

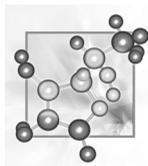
ÍNDICE DE CAPÍTULO

Una explicación de lo que se pretende

1. Para los profesores. Descripción de una unidad didáctica
2. Introducción
3. Empecemos con algo experimental
4. Para los profesores. Sobre la exploración de propiedades
5. Para los profesores. Sobre el análisis científico y didáctico del tema
6. Clasificación de los enlaces
7. Para los profesores. Durante el análisis científico
8. De vuelta al inicio: el enlace es un único fenómeno

¹ El punto 6 de este capítulo, que se refiere a los contenidos científicos del mismo, ha sido adaptado del libro de Garritz, A. y Chamizo, J. A., (2001). *Tú y la química*. México: Pearson Educación.





UNA EXPLICACIÓN DE LO QUE SE PRETENDE

Después de cumplir con la investigación informada en el capítulo 2 de este libro, en la que se hallaron las concepciones alternativas con relación al tema de enlace químico de un buen número de alumnos de las licenciaturas de la Facultad de Química, llegó la necesidad de concluir este libro con la escritura del capítulo 4, donde se presentan estrategias didácticas para enfrentar y complementar esas concepciones en la búsqueda del cambio conceptual en el salón de clase.

En este escrito presentamos la unidad didáctica sobre el enlace químico, como resultado de una investigación realizada por dos de los autores (García Franco y Garritz), con apoyo del tema de modelización del tercer autor (Chamizo), con un objetivo dual:

- 1) Por una parte, la presentación del tema “Enlace químico” (en las secciones 2, 3, 6, 8 y 10) para alumnos de la educación media superior o los dos primeros semestres de la superior, basándonos en los conceptos fundamentales de la electrostática, sin entrar en consideraciones de mecánica cuántica, utilizando un enfoque constructivista para diseñar una unidad didáctica sobre el tema.
- 2) Emitir una serie de recomendaciones para los profesores (presentadas en las secciones 1, 4, 5, 7 y 9, y las citas bibliográficas finales) para llevar a cabo con éxito en el salón de clases la puesta en práctica de la unidad didáctica.

Esperamos que la unidad didáctica reunida en este capítulo resulte apropiada para los profesores que intenten probarla con sus estudiantes.

1. PARA LOS PROFESORES. DESCRIPCIÓN DE UNA UNIDAD DIDÁCTICA

Como se revisa a lo largo de este libro, el tema de enlace químico es complejo y representa un reto importante para los profesores que tienen que enseñarlo a sus alumnos, sea en el nivel de bachillerato o en el de la licenciatura. En el capítulo 1 se han mencionado diferentes perspectivas que hacen énfasis en la complejidad que subyace a la enseñanza y el aprendizaje de conceptos científicos y a la necesidad de abordar los temas de manera diferente en el salón de clases.

La investigación educativa alrededor de este tema ha propuesto algunos elementos que es importante considerar para permitir a los estudiantes una mejor comprensión y desarrollo conceptual respecto a este tema (García-Franco y Garritz, 2006), algunos de los cuales se desarrollan en el capítulo 1 de este libro.

En el capítulo 2 de este libro, se han presentado los principales problemas conceptuales (concepciones alternativas) que presentan los estudiantes de los primeros años de los estudios universitarios y hay un sinnúmero de concepciones informadas para los estudiantes de la secundaria y el bachillerato (Wandersee, Mintzes y Novak, 1994; Garnett, Garnett y Hackling, 1995; Furió, 1996; Taber, 2002; Kind, 2004).

En este capítulo hemos utilizado el modelo de planificación de unidades didácticas propuesto por Sánchez y Valcárcel (1993), con el empleo de una secuencia de enseñanza constructivista (Driver y Scott, 1996), para el tema de enlace químico, y presentamos algunos resultados de su aplicación durante 2002 y 2003 en dos aulas del bachillerato de un colegio de la Ciudad de México incorporado al programa de CCH de la UNAM.

La propuesta de unidad didáctica de Sánchez y Valcárcel (1993) tiene cinco componentes:

a) Análisis científico;

El objetivo del análisis científico es doble: la estructuración de los contenidos de enseñanza y la actualización científica del profesor. Los temas de enlace químico que se presentan a los estudiantes fueron tomados del artículo de DeKock (1987) y del libro de Garritz y Chamizo (1994). Los puntos primordiales de este análisis científico se han desarrollado en la sección 6 de este escrito. Se ha empleado el siguiente orden general de ocho preguntas clave para avanzar hacia las concepciones científicas del enlace (en cursivas, a continuación):

- 1. ¿Por qué se unen los átomos?*
- 2. ¿Qué es la electronegatividad?*
- 3. ¿Qué es el enlace iónico?*
- 4. ¿Qué es el enlace covalente?*
- 5. ¿Qué es un enlace covalente polar?*
- 6. ¿Qué es el enlace metálico?*

7. ¿Qué enlaces existen entre las moléculas en un sólido o un líquido?
8. ¿A qué se debe la solubilidad de las sustancias en otras sustancias?

b) Análisis didáctico;

Sánchez y Valcárcel (1993) señalan dos indicadores de la capacidad cognitiva del alumno, que es algo crucial para determinar lo que es capaz de hacer y aprender: sus conocimientos previos y el nivel de desarrollo operatorio donde se encuentran los alumnos en relación con las habilidades intelectuales necesarias para la comprensión cabal del tema. En cuanto a los conocimientos previos (o concepciones alternativas) los autores de este capítulo hemos incluido varios de los informados en la literatura en un artículo reciente (García-Franco y Garritz, 2006), mismos que hemos vuelto a copiar en la sección 5 de este capítulo "Para los profesores. Sobre el análisis científico y didáctico del tema". Por otra parte, y de acuerdo con Shayer y Adey (1984), la mayoría de los alumnos del bachillerato se encuentran en algún punto entre las etapas de desarrollo cognoscitivo "formal inicial" y "formal avanzado" (ver en las Pp. 120-127 del libro mencionado los diversos conceptos de química y su grado de comprensión en estas etapas del desarrollo cognoscitivo).

c) Selección de objetivos;

El objetivo más importante de exponer a dos grupos de treinta estudiantes a los conceptos del enlace químico es lograr, en una buena proporción de ellos y ellas, discutir sus concepciones sobre el tema y reexaminarlas, hasta llevarlos a la conclusión de que algunas de sus representaciones resultan incompletas para explicar la naturaleza y propiedades de las sustancias con diferentes enlaces.

Sabemos que este proceso es el principio del cambio conceptual (Posner *et al.*, 1982) y que es un proceso gradual y complejo en el cual la información que llega a los alumnos gracias a la experimentación, la indagación y la instrucción es usada para enriquecer o reestructurar sus creencias y suposiciones iniciales. Ya hablaremos un poco más sobre el cambio conceptual en la sección 4 de este capítulo "Para los profesores. Sobre la exploración de propiedades".

El segundo objetivo, más específico, es que la idea de presentar el enlace químico en primer término como interacción entre partículas cargadas puede proveer de un marco general de trabajo, que permita transitar hacia los diversos modelos existentes para comprender los casos particulares del enlace. No se va a presentar aquí la reciente discusión sobre la enseñanza de la química a través de modelos y modelaje (Gilbert y Boulter, 2000; Galagovsky y Adúriz-Bravo, 2001; Erduran y Duschl, 2004) ni las posturas filosóficas que los sostienen (Giere 1997, Izquierdo y Adúriz, 2003), ni su evolución histórica (Palmer, 1965) por considerarse que extiende el objetivo del presente documento y que requiere una precisión conceptual que no se busca aquí y que está aún en proceso de construcción (Chamizo, 2006).

Este objetivo incluye otro muy importante: que el alumno concluya que los diversos modelos de enlace basados en hechos aparentemente diferentes, tienen un carácter electrostático común, es decir, que son modelos aplicables al mismo tipo de fenómeno. En la sección 6 hemos incluido la presentación de los tres modelos de enlace principales: iónico, covalente y metálico (puntos E, F y G), así como el tema de las interacciones intermoleculares que desde este punto de vista no es más que otro tipo de enlace (punto H de la sección 6) (Chamizo, 1988). Inmediatamente después, volveremos a hacer énfasis en la naturaleza electrostática universal del enlace químico (Sección 7 de este capítulo).

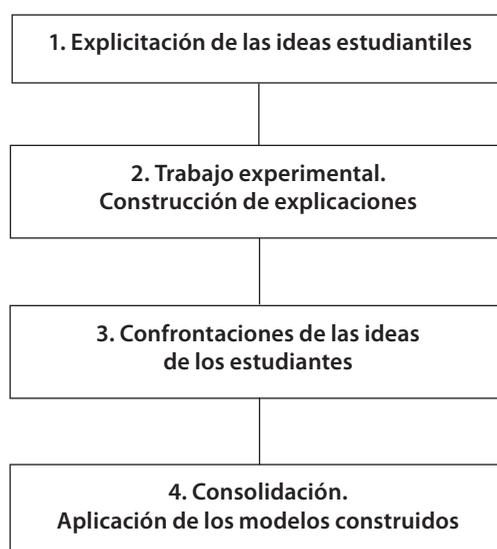
d) Selección de la estrategia didáctica;

Hemos elegido la estrategia de Driver y Scott (1996), que Duit (1999) llama *secuencia constructivista de enseñanza* y que fue desarrollada para diversos temas dentro del proyecto Children Learning in Science, CLIS (Wightman *et al.*, 1987).

La secuencia de enseñanza comienza con la explicitación de las ideas de los estudiantes sobre el tema que se va a tratar, después se desarrollan algunas actividades que les ayudan a reestructurar sus ideas y, finalmente, se proveen oportunidades para que revisen y consideren cualquier cambio que resulte en sus concepciones.

Esta secuencia considera alcanzar el cambio conceptual con base principalmente en el conflicto cognitivo: las actividades están fuertemente atadas a las ideas iniciales de los estudiantes y se van promoviendo discusiones mediante diversas actividades y preguntas que permiten que los estudiantes puedan ir pensando sobre sus ideas, para finalmente proveer oportunidades donde se pueda aplicar la teoría científica y en las que los estudiantes puedan ser conscientes de lo que han aprendido.

El siguiente esquema muestra las etapas que se consideran en la estrategia didáctica:



Las primeras tres etapas de la secuencia se presentan en las secciones 3 y 4 de este capítulo. La cuarta etapa se logra durante la presentación de las ideas del análisis científico de la sección 6.

e) Selección de estrategias de evaluación

Para la evaluación de la unidad didáctica, se empleó fundamentalmente un cuestionario que se aplicó a los dos grupos, tanto antes de comenzar el estudio formal del tema como al concluirlo. Para ver los detalles y resultados de la evaluación, favor de consultar la referencia de García-Franco y Garritz (2006).

La perspectiva teórica que subyace a esta unidad didáctica concuerda con la perspectiva que se ha presentado en el capítulo 1, de acuerdo con la cual el cambio conceptual implica la construcción de una noción que permite al sujeto contar con una forma de explicación para un fenómeno determinado, en este caso, mediante la construcción de modelos de enlace químico que le permitan dar cuenta y explicar la diversidad de propiedades de los materiales.

2. INTRODUCCIÓN

La diversidad de materiales que pueden encontrarse en la naturaleza es enorme. Hay materiales sólidos como los minerales, gaseosos como el aire que respiramos, líquidos como la sangre que corre por nuestro cuerpo. Los materiales tienen diferentes colores, texturas, sabores, olores, los hay tóxicos e inoos, benéficos para mantener la salud o perjudiciales para la misma.

El que cada material presente ciertas características no es solamente producto de que contenga ciertos elementos químicos. Por ejemplo, el aluminio es un metal, el silicio un no metal grisáceo y el oxígeno un gas; mientras tanto, el vidrio que puede obtenerse al hacerlos reaccionar a los tres es un material transparente y desordenado, aunque de apariencia sólida. Más bien, las propiedades de los materiales provienen de la manera en la que los átomos de los elementos se enlazan para formar nuevas sustancias y cómo esos agregados de átomos interactúan entre sí.

En este capítulo aprenderás la relación que existe entre el enlace químico y las propiedades de la materia. Aquí se describe la forma en que se ha logrado una clasificación primaria de los enlaces entre los átomos. Toda la discusión se centra en la manera como interactúan los núcleos atómicos con los electrones presentes, esencialmente con los más alejados de los núcleos, que son los que juegan el papel principal para lograr enlazar un átomo con otro.

El conocimiento del enlace químico ha servido a la humanidad para obtener artificialmente, a través de la síntesis química, nuevos materiales más resistentes y útiles que los naturales, medicinas más activas contra las enfermedades, productos que hacen más llevadera la cotidianidad en el hogar y una multitud de satisfactores para elevar la calidad de vida.

3. EMPECEMOS CON ALGO EXPERIMENTAL

En esta sección, proponemos algunos ejercicios para que empieces a preguntarte cuáles son las razones microscópicas que dan sustento a las propiedades de materiales con los que tenemos contacto diariamente.

3.1 Exploremos las propiedades (conductividad eléctrica, solubilidad y punto de fusión)

Construye el dispositivo de la Figura No.1, que no es otra cosa más que un detector de conductividad eléctrica. Para probar que funciona pon en contacto las dos terminales: ¡el diodo debe encenderse!

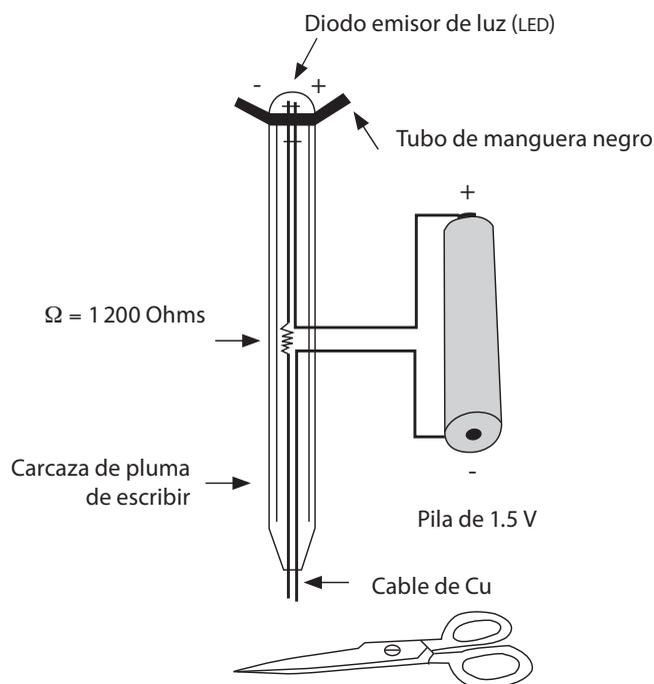


Figura 1. Conductividad eléctrica. Entre todos los elementos del aparato, la parte más cara es la pila.

- Investiga la conductividad eléctrica de las siguientes sustancias utilizando el aparato que acabas de construir. (Tu maestra o maestro puede proporcionarte otras sustancias de acuerdo a su disponibilidad)

- ♦ Magnesio (Mg)
- ♦ Naftaleno ($C_{10}H_8$)
- ♦ Dióxido de silicio (SiO_2)
- ♦ Cloruro de sodio (NaCl)

- ♦ Sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
 - ♦ Hierro (Fe)
 - ♦ Azufre (S)
 - ♦ Bromuro de Calcio ($CaBr_2$)
 - ♦ Grafito (C)
- Investiga la solubilidad en agua de estas mismas sustancias y también la conducción eléctrica de la disolución (recuerda usar agua destilada para la prueba de conductividad).
 - Agrupa las sustancias de acuerdo con las propiedades que presentaron.
 - Construye una explicación de las razones por las cuales hay sustancias que conducen la electricidad y otras que no. Intenta explicar también por qué conducen la electricidad algunas de las disoluciones acuosas de las sustancias. Explica por qué algunas de estas sustancias son solubles en agua y otras no.

A continuación se presenta una lista de las temperaturas de fusión de las sustancias bajo estudio:

Magnesio (Mg)	650 °C
Naftaleno ($C_{10}H_8$)	80 °C
Dióxido de silicio (SiO_2)	1700 °C
Cloruro de sodio (NaCl)	801 °C
Sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)	170 °C
Hierro (Fe)	1540 °C
Azufre (S)	119 °C
Bromuro de Calcio ($CaBr_2$)	730 °C
Grafito (C)	> 3500 °C

Responde a las siguientes preguntas:

1. ¿A qué se deben las fuerzas que mantienen unidas a las partículas que componen las sustancias?
2. ¿Por qué existen sustancias, como el NaCl, que no conducen cuando están sólidas y sí lo hacen cuando están disueltas en agua?
3. ¿Por qué hay disoluciones de ciertas sustancias que conducen la electricidad y otras no?
4. ¿A qué se debe que algunas sustancias se disuelvan en agua y otras no?
5. ¿Será posible que una sustancia no conduzca la electricidad en estado sólido y sí cuando está fundida? ¿Por qué?
6. ¿A qué se debe que las sustancias tengan tan distintos puntos de fusión?

Investiga con el mismo dispositivo la conductividad eléctrica de los siguientes materiales:

- ♦ madera
- ♦ clavo
- ♦ agua destilada (de la que se usa para añadir a las baterías de los autos)
- ♦ sudor o saliva
- ♦ gasolina o petróleo (cuidado con las chispas o el fuego cercano)
- ♦ agua con bicarbonato de sodio o sal común disuelta
- ♦ aceite o mantequilla
- ♦ la mina de un lapicero
- ♦ un objeto de metal

Sepáralos en dos grupos, aquéllos que condujeron la electricidad y aquéllos que no lo hicieron y trata de explicar los resultados pensando en la composición de estos materiales.

4. PARA LOS PROFESORES. SOBRE LA EXPLORACIÓN DE PROPIEDADES

Es conveniente que el profesor lleve a la sesión experimental una serie de acetatos con los que pueda explicar cuáles son los puntos clave para explicar las razones de los fenómenos que van a observarse. Conviene que no los utilice, a menos de que detecte una gran confusión estudiantil. Nos referimos a información como la siguiente:

Recuerda que los electrones que existen en las sustancias pueden ser los responsables de la conductividad, pero para que conduzcan deben estar libres, como ocurre en los metales o en el grafito, es decir, no atrapados por atracciones interatómicas. Recuerda también que la conductividad puede deberse a la existencia de cargas eléctricas, como iones, que deben encontrarse libres para moverse, y que ésta puede ser una manera de detectar su presencia en la materia.

Le mostramos algunas de las respuestas a las seis preguntas planteadas al final de la sección anterior, provenientes de los estudiantes investigados durante la aplicación de esta unidad didáctica. Ello le alertará sobre posibles respuestas de su propio grupo:

1. ¿A qué se deben las fuerzas que mantienen unidas a las partículas que componen las sustancias?

A la diferencia de carga que hay entre las sustancias (polaridad).

A la diferencia de cargas de las sustancias.

A la diferencia de cargas entre los átomos de los compuestos, ya que los átomos jalan electrones para nivelarse.

Esto se da por la distribución de cargas parciales de las partículas.

A las cargas diferenciales de las partículas.

A que las cargas parcialmente positivas atraen a las cargas parcialmente negativas y viceversa.

Se debe a sus cargas.

Se debe a una desigualdad de cargas entre las partículas.

Las fuerzas son eléctricas y se deben a las cargas que tienen al interactuar protones y electrones.

Esto se debe a la fuerza de cohesión y se debe a las cargas parcialmente opuestas de los átomos.

A la diferencia de cargas en los átomos, las cargas opuestas se atraen y se forman enlaces.

A la diferencia de cargas entre los átomos de los compuestos, ya que a la misma diferencia de electrones entre átomos tienden a pedir o prestar electrones, pero entre moléculas se da por las cargas parciales de éstas entre sí.

2. ¿Por qué existen sustancias, como el NaCl, que no conducen cuando están sólidas y sí lo hacen cuando están disueltas en agua?

Cuando las fuerzas entre las moléculas son fuertes, la electricidad puede pasar, como en el caso del magnesio y el grafito.

Las partículas tienen una reacción con el agua que produce cierto cambio.

A que al agregarles electricidad sus iones pueden transmitirla.

Se debe a los iones ya que al agregar electricidad éstos están móviles.

A que unas sustancias tienen electrones libres, los cuales conducen la electricidad.

Un reacomodo de partículas con las partículas de agua. Partículas sueltas son necesarias para la conducción.

Porque los que conducen son metales o metaloides.

Algunas sustancias tienen electrones sueltos y otras no.

3. ¿Por qué hay disoluciones de ciertas sustancias que conducen la electricidad y otras no?

Porque en la disolución las sustancias se separan en partículas cargadas.

Se debe a que al disolverse las moléculas producen electrolitos o electrones con carga

Al disolverse las sustancias se disocian eléctricamente y tienen iones.

Porque sus iones al disolverse se pueden mover, o sea, se disocian, por lo tanto hace pasar la electricidad.

Sus iones se disocian y traspasan la electricidad.

Por el reacomodo de sus partículas. Por ejemplo, el NaCl necesita espacio para que pase la electricidad.

Se debe a que se disocian los iones, los iones - se van con los + y los + con los -

Por el reacomodo de los átomos de las sustancias con el agua.

Existen sustancias que al mezclarse con el agua se disuelven, ya que se disocian porque los iones se separan.

*Porque al disociarse los iones se separan y se van con su carga opuesta.
Se produce una sustancia electrolítica, una sustancia capaz de mantener electrones que conduzcan la electricidad.*

4. ¿A qué se debe que algunas sustancias se disuelvan en agua y otras no?

A que en algunas sustancias la energía necesaria para romper sus enlaces es mayor que la energía que se tiene, por lo que no se pueden disolver.

A la polaridad de las sustancias.

A que sean polares o no.

Porque el agua es polar y disuelve a sustancias polares también.

A que sea polar o no. Lo semejante disuelve a lo semejante.

Se debe a que la sustancia que involucramos con el agua debe tener una carga parcialmente negativa y otra parcialmente positiva, para que se vaya con el O y con el H

Las sustancias polares, como se disuelven en agua, conducen la electricidad.

5. ¿Será posible que una sustancia no conduzca la electricidad en estado sólido y sí cuando está fundida? ¿Por qué?

No, ya que su composición no cambia.

Sí por algo de los enlaces químicos.

Sí porque cuando está en estado sólido sus iones están muy juntos y al fundirse quedan libres y se pueden mover.

Sí, por ejemplo el NaCl sólido tiene un arreglo cristalino cúbico que no conduce la electricidad. Al fundirla el arreglo de sus átomos cambia gracias a lo cual sí conduce.

Sí porque en el sólido las moléculas están comprimidas y no pueden conducir. En el líquido se “relajan” y se pueden mover.

Sí porque cuando está caliente tienen más espacio para moverse y pueden conducir.

Depende si al fundir están menos comprimidas

Sí porque la sal tiene un estado cúbico que no deja pasar la electricidad.

6. ¿A qué se debe que las sustancias tengan tan distintos puntos de fusión?

A las fuerzas de atracción entre sus moléculas, ya que mientras más unidas las moléculas más difícilmente pueden romperse estas fuerzas.

Por la alta capacidad calorífica.

Depende de los enlaces entre las moléculas.

Al tipo de enlace, si son más fuertes necesitas más energía para romperlos y si son más débiles el punto de fusión es menor.

Se debe a su capacidad calorífica. Unas tienen capacidad calorífica más alta que las otras.

Por sus propiedades.

Se debe a las fuerzas de cohesión que tiene cada sustancia. Si su punto de fusión es alto serán grandes sus fuerzas de cohesión y viceversa.

Este conjunto de ideas constituyen las concepciones alternativas de nuestro grupo de estudiantes. Su labor, profesor, debe dirigirse hacia la complementación o reestructuración de las mismas a partir de las concepciones científicas actuales, aprovechando la sección 6 de este documento.

Después o simultáneamente a que los estudiantes expresen libremente sus ideas con relación a las seis preguntas, conviene que establezca un debate, para que unos estudiantes vayan convenciendo al resto de sus ideas y para que todos se vayan dando cuenta que sus concepciones no alcanzan para explicar concienzudamente las preguntas, es decir, que sus propias concepciones son limitadas para explicar la realidad. En este momento, es fundamental que los profesores no intervengan directamente con las respuestas correctas a las preguntas, sino más bien que hagan las preguntas necesarias para que los estudiantes noten las inconsistencias o insuficiencias de sus ideas. Todo ello debe hacerse en un clima de respeto intelectual por los estudiantes.

Este proceso de debate da oportunidad para que se presenten las condiciones 1 y 2 del cambio conceptual, el que según sus autores (Posner, Strike, Hewson y Gertzog, 1982) está compuesto de cuatro etapas:

1) *Debe existir insatisfacción con las concepciones existentes.* Es razonable suponer que el alumno habrá recogido todo un conjunto de problemas sin solución y perdido su esperanza en la capacidad de sus conceptos vigentes para resolver estos problemas. Una experiencia previa a la consideración de un nuevo concepto es, entonces, que la concepción existente sea vista con alguna insatisfacción por quien va a aprender.

En un segundo artículo aparecido tres años más tarde Strike y Posner (1985) analizan cuáles son las condiciones que producen insatisfacción en los estudiantes al conocer una anomalía en forma de un hallazgo experimental, como las que ocurrieron a raíz de los experimentos planteados en esta sección:

- Entienden por qué el hallazgo experimental representa una anomalía;
- Creen que es necesario reconciliar el hallazgo con sus concepciones existentes;
- Están convencidos de la reducción de inconsistencias con la adopción de los nuevos conceptos respecto a mantener las creencias que tienen;
- Los intentos de asimilar el hallazgo a sus concepciones existentes parecen no funcionar.

2) *Una nueva concepción debe ser mínimamente inteligible.* En el aprendizaje, la persona debe ser capaz de captar cómo puede el nuevo concepto estructurar la experiencia

de forma suficiente como para explotar sus posibilidades inherentes. Para que un alumno pueda considerar la adopción de una nueva concepción debe encontrarla comprensible. La inteligibilidad es una condición necesaria, más no suficiente, para el aprendizaje.

3) Una nueva concepción debe aparecer como verosímil o plausible inicialmente. Para que los estudiantes consideren la concepción científica deben al menos poderla aplicar, aunque sea de forma superficial. Las ideas no pueden funcionar cognitivamente a menos de que el alumno pueda representarlas internamente. Una vez que los estudiantes pueden encontrar la utilidad de una nueva concepción, pueden considerar su plausibilidad.

4) Un nuevo concepto debe sugerir la posibilidad de un programa de investigación fructífero o provechoso. Una persona es conquistada por una nueva concepción si le ayuda a interpretar experiencias, resolver problemas y, en ciertos casos, satisfacer necesidades espirituales o emocionales. Una nueva concepción debe hacer más que la concepción previa si ha de considerársela fructífera, aunque debe hacerlo sin sacrificar cualquiera de los beneficios de la concepción previa o, en todo caso, debe dar los suficientes incentivos por el sacrificio requerido.

Las ideas de los estudiantes se discuten en términos de su poder explicativo y se solicitará que traten de aplicar las ideas en discusión en nuevos contextos, de esta forma, se intenta que los estudiantes sean capaces de determinar no sólo la inteligibilidad de una idea determinada, sino también su plausibilidad y de ser posible, su aplicabilidad (Posner *et al.*, 1982).

A continuación conviene que usted vaya planteando algunas ideas en relación con los enlaces químicos, de acuerdo con el modelo científico actualmente aceptado, para lo cual el material que sigue, en las secciones 5 a 7, seguramente le será útil para lograrlo. Es importante sin embargo, considerar cuáles fueron las ideas que los estudiantes expresaron en el debate inicial, de forma que éstas formen parte del discurso cotidiano de la clase (Driver y Scott, 1996).

Conviene que emplee usted las técnicas del aprendizaje cooperativo en su clase. Le damos algunas orientaciones para lograrlo (tomadas de Balocchi *et al.*, 2005):

Melanie Cooper (1995) nos presenta una definición de aprendizaje cooperativo: “Es una técnica instruccional por la cual los estudiantes trabajan juntos en pequeños grupos fijos sobre una tarea especialmente estructurada”. Nos presenta un enfoque hacia cursos con muchos alumnos y algunas de sus ventajas, tales como:

1. Los estudiantes toman responsabilidad de su propio aprendizaje y se vuelven activamente comprometidos.
2. Los estudiantes desarrollan habilidades de pensamiento de alto nivel.
3. Se incrementa la retención estudiantil.
4. Se incrementa la satisfacción con la experiencia de aprendizaje y promueve actitudes positivas hacia el tema de la clase.

Barbosa y Jófili (2004) nos indican que “los métodos de aprendizaje cooperativo son importantes tanto para facilitar el proceso de enseñanza-aprendizaje, como para preparar a la gente a trabajar en equipos comprometidos con los valores sociales y los principios de la solidaridad”.

Johnson y Johnson (1999) comparan el aprendizaje competitivo, cooperativo e individualista, intentando sacar partido de estos tres enfoques. Los definen conjuntamente, al decir que el profesor puede estructurar sus lecciones de tal forma que los estudiantes:

1. Se envuelvan en una lucha de perder–ganar hasta ver quién es mejor en completar la tarea (competitivo).
2. Trabajen independientemente hasta completar la tarea (individualista).
3. Trabajen juntos en pequeños grupos, asegurando que todos los miembros completan la tarea (cooperativo).

Nos definen primero la cooperación, como “trabajar juntos para alcanzar metas compartidas” y el aprendizaje cooperativo como “el uso instruccional de grupos pequeños de tal manera que los estudiantes trabajen juntos para mejorar su propio aprendizaje y el de los otros”.

Hay que prestar especial atención a la etapa inicial de trabajo con el equipo, para que el profesor satisfaga las siguientes metas:

1. Facilitar que se conozcan los alumnos, si es reciente su integración al grupo.
2. Aclarar el propósito del trabajo en grupo, según sea éste percibido por el profesor, con la complementación de lo que piensen los alumnos al respecto.
3. Ayudar a los alumnos a sentirse parte del grupo. Facilitar la motivación en los miembros y la capacidad de laborar en equipo.
4. Insistir en que de nada sirve el trabajo si no se da la participación de todos.
5. Guiar el desarrollo del grupo.
6. Balancear las tareas y los aspectos socioemocivos del proceso de trabajo en el grupo.
7. Sentar frecuentemente las metas a alcanzar durante el trabajo.
8. Anticipar obstáculos para alcanzar las metas del grupo, así como las individuales.

Johnson y Johnson nos presentan la **tabla 1** como un resumen de los aspectos de cooperación a considerar durante el desarrollo del trabajo en los equipos.

Herron (1996) habla del “Aprendizaje Cooperativo”, como una forma efectiva de promover el aprendizaje, que consiste en construir significados sobre la base de la interacción con el ambiente, incluidas particularmente las personas que se encuentran en él. La estructura del aprendizaje cooperativo difiere de la del aprendizaje tradicional. Los estudiantes invierten más tiempo en las tareas de aprendizaje, aquellos menos capaces tienen más oportunidad de aprender de los más capaces, los estudiantes hablan más y se da una mayor repetición de las ideas. En un ambiente de aprendizaje cooperativo, también se da una mucha mayor posibi-

TABLA 1. ASPECTOS DE LA COOPERACIÓN.

<i>Meta</i>	Los miembros de la clase son asignados a pequeños grupos (a menudo heterogéneos) e instruidos hacia a) aprender el material asignado y b) asegurar que todos los otros miembros del grupo hagan lo mismo.
<i>Niveles de cooperación</i>	La cooperación puede ser extendida a la clase (asegurando que todos en la clase hayan aprendido el material asignado) y los diferentes niveles de la escuela (asegurando que todos los estudiantes de la escuela progresan académicamente).
<i>Patrón de interacción</i>	Los estudiantes promueven el éxito de cada uno de los otros. Los estudiantes discuten los materiales con los otros miembros del equipo, explican cómo completar la tarea, escuchan las explicaciones de los otros, se motivan unos a otros a trabajar duro y se dan ayuda académica y asistencia. El patrón de interacción existe al interior de los grupos, pero también entre ellos.
<i>Evaluación de resultados</i>	Se emplea un sistema de criterios de referencia para evaluar el desempeño. El foco está usualmente en el aprendizaje y el progreso académico de los estudiantes individuales, pero también incluye al equipo como un todo, la clase y la escuela.

alidad de recompensa hacia los alumnos, del reconocimiento de sus pares, debido a la mayor oportunidad que existe de compartir ideas que parecen estimular el aprendizaje del grupo.

Para construir modelos efectivos de aprendizaje, necesitamos entender que la exposición unidireccional del profesor debe tener límites, requerimos estar enterados de las diferencias en el entendimiento del alumnado acerca del material expuesto y conocer cómo interactuar con los estudiantes para que su construcción sea consistente con los conocimientos científicos. El acercamiento a la instrucción cooperativa generalmente implica que los profesores deben escuchar más y hablar menos, deben proveer más oportunidades para que los alumnos negocien el significado del aprendizaje entre ellos mismos.

En el aprendizaje cooperativo se da principalmente la estrategia mediante la cual algunos estudiantes enseñan a otros miembros del grupo. Cuando unos estudiantes explican algo a otros, éstos tratan de entender lo que están explicándoles y tratan de colocar juntas piezas de información, piensan diferente que cuando estudian solos. Usan estrategias elaborativas y metacognitivas más frecuentemente y utilizan un nivel más alto de razonamiento.

La controversia es una de las armas más preciadas en el aprendizaje cooperativo. La controversia generalmente incrementa el desarrollo cognitivo, pero mucho del beneficio depende de cómo se maneja. El resumen de la investigación de Johnson (1981) apunta que la controversia es más efectiva y la información es comunicada con mayor precisión y de forma más completa en un ambiente cooperativo frente a uno competitivo. La controversia es más beneficiosa si el desacuerdo se valora y los participantes se sienten libres para expresar sus sentimientos, lo mismo que sus ideas. Igualmente, si los estudiantes se habitúan a identificar similitudes y diferencias entre las posiciones, son más capaces de resumir, tienen más información relevante y aprenden a estar de acuerdo con los desacuerdos, en lugar de "acabar con el otro", entonces el aprendizaje cooperativo tendrá más éxito. Conforme el sentido común lo sugiere, mientras más heterogéneo sea el grupo, con mayor seguridad ocurrirán las controversias.

5. PARA LOS PROFESORES. SOBRE EL ANÁLISIS CIENTÍFICO Y DIDÁCTICO DEL TEMA

En esta sección proponemos una manera de desarrollar este tema que considera los contenidos centrales del mismo y que aparecen en la mayoría de los programas de estudio de bachillerato y primeros niveles de licenciatura, y al mismo tiempo toma en cuenta los principales resultados de la investigación educativa a este respecto (Peterson, Treagust y Garnett, 1989; Taber, 1994,1997; De Posada, 1997; Nahum, Krajcik, Mamlock y Hofstein, 2006, Taber y Coll, 2002), al igual que los de esta misma investigación, que aparecen en el capítulo 2 de este libro.

Algunas de estas recomendaciones son:

- Hacer énfasis en la naturaleza electrostática del enlace químico.
- Evitar la dicotomía enlace iónico – enlace covalente².
- En el caso del enlace iónico debe hacerse más énfasis en la estructura de la red cristalina que en la formación de los iones (transferencia de electrones).
- Considerar el enlace covalente polar, metálico y las fuerzas intermoleculares como consecuencia del mismo fenómeno del enlace químico, pero que tienen particularidades.
- Evitar que los alumnos desarrollen la noción de que todas las sustancias están compuestas por moléculas.
- Desarrollar la idea de que los enlaces químicos ocurren en un continuo “covalente – iónico–metálico”, más que considerar estos modelos como las únicas posibilidades.
- En el caso del enlace iónico, no hacer énfasis en la transferencia de electrones que permite formar iones, sino más bien en las interacciones electrostáticas entre iones que dan origen al enlace.
- Evitar hacer énfasis en la regla del octeto como principio explicativo.
- Evitar utilizar a los átomos desde el inicio de la reacción, dado que esto casi nunca ocurre, sino que más bien los iones, moléculas, etc. (que ya tienen configuraciones electrónicas estables), son los reactivos.
- Tener especial cuidado en no manejar indiscriminadamente un lenguaje antropomórfico (los átomos comparten, necesitan, están más contentos, etc.) de manera que quede claro que el enlace no es un fenómeno social o humano.
- Explicar las propiedades de las sustancias utilizando el modelo que mejor se ajuste y proveer oportunidades para que los estudiantes encuentren que hay muchas sustancias con propiedades intermedias que no pueden explicarse con un único modelo de enlace.

Estas recomendaciones nacen de las investigaciones relacionadas con las concepciones alternativas de los estudiantes sobre el tema. Colocamos a continuación las que recogimos

² Véanse los resultados de la aplicación del cuestionario de diagnóstico en el Capítulo 2 y el tetraedro de las sustancias

en el artículo de García Franco y Garritz (2006). También pueden verse las acumuladas por Özmen (2004) y Kind (2004):

El enlace químico: ¿uno o varios modelos?

Las concepciones alternativas de los estudiantes sobre enlace químico, en general, no puede considerarse que se forman fuera del salón de clases, dado que el nivel de abstracción de este concepto es elevado y que las experiencias de los estudiantes con el enlace químico son muy indirectas, de modo que podemos atribuir las concepciones alternativas de los estudiantes sobre el enlace químico a la forma en la que el tema es abordado en el salón y a los materiales que se utilicen para explicar cada uno de los diversos modelos de enlace químico.

El enlace covalente

Peterson y Treagust (1989) desarrollaron un instrumento de opción múltiple para conocer las concepciones de los estudiantes de bachillerato respecto al tema del enlace covalente. Estos autores resumen las concepciones alternativas estudiantiles en seis conjuntos (Peterson, Treagust y Garnett, 1989):

Polaridad del enlace,

1. Hay una distribución uniforme del par de electrones en todos los enlaces covalentes
2. La carga iónica determina la polaridad del enlace
3. La polaridad de un enlace depende del número de electrones de valencia de cada uno de los átomos

Forma molecular,

4. La forma de una molécula depende de las repulsiones equivalentes entre los enlaces
5. La forma en V de moléculas como el SCl_2 se debe a la repulsión entre pares de electrones no enlazantes

Fuerzas intermoleculares,

6. Las fuerzas intermoleculares son las fuerzas al interior de una molécula
7. Fuerzas intermoleculares grandes existen en un sólido covalente continuo
8. Los enlaces covalentes se rompen cuando una sustancia cambia de forma

Polaridad de las moléculas,

9. Las moléculas no polares se forman cuando los átomos que participan tienen electronegatividades similares
10. Las moléculas del tipo OF_2 son polares porque los electrones no enlazantes del oxígeno forman una carga parcial negativa

Regla del octeto,

11. Los átomos de nitrógeno pueden compartir 5 pares de electrones para formar enlaces

y Estructuras covalentes continuas,

12. La elevada viscosidad de algunos sólidos moleculares se debe a enlaces fuertes en una red covalente continua

Este mismo cuestionario fue aplicado años más tarde por Birk y Kurtz (1999), quienes encontraron que, en el caso de estudiantes de bachillerato, el resultado está muy cerca del nivel estadístico para adivinar las respuestas.

Taber (1997b) encontró que los estudiantes explican el enlace covalente de acuerdo al marco del octeto, es decir, tienden a pensar que, en el enlace covalente, los átomos comparten electrones para obtener capas externas completas. El razonamiento científico de este principio podría presentarse en términos de minimizar la energía libre, explicado a través de un mecanismo que surge de las interacciones electrostáticas entre las especies que reaccionan (Barker, 2000; Taber, 2000b). Sin embargo, los estudiantes parecen entender las reacciones químicas en términos de la «necesidad» de los átomos de tener capas completas u octetos.

Taber (2000a) demostró que los estudiantes utilizan diversos marcos de trabajo para explicar el enlace: los átomos se unen para tener capas externas completas, para tener un nivel más bajo de energía, o debido a las atracciones entre partículas cargadas. El autor sostiene que los estudiantes pueden tener marcos de trabajo diferentes que son congruentes y coherentes, y que son utilizados por el estudiante para explicar diferentes fenómenos.

Coll y Treagust (2001) encuentran asimismo que el marco de electrones compartidos y la estabilidad de octetos es el de referencia para estudiantes de la enseñanza secundaria y de licenciatura. No obstante, en el caso de estudiantes de posgrado, encuentran un extraño complemento de estos conceptos con otros propios de la teoría de orbitales moleculares.

El enlace iónico

Taber (1994, 1997a, 1997b), ha realizado estudios para entender las concepciones de los estudiantes acerca del enlace iónico, encontrando que explican este enlace de acuerdo a tres conjeturas distintas:

- **La conjetura de la valencia:** la configuración electrónica determina el número de enlaces iónicos que se forman. Por ejemplo, en el caso del cloruro de sodio, la conjetura de la valencia

limita al sodio y al cloro a formar un solo enlace iónico puesto que dichos iones tienen una carga de magnitud 1.

- **La conjetura *histórica*:** los enlaces se forman sólo entre los átomos que aceptan y donan los electrones. De esta manera, se paga un precio por la historia en la que estuvo involucrado el electrón transferido: sólo quedan unidos los iones involucrados en la transferencia electrónica; no existe enlace iónico de éstos con los otros iones de la malla.

- **La conjetura de *solamente fuerzas*:** los iones interactúan con los demás iones a su alrededor pero no se encuentran unidos por un enlace iónico sino solamente «por fuerzas». Así, se forman dos tipos de enlaces, uno de ellos iónico, entre los iones involucrados en la transferencia electrónica, y el otro una fuerza, de magnitud menor, entre los iones de diferentes cargas no involucrados en la transferencia.

Para Taber, el uso de estas tres conjeturas demuestra que existe un marco de trabajo «molecular» para interpretar el enlace iónico. El uso de este marco puede originarse en la forma en la que se enseña el enlace iónico: haciendo énfasis en el proceso de formación de iones y omitiendo o ignorando la estructura cristalina de estos compuestos y las múltiples interacciones multidireccionales existentes entre todos los iones presentes.

Taber (1997b) y Oversby (1996) concluyen que muchos estudiantes de química hacen un énfasis exagerado en el proceso de transferencia electrónica, usan, explícita o tácitamente, una noción de pares iónicos como moléculas (Nelson, 1996) y prestan atención a la irrelevante «historia del electrón» cedido y atrapado.

El enlace metálico

De Posada (1993) ha solicitado a los estudiantes que dibujen la estructura interna de un clavo de hierro. Algunos estudiantes dibujan pequeñas láminas o trozos del metal; el resto hace uso de términos como átomos, restos positivos y nube electrónica, partículas y moléculas. Otros, sin embargo, representan los iones positivos sin la nube electrónica, otros más presentan la nube electrónica con átomos neutros. Como vemos, hay una gran diversidad de concepciones.

En otro estudio (De Posada, 1999), ha solicitado a los estudiantes dibujar diez partículas de calcio (Ca), una pregunta que también se incluyó en el cuestionario aplicado en la Facultad de Química y cuyos resultados se informan en el capítulo 2 de este libro. Ninguno de los estudiantes de nivel secundaria dibujó una red, mientras que la mayoría de los estudiantes de bachillerato dibujó una red compuesta por átomos y sólo una pequeña proporción dibuja una red metálica. En un estudio comparativo (De Posada, 1997), se encuentra que, a pesar de que aproximadamente el 30% de los estudiantes mayores dibujan la estructura del metal de acuerdo con el modelo del mar de electrones en el caso del hierro, solamente un número muy pequeño de estudiantes hace lo mismo en el del calcio.

Como se ha expresado en el capítulo 2 de este libro, los estudiantes de la Facultad de Química muestran también un buen número de concepciones alternativas con relación al tema del enlace metálico. También representan al aluminio como una lámina o como un conjunto de átomos (no necesariamente cationes) con sus electrones dispersos. Una verdadera minoría de los alumnos eligió una red metálica como opción para dibujar 10 partículas de calcio.

Como conclusión a este estudio, se encuentra que el enlace metálico no está suficientemente asimilado por los alumnos. Una posible razón es el poco énfasis que sobre el tema encuentran Solbes y Vilches (1991) en los cuarenta y ocho libros de texto que analizan en su estudio. Estos autores plantean que son pocos los textos que adoptan una visión unitaria del enlace y que a ello se deben muchas de las limitaciones didácticas y de los obstáculos epistemológicos con que se encuentran los alumnos.

6. CLASIFICACIÓN DE LOS ENLACES

A. Ideas preliminares

Únicamente los gases nobles se encuentran en la naturaleza como átomos aislados. El resto de los elementos, o sea, la inmensa mayoría, se encuentran enlazados.

El oxígeno que respiramos es una molécula compuesta por dos átomos; en un pedazo de hierro hay trillones de átomos de hierro unidos entre sí; en cada molécula de agua existen tres átomos, uno de oxígeno y dos de hidrógeno; la sal de mesa es un aglomerado de una multitud de iones de sodio con iones cloruro, perfectamente ordenados; el ADN de los núcleos de nuestras células tiene un enorme número de átomos de carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y azufre, principalmente, enlazados de una manera vistosa, como en una doble hélice. ¿Por qué se enlazan de esa manera los átomos?

Los átomos se agrupan para formar agregados que presentan propiedades muy distintas a las que tienen cuando se manifiestan en forma de elementos. Así por ejemplo, a partir de carbono –sólido negro– y de oxígeno e hidrógeno –gases incoloros e inodoros–, se pueden obtener tanto la blanca y dulce azúcar como el volátil e intoxicante etanol. Asimismo, del sodio –metal gris, blando y extraordinariamente reactivo– y el cloro –gas verde y tóxico– obtenemos la sal de mesa blanca y sólida, fundamental para nuestra dieta.

Lo anterior es de extraordinaria importancia. Los átomos tienen otras características cuando están enlazados. A continuación revisaremos las diversas maneras en que dicha unión puede llevarse a cabo y las propiedades de las sustancias que se derivan directamente del enlace químico.

Para muchos investigadores, el concepto de *enlace químico* es considerado crucial dentro de la química, ya que de su correcta comprensión depende que el estudiante pueda desarrollar con éxito otras áreas de esta ciencia e incluso de la biología. Dice Linus Pauling (1992) explícitamente que «el concepto de enlace químico es el concepto más valioso en

química. Su desarrollo en los pasados 150 años ha sido uno de los grandes triunfos del intelecto humano». Ronald Gillespie (1997) califica al enlace químico como una de las seis grandes ideas de la química.

Sin embargo, muchos miembros de la comunidad química son de la idea de Kutzelnigg (1984), quien indica que «el enlace químico es un fenómeno altamente complejo que elude todos los intentos de una descripción sencilla». Una primera conclusión es que el tema del enlace químico resulta ser importante, aunque complejo.

B. ¿Por qué se unen los átomos? introducción a los modelos del enlace

Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos en los compuestos son de naturaleza eléctrica. Sabemos que los átomos son eléctricamente neutros, es decir, tienen la misma cantidad de cargas negativas –electrones– y positivas –protones–. ¿Cómo es entonces la interacción eléctrica que conduce a la formación de un enlace?

Es evidente que sólo podrá lograrse un enlace cuando las interacciones atractivas sean más poderosas que las repulsivas. Tomemos el caso de la unión más simple, el de dos protones y un electrón, es decir, el ion molecular H_2^+ . En la Figura 2 se muestran las fuerzas de repulsión entre los dos núcleos (inciso a) y las de atracción entre el electrón y los protones, que en ciertas posiciones del electrón sí ayudan a vencer la repulsión nuclear (inciso b) y en otras no (inciso c).

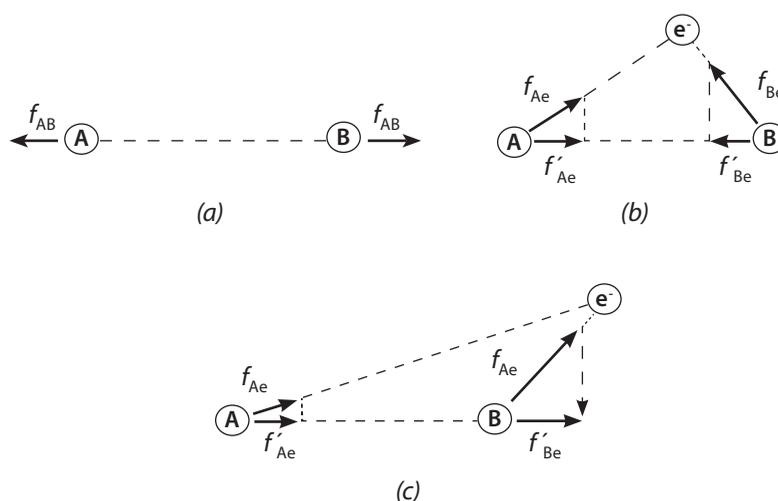


Figura 2. Las fuerzas en el ion molecular H_2^+ . a) La siempre presente repulsión nuclear tiende a la no formación del enlace. b) Ésta es una posición del electrón que contribuye a la unión de los dos núcleos, dada la componente enlazante de la fuerza electrón-núcleo en la dirección que vence la repulsión nuclear. c) Por el contrario, ésta es una posición del electrón que no favorece el enlace de los dos núcleos, es una posición “antienlazante”.

En la Figura 3 se muestra la posición de los electrones que favorece que se dé el enlace químico. Cuando los electrones ocupan la posición intermedia entre los núcleos las fuerzas de atracción entre los electrones y los núcleos ayudan a vencer la repulsión nuclear.

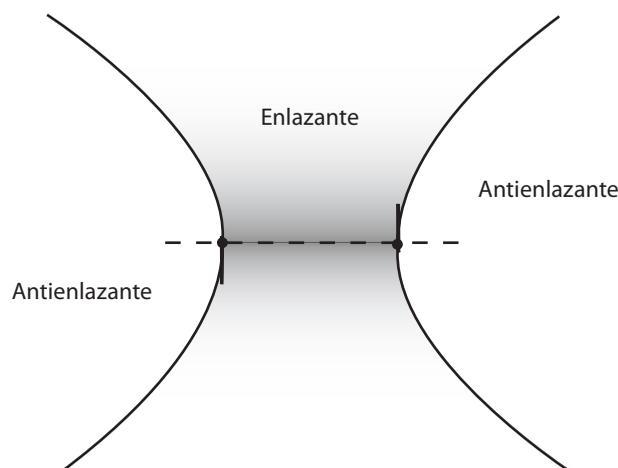


Figura 3. Regiones de enlace y antienlace en una molécula diatómica homonuclear. La zona oscura es aquella en la que la presencia del electrón tiende a reducir e incluso a superar la repulsión entre los núcleos. La zona "antienlazante" es aquella en la que las componentes de las fuerzas de atracción entre los dos núcleos y el electrón no están en la dirección apropiada para contribuir a la cancelación de la fuerza repulsiva internuclear.

Vayamos más allá del ion molecular H_2^+ . Piensa que el átomo A, con Z_A protones en el núcleo y Z_A electrones, se aproxima al átomo B, con Z_B protones en el núcleo y Z_B electrones. Cuando ambos átomos están cercanos aparecen nuevas interacciones eléctricas:

- Atractivas; el núcleo de A puede atraer hacia sí los electrones de B, lo mismo que el núcleo de B también puede ser afín por los electrones de A.
- Repulsivas; los núcleos A y B contienen cargas del mismo signo que se repelen, y los electrones sean de A o de B también se repelen entre sí.

Existen básicamente tres formas en las que se puede lograr una situación de enlace, las que constituyen los tres modelos de enlace: el covalente, el iónico y el metálico:

1. Uno de los electrones externos del átomo A y otro de los electrones externos del átomo B se colocan en la zona entre los dos núcleos, con lo cual serán atraídos por ambos y se evitará la repulsión directa de un núcleo con el otro. Esa pareja de electrones evita la repulsión nuclear porque tiene el efecto de ser como una pantalla de la repulsión, por eso se dice que la pareja de electrones “apantalla” la repulsión de los núcleos. Es como si colocáramos una pantalla entre los dos núcleos para que la repulsión entre ellos aminore, gracias a la presencia de nuevas fuerzas atractivas entre electrones y núcleos.

A : B

2. Una segunda forma en la que las repulsiones son menores que las atracciones es la que sucede en los metales. Un metal es un conjunto de iones positivos, digamos B^+ , que se encuentran vibrando en una malla cristalina, a los cuales acompaña un electrón libre por cada uno de los iones. Los electrones se encuentran moviéndose libremente entre los diversos iones, con lo que logran apantallar la repulsión de los mismos (ve la Figura 4).

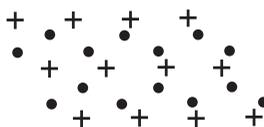


Figura 4 En un metal, el enlace metálico es un enlace covalente que se desarrolla a lo largo de una muestra macroscópica del material, es decir, a través de una multitud de átomos (en la figura sólo hemos colocado 12 iones positivos, pero tú podrás imaginar lo que ocurre con trillones de ellos). Entre los iones positivos (pintados como + en la figura) se encuentran los electrones (pintados como puntos), que sirven de pantalla de la repulsión entre los iones positivos y los enlazan.

3. Una tercera forma en la que pueden darse más elementos atractivos que repulsivos es cuando uno de los dos átomos, digamos que el A, es mucho más afín por los electrones que el otro, el B. En ese caso, el electrón que pertenecía a B es fuertemente atraído por A y se mueve hacia él, colocándose la pareja de electrones mucho más cerca de A, con lo que A se convierte en un ion negativo, A^- y B en un ion positivo, B^+ .



Muchos de estos iones A^- y B^+ se agrupan de tal forma que cada ion negativo queda rodeado de iones positivos como primeros vecinos y viceversa, cada ion positivo queda rodeado de iones negativos cercanos, como se ejemplifica en la Ilustración 5, en dos dimensiones.

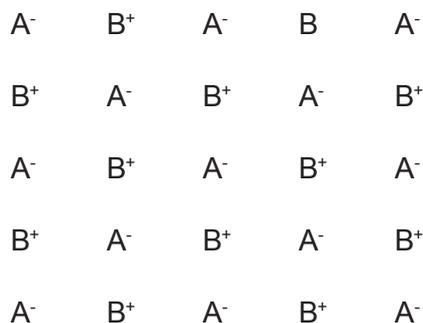


Figura 5. Forma en la que se podrían agrupar en un plano un conjunto de iones negativos y positivos para maximizar las atracciones y reducir al mínimo las repulsiones. Las atracciones son *máximas* porque alrededor de cada ion A^- existen cuatro iones B^+ como primeros vecinos y alrededor de cada ion B^+ existen cuatro iones A^- .

C. Electronegatividad

Las situaciones anteriores podrán ocurrir dependiendo de si uno de los átomos que se enlazan es más afín por los electrones que el otro. Una manera de reconocer cuál de las dos opciones se aplica en un caso específico hace uso del concepto de electronegatividad, ideado por el químico estadounidense Linus Pauling en 1932.

La **electronegatividad** es una medida de la capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones de un enlace.

En la escala de Pauling (ver la tabla 2), se asigna un valor máximo de la electronegatividad de 4.0, que corresponde al átomo de flúor, que es el más afín por los electrones. Por otra

parte, la electronegatividad mínima es de 0.7 y corresponde al cesio, que es el menos afín por los electrones de un enlace. Los gases nobles, como prácticamente no participan en enlaces químicos, no tienen valores definidos para esta propiedad.

TABLA 2. ELECTRONEGATIVIDADES DE PAULING

H																
2.1																
Li	Be											B	C	N	O	F
1.0	1.5											2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl
0.9	1.2											1.5	1.8	2.1	2.5	3.0
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br
0.8	1.0	1.3	1.5	1.6	1.6	1.5	1.8	1.8	1.8	1.9	1.6	1.6	1.8	2.0	2.4	2.8
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I
0.8	1.0	1.2	1.4	1.6	1.8	1.9	2.2	2.2	2.2	1.9	1.7	1.7	1.8	1.9	2.1	2.5
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At
0.7	0.9	1.1-1.2	1.3	1.5	1.7	1.9	2.2	2.2	2.2	2.4	1.9	1.8	1.8	1.9	2.0	2.2

De la tabla se puede observar:

- Los valores de electronegatividad crecen de izquierda a derecha (por ejemplo, en el último periodo que se muestra: Cs 0.7, At 2.2) y de abajo hacia arriba (en la última familia, la 17: At 2.2, F 4.0).
- Los no metales tienen valores de electronegatividad mayores que los metales.

La energía de ionización atómica³ es otra propiedad periódica importante. Es fácil ionizar a los elementos metálicos del grupo 1 y la energía de ionización crece al acercarnos al extremo derecho de la tabla periódica, donde se encuentran los halógenos (grupo 17) y los gases nobles (grupo 18). En la tabla 2 puedes ver que eso mismo ocurre con la electronegatividad: los átomos menos electroafines se encuentran a la izquierda de la tabla y los más electronegativos a la derecha. Ello ocurre porque los átomos más fácilmente ionizables tienen una mayor tendencia a perder sus electrones al enlazarse con otros átomos, y volverse con ello iones positivos.

Otra propiedad periódica, el radio atómico, también tiene que ver con la electronegatividad. Los átomos de la parte izquierda e inferior de la tabla periódica son grandes, y el tamaño atómico decrece conforme avanzamos hacia arriba y la derecha. Para un átomo pequeño será más fácil que su núcleo pueda atraer a los electrones de otro átomo, sobre todo si los electrones de éste último están alejados de su propio núcleo.

en el Capítulo 3 de este libro.

En resumen, un átomo es más electronegativo mientras más difícil sea ionizarlo y mientras más pequeño sea, pues así podrá atraer más fácilmente a los electrones de otros átomos en un enlace.

Otro factor muy importante es la configuración electrónica de los átomos que van a unirse. Recordarás que la estabilidad de los gases nobles se debe a que presentan ocho electrones en el nivel más externo (excepto en el helio, donde existen dos, por ser ese el máximo posible en el nivel $n = 1$). Por lo general, cuando ocurren enlaces químicos, los átomos más simples tienden a adquirir una configuración electrónica estable, con ocho electrones de valencia, o con 2 electrones de valencia en el nivel $n = 1$.

D. Modelos de enlace

Ante la diversidad tan grande de sustancias con la que nos encontramos, es necesario construir modelos que permitan explicar estas propiedades y predecir cuáles serán las de un compuesto con una composición determinada. Para explicar y predecir cómo se enlazan los átomos, así como las propiedades que presentan los materiales, se utilizan los **modelos de enlace**, que permiten representar las situaciones en las que al unirse, dos átomos maximizan sus interacciones atractivas y minimizan sus interacciones repulsivas. Recuerda que los modelos que se usan en ciencias permiten representar la realidad y son adecuados en tanto permitan explicar o predecir un fenómeno. Los modelos que se utilizan para explicar los diferentes modelos de enlace entre los átomos son:

- a) Modelo de enlace **iónico**
- b) Modelo de enlace **covalente**
- c) Modelo de enlace **metálico**

En lo siguiente, se explica con detalle cada uno de esos modelos y se utilizan para dar cuenta de las propiedades macroscópicas (conductividad, solubilidad, punto de fusión, etc.) de diferentes sustancias. Es importante, sin embargo, que recuerdes que el fenómeno del enlace se debe a la interacción electrostática entre las partículas que conforman a los átomos (protones y electrones) y que los diferentes modelos explican casos límite de esta situación⁴.

3 Es la energía que se requiere para separar un electrón de un átomo aislado, en estado basal.

E. Modelo de enlace iónico

Este enlace se presenta cuando se une un metal del lado izquierdo de la tabla periódica, con baja electronegatividad, con un no-metal del lado derecho, y con electronegatividad alta.

El sodio es un metal que tiene una electronegatividad muy alta, por ello al reaccionar con el cloro, se forman iones Na^+ y Cl^- que se atraen de acuerdo con la ley de Coulomb. El origen de este modelo de enlace es puramente electrostático.

El arreglo tridimensional más estable de los iones positivos y negativos es el de la Figura 6.

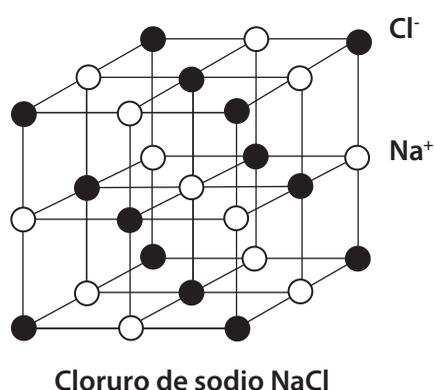


Figura 6. Malla cristalina del NaCl. La Figura 5 muestra la mejor estructura posible en dos dimensiones. Sin embargo, en tres dimensiones tiene lugar el arreglo real que ocurre en la naturaleza y que se muestra aquí. Ello implica que cada catión Na^+ está rodeado de 6 aniones Cl^- , mientras que cada anión Cl^- lo está de 6 cationes Na^+ .

E.1 Propiedades de las sustancias que son adecuadamente modeladas por el enlace iónico.

Forma cristalina

La mejor forma en que pueden acomodarse los iones depende de su carga, y de su tamaño (pues varía la distancia entre ellos). Por ello, se presentan diversas estructuras cristalinas, que conducen a que las formas de los cristales sean también diferentes.

Un par de ejemplos se dan en la Figura 7 y en la Figura 8.

Hay una gran cantidad de compuestos formados por iones. Evidentemente, ello ocurre en aquellos formados por elementos muy electronegativos, como los halógenos o el oxígeno, y los metales. Asimismo, cuando se tienen aniones compuestos como el carbonato, CO_3^{2-} , nitrato, NO_3^- , o sulfato, SO_4^{2-} , éstos presentan un enlace iónico, con los cationes metálicos.

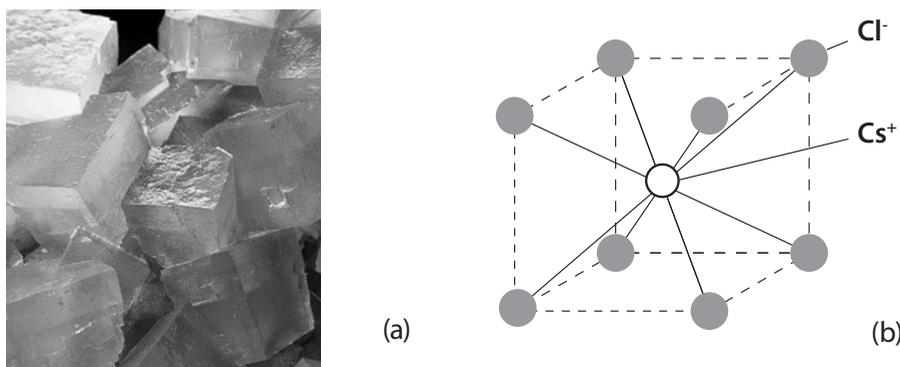


Figura 7. Cloruro de cesio. Cuando moles de átomos reaccionan, el resultado es una estructura cúbica, como la que se observa en estos cristales (a). Por otra parte, (b) muestra la estructura microscópica, con un ion cesio(I) en el centro de un cubo, rodeado de ocho iones cloruro en los vértices. (Tomada de Wilbraham y coautores, *Chemistry*, Addison-Wesley Pub. Co., California, 1993. Pág. 307.)

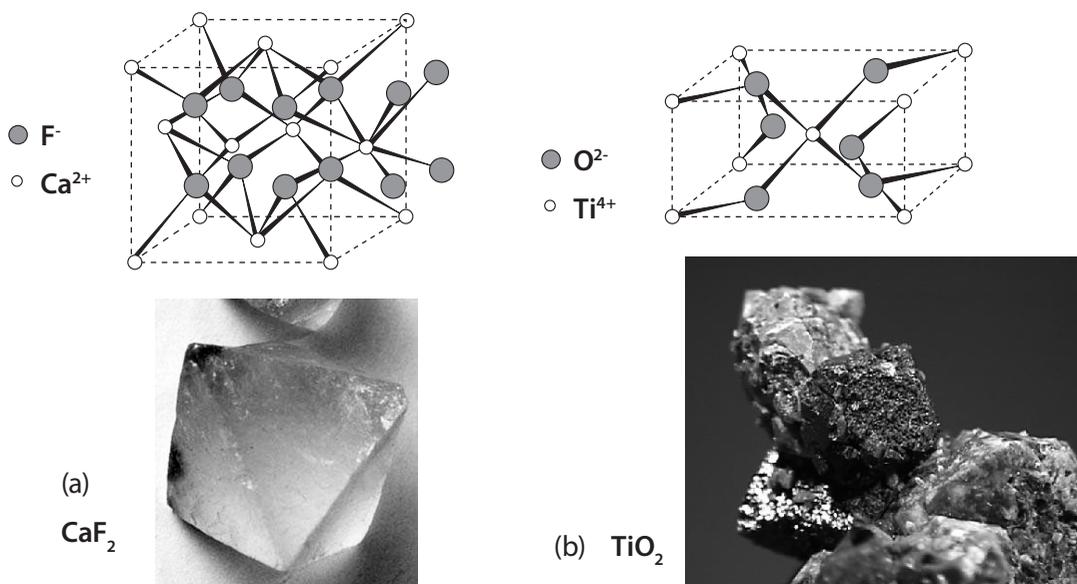


Figura 8. Otros cristales iónicos y sus estructuras (a) Estructura del fluoruro de calcio, CaF_2 , y foto de un cristal. (Tomada de Hetch, E., *Física en perspectiva*, Addison Wesley Iberoamericana, 1986.) (b) Estructura del óxido de titanio, TiO_2 , y sus cristales tetragonales (Tomada de Wilbraham y coautores, *Chemistry*, Addison-Wesley Pub. Co., California, 1993. Pág. 308).

Conductividad eléctrica en estado sólido, líquido y en disolución acuosa

Es la presencia de iones fijos en los puntos de la estructura cristalina de los compuestos iónicos la que explica la no conductividad eléctrica⁵ de estas sustancias en estado sólido.

⁴ Conviene que el profesor revise también el Capítulo 3 de esta obra.

⁵ Nota de Silvia Bello. Este sería el caso si se pudieran obtener cristales con estructuras perfectas; como eso no es así, los sólidos iónicos conducen la corriente eléctrica muy pobremente, debido a defectos en la estructura cristalina, que permiten desplazamientos muy limitados de los iones en la red. Sin embargo, para medir esa pobre conductividad, se

Sin embargo, en cuanto el sólido iónico funde, al elevar la temperatura, los iones se vuelven móviles y la sustancia fundida sí conduce la electricidad. Una explicación similar sirve para entender por qué las disoluciones acuosas de los compuestos iónicos sí conducen la electricidad. Lo hacen porque en disolución existen iones móviles, rodeados de moléculas de agua:



Solubilidad

En general, las sustancias que presentan este modelo de enlace son sustancias solubles en agua, debido a que el agua está compuesta por moléculas que tienen una distribución no uniforme de carga eléctrica, que genera polos positivos y negativos. Así, los polos positivos de la molécula de agua atraen a los iones con carga negativa (aniones), mientras que los cationes (iones con carga positiva) son atraídos por el polo negativo de la molécula. Cuando las sustancias con enlace iónico se disuelven en agua se disocian, es decir se separan en iones. Esto no quiere decir que todas las sustancias con enlace iónico se disuelvan en agua como el caso del carbonato de calcio, CaCO_3 y muchos más.

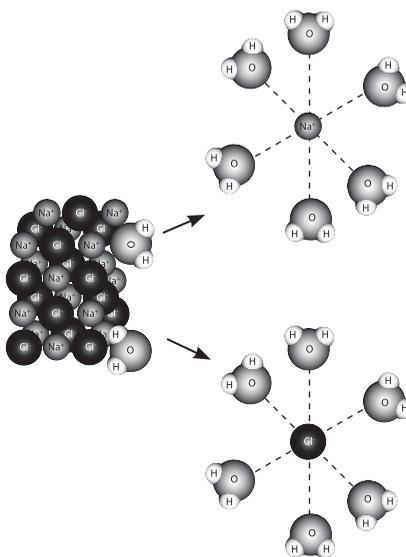


Figura 9. Un cristal de cloruro de sodio, al disolverse en agua, se separa en sus iones sodio y cloruro, los cuales son solvatados por las moléculas de agua.

Puntos de fusión

Como cada ion está enlazado a más de un ion de signo contrario, se dice que el enlace iónico es multidireccional, y se requiere mucha energía para separar los iones, de allí que los puntos de fusión y de ebullición de los compuestos iónicos sean altos. Recuerda que para fundir se requiere romper la estructura ordenada y al bullir se forman gases cuyas partículas están muy separadas e interactúan débilmente.

Dureza y fragilidad

La propia estructura ordenada de los sólidos iónicos explica, en principio, su dureza, ya que no hay lugar hacia donde se desplacen los iones bajo presión. Además, son quebradizos, ya que si un deslizamiento coloca iones del mismo signo enfrente unos de otros, éstos se repelen (observa la Figura 10).

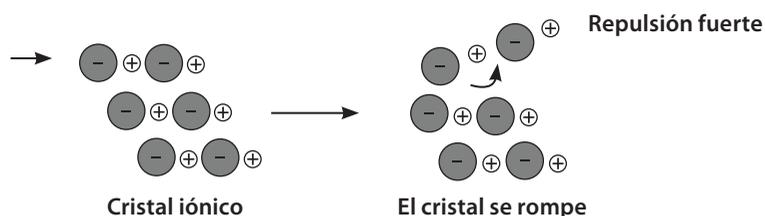


Figura 10. Fragilidad de los compuestos iónicos. Al moverse relativamente las capas de iones, llega un momento en que se encuentran enfrentados iones del mismo signo con lo cual surge una enorme repulsión que tiende a romper el cristal.

F. Modelo de enlace covalente

De acuerdo con este modelo de enlace, cuando los átomos que participan en un enlace tienen electronegatividades similares o iguales, *comparten* los electrones de valencia de manera que adquieren la configuración electrónica del gas noble más cercano.

Primero echaremos una mirada al **enlace covalente puro**, que es el que se da entre dos átomos del mismo elemento.

El hidrógeno es el primer elemento que presenta este modelo de enlace. Por ejemplo, cuando dos átomos comparten sus electrones, ambos adquieren la configuración del gas noble más cercano, el helio y se forma una molécula dinuclear en la que ambos núcleos son de hidrógeno (H_2).



Silvia Bello Garcés • Coordinadora • FACULTAD DE QUÍMICA

El átomo de hidrógeno de la izquierda está unido al átomo de hidrógeno de la derecha, en un enlace que ocurre en una sola dirección.

F.1 Grafito, diamante, carbono-VI y futboleno. Alotropía y estructura

Vamos a hablar de las formas alotrópicas del carbono. En todas se presentan enlaces covalentes, aunque sus átomos están arreglados de manera diferente (véase la Figura 13).

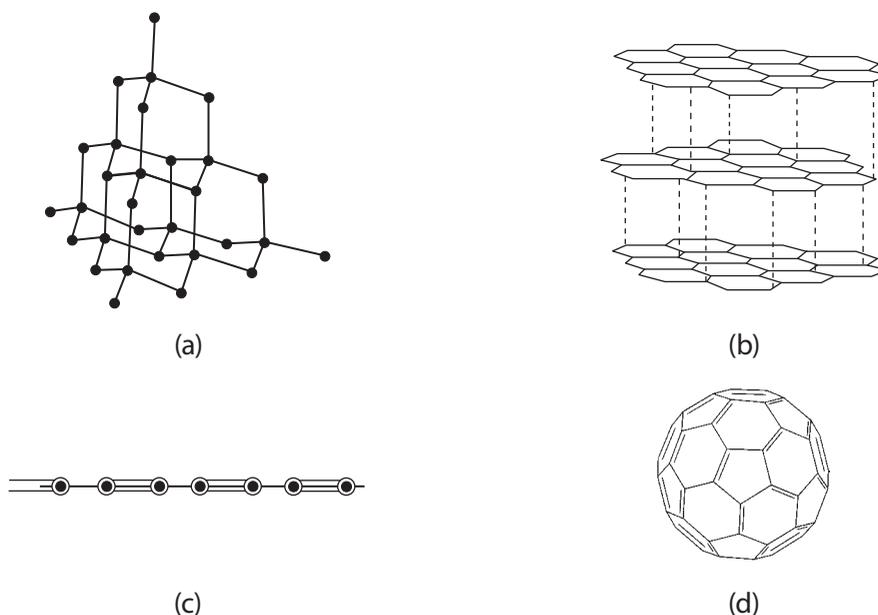


Figura 13. Disposición de los átomos de carbono en sus alótropos (a) diamante, (b) grafito, (c) carbono-VI y (d) futboleno, C_{60} .

Como se puede apreciar en la Figura 13, alrededor de cada átomo de C en el diamante se enlazan otros cuatro átomos, en una estructura localmente tetraédrica. El resultado es una red tridimensional extraordinariamente rígida que permite realizar las preciosas tallas que observamos en los brillantes. Su punto de fusión es alto debido a la naturaleza multidireccional de sus enlaces. Lo anterior es cierto porque para pasar al estado líquido debemos hacer que los átomos de carbono sean libres para moverse. Eso solamente es posible a una temperatura alta, para que la fuerte vibración de los átomos logre romper los numerosos enlaces existentes en el diamante.

El diamante es la sustancia más dura conocida (por lo que se le emplea en brocas y sierras para cortar piedras, así como abrasivo, siempre y cuando sea de tamaño pequeño). En virtud de su estructura, no es químicamente reactivo a temperatura ambiente (a temperatura elevada, en presencia de oxígeno, forma CO_2 y ¡adiós diamante!).

En el grafito, cada átomo de carbono se encuentra enlazado covalentemente a otros tres en el mismo plano, en donde forma una estructura hexagonal. El cuarto electrón de valencia se emplea para unir entre sí a las capas a través de un enlace no covalente, más bien con características de enlace metálico. La distancia entre los átomos de C en el plano es la mitad de la que hay entre los planos. Al igual que los metales, el negro y blando grafito, (como el de una puntilla de lápiz, o de una mina de lapicero) es un excelente conductor de la electricidad. La temperatura de fusión del grafito resulta ser muy grande, similarmente que con el diamante. Esto se debe a la enorme cantidad de enlaces, también multidireccionales, que deben romperse para dejar a los átomos de carbono libres para moverse en la fase líquida.

El carbono-VI es un alótropo lineal que alterna enlaces sencillos y triples, y que se ha encontrado en el hollín. Su interés científico y de aplicación es reducido.

En el futboleno (conocido científicamente como buckminsterfullereno, en honor al arquitecto Richard Buckminster Fuller, inventor del domo geodésico), 60 átomos de carbono se sitúan en una estructura esférica equivalente a la de una pelota de fútbol. Aquí, cada uno de los átomos está unido a otros tres, a través de 3 enlaces covalentes simples y uno doble. Sintetizado por primera vez en 1986, actualmente se trabaja con él en muchos laboratorios de investigación en todo el mundo. Antes del hallazgo del futboleno no se conocía una molécula casi "esférica". A la del C_{60} ha seguido la síntesis de otras moléculas, como C_{70} , C_{32} , C_{76} y muchas otras, todas con propiedades muy peculiares.

Como puedes ver, con el mismo elemento y con enlaces básicamente semejantes, se pueden construir redes, placas, líneas o esferas con propiedades marcadamente diferentes. También su precio cambia de uno a otro: desde el diamante, de valor poco accesible, al futboleno, que vale hoy cinco veces menos que el diamante por unidad de masa y al grafito, con precio dos millones de veces inferior al del diamante. Este es un claro ejemplo de la fascinante química, arquitectura atómica en la que mucho hay todavía por "diseñar".

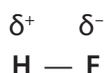
F.2 Enlace covalente polar

Hasta ahora se ha discutido el enlace covalente entre átomos iguales, como el enlace sencillo que se forma entre dos átomos de hidrógeno o dos de flúor, el doble que se forma entre dos oxígenos o el triple entre dos de nitrógeno. Hemos por lo tanto encontrado que en el enlace puede participar una pareja de electrones (enlace simple), o dos o tres parejas de electrones (en los enlaces dobles o triples). Sin embargo, la mayoría de estos enlaces ocurren entre átomos diferentes, ¿qué sucede en estos casos? Veamos uno de ellos, el que existe entre el H y el F. Pensemos que el enlace es covalente para hacer la Figura 14, con un par de electrones compartido por ambos átomos. En este caso se hace énfasis en la formación del enlace y no en la reacción química de formación del fluoruro de hidrógeno, que sería a partir de H_2 y F_2 , no de los átomos aislados.



Figura 14. Covalencia en el HF. En el fluoruro de hidrógeno, ambos átomos adquieren, como resultado de compartir un par de electrones, la configuración del gas noble más cercano, el He y el Ne, respectivamente. Pero ¿cómo se encuentran distribuidos entre los dos átomos los electrones enlazantes?

En este caso no puede existir una compartición electrónica simétrica, dada la diferencia de electronegatividades existente entre los dos átomos (la electronegatividad del hidrógeno es 2.1 y la de flúor 4.0, ¡casi dos unidades es la diferencia!). La electronegatividad mayor del flúor hace que éste atraiga más hacia él al par de electrones alterando la distribución de cargas al interior de la molécula. Del lado del átomo de flúor hay más carga negativa (proveniente de los electrones), mientras que del lado del hidrógeno hay más carga positiva. Lo anterior se representa así:



La letra griega δ nos indica que hay una carga parcial, negativa o positiva, a cada lado de la molécula. Este enlace se conoce como **covalente polar** porque las moléculas se orientan en presencia de un campo eléctrico debido a la diferencia de electronegatividades y su geometría particular (de la que trataremos más adelante), formando un **dipolo**. El enlace es más polar cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividades entre los átomos participantes.

Cuando tenemos una molécula con tres núcleos, como es el caso del agua, H_2O , o del dióxido de carbono, CO_2 , cada uno de los dos enlaces tiene una dirección determinada, a 104° uno del otro en el agua y a 180° en el caso del dióxido de carbono (véase la Figura 15).



Figura 15. (a) Las líneas de los enlaces oxígeno-hidrógeno tienen una dirección determinada en la molécula de agua y ambos enlaces apuntan a 104° uno del otro. (b) En el dióxido de carbono los dos enlaces tienen la misma direccionalidad y se encuentran a 180° uno del otro.

Debido a las características de este enlace, las sustancias con enlace covalente pueden tener la estructura de moléculas, a diferencia de las sustancias con enlace iónico que tienen una estructura reticular. En la estructura molecular, dos o más átomos se unen en una proporción definida y con una geometría determinada para formar una molécula, tal es el caso de los

gases como el hidrógeno (H_2) y el oxígeno (O_2) que forman moléculas diatómicas, o bien de la glucosa que es indispensable para nuestra vida ($C_6H_{12}O_6$).

Existen también sustancias que presentan enlaces covalentes pero que forman estructuras reticulares, en las que los átomos comparten sus electrones de valencia, formando enlaces multidireccionales. Por ejemplo, el dióxido de silicio (SiO_2) que es el componente principal de la arena, y el carbono, que presenta distintos alótropos, como se describe en la sección F1.

En el agua, como se observa en la Figura 16, se forman dos enlaces covalentes entre cada uno de los hidrógenos y el átomo de oxígeno. Debido a ello se forman dos dipolos permanentes que sumados vectorialmente resultan en un vector momento dipolar grande (véase la Figura 16c).

Para explicar cómo se unen entre sí las moléculas que presentan un enlace covalente polar se utiliza otro modelo de enlace que explicaremos más adelante (en la sección H). Debido a las interacciones que existen entre las diferentes moléculas que tienen enlaces covalentes polares, las sustancias que presentan este modelo de enlace suelen tener puntos de fusión superiores a los de los compuestos o elementos cuyas moléculas poseen enlaces covalentes no polares.

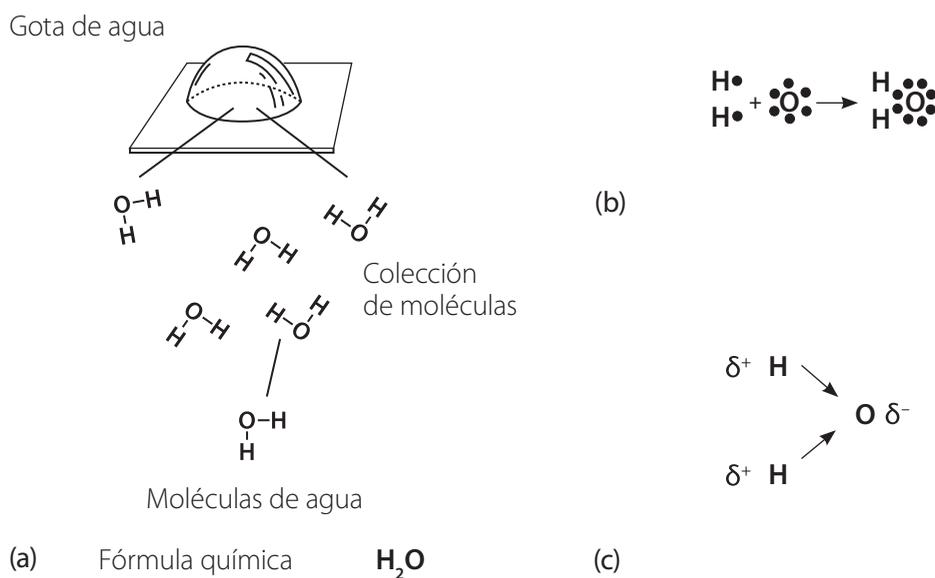


Figura 16. El agua, otro compuesto con moléculas polares. (a) Relación entre lo macroscópico y lo microscópico. (b) Formación de la molécula a partir de los átomos aislados (Hay que hacer énfasis que ésta no es la forma como se obtiene el agua experimentalmente). (c) Estructura polar del agua. Los dos vectores del momento dipolar, uno correspondiente a cada enlace, deben sumarse para obtener el momento dipolar de la molécula de agua.

F.3 Propiedades de las sustancias que son adecuadamente modeladas por el enlace covalente

Puntos de fusión

Los compuestos con enlace covalente pueden presentarse en los tres estados de la materia a temperatura ambiente. Muchos de ellos son gases como el cloro (Cl_2), el oxígeno (O_2), el dióxido de nitrógeno (NO_2), y el metano (CH_4). También encontramos sustancias con enlace covalente que son líquidas a temperatura ambiente, como el etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), y el agua (H_2O). Otras son sólidas, como la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), el azufre (S_8) y el dióxido de silicio (SiO_2).

El punto de fusión de las sustancias depende del enlace entre sus átomos, mediante el cual se forman las moléculas, así como los sólidos covalentes con enlaces multidireccionales, y también de la forma en la que las moléculas interactúan entre sí (que estudiaremos más adelante, en la sección H). Por ello, en las sustancias que tienen enlace covalente encontramos tal diversidad de puntos de fusión.

Conductividad eléctrica

En general, las sustancias con enlace covalente no conducen la corriente eléctrica, pues tienen a sus electrones firmemente enlazados en la región internuclear. Así aun cuando algunos son solubles en agua, las partículas en las que se separan no tienen carga eléctrica. Como ya vimos en la sección F.1, dada la estructura del grafito, se presentan en este caso electrones libres, lo cual hace que sea una excepción y aun presentando enlace covalente, sea un buen conductor de la electricidad.

Solubilidad

Las sustancias con enlace covalente polar pueden ser solubles en agua, dado que interactúan con los dipolos de esta molécula. Las sustancias con enlace covalente puro no son solubles en agua porque no presentan dipolos permanentes.

G. Enlace metálico

Los metales tienen propiedades muy particulares: conducen la electricidad y el calor, son maleables (capacidad de ser deformados) y dúctiles (capacidad de ser convertidos en hilos delgados), además de poseer generalmente puntos de ebullición y fusión altos. Estas propiedades pueden explicarse mediante el modelo de enlace metálico.

En este modelo se considera que el enlace no es entre átomos, sino más bien entre cationes metálicos y los que fueron sus electrones externos. Así, el metal sodio es un conjunto ordenado de iones Na^+ y un “mar de electrones” distribuidos entre ellos (véase la Figura 4).

G.1 Propiedades de las sustancias que son adecuadamente modeladas por el enlace metálico

Forma cristalina

Los núcleos de los metales se organizan en estructuras ordenadas de naturaleza cristalina. Las retículas pueden representarse con un pedazo de la malla que se repite indefinidamente, llamada "celda unitaria". La Figura 17 presenta las celdas de las estructuras cúbica centrada en la cara, hexagonal de empaquetamiento compacto y cúbica centrada en el cuerpo.

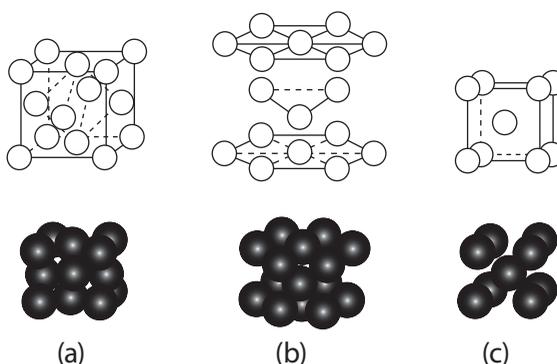


Figura 17. Las tres estructuras metálicas más difundidas. Prácticamente todos los átomos metálicos se agrupan de acuerdo con alguna de ellas. Se presenta la celda unitaria (a) cúbica centrada en la cara: Cu, Ag y Au, (b) hexagonal de empaquetamiento compacto: Be, Mg, Os, y (c) cúbica centrada en el cuerpo, que no corresponde a un empaquetamiento denso: K, Rb, Cs.

Conducción de la electricidad

El hecho de que los electrones en los metales estén deslocalizados explica por qué estos elementos son conductores, tanto del calor como de la electricidad, ya que ambos fenómenos están asociados con el movimiento libre de sus electrones. Los metales son buenos conductores de la electricidad, mientras que los sólidos iónicos o covalentes son pobres conductores, ya que todos los pares de electrones están bien localizados (no son móviles).

Puntos de fusión

Las interacciones entre los cationes y los electrones en un metal, son multidireccionales; ello hace que, en general, los metales se encuentren como sólidos a temperatura ambiente. El mercurio (Hg), el Galio (Ga) y el Cesio (Cs) son algunos metales que pueden encontrarse líquidos a temperatura ambiente.

Maleabilidad / Ductilidad

Cuando un pedazo del metal es sujeto a presión externa, los cationes metálicos pueden “resbalar” unos sobre otros, gracias a la capa de electrones móviles que los separa. El metal se deforma pero no se rompe, a diferencia de los cristales iónicos. Esta es la explicación de la maleabilidad y de la ductilidad (véase la Figura 18).

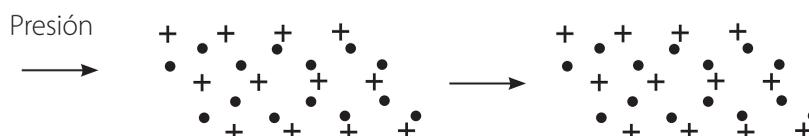


Figura 18. Maleabilidad de los metales. Al aplicar presión sobre una fila de cationes la forma del metal cambia, gracias a la fluidez de los electrones.

G.2 Aleaciones metálicas

Muchos de los metales que conocemos no son puros, sino aleaciones. Una aleación es una disolución sólida. Se preparan disolviendo un metal en otro, generalmente cuando ambos están en estado líquido. La aleación tiene propiedades fisicoquímicas diferentes de los metales de los que proviene. Por ejemplo el oro puro (denominado de 24 quilates) es demasiado blando para usarlo en joyería. Para hacerlo más fuerte se alía con plata y cobre, que en una proporción de 25% da lugar a una aleación conocida como oro de 18 quilates. Las amalgamas son aleaciones de un metal con el mercurio y todavía son empleadas por algunos odontólogos (véase la Figura 19).

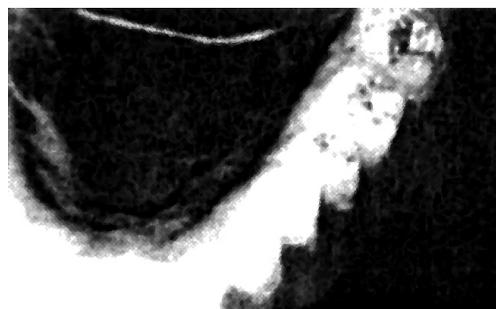
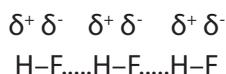


Figura 19. Las aleaciones del mercurio se llaman amalgamas. Las de plata y cinc son muy empleadas por los dentistas para rellenar las cavidades dentales. El mercurio es muy venenoso; sin embargo no representa mayor problema a la salud cuando está amalgamado.

Puede decirse que, aunque una aleación es una mezcla, existe un enlace metálico entre los átomos que la constituyen. En el mar de electrones en la aleación se encuentran los que

H.1 Enlace por puente de hidrógeno

Los enlaces entre elementos muy electronegativos, como el flúor, F (con electronegatividad de 4.0 unidades), oxígeno, O (con electronegatividad de 3.5), y nitrógeno, N (con electronegatividad de 3.0), con el hidrógeno, H (cuya electronegatividad es de 2.1 unidades), dan lugar a enlaces covalentes con alta polaridad. Lo anterior implica que cuando dos de estas moléculas interactúan lo hacen de manera selectiva, colocándose las cargas parciales de una molécula opuestas a las de la otra.



La línea punteada representa la interacción, conocida como enlace por puente de hidrógeno. El enlace por puente de hidrógeno es producto de las atracciones electrostáticas entre los dipolos de dos o más diferentes moléculas, por lo que también se llama enlace intermolecular. Aunque tiene la misma naturaleza electrostática es más débil que el enlace covalente intramolecular, debido, en parte, a que hay mayor distancia entre los núcleos que son atraídos en este modelo de enlace. Para que una sustancia como el agua alcance su temperatura de ebullición, se debe proporcionar más energía para vencer las atracciones por puentes de hidrógeno. Lo anterior se evidencia en la Figura 21, que muestra dos propiedades en las que los compuestos de F, O y N presentan propiedades inesperadas, como son los elevados puntos de fusión y ebullición. Por ello se plantea la existencia de puentes de hidrógeno, es decir, fuertes interacciones intermoleculares que nos lleven a explicar esas propiedades anormales. En general, mientras mayor es la masa molecular, la temperatura

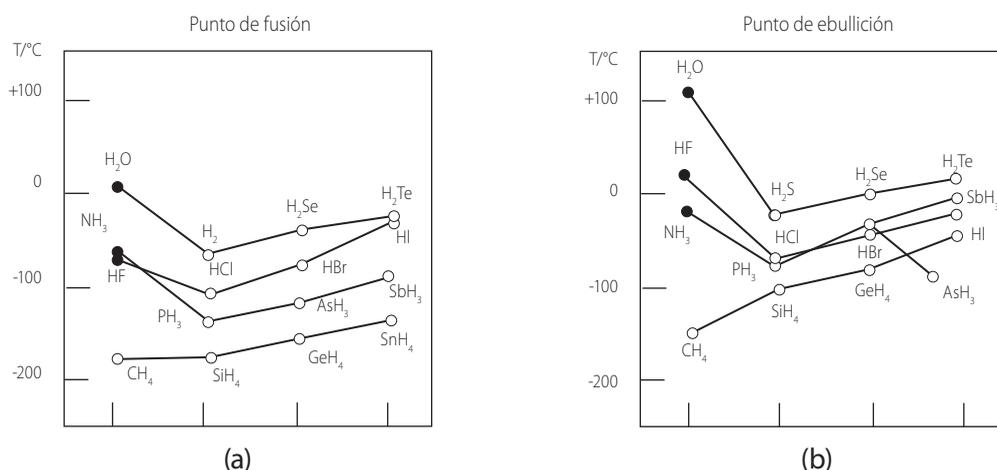


Figura 21. Efecto del enlace por puente de hidrógeno. Temperaturas de fusión (a) y de ebullición (b) de los compuestos hidrogenados covalentes de los elementos de los grupos 14, 15, 16 y 17.

a la que se evaporan las sustancias también es mayor. Como vemos, esto es cierto siempre y cuando no se presenten enlaces por puente de hidrógeno.

H.1.1 El hielo

Todos sabemos que el hielo es menos denso que el agua. Cuando lo vemos flotar en ella lo que ocurre es consecuencia de los enlaces por puente de hidrógeno que hay en este estado físico del compuesto.

El puente de hidrógeno se establece a través de los pares solitarios de electrones del oxígeno (es decir, aquellos que no participan en un enlace con los H) con los átomos de hidrógeno (parcialmente positivos) de otra molécula. La estructura del hielo, ordenada hexagonalmente a través de estos enlaces, tiene canales vacíos en su interior (véase la Figura 22), y por lo tanto una misma cantidad de agua, ocupa un mayor volumen en estado sólido que en el líquido. Cuando el hielo se calienta y funde, los espacios intermoleculares se reducen, así como su volumen, por lo que la densidad del líquido resulta ser mayor que la del sólido.

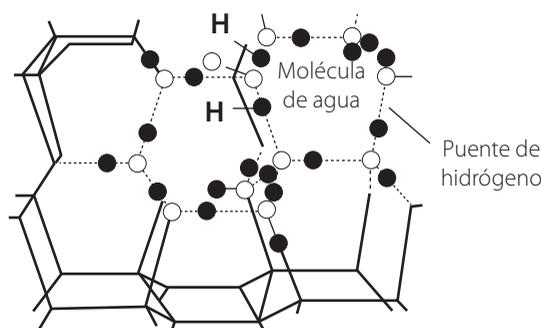


Figura 22. Estructura del hielo. Las líneas punteadas representan la interacción por puente de hidrógeno.

La menor densidad del hielo con respecto al agua evita que en el invierno se congelen completamente los ríos y lagos, ya que la capa de hielo superior funciona como aislante. Con ello pueden seguir viviendo animales y plantas en la parte inferior.

Por otra parte, como el hielo flota, si llega a fundirse en los casquetes polares terrestres puede ocasionar fuertes inundaciones en las localidades cercanas al mar. Este es uno de los peligros que puede correr la humanidad si la emisión de gases invernadero provoca una elevación continuada de la temperatura del planeta, como se ha insistido que está sucediendo.

Un aspecto negativo del aumento del volumen del agua cuando solidifica, es que rompe los ductos a través de los cuales circula. Este es un problema grave en los países fríos. Por eso se les agrega etilenglicol como anticongelante a los radiadores de los automóviles, ya que de otra manera en condiciones de frío severas las mangueras reventarían.

H.2 Fuerzas de van der Waals

Existe otro tipo de interacción intermolecular más débil. La investigación del holandés Johannes van der Waals, a finales del siglo XIX, sobre la licuefacción de los gases, lo llevó a proponer su existencia. Ello, entre otros méritos, le hizo merecedor del Premio Nobel de Física en 1910.

En átomos o moléculas simétricas, la distribución de los electrones alrededor del (o los) núcleo(s) es homogénea. Sin embargo esta homogeneidad es únicamente temporal, ya que los electrones no están quietos en un determinado lugar y los núcleos vibran. Su movimiento genera en un momento dado la aparición de zonas con un exceso de carga negativa y otros con un defecto, o sea, la presencia de dipolos instantáneos (véase la Figura 23).

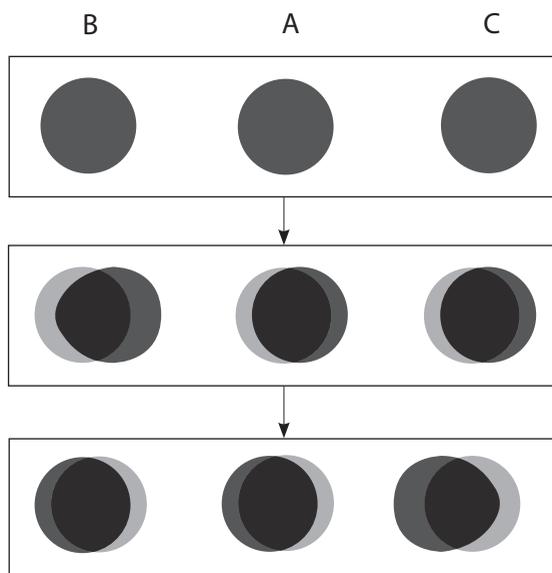


Figura 23. Dipolos instantáneos inducidos. Se presenta en gris claro la distribución electrónica original y con gris oscuro la distribución distorsionada debida al movimiento de los núcleos hacia la derecha en la segunda línea y hacia la izquierda en la tercera.

Estos dipolos originan que una molécula simétrica, distorsione también la distribución de las cargas eléctricas en las moléculas vecinas. Gracias a las fuerzas de van der Waals, especies cuyos átomos o moléculas interactúan débilmente entre sí, como es el caso de los gases nobles o el O_2 y el N_2 , pueden reunirse y condensarse como líquidos, aunque ello ocurra a temperaturas muy por debajo de $0^\circ C$.

Debido a su origen, las fuerzas de van der Waals aumentan generalmente con el número de electrones presentes y la movilidad de éstos.

I. Estructura y fórmula de las sustancias

Como habrás podido notar a lo largo de todo este capítulo hemos revisado que los átomos se enlazan para formar diferentes estructuras que se relacionan con las propiedades de las sustancias. Así, por ejemplo, el cloro a condiciones normales de presión y temperatura es un gas porque las moléculas covalentes no polares que lo componen tienen entre sí una muy débil interacción electrostática mientras que el sodio es un sólido metálico que conduce la electricidad y el cloruro de sodio es otro sólido que, como está formado por iones, conduce la electricidad cuando está fundido o disuelto, por estar compuestos ambos de redes con interacciones multidireccionales (véase la Figura 24).

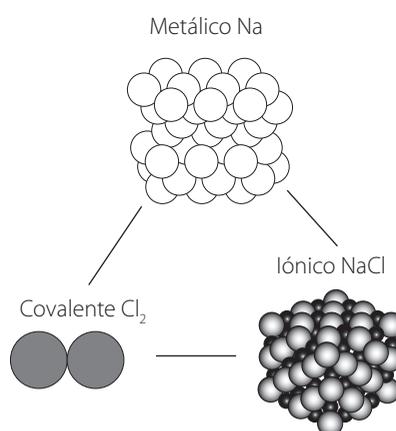


Figura 24. Los tres modelos de enlace químico. Cloro, sodio y cloruro de sodio son ejemplos clásicos de los tres modelos de enlace. El sodio (que presenta enlace metálico) es un metal altamente reactivo, que al reaccionar con agua produce una reacción de oxidación muy violenta. Por otro lado el cloro (que presenta un enlace covalente en sus moléculas diatómicas) es un gas que en altas concentraciones puede resultar tóxico para los seres humanos. El cloruro de sodio (que es modelado adecuadamente por un enlace iónico), por otro lado, es una sustancia que añadimos a nuestra comida todos los días y que es indispensable para el buen funcionamiento de nuestro cuerpo.

Presentamos en la Figura 25 un mapa conceptual que resume lo dicho hasta ahora en relación con el enlace químico.

La fórmula que se utiliza para representar las sustancias, en algunos casos representa el número de átomos de cada elemento que se encuentran en una molécula, por ejemplo, en el caso del agua, H_2O , el dióxido de carbono, CO_2 y la glucosa, $C_6H_{12}O_6$. Sin embargo, en el caso de las sustancias que forman redes, la fórmula indica la proporción de átomos que se encuentran en esa sustancia porque no se encuentran moléculas dentro de la red. Por ejemplo, la fórmula del cloruro de sodio, $NaCl$, indica que por cada ion sodio hay un ion cloruro en la red; en el caso de la fórmula del fluoruro de magnesio, MgF_2 , indica que por cada ion magnesio hay dos iones fluoruro. En el caso de los metales sucede algo similar, porque la fórmula del oro, Au , indica que todos los cationes que se encuentran en el metal son iguales. Solamente cuando las sustancias se presentan como átomos, como los gases

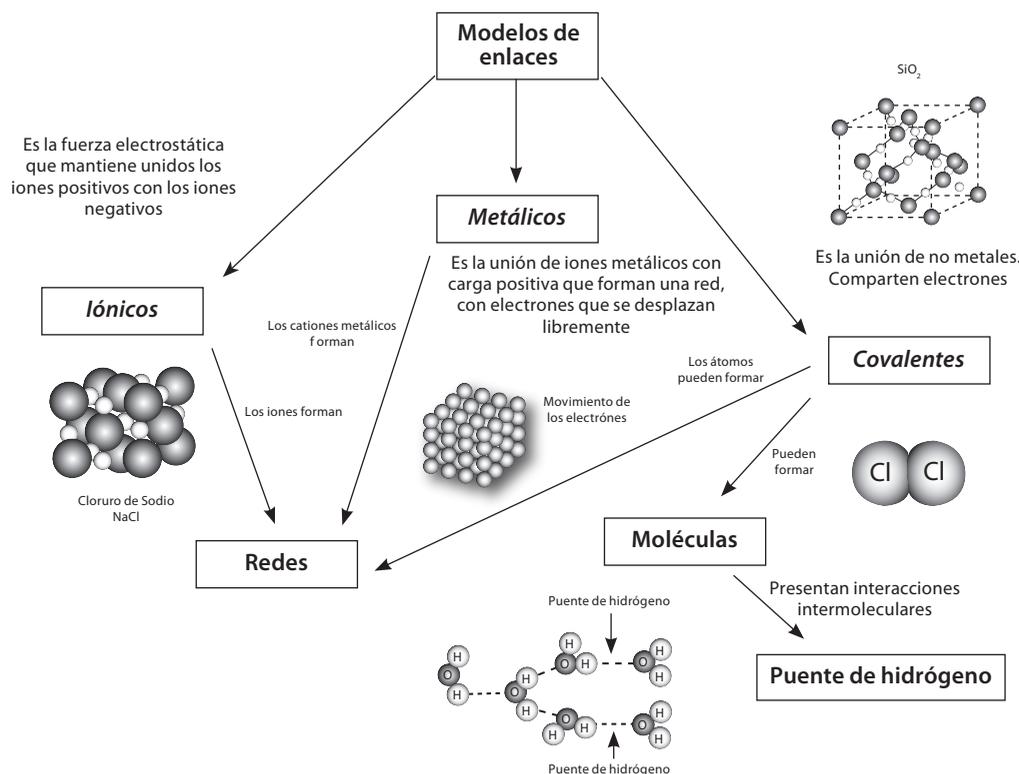


Figura 25. Mapa conceptual que contiene los modelos de enlace analizados en este capítulo hasta ahora.

nobles, la fórmula, indica que se presenta un solo átomo del elemento, como en el caso del Neón, cuya fórmula es Ne.

7. PARA LOS PROFESORES. DURANTE EL ANÁLISIS CIENTÍFICO

La fase de consolidación es muy importante en el desarrollo de nuestra estrategia, ya que, en ella, el conocimiento que ha sido construido puede ser aplicado en contextos diferentes y puede ayudar a resolver nuevos problemas, logrando así una de las condiciones necesarias para el cambio conceptual: la aplicabilidad.

En esta cuarta etapa se promueve la discusión de las ideas estudiantiles y la presentación del modelo científico, en la búsqueda de que los estudiantes disminuyan el estatus de sus concepciones previas o elijan las de otros estudiantes que sean más cercanas a las científicamente aceptadas.

Al activar los procesos de conflicto cognitivo, no se logra de inmediato el cambio conceptual, el cual se sabe hoy que es un proceso gradual y complejo; lo que se intenta es lograr una modificación en el estatus de las ideas de los estudiantes, de acuerdo con lo que se

expresa en el capítulo 1. De hecho, las actividades de aprendizaje que se plantean tienen el objetivo de elevar el estatus de determinadas ideas frente a otras y, por lo tanto, pueden involucrar experiencias que no puedan explicarse con sus ideas actuales o encontrar formas en las que piensen acerca de los «problemas» que representan sus ideas. La idea es que los estudiantes puedan, de alguna forma, elegir una idea de entre una variedad, de acuerdo con la información que poseen.

Si los estudiantes son capaces de explicitar sus ideas, de escuchar las ideas de otros, de valorarlas en términos de su poder explicativo, de pensar en otras ideas, de modificar las suyas, podemos decir que están siendo metacognitivos y pensando no sólo con sus ideas sino sobre sus ideas, lográndose así promover el cambio conceptual.

Resulta conveniente hacer énfasis en que en la estrategia propuesta no se han utilizado aspectos de la mecánica cuántica para presentar el tema del enlace químico, sino que todo el análisis científico ha estado basado en la ley de Coulomb del siglo XVIII y en un modelo de átomo como el de Lewis, de los tiempos precuánticos. No se tiene claridad actualmente acerca de si esto es una ventaja o una desventaja, dados todos los estudios que apuntan a que el tema de la mecánica cuántica es difícil de enseñar y de aprender en el nivel del bachillerato.

Una alternativa podría ser emplear el modelo relativamente simple de dominios electrónicos de Gillespie *et al* (1994, 1996), que fue adoptado también por Spencer, Bodner y Rickard (1999) para la educación universitaria, o el emplear modelos históricos recurrentes (Chamizo, 2007).

Se ha demostrado que los alumnos de la secundaria y el bachillerato no pueden fácilmente con la abstracción de los conceptos cuánticos (De la Fuente *et al*, 2003). Por ejemplo, Tsaparlis (1997, Pp. 924) menciona que los *"informes de investigaciones han demostrado que existe confusión no sólo entre los estudiantes del bachillerato, sino también entre los estudiantes de química que han aprobado el curso de química cuántica"* y Tsaparlis y Papaphotis (2002) encuentran pocos resultados de entendimiento real de los conceptos relevantes de la química cuántica en estudiantes del bachillerato griego.

Un ejemplo del debate entre la enseñanza a nivel universitario del enlace con un enfoque tradicional o con sus fundamentos cuánticos lo exhiben Sánchez Gómez y Martín (2003). Hace ya tiempo que Oglivie (1990) presentó las críticas al desarrollo de la química cuántica y sus implicaciones educativas. Recordemos su frase *"There are No Such Things as Orbitals"* (No hay tales cosas como orbitales). Gillespie (1997, Pp. 862) menciona al respecto: *"Los enlaces no se forman por el traslape de orbitales, como leemos frecuentemente; esto es sólo un modelo, hay que reconocer que es un modelo útil y esencial para el estudiante de la licenciatura en química, pero no pienso que sea esencial para los estudiantes del nivel introductorio"*.

Debemos, finalmente resaltar que el modelo de enlace metálico no forma parte de los anteriores programas de estudios de las licenciaturas de la Facultad de Química, sea en su forma simple de cationes colocados en los puntos de una malla cristalina, con los electrones libres enlazándolos o en su forma cuántica de la teoría de bandas (Solbes y Vilches, 1991).

En los programas actualmente vigentes solamente se trata en la asignatura de Química Inorgánica.

8. DE VUELTA AL INICIO: EL ENLACE ES UN ÚNICO FENÓMENO

Debe quedar muy claro que, aunque de suma utilidad, los modelos que hemos utilizado hasta el momento para hablar de las diferentes formas en las que se enlazan los átomos: “enlace iónico”, “enlace metálico” y “enlace covalente” se refieren únicamente a modelos de situaciones extremas que se vinculan a un fenómeno concreto: la interacción eléctrica entre un conjunto de núcleos y otro de electrones. Estas situaciones extremas impiden, por ejemplo, explicar la conductividad eléctrica en especies tradicionalmente “covalentes” provenientes de la química orgánica (como los compuestos formados por iones de TTF-TCNQ o los polímeros conductores) y la química inorgánica (los polímeros de $(\text{SN})_x$) que presentan características metálicas, o el más notable hidrógeno metálico obtenido a grandes presiones. Por ello hay que hacer notar, aunque sea brevemente que a partir de la descripción mecánico cuántica del átomo se generaron dos modelos de enlace. En el primero de ellos, desarrollado por Heitler y London (perfeccionado después por Slater y Pauling) conocido como modelo de unión valencia (MUV), la función de onda es construida de manera que la separación de los átomos y la localización de los orbitales es enfatizada; en el segundo, los elementos se sitúan en orbitales deslocalizados sobre toda la molécula, por lo que el nombre de este modelo es el de orbitales moleculares (MOM) y fue desarrollado por Hund y Mulliken en los años treinta.

Es importante aclarar que ambos modelos, a pesar de partir de puntos de vista diferentes, llegan al mismo resultado final, siempre y cuando, a las funciones de onda empleadas se les adicione un número extra de términos.

Empleando estos dos modelos se pueden describir los diversos “tipos” de enlace (covalente, iónico, metálico, de hidrógeno), utilizando además varias clases de “fuerzas” como son las dipolo-dipolo, de dispersión, de Van der Waals, etcétera. Toda esta variedad de enlaces es resultado de una discontinuidad en nuestros modelos, y no reflejan necesariamente una discontinuidad real en las fuerzas involucradas en las interacciones. Esto es, el tipo de fuerzas de las que hemos hablado, así como por ejemplo, la energía de resonancia, son únicamente aproximaciones matemáticas, y no corresponden a una realidad física (Chamizo, 1992).

La energía total de un sistema atómico, como la de cualquier otro, es básicamente cinética y potencial (esta última, de naturaleza electrostática), requiriendo además correcciones relativistas cuando los átomos son pesados. Sin embargo en estos sistemas se presenta un tipo de interacción no eléctrica, que no tiene un equivalente clásico, resultado de determinadas características de simetría del electrón y que corresponde a la correlación espín-espín. Esta interacción permite que dos electrones, con espines contrarios, puedan ocupar regiones del espacio cercanos sin que los separe la fuerza de repulsión eléctrica resultante de sus cargas

iguales. No obstante, si los espines son iguales, la separación entre ellos será máxima según el principio de exclusión de Pauli, formándose el famoso hueco de Fermi.

En la Figura 26 se ha colocado la densidad electrónica (un concepto moderno de la estructura atómica) como proporcional a la tonalidad oscura de los diagramas. El inciso a) muestra dos átomos aislados con una densidad electrónica que crece hacia sus núcleos y decrece hacia fuera de ellos. En el inciso b), al acercarse los dos átomos, se pueden generar dipolos instantáneos que tiendan a mantenerlos unidos mediante una fuerza residual o de van der Waals. En el inciso c) el átomo más electronegativo ha tomado un electrón al otro y se ha formado una pareja iónica. El ion negativo ha crecido y el ion positivo ha reducido su tamaño en comparación con los átomos aislados. En el inciso d) se coloca una porción de la densidad electrónica en la zona del enlace, como sucede en los compuestos covalentes. Finalmente, en el inciso e) se ejemplifica el caso del enlace metálico, en el cual varios iones positivos se encuentran enlazados por una serie de electrones móviles externos. Estos diagramas están hechos para que veas que todos los modelos de enlace son diversas manifestaciones extremas de un mismo fenómeno, producto de la interacción de los protones, en los núcleos, con los electrones, en la zona externa de los átomos.

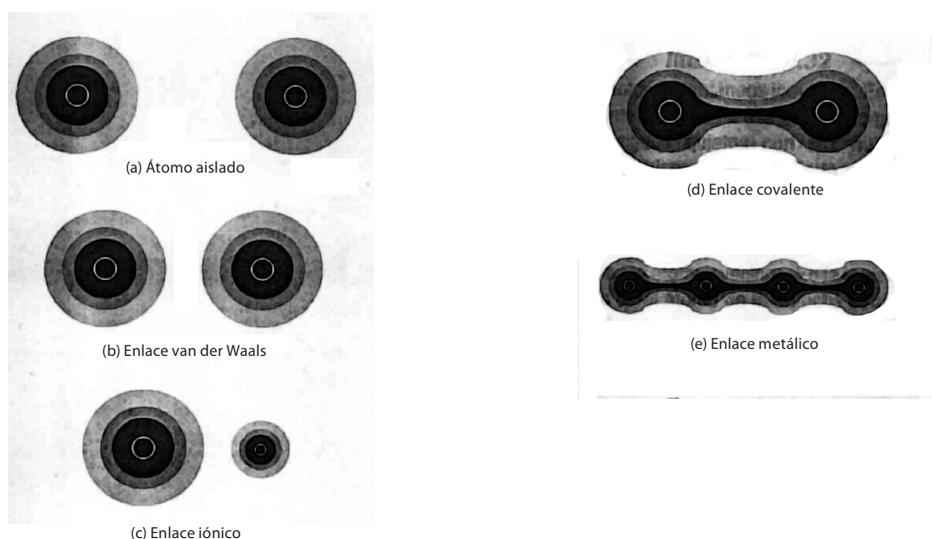


Figura 26. Los enlaces químicos. La figura resume los diferentes modelos de enlaces comentados en este ensayo con la ayuda del concepto de densidad electrónica, propio de la química cuántica.

Van Arkel (1949) introdujo unos diagramas que luego fueron adaptados por Allen (1992) y Jensen (1995) en los que colocaba los tres modelos principales de enlaces químicos (iónico, covalente y metálico) en un diagrama triangular como el de la Figura 27. Resulta claro que conforme se dibujan más hacia la parte superior del triángulo, en los compuestos existe una mayor diferencia de electronegatividades.

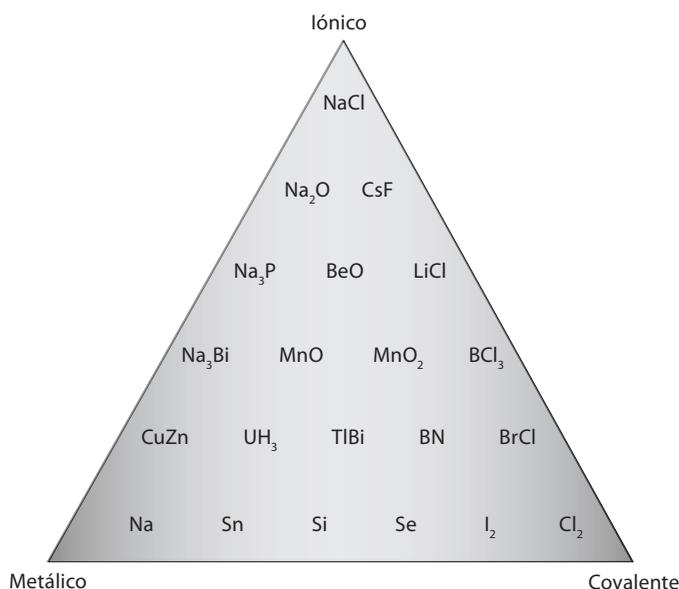


Figura 27. Diagrama de van Arkel con los tres modelos principales de enlace químico –iónico, covalente y metálico– colocado en un plano bidimensional. Mira cómo en el lado izquierdo del triángulo se tienen, sobre todo, varios compuestos del sodio que van del enlace metálico (en el sodio puro) al enlace iónico (en el cloruro de sodio). Igualmente, mira cómo en el lado derecho hay diversos compuestos con cloro que van del enlace covalente (en el cloro molecular) al enlace iónico (en el cloruro de sodio) (Tomado de Spencer, Bodner y Rickard, *Chemistry*, Nueva York, John Wiley, 1999, p.220).

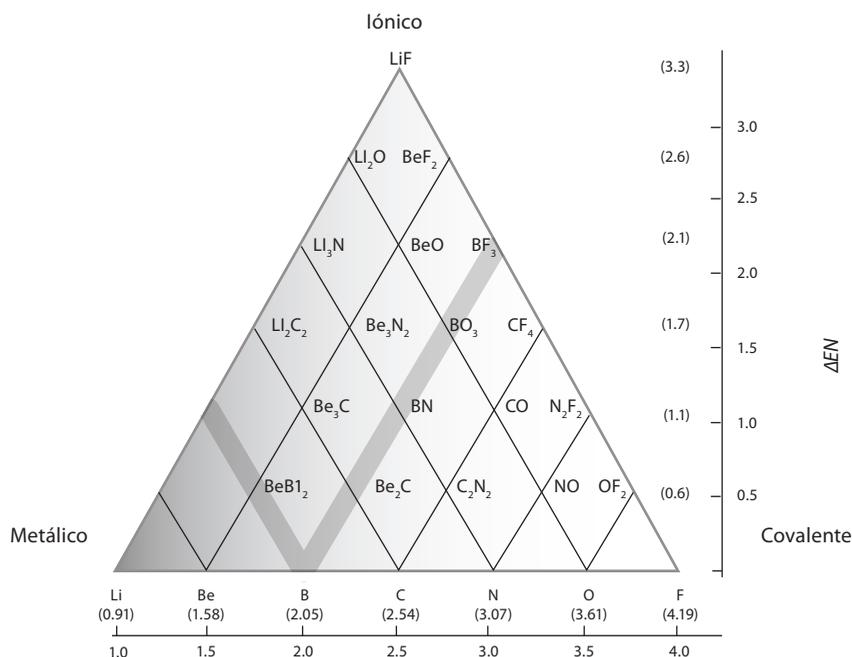


Figura 28. Triángulo con los modelos de enlace para los elementos del segundo período. Sobre el eje vertical se grafica la diferencia de electronegatividades y la electronegatividad promedio se grafica en la base del triángulo.

Spencer *et al* (1999) presentan estos diagramas de van Arkel, pero contruidos a partir de datos de electronegatividad. En la Figura 28 se muestra un diagrama simple con los átomos del segundo período de la tabla periódica en el que se ha colocado en las abcisas el promedio de las electronegatividades de los dos átomos involucrados en el enlace y en las ordenadas la diferencia de dichas electronegatividades. Las dos líneas de trazo oscuro que parten del boro dividen al diagrama en la zona izquierda, con enlaces metálicos, la zona superior, con enlaces iónicos y la zona derecha, con enlaces covalentes.

Ya habrá visto el lector que en el capítulo anterior a éste, con el nombre “De las propiedades de las sustancias a las interacciones químicas”, se presentan estos tipos de diagramas triangulares, pero en ese caso tetraedrales.

Vemos en estos diagramas que cada uno de los modelos de enlace (iónico, covalente y metálico) son como extremos de múltiples situaciones intermedias, que podemos caracterizar como manifestaciones mixtas del comportamiento real de las sustancias.

9. PARA LOS PROFESORES. COMO CONCLUSIÓN

Como se nota de las secciones precedentes, la enseñanza del enlace químico resulta muy compleja y es importante que los profesores sean muy cuidadosos en el desarrollo del contenido científico. Sin embargo, es igualmente importante que los profesores sean concientes de la relevancia de las concepciones alternativas de sus estudiantes para el aprendizaje y de la posibilidad de crear un ambiente de aprendizaje en el que la evaluación y confrontación de las ideas sea común, con el fin de que los estudiantes puedan ir construyendo un modelo de enlace químico que tenga sentido para ellos, en donde el énfasis se haga en la comprensión del fenómeno electroestático y en la utilidad de los modelos de enlace para la explicación y predicción de las propiedades macroscópicas que presentan los materiales.

A partir de la experiencia que tenemos en la investigación de las ideas de los estudiantes a través de la intervención educativa que incluyó entrevistas a los estudiantes, aplicación de cuestionarios, diseño y aplicación de actividades de enseñanza y observación de la experiencia en el aula, sugerimos que los profesores pongan especial atención a estos puntos, dado que en estos aspectos es en los que se pueden presentar mayores dificultades.

La regla del octeto como principio explicativo: Cuando preguntamos a los estudiantes las causas del enlace químico, la respuesta más común, se relaciona con principios relativos a la regla del octeto, ya sea compartir o acomodar electrones, tener una capa externa llena, o explícitamente tener ocho electrones. Si bien, la regla del octeto es un “principio heurístico” que funciona para explicar el enlace, no existe en ella ningún principio explicativo, salvo si acaso la mentada estabilidad de los gases nobles con ocho electrones en su capa de valencia. Una de las razones que Taber (1997a, b, 1999), postula para explicar por qué el principio del octeto es tan poderoso, es que es el marco más coherente posible que los

estudiantes (y, por qué no decirlo, ¡también los profesores!) tienen a la mano. En este caso tenemos, por lo tanto, una fuerte influencia histórica. Seguimos pensando como lo hizo Lewis en 1916, como si no se hubiera dado posteriormente la química cuántica, que tantas nuevas interpretaciones al enlace aportó, tantas limitaciones encontradas a la “regla del octeto”, y tantos ejemplos de no cumplimiento de la regla (en este caso existen más contraejemplos que ejemplos). Hay que recordar, que su aceptación general impidió cualquier intento serio, antes de 1962, para sintetizar compuestos de gases nobles que desde el punto de vista técnico podrían haberse sintetizado 20 años antes de lo que se hizo.

La inexistencia de “moléculas iónicas”⁶. Tuvimos presente la estrategia planteada de no escribir el proceso de formación de iones, sino más bien hacer énfasis en la red de iones que se forma y que le da a las sustancias con este enlace sus características particulares. Resultan dignas de tomarse en cuenta las conjeturas “de la valencia”, “histórica” y “de solamente fuerzas” (presentadas en la sección 5 de este escrito), por las cuales los alumnos desembocan en la presencia de moléculas en los compuestos iónicos. Lo anterior no indica la inexistencia en condiciones experimentales muy específicas de los denominados “pares iónicos”.

La representación adecuada de los metales y de los sólidos covalentes. Después de la intervención, los estudiantes representan con mayor precisión la estructura interna de un clavo de hierro (Fe) y de un diamante (C). Este es un aspecto en el que no se hace énfasis en muchos libros de texto y en las estrategias tradicionales de enseñanza. Sin embargo, al utilizar los modelos de enlace para explicar la diversidad en las propiedades de los materiales, nos parece fundamental hablar de las redes covalentes y metálicas (en el capítulo 4 de este libro se presenta un tratamiento del concepto de enlace químico que hace énfasis en este aspecto).

El punto de fusión y su relación con el enlace. Explicaciones unicasales.

El punto de fusión de una sustancia es una propiedad que se relaciona con:

- La fuerza del enlace entre cada uno de los núcleos que forman los materiales
 - La cantidad y direccionalidad de estos enlaces, es decir, la estructura de los materiales.
- Sin embargo, a través de nuestro estudio, podemos dar cuenta que sólo un porcentaje muy reducido de los alumnos toma en consideración ambos factores para explicar a qué se debe que los materiales tengan puntos de fusión tan diversos. Sus explicaciones son unicasales. Esto es algo a lo cual vale la pena poner atención, no sólo para la comprensión de este concepto sino también porque este es un aspecto común e importante de la comprensión de muchos otros conceptos (Stains y Talanquer, 2007).

Del conocimiento declarativo al conocimiento explicativo. Como resultado de esta intervención es posible constatar que los alumnos transitan desde respuestas meramente declarativas como resultado de la experimentación inicial, tales como: “*los átomos se unen*

requieren aparatos especiales y puede decirse que los sólidos iónicos no conducen la corriente eléctrica

por sus cargas”, o bien, “los átomos se unen para ser más estables”, hacia respuestas que contienen algún tipo de explicación del fenómeno al final de la instrucción, como por ejemplo: “los átomos se unen, porque al obtener ocho electrones en su última órbita, son más estables”, o bien, “las partículas cargadas de los átomos, protones y electrones, interactúan provocando la atracción”. Así, aunque no acaba la gran mayoría de asimilar las razones científicas que hay detrás de los enlaces químicos, van utilizando estrategias más racionales en el análisis de los mismos.

Hacia un enfoque electrostático de orden general. Cerramos este capítulo con la mención de una conclusión importante de esta intervención educativa: los alumnos no alcanzan a reunir una razón electrostática plausible para explicar los distintos modelos del enlace químico. Nosotros hemos incorporado varios elementos en este sentido en la estrategia didáctica, sobre todo en la sección 6B y también en la sección 8, hacia el final. No podemos dar referencias de libros de texto que sí intenten cubrir todos los modelos de enlace con un modelo electrostático común que permita racionalizar que los diversos modelos son parte del mismo fenómeno. No conocemos libros de texto con esa característica.

Pudimos darnos cuenta, al final de la estrategia didáctica, que los alumnos tienen la idea de que los modelos de enlace químico son explicaciones alternativas, sólo aplicables, cada uno de ellos, a un tipo de sustancia, es decir, que no tienen elementos en común. Solbes y Vilchis (1991) han encontrado que es común que los libros de texto aborden cada uno de los modelos de enlace como descripciones reales y correctas más que como aproximaciones con limitaciones inherentes⁷.

Borsese (1991) sostiene que “no debe preocuparnos la diferencia entre la complejidad de los modelos que se utilizan y la realidad que pretenden explicar, sino más bien, hacer que los estudiantes sean conscientes del rol provisorio de los modelos, de su significado y de sus limitaciones”. Borsese considera que puede utilizarse un enfoque elemental del enlace químico que se derive a partir de una única matriz conceptual basada en las interacciones coulombianas de atracción. Borsese y Esteban (2001, Pp.95) intentan una explicación electrostática aplicable para todos los modelos de enlace. Es bien cierto que éste puede ser un modelo muy simplificado, pero permite explicar de manera cualitativa la tendencia de los átomos a unirse entre sí, lo cual puede ser suficiente para un curso de química básica, porque permite a través de algunos conceptos (carga nuclear efectiva, ley de Coulomb, núcleo, electrones), interpretar todos los modelos de enlace, y además promueve aprendizajes posteriores más profundos relacionados con este tema.

Según Taber (1997a), la mejor forma de avanzar en la comprensión del enlace químico en este nivel, debe caracterizarse por la construcción de un esquema basado en los principios electrostáticos. Se trata de dar a los estudiantes un marco explicativo que tenga sentido para ellos, que sea poderoso para explicar fenómenos diversos y que no tenga que adoptar

6 Véanse las respuestas a la pregunta 5b del cuestionario de diagnóstico, en el Capítulo 2.

7 Véanse las respuestas a la pregunta 10 del cuestionario de diagnóstico, en el Capítulo 2, que corroboran que los

un marco de explicación en el que los átomos quieren y necesitan tener ocho electrones en su última órbita, “porque así es su naturaleza”.

Las investigaciones recientes en educación química, muestran un interés creciente por hacer énfasis en la comprensión de los conceptos más allá de la memorización de algoritmos o datos (Niaz, 2001), es por ello fundamental que en la enseñanza de conceptos centrales para el estudio de la química, como es el del enlace, se tienda a la comprensión del fenómeno, de modo que tenga sentido para los estudiantes que lo aprenden. Es por ello importante decisión el abordar los elementos que les son comunes a los diversos modelos de enlace, más allá de hacer una exposición y explicación exhaustiva de las características de cada uno de ellos. De esta manera se pueden ubicar todos los modelos de enlace bajo un mismo marco conceptual, cuestión que ha permanecido ajena a la enorme mayoría de los libros de texto de química y a la enseñanza en los niveles preuniversitarios (y también, en gran medida, en los planes de estudios).

Finalmente hay que insistir en que a pesar de que nuestro empleo del lenguaje no es lo preciso que debiera ser y que decimos, y aquí lo hemos hecho (como también se hace en la mayoría de los libros de texto), que hay compuestos covalentes, iónicos o metálicos, lo que en realidad tenemos (al menos desde los últimos resultados experimentales) son núcleos y electrones que interactúan entre sí dando lugar a diferentes materiales que explicamos a partir de diferentes modelos de enlace.

10. ACTIVIDADES DE APLICACIÓN Y EVALUACIÓN

En el Apéndice C se presentan algunas actividades que pueden utilizarse como una forma de evaluar la construcción del conocimiento por parte de los estudiantes. Es fundamental que los profesores tengan claro que la evaluación debe ser un aspecto continuo de cualquier estrategia didáctica. Nosotros presentamos aquí algunas ideas que pueden ser utilizadas por los profesores como parte de esta evaluación. Estas actividades tienen como objetivo que los estudiantes utilicen los conceptos relacionados con el enlace químico y expresen sus ideas y concepciones respecto al sentido de estos conceptos.

CITAS BIBLIOGRÁFICAS PARA LOS PROFESORES

Allen, L. C. (1992) Extension and completion of the periodic table. *Journal of the American Chemical Society*, 114, 1510 - 1511.

Balocchi, E., Modak, B., Martínez, M., Padilla, K., Reyes, F. y Garritz, A. (2005). **Aprendizaje cooperativo del concepto ‘cantidad de sustancia’ con base en la teoría atómica de Dalton y la reacción química. PARTE I. El aprendizaje cooperativo. Anexo: cuadernillo ‘La reacción química y su representación’, *Educación Química*, 16(3), 469-485.**

Barbosa, R. M. N. y Jófili, Z. M. S. (2004). **Aprendizagem cooperativa e ensino de química —parceria**

Silvia Bello Garcés • Coordinadora • FACULTAD DE QUÍMICA

- que dá certo, *Ciência & Educação* 10(1), 55-61.
- Barker, V. (2000). Students' reasoning about basic chemical thermodynamics and chemical bonding: what changes occur during a context-based post-16 chemistry course. *International Journal of Science Education*, 22(11), 1171-1200.
- Birk, J. P. y Kurtz, M. J. (1999). Effect of experience on retention and elimination of misconceptions about molecular structure and bonding. *Journal of Chemical Education*, 76(1), 124-128.
- Borsese, A. (1991). Una matriz conceptual única para los diversos tipos de enlace químico. *Enseñanza de las Ciencias*, 9(2), 306-307.
- Borsese, A. y Esteban, S. (2001). Didáctica de la naturaleza de la materia en los diferentes niveles escolares. *Alambique*, 30, 91-97.
- Chamizo, J.A. (1988) Enlace por puente de hidrógeno en Chamizo J. A. *Antología para la actualización de los profesores de licenciatura, Química Inorgánica I*. UNAM-Porrúa, México.
- Chamizo, J.A., (1992) Modelos de enlace químico, *Elementos*, 2, 28-32.
- Chamizo, J.A. (2006) Los modelos de la química, *Educación Química*, 17, 476-482
- Chamizo, J.A. (2007) Teaching modern chemistry through 'historical recurrent teaching models' *Science & Education*, 16, 197-216
- Coll, R. K. y Treagust, D.F. (2001). Learners' mental models of chemical bonding. *Research in Science Education*, 31, 357-382.
- Cooper, M. M. (1995). Cooperative learning. An approach for large enrollment courses, *Journal of Chemical Education*, 72(2), 162-164.
- De La Fuente, A. M., Perrota, M. T., Dima, G., Gutiérrez, E., Capuano, V. y Follari, B. (2003). Estructura atómica: Análisis y estudio de las ideas de los estudiantes (8° de EGB). *Enseñanza de las Ciencias*, 21(1), 123-134.
- De Posada, J. M. (1993). Concepciones de los alumnos de 15-18 años sobre la estructura interna de la materia en el estado sólido. *Enseñanza de las Ciencias*, 11(1), 12-19.
- De Posada, J. M. (1997). Conceptions of high school students concerning the internal structure of metals and their electric conduction: structure and evolution. *Science Education*, 81 (4), 445-467.
- De Posada, J. M. (1999). Concepciones de los alumnos sobre el enlace químico antes, durante y después de la enseñanza formal. Problemas de aprendizaje. *Enseñanza de las Ciencias*, 17(2), 227-245.
- DeKock, R. L. (1987). The chemical bond. *Journal of Chemical Education*, 64(11), 934-941.
- Driver, R. y Scott, P.H. (1996). Curriculum development as research: a constructivist approach to science curriculum development and teaching, en Treagust, D., Duit, R. y Fraser, B. (eds.). *Improving Teaching and Learning in Science and Mathematics*, pp. 94-108. Nueva York: Teachers College Press.
- Duit, R. (1999). Conceptual change approaches in science education, en Schnotz, W., Vosniadou, S. y Carretero, M. (eds.). *Advances in Learning and Instruction Series. New Perspectives on Conceptual Change*, pp. 263-283. Oxford: Pergamon.
- Erduran, S. y Duschl, R. (2004). Interdisciplinarity characterization of models and the nature of chemical knowledge in the classroom, *Studies in Science Education*, 40, 111-144.
- Furió, C. (1996). Las concepciones alternativas del alumnado en ciencias: dos décadas de investigación. Resultados y tendencias, *Alambique. Didáctica de las ciencias experimentales*, 7, 7-17.

- Galagovsky, L. y Adúriz-Bravo, A. (2001) Modelos y analogías en la enseñanza de las ciencias naturales. El concepto de modelo didáctico analógico, *Enseñanza de las ciencias*, 19, 2312-242
- García-Franco, A. y Garritz, A. (2006). Desarrollo de una unidad didáctica: el estudio del enlace químico en el bachillerato, *Enseñanza de las Ciencias*, 24(1), 111-124.
- Garnett, P. J., Garnett, P. J. y Hackling, M. W. (1995). Students' alternative conceptions in chemistry: a review of research and implications for teaching and learning, *Studies in Science Education*, 25, 69-95.
- Garritz, A. y Chamizo, J. A. (1994). *Química*. Wilmington, Delaware, EE UU: Addison-Wesley Iberoamericana. Una segunda edición de este libro (en 2001) se titula *Tú y la Química*, México: Pearson Educación.
- Giere, R. (1997), *Understanding Scientific Reasoning*, Harcourt Brace College Publishers, Forth Worth.
- Gilbert, J. K. y Boulter C. J. (2000), *Developing Models in Science Education*, Dordrecht: Kluwer.
- Gillespie, R. J., Eaton, D. R., Humphreys, D. A. y Robinson, E. A. (1994). *Atoms, molecules and reactions. An introduction to chemistry*. Englewood Cliffs, NJ: Prentice Hall.
- Gillespie, R.J. (1996). Bonding without orbitals. *Education in Chemistry*, 33(4), 103-106.
- Gillespie, R. J. (1997). The Great Ideas of Chemistry. *Journal of Chemical. Education*, 74(7), 862-864.
- Herron, J. D. (1996). *The Chemistry Classroom. Formulas for Successful Teaching*, Washington, D.C., American Chemical Society.
- Izquierdo, M. y Adúriz, A., (2003), Epistemological foundations of school science, *Science Education*, 12, 27-43
- Jensen, W.B. (1995). A quantitative van Arkel diagram. *Journal of Chemical Education*, 72(5), 395-398.
- Johnson, D. W. (1981). Student-student interaction: the neglected variable in education. *Educational Researcher*, 10, 5-10.
- Johnson, D. W. y Johnson, R. T. (1999). *Learning together and alone. Cooperative, Competitive and Individualistic Learning*. Boston, Allyn and Bacon, 5ª edición.
- Kind, V. (2004). *Más allá de las apariencias. Ideas previas de los estudiantes sobre conceptos básicos de química*. México: Aula XXI Santillana/Fac. de Química-UNAM.
- Kutzelnigg, W. (1984), Chemical Bonding in Higher Main Group Elements, *Angew. Chem. Int. Ed. Engl.*, 23, 272-295.
- Nahum, T.L., Krajcik, J., Mamlok-Naaman, R & Hofstein, A. (2006). Developing a new teaching approach for the chemical bonding concept aligned with current scientific and pedagogical knowledge, A paper presented at the NARST conference 2006 (National Association for Research in Science Teaching), April, San-Francisco.
- Nelson, P.G. (1996). To be a molecule or not to be. *Education in Chemistry*, 33(5), 129-130.
- Niaz, M. (2001). A rational reconstruction of the origin of the covalent bond and its implications for general chemistry textbooks. *International Journal of Science Education*, 23(6), 623-641.
- Oglivie, J. F. (1990). The nature of the chemical bond-1990. *Journal of Chemical Education*, 67(4) 280-289.
- Oversby, J. (1996). The ionic bond. *Education in Chemistry*, 33(2), 37-38.

- Özmen, H. (2004). Some student misconceptions in Chemistry: A literature review of chemical bonding. *Journal of Science Education and Technology*, 13(2), 147-159.
- Palmer, W.G. (1965). *History of the Concept of Valency to 1930*, Cambridge University Press, Cambridge.
- Pauling, L. (1992). The Nature of the Chemical Bond-1992, *Journal of Chemical Education*, 69(6) 519-521.
- Peterson, R. F., Treagust, D. F. y Garnett, P. J. (1989). Development and application of a diagnostic instrument to evaluate grade 11 and 12 students' concepts of covalent bonding and structure following a course of instruction, *Journal of Research in Science Teaching*, 26 (4), 301-314.
- Posner, G. J., Strike, K. A., Hewson, P. W. y Gertzog, W. A. (1982). Accomodation of a scientific conception: Toward a theory of conceptual change, *Science Education*, 66(2), 211-227.
- Sánchez, B., G. y Valcárcel, P.M.V. (1993). Diseño de unidades didácticas en el área de ciencias experimentales. *Enseñanza de las Ciencias*, 11(1), 33-44.
- Sánchez Gómez, P. J. y Martín, F. (2003). Quantum vs. "Classical" chemistry in university chemistry education: a case study on the role of history in thinking the curriculum. *Chemical Education. Research and Practice in Europe*, 4(2), 131-148.
- Shayer, M. y Adey, P. (1984). *La ciencia de enseñar ciencias. Desarrollo cognoscitivo y exigencias del currículo*. Madrid: Narcea.
- Solbes, J. y Vilches, A. (1991). Análisis de la introducción de la teoría de enlaces y bandas, *Enseñanza de las ciencias*, 9(1), 53-58.
- Spencer, J.N., Bodner, G.M. y Rickard, L.H. (1999). *Chemistry. Structure and dynamics*. New York: John Wiley and sons.
- Stains, M. y Talanquer, V (2007). Classification of chemical substances using particulate representations of matter: An analysis of student thinking, *International Journal of Science Education*, 29(5), 643 – 661.
- Strike, K. A. y Posner, G. J. (1985). A Conceptual Change View of Learning and Understanding, en *Cognitive Structure and Conceptual Change*, L.H.T. West and A. L. Pines, editores, Orlando, Academic Press.
- Taber, K. S. (1994). Misunderstanding the ionic bond, *Education in Chemistry*, 31(4) 100-103.
- Taber, K. S. (1997a). *Understanding Chemical Bonding*. Tesis de doctorado no publicada. Inglaterra: Instituto Roehampton, Universidad de Surrey.
- Taber, K. S. (1997b). Student understanding of ionic bonding: molecular versus electrostatic framework? *School Science Review*, 78(285), 85-95.
- Taber, K. S. (1999). Alternative frameworks in chemistry. *Education in Chemistry*, 36(5) 135-137.
- Taber, K. S. (2000a). Multiple frameworks? Evidence of manifold conceptions in individual cognitive structure. *International Journal of Science Education*, 22(4), 399-417.
- Taber, K. S. (2000b). What should we tell the pupils about why reactions happen? A Royal Society of Chemistry Teacher Fellowship discussion paper. Consultado en la URL <<http://www.leeds.ac.uk/educol/documents/00001652.doc>>, el 29 de junio de 2006.
- Taber, K. S. (2002). *Chemical Misconceptions-Prevention, Diagnosis and Cure*. Londres: Royal Society of Chemistry.

- Taber, K. S. and Coll, R. (2002) Chemical Bonding, in Gilbert, J. K. et al., (editors) *Chemical Education: Research-based Practice*, Dordrecht: Kluwer Academic Publishers BV, pp.213-234
- Tsaparlis, G. (1997). Atomic and molecular structure in chemical education. A critical Analysis from various perspectives of science education. *Journal of Chemical Education*, 74(8), 922-925.
- Tsaparlis, G. y Papaphotis, G. (2002). Quantum–chemical concepts: are they suitable for secondary students. *Chemical Education Research and. Practice in Europe*, 3(2), 129-144.
- Van Arkel, A. E. (1949) *Molecules and Crystals*. London: Butterworths
- Wandersee, J. H., Mintzes, J. J. y Novak, J. D. (1994). Research on alternative conceptions in science en *Handbook of Research on Science Teaching and Learning*, Edit. D. Gabel, NSTA.
- Wightman, T., Johnston, K. y Scott, P. (1987). *Childrens' learning in science project (CLIS). Approaches to teaching the particulate theory of matter*. Leeds, Inglaterra: Centre for Studies in Science and Mathematics Education, Universidad de Leeds.⁸

