos de carbono, y así

Para explicar este tipo de enlace se acude a la notación de Lewis, consistente en representar los átomos con su símbolo rodeados de los electrones que poseen en su capa de valencia. Veamos un par de ejemplos:



En el primero de ellos enlazan dos átomos de cloro, con SIETE electrones en su última capa, representados mediante puntos en uno de ellos y por cruces en el otro. Si comparten *dos electrones* aportados uno por cada uno de ellos, los dos tienen en su última capa los OCHO electrones que les proporcionan a ambos la estabilidad buscada (Regla del OCTETO). Esos dos electrones compartidos constituyen un *enlace covalente* sencillo.

Características:

- Está basado en la compartición de electrones. Los átomos no ganan ni pierden electrones, COMPARTEN.
- Está formado por elementos no metálicos. Pueden ser 2 o 3 no metales.

sucesivamente, formando una red cristalina de enlaces covalentes muy fuertes. Ya sabes que el diamante es el material más duro que existe.

Otros tipos de enlaces covalentes entre los átomos

Hasta el momento se han considerado dos tipos de enlace extremos. En el enlace iónico, los átomos que participan son tan distintos que ganan o pierden uno o más electrones para formar iones con carga opuesta. El enlace se debe a las atracciones entre los iones. En el enlace covalente dos átomos idénticos comparten electrones de manera igual. La formación del enlace se debe a la atracción mutua de los dos núcleos hacia los electrones compartidos. Entre estos extremos se encuentran casos intermedios en los cuales los átomos no son tan distintos que ganen o pierdan electrones en su totalidad, pero son bastante distintos para que haya un compartimento desigual de electrones y se forme lo que se conoce como **enlace covalente polar**. La molécula de fluoruro de hidrógeno (HF) contiene este tipo de enlace en el cual existe la siguiente distribución de carga:

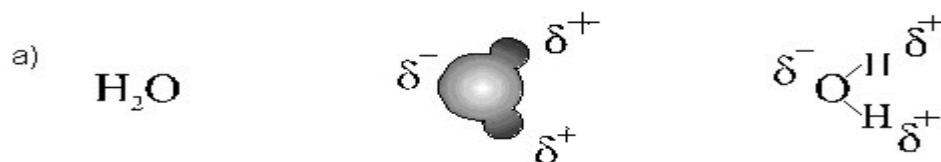


En donde la letra griega (delta) indica una carga parcial o fraccionada.

DESAFÍO 6. Explique la polaridad de los enlaces en la molécula de agua, H₂O y en la de HCl

La explicación más lógica para el desarrollo de la polaridad del enlace (la carga parcial positiva y negativa sobre los átomos en moléculas como HCl) es que los electrones de los enlaces no se comparten de igual manera. Por ejemplo la polaridad de la molécula HCl se explica suponiendo que el átomo de cloro tiene una atracción **más fuerte** que al átomo de hidrógeno hacia los electrones que se comparten.

a) Distribución de la carga en la molécula de agua b) distribución de la carga en la molécula de cloruro de hidrógeno



Como la polaridad del enlace tiene implicaciones químicas importantes es conveniente asignar un número para indicar la capacidad del átomo para atraer a los electrones compartidos, o bien señalar con una flecha cuya punta esté dirigida hacia el centro de carga negativa.

DESAFÍO 7. Explique qué diferencia hay entre enlace iónico y enlace covalente. ¿Qué diferencias presentan estos tipos de enlace respecto a la electronegatividad y la polaridad?

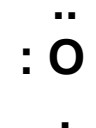
Como una actividad de recapitulación, es conveniente que los estudiantes realicen la comparación entre estos tipos de enlaces y determinen las relaciones de cada uno con los conceptos de electronegatividad y polaridad.

• Enlace covalente múltiple

DESAFÍO 8. El hidrógeno, oxígeno y nitrógeno existen en su estado libre como moléculas diatómicas. Escribe la estructura de Lewis para cada molécula e identifica el tipo de enlace formado en cada caso y la cantidad de electrones compartidos.

Hasta ahora se han analizado la formación de enlaces sencillos, es decir aquellos en que se comparten un solo par de electrones entre los átomos, como en el hidrógeno. Algunos elementos del sistema periódico tienen la particularidad de poder establecer uniones covalentes en las que se comparten varios electrones formándose **enlaces covalentes múltiples**. Este es el caso, por ejemplo, de las moléculas de oxígeno y nitrógeno. En efecto, el oxígeno es un elemento que se encuentra en la sexta columna del sistema periódico por lo que tiene seis electrones de valencia y le faltan dos para completar el octeto.

O₂ La molécula de oxígeno también es diatómica. Por ser del grupo VIA la estructura de Lewis del oxígeno es:



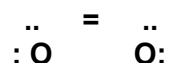
Al oxígeno le hacen falta dos electrones para completar su octeto. Cada oxígeno dispone de 6 electrones, con los cuales ambos deben tener al final ocho electrones. Por lo tanto el total de electrones disponibles es:

$2 \times 6 e^- = 12 e^-$ menos dos que se ocupan para el enlace inicial restan 10.

Estos 10 e- se colocan por pares al azar entre los dos átomos.



Ahora revisamos cuántos electrones tiene cada átomo alrededor. Observamos que el oxígeno de la izquierda está completo, mientras que la derecha tiene solo seis. Entonces uno de los pares que rodean al oxígeno de la izquierda, se coloca entre los dos átomos formándose un doble enlace, y de esa forma los dos quedan con 8 electrones.

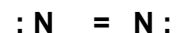


La molécula queda formada por un enlace covalente doble, 4 electrones enlazados y 4 pares de electrones no enlazados.

N_2 El nitrógeno, otra molécula diatómica, está ubicado en el grupo VA, por lo tanto cada nitrógeno aporta 5 electrones $\times 2$ átomos = 10 electrones, menos los dos del enlace inicial son un total de 8 electrones.

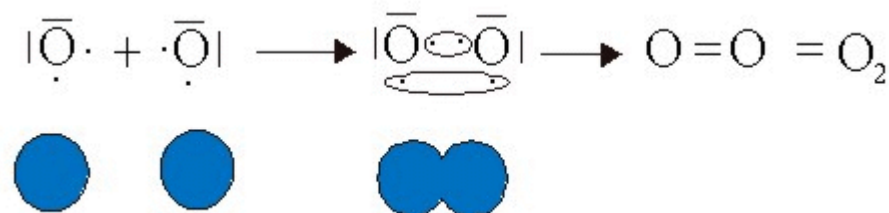


Ambos átomos están rodeados por solo 6 electrones, por lo tanto, cada uno de ellos compartir uno de sus pares con el otro átomo formándose un triple enlace.



La molécula queda formada por un enlace covalente triple, 6 electrones enlazados y dos pares de electrones no enlazados.

En los compuestos covalentes formados por 3 elementos o más, siempre debe seleccionarse un átomo como central para hacer el esqueleto básico del compuesto.



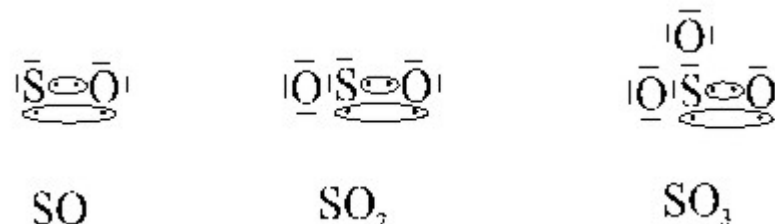
La formación de la molécula de O_2 , se puede explicar así por la compartición de dos electrones de valencia aportados por cada átomo formándose un **enlace covalente doble** entre los átomos de oxígeno

DESAFÍO 9. Dibuje una posible estructura de Lewis para el dióxido de carbono (CO_2).

Lo inicial será encontrar la forma de ordenar los 16 electrones disponibles (4 del carbono y 6 de cada oxígeno) de manera que cada átomo tenga un octeto. Esto conducirá al estudiante a tres posibles estructuras que satisfacen la condición:

¿Cómo se forma un enlace covalente coordinado? (<http://www.youtube.com/watch?v=MxFcnHA0IA>)

Cuando el par de electrones compartidos pertenece solo a **uno** de los átomos se presenta un **enlace covalente coordinado o dativo**. El átomo que aporta el par de electrones se llama **donador** y el que los recibe **receptor o aceptor**.



El donador será siempre el elemento menos electronegativo, tal como se muestra en el ejemplo entre el oxígeno y el azufre, que puede dar lugar a las moléculas correspondientes a distintos óxidos de azufre. Este enlace una vez formado no se

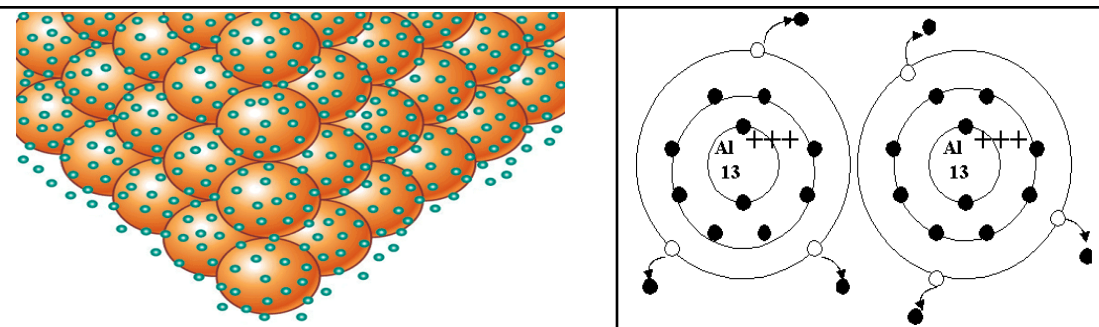
diferencia para nada del enlace covalente normal. Sin embargo debido a cómo se origina se le puede denominar enlace covalente dativo o coordinado. Conviene tener en cuenta que no siempre las moléculas que teóricamente se podrían formar utilizando este tipo de enlace, existen en la realidad, ya que en ello intervienen también otros factores que aquí no hemos tenido en cuenta, como por ejemplo, el tamaño de los átomos que van a enlazarse y la propia geometría o forma de las moléculas.

DESAFÍO 10. A partir de la utilización del enlace covalente coordinado justifique las fórmulas de los siguientes compuestos: N_2O_5 ; y Cl_2O_3 .

En el enlace covalente coordinado el átomo que aporta electrones adquiere carga ligeramente positiva, mientras que el que recibe adquiere carga ligeramente negativa. El enlace químico se debe en gran medida a la diferencia de electronegatividad de los elementos que forman enlace.

5.3 ENLACE METÁLICO

Un **enlace metálico** es un enlace químico que mantiene unidos los átomos (unión entre cationes y los electrones de valencia) de los metales entre sí. Estos átomos se agrupan de forma muy cercana unos a otros, lo que produce estructuras muy compactas. Se trata de redes tridimensionales que adquieren la estructura típica de empaquetamiento compacto de esferas. En este tipo de estructura cada átomo metálico está rodeado por otros doce átomos (seis en el mismo plano, tres por encima y tres por debajo). Además, debido a la baja electronegatividad que poseen los metales, los electrones de valencia son extraídos de sus orbitales y tienen la capacidad de moverse libremente a través del **Enlace Metálico**. Propiedades compuestas metálico, lo que otorga a éste las propiedades eléctricas y térmicas.



Características de los metales

Las características básicas de los elementos metálicos son producidas por la naturaleza del enlace metálico. Entre ellas destacan:

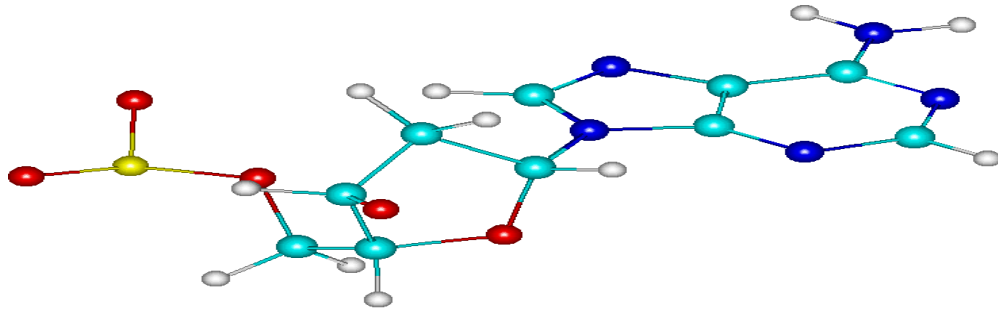
1. Suelen ser sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio, y sus puntos de fusión y ebullición varían notablemente.
2. Las conductividades térmicas y eléctricas son muy elevadas (esto se explica por la enorme movilidad de sus electrones de valencia).
3. Presentan brillo metálico, por lo que son menos electronegativos.
4. Son dúctiles y maleables (la enorme movilidad de los electrones de valencia hace que los cationes metálicos puedan moverse sin producir una situación distinta, es decir, una rotura).
5. Pueden emitir electrones cuando reciben energía en forma de calor.
6. Tienen a perder electrones de sus últimas capas cuando reciben cuantos de luz (fotones), fenómeno conocido como efecto fotoeléctrico.

El enlace metálico es característico de los elementos metálicos, es un enlace fuerte, primario, que se forma entre elementos de la misma especie. Los átomos, al estar tan cercanos uno de otro, interaccionan los núcleos junto con sus nubes electrónicas empaquetándose en las tres dimensiones, por lo que quedan rodeados de tales nubes. Estos electrones libres son los responsables de que los metales presenten una elevada conductividad eléctrica y térmica, ya que estos se pueden mover con facilidad si se ponen en contacto con una fuente eléctrica. Presentan brillo y son maleables.

Los elementos con un enlace metálico están compartiendo un gran número de electrones de valencia, formando un mar de electrones rodeando un enrejado gigante de cationes. Los metales tienen puntos de fusión más altos por lo que se deduce que hay enlaces más fuertes entre los distintos átomos.

Los átomos del metal tienen por lo menos un electrón de valencia, no comparten estos electrones con los átomos vecinos, ni pierden electrones para formar los iones. En lugar los niveles de energía externos de los átomos del metal se traslapan. Son como enlaces covalentes.

6. Fuerza intermolecular



Las

fuerzas intermoleculares se producen cuando los átomos pueden formar unidades estables llamadas moléculas mediante el compartimiento de electrones.

Las fuerzas de atracción entre moléculas reciben el nombre de enlaces intermoleculares y son considerablemente más débiles que los enlaces iónicos, covalentes y metálicos. Las principales fuerzas intermoleculares son: enlace por puente de hidrógeno y las fuerzas de Van der Waals

6.1 Interacciones iónicas

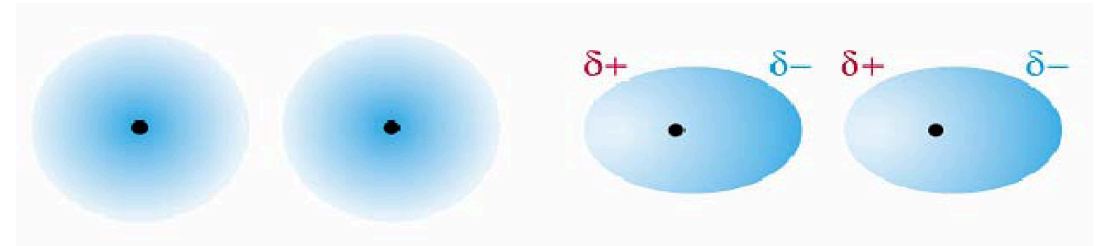
Son interacciones que ocurren a nivel de catión-anión, entre distintas moléculas cargadas, y que por lo mismo tenderán a formar una unión electrostática entre los extremos de cargas opuestas debido a la atracción entre ellas.

Un ejemplo claro de esto, es por ejemplo lo que ocurre entre los extremos Carboxilo (COO^-) y Amino (NH_3^+) de un aminoácido, péptido, polipéptido o proteína con otro.

6.2 Fuerzas de London o de dispersión o Fuerza de Van der Waals

Las fuerzas de London se presentan en todas las sustancias moleculares. Son el resultado de la atracción entre los extremos positivo y negativo de dipolos inducidos en moléculas adyacentes.

Cuando los electrones de una molécula adquieren momentáneamente una distribución no uniforme, provocan que en una molécula vecina se forme momentáneamente un dipolo inducido. En la figura 4 se ilustra cómo una molécula con una falta de uniformidad momentánea en la distribución de su carga eléctrica puede inducir un dipolo en una molécula vecina por un proceso llamado polarización.

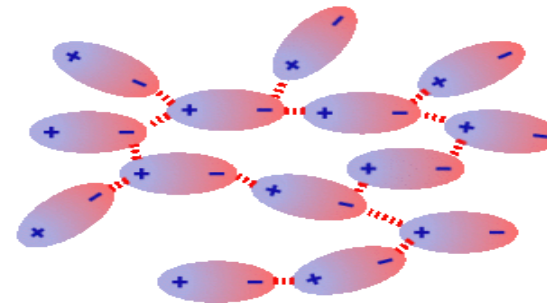


Incluso los átomos de los gases nobles, las moléculas de gases diatómicas como el oxígeno, el nitrógeno y el cloro (que deben ser no polares) y las moléculas de hidrocarburos no polares como el CH_4 , C_2H_6 tienen tales dipolos instantáneos.

La intensidad de las fuerzas de London depende de la facilidad con que se polarizan los electrones de una molécula, y eso depende del número de electrones en la molécula y de la fuerza con que los sujeta la atracción nuclear. En general, cuantos más electrones haya en una molécula más fácilmente podrá polarizarse. Así, las moléculas más grandes con muchos electrones son relativamente polarizables. En contraste, las moléculas más pequeñas son menos polarizables porque tienen menos electrones.

6.3 Atracciones dipolo-dipolo

Este tipo de interacción aparece solamente entre moléculas polares. Además, son proporcionales a los valores de los momentos dipolares de las moléculas.



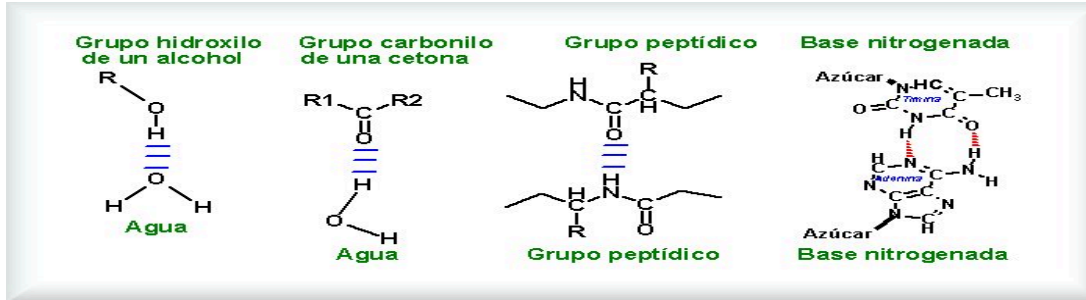
Esta interacción se produce por las atracciones electrostáticas que se producen entre la zona cargada negativamente de una molécula y la positiva de otra, lo que provoca que las moléculas se vayan orientando unas con respecto a otras.

Así, por ejemplo, si las moléculas polares constituyen un gas (por ejemplo SO_2 , HCl , etc.) y están sometidas a fuerzas de orientación de cierta importancia, este gas será fácilmente licuable. Al disminuir ligeramente la temperatura, decrece la agitación térmica, los dipolos se orientan entre sí, las moléculas se asocian y se produce un estado más condensado (líquido).

Estas fuerzas de orientación influyen en el alejamiento del comportamiento ideal.

6.4 Puentes de hidrógeno

Es un tipo especial de interacción dipolo-dipolo entre el átomo de hidrógeno que está formando un enlace polar, tal como N—H, O—H, ó F—H, y un átomo electronegativo como O, N ó F. Esta interacción se representa de la forma siguiente:

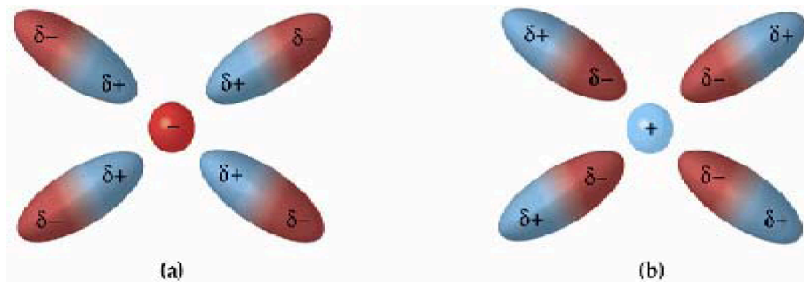


Los puentes de hidrógeno son especialmente fuertes entre las moléculas de agua y son la causa de muchas de las singulares propiedades de esta sustancia. Los compuestos de hidrógeno de elementos vecino al oxígeno y de los miembros de su familia en la tabla periódica, son gases a la temperatura ambiente: CH_4 , NH_3 , H_2S , H_2Te , PH_3 , HCl . En cambio, el H_2O es líquida a la temperatura ambiente, lo que indica un alto grado de atracción intermolecular. Los puentes de hidrógeno juegan también un papel crucial en la estructura del ADN, la molécula que almacena la herencia genética de todos los seres vivos.

6.5 Fuerzas ion-dipolo

Estas son interacciones que ocurren entre especies con carga. Las cargas similares se repelen, mientras que las opuestas se atraen.

Estas fuerzas son importantes en los procesos de disolución de sales.



EVALUACIÓN SABERES

1. Elaborar glosario de los temas abordados en la presente guía donde usted debe definir el concepto, para qué sirve, cómo se emplea en su casa o en el medio, consecuencia de su uso o ausencia, origen (fuentes), con qué se relaciona, en qué puede transformarse, relación con su futuro en pregrado. Puede emplear imágenes, y debe **citar fuentes** de consulta.
2. Elaborar mapa mental o conceptual del tema desarrollados en la presente guía.
3. Desarrollar los desafíos planteados a lo largo de la guía.
4. Explique la situación (en forma detallada) que plantea la figura.



AUTOREFLEXIÓN

Concluir:

1. Qué aprendieron usted y su familia durante el desarrollo de las actividades propuestas?
2. ¿Qué claridades, en cuanto a conceptos y responsabilidades se obtuvieron?
3. Qué ayudas le han brindado compañeras y familia en este proceso?
4. Cómo se han sentido usted en general?
5. ¿En qué pueden aplicar los aprendizajes obtenidos al desarrollar este proceso de evaluación (vida cotidiana, estudio, etc.)?
6. Elabore un pequeño ensayo (mínimo dos páginas) donde reflexione sobre la aplicación de estos conceptos en la vida cotidiana

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

<http://www.eis.uva.es/~qgintro/nomen/nomen.html>

<http://es.wikipedia.org/wiki/Portada>

PEÑA, Luz Yadira Et .all. Química I Santillana: edición docente. Bogotá: Editorial Santillana, 2001. 344pp

Guzmán Mora, Nora Yolanda. Química general e inorgánica. Ed. Santillana. Bogotá. 1995. 240p.

<http://web.educastur.>

http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/QUIMICA_INORGANICA/nomenclatura_qca.htm

Mondragón Martínez, César Humberto. Química I. Ed. Santillana. Santa Fe de Bogotá. 2001. 344p.

<http://www.oei.org.co/fpciencia/art10.htm>

http://gemini.udistrital.edu.co/comunidad/grupos/fluoreciencia/capitulos_fluoreciencia/qexp_cap7.pdf