



Universidad de Valladolid

TRABAJO FIN DE MÁSTER

**Máster en Profesor de Educación Secundaria Obligatoria y Bachillerato,
Formación Profesional y Enseñanza de Idiomas
(Especialidad: Física y Química)**

**“ENSEÑANZA-APRENDIZAJE DEL
ENLACE QUÍMICO EN 2º DE
BACHILLERATO”**

Autora: CRISTINA BENITO VILORIA

Tutora: MARÍA JESÚS BAENA ALONSO

CURSO 2020/2021

RESUMEN

Para comprender la Química, es esencial dominar los enlaces químicos. Sin embargo, este concepto suele ser complejo para muchos de los estudiantes debido al alto nivel de abstracción que requiere y al uso de lenguaje específico. Varios autores han investigado acerca de las dificultades asociadas al enlace químico en la Educación Secundaria y han realizado sus propias propuestas metodológicas para intentar resolverlas. Sin embargo, muy pocos han analizado la enseñanza-aprendizaje de este concepto en 2º Bachillerato.

En este Trabajo de Fin de Máster se pretende comprender las dificultades asociadas a la enseñanza y aprendizaje del enlace químico en 2º Bachillerato y para ello se han realizado varios estudios: revisión bibliográfica de otros autores, análisis de libros de texto, realización de entrevistas y cuestionarios. Con los resultados obtenidos en estos estudios, se puede confirmar que el enlace químico es un concepto complejo y difícil de asimilar. En concreto, las mayores dificultades señaladas por los profesores y los alumnos son las distintas teorías usadas para el estudio del enlace covalente y el concepto de hibridación de orbitales atómicos. Para solventar estos problemas, se incluyen dos propuestas metodológicas en este trabajo: esquema conceptual de las diferentes teorías usadas para explicar el enlace covalente, y visualización espacial de la hibridación de orbitales atómicos mediante el uso de las TICs o representación de los orbitales con globos.

ABSTRACT

To understand chemistry, it is essential to master chemical bonding. However, this concept is often complex for many students due to its high level of abstraction and the use of specific language. Several authors have investigated the difficulties associated with chemical bonding in secondary education and they have made their own methodological proposals in order to solve them. Nevertheless, very few authors have analyzed the teaching-learning process of this concept in the last year of Senior High School Education.

This Master Final Project aims to understand the difficulties associated with the teaching and learning of the chemical bonding in that last year. For this purpose, several studies have been carried out: a bibliographic review of other authors, an analysis of

textbooks, interviews and questionnaires. From the results obtained in these studies, it can be confirmed that the chemical bonding is a complex and challenging concept to assimilate. Specifically, the most significant difficulties pointed out by teachers and students are the different theories used for studying covalent bonding and the concept of hybridization of atomic orbitals. To address these problems, two methodological proposals are included in this project: a conceptual scheme of the different theories used to explain the covalent bond and a spatial visualization of the hybridization of atomic orbitals through the use of ICTs or by the representation of the orbitals with balloons.

ÍNDICE

Índice de tablas y figuras	5
1. Introducción	7
2. Contenidos sobre el enlace químico en ESO y Bachillerato	9
2.1 Revisión de contenidos del enlace químico en ESO y Bachillerato	10
2.2 Análisis de contenidos del enlace químico en 2º Bachillerato	12
3. Enseñanza del enlace químico en 2º Bachillerato	17
3.1 Metodologías propuestas por diferentes autores	17
3.2 Enfoque de los libros de texto	25
4. Principales dificultades en la enseñanza-aprendizaje del enlace químico en 2º Bachillerato	32
4.1 Desde el punto de vista de los profesores	34
4.2 Desde el punto de vista de los alumnos	43
5. Propuestas metodológicas para solventar algunos problemas detectados	51
5.1 Esquema conceptual para el enlace covalente	51
5.2 Visualización espacial de la hibridación	54
6. Conclusiones	57
7. Bibliografía	59
8. Anexos	62

ÍNDICE DE TABLAS Y FIGURAS

TABLAS

Tabla 1.- Orden de enseñanza del enlace químico para estructuras sólidas propuesto por Taber (2001) _____	18
Tabla 2.- Recomendaciones para la enseñanza del enlace químico en Bachillerato propuestas por Chamizo et al.(2008) _____	19
Tabla 3.- Secuenciación didáctica del enlace químico propuesta por Dhindsa y Treagust (2014) _____	20
Tabla 4.- Niveles estructurales, partículas y modelos de enlace propuestos por Caamaño (2016a) _____	22
Tabla 5.- Secuenciación didáctica del enlace químico propuesta por Caamaño (2016a) _____	24
Tabla 6.- Listado de libros de texto de 2º Bachillerato analizados _____	25
Tabla 7.- Encuesta realizada a las profesoras de Química en 2º Bachillerato _____	34
Tabla 8.- Dificultades en la enseñanza-aprendizaje del enlace químico en 2º Bachillerato desde el punto de vista de las profesoras _____	41

FIGURAS

Figura 1.- Esquema del salto conceptual para el enlace iónico _____	13
Figura 2.- Esquema del salto conceptual para el enlace covalente _____	14
Figura 3.- Esquema del salto conceptual para el enlace metálico _____	15
Figura 4.- Esquema del salto conceptual para las fuerzas intermoleculares _____	16
Figura 5.- Distintas teorías utilizadas para explicar enlace químico en 2º Bachillerato	16
Figura 6.- Esquema del enfoque propuesto por Levy Nahum et al. (2008) para la enseñanza del enlace químico, denominado “bottom-up approach” _____	19

Figura 7.- Esquema de la escala continua de fortaleza del enlace propuesta por Levy Nahum et al. (2008) _____	31
Figura 8.- Enfoque tradicional para la enseñanza del enlace químico _____	33
Figura 9.- Dificultad asociada a la distancia entre los iones _____	37
Figura 10.- Gráfico con los resultados de la primera pregunta del cuestionario _____	44
Figura 11.- Gráfico con los resultados de la segunda pregunta del cuestionario _____	44
Figura 12.- Gráfico con los resultados de la tercera pregunta del cuestionario _____	45
Figura 13.- Gráfico con los resultados de la cuarta pregunta del cuestionario _____	46
Figura 14.- Gráfico con los resultados de la quinta pregunta del cuestionario _____	46
Figura 15.- Gráfico con los resultados de la sexta pregunta del cuestionario _____	47
Figura 16.- Gráfico con los resultados de la séptima pregunta del cuestionario _____	48
Figura 17.- Gráfico con los resultados de la octava pregunta del cuestionario _____	49
Figura 18.- Gráfico con los resultados de la novena pregunta del cuestionario _____	49
Figura 19.- Gráfico con los resultados de la décima pregunta del cuestionario _____	50
Figura 20.- Esquema de las diferentes teorías usadas para explicar el enlace covalente en 2° Bachillerato _____	52
Figura 21.- Ejemplos cotidianos de hibridación _____	54
Figura 22.- Ejemplo de representaciones creadas con el programa "Hybridization Explorer" _____	55
Figura 23.- Representación de la hibridación de orbitales atómicos mediante globos _____	56

1. Introducción

El objetivo de la enseñanza de la Química en la Educación Secundaria Obligatoria (ESO) y Bachillerato es conseguir que los alumnos comprendan el mundo que les rodea y que sean capaces de interpretar y relacionar los contenidos con fenómenos de su vida cotidiana (Lazo y Zúñiga, 2013). En el estudio de la Química, entender y dominar el concepto de enlace químico es fundamental. Sin embargo, este concepto no termina de ser bien comprendido por parte de los alumnos y suele convertirse en un tema arduo tanto en su enseñanza como en su aprendizaje.

Uno de los principales motivos por los que se escogió el tema del enlace químico para este Trabajo de Fin de Máster es porque es uno de los fundamentales en el estudio de la Química. Es importante conocer las propiedades físicas y químicas de diferentes sustancias, para así conocer algunos de los fenómenos que nos rodean. Además, el estudio del enlace químico es esencial para la comprensión de muchos otros temas de la Química tales como las reacciones químicas, la química del carbono, los ácidos y bases, la termodinámica, la síntesis de nuevos materiales, etc.

Otro de los motivos para intentar profundizar en la enseñanza del enlace químico fueron las dificultades que manifestaron los alumnos de 2º Bachillerato del centro donde realicé las prácticas. A pesar de que el estudio del enlace químico no es completamente nuevo en este último curso, este tema presenta una gran dificultad para los estudiantes ya que se trata de un concepto muy abstracto para ellos y en su explicación se utilizan diferentes modelos y teorías que los alumnos no acaban de comprender ni distinguir correctamente.

Por todo ello, en este trabajo se pretende comprender las dificultades asociadas a la enseñanza y aprendizaje del enlace químico en 2º Bachillerato y aportar algún tipo de ayuda para mejorar su comprensión.

1. Introducción

Los **objetivos** que se persiguen con este Trabajo de Fin de Máster se recogen a continuación:

- Conocer las exigencias del currículo actual en ESO y Bachillerato con respecto al tema del “enlace químico”.
- Hacer un análisis curricular del tema de “enlace químico” en 2º Bachillerato.
- Descubrir las principales dificultades que encuentran los alumnos en el estudio del “enlace químico”.
- Señalar algunas de las causas que pueden provocar estas dificultades en los alumnos.
- Ahondar en los principales problemas en la enseñanza-aprendizaje del enlace químico en 2º Bachillerato.
- Desarrollar alguna propuesta metodológica para intentar solventar algunas de las dificultades destacadas.

El **planteamiento** seguido para alcanzar esos objetivos ha sido el siguiente:

1. Realizar una revisión bibliográfica de los estudios realizados por otros autores sobre la enseñanza del concepto del enlace químico y analizar varios libros de texto de 2º Bachillerato para ver cómo presentan este concepto.
2. Realizar una entrevista a tres profesoras que conocen bien la asignatura de Química de 2º Bachillerato, además de pasar un cuestionario a alumnos de este curso.
3. Plantear dos propuestas metodológicas con el objetivo de facilitar la enseñanza y el aprendizaje de diversos aspectos del enlace covalente, señalado como el enlace más difícil por parte del profesorado y del alumnado.

2. Contenidos sobre el enlace químico en ESO y Bachillerato

El conocimiento sobre el enlace químico tiene un papel muy importante para la enseñanza de la Química e incluso de otras ciencias como son la Física o la Biología. Por ello, este concepto se encuentra incluido dentro del currículo de la asignatura de Física y Química desde 2º ESO (alumnos de 12-13 años), hasta el último curso en el Bachillerato científico o tecnológico (alumnos de 16-17 años).

En los [Anexo I](#), [Anexo II](#) y [Anexo III](#) se recogen en tablas los contenidos relacionados con el enlace químico en los diferentes cursos escolares teniendo en cuenta la ORDEN EDU/362/2015, y la ORDEN EDU/363/2015, para la ESO y Bachillerato, respectivamente.

Los contenidos incluidos en las unidades didácticas que abordan el enlace químico abarcan desde las partículas que constituyen la materia y sus diferentes estados de agregación (contenidos que se estudian en 2º ESO), hasta los diferentes modelos y teorías usadas para explicar los enlaces en diferentes tipos de sustancias, sus estructuras y propiedades (contenidos que se estudian en 2º Bachillerato) (González-Felipe, 2017). A medida que aumenta el nivel educativo, el grado de profundidad en su estudio es mayor y se van añadiendo diferentes modelos y conceptos.

En los siguientes apartados, se van a analizar los contenidos del enlace químico incluidos en el currículo oficial de cada curso de ESO y Bachillerato.

2.1 Revisión de contenidos del enlace químico en ESO y Bachillerato

Hay que destacar que, en los cursos donde se incluye el tema del enlace químico (2º ESO, 4º ESO y 2º Bachillerato), este concepto siempre aparece ubicado tras el estudio del átomo y de las propiedades periódicas.

En el [Anexo IV](#), se comparan los contenidos del enlace químico incluidos en los currículos de los distintos niveles académicos.

En el curso de **2º ESO**, los contenidos relacionados con el enlace químico son pocos: diferenciar entre átomos y moléculas y entre elementos y compuestos, conocer cómo se unen los átomos para formar estructuras más complejas y explicar las propiedades de las agrupaciones resultantes. En este curso no se detalla el tipo de unión que hay entre los átomos, pero el alumno debe reconocer que las sustancias están formadas por uniones de átomos.

En **3º ESO**, los contenidos se centran más en los cambios y las reacciones químicas. En este curso se introducen la Teoría Atómico-Molecular y la Teoría de Colisiones. Para comprender ambas teorías, los alumnos necesitan saber distinguir entre átomos y moléculas y comprender qué significa el término de “enlace” ya que se empieza a hablar de formación y rotura de enlaces.

En **4º ESO** se estudian en detalle los diferentes tipos de enlaces químicos (iónico, covalente y metálico) y fuerzas intermoleculares, identificando las propiedades macroscópicas y microscópicas de cada tipo. Para predecir la estructura y la fórmula de compuestos iónicos y covalentes, se introducen los diagramas de Lewis; mientras que para los metales se utiliza la teoría de los electrones libres. En el caso de las fuerzas intermoleculares, se hace una breve introducción y se clasifican en enlaces de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals. Además, la Tabla Periódica es utilizada como herramienta para predecir tipos de enlaces entre átomos. El alumno adquiere así una base para relacionar estructura y fuerza de enlace con las propiedades de las sustancias.

2. Contenidos sobre el enlace químico en ESO y Bachillerato

En **1º Bachillerato**, al igual que en 3º ESO, se da más prioridad a la parte de las reacciones químicas y no se estudia el tema de enlace químico de manera aislada. En este curso, se introduce la parte de termoquímica, necesaria para algunos de los contenidos del enlace químico en el siguiente curso (ley de Hess, energía liberada o absorbida en la formación y ruptura de enlaces, etc.).

Por último, en **2º Bachillerato**, el tema del enlace químico aparece dentro del Bloque 2 – “Origen y evolución de los componentes del Universo”. Los contenidos son mucho más extensos que en cursos anteriores y se profundiza más en cada tipo de enlace. Para la explicación del enlace iónico, se emplea la regla del octeto, al igual que se hacía en 4º ESO. Sin embargo, en este curso se introduce el concepto de energía reticular de los cristales iónicos, así como su cálculo mediante la fórmula de Born-Landé y el ciclo de Born-Haber. En cuanto al enlace covalente, se completan los diagramas de Lewis con la Teoría de Repulsión de Pares Electrónicos de la Capa de Valencia (TRPECV) dando una visión más global sobre la geometría molecular y polaridad de las moléculas. Asimismo, se introducen dos teorías basadas en la mecánica cuántica: la Teoría del Enlace de Valencia (TEV) y la Teoría de Orbitales Moleculares (TOM). El enlace metálico pasa de explicarse solamente con el modelo del gas electrónico a introducir la Teoría de Bandas, necesaria para explicar la conductividad, propiedad característica de los metales. En todos estos enlaces químicos, se estudian y se justifican las propiedades de las diferentes sustancias. Por último, se detallan los tipos de fuerzas intermoleculares (enlaces de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals) y su importancia en sustancias de interés biológico (ADN, proteínas).

2.2 Análisis de contenidos del enlace químico en 2º Bachillerato

Al revisar los contenidos relacionados con el enlace químico en los currículos de cada curso, se pone de manifiesto la gran ampliación que experimentan en 2º Bachillerato, de manera que a simple vista coincide con los contenidos sobre este tema en un curso de Química General de un Grado universitario. A continuación, se hace un análisis más detallado de los contenidos desarrollados en este curso, comentando cada modelo de enlace por separado.

ENLACE IÓNICO

Para la explicación del enlace iónico, se utilizan dos modelos en este curso: un modelo basado en la estabilidad de la configuración electrónica de la capa de valencia completa (Teoría de Lewis y regla del octeto) y un modelo basado fundamentalmente en calcular las fuerzas de atracción y repulsión en las estructuras iónicas que requieren más cálculos matemáticos (González-Felipe, 2017). Hasta este curso, solamente se había justificado la estabilidad de los compuestos iónicos empleando la regla del octeto. Sin embargo, en este curso, se empieza a establecer una conexión entre energía y enlace iónico al introducir el concepto de energía reticular. El cálculo de esta energía se realiza mediante la fórmula de Born-Landé o se utiliza el ciclo termodinámico basado en la ley de Hess. Para que los alumnos puedan comprender correctamente estos conceptos, deben haber asimilado previamente las propiedades de los elementos según su posición en la tabla periódica; así como los conceptos termodinámicos introducidos en 1º Bachillerato.

En la [Figura 1](#), se representa de forma esquemática el salto conceptual del enlace iónico que experimentan los alumnos desde 4º ESO hasta 2º Bachillerato.

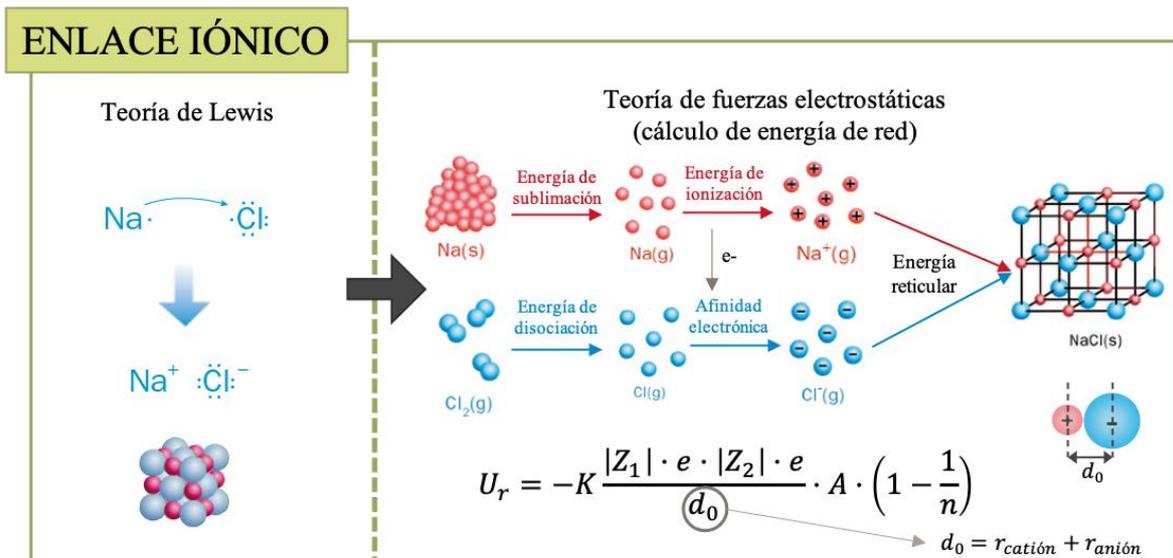


Figura 1.- Esquema del salto conceptual para el enlace iónico. Elaboración propia

ENLACE COVALENTE

Para el enlace covalente, hay un cambio bastante considerable en cuanto a la extensión de los contenidos y modelos usados para su estudio. Hasta ahora, solamente se había utilizado la Teoría de Lewis junto con la regla del octeto para predecir la estructura de ciertas moléculas. En este curso, se introducen nuevas teorías y modelos que permiten explicar no solo la geometría de los compuestos sino también la polaridad de las moléculas y parámetros moleculares en compuestos covalentes (ángulos de enlace, longitud de enlace, etc.). Para la explicación de la geometría de las moléculas, se introduce la Teoría de Repulsión de los Pares de Electrones en la Capa de Valencia (TRPECV). Los otros modelos que se estudian en este curso son: la Teoría de Enlace de Valencia (TEV) y la Teoría de Orbitales Moleculares (TOM). Ambas teorías están basadas en la mecánica cuántica y, a pesar de que el estudio de la mecánica cuántica está incluido dentro de los contenidos de este curso, conceptos como solapamiento de orbitales, enlaces σ y π , orbitales híbridos, orbitales moleculares, orbitales enlazantes y antienlazantes son bastante complejos y abstractos, lo cual dificulta que los alumnos comprendan estas teorías adecuadamente.

En la [Figura 2](#), se representa de forma esquemática el salto conceptual que experimentan los alumnos en relación al enlace covalente.

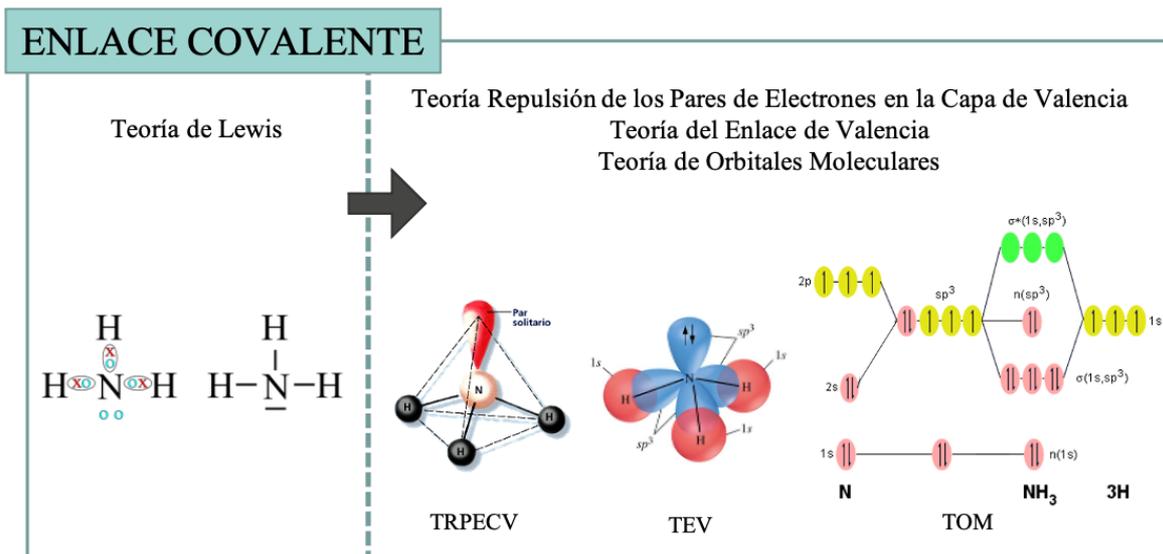


Figura 2.- Esquema del salto conceptual para el enlace covalente. Elaboración propia

ENLACE METÁLICO

En el currículum de 2º Bachillerato se mencionan dos modelos para el estudio del enlace metálico: el modelo del gas electrónico y la Teoría de Bandas. El modelo del gas electrónico (también llamado modelo del mar de electrones o modelo de la nube de carga) es un modelo clásico y sencillo que se introduce en 4º ESO. Permite describir los enlaces metálicos y explicar las diferentes propiedades de los metales (maleabilidad, conductividad eléctrica, brillo metálico, etc.) (González-Felipe, 2017). En 2º de Bachillerato, además se introduce la Teoría de Bandas en el enlace metálico (modelo cuántico). Esta teoría es un modelo que aplica la Teoría de Orbitales Moleculares (TOM) a un número muy grande de átomos que se enlazan entre sí y permite explicar la conductividad de los diferentes elementos y de los compuestos (aislantes, conductores y semiconductores). Para que los alumnos puedan comprender correctamente este nuevo concepto necesitan haber entendido previamente la parte correspondiente a la mecánica cuántica.

En la [Figura 3](#), se representa de forma esquemática el salto conceptual que supone para los alumnos este nuevo enfoque del enlace metálico.

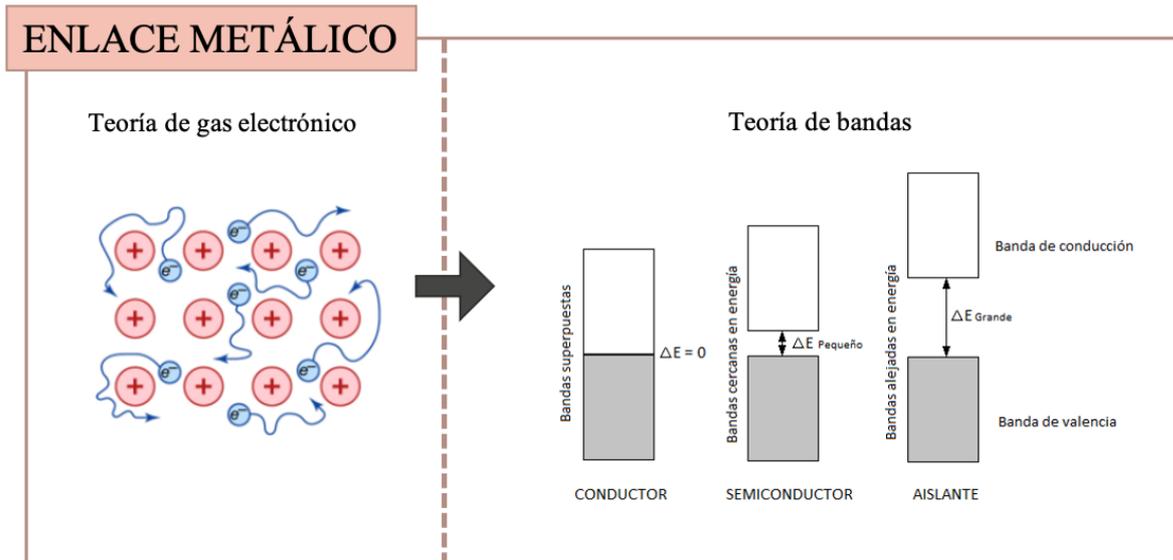


Figura 3.- Esquema del salto conceptual para el enlace metálico. Elaboración propia

FUERZAS INTERMOLECULARES

En los cursos anteriores a 2º Bachillerato, solamente se clasifican las fuerzas intermoleculares en dos tipos (fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno) sin explicar en detalle cada una de ellas. El origen electrostático de las fuerzas atractivas entre moléculas se pospone hasta el último curso ya que es un concepto difícil de explicar porque las moléculas son neutras y estas fuerzas intermoleculares solo se representan entre pares de moléculas, sin llegar a representar cristales moleculares (Caamaño, 2016b). Las fuerzas intermoleculares se incluyen para poder explicar las propiedades físicas de sustancias covalentes moleculares (sólidos moleculares).

En la [Figura 4](#), se representa de forma esquemática el salto conceptual en cuanto a las fuerzas intermoleculares.

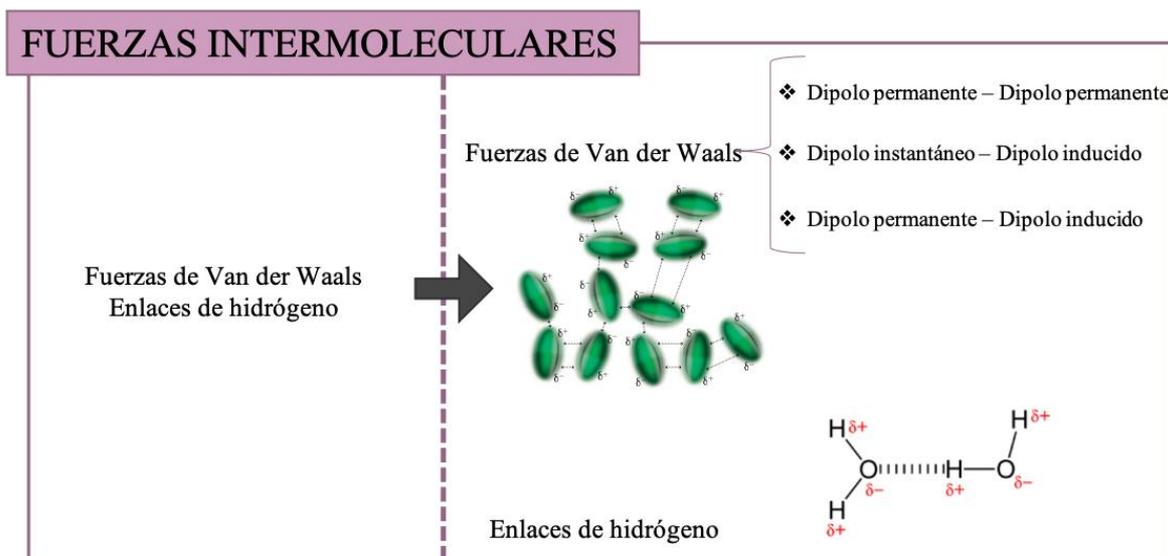


Figura 4.- Esquema del salto conceptual para las fuerzas intermoleculares.
Elaboración propia

Como conclusión de este apartado, en la [Figura 5](#) se recogen las diferentes teorías que se mencionan dentro del currículo de 2º Bachillerato para explicar cada modelo de enlace, señalando en naranja aquellas que se introducen por primera vez en este curso.

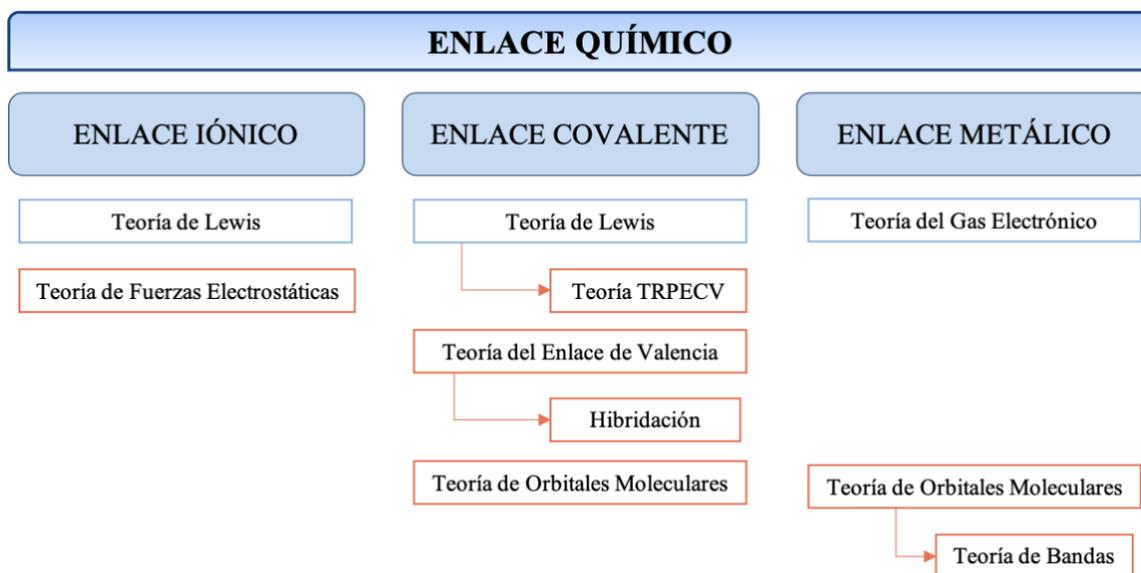


Figura 5.- Distintas teorías utilizadas para explicar el enlace químico en 2º Bachillerato. Elaboración propia

3. Enseñanza del enlace químico en 2º Bachillerato

La enseñanza del enlace químico en 2º Bachillerato se suele realizar explicando cada tipo de modelo de enlace por separado sin que haya una conexión entre ellos (Hurst, 2002). A este tipo de enseñanza se le denomina “enseñanza tradicional”. En ella, se empieza explicando cuatro tipos de enlace (iónico, covalente, metálico e intermolecular) y se concluye con la justificación de las propiedades físicas de las sustancias.

En contraposición a esta enseñanza tradicional del enlace químico, diversos autores han propuesto diferentes metodologías para la instrucción de este concepto. Con ellas, pretenden solucionar algunos de los errores conceptuales que han podido observar en los alumnos cuando aprenden este tema.

3.1 Metodologías propuestas por diferentes autores

Taber (2001) identificó una serie de impedimentos en el aprendizaje del enlace químico, como por ejemplo la generalización de la regla del octeto y el lenguaje utilizado. Señala que muchos de estos impedimentos pueden deberse a la forma de enseñanza del enlace químico y propone las siguientes sugerencias para su instrucción:

- Explicación del enlace químico a partir de principios electrostáticos y no en términos de conceptos “mágicos” como los “octetos”. De esta forma, los estudiantes comprenderán mejor la polaridad del enlace, la electronegatividad y el enlace intermolecular, y estarán preparados para los modelos de enlaces químicos basados en la mecánica cuántica que estudiarán en nivel universitario.
- Orden de enseñanza del enlace químico (ver [Tabla 1](#)): empezar por el enlace metálico, luego el enlace iónico y por último el enlace covalente. En el caso del enlace covalente, empezar primero con estructuras reticulares como el diamante y la sílice y terminar con el enlace covalente en moléculas. Con este orden Taber intenta evitar que los alumnos piensen que existen moléculas iónicas y metálicas.
- Cuidar el lenguaje usado en las explicaciones (evitar decir que los átomos “quieren” o “necesitan” tener configuraciones electrónicas estables). Es importante señalar las transiciones entre los modelos de descripción molecular y los modelos macroscópicos.

Tabla 1.- Orden de enseñanza del enlace químico para estructuras sólidas propuesto por Taber (2001)

ORDEN Y TIPO DE ESTRUCTURA	ENLACE
1. Cristal metálico	Metálico: cationes (núcleos atómicos) + electrones deslocalizados
2. Cristal iónico	Iónico: cationes y aniones
3. Estructura covalente grande	Covalente
4. Estructura covalente simple	Covalente intramolecular, más intermolecular (Van der Waals, enlaces de hidrógeno)

Levy Nahum, Mamlok-Naaman, Hofstein y Kronik (2008) señalan que el uso del enfoque tradicional del enlace químico establece grandes simplificaciones y generalizaciones que terminan convirtiéndose en “impedimentos de aprendizaje”. Asimismo, comentan que este enfoque no está alineado con los modelos científicos actuales. Como alternativa al enfoque tradicional, estos autores proponen una nueva forma de enseñar el enlace químico llamada “*bottom-up approach*” (enfoque de abajo-arriba); en el que los distintos tipos de enlace se presentan dentro de una escala continua. Este tipo de enseñanza elimina la división dicotómica entre los diferentes enlaces que establece el enfoque tradicional y propone explicar el enlace químico en cinco etapas empezando por las propiedades de los átomos aislados para terminar con las propiedades de los materiales que se explican en función del tipo de enlace. Además, se pretende hacer hincapié en las interacciones electrostáticas y la estabilidad del enlace químico. El esquema general de este enfoque se presenta en la [Figura 6](#). Los autores destacan que este enfoque es apropiado tanto para la enseñanza secundaria como para los primeros años de estudios universitarios, adaptando a cada etapa el nivel matemático y físico.

3. Enseñanza del enlace químico en 2º Bachillerato

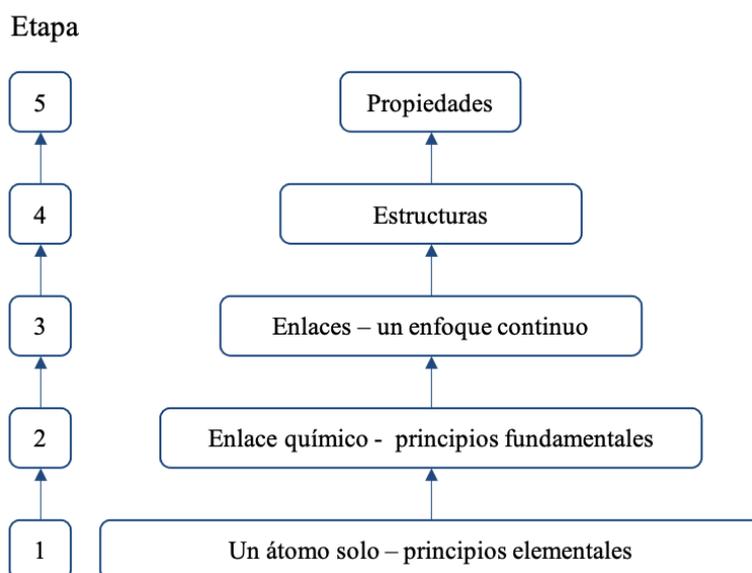


Figura 6.- Esquema del enfoque propuesto por Levy Nahum et al. (2008) para la enseñanza del enlace químico, denominado “bottom-up approach”

Chamizo, García y Garritz (2008) en el libro “*Enlace químico. Una aproximación constructivista a su enseñanza*” recogen varias recomendaciones para la enseñanza del enlace químico en bachillerato y primeros años de grado universitario. En la [Tabla 2](#) se recogen algunas de estas recomendaciones.

Tabla 2.- Recomendaciones para la enseñanza del enlace químico en Bachillerato propuestas por Chamizo et al. (2008)

CONCEPTO	RECOMENDACIÓN
Enlace químico	<ul style="list-style-type: none"> - Hacer énfasis en la naturaleza electrostática del enlace químico - Desarrollar la idea de que los enlaces químicos ocurren en un continuo “covalente-iónico-metálico”, más que considerar estos modelos como entidades independientes - Evitar que los alumnos desarrollen la idea de que todas las sustancias están formadas por moléculas - Evitar hacer hincapié en la regla del octeto como principio explicativo

3. Enseñanza del enlace químico en 2º Bachillerato

CONCEPTO	RECOMENDACIÓN
	- Tener cuidado con el lenguaje utilizado. No manejar indiscriminadamente un lenguaje antropomórfico (los átomos comparten, necesitan, están más contentos, etc.)
Enlace iónico	- Dar más importancia a las interacciones electrostáticas entre iones y la estructura de la red cristalina que a la formación de los iones
Propiedades de las sustancias	- Utilizar el modelo que mejor se ajuste para su explicación y mostrar que hay sustancias con propiedades intermedias que no pueden explicarse con un único modelo de enlace

Dhindsa y Treagust (2014) señalan que la secuencia seguida para la enseñanza del enlace químico (enlace iónico, covalente, metálico y fuerzas intermoleculares) no es apropiada porque se presentan los diferentes tipos de enlace de manera aislada sin que exista una conexión entre ellos.

Para mostrar la continuidad de los enlaces químicos, estos autores proponen las etapas recogidas en la [Tabla 3](#) para su enseñanza en la educación secundaria. Se empezaría explicando el enlace covalente, continuando por el enlace iónico y se introduciría el enlace metálico como un tipo de enlace covalente. Asimismo, proponen el uso de la electronegatividad y la superposición de orbitales atómicos para la explicación de todos los tipos de enlaces. Esta secuencia de conceptos permitirá al alumno construir nuevos aprendizajes utilizando conceptos vinculantes previamente aprendidos, de ahí que este proceso de aprendizaje se apoye en la teoría constructivista.

Tabla 3.- *Secuenciación didáctica del enlace químico propuesta por Dhindsa y Treagust (2014)*

SECUENCIACIÓN DIDÁCTICA

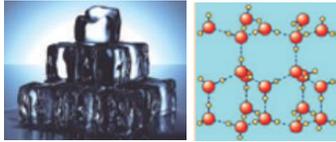
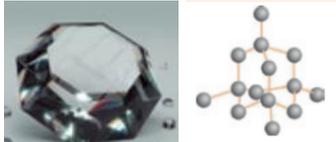
1. Enlace covalente e iónico
2. Enlace en estructuras reticulares
3. Fuerzas inter e intramoleculares

3. Enseñanza del enlace químico en 2º Bachillerato

Caamaño (2016a) propone una nueva secuenciación didáctica para el aprendizaje de los conceptos sobre el enlace químico en 4º ESO y 1º Bachillerato que se recogen en la [Tabla 4](#). Como se puede ver en la [Tabla 5](#) esta secuenciación comienza diferenciando entre estructuras moleculares, multimoleculares y estructuras gigantes. Después propone modelizar el enlace covalente en una molécula y, posteriormente, en las sustancias moleculares, covalentes reticulares, iónicas y metálicas. Con este nuevo enfoque didáctico del enlace químico, el autor busca diferenciar claramente los distintos niveles estructurales y relacionar las propiedades de las sustancias sólidas con su nivel estructural, en vez de con el tipo de enlace.

3. Enseñanza del enlace químico en 2º Bachillerato

Tabla 4.- Niveles estructurales, partículas y modelos de enlace propuestos por Caamaño (2016a)

Nivel estructural	Entidad/Partículas	Estructura	Tipo de enlace	Sustancia y estructura
Molécula				
Molecular	Molécula Átomos	Estructura molecular	Covalente <ul style="list-style-type: none"> • Compartición de electrones (atracción entre electrones compartidos y núcleos) • Energía de enlace • Longitud de enlace • Momento dipolar 	-
Sólidos				
Multimolecular o estructura gigante	Sólidos moleculares Moléculas	Estructura multimolecular	Enlace intermolecular <ul style="list-style-type: none"> • Fuerzas intermoleculares <ul style="list-style-type: none"> - Fuerzas dipolo-dipolo - Fuerzas de dispersión • Enlaces de hidrógeno (entre H y N, O, F) 	Azufre (s) 
	Sólidos covalentes reticulares Átomos	Estructura gigante covalente	Enlace covalente (atracción entre electrones de enlace y núcleos)	Agua (s)  Diamante (s) 

3. Enseñanza del enlace químico en 2º Bachillerato

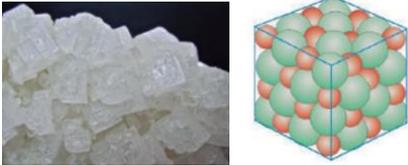
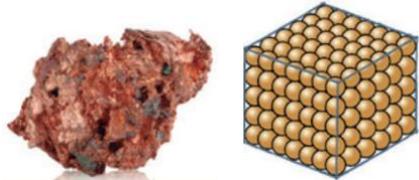
Nivel estructural	Entidad/Partículas	Estructura	Tipo de enlace	Sustancia y estructura
				<p>Dióxido de silicio (s)</p> 
	<p>Sólidos iónicos Iones: cationes y aniones</p>	<p>Estructura gigante iónica</p>	<p>Enlace iónico (atracción entre iones)</p>	<p>Cloruro de sodio (s)</p> 
	<p>Sólidos metálicos Iones positivos y electrones</p>	<p>Estructura gigante metálica</p>	<p>Enlace metálico (atracción entre cationes y electrones de valencia)</p>	<p>Cobre (s)</p> 

Tabla 5.- *Secuenciación didáctica del enlace químico propuesta por Caamaño (2016a)*

SECUENCIACIÓN DIDÁCTICA

1. Diferenciación de estructura molecular y estructura gigante
2. Modelización del enlace covalente en una molécula:
 - Modelo de Lewis. Diagrama de Lewis. Enlaces sencillos, dobles y triples. Excepciones a la regla del octeto. Polaridad del enlace covalente. Predicción de la geometría y polaridad de las moléculas
3. Clasificación de las sustancias sólidas de acuerdo con sus propiedades
4. Modelización: hipótesis sobre la estructura de cada una de estas sustancias
5. Sustancias moleculares: estructura y propiedades
6. Sustancias covalentes reticulares: estructura y propiedades
7. Sustancias iónicas: estructura y propiedades
8. Sustancias metálicas: estructura y propiedades
9. Recapitulación y síntesis: la unidad del enlace químico

3.2 Enfoque de los libros de texto

Los libros de texto suelen ser el recurso material más usado por los profesores en la enseñanza y a veces el único (Calvo y Martín, 2005). Por este motivo, es importante analizar y conocer cómo se presenta el tema del enlace químico en ellos para comprobar si existe una relación entre los conceptos erróneos de los alumnos y las explicaciones de los libros. Varios autores (Caamaño, 2016b; Bergqvist, Drechsler, De Jong y Rundgren, 2013; González-Felipe, Aguirre-Pérez, Cortes-Simarro, Fernández y Vázquez, 2017; Matus, Benarroch y Nappa, 2011; Matus, Benarroch, y Perales, 2008; Solbes y Vilches, 1991) han estudiado el enfoque que se hace sobre este concepto en libros de texto de Física y Química.

En este trabajo, se va a analizar el tema del enlace químico en cinco libros de texto de la asignatura de Química en 2º Bachillerato (ver listado en la [Tabla 6](#)). Los libros de texto escogidos son del año 2016 en adelante ya que la Ley Orgánica 8/2013, de 9 de Diciembre, para la Mejora de la Calidad Educativa (LOMCE) se implantó en el curso escolar 2016-2017 en el curso de 2º Bachillerato. Se han seleccionado libros de distintas editoriales para ver cómo se presenta la unidad didáctica del enlace químico. Para distinguir cada libro en el resto del trabajo, se ha asignado un código a cada uno. Las editoriales elegidas suelen ser las más utilizadas en España para la enseñanza de la Química en este curso y en concreto se ha escogido la editorial McGraw Hill porque tiene dos ediciones diferentes.

Tabla 6.- Listado de libros de texto de 2º Bachillerato analizados

CÓDIGO	EDITORIAL	AUTOR(ES)	PÁGINAS	AÑO
L1	McGraw Hill	Antonio Pozas Magariños, Rafael Martín Sánchez, Ángel Rodríguez Cardona, Antonio Ruiz Sáenz de Miera, Antonio José Vasco	39-67	2016
L2	McGraw Hill	Nuria Isabel Fernández, Sergi Bolea, Enrique Andrés del Río, María del Pilar Gutiérrez, Adrián Rodríguez	59-105	2020

3. Enseñanza del enlace químico en 2º Bachillerato

CÓDIGO	EDITORIAL	AUTOR(ES)	PÁGINAS	AÑO
L3	Bruño	Miquel Sauret Hernández	74-117	2016
L4	Anaya	José Illana Rubio, José Antonio Araque Guerrero, Alfredo Liébana Collado, José M ^a Teijón Rivera	90-125	2016
L5	Edebé	Antonio Garrido González Esteban Lorenzo Domínguez José Estela Herrero Santiago Centelles Cervera Juan López Navarro	78-109	2016

Para el análisis de la unidad didáctica del enlace químico en los libros, se ha utilizado una rúbrica con las categorías indicadas por González-Felipe et al. (2017) en el artículo “*Estudio del tratamiento del enlace químico en los libros de texto españoles*”. Se han realizado algunas modificaciones en cuanto a los ítems observados para adaptarlos solamente al nivel de 2º Bachillerato, ya que ese estudio se centraba en el análisis de libros de varios cursos (ver [Anexo V](#)).

Las categorías analizadas son: la secuenciación de los contenidos, causas de la formación de enlaces, terminología utilizada, clasificación de las sustancias según tipo de enlace, modelos de enlace utilizados, estudio de las fuerzas intermoleculares.

SECUENCIACIÓN DIDÁCTICA

En todos los libros de texto analizados, el tema del enlace químico aparece ubicado después del estudio del átomo y de las propiedades periódicas. Todos ellos dedican un tema exclusivo al enlace químico, excepto el L2 que dedica dos temas; en uno de ellos se explica el enlace iónico y el enlace metálico; y en el otro, el enlace covalente y las fuerzas intermoleculares. En los cinco libros analizados, se comienza el estudio del enlace químico con el enlace iónico y el orden de aparición del resto de los enlaces varía según el libro de texto:

- Orden en L1: enlace iónico, covalente, metálico, fuerzas intermoleculares (enlace de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals)
- Orden en L2: enlace iónico, metálico, covalente, fuerzas intermoleculares (fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno)

3. Enseñanza del enlace químico en 2º Bachillerato

- Orden en L3: enlace iónico, enlace covalente, fuerzas intermoleculares (enlace de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals), enlace metálico
- Orden en L4: enlace iónico, enlace covalente, enlace metálico, fuerzas intermoleculares (fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno)
- Orden en L5: enlace iónico, enlace covalente, fuerzas intermoleculares (fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno), enlace metálico

Ninguno de los libros analizados comienza el tema con el estudio del enlace metálico como proponía Taber (2001). En cuanto a la propuesta de Caamaño (2016a), de comenzar diferenciando entre estructura molecular y estructura gigante, el libro L3 comienza señalando que las propiedades de las sustancias se determinan por el modo en que los átomos se agrupan y clasifican las sustancias por el modo en que se agrupan los átomos.

En todos los libros explican primero el tipo de enlace y a continuación presentan las propiedades de las sustancias; ninguno de ellos comienza con el estudio de las propiedades.

CAUSA DE LA FORMACIÓN DEL ENLACE

En cuanto a la causa de la formación del enlace, todos ellos señalan que los átomos se enlazan para adquirir un estado de mínima energía y relacionan esta energía mínima con la distancia de enlace. Sin embargo, el libro L3 no relaciona este estado de mínima energía con la estabilidad de las sustancias.

A pesar de que casi todos los libros relacionan la formación del enlace y la estabilidad energética con un equilibrio de fuerzas, todos ellos hablan en términos de transferencia de electrones y compartición de electrones cuando introducen el enlace iónico y el enlace covalente respectivamente. Ninguno de los libros hace referencia a la existencia de fuerzas electrostáticas para explicar la formación de todos los tipos de enlace; solamente se mencionan cuando se habla del enlace iónico y en el L3, cuando habla del enlace covalente y la longitud del enlace. La ausencia de un modelo electrostático común para todos los enlaces químicos en los libros de texto ya fue señalada por García y Garritz (2006).

TERMINOLOGÍA UTILIZADA

En todos los libros se utiliza distintas terminologías para referirse a un mismo concepto. Por ejemplo, se usa cristal, estructura cristalina, retículos cristalinos, redes cristalinas; o modelo de gas electrónico, nube electrónica, mar de electrones indistintamente sin especificar previamente que se están refiriendo al mismo concepto. En el caso de los enlaces de hidrógeno, solo el libro L1 indica que también se pueden llamar puentes de hidrógeno; y en el libro L4 se nombra como “enlace por puente de hidrógeno”.

En cuanto a la definición que se realiza del concepto de enlace químico, se pueden encontrar varias descripciones: en los libros L2 y L4 se indica que es la unión entre átomos sin especificar su naturaleza electrostática; en el L5 especifica que la unión es entre iones, átomos o moléculas; en el L1 en vez de unión, se refiere a fuerzas que mantienen unidas a los átomos, iones o moléculas; y en el libro L3 se define el enlace químico cuando se habla de la Teoría de Lewis y por lo tanto la descripción realizada es *“el enlace químico es un proceso en el que los átomos ganan, ceden o comparten electrones de las capas externas hasta conseguir la configuración electrónica propia de un gas noble”*.

Todos los libros definen qué es un enlace iónico y un enlace covalente, pero no todos describen qué es un enlace metálico. Además, en la representación del enlace metálico varios libros suelen mezclar las palabras “átomo” y “catión” (Bergqvist et al., 2013).

No se menciona que el enlace es un continuo y en todos los libros se hace una distinción marcada entre los tipos de enlace (Chamizo et al., 2008; Levy Nahum, Mamlok-Naaman, Hofstein y Taber, 2010). Solamente L1 señala que el enlace iónico puro es un caso límite del enlace covalente polar cuando explica la polaridad; y el L2, que el enlace metálico puro es un caso extremo del enlace covalente.

En este curso, se introduce el término de momento dipolar o dipolo eléctrico. Excepto en el libro L1, en todos los demás se define qué es este nuevo término. Este libro además es el único que orienta el vector de los polos negativos hacia los positivos; el resto lo hace al revés.

Como también apunta González-Felipe (2017), utilizar la misma terminología en los conceptos y definiciones ayudaría a evitar confusiones en los alumnos.

CLASIFICACIÓN DE LAS SUSTANCIAS SEGÚN EL TIPO DE ENLACE

Los criterios usados para clasificar las sustancias según el tipo de enlace dependen del libro de texto analizado y son muy variados:

- Clasificación L1: expresa que *“las sustancias se presentan como redes cristalinas y las covalentes, además en forma de moléculas”*. Sin embargo, en el enlace metálico este libro también dice: *“deducimos que las características estructurales del enlace metálico deben ser completamente diferentes a las estudiadas hasta ahora”*. Por lo que es un poco contradictorio.
- Clasificación L2: cristales iónicos, cristales metálicos, cristales covalentes y moléculas.
- Clasificación L3: distingue que las sustancias pueden estar formadas por átomos individuales, moléculas, redes atómicas (que pueden ser cristales, sólidos amorfos o láminas bidimensionales), redes moleculares, polímeros y nanopartículas.
- Clasificación L4: redes iónicas, sustancias moleculares y sustancias atómicas, cristales metálicos
- Clasificación L5: redes cristalinas iónicas, redes cristalinas atómicas, moléculas, redes cristalinas metálicas.

Para evitar confusiones, se podría intentar realizar la misma clasificación en todos los libros bien distinguiendo entre estructuras moleculares, multimoleculares y estructuras gigantes (Caamaño, 2016a); o clasificando las sustancias en reticulares (metálicas, iónicas y covalentes) y no reticulares (moleculares y atómicas) (González-Felipe et al., 2017).

Hay que destacar que todos los libros estudiados hablan de los diferentes empaquetamientos de las redes cristalinas, aunque este tipo de contenido no está incluido en el currículo de esta asignatura en Castilla y León.

En cuanto a la clasificación de los enlaces, en el libro L2 se distinguen tres tipos de enlaces: iónico, covalente y metálico; en los libros L1 y L4, se diferencian entre enlaces intramoleculares (enlace iónico, covalente y metálico) e intermoleculares (enlace de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals); y en los libros L3 y L5 se incluyen las fuerzas intermoleculares como un tipo de enlace junto con enlace iónico, covalente y metálico.

MODELOS DE ENLACE UTILIZADOS

“Es importante que los estudiantes conozcan las funciones y limitaciones de los modelos, así como el hecho de que un concepto puede ser explicado por varios modelos” (Bergqvist et al., 2013). Los únicos libros que señalan el hecho de que los enlaces químicos se pueden explicar usando diferentes modelos son los libros L1 y L3. Solbes y Vilches (1991) señalaron que es común que los libros de texto aborden cada uno de los modelos de enlace como descripciones reales y correctas más que como aproximaciones. En este caso, ninguno de los libros muestra las limitaciones de los distintos modelos.

Se han encontrado algunas contradicciones entre los libros analizados cuando se explica la Teoría de Hibridación. El libro L1 dice “*esta teoría explica no solo cómo se forman los enlaces, sino que además prevé la estructura espacial que presentarán las moléculas*”; mientras que el L2 comenta “*la hibridación puede explicar la geometría de las moléculas, pero no puede predecirla. Utilizaremos TRPECV para determinarla y, posteriormente, TEV con hibridación para justificarla. Por tanto, estamos ante un modelo explicativo, no predictivo*”.

En el enlace iónico, todos los libros de texto mencionan las atracciones electrostáticas entre los iones en la red iónica. Sin embargo, este enlace se introduce principalmente en términos de transferencia de electrones. El principal ejemplo usado para su estudio es el del cloruro de sodio (NaCl) y en los libros L2 y L3 se usa el diagrama de Lewis para explicarlo.

En el caso del enlace covalente, todos ellos hablan de compartición de electrones entre átomos y no se suele destacar su carácter electrostático. Para su estudio, se utilizan los diagramas de Lewis, la Teoría de Repulsión Pares de Electrones de la Capa de Valencia (TRPECV), la Teoría de Electrones de Valencia (TEV) y la Teoría de Hibridación. Los libros L2 y L3 incluyen además la Teoría de Orbitales Moleculares (TOM). En el libro L2 se menciona “Lewis avanzado” para explicar aquellas estructuras moleculares más complejas; un término que no había visto nunca previamente. La mayoría de ellos describen la mayor parte de las situaciones (resonancia, enlaces múltiples, polaridad, etc.) con estructuras de Lewis.

El enlace metálico se explica en todos los libros mediante el modelo de gas de electrones y la Teoría de Bandas.

ESTUDIO DE LAS FUERZAS INTERMOLECULARES

Las definiciones de fuerzas intermoleculares en los libros de texto analizados son muy diversas. Solo el libro L3 incluye las fuerzas intermoleculares como un tipo de enlace. En la mayoría de los libros de texto, los enlaces iónicos, covalentes y metálicos se describen como enlaces químicos, mientras que los enlaces de hidrógeno y de Van der Waals a menudo se les llama "fuerzas". Todos los libros consideran el enlace de hidrógeno como fuerza intermolecular y no como enlace como propone Caamaño (2016b). De hecho, en el libro L1 dice: “a los enlaces de hidrógeno tan solo se les considera como asociaciones intermoleculares y no como enlaces propiamente dichos”. Levy Nahum et al. (2008) define que esta distinción es demasiado rígida y señala la importancia que pueden tener los enlaces "débiles" en la bioquímica. Por lo tanto, para estos autores una escala continua del enlace es una descripción más apropiada, en la que la fortaleza del enlace aumenta desde las fuerzas de Van der Waals hasta el enlace iónico como aparece en la [Figura 7](#).

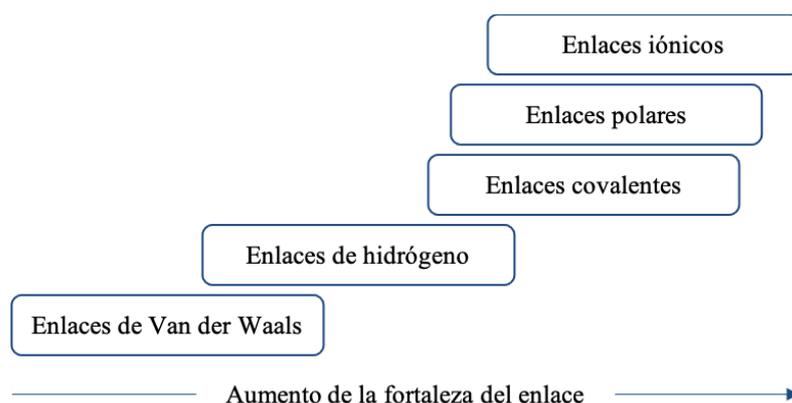


Figura 7.- Esquema de la escala continua de fortaleza del enlace propuesta por Levy Nahum et al. (2008)

En todos los libros, las fuerzas intermoleculares se clasifican en enlaces de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals. Estas últimas se suelen clasificar en dipolo permanente-dipolo permanente, dipolo permanente-dipolo inducido, dipolo instantáneo-dipolo inducido. Caamaño (2016b) señala que la forma de justificar la existencia de las fuerzas de dispersión en algunos libros hace pensar que se producen únicamente entre moléculas apolares y que su intensidad depende solo del número de electrones de las moléculas y no de su masa. En los libros de texto analizados, L3 y L4 especifican claramente que las fuerzas de dispersión se pueden dar en todo tipo de moléculas, tanto polares como apolares; y todos los libros dan a entender que la intensidad de estas fuerzas depende de la masa de las moléculas.

4. Principales dificultades en la enseñanza-aprendizaje del enlace químico en 2º Bachillerato

El enlace químico es un pilar fundamental en el entendimiento de la química en general. Sin embargo, la dificultad en su enseñanza-aprendizaje es algo generalizado y presente en diferentes países y métodos educativos. A pesar de que este concepto se introduce desde cursos bajos en la educación secundaria, la ampliación de los contenidos y dificultad en 2º Bachillerato es bastante notable. A lo largo de los cursos anteriores, se supone que los alumnos han ido adquiriendo las competencias necesarias para poder llegar a entender los nuevos conceptos que se introducen en este último curso. Sin embargo, el tiempo de asimilación y el margen de actuación a la hora de extenderse en un punto concreto del temario en este último curso es mucho menor que en cursos anteriores. Muchos de los alumnos no consiguen entender correctamente los conceptos y términos que se introducen en este curso y terminan considerando este tema como uno de los más complicados del curso.

Varios autores señalados a continuación han destacado las principales dificultades encontradas en el estudio del concepto de enlace químico.

Osorio (2015) recoge que el estudio de este concepto requiere de un lenguaje poco común en la vida cotidiana, de un alto grado de abstracción y dificultad, y del conocimiento de termodinámica y física para su entendimiento adecuado. En concreto requiere del uso de varios conceptos de la mecánica cuántica para su completa comprensión, pero debido a su alta complejidad no pueden explicarse con detalle a alumnos de 2º Bachillerato y se suele recurrir a grandes simplificaciones, como la Teoría de Lewis.

Otro de los problemas que presenta el enlace químico según **Olmos (2010)** es el gran uso de modelos para su explicación y la confusión de estos modelos con la realidad. Los distintos modelos de enlace se enseñan de manera independiente y muchas veces son considerados por los alumnos como una descripción real más que una aproximación de la realidad.

4. Principales dificultades en la enseñanza-aprendizaje del enlace químico en 2º Bachillerato

Otra de las dificultades en la enseñanza-aprendizaje del enlace químico señalada por **Bergqvist (2017)** es el enfoque pedagógico tradicional el cual divide los enlaces en dos categorías: enlaces interatómicos (enlaces iónicos, covalentes y metálicos) y enlaces intermoleculares (fuerzas de Van der Waals y enlaces de hidrógeno) (ver [Figura 8](#)). Debido a este enfoque tradicional, se han detectado un gran número de errores conceptuales en los alumnos como por ejemplo la separación marcada entre los tipos de enlaces (iónico, covalente y metálico), el uso de la diferencia de electronegatividad entre los átomos para clasificar cada uno de los enlaces (por ejemplo, que los compuestos iónicos están formados por un elemento metálico y uno no metálico), la regla del octeto que ha hecho que muchos estudiantes usen expresiones como que los átomos “quieren” tener “la capa de valencia llena” u “octetos” lo cual conlleva a bastantes dificultades en los alumnos para entender las excepciones a esta regla (como por ejemplo con los elementos que pueden tener hipervalencia o el hidrógeno que solo tiene un electrón y su configuración de gas noble es de dos electrones), o la presentación de fuerzas de Van der Waals y enlaces de hidrógeno como enlaces “débiles”.

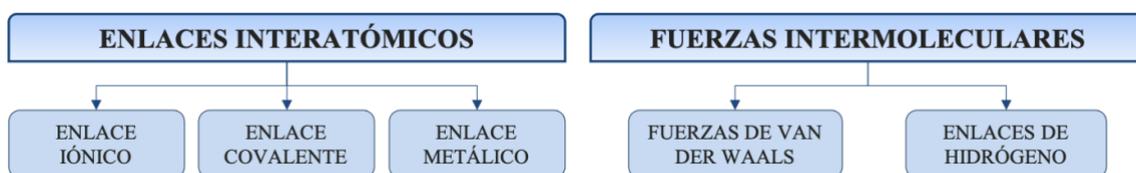


Figura 8.- Enfoque tradicional para la enseñanza del enlace químico.
Elaboración propia

En este estudio, se ha intentado comprender y evidenciar las dificultades con el tema del enlace químico desde dos puntos de vista: el del docente y el del alumno. Para ello se ha realizado una entrevista a tres profesoras que han impartido o imparten la asignatura de Química en 2º Bachillerato y un cuestionario a los alumnos que están en este curso actualmente.

4.1 Desde el punto de vista de los profesores

Para conocer los principales obstáculos en la enseñanza del enlace químico, se ha realizado una entrevista a tres profesoras de la asignatura de Química. Dos de ellas fueron elegidas por los años que habían impartido docencia en 2º Bachillerato (más de 20 años) y otra de las profesoras porque sigue impartiendo hoy en día. La entrevista se hizo de forma individual a cada profesora; dos de ellas presenciales y otra por vía telefónica. Las preguntas realizadas en la entrevista se recogen en la [Tabla 7](#).

Tabla 7.- Encuesta realizada a las profesoras de Química en 2º Bachillerato

ENCUESTA REALIZADA A LAS PROFESORAS

1. *¿Qué dificultades presentan los alumnos en...?*
 - *La materia de Química*
 - *El curso de 2º Bachillerato*
 - *El concepto del enlace químico*
 - *Conocimientos previos*
 - *Cada tipo de enlace (enlace iónico, covalente, metálico y fuerzas intermoleculares)*

2. *¿Cómo era la secuencia que seguías o sigues para impartir los diferentes enlaces estudiados?*

3. *¿Cuál es tu opinión acerca del currículo oficial?*

DIFICULTADES ASOCIADAS A LA MATERIA DE QUÍMICA

“La materia de Química no es fácil para los alumnos porque todo lo que se les enseña posee una gran abstracción y se tienen que creer lo que les estamos contando” decía una de las profesoras. En general, la asignatura de Química resulta muy difícil a los alumnos e intentan aprender mecanismos para salir adelante sin intentar razonar y entender lo que se les está explicando. Todo lo que se salga de un mecanismo, les cuesta y no lo entienden; y esto es algo que sucede con el tema del enlace químico. Además, una de las profesoras destacaba que los alumnos no acaban de entender cómo funciona la ciencia. “La ciencia intenta explicar qué puede pasar en algo que no nos pueden contar, como es dentro del átomo. Para poder explicar esta realidad, se hace uso de distintas

4. Principales dificultades en la enseñanza-aprendizaje del enlace químico en 2º Bachillerato

teorías y, en el caso del enlace químico, los científicos hacen uso de varias teorías para poder explicar la unión entre átomos”.

DIFICULTADES ASOCIADAS AL CURSO DE 2º BACHILLERATO

Este curso está marcado por un alto nivel de exigencia y estrés debido a la presión provocada por el examen que tienen que realizar una vez termine el curso para poder acceder a los estudios universitarios que deseen (EBAU – Evaluación del Bachillerato para el Acceso a la Universidad). *“Todos los contenidos y ejercicios están enfocados a esa prueba y los alumnos solamente quieren hacer ejercicios tipo de esa prueba y prestan menor interés en la comprensión detallada de los conceptos que les estamos explicando”.*

DIFICULTADES ASOCIADAS AL CONCEPTO DE ENLACE QUÍMICO

En el tema del enlace químico, la primera dificultad es el propio concepto de enlace. Todas las profesoras entrevistadas consideran que la enseñanza de este concepto es problemática y difícil. *“Para empezar, hay que insistirles que el enlace químico es cada dos átomos. Esto evitará errores cuando se les introduzcan las fuerzas intermoleculares”* señalaba una de las profesoras.

Los alumnos no acaban de entender, por más que se les repita e insista, que todos los enlaces químicos tienen un fundamento electrostático y que la formación de estos produce una estabilidad energética. Para que lo entiendan, se les suele comentar que *“se trata de un juego de estabilidad entre las fuerzas de atracción y de repulsión entre cargas eléctricas y que el tema energético es básico para entender cuán estable es esa unión”.*

Una de las profesoras señala que hasta 2º Bachillerato hay una diferenciación clara de cada tipo de enlace y está muy cuadrículada su clasificación atendiendo a la electronegatividad de los átomos que forman el enlace: enlace iónico (metal + no metal), enlace covalente (no metal + no metal), enlace metálico (metal + metal). En 2º Bachillerato las profesoras pretenden dejar claro que no existe una división tan tajante entre los enlaces, aunque es muy difícil que les quede claro ya que la mayoría de los libros realizan una clasificación muy marcada entre los enlaces.

Además, como se comentaba antes, los alumnos intentan mecanizar todo lo posible los ejercicios; y en este tema muchos de los ejercicios no son de aplicar fórmulas y cálculos matemáticos sino de justificar y por lo general esto suele costar al alumnado.

DIFICULTADES ASOCIADAS A CONOCIMIENTOS PREVIOS

El tema del enlace químico suele introducirse después de temas como el átomo y el sistema periódico. Para que los alumnos comprendan el enlace, deben haber entendido estos dos temas anteriores (cómo es el átomo, toda su evolución hasta el modelo atómico actual, el sistema periódico y sus propiedades, etc.). *“Si el alumno tiene claro los conceptos previos, en este tema se encuentran con menos dificultad. Sin embargo, la mayoría no acaban de asimilar y comprender estos conceptos previos y estas carencias les impide entender el tema del enlace químico”*.

DIFICULTADES ASOCIADAS A CADA TIPO DE ENLACE QUÍMICO

Entrando en detalle en las dificultades más comunes de cada tipo de enlace, a continuación, se exponen las respuestas recogidas de las entrevistas:

➤ Enlace iónico

Todas las profesoras coinciden en que el estudio del enlace iónico es el que presenta menos dificultades porque el modelo utilizado para su enseñanza es muy similar en casi todos los cursos. *“Los estudiantes suelen comprender que uno de los átomos que participa en el enlace capta electrones y el otro los pierde. Sin embargo, no todos ellos comprenden que los iones que se forman son cargas eléctricas de distinto signo que al unirse alcanzan una energía menor y se estabilizan; y que las fuerzas de atracción no solo se dan entre pares de iones, sino que éstos intentan unirse también con los iones vecinos y formar una red cristalina iónica”* decía una profesora.

Hay que destacar las problemáticas que presentan los alumnos con los siguientes términos:

- Concepto de ion. A pesar de que este concepto se introduce desde 2º ESO, los alumnos no tienen claro qué es un ion y no saben diferenciar correctamente entre ion y átomo y confunden sus propiedades específicas.
- Significado de red iónica. *“Para los alumnos, las redes iónicas son bolitas negativas y positivas; y no es poco que comprendan que no es solo una bolita positiva y otra negativa, sino que son unas cuantas; que forman una red cristalina”*. Les cuesta entender qué es una red y que el tipo de red depende de la carga y el tamaño de los iones.

4. Principales dificultades en la enseñanza-aprendizaje del enlace químico en 2º Bachillerato

- Significado y cálculo de energía reticular. El término de energía reticular se introduce en 2º Bachillerato y les cuesta entender la definición y comprender que es la clave para justificar las propiedades de los compuestos iónicos. En este curso, la energía reticular se calcula de dos formas:

- Ecuación de Born-Landé. Los alumnos suelen cometer errores con la distancia entre los iones. No comprenden bien que esa distancia es la suma de los radios iónicos porque confunden radio atómico y radio iónico. También les confunden las representaciones utilizadas en los libros de texto de esferas y varillas ya que piensan que la distancia d_0 corresponde a las rayas entre los iones y por lo tanto es mayor (ver [Figura 9](#)).

Ecuación de Born-Landé

$$U_r = -K \frac{|Z_1| \cdot e \cdot |Z_2| \cdot e}{d_0} \cdot A \cdot \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

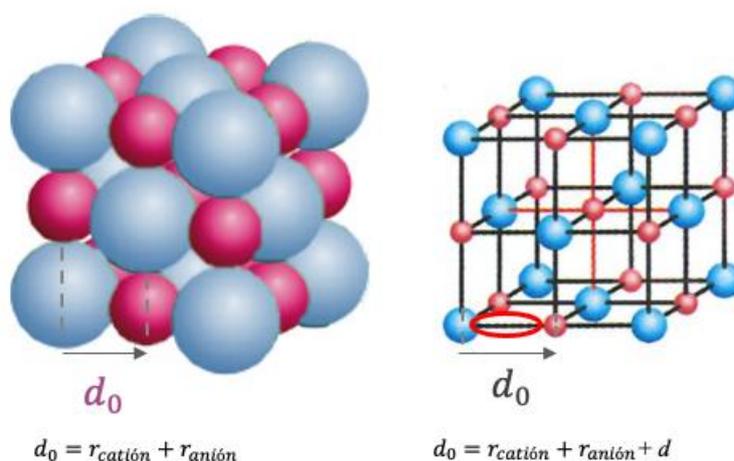


Figura 9.- Dificultad asociada a la distancia entre los iones

- Ciclo de Born-Haber. Los principales fallos suelen estar relacionados con la comprensión de los procesos parciales implicados en este ciclo (energía de ionización, afinidad electrónica, estados de agregación) y la estequiometría de la reacción. Asimismo, al no tener clara la definición de energía reticular, muchas veces los alumnos forman la red cristalina a partir de los átomos o de los iones en otro estado de agregación.

4. Principales dificultades en la enseñanza-aprendizaje del enlace químico en 2º Bachillerato

- Propiedades de las sustancias iónicas. “No les cuesta aprenderse las propiedades, les cuesta justificarlas” decía una de las profesoras. A diferencia con los cursos anteriores, en 2º Bachillerato no solo tienen que aprender las propiedades, sino que también tienen que justificarlas teniendo en cuenta la energía reticular y esto suele ser un inconveniente.

➤ Enlace covalente

Sin duda, todas las profesoras coincidieron en que el enlace covalente es el que presenta mayor dificultad para los alumnos. Destacan el cambio que se produce de 4º ESO, donde solo se hacen estructura de Lewis de moléculas que cumplen la regla del octeto, a 2º Bachillerato, donde también se realizan de moléculas que no la cumplen y se introducen diferentes teorías para poder explicar la geometría de algunas de ellas.

Los errores más comunes en el enlace covalente son los siguientes:

- Teorías y modelos. Los alumnos confunden las distintas teorías que se utilizan en el estudio de este tipo de enlace y no acaban de comprender el motivo por el cual se utiliza cada una de ellas. Las profesoras entrevistadas insisten en que hay que intentar dejarles claro a los alumnos por qué se usan estas teorías y que no hay una sola teoría que pueda explicarlo todo.
- Geometría. A pesar de que este concepto se introduce ya en 4º ESO, les cuesta mucho determinar la geometría que presentan ciertas moléculas por las dificultades de visualización espacial y comprensión del lenguaje matemático.
- Polaridad. Uno de los fallos más repetidos en los alumnos de 2º Bachillerato es determinar si una molécula es polar o apolar. Esto se debe a la dificultad que presentan con los vectores y la composición de vectores en la determinación del momento dipolar de la molécula. También les cuesta saber qué átomo presenta mayor o menor electronegatividad; y por lo tanto no saben representar las distribuciones de carga. “Hay que intentar dejarles claro también que la polaridad y el momento dipolar no son lo mismo, el momento dipolar es una magnitud vectorial que permite medir la polaridad”.

4. Principales dificultades en la enseñanza-aprendizaje del enlace químico en 2º Bachillerato

- **Hibridación.** Esta es la mayor dificultad que presentan los alumnos y donde presentan mayores dudas. Para empezar, no comprenden el significado de orbital ya que no son capaces de relacionarlo con la idea que ellos tienen de que los electrones giran alrededor del núcleo como los planetas alrededor del sol. Hasta 2º Bachillerato solo se les explica los orbitales atómicos (s, p, d, f), pero al llegar a este curso se les cambia los esquemas al empezar a introducir orbitales híbridos (sp , sp^2 , sp^3) y orbitales moleculares y no acaban de entenderlo. También hay que destacar la falta de capacidad de los estudiantes para visualizar la forma de los orbitales atómicos e híbridos.
- **Teoría de Orbitales Moleculares.** A estos niveles, los contenidos que se dan sobre esta teoría son escasos. Las profesoras intentan que los alumnos comprendan que cuando se unen dos orbitales atómicos, se forman unos orbitales nuevos llamados orbitales moleculares y que esta teoría explica muy bien el paramagnetismo de algunas moléculas.
- **Resonancia.** *“Para los alumnos los electrones pertenecen a un átomo concreto y no terminan de comprender bien este concepto”.* No entienden que los electrones pueden estar deslocalizados y moverse entre los átomos en una molécula.
- **Propiedades de las sustancias covalentes.** Una de las profesoras destaca que se debe explicar primero las fuerzas intermoleculares y después las propiedades de las sustancias covalentes y no al revés como aparece en algunos libros de texto. Todas las profesoras insisten a los alumnos en que las propiedades físicas de los compuestos covalentes van a depender de las fuerzas intermoleculares y las propiedades químicas de los enlaces interatómicos.

➤ **Enlace metálico**

En este curso se introduce la Teoría de Bandas para explicar la conductividad de semiconductores, conductores, aislantes. Las profesoras no suelen entrar mucho en detalle en esta teoría ya que no suelen pedir ningún caso práctico en los ejercicios de la EBAU.

4. Principales dificultades en la enseñanza-aprendizaje del enlace químico en 2º Bachillerato

- Modelo de gas electrónico. Una de las profesoras señala que “*a pesar de los distintos nombres que se utilizan para nombrar este modelo, hay que dejar claro que no es ni gas ni nube, sino una red sólida en la que se están moviendo los electrones de valencia*”.
- Teoría de Bandas. “*Esta nueva teoría aparece dentro del currículo y los alumnos no han tenido el tiempo suficiente para comprender la Teoría de Orbitales Moleculares*”. Los alumnos no acaban de comprender qué son los niveles de energía de los orbitales atómicos y mucho menos, los conceptos nuevos que aparecen con esta teoría: banda de valencia, banda de conducción, banda prohibida (gap), orbitales moleculares enlazantes y antienlazantes.

➤ Fuerzas intermoleculares

Las fuerzas intermoleculares se explican fundamentalmente en 2º Bachillerato. Los alumnos suelen presentar dificultades para entender estas fuerzas y distinguirlas de los enlaces vistos anteriormente. “*Hay que intentar que comprendan que dentro de las moléculas hay un tipo de enlace y entre las moléculas otro*”. Algunos estudiantes equiparan las fuerzas intermoleculares con los enlaces covalentes y no son conscientes de las variaciones en la fortaleza entre ambos.

- Diferenciación de las fuerzas de Van der Waals. Los alumnos tienden a mezclar los diferentes tipos. Además, al utilizar los términos ingleses como, por ejemplo, fuerzas de dispersión de London en vez de dipolo instantáneo-dipolo inducido, se pierde el carácter descriptivo del nombre.
- Enlace de hidrógeno. Un fallo común es que digan que en la molécula de CF_4 existen enlaces de hidrógeno. Las profesoras insisten en que para que exista este tipo de enlace, tiene que unirse un átomo muy electronegativo (flúor, oxígeno, nitrógeno) con un átomo de hidrógeno presente dentro de la molécula.
- Importancia de estas fuerzas. Aunque en general son fuerzas débiles, no son conscientes de que su contribución es muy importante para determinar propiedades físicas de sustancias (puntos de fusión y ebullición, por ejemplo).

En la [Tabla 8](#), se resumen las dificultades en la enseñanza-aprendizaje del enlace químico destacadas en las entrevistas realizadas a las tres profesoras.

4. Principales dificultades en la enseñanza-aprendizaje del enlace químico en 2º Bachillerato

Tabla 8.- Dificultades en la enseñanza-aprendizaje del enlace químico en 2º Bachillerato desde el punto de vista de las profesoras. Elaboración propia

Dificultades asociadas a la materia de Química
<ul style="list-style-type: none">• Gran abstracción de los contenidos• Recurren a mecanismos para su comprensión• Funcionamiento de la ciencia
Dificultades asociadas al curso de 2º Bachillerato
<ul style="list-style-type: none">• Alto nivel de exigencia y estrés por la EBAU• Dependencia de la enseñanza y ejercicios a esa prueba
Dificultades asociadas al concepto de “Enlace Químico”
<ul style="list-style-type: none">• Fundamento electrostático del enlace• Estabilidad energética al formarse el enlace• Clasificación marcada entre los enlaces
Dificultades asociadas a conocimientos previos
<ul style="list-style-type: none">• No se asimilan los conceptos previos (modelos atómicos, sistema periódico, propiedades periódicas)
Dificultades asociadas a cada tipo de enlace
ENLACE IÓNICO <ul style="list-style-type: none">• Naturaleza electrostática del enlace• Interacciones entre iones no se limitan a una pareja anión-catión• Significado de red iónica• Significado y cálculo de energía reticular<ul style="list-style-type: none">• Ecuación de Born-Landé: distancia entre iones• Ciclo de Born-Haber: procesos parciales implicados y estequiometría de la reacción
ENLACE COVALENTE (mayor dificultad) <ul style="list-style-type: none">• Uso de diferentes teorías modelos para su explicación• Geometría: visualización espacial y comprensión del lenguaje matemático• Polaridad y momento dipolar• Hibridación (orbitales híbridos)• Resonancia
ENLACE METÁLICO <ul style="list-style-type: none">• Teoría de Bandas• Conductividad de semiconductores, conductores y aislantes
FUERZAS INTERMOLECULARES <ul style="list-style-type: none">• Relación con las propiedades físicas• Diferenciación de las fuerzas de Van der Waals• Enlace de hidrógeno: F, O, N con H• Su importancia <ul style="list-style-type: none">• Justificación de las propiedades de diferentes sustancias

SECUENCIACIÓN EN LA ENSEÑANZA DEL ENLACE QUÍMICO

El orden seguido por dos de las profesoras en la unidad didáctica del enlace químico era el siguiente: enlace iónico, enlace covalente y fuerzas intermoleculares, enlace metálico. Otra de las profesoras comentó que solía empezar con el estudio del enlace covalente ya que suele ser el más complicado para los alumnos y después continuar con el enlace iónico y metálico. Sin embargo, este último curso siguió el orden establecido en el libro de texto que estaban usando (libro L2).

En relación con las propiedades de las sustancias, una de ellas las explicaba después de cada tipo de enlace, y la otra al final del tema donde mezclaba sustancias con diferentes tipos de enlace para que los alumnos compararan la fortaleza del enlace.

OPINIÓN DEL CURRÍCULO OFICIAL

“El número de contenidos recogidos en el currículo oficial es muy amplio. Si se intenta explicar todo lo que se pide en detalle, la explicación se alargaría mucho y no habría tiempo para dar todo”. Al haber un gran número de contenidos, el alumnado termina mecanizando los ejercicios y no comprende el porqué de cada concepto.

Las profesoras con más años de experiencia comentaron que ha habido varios cambios en los contenidos del enlace químico en el currículo. Este tema se solía enseñar también en 1º Bachillerato lo cual permitía que no aparecieran tantos términos nuevos de repente en 2º Bachillerato. Algunos años se quitó la enseñanza de la Teoría de Bandas y la TOM, pero se volvió a introducir años después. Según su opinión, a nivel de 2º Bachillerato, no merece la pena enseñar estas teorías en profundidad. La química en 2º bachillerato tiene que ser una química más general (reacciones químicas, ácidos y bases, reacciones de oxidación – reducción, polímeros). Las profundizaciones se deberían realizar ya en las carreras universitarias para los alumnos que las necesiten o las quieran. *“Con que se lleven de la química de 2º de Bachillerato que no está todo descubierto todavía, sino que quedan muchas cosas por descubrir ya que para explicar una cosa como es un enlace covalente tenemos que usar tres teorías diferentes”*. En el enlace covalente mezclan las distintas teorías que se les explica y no saben aplicarlas en los ejercicios. En el enlace metálico las dos teorías que se tienen que aprender, no tienen que aplicarlas en ejercicios.

4.2 Desde el punto de vista de los alumnos

Para conocer las dificultades desde la perspectiva de los alumnos, se realizó un cuestionario a estudiantes que cursan actualmente la asignatura de Química en 2º Bachillerato y que pertenecen a tres institutos rurales de Castilla y León. Un total de 30 alumnos realizaron el cuestionario cuyas preguntas están recogidas en el [Anexo VI](#).

El cuestionario cuenta con diez preguntas. Las dos primeras están relacionadas con la clasificación y formación del enlace químico. Después, hay preguntas relacionadas con el enlace covalente y fuerzas intermoleculares para confirmar que las dificultades vistas por las profesoras entrevistadas coinciden con los errores de los alumnos. Para terminar, se les plantea tres preguntas para que den su opinión acerca del tema y las principales dificultades que ellos han detectado durante su estudio. A continuación, se recogen las respuestas de los alumnos a las preguntas del cuestionario.

PREGUNTA 1

El objetivo de esta pregunta era conocer la clasificación que hacen los alumnos de los tipos de enlace químico. En la pregunta se incluyó “entre dos átomos” para intentar que hubiera la menor confusión posible. Un 70% de los alumnos contestó que los enlaces químicos que se pueden dar entre dos átomos son el enlace iónico, covalente y metálico y un 30% incluyó en esta clasificación las fuerzas de Van der Waals y los enlaces de hidrógeno.

4. Principales dificultades en la enseñanza-aprendizaje del enlace químico en 2º Bachillerato

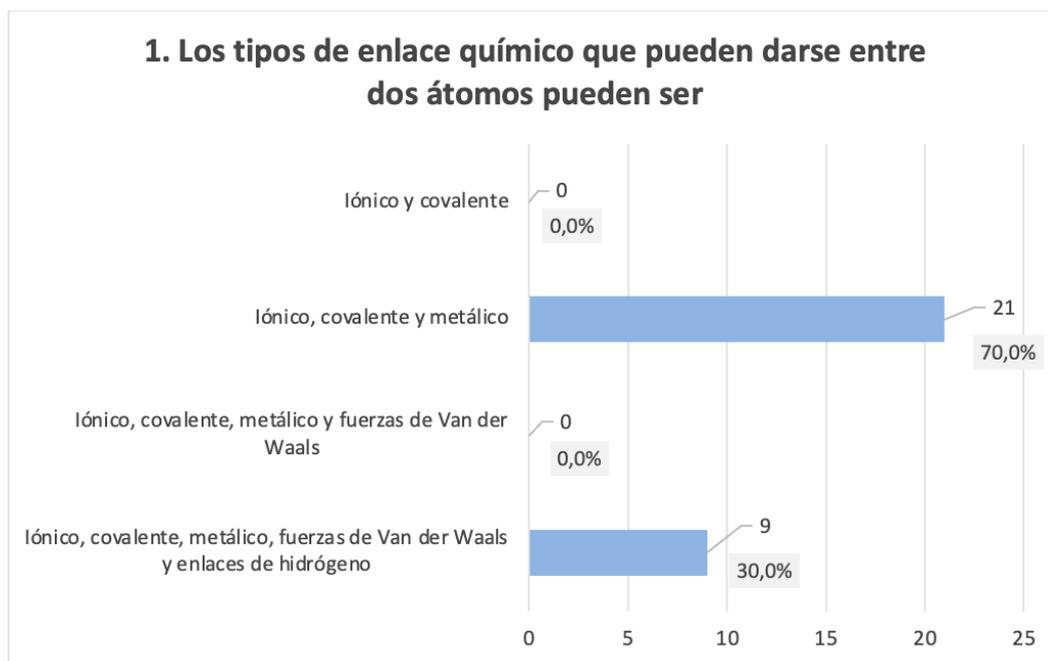


Figura 10.- Gráfico con los resultados de la primera pregunta del cuestionario

PREGUNTA 2

Las respuestas a esta pregunta fueron bastante variadas. Sin embargo, la respuesta más repetida fue que para que se forme un enlace se debe producir una transferencia de electrones entre los átomos que van a enlazarse (70,0%). Solo un 16,7% de los alumnos relacionó la formación de un enlace con una disminución de la energía del sistema.

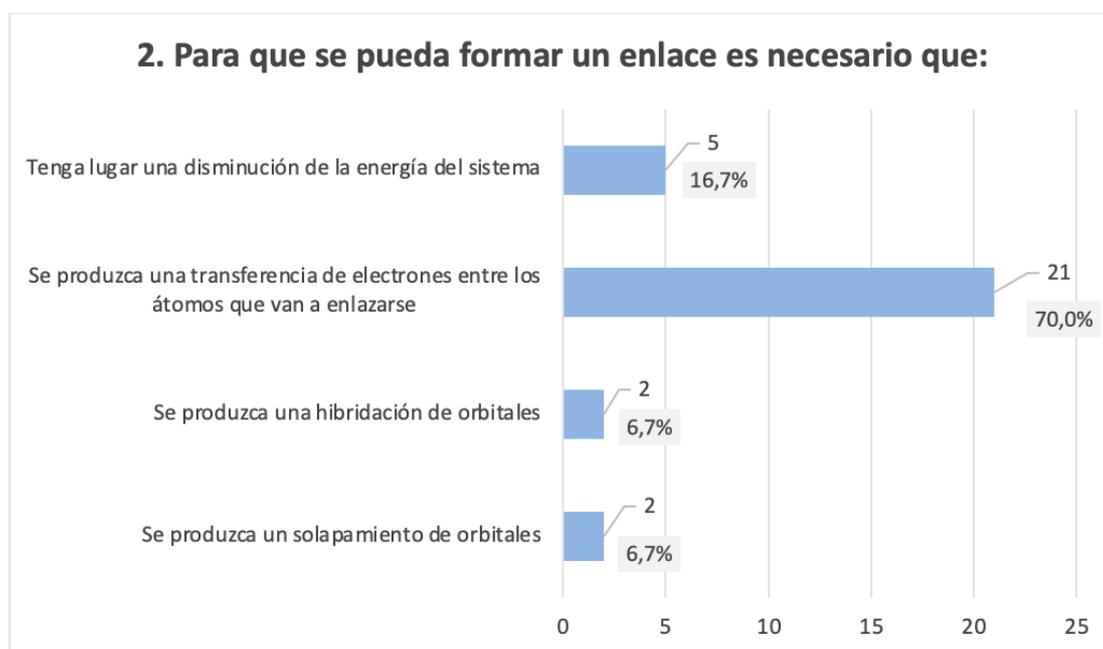


Figura 11.- Gráfico con los resultados de la segunda pregunta del cuestionario

4. Principales dificultades en la enseñanza-aprendizaje del enlace químico en 2º Bachillerato

PREGUNTA 3

Esta pregunta estaba relacionada con la geometría de la molécula de agua (H_2O). Un 80% de los alumnos acertaron que esta geometría es angular, aunque hubo 6 alumnos que seleccionaron otro tipo de geometría (piramidal, tetraédrica o lineal).

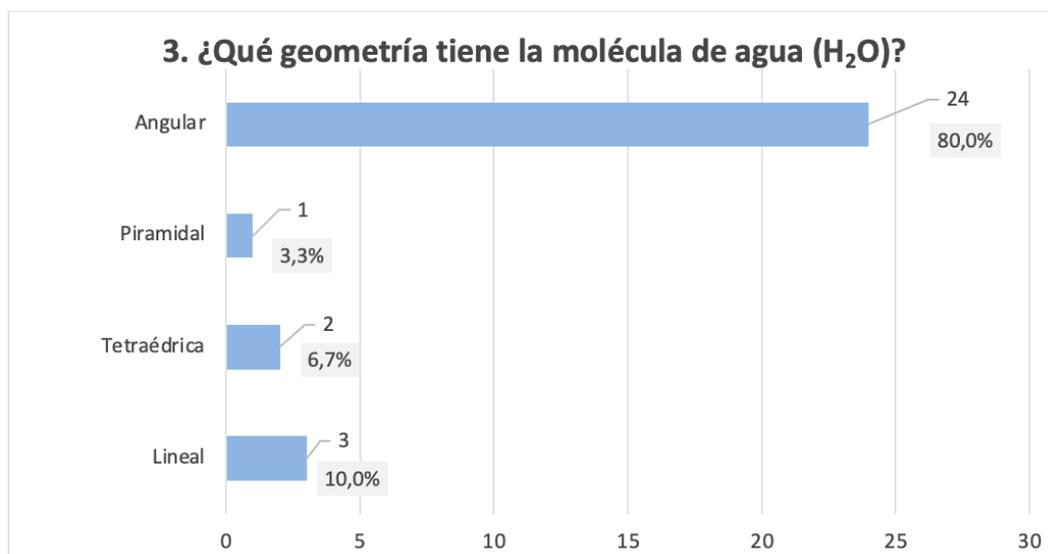


Figura 12.- Gráfico con los resultados de la tercera pregunta del cuestionario

PREGUNTA 4

Relacionada con la pregunta anterior, se les preguntó qué teoría usarían para predecir la geometría de la molécula de agua. Un 60% de los estudiantes afirmaron que usaría la Teoría de Repulsión de los Pares de Electrones en la Capa de Valencia (TRPECV); un 20%, la Teoría de Lewis; otro 20%, la Teoría de Enlace de Valencia con hibridación de orbitales atómicos. Nadie seleccionó la Teoría de Orbitales Moleculares.

4. Principales dificultades en la enseñanza-aprendizaje del enlace químico en 2º Bachillerato

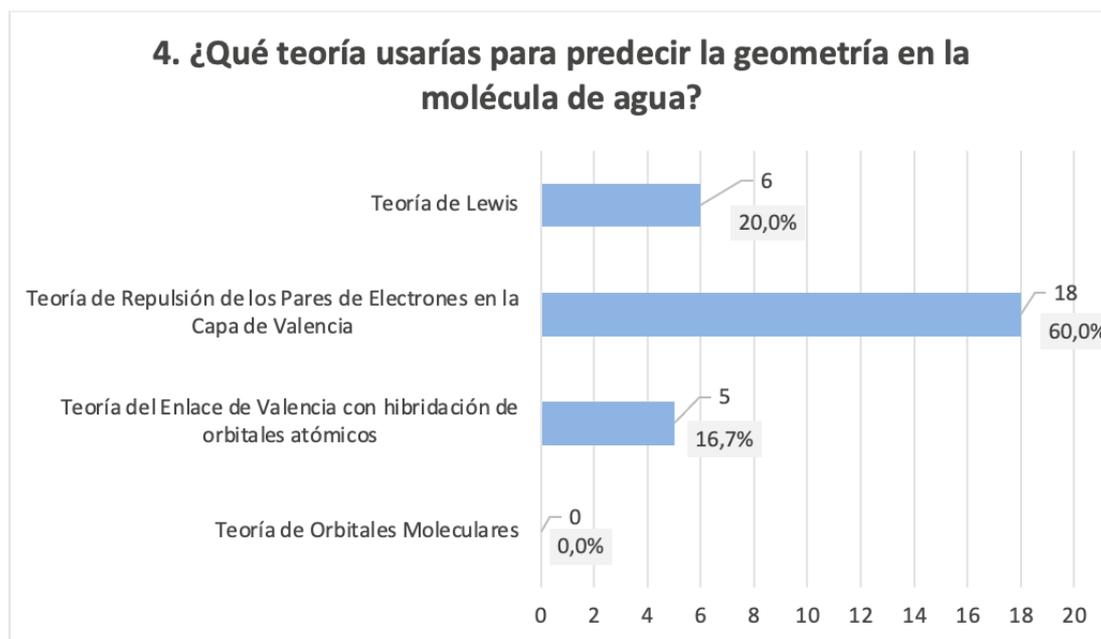


Figura 13.- Gráfico con los resultados de la cuarta pregunta del cuestionario

PREGUNTA 5

En esta pregunta, a diferencia de las anteriores, tenían que seleccionar la afirmación verdadera. Los resultados fueron muy parecidos y casi la mitad de los alumnos afirman que las estructuras de Lewis permiten explicar la polaridad de la molécula de agua cuando anteriormente muchos de los alumnos habían descartado la Teoría de Lewis para predecir su geometría. La otra mitad confirmó que el modelo de hibridación de orbitales atómicos permite explicar el ángulo de la molécula.

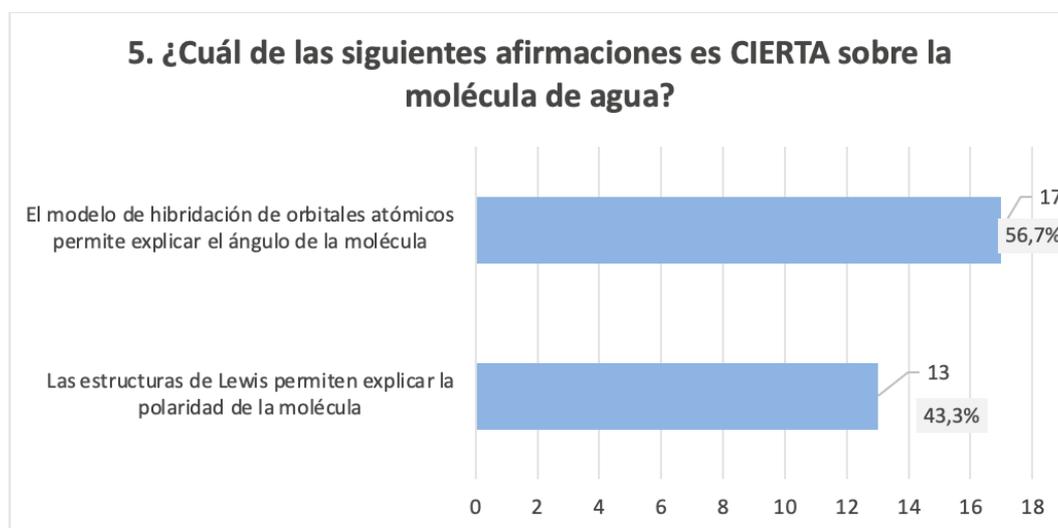


Figura 14.- Gráfico con los resultados de la quinta pregunta del cuestionario

PREGUNTA 6

Para terminar con las preguntas enfocadas al enlace covalente, se preguntó por la hibridación que presenta el átomo de oxígeno en la molécula de agua. Para ayudar a los alumnos, se les incluyó una imagen en el cuestionario. La mitad de ellos acertaron con que la hibridación es sp^3 , pero la otra mitad seleccionó una hibridación incorrecta.

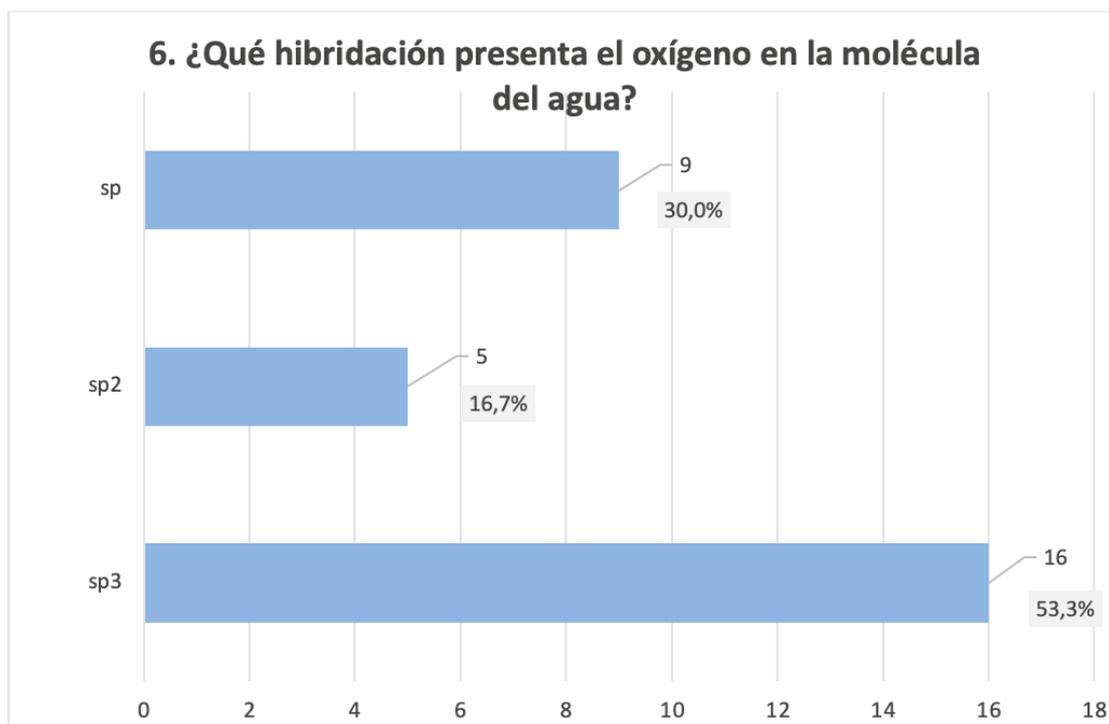


Figura 15.- Gráfico con los resultados de la sexta pregunta del cuestionario

PREGUNTA 7

En cuanto a fuerzas intermoleculares, se les hizo una pregunta sobre la relación de estas con las propiedades físicas de las sustancias. Casi un 67% de las respuestas fueron incorrectas al relacionar estas fuerzas con las propiedades químicas. En el planteamiento de la pregunta en vez de poner fuerzas como es habitual en los libros de textos, se decidió poner enlace para que se fijaran en el término intermoleculares.

4. Principales dificultades en la enseñanza-aprendizaje del enlace químico en 2° Bachillerato

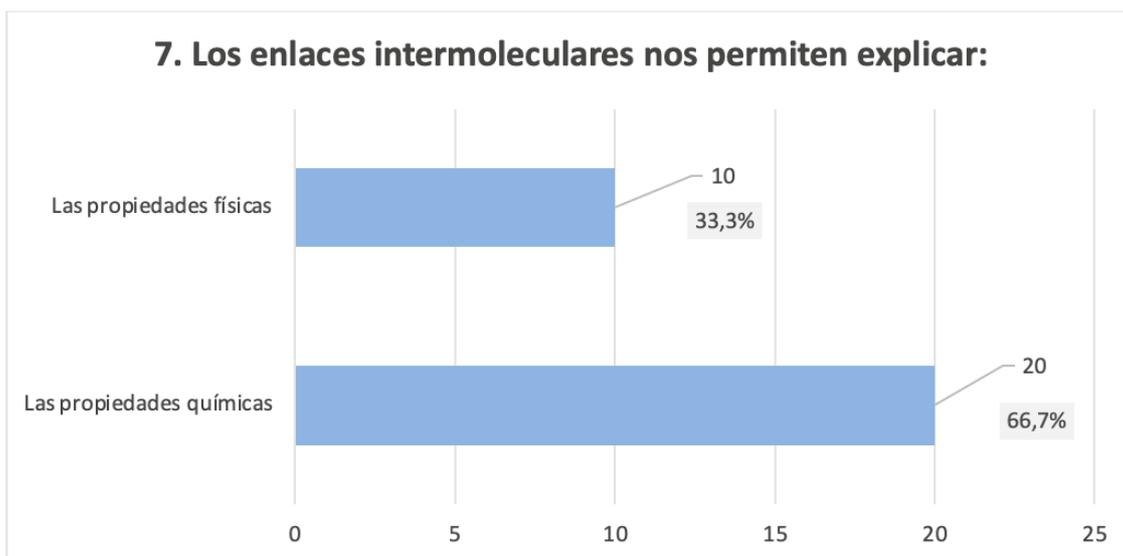


Figura 16.- Gráfico con los resultados de la séptima pregunta del cuestionario

PREGUNTA 8

Para conocer las dificultades encontradas por los alumnos con este tema, se les dio un listado de opciones y se les permitió incluir alguna otra propuesta. Las respuestas más repetidas fueron que aparecen muchos conceptos nuevos con respecto a cursos anteriores (33,3%), las dificultades para realizar ejercicios (26,7%), diferenciar entre los tipos de enlaces estudiados (20%) y la dificultad para entender los conceptos (13,3%). Un alumno incluyó como propuesta la hibridación de orbitales atómicos en esta pregunta. Era de esperar que un porcentaje de los alumnos señalara la opción relacionada con los ejercicios del tema ya que muchas veces se focaliza más la enseñanza de esta materia en la realización de los ejercicios que en el entendimiento de los conceptos. Asimismo, los alumnos también son conscientes de que la extensión de los contenidos en este tema es bastante significativa.

4. Principales dificultades en la enseñanza-aprendizaje del enlace químico en 2° Bachillerato

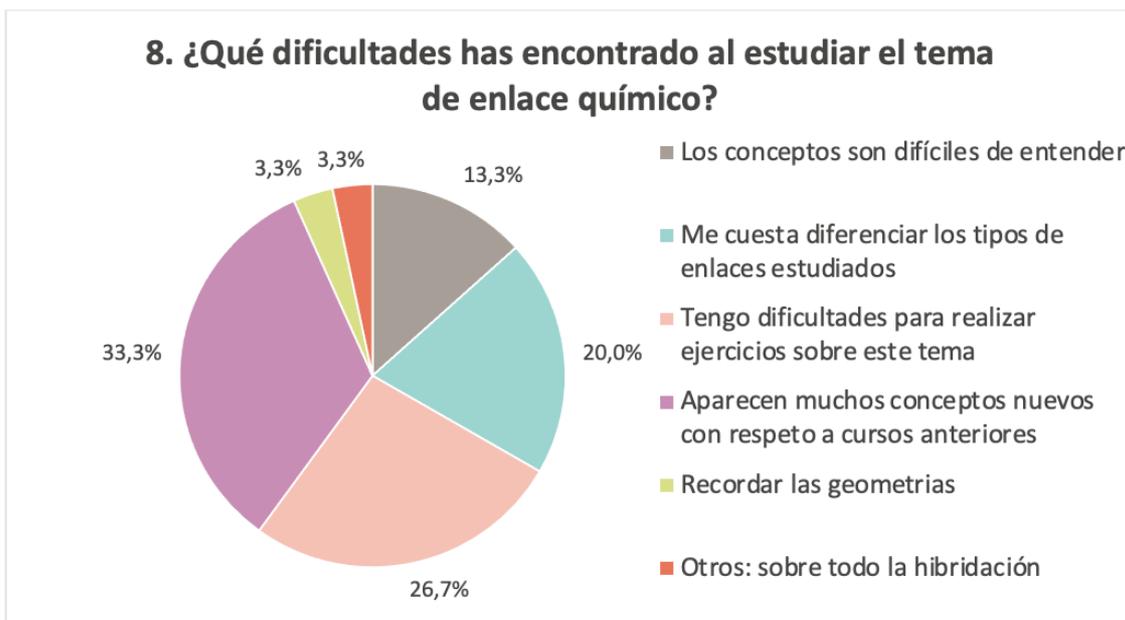


Figura 17.- Gráfico con los resultados de la octava pregunta del cuestionario

PREGUNTA 9

El enlace señalado como el más difícil de entender fue el enlace covalente (70%) seguido por las fuerzas de Van der Waals. Esto coincide también con lo que respondieron las profesoras en la entrevista.

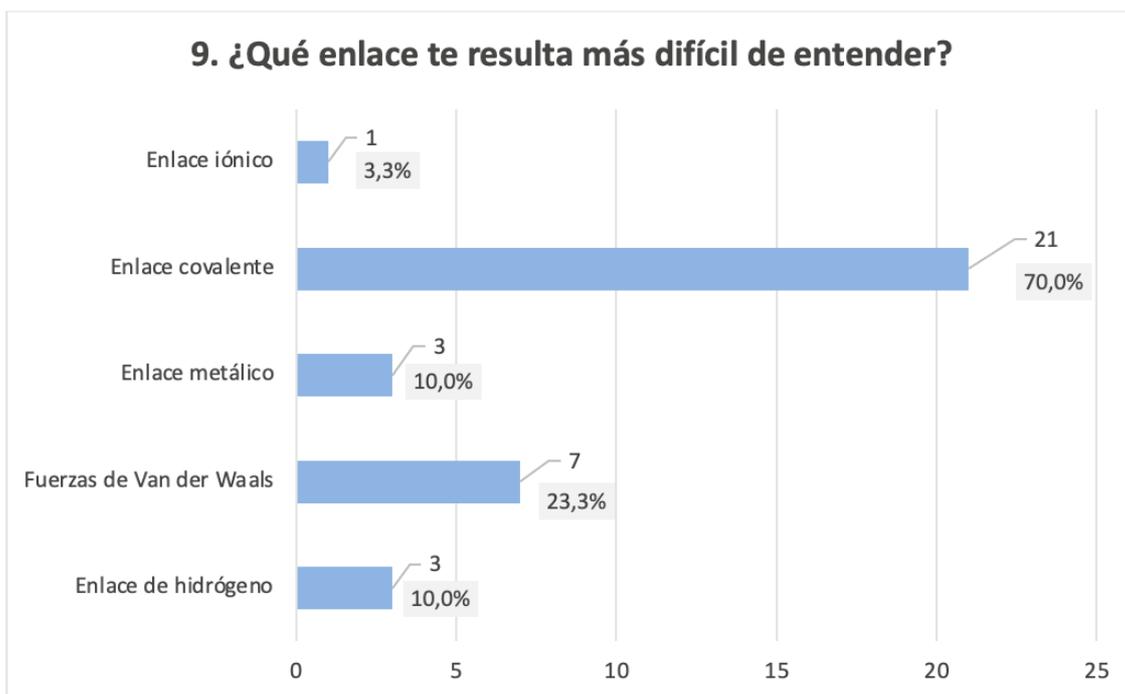


Figura 18.- Gráfico con los resultados de la novena pregunta del cuestionario

PREGUNTA 10

Esta pregunta permite saber cuáles son los principales problemas que tienen los estudiantes con el enlace covalente. Un 40% señaló que la hibridación de orbitales atómicos es un concepto que no entienden bien. Un 20% señalaron también las diferentes teorías usadas para explicarlo y la resonancia.

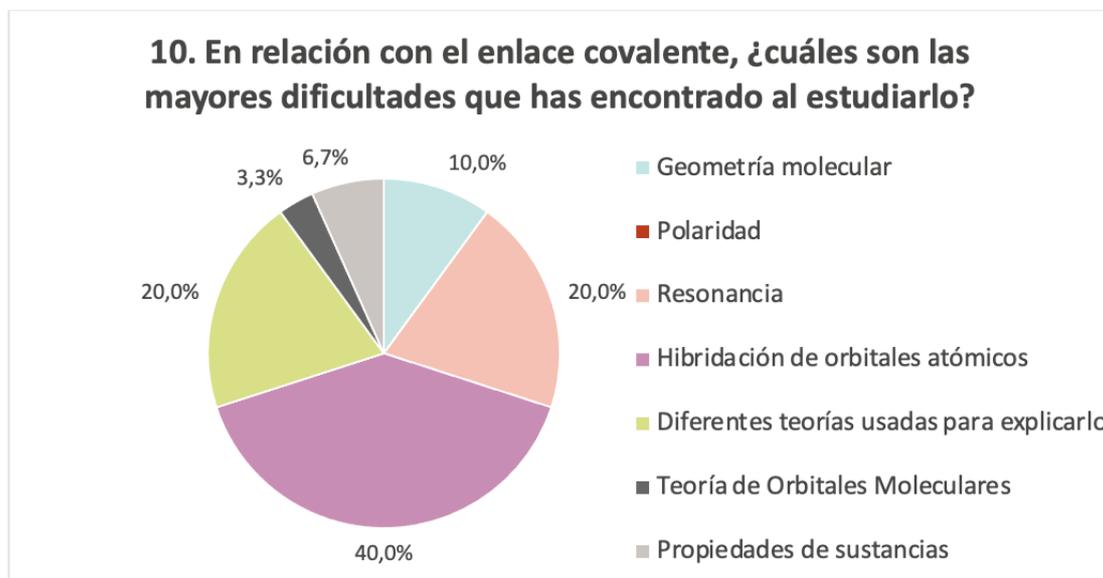


Figura 19.- Gráfico con los resultados de la décima pregunta del cuestionario

Hay que destacar que el cuestionario se realizó al final de curso, cuando todos los alumnos acababan de realizar el examen final de la asignatura de Química.

A la vista de los resultados, se confirma que muchas de las dificultades señaladas por las profesoras entrevistadas coinciden con los resultados del cuestionario: el enlace más complejo para los alumnos es el enlace covalente (pregunta 9), les cuesta comprender por qué se usa cada tipo de teoría para explicar este enlace (preguntas 4 y 5) y la hibridación de orbitales atómicos (pregunta 10), y no acaban de comprender qué tipo de propiedades justifican las fuerzas intermoleculares (pregunta 7). También hay que destacar que el enfoque dado en los libros de texto en cuanto a la formación del enlace químico influye en el aprendizaje; esto se puede comprobar viendo las respuestas obtenidas en la pregunta 2.

5. Propuestas metodológicas para solventar algunos problemas detectados

Como se ha podido comprobar mediante la entrevista y el cuestionario realizados, el enlace covalente es el que presenta mayores dificultades en la enseñanza-aprendizaje del enlace químico. En este trabajo se presentan dos propuestas metodológicas para solventar algunos de los problemas detectados. Una de ellas para aclarar el uso de diferentes teorías y otra para resolver los problemas presentados con la hibridación de orbitales atómicos.

5.1 Esquema conceptual para el enlace covalente

El principal problema destacado por las profesoras entrevistadas es que los alumnos no llegan a comprender correctamente las diferentes teorías utilizadas para la explicación del enlace covalente en 2º Bachillerato. Primero de todo hay que recordar que los alumnos llegan a este curso habiendo visto únicamente estructuras de Lewis en cursos anteriores. En este curso de repente se introducen varias teorías nuevas (TRPECV, TEV y TOM) cuyo nivel de dificultad es mayor. Los alumnos solamente memorizan y mecanizan cada una de ellas sin llegar a comprender por qué se usa cada teoría ni la evolución histórica que hubo hasta plantear la TOM.

Después de analizar previamente los libros de texto, se ha comprobado que en ninguno de ellos se hace una distinción clara de por qué se usan diferentes teorías y las limitaciones de cada una de ellas. Es importante que los estudiantes conozcan el fundamento y los defectos de los modelos, así como el hecho de que un concepto puede explicarse mediante varios modelos (Bergqvist et al., 2013, Solbes y Vilches, 1991). Para ello, se propone la utilización de un esquema conceptual donde se recoja qué explica cada una de las teorías y qué aspectos no acaban de determinar ([Figura 20](#)). También es importante dejar claro a los alumnos el tipo de modelo atómico en el que se basan cada una de ellas ya que esto les permitirá comprender por qué se fueron introduciendo nuevas teorías.

5. Propuestas metodológicas para solventar algunos problemas detectados

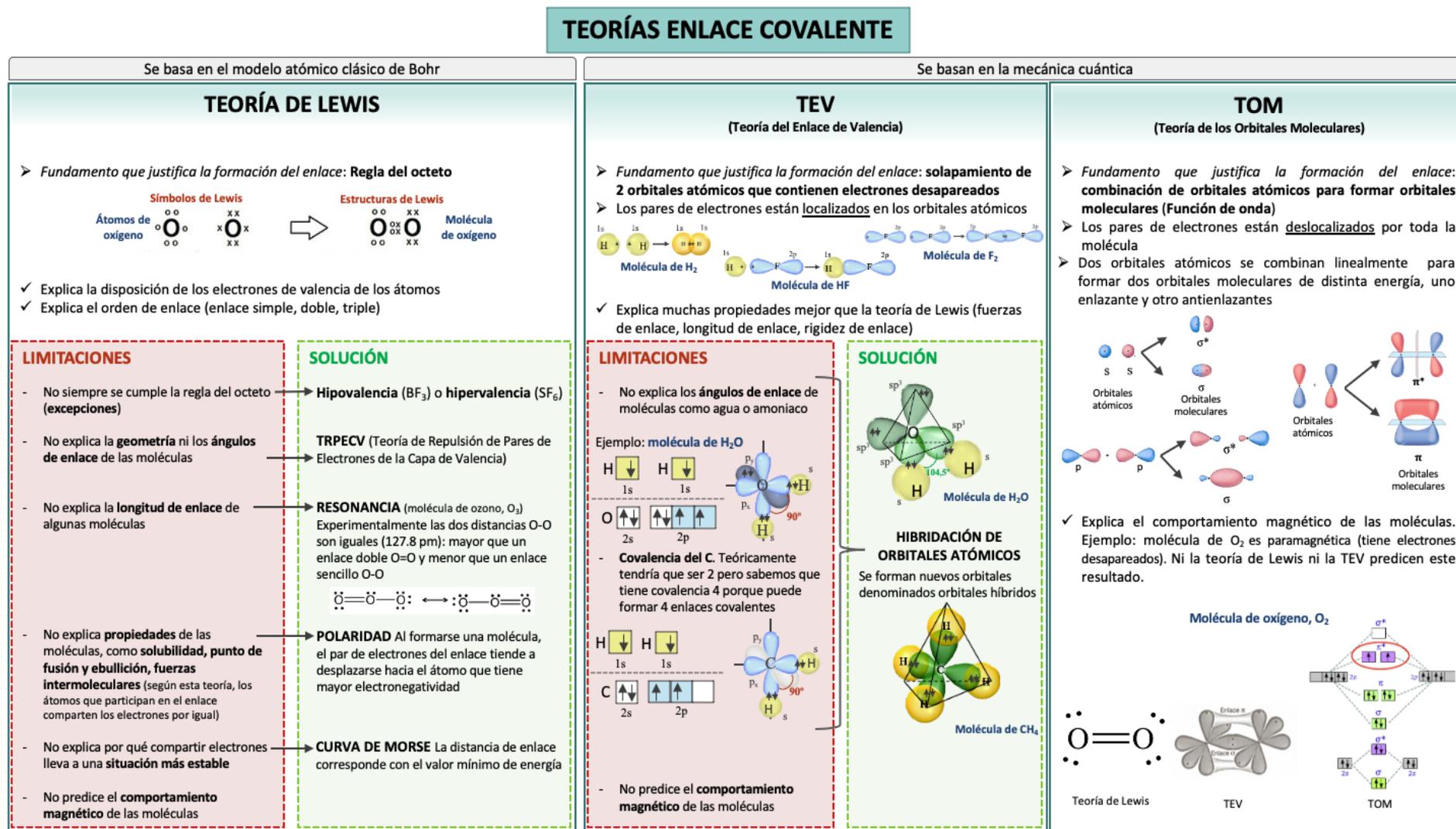


Figura 20.- Esquema de las diferentes teorías usadas para explicar el enlace covalente en 2º Bachillerato. Elaboración propia

5. Propuestas metodológicas para solventar algunos problemas detectados

Con este esquema se pretende dejar claro a los alumnos que los modelos y teorías usadas para explicar los enlaces químicos no son descripciones reales y correctas sino aproximaciones con limitaciones propias (Chamizo et al., 2008). Los modelos son la forma en que los científicos interpretan sus observaciones y se basan en lo que saben en ese momento. Históricamente, ha habido varios cambios en el estudio del enlace químico y han ido surgiendo varias teorías que han permitido explicar diferentes aspectos que las anteriores teorías no podían. Por ejemplo, la Teoría del Enlace de Valencia con hibridación permite explicar la geometría y ángulos de enlace de las moléculas. Sin embargo, se requiere de otra teoría que explique fenómenos como el paramagnetismo en moléculas covalentes. Para abordar este problema se elaboró la Teoría de Orbitales Moleculares.

En el esquema se comparan cada una de las teorías incluidas en el currículo de 2º Bachillerato en cuanto al fundamento que utiliza cada una para explicar la formación del enlace, sus limitaciones y las soluciones que se utilizan para salvar esas limitaciones. De esta forma tan visual, los alumnos podrán comprender por qué se introducen ciertos términos como la resonancia o la polaridad, así como la hibridación de orbitales atómicos que permite explicar el ángulo de enlace de moléculas tan importante como el agua y el amoníaco.

Quiero destacar que esto es simplemente un esquema que debería ampliarse con la explicación detallada de cada uno de los términos recogidos en él. Excepto en el caso de la Teoría de Orbitales Moleculares, donde no sería necesario ampliar mucho más los contenidos a este nivel.

5.2 Visualización espacial de la hibridación

En relación con el enlace covalente, la mayor dificultad señalada por los alumnos en el cuestionario es **la hibridación de los orbitales atómicos**. Nakiboglu (2003) realizó un estudio sobre las concepciones que tienen los estudiantes sobre este término y los resultados indicaron dos obstáculos en su aprendizaje: la hibridación y otros conceptos relacionados con ella son abstractos y no intuitivos, y los estudiantes intentan conectar la nueva información con conocimientos previos que son irrelevantes (las capas de valencia, la regla del octeto, las configuraciones electrónicas y la idea de que los electrones orbitan como planetas alrededor del sol).

Aunque en la vida diaria los alumnos oyen hablar de vehículos híbridos, parece ser que no acaban de comprender qué es exactamente hibridar, qué se hibrida y por qué usamos este término. Para que comprendan qué es “hibridar” se le puede poner un símil con algo cotidiano (especies de animales o frutas como la mula o la clementina). Para hibridar, las especies tienen que ser parecidas; por ejemplo: burro + caballo = mula, mandarina + naranja = clementina (ver [Figura 21](#)). Así, mediante la hibridación “*se obtienen especies en las que se advierten dos procedencias o naturalezas distintas*” (Moliner, 2007).

Aplicando el concepto de hibridación a orbitales atómicos, éstos se hibridan si la energía y la simetría de los dos orbitales que se mezclan son parecidas, resultando un orbital híbrido con características de los dos orbitales atómicos puros.

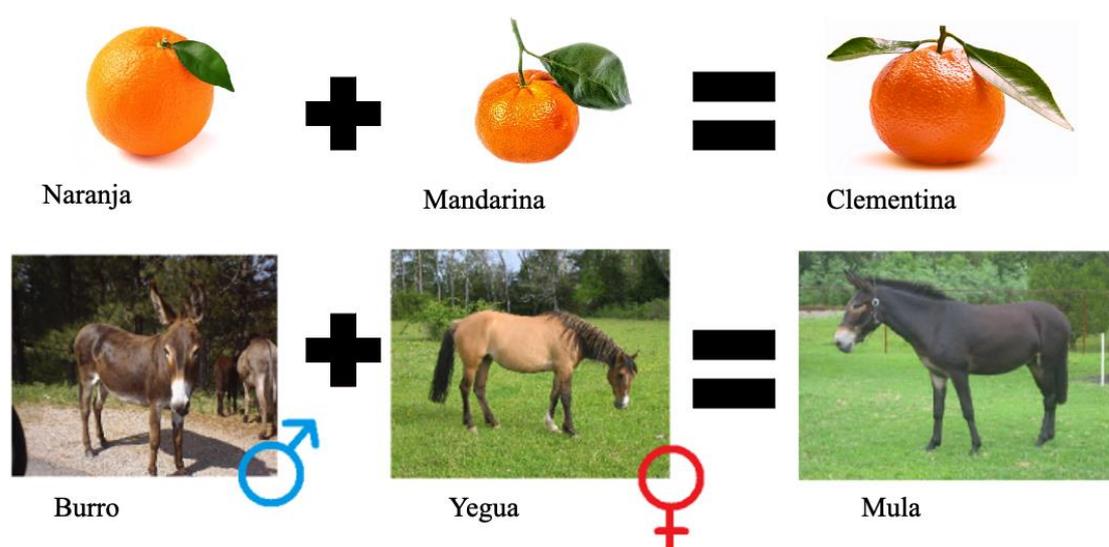


Figura 21.- Ejemplos cotidianos de hibridación. Elaboración propia

5. Propuestas metodológicas para solventar algunos problemas detectados

Es importante insistir en que la hibridación puede explicar la geometría de las moléculas, pero no puede predecirla. Para predecir y determinar la geometría de la molécula se utiliza la TRPECV y posteriormente se usa la TEV con hibridación para justificar dicha geometría.

Otro de los problemas que presenta este término es la visión espacial de la forma y la direccionalidad de los orbitales atómicos e híbridos (Nakiboglu, 2003). A continuación, se recogen dos propuestas para intentar solventar este problema: uso de páginas web y globos como representación de orbitales.

PÁGINAS WEB

Wegwerth et al. (2021) han creado una página web, llamada “*Hybridization Explorer*”, para manipular y experimentar con los conceptos de hibridación (Epiphany, s.f.). Este programa permite explorar tanto la combinación de orbitales atómicos como la representación visual de orbitales atómicos e híbridos y la formación de enlaces (ver [Figura 22](#)).

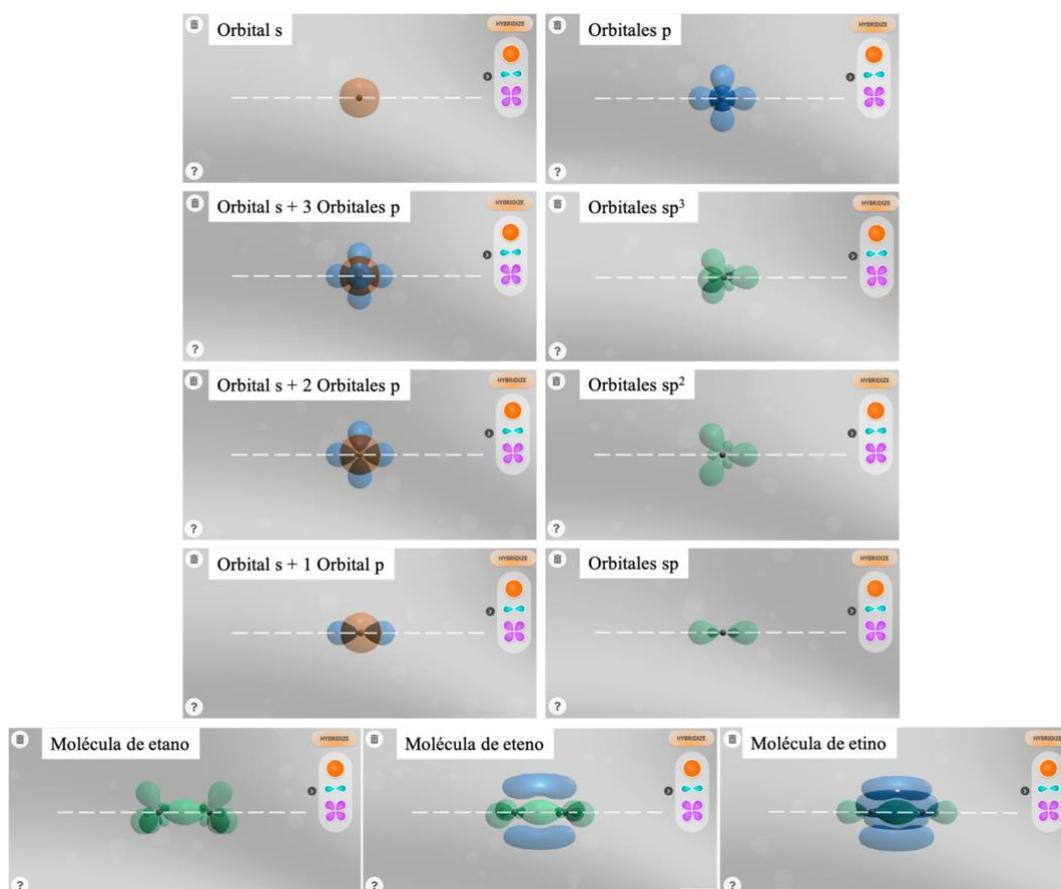


Figura 22.- Ejemplo de representaciones creadas con el programa "Hybridization Explorer"

GLOBOS

En los años 50 se propuso el uso de globos para representar la geometría de las moléculas (Roberts y Traynham, 1976). Marchak, Shvarts-Serebro y Blonder (2021) realizaron un estudio en el que llevaron a cabo un conjunto de actividades prácticas para la enseñanza de la geometría molecular con alumnos de secundaria (uso de plastilina, palillos y bolas, globos, kit de modelos moleculares). Con su estudio demostraron que un enfoque de aprendizaje activo y diverso mejora la memoria del tema aprendido y aumenta las posibilidades de que sea recuperado adecuadamente.

Roberts y Traynham (1976) en su artículo hablan, además de la representación de la geometría molecular, de cómo representar los orbitales híbridos con globos, sin embargo, no incluyen fotos de estos orbitales hibridados. En la [Figura 23](#), se representan orbitales híbridos hechos con globos.

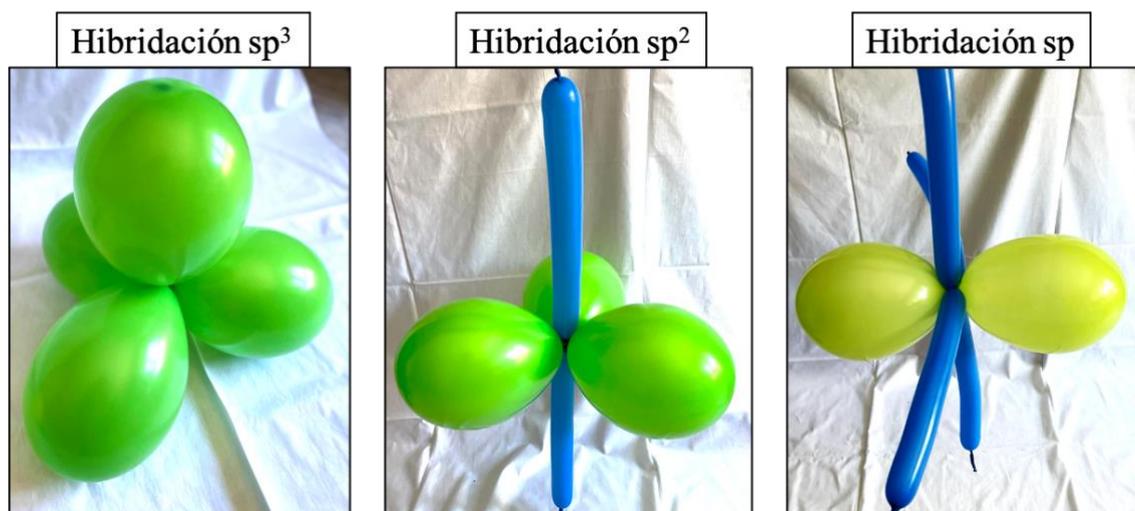


Figura 23.- Representación de la hibridación de orbitales atómicos mediante globos.
Elaboración propia

En los [Anexo VII](#), [Anexo VIII](#) y [Anexo IX](#), se recoge la similitud que puede obtenerse con el uso de globos de los orbitales atómicos e híbridos y en el [Anexo X](#), la representación de los enlaces en ciertos hidrocarburos. De esta manera se pretende que, en cierta medida, visualicen también los orbitales moleculares de enlace.

En vista de que está descrito que el uso de globos para representar la geometría molecular ha dado buenos resultados, con esta propuesta se pretende conseguir resultados similares con la hibridación de orbitales atómicos y solventar las dificultades que presentan los alumnos con este término.

6. Conclusiones

De todo lo expuesto anteriormente, se pueden sacar las siguientes conclusiones:

1. El currículo de Química en 2º Bachillerato es muy extenso y, en concreto, los contenidos relacionados con el enlace químico son demasiado amplios. En este último curso, hay que tener en cuenta no solo la amplitud de los contenidos sino también el tiempo reducido del que disponen los profesores para la explicación de las unidades didácticas. Para poder abordar con éxito las distintas teorías que se introducen en este curso, se necesita más tiempo. En mi opinión, el estudio detallado de conceptos como la Teoría de Orbitales Moleculares o la Teoría de Bandas podrían ser eliminados del currículo. Ambas teorías son bastante complejas ya que para poder comprenderlas habría que explicar a los alumnos cómo se obtienen los orbitales moleculares y para ello habría que mencionar la ecuación de Schrödinger, el cual es un concepto muy abstracto y complicado para estos niveles. Además, para entender la mayoría de las propiedades que se derivan del tipo de enlace químico es suficiente con saber aplicar teorías que, aunque incompletas, son más sencillas.
2. Los diferentes autores y profesores consultados coinciden en que el concepto de enlace químico suele ser de los más difíciles en el estudio de la Química debido a su alto grado de abstracción y a la forma de enseñanza de este concepto.
3. Muchos de los errores conceptuales que presentan los alumnos están relacionados con la forma de presentar el tema en los libros de texto. Un claro ejemplo es la respuesta dada por los alumnos en el cuestionario a la pregunta relacionada con la causa de la formación del enlace químico. La rúbrica presentada en este trabajo puede ser utilizada por los docentes a la hora de escoger un libro de texto para 2º Bachillerato.
4. Gracias a la revisión bibliográfica realizada, he podido conocer y plantearme otras formas de enseñanza del tema de enlace químico que no sea el enfoque pedagógico tradicional en el cual se hace una división marcada entre los diferentes tipos de enlace.

6. Conclusiones

5. A menudo la secuencia didáctica seguida por la mayoría de los profesores y libros de texto para la enseñanza del enlace químico dificulta su aprendizaje ya que no parte de la experiencia diaria de los estudiantes. Para que esto ocurra, sería conveniente comenzar la unidad didáctica explicando las propiedades de diferentes sustancias de la vida diaria e ir relacionando estas con los diferentes tipos de enlace.
6. Independientemente de la secuencia seguida para la explicación de los distintos tipos de enlaces, es fundamental que el alumno capte que todos ellos se fundamentan en interacciones electrostáticas más o menos fuertes que dependen de la configuración electrónica de los elementos que se enlazan y que los límites entre cada tipo son difusos.
7. El estudio de la Química en 2º Bachillerato está enfocado a aprobar el examen de acceso a la universidad y esto conlleva que los alumnos no acaben comprendiendo correctamente los conceptos estudiados y terminen mecanizando los ejercicios.
8. Hay que intentar dejar claro a los alumnos que los modelos o teorías usadas son aproximaciones que intentan explicar la realidad y que estas teorías presentan limitaciones y por este motivo es necesario usar varias para poder obtener una explicación más completa del enlace químico.
9. El enlace covalente es el más complicado de explicar ya que se introducen conceptos nuevos como la resonancia, polaridad del enlace y de la molécula, hibridación de orbitales atómicos, fuerzas intermoleculares, etc. Aunque el tiempo disponible en este curso es bastante limitado, es necesario introducir propuestas metodológicas que apenas consuman tiempo de docencia pero que ayuden a aclarar y asimilar estos conceptos. En ese sentido, en este trabajo se plantean dos propuestas metodológicas. La primera es un esquema conceptual que pretende que el alumno comprenda que una sola teoría muchas veces no es capaz de explicar todos los hechos, poniendo de relieve cuáles son las limitaciones de cada una de ellas y de qué modo se pueden solventar. La segunda propuesta está enfocada a facilitar la visualización y asimilación del concepto de hibridación haciendo uso de las TICs y de representación de orbitales con globos.

7. Bibliografía

- Bergqvist, A. (2017). *Teaching and learning of chemical bonding models : Aspects of textbooks, students' understanding and teachers' professional knowledge* (tesis doctoral). Karlstad University.
- Bergqvist, A., Drechsler, M., De Jong, O. y Rundgren, S. N. C. (2013). Representations of chemical bonding models in school textbooks-help or hindrance for understanding? *Chemistry Education Research and Practice*, 14(4), 589–606.
- 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. Enlace químico y estructura de las sustancias. *Alambique: Didáctica de Las Ciencias Experimentales*, 86, 8–18.
- Calvo, M. A. 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: Revista de Investigación y Experiencias Didácticas*, 23(1), 17-32.
- Chamizo, J. A., García, A. y Garritz, A. (2008). *El enlace químico. Una aproximación constructivista a su enseñanza* (pp. 91–148). México: Prentice Hall.
- Dhindsa, H. S. y Treagust, D. F. (2014). Prospective pedagogy for teaching chemical bonding for smart and sustainable learning. *Chemistry Education Research and Practice*, 15(4), 435–446.
- Epiphany (s.f.). *Hybridization Explorer Demo*. Recuperado el 24 de mayo de 2021 de <https://alchemie-interactives.web.app/>
- García, A., y Garritz, A. (2006). Desarrollo de una unidad didáctica : el estudio del enlace químico en el bachillerato. *Enseñanza de Las Ciencias: Revista de Investigación y Experiencias Didácticas*, 24(1), 111–124.
- González-Felipe, M. E. (2017). *El Enlace Químico en la Educación Secundaria. Estrategias didácticas que permiten superar las dificultades de aprendizaje* (tesis

7. Bibliografía

doctoral). Universidad de Castilla-La Mancha.

González-Felipe, M. E., Aguirre-Pérez, C., Cortes-Simarro, J. M., Fernández, R. y Vázquez, A. M. (2017). Estudio del tratamiento del enlace químico en los libros de texto españoles. *Revista Electrónica de Investigación Educativa*, 19(3), 60–72.

Hurst, M. O. (2002). How we teach molecular structure to freshmen. *Journal of Chemical Education*, 79(6), 763.

Lazo, L. y Zúñiga, N. (2013). Estudio sobre las concepciones alternativas de enlace químico en alumnos de enseñanza media y enseñanza universitaria. *IX Congreso Internacional Sobre Investigación En Didáctica de Las Ciencias*, 1870–1876.

Levy Nahum, T., Mamlok-Naaman, 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 Nahum, T., Mamlok-Naaman, R., Hofstein, A., y Taber, K. S. (2010). Teaching and learning the concept of chemical bonding. *Studies in Science Education*, 46(2), 179–207.

Ley Orgánica 8/2013, de 9 de diciembre de 2013, para la Mejora de la Calidad Educativa (LOMCE), *Boletín Oficial del Estado*. Madrid, 10 de diciembre de 2013, núm. 295, pp. 97858-97921.

Marchak, D., Shvarts-Serebro, I. y Blonder, R. (2021). Crafting Molecular Geometries: Implications of Neuro-Pedagogy for Teaching Chemical Content. *Journal of Chemical Education*, 98(4), 1321–1327.

Matus, L., Benarroch, A. y Nappa, N. (2011). La modelización del enlace químico en libros de texto de distintos niveles educativos. *Revista Electrónica de Enseñanza de Las Ciencias*, 10(1), 178–201.

Matus, L., Benarroch, A. y Perales, F. J. (2008). Las imágenes sobre enlace químico usadas en los libros de texto de educación secundaria. *Enseñanza de Las Ciencias*, 26(2), 153–176.

Moliner, M. (2007). *Diccionario de uso del español*. Madrid: Gredos.

7. Bibliografía

- Nakiboglu, C. (2003). Instructional Misconceptions of Turkish Prospective Chemistry Teachers About Atomic Orbitals and Hybridization. *Chemistry Education Research and Practice*, 4(2), 171–188.
- Olmos, J. J. (2010). *Una propuesta metodológica para la gestión y evaluación del trabajo cooperativo aplicada al aprendizaje del enlace químico en educación secundaria* (tesis doctoral). Universidad Politécnica de Valencia.
- ORDEN EDU/362/2015, de 4 de mayo de 2015, por la que se establece el currículo y se regula la implantación, evaluación y desarrollo de la educación secundaria obligatoria en la Comunidad de Castilla y León. *Boletín Oficial de Castilla y León*. Valladolid, 5 de mayo de 2015, núm. 86, pp. 32051–32480.
- ORDEN EDU/363/2015, de 4 de mayo, por la que se establece el currículo y se regula la implantación, evaluación y desarrollo del bachillerato en la Comunidad de Castilla y León. *Boletín Oficial de Castilla y León*. Valladolid, 5 de mayo de 2015, núm. 86, pp. 32481–32981.
- Osorio, J. A. (2015). *Diseño y elaboración de una unidad didáctica, para la enseñanza del tema de enlace químico mediante la utilización de las TIC's, en los niveles de educación media secundaria* (tesis de maestría). Universidad Nacional de Colombia.
- Roberts, R. M. y Traynham, J. G. (1976). Molecular geometry: As easy as blowing up balloons. *Journal of Chemical Education*, 53(4), 233–234.
- Solbes, J. y Vilches, A. (1991). Análisis de la introducción de la teoría de enlaces y bandas. *Enseñanza de Las Ciencias*, 9(1), 53–58.
- Taber, K. S. (2001). Building the structural concepts of chemistry: some considerations from educational research. *Chemistry Education Research and Practice*, 2(2), 123–158.
- Wegwerth, S. E., Overby, J. S., Douglas, C. J., Winter, J. E., Manchester, G. J. y Engalan, J. (2021). From Abstract to Manipulatable: The Hybridization Explorer, A Digital Interactive for Studying Orbitals. *Journal of Chemical Education*, 98(2), 655–661.

8. Anexos

ANEXO I. Tabla con los contenidos relacionados con el enlace químico en 2º ESO (BOCYL).....	63
ANEXO II. Tabla con los contenidos relacionados con el enlace químico en 4º ESO (BOCYL).....	64
ANEXO III. Tabla con los contenidos relacionados con el enlace químico en 2º Bachillerato (BOCYL)	65
ANEXO IV. Tabla comparativa de contenidos relacionados con el enlace químico en diferentes niveles académicos	67
ANEXO V. Rúbrica utilizada para el análisis de los libros de texto de Química en 2º Bachillerato.....	68
ANEXO VI. Cuestionario de enlace químico en 2º Bachillerato	72
ANEXO VII. Propuesta didáctica para la enseñanza de la hibridación sp^3 del átomo de carbono	74
ANEXO VIII. Propuesta didáctica para la enseñanza de la hibridación sp^2 del átomo de carbono	75
ANEXO IX. Propuesta didáctica para la enseñanza de la hibridación sp del átomo de carbono	76
ANEXO X. Propuesta didáctica para la representación de hidrocarburos.....	77

ANEXO I. Tabla con los contenidos relacionados con el enlace químico en 2º ESO (BOCYL)

CONTENIDOS	CRITERIOS DE EVALUACIÓN	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE EVALUABLES
Bloque 2. La materia		
<p>[...]</p> <p>Uniones entre átomos: enlace iónico, covalente y metálico.</p> <p>[...]</p>	<p>[...]</p> <p>9. Conocer cómo se unen los átomos para formar estructuras más complejas y explicar las propiedades de las agrupaciones resultantes.</p> <p>10. Diferenciar entre átomos y moléculas, y entre sus elementos y compuestos en sustancias de uso frecuente y conocido.</p> <p>[...]</p>	<p>[...]</p> <p>9.1. Conoce y explica el proceso de formación de un ion a partir del átomo correspondiente, utilizando la notación adecuada para su representación.</p> <p>9.2. Explica cómo algunos átomos tienden a agruparse para formar moléculas interpretando este hecho en sustancias de uso frecuente y calcula sus masas moleculares.</p> <p>10.1. Reconoce los átomos y las moléculas que componen sustancias de uso frecuente, clasificándolas en elementos o compuestos, basándose en su expresión química.</p> <p>10.2. Presenta, utilizando las TIC, las propiedades y aplicaciones de algún elemento y/o compuesto químico de especial interés a partir de una búsqueda guiada de información bibliográfica y/o digital.</p> <p>[...]</p>

ANEXO II. Tabla con los contenidos relacionados con el enlace químico en 4º ESO (BOCYL)

CONTENIDOS	CRITERIOS DE EVALUACIÓN	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE EVALUABLES
Bloque 4. La materia		
<p>[...]</p> <p>El enlace químico. Enlaces interatómicos: iónico, covalente y metálico.</p> <p>Fuerzas intermoleculares. Interpretación de las propiedades de las sustancias.</p> <p>[...]</p>	<p>[...]</p> <p>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.</p> <p>5. Justificar las propiedades de una sustancia a partir de la naturaleza de su enlace químico.</p> <p>6. Reconocer la influencia de las fuerzas intermoleculares en el estado de agregación y propiedades de sustancias de interés.</p> <p>[...]</p>	<p>[...]</p> <p>4.1. Utiliza la regla del octeto y diagramas de Lewis para predecir la estructura y fórmula de los compuestos iónicos y covalentes.</p> <p>4.2. Interpreta la diferente información que ofrecen los subíndices de la fórmula de un compuesto según se trate de moléculas o redes cristalinas.</p> <p>5.1. Explica las propiedades de sustancias covalentes, iónicas y metálicas en función de las interacciones entre sus átomos o moléculas.</p> <p>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.</p> <p>5.3. Diseña y realiza ensayos de laboratorio que permitan deducir el tipo de enlace presente en una sustancia desconocida.</p> <p>6.1. Justifica la importancia de las fuerzas intermoleculares en sustancias de interés biológico.</p> <p>6.2. 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.</p> <p>[...]</p>

ANEXO III. Tabla con los contenidos relacionados con el enlace químico en 2º Bachillerato (BOCYL)

CONTENIDOS	CRITERIOS DE EVALUACIÓN	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE EVALUABLES
Bloque 2. Origen y evolución de los componentes del Universo		
<p>[...]</p> <p>Enlace químico.</p> <p>Enlace iónico. Redes iónicas. Energía reticular. Ciclo de Born-Haber.</p> <p>Propiedades de las sustancias con enlace iónico.</p> <p>Enlace covalente. Teoría de Lewis. Teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV). Geometría y polaridad de las moléculas.</p> <p>Teoría del enlace de valencia (TEV), hibridación y resonancia. Teoría del orbital molecular. Tipos de orbitales moleculares.</p> <p>Propiedades de las sustancias con enlace covalente, moleculares y no moleculares.</p>	<p>[...]</p> <p>8. Utilizar el modelo de enlace correspondiente para explicar la formación de moléculas, de cristales y estructuras macroscópicas y deducir sus propiedades.</p> <p>9. Construir ciclos energéticos del tipo Born-Haber para calcular la energía de red, analizando de forma cualitativa la variación de energía de red en diferentes compuestos.</p> <p>10. Describir las características básicas del enlace covalente empleando diagramas de Lewis y utilizar la TEV para su descripción más compleja.</p> <p>11. Emplear la teoría de la hibridación para explicar el enlace covalente y la geometría de distintas moléculas.</p>	<p>[...]</p> <p>8.1. Justifica la estabilidad de las moléculas o cristales formados empleando la regla del octeto o basándose en las interacciones de los electrones de la capa de valencia para la formación de los enlaces.</p> <p>9.1. Aplica el ciclo de Born-Haber para el cálculo de la energía reticular de cristales iónicos.</p> <p>9.2. Compara la fortaleza del enlace en distintos compuestos iónicos aplicando la fórmula de Born-Landé para considerar los factores de los que depende la energía reticular.</p> <p>10.1. Determina la polaridad de una molécula utilizando el modelo o teoría más adecuados para explicar su geometría.</p> <p>10.2. Representa la geometría molecular de distintas sustancias covalentes aplicando la TEV y la TRPECV.</p> <p>11.1. Da sentido a los parámetros moleculares en compuestos covalentes utilizando la teoría de hibridación para compuestos inorgánicos y orgánicos.</p>

CONTENIDOS	CRITERIOS DE EVALUACIÓN	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE EVALUABLES
<p>Enlace metálico. Modelo del gas electrónico y teoría de bandas. Propiedades de los metales. Aplicaciones de superconductores y semiconductores.</p>	<p>12. Conocer las propiedades de los metales empleando las diferentes teorías estudiadas para la formación del enlace metálico.</p> <p>13. Explicar la posible conductividad eléctrica de un metal empleando la teoría de bandas.</p>	<p>12.1. Explica la conductividad eléctrica y térmica mediante el modelo del gas electrónico aplicándolo también a sustancias semiconductoras y superconductoras.</p> <p>13.1. Describe el comportamiento de un elemento como aislante, conductor o semiconductor eléctrico utilizando la teoría de bandas.</p> <p>13.2. Conoce y explica algunas aplicaciones de los semiconductores y superconductores analizando su repercusión en el avance tecnológico de la sociedad.</p>
<p>Naturaleza de las fuerzas intermoleculares. Enlaces de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals. Enlaces presentes en sustancias de interés biológico. [...]</p>	<p>14. Reconocer los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares y explicar cómo afectan a las propiedades de determinados compuestos en casos concretos.</p> <p>15. Diferenciar las fuerzas intramoleculares de las intermoleculares en compuestos iónicos o covalentes. [...]</p>	<p>14.1. Justifica la influencia de las fuerzas intermoleculares para explicar cómo varían las propiedades específicas de diversas sustancias en función de dichas interacciones.</p> <p>15.1. Compara la energía de los enlaces intramoleculares en relación con la energía correspondiente a las fuerzas intermoleculares justificando el comportamiento fisicoquímico de las moléculas. [...]</p>

ANEXO IV. Tabla comparativa de contenidos relacionados con el enlace químico en diferentes niveles académicos

2º ESO	3º ESO	4º ESO	1º BACHILLERATO	2º BACHILLERATO
<p>Bloque 2. La materia Uniones entre átomos: enlace iónico, covalente y metálico</p>	-	<p>Bloque 4. La materia El enlace químico. Enlaces interatómicos: iónico, covalente y metálico. Fuerzas intermoleculares. Interpretación de las propiedades de las sustancias.</p>	-	<p>Bloque 2. Origen y evolución de los componentes del Universo Enlace químico. Enlace iónico. Redes iónicas. Energía reticular. Ciclo de Born-Haber. Propiedades de las sustancias con enlace iónico. Enlace covalente. Teoría de Lewis. Teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV). Geometría y polaridad de las moléculas. Teoría del enlace de valencia (TEV), hibridación y resonancia. Teoría del orbital molecular. Tipos de orbitales moleculares. Propiedades de las sustancias con enlace covalente, moleculares y no moleculares. Enlace metálico. Modelo del gas electrónico y teoría de bandas. Propiedades de los metales. Aplicaciones de superconductores y semiconductores. Naturaleza de las fuerzas intermoleculares. Enlaces de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals. Enlaces presentes en sustancias de interés biológico.</p>

ANEXO V. Rúbrica utilizada para el análisis de los libros de texto de Química en 2º Bachillerato

CATEGORÍA	ITEMS	CÓDIGO DEL LIBRO				
		L1	L2	L3	L4	L5
SECUENCIACIÓN DE LOS CONTENIDOS	1. Dedicar un tema al estudio del enlace químico	X	-	X	X	X
	2. Dedicar más de un tema al estudio del enlace químico	-	X	-	-	-
	3. El enlace químico se incluye dentro de otro tema	-	-	-	-	-
	4. Explica las propiedades de las sustancias y a continuación los diferentes enlaces que presentan	-	-	-	-	-
	5. Explica las propiedades a continuación de explicar cada tipo de enlace	X	X	X	X	X
	6. Explica los tipos de enlace y por último presenta las propiedades de las sustancias con cada tipo de enlace	-	-	-	-	-
	7. Inicia el estudio de los tipos de enlace con el enlace iónico	X	X	X	X	X
	8. Inicia el estudio de los tipos de enlace con el enlace covalente	-	-	-	-	-
	9. Inicia el estudio de los tipos de enlace con el enlace metálico	-	-	-	-	-
CAUSA DE LA FORMACIÓN DE ENLACE	1. Los átomos se enlazan para adquirir configuraciones estables	X	-	-	X	-
	2. Los átomos se enlazan para adquirir un estado de mínima energía	X	X	X	X	X
	3. Relaciona la estabilidad de las sustancias con la configuración de gas noble	X	-	-	X	-
	4. Relaciona la estabilidad de las sustancias con la formación del enlace	X	X	-	X	X
	5. Relaciona la estabilidad de las sustancias con un estado de mínima energía	X	X	-	X	X
	6. Relaciona distancia de enlace con un estado de mínima energía	X	X	X	X	X
	7. Explica que es la distancia de enlace y la energía de enlace	X	X	X	X	X

8. Anexos

CATEGORÍA	ITEMS	CÓDIGO DEL LIBRO				
		L1	L2	L3	L4	L5
TERMINOLOGÍA UTILIZADA	1. Utiliza distintas terminologías para referirse a un mismo concepto	X	X	X	X	X
	2. Define enlace como unión entre átomos sin especificar su naturaleza	-	X	-	X	-
	3. Define enlace como unión entre átomos por fuerzas electrostáticas	-	-	-	-	-
	4. Define enlace como fuerzas que mantienen unidas a los átomos, iones o moléculas	X	-	-	-	X
	5. Define enlace iónico como la unión entre iones	X	-	X	X	X
	6. Define enlace covalente como la unión entre átomos	X	X	X	X	X
	7. Define enlace metálico como la unión entre átomos	X	X	-	-	X
	8. Introduce el concepto de molécula dipolo, pero no define momento dipolar	X	-	-	-	-
	9. Define dipolo eléctrico o momento dipolar	-	X	X	X	X
	10. Define enlace iónico puro como un caso límite de enlace covalente polar	X	-	-	-	-
	11. Define enlace metálico puro como un caso extremo del enlace covalente	-	X	-	-	-
	12. Mezcla las palabras “átomo” y “catión” (o “ion metálico” o “ion positivo”) en el enlace metálico	X	X	X	-	X
CLASIFICACIÓN DE LAS SUSTANCIAS	1. Clasifica las sustancias covalentes en moléculas y cristales covalentes	X	X	-	X	X
	2. Clasifica los cristales en iónicos, covalentes moleculares, atómicos covalentes y metálicos	X	X	-	X	X
	3. Clasifica los enlaces en tres tipos: iónico, covalente y metálico	-	X	-	-	X
	4. Clasifica los enlaces en dos tipos: intermoleculares (enlace iónico, covalente y metálico) e intramoleculares	X	-	-	X	-
	5. Clasifica los enlaces en iónico, covalente, metálico y fuerzas intermoleculares	-	-	X	-	-

8. Anexos

CATEGORÍA	ITEMS	CÓDIGO DEL LIBRO				
		L1	L2	L3	L4	L5
MODELOS DE ENLACE	1. Indica que los modelos de enlace son aproximaciones de la realidad y no descripciones reales y correctas	-	-	-	-	-
	2. Señala el hecho de que se pueden usar diferentes modelos para explicar los enlaces químicos	X	-	X	-	-
	3. Señala las limitaciones de cada modelo	-	-	-	-	-
	4. Explica los enlaces en términos de diferencias de electronegatividades entre los elementos	X	X	X	X	X
	5. Explica el enlace iónico mediante transferencia de electrones	X	X	X	X	X
	6. Explica el enlace iónico mediante fuerzas electrostáticas	X	X	X	X	X
	7. Explica el enlace covalente por compartición de electrones	X	X	X	X	X
	8. Explica el enlace covalente mediante fuerzas electrostáticas	-	X	X	-	-
	9. Ejemplo principal usado para el estudio del enlace iónico: cloruro de sodio	X	X	X	X	X
	10. Ejemplo principal usado para el estudio del enlace iónico distinto al NaCl	-	-	-	-	-
	11. Explica el ciclo de Born-Haber	X	X	X	X	X
	12. Utiliza el diagrama de Lewis para el enlace covalente	X	X	X	X	X
	13. Utiliza el diagrama de Lewis para el enlace covalente y el iónico	-	X	X	-	-
	14. Utiliza la Teoría de Repulsión Pares de Electrones de la Capa de Valencia (TRPECV) para el estudio del enlace covalente	X	X	X	X	X
	15. Utiliza la Teoría de Electrones de Valencia (TEV) para el estudio del enlace covalente	X	X	X	X	X
	16. Utiliza la Teoría de Hibridación en el estudio del enlace covalente	X	X	X	X	X
	17. Utiliza la Teoría de Orbitales Moleculares (TOM) para el estudio del enlace covalente	-	X	X	-	-

8. Anexos

CATEGORÍA	ITEMS	CÓDIGO DEL LIBRO				
		L1	L2	L3	L4	L5
	18. Explica el enlace metálico como atracción entre electrones de valencia y los iones positivos	-	X	-	-	-
	19. Explica el enlace metálico como pérdida de electrones para adquirir configuración de gas noble	-	X	-	X	-
	20. Explica el enlace metálico mediante el modelo de gas de electrones (modelo clásico)	X	X	X	X	X
	21. Explica el enlace metálico mediante la Teoría de Bandas (modelo cuántico)	X	X	X	X	X
ESTUDIO DE LAS FUERZAS INTERMOLECULARES	1. No define las fuerzas intermoleculares	-	-	X	-	-
	2. Define fuerzas intermoleculares como fuerzas-uniión entre moléculas	X	-	-	X	X
	3. Define las fuerzas intermoleculares como enlace en los que participan moléculas	X	X	-	-	-
	4. Considera a las fuerzas intermoleculares como un tipo de enlace	-	-	X	-	-
	5. Clasifica las fuerzas intermoleculares de Van der Waals en dipolo permanente-dipolo permanente, enlace dipolo permanente-dipolo inducido, enlace dipolo instantáneo-dipolo inducido	-	X	X	X	X
	6. Clasifica las fuerzas intermoleculares en fuerzas de Van der Waals y enlaces de hidrógeno	X	X	X	X	X
	7. Introduce el término fuerzas de dispersión o de London para uniones entre moléculas apolares	X	-	-	-	X
	8. Da a entender que la intensidad de las fuerzas de dispersión depende del número de electrones de las moléculas	-	X	X	-	-
	9. Da a entender que la intensidad de las fuerzas de dispersión depende de la masa de las moléculas	X	X	X	X	X

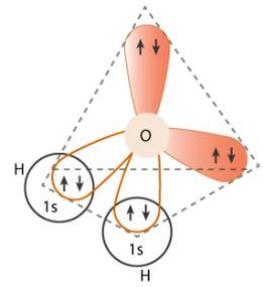
ANEXO VI. Cuestionario de enlace químico en 2º Bachillerato

1. Los tipos de enlace químico que pueden darse entre dos átomos pueden ser:
 - Iónico y covalente
 - Iónico, covalente y metálico**
 - Iónico, covalente, metálico y fuerzas de Van der Waals
 - Iónico, covalente, metálico, fuerzas de Van der Waals y enlaces de hidrógeno
2. Para que se pueda formar un enlace es necesario que:
 - Tenga lugar una disminución de la energía del sistema**
 - Se produzca una transferencia de electrones entre los átomos que van a enlazarse
 - Se produzca una hibridación de orbitales
 - Se produzca un solapamiento de orbitales
3. ¿Qué geometría tiene la molécula de agua (H₂O)?
 - Angular**
 - Piramidal
 - Tetraédrica
 - Lineal
4. ¿Qué teoría usarías para predecir la geometría en la molécula de agua?
 - Teoría de Lewis
 - Teoría de Repulsión de los Pares de Electrones en la Capa de Valencia**
 - Teoría del Enlace de Valencia con hibridación de orbitales atómicos
 - Teoría de Orbitales Moleculares
5. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta sobre la molécula de agua?
 - El modelo de hibridación de orbitales atómicos permite explicar el ángulo de la molécula**
 - Las estructuras de Lewis permiten explicar la polaridad de la molécula

8. Anexos

6. ¿Qué hibridación presenta el oxígeno en la molécula del agua?

- sp
- sp²
- sp³**



7. Los enlaces intermoleculares nos permiten explicar:

- Las propiedades físicas**
- Las propiedades químicas

8. ¿Qué dificultades has encontrado al estudiar el tema de enlace químico?

- Los conceptos son difíciles de entender
- Me cuesta diferenciar los tipos de enlaces estudiados
- Tengo dificultades para realizar ejercicios sobre este tema
- Aparecen muchos conceptos nuevos con respecto a cursos anteriores
- Otros

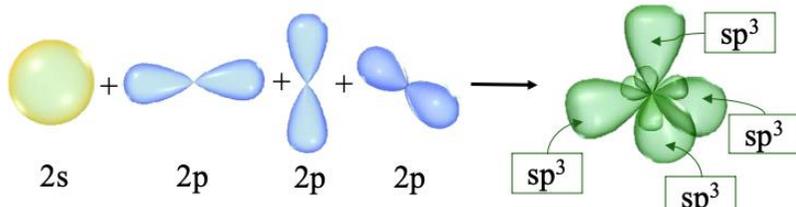
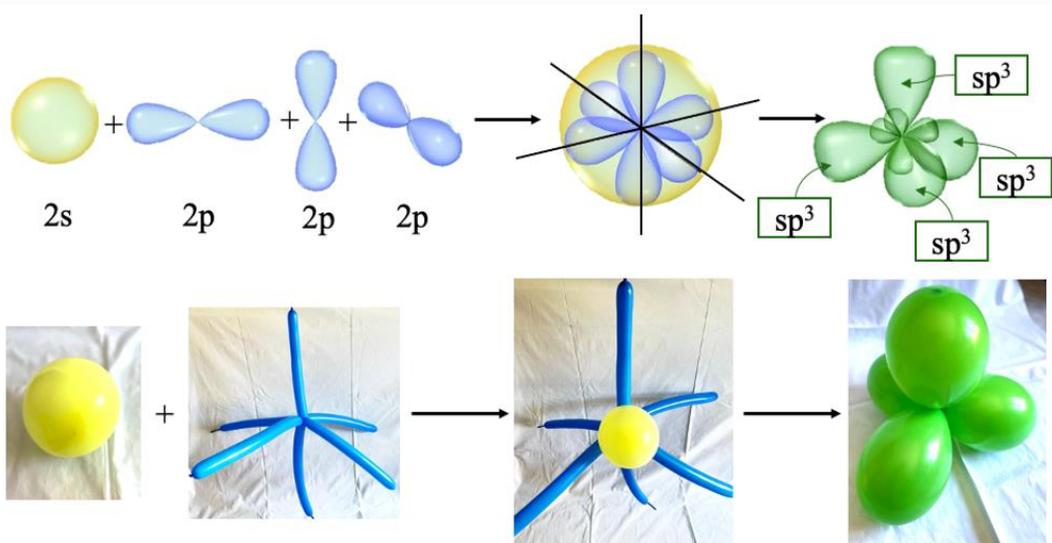
9. ¿Qué enlace te resulta más difícil de entender?

- Enlace iónico
- Enlace covalente
- Enlace metálico
- Fuerzas de Van der Waals
- Enlace de hidrógeno

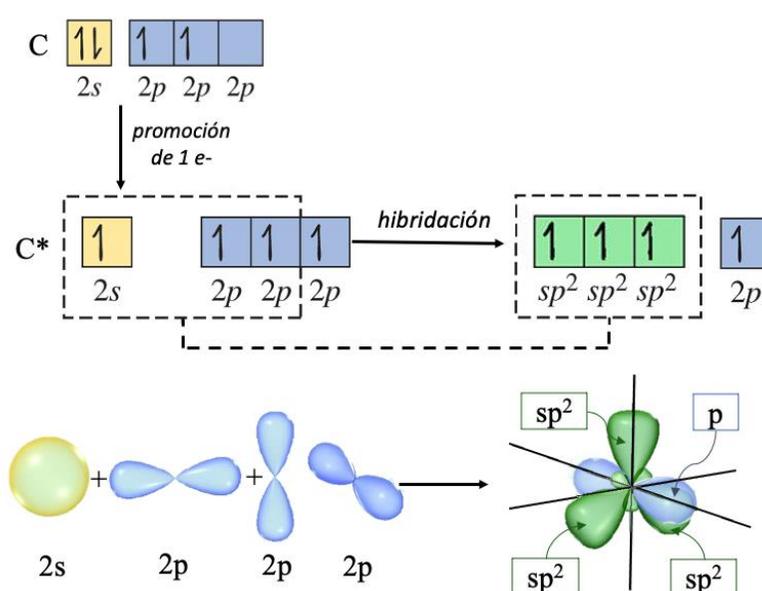
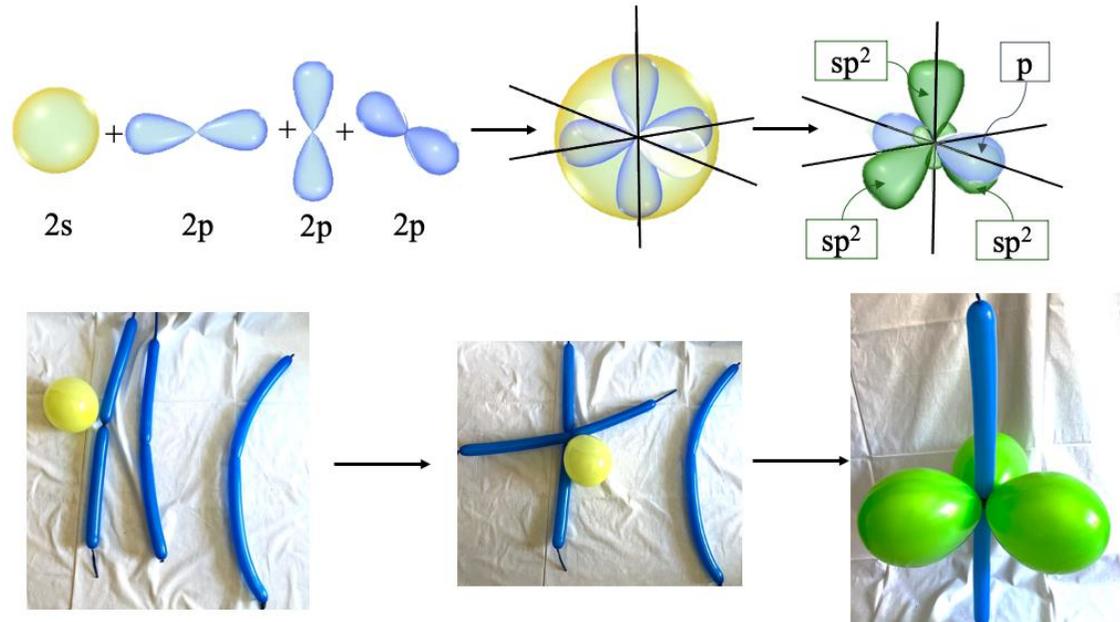
10. En relación con el enlace covalente, ¿cuáles son las mayores dificultades que has encontrado al estudiarlo?

- a. Geometría molecular
- b. Polaridad
- c. Resonancia
- d. Hibridación de orbitales atómicos
- e. Diferentes teorías usadas para explicarlo
- f. Teoría de Orbitales Moleculares
- g. Propiedades de sustancias
- h. Otros

ANEXO VII. Propuesta didáctica para la enseñanza de la hibridación sp^3 del átomo de carbono

Hibridación del átomo de carbono – sp^3	Representación con globos de la hibridación sp^3
<p>C $\begin{array}{ c c c c } \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow & \\ \hline 2s & 2p & 2p & 2p \\ \hline \end{array}$</p> <p style="text-align: center;">↓ promoción de 1 e⁻</p> <p>C* $\begin{array}{ c c c c } \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline 2s & 2p & 2p & 2p \\ \hline \end{array} \xrightarrow{\text{hibridación}} \begin{array}{ c c c c } \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline sp^3 & sp^3 & sp^3 & sp^3 \\ \hline \end{array}$</p> 	

ANEXO VIII. Propuesta didáctica para la enseñanza de la hibridación sp^2 del átomo de carbono

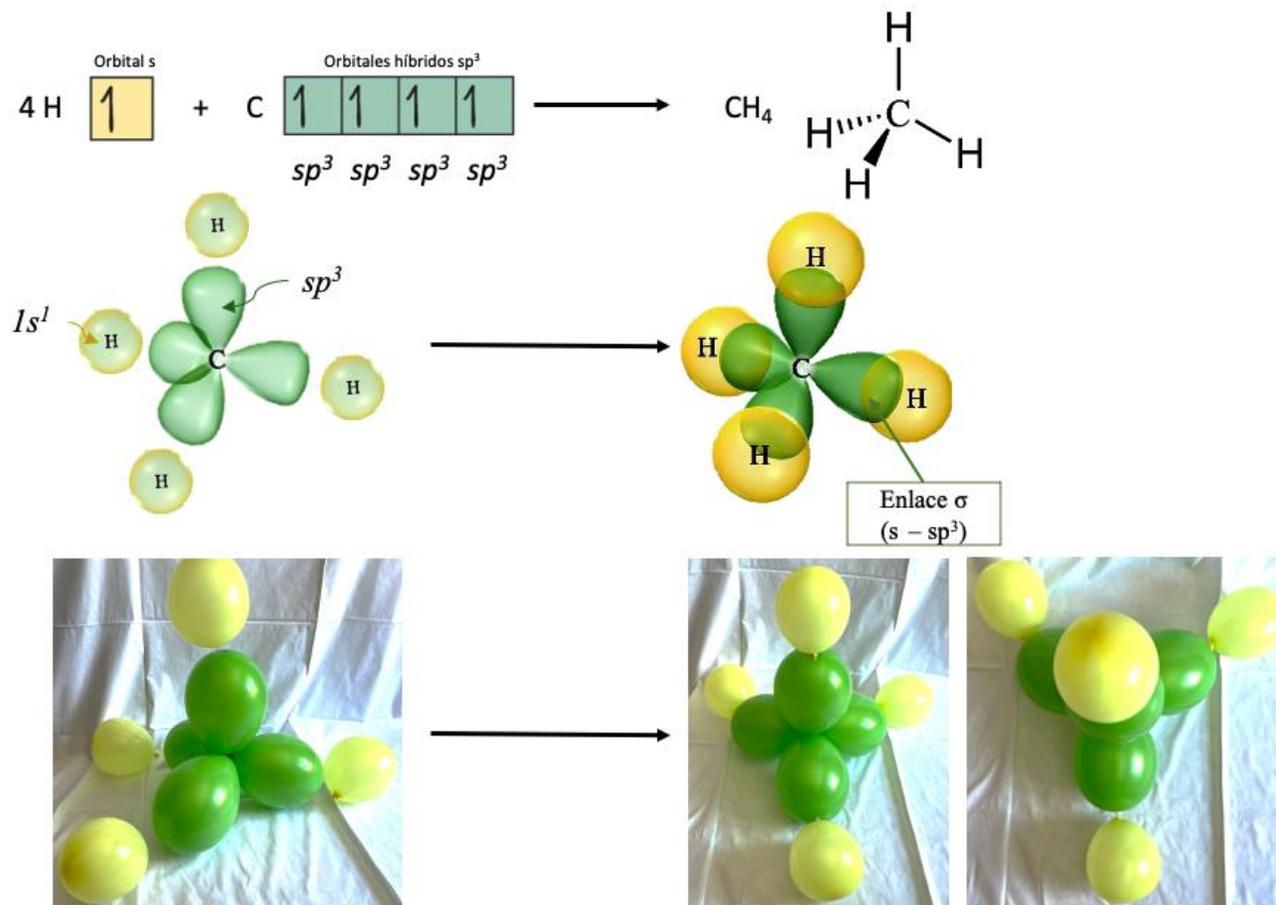
Hibridación del átomo de carbono – sp^2	Representación con globos de la hibridación sp^2
<p>Diagrama de orbitales atómicos para el carbono (C):</p> <p>Orbitales $2s$: $\uparrow\downarrow$</p> <p>Orbitales $2p$: \uparrow, \uparrow, \uparrow</p> <p>Proceso: promoción de $1 e^-$ desde $2s$ a $2p$.</p> <p>Orbitales $2s^*$: \uparrow</p> <p>Orbitales $2p$: \uparrow, \uparrow, \uparrow</p> <p>Proceso: hibridación.</p> <p>Orbitales sp^2: \uparrow, \uparrow, \uparrow</p> <p>Orbitales $2p$: \uparrow</p> <p>Diagrama de orbitales híbridos sp^2 y p resultantes.</p> 	<p>Representación con globos de la hibridación sp^2:</p> <p>Se muestran los orbitales $2s$ (globo amarillo) y $2p$ (globos azules) que se combinan para formar los orbitales híbridos sp^2 (globos verdes) y el orbital p (globo azul).</p> 

ANEXO IX. Propuesta didáctica para la enseñanza de la hibridación sp del átomo de carbono

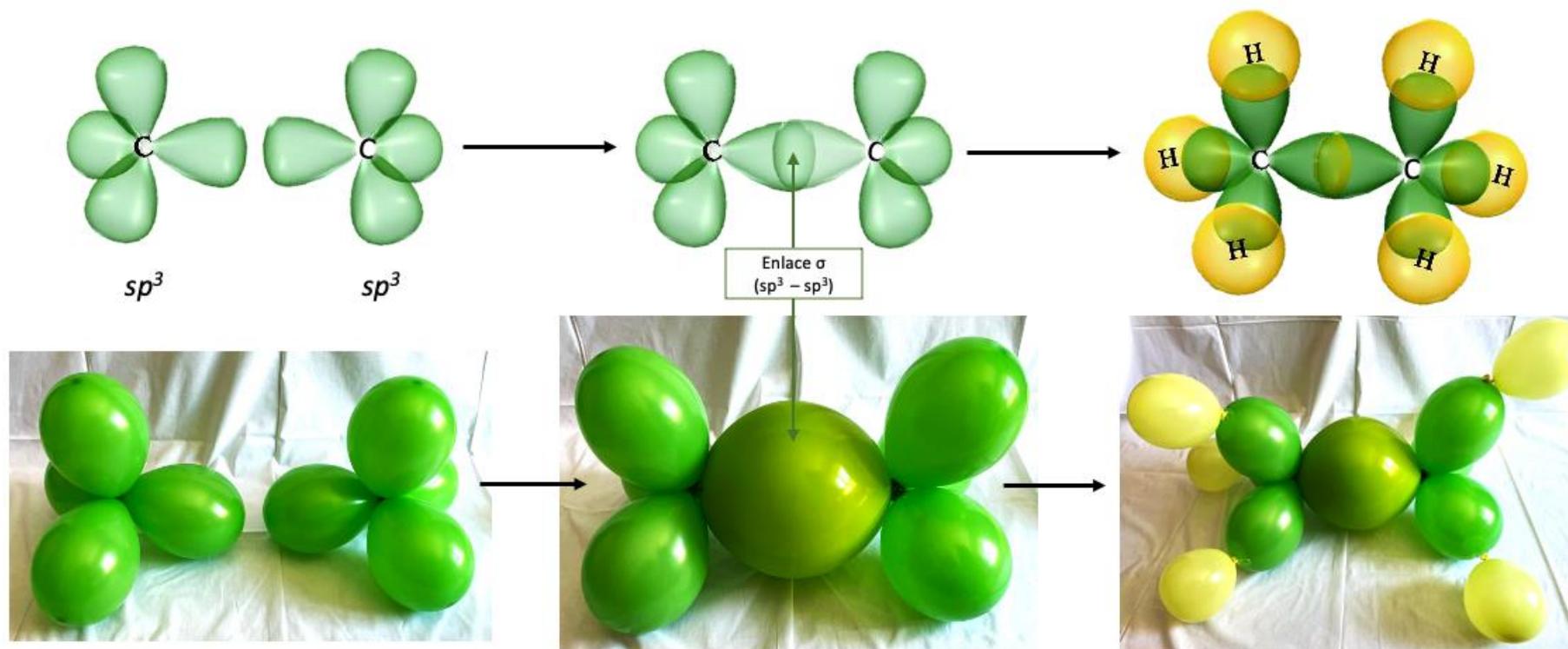
Hibridación del átomo de carbono – sp	Representación con globos de la hibridación sp
<p>Diagrama de orbitales atómicos para el carbono (C):</p> <p>Configuración base: $2s^2 2p^2$ (dos orbitales 2s con pares de electrones, dos orbitales 2p con un electrón cada una).</p> <p>Proceso: <i>promoción de 1 e-</i> (un electrón se mueve de un orbital 2s a un orbital 2p vacío).</p> <p>Configuración intermedia: $2s^1 2p^3$ (un orbital 2s con un electrón, tres orbitales 2p con un electrón cada una).</p> <p>Proceso: <i>hibridación</i> (se combinan los orbitales 2s y 2p para formar orbitales sp).</p> <p>Configuración final: $sp^2 2p$ (dos orbitales sp con un electrón cada uno, un orbital 2p con un electrón).</p> <p>Diagrama de orbitales híbridos: Muestra un orbital 2s (esfera amarilla) y tres orbitales 2p (lobos azules). Se combinan para formar dos orbitales sp (lobos verdes) y un orbital p (lobos azules).</p>	<p>Representación con globos:</p> <p>Se muestra un globo amarillo (2s) y tres globos azules (2p) que se combinan para formar dos globos verdes (sp) y un globo azul (p).</p> <p>Se ilustra la formación de la estructura de orbitales híbridos sp² con un globo central amarillo y tres globos azules que se extienden en un plano a 120° entre sí.</p>

ANEXO X. Propuesta didáctica para la representación de hidrocarburos

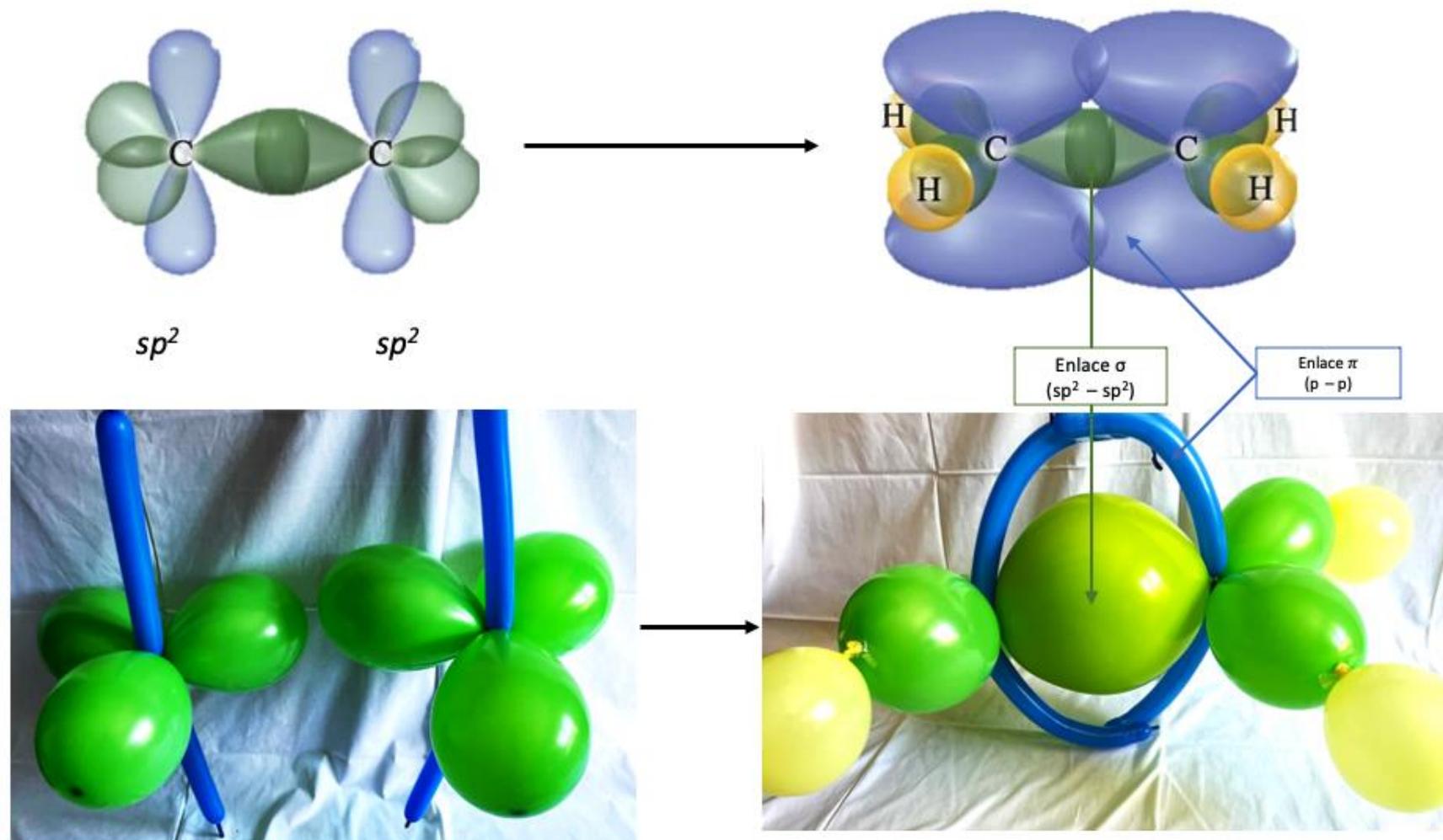
Molécula de metano



Molécula de etano



Molécula de eteno



Molécula de etino

