



UNIVERSIDAD DE JAÉN
Centro de Estudios de Postgrado

Trabajo Fin de Máster

PROPUESTA DIDÁCTICA PARA LA ENSEÑANZA DEL ENLACE QUÍMICO EN 4º ESO

Alumno/a: García Ruiz, Ana Belén

Tutor/a: Prof. D. Tomás Peña Ruiz
Dpto: Química Física y Analítica

Junio, 2019

RESUMEN

El presente trabajo fin de máster tiene como objetivo principal el desarrollo de una unidad didáctica orientada al aprendizaje de los conceptos asociados al enlace químico para un nivel de 4º ESO. Para ello, se ha realizado un estudio previo de los errores conceptuales que se suelen dar en los estudiantes. Estos errores están asociados a la enseñanza tradicional del enlace químico. Por tanto, se apuesta por incluir en el desarrollo de la unidad propuestas más innovadoras, que integren el uso de las TICs y el aprendizaje cooperativo. Se busca que el estudiante tenga un papel activo y sea protagonista de su propio aprendizaje. De este modo, se contribuye a una formación integral y transversal del alumno o alumna.

PALABRAS CLAVE: enlace químico, fuerzas intermoleculares, ideas previas, propuesta didáctica, aprendizaje significativo, metodologías innovadoras.

ABSTRACT

The main objective of this Master thesis is the development of a didactic unit oriented to the learning of the concepts associated to the chemical bond for a level of 4º ESO. To this end, a preliminary study of the concepts that are usually committed by the students has been carried out. These errors are associated with the traditional teaching of chemical bonding. Therefore, it is intended to include in the development of the unit more innovative proposals that integrate the use of ICTs and cooperative learning. Finally, the aim is for the student to play an active role and to be the protagonist of their own learning. In this way, it contributes to an integral and transversal formation of the student.

KEYWORDS: chemical link, intermolecular forces, previous ideas, didactic proposal, significant learning, innovative methodologies.

ÍNDICE

1	INTRODUCCIÓN	6
2	FUNDAMENTACIÓN EPISTEMOLÓGICA.....	7
2.1	Evolución histórica del concepto de enlace químico.....	7
2.2	Revisión de conceptos asociados al enlace químico.....	10
2.2.1	Introducción al enlace químico	10
2.2.2	Enlace químico: concepto y clasificación	11
2.2.3	Tipos de agrupaciones atómico-moleculares	13
2.2.4	Factores que intervienen en la formación de un enlace	14
2.2.5	Regla del octeto.....	16
2.2.6	Diagramas de Lewis.....	17
2.2.7	Enlace iónico.....	17
2.2.8	Enlace covalente	19
2.2.9	Predicción de la fórmula y estructura de compuestos y iónicos y covalentes utilizando los diagramas de Lewis	23
2.2.10	Enlace metálico	25
2.2.11	Fuerzas intermoleculares	27
2.3	Aspectos didácticos en la enseñanza del enlace químico.....	32
2.3.1	Críticas a la enseñanza tradicional del enlace químico.....	32
2.3.2	Ideas previas.....	35
2.3.3	Propuesta de mejora.....	38
3	UNIDAD DIDÁCTICA	40
3.1	Legislación educativa de referencia	40
3.2	Justificación didáctica	40
3.3	Contextualización del centro y aula	41
3.4	Objetivos	41
3.5	Competencias clave	42
3.6	Contenidos	44
3.7	Metodología	45
3.7.1	Distribución temporal	48
3.7.2	Adaptación a un espacio temporal más reducido	72

3.7.3	Materiales y recursos utilizados.....	73
3.7.4	Elementos transversales	74
3.7.5	Atención a la diversidad	75
3.8	Evaluación	75
3.8.1	Criterios de evaluación y estándares de aprendizaje	76
3.8.2	Instrumentos de evaluación.....	77
3.8.3	Evaluación del proceso enseñanza- aprendizaje	80
4	CONCLUSIONES.....	82
5	BIBLIOGRAFÍA	83
6	ANEXOS.....	89
6.1	Anexo 1. Cuestionario de ideas previas.	89
6.2	Anexo 2. Enlace químico, regla del octeto y diagramas de Lewis.	92
6.3	Anexo 3. Kahoot!.....	95
6.4	Anexo 4. Rúbrica para la evaluación de la práctica de laboratorio.	96
6.5	Anexo 5. Práctica de laboratorio.....	97
6.6	Anexo 6: El enlace iónico y el enlace covalente.....	98
6.7	Anexo 7. Trabajamos la polaridad de los enlaces con un simulador..	100
6.8	Anexo 8. Polaridad de los enlaces.....	102
6.9	Anexo 9. El enlace metálico.	105
6.10	Anexo 10. Fuerzas intermoleculares.	107
6.11	Anexo 11. Propiedades de sustancias covalentes reticulares, iónicas y metálicas.	109
6.12	Anexo 12. Propiedades de las sustancias moleculares.	111
6.13	Anexo 13. Repaso de las propiedades en función del tipo de enlace... ..	113
6.14	Anexo 14. Rúbrica para la evaluación de la exposición y trabajo cooperativo.	115
6.15	Anexo 15. Batería de preguntas de repaso de la unidad.	116
6.16	Anexo 16. Examen.	118
6.17	Anexo 17. Encuesta de autoevaluación.	121

1 INTRODUCCIÓN

El enlace químico es constituye un concepto básico y fundamental para el entendimiento de otros aspectos de la química, por lo que es indispensable diseñar un proceso de enseñanza-aprendizaje que conduzca a un aprendizaje significativo del mismo. Hacerlo no es una tarea fácil, pues en él se abordan contenidos que no son del todo intuitivos y que conllevan el estudio de la materia a un nivel microscópico, es decir, no observable a simple vista.

Para combatir estas dificultades, se ha de hacer uso de metodologías innovadoras que sean capaces de evitar errores conceptuales y que aumenten el grado de implicación por parte del alumno, para la mejora de los resultados de aprendizaje.

Este trabajo fin de máster contiene, por un lado, un estudio sobre aspectos didácticos y teóricos relacionados con el enlace químico y, por otro, un desarrollo de una unidad didáctica orientada para un nivel educativo de 4º ESO.

Para llevarlo a cabo, se hace en primer lugar un recorrido histórico que da idea de la contribución de científicos importantes para la evolución la concepción del enlace químico y la consecución del modelo actual. Además, se lleva a cabo una revisión de los conceptos principales asociados a este tema.

Tras esto, se estudian aspectos didácticos relativos al enlace, que principalmente se basan en la identificación de errores conceptuales asociados al enlace químico y una serie de críticas encontradas en bibliografía sobre cómo la enseñanza tradicional de este tema contribuye a su aparición.

En un segundo bloque se lleva a cabo el desarrollo de una unidad didáctica en la que se incluyen los elementos curriculares principales (objetivos, competencias, contenidos, metodología, criterios de evaluación y estándares de aprendizaje) orientados a la implantación de las bases fundamentales del enlace químico en los estudiantes de 4º ESO.

Por último, se establecerán una serie de conclusiones extraídas tras la elaboración del trabajo que estarán relacionadas con las ideas principales que se pueden extraer del mismo en relación a la enseñanza y aprendizaje del enlace químico y la utilidad de los contenidos abordados en el Máster de Secundaria.

2 FUNDAMENTACIÓN EPISTEMOLÓGICA

2.1 Evolución histórica del concepto de enlace químico

Las primeras especulaciones respecto a la naturaleza del enlace químico datan de finales del siglo XIII. Desde entonces, y hasta la concepción actual de este término, se han desarrollado diferentes modelos de enlace químico, alguno de los cuales han llevado a confusiones e interpretaciones erróneas de la estructura química de la materia. Es por esto que, en este apartado, se recopilan los diferentes modelos que se han utilizado para dar explicación al enlace químico en los últimos 200 años (Chamizo, 1992; Asimov, Cruz y Villena, 2006; Urbina, S. Gallego, Pérez y A. Gallego, 2008; Solbes, Silvestre y Furió, 2010). Posteriormente, se plantean algunas implicaciones didácticas relacionadas con el mismo.

T. Bergman y C. L. Berthollet fueron los primeros que intentaron dar una explicación al enlace químico. Proponían a la fuerza de la gravedad como responsable, ya que se vieron altamente influenciados por las aportaciones de Newton en este tema.

Poco tiempo después, a principios del siglo XIX, W. Nicholson y A. Carlisle pusieron de manifiesto, mediante la electrólisis del agua, la naturaleza eléctrica del enlace químico. El químico sueco J. J. Berzelius extendió esta idea a través de la elaboración de una tabla de electronegatividad, en la que se identificaban unos átomos positivos y otros negativos, justificando así el enlace químico con la neutralización de cargas opuestas.

Sin embargo, los experimentos de A. Laurent en torno a la sustitución del hidrógeno por halógenos en compuesto aromáticos no encajaban con esa idea en el ámbito de la química orgánica. Laurent consiguió sustituir los átomos de hidrógeno por otros de cloro en la molécula de alcohol etílico. Este experimento asestó el golpe mortal a la teoría de Berzelius, ya que si cloro era negativo y el hidrógeno positivo, no debía de poder sustituirse el uno por el otro sin que cambiaran las propiedades del compuesto. A raíz de esto, apareció el término de valencia, propuesto por E. Frankland en 1852, como resultado de sus estudios sobre compuestos organometálicos, en los cuales agrupaciones orgánicas se enlazan a átomos de metales. Entre otras cosas, el concepto de valencia ayudó a clarificar la diferencia entre peso atómico y peso equivalente de un elemento, conceptos que seguían confundiendo aún a mediados del siglo XIX.

El concepto de valencia se vio respaldado por trabajos como el de F. Kekulé, que introdujo en 1857 la tetravalencia del carbono; A. M. Butlerov, que creó el

concepto de estructura molecular; o J. H. Van't Hoff, quien sugirió atrevidamente que los cuatro enlaces del carbono estaban distribuidos en las tres dimensiones del espacio hacia los cuatro vértices de un tetraedro. Así, se lograron explicar muchos de los resultados experimentales obtenidos hasta el momento, pero no la razón del origen del enlace químico.

A finales del siglo XIX tuvieron lugar una serie de descubrimientos que, fuera del campo de la química orgánica, lograron cambiar las concepciones entonces presentes sobre el átomo y, consecuentemente, sobre el enlace. Algunos de ellos son el de S. Arrhenius, sobre conductividad y disociación iónica; el descubrimiento del electrón por J.J. Thomson; el nacimiento de la mecánica cuántica de la mano de M. Plank; el descubrimiento de los gases nobles y su estabilidad; o la teoría de coordinación de A. Werner.

Desde 1907, se extendió la idea de que la compartición de electrones por dos átomos es la causa de la unión entre ellos. Así, J. Stark, consideró que los electrones de valencia atraían simultáneamente las partes positivas de dos átomos diferentes para formar el enlace químico. Sin embargo, este modelo tuvo poca trascendencia.

En 1916 se publican dos importantes artículos sobre el modelo electrónico de valencia y se intenta de nuevo explicar el enlace. El primero de ellos fue el de W. Kossel, quien postuló la transferencia electrónica de un átomo electropositivo hacia otro electronegativo, dando lugar al enlace iónico, que sería debido a la fuerza electrostática dada entre las especies con signo opuesto. La diferencia con el modelo de Berzelius es que no se requiere que la especie final sea neutra, lo que permitía la obtención de iones complejos. El segundo fue recogido por G.N. Lewis. En él, los átomos adquirirían, al combinarse, la estructura electrónica estable de los gases nobles. En lugar de la transferencia de electrones que había propuesto Kossel, Lewis afirmó que esa estabilidad se debía al compartimiento de un par de electrones, concluyendo así su modelo del átomo cúbico para explicar el enlace químico.

I. Langmuir (1919) generalizó y extendió el trabajo de Kossel y de Lewis, elaborando su ley del octeto de valencia e introduciendo los conceptos de carga formal e isomería. Distinguió entre dos únicos tipos de enlace, el covalente y el electrocovalente. Con esto logra explicar muchas de las propiedades físicas y químicas de los compuestos, particularmente de los orgánicos. La aceptación de este trabajo fue tan notable que prácticamente toda la comunidad química se pronunció a su favor, hasta el punto de considerarse diez años más tarde parte del cuerpo teórico de la Química, gracias además a la divulgación de N. V. Sidgwick. El modelo de representación del enlace químico, acudiendo a la figura geométrica cúbica, por parte de Lewis, con la concreción en el octeto de Langmuir, han sido y siguen siendo

ampliamente utilizados para proponer las descripciones electrónicas y las estructuras de las moléculas.

Otra suerte corrió el modelo de Kossel, recogido por científicos como M. Born, F. Haber, A. Landé o E. Madelung, que calcularon las propiedades como la energía de la red cristalina de un sólido o el desdoblamiento de orbitales en metales de transición por efecto del campo cristalino. A pesar de las aportaciones de K. Fajans, no lograron convencer a la mayoría de los químicos, para los cuales el modelo Langmuir y Sidgwick era más convincente. Sin embargo, la aceptación del mismo llevó a Lewis a discrepar de Langmuir en cuanto a que el factor más importante del enlace químico era el grado de compartición de los electrones, independientemente de donde vinieran. No obstante, el modelo de Langmuir sobre covalencia y electrocovalencia terminó imponiéndose y, de hecho, aún sigue presente.

En 1927 se emplea por primera vez la mecánica cuántica para estudiar el enlace químico. Surgieron así tres modelos de enlace. El primero de ellos vino de la mano de W. Heitler y F. London y se conocía como modelo de unión de valencia (MUV) o teoría de enlace de valencia, que fue desarrollada por Pauling para moléculas más complejas que la del hidrógeno en 1939. Esta teoría incide en la concentración de electrones apareados formados por solapamiento de orbitales atómicos entre átomos, dando así lugar al enlace químico. El segundo modelo fue propuesto por R.S. Mulliken y se conoce como modelo de orbitales moleculares (MOM). En él, se forman las moléculas mediante un sistema de orbitales moleculares que van siendo ocupados por los electrones, del mismo modo que en un átomo los electrones ocupan orbitales atómicos. Bethe y Kramers desarrollaron la teoría del “campo cristalino”. Consideraron las moléculas complejas como sistemas electrostáticos formados por cargas puntuales y dipolos.

Van Vleck demostró en 1935 que estas tres interpretaciones eran equivalentes. Sin embargo, de 1930 a 1940 la teoría del enlace de valencia fue más acogida, mientras que después de 1945 la teoría de orbitales moleculares y el campo cristalino consiguieron más éxito gracias al estudio de los electrones excitados de las moléculas. Los orbitales moleculares, además, explicaban el paramagnetismo y el diamagnetismo de las moléculas, que habían sido estudiados macroscópicamente por Langevin y Curie. Con estos modelos se pueden describir los diversos tipos de enlace, utilizando a su vez varias clases de fuerzas como son las dipolo-dipolo, de dispersión, de Van der Waals, etc.

Puede concluirse que a lo largo del tiempo se han desarrollado diferentes modelos de enlace químico, para los que se ha precisado un conocimiento más profundo de la estructura atómica, lo que da idea de la complejidad del enlace químico. En cada momento histórico han convivido diversos modelos que

corresponden a diversos marcos teóricos. A modo de resumen, destacan los modelos clásicos basados en valencias y formación de iones, como el de Berzelius y Stark; los modelos pre-cuánticos como los de Lewis, Kossel y Langmuir; y los modelos cuánticos como las teorías de enlace de valencia, orbitales moleculares y campo cristalino.

Todo esto pone de manifiesto cómo, a lo largo de la historia, la aceptación de algunas teorías ha requerido mucho tiempo debido a la gran revolución en el pensamiento que suponían, lo que puede implicar una similitud con la gran dificultad del alumnado para la comprensión de estos conceptos. De ahí la necesidad de que la formación del profesorado incluya aspectos históricos y epistemológicos de las ciencias (Mosquera y Furió, 2008).

En el análisis de textos de ESO y Bachillerato se encuentra una mezcla de modelos de enlace químico. Además, muchos textos presentan las aproximaciones de un modelo como descripción real y correcta, ignorando que todo modelo tiene sus limitaciones y que solo es útil si se es consciente de ellas. Por ello conviene enseñar el enlace químico secuencialmente, y no presentar todos los modelos en todos los cursos (Silvestre et al. 2010).

Por último, es importante resaltar el uso de la historia de la ciencia en clase ya que se ha demostrado su carácter motivador y las actitudes positivas que produce en el alumnado, al mostrarles la visión colectiva y controvertida de la investigación científica y de una historia contextualizada que muestre las relaciones de la ciencia con la tecnología y la sociedad (Solbes y Traver, 2001).

2.2 Revisión de conceptos asociados al enlace químico

2.2.1 Introducción al enlace químico

Antes de abordar un tema tan denso como el del enlace químico, conviene recordar algunos aspectos directamente relacionados con el mismo para su correcto entendimiento, como las estructuras atómicas y, particularmente, las configuraciones electrónicas.

El átomo está constituido por un núcleo cargado positivamente que se encuentra rodeado por una corteza formada por un conjunto de electrones, con carga negativa, distribuidos por capas y relativamente lejanos al núcleo. En dicho núcleo, se encuentran dos tipos de partículas subatómicas: los neutrones, que como su propio nombre indica son eléctricamente neutros, y los protones, con carga eléctrica positiva.

Para que el átomo conserve neutralidad eléctrica en su conjunto, esto es, que tenga una carga neta nula, debe haber en el núcleo tantos protones como electrones en la corteza. No obstante, puede ocurrir que los átomos ganen o pierdan electrones.

En estos casos, adquieren una carga neta distinta de cero y pasan a denominarse iones. Según sea el signo de esta carga, se diferencian dos tipos de iones: los cationes, con carga positiva, es decir, con mayor número de protones que de electrones en su conjunto; y los aniones, con un número superior de electrones y, por tanto, con carga neta negativa.

Para poder identificar un átomo se utiliza, por un lado, su número atómico (Z), que se corresponde con la cantidad de protones que alberga el núcleo y, por otro, el número másico de un átomo (A), que indica cuántos nucleones contiene. El número de protones correspondientes a átomos de un mismo elemento nunca puede variar. Dicho de otra forma, el número atómico es el mismo en todos los átomos de un elemento concreto. Sin embargo, el número másico puede ser diferente según la cantidad de neutrones que contengan. Los átomos de un determinado elemento con el mismo número atómico pero distinto número másico, es decir, con distinto número de neutrones, se conocen como isótopos. La masa promedio de los isótopos de un elemento en estado natural expresada en unidades de masa atómica (u) se denomina masa atómica o peso atómico de un elemento (Brown, Lemay, Bursten y Burdge, 2004).

En la corteza de un átomo se pueden identificar diferentes regiones espaciales en las cuales hay una probabilidad casi segura de encontrar un electrón. Dichas regiones vienen descritas por orbitales atómicos. Se distinguen cuatro tipos de orbitales, que se designan con las letras s , p , d y f . Estos orbitales implican diferentes niveles de energía (capas de electrones), que tienen sucesivamente mayor tamaño y energía a medida que se alejan del núcleo. En cada una de estas capas o niveles de energía se puede albergar una cantidad distinta de electrones, pues contienen distinto número y tipos de orbitales.

La configuración electrónica de un átomo es la forma en la que se distribuyen los electrones en los diferentes orbitales de su corteza cuando se encuentra en estado fundamental o basal, es decir, en estado de mínima energía.

Los orbitales situados en el último nivel energético o capa electrónica se denominan electrones de valencia, que determinan las propiedades químicas de la materia y el tipo de enlace que se forma entre sus partículas constituyentes (McMurray, 2008).

2.2.2 Enlace químico: concepto y clasificación

No existe un único concepto y clasificación del enlace químico. La variedad en sus definiciones y las distintas formas de abordar el tema encontradas en bibliografía dan idea de la controversia que genera el enlace en la disciplina de la química.

Una de las fuentes de esta controversia es la disquisición existente entre enlace químico y fuerzas intermoleculares. Si bien es cierto que algunos autores, a nivel didáctico, prefieren incluir las fuerzas intermoleculares en el tema de enlace químico, hay otros que lo hacen en el de los estados de agregación. En cualquier caso, no se consideran tradicionalmente a las fuerzas moleculares como un tipo más de enlace químico.

Así, por ejemplo, en el libro de Mcmurry, Fay y Robinson (2015), el tema de las fuerzas intermoleculares se incluye dentro del estudio del enlace covalente, después de tratar la polaridad de las moléculas. Es un enfoque válido, pues las fuerzas intermoleculares se dan entre moléculas cuyos átomos se han unido mediante enlace covalente, aunque la intensidad de estas fuerzas sea mucho menor.

Sin embargo, en libros como el de Brown et al. (2014), se percibe una distinción clara entre los enlaces covalente, iónico y metálico, asociados al enlace químico, y el tratamiento aparte de las fuerzas intermoleculares, en un tema referente a los líquidos y sólidos. Esta estructura también tiene sentido, pues es necesario hacer ver al estudiante las particularidades existentes entre enlace químico y fuerza intermolecular, ya que estas últimas no definen la naturaleza química de la sustancia pero sí sirven para explicar sus propiedades físicas. No obstante, algunas propiedades químicas también se pueden ver alteradas por estas fuerzas, como es el ejemplo de los distintos resultados obtenidos de reacciones químicas con un mismo compuesto llevadas a cabo en distintos disolventes.

Siguiendo estos puntos de vista clásicos, se puede definir el enlace químico como la unión entre especies atómicas (iónicas o neutras) que dan lugar a la formación de un compuesto estable, ya que presenta una energía menor a la energía total que tenían los átomos separados (Labarca y Lastiri, 2010). Como caso aparte estarían las fuerzas intermoleculares.

A lo largo de esta revisión de conceptos asociados al enlace químico, se seguirá esta forma de abordar el tema, estudiando los rasgos intrínsecos asociados a los tres tipos de enlace químico (covalente, iónico y metálico) y a las fuerzas intermoleculares. No obstante, antes de adentrarse en ellos es conveniente tener claros los tipos de estructuras a las que pueden dar lugar, pues están estrechamente relacionadas con las propiedades de la materia que las presenta, además de algunas nociones básicas relacionadas con la energía y estabilidad de los enlaces y su relación con la regla del octeto. Se intentan adecuar los contenidos de este apartado solamente a los requeridos en el currículum de 4º ESO, aunque de forma muy completa, pues es un tema muy extenso que puede llevarse a elevados niveles de dificultad.

2.2.3 Tipos de agrupaciones atómico-moleculares

Los enlaces químicos y las fuerzas intermoleculares pueden dar lugar a dos tipos de sustancias o entidades de distinto nivel estructural:

- Moléculas. El nivel estructural molecular se corresponde con agrupaciones de composición invariable de un número finito de átomos. Los átomos en las moléculas están unidos por enlaces covalentes. La estructura molecular se refiere a la disposición espacial de los núcleos y a la distribución de la densidad electrónica.
- Cristales, redes cristalinas o estructuras gigantes. Pertenecen a un nivel estructural superior al molecular. Son agrupaciones de un número indeterminado de partículas, que pueden ser átomos o iones, unidos mediante enlaces químicos, o moléculas, interactuando a través de fuerzas intermoleculares. Estas partículas se distribuyen de forma ordenada formando estructuras regulares tridimensionales, distinguiendo así las sustancias covalentes reticulares, iónicas, metálicas y moleculares.

En la Tabla 1 se resume la relación entre estructura y sustancia a la que da lugar los distintos tipos de agrupaciones comentados, así como la identificación de las partículas que componen estas sustancias y el tipo de unión entre ellas (enlace o fuerza intermolecular).

Tabla 1. Tipos de agrupaciones y sustancias en las que se presentan. Fuente: elaboración propia.

Nivel molecular	Sustancia o entidad	Estructura	Partículas que la constituyen	Tipo de enlace entre las partículas
Molecular	Molécula	Molecular	Átomos	Covalente
	Sustancia molecular	Red molecular	Moléculas	Fuerzas intermoleculares
Cristales, redes cristalinas o estructuras gigantes	Sustancia covalente reticular	Red covalente	Átomos	Covalente
	Sustancia iónica	Red iónica	Cationes y aniones	Iónico
	Sustancia metálica	Red metálica	Cationes y electrones	Metálico

Existe, por supuesto, un nivel estructural inferior, ya descrito, que corresponde a los átomos. Este nivel es relevante para conocer los electrones de valencia de una partícula (Caamaño, 2016a). En la Figura 1 se pueden distinguir los tres niveles

estructurales comentados, aunque este tema se desarrolle centrándose en los dos superiores.

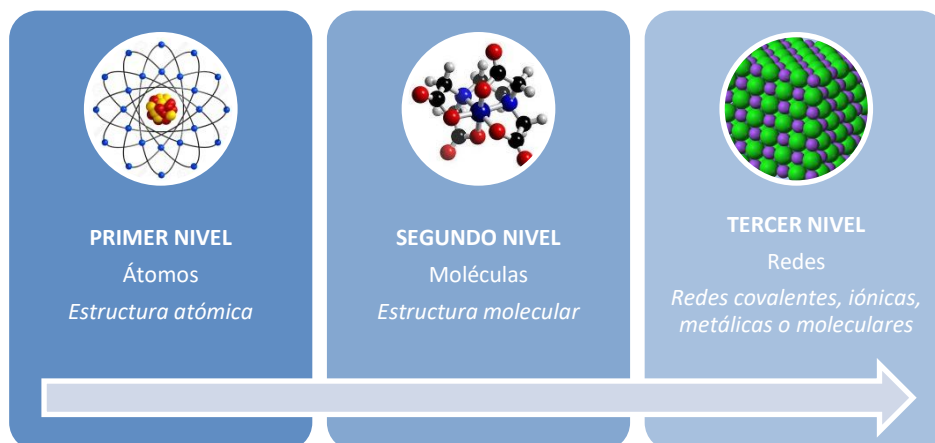


Figura 1. Niveles estructurales. Fuente: elaboración propia.

La relación existente entre estructura y enlace confiere a las sustancias una serie de características que permiten justificar sus propiedades.

En relación a los niveles estructurales comentados, se establecen dos tipos de fórmulas químicas (Pauling, 1965):

- **Fórmula molecular.** Indica el número exacto de átomos de cada tipo presentes en una molécula. Utiliza los símbolos de los elementos implicados y sus subíndices representan el número real de átomos de cada elemento que intervienen. Así por ejemplo, en el caso del butano, que es una molécula discreta, su fórmula molecular es C_4H_{10} , pues en cada molécula hay 4 átomos de carbono y 10 de hidrógeno.
- **Formula empírica.** En este caso los subíndices indican la proporción de átomos o iones que se encuentran en el cristal y no el número real de los mismos. Se suele usar para describir redes, ya que el número de partículas implicadas en este tipo de estructuras no es limitado y depende de la cantidad de sustancia. Es el caso de la fórmula del cloruro de sodio ($NaCl$), que indica que la proporción de átomos en esta estructura cristalina es 1:1.

2.2.4 Factores que intervienen en la formación de un enlace

En general, independientemente del tipo de enlace, cuando dos átomos se acercan, aparecen fuerzas de atracción entre el núcleo de un átomo (carga positiva) y los electrones de la corteza del otro átomo. Asimismo, existen fuerzas de repulsión entre los núcleos de ambos átomos. Por tanto, la fuerza de atracción entre los átomos irá aumentando a medida que se aproximen hasta que las fuerzas de repulsión sean significativas, alcanzando así una distancia de equilibrio o distancia de enlace. Para

distancias menores prevalecen las fuerzas de repulsión, mientras que a distancias mayores lo harán las de atracción.

El equilibrio de fuerzas atractivas y repulsivas que produce el enlace químico se traduce en una redistribución de los electrones, ya sea compartiendo electrones entre átomos (covalente o metálico) o transfiriéndolos de unos a otros (iónico), de forma que disminuye la energía total del sistema en su conjunto por debajo de la que tenían las partículas separadas hasta alcanzar un mínimo.

El concepto de energía de enlace está directamente relacionado con la fuerza del mismo. La energía de enlace se define como la energía desprendida cuando se produce su formación, que será mayor cuanto más fuerte sea dicho enlace. Este desprendimiento de energía se traduce, a su vez, en una mayor estabilidad del sistema. De esta forma, las uniones entre átomos se producen porque son más estables que cuando se encuentran libres.

Una representación gráfica de la energía de un sistema constituido por partículas que se unen en un enlace químico en función de la distancia entre ellas se hace mediante curvas de estabilidad o curvas de Morse, como se puede ver en la Figura 2.

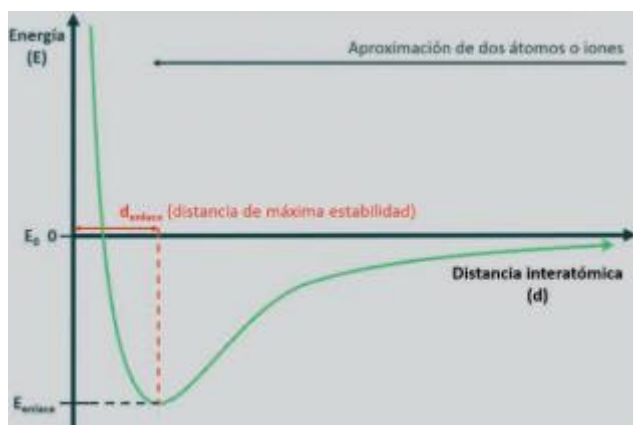


Figura 2. Curva de estabilidad o curva de Morse. Fuente: Picó (2018).

A la distancia de enlace, la energía es mínima ya que el sistema conformado por las partículas alcanza la máxima estabilidad (Picó, 2018).

Si se quisiera romper esta unión y separar de nuevo las partículas, habría que suministrar precisamente una cantidad de energía que se corresponde con la energía de enlace que se desprendió al formarse. De esta forma, la energía de enlace también se puede relacionar con la energía que se suministra en las reacciones de atomización de una molécula o de una red, dando idea de la estabilidad de una molécula o de una sustancia.

Los siguientes apartados correspondientes a la regla del octeto, diagramas de Lewis y características de los principales tipos de enlace han sido desarrollados a partir

de la información obtenida de los libros de Química General de Petrucci, Herring, Madura y Bissonnette (2011), Chang (2002) y Valenzuela (1995).

2.2.5 Regla del octeto

La forma tradicional de abordar el punto de partida del enlace químico es la regla del octeto. Esta explicación, que, como ya se ha comentado, fue ideada de forma independiente por Lewis y Kossel y unificada posteriormente por Langmuir, sostiene que los átomos se combinan para alcanzar una configuración electrónica más estable. La estabilidad máxima se logra cuando los átomos son isoelectrónicos con un gas noble, es decir, cuando adquieren configuraciones electrónicas como las de los átomos de los gases nobles, con ocho electrones en la capa de valencia (excepto el helio, que tiene dos). Los gases nobles no reaccionan en las condiciones químicas habituales por lo que son los únicos elementos que se encuentran aislados en la naturaleza, sin formar moléculas u otros compuestos. La regla del octeto indica, pues, la tendencia a adquirir la configuración electrónica de un gas noble, que es especialmente estable.

Esto denota el papel fundamental que juegan los electrones de la capa más externa (capa de valencia) en un enlace químico. Estos electrones se transfieren o se comparten de manera que se adquiera una configuración con ocho electrones en la capa externa, constituyendo un octeto (de ahí el nombre de la regla).

Como ya se ha indicado, el octeto se puede alcanzar de dos formas:

1. Por transferencia de electrones. Esta transferencia da resultado a la formación de iones positivos y negativos: cuando se pierden electrones se forman cationes y otros los ganan dando lugar a aniones. Es necesario que la diferencia de electronegatividad entre los átomos sea suficientemente alta, para que el menos electronegativo pierda electrones y el más electronegativo los gane. Esto sucede cuando reaccionan los metales, elementos poco electronegativos, con no metales, que son muy electronegativos. Estos iones se atraerán entre sí mediante fuerzas electrostáticas constituyendo un enlace iónico, que se desarrolla con más profundidad en los próximos apartados.
2. Por compartición de uno o más pares de electrones entre átomos, de forma que electrones que eran inicialmente de cada átomo, pasan a pertenecer a los dos átomos enlazados. Esta compartición se denomina enlace covalente. Suele darse cuando se ponen en contacto átomos de no metal, ya que los dos tipos de átomos necesitan ganar electrones para completar su capa más externa.

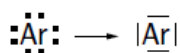
2.2.6 Diagramas de Lewis

Lewis desarrolló un conjunto de símbolos especiales para su teoría al objeto de reconocer los electrones de valencia de cada elemento. Así, un símbolo de puntos de Lewis consta de un símbolo que representa el núcleo y los electrones internos de un átomo de un elemento junto con un punto por cada electrón de valencia que se sitúan alrededor del símbolo. Por ejemplo, el símbolo de Lewis para el flúor, que tiene una configuración electrónica $[\text{He}]2s^22p^5$, sería:



Se indican, por tanto, los cuatro electrones de la capa de valencia del flúor alrededor de su símbolo.

Cada par de electrones también se pueden representar con un guión. Para el ejemplo del argón, cuya configuración electrónica es $[\text{Ne}]3s^23p^6$, sería:



Los símbolos de Lewis se escriben habitualmente para los elementos de los grupos principales. Los metales de transición, lantánidos y actínidos tienen capas internas incompletas y en general no es posible escribir símbolos de Lewis para ellos.

2.2.7 Enlace iónico

El enlace iónico es la unión, mediante fuerzas electrostáticas, entre iones con cargas opuestas, manifestado su naturaleza electrostática.

Los átomos poco electronegativos, como los metales alcalinos y alcalinotérreos, tienen más posibilidad de formar cationes en los compuestos iónicos. Por su parte, los más electronegativos, como los halógenos y el oxígeno tienden a formar aniones. Es por esto que el enlace iónico se forma, en general, por la unión de un metal y no metal, realizándose una transferencia de electrones desde el más electronegativo (metal) al electropositivo (no metal) para adquirir la estructura del octeto. No obstante, hay excepciones, ya que existen sustancias iónicas formadas sólo por no metales, como es el caso del NH_4Cl .

La magnitud que determina la intensidad de las fuerzas electrostáticas del enlace iónico es la energía reticular o energía de red de los compuestos iónicos, que se define como la energía desprendida al formarse un mol de sustancia iónica a partir de sus iones libres en estado gaseoso. La energía reticular de un compuesto iónico es directamente proporcional a la carga de los iones e inversamente proporcional a su tamaño. Las propiedades de las sustancias iónicas se verán altamente influenciadas por esta energía de red.

2.2.7.1 Propiedades de las sustancias iónicas

El enlace iónico da lugar a la formación de un único tipo de estructura: una red cristalina o estructura gigante iónica, que es la que presentan todas las sustancias iónicas.

Las fuerzas electrostáticas que unen a los iones en un compuesto iónico los obligan a distribuirse en todas las direcciones del espacio formando cristales. En estas sustancias iónicas, cada ion de un signo se rodea por un número determinado de iones de signo contrario situados todos a la misma distancia, conocido como índice de coordinación. Además, los iones deben ocupar el menor volumen posible, es decir, hay un empaquetamiento máximo entre ellos. El resultado es la formación de un cristal neutro. En la Figura 3, está representada la red cristalina iónica del NaCl.

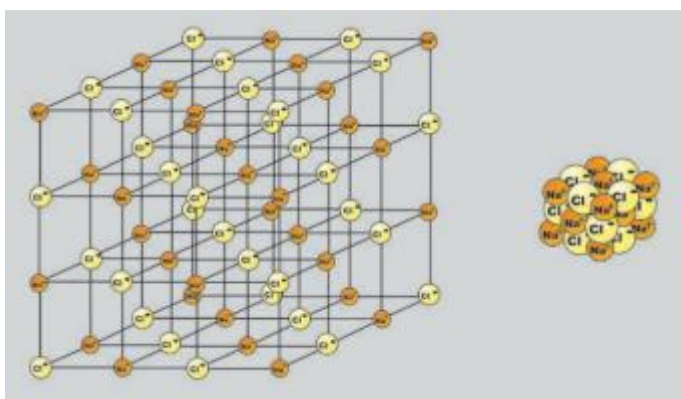


Figura 3. Estructura del NaCl. Fuente: Picó (2018)

La estructura geométrica, responsable de las propiedades de los compuestos iónicos, depende del tamaño de los iones y de su carga, lo que implica que dependa, por tanto, de la energía reticular. Se procede a estudiar para este tipo de compuestos las mismas propiedades que para, posteriormente, los covalentes: estado de agregación, dureza y fragilidad, solubilidad y conductividad eléctrica (Proyecto Agrega, Junta de Andalucía).

- Estado de agregación. En los compuestos iónicos, los iones no están en reposo, sino que oscilan dentro de un espacio reducido. Al calentar la sustancia, aumenta la agitación térmica y, si es lo suficientemente grande, se rompe la red cristalina. Sin embargo, para que los iones se separen por agitación térmica hay que alcanzar temperaturas muy elevadas, lo que hace que las sustancias iónicas estén exclusivamente en estado sólido a temperatura ambiente. Es decir, la gran intensidad de los enlaces iónicos hacen muy elevados los puntos de fusión y de ebullición, siendo necesaria una energía muy alta para separarlos y alcanzar estados líquidos o gaseosos.
- Dureza y fragilidad. De nuevo, la elevada energía reticular hace que los compuestos iónicos sean muy duros, pues no es fácil separar iones rayando un

cristal iónico. Si bien, cuando se golpean este tipo de sustancias, se produce una deformación en el cristal que se traduce un desplazamiento de las cargas. Esto conduce a que queden enfrentados iones del mismo signo, haciendo que haya una alta repulsión de cargas que causarían la fractura del cristal. En consecuencia, son sustancias frágiles.

- Conductividad eléctrica. En estado sólido, los iones se encuentran fijos, por lo que no son conductores de corriente eléctrica, que no es más que el desplazamiento de cargas. Sin embargo, cuando los sólidos iónicos se funden o se disuelven en agua, los iones adquieren movilidad y se convierten en conductores de la electricidad. Esta particular característica de los compuestos iónicos hacen que se denominen conductores de segunda especie.
- Solubilidad. Las sustancias iónicas son insolubles en disolventes no polares. Sin embargo, su solubilidad es muy variable en disolventes polares como el agua: desde alta a prácticamente nula. Cuando un sólido iónico se disuelve en agua, las interacciones entre los iones del sólido se rompen y pasan a formarse enlaces de hidrógeno entre los iones libres y las moléculas de agua. En general, las sustancias iónicas serán más solubles en disolventes polares cuanto menor sea la energía de red, es decir, cuanto menor sea la carga de los iones y mayor su tamaño.

2.2.8 *Enlace covalente*

El enlace covalente es aquel en el que dos o más pares de electrones son compartidos para la unión de dos átomos, poniéndose de manifiesto la fuerza eléctrica de atracción que se da entre los electrones de enlace y los núcleos de los átomos. Al compartir electrones, cada átomo completa su octeto.

Los pares de electrones que se comparten se conocen como pares enlazantes o compartidos. Los pares libres o pares no enlazantes son los que no participan en la formación del enlace.

Se da entre elementos no metálicos o con el hidrógeno. Estos elementos tienden a ganar electrones para alcanzar la configuración del octeto en la capa externa, es decir, son muy electronegativos. Cuando se aproximan dos elementos muy electronegativos solo pueden compartir electrones para enlazarse, ya que ninguno de ellos va a ceder electrones. Es necesario que ambos presenten una electronegatividad similar.

2.2.8.1 Orden de enlace

Los átomos pueden formar distintos tipos de enlaces covalentes. Se define como orden de enlace al número de pares de electrones compartidos por dos átomos

que se unen mediante enlace covalente. La compartición de un único par de electrones da lugar a un enlace covalente simple, esto es, de orden de enlace uno. Esto no significa que cada uno de los átomos contribuya con un electrón al enlace. Un enlace covalente en el que uno de los átomos contribuye con ambos electrones del par compartido se denomina enlace covalente coordinado o dativo.

Frecuentemente es necesario compartir más de un par de electrones para alcanzar la configuración electrónica del gas noble más cercano. Cuando dos átomos comparten dos o más pares de electrones se forman enlaces múltiples. Estos pueden ser dobles, si se comparten dos pares de electrones; o triples, si son tres pares. En estos casos, el orden de enlace será dos y tres, respectivamente.

2.2.8.2 Polaridad del enlace covalente

Un enlace covalente en el que los dos átomos no comparten por igual los electrones se llama enlace covalente polar. Se caracteriza por una transferencia parcial de electrones, es decir, un desplazamiento de la densidad electrónica de un átomo a otro.

Como ya se sabe, la electronegatividad describe la tendencia de un átomo de captar electrones. En este tipo de enlace covalente, los electrones se desplazan hacia el elemento con mayor carácter no metálico, es decir, más electronegativo, cuyo núcleo los atrae con más fuerza.

Esta desigual compartición de electrones produce un dipolo, es decir, una estructura con dos polos: uno con carga parcial negativa (δ^-) sobre el elemento con más carácter no metálico y otro con carga parcial positiva (δ^+) sobre el menos electronegativo.

A menudo se entienden los enlaces covalentes polares como una situación intermedia entre un enlace covalente (no polar), donde los electrones se comparten forma equitativa, y un enlace iónico, donde los electrones son transferidos por completo.

Solo los átomos de un mismo elemento y, por tanto, con la misma electronegatividad, se unen por medio de enlaces covalentes no polares. Los átomos de elementos con diferentes electronegatividades tienden a formar enlaces covalentes polares debido al desplazamiento de la densidad electrónica. Serán los átomos de los elementos con grandes diferencias de electronegatividad los que se unirán por enlaces iónicos.

La electronegatividad de un elemento sólo se puede medir respecto a la de otros. L. Pauling desarrolló un método para medir las electronegatividades relativas de la mayoría de los elementos (Figura 4).

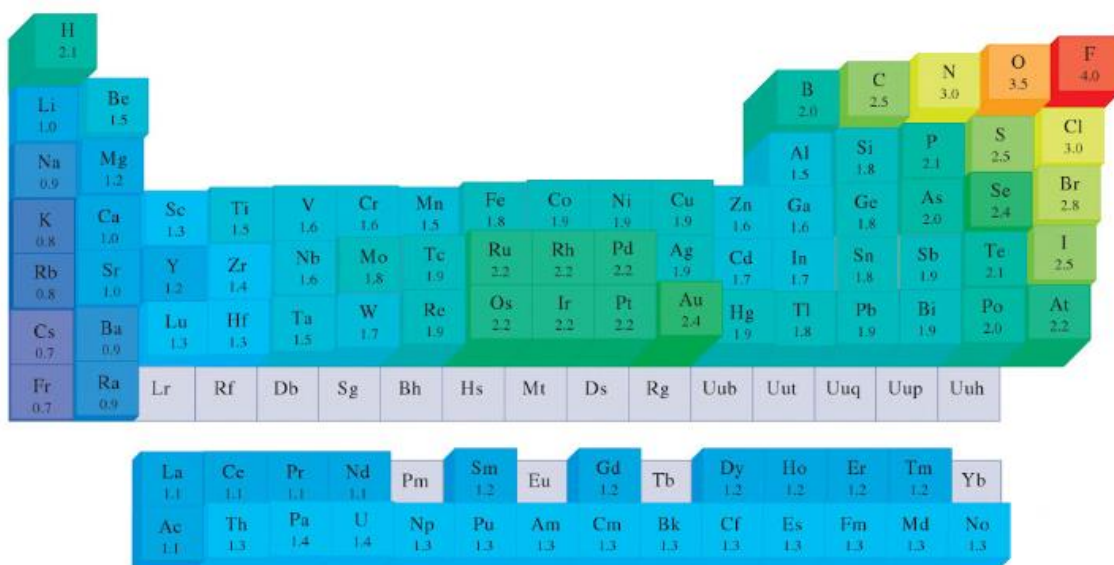


Figura 4. Tabla de electronegatividad de Pauling. Fuente: Ebbing y Gammon (2010)

Aunque no hay una distinción clara entre un enlace polar y un enlace iónico, se establece un límite de una diferencia mínima de electronegatividad de 1.7 para formar un enlace iónico.

2.2.8.3 Propiedades de las sustancias covalentes reticulares

Al contrario de lo que ocurre con el enlace iónico, y como ya se ha introducido en el apartado referido a los tipos de agrupaciones a los que pueden dar lugar los enlaces químicos y las fuerzas intermoleculares, los compuestos unidos por enlace covalente pueden formar entidades con estructuras muy distintas: moléculas, que ya han sido descritas, y sustancias covalentes reticulares.

Las moléculas pueden interaccionar unas con otras a través de fuerzas intermoleculares, dando lugar a las denominadas sustancias moleculares. Dichas fuerzas les confieren unas propiedades que varían de las de las sustancias covalentes reticulares a pesar de presentar el mismo enlace intramolecular. Tanto las fuerzas intermoleculares como las propiedades de las sustancias moleculares serán descritas posteriormente.

En las sustancias covalentes reticulares, también llamadas sustancias atómicas o sustancias covalentes, los átomos no tienden a formar moléculas, sino que se ordenan formando una gran red espacial tridimensional mediante enlaces covalentes.

Esto ocurre cuando los átomos tienen una alta atracción por los electrones y gran capacidad de enlace, como es el caso del C o el Si y, en menor grado, B, N, P, As, Se y Te; y muy preferentemente cuando la suma de electrones enlazantes por parte de los dos átomos da 8, como en los casos de C-C, Si-Si o N-B.

Los ejemplos más característicos son el grafito y el diamante, cuya estructura puede verse en la Figura 5, en la que se observa la red de átomos unidos por enlaces covalentes.

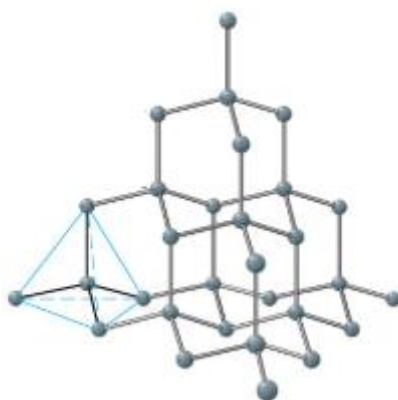


Figura 5. Estructura del diamante. Fuente: Ebbing y Gammon (2010)

Esta estructura les confiere una serie de propiedades características de este tipo de sustancias (Proyecto Agrega, Junta de Andalucía):

- Estados de agregación: Los enlaces covalentes son muy fuertes, por lo que para romperlos haría falta suministrar una gran energía. Esto se traduce en unos puntos muy altos de fusión y ebullición. Es por esto que todas las sustancias covalentes reticulares son sólidas a temperatura ambiente. Para separar los átomos de estos sólidos covalentes se requiere una elevada temperatura.
- Dureza y fragilidad: Se entiende por dureza la resistencia que ofrece un cuerpo a ser rayado. Los sólidos covalentes presentan una elevada dureza y no son frágiles ni maleables, lo que queda justificado por el mismo motivo que su estado de agregación: para rayar un sólido covalente reticular sería necesario arrancar ciertos átomos del mismo, lo cual es complicado por la resistencia que presentan los fuertes enlaces covalentes. De hecho, el diamante, un sólido covalente, se toma como valor máximo en la escala de dureza.
- Conductividad eléctrica: En las sustancias covalentes, los electrones son compartidos entre átomos y no tienen movilidad. Es por esto que las sustancias covalentes, en general, son aislantes, es decir, presentan conductividad eléctrica nula. No obstante, algunas sustancias covalentes como el grafito tienen una estructura laminar que permite movimiento de electrones, lo que le confiere cierta conductividad a lo largo de las láminas.
- Solubilidad: De nuevo, debido a la dificultad de separar los átomos en los enlaces covalentes, las sustancias covalentes son prácticamente insolubles en cualquier tipo de disolvente polar y no polar.

2.2.9 Predicción de la fórmula y estructura de compuestos y iónicos y covalentes utilizando los diagramas de Lewis

Una estructura de Lewis es una combinación de símbolos de Lewis que representa la transferencia o compartición de electrones en un enlace químico. Lewis se refirió principalmente al enlace covalente, pero sus ideas son aplicables también al enlace iónico. Las estructuras de Lewis nos ayudan a predecir la estructura y forma de estos dos tipos de compuestos.

A continuación, se describen las etapas a seguir para obtener la estructura y fórmula que tendrá un compuesto sabiendo la naturaleza de sus átomos:

1. Identificación del tipo de enlace. En función de las características de las partículas que se unen con enlace covalente o iónico, determinar el tipo de interacción según su naturaleza. Se formará enlace covalente cuando se deba a la compartición de electrones entre elementos con electronegatividades altas y similares (elementos no metálicos). Por el contrario, si se trata de la unión entre elementos metálicos y no metálicos, se tratará de un enlace iónico en el que se transfieren electrones desde el más electropositivo al más electronegativo.
2. Identificación de los electrones de valencia de cada átomo que participe en la unión. A través de su configuración electrónica, se dibujarán los símbolos de los elementos con los puntos que indicarán sus electrones de valencia. De esta forma se conocerá cuántos electrones tienden a perder o ganar cada uno de los átomos en cuestión.
3. Determinación del número de átomos de cada elemento que serán necesarios para que, por transferencia o compartición de electrones, se alcance la regla del octeto en cada uno de ellos. Si se ven implicados varios átomos de distintos elementos, ocupará siempre la posición central el menos electronegativo. En caso de unión mediante enlaces covalentes, puede ser necesaria la formación de dobles o triples enlaces para alcanzar el octeto.
4. Escritura de la estructura de Lewis del compuesto y de su fórmula, según el número de átomos de cada elemento que se hayan requerido. En caso de enlace iónico, se indicará la carga de los iones implicados.

Ejemplo 1: determinar la estructura y fórmula del compuesto que se formará de la unión entre Mg y Cl.

1. *El magnesio es un elemento metálico, con tendencia a perder electrones en su capa de valencia. Por el contrario, el cloro es un elemento no*

metálico muy electronegativo. Por tanto, van a tender a formar un enlace iónico por transferencia de electrones.

2. Escribimos sus configuraciones electrónicas para determinar sus electrones de valencia:

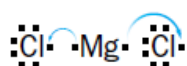
$[Mg]=[Ne]3s^2 \rightarrow$ Tiene dos electrones en su capa de valencia que va a ceder. Su diagrama de puntos de Lewis será:



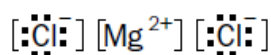
$[Cl]=[Ne]3s^2 3p^5 \rightarrow$ Tiene siete electrones en su capa de valencia, por lo que tiende a aceptar un electrón para completar el octeto. Su diagrama de Lewis es:



3. Debido a que el magnesio necesita ceder dos electrones de su capa de valencia y el cloro sólo acepta uno, se requerirá de dos átomos de cloro para que todos alcancen ocho electrones en su capa de valencia: el magnesio cederá un electrón a cada uno de los dos átomos de cloro implicados, de la siguiente forma:



4. Con esa transferencia de electrones entre los átomos implicados, se formarán dos aniones y un catión, que darán lugar al compuesto iónico $MgCl_2$, cuya estructura de Lewis es:



Ejemplo 2: determinar la estructura y fórmula del compuesto que se formará de la unión entre C y O.

1. El carbono es un elemento no metálico, con tendencia a ganar electrones para completar su capa de valencia. Lo mismo ocurre con el oxígeno. Necesitarán, por tanto, compartir sus electrones para formar un enlace covalente.
2. Escribimos sus configuraciones electrónicas para determinar sus electrones de valencia:

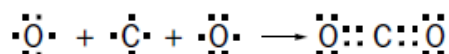
$[C]=[He]2s^2 2p^2 \rightarrow$ Tiene cuatro electrones en su capa de valencia. Su estructura de Lewis:



$[O]=[He]2s^2 2p^4 \rightarrow$ Tiene seis electrones en su capa de valencia, con el siguiente diagrama de Lewis:

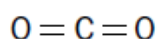


3. Debido a que el carbono necesita cuatro electrones y el oxígeno dos para completar sus octetos, una posible combinación entre ellos para la combinación de sus electrones sería la que se muestra a continuación, entre un átomo de carbono y dos de oxígeno:



De esta forma, se comparten dos pares de electrones en cada enlace, dando lugar a enlaces covalentes dobles. Así, cada uno de los átomos están rodeados por 8 puntos, que representan su capa de valencia completa.

4. Con esa compartición de electrones entre los átomos implicados, se formará el compuesto CO_2 , cuya estructura de Lewis es:



Otra posible combinación hubiera sido la unión de un solo átomo de carbono con otro de oxígeno a través de un triple enlace, dando lugar al monóxido de carbono (CO).

2.2.10 Enlace metálico

En el enlace metálico, la fuerza de unión que se produce cuando se combinan entre sí dos átomos metálicos. Para alcanzar la configuración del octeto, los metales necesitan ceder electrones de su capa de valencia, lo que da lugar a iones positivos.

Hay dos modelos principales que explican la formación del enlace metálico: el modelo de la nube de electrones y la teoría de bandas. No obstante, a este nivel educativo solo exige el primero de ellos, por lo que se procede a desarrollar el modelo de la nube electrónica.

Según este modelo, también conocido como modelo del mar de electrones o teoría de electrones libres, los iones positivos procedentes de los átomos metálicos se disponen ordenadamente formando una red cristalina muy compacta y con elevado índice de coordinación. Los electrones, procedentes de las capas de valencia de los átomos metálicos, se mueven libremente por toda la red entre los huecos que dejan los iones, formando una especie de “nube electrónica o gas electrónico” que pertenece al conjunto de todo el cristal (ver Figura 6). Esto es así porque el número de electrones es insuficiente para formar enlaces con todos los cationes.

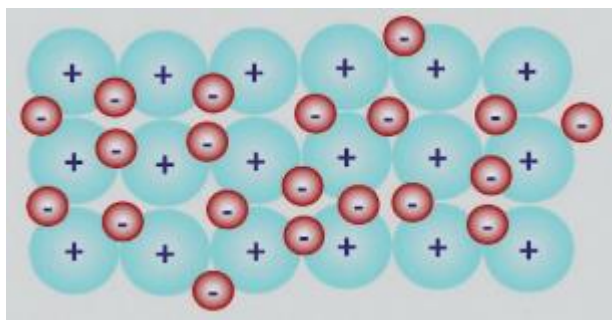


Figura 6. Modelo "mar de electrones". Fuente: Picó (2018).

Así pues, el modelo del mar de electrones pone de manifiesto las atracciones electrostáticas entre los iones positivos y los electrones de valencia libres en el enlace metálico.

2.2.10.1 Propiedades de las sustancias metálicas

La atracción eléctrica entre los iones positivos y los electrones deslocalizados que forman la red tridimensional del modelo de mar de electrones explica las propiedades de los metales, que se detallan a continuación (Proyecto Agrega, Junta de Andalucía):

- Dureza y fragilidad. La dureza de los metales varía en función de la intensidad del enlace, siendo más duros cuanto mayor sea la fuerza de unión. Como son, en general, uniones fuertes, son materiales duros. Los metales no son frágiles, sino que resultan blandos, maleables y dúctiles en muchos casos ya que, si se deforma la red cristalina, se obtendría una estructura similar a la inicial (el entorno inmediato no cambia), sin producir enfrentamientos de cargas eléctricas como ocurre con los compuestos iónicos. Esto pone de manifiesto la facilidad de deformación en los metales sin necesidad de aplicar mucha energía.
- Estados de agregación. Debido a la alta energía reticular, todas las sustancias metálicas son sólidas a temperatura ambiente, exceptuando al mercurio, cesio, francio y galio. Estos últimos se caracterizan por ser brillantes y no dejar pasar la luz. En consecuencia, las importantes fuerzas de cohesión en los metales justifican también sus elevados puntos de ebullición. Del mismo modo se explican sus altos puntos de fusión, aunque estos suelen ser mucho más variables. El mercurio, por ejemplo, tiene un alto punto de ebullición y un punto de fusión relativamente bajo, lo que le proporciona un gran campo líquido que lo hace ideal para su uso en termómetros.
- Conductividad eléctrica. Los electrones de los metales se mueven con facilidad entre los iones, en todas las direcciones y a lo largo de toda la red cristalina por agitación térmica. Este flujo de electrones, que es precisamente la corriente

eléctrica, hace que los metales sean excelentes conductores tanto en estado sólido como en estado líquido.

- Solubilidad. Los metales tienen solubilidad nula en disolventes no polares. En disolventes polares, su solubilidad es variable: sólo se da en los casos en que la fuerza de atracción entre cationes y electrones sea baja. En estos casos, los cationes se disuelven y los electrones reaccionan químicamente con el disolvente para dar lugar a óxidos o hidróxidos. Si se evaporara el disolvente, o se recupera la sustancia metálica inicial.

Además, es importante destacar las altas densidades que suelen tener los metales debido a las estructuras tan compactas que forman.

2.2.11 Fuerzas intermoleculares

A diferencia de los tres tipos de enlaces vistos hasta ahora, existen fuerzas de atracción entre moléculas formadas por enlaces covalentes que suelen ser mucho más débiles: se trata de fuerzas intermoleculares. Son las responsables del comportamiento no ideal de los gases e influyen de una forma importante en las propiedades macroscópicas de la materia, como la solubilidad y el punto de fusión y ebullición.

Estas fuerzas estabilizan a las moléculas individuales, siendo importantes para establecer la forma y el comportamiento de la materia. El origen de estas fuerzas procede de la distribución permanente y momentáneamente desigual de la densidad electrónica dentro de las moléculas. A este nivel académico, se van a diferenciar dos tipos principales de fuerzas intermoleculares:

- Fuerzas de Van der Waals. Son interacciones electrostáticas débiles que se producen entre moléculas. Estas se dividen, a su vez, en tres categorías:
 - Fuerzas dipolo-dipolo. Se conocen también como interacciones de Keesom. Son fuerzas de atracción que se dan entre moléculas polares o, lo que es lo mismo, entre moléculas que poseen momentos dipolares permanentes. A mayor momento dipolar, mayor es la fuerza de atracción entre ellas. El resultado de esta interacción es la alineación de las moléculas con el extremo positivo de un dipolo dirigido hacia los extremos negativos de los dipolos de moléculas vecinas, como puede verse en la Figura 7.

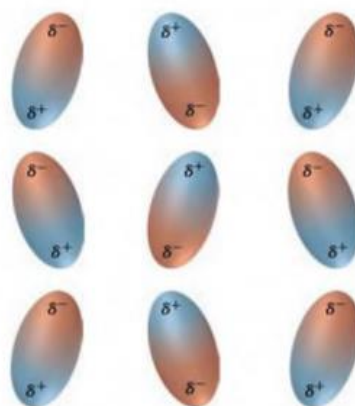


Figura 7. Interacción dipolo-dipolo. Fuente: Petrucci et al. (2011).

- Fuerzas dipolo-dipolo inducido o fuerza de Debye. Si una molécula polar se acerca a otra no polar, la distribución electrónica de esta última se distorsiona, provocando en ella un dipolo inducido, ya que la separación de sus cargas positiva y negativa se debe a la proximidad de una molécula polar. La interacción electrostática que tiene lugar entre la molécula polar y el dipolo inducido es la que se conoce como fuerza dipolo-dipolo inducido.
- Fuerzas dipolo instantáneo-dipolo inducido, fuerzas de dispersión o fuerzas de London. Son las interacciones que se producen entre moléculas no polares. Es probable que, en un instante cualquiera, los electrones de estas moléculas se encuentren concentrados en una región de la molécula, haciendo que se convierta momentáneamente en polar. Es decir, pueden tener un momento dipolar instantáneo generado por las posiciones específicas de los electrones, constituyendo un dipolo instantáneo. Después de esto, los electrones de una molécula vecina pueden desplazarse para producir también un dipolo, que se conoce como dipolo inducido. Estos dos procesos, que se representan en la Figura 8, considerados de forma conjunta, conducen a la fuerza intermolecular conocida como fuerza de dispersión o de London, que son las fuerzas de atracción que se generan por dipolos temporales inducidos entre moléculas no polares.

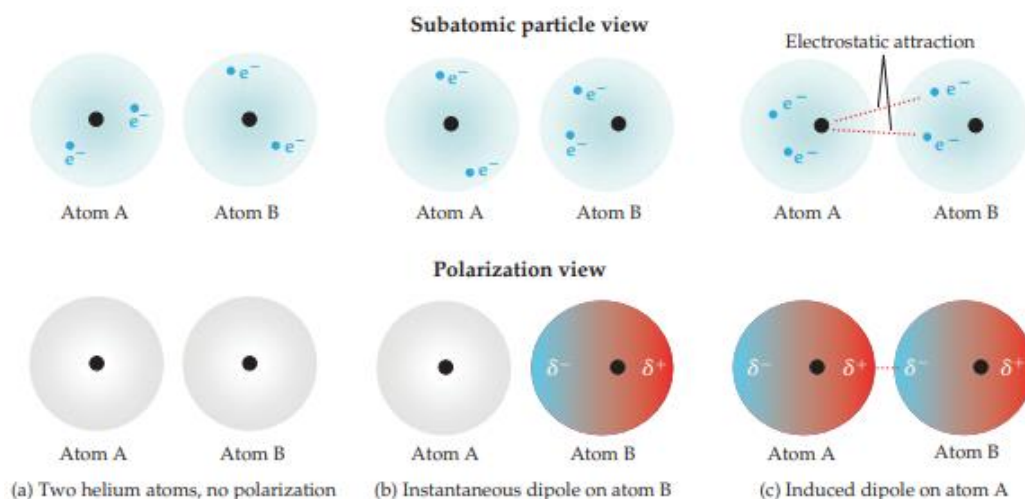


Figura 8. Interacción por fuerza de London. Fuente: Brown et al. (2014).

- Enlace de hidrógeno. Puede considerarse como un tipo especial de interacción dipolo-dipolo. En una molécula en la que un átomo de H esté unido a otro átomo de un elemento muy electronegativo, éste último atraerá la densidad electrónica del átomo de H, formando un enlace polar. El núcleo del átomo de hidrógeno, constituido por un protón, será atraído entonces simultáneamente por un par solitario de electrones de un átomo muy electronegativo de una molécula vecina, constituyendo un enlace de hidrógeno. Este tipo de enlace sólo es posible en compuestos que contienen hidrógeno, pues el resto de elementos tienen electrones en las capas internas que protegen sus núcleos de la atracción de electrones solitarios de los átomos próximos. Los átomos de F, O y N cumplen con los requerimientos necesarios para la formación del enlace de hidrógeno. El enlace de hidrógeno, por tanto, se da entre el átomo de hidrógeno de un enlace polar como N-H, O-H o F-H, y un átomo electronegativo de F, N o O. Ocasionalmente, podrían formarse entre un átomo de H de una molécula y átomos de Cl o S de moléculas vecinas. Los enlaces de hidrógeno son relativamente fuertes en relación a las otras fuerzas intermoleculares descritas. Este tipo de interacción intermolecular se da, por ejemplo, entre las moléculas de agua, cuya estructura se observa en la Figura 9.

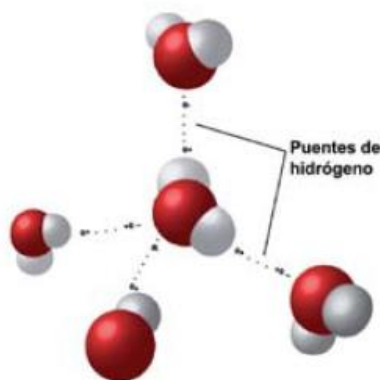


Figura 9. Enlaces de hidrógeno en el agua. Fuente: (González, Ramírez y Ocotero, 2015).

El carácter electrostático de las fuerzas intermoleculares se pone de manifiesto, por tanto, entre los dipolos permanentes o inducidos.

La probabilidad de inducir o polarizar una molécula, es decir, de distorsionar su distribución electrónica y, por tanto, de dar lugar a fuerzas intermoleculares, aumenta con la fuerza del dipolo de la molécula polar (en caso de que haya) y con la polarizabilidad de la no polar.

2.2.11.1 Propiedades de las sustancias moleculares

Las sustancias moleculares, también llamadas sustancias covalentes moleculares, están formadas por redes que se diferencian de las anteriores en que sus nudos están ocupados por moléculas. Esta estructura les confiere las siguientes características (Proyecto Agrega, Junta de Andalucía):

- Estados de agregación. Las sustancias moleculares pueden ser gaseosas, líquidas o sólidas a temperatura ambiente, dependiendo de la intensidad de la fuerza intermolecular. Esta intensidad será tanto mayor cuanto más polares sean las moléculas o cuanto mayor sea su tamaño, pues serán más fácilmente polarizables.
- Dureza y fragilidad. Las sustancias moleculares suelen ser blandas, ya que la debilidad de las interacciones entre sus moléculas hace que no se requiera mucha energía para arrancar algunas de ellas (están muy poco cohesionadas). En general, y aunque su fragilidad depende del compuesto, suelen ser maleables, pues desplazar una molécula sólo implica vencer las débiles fuerzas entre ellas.
- Conductividad eléctrica. Debido a que el enlace intramolecular es covalente, las sustancias moleculares no conducen la electricidad al no disponer de electrones móviles en ningún estado.
- Solubilidad. En las sustancias moleculares se aplica el principio “semejante disuelve a semejante”. La disolución de estas sustancias es posible cuando la

fuerza de atracción soluto-solvente supera a las correspondientes fuerzas de atracción soluto-soluto y solvente-solvente. Las sustancias moleculares polares podrán disolverse en solventes polares, pues las moléculas de la sustancia se unen a las del disolvente. Por el contrario, las sustancias moleculares apolares sólo serán solubles en disolventes apolares.

2.2.11.2 Interés biológico de las fuerzas moleculares

Prácticamente en todos los procesos biológicos participan moléculas de distinta naturaleza que interactúan entre sí, a través de fuerzas intermoleculares. Esto les confiere a este tipo de atracciones gran relevancia, pues tienen un papel fundamental en muchos organismos vivos (González et al., 2015).

El caso más notable de esta influencia, es la que tiene el enlace de hidrógeno en el agua. Como ya se ha explicado, los enlaces de hidrógeno son relativamente fuertes y elevan los puntos de fusión y ebullición, en este caso, del agua, permitiendo que sea líquida a temperatura ambiente. Además, la intensidad de los enlaces explica su tensión superficial tan grande, lo que permite a muchos insectos caminar sobre la superficie del agua. Estas interacciones también le confieren un alto calor específico, haciéndola capaz de absorber mucho calor sin grandes variaciones en su temperatura. Debido a esto, los océanos, mares, lagos y ríos son grandes moderadores de la temperatura del planeta. Además, debido a la existencia de un mayor número de moléculas por unidad de volumen en el agua líquida que en el hielo, éste es menos denso y flota, actuando a su vez de aislante térmico. Esto hace posible la existencia de ecosistemas en zonas polares.

Los enlaces de hidrógeno no sólo desempeñan un papel muy importante en el agua, sino en muchas sustancias fundamentales en los seres vivos como las proteínas y ácidos nucleicos.

Otras interacciones intermoleculares, como las fuerzas de atracción de Debye, permiten que podamos respirar y asimilar el oxígeno del aire, pues el átomo de hierro en la hemoglobina induce un pequeño dipolo en la molécula de oxígeno, lo que hace posible su fijación en la proteína y, con ello, su traslado desde los pulmones hasta los tejidos. Además, son responsables de que gases como el oxígeno se disuelvan en el agua, posibilitando la vida de organismos aguas de mares o ríos.

Otro ejemplo de la importancia biológica de las fuerzas intermoleculares es el hecho de que las membranas celulares mantienen su estructura a partir de interacciones de London entre lípidos, que son moléculas apolares.

2.3 Aspectos didácticos en la enseñanza del enlace químico

2.3.1 Críticas a la enseñanza tradicional del enlace químico

Los libros de texto constituyen el recurso más utilizado por los profesores en la enseñanza secundaria y, en numerosas ocasiones, el único (Calvo y Martín, 2005). Esto justifica la importancia del análisis de los mismos (Justi y Gilbert, 2003). Desde el punto de vista didáctico, existen diferentes estudios en los que se analizan el enfoque en el que se aborda el enlace químico en los libros de texto, haciendo una crítica a la secuenciación tradicional y aportando sugerencias para combatir los impedimentos didácticos que detectan. Las aportaciones más llamativas encontradas en bibliografía se comentan en los siguientes párrafos.

Hay autores que se centran en aspectos muy concretos. Solbes y Vilches (1991) detectaron el uso de los modelos de enlace químico como descripciones reales más que como representaciones mentales. Moreno (2015), propone la utilización del término “uniones químicas” para solventar el problema terminológico asociado a la inclusión o no de las fuerzas intermoleculares como un tipo de enlace químico, donde el adjetivo “químicas” no denota la naturaleza de la unión, sino el marco en el que dichas interacciones son consideradas: el de la química, en la que el estudio de las mismas tiene un papel fundamental.

Levy, Mamlok-Noaman, Hofstein y Kronik (2008) identifican en su trabajo una serie de impedimentos pedagógicos asociados a la enseñanza tradicional del enlace químico, entre los que destacan: la exclusión de una escala continua entre el enlace covalente y el iónico; la presentación de la regla del octeto como condición obligatoria y explicativa de la formación de enlaces; en referencia al enlace metálico, se presenta el modelo del mar de electrones como un modelo diferente al del enlace covalente, cuando también podría explicarse como una escala continua con diferentes grados de deslocalización electrónica, y se unifican las propiedades de los metales ignorando la variabilidad existente en los mismos; por último, critican la poca importancia que se le da a las fuerzas intermoleculares, ya que incluso las más débiles pueden tener importantes consecuencias, por ejemplo, en bioquímica.

En el trabajo de González-Felipe et al. (2017), se hace un análisis profundo de algunos libros de textos, centrándose en el tema del enlace químico, de las editoriales más ampliamente utilizadas en el nivel educativo que nos ocupa. Se analizan cinco categorías: secuenciación de los contenidos, causas de la formación de enlaces, terminología utilizada, clasificación de las sustancias según tipo de enlace y estudio de las fuerzas intermoleculares. Sólo se encontraron diferencias significativas en la terminología y tratamiento de las fuerzas intermoleculares. Se describen ahora las aportaciones para cada una de las categorías analizadas:

- Secuenciación de los contenidos. La mayoría comienza a abordar el tema por el enlace iónico. Taber (2011) propone seguir el orden metálico-iónico-covalente, para empezar a estudiar los cristales y acabar por moléculas discretas, evitando así errores conceptuales como la existencia de moléculas iónicas.
- Causa de la formación de enlaces. Generalmente el enlace se justifica como la tendencia de los átomos a cumplir la regla del octeto. De acuerdo con Levy, Mamlok-Noaman, Hofstein y Taber (2010), se debería introducir la naturaleza eléctrica de las partículas involucradas en el enlace y explicar las atracciones y repulsiones que se producen y que afectan a la estabilidad y energía de las mismas.
- Terminología utilizada. Proponen homologar la terminología para evitar confusiones. Se han encontrado los siguientes términos para hacer referencia a los mismos compuestos: “cristales atómicos covalentes”, “sólidos covalentes cristalinos”, “cristales atómicos covalentes y “sólidos reticulares”.
- Clasificación de las sustancias según el tipo de enlace. Lo más común es distinguir entre tres tipos de enlace (metálico, covalente e iónico) y tratar aparte a las fuerzas intermoleculares. Para evitar esta composición proponen clasificar las sustancias en reticulares (metálicas, iónicas y covalentes) y no reticulares (moleculares y atómicas).
- Estudio de las fuerzas intermoleculares. Los resultados son muy variados: en algunos casos se definen como enlaces entre moléculas pero luego no se incluyen como un tipo de enlace. Además, la terminología también es muy variada para hacer referencia a los distintos tipos de fuerzas intermoleculares. En relación a esto, Levy et al. (2008) proponen presentar los distintos tipos de enlace en una escala continua en función de su fuerza, comenzando por las fuerzas de Van der Waals y terminando por el enlace iónico.

Otra gran aportación a una visión más moderna del enlace químico a nivel didáctico es la que hace Caamaño (2016b) en su trabajo. En primer lugar, analiza la secuenciación tradicional del enlace químico y la somete a crítica, destacando, entre otros, los siguientes problemas conceptuales y didácticos:

- La regla del octeto no justifica la naturaleza física del enlace químico y elude la interacción electrostática que se da entre electrones y núcleos.
- La explicación tradicional del enlace iónico como la transferencia de electrones de un átomo a otro, induce a pensar en la existencia de pares iónicos y no de redes iónicas.
- El concepto de molécula y cristal no deben contraponerse, pues no son excluyentes, ya que las sustancias moleculares también se presentan en forma de cristales.

- La consecución de la regla del octeto no implica la formación de una especie más estable. En el caso del enlace iónico, por ejemplo, el proceso de cesión de un electrón (ionización) es un proceso endotérmico, ya que el electrón y el ión por separado tienen más energía que el átomo (Taber, 2009). Aun cuando el electrón es aceptado por otro átomo, el proceso global no se convierte en exotérmico hasta que se alcanza una tercera etapa que implica la aproximación de los iones formados para formar una red iónica.

Mencionado todo esto, propone una unificación del tema del enlace químico, diseñando incluso una secuenciación didáctica para su implementación (Caamaño, 2016a), tratando de evitar estos errores conceptuales. Así, define el enlace químico como una interacción eléctrica, según la disposición de las cargas, que se da entre átomos, iones o moléculas para formar agrupaciones como moléculas o estructuras de mayor nivel. No obstante, pueden encontrarse aislados en ocasiones, como es el caso de los gases nobles. De este modo, según la naturaleza de dicho enlace se distinguen cuatro tipos de fuerzas o interacciones que mantienen unidas a las partículas: enlace covalente, iónico, metálico y fuerzas intermoleculares.

Del mismo modo unifica el factor energético en la formación de los enlaces. La formación de un enlace implica la aproximación de los átomos, iones o moléculas hasta alcanzar la *longitud del enlace*, en el caso del enlace covalente, y las distancias entre iones o moléculas en los otros tipos de enlace. Así, la modelización de la energía en la formación de una molécula a partir de átomos por enlace covalente es extrapolable a las energías reticulares de las redes cristalinas, tanto de sustancias iónicas (unión entre iones) como reticulares covalentes (entre átomos), metálicas (entre cationes y electrones libres) y moleculares (entre moléculas), que no suelen abordarse a este nivel académico.

Por otra parte, sugiere que las sustancias formadas por moléculas sean denominadas “sustancias moleculares” y no “sustancias covalentes”, puesto que sus propiedades físicas no dependen de la naturaleza del enlace covalente sino de las fuerzas intermoleculares. Así se evitarían confusiones respecto a las propiedades de estas sustancias.

Otra consideración importante es la que realiza en torno al enlace de hidrógeno, sugiriendo que se denomine como enlace y no como fuerza intermolecular, pues su intensidad es más cercana a la del enlace covalente que a la de las fuerzas intermoleculares.

Por último, defiende que la estructura de cada sustancia justifica las propiedades de las mismas. Es evidente que existe una relación entre la estructura y el tipo de enlace que la constituye, por lo que dichas propiedades estarán también condicionadas por la naturaleza del enlace. No obstante, no son los tipos de enlace los

que se deben relacionar directamente con las propiedades, sino que el nexo de unión entre ambos debe caer en el nivel estructural que corresponda a cada sustancia.

Esa ha sido la enseñanza tradicional del enlace químico, que comienza a partir de los tipos de enlace entre partículas para sólo después dar explicación a las propiedades de las sustancias a partir de los modelos de enlace elaborados. Un enfoque más moderno es el de elaborar estos modelos como intento de explicación de las propiedades físicas y químicas de las sustancias.

2.3.2 Ideas previas

El modo habitual de encarar cualquier tópico en relación a la enseñanza de las ciencias consiste en indagar sobre las ideas previas de los estudiantes (Ausubel, Novak y Hanesian, 1983), también llamados errores conceptuales (Taber, 2011), concepciones alternativas (Driver y Erickson, 1983), marcos conceptuales alternativos (Campanario y Otero, 2000) pseudoconceptos, o pseudoconcepciones (Vinner, 1997), según las distintas terminologías encontradas en bibliografía. Estas ideas alternativas a los conceptos científicos limitan el aprendizaje, por lo que es importante conocerlas en cualquier ámbito del conocimiento y no sólo en la enseñanza y aprendizaje de la ciencia (Bello, 2004). El aprendizaje significativo se produce al establecer nuevas relaciones con las ideas existentes en los estudiantes, de ahí el papel fundamental de estas.

Las ideas previas son consideradas por algunos autores como aisladas (Mortimer, 1995), pero otros muchos las perciben como una red conceptual o esquema de pensamiento que puede ser coherente, pero diferente al científico. Estos modelos mentales de los estudiantes necesitan ser transformados en otros más potentes y cercanos a las concepciones científicas. Esto se conoce como cambio conceptual (Garcés y Hernández, 2007).

En particular, es importante indagar en las ideas previas relacionadas con el enlace químico al ser determinante para la concepción global de la química. No podemos explicar o predecir el comportamiento de la materia sin saber cómo interaccionan las partículas que la constituyen, o que el resultado de dichas interacciones determina su composición y estructura y, consecuentemente, sus propiedades físicas y químicas (Valcárcel, Sánchez y Zamora, 2005). Así, un análisis detallado de su naturaleza y características es esencial para la comprensión de tópicos de la química tales como los compuestos de carbono, proteínas, polímeros, ácidos y bases, la termodinámica química, las proteínas, los hidratos de carbono y polímeros (Levy, Mamlok-Naaman, Hofstein y Taber, 2010).

Por todo esto, este concepto es considerado por muchos investigadores como uno de los más fundamentales en química (Pauling, 1992; Posada, 1999; Solbes y

Vilches, 1991). Pero a la vez, es identificado en la bibliografía como problemático y difícil, en el que los estudiantes carecen de una comprensión profunda del mismo (Lazo y Zúñiga, 2013).

Tales razonamientos han motivado la realización de numerosas investigaciones sobre las concepciones alternativas de los alumnos, aunque el tema del enlace químico ha sido abordado en pocas investigaciones (Riboldi, Pliego y Odetti, 2004).

Es importante resaltar que en muchas ocasiones el problema del aprendizaje de este concepto no reside solamente en las concepciones alternativas de los estudiantes. Puede también ser debido al hecho de que los alumnos aprenden la terminología empleada tanto de sus profesores como de los libros de texto, pero sin llegar a entender los conceptos que se encierran en esos términos (González, Aguirre, Fernández y Vázquez, 2018).

En este estudio previo de González et al. (2018) se incluye una revisión bibliográfica actualizada con las principales concepciones alternativas detectadas en los estudiantes y relacionadas con la comprensión del enlace químico. Las más importantes están recogidas en la Tabla 2, junto con las referencias en las que aparecen.

Tabla 2. Ideas previas en relación al enlace químico. Fuente: González et al. (2018)

Concepción alternativa sobre la causa de la formación de los enlaces	
Los enlaces se forman debido a que los átomos tienden a rellenar su configuración electrónica	Posada (1999)
Los átomos se enlazan debido a un campo de atracción entre ellos	
Los átomos necesitan llenar niveles electrónicos	Robinson (1998)
Para que se produzca el enlace químico es imprescindible suministrar energía	Riboldi et al. (2004)
El enlace químico es una entidad física	Boo (1998)
Concepciones alternativas sobre propiedades de las sustancias y su estructura	
La formación de una molécula por la unión entre átomos es un proceso de cambio de estado	Riboldi et al. (2004)
Las propiedades de los compuestos son atribuidas por los átomos que lo constituyen	Levy et al. (2004)
La alta viscosidad de algunos sólidos moleculares es debida a fuertes enlaces en una red covalente continua	Peterson y Treagust (1989)
La forma y el empaquetamiento de los compuestos iónicos se ven influidos por la presión	Coll y Treagust (2001)
Los enlaces covalentes se rompen cuando una sustancia cambia de forma	Peterson y Treagust (1989)

El mayor o menor punto de fusión de las sustancias es debido a propiedades macroscópicas como la densidad o el calor específico	Posada (1993)
Concepciones alternativas sobre el enlace covalente	
El enlace covalente intramolecular es de naturaleza débil	Coll y Taylor (2001)
En todos los enlaces covalentes se comparten equitativamente los pares de electrones	Peterson y Treagust (1989)
La polaridad de un enlace depende del número de electrones de valencia involucrados por parte de cada átomo que lo forma	
La carga iónica determina la polaridad del enlace	

En el trabajo de Peterson y Treagust (1989), analizan en estudiantes de 16-17 años conocimientos sobre el enlace covalente y su estructura, encontrando que: un 23% de los alumnos no considera la influencia de la electronegatividad y la desigual compartición del par de electrones en el enlace polar; un 27% ve, en la polaridad, un factor que influye en la geometría de las moléculas; un 23% confunde fuerzas intermoleculares con fuerzas dentro de las moléculas; y un 33% considera que no existen fuerzas intermoleculares en una red covalente.

Por su parte, Valcárcel Pérez et al. (2005) indagan en más profundidad en la concepción previa de los estudiantes en relación al enlace iónico, concluyendo que entre los modelos del enlace químico, el iónico es mejor comprendido que el covalente. No obstante, los alumnos no construyen una interpretación adecuada tanto del enlace iónico como de la estructura y propiedades de las sustancias iónicas. Entre las ideas de los alumnos más documentadas sobre el enlace iónico (Taber, 1997; Posada, 1999; Coll y Treagust, 2003) destacan que es el resultado directo de la cesión y captación de electrones entre los átomos y que el motivo de su formación es la consecución del octeto y el hecho de que se unan un metal y un no-metal.

Existen más trabajos en los que se indagan en los conocimientos previos de enlace químico, como el de Riboldi et al. (2004), en el que las concepciones alternativas encontradas en estudiantes que iban a acceder a la universidad pueden resumirse en los tres siguientes apartados:

- 1) Respecto a procesos donde se agrupan átomos de un mismo o de distintos elementos:
 - Átomos de un mismo elemento se unen por enlace iónico.
 - Átomos de distintos elementos se unen solamente por enlace iónico.
 - La unión de átomos de oxígeno para formar una molécula es un proceso físico.

- El enlace iónico es más fuerte que el enlace covalente.
- 2) Con relación a la posibilidad de que una unión química entre átomos sea percibida como un proceso espontáneo:
 - Para que átomos de un mismo o de diferentes elementos se unan por enlace químico es imprescindible suministrar energía, ya que estos procesos no son espontáneos.
- 3) En referencia a la estructura de sustancias unidas por enlace iónico y covalente:
 - Cuando dos átomos del mismo o de diferentes elementos se unen por enlace químico, éstos permanecen sin modificar su estructura, es decir, como si sólo se hubiesen acercado.
 - Al unirse por enlace químico para formar una molécula diatómica, átomos de un mismo o de distintos elementos unen sus núcleos.
 - Existen moléculas de sustancias iónicas.
- 4) En cuanto a las causas de un enlace iónico:
 - La causa del enlace es la naturaleza de los átomos involucrados (metal - no metal).
 - La causa del enlace iónico es que cada uno de los elementos completará el octeto electrónico.

A modo de reflexión final, se pueden citar las siguientes conclusiones que incluyen Garcés y Hernández (2007) en su estudio:

- En relación con el enlace químico, se identifican modelos mentales en los estudiantes que implican la evolución hacia el cambio conceptual. Pero hay otros que persisten a pesar de la intervención docente.
- Es necesario que los profesores aborden explícitamente las ideas previas de los estudiantes en el proceso de enseñanza-aprendizaje.
- Es indispensable diseñar y aplicar estrategias de enseñanza-aprendizaje, adecuadas para promover el cambio de perfil conceptual.

2.3.3 *Propuesta de mejora*

La revisión bibliográfica llevada a cabo en los apartados anteriores denota los numerosos errores conceptuales y las carencias de los libros de texto que se dan hoy en día respecto a la enseñanza del enlace químico. Estos indicadores alertan de la necesidad de seguir avanzando en la renovación de las estrategias metodológicas de enseñanza, especialmente en el ámbito científico.

Por un lado, se hace necesaria la aplicación y el uso de metodologías activas de enseñanza, que permita la adquisición competencias transversales necesarias para la formación integral del estudiante, como son el trabajo en equipo, el uso de nuevas

tecnologías para la búsqueda de información y exposición de resultados, la expresión oral y escrita de los trabajos realizados y la interdisciplinariedad de los conocimientos adquiridos (López, 2011).

Según Garritz (2006), el objetivo prioritario debe ser promover una actitud positiva en los estudiantes hacia la ciencia, que mantenga su curiosidad, interés y motivación. Para ello, es necesario que el estudiante realice observaciones, se haga preguntas, revise diferentes fuentes de información, analice e interprete datos, de explicaciones y llegue a conclusiones. En resumen, y como concluye en su trabajo Salas (2010), los procesos de enseñanza y de aprendizaje deben tener una dinámica que promueva la interiorización del conocimiento en la que el estudiante juegue el papel de mediador proactivo y no de receptor pasivo.

Por otro lado, hay que ser conscientes de que el aprendizaje de la Química es difícil, pues requiere que el estudiante relacione el mundo macroscópico que percibe con un mundo submicroscópico, basado en átomos y moléculas, el cual requiere de símbolos para su representación. A pesar de esta dificultad, la tarea del docente es adaptar el conocimiento científico para que el estudiante pueda conectarlo con sus conocimientos previos y así lograr un aprendizaje significativo (Nakamatsu, 2012).

Un ejemplo lo constituye el tema que nos ocupa, el del enlace químico y su relación con la estructura de las sustancias, que es considerado por muchos investigadores como crucial a la hora de desarrollar distintos aspectos de química general, física o biología (Riboldi et al., 2004).

Teniendo en cuenta todos estos aspectos relacionados con el enlace químico y su enseñanza, en este trabajo de fin de máster se propone el desarrollo de la siguiente unidad didáctica.

La densidad, importancia y dificultad asociadas al enlace químico requieren de una planificación previa que asegure la adquisición duradera de los contenidos asociados a él. Para ello, en esta unidad serán fundamentales las tecnologías de la información y la comunicación, así como trabajos cooperativos y otras técnicas que se exponen más adelante y que buscan mejorar los resultados que se obtienen habitualmente a través de su estudio utilizando únicamente los libros de texto como herramienta.

En definitiva, se trata de desarrollar el tema evitando las concepciones previas identificadas anteriormente en bibliografía a través del uso de metodologías modernas, activas y variadas que conlleven a la adquisición de un aprendizaje significativo.

3 UNIDAD DIDÁCTICA

3.1 Legislación educativa de referencia

Para el desarrollo del presente trabajo fin de Máster, se ha consultado la legislación vigente que involucra, entre otros, los aspectos relativos a la enseñanza general de la Física y Química en el último curso de la Educación Secundaria Obligatoria y, en concreto, lo referente al enlace químico, y que se cita a continuación:

- Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, por el que se establece el currículo básico de la Educación Secundaria Obligatoria y del Bachillerato.
- Decreto 111/2016, de 14 de junio, por el que se establece la ordenación y el currículo de la Educación Secundaria Obligatoria en la Comunidad Autónoma de Andalucía.
- Orden de 14 de julio de 2016, por la que se desarrolla el currículo correspondiente a la Educación Secundaria Obligatoria en la Comunidad Autónoma de Andalucía, se regulan determinados aspectos de la atención a la diversidad y se establece la ordenación de la evaluación del proceso de aprendizaje del alumnado.
- Orden ECD/65/2015, de 21 de enero, por la que se describen las relaciones entre las competencias, los contenidos y los criterios de evaluación de la educación primaria, la educación secundaria obligatoria y el bachillerato.
- Ley Orgánica 2/2006, de 3 de mayo, de Educación, modificada por la Ley Orgánica 8/2013, de 9 de diciembre, para la mejora de la calidad educativa.

3.2 Justificación didáctica

La unidad didáctica que se va a desarrollar a continuación, titulada “El enlace químico”, está orientada a un nivel de 4º de Educación Secundaria Obligatoria. En ella se plasmarán los contenidos y demás elementos curriculares que tienen cabida en el “Bloque 2: La materia” de la asignatura de Física y Química para este nivel educativo, de acuerdo con el Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre. Se contribuye con esta unidad didáctica al papel de la Física y Química de incentivar un aprendizaje contextualizado que relacione los principios en vigor con la evolución histórica del conocimiento científico, en general, y del enlace químico en particular; que establezca la relación entre ciencia, tecnología y sociedad; que potencie la argumentación verbal y la resolución de problemas con precisión y rigor.

3.3 Contextualización del centro y aula

Esta unidad didáctica está diseñada para llevarse a cabo en un aula concreta del instituto donde se realizaron las prácticas en centros docentes. Este aula pertenece a la clase de 4º ESO C, del centro de las Escuelas Profesionales de la Sagrada Familia (SAFA) ubicado en Linares (Jaén).

Las clases se llevan a cabo en el aula ordinaria, excepto la sesión de laboratorio y aquellas en las que se precise de ordenadores, en las que se acudirá al aula de informática. Se imparten 3 horas semanales en el siguiente horario: lunes (12:30 h-13:30 h), jueves (10:00h -11:00 h), viernes (12:30 h-13:30 h).

Esta clase consta de 23 alumnos y alumnas. Se caracteriza por presentar una gran diversidad en cuanto a nacionalidad del alumnado (hay 3 alumnos extranjeros, aunque están perfectamente adaptados al idioma). Además, hay dos casos de alumnos que presentan altas capacidades. El rendimiento generalmente es bueno y no hay casos de conductas especialmente problemáticas.

No obstante, los aspectos más generales de esta unidad didáctica son también extensibles a otros grupos y centros.

3.4 Objetivos

Tanto en el artículo 2 del Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, como en el artículo 4 del Decreto 111/2016, de 14 de junio, se definen los diferentes elementos del currículo comunes a la Educación Secundaria Obligatoria y Bachillerato. Entre ellos, se describen los objetivos como los referentes relativos a los logros que el estudiante debe alcanzar al finalizar cada etapa, como resultado de las experiencias de enseñanza-aprendizaje intencionalmente planificadas a tal fin.

En el artículo 11 del Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, así como en el artículo 23 de Ley Orgánica 2/2006, de 3 de mayo, modificada por la Ley Orgánica 8/2013, de 9 de diciembre, se exponen los objetivos generales para la etapa de Educación Secundaria Obligatoria. Además de estos objetivos, se añaden otros concretos para nuestra Comunidad en el artículo 3 del Decreto 111/2016, de 14 de junio, referentes específicamente a la Educación Secundaria Obligatoria en la Comunidad Autónoma de Andalucía.

Del mismo modo, en la Orden de 14 de julio de 2016, se regulan determinados aspectos de la atención a la diversidad y se establece la ordenación de la evaluación del proceso de aprendizaje del alumnado, se enumeran una serie de objetivos generales que se pretenden alcanzar en el área de Física y Química en esta etapa.

Además de la contribución a la consecución de estos objetivos en la medida de lo posible, en la presente unidad didáctica se desean alcanzar, en particular, una serie de objetivos específicos que están estrechamente relacionados con la misma y que se describen a continuación:

1. Valorar el papel relevante del enlace químico y su necesidad de comprensión para explicar otros fenómenos de esta disciplina.
2. Realizar una visión conjunta de las características que definen al enlace químico y a las fuerzas intermoleculares.
3. Distinguir los distintos niveles estructurales (moléculas y redes) que se alcanzan mediante enlaces químicos.
4. Conocer la contribución histórica de Lewis, Pauling y Kossel al enlace químico con sus aportaciones para la consagración del modelo actual de enlace.
5. Conocer la relación entre estabilidad energética y regla del octeto, así como la naturaleza eléctrica de los enlaces para justificar su formación.
6. Utilizar diagramas de Lewis para predecir el tipo de enlace presente en un determinado compuesto y su fórmula.
7. Distinguir la naturaleza y características particulares de los tres tipos de enlace químico: iónico, covalente y metálico.
8. Utilizar el concepto de polaridad y electronegatividad para marcar la línea entre enlace iónico y covalente.
9. Conocer el modelo del mar de electrones para el enlace metálico.
10. Conocer las estructuras y justificar las propiedades de las sustancias iónicas, metálicas y covalentes atómicas.
11. Conocer las particularidades de las fuerzas intermoleculares en cuanto a fortaleza y su papel determinante en las propiedades físicas de las sustancias moleculares.
12. Distinguir entre los distintos tipos de fuerzas intermoleculares.
13. Ser consciente de la importancia de las fuerzas intermoleculares a nivel biológico.
14. Utilizar correctamente las distintas terminologías empleadas referentes al enlace químico.

3.5 Competencias clave

Las competencias clave, es decir, las capacidades para aplicar de forma integrada los contenidos propios de cada enseñanza y etapa educativa, con el fin de lograr la realización adecuada de actividades y la resolución eficaz de problemas

complejos, se encuentran ampliamente descritas en la Orden ECD/65/2015, de 21 de enero.

A lo largo de esta unidad didáctica, se intentará contribuir en mayor o menor medida a las siete competencias clave. A continuación, se describe brevemente el papel que va a jugar cada una de ellas:

- Comunicación lingüística (CL). Esta competencia se pondrá de manifiesto en repetidas ocasiones. Se fomenta la fluidez de expresión oral a través de continuos debates en clase, la formulación de preguntas abiertas (sobre todo para la detección de ideas previas) y exposiciones orales. Se valorará que la transmisión de ideas se haga de una forma estructurada y se cuidará en todo momento el uso de una terminología específica y variada y un lenguaje formal. Además, se llevarán a cabo lecturas de textos científicos y búsquedas bibliográficas que pondrán a prueba la capacidad de análisis y de síntesis del alumnado.
- Competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología (CMCT). La asignatura de Física y Química está estrechamente relacionada con esta competencia. Se trabajará la competencia matemática a través de la resolución de problemas relacionados con las estructuras de Lewis y las fórmulas de los compuestos químicos, en los que tendrán que analizar los datos que se planteen y llegar a conclusiones finales a través de cálculos matemáticos sencillos. Además, particularmente en este tema, se pretende aumentar el interés por la ciencia haciendo al alumnado consciente del papel fundamental que juega el enlace químico en la materia que nos rodea, valorando así el conocimiento y la investigación en la ciencia.
- Competencia digital (CD). Las tecnologías de la comunicación y la información se convertirán en una herramienta indispensable en esta unidad didáctica, ya que ayudarán a visualizar modelos sobre lo que ocurre a nivel microscópico en el enlace químico (con el uso de simuladores y ejercicios interactivos) y facilitarán la transmisión de ideas a los alumnos mediante videos en casos en los que se hace difícil la reproducción de las experiencias en el laboratorio. Además, los alumnos tendrán que aprender a realizar búsquedas bibliográficas en bases de datos científicas y a presentar en diapositivas las ideas recogidas en dicha búsqueda, cuidando siempre el formato de la presentación. Todo esto hace de esta competencia una de las más relevantes en esta unidad didáctica.
- Aprender a aprender (CAA). Se intentará guiar al alumnado a través de pautas a seguir en la resolución de problemas. No obstante, siempre se dejará espacio y tiempo necesarios para que el alumnado se cuestione y razone sobre determinados fenómenos. Además, la conexión entre conocimientos nuevos y anteriores y la construcción del conocimiento de un modo progresivo permite

al alumnado establecer procesos para la adquisición de un aprendizaje significativo, fomentado también el uso de estrategias variadas de estudio. La capacidad de reflexión y autoevaluación de su trabajo y desempeño ayuda al estudiante a alcanzar la madurez y progresión que se pretenden.

- Competencias sociales y cívicas (CSC). La utilización de técnicas basadas en aprendizaje cooperativo contribuirá al desarrollo de esta competencia. El intercambio de ideas, la necesidad de llegar a acuerdos y, en general, el trabajo en equipo entre iguales, son situaciones que deben entrenarse ya que serán clave para el alumnado de cara al futuro. No obstante, en todas las clases se velará por el trato igualitario y respetuoso entre los estudiantes.
- Sentido de iniciativa y espíritu emprendedor (SIEP). Se pretende que el alumnado tenga libertad para tomar decisiones relativas a su trabajo y se apoyarán las iniciativas y las ideas innovadoras que propongan. Esto se llevará a cabo a través de la asignación de tareas guiadas pero no totalmente cerradas, como pueden ser la realización de prácticas de laboratorio o la presentación de trabajos en los que además tendrán que utilizar su capacidad crítica.
- Conciencia y expresiones culturales (CEC). La concienciación de los alumnos sobre la importancia de las aportaciones de científicos como Kossel, Lewis o Pauling a la historia de la química les permitirán conocer y comprender la situación actual en la que se encuentra esta disciplina.

3.6 Contenidos

Los contenidos son definidos como el conjunto de conocimientos, habilidades, destrezas y actitudes que contribuyen al logro de los objetivos de cada enseñanza y etapa educativa y a la adquisición de competencias. Para tratar los contenidos “Enlace químico: iónico, covalente y metálico” y “Fuerzas intermoleculares”, que se encuentran especificados en el Bloque 2 (La materia) de la asignatura de Física y Química para 4º ESO, tal y como se comprueba en la Orden de 14 de julio de 2016, se regulan determinados aspectos de la atención a la diversidad y se establece la ordenación de la evaluación del proceso de aprendizaje del alumnado, y en Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, se abordarán en la presente unidad didáctica los siguientes contenidos específicos:

1. Introducción al concepto de enlace químico.
2. Enlace químico: concepto y clasificación.
3. Tipos de estructuras: moléculas y redes.
4. Factores que intervienen en la formación de un enlace.
5. Regla del octeto.
6. Diagramas de Lewis.

7. Enlace iónico.
 - a. Propiedades de las sustancias iónicas.
8. Enlace covalente.
 - a. Orden de enlace.
 - b. Momento dipolar.
 - c. Propiedades de las sustancias covalentes atómicas.
9. Enlace metálico.
 - a. Propiedades de las sustancias metálicas.
10. Fuerzas intermoleculares.
 - a. Fuerzas de Van der Waals.
 - b. Enlace de hidrógeno.
 - c. Interés biológico de las fuerzas intermoleculares.
 - d. Propiedades de las sustancias moleculares.

3.7 Metodología

Se entiende por metodología didáctica el conjunto de estrategias, procedimientos y acciones organizadas y planificadas por el profesorado, de manera consciente y reflexiva, con la finalidad de posibilitar el aprendizaje del alumnado y el logro de los objetivos planteados.

Siguiendo las recomendaciones metodológicas establecidas en el artículo 7 del Decreto 111/2016, de 14 de junio, para la etapa de la ESO en general, y las de la Orden de 14 de julio de 2016 para el área de Física y Química en particular, se describe a continuación las estrategias metodológicas que se llevan a cabo a lo largo de la unidad didáctica del enlace químico:

- La indagación de las ideas previas que presentan los estudiantes adquieren un papel fundamental (Bello, 2004), así como la conexión de contenidos con los conocimientos de unidades didácticas o cursos anteriores, más aún cuando el concepto y los tipos de enlace químico se introducen por primera vez en 4º ESO. Esta detección de preconcepciones se hará cuantas veces sea necesaria, cobrando especial relevancia en la primera sesión, a través de un cuestionario, en el que se comprobará cuáles son las bases del alumnado y su preparación para enfrentarse al tema. No obstante, se seguirán formulando en cada clase preguntas abiertas sobre lo que conocen acerca de los contenidos que se van a abordar en cada sesión, adaptando su impartición según el nivel de conocimientos y recordando conceptos cuando sea necesario.

- En varias sesiones se hará uso del trabajo cooperativo, en el que los estudiantes deben colaborar entre ellos para alcanzar las metas que se proponga, como la realización de tareas o trabajos de investigación. Para que esta estrategia metodológica repercuta positivamente en los conocimientos y motivación del alumnado, es necesaria una planificación previa (Kagan y Kagan, 2009). Es por esto que es recomendable que el docente establezca unos grupos que se mantendrán durante toda la unidad didáctica, buscando que sean heterogéneos y equitativos unos con otros, jugando con el rendimiento, capacidad de liderazgo y conocimientos de los alumnos y alumnas. Con esto se busca enfrentar al alumnado a situaciones que se encontrarán posteriormente en su vida: trabajos en grupos en los que cada uno aporta algo, necesidad de toma de decisiones, generación de confianza en el grupo, reflexión y valoración del grado de consecución de los objetivos propuestos y, en definitiva, búsqueda del éxito en conjunto. Con todo esto, con el trabajo cooperativo se desarrollan aspectos de vital importancia referidos a las actitudes de solidaridad, igualdad, respeto, diálogo y libertad (Gonzálvez, Traver y García, 2011).
- Los trabajos de investigación que requieran búsqueda bibliográfica se convertirán en una herramienta útil para el alumno pues, además de la adquisición de conocimientos nuevos por ellos mismos, se buscará que aprendan a identificar fuentes bibliográficas fiables, en las que el rigor científico esté presente y desarrollen así su espíritu crítico.
- La exposición oral de trabajos contribuirá también al desarrollo de la competencia lingüística, en los que el uso de un lenguaje formal y terminología adecuada y específica serán esenciales. De este modo, el estudiante desarrollará habilidades y se preparará para hablar ante un público específico.
- Será fundamental el uso de herramientas TICs. Existen numerosos trabajos que dan idea de las numerosas ventajas que aportan (Coca, 2015): los estudiantes son más activos y participativos, mejoran su aprendizaje, ayudan a superar concepciones previas y favorecen la elaboración de unidades didácticas mediante el empleo de simuladores o laboratorios virtuales. Además de los simuladores y las actividades interactivas, se buscará que los alumnos aprendan a presentar adecuadamente trabajos en formato digital (diapositivas).
- Se incluirán aspectos históricos sobre científicos que han contribuido a la consecución del modelo actual del enlace químico, mejorando la cultura científica de los estudiantes y llevándoles a la realidad de los

trabajos de investigación, en cuanto al tiempo que conlleva avanzar en ellos.

- El trabajo en el laboratorio tiene un potencial enorme para la adquisición de contenidos relacionados con el enlace químico. En la práctica de laboratorio que se va a llevar a cabo no se busca que el alumno se limite a seguir un procedimiento descrito y anotar los resultados, sino que se fomenta su razonamiento y espíritu investigador y emprendedor, tal y como defendieron Tamir y García (1992).
- Se buscará en todas las actividades la participación activa del alumnado, ya sea durante la corrección de tareas en conjunto o la involucración en debates o preguntas que el profesor o profesora plantee. Además, se utilizarán en todo momento de refuerzos positivos encaminados a la elevación de la autoestima del alumno o alumna y se fomentará un clima de respeto e integración en el aula.
- En la enseñanza del enlace químico será de gran utilidad hacer uso de analogías, escenificaciones o modelos para ayudar al aprendizaje del alumnado.
- Se hará uso de la metodología de aula invertida para la elaboración de un trabajo de investigación sobre la importancia de las fuerzas intermoleculares en las biomoléculas. Este método de enseñanza busca que el alumno o alumna estudie los conceptos teóricos por sí mismo a través de diversas herramientas que el docente pone a su alcance, y el tiempo de clase se aproveche para resolver dudas relacionadas con el material proporcionado. Tal y como expone en su trabajo Berenguer (2016), el aula invertida o *flipped classroom* presenta las siguientes ventajas: aumenta el compromiso de su alumnado al hacerse responsable de su propio aprendizaje, permite que los alumnos aprendan a su propio ritmo ya que tienen la posibilidad de acceder al material facilitado por el profesor cuantas veces quieran, contribuye al desarrollo del talento, fomenta el pensamiento crítico y la creatividad del estudiante, convierte el aula en un espacio donde se comparten ideas, se plantean interrogantes y se resuelven dudas, entre otras.
- La realización de actividades en casa puede ayudar a los alumnos a repasar los contenidos trabajados en clase, afianzarlos y entrenarlos para favorecer un aprendizaje significativo. Además, pueden plantearse dudas que en las sesiones no habían surgido y despertar su curiosidad e interés. No obstante, se procurará que no sean demasiado laboriosas y que se puedan resolver fácilmente si se ha prestado atención en clase, para no sobrecargar así al alumno o alumna.

3.7.1 Distribución temporal

Para un total y correcto aprendizaje de las nociones de enlace químico que se requieren para este nivel educativo, va a ser necesario hacer uso de 18 sesiones, pues es un tema muy denso y de los más fundamentales en la enseñanza de la química. De acuerdo al horario semanal del curso para el que está diseñada esta unidad didáctica y del número de sesiones requeridas, la unidad didáctica quedará distribuida según se indica en la Tabla 3.

Tabla 3. Distribución temporal de la unidad didáctica. Fuente: elaboración propia.

LUNES 12:30 h-13:30 h	MARTES	MIÉRCOLES	JUEVES 10:00 h-11:00 h	VIERNES 12:30 h-13:30 h
SESIÓN 1	-	-	SESIÓN 2	SESIÓN 3
SESIÓN 4	-	-	SESIÓN 5	SESIÓN 6
SESIÓN 7	-	-	SESIÓN 8	SESIÓN 9
SESIÓN 10	-	-	SESIÓN 11	SESIÓN 12
SESIÓN 13	-	-	SESIÓN 14	SESIÓN 15
SESIÓN 16	-	-	SESIÓN 17	SESIÓN 18

De acuerdo con esto, se van a detallar a continuación cada una de las actividades a realizar en cada sesión, comentando, para cada una de ellas, su duración, objetivos que se persiguen, contenidos y competencias que se trabajan, materiales y recursos que se precisan, descripción detallada de las mismas y anexos con los que están relacionada (con soluciones incluidas en aquellos que se correspondan con actividades a realizar por el alumnado).

SESIÓN 1	
Lugar	Aula habitual
ACTIVIDAD 1: CUESTIONARIO IDEAS PREVIAS	
Duración	20 min
Objetivos	Detectar los conocimientos que presentan los alumnos sobre conceptos básicos para enfrentarse a un aprendizaje del enlace químico.
Contenidos	Átomos, iones, estructura atómica, electronegatividad.
Competencias	CMCT, CAA
Materiales y recursos	Material escolar habitual.
Descripción	Se trata de un cuestionario con 10 preguntas tipo test. Los alumnos tienen cuatro opciones de respuesta y sólo una es verdadera. Este

	cuestionario ayudará al profesor a identificar el nivel de conocimientos que presentan los alumnos y a conocer en qué aspectos debe hacer más hincapié antes de enfrentar a los alumnos a conocimientos nuevos o durante el desarrollo de la unidad. En este test no se incluyen preguntas acerca de la unidad didáctica como tal, pues el enlace químico se introduce por primera vez en el currículo en este nivel educativo. No obstante, cada vez que se introduzca un concepto nuevo en las próximas sesiones, se indagará en las ideas del alumnado a través de preguntas abiertas.
Anexos relacionados	Anexo 1. Cuestionario de ideas previas.
ACTIVIDAD 2: CORRECIÓN	
Duración	20 min
Objetivos	Refrescar los contenidos olvidados y resolver las dudas que se hayan podido plantear durante la realización del cuestionario.
Contenidos	Átomos, iones, estructura atómica, electronegatividad.
Competencias	CMCT, CL, CAA
Materiales y recursos	Material escolar habitual.
Descripción	Se irá pregunta a pregunta comentando la veracidad o falsedad de cada una de las respuestas y se justificará el porqué. La idea es que cada una de ellas sea corregida en voz alta por un estudiante distinto. Así, todos participan y comprueban si estaban en lo cierto con sus respuestas iniciales. Esto servirá de introducción al tema. Se debe mostrar especial relevancia al concepto de electronegatividad, pues será muy utilizado posteriormente. Se les pedirá que no cambien sus respuestas en caso de ser erróneas, pues este test tiene un carácter puramente informativo y no tendrá ninguna repercusión en la nota.
Anexos relacionados	Anexo 1. Cuestionario de ideas previas.
ACTIVIDAD 3: VÍDEO MOTIVADOR	
Duración	20 min
Objetivos	Motivar al alumnado. Hacer que el alumnado se cuestione e intente buscar explicaciones. Despertar su curiosidad por el enlace.
Contenidos	Enlaces químicos
	CMCT, CAA
Materiales y recursos	Proyector o televisión.
	Se trata de visualizar un vídeo titulado <i>“Chemical party”</i> . En él se

	establecen analogías entre enlaces químicos y relaciones amorosas en una fiesta en la que cada persona representa un elemento. Se corresponde con el siguiente enlace: https://www.youtube.com/watch?v=wBCmt_pJTRA La intención es hacer preguntas abiertas que hagan a los estudiantes pensar, como pueden ser: <i>¿Cómo representarías a través de una reacción química la ruptura del cloro con el hidrógeno para irse con el zinc?</i> <i>¿Por qué crees que no hay atracción entre el Neón y el H?</i> <i>¿Por qué el carbono puede atraer hasta a 4 hidrógenos?</i> <i>¿Por qué los gases nobles están solos y aburridos?</i> El video también sirve para explicar curiosidades sobre reacciones químicas peligrosas, como la que ocurre entre el agua y el potasio o cualquier otro metal alcalino: la violenta descomposición del agua para formar el hidróxido y liberar oxígeno es muy exotérmica.
Anexos relacionados	-

SESIÓN 2	
Lugar	Aula habitual
ACTIVIDAD 1: DEFINICIÓN DE ENLACE QUÍMICO	
Duración	20 min
Objetivos	Existe un primer objetivo de observar los conocimientos previos, aunque sean mínimos, que tienen los estudiantes sobre este tema. El principal es aclarar el concepto de enlace químico y su relación con las fuerzas intermoleculares y hacer un esquema de la unidad, que puede ayudar al alumno a su posterior comprensión, ya que es un tema denso que requiere ir por partes y establecer relaciones entre conceptos.
Contenidos	Definición de enlace químico: concepto y clasificación
Competencias	CMCT, CAA
Materiales y recursos	Material habitual escolar, cuaderno para tomar nota.
Descripción	La sesión comenzará haciendo una lluvia de ideas. El alumnado debe intentar recordar los conceptos relacionados con el enlace químico que conozca y el profesor o profesora los irá apuntando en la pizarra. Una vez hecho esto, se intentarán establecer relaciones entre las palabras o ideas que el alumnado ha aportado, hasta llegar a una adecuada definición de enlace químico. En este punto, es muy

	importante hacer ver al alumno la disquisición que existe entre enlace químico y fuerzas intermoleculares. También será conveniente elaborar un mapa conceptual, a modo de introducción al tema, en el que se muestren los distintos tipos de enlace químico y fuerzas intermoleculares. Si se han aportado ideas relacionadas con las características de cada uno también serán anotadas en el mapa.
Anexos relacionados	-
ACTIVIDAD 2: ¿POR QUÉ SE UNEN LOS ÁTOMOS?	
Duración	35 min
Objetivos	Que el alumno conozca cómo la regla del octeto justifica la formación de los enlaces, así como la naturaleza eléctrica de los mismos. Conocer las aportaciones históricas de Langmuir, Kossel y Lewis a la regla del octeto. Explicar en qué consisten las representaciones de Lewis, para qué se utilizan y cómo interpretarlas.
Contenidos	Regla del octeto y estabilidad en el enlace químico. Diagramas de Lewis.
Competencias	CMCT, CAA
Materiales y recursos	Material habitual escolar, cuaderno de clase para tomar nota.
Descripción	El docente comenzará enunciando la regla del octeto y su relación con la estabilidad de los compuestos. Dibujará en la pizarra, o haciendo uso del proyector, una curva de estabilidad y se estudiarán las distintas fases de la unión entre átomos que representan. En estos casos puede resultar llamativo para los alumnos y alumnas escenificar la unión de dos átomos con dos de los estudiantes. Se comentará también los modos que tienen los átomos de alcanzar los ocho electrones en la última capa (transferencia o compartición de electrones). El docente relatará, de modo simplificado, cómo se desarrolló esta teoría y el papel que jugaron algunos científicos importantes para su consolidación. No se debe olvidar el caso de los gases nobles. El profesor explicará, además, la simbología que propuso Lewis, pondrá una serie de ejemplos y comentará su relación con la regla del octeto.
Anexos	-

relacionados	
ACTIVIDAD 3: TAREA PARA CASA	
Duración	5 min
Objetivos	Consolidar lo aprendido en clase en relación al enlace químico, la regla del octeto y los diagramas de Lewis.
Contenidos	Definición de enlace químico: concepto y clasificación. Regla del octeto y estabilidad del enlace. Diagramas de Lewis.
Competencias	CMCT, CAA
Materiales y recursos	Material habitual escolar.
Descripción	El docente reparte la ficha correspondiente al anexo 6.2. En ella aparecen unas actividades sencillas y rápidas. También se avisará al alumnado de que en la siguiente sesión se hará uso de los teléfonos móviles y se les pedirá que los traigan si es posible, además de recordarles la utilidad puntual y específica que tendrán.
Anexos relacionados	Anexo 2. Enlace químico, regla del octeto y diagramas de Lewis.

SESIÓN 3	
Lugar	Aula habitual
ACTIVIDAD 1: CORRECCIÓN ACTIVIDADES	
Duración	20 min
Objetivos	Recordar y afianzar conocimientos en relación al enlace químico y la regla del octeto.
Contenidos	Definición de enlace químico: concepto y clasificación. Regla del octeto y estabilidad del enlace. Diagramas de Lewis.
Competencias	CMCT, CAA
Materiales y recursos	Material habitual escolar.
Descripción	Como ya se ha indicado, mediante la corrección en grupo de estas actividades, se pretende repasar lo explicado en la sesión anterior y resolver las dudas que se hayan presentado al respecto. Para ello, cada actividad será corregida por un voluntario o voluntaria entre el alumnado, escuchando en otro momento posibles el grado de acuerdo o desacuerdo de los compañeros o compañeras que consideren respuestas distintas a la dada. Este será el modo de corrección de las distintas actividades que se propongan durante el

	tema. Durante la corrección de esta ficha, al igual de las que se entreguen a lo largo de la unidad, se debe prestar atención a que la terminología empleada por los alumnos sea la adecuada e incidir en fallos generales en caso de que haya.
Anexos relacionados	Anexo 2. Enlace químico, regla del octeto y diagramas de Lewis.
ACTIVIDAD 2: TIPOS DE AGRUPACIONES A LAS QUE DA LUGAR EL ENLACE QUÍMICO	
Duración	25 min
Objetivos	Distinguir entre molécula y red. Diferenciar el significado de la fórmula molecular, en moléculas, frente a la fórmula empírica, cuando se usa para describir redes cristalinas.
Contenidos	Tipos de agrupamientos. Fórmula empírica y molecular.
Competencias	CMCT, CAA
Materiales y recursos	Material habitual de clase. Cuaderno para tomar nota.
Descripción	Esta actividad, al igual que el resto de actividades de este tipo que se den a lo largo de la actividad, no consistirá en una simple exposición de contenidos por parte del profesor, sino que se buscará la participación constante del alumnado a través de continuas preguntas para que razonen y deduzcan por ellos mismos los conceptos trabajados. Es aconsejable el uso de imágenes en la que aparezcan modelos de redes y moléculas. El libro de texto puede ser útil pues suelen contener muchas. A través de las imágenes los estudiantes deben identificar la diferencia de nivel estructural que hay entre ellas y el contenido limitado o no de átomos en cada uno. Se hará una primera aproximación a las estructuras a las que puede dar lugar cada tipo de enlace, aunque se vaya a recordar en sesiones posteriores, pues es importante que los alumnos tengan claro, por ejemplo, que no existen moléculas unidas por enlaces metálicos o iónicos, sino tan sólo covalentes. Del mismo modo, insistir en que los tres tipos de enlace pueden dar lugar a redes, siendo únicas para el caso del enlace iónico y el metálico. También se introduce la unión entre moléculas covalentes que provocan las fuerzas intermoleculares. Tomando como ejemplo una molécula y cristal conocidos, como podrían ser el agua y el cloruro de sodio, se intentará que los alumnos descifren el significado que aportan su fórmula molecular y empírica, respectivamente.
Anexos	-

relacionados	
ACTIVIDAD 3: KAHOOT!	
Duración	15 min
Objetivos	Motivar al alumnado. Repasar los conceptos introducidos en las anteriores sesiones para comprobar si están preparados para comenzar a estudiar las características de cada enlace por separado.
Contenidos	Enlace químico: concepto y clasificación. Regla del octeto y diagramas de Lewis. Tipos de agrupamientos. Fórmula molecular y empírica.
Competencias	CMCT, CD, CAA
Materiales y recursos	Dispositivos móviles.
Descripción	Esta actividad suele resultar muy motivadora, en la que el alumnado pone a prueba sus conocimientos. Es aconsejable dar algún “premio” a los estudiantes que queden entre los tres primeros del ranking que muestra la aplicación, como podría ser un positivo o la subida de un par de décimas en el examen. Se adjunta el anexo 6.3 con las preguntas que se proponen para incluir en el Kahoot. Su utilización es muy sencilla y para jugar sólo es necesario que los alumnos introduzcan un código que proporciona la aplicación.
Anexos relacionados	Anexo 3. Kahoot!

SESIÓN 4	
Lugar	Laboratorio
ACTIVIDAD 1: PRÁCTICA LABORATORIO	
Duración	1 h
Objetivos	Adquirir habilidades para el trabajo del laboratorio. Identificar diferentes propiedades físicas en sustancias desconocidas. Fomentar la capacidad de razonamiento del alumno o alumna.
Contenidos	Propiedades físicas de las sustancias covalentes reticulares, moleculares, iónicas y metálicas.
Competencias	CMCT, CAA,
Materiales y recursos	Material de laboratorio: tubos de ensayo, varillas de agitación, pie y pinzas, mechero Bunsen.
Descripción	El docente mostrará a los alumnos y las alumnas, en primer lugar, la

rúbrica correspondiente al 6.4, que se utilizará posteriormente para la evaluación individual en relación a esta sesión. De este modo, el alumnado puede conocer los determinados aspectos que debe tener en cuenta para desempeñar un adecuado trabajo en el laboratorio.

El profesor o profesora dividirá a los alumnos en 4 grupos (3 de ellos con 6 integrantes y uno con 5), y se situarán cada uno de ellos en una mesa de trabajo del laboratorio. Estos grupos se mantendrán hasta el final de la unidad didáctica para las distintas actividades que se lleven a cabo a través de trabajos cooperativos. El profesor ha de procurar que sean lo más heterogéneos y equitativo posible.

El material de laboratorio ha de ser previamente preparado por el docente, de cara a perder el menos tiempo posible durante el desarrollo de la sesión. Se deben advertir las precauciones a tener en cuenta sobre su utilización, sobre todo en el caso del mechero. Antes de dar el guión de la práctica, se harán preguntas para que el alumno razone, del tipo:

¿Qué propiedades podemos utilizar para caracterizar a las sustancias?

¿Cómo podemos medirlas?

Se hará una puesta en común de las propuestas del alumnado. Aunque la práctica esté diseñada para medir la temperatura de fusión, la conductividad eléctrica y la solubilidad en agua, se valorarán otras aportaciones diferentes de los estudiantes, en el caso de que las haya, y se estudiará cómo podrían llevarse a cabo.

Se les va a proporcionar 4 sustancias que irán rotando por los distintos grupos y que deben implicar los distintos tipos de enlace. Un ejemplo puede ser un clavo de hierro, azúcar, sal y sílice.

Se repartirá la hoja correspondiente al guión de la práctica que van a llevar a cabo (anexo 6.5), en la que están las instrucciones para el correcto funcionamiento de la práctica.

Esta práctica servirá para que los alumnos se empiecen a cuestionar por qué varían tanto las propiedades de unas sustancias a otras. En sesiones posteriores se retomará, una vez conocidas las propiedades de las sustancias en función del tipo de enlace, y se relacionarán con las que se han utilizado, identificando así qué tipo de sustancias son.

**Anexos
relacionados**

Anexo 4. Rúbrica para la evaluación de la práctica de laboratorio.
Anexo 5. Práctica de laboratorio.

SESIÓN 5

Lugar

Aula habitual

ACTIVIDAD 1: EL ENLACE IÓNICO Y EL ENLACE COVALENTE	
Duración	55 min.
Objetivos	Explicar las características principales del enlace iónico y del enlace covalente.
Contenidos	Características del enlace covalente e iónico. Momento dipolar de enlace.
Competencias	CMCT
Materiales y recursos	Material escolar habitual, cuaderno de clase.
Descripción	El profesor o profesora comenzará exponiendo las características del enlace covalente (compartición de electrones) e iónico (transferencia de electrones). Comentaré el tipo de elementos que suelen participar en estos enlaces en cuanto a su electronegatividad (metal o no metal). Explicaré el momento dipolar del enlace que se produce cuando dichas electronegatividades son distintas. Resaltaré que ambos enlaces no son excluyentes, sino que hay una escala continua que los relaciona según la polaridad de la unión que se forme. Se pondrán ejemplos y se debatirá en cada uno de ellos de qué tipo de enlace se trata. En este punto, es importante resaltar el tipo de agrupaciones a las que puede dar lugar cada enlace, diferenciando entre sustancias covalentes reticulares, moléculas y sustancias iónicas.
Anexos relacionados	-
ACTIVIDAD 2: TAREA PARA CASA	
Duración	5 min
Objetivos	Afianzar los conocimientos tratados sobre el enlace covalente e iónico.
Contenidos	Características del enlace covalente e iónico. Momento dipolar de enlace.
Competencias	CMCT, CAA
Materiales y recursos	Material habitual escolar, cuaderno de clase.
Descripción	El profesor repartirá la tarea, correspondiente al anexo 6.6, que consiste en una serie de actividades que abordan los contenidos trabajados en la sesión, de cara a que el estudiante los repase. Se corregirá en la siguiente sesión.
Anexos relacionados	Anexo 6: El enlace iónico y el enlace covalente.

SESIÓN 6	
Lugar	Aula de informática
ACTIVIDAD 1: CORRECCIÓN ACTIVIDADES	
Duración	20 min
Objetivos	Aclara dudas y fijar conceptos sobre el enlace covalente e iónico.
Contenidos	Características del enlace covalente e iónico. Momento dipolar de enlace.
Competencias	CMCT, CAA
Materiales y recursos	Material habitual escolar, cuaderno de clase.
Descripción	Se seguirá el procedimiento habitual de corrección de la tarea. En las preguntas tipo test se debe analizar la veracidad o falsedad de cada una de las opciones de respuesta.
Anexos relacionados	Anexo 6: El enlace iónico y el enlace covalente.
ACTIVIDAD 2: TRABAJAMOS LA POLARIDAD DE LOS ENLACES CON UN SIMULADOR	
Duración	35 min
Objetivos	Clarificar al alumnado mediante el uso de un simulador cómo influye la electronegatividad en la polaridad de los enlaces y en la distribución de la densidad electrónica entre los elementos unidos. Familiarizarse con los símbolos que representan el momento dipolar de las moléculas. Distinguir entre enlaces covalentes polares, enlaces covalentes no polares y enlaces iónicos.
Contenidos	Polaridad del enlace.
Competencias	CMCT, CD, CAA
Materiales y recursos	Ordenadores, material escolar habitual.
Descripción	El profesor o profesora escribirá en la pizarra el enlace que deben abrir para llegar al simulador "Polaridad de la molécula" en la web de simuladores phET: https://phet.colorado.edu/es/simulation/molecule-polarity Después repartirá la ficha que se incluye en el anexo 6.8, que se irá leyendo y trabajando al mismo ritmo entre toda la clase. Habrá una primera parte de familiarización con la simulación y una segunda en de resolución de las cuestiones planteadas. Los alumnos y alumnas pueden consultar a sus compañeros y deben

	participar activamente y respetar los turnos de palabra. El profesor resolverá todas las dudas que se planteen.
Anexos relacionados	Anexo 8. Polaridad de los enlaces
ACTIVIDAD 3: TAREA PARA CASA	
Duración	5 min
Objetivos	Afianzar los contenidos trabajados en la sesión. Utilizar la tabla de electronegatividades de Pauling para establecer distinciones entre enlaces covalentes e iónicos. Resolver ejercicios relacionados con la sesión sin ayuda del profesor, para que el alumno estudie y fije los conocimientos empleando el tiempo que necesite.
Contenidos	Polaridad de enlace: tabla de electronegatividades de Pauling.
Competencias	CMCT, CAA
Materiales y recursos	Material escolar habitual, cuaderno de clase.
Descripción	El profesor entregará al final de la sesión la ficha correspondiente al anexo 6.8, que tiene que ver con todo lo trabajado a través del simulador. Incluye, además, un apartado de “curiosidad” sobre la importancia de la polaridad y sus aplicaciones. Se leerá en voz alta, aclarando las dudas que surjan en cuanto a su resolución. Se corregirá en clase al día siguiente.
Anexos relacionados	Anexo 8. Polaridad de los enlaces

SESIÓN 7	
Lugar	Aula ordinaria
ACTIVIDAD 1: CORRECCIÓN ACTIVIDADES	
Duración	15 min
Objetivos	Afianzar semejanzas y diferencias entre el enlace iónico y el covalente, en función de la diferencia de electronegatividad que presenten sus átomos.
Contenidos	Polaridad de enlace: tabla de electronegatividades de Pauling.
Competencias	CMCT, CAA
Materiales y recursos	Material escolar habitual.
Descripción	Se llevará a cabo la corrección, a través de voluntarios, de la ficha correspondiente propuesta en la sesión anterior relacionada con la polaridad de los enlaces.

Anexos relacionados	Anexo 8. Polaridad de los enlaces
ACTIVIDAD 2: PREDECIR LA ESTRUCTURA Y FÓRMULA DE UN COMPUESTO IÓNICO O COVALENTE USANDO DIAGRAMAS DE LEWIS	
Duración	40 min
Objetivos	Aprender a predecir la estructura y fórmula de un compuesto iónico o covalente usando diagramas de Lewis
Contenidos	Enlace covalente, iónico y diagramas de Lewis
Competencias	CMCT, CAA
Materiales y recursos	Material escolar habitual, cuaderno de clase para tomar nota.
Descripción	El docente explicará, a través de un ejemplo, como predecir la estructura y fórmula de compuestos iónicos y covalentes usando estructuras de Lewis. Para ello, en un lado de la pizarra escribirá de forma esquematizada el proceso a seguir: <i>Escribe la configuración electrónica acortada de los elementos.</i> <i>Haz el diagrama de Lewis de los elementos neutros.</i> <i>Calcula los electrones que debe ceder o aceptar cada elemento para adquirir una configuración de gas noble, basándote en su diagrama de Lewis.</i> <i>Determina si se trata de un enlace iónico o covalente en función de si han de compartir o transferirse electrones para alcanzar el octeto.</i> <i>Juega con la combinación de átomos y electrones para conseguirlo.</i> <i>Representa el diagrama de Lewis del compuesto formado.</i> <i>Comprueba que todos los elementos han alcanzado el octeto.</i> <i>Determina la fórmula a partir de los elementos que se han requerido de cada átomo. Indica mediante flechas la transferencia de electrones, en caso de enlace iónico.</i> Realizado un ejemplo inicial, el resto se realizarán también en la pizarra pero con voluntarios. Es interesante que se hagan ejemplos diferentes, en los que se traten compuestos iónicos, covalentes, se combinen dos o más elementos, etc. Se utilizarán tizas de colores para diferenciar los electrones de valencia de cada elemento.
Anexos relacionados	-
ACTIVIDAD 3: TAREA PARA CASA	
Duración	5 min
Objetivos	Que el alumno trabaje de forma autónoma, se entrene con la realización de ejercicios del tipo trabajado y afiance conocimientos.

Contenidos	Enlace covalente, iónico y estructuras de Lewis.
Competencias	CMCT, CAA
Materiales y recursos	Material escolar habitual, cuaderno de clase.
Descripción	El profesor o profesora propondrá para la corrección en clase en la próxima sesión las siguientes combinaciones de elementos: C y H, C y Cl, Mg y O, H y O, Li y Cl, F y Ba.
Anexos relacionados	-

SESIÓN 8	
Lugar	Aula habitual
ACTIVIDAD 1: CORRECCIÓN ACTIVIDADES	
Duración	30 min
Objetivos	Comprobar si han comprendido el proceso descrito en la anterior sesión para predecir estructuras y fórmulas de compuestos iónicos y covalentes.
Contenidos	Enlace covalente, iónico y estructuras de Lewis.
Competencias	CMCT, CAA
Materiales y recursos	Material escolar habitual, cuaderno de clase.
Descripción	Se volverán a escribir en la pizarra los pasos a seguir comentados en la anterior sesión para que se respeten cuando los voluntarios o voluntarias salgan a corregir la tarea que se propuso.
Anexos relacionados	-
ACTIVIDAD 2: EL ENLACE METÁLICO	
Duración	25 min
Objetivos	Comprender las características principales del enlace metálico a través modelo del mar de electrones.
Contenidos	Enlace metálico.
Competencias	CMCT
Materiales y recursos	Material habitual escolar, cuaderno de clase.
Descripción	El profesor o profesora explicará las características principales del enlace metálico utilizando el modelo del mar de electrones. Será útil, de nuevo, la visualización de imágenes relacionadas con el mismo. Se comentarán los tipos de átomos que suelen dar lugar a la formación de este enlace (metálicos) y cómo alcanzan la regla del octeto,

	además del único tipo de agrupación a la que da lugar (redes metálicas) y que constituye las sustancias metálicas. Se debe insistir en que no existen moléculas metálicas, al igual que ocurría con las iónicas. Se intentará hacer ver al alumno que el enlace metálico no es más que una variación del covalente, en el que el grado de compartición electrónica es a un nivel mayor.
Anexos relacionados	-
ACTIVIDAD 3 TAREA ENLACE METÁLICO	
Duración	5 min
Objetivos	Afianzar las características principales del enlace metálico a través modelo del mar de electrones.
Contenidos	Enlace metálico.
Competencias	CMCT, CAA
Materiales y recursos	Material habitual escolar, cuaderno de clase.
Descripción	Al igual que se hizo con el iónico y covalente, el profesor va a repartir la tarea relacionada con las características del enlace metálico con la que se pretende que el alumno repase la lección y fije los conceptos.
Anexos relacionados	Anexo 9. El enlace metálico.

SESIÓN 9	
Lugar	Aula de informática
ACTIVIDAD 1: CORRECCIÓN ACTIVIDADES	
Duración	20 min
Objetivos	Conocer las características principales del enlace metálico Explicar el enlace metálico a través del modelo del “mar de electrones”
Contenidos	Enlace metálico. Modelo “mar de electrones”.
Competencias	CMCT
Materiales y recursos	Material escolar habitual. Cuaderno para tomar nota.
Descripción	Con la corrección de esta tarea se da por finalizada la explicación de las características de los tres principales tipos de enlace químico, a falta de tratar las propiedades físicas que les confieren a las sustancias que forman.
Anexos relacionados	Anexo 9. El enlace metálico.

ACTIVIDAD 2: EJERCICIOS INTERACTIVOS DE ENLACE IÓNICO, COVALENTE Y METÁLICO	
Duración	40 min
Objetivos	Repasar conceptos vistos en otras sesiones: Tipos de agrupaciones, regla del octeto, enlace iónico y covalente y metálico.
Contenidos	Enlace químico. Tipos de agrupaciones. Regla del octeto y estabilidad. Enlace covalente, iónico y metálico.
Competencias	CMCT, CD, CAA
Materiales y recursos	Ordenadores, material habitual escolar, cuaderno de clase.
Descripción	Una vez introducidos los tres tipos de enlace químico, se realizarán unos ejercicios interactivos. Estos ejercicios, además de un repaso de la regla del octeto, estructuras y tipos de enlace, incluyen unas animaciones que pueden ayudar a clarificar lo que ocurre a nivel microscópico para cada uno de ellos. Tienen además una serie de actividades finales en las que se hace un repaso global. Así, el profesor copiará el siguiente enlace en la pizarra: http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/cursos/materiales/enlaces/enlaces1.htm Las actividades deben resolverse por orden y el profesor debe intentar que se siga el mismo ritmo en la clase, ayudando a los alumnos o alumnas que presenten más dificultades y resolviendo dudas generales. Las soluciones, al menos las de las actividades finales, deben ser anotadas en el cuaderno de clase para que después puedan ser revisadas y puntuadas. Esta actividad servirá para recopilar los conceptos trabajados, ya que son muchos y necesitan un tiempo de asimilación.
Anexos relacionados	-

SESIÓN 10	
Lugar	Aula de informática
ACTIVIDAD 1: INTRODUCCIÓN FUERZAS INTERMOLECULARES	
Duración	20 min
Objetivos	Conocer las diferencias entre enlace químico y fuerza intermolecular en cuanto a su intensidad y diferenciar los distintos tipos de fuerzas intermoleculares.
Contenidos	Concepto y clasificación de las fuerzas intermoleculares.

Competencias	CMCT
Materiales y recursos	Material habitual de clase, cuaderno para tomar nota.
Descripción	Del mismo modo que se hizo con los tres tipos principales de enlace químico, se lleva a cabo una introducción teórica sobre las fuerzas intermoleculares previa a la realización de actividades. En ella, se tratará, de nuevo, la disquisición existente entre fuerza intermolecular y enlace. Además, se tratarán los diferentes tipos de fuerzas y las características de cada uno, referidas a la polaridad o apolaridad de las moléculas que unen y la intensidad con la que lo hacen. Hay que dejar claro que estas fuerzas son las únicas que se producen entre las moléculas cuyos átomos, a su vez, fueron unidas por enlaces covalentes, dando lugar a las sustancias moleculares.
Anexos relacionados	-
ACTIVIDAD 2: APRENDEMOS LAS CARACTERÍSTICAS DE LAS FUERZAS INTERMOLECULARES CON SIMULACIONES	
Duración	25 min
Objetivos	Conocer las diferencias entre enlace químico y fuerza intermolecular en cuanto a su intensidad y diferenciar los distintos tipos de fuerzas intermoleculares de un modo interactivo.
Contenidos	Concepto y clasificación de las fuerzas intermoleculares.
Competencias	CMCT, CD, CAA
Materiales y recursos	Ordenadores, material habitual escolar y cuaderno de clase.
Descripción	Para abordar los contenidos de esta sesión de un modo entretenido y que permita visualizar los modelos de fuerzas intermoleculares a nivel microscópico se utilizarán dos simuladores, tal y como se hizo para tratar la polaridad de los enlaces. En la ficha del anexo 6.10, que se repartirá a los alumnos antes de comenzar a manejar la simulación, se indican los enlaces a los que los alumnos deben acudir, los pasos a seguir y las actividades a realizar durante la sesión. Como se hizo en la sesión 6, esta ficha se leerá entre todos y se irá abordando en conjunto, siguiendo un ritmo de manera que ningún alumno o alumna se encuentre perdido.
Anexos relacionados	Anexo 10. Fuerzas intermoleculares.
ACTIVIDAD 3: PROPOSICIÓN DE TRABAJO COOPERATIVO	
Duración	15 min

Objetivos	Explicar al alumnado la tarea cooperativa que deben realizar sobre el interés biológico de las fuerzas intermoleculares.
Contenidos	Interés biológico de las fuerzas intermoleculares.
Competencias	CMCT, CL, CD, CAA, CSC
Materiales y recursos	Ordenadores, material habitual escolar, cuaderno de clase.
Descripción	Se respetarán los grupos que se establecieron para la práctica de laboratorio de la sesión 4. A cada uno de ellos se le asigna un tema a investigar: <i>Grupo 1: Importancia biológica de las fuerzas intermoleculares en el agua para la vida</i> <i>Grupo 2: Importancia biológica de las fuerzas intermoleculares en las proteínas.</i> <i>Grupo 3: Importancia biológica de las fuerzas intermoleculares centrada en el ADN y la aportación de Rosa Fraklind.</i> <i>Grupo 4: Importancia biológica de las fuerzas intermoleculares en aceites y grasas.</i> Se les indicará que han de buscar información en fuentes bibliográficas fiables y cómo deben de hacerlo. Tienen que preparar, además, una presentación en formato PowerPoint de una extensión máxima de 5 diapositivas, que se utilizará para dar luz a la exposición oral que debe hacer cada grupo sobre su tema asignado. Para dicha exposición cuentan con 5 minutos por grupo, más otros 5 minutos posteriores para dudas, cuestiones o comentarios. Pueden exponer desde todos los miembros del grupo hasta uno sólo, siempre y cuando quede reflejado durante la elaboración del proyecto un trabajo cooperativo y equitativo entre todos los integrantes. Todos los demás aspectos del trabajo que no hayan sido fijados serán decisiones que han de tomar cada grupo en conjunto. Se les mostrará la rúbrica correspondiente al anexo 6.14, para que los alumnos tengan en cuenta desde el primero momento los aspectos que se les van a evaluar. Pueden ir empezando con el trabajo en sus casas si lo desean. No obstante, contarán con una sesión completa para hacerlo en clase (sesión 14) en la que el profesor resolverá todas las dudas y orientará al alumnado para que el proyecto se desarrolle con éxito.
Anexos relacionados	Anexo 16. Examen.

SESIÓN 11	
Lugar	Aula habitual
ACTIVIDAD 1: DEDUCCIÓN DE LAS PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS SEGÚN EL TIPO DE ENLACE QUE PRESENTAN.	
Duración	40 min
Objetivos	Deducir las propiedades de las sustancias en función del enlace o fuerza intermolecular que las forman.
Contenidos	Propiedades de las sustancias covalentes reticulares, moleculares, iónicas y metálicas.
Competencias	CMCT, CAA
Materiales y recursos	Material habitual escolar, cuaderno de clase.
Descripción	Una vez conocidas las características de los enlaces químicos y de las fuerzas intermoleculares, se deben ir deduciendo, entre todos, las propiedades de los compuestos a los que dan lugar. Así, por ejemplo, se identificarán como conductoras de la electricidad aquellas sustancias que presenten movilidad en sus electrones, o como sólidas a temperatura ambiente aquellas en las que el enlace sea muy fuerte. De este modo, se indicará para cada tipo de sustancia (covalente reticular, molecular, iónica o metálica) las siguientes propiedades: estados de agregación: dureza y fragilidad, conductividad eléctrica y solubilidad. Es aconsejable que los estudiantes elaboren, una vez identificadas todas las propiedades, una tabla resumen de las mismas, pues les será útil en las sesiones posteriores.
Anexos relacionados	-
ACTIVIDAD 2: RECAPITULACIÓN DE LA PRÁCTICA DE LABORATORIO	
Duración	20 min
Objetivos	Retomar la práctica de laboratorio para identificar el tipo de sustancias que se utilizaron en función de sus propiedades.
Contenidos	Propiedades de las sustancias covalentes reticulares, moleculares, iónicas y metálicas.
Competencias	CMCT, CAA
Materiales y recursos	Material habitual escolar, cuaderno de clase.
Descripción	Como ya se indicó anteriormente, en esta sesión se va a retomar la práctica de laboratorio de la sesión 4, en la que se identificaron las propiedades de cuatro sustancias desconocidas. Dado que ahora los

	alumnos y alumnas conocen las propiedades que definen a los diferentes tipos de sustancias según en el enlace que presenten, es el momento de tratar de identificar cada uno de los compuestos de la práctica según sea covalente reticular, molecular, iónico o metálico. Para esto le servirá de ayuda el cuadro resumen de propiedades que acaban de elaborar. Sabiendo, además, que las sustancias utilizadas fueron azúcar, sal, hierro y sílice, deberán saber identificar cual es cada una de ellas en función del enlace que presente.
Anexos relacionados	Anexo 5. Práctica de laboratorio.

SESIÓN 12	
Lugar	Aula habitual
ACTIVIDAD 1: PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS COVALENTES RETICULARES, IÓNICAS Y METÁLICAS	
Duración	30 min
Objetivos	Recordar y trabajar las propiedades de las sustancias covalentes reticulares, iónicas y metálicas.
Contenidos	Propiedades de las sustancias covalentes reticulares, iónicas y metálicas.
Competencias	CMCT, CL, CAA
Materiales y recursos	Material habitual escolar, cuaderno de clase.
Descripción	Durante esta sesión y la próxima, las actividades que se propongan se trabajarán en clase cooperativamente, respetando los grupos que se formaron desde la práctica de laboratorio de la sesión 4. Se repartirá la ficha correspondiente con el anexo 6.11, diseñada para el trabajo de las propiedades de las sustancias formadas a partir de enlaces covalentes, iónicos o metálicos. El funcionamiento será el siguiente: en primer lugar, deben intentar resolverla por grupos. Los estudiantes deberán hacer uso de sus conocimientos y el de sus compañeros para dar una solución conjunta de la actividad. El profesor atenderá las posibles dudas que se planteen e irá dando pistas para su elaboración. Pasados unos minutos, se corregirá la actividad de la mano de los alumnos o alumnas que se ofrezcan voluntarios. La corrección de la actividad se hará de forma oral, prestando atención a la terminología empleada.

Anexos relacionados	Anexo 11. Propiedades de sustancias covalentes reticulares, iónicas y metálicas.
ACTIVIDAD 2: PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS MOLÉCULARES. INFLUENCIA DEL ENLACE DE HIDRÓGENO	
Duración	30 min
Objetivos	Recordar y trabajar las propiedades de las sustancias moleculares.
Contenidos	Propiedades de las sustancias covalentes moleculares.
Competencias	CMCT, CL, CAA
Materiales y recursos	Material habitual escolar, cuaderno de clase.
Descripción	Se trata de una actividad similar a la anterior (anexo 6.12), pero orientada a las propiedades de las sustancias moleculares, en la que se presta especial atención a la influencia del enlace de hidrógeno en los puntos de ebullición y fusión de estos compuestos. El modo de trabajo y de corrección será análogo al de la actividad anterior.
Anexos relacionados	Anexo 12. Propiedades de las sustancias moleculares.

SESIÓN 13	
Lugar	Aula habitual
ACTIVIDAD 1: PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS COVALENTES RETICULARES, IÓNICAS, METÁLICAS Y MOLECULARES	
Duración	1 h
Objetivos	Recordar y trabajar las propiedades de las sustancias covalentes reticulares, moleculares, iónicas y metálicas.
Contenidos	Propiedades de las sustancias covalentes reticulares, moleculares, iónicas y metálicas.
Competencias	CMCT, CL, CAA
Materiales y recursos	Material habitual escolar, cuaderno de clase.
Descripción	Para dar por finalizada la explicación y el trabajo de las propiedades físicas que los enlaces químicos y las fuerzas moleculares confieren a las distintas sustancias que forman, se dedicará esta sesión a la resolución de la actividad del anexo 6.13, que engloba varios ejemplos de compuestos que engloban las distintas propiedades trabajadas. La idea es que, además de la asociación de sustancias y propiedades que se pide en la ficha, se haga una descripción de cada uno de estos compuestos comentando el tipo de enlace que lo constituyen y el

	resto de propiedades que les vendrán determinadas por el mismo. El modo de trabajo y de corrección será análogo al de la sesión anterior.
Anexos relacionados	Anexo 13. Repaso de las propiedades en función del tipo de enlace.

SESIÓN 14	
Lugar	Aula informática
ACTIVIDAD 1: AULA INVERTIDA	
Duración	1 h
Objetivos	Dedicar tiempo para la elaboración del trabajo propuesto en la sesión 10, orientación por parte del profesor y resolución de las dudas que se planteen.
Contenidos	Interés biológico de las fuerzas intermoleculares.
Competencias	CMCT, CL, CD, CAA, CSC
Materiales y recursos	Ordenadores, material habitual escolar, cuaderno de clase.
Descripción	Los estudiantes se sentarán según los grupos que indicó el profesor o profesora en la sesión 10. Utilizarán los ordenadores para la búsqueda de información de la parte del trabajo que les fue asignada. Consiste en que el alumno construya su propio conocimiento: lea artículos o webs, seleccione información más o menos relevante, identifique fuentes bibliográficas fiables, tome decisiones y sintetice las ideas recogidas. Todo esto, además, debe constituir un trabajo en equipo, en el que cada estudiante aporte ideas al grupo y trabaje para el éxito común. El profesor o profesora tratará de orientar al alumnado y resolver las dudas que se planteen. Los estudiantes contarán con la hora completa para hacer el trabajo, que tendrán que exponer en la siguiente sesión.
Anexos relacionados	-

SESIÓN 15	
Lugar	Aula habitual
ACTIVIDAD 1: PRESENTACIONES TRABAJOS	
Duración	1 h
Objetivos	Comprender el interés biológico de las fuerzas intermoleculares a través de un trabajo cooperativo en el que se trabajen distintas

	competencias.
Contenidos	Interés biológico de las fuerzas intermoleculares.
Competencias	CMCT, CL, CD, CAA, CSC
Materiales y recursos	Proyector, material habitual escolar, cuaderno de clase.
Descripción	En esta sesión se llevarán a cabo las diferentes exposiciones del trabajo sobre el interés biológico de las fuerzas intermoleculares según el orden de grupos establecido. Se dedicarán 5 min para cada presentación y otros 5 minutos posteriores, aproximadamente, para que el profesor haga comentarios acerca de aspectos que se puedan mejorar, para que el alumnado plantee dudas y para que se sintetizen las ideas principales que se deben extraer de cada trabajo. Las diferentes exposiciones serán evaluadas, como ya se indicó anteriormente, a través de la rúbrica correspondiente con el anexo 6.14.
Anexos relacionados	Anexo 14. Rúbrica para la evaluación de la exposición y trabajo cooperativo.

SESIÓN 16	
Lugar	Aula habitual
ACTIVIDAD 1: MAPA CONCEPTUAL GLOBAL DE LA UNIDAD	
Duración	20 min
Objetivos	Sintetizar las ideas principales que se puedan recoger del tema y establecer relaciones entre los distintos conceptos abordados para clarificar y facilitar al alumnado su estudio. Mejorar y completar el mapa conceptual realizado en la sesión 2, para observar evidencias del aprendizaje obtenido.
Contenidos	Todos los abordados en la unidad didáctica.
Competencias	CMCT, CL, CAA
Materiales y recursos	Material habitual escolar, cuaderno para tomar nota.
Descripción	Con la ayuda y orientación del profesor, deben ser capaces de elaborar un esquema con las ideas clave de la unidad, a modo de mapa conceptual global, poniendo a prueba así la capacidad de síntesis de cada estudiante. De esta forma contarán con dos documentos que sintetizan todo lo trabajado en las distintas sesiones: este esquema, con los conceptos clave e ideas principales; y el cuadro-resumen (elaborado en la sesión 11) de las propiedades físicas de la materia en función del tipo de

	enlace que presente. Si tienen claras las ideas contenidas en ambas actividades, no les resultará demasiado difícil estudiar el tema y preparar el examen de la siguiente sesión.
Anexos relacionados	-
ACTIVIDAD 2: REPASO CON COOPERATIVO (CABEZAS NUMERADAS)	
Duración	40 min
Objetivos	Repasar los contenidos trabajados a lo largo del tema para preparar a los alumnos de cara al examen.
Contenidos	Todos los abordados en la unidad didáctica.
Competencias	CMCT, CAA
Materiales y recursos	Material habitual escolar, cuaderno para tomar nota.
Descripción	Respetando los grupos formados para las exposiciones llevadas a cabo en la sesión anterior, se hará un repaso completo de lo todo lo aprendido en la unidad a través de trabajo cooperativo. Será conveniente que el alumnado tenga delante el esquema de la unidad y el cuadro-resumen de las propiedades de las sustancias. La actividad “cabezas numeradas” implica que en cada grupo se asigne un número del 1 al 5 o al 6 (en función del equipo) a cada uno de los integrantes, sin que el profesor o profesora los conozca. Tras esto, el docente planteará una pregunta o ejercicio. En cada grupo deben intentar obtener una respuesta en consenso. El profesor le pedirá que responda a la persona de un grupo diciendo un número al azar. Si el trabajo cooperativo ha funcionado bien, cualquier miembro del grupo debería saber justificar la respuesta. A través de este juego, los alumnos mantendrán la atención y lucharán porque su equipo no falle, a la misma vez que se repasan los contenidos que se han abordado en las distintas sesiones. El docente propondrá las actividades que se incluyen en el anexo 6.15, pues abordan todos los contenidos que se encontrarán en la prueba escrita. No obstante, los estudiantes también pueden proponer otras en las que hayan encontrado más problemas para resolverlas o en las que aún persistan dudas.
Anexos relacionados	Anexo 15. Batería de preguntas de repaso de la unidad.

SESIÓN 17	
Lugar	Aula habitual

ACTIVIDAD 1: EXAMEN	
Duración	1 h
Objetivos	Comprobar qué ha aprendido el alumno o alumna sobre los contenidos abordados en el tema.
Contenidos	Todos los trabajados a lo largo de la unidad didáctica.
Competencias	CMCT, CL, CAA
Materiales y recursos	Material habitual escolar.
Descripción	El docente indicará a los alumnos que separen las mesas y repartirá el examen, que será leído por él mismo en voz alta para que los alumnos detecten posibles dudas en los enunciados de las cuestiones y pregunten preferiblemente antes de comenzar la prueba escrita, aunque posteriormente puedan surgir más dudas. El examen constará de cinco preguntas que se ciñen a los contenidos abordados en el tema.
Anexos relacionados	Anexo 16. Examen.

SESIÓN 18	
Lugar	Aula habitual
ACTIVIDAD: CORRECCIÓN DE LAS PREGUNTAS DEL EXAMEN EN CONJUNTO	
Duración	40 min
Objetivos	Resolver dudas. Analizar los resultados. Incidir en fallos comunes. Obtener de conclusiones generales en relación al enlace químico.
Contenidos	Todos los trabajados a lo largo de la unidad didáctica.
Competencias	CMCT, CL, CAA
Materiales y recursos	Material habitual escolar.
Descripción	Se llevará a cabo la corrección en conjunto de las cuestiones del examen realizado en la sesión anterior. En cada una de las preguntas se resolverán las dudas que se hayan planteado y se analizarán los resultados obtenidos. El docente debe incidir en los fallos que se hayan producido en varios alumnos o alumnas, en caso de haberlos.
Anexos relacionados	Anexo 16. Examen.
ACTIVIDAD 2: ENCUESTA DE AUTOEVALUACIÓN	
Duración	20 min
Objetivos	Hacer reflexionar al alumno sobre sus logros o carencias desarrollados a lo largo de la unidad de cara a que establezca sus propias pautas

	para mejorar en unidades posteriores.
Contenidos	-
Competencias	CMCT, CL, CAA, SIEP
Materiales y recursos	Material habitual escolar.
Descripción	Tras la corrección del examen, se habrán obtenido una serie de conclusiones relacionadas con el desarrollo de la unidad didáctica y el éxito de la misma en cuanto a resultados conseguidos. Pues bien, para poder conocer estas conclusiones a nivel personal, se pasará al alumnado la encuesta del anexo 6.17. En ella, cada estudiante ha de reflexionar acerca de lo que ha aprendido y dar su opinión sobre la metodología llevada a cabo por el profesor o profesora en las distintas sesiones.
Anexos relacionados	Anexo 17. Encuesta de autoevaluación.

3.7.2 Adaptación a un espacio temporal más reducido

Como ya se ha comentado, esta unidad didáctica ha sido diseñada para 18 sesiones porque se considera que es el tiempo que se requiere para un aprendizaje significativo del tema sin sobrecargar al alumno y buscando combatir la mayoría de las concepciones erróneas previas identificadas anteriormente en bibliografía.

Sin embargo, es habitual encontrar en la enseñanza de secundaria situaciones en las que, por diversas razones, no es posible dedicar tantas sesiones a una sola unidad didáctica: ritmo de aprendizaje a lo largo del curso más lento de lo planificado, pérdida de horas lectivas por motivos externos o, simplemente, la necesidad de dar también el resto de temas previstos con el tiempo suficiente.

Es por esto que en este apartado se pretenden dar sugerencias para la adecuación de esta unidad didáctica a un menor número de horas lectivas, buscando que afecte lo menos posible a la adquisición de los contenidos respecto al enlace químico para el nivel educativo de 4º ESO.

En primer lugar se debe hacer una selección entre las actividades propuestas, reduciendo el número de las mismas dentro de cada entregable pero, a la vez, asegurándose de que en todo el conjunto de las mismas se abordan todos los contenidos a trabajar. Así, por ejemplo, se propone:

- Reducir las actividades correspondientes a los anexos 6.6 (sobre el enlace iónico y covalente) y 6.9 (sobre el enlace metálico) por otra más sintetizada en la que se aborden las características de los tres enlaces en su conjunto.

- Del mismo modo, unir los anexos 6.2 y 6.3 en una que aúna todo lo trabajado en las sesiones 2 y 3. Es recomendable que se hiciera desde la aplicación Kahoot para no eliminar el extra de motivación que supone para los estudiantes.
- Usar únicamente la actividad del anexo 6.13 para tratar las propiedades de los compuestos según el tipo de enlace, pues en ella se abordan todos en conjunto y permitiría prescindir, si fuera necesario, de las de los anexos 6.11 y 6.12.

Además, se puede ver reducido el uso de herramientas TICs, siendo indispensable la realización de la práctica de laboratorio en la medida de lo posible.

Una reducción en las sesiones conllevará un mayor esfuerzo por parte del estudiante en cuanto a su trabajo en casa, ya que en clase no se podrá hacer tanto hincapié en cada uno de los contenidos trabajados.

La detección de ideas previas tendría que llevarse a cabo de un modo que requiera menos tiempo que la realización de cuestionarios, como puede ser la formulación de preguntas abiertas cuando sea necesario. Las analogías llevadas a cabo en el vídeo motivador de la primera sesión pueden ser sustituidas por el relato de las mismas por parte del profesor o profesora en los momentos que convenga.

En cuanto al trabajo de investigación a través del aula invertida puede ser sustituido por una búsqueda bibliográfica y una presentación oral informal por parte de un miembro elegido de cada grupo, centrándose más en los contenidos que en las habilidades de presentación y exposición de los mismos.

Por último, en caso de verse en la obligación de ajustar demasiado el tiempo, podrá reducirse la sesión de repaso a la dedicación de unos minutos a la resolución de dudas generales en la sesión previa al examen. Además, el cuestionario de autoevaluación del anexo 6.17 se puede pasar en unos minutos de la sesión posterior al examen, pudiendo comenzar después con la siguiente unidad didáctica.

3.7.3 *Materiales y recursos utilizados*

A lo largo de cada actividad realizada durante la unidad didáctica se han requerido los siguientes materiales y recursos:

- Material habitual escolar. Se entiende con esto el uso de bolígrafos, lápices y otros utensilios de escritura, así como el cuaderno de clase, donde se tomarán anotaciones y se realizarán las actividades que se especifiquen o las de las fichas entregadas si el alumno prefiere resolverlas ahí.
- Ordenadores. A menudo será necesario acudir al aula de informática debido al uso indispensable de herramientas TICs como simuladores o bases de datos en

revistas científicas digitales u otras webs de interés, así como herramientas de trabajo para diseño de las diapositivas necesarias para el trabajo cooperativo.

- Proyector o televisión. El aula habitual cuenta con un proyecto en el que se pueden visualizar imágenes o videos en las actividades que se precisen.
- Libro de texto y entregables. Son recursos que ayudarán al alumno a la consecución de los objetivos planteados relacionados con la adquisición de conocimientos.
- Material de laboratorio. El desarrollo de la práctica requerirá del uso de cierto material que suele encontrarse habitualmente en los laboratorios.
- Dispositivos móviles. Se requerirá su uso en una actividad muy específica y puntual en la tercera sesión.

3.7.4 *Elementos transversales*

El currículo debe incluir de manera transversal los elementos establecidos en el artículo 6 del Decreto 111/2016 y en el artículo 3 de la Orden de 14 de julio de 2016, y sin perjuicio de su tratamiento específico en las materias de la Educación Secundaria Obligatoria que se vinculan directamente con los mismos.

En concreto, en esta unidad didáctica, se trabajarán elementos transversales relacionados con la disciplina de la biología, valorando la repercusión de las fuerzas intermoleculares en biomoléculas.

El contenido histórico abordado en la unidad didáctica hará que los alumnos se enriquezcan culturalmente a través del conocimiento de científicos que fueron importantes para la química.

La búsqueda bibliográfica en revistas digitales hará necesaria, en muchos casos, la lectura de textos en inglés y su posterior traducción para la inclusión de ideas extraídas de los mismos, favoreciendo así el aprendizaje del idioma.

Se cuidará en todas las actividades y trabajos un uso correcto del lenguaje y ortografía, conectando siempre con lo aprendido en la asignatura de Lengua castellana y literatura.

La informática va a estar muy presente debido al uso frecuente que se hará de las herramientas TICs, procurando que siempre sea seguro y adecuado.

Por último, se trabajará en cada sesión para educar en valores a los estudiantes, buscando siempre el respeto e integración de los compañeros, así como el fomento de aspectos individuales como la responsabilidad y autoestima.

3.7.5 Atención a la diversidad

Existen una serie de medidas y programas para la atención a la diversidad dirigidas a dar respuesta a las diferentes capacidades, ritmos y estilos de aprendizaje, motivaciones, intereses, situaciones socioeconómicas y culturales, lingüísticas y de salud del alumnado. A esta finalidad se dedica el capítulo IV completo del Decreto 111/2016, de 14 de junio, y de Orden de 14 de julio de 2016. Entre estas medidas se contemplarán las adaptaciones del currículo, la integración de materias en ámbitos, los agrupamientos flexibles, el apoyo en grupos ordinarios, los desdoblamientos de grupos, la oferta de materias específicas, los Programas de Mejora del Aprendizaje y el Rendimiento y otros programas de tratamiento personalizado para el alumnado con necesidad específica de apoyo educativo, que aparecen descritas desde el artículo 16 al 19 en el Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre.

Además de estas medidas que recoge la legislación, en esta unidad didáctica se proponen las siguientes para ser llevadas a cabo por parte del docente:

- Diseño de actividades de refuerzo para estudiantes que lo pidan o necesiten.
- Diseño de actividades de ampliación orientadas en mayor medida a alumnos con altas capacidades o aquellos que por curiosidad o motivación quieran profundizar con más conocimientos.
- Fomento de trabajos cooperativos, en los que cada estudiante pueda enriquecerse con las aportaciones de sus compañeros y dar o recibir ayuda en función de la situación de cada uno.
- Adaptación del ritmo de enseñanza con el de aprendizaje de la mayoría de la clase.
- Utilizar estrategias metodológicas variadas para favorecer a las distintas situaciones personales que se puedan encontrar en el aula.
- Adaptaciones de las exigencias de las actividades y examen en los casos que se requiera.

3.8 Evaluación

Evaluar, en el ámbito educativo, es un proceso complejo que implica más que calificar, y que tiene la finalidad de mejorar la calidad educativa, estimulando la evolución y el interés del alumnado. De conformidad con lo dispuesto en el artículo 14 del Decreto 111/2016, de 14 de junio, así como en el artículo 20 del Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, la evaluación del proceso de aprendizaje del alumnado será continua, por tener en cuenta el progreso del alumnado y adoptar la medidas necesarias en el caso en que se detecten dificultades; formativa, pues

propiciará la mejora constante del proceso de enseñanza-aprendizaje; integradora, por tener en consideración la totalidad de los elementos que constituyen el currículo y la aportación de cada una de las materias; y diferenciada, en función de los criterios de evaluación y los estándares de aprendizaje evaluables vinculados, que serán los referentes para la comprobación del grado de adquisición de las competencias y el logro de los objetivos.

3.8.1 Criterios de evaluación y estándares de aprendizaje

Los criterios de evaluación son el referente específico para evaluar el aprendizaje del alumnado. Describen aquello que se quiere valorar y que el alumnado debe lograr, tanto en conocimientos como en competencias; responden a lo que se pretende conseguir en cada asignatura. Así mismo, se definen los estándares de aprendizaje como especificaciones de los criterios de evaluación que permiten definir los resultados de aprendizaje, y que concretan lo que el estudiante debe saber, comprender y saber hacer en cada asignatura. Deben ser observables, medibles y evaluables y permitir graduar el rendimiento o logro alcanzado y su diseño debe contribuir y facilitar el diseño de pruebas estandarizadas y comparables.

Estos dos elementos curriculares se encuentran recogidos para las distintas asignaturas y niveles educativos en el Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre. Además, en la Orden de 14 de julio de 2016, aparecen asociados a las distintas competencias claves que se pretenden trabajar con cada uno de ellos.

Así, se elabora la Tabla 4 con los contenidos relativos al enlace químico para la asignatura de Física y Química en 4º ESO, asociados a los criterios de evaluación, estándares de aprendizaje y competencias clave, que se abordan a lo largo de la unidad didáctica presentada. A esta tabla se han añadido dos competencias más (marcadas en cursiva), que también se trabajarán: CD y CCL. Están referidas, respectivamente, al relevante papel que cobran las herramientas TICs en el desarrollo del tema y a la importancia que se le dará al uso adecuado del lenguaje en cuanto a la terminología empleada y a la capacidad de síntesis y transmisión de ideas de forma oral del alumno o alumna en los trabajos propuestos.

Tabla 4. Relación entre contenidos, criterios de evaluación, estándares de aprendizaje y competencias.
Fuente: elaboración propia.

Contenidos	Criterios de evaluación	Estándares de aprendizaje	Competencias asociadas
Enlace químico: iónico, covalente y metálico. Fuerzas intermoleculares.	4. Interpretar los distintos tipos de enlace químico a partir de la configuración electrónica de los elementos implicados y su posición en la Tabla	4.1. Utiliza la regla del octeto y diagramas de Lewis para predecir la estructura y fórmula de los compuestos iónicos y covalentes. 4.2. Interpreta la diferente información que ofrecen los subíndices de la fórmula de un compuesto según se trate de moléculas o	CMCT, CAA, <i>CD</i>

Periódica.	redes cristalinas.	
5. Justificar las propiedades de una sustancia a partir de la naturaleza de su enlace químico.	5.1. Explica las propiedades de sustancias covalentes, iónicas y metálicas en función de las interacciones entre sus átomos o moléculas. 5.2. Explica la naturaleza del enlace metálico utilizando la teoría de los electrones libres y la relaciona con las propiedades características de los metales. 5.3. Diseña y realiza ensayos de laboratorio que permitan deducir el tipo de enlace presente en una sustancia desconocida	CMCT, CCL, CAA
7. Reconocer la influencia de las fuerzas intermoleculares en el estado de agregación y propiedades de sustancias de interés.	7.1. Justifica la importancia de las fuerzas intermoleculares en sustancias de interés biológico. 7.2. Relaciona la intensidad y el tipo de las fuerzas intermoleculares con el estado físico y los puntos de fusión y ebullición de las sustancias covalentes moleculares, interpretando gráficos o tablas que contengan los datos necesarios.	CMCT, CAA, CSC, CD, CCL.

3.8.2 Instrumentos de evaluación

En el artículo 15 de la Orden de 14 de julio de 2016, se indica que El profesorado llevará a cabo la evaluación, preferentemente, a través de la observación continuada de la evolución del proceso de aprendizaje de cada alumno o alumna y de su maduración personal. A tal efecto, utilizará diferentes procedimientos, técnicas o instrumentos como pruebas, escalas de observación, rúbricas o portfolios, entre otros, ajustados a los criterios de evaluación y a las características específicas del alumnado.

Teniendo esto en cuenta, se detallan a continuación los diferentes instrumentos que se utilizan en esta unidad didáctica para llevar a cabo la evaluación del alumnado:

- Trabajo diario (30 %). Este instrumento se refiere a la realización de las actividades propuestas en cada una de las sesiones, ya sea en las mismas fichas que se les proporciona a los alumnos o en su cuaderno de clase. Cada una de estas actividades tendrá el mismo peso para la calificación total del trabajo diario, es decir, se hará una media de la nota de cada actividad propuesta. Para la evaluación de las diferentes actividades se tendrá en cuenta: la presentación, es decir, el grado de limpieza y cuidado de la caligrafía y ortografía; los contenidos, en cuanto a si están realizadas de forma completa o, al menos, haya indicios de que se han intentado hacer; y la organización, es decir, que

estén elaboradas siguiendo un orden lógico y cronológico según se hayan ido mandando.

- Exposición oral (15 %). Será evaluada a través de una rúbrica (anexo 6.14) diseñada especialmente para la presentación que se lleva a cabo en la sesión 12.
- Prueba escrita (30 %). Se intentarán abordar todos los contenidos tratados a lo largo de la unidad didáctica, sin sobrepasar el nivel al que se han impartido las clases. Para facilitar su evaluación, es conveniente asignar a cada pregunta una puntuación y las competencias o los estándares de aprendizaje asociados a las mismas.
- Trabajo de laboratorio (15 %). Durante la sesión 4, que tiene lugar en el laboratorio, el docente debe tener en cuenta una serie de aspectos evaluables, que se especifican en la rúbrica del anexo 6.4.
- Actitud y participación en clase (10 %). Se valorará, mediante la toma de notas regulares, el grado de participación en la corrección de tareas, de implicación en los trabajos en equipo, de interés por la asignatura y el respeto hacia los compañeros. Además, se incluirá en esta sección el comportamiento y desempeño de los estudiantes durante la realización de actividades con ayuda de herramientas TICs.

En esta unidad didáctica se va a llevar a cabo una evaluación competencial, es decir, se va a evaluar el grado de adquisición de las diferentes competencias clave. Como se vio en la Tabla 4, cada criterio de evaluación tiene asociados una serie de estándares de aprendizaje y las distintas competencias clave que están relacionadas con ellos. A continuación, se asignará un porcentaje a la contribución de cada estándar de aprendizaje según se considere más o menos relevante para la consecución de los objetivos programados, así como los distintos instrumentos que se utilizarán para la evaluación de cada uno de ellos. Toda esta información queda recogida en la Tabla 5.

Tabla 5. Relación entre criterios, estándares, competencias e instrumentos de evaluación. Fuente: elaboración propia.

Criterios de evaluación	Estándares de aprendizaje	% Peso	Instrumentos de evaluación	Competencias asociadas
4. Interpretar los distintos tipos de enlace químico a partir de la configuración electrónica de los elementos implicados y su posición en la Tabla Periódica.	4.1. Utiliza la regla del octeto y diagramas de Lewis para predecir la estructura y fórmula de los compuestos iónicos y covalentes.	15	Trabajo diario, prueba escrita, actitud y participación en clase.	CMCT, CAA
	4.2. Interpreta la diferente información que ofrecen los subíndices de la fórmula de un compuesto según se trate de moléculas o redes cristalinas.	10	Trabajo diario, prueba escrita, actitud y participación en clase.	

5. Justificar las propiedades de una sustancia a partir de la naturaleza de su enlace químico.	5.1. Explica las propiedades de sustancias covalentes, iónicas y metálicas en función de las interacciones entre sus átomos o moléculas.	20	Trabajo diario, prueba escrita, trabajo de laboratorio, actitud y participación en clase.	CMCT, CCL, CAA
	5.2. Explica la naturaleza del enlace metálico utilizando la teoría de los electrones libres y la relaciona con las propiedades características de los metales.	15	Trabajo diario, prueba escrita, actitud y participación en clase.	
	5.3. Diseña y realiza ensayos de laboratorio que permitan deducir el tipo de enlace presente en una sustancia desconocida	10	Trabajo diario, trabajo de laboratorio, actitud y participación en clase.	
7. Reconocer la influencia de las fuerzas intermoleculares en el estado de agregación y propiedades de sustancias de interés.	7.1. Justifica la importancia de las fuerzas intermoleculares en sustancias de interés biológico.	10	Exposición oral, prueba escrita, actitud y participación en clase.	CMCT, CAA, CSC.
	7.2. Relaciona la intensidad y el tipo de las fuerzas intermoleculares con el estado físico y los puntos de fusión y ebullición de las sustancias covalentes moleculares, interpretando gráficos o tablas que contengan los datos necesarios.	20	Trabajo diario, prueba escrita, trabajo de laboratorio, actitud y participación en clase.	

De acuerdo con esto, la evaluación ha de llevarse a cabo a través de diferentes etapas. En primer lugar, se obtendrán calificaciones para cada nota que se tome dentro de cada instrumento de evaluación. Así, por ejemplo, en el examen se tendrá una calificación para cada estándar de aprendizaje que se haya incluido en cada pregunta. Como cada pregunta tiene una puntuación, se obtendrá una nota total procedente examen para cada estándar. Se hará lo mismo para cada uno de los demás instrumentos que se utilizan. Tras esto, como cada instrumento representa un porcentaje de la nota global de la unidad, se calculará la calificación total obtenida para cada estándar de aprendizaje en el compendio total del tema. Por último, a cada estándar le fue asignado un porcentaje en peso según su relevancia y unas competencias (ver Tabla 5), que ayudarán a obtener la calificación final de cada estudiante por competencias. Cuando, al final de cada evaluación, se tuviera que calcular una nota de la misma, habría que asignar un porcentaje a la contribución de cada competencia para la asignatura en general.

Las notas referidas a la actitud y participación en clase repercutirán en el conjunto de las competencias que se trabajen en la actividad que se esté llevando a cabo. Para ello, han de tomarse tantas notas relativas a la actitud del alumnado para cada una de las actividades realizadas como sea posible. Para obtener la nota máxima en actitud se ha de demostrar una participación mantenida a lo largo de la unidad.

Para las actividades que sean evaluadas por rúbricas, éstas deben ser mostradas al alumnado previamente a su realización, para advertirles de los diferentes aspectos a tener en cuenta. Además, cada rúbrica tendrá asociadas sus respectivas competencias clave.

Cuantas más notas se tomen para cada actividad, más objetiva será la evaluación global de la unidad. Este modo de evaluación tan laboriosa por competencias implica el uso de cuadernos digitales o tablas en Excel, quedando en desuso el cuaderno en papel del profesor.

3.8.3 Evaluación del proceso enseñanza- aprendizaje

Tal y como se establece en el artículo 20.4 del Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, el profesor o profesora debe evaluar también cómo se ha desarrollado el proceso de enseñanza-aprendizaje a lo largo de la unidad didáctica. Hay varias herramientas para llevar a cabo esta evaluación, pero, en esta ocasión, se va a hacer uso de rúbricas con una serie de indicadores cerrados, con el fin de acotar las áreas del ejercicio docente que pueden ser evaluadas.

Por un lado, es importante considerar a los estudiantes como las mejores fuentes de información para evaluar la práctica docente. Conocer las opiniones y percepciones del alumnado puede ayudar a retroalimentar el trabajo en el aula. Además, la obtención de resultados sobre el desempeño de la práctica docente después de cada unidad didáctica le permite al profesor o profesora realizar comparaciones a lo largo del tiempo.

Si existe coincidencias notables entre los juicios del alumnado puede considerarse como una herramienta fiable a tener en cuenta. Así, el docente puede autoanalizar sus fallos y corregirlos en la medida de lo posible (Elizalde y Reyes, 2008).

Además de lo comentado, la encuesta que se pasará al alumnado tiene otra función también muy importante: la autoevaluación por parte de cada estudiante de cara a reflexionar y a tomar conciencia de sus propios logros adquiridos con su esfuerzo o, por el contrario, sus carencias detectadas y la identificación de las causas de las mismas en base a su capacidad. De este modo, se muestra la importancia de la autoevaluación por parte del alumnado dentro del proceso de enseñanza-aprendizaje (Cruz y Quiñones, 2012).

Para llevar a cabo este otro tipo de evaluación, el docente también contará con una serie de instrumentos para llevarla a cabo, como son:

- La observación directa de los alumnos a lo largo del desarrollo de la unidad en cuanto a su motivación, grado de interés, desempeño y participación.
- Grado de adecuación de las actividades programadas para la consecución de los objetivos propuestos relativos a la adquisición de conocimientos nuevos.
- Encuesta, a modo de cuestionario-rúbrica, descrita previamente en la que se conocerá la opinión de los alumnos de primera mano.

En el anexo 6.17 se muestra la encuesta que cumplimentarán los alumnos en la Sesión 15, dando por finalizada la unidad didáctica correspondiente al enlace químico.

4 CONCLUSIONES

La labor docente no es una tarea fácil. El desarrollo de una propuesta didáctica orientada al enlace químico ha sido laboriosa ya que, además de ser un tema muy denso que requiere muchas sesiones para implementarse, tiene el desafío adicional de combatir la cantidad de errores conceptuales que hay asociados al enlace químico y la dificultad de diseñar adecuadamente las distintas actividades para conseguirlo.

Para la elaboración de este trabajo, han sido de gran ayuda las ideas principales que se han abordado a lo largo de las distintas asignaturas del Máster: la importancia de recurrir a la legislación vigente, la necesidad de indagar en las ideas previas, de usar la historia de la química como una herramienta más de aprendizaje, de incluir metodologías innovadoras que apuesten por dar protagonismo al estudiante, el fomento de su capacidad de razonamiento, la realización de una evaluación competencial, objetiva e integradora, etc.

En conclusión, es imprescindible para el docente una correcta planificación de cada unidad didáctica a desarrollar, indagando en primer lugar en las ideas previas del alumnado y abordando los contenidos progresivamente a través de la realización de actividades variadas, que aumenten su motivación y mantengan su interés por la Física y Química, que es una asignatura estrechamente conectada a los desarrollos tecnológicos y científicos actuales.

5 BIBLIOGRAFÍA

- Asimov, I., Cruz, A., y Villena, M. I. (1975). *Breve historia de la química*. Alianza.
- Ausubel, D. P., Novak, J. D., y Hanesian, H. (1983). *Psicología educativa: un punto de vista cognoscitivo*. México: Trillas.
- Bello Garcés, S. (2004). Ideas previas y cambio conceptual. *Educación química*, 15(3), 210-217.
- Berenguer Albaladejo, C. (2016). Acerca de la utilidad del aula invertida o flipped classroom. Trabajo presentado en *XIV Jornadas de redes de investigación en docencia universitaria*, Alicante.
- Boo, H. K. (1998). Students' understandings of chemical bonds and the energetics of chemical reactions. *Journal of Research in Science Teaching: The Official Journal of the National Association for Research in Science Teaching*, 35(5), 569-581.
- Brown, T. L., LeMay Jr, H. E., Bursten, B. E., y Burdge, J. R. (2004). *Química*. Pearson Educación.
- Brown, T. E., LeMay, H. E. H., Bursten, B. E., Murphy, C., Woodward, P. y Stoltzfus, M. (2014). *Chemistry: the central science. 13th Edition*. Harlow, England: Pearson Education.
- Calvo, M. y Martín, M. (2005). Análisis de la adaptación de los libros de texto de ESO al currículo oficial, en el campo de la Química. *Enseñanza de las Ciencias*, 23(1), 17-32.
- Caamaño, A. (2016a). Secuenciación didáctica para el aprendizaje de los modelos de enlace. *Alambique Didáctica de las Ciencias Experimentales*, 86, 39-45.
- Caamaño, A. (2016b). Un enfoque para vencer errores y ambigüedades. *Alambique Didáctica de las Ciencias Experimentales*, (86), 8-18.
- Campanario, J.M. y Otero, J.C. (2000). Más allá de las ideas previas como dificultades de aprendizaje: las pautas de pensamiento, las concepciones epistemológicas y las estrategias metacognitivas de los alumnos de ciencias. *Enseñanza de las Ciencias* 18 (2), 155-169.
- Chamizo, J. A. (1992). Modelos del enlace químico. *Elementos, Universidad Autónoma de Puebla*, 17(2), 28-32.
- Chang, R. (2002). *Química. Séptima Edición*. Bogotá, Colombia: Mcgraw Hill.

Coca, D. M. (2015). Estudio de las motivaciones de los estudiantes de secundaria de física y química y la influencia de las metodologías de enseñanza en su interés. *Educación XX1*, 18(2), 215-235.

Coll, R. K., y Taylor, N. (2001). Alternative conceptions of chemical bonding held by upper secondary and tertiary students. *Research in Science & Technological Education*, 19(2), 171-191.

Coll, R. K. & Treagust, D. F. (2001). Learners' Use of Analogy and Alternative Conceptions for Chemical Bonding. *Australian Science Teachers Journal* 48 (1), 24–32.

Coll, R. K., y Treagust, D. F. (2003). Investigation of secondary school, undergraduate, and graduate learners' mental models of ionic bonding. *Journal of Research in Science Teaching: The Official Journal of the National Association for Research in Science Teaching*, 40(5), 464-486.

Cruz Núñez, F. y Quiñones Urquijo, A. (2012). Importancia de la evaluación y autoevaluación en el rendimiento académico. *Zona Próxima*, (16), 96-104.

Decreto 111/2016, de 14 de junio, por el que se establece la ordenación y el currículo de la Educación Secundaria Obligatoria en la Comunidad Autónoma de Andalucía. Boletín Oficial de la Junta de Andalucía, núm. 122, de 28 de junio de 2016, pp. 27-45. Recuperado de: https://www.juntadeandalucia.es/boja/2016/122/BOJA16-122-00019-11633-01_00094130.pdf

Driver, R. y Erickson, G. (1983). Theories in action: some theoretical and empirical issues in the study of students' conceptual frameworks in Science. *Studies in Science Education* 10, 37-60.

Ebbing, D. D. y Gammon, S. D. (2010). *Química general*. Cengage Learning Editores.

Elizalde, L. y Reyes, R. (2008). Elementos clave para la evaluación del desempeño de los docentes. *Revista Electrónica de Investigación Educativa*.

Garcés, S. B., y Hernández, A. H. (2007). ¿Qué piensan los estudiantes de química sobre el enlace químico? *Revista Cubana de Química*, 19(2), 71-73.

Garritz, A. (2006). Naturaleza de la ciencia e indagación: cuestiones fundamentales para la educación científica del ciudadano. *OEI Revista Iberoamericana de Educación*, 42, 127-152.

González, E. L. D. P., Ramírez, A. E. G., y Ocotero, V. M. (2015). La importancia de las interacciones intermoleculares en el estudio de la biología. *de apoyo para comprender mejor la Química*.

González-Felipe, M. E., Aguirre-Pérez, C., Cortes-Simarro, J. M., Fernández Cezar, R., Monilí, V., y María, A. (2017). Estudio del tratamiento del enlace químico en los libros de texto españoles. *Revista electrónica de investigación educativa*, 19(3), 60-70.

González, M. E., Aguirre, C., Fernández, R., y Vázquez, A. M. (2018). Concepciones alternativas de los alumnos de Educación Secundaria sobre el enlace químico. *Didácticas Específicas*, 18, 26-44.

González, V., Traver, J., y García, R. (2011). El aprendizaje cooperativo desde una perspectiva ética. *Estudios sobre Educación*, 21, 181-197.

Justi, R. y Gilbert, J. K. (2003). Models and modelling in chemical education. En J. K. Gilbert, R. D. Jong, R. Justi, D. F. Treagust y J. H. Van Driel (Eds.), *Chemical education: Towards research based practice* (pp. 47-68). Holanda: Kluwer Science & Technology Education Library.

Kagan, S., & Kagan, M. (2009). *Cooperative learning*. San Clemente: Kagan Publishing.

Labarca, M. y Lastiri, M. (2010). Las naturalezas del enlace químico. *Epistemología e Histona de la ciencia*, 16, pp. 308-314.

Lazo, L. y Zúñiga, N. (2013). Estudio sobre las concepciones alternativas de enlace químico en alumnos de enseñanza media y enseñanza universitaria. *Enseñanza de las ciencias: revista de investigación y experiencias didácticas*, (Extra), 1870-1876.

Levy Nahum, T., Mamlok-Noaman, R., Hofstein, A. y Kronik, L. (2008). A new "bottom-up" framework for teaching chemical bonding. *Journal of Chemical Education*, 85(12), 1680-1685.

Levy N., Mamlok-Naaman, R., Hofstein, A. y Taber, K., (2010). Teaching and Learning the Concept of chemical bonding. *Studies in Science Education*. 46, (2), 179-207.

Ley Orgánica 2/2006, de 3 de mayo, de Educación. Boletín Oficial del Estado, núm. 106, de 4 de mayo de 2006, pp. 1-110. Recuperado de: <https://www.boe.es/buscar/pdf/2006/BOE-A-2006-7899-consolidado.pdf>

Ley Orgánica 8/2013, de 9 de diciembre, para la mejora de la calidad educativa. Boletín Oficial del Estado, núm. 295, de 10 de diciembre de 2013, pp. 1-64. Recuperado de: <https://www.boe.es/buscar/pdf/2013/BOE-A-2013-12886-consolidado.pdf>

López Pérez, G. (2011). Empleo de metodologías activas de enseñanza para el aprendizaje de la química. *Revista de Enseñanza Universitaria*, 37, 13-22.

McMurray, J. (2008). *Química orgánica. 7ma. Edición*. México: Cengage Learning.

Mcmurry, J., Fay, R., y Robinson, J. (2015). *Chemistry. 7th Edition*. Harlow, England: Pearson Education.

Moreno Martínez, L. (2017). Enlazando didáctica e historia de la ciencia: clasificaciones y modelos de las uniones químicas en los libros de texto de física y química de secundaria (2007-2016). *Educació química*, 45-53.

Mortimer, E. F. (1995). Conceptual change or conceptual profile change? *Science & Education*, 4(3), 267-285.

Mosquera, J. C., y Furió, C. (2008). El cambio didáctico en profesores universitarios de química a través de un programa de actividades basado en la enseñanza por investigación orientada. *Didáctica de las ciencias experimentales y sociales*, (22), 115-154.

Nakamatsu, J. (2012). Reflexiones sobre la enseñanza de la química. *En Blanco y Negro*, 3(2), 38-46.

Orden de 14 de julio de 2016, por la que se desarrolla el currículo correspondiente a la Educación Secundaria Obligatoria en la Comunidad Autónoma de Andalucía, se regulan determinados aspectos de la atención a la diversidad y se establece la ordenación de la evaluación del proceso de aprendizaje del alumnado. Boletín Oficial de la Junta de Andalucía, núm. 144, de 28 de julio de 2016, pp. 108-396. Recuperado de: https://www.juntadeandalucia.es/boja/2016/144/BOJA16-144-00289-13500-01_00095875.pdf

Orden ECD/65/2015, de 21 de enero, por la que se describen las relaciones entre las competencias, los contenidos y los criterios de evaluación de la educación primaria, la educación secundaria obligatoria y el bachillerato. Boletín Oficial del Estado, núm. 25, de 29 de enero de 2015, pp. 1-18. Recuperado de: <https://www.boe.es/buscar/pdf/2015/BOE-A-2015-738-consolidado.pdf>

Pauling, L. (1992). The nature of the Chemical Bond-1992. *Journal of Chemical Education*, 69(6), 519-521.

Pauling, L. (1965). *Uniones químicas*. Kapelusz.

Peterson, R. F., y Treagust, D. F. (1989). Grade-12 students' misconceptions of covalent bonding and structure. *Journal of chemical education*, 66(6), 459.

Petrucchi, R., Herring, F., Madura, J. y Bissonnette, C. (2011). *Química General. Principios y Aplicaciones Modernas, Décima Edición*. Madrid, España: Pearson Educación.

Picó, A. G. (2018). *Química básica*. Editorial UNED.

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: revista de investigación y experiencias didácticas*, 11(1), 12-19.

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: revista de investigación y experiencias didácticas*, 17(2), 227-245.

Proyecto Agrega, Junta de Andalucía. Propiedades de las sustancias en función del tipo de enlace que poseen. Recuperado de: http://agrega.juntadeandalucia.es/repositorio/28012011/a0/es-an_2011012813_9111405/QU_U2_T5_contenidos_v02.pdf

Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, por el que se establece el currículo básico de la Educación Secundaria Obligatoria y del Bachillerato. Boletín Oficial del Estado, núm. 3, de 3 de enero de 2015, pp. 169-546. Recuperado de: <https://www.boe.es/boe/dias/2015/01/03/pdfs/BOE-A-2015-37.pdf>

Riboldi, L., Pliego, Ó., y Odetti, H. S. (2004). El enlace químico: una conceptualización poco comprendida. *Enseñanza de las ciencias: revista de investigación y experiencias didácticas*, 22(2), 195-212.

Robinson, W. R. (1998). An alternative framework for chemical bonding. *Journal for Chemical Education*, 75(9), 1074-1075.

Salas, M. I. T. (2010). La enseñanza tradicional de las ciencias versus las nuevas tendencias educativas. *Revista Electrónica Educare*, 14(1), 131-142.

Solbes, J., y Vilches, A. (1991). Análisis de la introducción de la teoría de enlaces y bandas. *Enseñanza de las ciencias: revista de investigación y experiencias didácticas*, 9(1), 53-58.

Solbes, J., y Traver, M. (2001). Resultados obtenidos introduciendo historia de la ciencia en las clases de física y química: mejora de la imagen de la ciencia y desarrollo de actitudes positivas. *Enseñanza de las ciencias: revista de investigación y experiencias didácticas*, 19(1), 151-162.

Solbes, J., Silvestre, V., y Furió, C. (2010). El desarrollo histórico de los modelos de átomo y enlace químico y sus implicaciones didácticas. *Didáctica de las ciencias experimentales y sociales*.

Taber, K. S. (1997). Student understanding of ionic bonding: molecular versus electrostatic thinking. *School Science Review*, 78(285), 85-95.

Taber, K. (2001). Building the structural concepts of chemistry: some considerations from educational research. *Chemistry Education: Research and Practice in Europe*, 2(2), 123-158.

Taber, K. S. (2011). Models, Molecules and Misconceptions: A Commentary on Secondary School Students' Misconceptions of Covalent Bonding. *Journal of Turkish Science Education* 8 (1), 4-18.

Tamir, P., y García, M. P. (1992). Características de los ejercicios de prácticas de laboratorio incluidos en los libros de textos de Ciencias utilizados en Cataluña. *Enseñanza de las ciencias: revista de investigación y experiencias didácticas*, 10(1), 3-12.

Urbina, S., Gallego, R., Pérez, R., y Gallego, A. (2008). Una construcción histórico-epistemológica del modelo del octeto para el enlace químico. *Tecné Episteme y Didaxis TED*, (23), 52-66.

Valcárcel Pérez, M., Sánchez Blanco, G., y Zamora Barranco, A. (2005). Conocimientos de alumnos de ESO y Bachillerato (14-18) sobre el modelo iónico del enlace químico. *Enseñanza de las Ciencias*, (Extra), 1-5.

Valenzuela, C. (1995). Química general, introducción a la química teórica. *Salamanca: Universidad de Salamanca*.

Vinner, S. (1997). The pseudo-conceptual and the pseudo-analytical thought processes in mathematics learning. *Educational Studies in Mathematics* 34, 97-129.

6 ANEXOS

6.1 Anexo 1. Cuestionario de ideas previas.

UNIDAD DIDÁCTICA: EL ENLACE QUÍMICO

NOMBRE Y APELLIDOS:

1. Un átomo está formado por:
 - a. Un núcleo, con neutrones, y una corteza, con electrones y protones.
 - b. Un núcleo, con protones, una corteza, con electrones, y una parte intermedia donde se encuentran los neutrones.
 - c. Un núcleo, con protones y neutrones, y una corteza, con electrones. ✓
 - d. Un núcleo, con neutrones, una corteza, con protones, y una parte intermedia donde se encuentran los electrones.
2. Un átomo es neutro cuando...
 - a. Presenta el mismo número de protones, electrones y aniones.
 - b. Presenta el mismo número de protones y electrones. El número de neutrones no afecta porque no tienen carga. ✓
 - c. La suma de sus electrones y protones es igual a la de neutrones.
 - d. La suma de sus protones y neutrones es igual a la de electrones.
3. Los electrones de valencia de un átomo son aquellos que...
 - a. se encuentran más cerca del núcleo.
 - b. no intervienen en los enlaces químicos.
 - c. se encuentran en la última capa electrónica. ✓
 - d. se encuentran fijos en la corteza electrónica del átomo.
4. Siendo $1s^2 2s^2 2p^6$ la configuración electrónica de un determinado átomo, ¿cuántos electrones de valencia presenta?
 - a. 10 electrones.
 - b. 8 electrones. ✓
 - c. 6 electrones.
 - d. No tiene electrones de valencia.
5. Se forman iones cuando un átomo neutro:
 - a. Gana uno o más electrones.
 - b. Pierde uno o más electrones.
 - c. Gana uno o más electrones (formando cationes) o los pierde (formando aniones).

- d. Gana uno o más electrones (formando aniones) o los pierde (formando cationes). ✓
6. ¿Qué indica el número atómico de un elemento?
- El número de protones y neutrones que contiene.
 - El número de neutrones que contiene.
 - El número de neutrones y, si es neutro, coincide con el de electrones.
 - El número de protones y, si es neutro, coincide con el de electrones. ✓
7. Señala cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera:
- Las cargas del mismo signo se atraen y las de signo contrario se repelen. Por eso, los cationes (con carga positiva) se verán atraídos por cationes y los aniones (con carga negativa) atraen a los aniones.
 - Las cargas del mismo signo se repelen y las de signo contrario se atraen. Por eso, los cationes (con carga positiva) se verán atraídos por aniones (con carga negativa). ✓
 - Las cargas del mismo signo se atraen y las de signo contrario se repelen. Por eso, los cationes (con carga negativa) se verán atraídos por cationes y los aniones (con carga positiva) atraen a los aniones.
 - Las cargas del mismo signo se repelen y las de signo contrario se atraen. Por eso, los cationes (con carga negativa) se verán atraídos por aniones (con carga positiva).
8. NaCl, Na⁺ y Na indican, respectivamente...
- Átomo, ión y molécula.
 - Molécula, átomo e ión.
 - Molécula, anión y átomo.
 - Molécula, ión y átomo. ✓
9. Los elementos A, B y C tienen números atómicos 9, 14 y 26, respectivamente. Para cada uno de ellos, indica su configuración electrónica. ¿Cuál es el más electronegativo? ¿Por qué?
- Respuesta:
- [A]=[He]2s²2p⁵
- [B]=[Ne]3s²3p²
- [C]=[Ar]3d⁶4s²
- El más electronegativo es el flúor porque es el que más tendencia tiene a captar un electrón para completar su capa de valencia.
10. Los gases nobles son particulares por...

- a. Tener completa su capa de valencia. ✓
- b. Ocupar el último periodo de la tabla periódica.
- c. Ser muy inestables.
- d. Tener una gran tendencia a formar enlaces.

6.2 Anexo 2. Enlace químico, regla del octeto y diagramas de Lewis.

UNIDAD DIDÁCTICA: EL ENLACE QUÍMICO

NOMBRE Y APELLIDOS:

Ejercicio 1. Razona la veracidad o falsedad de las siguientes oraciones y justifica tu respuesta:

- a) Los gases nobles se presentan como gases monoatómicos a temperatura ambiente. ✓
- b) Los metales, generalmente, van a tender a ganar electrones para alcanzar la regla del octeto. ✗

Respuesta: van a tender a perderlos.

- c) Los diagramas de Lewis constituyen una representación de los electrones de valencia de átomos de los diferentes elementos. ✓
- d) El nivel de energía de los átomos aumenta a medida que se acercan hasta alcanzar la distancia de enlace. ✗

Respuesta: el nivel de energía disminuye a medida que se acercan hasta alcanzar la distancia de enlace.

- e) Cuando se unen dos átomos, se llega a un equilibrio entre las fuerzas de atracción, que se dan entre los núcleos positivos de los mismos, y las de repulsión, entre el núcleo de un átomo y los electrones del otro. ✗

Respuesta: las fuerzas de atracción se dan entre el núcleo de un átomo y los electrones del otro y las de repulsión, entre los núcleos positivos de ambos.

Ejercicio 2. Según la regla de octeto, ¿la configuración de qué gas noble van a tender a formar los siguientes elementos? Para ayudarte, consulta los números atómicos en la tabla periódica y escribe su configuración electrónica.

- a) H
Respuesta: He
- b) S
Respuesta: Ar
- c) Sb
Respuesta: Xe
- d) Na
Respuesta: Ne
- e) Sr
Respuesta: Kr
- f) Be
Respuesta: He

Ejercicio 3. ¿Cuántos electrones deben ganar o perder los siguientes elementos para cumplir la regla del octeto? Para ayudarte, consulta los números atómicos en la tabla periódica y escribe su configuración electrónica. ¿Cuáles tenderán a formar cationes y cuáles aniones?

a) Cl

Respuesta: $[\text{Cl}] = [\text{Ne}]3s^23p^5$, tiende a ganar un electrón para alcanzar el octeto, formará un anión.

b) Mg

Respuesta: $[\text{Mg}] = [\text{Ne}]3s^2$, tiende a perder dos electrones para alcanzar el octeto, formará un catión.

c) Se

Respuesta: $[\text{Se}] = [\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^4$, tiende a ganar dos electrones para alcanzar el octeto, formará un anión.

d) Fr

Respuesta: $[\text{Fr}] = [\text{Rn}]7s^1$, tiende a perder un electrón para alcanzar el octeto, formará un catión.

e) Ne

Respuesta: $[\text{Ne}] = [\text{He}]2s^22p^6$, es un gas noble (ya tiene completo el octeto), no formará iones.

f) N

Respuesta: $[\text{N}] = [\text{He}]2s^22p^3$, tiende a ganar tres electrones para alcanzar el octeto, formará un anión.

Ejercicio 4. Representa el diagrama de Lewis de los siguientes átomos e iones. Para ayudarte, consulta los números atómicos en la tabla periódica y escribe su configuración electrónica.

a) Be^{2+}

Respuesta: $[\text{Be}^{2+}] = 1s^2$. Estructura de Lewis:



b) P

Respuesta: $[\text{P}] = [\text{Ne}]3s^23p^3$. Estructura de Lewis:



c) Ti

Respuesta: $[\text{Ti}] = [\text{Ar}]4s^23d^2$. Estructura de Lewis:



d) K^+

Respuesta: $[\text{K}^+] = [\text{Ne}]3s^23p^6$. Estructura de Lewis:



e) O^{2-}

Respuesta: $[O^{2-}] = [He]2s^2 2p^6$. Estructura de Lewis:



6.3 Anexo 3. Kahoot!

UNIDAD DIDÁCTICA: EL ENLACE QUÍMICO

NOMBRE Y APELLIDOS:

1. La fórmula empírica del cloruro de magnesio (MgCl_2), que es un cristal iónico, indica que:
 - a) Está compuesto por un átomo de magnesio y dos de cloro.
 - b) Por cada tres átomos del cristal, uno será de magnesio y dos de cloro. ✓
 - c) Indica una proporción de dos átomos de magnesio por cada átomo de cloro.
 - d) Tiene el doble de átomos de magnesio que de cloro.
2. Una de las diferencias principales entre una molécula y una red es:
 - a) Una molécula es más pequeña que una red.
 - b) Una molécula contiene un número limitado de átomos. ✓
 - c) La unión de los átomos de una molécula pueden estar unidos por cualquier tipo de enlace, mientras que una red sólo pueda estar formadas por enlaces iónicos.
 - d) En una molécula se cumple la ley del octeto y en un cristal no.
3. Señala cuál de estos científicos no ha destacado por una contribución al establecimiento de la ley del octeto:
 - a) Lewis.
 - b) Kossel.
 - c) Mendeleiev. ✓
 - d) Langmuir.
4. En las curvas de Morse se puede ver gráficamente que:
 - a) La energía de los átomos disminuye a medida que aumenta de la distancia que los separa.
 - b) Hay un mínimo de energía cuando los átomos están totalmente pegados.
 - c) El nivel energético disminuye hasta alcanzar la distancia de enlace. ✓
 - d) Hay un máximo de energía a la distancia de enlace.
5. El enlace químico y las fuerzas intermoleculares tienen en común...
 - a) La fuerte intensidad de las uniones que producen.
 - b) Cambian la naturaleza de la sustancia que unen.
 - c) Ponen de manifiesto una atracción eléctrica entre cargas opuestas. ✓
 - d) No influyen en las propiedades físicas de las sustancias que forman.

6.4 Anexo 4. Rúbrica para la evaluación de la práctica de laboratorio.

	SOBRESALIENTE	NOTABLE	APROBADO	SUSPENSO
Normas de seguridad y protección (20%)	Cumple con todas las normas básicas de laboratorio y va bien protegido (con gafas, guantes, bata y el pelo recogido).	Cumple con las normas básicas de laboratorio pero no va totalmente protegido (no lleva gafas, guantes, bata o el pelo recogido).	Cumple con las normas básicas de laboratorio pero sólo lleva algunos de los elementos de protección imprescindibles.	No cumple con las normas básicas de laboratorio o no lleva guantes, bata ni gafas de protección.
Comportamiento en el laboratorio (20%)	Se interesa por la práctica, está atento y se comporta cívicamente en el laboratorio. No molesta ni distrae a sus compañeros.	Se interesa por la práctica pero en ocasiones distrae la atención de sus compañeros.	No siempre ha mantenido el interés, pero no ha distraído la atención de sus compañeros y se ha comportado adecuadamente.	No muestra interés por la actividad, se comporta de manera inadecuada (juega o da voces) y distrae la atención de sus compañeros.
Organización y limpieza (20%)	Mantiene la mesa de laboratorio con el espacio organizado, el material agrupado según su uso y limpio de residuos.	Mantiene la limpieza del material, no afectando a los resultados, pero tiene cierto desorden, lo que le impide trabajar totalmente cómodo.	Trabaja con un desorden que le impide mantener el material totalmente limpio, pero no ha llegado a afectar a los resultados ni a provocar la rotura del material.	Tiene la mesa de laboratorio con un desorden que le impide trabajar de forma. La falta de limpieza provoca la mezcla de reactivos y perjudica el resultado de la práctica.
Uso del material de laboratorio (20%)	Maneja adecuada y respetuosamente el material de laboratorio. Utiliza cada material para el fin con el que está diseñado y tiene en cuenta las advertencias de cada reactivo utilizado y las especificaciones de los equipos.	Maneja con respeto el material de laboratorio. En ocasiones, utiliza de forma inadecuada el material, pero tiene en cuenta las advertencias de cada reactivo utilizado y las especificaciones de los equipos.	Hace un uso respetuoso del material aunque en ocasiones inadecuado. No siempre tiene en cuenta advertencias de los reactivos o las especificaciones de los equipos, aunque si las más importantes.	Utiliza sin cuidado el material, pudiendo provocar que se rompa. Utiliza inadecuadamente el material y no tiene en cuenta las advertencias de los reactivos o especificaciones de los equipos de cada reactivo.
Trabajo activo y colaboración (20%)	Participa de forma activa durante todo el procedimiento de elaboración de la práctica, aportando ideas y dejando participar al resto de compañeros.	Participa de forma activa pero impide que el resto de compañeros lo hagan, intentando llevar un trabajo más individual que en grupo.	Participa de forma activa pero no aporta ideas y se limita a imitar a sus compañeros. Deja participar al resto de sus compañeros de grupo.	No participa durante la práctica, tiene una actitud pasiva y poco colaborativa o molesta a sus compañeros.

**Competencias: Competencia matemática, ciencia y tecnología (CMCT), competencia para aprender a aprender (CAA).*

6.5 Anexo 5. Práctica de laboratorio.

UNIDAD DIDÁCTICA: EL ENLACE QUÍMICO

NOMBRE Y APELLIDOS:

En esta práctica se van a determinar las propiedades físicas de 4 sustancias desconocidas (A, B, C y D), tales como temperatura de fusión, solubilidad en agua y conductividad eléctrica.

Determinación de la temperatura de fusión

Introduce una determinada cantidad de cada sustancia en un tubo de ensayo, sostenla con las pinzas y enciende la llama del mechero. Se considera que la sustancia presenta un punto de ebullición alto si pasados 30 segundos no se ha fundido. De lo contrario, se considerará bajo.

Determinación de la solubilidad

Introduce una determinada cantidad de cada sustancia en un tubo de ensayo, añade agua y agita. Tras dejar reposar, determina si la sustancia es soluble o no en agua (añadir agua en suficiente proporción para no saturar la disolución).

Determinación de la conductividad

Para determinar la conductividad se ha montado un cierto eléctrico con una pila de petaca de 4,5 V y una bombilla de 2,5 V. Los extremos de los cables deben estar en contacto con la sustancia a la que se le quiere medir la conductividad. Si la bombilla se enciende, la sustancia es conductora de la electricidad y viceversa.

Del mismo modo se medirá la conductividad de las disoluciones en las que se disolvieron las sustancias que resultaron ser solubles en agua.

Anota los resultados en la siguiente tabla:

SUSTANCIA	A	B	C	D
Punto de ebullición (alto/bajo)				
Soluble en agua (sí/no)				
Conductor de la electricidad (sí/no)				
Conductor de la electricidad disuelto en agua (sí/no)				

6.6 Anexo 6: El enlace iónico y el enlace covalente.

UNIDAD DIDÁCTICA: EL ENLACE QUÍMICO

NOMBRE Y APELLIDOS:

1. Indica cuál es la afirmación cierta sobre los enlaces iónico y covalente.
 - a) En ambos enlace hay compartición de electrones, pero el iónico se da entre dos metales y el covalente entre un metal y un no metal.
 - b) Sólo se presentan fuerzas electrostáticas en el caso del enlace iónico.
 - c) El enlace covalente tiene lugar a través de la compartición de electrones, mientras que en el iónico hay una transferencia. ✓
 - d) En ambos enlace hay transferencia de electrones, pero el covalente se da entre dos metales y el iónico entre un metal y un no metal.
2. Cuando se unen el flúor y el sodio dan lugar a una estructura:
 - a) Red covalente.
 - b) Red iónica. ✓
 - c) Molécula.
 - d) Átomos aislados.
3. Para que dos átomos se unan por enlace iónico:
 - a) La electronegatividad de ambos ha de ser similar.
 - b) La electronegatividad de ambos ha de ser baja.
 - c) Debe haber una gran diferencia de electronegatividad entre ambos. ✓
 - d) Un átomo debe pertenecer al grupo de los halógenos y otro al de los alcalinos.
4. ¿Cuál de los siguientes enunciados describe mejor el enlace covalente?
 - a) Aquel que tiene lugar entre átomos con electronegatividades similares por compartición de electrones. ✓
 - b) Aquel que tiene lugar entre átomos con electronegatividades similares por transferencia de electrones.
 - c) Aquel que tiene lugar entre átomos con electronegatividades diferentes por compartición de electrones.
 - d) Aquel que tiene lugar entre átomos con electronegatividades diferentes por transferencia de electrones.
5. Un enlace covalente en el cuál sólo uno de los átomos aporta los electrones que se comparten es un:
 - a) Enlace covalente normal.
 - b) Enlace covalente simple.
 - c) Enlace covalente dativo o coordinado. ✓
 - d) Enlace covalente fuerte.

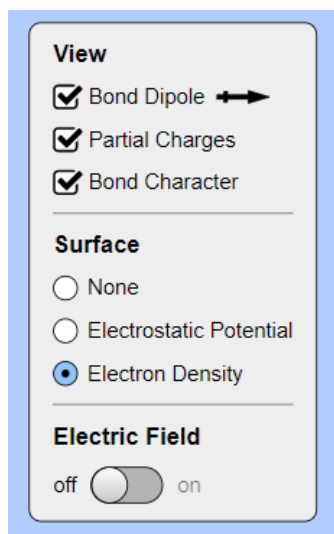
6. Según el número de pares de electrones que se compartan en un enlace covalente, se puede diferenciar entre:
- a) Enlace covalente simple, doble o triple. ✓
 - b) Enlace covalente puro o parcialmente covalente.
 - c) Enlace dativo y enlace covalente normal.
 - d) Enlace covalente fuerte o débil.
7. Tanto los enlaces covalentes como los iónicos se caracterizan por:
- a) Dar lugar a la formación de moléculas.
 - b) Poder enlazar átomos neutros e iones.
 - c) Provocar uniones muy fuertes entre los átomos que se enlazan. ✓
 - d) Tener lugar entre átomos metálicos.
8. Indica cuál de las siguientes afirmaciones sobre enlaces iónicos y covalentes es falsa.
- a) El enlace iónico sólo puede dar lugar a la formación de redes cristalinas iónicas, mientras que el covalente puede formar moléculas y redes cristalinas covalentes.
 - b) El enlace covalente se suele dar, generalmente, entre dos átomos metálicos y el iónico entre un metal y un no metal. ✓
 - c) En ambos enlaces existen interacciones eléctricas que provocan la atracción de cargas de distinto signo.
 - d) El enlace iónico se forma, en general, por la unión de un metal y no metal, cuando se realiza una transferencia de electrones desde el más electropositivo (metal) al más electronegativo (no metal) para adquirir la estructura del octeto.
9. La energía reticular en las sustancias iónicas...
- a) Se define como la energía que hay que aplicar para formar un mol de sustancia iónica a partir de sus iones libres.
 - b) Es mayor cuando menor sea la carga de los iones que se unen.
 - c) Es mayor cuanto mayor sea el tamaño de los iones que se unen.
 - d) Determina la intensidad de las fuerzas electrostáticas que se dan entre los iones que se unen. ✓
10. El diamante y el grafito están formados por:
- a) Redes iónicas.
 - b) Redes covalentes. ✓
 - c) Redes metálicas.
 - d) Moléculas.

6.7 Anexo 7. Trabajamos la polaridad de los enlaces con un simulador.

No existen enlaces químicos totalmente puros, por eso se dice que el enlace covalente del ácido clorhídrico tiene un cierto carácter iónico o polar, porque el átomo de cloro, más electronegativo que el de hidrógeno, atrae más hacia sí el par de electrones. Se crea entonces una distribución asimétrica de los electrones de valencia y formando lo que se denomina un dipolo eléctrico, ya que las cargas negativas están desplazadas hacia un lado de la molécula y su centro no coincide con el centro de las cargas positivas. Un dipolo consta de dos cargas iguales, una positiva (+ q) y otra negativa (− q), y suele representarse con una flecha dirigida hacia la parte negativa, en la que se encuentra la mayor parte de la densidad electrónica.

Para trabajar la polaridad del enlace vamos a utilizar la simulación PHET “Polaridad de una molécula”.

En primer lugar, haz clic en “dos átomos” para acceder a la parte de la simulación que nos interesa y comienza a familiarizarte con la simulación. Configura la barra de herramientas tal y como aparece en la imagen de más abajo. De esta forma, podrás observar cómo se distribuye la densidad electrónica en los dos átomos, además de las cargas parciales, el carácter del enlace y la dirección del dipolo.



Ahora puedes comenzar a jugar con las electronegatividades de los dos átomos, comprobando cómo influyen en la densidad electrónica, en el momento dipolar y en el carácter del enlace.

Una vez que hayas entendido el funcionamiento de la simulación, contesta, con ayuda de la misma, las cuestiones que se plantean a continuación. Trata, en la medida de lo posible, de predecir la respuesta primero para después comprobarla con el simulador.

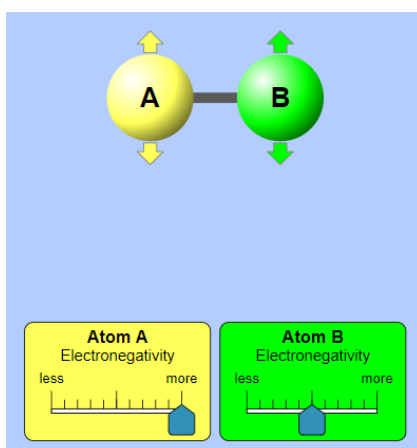
Ejercicio 1. ¿Qué pasa cuando los dos átomos tienen la misma electronegatividad? ¿Cómo es el carácter del enlace? ¿Cómo se distribuye la densidad electrónica entre los átomos?

Respuesta: cuando tienen la misma electronegatividad (se trata del mismo elemento), el enlace es covalente puro. La densidad se distribuye de forma equitativa entre los dos átomos del enlace.

Ejercicio 2. Prueba ahora el caso contrario. ¿Qué ocurre cuando los átomos presentan electronegatividades totalmente opuestas? ¿Hacia qué átomo se desplaza la nube electrónica? ¿Cómo influye esto en la polaridad del enlace? ¿Cómo es en esta ocasión el carácter del enlace?

Respuesta: cuando presentan electronegatividades opuestas el carácter de enlace es 100% iónico. La nube electrónica se desplaza hacia el más electronegativo. El enlace presenta polaridad máxima.

Ejercicio 3. ¿Qué tipo de enlace se producirá entre estos dos átomos?



Respuesta: se producirá un enlace con un carácter intermedio entre el enlace iónico y el enlace covalente.

Ejercicio 4. ¿Cómo se representaría correctamente el dipolo del enlace de la imagen? Dibújalo.

Respuesta: ←

Ejercicio 5. Generalmente, ¿cuándo tiene el enlace carácter covalente?

Respuesta: cuando las electronegatividades de los átomos que se enlazan son similares.

6.8 Anexo 8. Polaridad de los enlaces

UNIDAD DIDÁCTICA: EL ENLACE QUÍMICO

NOMBRE Y APELLIDOS:

Existe una escala continua entre el enlace covalente y el iónico. Así, puede entenderse el enlace iónico como un caso de enlace covalente de polaridad máxima y, a la inversa, un desplazamiento desigual de los electrones en el enlace covalente se puede interpretar como un caso parcialmente iónico. La electronegatividad de los elementos que se enlazan determina la polaridad de dicho enlace. A mayor diferencia de electronegatividad, mayor momento dipolar y más carácter iónico presenta el enlace. Para trazar una línea que distinga al enlace covalente del iónico, Linus Pauling (Premio Nobel de Química en 1954 y Premio Nobel de la Paz en 1963) construyó una tabla en la adjudicaba a cada elemento un valor de electronegatividad relativa. Estableció un valor de diferencia de electronegatividad entre dos elementos de 1.7 para marca el límite entre ambos tipos de enlace, correspondiendo dicho valor con un enlace de carácter 50% covalente-50% iónico. De este modo, si la diferencia es mayor, el compuesto es iónico, y si es menor, covalente. Contesta a las cuestiones planteadas con la ayuda de la siguiente tabla de electronegatividades de Pauling:

[illegible]

Ejercicio 1. Busca en la tabla alguna combinación entre dos elementos en los que la diferencia de electronegatividad sea de 1,7. ¿Qué ocurre en este tipo de enlaces?

Respuesta: estos enlaces presentan un carácter iónico del 50%.

Ejercicio 2. Completa la siguiente tabla justificando el tipo de enlace que se forma entre los compuestos señalados:

Compuesto	Tipo de elementos	Diferencia de EN	Tipo de enlace
Fluoruro de Cesio			
Óxido de Bario			
Sulfuro de Berilio			

Flúor

Bromuro de Estroncio

Respuesta:

Compuesto	Tipo de elementos	Diferencia de EN	Tipo de enlace
Fluoruro de Cesio	F-Cs	3,2	Iónico
Óxido de Bario	Ba-O	2,5	Iónico
Sulfuro de Berilio	S-Be	1,0	Covalente
Flúor	F-F	0	Covalente
Bromuro de Estroncio	Br-Sr	1,8	Iónico

Ejercicio 3. Entre los siguientes, el compuesto que presenta mayor carácter iónico es:

- a) NaCl ✓
- b) CuH
- c) KBr

Ejercicio 4. De acuerdo con la información que proporciona la tabla, es válido afirmar que, entre los siguientes, el compuesto que presenta mayor carácter covalente es:

- a) FeO
- b) HI ✓
- c) CO

Ejercicio 5. Indica la afirmación correcta basándote en la diferencia de electronegatividad de los elementos que se indican:

- a) El Ca y el O forman un enlace iónico. ✓
- b) El H y el Cl forman un enlace covalente puro.
- c) El K y el F se unen por enlace covalente polar.
- d) El H y en Br se unen por enlace iónico.

CURIOSIDAD

La polaridad de los enlaces covalentes tiene una importante repercusión en las propiedades de las moléculas. Cuando en los hidrocarburos se sustituyen los hidrógenos por halógenos, que presentan una electronegatividad alta, se produce un aumento considerable de la polaridad. Esto es lo que ocurre en algunos compuestos perfluorados (en los que los átomos de hidrógeno han sido reemplazados por átomos de flúor), como la perfluorodecalina y la perfluorotripilamina.

Una disolución acuosa de estas dos sustancias se emplea desde hace varios años como sangre artificial y es conocida como Fluosol-DA. El CO₂ y el O₂ son extraordinariamente solubles en esta disolución. Tanto es así, que un ratón puede

respirar oxígeno cuando se halla sumergido en ella.

El Fluosol-DA no lleva antígenos (anticuerpos que hacen que una persona con sangre tipo A no pueda recibir sangre de un individuo tipo B), de modo que puede hacerse una transfusión de sangre artificial a cualquier persona, sin importar su grupo sanguíneo. Hasta ahora no se le conoce efectos secundarios.

En un futuro no muy lejano esta sangre artificial, que ya se emplea en Japón, salvará muchas vidas en nuestro país.

Fuente: Garritz, A., y Chamizo, J. L. (1994). Química, Editorial Addison-Wesley. *Iberoamericana, USA*.

6.9 Anexo 9. El enlace metálico.

UNIDAD DIDÁCTICA: EL ENLACE QUÍMICO

NOMBRE Y APELLIDOS:

1. En enlace metálico da lugar a la formación de:
 - a) Moléculas metálicas.
 - b) Redes cristalinas metálicas y moléculas.
 - c) Únicamente redes metálicas. ✓
2. Una sustancia metálica está formada por:
 - a) Iones negativos y una nube electrónica que se mueve libremente por los huecos que dejan los iones.
 - b) Iones positivos e iones negativos que se mueven libremente a su alrededor.
 - c) Iones positivos y una nube electrónica que se mueve libremente por los huecos que dejan los iones. ✓
3. Señala la opción incorrecta:
 - a) Los electrones de la nube electrónica proceden de los cationes metálicos formados.
 - b) Los electrones de la nube electrónica pertenece al conjunto de todo el cristal metálico.
 - c) Los electrones de la nube electrónica da lugar a la formación de aniones que se atraen eléctricamente con los iones positivos metálicos. ✓
4. El enlace metálico se puede considerar una variación del enlace covalente porque:
 - a) Se da entre átomos metálicos.
 - b) Se comparten electrones entre el cristal aunque no se alcance por completo la regla del octeto.
 - c) Se comparten electrones pero con un mayor grado de deslocalización electrónica. ✓
5. Señala la opción incorrecta:
 - a) Las redes metálicas son estructuras poco compactas. ✓
 - b) El enlace metálico es la fuerza de unión que se produce cuando se combinan entre sí dos átomos metálicos.
 - c) El modelo del mar de electrones pone de manifiesto las atracciones electrostáticas entre los iones positivos y los electrones de valencia en el enlace metálico.
6. Ahora que conoces las características que definen a los enlaces metálicos, iónicos y covalentes justifica, para las siguientes parejas de elementos, el

tipo de enlace que se producirá entre ellos y cómo alcanzan la regla del octeto:

a) Fe-Fe

Respuesta: son dos átomos metálicos. Formarán un enlace metálico.

b) O-O

Respuesta: son dos átomos no metálicos. Compartirán electrones para alcanzar el octeto, formando un enlace covalente.

c) Na-F

Respuesta: Se trata de un metal y un no metal (electronegatividades muy distintas). Se transferirán electrones del sodio al cloro y se formará un enlace iónico.

d) K-K

Respuesta: son dos átomos metálicos. Formarán un enlace metálico.

e) O-Cl

Respuesta: son dos átomos no metálicos. Compartirán electrones para alcanzar el octeto, formando un enlace covalente.

f) Na-O

Respuesta: Se trata de un metal y un no metal (electronegatividades muy distintas). Se transferirán electrones del sodio al cloro y se formará un enlace iónico.

6.10 Anexo 10. Fuerzas intermoleculares.

UNIDAD DIDÁCTICA: EL ENLACE QUÍMICO

NOMBRE Y APELLIDOS:

Una vez comentadas los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares, vamos a trabajar con una simulación para comparar la intensidad y fortaleza de las uniones entre moléculas que producen cada una de ellas. Introduce el siguiente enlace:

<http://lab.concord.org/embeddable.html#interactives/sam/intermolecular-attractions/2-comparing-dipole-dipole-to-london-dispersion.json>

Es una simulación muy sencilla en la que puedes seleccionar tres tipos de relaciones entre moléculas y comprobar cómo es la unión entre ellas en función de lo que te cueste separar las moléculas.

Prueba con las tres posibles combinaciones de moléculas según su polaridad y familiarízate con el simulador. Después, realiza las siguientes actividades:

Ejercicio 1. Asocia cada combinación de moléculas al tipo de fuerza intermolecular. Luego, ordénalas de mayor a menor según la intensidad de las uniones que producen.

Fuerzas de London	Molécula polar-molécula polar
Dipolo-dipolo	Molécula polar-molécula apolar
Dipolo-dipolo inducido	Molécula apolar-molécula apolar

Respuesta:

Fuerzas de London	→	Molécula polar-molécula polar
Dipolo-dipolo	→	Molécula polar-molécula apolar
Dipolo-dipolo inducido	→	Molécula apolar-molécula apolar

Ejercicio 2. El orden de mayor a menor de las fuerzas intermoleculares en función de la intensidad de las uniones que producen quedaría:

- a) Dipolo-dipolo, fuerzas de London, dipolo-dipolo inducido.
- b) Dipolo-dipolo, dipolo-dipolo inducido, fuerzas de London. ✓
- c) Fuerzas de London, dipolo-dipolo inducido, dipolo-dipolo.

Ahora vamos a ver un ejemplo de estos tipos de fuerzas moleculares asociados a la unión de moléculas concretas. Para ello, accede al siguiente simulador:

<https://www.golabz.eu/lab/comparing-attractive-forces>

Como puedes comprobar, el funcionamiento es análogo al anterior.

Ejercicio 3. Pon otro ejemplo de unión de dos moléculas para cada uno de los tipos de fuerzas intermoleculares vistos.

Ejemplo de respuesta: F_2-F_2 , $CO-CO$, $CO-F_2$.

El enlace de hidrógeno se puede considerar como un tipo de interacción dipolo-dipolo. Repasa las características de este enlace trabajadas en clase y contesta a las siguientes cuestiones:

1. El enlace de hidrógeno se presenta en moléculas que poseen hidrógenos enlazados con:
 - a. Átomos muy electronegativos. ✓
 - b. Átomos muy electropositivos.
 - c. Cualquier átomo.
 - d. Sólo con el oxígeno.
2. Indica en cuáles de las siguientes sustancias se puede formar enlace de hidrógeno:
 - a. HK
 - b. HF ✓
 - c. H_2O_2 ✓
 - d. PH_3
 - e. $HOCH_2-CH_2O$ ✓
3. ¿Cuáles son los átomos que cumplen con los requerimientos necesarios para la formación de enlaces de hidrógeno?

Respuesta: F, O y N.

4. ¿Qué caracteriza a los enlaces de hidrógeno en relación al resto de fuerzas intermoleculares?

Respuesta: Los enlaces de hidrógeno son relativamente fuertes en relación a las otras fuerzas intermoleculares descritas.

6.11 Anexo 11. Propiedades de sustancias covalentes reticulares, iónicas y metálicas.

UNIDAD DIDÁCTICA: EL ENLACE QUÍMICO

NOMBRE Y APELLIDOS:

Estudia el enlace que se establece entre los átomos en estos compuestos.

SUSTANCIA	SiC	Na ₂ S	Na
Tipo de enlace entre átomos			
Tipo de sustancia			
Estado de agregación			
Conductividad eléctrica			

Describe, para cada uno de los compuestos, en qué te has basado para asignar las distintas características.

Respuesta:

SUSTANCIA	SiC	Na ₂ S	Na
Tipo de enlace entre átomos	Covalente	Iónico	Metálico
Tipo de sustancia	Red covalente	Red iónica	Red metálica
Estado de agregación	Sólido	Sólido	Sólido
Conductividad eléctrica	No	En disolución	Sí

En el Na₂S se unen dos átomos con electronegatividades muy dispares. El menos electronegativo (Na) alcanzará la configuración de gas noble perdiendo electrones, y el más electronegativo (S), lo hará ganando electrones. Se forma un compuesto iónico. Tendrá una estructura interna cristalina y es probable que se disuelva en agua. En estado sólido los iones ocupan posiciones fijas en la red cristalina. Por eso es un aislante eléctrico, pero en estado fundido o en disolución los iones podrán desplazarse bajo la acción de una corriente eléctrica y se vuelven conductores.

En el Na se unen muchos átomos iguales con electronegatividades bajas. Todos tienden a perder electrones para alcanzar la configuración de gas noble; por eso se forma un enlace metálico. Se forma un cristal metálico en el que los iones positivos que resultan van a estar estabilizados por los electrones del nivel de valencia que ha perdido cada átomo. Es un sólido a temperatura ambiente y es conductor de la

electricidad ya que los electrones que estaban en el nivel de valencia tienen cierta movilidad y se pueden desplazar en presencia de un campo eléctrico.

En el SiC se unen dos átomos con altas electronegatividades, por lo que tienden a ganar electrones para alcanzar el octeto. El único modo de hacerlo es compartir sus electrones de valencia, dando lugar a un enlace covalente. Los enlaces covalentes son muy fuertes, por lo que para romperlos haría falta suministrar una gran energía. Esto se traduce en unos puntos muy altos de fusión y ebullición. Es por esto que el carburo de silicio, como todas las sustancias covalentes reticulares, es sólido a temperatura ambiente. Además, los electrones son compartidos entre átomos contiguos, están perfectamente localizados y no tienen movilidad, por lo que presenta conductividad eléctrica nula.

Fuente: Guía de física y química. Material fotocopiable © Santillana, S. L

6.12 Anexo 12. Propiedades de las sustancias moleculares.

UNIDAD DIDÁCTICA: EL ENLACE QUÍMICO

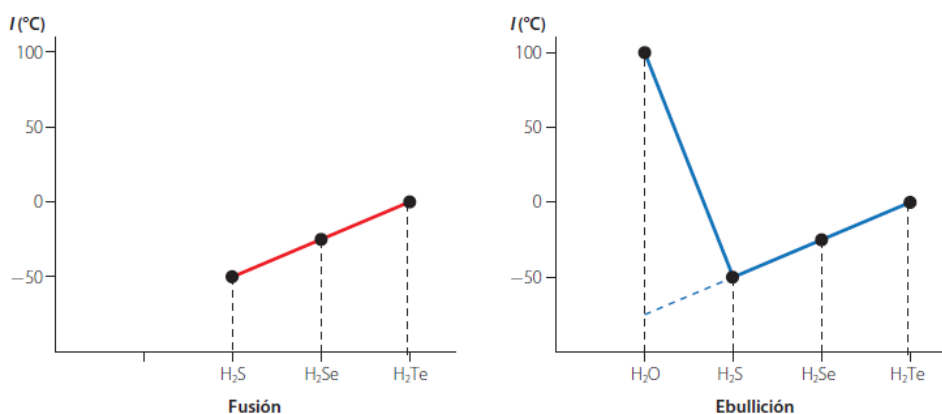
NOMBRE Y APELLIDOS:

En la tabla pueden verse los puntos de fusión y de ebullición de los hidruros de la familia del oxígeno.

Hidruros	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
H ₂ Te	-54	-2
H ₂ Se	-62	-42
H ₂ S	-63	-60
H ₂ O	0	100

- a) Realiza una representación gráfica de los tres primeros hidruros. ¿Cómo varían los puntos de fusión y de ebullición?

Respuesta: Los puntos de fusión y de ebullición aumentan progresivamente con el tamaño molecular (masa molecular).



- b) De acuerdo a esta tendencia, ¿cuál debería ser, aproximadamente, el punto de ebullición del agua?

Respuesta:

Según esta tendencia tendría que tener un punto de ebullición menor que el del ácido sulfhídrico, que es de -60 °C. Si proyectamos la línea en la gráfica se observa que debería estar muy por debajo de su valor real.

- c) ¿En qué estado se encuentran el agua y el ácido sulfhídrico a temperatura ambiente?

Respuesta:

El agua es líquida, mientras que el ácido sulfhídrico es un gas, a pesar de que es una molécula más pesada.

- d) ¿Por qué crees que los puntos de fusión y de ebullición del agua son anormalmente altos y no siguen la tendencia del resto de hidruros de su grupo?

Respuesta:

Las moléculas de agua se ven atraídas entre sí por fuerzas más intensas que la del resto de los hidruros. Estas fuerzas son las que constituyen el enlace de hidrógeno o puente de hidrógeno. Al estar unido el átomo de hidrógeno con un elemento muy electronegativo como el oxígeno, el par de electrones del enlace estará muy atraído por este. El núcleo de hidrógeno (protón) constituye un polo positivo muy intenso, y forma unión electrostática con el átomo de oxígeno (polo negativo) de una molécula vecina de agua. Como consecuencia los puntos de fusión y de ebullición son anormalmente elevados, ya que se necesita energía no solo para fundir un sólido o vaporizar un líquido, sino también para romper los enlaces de hidrógeno.

6.13 Anexo 13. Repaso de las propiedades en función del tipo de enlace.

UNIDAD DIDÁCTICA: EL ENLACE QUÍMICO

NOMBRE Y APELLIDOS:

Las sustancias presentan unas propiedades u otras en función de su estructura interna, y esta se debe a los enlaces que se dan entre sus átomos o cualquier otra especie presente (moléculas, iones, etc.).

Teniendo esto en cuenta, asigna la propiedad más adecuada a cada una de las siguientes sustancias en función de las características de los enlaces presentes:

SUSTANCIA	PROPIEDAD
Ag	Ag Es un gas muy difícil de licuar.
CH₃-CO-CH₃	Con él se pueden hacer hilos.
C₃H₈	Es un sólido que no conduce la electricidad cuando se funde.
Ar	Es un líquido que se disuelve en agua.
SiO₂	Es un gas insoluble en agua.
F₂	Es un sólido que, cuando se funde, conduce la electricidad.
PbO₂	Es un líquido, insoluble en agua, que se evapora con facilidad.
CH₃-CH₂OH	Es un gas que se utiliza para fabricar atmósferas inertes.

Explica con detalle en qué te has basado, haciendo alusión al tipo de enlace que presenta y las características que lo definen.

Respuesta:

- La Ag es un metal. De todos los materiales presentes es el único que se puede estirar en hilos, ya que desplazar unos planos del cristal metálico sobre otros no provoca repulsiones entre los iones presentes.
- La acetona CH₃-CO-CH₃ es un líquido, insoluble en agua, que se evapora con facilidad. Es un compuesto covalente algo polar, debido al enlace C=O, aunque todos los demás enlaces son apolares, C-C o C-H. Es insoluble en agua porque no puede formar con ella enlaces de H. El enlace polar y el tamaño de la molécula hacen que sea líquido a temperatura ambiente, pero se evapora con facilidad porque el enlace entre las moléculas es bastante débil.

- c) El propano C_3H_8 es un gas insoluble en agua. Es insoluble en agua porque no puede formar con ella enlaces de H. Su pequeño tamaño hace que esta molécula sea un gas a temperatura ambiente.
- d) El argón Ar es un gas que se utiliza para fabricar atmósferas inertes. El Ar es un gas noble; por tanto, sus átomos no se enlazan a otros. De ahí que se utilice para fabricar atmósferas que no reaccionan (inertes).
- e) El óxido de silicio SiO_2 es un sólido que no conduce la electricidad cuando se funde. Es un sólido covalente en el que todos los átomos están unidos mediante enlaces covalentes. Cuando se funde, los átomos dejan de ocupar posiciones fijas en la red cristalina, pero no tienen cargas que puedan conducir la electricidad.
- f) El flúor F_2 es un gas muy difícil de licuar porque F_2 es una molécula covalente apolar y de pequeño tamaño. Es muy difícil que en sus moléculas se puedan originar dipolos instantáneos y, por tanto, es difícil que se puedan establecer uniones entre ellas.
- g) El óxido de plomo PbO_2 es un sólido que, cuando se funde, conduce la electricidad. Es un compuesto iónico. Por eso es un sólido cristalino a temperatura ambiente. Cuando se funde, los iones dejan de ocupar posiciones fijas en la red cristalina y se podrán mover bajo la acción de un campo eléctrico.
- h) El etanol CH_3-CH_2OH , es un líquido que se disuelve en agua. El CH_3-CH_2OH presenta enlaces de H, debido al grupo $-OH$. Por este motivo se disuelve en agua ya que puede formar enlaces de H con sus moléculas. Lo semejante se disuelve en lo semejante.

Fuente: Guía de física y química. Material fotocopiable © Santillana, S. L

6.14 Anexo 14. Rúbrica para la evaluación de la exposición y trabajo cooperativo.

	SOBRESALIENTE	NOTABLE	APROBADO	SUSPENSO
Participación y ayuda (20%)	Participa en el trabajo aportando ideas, se hace responsable de su parte, respeta a los compañeros y les ayuda cuando es necesario.	Aporta ideas puntualmente y ayuda si se lo piden, además de cumplir con su parte del trabajo.	Aunque no ha aportado ideas ni ayudado a los demás, se ha hecho responsable de su parte del trabajo.	No coopera con el grupo, desentendiéndose del trabajo y no ayudando al grupo.
Formato de la presentación (20%)	El trabajo se ha presentado en diapositivas limpias y ordenadas, con poco texto y muchas imágenes. Se cuida la ortografía.	No hay errores ortográficos y el formato es aceptable, aunque se pueden mejorar ciertos aspectos.	El formato es muy mejorable en cuanto a limpieza y orden, pero no se cometen faltas de ortografía.	Hay faltas de ortografías. No se ha cuidado el formato, habiendo mucho textos en forma de párrafos.
Cuidado del lenguaje (20%)	Se presenta al comenzar la exposición, mantiene en todo momento un lenguaje formal y emplea la terminología adecuada al tema.	Se presenta al comenzar y emplea terminología específica aunque el lenguaje sea algo informal.	No se presenta al comenzar, el lenguaje es aceptable y se cuida la terminología en la mayoría de ocasiones.	No se presenta, hace uso de un lenguaje muy informal y no emplea terminología específica.
Preparación de la exposición oral (20%)	Demuestra que domina el tema, está bien preparado y al no haber dudas la presentación es fluida.	La presentación es buena en general, aunque mejorable en cuanto a fluidez. Se nota que ha habido preparación previa.	Hay dudas puntuales asociadas a los nervios del momento y no a una falta de preparación, aunque en ocasiones necesite acudir a un guión.	No se ha preparado el tema, necesita leer lo que dice y se muestra titubeante.
Contenidos y estructuración (20%)	Los contenidos son correctos y adecuados. Se han estructurado de forma lógica y las fuentes bibliográficas son fiables.	Los contenidos y el orden son aceptables, aunque se podría profundizar un poco más en el tema. Las fuentes son fiables.	El trabajo es aceptable en general, pero se podrían mejorar muchos aspectos relacionados con la profundización en los contenidos y una búsqueda bibliográfica más fiable.	Los contenidos no siguen un orden lógico y se han obtenido de fuentes que no son del todo fiables, identificado algunos errores en los mismos.

**Competencias: Competencia matemática, ciencia y tecnología (CMCT), competencia para aprender a aprender (CAA), comunicación lingüística (CCL) y competencia digital (CD) y competencias sociales y cívicas (CSC).*

6.15 Anexo 15. Batería de preguntas de repaso de la unidad.

UNIDAD DIDÁCTICA: EL ENLACE QUÍMICO

NOMBRE Y APELLIDOS:

Ejercicio 1. Une las siguientes sustancias con las propiedades que le caracterizan:

SUSTANCIA	PROPIEDAD
SrCl_2	Cuando se disuelve en agua no conduce la electricidad.
Be	Es un gas a temperatura ambiente.
CH_3OH	Es un sólido a temperatura ambiente.
Ne	Cuando se disuelve en agua conduce la electricidad.

Respuesta:

SUSTANCIA	PROPIEDAD
SrCl_2	Cuando se disuelve en agua no conduce la electricidad.
Be	Es un gas a temperatura ambiente.
CH_3OH	Es un sólido a temperatura ambiente.
Ne	Cuando se disuelve en agua conduce la electricidad.

Ejercicio 2. ¿A partir de qué enlace está formado un sólido que presenta un alto punto de fusión, es soluble en agua y conduce la electricidad cuando está disuelto?

Respuesta: mediante un enlace iónico.

Ejercicio 3. ¿Qué teoría o modelo se utiliza para justificar la maleabilidad, conductividad, ductilidad y brillo de los metales? Coméntala.

Respuesta: El modelo “mar de electrones”. Según este modelo, los iones positivos procedentes de los átomos metálicos se disponen ordenadamente formando una red cristalina muy compacta y con elevado índice de coordinación. Los electrones, procedentes de las capas de valencia de los átomos metálicos, se mueven libremente por toda la red entre los huecos que dejan los iones.

Ejercicio 4. ¿Qué tipo de enlace se produce entre un no metal y un átomo de hidrógeno?

Respuesta: un enlace covalente.

Ejercicio 5. Señala la opción incorrecta:

- a) El KCl será conductor de la electricidad si se disuelve en agua.

- b) El diamante es una sustancia covalente reticular con un elevado punto de fusión.
- c) Todos los metales son buenos conductores eléctricos.
- d) Todas las sustancias covalentes moleculares son gases a temperatura ambiente. ✓

Ejercicio 6. Elige la propiedad que corresponde a las sustancias covalentes reticulares:

- a) Tienen un bajo punto de fusión.
- b) Conducen la electricidad.
- c) Son duros. ✓
- d) Son frágiles y maleables.

Ejercicio 7. ¿Cuál de estos compuestos no presentará enlace covalente?

- a) LiI
- b) CaCl_2 ✓
- c) NaH
- d) CH_4

Ejercicio 8. Señala la característica que pertenece a los metales:

- a) La red cristalina de los metales está formada por iones positivos y negativos.
- b) Conducen bien la electricidad pero no el calor.
- c) Son dúctiles y maleables. ✓
- d) Los electrones de valencia en los metales están perfectamente localizados.

6.16 Anexo 16. Examen.

UNIDAD DIDÁCTICA: EL ENLACE QUÍMICO

NOMBRE Y APELLIDOS:

Ejercicio 1 (3 puntos, estándares 4.1, 4.2, 5.1, 5.2, 7.2). Razona la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones.

- a) Es posible la formación de un enlace iónico entre átomos del mismo elemento. **✗**

Respuesta: El enlace iónico se da entre especies que presentan diferentes electronegatividades, por lo que no pueden ser del mismo elemento.

- b) La fórmula empírica de la sílice es SiO_2 . Esto significa que contiene un átomo de sílice y dos de oxígeno. **✗**

Respuesta: Se trata de una red covalente en la que se pueden encontrar dos átomos de oxígeno por cada átomo de sílice.

- c) Los átomos de las moléculas se unen exclusivamente por enlace covalente. **✓**

- d) Las fuerzas intermoleculares que se establecen en las sustancias moleculares son muy fuertes. **✗**

Respuesta: Son débiles si se comparan con las que se dan en los enlaces químicos.

- e) Si una sustancia es líquida o sólida a temperatura ambiente sabemos que se trata de una sustancia covalente reticular. **✗**

Respuesta: Se tratará de una sustancia molecular.

- f) El modelo del mar de electrones justifica la conductividad de los metales en base a la movilidad de los electrones alrededor de los cationes metálicos. **✓**

Ejercicio 2 (2 puntos, estándar 4.1). Con ayuda de la tabla de electronegatividad de Pauling, indica si las siguientes uniones son iónicas, covalentes o metálicas, justifica por qué y señala qué tipo de estructura formarán.

Li 1,0	Be 1,2							H 2,1									B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,0	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0					
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8					
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,8	Te 1,9	I 2,5					
Cs 0,7	Ba 0,9	La-Lu 1,1-1,2	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2					
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1-1,7																			

a) F-C

Respuesta: Se trata de un enlace covalente polar, ya que es la unión de dos no metales que sólo tienen una diferencia de electronegatividad de 1.5.

b) Fe-Fe

Respuesta: Se trata de un enlace metálico ya que son dos átomos metálicos.

c) Ba-O

Respuesta: Es un enlace iónico ya que se trata de un metal y un no metal con una diferencia grande de electronegatividad (2.4)

d) K-S

Respuesta: Se trata de un enlace entre un metal y un no metal con un 50% de carácter iónico, ya que presentan una diferencia de electronegatividad de 1.7.

Ejercicio 3 (2 puntos, estándar 4.1). Predice la fórmula y la estructura de los siguientes compuestos utilizando los diagramas de Lewis y explica cómo lo has deducido en base a: tipos de átomos que se enlazan, cómo consiguen alcanzar la ley del octeto y diferencia de electronegatividad entre ambos:

a) Na y S

Respuesta:

$[\text{Na}] = [\text{Ne}]3s^1 \rightarrow$ tiende a perder un electrón y formar un catión

$[\text{S}] = [\text{Ne}]3s^2 3p^4 \rightarrow$ tiende a ganar dos electrones y formar un anión

Formarán un enlace covalente polar (diferencia de electronegatividad de 1.6). Comparten electrones y forman el compuesto Na_2S :



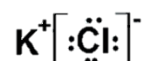
b) K y Cl

Respuesta:

$[\text{K}] = [\text{Ar}]4s^1 \rightarrow$ tiende a ganar cuatro electrones

$[\text{Cl}] = [\text{He}]2s^2 3p^5 \rightarrow$ tiende a ganar dos electrones

Tienen transferir electrones para dar lugar al compuesto iónico KCl:



Ejercicio 4 (2 puntos, estándares 5.1, 7.2). Según las siguientes descripciones sobre las propiedades de determinadas sustancias, determina de qué tipo de sustancia se trata en función de los enlaces por los que se ha formado. Ahora, relaciona cada una de estas sustancias con los siguientes compuestos: KCl, diamante, Na, etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$).

- a) Sustancia A: es insoluble en agua, no conduce la electricidad y presenta un elevado punto de fusión.

Respuesta: Sustancia covalente reticular. Diamante.

- b) Sustancia B: es insoluble en agua, conduce la electricidad y es muy densa.

Respuesta: Sustancia metálica. Na.

- c) Sustancia C: es soluble en agua, no conduce la electricidad y se evapora fácilmente.

Respuesta: Sustancia molecular. Etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$).

- d) Sustancia D: se disuelve en agua, conduce la electricidad cuando está disuelta y presenta un elevado punto de fusión.

Respuesta: Sustancia iónica. KCl.

Ejercicio 5 (1 punto, estándar 7.1). Describe por qué las fuerzas intermoleculares son importantes para la vida debido al papel que juegan en el agua.

Respuesta: Los enlaces de hidrógeno son relativamente fuertes y elevan los puntos de fusión y ebullición, en este caso, del agua, permitiendo que sea líquida a temperatura ambiente. Además, la intensidad de los enlaces explica su tensión superficial tan grande, lo que permite a muchos insectos caminar sobre la superficie del agua. Además, debido a la existencia de un mayor número de moléculas por unidad de volumen en el agua líquida que en el hielo, éste es menos denso y flota, actuando a su vez de aislante térmico. Esto hace posible la existencia de ecosistemas en zonas polares.

6.17 Anexo 17. Encuesta de autoevaluación.

UNIDAD DIDÁCTICA: EL ENLACE QUÍMICO

NOMBRE Y APELLIDOS:

En primer lugar, rellena la siguiente tabla marcando con una cruz en la casilla que consideres que más se adecúa a tus sensaciones:

	POCO	ALGO	BASTANTE	MUCHO
Diferencio las características de los diferentes tipos de enlace químico y fuerzas intermoleculares.				
Identifico el tipo de unión que se forma entre dos átomos cuando conozco de qué elementos se trata.				
Sé predecir la estructura y fórmula de compuestos químicos ayudándome de los diagramas de Lewis.				
Soy capaz de deducir el tipo de enlace que se ha dado en una sustancia desconocida según las propiedades físicas que presente.				
Conozco los tipos de estructuras que pueden formar cada enlace químico y la información que me proporciona su fórmula.				
Conozco ejemplos que me muestran la importancia biológica que tienen las fuerzas intermoleculares en determinadas sustancias.				

Ahora, responde a las siguientes preguntas con la mayor sinceridad posible:

- ¿Qué clase te ha gustado más? ¿Por qué?
- ¿Qué clase te ha gustado menos? ¿Por qué?
- ¿Te has sentido cómodo e integrado en las distintas actividades que se han trabajado por grupos? ¿Por qué?
- ¿Te ha dado la sensación en algún momento de que determinados contenidos se han impartido muy deprisa? Si es así, ¿cuáles y por qué?
- Y, al contrario, ¿te has aburrido en clase porque se dedicaba demasiado tiempo a conceptos que ya tenías claros? Si es así, ¿cuáles y por qué?
- Escribe alguna sugerencia que te gustaría dar a tu profesor o profesora sobre cualquier aspecto relacionado con la finalizada unidad didáctica de enlace químico:

