



Universidad de Jaén

Centro de Estudios de Postgrado

Trabajo Fin de Máster

**UNIDAD DIDÁCTICA
“REACCIONES QUÍMICAS:
FUNDAMENTOS”**

Alumno/a: Fernández Poyatos, María del Pilar

Tutor/a: Prof. D.^a Marta Romero Ariza

Dpto: Didáctica de las Ciencias Experimentales

Octubre, 2021

La Real Academia Española establece que “En los sustantivos que designan seres animados, el masculino gramatical no solo se emplea para referirse a los individuos de sexo masculino, sino también para designar la clase, esto es, a todos los individuos de la especie, sin distinción de sexos”, por lo que el género masculino será utilizado como plural, sin connotaciones sexistas, durante el desarrollo de este trabajo.

ÍNDICE

RESUMEN	6
1. INTRODUCCIÓN.....	8
2. FUNDAMENTACIÓN TEÓRICA	9
2.1. Fundamentación epistemológica	9
2.1.1. Los inicios de la química.....	9
2.1.2. La Antigua Grecia	10
2.1.3. La alquimia greco-egipcia.....	11
2.1.4. La alquimia árabe	12
2.1.5. La alquimia europea.....	13
2.1.6. El final de la alquimia	13
2.1.7. La química moderna.....	15
2.2. Principales contenidos disciplinares de la unidad didáctica	24
2.2.1. Reacciones químicas: representación y ajuste	25
2.2.2. Leyes fundamentales	26
2.2.3. Cinética química: teorías fundamentales	27
2.2.4. Velocidad de las reacciones químicas.....	29
2.2.5. Ecuaciones termoquímicas	31
2.2.6. Cálculos estequiométricos	33
2.3. Fundamentación didáctica.....	35
2.3.1. Actividades diseñadas para la explicitación de ideas previas.....	35
2.3.2. Aprendizaje cooperativo	37
2.3.3. Aprendizaje basado en la indagación	40
2.3.4. Uso de herramientas TIC.....	40
3. PROYECCIÓN DIDÁCTICA	42
3.1. Justificación	42
3.2. Legislación educativa de referencia	42
3.3. Contextualización.....	43

3.3.1. El centro escolar	43
3.3.2. El aula	45
3.3.3. El alumnado.....	46
3.4. Objetivos.....	47
3.4.1. Objetivos generales de etapa	47
3.4.2. Objetivos generales de la materia	49
3.4.3. Objetivos específicos de la unidad didáctica	50
3.5. Competencias clave.....	50
3.6. Los contenidos de la unidad didáctica	53
3.7. Metodología	53
3.8. Temporalización y descripción de las sesiones	54
3.9. Evaluación.....	69
3.9.1. Criterios de evaluación.....	70
3.9.2. Estándares de aprendizaje	71
3.9.3. Instrumentos de evaluación.....	72
3.10. Transversalidad	79
3.11. Atención a la diversidad	79
3.12. Innovación	80
4. CONCLUSIONES	81
5. BIBLIOGRAFÍA	83
6. ANEXOS	86

RESUMEN

Desde la antigüedad, el ser humano siempre ha estado interesado en dar una explicación a los cambios, tanto físicos como químicos, sucedidos a su alrededor, lo que ha llevado a la humanidad al hallazgo de conocimientos y teorías que han ido variando a lo largo de los tiempos.

En este Trabajo Fin de Máster se desarrolla la unidad didáctica “*Reacciones químicas: fundamentos*” para la materia de Física y Química de 4º curso de Educación Secundaria Obligatoria, correspondiente al bloque 3 titulado “*Los cambios*”. El Trabajo presenta una fundamentación epistemológica que recoge los hechos históricos y las personalidades más importantes de la química, junto a una fundamentación teórica y didáctica en la que se justifica esta propuesta. Además, en la proyección didáctica se incluyen y describen los distintos elementos curriculares apoyados en las correspondientes legislaciones educativas, así como el desarrollo de las 10 sesiones de las que consta la unidad didáctica. En ella se plantean actividades basadas en una metodología variada, incluyendo la detección de ideas previas, el aprendizaje cooperativo, el aprendizaje basado en la indagación y el uso de herramientas TIC. Con el empleo de esta metodología se pretende fomentar el interés de los estudiantes en la ciencia, en concreto en química, promoviendo el pensamiento crítico y haciéndolos responsables de su propio aprendizaje.

Palabras clave: reacciones químicas, unidad didáctica, aprendizaje cooperativo, aprendizaje basado en la indagación, TIC.

ABSTRACT

Since ancient times, the human being has always been interested in giving an explanation to the changes, both physical and chemical, happening around them, which has led humanity to discover knowledge and theories that have varied throughout the times.

In this Master Final Project, the didactic unit “Chemical reactions: fundamentals” is developed for the subject of Physics and Chemistry of the 4th Secondary grade, corresponding to block 3 entitled “Changes”. The Project presents an epistemological foundation that collects the historical facts and the most important personalities in chemistry, together with a theoretical and didactic foundation on which this proposal is based. In addition, in the didactic projection the requirements of the educational laws and the development of the 10 sessions of the didactic unit are detailed. It presents activities based on a varied methodology, including the detection of previous ideas, cooperative learning, inquiry-based learning and the use of TIC tools. The use of this methodology is intended to foster students’ interest in science, specifically in

chemistry, promoting critical thinking and making them responsible for their own learning.

Keywords: chemical reactions, didactic unit, cooperative learning, inquiry-based learning, TIC.

1. INTRODUCCIÓN

La unidad didáctica que se describe en este Trabajo Fin de Máster, titulada *“Reacciones químicas: fundamentos”*, va dirigida al alumnado de cuarto curso de Educación Secundaria Obligatoria, en la asignatura de Física y Química. En el transcurso de esta unidad, se desarrollan contenidos y conceptos fundamentales que giran en torno a las reacciones químicas, como son el mecanismo y la energía de una reacción, la cantidad de sustancia, la ley de conservación de la masa, los cálculos estequiométricos, la teoría cinético-molecular, la teoría de las colisiones y la cinética de las reacciones químicas.

La presente memoria está dividida en dos bloques bien distinguidos. El primer bloque muestra el trayecto a través de la historia de la evolución de la química, desde sus orígenes hasta nuestros días, destacando a los científicos más ilustres, además de la fundamentación teórica con las teorías y los conceptos sobre los que versa esta unidad didáctica.

Este bloque, a su vez, recoge la fundamentación didáctica con diversas metodologías para la enseñanza, incluyendo la detección de las ideas previas en el alumnado, el aprendizaje cooperativo, el aprendizaje basado en la indagación y el empleo de tecnologías de la información y la comunicación (TIC). Con el empleo de metodologías vanguardistas e innovadoras se consigue que el desarrollo de la enseñanza y el aprendizaje sea significativo. Estos métodos consiguen alfabetizar científicamente al alumnado, dotándoles de una comprensión más correcta de la naturaleza de la ciencia. Además, provocan que el alumnado tome una posición más activa frente al aprendizaje de las ciencias, fomentando su motivación y mejorando su aprendizaje.

La proyección didáctica de la unidad en cuestión se detalla en un segundo bloque. Engloba aspectos importantes como la legislación educativa utilizada para realizar la unidad didáctica y la contextualización del centro escolar. También se plantean los objetivos curriculares, las competencias clave, los contenidos específicos de la unidad, la metodología empleada, la temporalización, la descripción de las sesiones, la evaluación, los elementos transversales, la atención a la diversidad y un apartado de innovación.

Los objetivos del presente Trabajo Fin de Máster son:

- Desarrollar una unidad didáctica realista y coherente con el fundamento epistemológico argumentado y con el currículo educativo.

- Motivar al alumnado en el aprendizaje de la asignatura de Física y Química mediante actividades didácticas innovadoras y formas de trabajo que doten de sentido y utilidad al aprendizaje.
- Desarrollar una formación científica que promueva el pensamiento crítico entre el alumnado, fomentando su interés y participación en la ciencia, haciéndolos partícipes de su propio aprendizaje.
- Acercar la ciencia al alumnado, en particular la Química.
- Realizar una reflexión personal acerca de la contribución de este Máster, y en particular del presente Trabajo, para mi formación como futura profesora.
- Demostrar con ello la adquisición de las competencias profesionales docentes para las que habilita este Máster.

2. FUNDAMENTACIÓN TEÓRICA

2.1. FUNDAMENTACIÓN EPISTEMOLÓGICA

El ser humano, desde la antigüedad, se ha mostrado muy curioso e interesado por los cambios que percibe a su alrededor. El intento por dar explicación a estos cambios, ha llevado a la humanidad al descubrimiento de conocimientos, teorías y utilidades que han ido variando a lo largo de los tiempos. Estos hallazgos se pueden contextualizar y entender atendiendo a la sociedad, la cultura y a los recursos disponibles en cada momento histórico.

Para poder comprender con éxito el proceso de cómo se alcanzaron los conocimientos actuales a partir de la transformación de las teorías primitivas, es importante conocer la historia de la química. Por ello, a continuación, se hace un análisis de los principales eventos ocurridos durante el desarrollo histórico de la química y de los personajes más destacados de cada época.

2.1.1. Los inicios de la química

Desde la prehistoria, todas las civilizaciones han compartido de una forma u otra la curiosidad y el estudio de la materia y de los fenómenos observados. El interés generado en la humanidad por los cambios químicos y físicos producidos en su entorno, ha incitado que el ser humano haya sabido aprovechar los beneficios que otorgan los descubrimientos.

Un momento trascendente en la historia del hombre ha sido el descubrimiento del fuego, considerado uno de los grandes hitos. El fuego se empleó para calentar, cocinar alimentos, iluminar, como defensa contra animales y utensilio para la caza. Con el manejo del fuego, el hombre aprendió a trabajar con los metales, dando comienzo a las consiguientes etapas, conocidas como Edad de los Metales (6000 a.C.-1000 a.C.): Edad de Cobre, Edad de Bronce y Edad del Hierro (Asimov, 2003).

2.1.2. La Antigua Grecia

El interés por la materia, su estructura, composición y los cambios que se producían en ella, comenzó a originarse hacia el año 600 a.C. por los filósofos griegos.

Surge entonces una teoría dominante en donde toda la materia estaba compuesta por un mismo elemento, a partir del cual se formarían el resto de sustancias. **Tales de Mileto** (640-546 a.C.) pensaba que el agua era el único elemento del cual surgían las demás sustancias (Mulet y Hing, 2008). Este concepto de elemento nada tiene que ver con el concepto que tenemos hoy en día. Por otra parte, **Anaxímenes de Mileto** (585-528 a.C.), discípulo de Tales, defendía que el elemento principal era el aire, mientras que **Heráclito de Éfeso** (540-480 a.C.) abogaba que era el fuego. **Empédocles de Agrigento** (490-430 a.C.) fue quien reconoció los tres elementos anteriores y aportó un cuarto elemento, la tierra (Vizguín, 1991).

Más tarde, **Aristóteles** (384-322 a.C.) aceptó la teoría de los cuatro elementos. Consideró que estos elementos eran el resultado de la combinación de dos parejas de propiedades: frío y calor, humedad y sequedad (Esteban, 2006). Las diferentes combinaciones daban lugar a cada uno de los elementos: calor y sequedad originan fuego; sequedad y frío producen tierra; frío y humedad dan agua; humedad y calor generan aire. En la Figura 1 se puede observar la representación de esta teoría:

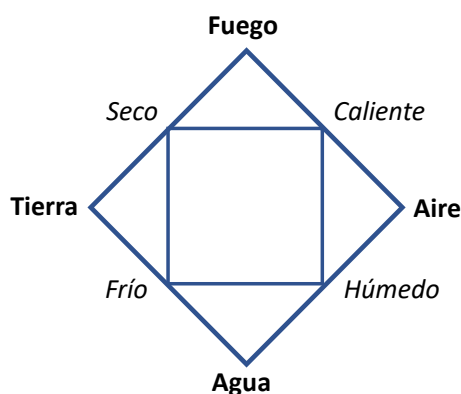


Figura 1. Los cuatro elementos resultantes de la combinación de dos propiedades.
Fuente: elaboración propia.

Posteriormente, Aristóteles agregó un quinto elemento denominado quintaesencia o éter. Según su definición era el compuesto del cielo, perfecto, incorruptible y eterno (Arenzana, 2008).

Otro de los temas tratados por la filosofía griega fue acerca de la divisibilidad de la materia. Hacia el año 450 a.C., el filósofo griego **Leucipo de Mileto** manifestaba que, al dividir la materia en fragmentos pequeños, finalmente se conseguía alcanzar una partícula indivisible. **Demócrito de Abdera** (460-370 a.C.), discípulo de Leucipo, llamó a esta partícula “átomo”, tomando el nombre de “atomismo” la teoría que defiende este pensamiento. Demócrito fue más allá y agregó que cada elemento tenía átomos con diferentes formas y tamaños, cuyas diferencias otorgaba las distintas características a cada elemento. Además, dedujo que el conjunto de diferentes átomos formaba una sustancia real, pudiéndose transformar en otra sustancia si se alteraba la composición de los átomos. Se atrevió a argumentar que el origen del mundo se encontraba en los átomos y no en la mediación de los dioses (Ravaschino, 2011).

Aunque inicialmente la teoría atomista no fue bien recibida, más tarde **Epicuro de Samos** (342-270 a.C.) la incorporó en sus ideas filosóficas y **Tito Lucrecio Caro** (95-55 a.C.) redactó sobre esta teoría el poema *De Rerum Natura*, por el cual sabemos la teoría atomista hoy en día (Asimov, 2003).

2.1.3. La alquimia greco-egipcia

El origen de la palabra “química” nos remonta al Antiguo Egipto. Desde el pueblo egipcio, donde confluían las culturas griega y egipcia, resuenan dos teorías acerca del origen de la palabra *khemeia*, precedente del término actual de “química”. Una de ellas, incide que *khemeia* deriva de la palabra de origen griego *khumos*, cuyo significado es “arte de extraer jugos” o “arte de la metalurgia”. Mientas que, por otro lado, la segunda teoría indica que proviene del egipcio, donde *khemeia* significa “arte egipcio”, ya que Kham era el nombre que le daban a su país (Asimov, 2003).

El alquimista **Bolos de Mendes** (s. III – s. II a.C.) fue el impulsor de la *khemeia* greco-egipcia. Sus trabajos se basaron en la obtención de los cuatro objetos de la química de ese momento: piedras preciosas, púrpura, plata y oro.

La *khemeia* se relacionaba con la religión, por lo que, con el paso del tiempo, fue considerada por muchos como un arte secreto y peligroso, rodeado de simbolismos misteriosos y oscuros. La única forma de desarrollar este arte fue desde la clandestinidad. Además, tras el auge de la religión cristiana y la supremacía romana, el emperador Diocleciano (244-311) ordenó acabar con todos los escritos de *khemeia* porque la consideraba una amenaza contra su imperio. Pensaba que, si los alquimistas conseguían producir oro con éxito, la economía romana podría entrar en declive. Hacia

el año 400, el museo de Alejandría, construido por el general Ptolomeo y su hijo tras la desaparición de Alejandro Magno en el 323 a.C., fue prácticamente destruido. En este punto, la ciencia entró en clara decadencia (Asimov, 2003; Esteban, 2006).

2.1.4. La alquimia árabe

A partir del siglo VII, la alquimia árabe apareció en escena. El término *khemeia* derivó en *al-kimiya*, resultado de la contracción del artículo de procedencia árabe *al* con la palabra *khemeia*.

Yabir ibn Hayyan (721-815), conocido comúnmente como Geber, fue un científico musulmán dedicado a la alquimia, considerado uno de los personajes más influyentes en esta materia. Entre sus escritos destacan los tratados acerca de la transmutación de los metales en oro. Geber planteó una teoría diferente a la teoría de los cuatro elementos de Aristóteles. En ella, todo hacía referencia a dos principios opuestos, el azufre y el mercurio, en la cual, los metales estarían compuestos por azufre (combustible) y mercurio (volátil). Además, Yabir, generó el vocablo árabe *al-iksir*, también denominado “elixir/piedra filosofal” en el mundo europeo, para la sustancia con el poder de transmutar los metales en oro, con la capacidad de devolver la buena salud a las personas o, incluso, de alargar sus vidas. Según Geber, para poder obtener oro, solo habría que encontrar esa sustancia para conseguir la transmutación con la cantidad exacta de azufre y mercurio (Íñigo, 2010).

Geber realizó importantes aportaciones a la química. Sus obras recogen técnicas que eran empleadas por alquimistas posteriores. Entre lo más destacable se encuentra la síntesis de diferentes compuestos como el carbonato de plomo, el cloruro de amonio, el ácido nítrico diluido y el ácido acético a partir de vinagre (Asimov, 2003).

Otro personaje distinguido de la alquimia árabe, fue un persa llamado **Al-Razi** (865-925). Este alquimista agregó la sal (no volátil, no inflamable) como el tercer componente de la materia a la teoría anteriormente propuesta por Geber. Al-Razi logró obtener ácido sulfúrico y cloruro de amonio. Además, en sus escritos se recoge la descripción del antimonio metálico y la realización del enyesado de roturas de huesos, dando origen a la medicina de la alquimia (Íñigo, 2010).

Ibn Sina (980-1037), o también conocido como Avicena por su nombre latinizado, fue el médico más distinguido de la época. Avicena defendía que no pensaba que fuera posible convertir los metales en oro (Íñigo, 2010).

2.1.5. La alquimia europea

La alquimia en Europa empezó a extenderse a partir del siglo XI, en donde la soberanía científica se trasladó al occidente europeo. La palabra *al-kimiya* derivó en Europa a “alquimia” y a “alquimistas” a quienes desarrollaban sus labores. En plena Edad Media, las finalidades principales que perseguían los alquimistas eran transformar los metales en oro y alcanzar la inmortalidad. En el trayecto hacia la búsqueda de esos dos propósitos inconquistables, los alquimistas encontraron una gran diversidad de compuestos y elementos, así como el perfeccionamiento de técnicas y utensilios de laboratorio.

Alberto Magno (1206-1280) es considerado el primer alquimista notable del continente europeo. Descubridor del elemento arsénico, lo describe en profundidad en sus trabajos. Además, se le reconoce pionero en la obtención del agua regia mediante la mezcla de los ácidos clorhídrico y nítrico.

Roger Bacon (1214-1292), alquimista y filósofo inglés, coevo de Alberto Magno, defendió la experimentación en ciencia oponiéndose a la deducción a partir de preceptos generales sin una justificación experimental. Entre sus logros, destaca su trabajo de descripción de la pólvora negra.

Bajo el pseudónimo de Geber o **falso Geber** (alrededor del año 1300) fue conocido el alquimista más importante del medievo. Sus aportaciones describieron el ácido sulfúrico y el ácido nítrico concentrado (Asimov, 2003; Íñigo, 2010).

2.1.6. El final de la alquimia

En el siglo XVI, con la llegada de la Revolución Científica a la alquimia, la ciencia se centró en el estudio de temas más útiles y prácticos, y dejó de enfocarse en el estudio de la transmutación de los metales, poniendo fin a la alquimia. En esta época destacaron algunos personajes importantes que contribuyeron en gran medida en la ciencia.

Georgius Agricola, más conocido simplemente como Agricola (1494-1555), fue un alquimista alemán dedicado al estudio de la mineralogía. Su obra más importante fue *De Re Metallica* («Sobre la Metalurgia») donde detalla minuciosamente el conocimiento sobre los minerales y la metalurgia que se tenía hasta el momento. En el tratado define la metodología, maquinaria e instrumentos imprescindibles para llevar a cabo la extracción de los minerales. Además, ofrece una definición precisa de los minerales extraídos. Con esta obra maestra la mineralogía se erigió como ciencia (Asimov, 2003; Íñigo, 2010). En la Figura 2 se puede observar la portada del citado libro.

Teofrasto Paracelso (1493-1541) fue un alquimista, astrólogo y médico suizo. Paracelso no estaba de acuerdo con que la finalidad de la alquimia fuese la transmutación de los metales en oro. Estaba convencido que el objetivo de la alquimia era la cura de las enfermedades mediante la obtención de medicamentos. A esta corriente ideológica se le designó Iatroquímica. Paracelso aceptó la creencia griega de los cuatro elementos (aire, agua, tierra y fuego) y la creencia árabe de los tres elementos (azufre, sal y mercurio). Uno de los logros más destacados de Paracelso fue la elaboración de remedios con compuestos inorgánicos y no con plantas curativas. Además, consiguió obtener el zinc en estado puro (Asimov, 2003; Íñigo, 2010).



Figura 2. Portada del libro *De Re Metallica*, escrito por Agricola. Fuente: Asimov, 2003.

Andreas Libavius (1550-1616) fue un alquimista y médico alemán. Aunque fue uno de los críticos más feroces de Paracelso y sus excesos, coincidía con el pensamiento de que la finalidad de la alquimia era ayudar a la medicina. Describió la preparación de muchas mezclas, entre ellas del agua regia (ácido nítrico y ácido clorhídrico en proporción 1:3). Es autor de *Alquimia*, la primera obra de química de nombre conocido escrita sin misticismo (Pellón, 2014). En la Figura 3 se muestra la portada de este escrito.

Otro alquimista importante de esta época fue **Johann Thölde** (1565-1614), quién en 1646 escribió la obra *El carro triunfal del antimonio*, donde recogía las aplicaciones medicinales de este elemento y derivados.

Johann Rudolf Glauber (1604-1668) fue un alquimista y farmacólogo alemán descubridor del sulfato sólido, también llamado sal de Glauber o sal maravillosa por las propiedades laxantes que presentaba.



Figura 3. Portada de la obra *Alquimia*, escrita por Libavius. Fuente: Tomé, 2017.

Francisco Sylvius (1614-1672) fue otro médico y científico alemán afín a la corriente de la iatroquímica. Consideraba que una enfermedad estaba causada por un desequilibrio químico en el cuerpo humano entre lo básico y lo ácido. Es reconocido por descubrir una cura para los problemas renales basada en alcohol de cereal.

Por último, destacar en esta época a **Hennig Brand** (1630-1710), farmacéutico, comerciante y alquimista alemán. Se le atribuye el descubrimiento del fósforo en el año 1669 (Asimov, 2003).

2.1.7. La química moderna

Llegados hasta aquí, en pleno siglo XVII, la alquimia dio paso a la química que conocemos hasta nuestros días, dejando atrás anticuados conceptos erróneos. Numerosos científicos destacan en este periodo, consagrándose como los fundadores de la química moderna, poniendo fin a la alquimia e iniciando el estudio de las reacciones químicas desde una perspectiva experimental. De los trabajos de dos autores, Asimov y Esteban, procede la mayor parte de la información recogida en este punto (Asimov, 2003; Esteban, 2002).

Francis Bacon (1561-1626) fue un célebre filósofo inglés, que impulsó y orientó la ciencia y la filosofía a una perspectiva inductiva, con el empleo de experiencias y observaciones, hasta llegar a un principio común general.

Galileo Galilei (1546-1642) fue un destacado científico italiano, estudioso del comportamiento de los cuerpos mientras caían aplicando la observación y las matemáticas.

René Descartes (1596-1650) fue un físico, matemático y filósofo de nacionalidad francesa con un concepto distinto del experimentalismo. Defendía que la ciencia debía realizarse mediante la deducción y la intuición. En 1637, Descartes publicó la obra *El Discurso del Método: para dirigir bien la razón y buscar la verdad en las ciencias* donde explica un método novedoso del pensamiento. La Figura 4 recoge la portada de esta obra.

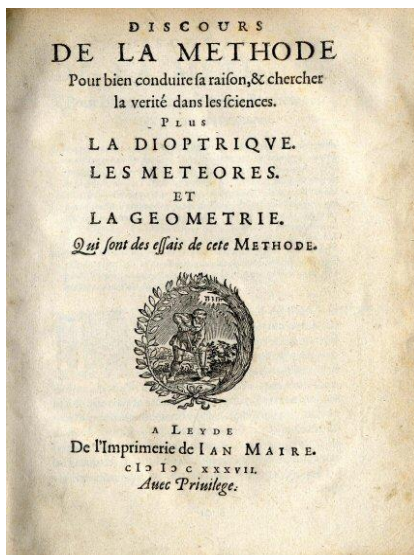


Figura 4. Portada de la obra *El Discurso del Método: para dirigir bien la razón y buscar la verdad en las ciencias*, escrita por Descartes. Fuente: imagen libre de derechos de autor.

Jean Baptista van Helmont (1580-1644) fue un químico y médico belga dedicado al estudio de los gases. Dio nombre al gas silvestre, ahora conocido como dióxido de carbono. A partir de esta época, el aire fue un tema de estudio importante para los científicos.

Evangelista Torricelli (1608-1647) fue un físico italiano, alumno de Galileo Galilei. Sus proezas en la ciencia fueron la determinación de la presión atmosférica a nivel del mar y la invención del barómetro.

Blaise Pascal (1623-1662) fue un científico francés que demostró que la presión atmosférica a 1500 metros de altitud era menor que la existente a nivel del mar. Pascal puso de manifiesto que, al igual que los líquidos y los sólidos, los gases estaban constituidos de materia.

Isaac Newton (1643-1727) fue un científico inglés, autor de la obra *Philosophiæ Naturalis Principia Mathematica*. En este libro vienen recogidas las tres leyes de Newton del movimiento y la teoría de la gravitación. Su portada se muestra en la Figura 5.

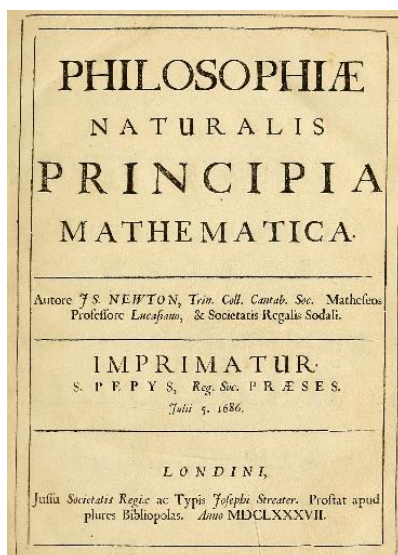


Figura 5. Portada del libro *Philosophiæ Naturalis Principia Mathematica*, escrito por Newton.

Fuente: imagen libre de derechos de autor.

Robert Boyle (1627-1691) fue un químico y físico irlandés creador de un gran número de experimentos en los que participaba el aire, aunque es conocido esencialmente por la enunciación de la ley que lleva su nombre. En esta ley, Boyle relacionó el volumen con la presión, formulando una expresión matemática que indicaba la relación inversa entre ambas variables. Por su parte, **Edme Mariotte** (1620-1684) especificó que, para que se cumpliese la ley de Boyle, la temperatura debía permanecer constante, por lo que a esta ley también se la conoce como ley de Boyle-Mariotte.

Boyle es autor de la obra *El químico escéptico* (Figura 6), en la cual defiende que el desarrollo científico debía basarse en la evidencia experimental. Además, critica la teoría de los cuatro elementos de Aristóteles y la teoría de Paracelso de los tres elementos fundamentales. Para Boyle, todos los cuerpos estaban formados por corpúsculos. Esta idea originó la aparición del término “elemento” que definió como un cuerpo el cual ya no podía descomponerse ni dividirse en otro más sencillo. **Robert Hooke** (1635-1701), mano derecha de Boyle, contribuyó al éxito de la teoría corpuscular desarrollando el microscopio compuesto.

En el campo de la química de bases y ácidos, Boyle realizó aportaciones valiosas. Desarrolló un indicador, jarabe de violetas, que se tornaba de color verde con las disoluciones básicas y rojo con las ácidas, estableciendo una clasificación de los ácidos dependiendo de la tonalidad roja que presentaban al añadirles el indicador.

Los trabajos de Boyle fueron mejorados por un alumno suyo, **John Mayow** (1641-1679). Este continuó en el estudio del aire y destacó la gran importancia que presentaba en el proceso de la combustión.

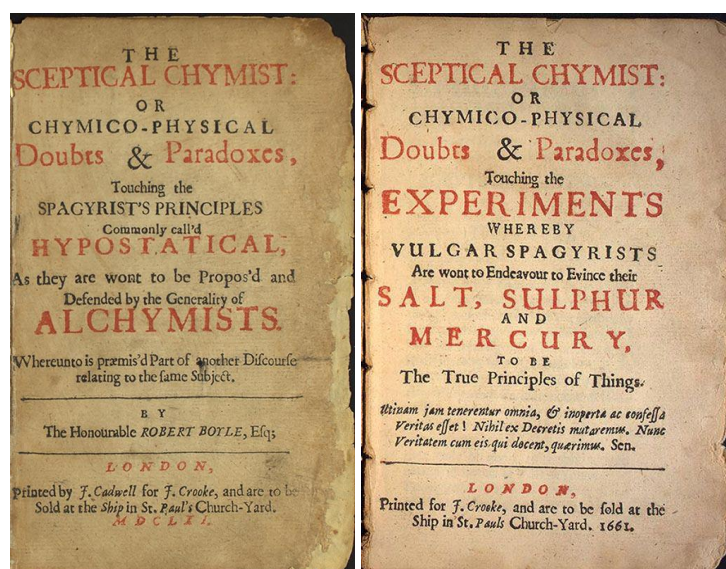


Figura 6. Imágenes procedentes del manuscrito *El químico escéptico*, escrito por Boyle. Fuente: imágenes libres de derechos de autor.

El estudio de los gases era un asunto de gran significación, emergiendo de esta manera la Química Neumática. En este periodo se descubrieron nuevos elementos y gases. **Johan Joachim Becher** (1635-1682) introdujo la teoría del flogisto, pero fue **Georg Ernst Stahl** (1659-1734) su principal divulgador. El flogisto era considerado algo indestructible que se perdía en el proceso de la combustión de una sustancia y otorgaba las diferentes propiedades a los metales. Stahl aseguraba que todos los cuerpos que eran combustibles tenían flogisto, el cual se liberaría en la combustión. En este caso, los metales se transformarían en su óxido correspondiente. Aunque también podía darse la adquisición de flogisto. Por primera vez, gracias a la teoría del flogisto, se relacionaba la reducción y la oxidación por una manifestación de transferencia (Lecaille, 1994).

Siguiendo con el estudio de los gases, **Stephen Hales** (1667-1761) observó que las plantas captaban aire, al que llamó aire fijo. Estudió los gases procedentes de la putrefacción y fermentación, además de la combustión de minerales, consiguiendo describir algunas características de los gases.

David Macbride (1726-1778), gracias a los estudios realizados por **Joseph Black** (1728-1799), llegó a la conclusión que el gas silvestre descrito por Helmont y el aire fijo visto por Hales eran el mismo gas.

En 1766, **Henry Cavendish** (1731-1810) caracterizó el gas hidrógeno. Además, afirmó que se obtenía agua tras la combustión del hidrógeno dentro del aire desflogisticado. Pero fue **Joseph Priestley** (1733-1804) quien descubrió que este aire desflogisticado se trataba del gas oxígeno. También realizó el descubrimiento de otros gases como el amoníaco, el óxido nítrico y el óxido nitroso, entre otros.

En esta época, surgieron algunos científicos españoles importantes, descubridores de elementos químicos. Los hermanos **Juan José** (1754-1796) y **Fausto de Elhuyar** (1755-1833) descubrieron el elemento wolframio. Por otra parte, **Antonio de Ulloa** (1716-1795) fue un científico y militar al que se le atribuye el descubrimiento del platino. Un tercer logro español vino de la mano de **Andrés Manuel del Río** (1765-1849), quién descubrió el vanadio adherido a un mineral de plomo al cual denominó eritronio. Pero fue en 1869, cuando **Henry Enfield Roscoe** (1833-1915) obtuvo el vanadio metálico.

Un químico francés muy influyente, considerado el fundador de la química moderna, fue **Antoine Laurent Lavoisier** (1743-1794). Uno de sus grandes logros fue en 1789 con la publicación de la ley de conservación de la masa. Lavoisier daba gran importancia a las mediciones precisas, lo que le llevó a plantear una teoría distinta a la del flogisto. Tras muchas experiencias llevadas a cabo se dio cuenta que, en las reacciones químicas, la cantidad de materia es la misma al comienzo y al final de la reacción, por lo que la masa total permanecía constante. Este hecho llevó a Lavoisier a enunciar su famosa ley (Pellón, 2011).

Por otro lado, Lavoisier observó que el aire no era una sustancia simple ya que solo una quinta parte del aire conseguía combinarse con el metal. El científico Priestley ya había descubierto este hecho con anterioridad e informó de sus hallazgos a Lavoisier, llamando a esta fracción de aire “oxígeno”. El resto de aire fue llamado “nitrógeno”, el cual no presentaba características para llevar a cabo la combustión (Pellón, 2011).

Lavoisier fue autor del texto *Tratado Elemental de Química* (Figura 7) en el que relató sus teorías, un sistema de nomenclatura novedoso y la utilización de sufijos y prefijos para señalar la relación entre elementos. El libro se considera la primera obra moderna de química, en el cual se detallan instrumentos y aparatos de laboratorio del periodo.

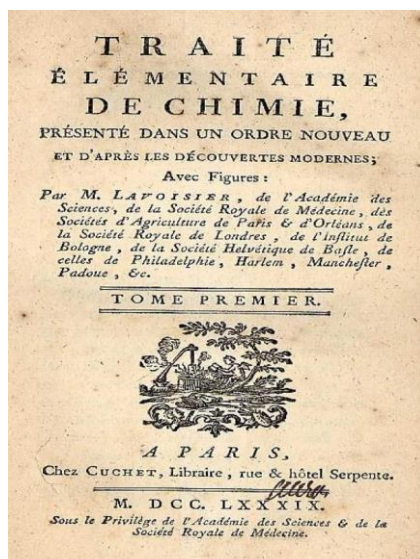


Figura 7. Portada del libro *Tratado Elemental de Química*, escrito por Lavoisier. Fuente: imagen libre de derechos de autor.

Además, el trabajo contenía listas de las sustancias descubiertas hasta el momento, llegando a especificar hasta treinta y tres sustancias simples (Castro, 2008). En la Figura 8 se muestra la lista de las sustancias simples:

1792 DES SUBSTANCES SIMPLES.
TABLEAU DES SUBSTANCES SIMPLES.

	Noms nouveaux.	Noms anciens correspondans.
	Lumière.....	Lumière. Chaleur. Principe de la chaleur.
	Calorique.....	Fluide igné. Feu. Matière du feu & de la chaleur.
Substances simples qui appartiennent aux trois règnes & qu'on peut regarder comme les élémens des corps.	Oxygène.....	Air déphlogistiqué. Air empirique. Air vital. Base de l'air vital.
	Azote.....	Gaz phlogistiqué. Mofète. Base de la mofète.
	Hydrogène.....	Gaz inflammable. Base du gaz inflammable.
	Soufre.....	Soufre.
	Phosphore.....	Phosphore.
	Carbone.....	Charbon pur.
Substances simples non métalliques oxydables & acidifiables.	Radical muriatique.	Inconnu.
	Radical fluorique.	Inconnu.
	Radical boracique.	Inconnu.
	Antimoine.....	Antimoine.
	Argent.....	Argent.
	Arsenic.....	Arsenic.
	Bismuth.....	Bismuth.
	Cobalt.....	Cobalt.
	Cuivre.....	Cuivre.
	Etain.....	Etain.
Substances simples métalliques oxydables & acidifiables.	Fer.....	Fer.
	Manganèse.....	Manganèse.
	Mercur.....	Mercur.
	Molybdène.....	Molybdène.
	Nickel.....	Nickel.
	Or.....	Or.
	Platine.....	Platine.
	Plomb.....	Plomb.
	Tungstène.....	Tungstène.
	Zinc.....	Zinc.
	Chaux.....	Terre calcaire, chaux.
	Magnésie.....	Magnésie, base du sel d'Epsom.
Substances simples solubles terreuses.	Baryte.....	Barote, terre pesante.
	Alumine.....	Argile & terre de l'alun, base de l'alun.
	Silice.....	Terre siliceuse, terre vitrifiable.

Figura 8. Lista de los elementos conocidos hasta finales del siglo XVIII. Fuente: Pellón, 2014.

En 1792, Jeremías Benjamín Richter (1762-1807) introdujo por primera vez el término “estequiometría”, palabra procedente del griego que significa “hacer medidas o cálculos de cantidades de elementos para la formación de compuestos”. Richter fue

un químico alemán que enfocó sus estudios principalmente en las reacciones de neutralización. En 1792 anunció la ley de las proporciones recíprocas en donde argumentaba que los elementos se combinan en una proporción a sus pesos equivalentes y van a estar multiplicados por números pequeños y enteros. Pocos años antes de su fallecimiento, publicó una lista con los pesos equivalentes de 30 bases y 18 ácidos (Furió y Padilla, 2003).

El químico, matemático, naturalista y meteorólogo inglés **John Dalton** (1766-1844) destacó por formular la teoría atómica, o también llamado modelo atómico de Dalton. Dalton afirmaba que los átomos ni se creaban ni se destruían. Los átomos de un elemento van a tener el mismo tamaño y la misma masa, mientras que los átomos de elementos diferentes tendrán masas diferentes. Además, predijo que la suma de todos los átomos que forman una molécula sería igual a la masa de dicha molécula (Muñoz y Bertomeu, 2003). En el libro *Nuevo sistema de filosofía química* se recogen los trabajos más importantes de Dalton, como la primera lista de símbolos y pesos atómicos propuesta por Dalton (ver Figura 9).

ELEMENTS	
Hydrogen. 1	Strontian 46
Azote 5	Barytes 68
Carbon 5	Iron 50
Oxygen 7	Zinc 56
Phosphorus 9	Copper 56
Sulphur 13	Lead 90
Magnesia 20	Silver 190
Lime 24	Gold 190
Soda 28	Platina 190
Potash 42	Mercury 167

Figura 9. Ilustración de los símbolos atómicos y masas atómicas relativas de los elementos químicos utilizada por Dalton. Fuente: Pellón, 2014.

Dalton también fue famoso por enunciar la ley de las proporciones múltiples, en donde decía que cuando dos elementos se combinaban para crear compuestos diferentes, sus cantidades lo hacen en una relación de números sencillos y enteros. Este hecho hacía pensar que la constitución de los compuestos iba a diferenciarse en átomos completos, por lo que Dalton elaboró la primera tabla que recogía los pesos atómicos relativos utilizando la masa de un átomo de hidrógeno como unidad.

Dalton realizó la definición de presión de vapor de agua. Sus estudios en este campo le llevaron a asegurar que el aire está formado por una mezcla de 79% de

nitrógeno y 21% de oxígeno. Tras varios trabajos, en 1801 publicó la ley de las presiones parciales donde afirmaba que la presión que ejerce cada gas en una mezcla de gases no iba a depender de los demás gases, siendo la presión total la suma de las presiones parciales de cada gas.

El químico y farmacéutico francés **Joseph Louis Proust** (1754-1826) es considerado uno de los padres fundadores de la química moderna junto con Lavoisier. Proust pasó a la historia por formular la ley de las proporciones definidas. Tras varios experimentos, estableció que cuando se combinan dos o más elementos para formar un compuesto, siempre lo van a hacer en una proporción en masa constante. **Claude Louis Berthollet** (1748-1822) fue un científico coetáneo de Proust y un fuerte detractor de este, pues defendía que los cuerpos no podían tener una composición fija de elementos, ya que la composición variaba dependiendo del procedimiento con el cual habían sido elaborados (Furió y Padilla, 2003). En 1811, el conflicto ideológico se resolvía. La teoría de Proust fue aceptada por gran parte de la comunidad científica, entre ellos **Jöns Jacob Berzelius** (1779-1848), importante químico sueco promotor del moderno sistema de notación química.

Louis Joseph Gay-Lussac (1778-1850) fue un físico y químico francés conocido por formular la ley de los volúmenes de combinación. En ella estableció que los volúmenes de los gases que participan en una reacción, medidos a igual presión y temperatura, es constante y lo hacen en una relación de números enteros sencillos.

En 1811, el físico y químico italiano **Amadeo Avogadro** (1776-1856), basándose en la ley propuesta por Gay-Lussac, propuso la hipótesis que lleva su nombre. Según Avogadro, volúmenes iguales de distintos gases, medidos en las mismas condiciones de temperatura y presión, van a contener el mismo número de moléculas. Por lo que la relación entre las densidades de los gases va a ser la misma que entre las masas de las partículas. En sus trabajos, Avogadro observó que las sustancias gaseosas simples iban a estar compuestas por moléculas formadas por dos átomos iguales, lo que hoy en día llamamos moléculas diatómicas. Pero sus aportaciones no fueron aceptadas por la comunidad científica hasta llegado el año 1860, cuando se llevó a cabo el primer congreso internacional de química realizado en la ciudad alemana de Karlsruhe. Gracias a los trabajos realizados por **Stanislao Cannizzaro** (1826-1910) se resolvieron las dudas surgidas durante la hipótesis de Avogadro. La confusión planteada entre las masas atómicas y moleculares se disipó con la llegada de un nuevo sistema de formulación y pesos atómicos, el cual fue adoptado por casi toda la comunidad química. En 1908, **Jean Baptiste Perrin** (1870-1942) obtuvo el número exacto de moléculas recogidas en un mol de gas en condiciones normales y lo denominó *número de Avogadro* (Asimov, 2003; Muñoz y Bertomeu, 2003).

Tras el Congreso de Karlsruhe, se habían determinado las masas atómicas de más de 60 elementos químicos distintos. Los científicos apreciaron que algunos elementos poseían propiedades químicas parecidas por lo que atribuyeron un nombre a cada grupo de elementos similares (Izquierdo Sañudo et al., 2003).

Algunos años después de la realización del congreso, en 1869, **Dmitri Ivanovich Mendeleev** (1834-1907) creó una tabla periódica para explicar los elementos a sus estudiantes de química. En ella colocó los elementos en orden creciente de sus masas atómicas en columnas verticales comenzando por los más ligeros y con propiedades similares. Con el tiempo fue perfeccionando la tabla hasta obtener un sistema que incluso predecía, con gran acierto, las propiedades de elementos que aún estaban sin descubrir (ver Figura 10).

En 1909, se otorgó el premio Nobel de Química a **Friedrich Wilhelm Ostwald** (1853-1932) por sus investigaciones en el campo de la catálisis y sus trabajos sobre los principios que dirigen las velocidades de reacción y los equilibrios químicos. Ostwald fue pionero y definió *mol* como la masa en gramos de una sustancia con número igual a su peso molecular. Además, introdujo *cantidad de sustancia* para referirse a masas. A partir de 1961, se comenzó a utilizar el mol como la cantidad de sustancia que contiene tantos átomos, iones o moléculas como átomos hay en 12 gramos del elemento carbono 12. Con este hecho, el número de Avogadro pasa a ser una constante y el mol es reconocido como una unidad básica, de tal manera que, la constante de Avogadro se convirtió en una magnitud física (Furió y Padilla, 2003).

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.		
ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.		
	Ti = 50	Zr = 90 ? = 180.
	V = 51	Nb = 94 Ta = 182.
	Cr = 52	Mo = 96 W = 186.
	Mn = 55	Rh = 104,4 Pt = 197,1.
	Fe = 56	Ru = 104,1 Ir = 198.
	Ni = Co = 59	Pd = 106,5 Os = 199.
H = 1	Cu = 63,5	Ag = 108 Hg = 200.
Be = 9,1	Mg = 24	Zn = 65,2 Cd = 112
B = 11	Al = 27,1 ? = 68	U = 116 Au = 197?
C = 12	Si = 28 ? = 70	Sn = 118
N = 14	P = 31 As = 75	Sb = 122 Bi = 210?
O = 16	S = 32 Se = 79,1	Te = 128?
F = 19	Cl = 35,5 Br = 80	I = 127
Li = 7 Na = 23	K = 39 Rb = 85,4	Cs = 133 Tl = 204.
	Ca = 40 Sr = 87,6	Ba = 137 Pb = 207.
	? = 45 Ce = 92	
	?Er = 56 La = 94	
	?Yt = 60 Di = 95	
	?In = 75,6 Th = 118?	

Д. Менделѣевъ

Figura 10. Primera tabla periódica de los elementos de Mendeleev, aparecida en el *Journal of the Russian Chemical Society*, en 1869. Fuente: imagen sin derechos de autor.

Svante August Arrhenius (1859-1927) fue un científico sueco que planteó que determinadas moléculas en disolución acuosa, se iban a descomponer en sus átomos

separados e iban a conducir la corriente eléctrica, por lo que propuso que las moléculas se disociaban en átomos que llevaban implícitos una carga eléctrica. Tras sus investigaciones llegó a la conclusión que las moléculas debían poseer una energía mínima de activación para poder reaccionar. Arrhenius recibió el premio Nobel de Química en 1903 (Asimov, 2003).

El final del siglo XX se distinguió por el gran progreso adquirido en las técnicas instrumentales debido a la aparición de ordenadores.

Ahora, en pleno siglo XXI, la consolidación de la química como ciencia es un hecho. La química actual sigue su desarrollo, haciendo frente a grandes retos relacionados principalmente con la conservación del medio ambiente.

2.2. PRINCIPALES CONTENIDOS DISCIPLINARES DE LA UNIDAD DIDÁCTICA

La materia está constantemente transformándose, originando cambios en la naturaleza. Estos cambios pueden clasificarse en dos tipos: cambios físicos y cambios químicos (Petrucci et al., 2011).

➤ Cambios físicos.

Un cambio físico ocurre cuando una sustancia cambia su forma, pero no varía su composición química, por lo que no se van a producir nuevas sustancias. Por ejemplo, cuando el agua cambia de estado.

Los estados de la materia son tres, también llamados estados de agregación, y son sólido, líquido y gas. En función de la fuerza de unión entre las partículas que forman la materia, esta presentará un estado u otro con unas características diferentes.

En los cambios de estado, el volumen cambia, pero la masa permanece constante. Pasar de un estado de agregación a otro se consigue modificando la presión y la temperatura de la materia.

➤ Cambios químicos.

Un cambio químico ocurre cuando una sustancia se transforma en otra u otras sustancias nuevas con propiedades distintas. En este caso, la composición de la materia sí va a cambiar. Por ejemplo, la combustión de la madera.

Los cambios químicos se producen a través de reacciones químicas. Una reacción química es el procedimiento en el que unos reactivos (sustancias iniciales), se transforman en unos productos (sustancias nuevas). Para que la reacción sea efectiva,

debe producirse la ruptura de enlaces en los reactivos y la consiguiente formación de enlaces nuevos entre los átomos para dar los productos, produciendo un cambio en su estructura. De aquí en adelante nos centraremos exclusivamente en los cambios químicos.

2.2.1. Reacciones químicas: representación y ajuste

La representación de las reacciones químicas se realiza mediante el empleo de ecuaciones químicas. Una ecuación química representa simbólicamente y abreviadamente una reacción química. Está constituida por las siguientes partes:

- Una flecha que indica el sentido de la reacción y separa los componentes. A la izquierda de la flecha se representan los reactivos y a la derecha se representan las fórmulas químicas de los productos. Si una reacción química consta de más de un reactivo o de más de un producto, se colocará el signo + entre ellos.
- El estado de agregación de las sustancias que participan en la reacción. Se escribe entre paréntesis, a la derecha de la sustancia y de forma abreviada. Si la sustancia fuese sólida se escribiría (s), líquida (l), gaseosa (g) y si la sustancia estuviese en disolución acuosa se reflejaría como (aq).
- Los coeficientes estequiométricos, los cuales son los números que se colocan delante de reactivos y productos con la finalidad de tener el mismo número de átomos antes y después de producirse la reacción, cumpliendo así la ley de conservación de la masa.
- Los subíndices, indicadores del número de átomos que reaccionan, se colocan a la derecha de los elementos. Cuando es 1 se omite.

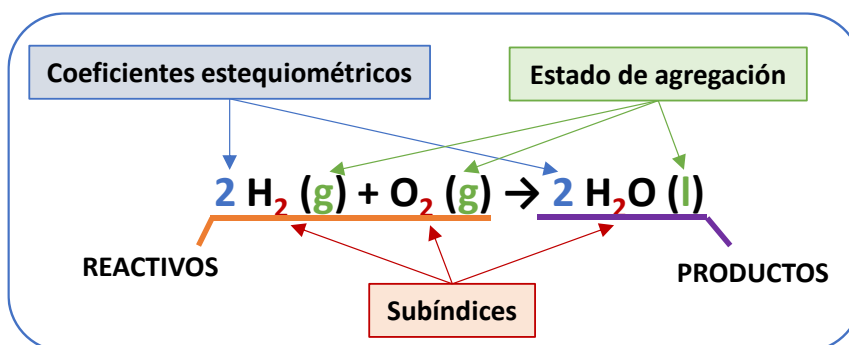
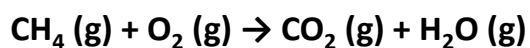


Figura 11. Reacción de formación del agua donde se indican los reactivos, los productos, los coeficientes estequiométricos, el estado de agregación y los subíndices. Fuente: elaboración propia.

El ajuste de las reacciones químicas se consigue adaptando los coeficientes estequiométricos de cada una de las sustancias que participan en una reacción química

para que los átomos iniciales estén en igual número que los átomos de los productos obtenidos, sin modificar los subíndices de cada compuesto.

El ajuste es fundamental para realizar correctamente los cálculos estequiométricos. A continuación, se puede observar un ejemplo de ecuación química que representa la reacción de combustión entre el metano y el oxígeno para formar dióxido de carbono y agua.

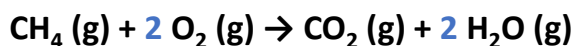


La ecuación química que aparece está sin ajustar. No hay igual número de átomos en el lado izquierdo, de los reactivos, que en el lado derecho, de los productos. Los átomos en una reacción química ni se crean ni se destruyen, por lo que habría que ajustar la ecuación.

Para ajustar de forma correcta una ecuación química hay que tener en cuenta unos sencillos pasos que nos facilitarán el trabajo a la hora de adaptar los coeficientes estequiométricos de las ecuaciones químicas. De esta manera, el número de átomos de los reactivos será el mismo que el de los productos.

- 1) Ajustar los átomos que aparezcan solo en un compuesto a cada lado de la ecuación química.
- 2) Ajustar los átomos que aparezcan más de una vez.
- 3) Los átomos libres se ajustan al final.

Quedando la ecuación anterior ajustada de la siguiente manera:



Una ecuación química ajustada nos muestra en qué proporción actúan las diferentes sustancias que intervienen en una reacción química.

2.2.2. Leyes fundamentales

Conocer las leyes que dirigen las reacciones químicas es imprescindible para poder estudiar las reacciones, entenderlas y poder llevar a cabo los cálculos estequiométricos (Gallego et al., 2009; Petrucci et al., 2011).

➤ Ley de la conservación de la masa.

Antoine Lavoisier formuló esta ley en la que establecía que, en una reacción química, la materia no se creaba ni destruía, simplemente se transformaba. Por lo que la masa de los reactivos participantes en una reacción química es la misma que la masa de los productos obtenidos.

➤ Ley de las proporciones definidas.

Joseph Louis Proust describió esta ley en la que establecía que cuando se combinan dos elementos, o más, para dar un compuesto determinado, siempre se va a producir en una relación de masas constante.

➤ Ley de las proporciones múltiples.

John Dalton fue el autor de esta ley en la que exponía que cuando dos elementos se unen para crear compuestos distintos, siendo la masa de uno de ellos fija, las diferentes masas del otro elemento que se van a combinar con la cantidad de masa fijada para dar los compuestos, van a estar en una proporción de números enteros sencillos. Si las masas que se combinan no guardan la relación es debido a que alguna de las sustancias está en exceso, quedando sin reaccionar.

2.2.3. Cinética química: teorías fundamentales

Entender la manera en que las reacciones químicas se comportan desde una perspectiva molecular, hace necesario, a su vez, conocer dos teorías fundamentales.

➤ Teoría cinético-molecular.

La teoría cinético-molecular elabora un modelo acerca de cómo está constituida la materia. Dispone que la materia está compuesta por partículas muy pequeñas llamadas moléculas. Las moléculas se encuentran en movimiento continuo, existiendo entre ellas fuerzas atractivas, también designadas como fuerzas de cohesión. Al estar en movimiento, las moléculas van a situarse distanciadas unas de otras, encontrándose espacio vacío entre ellas. Gracias a esto, pueden explicarse los distintos estados en los que se encuentra la materia (ver Figura 12).

El estado sólido presenta moléculas que están muy juntas, con movimiento oscilante en torno a unas posiciones fijas, debido a que las fuerzas de cohesión son muy grandes. Con estas características, los sólidos van a presentar un volumen y forma definidos al no poder casi comprimirse.

El estado líquido presenta moléculas que están más separadas que en los cuerpos sólidos. Siguen existiendo fuerzas de cohesión, pero más débiles que en el estado sólido, por lo que, aunque las moléculas tienen movimiento y pueden cambiar sus posiciones, no van a poder independizarse. Esta libertad de movimiento permite que los líquidos fluyan y puedan adaptarse a la forma del envase que los contenga.

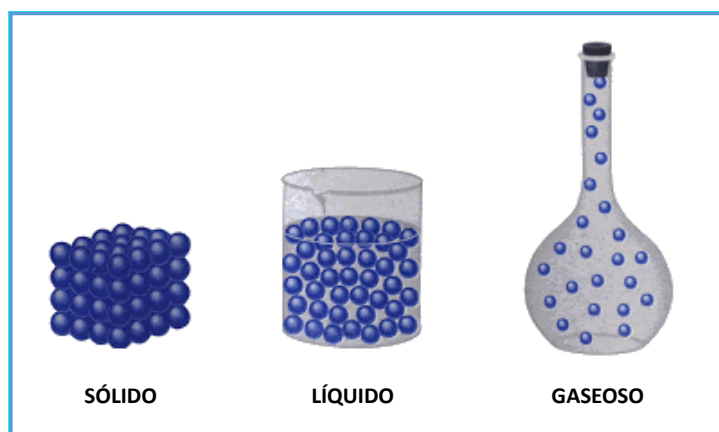


Figura 12. Estados de agregación de la materia. Fuente: elaboración propia.

El estado gaseoso presenta moléculas que están totalmente separadas unas de otras. Este hecho es debido a la casi inexistencia de fuerzas de cohesión entre las moléculas lo que hace que estas se encuentren en un movimiento continuo y aleatorio. Debido a la gran separación entre moléculas, la densidad en los cuerpos gaseosos es muy baja, lo que facilita su compresión. Esta característica de los gases hace que puedan ocupar todo el volumen del receptáculo que los contiene al poder expandirse libremente (Blanco et al., 2010; Brown et al., 2004; Chang y College, 2010).

➤ Teoría de colisiones.

Según la teoría cinético-molecular, las moléculas que constituyen a los gases presentan movimiento continuo y al azar. Este hecho provoca que entre las moléculas se puedan producir choques.

En una reacción química entre gases, no todos los choques que se producen entre las moléculas de los gases reactivos van a generar moléculas de producto. Es decir, solo ciertas colisiones entre las moléculas gaseosas van a ser exitosas, dando lugar a la reacción química.

Para que se lleve a cabo una reacción química, la energía cinética que deben tener las moléculas de los gases al colisionar, tiene que ser lo suficientemente elevada para poder romper los enlaces iniciales y puedan generarse los productos de reacción. Cabe esperar que, si dos moléculas gaseosas se desplazan lentamente, sus energías

cinéticas no serán suficientes para que, cuando colisionen, rompan los enlaces y originen los productos. Se habla entonces de energía de activación (E_a), definiéndose como la energía cinética mínima que poseen las moléculas al colisionar para que se lleve a cabo la reacción química.

Otro aspecto importante es la velocidad de una reacción química. La velocidad va a depender de la regularidad de choque entre las moléculas del gas, también llamada frecuencia de colisión, y de la cantidad de moléculas que va a poseer la necesaria energía cinética para ocasionar la reacción química. La orientación de las partículas cuando se produce el choque también es un factor importante en las reacciones químicas. Si la orientación de las moléculas no es favorable, la reacción química no se llevará a cabo (Brown et al., 2004; Petrucci et al., 2011). En la Figura 13 se observa la importancia de la orientación en moléculas de H_2 y I_2 para que se lleve a cabo la reacción química correspondiente.

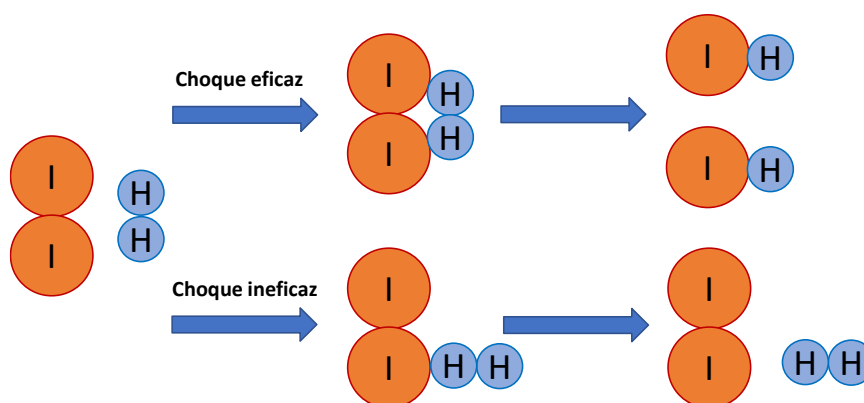
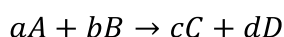


Figura 13. Esquema de choque eficaz e ineficaz en la reacción de H_2 y I_2 . Fuente: elaboración propia.

2.2.4. Velocidad de las reacciones químicas

La velocidad de una reacción química mide la variación en la concentración de un reactivo o producto en función del tiempo. Las unidades que emplea la velocidad de reacción son de molaridad por segundo ($M \cdot s^{-1}$).

En la siguiente reacción:



A y B representan los reactivos, C y D representan los productos, mientras que sus respectivos coeficientes estequiométricos son representados por a, b, c y d. La velocidad de esta reacción (v) se puede definir como:

$$v = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

Debido a que los reactivos se consumen durante el paso de la reacción, se incluye el signo negativo en la ecuación cuando se refiere únicamente a los reactivos para que el valor de la velocidad de reacción obtenido sea positivo, ya que se trata de una magnitud positiva.

Establecer la relación entre la concentración de los reactivos y la velocidad de reacción es fundamental para avanzar en el estudio de las reacciones químicas. Para ello se dispone de la ecuación de velocidad. Siguiendo con el ejemplo anterior, la ecuación de velocidad sería:

$$v = k[A]^m[B]^n \dots$$

[A] y [B] representan las concentraciones molares de los reactivos. El orden de reacción de los reactivos A y B lo indican m y n respectivamente. Hay que indicar que los órdenes de reacción no guardan relación con los coeficientes estequiométricos y que el orden total de la reacción será la suma de todos los exponentes. Por otro lado, k representa la constante de velocidad de la reacción.

2.2.4.1. Factores que alteran la velocidad de una reacción química

La velocidad de una reacción química puede alterarse por diferentes factores vinculados con las características de los reactivos (Brown et al., 2004).

➤ Concentración de los reactivos.

Cuando se produce un aumento en la concentración de los reactivos, la frecuencia de choques entre sus moléculas es mayor. Esto provoca que la velocidad de reacción se incremente al aumentar la concentración en los reactivos.

➤ Grado de división de los reactivos.

Para que la velocidad de la reacción aumente, la superficie de los reactivos tiene que estar muy dividida para facilitar las colisiones entre las moléculas. El tamaño de los fragmentos es fundamental en la velocidad de la reacción química.

➤ Temperatura.

La energía cinética de las moléculas de los reactivos aumenta al incrementar la temperatura de dichos reactivos. Esto provoca que las colisiones entre las moléculas sucedan más reiteradamente y por tanto aumente con ello la velocidad de la reacción.

Arrhenius formuló una expresión que relacionaba la temperatura con la constante de velocidad, afirmando que dicha constante iba a ser función de la temperatura, del tipo de reacción química y de la existencia de catalizador.

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

Siendo k la constante de velocidad de la reacción, A una constante, E_a es la energía de activación, R es la constante universal de los gases ideales, T es la temperatura de la reacción.

➤ Catalizadores.

Los catalizadores son sustancias que incrementan la velocidad de las reacciones químicas al provocar que las reacciones transcurran con una energía de activación más pequeña. Aunque los catalizadores intervienen en las reacciones, su uso no produce ningún cambio permanente. Normalmente se recuperan tras la reacción, por lo que no se suelen representar en las ecuaciones químicas.

2.2.5. Ecuaciones termoquímicas

Las ecuaciones termoquímicas ofrecen información acerca de cuáles son las sustancias que participan en una reacción química. Además, nos muestran la cantidad de energía que interviene en el proceso y los estados de agregación de las sustancias.

En lo referente a los estados energéticos, la energía que se transforma durante la reacción se llama energía química y está asociada con las atracciones intermoleculares y con los enlaces químicos. En función de esta energía, las reacciones químicas se pueden clasificar en dos tipos:

➤ Reacción endotérmica.

En las reacciones endotérmicas los productos poseen más energía que los reactivos, por lo que la reacción consume energía. Para que la reacción se lleve a cabo se necesita un constante aporte de energía. Se trata de la energía de activación. Este tipo de reacción no genera energía. El signo de la variación de energía en las reacciones endotérmicas será positivo.

$$\Delta E = E_{\text{productos}} - E_{\text{reactivos}} \quad \Delta E > 0$$

➤ Reacción exotérmica.

En las reacciones exotérmicas los reactivos poseen más energía que los productos, por lo que la reacción produce energía. Para que la reacción se lleve a cabo se necesita un aporte inicial de energía. Este tipo de reacción genera energía. El signo de la variación de energía en las reacciones exotérmicas será negativo.

$$\Delta E = E_{\text{productos}} - E_{\text{reactivos}} \quad \Delta E < 0$$

En la Figura 14 se pueden observar estos dos tipos de reacciones.

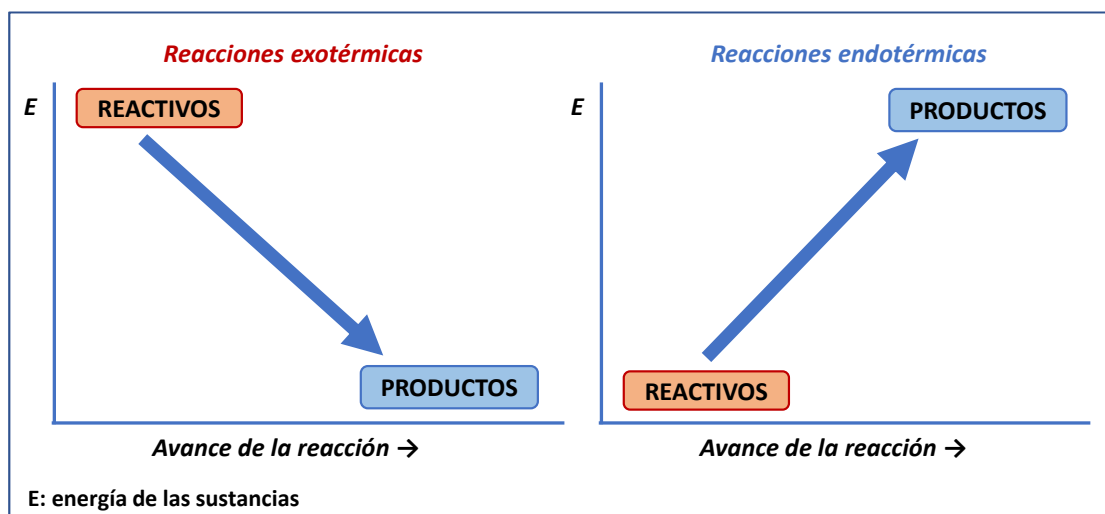


Figura 14. Tipos de reacciones. Fuente: elaboración propia.

En la Figura 15 vienen representados los diagramas de energía de una reacción exotérmica y una reacción endotérmica. Como se observa en la figura, la evolución de una reacción es compleja. No todos los choques entre las moléculas de los reactivos son efectivos. Durante la reacción se alcanza un estado de transición energético entre los reactivos y los productos que tiene una energía más elevada que la de estos. Es en este punto donde se forma el complejo activado.

Cuando se produce un intercambio de energía, se puede medir la variación provocada mediante el concepto de energía de reacción o calor de reacción, Q_r . Este calor de reacción nos ayudará a diferenciar entre una reacción exotérmica y una endotérmica. En las reacciones endotérmicas el calor de reacción es positivo, ya que se trata de energía absorbida, mientras que en las reacciones exotérmicas el calor de reacción es negativo, ya que se trata de energía desprendida (Puppo et al., 2017).

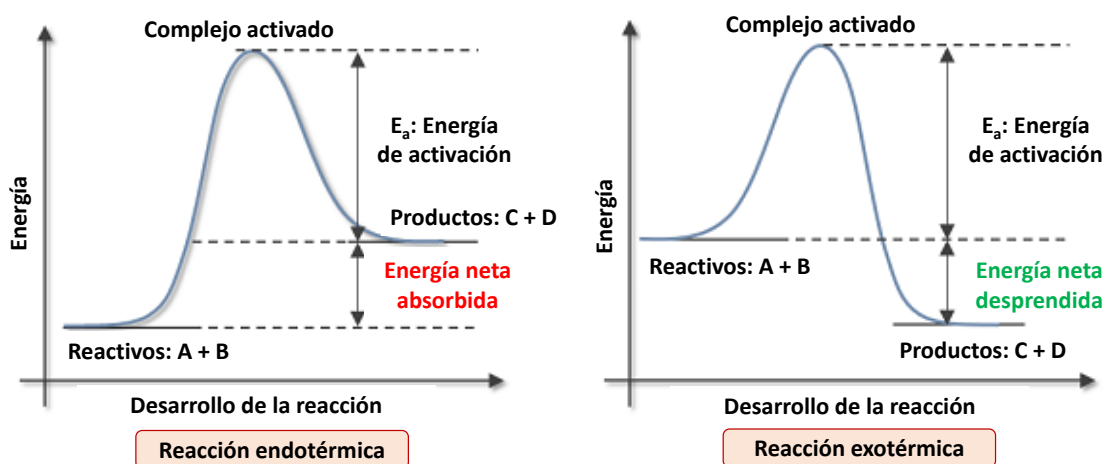


Figura 15. Diagramas de energía. Fuente: elaboración propia.

2.2.6. Cálculos estequiométricos

La proporción en la que intervienen las sustancias en las reacciones químicas posibilitará la resolución de problemas de estequiometría, relacionados con las cantidades de reactivos y productos que participan en las reacciones químicas (Brown et al., 2004; Chang y College, 2010).

Los diferentes tipos de cálculos estequiométricos que podemos encontrarnos se clasifican en:

- Cálculos estequiométricos masa-masa: cálculos de la masa de una sustancia a partir de la masa de otra sustancia.
- Cálculos con reactivos en disolución: ocurre cuando el agua participa en la reacción como reactivo o producto, o cuando las sustancias están en disolución.
- Cálculos entre gases: se emplea la ecuación de los gases ideales, que relaciona el volumen con la cantidad de sustancia de un gas, conocidas la temperatura y la presión.

$$PV = nRT$$

Siendo P la presión (atm)

V el volumen (L)

n la cantidad de sustancia (mol)

T la temperatura (K)

R la constante de los gases ideales (0.082 atm · L / mol · K)

Para llevar a cabo los cálculos estequiométricos es importante conocer el significado de algunos conceptos y magnitudes.

➤ Masa atómica y masa molecular.

La unidad de masa atómica (uma) se define como un doceavo la masa de un átomo del isótopo carbono-12. Tomando este como referencia se puede medir la masa atómica (M_{at}) de todos los elementos. Las masas atómicas vienen reflejadas en la Tabla Periódica de los elementos químicos.

La unión de átomos mediante enlaces químicos forma moléculas. Para conocer el valor de la masa molecular (M_m) de una molécula basta con sumar las masas atómicas de todos los átomos que forman el compuesto.

➤ Cantidad de sustancia.

Para trabajar con cantidades elevadas de átomos y moléculas, se utiliza una magnitud concreta llamada cantidad de sustancia, denominada por la letra n , cuya unidad fundamental en el Sistema Internacional es el mol. Por definición, un mol es la cantidad de sustancia de una entidad que contiene tantos átomos, moléculas u otras partículas como átomos hay en 12 g del isótopo de carbono-12. El número de átomos se calcula utilizando el número de Avogadro (N_A).

$$N_A = 6.022142 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

De manera que, un mol de cualquier sustancia va a contener el número de Avogadro de entidades elementales, definiéndose como el número de partículas que contiene un mol, cuya unidad es mol^{-1} . El número de Avogadro es de gran utilidad en los cálculos estequiométricos.

➤ Masa molar.

La masa molar (M) es referida a la masa de un mol de partículas (átomos, moléculas, iones, etc.) expresada en g/mol. El concepto de masa molar facilita la tarea de contar las partículas de una sustancia.

Conocidos el número de Avogadro y la masa molar, se puede obtener la masa de un solo átomo, en gramos. Además, mediante la siguiente expresión se relacionan la masa molar, la masa y los moles:

$$n = \frac{\text{masa (g)}}{\text{Masa molar } (\frac{\text{g}}{\text{mol}})}, \text{ mol}$$

En la Figura 16 se pueden ver las relaciones estequiométricas anteriormente mencionadas.

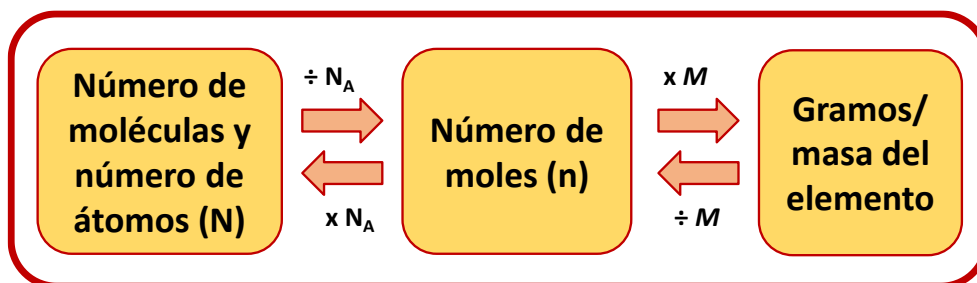


Figura 16. Relaciones estequiométricas. N_A es el número de Avogadro; M es la masa molar o peso molecular. Fuente: elaboración propia.

➤ Volumen molar.

Según Avogadro, un mol de un gas ocupa el mismo volumen que un mol de otro gas cuando sus volúmenes están a iguales condiciones de temperatura y presión.

En el caso que el gas presente unas condiciones específicas de 273 K de temperatura y 1 atm de presión, el volumen molar ocupará aproximadamente 22.4 L.

➤ Concentración de disoluciones.

La concentración de una disolución es la relación o proporción que existe entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolución. La concentración puede expresarse de varias formas:

- Concentración en masa
$$g/L = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{litro de disolución (L)}}$$

- Molaridad
$$M = \frac{\text{número de moles de soluto (mol)}}{\text{volumen de disolución (L)}}$$

- Porcentaje en masa
$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa de disolución (g)}} \cdot 100$$

- Porcentaje en volumen
$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto (mL)}}{\text{volumen de disolución (mL)}} \cdot 100$$

2.3. FUNDAMENTACIÓN DIDÁCTICA

Para la enseñanza-aprendizaje del contenido impartido en las diferentes materias, en concreto la de Física y Química, existe un gran abanico de métodos eficaces e innovadores para llevar a cabo esta tarea. En el desarrollo de esta unidad didáctica se han seguido alguna de estas metodologías, con la finalidad de contribuir de manera significativa en el progreso del alumnado en el aprendizaje de las reacciones químicas.

2.3.1. Actividades diseñadas para la explicitación de ideas previas

Se entiende por ideas previas aquellos pensamientos que tienen los estudiantes sobre un tema sin antes haber trabajado esos conceptos o sin haber recibido previa información, convirtiéndose en estrategias cognitivas que aparecen para dar respuesta

a un problema (Gilbert y Watts, 1983). Aunque se ha demostrado que estas ideas previas o concepciones alternativas pueden seguir manifestándose incluso después de varios años de enseñanza formal sobre los contenidos científicos (De Posada, 2002; Mora, 2009).

Generalmente, las ideas previas de los estudiantes son científicamente incorrectas e interfieren en el aprendizaje. Se caracterizan por ser resistentes al cambio, ya que se trata de construcciones personales, específicas y con un marcado carácter implícito. Su origen puede proceder del mismo entorno escolar, debido a erratas o errores en la interpretación de los conceptos. Otro medio del que pueden proceder es del entorno cultural del estudiante, es decir, de su misma casa o de los medios de comunicación. Además, las ideas previas también pueden aparecer en el alumno/a de manera espontánea, con un origen sensorial, para dar respuesta al mundo natural que le rodea, por ello, existen numerosas ideas alternativas vinculadas con el medio natural y físico que nos rodea que, aunque son coherentes con la experiencia cotidiana y la percepción limitada de nuestros sentidos, son significativamente diferentes a las concepciones científicas actuales sobre dichos fenómenos (Mahmud y Gutiérrez, 2010).

En la década de los años 90, adquirió gran relevancia en la enseñanza-aprendizaje de las ciencias, una línea de investigación derivada de la concepción constructivista del aprendizaje sobre el estudio de las ideas previas del alumnado, desde etapas tempranas hasta la educación universitaria (Dávila et al., 2017). En las últimas décadas ha disminuido el interés sobre este tema en la Didáctica de las Ciencias, probablemente debido a la existencia de numerosos estudios previos en este ámbito y a la aparición de otras líneas de trabajo de mayor interés. Aun así, es conveniente detectar las ideas previas que poseen los estudiantes antes de comenzar la enseñanza de una nueva unidad, de esta manera, los docentes pueden orientar los contenidos de sus clases, enfocándose más en donde el alumnado presente unas concepciones alternativas a las científicas.

Para detectar estas ideas que llevan los estudiantes a clase, existen diversas técnicas que ayudan a los docentes a conocer las ideas previas del alumnado, como son:

- las entrevistas en pequeños grupos de estudiantes o individuales
- los test o los cuestionarios de elección múltiple o de respuesta corta
- los diálogos con los estudiantes
- la realización de problemas determinados para unos contenidos dados
- la observación directa

Tras la detección, el docente debe fundar un conflicto cognitivo en el estudiante, que le genere algo de frustración y necesite encontrar otras ideas o explicaciones alternativas a sus ideas previas que le convenzan más. Con ello se consigue que, además de aprender los conceptos correctos, el aprendizaje sea menos memorístico y más significativo.

En cuanto a los contenidos desarrollados en esta unidad didáctica, en el siguiente párrafo se han seleccionado algunas de las ideas previas más comunes que presentan los estudiantes.

En general, el lenguaje científico no es bien comprendido por el alumnado, siendo esta una de las principales dificultades que encuentran los docentes en las asignaturas de ciencias. Es muy usual que el alumnado confunda el término sustancia cuando quiere referirse a otros términos científicos como elemento o átomo. Es frecuente que no conciban la idea de que en una reacción química existe una reordenación de los átomos, debido al pensamiento común que tienen de que la materia es algo continuo. El alumnado también muestra dificultades para diferenciar entre cambios físicos, como son los cambios de estado de la materia y los cambios químicos. Esto hecho ocurre principalmente porque no tienen en mente el modelo corpuscular de la materia y hacen uso solamente de lo que observan a simple vista. Otras ideas erróneas que tienen los estudiantes es confundir los términos fundir y disolver como si fuesen los mismo, admitir que los objetos sólidos están formados por materia, pero los objetos líquidos y gaseosos no lo están, o que en una reacción química en donde se generan gases no se conserva la masa (Benarroch, 2001; Dávila et al., 2017; 2018; Méndez, 2013; Montagut, 2010; Vetere et al., 2018).

2.3.2. Aprendizaje cooperativo

El aprendizaje cooperativo (AC) es una metodología educativa basada generalmente en grupos pequeños y heterogéneos de trabajo, en los cuales cada estudiante trabaja con sus compañeros para progresar en su propio aprendizaje y en el de los demás (Velázquez et al., 2014). Según Madrid (2013), el aprendizaje cooperativo es uno de los planteamientos que permite la construcción activa del conocimiento, entendiendo como tal una agrupación de métodos de enseñanza que precisan la participación activa de los estudiantes y docentes. En lugar de transmitir el saber químico como producto, se alcanza durante el procedimiento, a través de las interacciones estudiante-estudiante y estudiante-docente (Paulson, 1999).

Existen evidencias sobre la influencia positiva del aprendizaje cooperativo en educación química y de las interacciones entre iguales para el progreso del pensamiento y de la cognición. Además, mediante el diálogo y las discusiones, los

estudiantes desarrollan habilidades comunicativas, fomenta su participación, se convierten en los responsables de su propio aprendizaje y promueven actitudes positivas hacia los contenidos de estudio (Herrada y Baños, 2018; Madrid et al., 2013). Conforme a lo establecido por Johnson (1999), a la hora de trabajar en grupo hay cinco principios del aprendizaje cooperativo que se deben desarrollar. Estos son la interacción cara a cara para la ayuda en común, las destrezas y habilidades sociales, la responsabilidad hacia uno mismo y al grupo, la interdependencia positiva y la autoevaluación continua del grupo.

En el aula se pueden formar tres tipos de grupos para aplicar la metodología del aprendizaje cooperativo:

- Grupos formales: son grupos de estudiantes creados para trabajar durante una clase completa o durante varias sesiones.
- Grupos informales: son grupos creados para realizar actividades de unos pocos minutos, máximo una sesión de clase.
- Grupos base: son grupos formados para un largo periodo de tiempo, como puede ser un curso completo, integrado por un conjunto heterogéneo de estudiantes con la finalidad de brindarse apoyo unos a otros.

A continuación, se explican dos de las técnicas de aprendizaje cooperativo más empleadas en educación y utilizadas en esta unidad didáctica:

- ❖ Un, dos, cuatro: en esta técnica, el docente agrupa a los estudiantes en grupos formales heterogéneos de 4 integrantes y plantea una pregunta o un problema.
 - Cada alumno/a resuelve la tarea de forma individual.
 - Seguidamente, cada alumno/a contrasta con otro miembro del grupo el trabajo realizado por ambos, consensuando una única respuesta.
 - Tras esto, se realiza una nueva puesta en común entre los resultados de ambas parejas del grupo, llegando a una conclusión definitiva.
 - Finalmente, de forma voluntaria un componente del grupo resuelve el ejercicio o el docente elige al azar a algún alumno/a para la resolución.

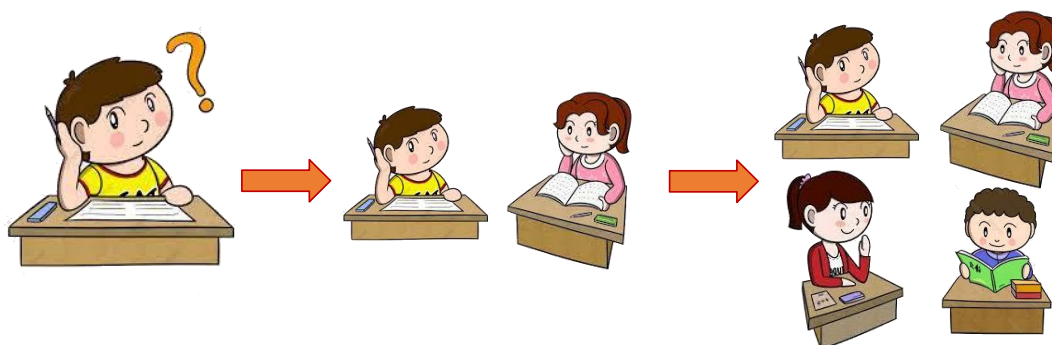


Figura 17. Esquema general del procedimiento de la técnica “un, dos, cuatro”.

Fuente: elaboración propia.

❖ Juego de las palabras: es una técnica de aprendizaje cooperativo orientada hacia los contenidos, basada en las estructuras de Spencer Kagan.

- El docente agrupa a los estudiantes en grupos informales de 3 componentes. En cada grupo existirá la figura de un portavoz que será elegido entre los miembros del mismo grupo.

- Para la actividad, el docente escribe en la pizarra algunas palabras clave sobre la temática que se va a impartir en la sesión. Es importante elegir bien las palabras ya que representan la base de los contenidos a tratar. Se pueden incluir palabras con distintos niveles de complejidad, que supongan un reto para los estudiantes.

- Dentro de cada grupo, los estudiantes escriben frases con estas palabras, tratando de expresar su significado. En caso de que no conozcan algunas palabras, pueden acudir al libro de texto.

- Cuando los grupos hayan terminado de escribir frases, o cuando el docente lo vea conveniente, los portavoces de cada grupo toman la palabra y se realiza una puesta en común de todas las frases. El profesorado puede realizar puntualizaciones. Con esta actividad, el alumnado mismo representa una aproximación a los contenidos que el docente tratará inmediatamente.

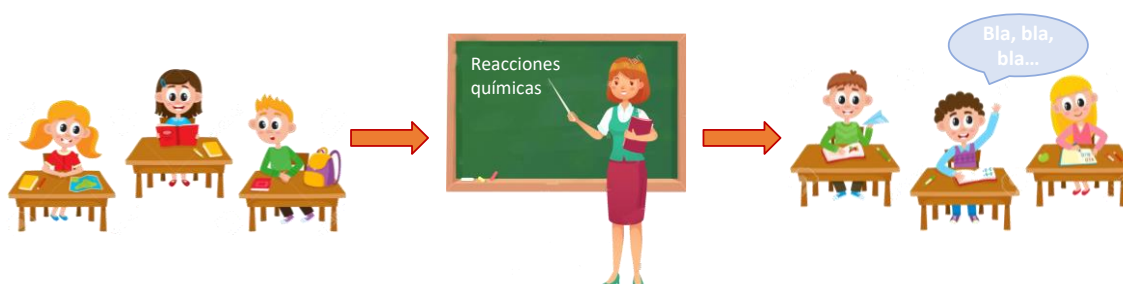


Figura 18. Esquema general del procedimiento del juego de las palabras.

Fuente: elaboración propia.

2.3.3. Aprendizaje basado en la indagación

El aprendizaje basado en la indagación (ABI) es una metodología muy útil para la enseñanza de las ciencias. Según dispone Aramendi (2018), este tipo de aprendizaje basado en la indagación, es una metodología adecuada de trabajo que consigue desarrollar competencias básicas en los estudiantes de la enseñanza obligatoria.

En general, los docentes tienen opiniones positivas acerca de este tipo de aprendizaje (Romero-Ariza et al., 2020). Independientemente del nivel educativo, esta metodología puede influir mucho en el aprendizaje de los alumnos/as ya que les permite formularse preguntas, planificarse, realizar experimentos, recolectar datos, presentar resultados y llegar a unas conclusiones a partir de toda la información recabada.

Por su parte, Fisher (2013) estudió el concepto de indagación científica, situándolo en el ámbito de la comprensión de una ciencia práctica, hecho que estimula al alumnado a plantearse cuestiones. Según su teoría, la indagación científica guía la enseñanza y el aprendizaje de la ciencia, avivando el pensamiento de los estudiantes, haciendo que despierte el interés propio hacia una indagación espontánea, lo cual le requiere una participación más activa para resolver de manera natural sus dudas. Se trata de una metodología activa que se adapta a los procesos científicos para que el alumnado construya su propio conocimiento.

Para el buen funcionamiento de esta técnica, el docente debe considerar que el estudiante ya tiene algo de idea sobre lo que se quiere enseñar. Para conseguir que el aprendizaje sea significativo, óptimo y se logre una acción didáctica idónea se precisa enlazar de manera dialéctica y compleja los instantes de transmisión del saber por el docente con los momentos de indagación del alumnado (Godino y Burgos, 2020). Romero-Ariza (2017) recoge diversos factores necesarios para lograr un aprendizaje por indagación significativo y de calidad, como son la búsqueda de contextos y cuestiones adecuadas, la motivación e implicación en la investigación de cuestiones científicas y la comprensión de las ideas científicas. Es fundamental la labor del docente como guía del proceso, formulando preguntas que favorezcan el razonamiento y la construcción significativa de conocimiento, orientando la atención sobre los aspectos clave y la actuación hacia formas efectivas de trabajo.

2.3.4. Uso de herramientas TIC

Las Tecnologías de la Información y la Comunicación (TIC) brindan multitud de herramientas para el proceso de enseñanza-aprendizaje de cualquier materia. En concreto, en la enseñanza de las ciencias, la eficacia del uso de estas herramientas para mejorar el aprendizaje en las áreas científicas viene respaldada por la opinión de

muchos docentes. Su uso adecuado obtiene importantes beneficios, tanto en el alumnado como en los docentes. Los estudiantes adquieren mayor interactividad y autonomía, agilizan la autoevaluación, manejan actividades flexibles, etc. Por su parte, los docentes tienen información actualizada, mejoran la preparación de sus clases, obtienen nuevos recursos didácticos, entre otros (Ruiz y Tesouro i Cid, 2013).

Aunque también hay que recordar que no todo son virtudes. La presuposición de que todo el alumnado tiene acceso a estas herramientas puede discriminar a algunos estudiantes que no poseen estas tecnologías en casa. Los docentes deben informarse primero de este tipo de carencias y comunicarlas al centro educativo para paliar estas deficiencias, de esta manera todo el alumnado podrá beneficiarse de las bondades de las herramientas TIC.

El acceso a estas tecnologías es casi imprescindible para convivir con la sociedad tecnológica del momento. En estos tiempos de pandemia y distanciamiento social ocasionados por el COVID-19, las tecnologías educativas emergen como una alternativa viable para la generación de conocimiento.

En la presente unidad didáctica, se hacen uso de algunas herramientas TIC para el proceso de enseñanza-aprendizaje, como son:

- reproducción de vídeos
- utilización de programas ofimáticos
- búsqueda de información en internet
- grabación de un vídeo
- uso de la plataforma *Classroom*
- uso de un simulador virtual

Con respecto a la última herramienta enumerada, los simuladores y los laboratorios de enseñanza virtuales brindan a los estudiantes una visión cercana de la realidad. Estos contribuyen a la percepción del ambiente de trabajo, aumentando el interés del alumnado (Barin et al., 2021). Además, la utilización de estas herramientas en sustitución a las prácticas de laboratorio, no conllevaría gasto alguno para el departamento, pudiéndose repetir tantas veces se deseen, siendo un punto muy favorable sobre todo para centros con menos recursos. Aunque existen algunos inconvenientes. El alumnado no siempre va a entender adecuadamente la información ofrecida por las herramientas virtuales, dificultando la asimilación y comprensión de los contenidos que se quieren impartir. Por ello, se hace necesaria la participación del docente para guiar a los estudiantes en la fabricación de su propio conocimiento (Romero y Quesada, 2014).

3. PROYECCIÓN DIDÁCTICA

3.1. JUSTIFICACIÓN

La unidad didáctica *“Reacciones químicas: fundamentos”* desarrollada en la presente Memoria está enfocada para el alumnado de 4º curso de Educación Secundaria Obligatoria (ESO) de la asignatura de Física y Química. Los contenidos que abarcan esta unidad didáctica, conforme al Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, están inmersos dentro del bloque 3, titulado *“Los cambios”*, correspondiente al segundo ciclo de la ESO.

Durante el desarrollo de la unidad se imparten conceptos, leyes fundamentales y los conocimientos necesarios para llevar a cabo el estudio de las reacciones químicas, como son el concepto de reacción química, su representación y ajuste, los cálculos estequiométricos, las leyes fundamentales de las reacciones químicas, la energía de las reacciones, el concepto de velocidad de reacción química y los factores que alteran dicha velocidad.

La unidad didáctica está diseñada para impartirse en diez sesiones de una hora de duración y está programada desde diferentes planteamientos metodológicos. Se emplean el estudio de las ideas previas del alumnado, el aprendizaje cooperativo, el aprendizaje basado en la indagación y el uso de herramientas TIC. Se trata de métodos innovadores que fomentan el interés y la motivación del alumnado frente a asignaturas de tipo científico, como es la materia de Física y Química. Además, promueven la alfabetización científica y mejora el pensamiento crítico del alumnado, lo que les ayudará e impulsará a participar de forma activa en la sociedad cuando sean adultos.

3.2. LEGISLACIÓN EDUCATIVA DE REFERENCIA

La legislación vigente consultada, tanto a nivel estatal como autonómico, para la realización de este Trabajo Fin de Máster, se menciona a continuación:

➤ Legislación estatal:

- Ley Orgánica 8/2013, de 9 de diciembre, para la mejora de la calidad educativa (LOMCE).
- Ley Orgánica 3/2020, de 29 de diciembre, por la que se modifica la Ley Orgánica 2/2006, de 3 de mayo, de Educación (LOMLOE).

- Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, por el que se establece el currículo básico de la Educación Secundaria Obligatoria y del Bachillerato.

- Orden ECD/65/2015, de 21 de enero, por la que se describen las relaciones entre las competencias, los contenidos y los criterios de evaluación de la educación primaria, la educación secundaria obligatoria y el bachillerato.

➤ Legislación andaluza:

- Decreto 111/2016, de 14 de junio, por el que se establece la ordenación y el currículo de la Educación Secundaria Obligatoria en la Comunidad Autónoma de Andalucía.

- Orden de 15 de enero de 2021, por la que se desarrolla el currículo correspondiente a la etapa de Educación Secundaria Obligatoria en la Comunidad Autónoma de Andalucía, se regulan determinados aspectos de la atención a la diversidad, se establece la ordenación de la evaluación del proceso de aprendizaje del alumnado y se determina el proceso de tránsito entre distintas etapas educativas.

3.3. CONTEXTUALIZACIÓN

3.3.1. El centro escolar

La presente unidad didáctica se encuentra destinada al alumnado de 4º curso de la ESO del centro IES Jándula de Andújar, Jaén.

Andújar es un municipio de la provincia de Jaén perteneciente a la comarca de la Campiña. Cuenta con 965 km² de superficie, lo que le hace ser el municipio más extenso de toda la provincia y el undécimo a nivel nacional. El río Guadalquivir atraviesa su territorio, dejando al sur la campiña y al norte el parque natural de la Sierra de Andújar perteneciente a Sierra Morena. Su población oscila entre los 37000 habitantes, siendo la tercera ciudad más poblada de la provincia por detrás de Jaén y Linares. Es una ciudad industrializada muy bien comunicada, aunque parte de su población también se dedica a la agricultura.

El IES Jándula se fundó en el año 1983. Es un centro de educación público situado en la calle San Vicente de Paúl, número 32, de la localidad de Andújar (Jaén). Al centro asiste alumnado de familias con un índice socioeconómico medio-bajo, procedente en su mayoría de esta población, en la que podemos encontrar un pequeño pero representativo porcentaje de alumnos y alumnas de etnia gitana e inmigrante.

Además, el instituto recibe alumnado de transporte de diferentes pedanías, como La Ropera, El Sotillo, Los Villares de Andújar, Las Vegas de Triana, San José Escobar y La Quintería, y de localidades colindantes, como Villanueva de la Reina y La Higuera. Un dato significativo es que, en los últimos años, el centro ha detectado un aumento en la cantidad de alumnado de necesidades especiales.

La estructura principal del centro se observa en la Figura 19. Se trata de un edificio de 3 plantas donde se encuentran situadas las aulas, la dirección, la jefatura, la secretaría, la sala de profesores, la conserjería, el laboratorio de Física y Química, la biblioteca y la cafetería, entre otros. Además, el instituto dispone de patio de recreo, gimnasio, pista polideportiva, pista de pádel, zona de jardines, huerto y aparcamientos.



Figura 19. Fotografía del edificio principal del IES Jándula. Fuente: elaboración propia.

En cuanto a las características estructurales, el centro consta de diferentes etapas educativas. Acoge alumnado de Educación Secundaria Obligatoria; Bachillerato de las modalidades de Ciencia y Tecnología y de Humanidades y Ciencias Sociales; Formación Profesional Básica de Informática y Comunicaciones; Ciclo Formativo de Grado Medio en Conducción de Actividades Físicas y Deportivas en el Medio Natural; y Ciclos Formativos de Grado Superior en Desarrollo de Aplicaciones Multiplataforma y Mecatrónica Industrial.

En lo referente a las características organizativas del centro, los órganos de gestión unipersonales con los que cuenta son:

- Directora y vicedirectora
- Jefe de estudios y vicejefe de estudios
- Secretario

Los órganos de coordinación docente se reparten en un total de 20 departamentos con 29 grupos de acción tutorial. Actualmente trabajan en el centro 75 docentes y el alumnado matriculado asciende a 743.

Además, existe una asociación de padres y madres llamada Isturgi, adscrita a la Federación de Asociaciones de Madres y Padres del Alumnado de la Provincia de Jaén (FAMPA) Los Olivos.

El horario de las clases es de 8.00 a 14.30 horas de lunes a viernes para el alumnado de primer ciclo de la ESO y de 8.15 a 14.45 horas de lunes a viernes para el resto de alumnado. Este diseño de horario se trata de una medida anti COVID implantada durante el actual curso 2020/2021 para evitar la acumulación del alumnado a la entrada y salida del centro, en los cambios de clase y en el recreo.

3.3.2. El aula

El desarrollo de la presente unidad didáctica tiene lugar en el aula habitual de clase, exceptuando la sesión llevada a cabo en el laboratorio. El aula está localizada en la planta baja del edificio. Consta de una pizarra convencional y un proyector con pizarra interactiva táctil con conexión a internet. Con motivo de la pandemia actual provocada por la COVID-19, como medida preventiva en cada clase hay instalados un dispensador de gel hidroalcohólico y papel secamanos. En el aula hay un total de 30 pupitres individuales, distribuidos en 5 filas de 6 pupitres cada una, donde el alumnado está dispuesto de cara al profesor y a las pizarras. En la Figura 20 se muestra un esquema del aula.

La asignatura de Física y Química (FyQ) se imparte 3 veces a la semana con el siguiente horario: lunes de 11.45-12.45 horas, miércoles de 9.15-10.15 horas y viernes de 13.45-14.45 horas. En la Tabla 1 se muestra la distribución horaria semanal.

Tabla 1. Distribución horaria semanal de la asignatura de Física y Química de 4º ESO.

Fuente: elaboración propia.

Hora	L	M	X	J	V
8.15-9.15					
9.15-10.15			FyQ		
10.15-11.15					
11.15-11.45	Recreo	Recreo	Recreo	Recreo	Recreo
11.45-12.45	FyQ				
12.45-13.45					
13.45-14.45					FyQ

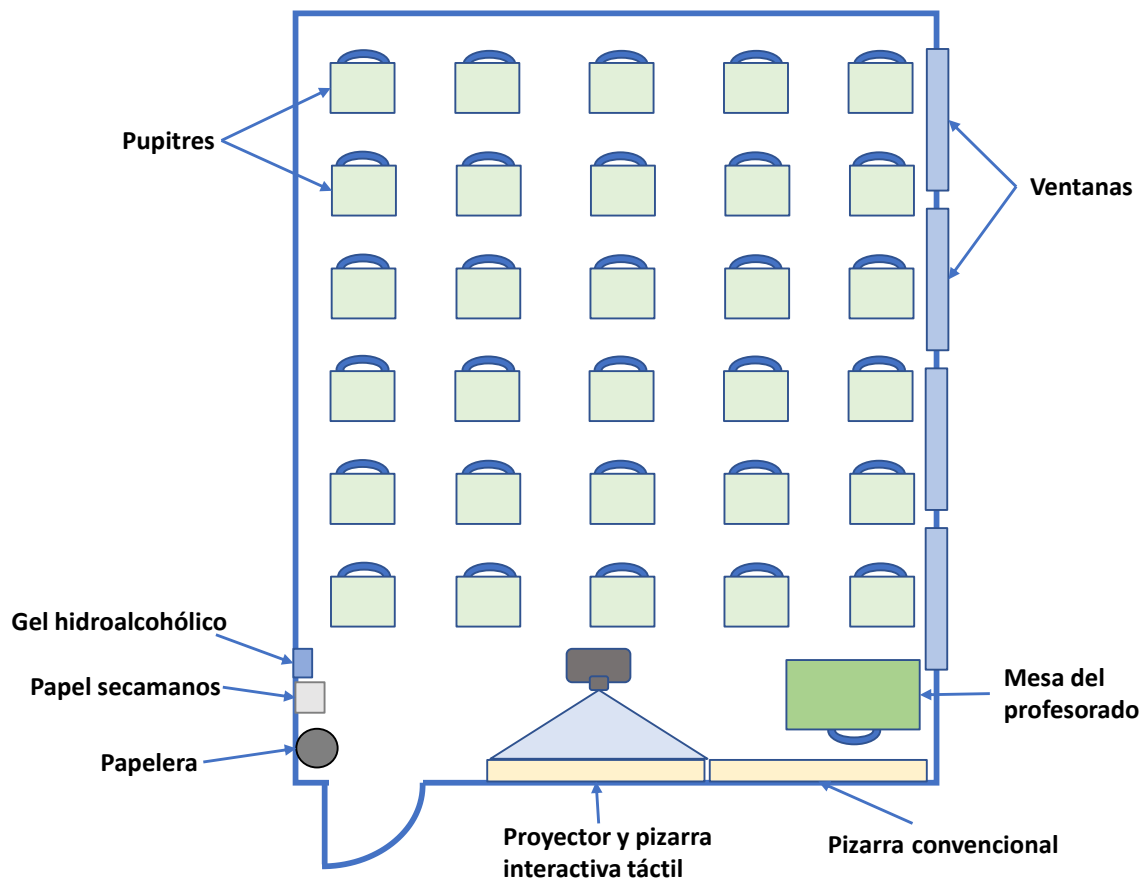


Figura 20. Esquema general del aula de 4º ESO. Fuente: elaboración propia.

3.3.3. El alumnado

El alumnado al que va dirigida esta unidad didáctica es cuarto curso de la ESO. Son un total de 30 alumnos y alumnas (17 alumnos y 13 alumnas), con edades comprendidas entre los 14 y los 16 años. Para este curso, el centro ha adoptado una medida anti COVID consistente en la ventilación permanente de las aulas, con puertas y ventanas abiertas durante toda la jornada. Debido a este hecho, cada alumno y alumna ocupará el mismo pupitre durante toda una semana, manteniendo un control en la rotación de puestos semanalmente, para no perjudicar a aquellos estudiantes que se sitúen cerca de corrientes de aire en época invernal.

Cuando el alumnado no pueda asistir a clase por encontrarse enfermo o en cuarentena, podrá seguir la lección en directo a través de un dispositivo electrónico conectado a internet y siempre con la *web-cam* encendida.

En general, se trata de alumnado bastante centrado e implicado en la materia. Crean un buen ambiente en el aula y son muy participativos y curiosos. Desde el punto de vista académico presentan un rendimiento escolar medio-alto, en comparación con cursos anteriores.

3.4. OBJETIVOS

El Capítulo I de Disposiciones generales del Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, por el que se establece el currículo básico de la Educación Secundaria Obligatoria y del Bachillerato, en su artículo 2, apartado b), recoge la definición de objetivos. Se entenderá por objetivos los “referentes relativos a los logros que el estudiante debe alcanzar al finalizar cada etapa, como resultado de las experiencias de enseñanza-aprendizaje intencionalmente planificadas a tal fin”.

3.4.1. Objetivos generales de etapa

La etapa de Educación Secundaria Obligatoria recoge sus objetivos generales en el Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre. El capítulo II, artículo 11 establece que esta etapa contribuirá a desarrollar en el alumnado las capacidades que les capaciten para:

- a) Asumir responsablemente sus deberes, conocer y ejercer sus derechos en el respeto a los demás, practicar la tolerancia, la cooperación y la solidaridad entre las personas y grupos, ejercitarse en el diálogo afianzando los derechos humanos y la igualdad de trato y de oportunidades entre mujeres y hombres, como valores comunes de una sociedad plural y prepararse para el ejercicio de la ciudadanía democrática.
- b) Desarrollar y consolidar hábitos de disciplina, estudio y trabajo individual y en equipo como condición necesaria para una realización eficaz de las tareas del aprendizaje y como medio de desarrollo personal.
- c) Valorar y respetar la diferencia de sexos y la igualdad de derechos y oportunidades entre ellos. Rechazar la discriminación de las personas por razón de sexo o por cualquier otra condición o circunstancia personal o social. Rechazar los estereotipos que supongan discriminación entre hombres y mujeres, así como cualquier manifestación de violencia contra la mujer.
- d) Fortalecer sus capacidades afectivas en todos los ámbitos de la personalidad y en sus relaciones con los demás, así como rechazar la violencia, los prejuicios de cualquier tipo, los comportamientos sexistas y resolver pacíficamente los conflictos.
- e) Desarrollar destrezas básicas en la utilización de las fuentes de información para, con sentido crítico, adquirir nuevos conocimientos. Adquirir una preparación básica en el campo de las tecnologías, especialmente las de la información y la comunicación.

- f) Concebir el conocimiento científico como un saber integrado, que se estructura en distintas disciplinas, así como conocer y aplicar los métodos para identificar los problemas en los diversos campos del conocimiento y de la experiencia.
- g) Desarrollar el espíritu emprendedor y la confianza en sí mismo, la participación, el sentido crítico, la iniciativa personal y la capacidad para aprender a aprender, planificar, tomar decisiones y asumir responsabilidades.
- h) Comprender y expresar con corrección, oralmente y por escrito, en la lengua castellana y, si la hubiere, en la lengua cooficial de la Comunidad Autónoma, textos y mensajes complejos, e iniciarse en el conocimiento, la lectura y el estudio de la literatura.
- i) Comprender y expresarse en una o más lenguas extranjeras de manera apropiada.
- j) Conocer, valorar y respetar los aspectos básicos de la cultura y la historia propias de los demás, así como el patrimonio artístico y cultural.
- k) Conocer y aceptar el funcionamiento del propio cuerpo y el de los otros, respetar las diferencias, afianzar los hábitos de cuidado y salud corporales e incorporar la educación física y la práctica del deporte para favorecer el desarrollo personal y social. Conocer y valorar la dimensión humana de la sexualidad en toda su diversidad. Valorar críticamente los hábitos sociales relacionados con la salud, el consumo, el cuidado de los seres vivos y el medioambiente, contribuyendo a su conservación y mejora.
- l) Apreciar la creación artística y comprender el lenguaje de las distintas manifestaciones artísticas, utilizando diversos medios de expresión y representación.

Además de los objetivos anteriores, en la Comunidad Autónoma de Andalucía se añaden dos objetivos más que recoge el Decreto 111/2016, de 14 de junio, en su artículo 3.2:

- a) Conocer y apreciar las peculiaridades de la modalidad lingüística andaluza en todas sus variedades.
- b) Conocer y apreciar los elementos específicos de la historia y la cultura andaluza, así como su medio físico y natural y otros hechos diferenciadores de nuestra Comunidad, para que sea valorada y respetada como patrimonio propio y en el marco de la cultura española y universal.

3.4.2. Objetivos generales de la materia

La asignatura de Física y Química tiene como objetivos generales los recogidos en la Orden de 15 de enero de 2021, en su Anexo II. Durante esta etapa, la materia de Física y Química contribuirá a desarrollar en el alumnado las capacidades que le permitan:

1. Comprender y utilizar las estrategias y los conceptos básicos de la Física y de la Química para interpretar los fenómenos naturales, así como para analizar y valorar sus repercusiones en el desarrollo científico y tecnológico.
2. Aplicar, en la resolución de problemas, estrategias coherentes con los procedimientos de las ciencias, tales como el análisis de los problemas planteados, la formulación de hipótesis, la elaboración de estrategias de resolución y de diseño experimentales, el análisis de resultados, la consideración de aplicaciones y repercusiones del estudio realizado.
3. Comprender y expresar mensajes con contenido científico utilizando el lenguaje oral y escrito con propiedad, interpretar diagramas, gráficas, tablas y expresiones matemáticas elementales, así como comunicar argumentaciones y explicaciones en el ámbito de la ciencia.
4. Obtener información sobre temas científicos, utilizando distintas fuentes, y emplearla, valorando su contenido, para fundamentar y orientar trabajos sobre temas científicos.
5. Desarrollar actitudes críticas fundamentadas en el conocimiento científico para analizar, individualmente o en grupo, cuestiones relacionadas con las ciencias y la tecnología.
6. Desarrollar actitudes y hábitos saludables que permitan hacer frente a problemas de la sociedad actual en aspectos relacionados con el uso y consumo de nuevos productos.
7. Comprender la importancia que el conocimiento en ciencias tiene para poder participar en la toma de decisiones tanto en problemas locales como globales.
8. Conocer y valorar las interacciones de la ciencia y la tecnología con la sociedad y el medio ambiente, para así avanzar hacia un futuro sostenible.
9. Reconocer el carácter evolutivo y creativo de la Física y de la Química y sus aportaciones a lo largo de la historia.

3.4.3. Objetivos específicos de la unidad didáctica

En esta unidad didáctica se pretenden alcanzar 9 objetivos específicos con la finalidad de que el alumnado adquiera las capacidades que le faculten a:

1. Diferenciar entre cambio químico y cambio físico.
2. Ajustar reacciones químicas.
3. Distinguir los reactivos y productos en las reacciones químicas.
4. Comprender el mecanismo de una reacción química y la reorganización atómica que tiene lugar.
5. Reconocer mediante prácticas sencillas de laboratorio la influencia de determinados factores en la velocidad de las reacciones químicas, aplicando el modelo cinético-molecular y la teoría de colisiones.
6. Resolver cálculos sencillos de ecuaciones termoquímicas y distinguir entre reacciones endotérmicas y exotérmicas.
7. Conocer la cantidad de sustancia como una magnitud fundamental y el mol como su unidad.
8. Resolver cálculos estequiométricos de diferentes tipologías (masa-masa, reactivos en disolución, entre gases).
9. Elaborar un proyecto de investigación sencillo utilizando las TIC.

3.5. COMPETENCIAS CLAVE

Las competencias vienen definidas en el Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, por el que se establece el currículo básico de la Educación Secundaria Obligatoria y del Bachillerato, como el conjunto de “capacidades para activar y aplicar de forma integrada los contenidos propios de cada enseñanza y etapa educativa, para lograr la realización adecuada de actividades y la resolución eficaz de problemas complejos”.

En la Orden ECD/65/2015, de 21 de enero, por la que se describen las relaciones entre las competencias, los contenidos y los criterios de evaluación de la educación primaria, la educación secundaria obligatoria y el bachillerato, en su artículo 2, se establece que las siete competencias clave del currículo en el Sistema Educativo Español son la comunicación lingüística, la competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología, la competencia digital, la competencia de aprender a aprender, las competencias sociales y cívicas, el sentido de iniciativa y espíritu emprendedor y la competencia de conciencia y expresiones culturales.

En la presente unidad didáctica, las competencias clave que se desarrollan son las siguientes:

1. Comunicación lingüística (CCL): esta competencia se desarrolla mediante la utilización de vocabulario científico. Por medio del trabajo cooperativo, debates, búsqueda de información, realización de trabajos escritos, entre otros, el alumnado adquiere terminología específica que le ayudará a configurar y transmitir ideas.
2. Competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología (CMCT): estas competencias se presentan durante toda la unidad, ya que están en estrecha relación con los contenidos impartidos. Realizar cálculos, analizar los datos y aportar soluciones son algunos de los principales cometidos.
3. Competencia digital (CD): las tecnologías de la comunicación y la información son un recurso fundamental en el sistema educativo de Andalucía, sobre todo en el área de la ciencia. Esta competencia está presente con la realización de visualizaciones, el uso de simuladores, la búsqueda de información en internet, la grabación de vídeos, etc.
4. Competencia de aprender a aprender (CAA): esta competencia está implícita en la mayoría de las actividades de esta unidad. Su desarrollo es inherente a las actividades que conllevan predicción, observación, implicación y motivación por parte del alumnado, ayudando al estudiante a establecer los mecanismos de formación que le posibilitarán llevar a cabo procesos de autoaprendizaje.
5. Competencias sociales y cívicas (CSC): esta competencia se trabaja principalmente en las actividades cooperativas y en las prácticas de laboratorio, donde el alumnado tendrá que tomar decisiones, intercambiar ideas y ser tolerante con la opinión de los demás compañeros/as.
6. Sentido de iniciativa y espíritu emprendedor (SIEP): esta competencia está relacionada con la capacidad crítica de los estudiantes, mostrando iniciativa, creatividad y espíritu emprendedor a la hora de abordar un trabajo, como pueden ser las prácticas de laboratorio o la búsqueda de información de forma autónoma.
7. Conciencia y expresiones culturales (CEC): para contribuir al desarrollo de esta competencia, se propone al alumnado realizar un trabajo de investigación en el que, de una manera abierta y respetuosa, se valore la importancia de la contribución científica realizada por Avogadro.

En la Tabla 2, se recoge la relación entre los objetivos específicos de la unidad didáctica “*Reacciones químicas: fundamentos*”, los objetivos generales de la etapa, los objetivos generales de la asignatura de Física y Química y las competencias clave.

Tabla 2. Relación entre los objetivos específicos de la unidad, los objetivos generales de etapa, los objetivos generales de la materia y las competencias clave. Fuente: elaboración propia.

Objetivos específicos de la unidad didáctica	Objetivos generales etapa	Objetivos generales materia	Competencias clave
1. Diferenciar entre cambio químico y cambio físico.	f. h.	1. 3. 5.	CMCT. CAA.
2. Ajustar reacciones químicas.	f.	2. 3. 5.	CMCT. CAA.
3. Distinguir los reactivos y productos en las reacciones químicas.	f. h.	2. 3. 5.	CMCT. CAA.
4. Comprender el mecanismo de una reacción química y la reorganización atómica que tiene lugar.	f. h.	1. 3. 5.	CMCT. CAA.
5. Reconocer mediante prácticas sencillas de laboratorio la influencia de determinados factores en la velocidad de las reacciones químicas, aplicando el modelo cinético-molecular y la teoría de colisiones.	b. c. e. f. g.	1. 2. 3. 5.	CCL. CMCT. CAA. CSC. SIEP.
6. Resolver cálculos sencillos de ecuaciones termoquímicas y distinguir entre reacciones endotérmicas y exotérmicas.	b. f. g.	2. 3.	CMCT. CAA.
7. Conocer la cantidad de sustancia como una magnitud fundamental y el mol como su unidad.	b. f.	1. 5.	CMCT. CAA.
8. Resolver cálculos estequiométricos de diferentes tipologías (masa-masa, reactivos en disolución, entre gases).	b. f. g.	2. 3.	CMCT. CAA.
9. Elaborar un proyecto de investigación sencillo utilizando las TIC.	b. e. g.	4. 5. 9.	CCL. CMCT. CD. CAA. SIEP. CEC.

3.6. LOS CONTENIDOS DE LA UNIDAD DIDÁCTICA

Los contenidos son definidos en el artículo 2 del Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, como “el conjunto de conocimientos, habilidades, destrezas y actitudes que contribuyen al logro de los objetivos de cada enseñanza y etapa educativa y a la adquisición de competencias”.

Los contenidos específicos de esta unidad didáctica vienen definidos en la Orden de 15 enero de 2021, en su Anexo II, dentro del bloque 3, titulado “*Los cambios*”, de la asignatura de Física y Química de 4º curso de ESO. Son los siguientes:

- C1.** Reacciones y ecuaciones químicas.
- C2.** Mecanismo, velocidad y energía de las reacciones.
- C3.** Cantidad de sustancia: el mol.
- C4.** Concentración molar.
- C5.** Cálculos estequiométricos.

3.7. METODOLOGÍA

En esta unidad didáctica se emplea una metodología variada con la finalidad de que el alumnado adquiera una mayor independencia en su propio aprendizaje, creando un aprendizaje activo.

La detección de ideas previas al inicio de la unidad es fundamental para dar idea al docente del conocimiento científico que presentan los estudiantes sobre el temario que se va a impartir. Gracias a ello, los profesores pueden descubrir ideas erróneas preconcebidas y corregirlas con la metodología adecuada.

Otra metodología que se trabaja en varias de las sesiones propuestas se lleva a cabo mediante el aprendizaje cooperativo. Mediante esta metodología de trabajo que engloba prácticas de laboratorio, resolución de ejercicios y otras actividades de aprendizaje en grupo, se potencia el trabajo en equipo, se desarrollan habilidades sociales y se crean personas potencialmente activas dentro de la sociedad futura, además de aprender los contenidos específicos de la sesión.

La indagación de una propuesta científica es otro método de trabajo adoptado en esta unidad. Con la realización de este trabajo, el alumnado adquiere habilidades informáticas gracias al uso de las herramientas TIC, aprende a realizar búsquedas de material científico, formula preguntas investigables e hipótesis, diseña experimentos para contrastarlas, construye explicaciones científicas coherentes con las pruebas disponibles, conoce historia de la química y aprende a elaborar un informe.

Igualmente podrán emplear herramientas TIC, a la vez que adquieren conocimientos de física y química, con la actividad del simulador virtual, la reproducción de vídeos y con la actividad consistente en la grabación de un vídeo explicativo personalizado con un contenido específico de la unidad. Con estos métodos de trabajo se consigue crear un aprendizaje activo, que fomenta la imaginación y la creatividad de los estudiantes.

También habrá clases expositivas por parte del docente, en donde se facilitará la estructuración de ideas, la identificación de conceptos clave y la construcción social de conocimiento mediante un estilo dialógico, unido a la realización de actividades resueltas en clase para captar mejor los contenidos. Además, se realizarán actividades en casa que ayudarán a los estudiantes a afianzar y aplicar los contenidos vistos en el aula.

3.8. TEMPORALIZACIÓN Y DESCRIPCIÓN DE LAS SESIONES

Para llevar a cabo la docencia de esta unidad didáctica, son necesarias 10 sesiones de clase, de una hora de duración cada una. En la Figura 21 se muestra el calendario escolar y la distribución temporal de las 11 unidades didácticas que conforman la asignatura de Física y Química de 4º curso de la ESO. Mientras que la Tabla 3 recoge los títulos de las 11 unidades didácticas, el número de sesiones para cada unidad y las fechas previsibles de su impartición.

Tabla 3. Temporalización de las unidades didácticas de Física y Química de 4º ESO.
Fuente: elaboración propia.

Unidad	Título	Sesiones	Desarrollo de la unidad
1	Cinemática	10	16 Sept – 8 Oct
2	Leyes de Newton	9	9 Oct – 3 Nov
3	Fuerzas en el universo	9	4 Nov – 24 Nov
4	Fuerzas en fluidos. Presión	8	25 Nov – 15 Dic
5	Energía mecánica y trabajo	9	16 Dic – 22 Ene
6	Energía térmica y calor	9	25 Ene – 12 Feb
7	El átomo y el sistema periódico	8	15 Feb – 11 Mar
8	Enlace químico y fuerzas intermoleculares	9	12 Mar – 9 Abr
9	Los compuestos del carbono	8	12 Abr – 4 May
10	Reacciones químicas: fundamentos	10	5 May – 26 May
11	Reacciones químicas de interés	7	27 May – 11 Jun



Figura 21. Calendario escolar 2020/2021. Distribución de las unidades didácticas de Física y Química de 4º ESO. Fuente: elaboración propia.

Para el desarrollo de las unidades, se impartirán 3 clases semanales en el horario fijado para la asignatura de Física y Química, detallado anteriormente en el apartado 4.3.2. La docencia de la unidad “*Reacciones químicas: fundamentos*”, se llevará a cabo en 10 sesiones que se desarrollarán previsiblemente entre los días 5 y 26 de mayo. En la Tabla 4 se detallan los días en los que se impartirá la unidad 10.

Tabla 4. Detalle de los días de impartición de la unidad “*Reacciones químicas: fundamentos*”. Fuente: elaboración propia.

Mayo 2021	L	M	X	J	V	S	D
						1	2
	3	4	5	6	7	8	9
	10	11	12	13	14	15	16
	17	18	19	20	21	22	23
	24	25	26	27	28	29	30
	31						

Desarrollo unidad didáctica “*Reacciones químicas: fundamentos*”

Las sesiones se desarrollan con actividades de diferente tipología que pretenden conseguir los objetivos propuestos en la unidad didáctica. Las actividades pueden ser:

- Iniciales o de diagnóstico: orientan al alumnado y al docente, creando un ambiente propicio para el comienzo de la enseñanza.
- Motivadoras: despiertan en el alumnado interés por la unidad didáctica que se va a impartir.
- De desarrollo: proporcionan al alumnado los objetivos, los contenidos y las competencias básicas propuestas en la unidad didáctica.
- De refuerzo y ampliación: ayudan a afianzar los conocimientos ya estudiados.
- De dinámica de parejas y grupos, debate: estimulan la participación del alumnado.
- Sumativa o de evaluación final: fortalecen todo lo aprendido y permite detectar dificultades en el proceso de aprendizaje.

A continuación, vienen descritas las sesiones y las actividades que se llevarán a cabo a lo largo de esta unidad didáctica. Debido a la situación actual provocada por la COVID-19, se recordará periódicamente al alumnado que deben mantener la distancia de seguridad y las medidas de higiene adecuadas. En las actividades grupales se hará mayor hincapié en ello. El docente velará por que se cumpla con la normativa vigente de seguridad en el aula. En los anexos adjuntos, se detallan las actividades, incluyendo soluciones y respuestas.

SESIÓN 1	
Actividad 1. Cuestionario de ideas previas sobre “Reacciones químicas: fundamentos”	
Tipo de actividad	Inicial o de diagnóstico
Duración	20 minutos
Objetivos	Facilitar al docente la detección de ideas previas del alumnado sobre los contenidos de la unidad.
Contenidos	Cambios físicos y cambios químicos, reacción química, ajuste de reacciones, reactivos y productos, ley de conservación de la masa, velocidad de reacción.
Competencias	CCL. CMCT.

Materiales y recursos	Cuestionario facilitado por el docente. Material escolar.
Descripción	Se explica al alumnado que va a dar comienzo una nueva unidad. Antes de empezar a desarrollar el temario van a realizar, de manera individual, un cuestionario de 10 preguntas tipo test. Cada pregunta tiene varias posibles soluciones, pero solo una es la correcta. La actividad no será evaluable. Tras la detección de las ideas previas y en función de los resultados obtenidos, el docente desarrollará las actividades de la unidad para conseguir un aprendizaje significativo y el reemplazo de las concepciones alternativas por las científicas.
Anexo	Anexo I. Cuestionario de ideas previas sobre “ <i>Reacciones químicas: fundamentos</i> ”.
Actividad 2. ¡Es hora de ajustar!	
Tipo de actividad	Motivadora y de desarrollo
Duración	40 minutos
Objetivos	Representar, ajustar e interpretar correctamente las reacciones químicas.
Contenidos	Representación y ajuste de reacciones químicas.
Competencias	CMCT. CD. CAA.
Materiales y recursos	Libro de texto. Pizarra. Ordenador o tableta digital con conexión a internet. Ficha facilitada por el docente a través de <i>Classroom</i> . Material escolar.
Descripción	Para que el alumnado comience a adentrarse en esta unidad, el docente inicia la actividad explicando conceptos básicos de las reacciones químicas siguiendo el material contenido en el libro. Indicará las diferencias entre cambio físico y cambio químico, la diferencia entre reactivo y producto, la ley de conservación de la masa, los coeficientes estequiométricos y la forma de expresar las reacciones químicas mediante ecuaciones. A continuación, la actividad se traslada al ordenador o tableta digital. A través de un simulador virtual, el alumnado deberá ajustar 15 reacciones químicas y anotar en la ficha

	correspondiente dichas ecuaciones ajustadas. La ficha se entregará al docente al finalizar la clase.
Anexo	Anexo II. ¡Es hora de ajustar!

SESIÓN 2	
Actividad 3. Cinética química: vídeos	
Tipo de actividad	Motivadora y de desarrollo
Duración	15 minutos
Objetivos	Comprender la teoría cinético-molecular y explicar el movimiento de las partículas en función del estado de agregación de la materia. Comprender la teoría de colisiones y conocer los factores determinantes para que se produzca una reacción química. Conocer los factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas.
Contenidos	Teoría cinético-molecular, teoría de colisiones, velocidad de las reacciones químicas, factores que influyen en la velocidad de las reacciones.
Competencias	CMCT. CD. CAA.
Materiales y recursos	Proyector y ordenador.
Descripción	El docente da comienzo con una breve introducción sobre los contenidos recogidos en esta actividad. A continuación, se proyectarán 3 vídeos educativos de corta duración acerca de estos contenidos para que el alumnado los visualice. Se les pide que presten atención al contenido de los vídeos. Los enlaces a los vídeos son los siguientes: Teoría cinético-molecular Teoría de colisiones Factores que afectan a la velocidad de reacción
Anexo	-

Actividad 4. Cinética en pareja	
Tipo de actividad	De desarrollo y de dinámica de parejas
Duración	45 minutos
Objetivos	Comprender la teoría cinético-molecular y explicar el movimiento de las partículas en función del estado de agregación de la materia. Comprender la teoría de colisiones y conocer los factores determinantes para que se produzca una reacción química. Conocer los factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas.
Contenidos	Teoría cinético-molecular, teoría de colisiones, velocidad de las reacciones químicas, factores que influyen en la velocidad de las reacciones.
Competencias	CCL. CMCT. CAA. CSC. SIEP.
Materiales y recursos	Ficha facilitada por el docente. Material escolar.
Descripción	Una vez visualizados los 3 vídeos de la actividad anterior, se hará entrega al alumnado de una ficha en la que deberán responder diversas cuestiones relacionadas con el contenido de las imágenes. Deberán plantear y resolver los ejercicios de manera cooperativa. Para ello, el alumnado se agrupará por parejas (por cercanía de sus pupitres). El docente recogerá una única ficha por pareja al finalizar la clase.
Anexo	Anexo III. Cinética en pareja.

SESIÓN 3	
Actividad 5. El juego de las palabras	
Tipo de actividad	De desarrollo y de dinámica de grupos
Duración	20 minutos
Objetivos	Activar conocimientos y desarrollar conceptos: reacción química endotérmica y exotérmica, diagramas de energía,

	calor de reacción, ecuaciones termoquímicas.
Contenidos	Reacción química endotérmica y exotérmica, diagramas de energía, calor de reacción, ecuaciones termoquímicas.
Competencias	CCL. CMCT. CAA. CSC. SIEP.
Materiales y recursos	Pizarra. Libro de texto. Material escolar.
Descripción	En esta actividad se trabaja con una técnica de aprendizaje cooperativo informal que pretende orientar al alumnado hacia los contenidos, llamada “El juego de las palabras”. El docente explicará al alumnado en qué consiste esta técnica de aprendizaje cooperativo al inicio de la sesión. Se formarán inicialmente grupos de 3 estudiantes elegidos por el profesorado. En cada grupo existirá la figura de un portavoz que será elegido entre los miembros del mismo grupo. Para la actividad, el docente escribe en la pizarra algunas palabras clave sobre la temática que se va a impartir en la sesión, como “reacción endotérmica”, “reacción exotérmica”, “diagrama de energía”, “energía de activación”, “calor de reacción” y “ecuación termoquímica”. Es importante elegir bien las palabras ya que representan la base de los contenidos a tratar. Dentro de cada grupo, los estudiantes escriben frases con estas palabras, tratando de expresar su significado. Cuando los grupos hayan terminado de escribir frases, o cuando el docente lo vea conveniente, los portavoces de cada grupo toman la palabra y se realiza una puesta en común de todas las frases. El profesorado puede realizar puntualizaciones. Con esta actividad, el alumnado mismo representa una aproximación a los contenidos que el docente tratará inmediatamente.
Anexo	-
Actividad 6. Energía de las reacciones	
Tipo de actividad	De desarrollo
Duración	40 minutos

Objetivos	Diferenciar entre reacción química endotérmica y exotérmica. Saber interpretar los diagramas de energía. Comprender los intercambios de energía y el criterio de signos en los calores de reacción. Calcular el calor de reacción mediante la resolución de ejercicios prácticos.
Contenidos	Reacción química endotérmica y exotérmica, diagramas de energía, calor de reacción, ecuaciones termoquímicas.
Competencias	CMCT. CAA. SIEP.
Materiales y recursos	Libro de texto. Proyector. Pizarra. Relación de ejercicios facilitada por el docente. Material escolar.
Descripción	El docente explica el contenido de esta sesión apoyándose en el libro de texto y proyectando en la pizarra algunas imágenes para afianzar los conocimientos. Tras la exposición, se explicará en clase un ejercicio resuelto del libro de texto sobre calor de reacción. Para finalizar la sesión, el docente entregará a cada estudiante una relación de ejercicios para trabajar en casa, que deberán entregar antes de la prueba final de esta unidad.
Anexo	Anexo IV. Energía de las reacciones.

SESIÓN 4	
Actividad 7. Práctica: Energía en las reacciones químicas	
Tipo de actividad	Motivadora, de refuerzo y de dinámica de grupos
Duración	15 minutos
Objetivos	Observar los cambios que ocurren en las reacciones químicas. Obtener destrezas necesarias para realizar mezclas y reacciones químicas. Analizar conceptos asociados a las reacciones químicas.

Contenidos	Reacción química endotérmica y exotérmica.
Competencias	CCL. CMCT. CAA. CSC. SIEP.
Materiales y recursos	Guía de la práctica facilitada por el docente. Material de laboratorio descrito en la práctica. Material escolar.
Descripción	Se trata de una actividad práctica a realizar en el laboratorio de química. El docente hará entrega a cada estudiante de una guía de la práctica, la cual leerá en voz alta y resolverá las dudas planteadas. La guía recoge la fundamentación teórica de la práctica, los materiales y reactivos necesarios, el procedimiento experimental y el análisis y tratamiento de los resultados. Para la realización de la práctica el alumnado se dispondrá en grupos de 4, elegidos por el profesorado. Cada grupo tendrá designada una letra (A, B, C, etc.). Los estudiantes entregarán los resultados de su práctica de forma individual al finalizar la sesión, anotando junto a su nombre la letra de su grupo.
Anexo	Anexo V. Práctica: Energía en las reacciones químicas.
Actividad 8. Práctica: Velocidad de las reacciones químicas	
Tipo de actividad	Motivadora, de refuerzo y de dinámica de grupos
Duración	40 minutos
Objetivos	Entender la importancia de la velocidad con la que ocurre una reacción química. Conocer la influencia de la concentración, la temperatura, la naturaleza de los reactivos y el uso de catalizadores en la velocidad de una reacción.
Contenidos	Factores que influyen en la velocidad de las reacciones.
Competencias	CCL. CMCT. CAA. CSC. SIEP.
Materiales y recursos	Guía de la práctica facilitada por el docente. Material de laboratorio descrito en la práctica. Material escolar.
Descripción	Se trata de una actividad práctica a realizar en el laboratorio de química. Finalizada la práctica anterior, el docente hará entrega a cada estudiante de una guía de la práctica, la cual leerá en voz alta y resolverá dudas si se plantean. En la guía

	viene recogida la fundamentación teórica de la práctica, los materiales y reactivos necesarios, el procedimiento experimental y el análisis y tratamiento de los resultados. Para la realización de la práctica el alumnado mantendrá los grupos realizados en la práctica anterior. Los estudiantes entregarán los resultados de su práctica de forma individual al finalizar la sesión, anotando junto a su nombre la letra del grupo al que pertenecían.
Anexo	Anexo VI. Práctica: Velocidad de las reacciones químicas.
Actividad 9. ¡Investiga y graba un vídeo!	
Tipo de actividad	Motivadora
Duración	5 minutos
Objetivos	Aprender el concepto de velocidad de reacción y observar cómo influye la variación del factor superficie de contacto en la velocidad.
Contenidos	Factores que influyen en la velocidad de las reacciones.
Competencias	CMCT. CD. CAA. SIEP.
Materiales y recursos	Guía de la actividad facilitada por el docente en <i>Classroom</i> . Material casero. Dispositivo electrónico (teléfono móvil, tableta digital, ordenador) para realizar el vídeo y editarlo.
Descripción	El docente reparte al alumnado la guía de la actividad y explica el trabajo por indagación que deberán desempeñar de manera individual. En esta actividad se pide que realicen una investigación acerca del factor que influye en la velocidad de reacción en la descomposición de un alimento. Para ello, deberán realizar una lluvia de ideas, buscar información científica relacionada con la temática y contrastar la información, diseñar experiencias para estudiar el fenómeno de la velocidad de reacción en la descomposición de un alimento, realizar un análisis crítico de lo obtenido y dar una conclusión. Para presentar la investigación, el alumnado debe elaborar un video en donde argumente la investigación realizada y muestre una experiencia en donde se observe cómo se lleva a cabo la descomposición de algún alimento para evidenciar su respuesta.

	El vídeo no debe durar más de 5 minutos y se entregará a través de <i>Classroom</i> antes de la fecha de la prueba final.
Anexo	Anexo VII. ¡Investiga y graba un vídeo!

SESIÓN 5	
Actividad 10. Cantidad de sustancia	
Tipo de actividad	De desarrollo
Duración	55 minutos
Objetivos	Comprender los conceptos de masa atómica, masa molecular, masa molar, cantidad de sustancia, mol y se utilizará el número de Avogadro. Resolución de ejercicios donde se pondrán en práctica los conceptos anteriores.
Contenidos	Masa atómica, masa molecular, masa molar, cantidad de sustancia, mol y número de Avogadro.
Competencias	CMCT. CAA.
Materiales y recursos	Pizarra. Libro de texto. Calculadora. Tabla Periódica. Material escolar.
Descripción	Al inicio de la sesión, el docente hará un repaso de los conceptos de masa atómica, masa molecular y masa molar. Seguidamente, desarrollará los conceptos de cantidad de sustancia, mol y número de Avogadro. El docente realizará algunos ejercicios en la pizarra para comprender entre todos la resolución de los problemas y aclarar posibles dudas entre el alumnado. A continuación, el docente dictará en voz alta un ejercicio para que los estudiantes lo copien en sus cuadernos. Se les pedirá que lo traigan resuelto a la siguiente clase para su corrección.
Anexo	Anexo VIII. Cantidad de sustancia.
Actividad 11. ¡Hora de investigar!	
Tipo de actividad	Motivadora

Duración	5 minutos
Objetivos	Investigar acerca del origen del número de Avogadro. Realizar un trabajo de investigación. Elaborar un informe científico.
Contenidos	El número de Avogadro.
Competencias	CMCT. CD. CAA. SIEP. CEC.
Materiales y recursos	Ordenador o tableta digital con conexión a internet. Ficha facilitada por el docente a través de <i>Classroom</i> . Material escolar.
Descripción	Al final de la sesión de hoy, el docente leerá la actividad que deberá realizar el alumnado mediante la metodología de aprendizaje basado en la indagación, de manera individual, y se asegurará de que hayan entendido la propuesta. La ficha de esta actividad viene recogida en la plataforma <i>Classroom</i>. Se pide que realicen una investigación acerca del origen del número de Avogadro. Para ello, el alumnado deberá plantear y formular hipótesis antes de empezar a buscar información científica relacionada con la temática, contrastar dicha información, realizar un análisis crítico de lo obtenido y aportar una conclusión. El informe de la investigación no superará los 3 folios y deberán entregarlo antes de la ejecución de la prueba final.
Anexo	Anexo IX: ¡Hora de investigar!

SESIÓN 6	
Actividad 12. Un, dos, cuatro	
Tipo de actividad	De refuerzo y de dinámica de grupos
Duración	60 minutos
Objetivos	Resolución de ejercicios donde se pondrán en práctica los conceptos de masa atómica, masa molecular, masa molar, cantidad de sustancia, mol y número de Avogadro.
Contenidos	Masa atómica, masa molecular, masa molar, cantidad de

	sustancia, mol y número de Avogadro.
Competencias	CCL. CMCT. CAA. CSC. SIEP.
Materiales y recursos	Calculadora. Tabla Periódica. Material escolar. Relación de ejercicios facilitada por el docente.
Descripción	Comienza la clase corrigiendo el ejercicio propuesto la sesión anterior. El docente tomará nota de los estudiantes que lo han traído resuelto. Se formarán grupos formales de 4 miembros. El docente asignará a cada grupo una letra (A, B, C, etc.), entregará a cada alumno/a la relación de ejercicios y pedirá a cada grupo que realice un ejercicio en concreto de entre los propuestos. Se trabajará con la técnica “un, dos, cuatro”. Antes de comenzar con la resolución de los ejercicios, el docente explicará al alumnado en qué consiste esta técnica de aprendizaje cooperativo. Cuando cada grupo haya finalizado su tarea, o cuando el docente lo estime conveniente, se procederá a la resolución de los ejercicios en la pizarra. Para ello, se pedirá un voluntario/a de entre los integrantes del grupo o será elegido por el profesor/a. Todos los estudiantes copian los resultados de los demás ejercicios y se resuelven las dudas que se planteen.
Anexo	Anexo X. Un, dos, cuatro.

SESIÓN 7	
Actividad 13. Cálculos estequiométricos	
Tipo de actividad	De desarrollo
Duración	60 minutos
Objetivos	Introducción a la estequiometría y resolver problemas realizando cálculos estequiométricos con reactivos en estado sólido o en disolución. Resolver problemas mediante cálculos estequiométricos con gases.

Contenidos	Cálculos estequiométricos masa-masa, cálculos con reactivos en disolución y cálculos con gases. Ecuación de los gases ideales.
Competencias	CMCT. CAA.
Materiales y recursos	Pizarra. Libro de texto. Ejercicio para casa que facilitará el docente en formato papel. Calculadora. Tabla Periódica. Material escolar.
Descripción	La sesión abordará en su totalidad la ejecución de diversos ejercicios en la pizarra por parte del docente, para ver entre todos la resolución de los problemas y aclarar posibles dudas. Entendidos los conceptos y la forma de desarrollar esta clase de ejercicios, se pedirá a los estudiantes que resuelvan en casa ejercicios similares a los resueltos en clase, que se les entregarán en formato papel y deberán llevar resueltos a la siguiente clase para su corrección.
Anexo	Anexo XI. Cálculos estequiométricos.

SESIÓN 8	
Actividad 14. Números al azar	
Tipo de actividad	De refuerzo y debate
Duración	60 minutos
Objetivos	Resolución de ejercicios de cálculos estequiométricos con reactivos en estado sólido o en disolución. Resolución de problemas mediante cálculos estequiométricos con gases.
Contenidos	Cálculos estequiométricos masa-masa, cálculos con reactivos en disolución y cálculos con gases. Ecuación de los gases ideales.
Competencias	CCL. CMCT. CAA. CSC.
Materiales y recursos	Calculadora. Tabla Periódica. Material escolar. Relación de ejercicios facilitada por el docente.
Descripción	Inicia la clase el docente corrigiendo los 3 ejercicios

	propuestos la sesión anterior. Se tomará nota de los estudiantes que los hayan traído resueltos. El docente entregará a los estudiantes una relación de ejercicios que deberán realizar y resolver, de manera individual, durante la sesión de hoy. Para ello, el docente, además, entregará a cada alumno/a un papelito asignándole un número diferente a cada uno de ellos. El profesor no sabrá qué número tiene cada estudiante. Cuando los alumnos/as hayan finalizado los ejercicios, o cuando el docente lo estime conveniente, se procederá a su resolución en la pizarra. Para ello, el docente elegirá 3 números al azar de entre todos los números repartidos a los estudiantes. Los agraciados deberán salir a la pizarra y resolver uno de los ejercicios propuestos. Lo resolverán de manera cooperativa entre los tres, proponiendo sus ideas y debatiendo la forma de realizar el ejercicio. El docente ayudará si los estudiantes tienen problemas para resolverlo. Los demás ejercicios propuestos se resolverán siguiendo la misma técnica descrita en el párrafo anterior, eligiendo el docente números diferentes para que participen otros estudiantes.
Anexo	Anexo XII. Números al azar.

SESIÓN 9	
Actividad 15. Ejercicios de repaso	
Tipo de actividad	De refuerzo y de dinámica de parejas
Duración	60 minutos
Objetivos	Realizar diversas actividades para repasar los contenidos vistos en la unidad.
Contenidos	Todos los contenidos vistos en la unidad didáctica.
Competencias	CCL. CMCT. CAA. CSC.
Materiales y recursos	Calculadora. Tabla Periódica. Material escolar. Relación de

	ejercicios facilitada por el docente.
Descripción	El docente entregará la relación de ejercicios de repaso a cada estudiante. Realizarán los ejercicios por parejas para que puedan aportar ideas en común en la resolución de los problemas. Para cada ejercicio, el docente dejará un tiempo prudencial para que el alumnado lo realice. Pasado el tiempo, se corregirá el ejercicio en la pizarra, se resolverán dudas y se pasará al siguiente ejercicio.
Anexo	Anexo XIII. Ejercicios de repaso.

SESIÓN 10	
Actividad 16. Prueba final	
Tipo de actividad	De evaluación final
Duración	60 minutos
Objetivos	Fortalecer todo lo aprendido y detectar dificultades en el proceso de aprendizaje.
Contenidos	Todos los contenidos vistos en la unidad didáctica.
Competencias	CMCT. CAA.
Materiales y recursos	Calculadora. Tabla Periódica. Material escolar. Prueba final facilitada por el docente.
Descripción	El docente entregará la prueba final a cada estudiante. Se trata de 8 ejercicios que realizarán de forma individual. El alumnado podrá realizar preguntas al profesor/a durante el desarrollo de la prueba para resolver alguna duda puntual.
Anexo	Anexo XIV. Prueba final.

3.9. EVALUACIÓN

La evaluación es un proceso que permite a los docentes descubrir la evolución de cada estudiante dentro del sistema de enseñanza-aprendizaje, adoptando medidas de refuerzo, si fuesen necesarias, para garantizar que se obtienen los objetivos educativos requeridos.

Las características de la evaluación de los aprendizajes de los alumnos y alumnas de Educación Secundaria Obligatoria, vienen descritas en la Ley Orgánica 3/2020, de 29 de diciembre, y destaca que la evaluación ha de ser “continua, formativa e integradora”.

En el ámbito regional, el artículo 37, de la Orden de 15 de enero de 2021, también hace mención al carácter de la evaluación del alumnado en Educación Secundaria Obligatoria, y recoge que la evaluación será “continua, formativa, diferenciada y objetiva según las distintas materias del currículo y será un instrumento para la mejora tanto de los procesos de enseñanza como de los procesos de aprendizaje”.

3.9.1. Criterios de evaluación

El Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, en su artículo 2, apartado f), acoge la definición de criterios de evaluación y los define como “el referente específico para evaluar el aprendizaje del alumnado. Describen aquello que se quiere valorar y que el alumnado debe lograr, tanto en conocimientos como en competencias; responden a lo que se pretende conseguir en cada asignatura”.

Los criterios de evaluación de los diferentes niveles educativos y para todas las asignaturas, vienen recogidos en la Orden de 15 de enero de 2021. Los criterios de esta unidad didáctica, enmarcados dentro del bloque 3, denominado “*Los cambios*”, son los siguientes:

C.E. 1. Comprender el mecanismo de una reacción química y deducir la ley de conservación de la masa a partir del concepto de la reorganización atómica que tiene lugar.

C.E. 2. Razonar cómo se altera la velocidad de una reacción al modificar alguno de los factores que influyen sobre la misma, utilizando el modelo cinético-molecular y la teoría de colisiones para justificar esta predicción.

C.E. 3. Interpretar ecuaciones termoquímicas y distinguir entre reacciones endotérmicas y exotérmicas.

C.E. 4. Reconocer la cantidad de sustancia como magnitud fundamental y el mol como su unidad en el Sistema Internacional de Unidades.

C.E. 5. Realizar cálculos estequiométricos con reactivos puros suponiendo un rendimiento completo de la reacción, partiendo del ajuste de la ecuación química correspondiente.

3.9.2. Estándares de aprendizaje

El Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, en su artículo 2, en el apartado e), se definen los estándares de aprendizaje como “especificaciones de los criterios de evaluación que permiten definir los resultados de aprendizaje, y que concretan lo que el estudiante debe saber, comprender y saber hacer en cada asignatura; deben ser observables, medibles y evaluables y permitir graduar el rendimiento o logro alcanzado. Su diseño debe contribuir y facilitar el diseño de pruebas estandarizadas y comparables”.

Los estándares de aprendizaje de los diferentes niveles educativos y para todas las asignaturas, vienen recogidos en la Orden de 15 de enero de 2021. Los estándares de esta unidad didáctica son los siguientes:

E.A. 1.1. Interpreta reacciones químicas sencillas utilizando la teoría de colisiones y deduce la ley de conservación de la masa.

E.A. 2.1. Predice el efecto que sobre la velocidad de reacción tienen: la concentración de los reactivos, la temperatura, el grado de división de los reactivos sólidos y los catalizadores.

E.A. 2.2. Analiza el efecto de los distintos factores que afectan a la velocidad de una reacción química ya sea a través de experiencias de laboratorio o mediante aplicaciones virtuales interactivas en las que la manipulación de las distintas variables permita extraer conclusiones.

E.A. 3.1. Determina el carácter endotérmico o exotérmico de una reacción química analizando el signo del calor de reacción asociado.

E.A. 4.1. Realiza cálculos que relacionen la cantidad de sustancia, la masa atómica o molecular y la constante del número de Avogadro.

E.A. 5.1. Interpreta los coeficientes de una ecuación química en términos de partículas, moles y, en el caso de reacciones entre gases, en términos de volúmenes.

E.A. 5.2. Resuelve problemas, realizando cálculos estequiométricos, con reactivos puros y suponiendo un rendimiento completo de la reacción, tanto si los reactivos están en estado sólido como en disolución.

En la Tabla 5 se recogen los contenidos de la unidad didáctica propuesta, los criterios de evaluación, los estándares de aprendizaje y las competencias clave.

Tabla 5. Relación de los contenidos de la unidad “Reacciones químicas: fundamentos”, criterios de evaluación, estándares de aprendizaje y competencias clave. Fuente: elaboración propia.

CONTENIDOS	CRITERIOS DE EVALUACIÓN	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE	COMPETENCIAS CLAVE
C1. Reacciones y ecuaciones químicas	C.E. 1.	E.A. 1.1.	CMCT. CAA.
C2. Mecanismo, velocidad y energía de las reacciones	C.E. 2. C.E. 3.	E.A. 2.1. E.A. 2.2. E.A. 3.1.	CMCT. CAA.
C3. Cantidad de sustancia: el mol	C.E. 4.	E.A. 4.1.	CMCT.
C4. Concentración molar	C.E. 4.	E.A. 4.1.	CMCT.
C5. Cálculos estequiométricos	C.E. 5.	E.A. 5.1. E.A. 5.2.	CMCT.CAA.

3.9.3. Instrumentos de evaluación

La Orden de 15 de enero de 2021, en el artículo 39, señala que “el profesorado llevará a cabo la evaluación, preferentemente, a través de la observación continuada de la evolución del proceso de aprendizaje de cada alumno o alumna en relación con los objetivos de Educación Secundaria Obligatoria y las competencias clave”. Además, subraya que se utilizarán diferentes instrumentos para llevar a cabo la evaluación, estando estos ajustados a los criterios de evaluación y a las características del alumnado.

Conforme a la ley, en la siguiente tabla (Tabla 6) se exponen los instrumentos de evaluación del alumnado utilizados en la presente unidad didáctica, las técnicas empleadas, los porcentajes en la calificación final para cada instrumento y/o técnica y las tablas donde se muestran las diferentes rúbricas para evaluar, incluyendo el Anexo XIV que recoge la prueba final, con las puntuaciones de cada ejercicio sobre 10.

En la Tabla 7 se muestra la relación que sostienen las actividades efectuadas en esta unidad didáctica con los contenidos específicos para esta propuesta. A su vez, se relacionan estas actividades con los criterios de evaluación y los estándares de aprendizaje que determina la normativa. Además, se indican los instrumentos de evaluación utilizados para cada una de las actividades. De igual manera, estas actividades vienen asociadas con las competencias clave.

Tabla 6. Relación entre los instrumentos de evaluación, las técnicas utilizadas y sus porcentajes en la calificación final. Fuente: elaboración propia.

INSTRUMENTOS DE EVALUACIÓN	TÉCNICAS DE EVALUACIÓN	PESO CALIFICACIÓN FINAL (%)		TABLAS/ ANEXO
Actitud y participación en clase	Escala de valoración	5		Tabla 8
Actividades de clase	Ejercicios individual	10	30	Tabla 9
	Ejercicios en grupo o pareja	10		
	Laboratorio	10		
Actividades	Ejercicios propuestos	10	30	Tabla 10
	Vídeo	10		
	Trabajo de investigación	10		
Prueba final	Escala de valoración	35		Anexo XIV

Cabe mencionar que el instrumento de evaluación de actitud y participación en clase se utilizará diariamente en cada una de las sesiones, independientemente del instrumento y técnica específico empleado para evaluar la actividad en cuestión.

La calificación final de la unidad didáctica para cada estudiante se obtiene aplicando un valor del 35% a la nota obtenida en la prueba final, adjudicando un valor del 30% a las calificaciones obtenidas tanto en las actividades de clase como en las actividades realizadas fuera del horario escolar y añadiendo el valor del 5% a la nota obtenida en actitud y participación en clase. La suma de todos estos valores comprende el 100% de la nota final, que vendrá dada en escala de 1 a 10, sin decimales, como viene reflejado en el Real Decreto 1105/2014 para la Educación Secundaria Obligatoria. Además, esta calificación numérica irá acompañada del término correspondiente:

- Calificación 9 / 10 → Sobresaliente (SB)
- Calificación 7 / 8 → Notable (NT)
- Calificación 6 → Bien (BI)
- Calificación 5 → Suficiente (SU)
- Calificación 1 – 4 → Insuficiente (IN)

Para la superación de la unidad se requiere una calificación final mayor o igual a 5, no siendo necesario superar individualmente cada una de las partes en que se desglosa la nota.

Los estudiantes que no alcancen la calificación final de suficiente para superar la unidad, podrán optar de nuevo a la realización de una prueba escrita final antes de la finalización del trimestre y, si fuese necesario, la realización de un trabajo de investigación propuesto por el docente. Las notas obtenidas en cada uno de los apartados se mantendrán.

En el caso que existan alumnos/as que hayan superado la unidad y quieran subir nota, realizarán, siempre bajo petición del propio estudiante, la prueba escrita final junto con el alumnado que no haya superado la unidad. Si la nota obtenida fuese inferior a la que ya poseían, se mantendrá la nota inicial.

Tabla 7. Relación de las actividades propuestas en la unidad “Reacciones químicas: fundamentos”, contenidos, criterios de evaluación, estándares de aprendizaje, instrumentos de evaluación y competencias clave. Fuente: elaboración propia.

SESIONES	CONTENIDOS	CRITERIOS EVALUACIÓN	ESTÁNDARES APRENDIZAJE	ACTIVIDADES	INSTRUMENTOS EVALUACIÓN	COMPETENCIAS CLAVE
1	C1.	C.E. 1.	E.A. 1.1.	Actividad 2	Actividades de clase → individual	CMCT. CD. CAA.
2	C2.	C.E. 2.	E.A. 2.1.	Actividad 3	Actitud y participación	CMCT. CD. CAA.
	C2.	C.E. 2.	E.A. 2.1.	Actividad 4	Actividades de clase → grupo	CCL. CMCT. CAA. CSC. SIEP.
3	C2.	C.E. 3.	E.A. 3.1	Actividad 5	Actividades de clase → grupo	CCL. CMCT. CAA. CSC. SIEP.
	C2.	C.E. 3.	E.A. 3.1.	Actividad 6	Actividades → ejercicios	CMCT. CAA. SIEP.
4	C2.	C.E. 3.	E.A. 3.1.	Actividad 7	Actividades de clase → laboratorio	CCL. CMCT. CAA. CSC. SIEP.
	C2.	C.E. 2.	E.A. 2.2.	Actividad 8	Actividades de clase → laboratorio	CCL. CMCT. CAA. CSC. SIEP.
	C2.	C.E. 2.	E.A. 2.1.	Actividad 9	Actividades → vídeo	CMCT. CD. CAA. SIEP.
5	C3. C4.	C.E. 4.	E.A. 4.1.	Actividad 10	Actividades → ejercicios	CMCT. CAA.
	C3. C4.	C.E. 4.	E.A. 4.1.	Actividad 11	Actividades → trabajo investigación	CMCT. CD. CAA. SIEP. CEC.
6	C3. C4.	C.E. 4.	E.A. 4.1.	Actividad 12	Actividades de clase → grupo	CCL. CMCT. CAA. CSC. SIEP.
7	C5.	C.E. 5.	E.A. 5.1-2.	Actividad 13	Actividades → ejercicios	CMCT. CAA.
8	C5.	C.E. 5.	E.A. 5.1-2.	Actividad 14	Actividades de clase → individual	CCL. CMCT. CAA. CSC.
9	C1-5.	C.E. 1-5.	E.A. 1-5.	Actividad 15	Actitud y participación	CCL. CMCT. CAA. CSC.
10	C1-5.	C.E. 1-5.	E.A. 1-5.	Actividad 16	Prueba final	CMCT. CAA.

Tabla 8. Rúbrica sobre la actitud y la participación en la clase. Fuente: elaboración propia.

	ACTITUD Y PARTICIPACIÓN				
	INSUFICIENTE (1-4)	APROBADO (5)	BIEN (6)	NOTABLE (7-8)	SOBRESALIENTE (9-10)
Actitud y comportamiento	Interrumpe la clase y molesta continuamente a los compañeros	Molesta a los compañeros en varias ocasiones	Suele mostrar una actitud tranquila, aunque a veces se distrae y molesta a los compañeros	Respeto a los compañeros y suele mantenerse en silencio	Respeto a los compañeros y no entorpece el ritmo de la clase
Participación y atención	Nunca participa ni atiende en clase	Solo participa y atiende en contadas ocasiones	Participa si se le insiste y presta atención la mayor parte del tiempo	Suele ser participativo y suele mostrar atención a la clase	Es participativo y muestra gran interés en la clase

Tabla 9. Rúbrica sobre las actividades de clase. Fuente: elaboración propia.

		ACTIVIDADES DE CLASE				
		INSUFICIENTE (1-4)	APROBADO (5)	BIEN (6)	NOTABLE (7-8)	SOBRESALIENTE (9-10)
Actividades individuales	Contenido y dominio	No muestra conocimientos de la actividad y no domina la materia.	Muestra escasos conocimientos de la actividad y duda la mayor parte del tiempo.	Presenta algunos conocimientos de la actividad y duda en algunos aspectos.	Muestra conocimientos del contenido de la actividad y domina la materia.	Muestra un gran conocimiento del contenido de la actividad y domina la materia.
	Trabajo realizado	El trabajo no es correcto. Muestra contenido inadecuado.	El trabajo es muy básico. Muestra contenido adecuado en su mayoría pero desordenado.	El trabajo es aceptable. Presenta contenido adecuado pero algo desordenado.	El trabajo es bueno. Presenta contenido adecuado y ordenado.	El trabajo es excelente. Muestra contenido adecuado y ordenado.
Actividades en grupo o pareja	Contenido y dominio	No muestra conocimientos de la actividad y no domina la materia.	Muestra escasos conocimientos de la actividad y duda la mayor parte del tiempo.	Presenta algunos conocimientos de la actividad y duda en algunos aspectos.	Muestra conocimientos del contenido de la actividad y domina la materia.	Muestra un gran conocimiento del contenido de la actividad y domina la materia.
	Trabajo en grupo o pareja	Nunca aporta soluciones o ideas. Genera mal ambiente de trabajo.	En pocas ocasiones aporta soluciones o ideas. No le gusta el trabajo en equipo.	Aporta algunas soluciones o ideas. Le es indiferente trabajar en equipo.	Aporta soluciones e ideas. Genera buen ambiente de trabajo.	Aporta soluciones e ideas constantemente. Genera buen ambiente de trabajo. Ayuda al equipo.
Laboratorio	Contenido y dominio	No muestra conocimientos de la práctica y no domina la materia.	Muestra escasos conocimientos de la práctica y duda la mayor parte del tiempo.	Presenta algunos conocimientos de la práctica y duda en algunos aspectos.	Muestra conocimientos del contenido de la práctica y domina la materia.	Muestra un gran conocimiento del contenido de la práctica y domina la materia.
	Normas, orden y limpieza	No respeta las normas de seguridad. No existe orden ni limpieza.	No respeta la mayoría de las normas de seguridad. No mantiene orden ni limpieza durante bastante tiempo.	Respeto casi todas las normas de seguridad. A veces hay cierto desorden y/o suciedad.	Respeto casi todas las normas de seguridad. Mantiene el orden y la limpieza en casi todo momento.	Respeto todas las normas de seguridad. Mantiene el orden y la limpieza en todo momento.

Tabla 10. Rúbrica sobre las actividades. Fuente: elaboración propia.

		ACTIVIDADES				
		INSUFICIENTE (1-4)	APROBADO (5)	BIEN (6)	NOTABLE (7-8)	SOBRESALIENTE (9-10)
Ejercicios	Contenido y dominio	No muestra conocimientos de los ejercicios y no domina la materia.	Muestra escasos conocimientos de los ejercicios y duda la mayor parte del tiempo.	Presenta algunos conocimientos de los ejercicios y duda en algunos aspectos.	Muestra conocimientos del contenido de los ejercicios y domina la materia.	Muestra un gran conocimiento del contenido de los ejercicios y domina la materia.
	Trabajo realizado	El trabajo no es correcto. Muestra contenido inadecuado.	El trabajo es muy básico. Muestra contenido adecuado en su mayoría pero desordenado.	El trabajo es aceptable. Presenta contenido adecuado pero algo desordenado.	El trabajo es bueno. Presenta contenido adecuado y ordenado.	El trabajo es excelente. Muestra contenido adecuado y ordenado.
Vídeo	Contenido, calidad y originalidad	El contenido no es el adecuado y la calidad es mala. Ausencia de originalidad.	El contenido y la calidad son básicos. Pocas evidencias de originalidad.	El contenido y/o la calidad son aceptables. Pocas evidencias de originalidad.	El contenido y la calidad son aceptables. Existe cierta originalidad y creatividad.	El contenido y la calidad son excelentes. Gran originalidad y creatividad.
	Uso apropiado del lenguaje	Empleo de un lenguaje poco apropiado al contenido. El mensaje no se entiende.	Empleo de un lenguaje muy básico. Transmite un mensaje confuso.	Utiliza un lenguaje básico, pero aceptable. Transmite un mensaje algo confuso.	Utiliza un lenguaje apropiado al contenido, empleando algunos términos científicos. Transmite un mensaje claro.	Utiliza un lenguaje apropiado al contenido, empleando gran cantidad de términos científicos. Transmite un mensaje claro.
Trabajo de investigación	Contenido de la investigación	No presenta un contenido adecuado.	El contenido es básico.	El contenido es aceptable.	El contenido es bueno.	El contenido es excelente.
	Presentación	El trabajo no transmite la información adecuada. Lenguaje inadecuado.	El trabajo está desordenado. Transmite superficialmente la información. Lenguaje adecuado pero básico.	El trabajo está algo desordenado. Transmite la información adecuada. Empleo de lenguaje correcto en ocasiones.	El trabajo está ordenado. Transmite la información adecuada. Empleo de lenguaje correcto la mayor parte del tiempo.	El trabajo está ordenado. Transmite la información correctamente. Empleo de lenguaje correcto todo el tiempo.

3.10. TRANSVERSALIDAD

En la confección de una unidad didáctica, la inclusión de elementos transversales es imprescindible. El Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, en su artículo 6, así como en el artículo 6 del Decreto 111/2016, de 14 de junio, se detallan los elementos transversales que han de trabajarse en todas las materias en Educación Secundaria Obligatoria. Estos elementos son la comprensión lectora, la comunicación audiovisual, la expresión oral y escrita, el emprendimiento, las Tecnologías de la Información y la Comunicación (TIC), la educación cívica y constitucional, la educación en desarrollo sostenible y medio ambiente, igualdad y violencia de género, espíritu emprendedor, entre otros.

Teniendo en cuenta la importancia de la transversalidad en el currículo del alumnado, a continuación se señalan algunos de los elementos transversales que componen la presente unidad didáctica:

- Comprensión lectora: mediante la búsqueda de información en internet y en los libros de texto se fomenta este elemento transversal.
- Comprensión oral y escrita: el trabajo cooperativo desarrolla el diálogo entre el alumnado y la realización de actividades y tareas fomenta la escritura.
- Comunicación audiovisual y TIC: el uso de herramientas TIC mediante la búsqueda de páginas webs, el uso de simuladores virtuales y el visionado y grabación de vídeos, fomenta el empleo de estos elementos en el alumnado mediante un uso adecuado y crítico de estas tecnologías.
- Educación cívica: el respeto entre el alumnado, la empatía, la tolerancia, entre otros valores, son considerados fundamentales. Mediante el trabajo cooperativo se trabaja este elemento transversal, consiguiendo un buen ambiente de trabajo entre los estudiantes.

3.11. ATENCIÓN A LA DIVERSIDAD

La atención a la diversidad engloba el conjunto de acciones educativas que intentan dar respuesta y prevenir las necesidades, permanentes o temporales, del alumnado y a los que precisen una actuación específica procedente de factores sociales o personales relacionados con situaciones de compensación lingüística, de desventaja sociocultural, comunicación y del lenguaje, de altas capacidades, de discapacidad física, psíquica, sensorial o con trastornos graves de la personalidad, del desarrollo o de la conducta, de graves trastornos de la comunicación y del lenguaje de desajuste curricular significativo.

El Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, en el artículo 9 define al alumnado con necesidades específicas de apoyo educativo (NEAE) como aquel que manifiesta necesidades educativas especiales u otras necesidades educativas derivadas por trastornos por déficit de atención con o sin hiperactividad (TDAH), por dificultades específicas del aprendizaje, por incorporación tardía al sistema educativo, por especiales condiciones personales o de historia escolar, por dificultades en el lenguaje y la comunicación o por altas capacidades intelectuales. Además, señala que “corresponde a las Administraciones educativas adoptar las medidas necesarias para identificar al alumnado con dificultades específicas de aprendizaje y valorar de forma temprana sus necesidades”.

En cuanto a la legislación andaluza, el Decreto 111/2016, de 14 de junio, desarrolla un capítulo entero dedicado a la atención a la diversidad que versa sobre medidas y programas para la atención a la diversidad, atención del alumnado con NEAE, escolarización, adaptaciones curriculares y programas de mejora del aprendizaje y del rendimiento.

Para la realización de esta unidad didáctica me he enfocado en el alumnado de 4º curso de ESO, el cual no manifiesta necesidades específicas de apoyo educativo. Si en algún momento, durante el transcurso de las clases, el alumnado mostrara algún tipo de necesidad, se procedería a realizar la adaptación curricular correspondiente.

Para alumnado con adaptaciones curriculares no significativas, el docente ejercerá una metodología más individualizada, reforzará el aprendizaje, atenderá más a los tiempos y al ritmo de aprendizaje.

Para alumnado con adaptaciones curriculares significativas, el docente realizará más actividades de refuerzo, priorizando contenidos y actitudes, y en otros casos, el docente llevará a cabo actividades y materiales de ampliación para dar respuesta a las motivaciones del alumnado con exceso de capacidad.

3.12. INNOVACIÓN

En esta unidad didáctica se han integrado actividades e instrumentos que modifican la metodología tradicional empleada en el proceso de enseñanza-aprendizaje. Con estas variaciones se pretende conseguir una mejora significativa en el aprendizaje del alumnado.

En la presente unidad, el empleo de las herramientas TIC dotará al docente de un gran abanico de recursos. El uso de internet ofrece muchas posibilidades para poder trabajar con el alumnado, desde el visionado de vídeos o imágenes, búsquedas en la red, grabación de vídeos, simulaciones virtuales, trabajar a través de plataformas educativas como *Classroom*, entre otros. Además, los medios tecnológicos para

conseguir llevar a cabo estas metodologías innovadoras son variados. Pueden emplearse ordenadores, tabletas digitales o teléfonos móviles.

Con la incorporación de estas nuevas herramientas en el desarrollo educativo, se consigue que el alumnado sea responsable de su propio aprendizaje al participar de manera más activa en generar su propio conocimiento.

Las largas sesiones de clases magistrales también están viéndose reemplazadas por otro tipo de recursos que fomentan la improvisación del alumnado, su creatividad, agilidad mental y mejoran el aprendizaje y la comprensión de los conocimientos. En la presente unidad se han empleado actividades como crucigramas, algunos juegos cooperativos y la realización de prácticas de laboratorio.

Para promover la alfabetización científica y la implicación del alumnado, en esta unidad didáctica se emplea metodología realista e innovadora basada en el aprendizaje mediante el trabajo cooperativo, el aprendizaje basado en la indagación y el uso de herramientas TIC.

4. CONCLUSIONES

El alumnado actual demanda nuevas formas de aprender. Se trata de una generación nativa digital, que consta, en su gran mayoría, con recursos y acceso inmediato de la información. Este hecho hace que sea fundamental la incorporación de una generación de docentes capaces de adaptarse a estos cambios y planteen metodologías innovadoras para hacer frente al proceso de enseñanza-aprendizaje, como el aprendizaje cooperativo o el aprendizaje basado en la indagación.

El hábito de empleo de las nuevas tecnologías por parte del alumnado en su vida cotidiana, se puede utilizar a favor del docente para realizar planteamientos de clases más dinámicas, creativas y colaborativas mediante el uso de herramientas TIC.

Todas estas metodologías innovadoras hacen que el alumnado sea más participativo, adoptando una actitud activa y crítica. Esto provoca que se fomente su motivación frente a contenidos científicos, acercándole la ciencia y haciéndosela más atractiva.

Otro aspecto clave en cuanto al proceso de enseñanza-aprendizaje de contenidos científicos, es averiguar las ideas previas que presenta el alumnado. En esta unidad didáctica, conocer si el estudiante presenta confusión de algunos términos como elemento y compuesto, o dificultades para distinguir entre cambio químico y cambio físico, es fundamental para alcanzar en el alumnado un aprendizaje significativo.

Además de la implementación de estas metodologías innovadoras en la presente unidad didáctica, cabe destacar que, el desarrollo de la misma cumple con los elementos curriculares recogidos en la legislación nacional y autonómica, asegurando la conexión entre los objetivos, los contenidos y las competencias clave.

En general, la realización del Máster de Profesorado, y en concreto, la confección de este Trabajo Fin de Máster, me han proporcionado mucha información acerca de las variadas metodologías que existen para llevar a cabo el proceso de enseñanza-aprendizaje del alumnado en el ámbito de las ciencias. Estos conocimientos completan mi formación académica como futura profesora y me dan acceso para poder desarrollarme profesionalmente en el campo de la docencia.

5. BIBLIOGRAFÍA

- Aramendi Jauregui, P., Arburua Goienetxe, R. M., y Buján Vidales, K. (2018). El aprendizaje basado en la indagación en la enseñanza secundaria. *Revista de Investigación educativa*, 36(1), 109-124. <https://doi.org/10.6018/rie.36.1.278991>
- Arenzana Hernández, V. (2008). Del quinto elemento de Aristóteles al elemento ciento dieciocho de la química. *Manual Formativa de ACTA*, 47, 89–99.
- Asimov, I. (2003). *Breve historia de la química: Introducción a las ideas y conceptos de la química*. Alianza Editorial.
- Barin, C. S., Saidelles, T., Schollmeier, A. M. da L., Lampe, L., y Machado Ellensohn, R. (2021). Passeio virtual no laboratório de química: Uma alternativa para mediação pedagógica em tempos de COVID-19. *ReTER*, 2(2), e5/01-15.
- Benarroch Benarroch, A. (2001). Una interpretación del desarrollo cognoscitivo de los alumnos en el área de la naturaleza corpuscular de la materia. *Enseñanza de Las Ciencias. Revista de Investigación y Experiencias Didácticas*, 19(1), 123–134. <https://doi.org/10.5565/REV/ENSCIENCIAS.4018>
- Blanco López, Á., Ruiz, L., y Prieto, T. (2010). El desarrollo histórico del conocimiento sobre las disoluciones y su relación con la Teoría Cinético-Molecular. Implicaciones didácticas. *Enseñanza de Las Ciencias: Revista de Investigación y Experiencias Didácticas*, 28(3), 447–458. <https://doi.org/10.5565/rev/ec/v28n3.55>
- Brown, T. L., LeMay, H. E. J., Bursten, B. E., y Brurdge, J. R. (2004). *Química. La Ciencia Central* (9th ed.). Pearson.
- Castro, J. (2008). La obra de Lavoisier como un modelo para la historia de las ciencias. *Tecné, Episteme y Didaxis: TED*, 1(23), 89–106. <https://doi.org/10.17227/ted.num23-151>
- Chang, R., y College, W. (2010). *Química* (10th ed.). McGraw-Hill.
- Dávila Acedo, M. A., Borrachero Cortés, A. B., Cañada Cañada, F., y Sánchez Martín, J. (2018). Factores afectivos y cognitivos en el aprendizaje de los cambios físicos y químicos de la materia en alumnos de Educación Secundaria. *Tecné, Episteme y Didaxis: TED*, 44 91-110.
- Dávila Acedo, M. A., Cañada Cañada, F., Sánchez Martín, J., Borrachero Cortés, A. B., Marques Alexandrino, D., y Silva Passos, C. R. (2017). Las ideas previas sobre cambios físicos y químicos de la materia, y las emociones en alumnos de Educación Secundaria. *Enseñanza de Las Ciencias: Revista de Investigación y Experiencias Didácticas, Extra*, 3977–3984.
- De Posada, J. M. (2002). Memoria, cambio conceptual y aprendizaje de las ciencias. *Revista Electrónica de Enseñanza de las Ciencias*, 1(2), 92–113.
- Esteban Santos, S. (2002). En torno a Boyle: Su mundo y su obra científica. *Anales de La Real Sociedad Española de Química*, 98(3), 24–29.
- Esteban Santos, S. (2006). Historia de la alquímica I: La alquimia griega. *Anales de La Real Sociedad Española de Química*, 2, 60–67.
- Fisher, R. (2013). *Diálogo creativo: Hablar para pensar en el aula* (1st ed.). Morata.
- Furió Más, C., y Padilla, K. (2003). La evolución histórica de los conceptos científicos como prerrequisito para comprender su significado actual: el caso de la cantidad de sustancia y el mol. *Didáctica de Las Ciencias Experimentales y Sociales*, 17, 55–74.
- Gallego Badillo, R., Pérez Miranda, R., y Gallego Torres, A. P. (2009). Una aproximación

- histórico epistemológica a las leyes fundamentales de la Química. *Revista Electrónica de Enseñanza de Las Ciencias*, 8(1), 359–375.
- Gilbert, J. K., y Watts, D. M. (1983). Concepts, Misconceptions and Alternative Conceptions: Changing Perspectives in Science Education. *Studies in Science Education*, 10(1), 61–98. <https://doi.org/10.1080/03057268308559905>
- Godino, J. D., y Burgos, M. (2020). ¿Cómo enseñar las matemáticas y ciencias experimentales? Resolviendo el dilema entre transmisión e indagación. *PARADIGMA*, 41, 80–106. <https://doi.org/10.37618/PARADIGMA.1011-2251.2020.P80-106.ID872>
- Herrada Valverde, R. I., y Baños Navarro, R. (2018). Revisión de experiencias de aprendizaje cooperativo en ciencias experimentales. *Campo Abierto. Revista de Educación*, 37(2), 157–170. <https://doi.org/10.17398/0213-9529.37.2.157>
- Íñigo Fernández, L. E. (2010). *Breve historia de la alquimia*. Ediciones Nowtilus.
- Izquierdo Sañudo, M. C., Peral Fernández, F., De La Plaza Pérez, Á., y Troitiño Núñez, M. D. (2003). *Evolución histórica de los principios de la química*. UNED.
- Johnson, D. W., Johnson, R. T., y Holubec, E. J. (1999). *El aprendizaje cooperativo en el aula*. Paidós.
- Lecaille, C. (1994). El Flogisto. Ascenso y caída de la primera gran teoría química. *Ciencias*, 34, 4–10.
- Madrid, J. C., Arellano, M., Jara, R., Merino, C., y Balocchi, E. (2013). El aprendizaje cooperativo en la comprensión del contenido “disoluciones”. Un estudio piloto. *Educación Química*, 24(2), 471–479. [https://doi.org/10.1016/S0187-893X\(13\)72515-1](https://doi.org/10.1016/S0187-893X(13)72515-1)
- Mahmud, M. C., y Gutiérrez, O. A. (2010). Estrategia de Enseñanza Basada en el Cambio Conceptual para la Transformación de Ideas Previas en el Aprendizaje de las Ciencias. *Formación Universitaria*, 3(1), 11–20. <https://doi.org/10.4067/S0718-50062010000100003>
- Méndez Coca, D. (2013). ¿Cómo afrontan los alumnos en secundaria las reacciones químicas? *Aula de Encuentro*, 15, 129–137.
- Montagut Bosque, P. (2010). Los procesos de enseñanza y aprendizaje del lenguaje de la química en estudiantes universitarios. *Educación Química*, 21(2), 126–138. [https://doi.org/10.1016/S0187-893X\(18\)30162-9](https://doi.org/10.1016/S0187-893X(18)30162-9)
- Mora, C. y Herrera, D. (2009). Una revisión sobre ideas previas del concepto de fuerza. *Latin-American Journal of Physics Education*, 3(1), 72–86.
- Mulet Hing, L. N., y Hing Cortón, R. (2008). La historia de la química y el desarrollo de la sociedad. *Tecnología Química*, 28(3), 15–27.
- Muñoz Bello, R., y Bertomeu Sánchez, J. R. (2003). La historia de la ciencia en los libros de texto : la(s) hipótesis de Avogadro. *Enseñanza de Las Ciencias: Revista de Investigación y Experiencias Didácticas*, 21(1), 147–159.
- Paulson, D. R. (1999). Active Learning and Cooperative Learning in the Organic Chemistry Lecture Class. *Journal of Chemical Education*, 76(8), 1136–1140. <https://doi.org/10.1021/ED076P1136>
- Pellón González, I. (2011). Antonie-Laurent Lavoisier (1743?-1794) y la química del siglo XVIII. In P. Melogno, P. Rodríguez, y S. Fernández (Eds.), *Elementos de historia de la ciencia* (pp. 269–285). Universidad de la República de Uruguay.
- Pellón González, I. (2014). De los dioses a los hombres: Un recorrido histórico del descubrimiento de los elementos químicos. *Estudios Geológicos*, 70(2), e015.

- <https://doi.org/http://dx.doi.org/10.3989/egeol.41718.316>
- Petrucchi, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D., y Bissonnette, C. (2011). *Química General: Principios y aplicaciones modernas*. Pearson Educación, S.A.
- Puppo, M. C., Cerruti, C. F., y Quiroga, A. V. (2017). Termoquímica. In *Química General para Agronomía*. Universidad Nacional de La Plata.
- Ravaschino, E. L. (2011). Química en retrospectiva. Parte 1: Origen y evolución. *Química Viva*, 10(2), 129–136.
- Romero Ariza, M., y Quesada Armenteros, A. (2014). Nuevas tecnologías y aprendizaje significativo de las ciencias. *Enseñanza de Las Ciencias: Revista de Investigación y Experiencias Didácticas*, 32(1), 101–115. <https://doi.org/10.5565/rev/ensciencias.433>
- Romero-Ariza, M. (2017). El aprendizaje por indagación: ¿existen suficientes evidencias sobre sus beneficios en la enseñanza de las ciencias? *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 14(2), 286–299. https://dx.doi.org/10.25267/Rev_Eureka_ensen_divulg_cienc.2017.v14.i2.01
- Romero-Ariza, M., Quesada, A., Abril, A. M., Sorensen, P., y Oliver, M. C. (2020). Highly Recommended and Poorly Used: English and Spanish Science Teachers' Views of Inquiry-based Learning (IBL) and its Enactment. *Eurasia Journal of Mathematics, Science and Technology Education*, 16(1), em1793. <https://doi.org/10.29333/EJMSTE/109658>
- Ruiz, R., y Tesouro i Cid, M. (2013). Beneficios e inconvenientes de las nuevas tecnologías en el aprendizaje del alumno. Propuestas formativas para alumnos, profesores y padres. *Educación y Futuro Digital*, 7, 17–27.
- Tomé López, C. (2017). *Libavius y el primer libro de texto químico*. Cultura Científica. <https://culturacientifica.com/2017/03/21/libavius-primer-libro-texto-quimico/>
- Velázquez Callado, C., Fraile Aranda, A., y López Pastor, V. M. (2014). Aprendizaje cooperativo en educación física. *Movimento: Revista Da Escola de Educação Física*, 20(1), 239–259. <https://doi.org/10.22456/1982-8918.40518>
- Vizguín, V. (1991). Evolución de la idea de Sustancia Química de Tales a Aristóteles. *Llull: Revista de La Sociedad Española de Historia de Las Ciencias y de Las Técnicas*, 14(27), 603–644.
- Vetere, V., Santandreu, M. F., Rodríguez Sartori, D., Cogo, G., y Morales, M. D. (2018). Dificultades de las/os estudiantes en la conceptualización de reacción química y reactivo limitante. *II Jornadas sobre las Prácticas Docentes en la Universidad Pública*.

6. ANEXOS

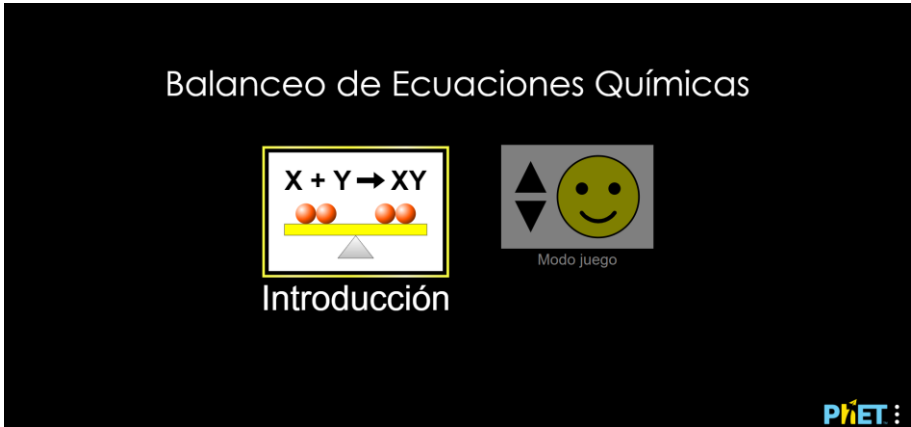
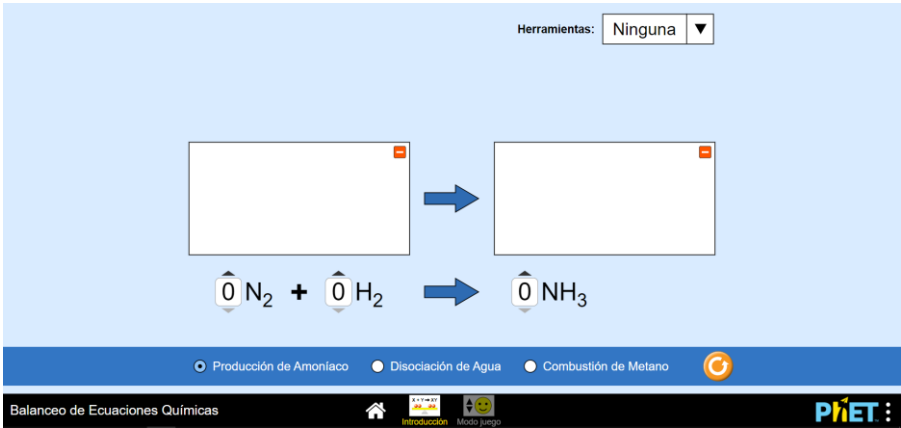
Anexo I. Cuestionario de ideas previas sobre “Reacciones químicas: fundamentos”.

CUESTIONARIO DE IDEAS PREVIAS	
Unidad didáctica → <i>Reacciones químicas: fundamentos</i>	
Apellidos y nombre:	Curso: Fecha:
En las siguientes preguntas, marca la respuesta correcta.	
1. Un cambio químico ocurre cuando:	☒ Se obtienen sustancias nuevas
	☐ Cambia el estado de agregación de las sustancias
	☐ Se disuelven dos sustancias
	☐ Ninguna respuesta es correcta
2. Un cambio físico ocurre cuando:	☐ Se obtienen sustancias nuevas
	☒ Cambia el estado de agregación de las sustancias
	☐ Se disuelven dos sustancias
	☐ Ninguna respuesta es correcta
3. Una reacción química se produce cuando:	☐ Se mezclan dos sustancias
	☒ Las sustancias iniciales reaccionan y se transforman en sustancias diferentes
	☐ Se disuelven dos sustancias
	☐ Una sustancia pasa de estado sólido a líquido
4. La corrosión en los barcos es un ejemplo de:	☐ Cambio físico
	☐ Disolución homogénea
	☒ Cambio químico
	☐ Ninguna respuesta es correcta
5. Añadir azúcar al café es un ejemplo de:	☐ Cambio químico
	☒ Cambio físico
	☐ Reacción química
	☐ Ninguna respuesta es correcta

6. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones químicas está ajustada?	☐ $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
	☐ $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
	☐ $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
	☒ $\text{H}_2 + 1/2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
7. Señala los productos de la siguiente ecuación química: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	☐ CH_4 y CO_2
	☐ CH_4 y 2O_2
	☐ CH_4 , 2O_2 y CO_2
	☒ CO_2 y $2\text{H}_2\text{O}$
8. En un vaso con 200 gramos de agua se añaden 25 gramos de cacao y se agita hasta que todo el cacao se haya disuelto. ¿Cuánto pesa el contenido del vaso?	☐ Menos de 200 gramos
	☐ 200 gramos
	☐ Más de 200 gramos pero menos de 225 gramos
	☒ 225 gramos
	☐ Más de 225 gramos
9. Para que una reacción química se produzca más rápido se puede:	☐ Bajar la temperatura
	☒ Aumentar la concentración de los reactivos
	☐ Aumentar la concentración de los productos
	☐ Ninguna respuesta es correcta
10. Las fuerzas de cohesión entre las moléculas son muy grandes en:	☒ Los sólidos
	☐ Los líquidos
	☐ Los gases
	☐ Todos por igual

Cuestionario de ideas previas. Fuente: Dávila et al., 2017; 2018; Vetere et al., 2018.
 Formato: elaboración propia.

Anexo II. ¡Es hora de ajustar!

FICHA 1. ¡ES HORA DE AJUSTAR!		
Unidad didáctica → <i>Reacciones químicas: fundamentos</i>		
Apellidos y nombre:	Curso:	Fecha:
En esta actividad aprenderemos a ajustar reacciones químicas mediante un simulador virtual. Sigue las instrucciones: 1. Accede al enlace: ¡Es hora de ajustar! 2. Pincha en “Introducción”.		
 Figura A. Balanceo de ecuaciones químicas (2021). PhET Interactive Simulations. 3. Practica el ajuste de reacciones químicas con la reacción de producción del amoníaco, la reacción de disociación del agua y la reacción de combustión del metano.		
 Figura B. Balanceo de ecuaciones químicas. Introducción (2021). PhET Interactive Simulations.		

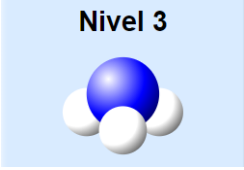
4. Tras la toma de contacto con el funcionamiento del simulador, pincha en “Modo juego”. Aparecerán 3 niveles de dificultad, con 5 ecuaciones químicas por cada nivel.



Figura C. Balanceo de ecuaciones químicas. Modo juego (2021). PhET Interactive Simulations.

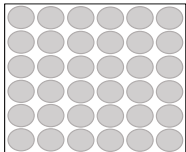
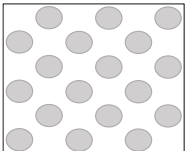
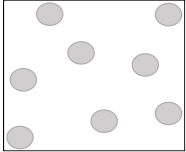
5. Ajusta correctamente las 15 ecuaciones químicas propuestas en la simulación. A continuación, anota dichas ecuaciones ajustadas en esta ficha, en sus correspondientes casilleros.

Nivel 1 	1.
	2.
	3.
	4.
	5.
Nivel 2 	6.
	7.
	8.
	9.
	10.

	11.
	12.
	13.
	14.
	15.

Ficha 1. ¡Es hora de ajustar! Fuente: phet.colorado.edu. Formato: Elaboración propia.

Anexo III. Cinética en pareja.

FICHA 2. CINÉTICA EN PAREJA		
Unidad didáctica → <i>Reacciones químicas: fundamentos</i>		
1. Apellidos y nombre:	Curso:	Fecha:
2. Apellidos y nombre:		
Una vez visualizados los 3 vídeos, toca responder algunas cuestiones relacionadas con lo que acabamos de ver. ¡Vamos a ello!		
Teoría cinético-molecular		
1) Según esta teoría, ¿de qué está compuesta la materia? La materia está compuesta de partículas pequeñas que pueden ser átomos, moléculas o iones.		
2) ¿Cómo se llaman las fuerzas que mantienen unidas entre sí a las partículas? Fuerzas de atracción o fuerzas de cohesión.		
3) Dibuja los diferentes estados de la materia a nivel microscópico y explica qué características tienen las fuerzas que unen a las partículas.  En los sólidos las fuerzas de atracción entre las partículas son muy fuertes. Dichas partículas están muy cerca unas de otras por lo que los sólidos no se pueden comprimir y tienen forma y volumen definidos.  En los líquidos las fuerzas de atracción son moderadas. Las partículas no están tan juntas como en los sólidos y tienen mayor movimiento, por eso los líquidos se adaptan al recipiente que los contiene.  En los gases las fuerzas de atracción son débiles. Se pueden expandir en el recipiente que los contiene. No tienen forma ni volumen definidos.		
Teoría de colisiones		
4) ¿Qué explica esta teoría? La teoría de colisiones explica cómo ocurren las reacciones químicas.		
5) ¿Qué es necesario para que se lleve a cabo una reacción química? Para que se produzca una reacción química las moléculas de los reactivos deben reaccionar entre sí. Es necesario que dichas moléculas choquen de manera efectiva, es decir, que se produzcan colisiones efectivas. Para ello, la orientación de las moléculas debe ser la adecuada y tienen que tener una energía suficiente para que se produzca el choque y reaccionen.		

Factores que afectan a la velocidad de reacción	
6) ¿Cuáles son los factores que afectan a la velocidad de una reacción?	La temperatura, la concentración de los reactivos, el tamaño de las partículas y la presencia de catalizadores.
7) Una reacción química se lleva a cabo en el laboratorio a 25°C. Al día siguiente se reproduce la misma reacción variando únicamente la temperatura del laboratorio a 20°C. Explica en cuál de los dos casos la reacción se producirá más rápidamente.	Cuando la temperatura del laboratorio es mayor, a 25°C, la velocidad de la reacción es mayor, por lo que la reacción se producirá más rápidamente. Esto se debe a que al aumentar la temperatura las partículas aumentan su velocidad de movimiento, aumentando los choques entre ellas, produciéndose la reacción con mayor rapidez.
8) ¿Qué ocurre cuando se añade más cantidad de reactivo en una reacción química?	La reacción ocurre más rápidamente debido a que hay más partículas. Esto produce mayor cantidad de choques aumentando la velocidad de la reacción.
9) Si tenemos un trozo de metal sólido y polvo metálico, ¿cuál de estos dos reactivos crees que produciría una reacción química más rápida y por qué?	El polvo metálico produciría una reacción química más rápida porque al estar más fragmentado tiene una superficie de contacto mayor entre las partículas, por lo que hay más choques y la velocidad de la reacción sería mayor.
10) ¿Qué es un catalizador?	Son sustancias que aceleran o retardan la velocidad de las reacciones químicas, pero no participan en ellas.

Ficha 2. Cinética en pareja. Fuente: Elaboración propia.

Anexo IV. Energía de las reacciones.

En la sesión 3, el docente se apoyará en el libro de texto para explicar los contenidos (reacciones endotérmicas y exotérmicas, diagramas de energía, calor de reacción, ecuaciones termoquímicas).

- **Imágenes:** El docente se ayudará de imágenes que proyectará en la pizarra para facilitar el aprendizaje de los estudiantes. Son las siguientes:

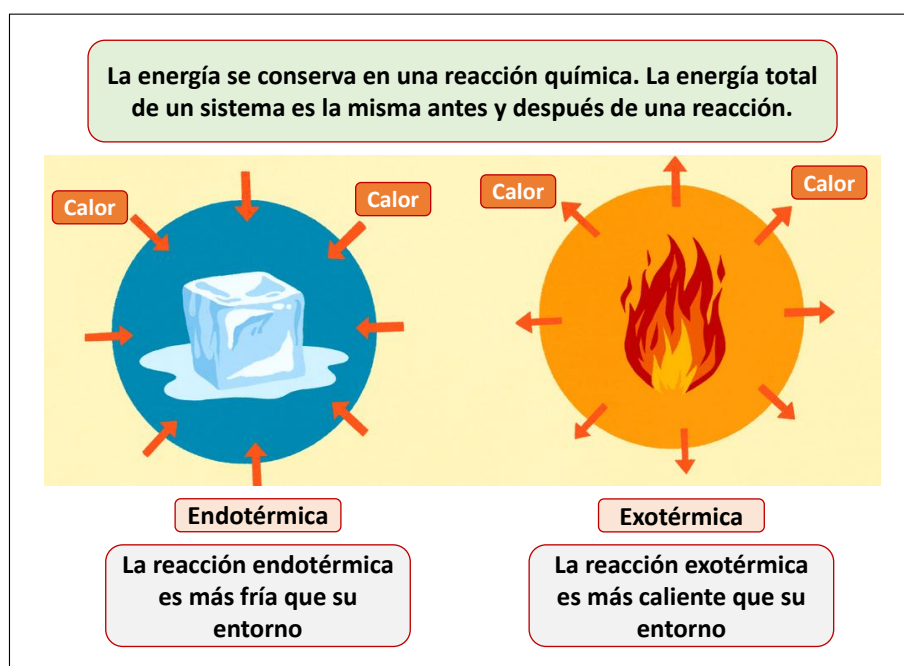


Figura D. Reacción endotérmica y exotérmica. Fuente: elaboración propia.

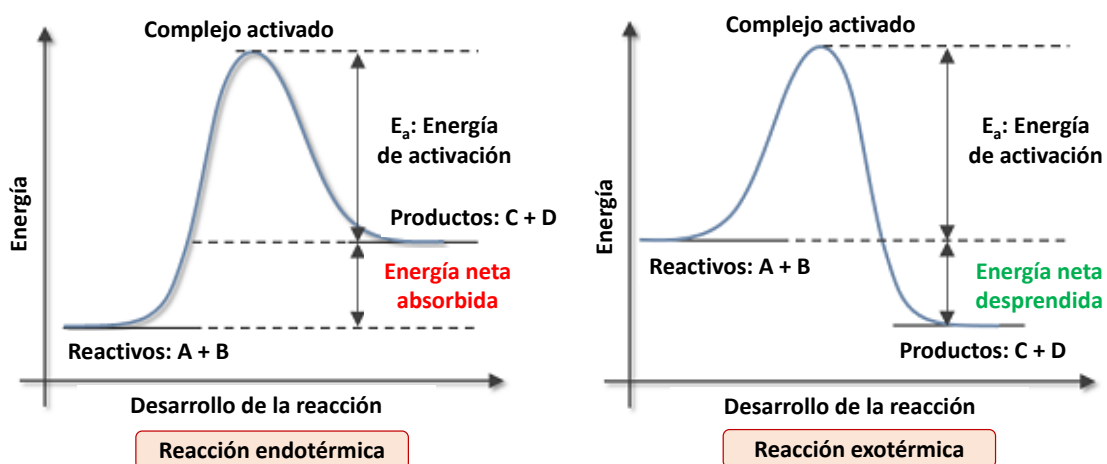


Figura E. Diagramas de energía. Fuente: elaboración propia.

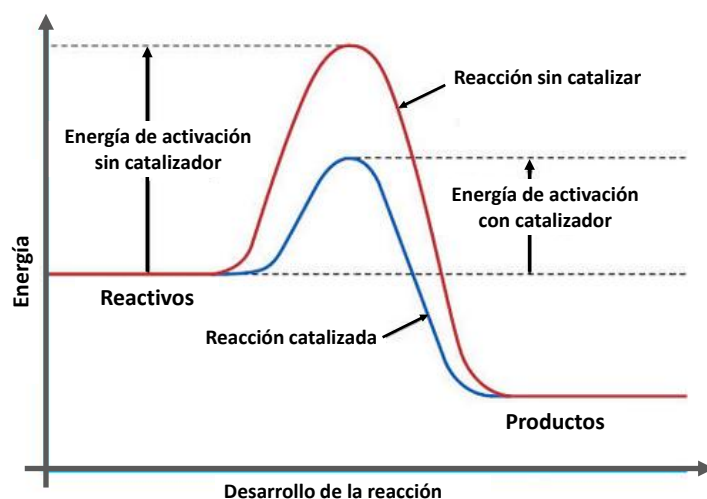


Figura F. Reacción con catalizador. Fuente: elaboración propia.

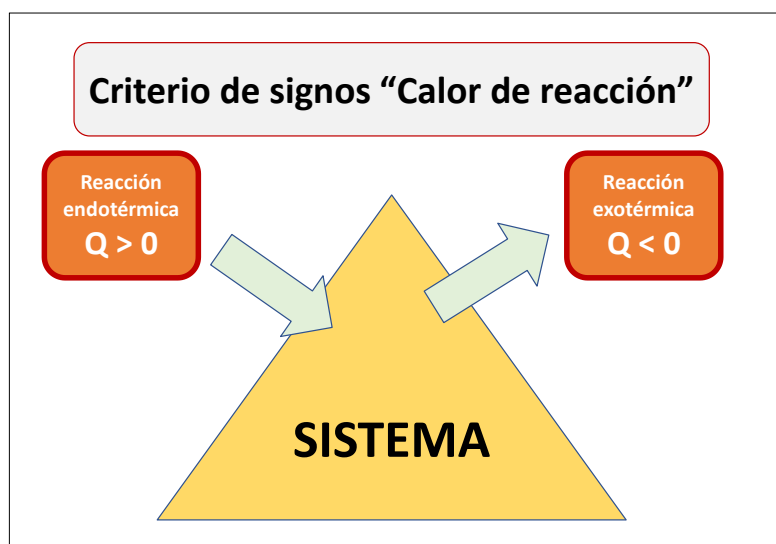


Figura G. Criterio de signos en el calor de reacción. Fuente: elaboración propia.

- **Ejercicio resuelto:** explicado y elaborado por el docente en la pizarra.

Un kilogramo de metano y un kilogramo de butano reaccionan con oxígeno liberando energía. Escribe las ecuaciones químicas correspondientes y calcula la cantidad de energía liberada en ambos casos. ¿Se trata de reacciones endotérmicas o exotérmicas?

Datos: $Q_r(\text{CH}_4) = -890 \text{ kJ/mol}$; $Q_r(\text{C}_4\text{H}_{10}) = -2877 \text{ kJ/mol}$.

$M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$.

Primero se escriben las ecuaciones químicas ajustadas:



Los valores de calor de combustión vienen referidos a un mol de reactivo. Sabemos que hay un kilogramo de cada uno de ellos, por lo que hay que calcular sus masas molares:

$$M_{\text{CH}_4} = 12 \cdot 1 + 1 \cdot 4 = 16 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 12 \cdot 4 + 1 \cdot 10 = 58 \text{ g/mol}$$

Con estos datos podemos obtener el calor liberado en cada una de las reacciones:

$$\frac{-890 \text{ kJ}}{1 \text{ mol-CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol-CH}_4}{16 \text{ g}} \cdot 1000 \text{ g} = -55625 \text{ kJ CH}_4$$

$$\frac{-2877 \text{ kJ}}{1 \text{ mol-C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{1 \text{ mol-C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g}} \cdot 1000 \text{ g} = -49599 \text{ kJ C}_4\text{H}_{10}$$

En ambos casos, al tener el calor signo negativo, se trataría de reacciones exotérmicas.

- Relación de ejercicios 1: Energía de las reacciones.

RELACIÓN DE EJERCICIOS 1. ENERGÍA DE LAS REACCIONES		
Unidad didáctica → <i>Reacciones químicas: fundamentos</i>		
Apellidos y nombre:	Curso:	Fecha:
Realiza los siguientes ejercicios y entrégalos antes de la fecha de la prueba final.		
1. Si una reacción química tiene un valor de $Q_r = 275,5$ kJ/mol. ¿Qué podremos decir acerca de ella? ¿Y si tiene signo contrario? Cuando Q_r tiene valor positivo podemos decir que se trata de una reacción endotérmica. Si el signo fuese contrario, es decir, de signo negativo, sería una reacción exotérmica.		
2. En una reacción química, ¿la presencia de catalizador modifica el valor de Q_r? No. Modifica el valor de la energía de activación de la reacción.		
3. Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a) En una reacción endotérmica la variación de energía que se produce es positiva. Verdadera b) La diferencia de energía entre los reactivos y los productos de una reacción química se denomina energía de activación. Falsa c) El calor de reacción siempre tiene valor positivo. Falsa		
4. De las siguientes ecuaciones termoquímicas, indica si son endotérmicas o exotérmicas. a) $\text{CH}_3\text{OH} (\text{g}) \rightarrow \text{CH}_2\text{O} (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g})$ $Q_r = 54,5$ kJ Endotérmica b) $\text{C}_2\text{H}_6 (\text{g}) + 7/2\text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O} (\text{l})$ $Q_r = -3119,6$ kJ Exotérmica		

5. En la reacción de formación de monóxido de nitrógeno, calcula la energía necesaria para la formación de 75 g de dicho compuesto.

Datos: $Q_r = 181 \text{ kJ}$; $M(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$.

Primero escribimos la ecuación termoquímica correspondiente:



Ahora calculamos la masa molar del monóxido de nitrógeno y el número de moles correspondientes a 75 g de NO:

$$M(\text{NO}) = 14 + 16 = 30 \text{ g/mol}$$

$$\frac{75 \text{ g}}{30 \text{ g/mol}} = 2,5 \text{ mol}$$

Mediante una proporción, calculamos la energía necesaria puesta en juego:

$$Q = 2,5 \text{ mol} \cdot \frac{181 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} = 226,25 \text{ kJ}$$

Relación de ejercicios 1. Fuente: Elaboración propia. Ejercicios inspirados en el libro de Física y Química de 4º ESO de Anaya, 2018.

Anexo V. Práctica: Energía en las reacciones químicas.

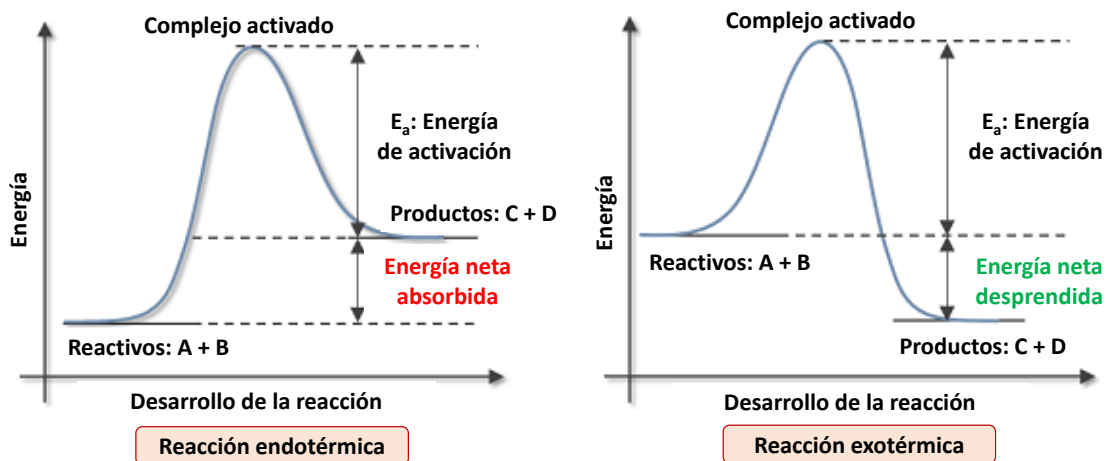
GUÍA PRÁCTICA 1. ENERGÍA EN LAS REACCIONES QUÍMICAS			
Unidad didáctica → <i>Reacciones químicas: fundamentos</i>			
Apellidos y nombre:	Grupo:	Curso:	Fecha:

Justificación teórica

Toda **reacción química** es aquella en la que unas sustancias, llamadas **reactivos**, se transforman en otras sustancias diferentes, llamadas **productos**.

Estas transformaciones no ocurren de manera aleatoria. Los reactivos se combinan entre sí en unas proporciones determinadas dando lugar a los productos mediante una relación estequiométrica. Del mismo modo, los productos guardan entre sí y con los reactivos esta relación, utilizando para ello **coeficientes estequiométricos**.

Además, para que se lleve a cabo la reacción química, es necesario aportar una energía inicial o también llamada **energía de activación**. Si suministramos menos energía que la obtenida tendremos una reacción **exotérmica** (desprendimiento de energía) y si por el contrario suministramos más energía que la obtenida tendremos una reacción **endotérmica** (absorción de energía).

**Materiales y reactivos**

Cada grupo necesitará:

1 tubo de ensayo	Gafas de seguridad	Agua (H ₂ O)
1 probeta	Guantes	Hidróxido de sodio (NaOH)
1 pinza de madera	Bata	¡Cuidado! Altamente corrosivo, manejar con mucha precaución.
1 termómetro		

Procedimiento experimental: Reacción del hidróxido de sodio con agua.

Pasos a seguir:

- 1) Con ayuda de una probeta, añade 5 mL de agua en un tubo de ensayo.
- 2) Introduce un termómetro en el tubo de ensayo y anota la temperatura inicial.
- 3) Mantén el tubo de ensayo cogido con las pinzas y disuelve en él las “lentejas” de NaOH proporcionadas por el profesor. Observa y anota lo que se va produciendo.
- 4) Mide la temperatura de la mezcla cada 2 minutos y anota los resultados.

Análisis y tratamiento de resultados**1. Anota las medidas de temperatura obtenidas:**

Tª inicial:	2 min:	4 min:	6 min:
-------------	--------	--------	--------

2. ¿Qué cambios has observado durante el proceso?

Al disolverse las lentejas de hidróxido de sodio en agua se observa que la disolución va aumentando rápidamente de temperatura. También se observa un desprendimiento de vapores dentro del tubo de ensayo.

3. ¿De qué tipo de reacción crees que se trata, endotérmica o exotérmica? Justifica tu respuesta.

Se trata de una reacción exotérmica. Al producirse un aumento de la temperatura cuando tiene lugar la reacción indica que existe un desprendimiento de energía en forma de calor, en la cual los productos tienen menos energía que los reactivos.

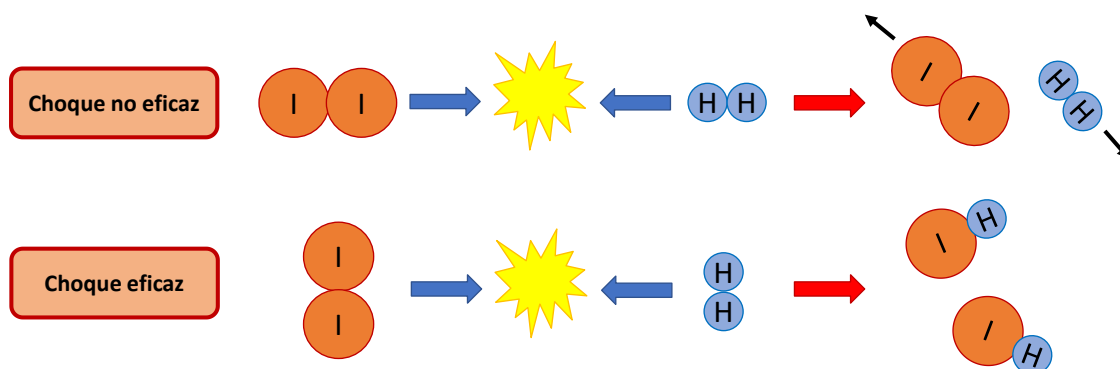
Práctica: Energía en las reacciones químicas. Fuente: Elaboración propia. Práctica inspirada en la información contenida en la web <https://tecnopatafisica.com/fisica-4-eso/laboratorio/practicas-laboratorio>.

Anexo VI. Práctica: Velocidad de las reacciones químicas.

GUÍA PRÁCTICA 2. VELOCIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS			
Unidad didáctica → <i>Reacciones químicas: fundamentos</i>			
Apellidos y nombre:	Grupo:	Curso:	Fecha:

Justificación teórica

Según la **teoría de colisiones**, para que se origine una reacción química es necesario que entre las moléculas de los reactivos se produzca un choque. Este **choque** para que sea **eficaz** debe generar la suficiente energía para romper los enlaces entre los átomos y realizarse con la orientación adecuada para formar las nuevas moléculas.



Una vez generada la reacción química es importante conocer su velocidad. La velocidad de una reacción química mide la variación en la concentración de los reactivos o los productos por unidad de tiempo.

Existen diversos **factores que pueden alterar la velocidad de una reacción**:

- **Concentración:** al aumentar la concentración de los reactivos, aumenta la velocidad de la reacción debido a que habrá una mayor frecuencia de choques entre las moléculas.
- **Temperatura:** al aumentar la temperatura, se incrementa la velocidad con la que se mueven los átomos de las moléculas, provocando un mayor número de choques, lo que se traduce en un aumento de la velocidad de la reacción.
- **Superficie de contacto:** la reducción a partículas de pequeño tamaño, aumenta la superficie de contacto, facilitando el contacto entre los reactivos y, por tanto, aumentando las colisiones, lo que le confiere mayor velocidad de reacción.
- **Catalizadores:** son sustancias que no participan en la reacción, pero permiten aumentar o disminuir la velocidad de una reacción química, en función de sus propiedades.

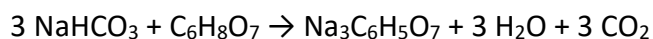
Materiales y reactivos

Cada grupo necesitará:

2 vasos de precipitados	Gafas de seguridad	Agua (H ₂ O)
Termómetro	Guantes	4 pastillas efervescentes antiácidas
Mortero	Bata	
Cronómetro		

Procedimiento experimental: Velocidad de reacción en el proceso de efervescencia.

En esta práctica vamos a estudiar la influencia que tienen la temperatura y la superficie de contacto sobre la velocidad de reacción. Para ello, utilizaremos pastillas efervescentes antiácidas. Estas están formadas principalmente por bicarbonato de sodio (NaHCO₃) y un ácido orgánico, como puede ser el ácido cítrico (C₆H₈O₇). Cuando la pastilla se pone en contacto con agua, se genera una reacción química entre el bicarbonato y el ácido, obteniendo una sal, agua y dióxido de carbono.



1. Influencia de la temperatura.

Vamos a analizar la velocidad a la que se produce la disolución de la pastilla efervescente a 2 temperaturas distintas.

Pasos a seguir:

- 1) En un vaso de precipitados añade 50 mL de agua fría y en otro vaso de precipitados añade 50 mL de agua caliente.
- 2) Introduce el termómetro dentro de cada vaso y anota la temperatura a la que se encuentra el agua en cada caso.
- 3) Añade al mismo tiempo una pastilla efervescente a cada uno de los vasos y conecta el cronómetro. Anota el tiempo que necesita cada una de las reacciones para que se produzca la disolución completa.

2. Influencia de la superficie de contacto.

Vamos a analizar la velocidad a la que se produce la disolución de la pastilla efervescente cuando una de ellas está pulverizada.

Pasos a seguir:

- 1) Pulveriza una de las pastillas efervescentes con ayuda del mortero.
- 2) En dos vasos de precipitados, añade 50 mL de agua a temperatura ambiente a cada uno de ellos.
- 3) Añade al mismo tiempo la pastilla efervescente triturada y la pastilla entera a cada uno de los vasos y conecta el cronómetro. Anota el tiempo que necesita cada una de las reacciones para que se produzca la disolución completa.

Análisis y tratamiento de resultados

1. Influencia de la temperatura.

Anota las medidas de temperatura y tiempo obtenidas:

	Temperatura	Tiempo
Agua fría		
Agua caliente		

2. Influencia de la superficie de contacto.

Anota las medidas de temperatura y tiempo obtenidas:

	Temperatura	Tiempo
Pastilla entera		
Pastilla pulverizada		

3. Comparando todos los resultados obtenidos, ¿qué factor influye más en la velocidad de la reacción?

Respuesta abierta. Previsiblemente, las reacciones con agua caliente y con la pastilla pulverizada obtendrán tiempos de reacción menores, por lo que la velocidad de la reacción en estos casos será mayor.

4. ¿A qué crees que se debe el efecto de la efervescencia?

Al producirse la reacción química entre el bicarbonato sódico y el ácido orgánico se generan burbujas de gas que escapan de la solución acuosa, produciendo el proceso de la efervescencia. El gas generado es el dióxido de carbono.

5. ¿Qué crees que ocurriría si en vez de una pastilla efervescente se añadiesen dos pastillas en el mismo vaso?

La concentración de los reactivos es un factor que influye en la velocidad de la reacción. Si aumentamos la concentración, habría una mayor frecuencia de choque entre las moléculas por lo que la velocidad de la reacción sería mayor.

6. ¿Afectan los catalizadores a la velocidad de una reacción? ¿Intervienen los catalizadores en las reacciones químicas?

Los catalizadores pueden aumentar o disminuir la velocidad de una reacción, variando la energía de activación.

Los catalizadores no intervienen en las reacciones. No se transforman en otros productos.

Práctica: Velocidad de las reacciones químicas. Fuente: Elaboración propia. Práctica inspirada en la información contenida en la web <https://tecnopatafisica.com/fisica-4-eso/laboratorio/practicas-laboratorio>.

Anexo VII. ¡Investiga y graba un vídeo!**GUÍA DE LA ACTIVIDAD: ¡INVESTIGA Y GRABA UN VÍDEO!****Unidad didáctica → Reacciones químicas: fundamentos****Velocidad de reacción, ¿qué factor influye en la descomposición de los alimentos?**

Para llevar a cabo esta investigación realiza inicialmente una **lluvia de ideas**, **busca información científica** relacionada con la pregunta de investigación, **contrasta tu información** con otras fuentes, **diseña experiencias** para estudiar el fenómeno de la velocidad de reacción en la descomposición de un alimento, realiza un **análisis** crítico de lo obtenido y obtén tu propia **conclusión** u opinión.

Para presentar tu investigación, realiza un **vídeo** en casa de no más de **5 minutos** de duración, en donde plantees la pregunta de investigación, expongas el proceso de investigación seguido y razones tu respuesta analizando el factor que influye en la velocidad de reacción.



En el vídeo, además de la **explicación**, debes mostrar cómo se lleva a cabo la descomposición de algún alimento para **evidenciar** tu respuesta.



Una posible pregunta investigable que os puede ayudar en la investigación sería: ¿es mejor guardar un alimento entero en el frigorífico para mantenerlo en buen estado o trocearlo antes de conservarlo?

Importante: El vídeo deberá subirse a *Classroom* antes de la fecha de la prueba final.

***Nota:** para no desperdiciar en cantidad, no cojas alimentos demasiado grandes.

Anexo VIII. Cantidad de sustancia

- **Ejercicio resuelto 1:** explicado y elaborado por el docente en la pizarra.

Calcula el número de átomos y de moléculas que contiene una muestra de 154 g de dióxido de carbono. En condiciones normales, ¿qué volumen ocupará?

Datos: $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$.

Se calcula la masa molar del CO_2 :

$$M_{\text{CO}_2} = 12 \cdot 1 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ g/mol}$$

Se determina la cantidad de sustancia que corresponde a 154 g de CO_2 :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{154 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 3,5 \text{ mol}$$

El número de moléculas de CO_2 es:

$$N_{\text{CO}_2} = 3,5 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 2,108 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

En cada molécula de CO_2 hay un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno, entonces:

$$N_{\text{C}} = N_{\text{CO}_2} = 2,108 \cdot 10^{24} \text{ átomos de carbono}$$

$$N_{\text{O}} = 2 \cdot N_{\text{CO}_2} = 2 \cdot 2,108 \cdot 10^{24} = 4,216 \cdot 10^{24} \text{ átomos de oxígeno}$$

Si un mol de cualquier gas en condiciones normales ocupa 22,4 L:

$$V_m = 3,5 \text{ mol} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 78,4 \text{ L}$$

- **Ejercicio resuelto 2:** explicado y elaborado por el docente en la pizarra.

Tenemos un volumen de 500 mL de una disolución de hidróxido de sodio que contiene 160 g de NaOH. Calcula la molaridad de dicha disolución.

Datos: $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$.

Se calcula la masa molar del NaOH:

$$M_{\text{NaOH}} = 23 \cdot 1 + 16 \cdot 1 + 1 \cdot 1 = 40 \text{ g/mol}$$

Se determina la cantidad de sustancia que corresponde a 160 g de NaOH:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{160 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 4 \text{ mol}$$

Finalmente, se calcula la molaridad de la disolución de NaOH:

$$M = \frac{4 \text{ mol}}{500 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 8 \text{ M}$$

- Ejercicio dictado para casa: Cantidad de sustancia.

Resuelve el siguiente ejercicio. Necesitarás utilizar la Tabla Periódica y la calculadora. Calcula:

a) La masa molar del cloruro de hidrógeno, el hidróxido de calcio y el amoníaco.

La masa molar del cloruro de hidrógeno será:

$$M_{\text{HCl}} = 1 \cdot 1 + 35,5 \cdot 1 = 36,5 \text{ g/mol}$$

La masa molar del hidróxido de calcio será:

$$M_{\text{Ca(OH)}_2} = 40 \cdot 1 + 16 \cdot 2 + 1 \cdot 2 = 74 \text{ g/mol}$$

La masa molar del amoníaco será:

$$M_{\text{NH}_3} = 14 \cdot 1 + 1 \cdot 3 = 17 \text{ g/mol}$$

b) ¿Cuál de las sustancias anteriores tendrá una mayor cantidad de sustancia para una masa de un kilogramo? Razona tu respuesta.

Se trataría del amoníaco. La sustancia que contendrá una mayor cantidad de sustancia, por tanto, tendrá un mayor número de unidades fundamentales, será aquella que tenga una menor masa molar, es decir, aquella sustancia en la que su unidad fundamental sea la de menor masa.

Ejercicios: Cantidad de sustancia. Fuente: Elaboración propia. Ejercicios inspirados en el libro de Física y Química de 4º ESO de Anaya, 2018.

Anexo IX. ¡Hora de investigar!

TRABAJO DE INVESTIGACIÓN. ¡HORA DE INVESTIGAR!		
Unidad didáctica → <i>Reacciones químicas: fundamentos</i>		
Apellidos y nombre:	Curso:	Fecha:
 $6.022 \cdot 10^{23}$ Vamos a convertirnos en científicos y vamos a investigar el origen del número de Avogadro.  Elabora un informe con los resultados de tu investigación. ! A tener en cuenta: ➤ El trabajo es individual. ➤ En el informe se incluirá: - hipótesis de partida (¿quién fue Avogadro?, ¿qué indica el número de Avogadro?, etc.) - información científica obtenida tras la búsqueda de respuestas, desglosada ordenadamente - análisis crítico y conclusión - bibliografía consultada (libros, páginas web, etc.) ➤ El informe deberá ocupar un máximo de 3 páginas. Importante: El informe de la investigación deberá subirse a <i>Classroom</i> antes de la fecha de la prueba final.		

Anexo X. Un, dos, cuatro.

UN, DOS, CUATRO																								
Unidad didáctica → <i>Reacciones químicas: fundamentos</i>																								
Mediante la técnica “un, dos, cuatro”, realiza el ejercicio que corresponda con la letra de tu grupo. Los ejercicios se corregirán en la pizarra. Elegid a un voluntario para su resolución de entre los miembros del grupo. Cuando se corrijan todos los ejercicios, copia los que no tengas resueltos y pregunta lo que no entiendas. ¡No te quedes con dudas!																								
Ejercicio A Completa la tabla con las cantidades que hay en 50 mL de agua: <table> <tr> <th></th><th>Cantidad de sustancia (mol)</th><th>Átomos o moléculas</th><th>Masa (g)</th><th>Masa molar (g/mol)</th></tr> <tr> <td>H₂O</td><td>30</td><td>$1,807 \cdot 10^{25}$</td><td>540</td><td>18</td></tr> <tr> <td>H</td><td>60</td><td>$3,613 \cdot 10^{25}$</td><td>60</td><td>1</td></tr> <tr> <td>O</td><td>30</td><td>$1,807 \cdot 10^{25}$</td><td>480</td><td>16</td></tr> </table> La cantidad de sustancia del hidrógeno y del oxígeno será: $n_H = 2 \cdot 30 \text{ mol} = 60 \text{ mol}$ $n_O = 1 \cdot 30 \text{ mol} = 30 \text{ mol}$ La cantidad de moléculas de agua y de átomos de hidrógeno y oxígeno será: $N_{H_2O} = 30 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 1,807 \cdot 10^{25} \text{ moléculas}$ $N_H = 60 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 3,613 \cdot 10^{25} \text{ átomos}$ $N_O = 30 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 1,807 \cdot 10^{25} \text{ átomos}$ La cantidad de masa de agua, hidrógeno y oxígeno será: $m_{H_2O} = 18 \text{ g/mol} \cdot 30 \text{ mol} = 540 \text{ g}$ $m_H = 1 \text{ g/mol} \cdot 60 \text{ mol} = 60 \text{ g}$ $m_O = 16 \text{ g/mol} \cdot 30 \text{ mol} = 480 \text{ g}$						Cantidad de sustancia (mol)	Átomos o moléculas	Masa (g)	Masa molar (g/mol)	H ₂ O	30	$1,807 \cdot 10^{25}$	540	18	H	60	$3,613 \cdot 10^{25}$	60	1	O	30	$1,807 \cdot 10^{25}$	480	16
	Cantidad de sustancia (mol)	Átomos o moléculas	Masa (g)	Masa molar (g/mol)																				
H ₂ O	30	$1,807 \cdot 10^{25}$	540	18																				
H	60	$3,613 \cdot 10^{25}$	60	1																				
O	30	$1,807 \cdot 10^{25}$	480	16																				

Ejercicio B

Indica el número de átomos que hay en una muestra de 425 g de Fe:

La masa molar del Fe es:

$$M_{\text{Fe}} = 55,85 \text{ g/mol}$$

Se determina la cantidad de sustancia que corresponde a 425 g de Fe:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{425 \text{ g}}{55,85 \text{ g/mol}} = 7,61 \text{ mol}$$

El número de átomos de Fe es:

$$N_{\text{Fe}} = 7,61 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 4,581 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

Ejercicio C

Calcula la molaridad de una disolución de 35 g de nitrato de potasio en agua, con un volumen 300 mL.

Se calcula la masa molar del nitrato de potasio:

$$M_{\text{KNO}_3} = 39 \cdot 1 + 14 \cdot 1 + 16 \cdot 3 = 101 \text{ g/mol}$$

Se determina la cantidad de sustancia que corresponde a 35 g de KNO_3 :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{35 \text{ g}}{101 \text{ g/mol}} = 0,347 \text{ mol}$$

Finalmente, se calcula la molaridad de la disolución de KNO_3 :

$$M = \frac{0,347 \text{ mol}}{300 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 1,155 \text{ M}$$

Ejercicio D

Calcula la molaridad de una disolución de 55 g de bromuro de amonio en 250 mL de agua. ¿Cuántos átomos de hidrógeno contiene?

Se calcula la masa molar del bromuro de amonio:

$$M_{\text{NH}_4\text{Br}} = 79,9 \cdot 1 + 14 \cdot 1 + 1 \cdot 4 = 97,9 \text{ g/mol}$$

Se determina la cantidad de sustancia que corresponde a 55 g de NH_4Br :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{55 \text{ g}}{97,9 \text{ g/mol}} = 0,562 \text{ mol}$$

Se calcula la molaridad de la disolución de NH_4Br :

$$M = \frac{0,562 \text{ mol}}{250 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 1,873 \text{ M}$$

El número de átomos de H es:

$$N_H = 4 \cdot 0,562 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 1,353 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

Un, dos, cuatro. Fuente: Elaboración propia. Ejercicios inspirados en el libro de Física y Química de 4º ESO de Anaya, 2018.

Anexo XI. Cálculos estequiométricos.

- **Ejercicio resuelto 1:** explicado y elaborado por el docente en la pizarra.

El clorato de sodio, NaClO_3 , se descompone en cloruro de sodio y oxígeno. Calcula la masa de oxígeno que se obtiene al descomponerse 77 g de clorato de sodio por la acción del calor.

Datos: $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$.

Primero se ajusta estequiométricamente la reacción:



Anotamos la información del enunciado:



$$m_{\text{NaClO}_3} = 77 \text{ g} \qquad \qquad \qquad ? m_{\text{O}_2}$$

Se calculan las masas molares de las sustancias necesarias:

$$M_{\text{NaClO}_3} = 23 \cdot 1 + 35,5 \cdot 1 + 16 \cdot 3 = 106,5 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{O}_2} = 16 \cdot 2 = 32 \text{ g/mol}$$

Se calcula la cantidad de sustancia de NaClO_3 :

$$n_{\text{NaClO}_3} = \frac{77 \text{ g}}{106,5 \text{ g/mol}} = 0,723 \text{ mol}$$

Ahora calculamos la cantidad de sustancia de O_2 utilizando los coeficientes estequiométricos:

$$n_{\text{O}_2} = 0,723 \text{ mol NaClO}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol NaClO}_3} = 1,085 \text{ mol O}_2$$

Finalmente, se determina la masa de O_2 a partir de su masa molar:

$$m_{\text{O}_2} = 1,085 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g/mol} = 34,72 \text{ g}$$

- **Ejercicio resuelto 2:** explicado y elaborado por el docente en la pizarra.

Determinar el volumen de una disolución de ácido clorhídrico 0,35 M necesario para que reaccionen completamente 500 mL de una disolución de hidróxido de bario 0,15 M. Esta reacción química tiene como productos cloruro de bario y agua.

Datos: $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M(\text{Ba}) = 137 \text{ g/mol}$.

Se ajusta estequiométricamente la reacción y se anotan los datos del enunciado:



$$\text{¿}V_{\text{HCl}}? \quad V_{\text{Ba(OH)}_2} = 0,5 \text{ L}$$

Se calcula la cantidad de sustancia de Ba(OH)_2 a partir de su molaridad:

$$M = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}} \rightarrow n \text{ (mol)} = M \cdot V \text{ (L)}$$

$$n = 0,15 \text{ M} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,075 \text{ mol Ba(OH)}_2$$

Ahora calculamos la cantidad de sustancia de HCl utilizando los coeficientes estequiométricos:

$$n_{\text{HCl}} = 0,075 \text{ mol Ba(OH)}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Ba(OH)}_2} = 0,15 \text{ mol HCl}$$

Finalmente, se calcula el volumen de la disolución de HCl a partir de la ecuación de la molaridad:

$$M = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}} \rightarrow V \text{ (L)} = \frac{n \text{ (mol)}}{M}$$

$$V_{\text{HCl}} \text{ (L)} = \frac{0,15 \text{ mol}}{0,35 \text{ mol/L}} = 0,429 \text{ L} = 429 \text{ mL HCl}$$

- **Ejercicio resuelto 3:** explicado y elaborado por el docente en la pizarra.

Calcula la cantidad de gas propano que hay en un recipiente de 5 litros, si su presión es 1,5 atm y su temperatura es 22°C. Si calentamos el recipiente hasta los 30°C, ¿cuál será el nuevo valor de la presión?

Datos: $0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Se utiliza la ecuación de los gases ideales para determinar la cantidad de gas propano. Se sustituyen los datos que nos proporciona el problema:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n = \frac{1,5 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (22 + 273)\text{K}} = 0,31 \text{ mol}$$

Para calcular el nuevo valor de presión, se sustituyen los datos necesarios en la ecuación de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

$$P = \frac{0,31 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (30 + 273)\text{K}}{5 \text{ L}} = 1,54 \text{ atm}$$

- Ejercicios para casa: Cálculos estequiométricos.

EJERCICIOS PARA CASA. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS
Unidad didáctica → <i>Reacciones químicas: fundamentos</i>
Resuelve los siguientes ejercicios. Necesitarás utilizar la Tabla Periódica y la calculadora.
<u>Ejercicio 1</u> El carbonato de magnesio se descompone por la acción del calor en óxido de magnesio y dióxido de carbono. Calcula la cantidad de dióxido de carbono que se forma al reaccionar 100 g de carbonato de magnesio. Anotamos la reacción ajustada que tiene lugar y los datos proporcionados por el ejercicio: $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} + \text{CO}_2$ $m_{\text{MgCO}_3} = 100 \text{ g} \quad \quad \quad \text{¿}n_{\text{CO}_2}\text{?}$ Se calcula la masa molar del carbonato de magnesio: $M_{\text{MgCO}_3} = 24,3 \cdot 1 + 12 \cdot 1 + 16 \cdot 3 = 84,3 \text{ g/mol}$ Se calcula la cantidad de sustancia del carbonato de magnesio: $n_{\text{MgCO}_3} = \frac{100 \text{ g}}{84,3 \text{ g/mol}} = 1,186 \text{ mol}$ Finalmente, calculamos la cantidad de sustancia de CO₂ utilizando los coeficientes estequiométricos: $n_{\text{CO}_2} = 1,186 \text{ mol MgCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol MgCO}_3} = 1,186 \text{ mol CO}_2$
<u>Ejercicio 2</u> Se tienen 150 mL de una disolución de ácido sulfúrico 2 M. ¿Qué volumen de una disolución de hidróxido de litio 3 M será necesario para que reaccione por completo con la disolución de ácido sulfúrico? Comenzamos escribiendo la ecuación química ajustada que tiene lugar: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{ LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{SO}_4 + 2 \text{ H}_2\text{O}$ Se calcula la cantidad de ácido sulfúrico en la disolución: $n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,15 \text{ L} \cdot 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$

Ahora calculamos la cantidad de sustancia de LiOH utilizando los coeficientes estequiométricos:

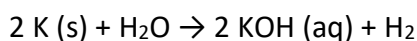
$$n_{\text{LiOH}} = 0,3 \text{ mol } H_2SO_4 \cdot \frac{2 \text{ mol LiOH}}{1 \text{ mol } H_2SO_4} = 0,6 \text{ mol LiOH}$$

Finalmente, se calcula el volumen de la disolución de LiOH a partir de la ecuación de la molaridad:

$$V_{\text{LiOH}} (L) = \frac{0,6 \text{ mol}}{3 \text{ mol/L}} = 0,2 \text{ L} = 200 \text{ mL LiOH}$$

Ejercicio 3

Determinar el volumen de hidrógeno (H₂), medido a 0,95 atm y 20°C, que se desprende al hacer reaccionar 37,7 g de potasio con agua:



Calculamos la cantidad de sustancia de potasio a partir de su masa molar:

$$n_K = \frac{37,7 \text{ g}}{39 \text{ g/mol}} = 0,97 \text{ mol K}$$

Ahora calculamos la cantidad de sustancia de H₂ utilizando los coeficientes estequiométricos:

$$n_{H_2} = 0,97 \text{ mol K} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol K}} = 0,48 \text{ mol } H_2$$

Finalmente, para calcular el volumen de H₂, se sustituyen los datos en la ecuación de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

$$V_{H_2} = \frac{0,48 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (20 + 273) \text{ K}}{0,95 \text{ atm}} = 12,14 \text{ L}$$

Ejercicios: Cálculos estequiométricos. Fuente: Elaboración propia. Ejercicios inspirados en el libro de Física y Química de 4º ESO de Anaya, 2018.

Anexo XII. Números al azar.

NÚMEROS AL AZAR
Unidad didáctica → <i>Reacciones químicas: fundamentos</i>
Resuelve los 3 ejercicios propuestos. Los ejercicios se corregirán en la pizarra. Para la corrección de cada ejercicio, el profesor elegirá 3 números al azar y los estudiantes que tengan esos números saldrán a la pizarra para resolver de manera cooperativa el ejercicio asignado. Pregunta lo que no entiendas. ¡No te quedes con dudas!
<u>Ejercicio 1</u> Determina la cantidad de sustancia de AsCl_3 que se obtiene si reaccionan 355 g de Cl_2 según la reacción: $6 \text{Cl}_2 + \text{As}_4 \rightarrow 4 \text{AsCl}_3$ Primero ajustamos la reacción. Se calcula la masa molar del Cl_2 y del AsCl_3, ya que son nuestras sustancias dadas e incógnita: $M_{\text{Cl}_2} = 35,5 \cdot 2 = 71 \text{ g/mol}$ $M_{\text{AsCl}_3} = 74,9 \cdot 1 + 35,5 \cdot 3 = 181,4 \text{ g/mol}$ Se calcula la cantidad de sustancia del Cl_2: $n_{\text{Cl}_2} = \frac{355 \text{ g}}{71 \text{ g/mol}} = 5 \text{ mol Cl}_2$ Finalmente, calculamos la cantidad de sustancia de AsCl_3 utilizando los coeficientes estequiométricos: $n_{\text{AsCl}_3} = 5 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{4 \text{ mol AsCl}_3}{6 \text{ mol Cl}_2} = 3,33 \text{ mol AsCl}_3$
<u>Ejercicio 2</u> Determina el volumen necesario de una disolución de ácido fluorhídrico 3,5 M para que reaccionen 0,6 mol de cadmio según la reacción: $2 \text{HF} + \text{Cd} \rightarrow \text{CdF}_2 + \text{H}_2$ Primero ajustamos la reacción.

Ahora calculamos la cantidad de sustancia de HF utilizando los coeficientes estequiométricos:

$$n_{HF} = 0,6 \text{ mol Cd} \cdot \frac{2 \text{ mol HF}}{1 \text{ mol Cd}} = 1,2 \text{ mol HF}$$

Finalmente, se calcula el volumen de la disolución de HF a partir de la ecuación de la molaridad:

$$V_{HF} (L) = \frac{1,2 \text{ mol}}{3,5 \text{ mol/L}} = 0,343 \text{ L} = 343 \text{ mL HF}$$

Ejercicio 3

Determina el volumen de CO₂ desprendido a 0,98 atm y 22°C, al quemarse 3 mol de pentano.

Primero escribimos la reacción ajustada que tiene lugar:



Calculamos la cantidad de sustancia de CO₂ utilizando los coeficientes estequiométricos:

$$n_{CO_2} = 3 \text{ mol C}_5\text{H}_{12} \cdot \frac{5 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_5\text{H}_{12}} = 15 \text{ mol CO}_2$$

Finalmente, para calcular el volumen de CO₂, se sustituyen los datos en la ecuación de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

$$V_{CO_2} = \frac{15 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (22 + 273) \text{ K}}{0,98 \text{ atm}} = 370 \text{ L}$$

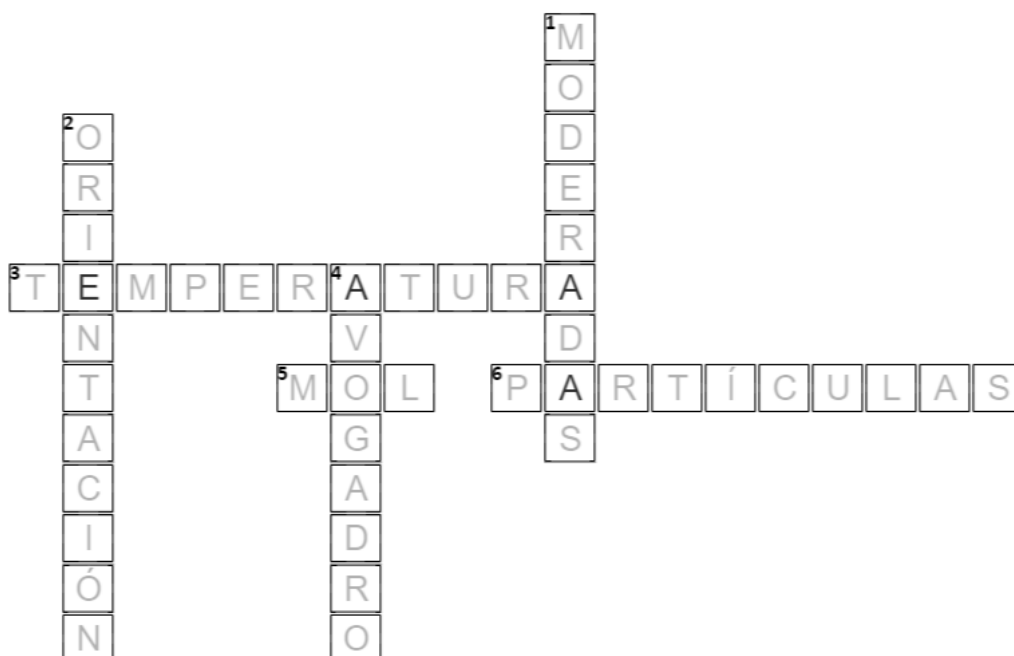
Números al azar. Fuente: Elaboración propia. Ejercicios inspirados en el libro de Física y Química de 4º ESO de Anaya, 2018.

Anexo XIII. Ejercicios de repaso.**EJERCICIOS DE REPASO****Unidad didáctica → Reacciones químicas: fundamentos**

Por parejas deberéis resolver los siguientes 7 ejercicios de repaso.

El profesor indicará el inicio de cada ejercicio. Al finalizar un ejercicio, avisad al profesor. Cuando la última pareja haya terminado, o cuando el profesor lo estime conveniente, se procederá a su corrección en la pizarra.

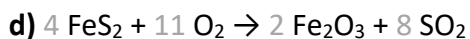
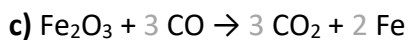
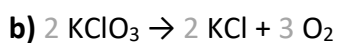
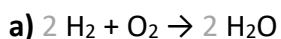
Es la última oportunidad antes de la prueba final, así que pregunta lo que no entiendas. ¡No te quedes con dudas!

1. Completa el crucigrama:**Horizontales**

- 3 Uno de los factores que afectan a la velocidad de reacción.
- 5 Unidad de cantidad de sustancia.
- 6 La materia está compuesta de ellas.

Verticales

- 1 Las fuerzas de atracción en los líquidos son así.
- 2 Para que se lleven a cabo las reacciones químicas, es necesario que sea adecuada entre las moléculas.
- 4 Nombre del número de entidades elementales que existe en un mol de cualquier sustancia.

2. Ajusta las siguientes reacciones químicas:**3. Rellena el siguiente diagrama de energía con toda la información que consideres necesaria. ¿Se trata de una reacción endotérmica o exotérmica? Justifica tu respuesta.**

Se trata de una reacción exotérmica ya que la energía de los reactivos es mayor que la de los productos, produciéndose un desprendimiento de energía.

4. Medio kilogramo de propano y 750 g de metano liberan energía al reaccionar con oxígeno. Escribe sus ecuaciones químicas correspondientes y calcula la cantidad de energía liberada en cada caso. ¿Qué tipo de reacciones son?

Datos: $Q_r(\text{C}_3\text{H}_8) = -2200 \text{ kJ/mol}$; $Q_r(\text{CH}_4) = -890 \text{ kJ/mol}$.

Primero se escriben las ecuaciones químicas ajustadas:



Los valores de calor de combustión vienen referidos a un mol de reactivo. Sabemos las masas de cada uno de ellos, por lo que hay que habría que calcular sus masas molares:

$$M_{C_3H_8} = 12 \cdot 3 + 1 \cdot 8 = 44 \text{ g/mol}$$

$$M_{CH_4} = 12 \cdot 1 + 1 \cdot 4 = 16 \text{ g/mol}$$

Con estos datos podemos obtener el calor liberado en cada una de las reacciones:

$$\frac{-2200 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } C_3H_8} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_3H_8}{44 \text{ g}} \cdot 500 \text{ g} = -25000 \text{ kJ } C_3H_8$$

$$\frac{-890 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } CH_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16 \text{ g}} \cdot 750 \text{ g} = -41719 \text{ kJ } CH_4$$

En ambos casos, al tener el calor signo negativo, se trataría de reacciones exotérmicas.

5. Calcula la molaridad de una disolución de 105 g de cloruro de calcio en 500 mL de agua. ¿Cuántos átomos de cloro contiene?

Se calcula la masa molar del $CaCl_2$:

$$M_{CaCl_2} = 40 \cdot 1 + 35,5 \cdot 2 = 111 \text{ g/mol}$$

Se determina la cantidad de sustancia que corresponde a 105 g de $CaCl_2$:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{105 \text{ g}}{111 \text{ g/mol}} = 0,946 \text{ mol}$$

Se calcula la molaridad de la disolución de $CaCl_2$:

$$M = \frac{0,946 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 1,892 \text{ M}$$

El número de átomos de cloro es:

$$N_{Cl} = 2 \cdot 0,946 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 1,139 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

6. Calcula la cantidad de sustancia de AlBr_3 que se obtiene si reaccionan 135 g de Br_2 según la reacción:



Se calcula la masa molar del Br_2 y del AlBr_3 :

$$M_{\text{Br}_2} = 79,9 \cdot 2 = 159,8 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{AlBr}_3} = 27 \cdot 1 + 79,9 \cdot 3 = 266,7 \text{ g/mol}$$

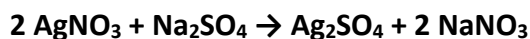
Se calcula la cantidad de sustancia de Br_2 :

$$n_{\text{Br}_2} = \frac{m}{M} = \frac{135 \text{ g}}{159,8 \text{ g/mol}} = 0,845 \text{ mol}$$

Se calcula la cantidad de sustancia de AlBr_3 utilizando los coeficientes estequiométricos:

$$n_{\text{AlBr}_3} = 0,845 \text{ mol Br}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol AlBr}_3}{3 \text{ mol Br}_2} = 0,563 \text{ mol AlBr}_3$$

7. ¿Qué volumen de una disolución de AgNO_3 3 M será necesario para que reaccione por completo con 325 mL de una disolución de Na_2SO_4 0,5 M?



Se calcula la cantidad de Na_2SO_4 en la disolución:

$$n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 0,325 \text{ L} \cdot 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,163 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$$

Se calcula la cantidad de AgNO_3 utilizando factores estequiométricos:

$$n_{\text{AgNO}_3} = 0,163 \cancel{\text{mol Na}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol AgNO}_3}{1 \cancel{\text{mol Na}_2\text{SO}_4}} = 0,325 \text{ mol AgNO}_3$$

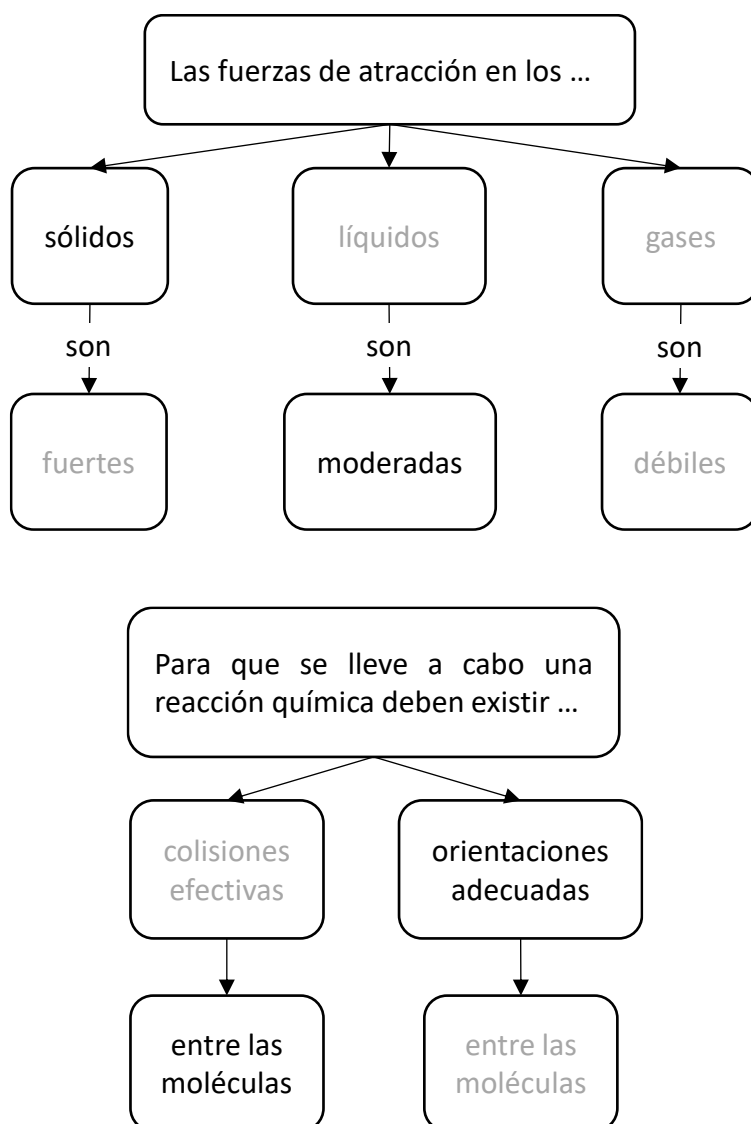
Se calcula el volumen de la disolución de AgNO_3 a partir de la ecuación de la molaridad:

$$V_{\text{AgNO}_3} = \frac{0,325 \cancel{\text{mol}}}{3 \cancel{\text{mol/L}}} = 0,108 \text{ L} = 108 \text{ mL AgNO}_3$$

Ejercicios de repaso. Fuente: Elaboración propia e inspirados en el libro de Física y Química de 4º ESO de Anaya, 2018.

Anexo XIV. Prueba final.

PRUEBA FINAL		Nota:
Unidad didáctica → <i>Reacciones químicas: fundamentos</i>		
Apellidos y nombre:	Curso:	Fecha:
➤ Lee detenidamente cada enunciado y resuelve los 8 ejercicios propuestos. ➤ En cada ejercicio viene indicada su puntuación. ➤ El tiempo para realizar la prueba es de 60 minutos. ¡Ánimo y mucha suerte!		
1. Ajusta las siguientes reacciones químicas: (1 punto) a) $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$ b) $2 \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{SO}_2 + \text{CO}_2$ c) $3 \text{Ag} + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{AgNO}_3$ d) $3 \text{HCl} + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$		
2. Rellena los recuadros vacíos dotando de significado el contenido de cada frase. (1,25 puntos) La materia está compuesta por pequeñas partículas, como ... átomos moléculas iones Los factores que afectan a la velocidad de reacción son ... temperatura concentración de reactivos tamaño de partículas presencia de catalizadores		



3. Elige la respuesta correcta y justifica tu elección. (0,75 puntos)

a) ¿A qué temperatura se producirá más rápidamente una reacción química?

- 20°C
- 0°C
- 100°C → A mayor temperatura, mayor velocidad de las partículas y por tanto mayor número de choques entre las moléculas, alcanzándose una mayor velocidad de reacción.

b) En la reacción $2 \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{H}_2$ ¿Cuándo se producirá la reacción más lentamente?

- Cuando la concentración de HCl sea $< 1\text{M}$ $\rightarrow$ La concentración del reactivo es menor, hay menos partículas, por tanto, menos choques y la velocidad es más baja.
- Cuando la concentración de HCl sea $= 1\text{M}$.
- Cuando la concentración de HCl sea $> 1\text{M}$.

c) Un catalizador puede:

- Aumentar la velocidad de una reacción.
- Disminuir la velocidad de una reacción.
- Las 2 respuestas anteriores son correctas $\rightarrow$ Un catalizador puede tanto aumentar como disminuir la velocidad de una reacción química.

4. Dibuja un diagrama de energía endotérmico. Añade toda la información que consideres necesaria. (1 punto)

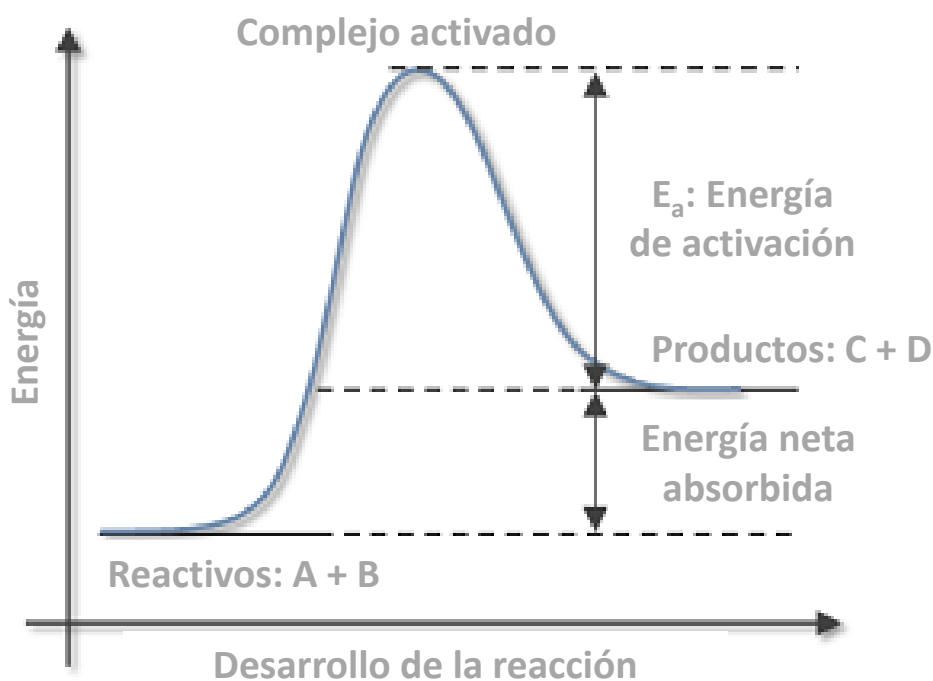
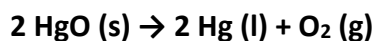


Diagrama de energía endotérmico

5. Dada la siguiente ecuación química:



Calcula la energía necesaria para descomponer 70 g de óxido de mercurio.

Datos: $Q_r = 181,6 \text{ kJ}$; $M(\text{Hg}) = 200,6 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$. (1,25 puntos)

Se calcula la masa molar del óxido de mercurio y el número de moles correspondientes a 70 g de HgO:

$$M(\text{HgO}) = 200,6 + 16 = 216,6 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{70 \text{ g}}{216,6 \text{ g/mol}} = 0,323 \text{ mol}$$

Mediante una proporción, calculamos la energía necesaria para descomponer el HgO:

$$Q = 0,323 \text{ mol} \cdot \frac{181,6 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} = 29,33 \text{ kJ}$$

6. Calcula la molaridad de una disolución de 175 g de H_2SO_4 en 125 mL de agua. ¿Cuántos átomos de hidrógeno contiene? (1,75 puntos)

Se calcula la masa molar del H_2SO_4 :

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1 \cdot 2 + 32 \cdot 1 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ g/mol}$$

Se determina la cantidad de sustancia que corresponde a 175 g de H_2SO_4 :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{175 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 1,786 \text{ mol}$$

Se calcula la molaridad de la disolución de H_2SO_4 :

$$M = \frac{1,786 \text{ mol}}{0,125 \text{ L}} = 14,29 \text{ M}$$

El número de átomos de H es:

$$N_H = 2 \cdot 1,786 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 2,151 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

7. Para la siguiente reacción química, calcula el volumen necesario de una disolución de ácido nítrico 2,5 M para que reaccionen 1,25 mol de cobre. (1,25 puntos)



Se calcula la cantidad de sustancia de HNO_3 utilizando los coeficientes estequiométricos:

$$n_{\text{HNO}_3} = 1,25 \text{ mol Cu} \cdot \frac{4 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol Cu}} = 5 \text{ mol HNO}_3$$

Se calcula el volumen de la disolución de HNO_3 a partir de la ecuación de la molaridad:

$$V_{\text{HNO}_3} = \frac{5 \text{ mol}}{2,5 \text{ mol/L}} = 2 \text{ L HNO}_3$$

8. Una disolución de 1,75 mol de amoníaco se descompone en hidrógeno y nitrógeno. Calcula el volumen de hidrógeno desprendido a 27°C y 0,95 atm.

Datos: $M(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$. (1,75 puntos)

Primero escribimos la reacción ajustada que tiene lugar:



Calculamos la cantidad de sustancia de H_2 utilizando los coeficientes estequiométricos:

$$n_{\text{H}_2} = 1,75 \text{ mol NH}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3} = 2,625 \text{ mol H}_2$$

Para calcular el volumen de H_2 , se sustituyen los datos en la ecuación de los gases ideales:

$$V_{\text{H}_2} = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{2,625 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (27 + 273) \text{ K}}{0,95 \text{ atm}} = 22,66 \text{ L}$$

Prueba final. Fuente: Elaboración propia e inspirada en el libro de Física y Química de 4º ESO de Anaya, 2018.

Anexo XV. Listado de Tablas.

Tabla 1. Distribución horaria semanal de la asignatura de Física y Química de 4º ESO. Fuente: elaboración propia.

Tabla 2. Relación entre los objetivos específicos de la unidad, los objetivos generales de etapa, los objetivos generales de la materia y las competencias clave. Fuente: elaboración propia.

Tabla 3. Temporalización de las unidades didácticas de Física y Química de 4º ESO. Fuente: elaboración propia.

Tabla 4. Detalle de los días de impartición de la unidad “Reacciones químicas: fundamentos”. Fuente: elaboración propia.

Tabla 5. Relación de los contenidos de la unidad “Reacciones químicas: fundamentos”, criterios de evaluación, estándares de aprendizaje y competencias clave. Fuente: elaboración propia.

Tabla 6. Relación entre los instrumentos de evaluación, las técnicas utilizadas y sus porcentajes en la calificación final. Fuente: elaboración propia.

Tabla 7. Relación de las actividades propuestas en la unidad “Reacciones químicas: fundamentos”, contenidos, criterios de evaluación, estándares de aprendizaje, instrumentos de evaluación y competencias clave. Fuente: elaboración propia.

Tabla 8. Rúbrica sobre la actitud y la participación en la clase. Fuente: elaboración propia.

Tabla 9. Rúbrica sobre las actividades de clase. Fuente: elaboración propia.

Tabla 10. Rúbrica sobre las actividades. Fuente: elaboración propia.

Anexo XVI. Listado de Figuras.

Figura 1. Los cuatro elementos resultantes de la combinación de dos propiedades. Fuente: elaboración propia.

Figura 2. Portada del libro De Re Metallica, escrito por Agricola. Fuente: Asimov, 2003.

Figura 3. Portada de la obra Alquimia, escrita por Libavius. Fuente: Tomé, 2017.

Figura 4. Portada de la obra El Discurso del Método: para dirigir bien la razón y buscar la verdad en las ciencias, escrita por Descartes. Fuente: imagen libre de derechos de autor.

Figura 5. Portada del libro Philosophiæ Naturalis Principia Mathematica, escrito por Newton. Fuente: imagen libre de derechos de autor.

Figura 6. Imágenes procedentes del manuscrito El químico escéptico, escrito por Boyle. Fuente: imágenes libres de derechos de autor.

Figura 7. Portada del libro Tratado Elemental de Química, escrito por Lavoisier. Fuente: imagen libre de derechos de autor.

Figura 8. Lista de los elementos conocidos hasta finales del siglo XVIII. Fuente: Pellón, 2014.

Figura 9. Ilustración de los símbolos atómicos y masas atómicas relativas de los elementos químicos utilizada por Dalton. Fuente: Pellón, 2014.

Figura 10. Primera tabla periódica de los elementos de Mendeleyev, aparecida en el Journal of the Russian Chemical Society, en 1869. Fuente: imagen sin derechos de autor.

Figura 11. Reacción de formación del agua donde se indican los reactivos, los productos, los coeficientes estequiométricos, el estado de agregación y los subíndices. Fuente: elaboración propia.

Figura 12. Estados de agregación de la materia. Fuente: elaboración propia.

Figura 13. Esquema de choque eficaz e ineficaz en la reacción de H_2 y I_2 . Fuente: elaboración propia.

Figura 14. Tipos de reacciones. Fuente: elaboración propia.

Figura 15. Diagramas de energía. Fuente: elaboración propia.

Figura 16. Relaciones estequiométricas. N_A es el número de Avogadro; M es la masa molar o peso molecular. Fuente: elaboración propia.

Figura 17. Esquema general del procedimiento de la técnica “un, dos, cuatro”. Fuente: elaboración propia.

Figura 18. Esquema general del procedimiento del juego de las palabras. Fuente: elaboración propia.

Figura 19. Fotografía del edificio principal del IES Jándula. Fuente: elaboración propia.

Figura 20. Esquema general del aula de 4º ESO. Fuente: elaboración propia.

Figura 21. Calendario escolar 2020/2021. Distribución de las unidades didácticas de Física y Química de 4º ESO. Fuente: elaboración propia.

