



UNIVERSIDAD DE JAÉN
Centro de Estudios de Postgrado

Trabajo Fin de Máster

UNIDAD DIDÁCTICA: REACCIONES QUÍMICAS

Alumno/a: Morillas Gutiérrez, Francisca María

Tutor/a: Prof. D. Alberto J. Moya López
Dpto: Ingeniería Química, Ambiental y de los
Materiales

Junio, 2020

ÍNDICE

RESUMEN	3
ABSTRACT	3
1 INTRODUCCIÓN	4
2 FUNDAMENTACIÓN EPISTEMOLÓGICA.....	4
2.1 Antecedentes.....	5
2.1.1 El nacimiento de la Alquimia	6
2.1.2 La Química moderna	9
2.1.3 Los átomos	13
3 FUNDAMENTACIÓN DIDÁCTICA	15
3.1 Ideas previas.....	15
3.2 Aprendizaje cooperativo	17
3.3 Aprendizaje Basado en Proyectos.....	18
3.4 Aprendizaje Basado en Problemas.....	19
3.5 Simuladores y laboratorios virtuales.....	20
4 PROYECCIÓN DE LA UNIDAD DIDÁCTICA	21
4.1 Justificación	21
4.2 Legislación educativa de referencia	21
4.3 Contextualización del centro y aula	22
4.4 Objetivos	22
4.4.1 Objetivos de etapa	22
4.4.2 Objetivos generales de la materia	24
4.4.3 Objetivos específicos de la Unidad Didáctica	24
4.5 Competencias clave.....	25
4.6 Desarrollo de los contenidos	26
4.6.1 Introducción	27
4.6.2 Estequiometría de las reacciones	29
4.6.3 Reactivo limitante y rendimiento de una reacción.....	29
4.6.4 Química e Industria	30
4.7 Contenidos.....	35
4.8 Temporalización y metodología.....	36

4.8.1	Temporalización	37
4.8.1	Desarrollo de las sesiones	38
4.9	Elementos transversales.....	44
4.10	Atención a la diversidad.....	45
4.11	Evaluación	46
4.11.1	Criterios de evaluación.....	46
4.11.2	Estándares de aprendizaje	47
4.11.3	Relación entre criterios de evaluación, competencias clave y actividades	49
4.11.4	Instrumentos de evaluación y criterios.....	51
5	CONCLUSIONES	52
6	BIBLIOGRAFÍA.....	53
7	ANEXOS.....	57
7.1	Anexo I. Cuestionario de ideas previas	58
7.2	Anexo II. Práctica de laboratorio: tipos de reacciones	64
7.3	Anexo III. Rúbrica para evaluar el trabajo en laboratorio	68
7.4	Anexo IV. Relación de ejercicios de reacciones químicas	69
7.5	Anexo V. Rúbrica para evaluar las relaciones de ejercicios y preguntas	80
7.6	Anexo VI. Práctica de laboratorio sobre reactivo limitante y rendimiento	81
7.7	Anexo VII. Rúbrica para evaluar el trabajo y la exposición.....	86
7.8	Anexo VIII. Relación de preguntas sobre siderurgia y metalurgia para la técnica <i>Puzzle de Aronson</i>	87
7.9	Anexo IX. Examen final.....	89

RESUMEN

En el presente Trabajo Fin de Máster se desarrolla una Unidad Didáctica para la materia de Física y Química de 1º de Bachillerato correspondiente al bloque 3 titulado “Reacciones químicas”. Se incluye una fundamentación epistemológica, en la cual se recoge una revisión histórica de la Química y el desarrollo de los contenidos de este tema, y una fundamentación didáctica basada en las exigencias de las leyes educativas como son los contenidos, los objetivos, los criterios de evaluación, las competencias clave, los elementos transversales y la atención a la diversidad. Además, se incluye el desarrollo de las sesiones mediante el empleo de metodologías activas para fomentar en el alumnado el aprendizaje significativo, el pensamiento crítico, la formación científica y el trabajo en equipo como son: el estudio de ideas previas, el aprendizaje cooperativo, el empleo de las TIC, el aprendizaje basado en proyectos y las prácticas de laboratorio.

Con esta propuesta se espera que el alumnado progrese en su etapa académica, se muestre motivado en el aprendizaje, supere los conceptos erróneos anteriormente adquiridos y mejore en sus resultados académicos en esta materia en la que el aprendizaje resulta, en muchos casos, difícil y abstracto para el alumnado.

PALABRAS CLAVE: Física y Química, 1º de Bachillerato, reacciones químicas, Unidad Didáctica, ideas previas, aprendizaje cooperativo.

ABSTRACT

In this Final Master's Project, a Didactic Unit for the Physics and Chemistry subject for 16-17 years old students corresponding to block 3 entitled “Chemical reactions” is developed. An epistemological foundation is included, with a historical review of Chemistry and the development of the contents of this topic, and a didactic foundation based on the requirements of educational laws such as the contents, objectives, criteria of evaluation, key competences, cross-cutting elements and attention to diversity. In addition, the development of the sessions is included through the use of active methodologies to promote significant learning in students, critical thinking, scientific training and teamwork such as: the study of prior ideas, cooperative learning, use of ICT, project-based learning and laboratory practices.

With this proposal, it is expected that students progress in their academic stage, show themselves motivated in learning, overcome the previously acquired misconceptions and improve their academic results in this subject in which learning is, in many cases, difficult and abstract for the students.

KEYWORDS: Physics and Chemistry, 1st Baccalaureate, chemical reactions, Didactic Unit, previous ideas, cooperative learning.

1 INTRODUCCIÓN

En el presente Trabajo Fin de Máster se propone la programación de una Unidad Didáctica sobre reacciones químicas para la asignatura de Física y Química de 1º de Bachillerato.

El tema de las reacciones químicas presenta una gran importancia ya que se estudia a distintos niveles de dificultad a lo largo de toda la ESO y Bachillerato, por lo que es fundamental que el alumnado construya bien su conocimiento desde el primer momento en el que empieza a estudiar Física y Química.

La enseñanza de esta asignatura en Bachillerato tiene como objetivo el desarrollar la formación científica para fomentar el pensamiento crítico en el alumnado y adquirir así los conocimientos y las habilidades necesarias que permitan su incorporación a la vida laboral.

Para favorecer que el alumnado se encuentre motivado e interesado en el aprendizaje de esta asignatura tan compleja se debe emplear un aprendizaje activo y significativo que muestre la Física y Química de forma cercana a la vida cotidiana para que consigan relacionar los conceptos y que no sea un aprendizaje únicamente teórico y abstracto. Para conseguir esto se proponen diferentes estrategias metodológicas como el aprendizaje basado en proyectos, el aprendizaje cooperativo, el aprendizaje basado en problemas, el empleo de herramientas TIC y prácticas de laboratorio que permiten reforzar los conocimientos conseguidos y familiarizarse con el trabajo científico.

En los siguientes apartados se recoge una fundamentación epistemológica, en la que se incluye una revisión histórica de la Química, una fundamentación didáctica basada en las leyes educativas vigentes y el desarrollo de los contenidos y las sesiones propuestas mediante metodologías activas para abordar esta unidad.

2 FUNDAMENTACIÓN EPISTEMOLÓGICA

La investigación en Didáctica de las Ciencias demuestra que existen dificultades en la comprensión de los conceptos y la motivación del alumnado a la hora de enfrentarse al aprendizaje de asignaturas de ciencias tales como la Química.

Dentro de los conceptos que más problemas plantean son el cambio químico, la diferencia entre elemento y sustancia simple, la diferencia entre átomo y molécula, la estequiometría, el concepto de mol y el concepto de equilibrio químico. Algunos de los problemas detectados se manifiestan incluso en cursos universitarios (Vázquez-Alonso, 1990) (Boo, 1998) (Goedhart, 2002) (Trejo-Candelas, Delgado-Herrera, & Flores-Almanzán, 2009).

Para aprender Química, los problemas que resuelve, las conclusiones que obtiene y cuál es la metodología que emplea para llegar a estas, es importante conocer también su historia, ya que muestra el proceso de cómo se llegó a los conocimientos actuales modificando las anteriores teorías como la concepción sobre la materia y sus cambios, su composición y su estructura.

Mediante la enseñanza de la historia de la Química se pueden alcanzar los siguientes objetivos por parte del profesorado:

1. Conocer mejor las dificultades, los errores y las disputas de los conceptos que presenta el alumnado en el aprendizaje de la Química.
2. Proporcionar ideas al profesorado para el diseño de actividades para hacer que las clases sean más motivadoras y comprensibles. La historia de la química da una visión de cómo se van modificando y mejorando los modelos químicos. Así, hay muchas actividades enfocadas al aprendizaje de algún concepto utilizando la historia de la Química como referencia (Furió-Mas & Domínguez-Sales, 2007).

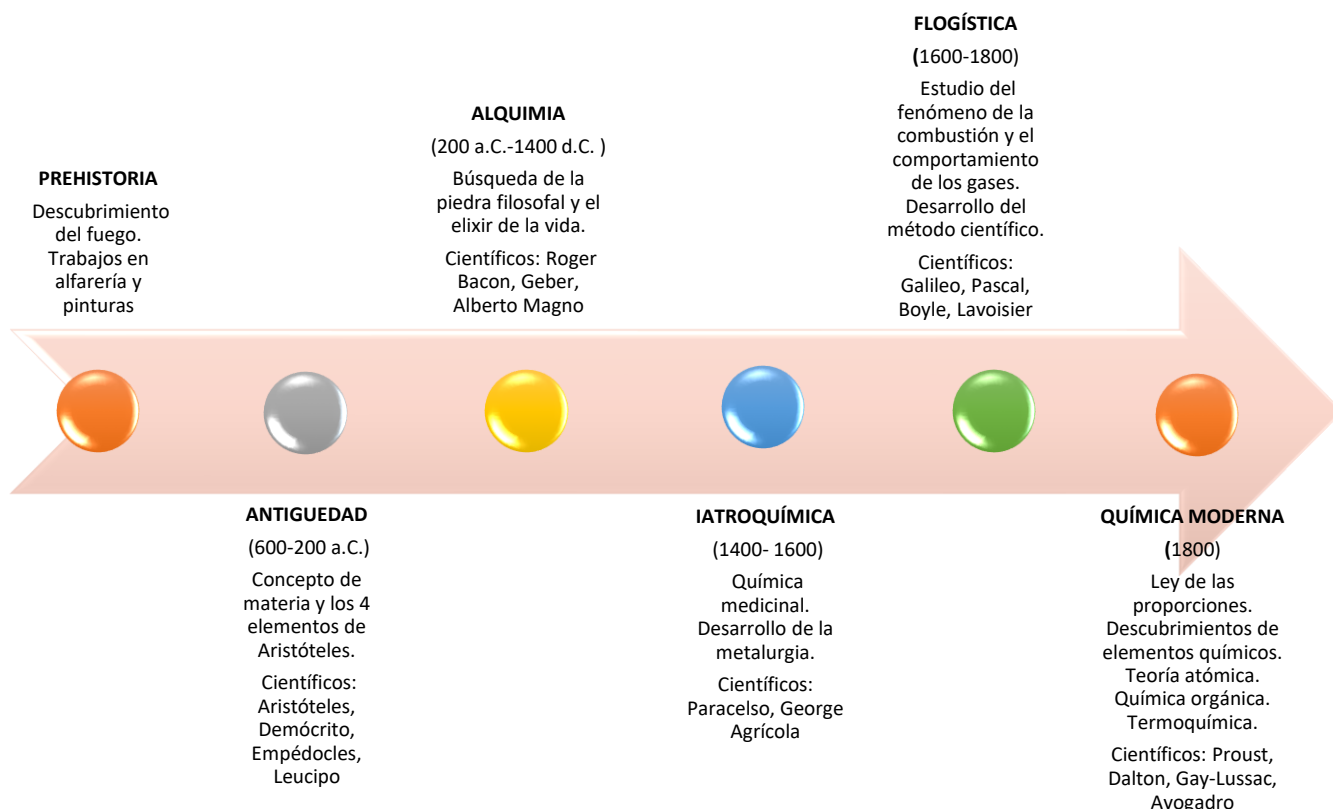
2.1 Antecedentes

El conocimiento científico es esencial para lograr el desarrollo y el bienestar de las personas ya que la ciencia forma parte de nuestra vida cotidiana. Para ello es importante saber qué es la Ciencia, cuáles son sus resultados, conclusiones y descubrimientos, y cómo se ha llegado a ellos, es decir, qué metodología se emplea. Así, la etapa educativa es una gran oportunidad para enseñar al alumnado estos temas para que adquieran una formación científica y desarrollen el sentido crítico.

El filósofo de la Ciencia Aristóteles (348-322 a.C.) fue el primero que entendió la Ciencia como la observación de los hechos, la obtención de premisas que incluyen esos hechos y la vuelta a la observación, creando así el procedimiento de investigación científica conocido como inductivo-deductivo. Las premisas debían ser ciertas e indemostrables (Losee, 2001).

La UNESCO incluye en el término Ciencia a las ciencias naturales como Física, Química, Biología, Astronomía y Cosmología, y Ciencias de la Tierra y del Medio Ambiente, así como las ciencias formales que incluye a las Matemáticas. También incluye la Medicina y las disciplinas tecnológicas porque emplean los conocimientos científicos para conseguir sus objetivos (Declaración sobre la ciencia y el uso del saber científico, 1999).

A continuación, se recoge un hilo temporal de los hechos históricos más importantes en el desarrollo de la Química, así como sus principales protagonistas.



En el siguiente resumen se recoge entre paréntesis las fechas aproximadas del nacimiento y fallecimiento de los protagonistas de los hechos más importantes.

2.1.1 El nacimiento de la Alquimia

Ya los primeros individuos se dieron cuenta de las transformaciones químicas que ocurrían en la naturaleza como el fuego y la descomposición de la carne, entre otros. Además, con el descubrimiento de los metales y sus aleaciones el desarrollo de la química se fue incrementando.

Fue Tales de Mileto (640-546 a.C.) quien hablaba de que existía un solo elemento, pero no se trata del concepto actual que se tiene de elemento. Este era el agua y creía que de él surgían las demás sustancias. Por otro lado, Anaxímedes de Mileto (585-528 a.C.) creía que el aire era este elemento principal y Heráclito de Éfeso (540-480 a.C.) que era el fuego. Fue Empédocles de Agrigento (490-430 a.C.) quien aceptó los anteriores tres elementos y, además, añadió la tierra. Esta teoría fue aceptada más tarde por Aristóteles (384-322 a.C.) quien consideraba estos elementos como el resultado de la combinación de dos pares de propiedades tales como humedad y sequedad, frío y calor. Así, calor y sequedad producen fuego; calor y humedad originan aire; frío y sequedad, tierra y frío y humedad dan el agua, como se puede observar en la siguiente figura 1:

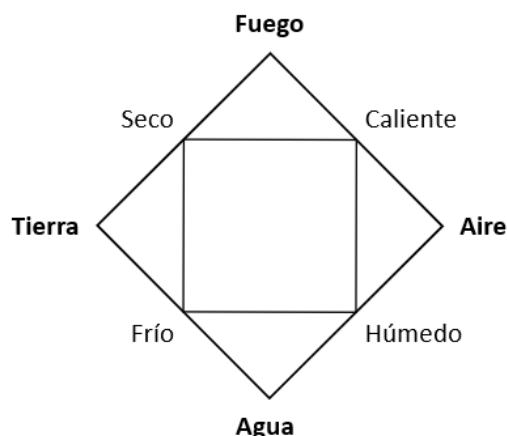


Figura 1. Los cuatro elementos resultantes de la combinación de dos propiedades (Esteban-Santos, 2006).

Más tarde, Aristóteles incluyó un quinto elemento llamado éter o quintaesencia que era el compuesto del cielo, este era perfecto, eterno e incorruptible, muy diferente a los demás elementos.

La divisibilidad de la materia fue otro de los temas tratados. Así, Leucipo de Mileto (450 a.C.) exponía que, dividiendo la materia en trozos pequeños, al final se obtendría una partícula que no se podría dividir más. Esta partícula fue llamada átomo por Demócrito de Abdera (470-380 a.C.) y la teoría que defiende esto se pasó a llamar Atomismo. Además, Demócrito añadió que los átomos de cada elemento tenían distinto tamaño y forma, y estas diferencias proporcionaban las distintas propiedades a cada elemento. Supuso también que cada sustancia real estaba compuesta de varios átomos diferentes y alterando esta composición una sustancia se podría transformar en otra. Aunque esta teoría no fue muy aceptada, más tarde el filósofo Epicuro de Samos (342-270 a.C.) la aceptó en su línea de pensamiento y Tito Lucrecio Caro (95-55 a.C.) escribió sobre esta teoría un poema llamado *De Rerum Natura*, por el que se conoce la teoría atomista en el presente (Asimov, 1975).

En 323 a.C. con la muerte de Alejandro Magno, Ptolomeo y su hijo crearon un templo en Alejandría llamado Museo. En este lugar se llegó a unir la ciencia y la religión. Bolos de Mendes (200 a.C.) fue uno de los primeros practicantes de esta *khemeia*. Tras la dominación romana y el auge del cristianismo, el museo de Alejandría fue gravemente dañado (400 d.C.) y la *khemeia* pasó a ser duramente perseguida (Esteban-Santos, 2006).

Con la entrada de los árabes en el siglo VII se pasó al arte de la *al-kimiya* (conocida Alquimia en Europa). Geber (760-815) fue un alquimista musulmán el cual describió el cloruro de amonio, consiguió ácido acético a partir de la destilación de vinagre, preparó carbonato de plomo y ácido nítrico diluido. Además, con su estudio de los metales llegó

a pensar que todos los metales estaban compuestos de una mezcla de mercurio y azufre y que, encontrando el material que consiguiera la transmutación con el porcentaje exacto de mercurio y azufre, se podría obtener oro. Este material se conocía como elixir o piedra filosofal.

Al-Razi (850-925), seguidor de Geber, dio origen a la medicina de la Alquimia y utilizó el enyesado para curar huesos rotos. Además, describió el antimonio metálico y añadió el tercer elemento en la composición inicial de los sólidos: la sal (no inflamable, no volátil), junto al mercurio (volátil) y al azufre (inflamable). Otro médico famoso fue Avicena (979-1037), este dudaba de que se pudiera con estos metales producir oro (Íñigo, 2010).

Alberto Magno (1200-1280) fue el primer alquimista europeo al cual se le consideró el descubridor del arsénico, ya que lo describió con gran precisión, aunque los antiguos alquimistas probablemente ya lo habrían descubierto antes en su forma impura. Casi en el mismo periodo de tiempo, Roger Bacon (1214-1292) expuso que el crecimiento de la Ciencia residía en la experimentación científica y la aplicación de las matemáticas, y describió la pólvora negra.

El primer alquimista en describir el ácido sulfúrico y el ácido nítrico concentrado no se dio a conocer, se le conocía como el falso Geber y escribió sobre el año 1300.

Con la llegada de la Revolución Científica del siglo XVI a la Alquimia destacó Georg Bauer (conocido como Agrícola, 1494-1556) quien publicó el tratado *De Re Metallica* en 1556, en el que se incluye con todo detalle el conocimiento de minería y metalurgia hasta la fecha. A partir de esta obra (figura 2) se establece la mineralogía como Ciencia (Asimov, 1975) (Íñigo, 2010).



Figura 2. Portada del libro *De Re Metallica*, de Agrícola, figura de la derecha (Asimov, 1975).

Avicena (979-1037) y, más tarde, Paracelso (1493-1591) fueron dirigentes del centro de atención de la Alquimia. Este último defendía que el fin último de la transmutación de los minerales era la preparación de medicamentos para curar enfermedades. Esta corriente se denominó iatroquímica. Paracelso, además, defendía la teoría de los cuatro elementos griegos (agua, aire, fuego y tierra) y los tres principios árabes (mercurio, azufre y sal). Descubrió el metal zinc en estado puro, aunque ya se conocía por su aleación con cobre, conocido como latón y buscó la piedra filosofal (Asimov, 1975) (Íñigo, 2010).

Otro médico de la corriente iatroquímica fue Francisco Sylvius (1614-1672). Este consideraba el cuerpo humano como un sistema químico en equilibrio entre lo ácido y lo alcalino y, de esta forma, una enfermedad estaría causada por el desequilibrio. Se le conoció por inventar una cura a base de alcohol de cereal aromatizado con bayas de enebro para los trastornos renales.

En 1597, Andreas Libavius (1550-1616), el cual estaba de acuerdo con que el fin de la Alquimia era ayudar a la Medicina, escribió la primera obra sin misticismo llamada *Alquimia*. Fue quien describió la preparación del ácido clorhídrico, el tetracloruro de estaño, el sulfato amónico y la mezcla de ácido nítrico y ácido clorhídrico en proporción 1:3, para dar agua regia, que disuelve el oro.

El texto *El carro triunfal de antimonio*, escrita en 1646 por Johann Thölde y atribuida al monje Basil Valentine, recogía el uso medicinal del antimonio y sus derivados.

Johann Rudolf Glauber (1604-1668) preparó ácido clorhídrico a partir de ácido sulfúrico y sal común. Descubrió el residuo que se obtenía, el sulfato sódico, denominado como sal de Glauber o sal maravillosa ya que presentaba propiedades laxantes. Por último, cabe destacar a Hamburgo Hennig Brand quien descubrió el fósforo en 1669 (Pellón-González, 2013).

Como resumen de la Alquimia de esta época, se puede comprobar cómo se fue desarrollando la química más práctica. Así, se mejoró el proceso de destilación para preparar alcohol destilado de alta concentración conocido como agua ardiente y se emplearon nuevos materiales de laboratorio. Además, se añadieron nuevos elementos, llegando a conocer el cobre, la plata, el oro, el mercurio, el estaño, el plomo, el hierro, el zinc, el antimonio, el arsénico y el azufre, aunque este último se relacionaba con otros materiales inflamables. También se descubrieron nuevos ácidos y sales minerales.

2.1.2 La Química moderna

En el siglo XVII la Alquimia pasó a ser la Química como ahora se conoce y se eliminaron los viejos conceptos erróneos adquiridos.

La Filosofía fue orientada al inductivismo por Francis Bacon (1561-1626) y Galileo Galilei (1564-1642) estudió la Física mediante la observación y la medición del comportamiento de los cuerpos en caída y aplicó las matemáticas.

Un libro titulado *El Discurso del Método, para bien dirigir la razón y buscar la verdad en las ciencias*, publicado por René Descartes en 1637, fue fundamental para el desarrollo de la Ciencia y la Filosofía. En esta obra se exponía que la búsqueda del conocimiento debía ser mediante la intuición y la deducción, es decir, la observación y la experimentación. Hasta esta época, lo único que permanecía intacto de la antigüedad y la Alquimia, era la obcecación por conseguir oro mediante la transmutación.

Evangelista Torricelli (1608-1647) comprobó la presión atmosférica a nivel del mar e inventó el barómetro. Años más tarde, Blais Pascal (1623-1662) midió la presión atmosférica a 1500 metros de altura sobre el nivel del mar y demostró que, como este peso era menor, los gases eran otra forma de la materia y tenían peso.

Jean Baptista van Helmont (1577-1644) fue un médico que reconoció el gas producido en la combustión y en la fermentación de jugos, al que llamó gas silvestre (dióxido de carbono) (Asimov, 1975) (Esteban-Santos, 2002).

Robert Boyle (1627-1691), con la ayuda de Robert Hooke (1635-1703), formuló la *ley de los gases de Boyle*. Además, definió elemento como la sustancia que no podía descomponerse en otra más sencilla, cambiando así la definición de lo que se conocía hasta la fecha como elemento y rechazando las antiguas teorías de los cuatro elementos y los tres principios. También formuló que estos elementos se combinaban para formar compuestos y que, del número y posición de estos, dependerían sus propiedades (Esteban-Santos, 2002).

Fue Edme Mariotte (1630-1648) quien especificó que la temperatura debía mantenerse constante para que se cumpla la *ley de Boyle*, por lo que se conoce también como la *ley de Mariotte* o *Boyle-Mariotte*.

Por otra parte, John Mayow (1640-1679) perfeccionó los trabajos de Boyle y realizó trabajos sobre la importancia del aire en la combustión.

Isaac Newton (1642-1727), inspirado en el trabajo de Galileo, publicó *Principia Mathematica*, un libro en el que formuló las tres *leyes del movimiento*, que fue la base de la mecánica, y desarrolló su teoría de la gravitación. Pero no fue hasta un siglo después cuando las medidas cuantitativas llegaron plenamente a la Química.

Georg Ernerst Stahl (1660-1734) denominó flogisto al proceso de inflamabilidad. Mantenía que todos los objetos que eran combustibles presentaban flogisto que sería liberado en este proceso y, por tanto, cuando no quedaba más en el objeto, este dejaba de arder. De esta forma, para Stahl, el aire era solo un transportador del flogisto y no actuaba de forma directa en la combustión.

Como se ha podido observar, el estudio de los gases pasó a tener gran importancia y se denominó Química Neumática a comienzos del siglo XVII. Fue Stephen Hales (1667-1761) quien observó que las hojas absorbían aire, al que denominó aire fijo porque se convertía en materia sólida, y estudió los gases resultantes de los procesos de fermentación y putrefacción, así como de la combustión de algunos minerales, describiendo así algunas de las propiedades de los gases (Asimov, 1975).

Joseph Black (1728-1799) fue un médico interesado en la acción de los álcalis para la mejora de la acidez estomacal y los cálculos renales. Gracias a sus experimentos, David Macbride (1726-1778) afirmó que el conocido como aire fijo era el mismo gas que el gas silvestre de Helmont. Además, observó un gas residual tras la combustión de carbón vegetal que no era absorbido con potasa cáustica como el aire fijo, que fue estudiado por Daniel Rutherford (1749-1819) y era el nitrógeno.

Otro gas que fue descrito y caracterizado fue el hidrógeno, por Henry Cavendish (1731-1810) en 1766, aunque ya Boyle lo describió como un gas inflamable que se desprendía al tratar algunos metales con ácidos. Además, en 1783, publicó que de la combustión del hidrógeno en el interior del aire desflogisticado (oxígeno) se obtenía agua. Este gas llamado aire desflogisticado fue descubierto por Joseph Priestley (1733-1804), quien también descubrió los gases óxido nítrico, óxido nitroso, cloruro de hidrógeno, amoníaco, dióxido de azufre y tetrafluoruro de silicio.

Carl Wilhelm Scheele fue el descubridor del dióxido de manganeso, del óxido de bario y de los gases cloro y oxígeno. Johan Gottlieb Gahn en 1774 descubrió el manganeso. También químicos suecos importantes fueron: George Brandt, descubridor del cobalto en 1730; Axel Fredric Cronstedt, descubridor del níquel en 1751 y Peter Jacob Hjelm, descubridor del molibdeno (Asimov, 1975).

En el siglo XVIII aparecen los descubrimientos de elementos químicos por parte de científicos españoles tales como Juan José de Elhuyar (1754-1796) y Fausto de Elhuyar (1755-1833) que descubrieron el wolframio (denominado tungsteno en 1758 por Cronstedt) y Antonio de Ulloa (1716-1849) quien descubrió el platino (Pellón-González, 2013). Fue William Hyde Wollaston (1766-1828) quien descubre el mejor método para purificar el platino, aunque ya había sido descubierto anteriormente y se había mantenido en secreto de Estado por Pierre François Chabaneau (1754-1842) (Weeks, 1932) (Pellón-González, 2013).

El español Andrés Manuel del Río (1765-1849) descubrió el vanadio en un mineral de plomo en México y lo denominó eritronio. Collet Descotils (1773-1815), un analista francés, confundió a este con el cromo, que ya lo había descubierto Louis Nicolas Vauquelin (1763-1829). Más tarde, en 1831, fue Nils Gabriel Sefstrom (1787-1845), el que redescubrió el elemento y lo denominó vanadio, pero no fue hasta 1869 cuando se

obtuvo el vanadio metálico por el profesor de Química de la Universidad de Manchester Henry Enfield Roscoe (1833-1915).

A finales del siglo XVIII, Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794), con la intención de unificar todas las teorías de los gases, señaló que la calcinación de un metal era por la ganancia del material que se encontraba en el aire y que este era una mezcla de dos gases en proporción 1:4, que eran el oxígeno y el nitrógeno, al que este denominó ázoe (sin vida). También le dio nombre al hidrógeno y dedujo que el agua era una combinación de ambos por el experimento de Cavendish. Además, consideró que tanto los tejidos vivos como los alimentos debían contener carbono e hidrógeno y que, al inhalar aire, el oxígeno se consumía formando agua y dióxido de carbono.

Lavoisier formuló la *ley de conservación de la materia*, con la que demostró que la masa no se crea ni se destruye, solo se transforma de unas sustancias a otras debido a un proceso químico. A partir de aquí empezó a construirse la Química moderna, se elaboró junto con otros químicos un sistema de nomenclatura que se recogió en el libro *Tratado Elemental de Química* que publicó en 1789, junto a todas sus teorías y una lista todos de los elementos, como así llamaban a las sustancias que no se podían descomponer en otras más sencillas, que habían sido descubiertos hasta ese momento. Se muestra una lista de los elementos recogidos en este libro en la siguiente figura número 3 (Asimov, 1975) (Pellón-González, 2013):

192 DES SUBSTANCES SIMPLES.
TABLEAU DES SUBSTANCES SIMPLES.

	Noms nouveaux.	Noms anciens correspondans.
Substances simples qui appartiennent aux trois régnés & qu'on peut regarder comme les élémens des corps.	Lumière.....	Lumière. Chaleur. Principe de la chaleur.
	Calorique.....	Fluide igné. Feu. Matière du feu & de la chaleur.
	Oxygène.....	Air déphlogistiqué. Air empiréal. Air vital. Base de l'air vital.
	Azote.....	Gaz phlogistiqué. Mofete. Base de la mofete.
	Hydrogène.....	Gaz inflammable. Base du gaz inflammable.
	Soufre.....	Soufre.
	Phosphore.....	Phosphore.
	Carbone.....	Charbon pur.
	Radical muriatique.	Inconnu.
	Radical fluorique..	Inconnu.
Substances simples non métalliques oxidables & acidifiables.	Radical boracique..	Inconnu.
	Antimoine.....	Antimoine.
	Argent.....	Argent.
	Arsenic.....	Arsenic.
	Bismuth.....	Bismuth.
	Cobalt.....	Cobalt.
	Cuivre.....	Cuivre.
	Etain.....	Etain.
	Fer.....	Fer.
	Manganèse.....	Manganèse.
Substances simples métalliques oxidables & acidifiables.	Mercure.....	Mercure.
	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 salifiables terreuses.	Baryte.....	Barote, terre pesante.
	Alumine.....	Argile, terre de l'alun, base de l'alun.
	Silice.....	Terre siliceuse, terre vitrifiable.

Figura 3. Lista de los elementos conocidos hasta finales del siglo XVIII (Lavoisier, 1789).

2.1.3 Los átomos

Tal y como se ha recogido en el apartado anterior, se empleaba el concepto de elemento como la última sustancia que no podía ser dividida en otra menor, a partir de aquí se empezó a emplear el término átomo como las pequeñas partículas que formaban estos elementos.

Joseph Louis Proust (1754-1826) estableció que, si dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, conservan una proporción en masa constante. Se le conoce como la *ley de las proporciones definidas* o *ley de Proust*, y a partir de ella puede deducirse que los átomos son objetos indivisibles (Asimov, 1975) (Furió & Padilla, 2003).

Fue John Dalton (1766-1844) quien descubrió que dos elementos pueden combinarse en más de una proporción dando lugar a diferentes compuestos y publicó la *ley de las proporciones definidas y de las proporciones múltiples* en 1803.

Desarrolló la teoría atómica, estableciendo la relación entre el vapor de agua y la presión de vapor, ya que encontró que la cantidad de vapor en el aire, o en cualquier otro gas, aumentaba con la temperatura. Así, definió el concepto de presión de vapor de agua y lo extrapoló a otros líquidos. Anteriormente, había publicado un trabajo sobre la ceguera de los colores, debido a esto se denomina daltonismo a las dificultades para diferenciar determinados colores.

Los estudios sobre el vapor de agua le llevaron a afirmar que el aire estaba compuesto por una mezcla de 21% de oxígeno y 79% de nitrógeno. También investigó la solubilidad de los gases y que esta dependía del peso, por lo que llegó al concepto de peso atómico.

Además, formuló en 1801 la *ley de las presiones parciales*. En ella anunciaba que la presión ejercida por cada gas en una mezcla era independiente de los demás gases y que la presión total era igual a la suma de las presiones parciales de cada gas.

Dalton utilizó en su trabajo símbolos para los elementos y los compuestos, más tarde Jöns Jacob Berzelius (1779-1848) estableció un sistema más práctico de la representación de los compuestos y se dedicó a estudiar los pesos atómicos de los elementos conocidos basándose también en la *ley de Gay-Lussac* (1778-1850) en la que anunció que: *“Si el volumen de una cierta cantidad de gas a presión moderada se mantiene constante, el cociente entre presión y temperatura (en kelvin) permanece constante”*. Además, anunciaba que: *“en cualquier reacción química los volúmenes de todas las sustancias gaseosas que intervienen en la misma están en una relación de números enteros sencillos.”*

En 1813, Berzelius publicó un trabajo sobre el uso de símbolos basados en las iniciales de los elementos químicos y el empleo de números superíndices para expresar las proporciones de esos elementos químicos en los compuestos. Esta nomenclatura fue recomendada por la Asociación Británica para el Avance de la Ciencia en 1834, pero empleando subíndices para las proporciones y no superíndices.

Más tarde, descubrió el selenio, el silicio, el torio, el cerio y el zirconio. En su laboratorio tuvo un alumno llamado Friedrich Wöhler (1800-1882) quien fue el primero en sintetizar la urea, considerado uno de los pioneros en Química Orgánica, y descubrió el berilio y el aluminio.

No fue hasta la llegada de Amadeo Avogadro (1776-1856), en 1811, quien logró conciliar la ley de Gay-Lussac y la teoría atómica de Dalton. En ella estableció que los mismos volúmenes de diferentes gases, medidos en las mismas condiciones de presión

y temperatura, contienen igual número de moléculas, conocido como el número de Avogadro (Asimov, 1975).

3 FUNDAMENTACIÓN DIDÁCTICA

Para ayudar a progresar al alumnado en el aprendizaje de Física y Química se deben emplear metodologías que motiven y despierten la curiosidad por aprender esta materia en el alumnado. El aprendizaje significativo es fundamental para lograrlo ya que ayuda a aprender a aprender construyendo su propio conocimiento y esto mejora la autoestima y el interés en clase (Rodríguez, 2011).

Se define metodología como el conjunto de estrategias, procedimientos y acciones organizadas y planificadas por el profesorado, de manera consciente y reflexiva, con la finalidad de posibilitar el aprendizaje del alumnado y el logro de los objetivos planteados, según el Real Decreto 1105/2014.

A continuación, se recogen algunas de las metodologías activas que están dando mejores resultados para la enseñanza y el aprendizaje del alumnado y que se pueden emplear en todas las etapas educativas.

3.1 Ideas previas

El alumnado presenta sus propias ideas previas sobre el funcionamiento de la naturaleza. Estas son adquiridas mediante la experimentación y/o interpretación de los hechos cotidianos, pero muchas veces son erróneas respecto a las teorías científicas. En el caso de la asignatura de Física y Química, el alumnado la encuentra a veces muy complicada ya que centra sus estudios en hechos no observables a simple vista, por lo que sería interesante utilizar modelos y ejemplos que simplifiquen estas teorías y puedan comprender por qué y cómo ocurren las reacciones químicas, en el caso de esta Unidad Didáctica.

Así, el profesorado debe tener en cuenta las ideas previas del alumnado para ayudar a relacionarlas con los conceptos que se le quieren enseñar y que el aprendizaje de estos sea de forma significativa (Ausubel, 1976).

Diversos estudios sobre las concepciones de los estudiantes sobre varios conceptos de física y química han demostrado que presentan gran dificultad, aunque conocen la definición teórica, en diferenciar procesos físicos de procesos químicos (De la Mata, Álvarez, & Alda, 2011). Diversos estudios sobre el concepto de cambio químico llevados a cabo en alumnado de 13 a 20 años, evidenciaron que la mayoría pensaban que una disolución y un cambio de estado son reacciones químicas, además empleaban palabras como “fundir” y “disolver” para explicarlas (Holding, 1987) (Ahtee & Varjola,

1998). Muchas de estas dificultades vienen dadas por los términos que se emplean en la enseñanza de la química como son: sustancia, átomo, elemento, partícula o compuesto; ya que el alumnado, a menudo, intercambia estas palabras. Así, una buena técnica para la definición y comprensión de estos términos sería el empleo de diagramas y procesos químicos que les obliguen a pensar explicaciones en vez de emplear un enfoque teórico de definiciones que no llegarán a comprender. Verdonk propone una serie de sugerencias para ayudar a comprender las reacciones químicas como realizar experiencias en el laboratorio que les ayude a reconocer cuando se forma una nueva sustancia y generalizar este razonamiento para otras reacciones, observar reacciones que generen calor, explicar de dónde viene este calor (de la formación de enlaces) y que observen que no todas las reacciones producen calor y, por último, introducir que las partículas se reorganizan cuando tienen lugar las reacciones químicas. Es importante que el alumnado comprenda que, aunque los átomos conservan su identidad durante una reacción química, una molécula no (Verdonk & De Vos, 1985) (Kind, 2004).

Otros conceptos que presentan problemas para su correcta interpretación son: el cambio químico, la diferencia entre elemento y sustancia simple, la diferencia entre átomo y molécula, la estequiometría, el concepto de mol, el concepto de equilibrio químico y los diferentes tipos de reacciones (Vázquez-Alonso, 1990) (Boo, 1998) (Goedhart, 2002) (Trejo-Candelas, Delgado-Herrera, & Flores-Almanzán, 2009).

Comprender las reacciones químicas a nivel microscópico es fundamental, por lo que se deben representar mediante diagramas de partículas en las que el alumnado observe y comprenda qué sucede y por qué. Además, para que pueda adquirir los conocimientos sobre los conceptos de reactivo limitante, reactivo en exceso y producto, y que no toda reacción química implica la combinación de sustancias, es fundamental el trabajo práctico en laboratorio y la relación de estos conceptos con las ecuaciones químicas (Casado & Raviolo, 2005).

En el caso de los tipos de reacciones químicas, el alumnado no consigue distinguir entre reacciones de oxidación-reducción y ácido base. Para evitar estas concepciones erróneas y para ayudar a progresar al alumnado en cuanto a las reacciones químicas, se propone una clasificación más sencilla en la que únicamente diferencien entre las reacciones de oxidación-reducción y las reacciones ácido-base atendiendo al tipo de partícula que es intercambiada, como se recoge a continuación:

- Reacción de oxidación-reducción: en ellas se produce un cambio en el número de oxidación. Así, el reductor (disminuye su número de oxidación) es el que reduce al oxidante, y el oxidante (aumenta su número de oxidación) que es el que oxida al reductor. Por ejemplo:

- Reacción de combustión: se oxida un compuesto orgánico y se reduce el oxígeno molecular, dando lugar a dióxido de carbono y agua.
- Reacción de fermentación: un compuesto orgánico se degrada para dar lugar a otros compuestos más sencillos.
- Reacción ácido-base: reacción química que se lleva a cabo entre un ácido (dona protones o acepta electrones) y una base (acepta de protones o dona electrones) (De la Mata, Álvarez, & Alda, 2011).

3.2 Aprendizaje cooperativo

El aprendizaje cooperativo en el aula consiste en hacer que el alumnado trabaje de forma conjunta, guiados por el profesorado, para alcanzar objetivos comunes al grupo y maximizar el aprendizaje. Los grupos de aprendizaje cooperativo se pueden emplear para impartir clases genéricas y/o repetitivas (por ejemplo, para redactar informes o hacer presentaciones) y para manejar las rutinas propias del aula (como revisar las tareas o los resultados de una prueba). Existen tres tipos de grupos de aprendizaje cooperativo:

- **Grupos formales:** grupos de alumnado formado para trabajar una o varias horas. El alumnado trabaja de forma conjunta para lograr los objetivos comunes y cada uno presenta una tarea a realizar como organizar el material, explicarlo, resumirlo e integrarlo. El profesorado en todo momento supervisa el aprendizaje e interviene para apoyar el desempeño individual y grupal del alumnado.
- **Grupos informales:** grupos formados para trabajar un momento en clase como, por ejemplo, para entablar un diálogo al comienzo y al finalizar la clase para asegurar que el alumnado ha comprendido la materia.
- **Grupos base:** grupos formados para trabajar a largo plazo. Son grupos de alumnado heterogéneos cuyo principal objetivo es que se brinden apoyo unos a otros para que todos presenten un buen rendimiento, se esfuercen y progresen con sus tareas, además ayudan a tener un buen desarrollo cognitivo y social (Johnson, Holubec, & Johnson, Advanced Cooperative Learning, 1992).

Las ventajas que presenta el aprendizaje cooperativo son:

- Mayor rendimiento y productividad del alumnado, mayor retención de conceptos a largo plazo, más tiempo dedicado a las tareas para afianzar mejor los conocimientos, motivación intrínseca y mayor nivel alcanzado de razonamiento y pensamiento crítico.

- Relaciones más positivas entre el alumnado, mayor espíritu de equipo, mayor valoración de la diversidad y la cohesión, relaciones más solidarias y comprometidas, y mejor respaldo personal y académico.
- Mejor salud mental, fortalecimiento del yo y de la propia identidad, mayor autoestima, desarrollo social, integración... (Johnson, Holubec, & Johnson, 1999).

A continuación, se recoge un breve resumen sobre una de las técnicas más significativas del aprendizaje cooperativo, llamada técnica *Puzzle de Aronson*, que se emplea en esta Unidad Didáctica:

En esta técnica es el propio alumnado el que hace de tutor del aprendizaje de los demás. Para el desarrollo de esta técnica se siguen los siguientes pasos:

- En primer lugar, se realizan grupos de alumnado, llamados *grupos Puzzle* (A, B, C...). A cada integrante (1, 2, 3...) de cada *grupo Puzzle* se le asignará un tema a tratar.
- Todos los que tengan el mismo número asignado (por tanto, mismo tema) pasarán a formar los *grupos de expertos*, en los que tienen que aprender y debatir sobre este.
- Una vez aprendidos, volverán a su *grupo Puzzle* y cada uno deberá enseñar su tema asignado a los demás.

Finalmente, el profesorado propondrá la forma de evaluar, por ejemplo, mediante un formulario de preguntas para conocer qué ha aprendido el alumnado de los demás temas (García, Traver, & Candela, 2019). A continuación, se puede observar en la figura 9 un esquema representativo de los grupos:

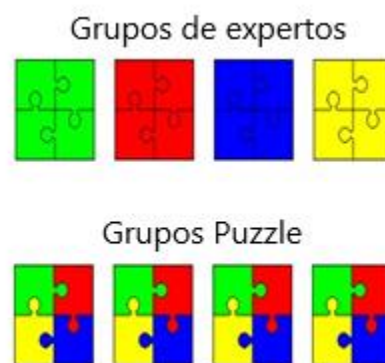


Figura 4. Grupos en la técnica Puzzle de Aronson.

3.3 Aprendizaje Basado en Proyectos

El Aprendizaje Basado en Proyectos (ABP) engloba un conjunto de tareas de aprendizaje basadas en la resolución de preguntas y/o problemas que implica al

alumnado en el diseño y la planificación del aprendizaje, en la toma de decisiones y en procesos de investigación, dándoles la oportunidad para trabajar tanto de manera autónoma como cooperativa y que concluye con una presentación final en el aula del proyecto llevado a cabo (Jones & Rassmussen, 1997). Así, el alumnado deberá poner en práctica los conceptos teóricos aprendidos para resolver problemas reales, generar preguntas, debatir ideas, diseñar planes, investigar para recoger datos, establecer conclusiones, exponer sus resultados, y crear o mejorar un producto final (Blumenfeld, y otros, 1991) (Rodríguez-Sandoval, Vargas-Solano, & Luna-Cortés, 2010).

El Aprendizaje Basado en Proyectos presenta numerosas ventajas que se recogen a continuación:

- Mejora la habilidad para resolver problemas y desarrollar tareas complejas.
- Mejora la capacidad de trabajar en equipo.
- Desarrolla las capacidades mentales de orden superior.
- Promueve una mayor responsabilidad por el aprendizaje propio.
- Aumenta el conocimiento y habilidad en el uso de las TIC en un ambiente de proyectos, ya que no es solo una herramienta para el aprendizaje individual, sino que también resulta útil en el aprendizaje grupal y la creación conjunta del conocimiento (Martí, Heydrich, Rojas, & Hernández, 2010).

3.4 Aprendizaje Basado en Problemas

El Aprendizaje Basado en Problemas (ABP) no debe confundirse con el aprendizaje basado en proyectos ya que, en este caso, la atención se dirige a la solución de un problema en particular.

El Aprendizaje Basado en Problemas promueve la autonomía del alumnado en la búsqueda de información. Estos problemas ayudan a la exploración y el uso de nuevos métodos de conocimiento (Morales-Galicia, 2008).

Así, las ventajas que presenta son:

- Promueve el desarrollo del pensamiento crítico, las habilidades para la solución de problemas y las actitudes para la colaboración mientras identifican problemáticas, ya que formulan hipótesis, buscan información, realizan experimentos y buscan la mejor manera de resolver el problema, es decir, facilita la adquisición activa de los nuevos conocimientos.
- Promueve la aplicación de los aprendizajes obtenidos en otros cursos para la solución del problema.

- Ayuda a que el alumnado disfrute del aprendizaje estimulando su creatividad y su responsabilidad en la solución de los problemas reales.
- Permite que los grupos de alumnado (seis a ocho integrantes) trabajen de manera cooperativa para resolver problemas de forma analítica.
- Permite también el trabajo individual para que obtengan la información que el equipo requiere y después lo debaten con el resto del grupo y con la ayuda del profesorado o de un experto en el tema (Romero, Gómez, Rodríguez, & Ramírez, 2005) (Romero-Álvarez, Rodríguez-Castillo, & Gómez-Pérez, 2008).

3.5 Simuladores y laboratorios virtuales

Las Tecnologías de la Información y la Comunicación (TIC) cobran gran importancia como recursos didácticos en Física y Química, ya que permiten acceder a entornos virtuales tales como laboratorios virtuales y simuladores que brindan la posibilidad de trabajar en un ambiente de enseñanza e investigación virtual, con prácticas de muy bajo coste a las que no se tendrían acceso de otro modo y que, además, se pueden reproducir tantas veces como fueran necesarias hasta apropiarse de los conceptos sin gastar material de laboratorio que no es permisible para todos los centros (Cabero, 2008).

Así, es posible aplicar y obtener nuevos conocimientos a partir de la práctica y comprobar la validez de los conceptos teóricos. Las ideas de aprender haciendo desde la concepción de Dewey (1989), se plasman en la educación formal a fin de mantener el contacto con la experiencia directa, estableciendo la secuencia de la teoría con la práctica.

Las ventajas que presenta el trabajar con simuladores y laboratorios virtuales son las siguientes:

- Promueve en el alumnado el autoaprendizaje y la aplicación de las capacidades de análisis, síntesis y evaluación.
- Fomenta el pensamiento crítico y la estrategia de aprendizaje basado en problemas con problemáticas semejantes a las reales.
- Favorece la adquisición de técnicas de aprendizaje.
- En la enseñanza de esta unidad en concreto, promueve la comprensión de mecanismos específicos de reacciones químicas y la motivación e interés en experimentos de química (Cataldi, Donnamaría, & Lage, 2009).

4 PROYECCIÓN DE LA UNIDAD DIDÁCTICA

4.1 Justificación

La materia de Física y Química de 1º Bachillerato es opcional, por lo que muchos de los contenidos ya han sido desarrollados en la Educación Secundaria Obligatoria y en este curso se van a profundizar en más detalle.

En esta Unidad Didáctica se van a desarrollar los contenidos del tercer bloque, recogidos en el Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, que incluye el estudio de las reacciones químicas a partir de la representación mediante ecuaciones y la realización de cálculos estequiométricos, así como cálculos de reactivo limitante y rendimiento. Además, se abordan los contenidos del primer bloque que corresponde a la actividad científica, en el que se desarrollan las capacidades del conocimiento del trabajo científico, como son la observación y experimentación, incluyendo la elaboración de hipótesis y la toma de decisiones para la resolución de problemas, así como la expresión de los resultados y de las conclusiones en función de correctas fuentes bibliográficas.

En el desarrollo de esta unidad además se trabajan los contenidos transversales para ayudar a la adquisición de las competencias para la integración del alumnado en la sociedad de forma activa y dotarles de las herramientas necesarias que les permitan afrontar el futuro con garantías, participando en el desarrollo económico y social.

4.2 Legislación educativa de referencia

La Unidad Didáctica que se desarrolla en el presente trabajo se realiza en base a la legislación vigente a nivel estatal y autonómico para 1º de Bachillerato que se recoge a continuación:

- Ley Orgánica 8/2013, de 9 de diciembre, para la Mejora de la Calidad Educativa (LOMCE). (BOE de 10 de diciembre).
- Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, por el que se establece el currículo básico de la Educación Secundaria Obligatoria y del Bachillerato. (BOE de 3 de enero de 2015).
- Decreto 110/2016, de 14 de junio, por el que se establece la ordenación y el currículo de Bachillerato en la Comunidad Autónoma de Andalucía.
- Orden de 14 de julio de 2016, por la que se desarrolla el currículo correspondiente al Bachillerato en la Comunidad Autónoma de Andalucía, se regulan determinados aspectos de la atención a la diversidad y se establece la ordenación de la evaluación del proceso de aprendizaje del alumnado. (BOJA de 28 de julio de 2016).

4.3 Contextualización del centro y aula

La presente Unidad Didáctica está enfocada para el alumnado de 1º de Bachillerato del Colegio Cristo Rey de Jaén. Se trata de un centro concertado de enseñanza.

Este centro es católico, educa en la religión y la fe, y estructura la educación de su alumnado en base a un Proyecto Educativo en el que se recogen sus principios pedagógicos generales que son:

- Una educación personalizada para cada alumnado.
- Una metodología activa que fomente la iniciativa, creatividad y la búsqueda autónoma de valores propios.
- Un aprendizaje significativo para “aprender a aprender”.
- Un Proyecto de Educación en Valores, “Buscando el bien”, en el que la familia participa junto al Centro Educativo, así como el Plan de Acción Tutorial.

Está situado en la Avenida Ruiz Jiménez, número 10, de Jaén y presenta los distintos niveles de Educación Infantil, Primaria, Secundaria y Bachillerato.

El curso de 1º de Bachillerato de Física y Química, se divide en dos grupos (A y B), formado por 15 y 16 alumnos/as respectivamente. Cabe destacar que solo hay una alumna con altas capacidades y otra alumna con necesidades educativas especiales, a la cual se le aplican medidas ordinarias como, por ejemplo, facilitarle la letra más grande en las actividades que se les entrega, además estas se encuentran más separadas para que no confunda unas actividades de otras y se le deja un poco más de tiempo en los exámenes respecto a sus compañeros.

4.4 Objetivos

4.4.1 *Objetivos de etapa*

Tal y como se indica 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, el Bachillerato contribuirá a desarrollar en el alumnado las capacidades que les permitan:

a) Ejercer la ciudadanía democrática, desde una perspectiva global, y adquirir una conciencia cívica responsable, inspirada por los valores de la Constitución española, así como por los derechos humanos, que fomente la corresponsabilidad en la construcción de una sociedad justa y equitativa.

b) Consolidar una madurez personal y social que les permita actuar de forma responsable y autónoma y desarrollar su espíritu crítico. Prever y resolver pacíficamente los conflictos personales, familiares y sociales.

c) Fomentar la igualdad efectiva de derechos y oportunidades entre hombres y mujeres, analizar y valorar críticamente las desigualdades y discriminaciones existentes, y en particular la violencia contra la mujer e impulsar la igualdad real y la no discriminación de las personas por cualquier condición o circunstancia personal o social, con atención especial a las personas con discapacidad.

d) Afianzar los hábitos de lectura, estudio y disciplina, como condiciones necesarias para el eficaz aprovechamiento del aprendizaje, y como medio de desarrollo personal.

e) Dominar, tanto en su expresión oral como escrita, la lengua castellana y, en su caso, la lengua cooficial de su Comunidad Autónoma.

f) Expresarse con fluidez y corrección en una o más lenguas extranjeras.

g) Utilizar con solvencia y responsabilidad las tecnologías de la información y la comunicación.

h) Conocer y valorar críticamente las realidades del mundo contemporáneo, sus antecedentes históricos y los principales factores de su evolución. Participar de forma solidaria en el desarrollo y mejora de su entorno social.

i) Acceder a los conocimientos científicos y tecnológicos fundamentales y dominar las habilidades básicas propias de la modalidad elegida.

j) Comprender los elementos y procedimientos fundamentales de la investigación y de los métodos científicos. Conocer y valorar de forma crítica la contribución de la ciencia y la tecnología en el cambio de las condiciones de vida, así como afianzar la sensibilidad y el respeto hacia el medio ambiente.

k) Afianzar el espíritu emprendedor con actitudes de creatividad, flexibilidad, iniciativa, trabajo en equipo, confianza en uno mismo y sentido crítico.

l) Desarrollar la sensibilidad artística y literaria, así como el criterio estético, como fuentes de formación y enriquecimiento cultural.

m) Utilizar la educación física y el deporte para favorecer el desarrollo personal y social.

n) Afianzar actitudes de respeto y prevención en el ámbito de la seguridad vial.

4.4.2 *Objetivos generales de la materia*

La enseñanza de Física y Química en Bachillerato tiene como finalidad el desarrollo en el alumnado de las capacidades que le permitan alcanzar los siguientes objetivos, como se recogen en la Orden de 14 de julio de 2016, por la que se desarrolla el currículo correspondiente al Bachillerato en la Comunidad Autónoma de Andalucía:

O.1. Comprender los conceptos, leyes, teorías y modelos más importantes y generales de la Física y de la Química, que les permita tener una visión global y una formación científica básica para desarrollar posteriormente estudios más específicos.

O.2. Aplicar los conceptos, leyes, teorías y modelos aprendidos a situaciones de la vida cotidiana.

O.3. Analizar, comparando hipótesis y teorías contrapuestas, a fin de desarrollar un pensamiento crítico; así como valorar sus aportaciones al desarrollo de estas Ciencias.

O.4. Utilizar destrezas investigadoras, tanto documentales como experimentales, con cierta autonomía, reconociendo el carácter de la Ciencia como proceso cambiante y dinámico.

O.5. Utilizar los procedimientos científicos para la resolución de problemas: búsqueda de información, descripción, análisis y tratamiento de datos, formulación de hipótesis, diseño de estrategias de contraste, experimentación, elaboración de conclusiones y comunicación de las mismas a los demás haciendo uso de las nuevas tecnologías.

O.6. Apreciar la dimensión cultural de la Física y la Química para la formación integral de las personas, así como saber valorar sus repercusiones en la sociedad y el medioambiente.

O.7. Familiarizarse con la terminología científica para poder emplearla de manera habitual al expresarse en el ámbito científico, así como para poder explicar expresiones científicas del lenguaje cotidiano y relacionar la experiencia diaria con la científica.

O.8. Aprender a diferenciar la ciencia de las creencias y de otros tipos de conocimiento.

O.9. Afianzar los hábitos de lectura, estudio y disciplina, como condiciones necesarias para el aprendizaje y como medio de desarrollo personal.

4.4.3 *Objetivos específicos de la Unidad Didáctica*

Los objetivos específicos de esta Unidad Didáctica se desarrollan en base a los contenidos del currículo de Bachillerato y los criterios de evaluación, de acuerdo con la

Orden de 14 de julio de 2016, por la que se desarrolla el currículo correspondiente al Bachillerato en la Comunidad Autónoma de Andalucía:

O.E.1. Formular y nombrar compuestos inorgánicos.

O.E.2. Realizar cálculos estequiométricos aplicando la ley de la conservación de la masa para una reacción química en términos de cantidad de materia, número de partículas, masa o volumen.

O.E.3. Realizar cálculos estequiométricos considerando el reactivo limitante y el rendimiento de la reacción.

O.E.4. Aprender la importancia de las reacciones en la industria para la obtención de productos inorgánicos de alto valor añadido como en la industria metalúrgica.

O.E.5. Analizar la importancia y la necesidad de la investigación científica para el desarrollo de nuevos materiales.

4.5 Competencias clave

Las competencias se definen en el Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, como *“las 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”*.

A continuación, se va a indicar cómo las actividades que se proponen para la presente Unidad Didáctica contribuyen al desarrollo de estas siete competencias:

a) Comunicación lingüística (CCL): esta competencia se desarrolla mediante actividades que implican lecturas, debates y exposiciones orales tanto en clases teóricas como en prácticas de laboratorio.

b) Competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología (CMCT): estas competencias presentan un valor muy importante ya que se desarrolla en la mayoría de las actividades de esta Unidad Didáctica, que incluyen tanto cálculos estequiométricos como problemas de concentración, rendimientos y reactivos limitantes.

c) Competencia digital (CD): esta competencia se desarrolla mediante actividades online para el repaso de conceptos de la unidad, así como mediante simulaciones por ordenador en el aula de informática para trabajar con el ajuste de reacciones químicas, además de búsquedas por internet para el aprendizaje y desarrollo de un proyecto.

d) Aprender a aprender (CPAA): el desarrollo de esta competencia se incluye en la mayoría de las actividades propuestas para esta unidad, en las que el alumnado debe

predecir, observar, explicar y aplicar, además de estar implicado y motivado para la realización de las sesiones propuestas.

e) Competencias sociales y cívicas (CSC): esta competencia se desarrolla en los contenidos de esta unidad relacionados con la importancia de la química en la sociedad y del medioambiente. Además, con las actividades cooperativas tanto en el aula como en las prácticas de laboratorio.

f) Sentido de iniciativa y espíritu emprendedor (SIEP): esta competencia se trabaja mediante el desarrollo de un trabajo por parte del alumnado en el que deberá progresar en el sentido de la iniciativa y espíritu emprendedor de forma autónoma y demostrar su creatividad a la hora de desarrollar dicho trabajo.

g) Conciencia y expresiones culturales (CEC): en todo el desarrollo de las actividades se fomenta un clima de igualdad entre todo el alumnado.

4.6 Desarrollo de los contenidos

En primer lugar, se detallan los contenidos relacionados con esta Unidad Didáctica que se abordan en la ESO, recogidos en la Orden de 14 de julio de 2016, por la que se desarrolla el currículo correspondiente a la Educación Secundaria Obligatoria en la Comunidad Autónoma de Andalucía, que se recoge en la siguiente tabla 1:

Tabla 1. Contenidos sobre reacciones químicas en la Educación Secundaria Obligatoria.

CURSO	BLOQUE	CONTENIDOS
2º ESO	Bloque 3. Los cambios	Cambios físicos y cambios químicos. La reacción química. La química en la sociedad y el medio ambiente.
3º ESO	Bloque 3. Los cambios	La reacción química. Cálculos estequiométricos sencillos. Ley de conservación de la masa. La química en la sociedad y el medio ambiente.
4º ESO	Bloque 3. Los cambios	Reacciones y ecuaciones químicas. Mecanismo, velocidad y energía de las reacciones. Cantidad de sustancia: el mol. Concentración molar. Cálculos estequiométricos. Reacciones de especial interés.

Los contenidos que se incluyen a continuación son los que se muestran en el Real Decreto 1105/2014 y en la Orden de 14 de julio de 2016, por la que se desarrolla el currículo correspondiente al Bachillerato en la Comunidad Autónoma de Andalucía en

el currículo de Física y Química de 1º de Bachillerato en el bloque 3 titulado “Reacciones químicas”.

4.6.1 Introducción

Se habla de reacción química cuando una o más sustancias, llamadas reactivos, se transforman para dar otras sustancias, llamadas productos, mediante un cambio en su estructura molecular y en sus enlaces.

Las ecuaciones químicas son la forma de representar las reacciones químicas, en ellas las fórmulas químicas de los reactivos se encuentran como sumandos delante de la flecha (a la izquierda de la ecuación) y detrás (a la derecha) las fórmulas químicas de los productos, también sumándose.

Es importante no confundir las reacciones químicas que incluyen, por ejemplo, cambios de color, desprendimiento de gas o formación de precipitado, con los cambios físicos en los que los reactivos no se transforman en otras sustancias diferentes, por ejemplo, el cambio de estado de agregación de una sustancia de sólido a líquido (Petrucci, Harwood, Madura, & Bissonnette, 2011).

Además de las fórmulas químicas de los reactivos y de los productos, se deben incluir los estados de agregación (aunque si todas están en disolución o estado gaseoso se pueden omitir) y los coeficientes estequiométricos, que se incluyen a continuación.

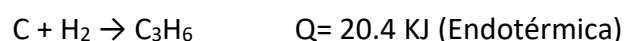
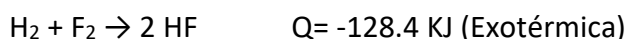
Para que tenga lugar la reacción, las moléculas de los reactantes tienen que sufrir un choque efectivo, es decir, que se produzcan colisiones con la mínima energía necesaria para que los enlaces de los reactivos se rompan y permanezcan con la orientación adecuada para formar los productos.

Existen diferentes tipos de reacciones y se clasifican según los diferentes criterios:

- Dependiendo de la velocidad: según el tiempo que tardan en consumirse los reactivos, pueden ser rápidas o lentas.

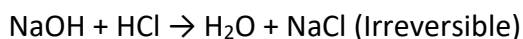


- Dependiendo de la energía implicada en el proceso: si una reacción desprende energía se denomina exotérmica y si absorbe energía, endotérmica.



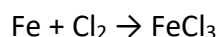
- Dependiendo del sentido de la reacción: si una reacción solo se da en el sentido de reactivos a productos, se denomina irreversible. Si, además, se

da también de productos a reactivos (es decir, en ambos sentidos) es reversible.

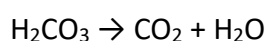


- Según el tipo de transformación:

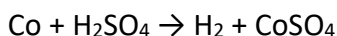
- Reacción de combinación o síntesis: parte de dos o más sustancias y da lugar a un solo producto:



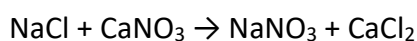
- Reacción de descomposición: parte de un solo reactivo que da lugar a varios productos:



- Reacción de desplazamiento o sustitución: un átomo de una de las sustancias de los reactivos se desplaza o se sustituye por otro átomo:

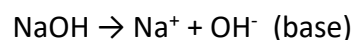
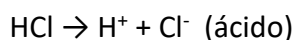


- Reacción de doble desplazamiento: un átomo de una de las sustancias de los reactivos se desplaza o se sustituye por otro átomo, y este a su vez entra en la otra molécula:

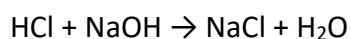
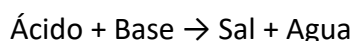


- Según la partícula que se transfiere:

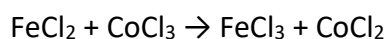
- Reacción de transferencia de protones o ácido-base: un ácido es toda sustancia capaz de ceder protones (H^+ en disolución o ion oxonio H_3O^+) y una base es la que cede iones hidróxido u oxhidrilo (OH^-).



Así, un protón del ácido se une a un ion hidróxido de la base para dar agua. Los iones restantes se unen formando una sal.

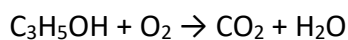


- Reacción de transferencia de electrones o de oxidación-reducción: si el reactivo disminuye su número de oxidación, gana electrones, se reduce (agente oxidante); si aumenta su número de oxidación, pierde electrones, se oxida (agente reductor).



(Hierro se oxida y cobalto se reduce)

Un ejemplo serían las reacciones de combustión: la sustancia que se oxida es el combustible y la que se reduce es el comburente que sería el oxígeno, dando lugar a dióxido de carbono y agua.



4.6.2 Estequiometría de las reacciones

La ley de conservación de la masa establece que, en un sistema aislado, la totalidad de la masa que se obtiene en una reacción química es igual a la masa total de las sustancias consumidas en la reacción, es decir, que la masa no se crea ni se destruye, solo se transforma.

Los átomos de los reactivos están presentes en la misma cantidad en los productos, por lo que para igualar el número de átomos de la ecuación química hay que realizar un ajuste de los coeficientes estequiométricos que son los números que se incluyen delante de cada molécula e indican las veces que esta se repite. Esos coeficientes multiplican a todos los elementos de la fórmula y deben ser los mismos números de átomos de cada elemento tanto en reactivos como productos. De igual forma, con los átomos y el número de Avogadro se pueden obtener los moles, así se pueden leer los coeficientes estequiométricos como si de moles se trataran.

Para el ajuste de los coeficientes estequiométricos se pueden emplear dos procedimientos, ya sea por tanteo e ir probando hasta que se ajusten los coeficientes o por el planteamiento de una ecuación matemática en la que cada elemento es una incógnita.

4.6.3 Reactivo limitante y rendimiento de una reacción

Si en una reacción los reactivos no se mezclan en relación estequiométrica, es decir, la proporción exacta para que no quede reactivo en exceso, esta se detiene cuando uno se agote, llamado reactivo limitante (reactivo que no sobra y limita la reacción).

Para identificar cuál es el reactivo limitante se puede realizar por tanteo. Así, se elige un reactivo como aparente limitante y, cómo reaccionaría completamente, se calcula la cantidad por estequiometría necesaria del otro reactivo y se comprueba si es menor cantidad de la masa disponible. Si es así, este reactivo elegido será el limitante. En caso de no tener suficiente, el reactivo limitante será el otro reactivo.

Para identificarlo mediante proporción, se calcula la proporción entre los gramos o moles en la que, según el ajuste estequiométrico, reaccionan los reactivos y se compara con la de los datos disponibles. Así se compara de cuál reactivo se necesita más cantidad para que se cumpla la relación estequiométrica y éste sería el reactivo limitante.

Para el cálculo del rendimiento de una reacción se calcula el tanto por ciento de un producto que se ha obtenido, con respecto al máximo que se podría obtener con la relación estequiométrica, al que se le denomina masa teórica.

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{Masa real obtenida}}{\text{Masa teórica}} \times 100$$

Además, para la realización correcta de los cálculos, se debe tener en cuenta la riqueza de los reactivos ya que algunos pueden ser impuros, y se debe calcular el número exacto de gramos del que se dispone.

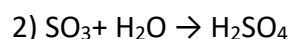
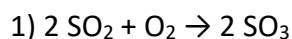
4.6.4 Química e Industria

En la industria se emplean muchas reacciones útiles como el empleo de combustiones para generar energía eléctrica (centrales térmicas), se preparan pilas, se fabrican medicamentos, se crean nuevos materiales...

En lo que se conoce como industria básica, se producen compuestos de gran interés industrial que luego serán utilizados para dar otros, como el ácido sulfúrico y el amoníaco.

Obtención del ácido sulfúrico

Para obtener ácido sulfúrico es necesario la oxidación de azufre o sulfuro de hierro (pirita) para dar SO₂. A continuación, este SO₂ se vuelve a oxidar para dar SO₃, esta reacción se lleva a cabo a 500-600 °C de temperatura (para incrementar la velocidad) y en presencia de un catalizador de V₂O₅. Se consigue un rendimiento de hasta el 98%. Finalmente, el SO₃ se mezcla con agua para dar el ácido sulfúrico.



En la figura 4 se recoge un diagrama de flujo representativo para su obtención. Se emplea para fabricar fertilizantes, ácido fosfórico, pigmentos, en reacciones electrolíticas...

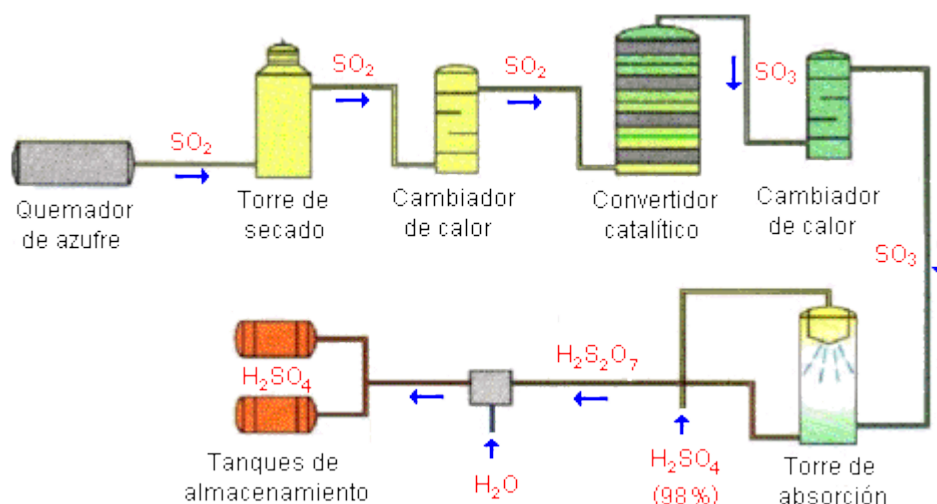
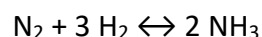


Figura 5. Diagrama de flujo para la obtención de H_2SO_4 (100ciaquímica, s.f.)

Obtención del amoníaco

El amoníaco se obtiene de la reacción entre nitrógeno e hidrógeno. Se trata de una reacción exotérmica en la que este desprendimiento de energía perjudica el rendimiento obtenido. Así, se establecen los 400 °C como temperatura ideal y ese calor cedido se utiliza para calentar los gases N_2 y H_2 que evitan que la temperatura siga aumentando. De igual forma, es necesaria una presión alta para que se produzcan más choques entre las moléculas y se emplea un catalizador de hierro.



En la siguiente figura 5 se recoge el diagrama de flujo para la obtención de amoníaco. El uso más común del amoníaco es para fabricar fertilizantes y productos de limpieza.

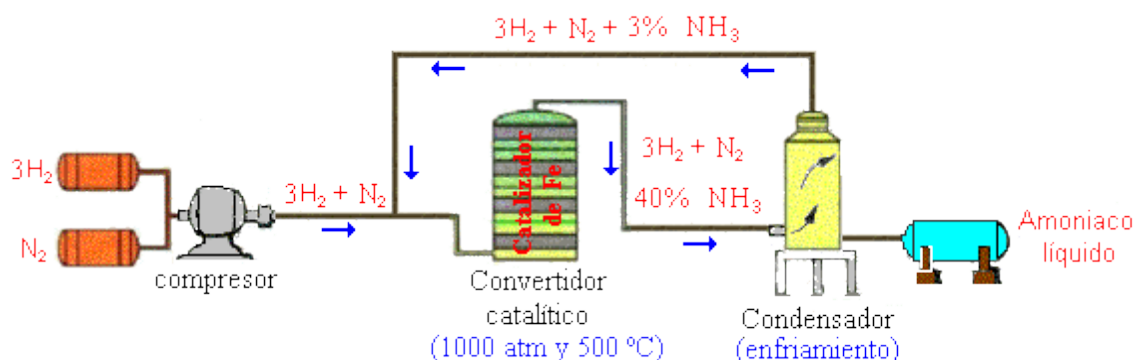
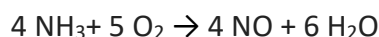


Figura 6. Diagrama de flujo para la obtención de NH_3 (100ciaquímica, s.f.)

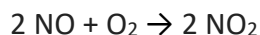
Obtención del ácido nítrico

La producción de ácido nítrico se fundamenta en la oxidación catalítica del amoníaco. Este proceso fue patentado por el químico alemán Wilhelm Ostwald en 1902, que se resume en los siguientes pasos:

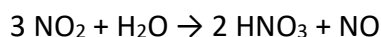
1. Oxidación del amoníaco anhidro con aire a óxido nítrico.



2. Oxidación del óxido nítrico para formar dióxido de nitrógeno.

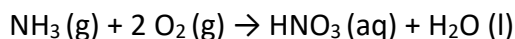


3. Absorción en agua del nitrógeno dióxido para dar una disolución de ácido nítrico.



El óxido nítrico resultante retroalimenta el paso 2.

La siguiente reacción global resume la producción de ácido nítrico:



A continuación, se recoge en la figura 6 el diagrama de flujo que representa cómo se lleva a cabo la obtención del ácido nítrico. Se emplea principalmente para fabricar nitrato de amonio (NH_4NO_3) para fertilizantes, así como para la fabricación de explosivos como nitroglicerina, plásticos y tintes.

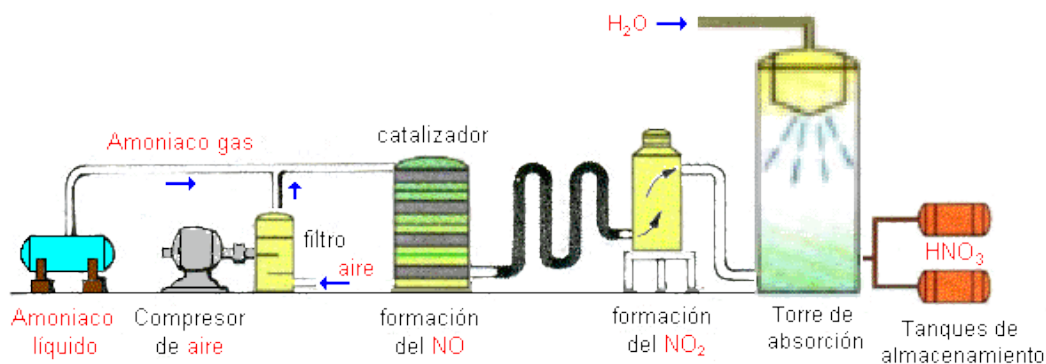


Figura 7. Diagrama de flujo para la obtención de HNO_3 (100ciaquímica, s.f.)

Siderurgia

Se conoce como metalurgia al proceso de obtención de metales a partir de sus correspondientes minerales. La obtención del hierro, concretamente, recibe el nombre de siderurgia. Así, a partir de hematita u oligisto (Fe_2O_3) se obtiene hierro fundido en los altos hornos para transformarlo en distintas formas de acero, ya sea en planchas o alambre. Para su obtención se emplean los siguientes ingredientes:

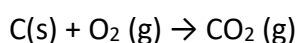
1. En primer lugar, el mineral de hierro se tritura para incrementar su riqueza en óxido y se mezcla con distintos minerales para formar bolas de pellets.

2. A partir de la destilación seca a 500-1000 de un carbón mineral llamado hulla, se obtiene el coque que presenta un alto contenido en carbono

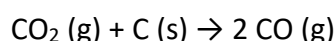
3. Como fundente se emplea la piedra caliza (CaCO_3) que se combinará con el residuo de los minerales, denominado escoria.

Para producir una tonelada de hierro se emplean 1500 kg de mineral, 750 kg de coque y 225 kg de piedra caliza. Estos tres ingredientes se introducen en el alto horno, a una temperatura desde los 400 a los 1800 °C, donde se va produciendo la reducción del óxido a metal:

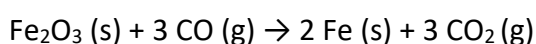
En la parte más baja del alto horno se produce CO_2 a partir de la combustión del carbono:



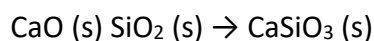
Este CO_2 asciende y en contacto con el coque pasa a CO:



Este CO asciende y reduce al óxido, obteniendo el hierro metálico:



En el centro del alto horno la caliza se descompone y forma la escoria, a unos 1000 °C:



En la parte baja del alto horno se alcanzan los 1300 °C, que es la temperatura a la que fusiona el hierro combinado con carbono, ya que esta combinación reduce su temperatura de fusión respecto a los 1500 °C de la del hierro puro.

El hierro ya fundido que presenta alto contenido en carbono (llamado arrabio) y la escoria que, al ser menos densa flota sobre este, salen por la parte baja del horno. En la siguiente figura 7 se muestra un esquema representativo de la obtención de hierro fundido:

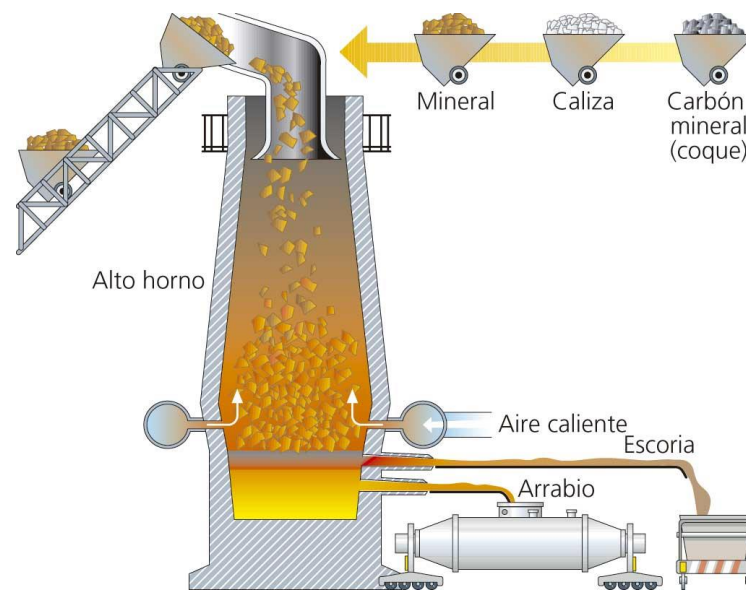


Figura 8. Obtención de acero en el alto horno (Blog láminas y aceros, s.f.)

Obtención del acero

El arrabio que sale del alto horno es demasiado frágil, ya que presenta un alto contenido en carbono (5%). Para mejorar su resistencia se transforma en acero en los convertidores o torpedos (se muestra un ejemplo en la figura 8) a los que se les pueden añadir otros metales como cromo, manganeso, níquel... para obtener aceros especiales como aceros inoxidable, al cromo, etc. A continuación, se introduce una lanza para inyectar oxígeno a elevada presión con caliza en polvo provocando que el C y las impurezas (Si, P, S) se eliminen en forma de óxidos gaseosos o compuestos sólidos que flotan sobre el acero líquido formando la escoria. La temperatura necesaria para el proceso es de 1700 °C y presenta una duración de 30 minutos aproximadamente.

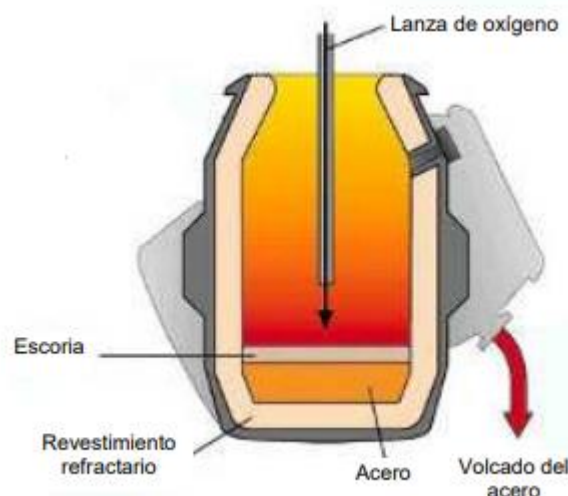


Figura 9. Convertidor de acero (Pelandintecno, 2013).

El desarrollo de los contenidos se ha basado en los libros de texto de diferentes editoriales que se emplean en 1º de Bachillerato, recogidos en la bibliografía (Carrascosa-Alís, Martínez-Sala, & Martínez-Torregosa, 2015) (Zubiaurre-Cortés, Vílchez-González, & Arsuaga-Ferreras, 2015).

4.7 Contenidos

Los contenidos que se recogen tanto en el Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, como en la Orden del 14 de julio de 2006, en los que se desarrolla el currículo correspondiente a Bachillerato para la asignatura de Física y Química son los siguientes:

Bloque 1. La actividad científica: Las estrategias necesarias en la actividad científica. Las Tecnologías de la Información y la Comunicación en el trabajo científico. Proyecto de investigación.

Bloque 2. Aspectos cuantitativos de la Química: Revisión de la teoría atómica de Dalton. Leyes de los gases. Ecuación de estado de los gases ideales. Determinación de fórmulas empíricas y moleculares. Disoluciones: formas de expresar la concentración, preparación y propiedades coligativas. Métodos actuales para el análisis de sustancias: Espectroscopia y Espectrometría.

Bloque 3. Reacciones Químicas: Estequiometría de las reacciones. Reactivo limitante y rendimiento de una reacción. Química e Industria.

Bloque 4. Transformaciones energéticas y espontaneidad de las reacciones químicas: Sistemas termodinámicos. Primer principio de la termodinámica. Energía interna. Entalpía. Ecuaciones termoquímicas. Ley de Hess. Segundo principio de la termodinámica. Entropía. Factores que intervienen en la espontaneidad de una reacción química. Energía de Gibbs. Consecuencias sociales y medioambientales de las reacciones químicas de combustión.

Bloque 5. Química del carbono: Enlaces del átomo de carbono. Compuestos de carbono: Hidrocarburos, compuestos nitrogenados y oxigenados. Aplicaciones y propiedades. Formulación y nomenclatura IUPAC de los compuestos del carbono. Isomería estructural. El petróleo y los nuevos materiales.

Bloque 6. Cinemática: Sistemas de referencia inerciales: Principio de relatividad de Galileo. Movimiento circular uniformemente acelerado. Composición de los movimientos rectilíneo uniforme y rectilíneo uniformemente acelerado. Descripción del movimiento armónico simple (MAS).

Bloque 7. Dinámica: La fuerza como interacción. Fuerzas de contacto. Dinámica de cuerpos ligados. Fuerzas elásticas. Dinámica del MAS. Sistema de dos partículas. Conservación del momento lineal e impulso mecánico. Dinámica del movimiento

circular uniforme. Leyes de Kepler. Fuerzas centrales. Momento de una fuerza y momento angular. Conservación del momento angular. Ley de Gravitación Universal. Interacción electrostática: ley de Coulomb.

Bloque 8. Energía: Energía mecánica y trabajo. Sistemas conservativos. Teorema de las fuerzas vivas. Energía cinética y potencial del movimiento armónico simple. Diferencia de potencial eléctrico.

Los contenidos específicos que incluye esta Unidad Didáctica se recogen en el Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, correspondientes a los contenidos del “Bloque 3: Reacciones Químicas” y del “Bloque 1: La actividad científica”. Estos contenidos son una extensión de los que recoge el bloque 5 del currículo de 4º ESO, a los que se añade la importancia de los procesos de obtención de productos de alto interés industrial.

Bloque 3. Reacciones Químicas.

C.3.1. Estequiometría de las reacciones.

C.3.2. Reactivo limitante y rendimiento de una reacción.

C.3.3. Química e industria.

Bloque 1. La actividad científica.

C.1.1. Estrategias necesarias en la actividad científica.

C.1.2. Tecnologías de la Información y la Comunicación en el trabajo científico.

C.1.3. Proyecto de Investigación.

4.8 Temporalización y metodología

El desarrollo de la Unidad Didáctica de 1º de Bachillerato titulada “Reacciones químicas” se lleva a cabo empleando diferentes metodologías activas para mejorar el aprendizaje significativo del alumnado y su motivación e interés por la materia de Física y Química. Para ello se emplea el uso de las TIC mediante la búsqueda de información y de simuladores virtuales, la realización de proyectos, trabajos en cooperativo y experiencias de laboratorio, entre otros.

4.8.1 Temporalización

Esta Unidad Didáctica se desarrolla en el 2º trimestre en, aproximadamente, 10 sesiones (10 horas) repartidas en 4 horas lectivas a la semana que corresponde a Física y Química. A continuación, se recoge el calendario académico para el curso 2019-2020:

Sep 2019						
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						

Oct 2019						
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			

Nov 2019						
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	

Dic 2019						
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					

Ene 2020						
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		

Feb 2020						
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	

Mar 2020						
L	M	X	J	V	S	D
			1	2		1
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					

Abr 2020						
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			

Mayo 2020						
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

Jun 2020						
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					

Inicio de curso
Final de curso
Día lectivo para Física y Química
Día no lectivo

En concreto, el desarrollo de estas 10 sesiones se realiza en los días lectivos para Física y Química que se marcan en color rojo:

Ene 2020						
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		

Feb 2020						
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	

Desarrollo Unidad
Didáctica Reacciones
Químicas

4.8.1 Desarrollo de las sesiones

En la siguiente tabla número 2 se recoge un resumen de la distribución de las metodologías y los contenidos en el desarrollo de las sesiones.

Tabla 2. Resumen de las sesiones.

SESIÓN	METODOLOGÍA	CONTENIDOS
1	Revisión de ideas previas. Introducción.	Repaso de conceptos: distribución de los elementos en tabla periódica, números de oxidación, reacciones químicas.
2	Revisión de distribución de los elementos en tabla periódica, números de oxidación, formulación inorgánica mediante una actividad online.	Distribución de los elementos en tabla periódica. Números de oxidación. Formulación inorgánica.
3	Experiencia de laboratorio.	Tipos de reacciones químicas y estequiometría de las reacciones químicas.
4	Resolución de problemas en papel y mediante simuladores virtuales.	Cálculos estequiométricos, reactivo limitante y rendimiento de una reacción.
5	Experiencia de laboratorio.	Cálculos estequiométricos, reactivo limitante y rendimiento de una reacción.
6	Trabajo de investigación.	Industria química productos inorgánicos de alto valor añadido y obtención amoníaco, ácido nítrico y ácido sulfúrico.
7		
8	Metodología <i>Puzzle de Aronson</i> trabajo en grupo.	Metalurgia. Siderurgia.
9	Exposición oral.	Industria química.
10	Examen	Todos los contenidos anteriores.

En la primera sesión se hace una revisión de las ideas previas del alumnado en cuanto a las reacciones químicas. En primer lugar, se explica a los alumnos qué son las ideas previas y la utilidad para el profesorado de conocerlas, para que comprendan que no es una evaluación inicial y esta prueba no influye en su nota final, solo es un método para que el profesorado conozca de dónde tiene que partir y en qué explicaciones incidir más.

Para ello se pasa a cada uno el cuestionario recogido en el anexo I, el cual se ha elaborado en base a las diferentes referencias bibliográficas sobre ideas previas de reacciones químicas (Casado & Raviolo, 2005) (De la Mata, Álvarez, & Alda, 2011).

Mediante el análisis de las respuestas, se identifican los errores conceptuales que presenta el alumnado para orientar la enseñanza de esta Unidad Didáctica a superar las ideas erróneas que presenten y se ajusten a las ideas científicas.

El cuestionario se realiza en el aula, de manera individual y se debaten las respuestas en grupo, además se le entrega al profesorado para que conozca de qué punto parte cada uno y pueda ayudarles a afianzar estos conocimientos.

Con la ayuda de las respuestas al cuestionario se realizará una breve introducción del temario y de los conceptos que más se van a emplear a lo largo de las demás sesiones.

La sesión número 2 se desarrolla en el aula de informática y se les facilita diferentes páginas webs para repasar y practicar tanto la tabla periódica con un Tetris para organizar los elementos (en la figura 10 se muestra un ejemplo) como los números de oxidación mediante una tabla periódica interactiva en la que aparece la información más importante de cada elemento (figuras 11 y 12) y la formulación inorgánica mediante ejercicios interactivos que se autocorrigien (figura 13). El profesorado en todo momento supervisa y ayuda al alumnado con el desarrollo de las actividades. A continuación, se recogen los enlaces de interés y las figuras de ejemplos:

Tabla periódica: <http://www.quimitris.com/>

Quimitris es un juego basado en el Tetris para el aprendizaje de la Tabla Periódica de los elementos de forma entretenida. Las fichas, formadas por uno, dos, tres o cuatro elementos químicos, caerán desde la parte superior del tablero y deberán colocarse de forma correcta en la Tabla Periódica. El juego se ejecuta dividido en diferentes

Figura 10. Juego de Tetris para la tabla periódica.

Números de oxidación: <https://ptable.com/#Writeup/Wikipedia>

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
1 H Hidrógeno 1.008		2 He Helio 4.0026																2	
3 Li Litio 6.94		4 Be Berilio 9.0122		5 B Boro 10.81		6 C Carbono 12.011		7 N Nitrógeno 14.007		8 O Oxígeno 15.999		9 F Flúor 18.998		10 Ne Neón 20.180					
11 Na Sodio 22.990		12 Mg Magnesio 24.305		13 Al Aluminio 26.982		14 Si Silicio 28.085		15 P Fósforo 30.974		16 S Azufre 32.06		17 Cl Cloro 35.45		18 Ar Argón 39.948					
19 K Potasio 39.098		20 Ca Calcio 40.078		21 Sc Escandio 44.956		22 Ti Titanio 47.867		23 V Vanadio 50.942		24 Cr Cromo 51.996		25 Mn Manganeso 54.938		26 Fe Hierro 55.845		27 Co Cobalto 58.933			
37 Rb Rubidio 85.468		38 Sr Estroncio 87.62		39 Y Itrio 88.906		40 Zr Zirconio 91.224		41 Nb Niobio 92.906		42 Mo Molibdeno 95.95		43 Tc Tecnecio 98		44 Ru Rutenio 101.07		45 Rh Rodio 102.91			
55 Cs Cesio 132.91		56 Ba Bario 137.33		57-71 Ra Radio (226)		72 Hf Hafnio 178.49		73 Ta Tantalio 180.95		74 W Volframo 183.84		75 Re Renio 186.21		76 Os Osmio 190.23		77 Ir Iridio 192.22			
87 Fr Francio (223)		88 Ra Radio (226)		89-103		104 Rf Rutherfordio (261)		105 Db Dubnio (268)		106 Sg Seaborgio (269)		107 Bh Bohrio (270)		108 Hs Hassio (271)		109 Mt Meitnerio (272)			
				Sólido		Metales										No metales			
				Líquido		Metales de transición										Casos nobles			
				Gaseoso		Actínidos										Casos nobles			
				Desconocido		Alcalinos										Casos nobles			
						Alcalinotérreos										Casos nobles			
						Metales de transición p										Casos nobles			
						Metales de transición d										Casos nobles			
						Metales de transición f										Casos nobles			
						Metales de transición g										Casos nobles			
						Metales de transición h										Casos nobles			
						Metales de transición i										Casos nobles			
						Metales de transición j										Casos nobles			
						Metales de transición k										Casos nobles			
						Metales de transición l										Casos nobles			
						Metales de transición m										Casos nobles			
						Metales de transición n										Casos nobles			
						Metales de transición o										Casos nobles			
						Metales de transición p										Casos nobles			
						Metales de transición q										Casos nobles			
						Metales de transición r										Casos nobles			
						Metales de transición s										Casos nobles			
						Metales de transición t										Casos nobles			
						Metales de transición u										Casos nobles			
						Metales de transición v										Casos nobles			
						Metales de transición w										Casos nobles			
						Metales de transición x										Casos nobles			
						Metales de transición y										Casos nobles			
						Metales de transición z										Casos nobles			
						Metales de transición aa										Casos nobles			
						Metales de transición ab										Casos nobles			
						Metales de transición ac										Casos nobles			
						Metales de transición ad										Casos nobles			
						Metales de transición ae										Casos nobles			
						Metales de transición af										Casos nobles			
						Metales de transición ag										Casos nobles			
						Metales de transición ah										Casos nobles			
						Metales de transición ai										Casos nobles			
						Metales de transición aj										Casos nobles			
						Metales de transición ak										Casos nobles			
						Metales de transición al										Casos nobles			
						Metales de transición am										Casos nobles			
						Metales de transición an										Casos nobles			
						Metales de transición ao										Casos nobles			
						Metales de transición ap										Casos nobles			
						Metales de transición aq										Casos nobles			
						Metales de transición ar										Casos nobles			
						Metales de transición as										Casos nobles			
						Metales de transición at										Casos nobles			
						Metales de transición au										Casos nobles			
						Metales de transición av										Casos nobles			
						Metales de transición aw										Casos nobles			
						Metales de transición ax										Casos nobles			
						Metales de transición ay										Casos nobles			
						Metales de transición az										Casos nobles			
						Metales de transición ba										Casos nobles			
						Metales de transición bb										Casos nobles			
						Metales de transición bc										Casos nobles			
						Metales de transición bd										Casos nobles			
						Metales de transición be										Casos nobles			
						Metales de transición bf										Casos nobles			
						Metales de transición bg										Casos nobles			
						Metales de transición bh										Casos nobles			
						Metales de transición bi										Casos nobles			
						Metales de transición bj										Casos nobles			
						Metales de transición bk										Casos nobles			
						Metales de transición bl										Casos nobles			
						Metales de transición bm										Casos nobles			
						Metales de transición bn										Casos nobles			
						Metales de transición bo										Casos nobles			
						Metales de transición bp										Casos nobles			
						Metales de transición bq										Casos nobles			
						Metales de transición br										Casos nobles			
						Metales de transición bs										Casos nobles			
						Metales de transición bt										Casos nobles			
						Metales de transición bu										Casos nobles			
						Metales de transición bv										Casos nobles			
						Metales de transición bw										Casos nobles			
						Metales de transición bx										Casos nobles			
						Metales de transición by										Casos nobles			
						Metales de transición bz										Casos nobles			
						Metales de transición ca										Casos nobles			
						Metales de transición cb										Casos nobles			
						Metales de transición cc										Casos nobles			
						Metales de transición cd										Casos nobles			
						Metales de transición ce										Casos nobles			
						Metales de transición cf										Casos nobles			
						Metales de transición cg										Casos nobles			
						Metales de transición ch										Casos nobles			
						Metales de transición ci										Casos nobles			
						Metales de transición cj										Casos nobles			
						Metales de transición ck										Casos nobles			
						Metales de transición cl										Casos nobles			
						Metales de transición cm										Casos nobles			
						Metales de transición cn										Casos nobles			
						Metales de transición co										Casos nobles			
						Metales de transición cp										Casos nobles			
						Metales de transición cq										Casos nobles			
						Metales de transición cr										Casos nobles			
						Metales de transición cs										Casos nobles			
						Metales de transición ct										Casos nobles			
						Metales de transición cu										Casos nobles			
						Metales de transición cv										Casos nobles			
						Metales de transición cw										Casos nobles			
						Metales de transición cx										Casos nobles			
						Metales de transición cy										Casos nobles			
						Metales de transición cz										Casos nobles			
						Metales de transición da										Casos nobles			
						Metales de transición db										Casos nobles			
						Metales de transición dc										Casos nobles			
						Metales de transición dd										Casos nobles			
						Metales de transición de										Casos nobles			
						Metales de transición df										Casos nobles			
						Metales de transición dg										Casos nobles			
						Metales de transición dh										Casos nobles			
						Metales de transición di										Casos nobles			
						Metales de transición dj										Casos nobles			
						Metales de transición dk										Casos nobles			
						Metales de transición dl										Casos nobles			
						Metales de transición dm										Casos nobles			
						Metales de transición dn										Casos nobles			
						Metales de transición do										Casos nobles			
						Metales de transición dp										Casos nobles			
						Metales de transición dq										Casos nobles			
						Metales de transición dr										Casos nobles			
						Metales de transición ds										Casos nobles			
						Metales de transición dt										Casos nobles			
						Metales de transición du										Casos nobles			
						Metales de transición dv										Casos nobles			
						Metales de transición dw										Casos nobles			
						Metales de transición dx										Casos nobles			
						Metales de transición dy										Casos nobles			
						Metales de transición dz										Casos nobles			
						Metales de transición ea										Casos nobles			
						Metales de transición eb										Casos nobles			
						Metales de transición ec										Casos nobles			
						Metales de transición ed										Casos nobles			
						Metales de transición ee										Casos nobles			
						Metales de transición ef										Casos nobles			
						Metales de transición eg										Casos nobles			
						Metales de transición eh										Casos nobles			
						Metales de transición ei										Casos nobles			
						Metales de transición ej										Casos nobles			
						Metales de transición ek										Casos nobles			
						Metales de transición el										Casos nobles			
						Metales de transición em										Casos nobles			
						Metales de transición en										Casos nobles			
						Metales de transición eo										Casos nobles			
						Metales de transición ep										Casos nobles			
						Metales de transición eq										Casos nobles			
						Metales de transición er										Casos nobles			
						Metales de transición es										Casos nobles			
						Metales de transición et										Casos nobles			
						Metales de transición eu										Casos nobles			
						Metales de transición ev										Casos nobles			
						Metales de transición ew										Casos nobles			
						Metales de transición ex										Casos nobles			
						Metales de transición ey										Casos nobles			
						Metales de transición ez										Casos nobles			
						Metales de transición fa										Casos nobles			
						Metales de transición fb										Casos nobles			
						Metales de transición fc										Casos nobles			
						Metales de transición fd										Casos nobles			
						Metales de transición fe										Casos nobles			
						Metales de transición ff										Casos nobles			
						Metales de transición fg										Casos nobles			
						Metales de transición fh										Casos nobles			
						Metales de transición fi										Casos nobles			
						Metales de transición fj										Casos nobles			
						Metales de transición fk										Casos nobles			
						Metales de transición fl										Casos nobles			
						Metales de transición fm										Casos nobles			
						Metales de transición fn										Casos nobles			
						Metales de transición fo										Casos nobles			
						Metales de transición fp										Casos nobles			
						Metales de transición fq										Casos nobles			
						Metales de transición fr										Casos nobles			
						Metales de trans													

En el caso de los elementos con isótopos no estables, entre parentesis se encuentran las masas de aquellos isótopos que son más estables o más abundantes.

Tabla Periódica Diseño e Interfaz de Copyright © 1997 Michael Dayah Ptable.com Última actualización 16 jun. 2017

57 La Lantano 138.91 89	58 Ce Cerio 140.12 90	59 Pr Praseodimio 140.91 91	60 Nd Neodimio 144.24 92	61 Pm Prometio (145) 93	62 Sm Samario 150.36 94	63 Eu Europio 151.96 95	64 Gd Gadolinio 157.25 96	65 Tb Terbio 158.93 97	66 Dy Disprosio 162.50 98	67 Ho Holmio 164.93 99	68 Er Erbio 167.26 100	69 Tm Termio 168.93 101	70 Yb Yterbio 173.05 102	71 Lu Lutecio 174.97 103
89 Ac Actinio 227 (227)	90 Th Torio 232.04 (232)	91 Pa Protactinio 231.04 (231)	92 U Uranio 238.03 (238)	93 Np Neptunio (237) (237)	94 Pu Plutonio (244) (244)	95 Am Americio (243) (243)	96 Cm Curio (247) (247)	97 Bk Berkelio (247) (247)	98 Cf Californio (251) (251)	99 Es Einsteinio (252) (252)	100 Fm Fermio (257) (257)	101 Md Mendelevio (258) (258)	102 No Nobelio (259) (259)	103 Lr Lawrencio (260) (260)

Figura 11. Tabla periódica interactiva.

Potasio

El **potasio** es un elemento químico de la tabla periódica cuyo símbolo químico es **K** (del latín *Kalium* y del árabe *قالي* *Qali* al-qali, "ceniza de plantas"), cuyo número atómico es **19**. Es un metal alcalino de color blanco-plateado, que abunda en la naturaleza en los elementos relacionados con el agua salada y otros minerales. Se oxida rápidamente en el aire, es muy reactivo, especialmente en agua, y se parece químicamente al sodio.

Índice

- 1 Características principales
- 2 Aplicaciones
- 3 Historia
- 4 Abundancia
- 5 Propiedades químicas
 - 5.1 Isótopos
- 6 Función biológica
 - 6.1 Potasio en el cuerpo
 - 6.2 Absorción, filtración y excreción
 - 6.3 Potasio en la dieta
- 7 Precauciones
- 8 Véase también
- 9 Referencias
 - 9.1 Bibliografía
- 10 Enlaces externos

Características principales

Argón — **Potasio** — Calcio

19 **K**

Tabla completa • Tabla ampliada

Blanco plateado

Información general

Nombre, símbolo, número: Potasio, K, 19

Serie química: Metales alcalinos

Grupo, periodo, bloque: 1, 4, s

Masa atómica: 39,0983 u

Configuración electrónica: [Ar]4s¹

Electrones por nivel: 2, 8, 8, 1 (imagen)

Figura 12. Ejemplo de la información que muestra al pinchar sobre K, por ejemplo.

Formulación inorgánica: <https://aulaenred.ibercaja.es/contenidos-didacticos/formulacion-de-quimica-inorganica/menu-menu/>

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE QUÍMICA INORGÁNICA

◀ volver a la pantalla anterior

ÓXIDOS BÁSICOS

Óxidos básicos. Stock 1

Óxidos básicos. Stock 2

Óxidos básicos. Stock 3

Óxidos básicos. Stock 4

Óxidos básicos. Tradicional

1

Óxidos básicos. Tradicional

2

Óxidos Básicos. Stock 1 Introducción Relaciona

Pulsa una fórmula del panel izquierdo y después la nomenclatura que le corresponde. Si es correcto ambas desaparecerán.

MgO	PbO ₂	Óxido de mercurio (I)	Óxido de vanadio (II)
Cr ₂ O ₃	Hg ₂ O	Óxido de cromo (II)	Óxido de molibdeno (III)
PbO	HgO	Óxido de magnesio	Óxido de plomo (IV)
CrO	Mo ₂ O ₃	Óxido de mercurio (II)	Óxido de plomo (II)
MoO	VO	Óxido de molibdeno (II)	Óxido de cromo (III)

Figura 13. Repaso de formulación de forma interactiva.

En la sesión 3 se realiza una práctica en el aula de laboratorio sobre tipos de reacciones. Se reparten los guiones de prácticas de laboratorio a cada alumnado recogidos en el anexo II (IES Vega del Táder, 2016) en los que se incluye un resumen de la práctica y de las cuestiones a realizar. El profesorado evalúa la práctica mediante una rúbrica, incluida en el anexo III, para el trabajo en laboratorio y las cuestiones realizadas a partir del guion facilitado. Unos vídeos de ejemplos de las prácticas que se van a realizar se pueden observar en los siguientes enlaces:

- Reacción de desplazamiento: <https://www.youtube.com/watch?v=-LSFUF1tj0s>
- Reacción de precipitación: <https://www.youtube.com/watch?v=BOsQuDp7EQg>
- Reacción ácido-base: <https://www.youtube.com/watch?v=0S6viHgsy7Y>
- Reacción neutralización: <https://www.youtube.com/watch?v=izsJiGfXhZg>

En la sesión 4 se realizan ajustes y problemas sobre cálculos estequiométricos tanto en papel como mediante un simulador virtual. En primer lugar, se realizan los ajustes estequiométricos mediante el simulador virtual, abajo recogido, de manera individual y se debaten los resultados en conjunto. Este simulador ayuda a comprender el ajuste ya que muestra de forma representativa las diferentes moléculas con sus

átomos, así el alumnado podrá contarlos y encontrar el número adecuado. Para realizar la relación de problemas se escogen algunos ejercicios de ejemplo para realizar y corregir de forma conjunta en la pizarra de clase y, los demás ejercicios, se terminan en casa en los siguientes días ya que muchos de estos cálculos los entienden y realizan mejor tras las explicaciones en las prácticas de laboratorio. Esta relación está recogida en el anexo IV (Carrascosa-Alís, Martínez-Sala, & Martínez-Torregosa, 2015) (Andrés-Cabrerizo, Antón-Bozal, & Barrio-Pérez, 2015) y se entrega al profesorado en la sesión 6 para evaluar mediante la rúbrica incluida en el anexo V. El simulador virtual, ejemplo en la figura 14, se puede consultar en el siguiente enlace: <https://phet.colorado.edu/es/simulation/balancing-chemical-equations>

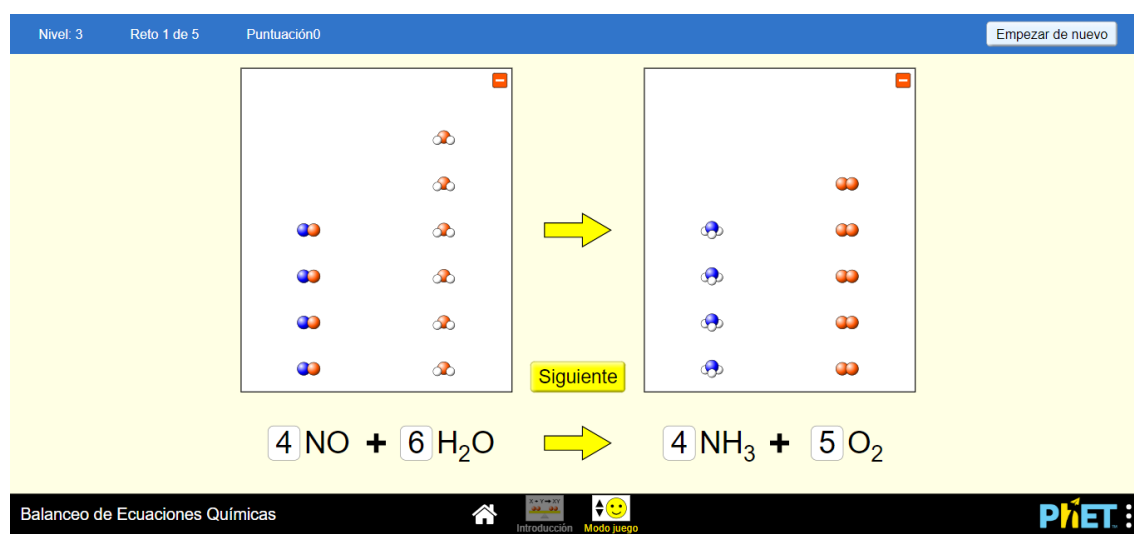


Figura 14. Ejemplo de actividad de ajuste de reacciones mediante simulador virtual.

En la sesión 5 se explica el concepto de rendimiento atendiendo a una práctica de laboratorio que se recoge en el anexo VI sobre precipitación (Fiquipedia, s.f.). En ella se realizan cálculos estequiométricos, de reactivo limitante y rendimiento de una reacción. El alumnado entrega una memoria de prácticas basada en el guion facilitado para su evaluación mediante la rúbrica anterior, recogida en el anexo III. Se puede ver un vídeo de ejemplo del desarrollo de la práctica en el siguiente enlace: <https://www.youtube.com/watch?v=2x0FyLUOTCI>

Para la sesión 6 y 7 se propone un trabajo de investigación libre, se divide a los alumnos en grupos formales de trabajo para que realicen un trabajo atendiendo a la explicación anterior del profesorado sobre la industria química: productos inorgánicos de alto valor añadido y obtención amoníaco, ácido nítrico y ácido sulfúrico.

En la sesión 8 se desarrolla la técnica *Puzzle de Aronson*, en la que se divide al alumnado en grupos y se le asignan diferentes temas sobre metalurgia y siderurgia.

Estos grupos llamados *grupos de expertos* debaten y aprenden sobre estos temas y más tarde lo exponen a sus correspondientes *grupos Puzzle*. El profesorado comprueba qué han aprendido de los compañeros mediante una relación de preguntas a responder por cada uno adjuntas en el anexo VIII (Carrascosa-Alís, Martínez-Sala, & Martínez-Torregosa, 2015) (Andrés-Cabrerizo, Antón-Bozal, & Barrio-Pérez, 2015) y lo evalúa siguiendo la rúbrica empleada para evaluar las relaciones de ejercicios y preguntas (anexo V). Los temas que tratar en los diferentes grupos pueden ser los siguientes ejemplos: obtención de hierro a partir de diferentes minerales, descripción del alto horno, problemática medioambiental al emplear pirita como mineral para su obtención, corrosión, diferentes porcentajes de carbono en el hierro obtenido y qué característica le proporciona, etc.

En la sesión 9 se expondrá en clase el trabajo realizado de cada grupo y se debatirán en conjunto. Los trabajos y exposiciones se evalúan siguiendo la rúbrica incluida en el anexo VII.

Y, para finalizar la presente Unidad Didáctica, en la sesión 10 se realizará un examen al alumnado para evaluar qué han aprendido sobre los contenidos dados en las anteriores sesiones, adjunto en el anexo IX con el solucionario.

4.9 Elementos transversales

Existen una serie de elementos comunes que educan en valores y que, independientemente de la materia de estudio, se deben desarrollar. Se definen como elementos transversales y se recogen en el artículo 3 de la Orden de 14 de julio de 2016, por la que se desarrolla el currículo correspondiente a Bachillerato.

De acuerdo con lo establecido en el artículo 6 del Decreto 110/2016, de 14 de junio, y sin perjuicio de su tratamiento específico en las materias del Bachillerato, en el currículo se contribuye especialmente al desarrollo de los siguientes elementos transversales:

- El desarrollo de las competencias personales y las habilidades sociales mediante la expresión de sus propias opiniones desde el respeto a los demás en clase. Así como el perfeccionamiento de las habilidades para la comunicación interpersonal, la capacidad de escucha activa, la empatía, la racionalidad y el acuerdo a través del diálogo.
- La educación para la convivencia y el respeto en las relaciones interpersonales, la competencia emocional, el autoconcepto, la imagen corporal y la autoestima como elementos necesarios para el adecuado desarrollo personal, el rechazo y la prevención de situaciones de acoso escolar, discriminación o maltrato, la promoción del bienestar, de la seguridad y de la protección de todos los

miembros de la comunidad educativa. A estos elementos se contribuye mediante la valoración individual del alumnado, evitando comparaciones y rivalidades.

- El fomento de los valores y las actuaciones necesarias para el impulso de la igualdad real y efectiva entre mujeres y hombres, el reconocimiento de la contribución de ambos sexos al desarrollo de nuestra sociedad y al conocimiento acumulado por la humanidad. Se contribuye mediante el estudio de personajes científicos tanto hombres como mujeres y mediante el empleo de lenguaje inclusivo tanto en clase como en la redacción de actividades.
- El fomento de la tolerancia y el reconocimiento de la diversidad y la convivencia intercultural mediante la formación de grupos de trabajo heterogéneos sin distinción de clases.
- La utilización crítica y el autocontrol en el uso de las tecnologías de la información y la comunicación y los medios audiovisuales, la prevención de las situaciones de riesgo derivadas de su utilización inadecuada, su aportación a la enseñanza, al aprendizaje y al trabajo del alumnado, y los procesos de transformación de la información en conocimiento. Se contribuye mediante las actividades empleando el uso de las TIC.
- La toma de conciencia y la profundización en el análisis sobre temas y problemas que afectan a todas las personas en un mundo globalizado, entre los que se considerarán la salud, la pobreza en el mundo, la emigración y la desigualdad entre las personas, pueblos y naciones, así como los principios básicos que rigen el funcionamiento del medio físico y natural y las repercusiones que tienen las actividades humanas sobre este, el agotamiento de los recursos naturales, la superpoblación, la contaminación o el calentamiento de la Tierra, todo ello, con objeto de fomentar la contribución activa en la defensa, conservación y mejora de nuestro entorno como elemento determinante de calidad de vida.

4.10 Atención a la diversidad

En el artículo 9 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, que trata sobre el alumnado con Necesidad Específica de Apoyo Educativo (NEAE) se establece que, en esta etapa, se prestará especial atención en la organización de los estudios al alumnado que presente estas necesidades.

Esto es importante debido a que hay una gran diversidad en cuanto a la capacidad de aprendizaje del alumnado y hay que dar respuestas educativas a estas necesidades

en el aula. Así, en esta Unidad Didáctica se proponen unas medidas que respondan a estas diferencias de manera equitativa para toda la diversidad del alumnado.

Para atender a las necesidades específicas existen adaptaciones curriculares individualizadas, ya sean significativas o no significativas, en función de las capacidades intelectuales del alumnado.

En el caso de adaptaciones curriculares individualizadas no significativas se desarrollan diferentes actividades para el refuerzo y la ampliación del currículo, para que el alumnado que presenta estas necesidades sea capaz de conseguir los objetivos propuestos para la unidad, ya que en estas adaptaciones no se modifican los objetivos.

Para las adaptaciones significativas se realizan cambios, adaptados al alumnado que presente necesidades educativas especiales bajo evaluación psicopedagógica, en los elementos del currículo como en los objetivos generales de etapa, en los contenidos y en los criterios de evaluación.

En cuanto a la metodología, se emplean diferentes tipos y combinaciones de esta para atender al alumnado y conocer qué tipo de metodología se adapta mejor a cada una de las necesidades que presenta. Se emplea aprendizaje por proyectos, aprendizaje por indagación, aprendizaje cooperativo y empleo de las TIC, entre otras metodologías activas para cubrir la atención a la diversidad.

De igual forma, en cuanto a la evaluación, se evalúan los diferentes resultados del alumnado tras emplear las diferentes adaptaciones y metodologías para conocer si estos cambios son adecuados y suponen una mejora en su aprendizaje y en el desarrollo de los temas.

4.11 Evaluación

4.11.1 Criterios de evaluación

Los criterios de evaluación y las competencias clave asociadas se incluyen en la Orden de 14 de julio de 2016, por la que se desarrolla el currículo correspondiente a Bachillerato en Andalucía. En esta Unidad Didáctica se evaluarán los siguientes criterios, que corresponden al bloque 3 y al bloque 1 del currículo de 1º de Bachillerato.

Bloque 3. Reacciones Químicas.

C.E.3.1. Formular y nombrar correctamente las sustancias que intervienen en una reacción química dada. CCL, CAA.

C.E.3.2. Interpretar las reacciones químicas y resolver problemas en los que intervengan reactivos limitantes, reactivos impuros y cuyo rendimiento no sea completo. CMCT, CCL, CAA.

C.E.3.3. Identificar las reacciones químicas implicadas en la obtención de diferentes compuestos inorgánicos relacionados con procesos industriales. CCL, CSC, SIEP.

C.E.3.4. Conocer los procesos básicos de la siderurgia, así como las aplicaciones de los productos resultantes. CEC, CAA, CSC.

C.E.3.5. Valorar la importancia de la investigación científica en el desarrollo de nuevos materiales con aplicaciones que mejoren la calidad de vida. SIEP, CCL, CSC.

Bloque 1. La actividad científica.

C.E.1.1. Reconocer y utilizar las estrategias básicas de la actividad científica como: plantear problemas, formular hipótesis, proponer modelos, elaborar estrategias de resolución de problemas y diseños experimentales y análisis de los resultados. CCL, CMCT, CAA.

C.E.1.2. Conocer, utilizar y aplicar las Tecnologías de la Información y la Comunicación en el estudio de los fenómenos físicos y químicos. CD.

4.11.2 Estándares de aprendizaje

Los estándares de aprendizaje asociados a los criterios de evaluación se encuentran en el Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre. A continuación, se recogen los estándares que se emplean para la evaluación del alumnado, correspondientes al bloque 3 y al bloque 1 del currículo de 1º de Bachillerato:

Bloque 3. Reacciones Químicas.

E.A.1.1. Escribe y ajusta ecuaciones químicas sencillas de distinto tipo (neutralización, oxidación, síntesis) y de interés bioquímico o industrial.

E.A.2.1. Interpreta una ecuación química en términos de cantidad de materia, masa, número de partículas o volumen para realizar cálculos estequiométricos en la misma.

E.A.2.2. Realiza los cálculos estequiométricos aplicando la ley de conservación de la masa a distintas reacciones.

E.A.2.3. Efectúa cálculos estequiométricos en los que intervengan compuestos en estado sólido, líquido o gaseoso, o en disolución en presencia de un reactivo limitante o un reactivo impuro.

E.A.2.4. Considera el rendimiento de una reacción en la realización de cálculos estequiométricos.

E.A.3.1. Describe el proceso de obtención de productos inorgánicos de alto valor añadido, analizando su interés industrial.

E.A.4.1. Explica los procesos que tienen lugar en un alto horno escribiendo y justificando las reacciones químicas que en él se producen.

E.A.4.2. Argumenta la necesidad de transformar el hierro de fundición en acero, distinguiendo entre ambos productos según el porcentaje de carbono que contienen.

E.A.4.3. Relaciona la composición de los distintos tipos de acero con sus aplicaciones.

E.A.5.1. Analiza la importancia y la necesidad de la investigación científica aplicada al desarrollo de nuevos materiales y su repercusión en la calidad de vida a partir de fuentes de información científica.

Bloque 1. La actividad científica.

E.A.1.1. Aplica habilidades necesarias para la investigación científica, planteando preguntas, identificando problemas, recogiendo datos, diseñando estrategias de resolución de problemas utilizando modelos y leyes, revisando el proceso y obteniendo conclusiones.

E.A.1.2. Resuelve ejercicios numéricos expresando el valor de las magnitudes empleando la notación científica, estima los errores absoluto y relativo asociados y contextualiza los resultados.

E.A.1.3. Efectúa el análisis dimensional de las ecuaciones que relacionan las diferentes magnitudes en un proceso físico o químico.

E.A.1.4. Distingue entre magnitudes escalares y vectoriales y opera adecuadamente con ellas.

E.A.1.5. Elabora e interpreta representaciones gráficas de diferentes procesos físicos y químicos a partir de los datos obtenidos en experiencias de laboratorio o virtuales y relaciona los resultados obtenidos con las ecuaciones que representan las leyes y principios subyacentes.

E.A.1.6. A partir de un texto científico, extrae e interpreta la información, argumenta con rigor y precisión utilizando la terminología adecuada.

E.A.2.1. Emplea aplicaciones virtuales interactivas para simular experimentos físicos de difícil realización en el laboratorio.

E.A.2.2. Establece los elementos esenciales para el diseño, la elaboración y defensa de un proyecto de investigación, sobre un tema de actualidad científica, vinculado con la Física o la Química, utilizando preferentemente las TIC.

4.11.3 Relación entre criterios de evaluación, competencias clave y actividades

En la siguiente tabla número 3 se muestra la relación que presentan las actividades propuestas con los criterios de evaluación y las competencias clave recogidas anteriormente:

Tabla 3. Relación entre criterios de evaluación, competencias clave y actividades.

	CONTENIDOS	CRITERIOS DE EVALUACIÓN	COMPETENCIAS CLAVE	ACTIVIDADES
Bloque 3	Formulación y nomenclatura inorgánicas.	C.E.3.1. Formular y nombrar correctamente las sustancias que intervienen en una reacción química dada.	CCL CAA	Recurso online para repasar formulación inorgánica.
	Normas IUPAC.			Simulador virtual.
	Ecuaciones químicas.			Prácticas de laboratorio.
	Teoría de las reacciones químicas.	C.E.3.2. Interpretar las reacciones químicas y resolver problemas en los que intervengan reactivos limitantes, reactivos impuros y cuyo rendimiento no sea completo.	CMCT CCL CAA	Simulador virtual. Prácticas de laboratorio. Relación de ejercicios.
	Estequiometría de las reacciones.	C.E.3.3. Identificar las reacciones químicas implicadas en la obtención de diferentes compuestos inorgánicos relacionados con procesos industriales.	CCL CSC SIEP	Proyecto de investigación.
	Reactivo limitante y rendimiento de una reacción.	C.E.3.4. Conocer los procesos básicos de la siderurgia, así como las aplicaciones de los productos resultantes.	CEC CAA CSC	<i>Puzzle de Aronson.</i>
		C.E.3.5. Valorar la importancia de la investigación científica en el desarrollo de nuevos materiales con aplicaciones	SIEP CCL CSC	Proyecto de investigación. <i>Puzzle de Aronson.</i>

		que mejoren la calidad de vida.		
Bloque 1	Estrategias necesarias en la actividad científica. Tecnologías de la Información y la Comunicación en el trabajo científico. Proyecto de investigación.	C.E.1.1. Reconocer y utilizar las estrategias básicas de la actividad científica como: plantear problemas, formular hipótesis, proponer modelos, elaborar estrategias de resolución de problemas y diseños experimentales y análisis de los resultados.	CCL CMCT CAA	Recurso online para repasar formulación inorgánica. Simulador virtual. Prácticas de laboratorio. Proyecto de investigación.
		C.E.1.2. Conocer, utilizar y aplicar las Tecnologías de la Información y la Comunicación en el estudio de los fenómenos físicos y químicos.	CD	Recurso online para repasar formulación inorgánica. Simulador virtual. Proyecto de investigación.

En la tabla se observa cómo las actividades propuestas para desarrollar las distintas sesiones contribuyen a alcanzar los criterios de evaluación propuestos para esta Unidad Didáctica y al desarrollo de las competencias clave. A continuación, se muestra una tabla resumen en la que se recogen las ponderaciones de cada criterio de evaluación para determinar la calificación del alumnado:

Tabla 4. Ponderación de los criterios de evaluación.

CRITERIO DE EVALUACIÓN	PONDERACIÓN
C.E.3.1. Formular y nombrar correctamente las sustancias que intervienen en una reacción química dada.	15 %
C.E.3.2. Interpretar las reacciones químicas y resolver problemas en los que intervengan reactivos limitantes, reactivos impuros y cuyo rendimiento no sea completo.	25 %
C.E.3.3. Identificar las reacciones químicas implicadas en la obtención de diferentes compuestos inorgánicos relacionados con procesos industriales.	15 %
C.E.3.4. Conocer los procesos básicos de la siderurgia, así como las aplicaciones de los productos resultantes.	10 %
C.E.3.5. Valorar la importancia de la investigación científica en el desarrollo de nuevos materiales con aplicaciones que mejoren la calidad de vida.	10 %
C.E.1.1. Reconocer y utilizar las estrategias básicas de la actividad científica como: plantear problemas, formular hipótesis, proponer modelos, elaborar estrategias de resolución de problemas y diseños experimentales y análisis de los resultados.	15 %
C.E.1.2. Conocer, utilizar y aplicar las Tecnologías de la Información y la Comunicación en el estudio de los fenómenos físicos y químicos.	10 %

4.11.4 Instrumentos de evaluación y criterios

Para la correcta evaluación del alumnado se van a emplear los siguientes instrumentos de evaluación como son el portfolio, la actitud en el aula, la exposición en el aula, así como el examen final. A continuación, se recogen las características de cada uno de los instrumentos y cómo se evaluarán.

El portfolio consiste en la evaluación, mediante las rúbricas correspondientes, de las entregas del trabajo realizado por el alumnado como las relaciones de ejercicios, las prácticas de laboratorio y la ficha del *Puzzle de Aronson*. De igual forma se evalúa la actitud correcta del alumnado tanto en el aula como en el laboratorio.

El trabajo de investigación se evalúa mediante la rúbrica del trabajo y la exposición en el aula, además de las anotaciones del profesorado mientras se realiza dicho trabajo.

El examen final recoge una serie de ejercicios que evalúan todos los contenidos dados en el aula durante esta Unidad Didáctica, y se evalúa del 1 al 10.

5 CONCLUSIONES

Para que el alumnado avance correctamente tanto en su etapa educativa como en la vida cotidiana es fundamental hacerle de la enseñanza y el aprendizaje un proceso llamativo y de interés. Para conseguirlo, diversos estudios mencionados anteriormente en este trabajo, han demostrado que el aprendizaje debe ser significativo y para ello se proponen diferentes metodologías activas que ayudan al desarrollo del propio alumnado, ya sea mediante el trabajo cooperativo, el aprendizaje basado en problemas o proyectos, el uso de las TIC para la búsqueda de información y para el empleo de simuladores o laboratorios virtuales y las prácticas de laboratorio, que ayudan a trabajar esta materia de una forma menos abstracta y más cercana a la vida cotidiana.

Además, es de igual importancia conocer las ideas previas de los estudiantes para saber de qué conocimiento parten y cómo ayudarles, ya que muchas de estas ideas se alejan de la realidad científica y así poder evitar conflictos en cuanto a determinadas definiciones o fenómenos que muestran especial dificultad entre el alumnado como son, por ejemplo, la confusión entre cambios físicos y químicos.

Así, en esta Unidad Didáctica se proponen algunas de estas metodologías activas cumpliendo con los contenidos, los objetivos, las competencias clave, los elementos transversales y los criterios de evaluación que se incluyen 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 y en la Orden de 14 de julio de 2016, por la que se establece el currículo correspondiente al Bachillerato en la Comunidad Autónoma de Andalucía.

De esta forma, se espera que esta Unidad Didáctica ayude al alumnado a mejorar su etapa académica, a sentirse motivado en el aprendizaje, a superar los conceptos erróneos anteriormente adquiridos y a obtener así buenos resultados académicos en las diferentes evaluaciones.

6 BIBLIOGRAFÍA

- 100ciaquimica. (s.f.). Recuperado el 3 de abril de 2020, de <http://www.100ciaquimica.net/temas/tema11/punto4b.htm>
- 100ciaquimica. (s.f.). Recuperado el 2 de abril de 2020, de <http://www.100ciaquimica.net/temas/tema11/punto3b.htm>
- 100ciaquimica. (s.f.). Recuperado el 2 de abril de 2020, de <http://www.100ciaquimica.net/temas/tema11/punto7b.htm>
- Ahtee, M., & Varjola, I. (1998). Students' Understanding of Chemical Reaction. *International Journal of Science Education*, 20 (3), 305-316.
- Andrés-Cabrerizo, D., Antón-Bozal, J., & Barrio-Pérez, J. (2015). En *Física y Química, 1 Bachillerato*. Editex.
- Asimov, I. (1975). *Breve historia de la química. Introducción a las ideas y conceptos de la química*. Madrid: Alianza Editorial.
- Ausubel, D. (1976). *Psicología educativa. Un punto de vista cognoscitivo*. México: Editorial Trillas.
- Blog láminas y aceros. (s.f.). Recuperado el 1 de abril de 2020, de <https://blog.laminasyaceros.com/hs-fs/hubfs/Anel/laminas%20y%20aceros%20alto%20horno.jpg?width=1024&name=laminas%20y%20aceros%20alto%20horno.jpg>
- Blumenfeld, P., Soloway, E., Marx, R., Krajcik, J., Guzdial, M., & Palincsar, A. (1991). Motivating project-based learning: Sustaining the doing supporting the learning. *Educational Psychologist*, 26, 3, 369-398.
- Boo, H. (1998). Students' understanding of chemical bonds and the energetics of chemical reactions. *Journal of Research in Science Teaching*, 35(5), 569-581.
- Cabero, J. (2008). Las TICs en la enseñanza de la química: aportaciones desde la Tecnología Educativa. *Química: vida y progreso Murcia, Asociación de Químicos de Murcia*.
- Carrascosa-Alís, J., Martínez-Sala, S., & Martínez-Torregosa, J. (2015). En *Física y Química, 1º Bachillerato* (págs. 99-122). Santillana.
- Casado, G., & Raviolo, A. (2005). Las dificultades de los alumnos al relacionar distintos niveles de representación de una reacción química. *Universitas Scientiarum*, 10, 35-43.
- Cataldi, Z., Donnamaría, M., & Lage, F. (2009). Didáctica de la química y TICs: Laboratorios virtuales, modelos y simulaciones. *IV Congreso de Tecnología en*

Educación y Educación en Tecnología. Red de Universidades con Carreras en Informática (RedUNCI), (págs. 80-89).

De la Mata, C., Álvarez, J., & Alda, E. (2011). Ideas alternativas en las reacciones químicas. *Revista Didácticas Específicas*, 5.

Declaración sobre la ciencia y el uso del saber científico. (1999). *World Conference on Science, UNESCO*. Budapest.

Esteban-Santos, S. (2002). En torno a Boyle: su mundo y su obra científica. *Anales RSEQ (Real Sociedad Española de Química)*, 98(3), 24-29.

Esteban-Santos, S. (2006). Historia de la alquimia I: la alquimia griega. *Anales de la Real Sociedad Española de Química*, 2, 60-67.

Fiquipedia. (s.f.). Recuperado el 8 de abril de 2020, de <http://www.fiquipedia.es/home/recursos/practicas-experimentos-laboratorio/practicas-de-laboratorio-de-elaboracion-propia>

Furió, C., & 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.

Furió-Mas, C., & Domínguez-Sales, C. (2007). Problemas históricos y dificultades de los estudiantes en la conceptualización de sustancia y compuesto químico. *Enseñanza de las ciencias*, 25(2), 241–258.

García, R., Traver, J., & Candela, I. (2019). *Aprendizaje cooperativo: Fundamentos, características y técnicas*. Madrid: Editorial CCS.

Goedhart, M. &. (2002). From chemical energetics to chemical thermodynamics. *Chemical Education: Towards Research-based Practice*, 339-362.

Holding, B. (1987). Investigation of School Children’s Understanding of the Process of Dissolving with Special Reference to the Conservation of Matter and the Development of Atomistic Ideas. *Tesis de doctorado. University of Leeds*.

IES Vega del Táder. (14 de Enero de 2016). Recuperado el 10 de Abril de 2020, de https://iesvegadeltader.es/index.php?option=com_phocadownload&view=category&download=484:practica-de-laboratorio-reacciones-quimicas&id=68:fq-1-bachillerato&Itemid=196

Íñigo, L. (2010). *Breve historia de la alquimia*. Ediciones Nowtilus.

Johnson, D., Holubec, E., & Johnson, R. (1992). *Advanced Cooperative Learning*. Minnesota: Interaction Book Company.

- Johnson, D., Holubec, E., & Johnson, R. (1999). *El aprendizaje cooperativo en el aula*. México: Editorial Paidós Mexicana SA.
- Jones, N., & Rassmussen, C. &. (1997). Real-life problem solving: A collaborative approach to interdisciplinary learning. *Washington: American Psychological Association*.
- Kind, V. (2004). *Más allá de las apariencias: Ideas previas de los estudiantes sobre conceptos básicos de la química*. México: Santillana.
- Lavoisier. (1789). *Traité élémentaire de chimie: présenté dans un ordre nouveau, et d'après les découvertes modernes*. Cuchet, Paris.
- Losee, J. (2001). A Historical Introduction to the Philosophy of Science. *Oxford University Press, 4th Edition*.
- Martí, J., Heydrich, M., Rojas, M., & Hernández, A. (2010). Aprendizaje basado en proyectos: una experiencia de innovación docente. *Revista Universidad EAFIT*, 46, 158, 11-21.
- Morales-Galicia, M. (2008). Empleo del aprendizaje basado en problemas (abp). Una propuesta para acercarse a la química verde. *Tecnología en Marcha*, 21-1, 41-48.
- Pelandintecno. (2013). Recuperado el 8 de abril de 2020, de <http://pelandintecno.blogspot.com/2013/04/obtencion-de-acero-y-fundiciones.html>
- Pellón-González, I. (2013). De los dioses a los hombres: un recorrido histórico del descubrimiento de los elementos químicos. *Tierra y Tecnología*, 43, 41-53.
- Petrucchi, R., Harwood, W., Madura, J., & Bissonnette, C. (2011). *Química general*. España: Pearson Educación.
- Rodríguez, M. (2011). La teoría del aprendizaje significativo: una revisión aplicable a la escuela actual. *Revista Electrónica d'Investigació i Innovació Educativa i Socioeducativa*, 3 (1), 29-50.
- Rodríguez-Sandoval, E., Vargas-Solano, E., & Luna-Cortés, J. (2010). Evaluación de la estrategia "aprendizaje basado en proyectos". *Educación y educadores*, 13(1), 13-25.
- Romero, J., Gómez, J., Rodríguez, A., & Ramírez, R. (2005). Aprendizaje Basado en Problemas. Manual.
- Romero-Álvarez, J., Rodríguez-Castillo, A., & Gómez-Pérez, J. (2008). Evaluación de escenarios para el aprendizaje basado en problemas (ABP) en la asignatura de química de bachillerato. *Educación química*, 19, 3.

- Trejo-Candelas, L., Delgado-Herrera, T., & Flores-Almanzán, S. (2009). Sobre la enseñanza de la termoquímica en la química del nivel Bachillerato. *Enseñanza de las ciencias*, 3576-3579.
- Vázquez-Alonso, A. (1990). Concepciones alternativas en Física y Química de Bachillerato: una metodología diagnóstica. *Enseñanza de las Ciencias*, 8 (3), 251-258.
- Verdonk, A., & De Vos, W. (1985). A New Road to Reactions. *Journal of Chemical Education*, 62, 238-240; 648-649.
- Weeks, M. (1932). The discovery of elements. VIII. The platinum metals. *Journal of Chemical Education*, 9 (6), 1017-1034.
- Zubiaurre-Cortés, S., Vílchez-González, J., & Arsuaga-Ferreras, J. (2015). *Física y Química*. Anaya.

Recursos web:

- Ejercicios interactivos de formulación inorgánica: <https://aulaenred.ibercaja.es/contenidos-didacticos/formulacion-de-quimica-inorganica/menu-menu/>
- Juego de Tetris para repasar la Tabla periódica: <http://www.quimitris.com/>
- Reacción ácido-base: <https://www.youtube.com/watch?v=0S6viHqsy7Y>
- Reacción de desplazamiento: <https://www.youtube.com/watch?v=-LSFUF1tj0s>
- Reacción de precipitación: <https://www.youtube.com/watch?v=BOsQuDp7EQg>
- Reacción de precipitación. Cálculos de reactivo limitante y rendimiento: <https://www.youtube.com/watch?v=2x0FyLUOTCI>
- Reacción neutralización: <https://www.youtube.com/watch?v=izsJiGfXhZg>
- Simulador virtual para ajustes estequiométricos de reacciones químicas: <https://phet.colorado.edu/es/simulation/balancing-chemical-equations>
- Tabla periódica interactiva para repasar los números de oxidación: <https://ptable.com/#Writeup/Wikipedia>

7 ANEXOS

7.1 Anexo I. Cuestionario de ideas previas

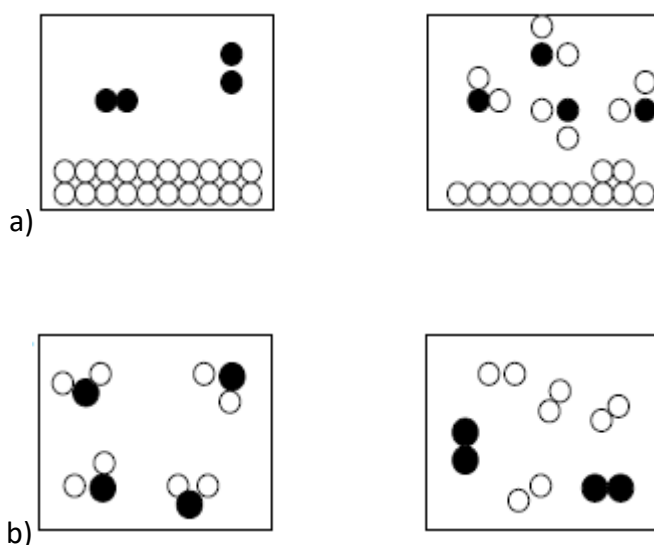
1. Responde con verdadero o falso a las siguientes afirmaciones y justifica tu respuesta:

- Durante un cambio químico las moléculas permanecen sin cambiar.
- Los átomos que forman un tipo de moléculas se redistribuyen para formar otras moléculas nuevas.
- La masa se conserva antes y después de la reacción, en un recipiente cerrado.
- En una reacción química siempre hay un cambio observable como un desprendimiento de gas, cambio de color, formación de un precipitado, etc.

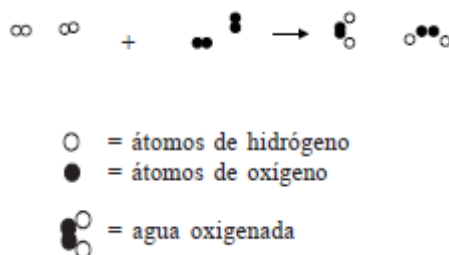
2. Indica en qué fenómenos se produce un cambio físico y en cuál un cambio químico y explica por qué:

- Obtención de aserrín al pulir madera
- Agregar azúcar a un vaso de agua
- Encender una cerilla de fósforo para hacer fuego
- Oxidación de un clavo
- Derretir un helado al sol
- Congelar agua para hacer cubitos de hielo

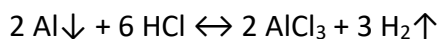
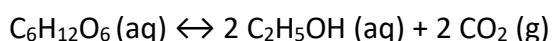
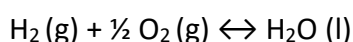
3. Indica si en los siguientes casos se está representando una reacción química o no. Justifica tu respuesta.



4. Expresa la ecuación química ajustada y explica qué ocurre en la siguiente reacción química representada mediante un diagrama de partículas:



5. Clasifica las siguientes reacciones químicas en función del tipo de reacciones químicas que conoces. Justifica la respuesta.



6. Al aumentar la temperatura...

- Aumenta la velocidad de los átomos de los reactivos y es más probable que colisionen.
- Los átomos de los reactivos se dilatan por el calor y aumenta su superficie para reaccionar.
- Aumenta el número de átomos de reactivos y es más probable que colisionen y reaccionen.
- Las moléculas de los reactivos se rompen en los átomos que lo forman, y son esos átomos los que van a reaccionar.

7. Al moler un reactivo sólido...

- Aumenta la superficie de contacto con el otro reactivo.
- Se rompen las moléculas de los reactivos en los átomos que lo forman, y son estos átomos los que reaccionan.
- Los átomos de las moléculas de los reactivos se mueven más deprisa tras moler.
- Se aumenta su temperatura.

8. Romper un enlace químico...

- a. Es un proceso en el que se desprende energía.
- b. Es un proceso en el que se absorbe energía.
- c. Es imposible si no se forma otro enlace.
- d. Puede llevarse a cabo mediante un proceso físico.

Solucionario. Cuestiones de ideas previas.

1. Responde con verdadero o falso a las siguientes afirmaciones y justifica tu respuesta:

-Durante un cambio químico las moléculas permanecen sin cambiar.

Falso, durante un cambio químico la identidad de las moléculas que participan en el proceso se modifica, dando lugar a nuevas sustancias.

-Los átomos que forman un tipo de moléculas se redistribuyen para formar otras moléculas nuevas.

Verdadero, en las reacciones químicas los átomos que forman las moléculas de los reactivos se redistribuyen y combinan para dar lugar a nuevas moléculas de productos.

-La masa se conserva antes y después de la reacción, en un recipiente cerrado.

Verdadero, la masa se conserva durante las reacciones químicas ya que la materia no se crea ni se destruye.

-En una reacción química siempre hay un cambio observable como un desprendimiento de gas, cambio de color, formación de un precipitado, etc.

Falso, no siempre se observan cambios ya que hay cambios que son microscópicos y no se observan a simple vista.

2. Indica en qué fenómenos se produce un cambio físico y en cuál un cambio químico y explica por qué:

-Obtención de aserrín al pulir madera.

Cambio físico, ya que se ha modificado su apariencia, pero no su composición.

-Agregar azúcar a un vaso de agua.

Cambio físico, se produce un reordenamiento de las moléculas y se mantiene su identidad y sus propiedades, se trata de una disolución.

-Encender una cerilla de fósforo para hacer fuego.

Cambio químico, se produce una reacción de combustión entre el fósforo, el carbono y el oxígeno del aire, donde se libera energía en forma de calor y luz.

-Oxidación de un clavo.

Cambio químico, se produce una reacción química de oxidación del hierro del clavo y la reducción del oxígeno del aire para formar óxido de hierro.

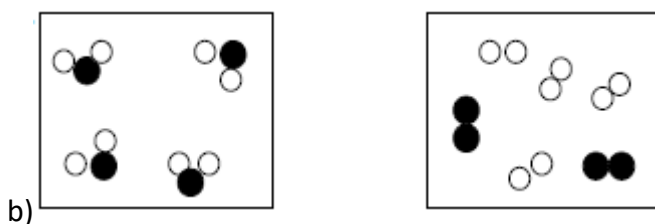
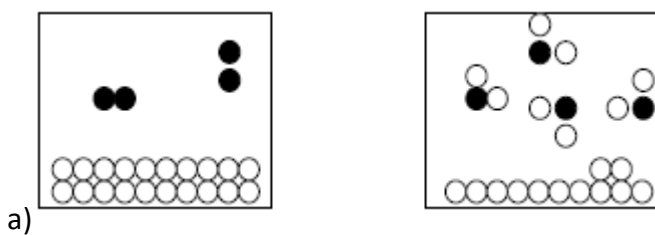
-Derretir un helado al sol.

Cambio físico, es un cambio de estado de sólido a líquido, no cambia la identidad de las moléculas.

-Congelar agua para hacer cubitos de hielo

Cambio físico, es un cambio de estado de sólido a líquido, no cambia la identidad de las moléculas de agua.

3. Indica si en los siguientes casos se está representando una reacción química y qué tipo. Justifica tu respuesta.



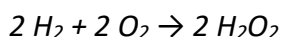
a) *Reacción de combinación, los átomos representados en las diferentes moléculas se redistribuyen para generar un producto. Combinación de productos sencillos que se unen para formar compuestos más complejos.*

b) *Reacción de descomposición química, las moléculas representadas se descomponen produciendo dos o más distintas. La reacción de descomposición es la inversa de la reacción de combinación.*

4. Expresa la ecuación química ajustada y explica qué ocurre en la siguiente reacción química representada mediante un diagrama de partículas:

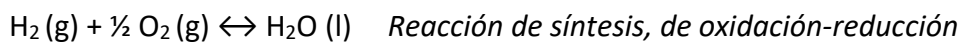


○ = átomos de hidrógeno
● = átomos de oxígeno
○● = agua oxigenada



Los átomos que forman las moléculas de reactivos de hidrógeno y oxígeno se redistribuyen para formar dos moléculas de agua oxigenada.

5. Clasifica las siguientes reacciones químicas en función del tipo de reacciones químicas que conoces. Justifica la respuesta.



$2 \text{C}_4\text{H}_{10} (\text{g}) + 13 \text{O}_2 (\text{g}) \leftrightarrow 8 \text{CO}_2 (\text{g}) + 10 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$ *Reacción de combustión, de oxidación-reducción*

$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (\text{aq}) \leftrightarrow 2 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{aq}) + 2 \text{CO}_2 (\text{g})$ *Reacción de oxidación-reducción, de fermentación*

$2 \text{Al} \downarrow + 6 \text{HCl} \leftrightarrow 2 \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2 \uparrow$ *Reacción de desplazamiento o sustitución, de oxidación-reducción*

6. Al aumentar la temperatura...

a. Aumenta la velocidad de los átomos de los reactivos y es más probable que colisionen.

7. Al moler un reactivo sólido...

a. Aumenta la superficie de contacto con el otro reactivo.

8. Romper un enlace químico...

b. Es un proceso en el que se absorbe energía.

7.2 Anexo II. Práctica de laboratorio: tipos de reacciones

Reactivos necesarios:

- Disolución de HCl concentrado, 35 %
- Disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,1 M
- Disolución de KI 0,1 M
- Disolución de NaOH 0,1 M
- Disolución de HCl 0,1 M

Material:

- Gradilla con tubos de ensayo
- Cinc (en láminas o granalla)
- Mármol (en trozos)
- Papel indicador de Ph
- Fenolftaleína

1. REACCIÓN DE DESPLAZAMIENTO

Procedimiento: Colocar una pequeña lámina de cinc en un tubo de ensayo y añadir 10 gotas de HCl al 35 %.

Cuestiones:

- 1.1. Define reacción de desplazamiento.
- 1.2. Describe qué sucede.
- 1.3. Escribe la ecuación química correspondiente, explica qué sucede y qué relación presenta con lo observado experimentalmente.

2. REACCIÓN DE PRECIPITACIÓN

Procedimiento: Colocar en un tubo de ensayo 10 gotas de disolución de nitrato de plomo. Añadir 10 gotas de disolución de yoduro de potasio.

Cuestiones:

- 2.1. Define reacción de precipitación.
- 2.2. Describe qué sucede.

2.3. Escribe la ecuación química correspondiente, explica qué sucede y qué relación presenta con lo observado experimentalmente.

2.4. Introduce el tubo de ensayo en un recipiente con agua caliente durante unos minutos. Describe el resultado final.

2.5. Dejar enfriar a temperatura ambiente. Describe qué ha cambiado y por qué.

3. REACCIÓN ÁCIDO-BASE

En primer lugar, comprueba y anota el pH de cada una de las disoluciones de ácido clorhídrico empleadas anteriormente y de la disolución al 0,1 M de hidróxido de sodio.

Procedimiento: Colocar un pequeño trozo de mármol (carbonato cálcico) en un tubo de ensayo y añadir 10 gotas de HCl al 35 %.

Cuestiones:

3.1. Define reacción de ácido-base.

3.2. Describe qué sucede.

3.3. Escribe la ecuación química correspondiente, explica qué sucede y qué relación presenta con lo observado experimentalmente.

4. REACCIÓN ÁCIDO-BASE. NEUTRALIZACIÓN.

Algunas sustancias presentan diferente color en función de que la disolución en la que se encuentran sea ácida o básica. Uno de los indicadores más empleados es la fenolftaleína, que presenta un color rosa en medio básico y no presenta color (es transparente) en un medio ácido.

Procedimiento: Colocar 10 gotas de la disolución 0,1 M de ácido clorhídrico en un tubo de ensayo, añadir dos gotas de fenolftaleína.

Añadir una gota de la disolución 0,1 M de hidróxido de sodio y agitar. Continuar añadiendo gota a gota, hasta que se produzca el cambio de color.

Cuestiones:

4.1. Define reacción de neutralización.

4.2. Describe qué se observa en cada caso.

4.3. Escribe la ecuación química correspondiente, explica qué sucede y qué relación presenta con lo observado experimentalmente.

4.4. Añadir, al tubo de ensayo que contiene el producto anterior, gota a gota ácido clorhídrico 0,1 M. Interpreta qué sucede.

Solucionario. Práctica de laboratorio: tipos de reacciones químicas.

1. REACCIÓN DE DESPLAZAMIENTO

Cuestiones:

1.1. Define reacción de desplazamiento.

En una reacción de desplazamiento, un elemento de un compuesto es sustituido por otro elemento, de la forma: $A + BC \rightarrow AC + B$.

1.2. Describe qué sucede.

Se observa un burbujeo y desprendimiento de vapores.

1.3. Escribe la ecuación química correspondiente, explica qué sucede y qué relación presenta con lo observado experimentalmente.

$Zn (s) + 2 HCl (aq) \rightarrow ZnCl_2 (aq) + H_2 (g)$. Se trata de una reacción de oxidación-reducción, de desplazamiento y exotérmica ya que desprende calor. El cinc desplaza al hidrógeno, quedando cloruro de cinc y se desprende hidrógeno, que se observa en el burbujeo de la reacción. El zinc se oxida y el hidrógeno se reduce.

2. REACCIÓN DE PRECIPITACIÓN

Cuestiones:

2.1. Define reacción de precipitación.

Una reacción de precipitación consiste en la formación de un compuesto no soluble, llamado precipitado, producido al mezclar dos disoluciones diferentes, cada una de las cuales aportará un ion a dicho precipitado.

2.2. Describe qué sucede.

Se observa un precipitado de color amarillo intenso.

2.3. Escribe la ecuación química correspondiente, explica qué sucede y qué relación presenta con lo observado experimentalmente.

$Pb(NO_3)_2 + 2 KI \rightarrow PbI_2 + 2 KNO_3$, el precipitado amarillo que se forma es yoduro de plomo.

2.4. Introduce el tubo de ensayo en un recipiente con agua caliente durante unos minutos. Describe el resultado final.

El precipitado se disuelve en caliente.

2.5. Dejar enfriar a temperatura ambiente. Describe qué ha cambiado y por qué.

El precipitado vuelve a precipitar a temperatura ambiente.

3. REACCIÓN ÁCIDO-BASE

Cuestiones:

3.1. Define reacción de ácido-base.

Una reacción de ácido-base consiste en la transferencia de hidrones desde un ácido a una base, dando lugar a sal y agua como productos.

3.2. Describe qué sucede.

Se observa una disolución de color blanco, burbujea desprendiendo un gas.

3.3. Escribe la ecuación química correspondiente, explica qué sucede y qué relación presenta con lo observado experimentalmente.

$\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$, el carbonato cálcico se consume con el ácido clorhídrico en una reacción ácido-base, desprendiendo dióxido de carbono que son las burbujas que se observan y queda cloruro cálcico en agua, de ahí el color blanco.

4. REACCIÓN ÁCIDO-BASE. NEUTRALIZACIÓN.

Cuestiones:

4.1. Define reacción de neutralización.

La neutralización es una reacción de ácido-base que consiste en la transferencia de hidrones desde un ácido a una base, dando lugar a sal y agua como productos.

4.2. Describe qué se observa en cada caso.

Al añadir fenolftaleína al ácido clorhídrico no cambia de color, la fenolftaleína presenta un color incoloro en medio ácido. Cuando se va añadiendo hidróxido sódico llega un momento en el que la disolución pasa a color rosa y se mantiene, debido a que la disolución ya presenta un pH básico y la fenolftaleína cambia a color rosa.

4.3. Escribe la ecuación química correspondiente, explica qué sucede y qué relación presenta con lo observado experimentalmente.

$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$, la reacción se neutraliza y da lugar a una sal y agua. El cambio de color a rosa muy clarito nos indica la neutralización. Se trata de una reacción exotérmica ya que desprende calor.

4.4. Añadir, al tubo de ensayo que contiene el producto anterior, gota a gota ácido clorhídrico 0,1M. Interpreta qué sucede.

Al añadir cierta cantidad de HCl el color vuelve a ser incoloro, ya que la disolución vuelve a ser ácida.

7.3 Anexo III. Rúbrica para evaluar el trabajo en laboratorio

	EXPERTO 4	AVANZADO 3	APRENDIZ 2	NOVEL 1
REALIZACIÓN DE ESQUEMAS/ DIAGRAMAS 20%	Los esquemas son claros y precisos, presenta dibujos explicativos.	Los esquemas son poco claros y precisos, presenta dibujos explicativos.	Los esquemas presentan mucha información, no están claros, presenta dibujos.	Los esquemas presentan mucha información, sin dibujos.
CONOCIMIENTO DEL MARCO TEÓRICO y PROCEDIMIENTO 20%	Conoce y sabe aplicar el marco teórico a la práctica antes explicada por el profesor. Sigue de forma correcta el guion de prácticas y sabe por qué se realiza cada paso.	Conoce el marco teórico y sabe aplicarlo, pero no explicar el porqué de los pasos a seguir, aunque los sigue correctamente.	No conoce el marco teórico, pero intenta buscar explicaciones. Sigue los pasos del procedimiento.	No conoce el marco teórico ni le interesa. No sigue los pasos del guion correctamente.
USO CORRECTO DE MATERIALES Y REALIZACIÓN DE MONTAJES 20%	Utiliza y conoce correctamente el material, realiza correctamente los montajes, trabaja de forma limpia y ordenada.	Utiliza y conoce correctamente el material. Trabajo desordenado. Realiza bien los montajes.	Mal uso del material y desordenado. Realiza los montajes con ayuda.	No conoce el material ni cómo usarlo. No sabe realizar los montajes.
CONOCIMIENTO Y CUMPLIMIENTO DE LAS NORMAS DE SEGURIDAD 20%	Conoce y aplica las medidas de seguridad en el laboratorio.	Conoce y aplica las medidas de seguridad, aunque a veces hay que llamarle la atención.	Conoce las normas de seguridad, pero las cumple pocas veces.	No conoce las normas ni las respeta.
RESULTADOS 20%	Tiene bien los resultados y son explicados con el marco teórico.	Tiene bien los resultados, pero no aplica el marco teórico para su justificación.	Presenta errores en los cálculos, pero intenta aplicar el marco teórico.	Presenta errores en los cálculos. No los justifica.

7.4 Anexo IV. Relación de ejercicios de reacciones químicas

1. Escribe y ajusta las siguientes reacciones. Indica a qué grupo pertenecen:

- a) $\text{NaOH} + \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CO}$
- c) $\text{HCl} + \text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2$
- d) $\text{HCl} + \text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{NaClO}_3 \rightarrow \text{NaCl} + \text{O}_2$
- f) $\text{HNO}_3 + \text{Fe} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
- g) $\text{KI} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbI}_2 + \text{KNO}_3$
- h) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
- i) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- j) El amoníaco reacciona con el ácido sulfúrico para dar sulfato de amonio
- k) Cuando el óxido de hierro(III) reacciona con el monóxido de carbono se obtiene hierro metálico y se libera dióxido de carbono
- l) El octano líquido reacciona con el oxígeno gaseoso para dar dióxido de carbono gaseoso y agua líquida
- m) El amoníaco gaseoso reacciona junto con oxígeno gaseoso para dar monóxido de nitrógeno y agua gaseosos

2. Calcula la masa de una muestra de óxido de hierro(III) con riqueza del 65 % que se necesita para obtener 0,320 mol de óxido de hierro(III) puro.

3. 20 mL de una muestra de ácido sulfúrico con riqueza del 85 % y densidad 1,96 g/mL, ¿cuántos moles de ácido sulfúrico puro son?

4. Cuando un hidrocarburo reacciona con una cantidad limitada de oxígeno se produce monóxido de carbono y agua.

- a) Escribe la reacción en la que el C_3H_8 se transforma en CO .
- b) ¿Qué volumen de O_2 , medido a 0 °C y 1 atm, reacciona con 4 L de C_3H_8 a 2 atm y 25 °C?

c) ¿Qué volumen de CO se obtendrá, medido a 0 °C y 1 atm?

5. Cuando el yoduro de potasio reacciona con nitrato de plomo(II), se obtiene un precipitado amarillo de yoduro de plomo(II) y otra sustancia. Si se mezclan 25 mL de una disolución 3 M en KI con 15 mL de disolución 4 M en $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, calcula la cantidad de precipitado amarillo que se obtendrá.

6. Uno de los pasos para la fabricación del ácido sulfúrico comprende la reacción del dióxido de azufre con oxígeno para producir trióxido de azufre. En una ocasión se mezclaron 11 L de dióxido de azufre a 1,2 atm y 50 °C con oxígeno y se formaron 30 g de trióxido de azufre. Determina:

a) El rendimiento de la reacción.

b) Las moléculas de oxígeno que reaccionaron.

Dato: $R = 0,082 \text{ (atm}\cdot\text{L)/ (mol}\cdot\text{K)}$.

7. En la reacción sin ajustar: $\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (aq)} + \text{Al}(\text{OH})_3 \text{ (aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (l)} + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ (aq)}$ ¿Qué cantidad, en gramos, de hidróxido de aluminio se necesita para que reaccione con todo el ácido sulfúrico contenido en 20 mL de ácido de 1,96 g/mL de densidad y 92 % de riqueza?

8. El aluminio reacciona con el ácido sulfúrico dando sulfato de aluminio e hidrógeno. Se hacen reaccionar 500 mg de aluminio con 40 mL de H_2SO_4 1,25 M. ¿Cuántos gramos de hidrógeno se obtendrán como máximo?

9. Sabemos que cuando un ácido reacciona con una base, neutralizan sus efectos. ¿Será suficiente añadir 18 g de hidróxido de aluminio a 200 mL de una disolución de ácido sulfúrico 1,5 M para tener un medio neutro? Determina si después de la reacción tenemos un medio ácido o básico.

10. El P_4 (g) reacciona con el Cl_2 (g) para dar PCl_3 (g). En un recipiente de 15 L que contiene Cl_2 en condiciones estándar se introducen 20 g de fósforo y se ponen en condiciones de reaccionar.

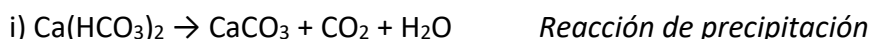
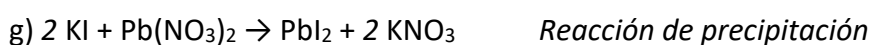
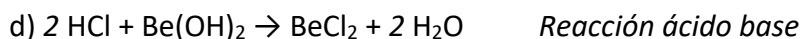
a) ¿Cuál es la máxima cantidad de tricloruro de fósforo que se puede obtener?

b) Determina la presión que ejercerá si se recoge en un recipiente de 15 L a 50 °C.

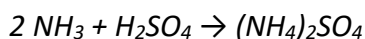
Datos: $R = 0,082 \text{ (atm}\cdot\text{L)/ (mol}\cdot\text{K)}$, cond. est.: 0 °C, 105 Pa; 1 atm = $1,013 \cdot 10^5$ Pa.

Solucionario. Relación de ejercicios.

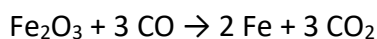
1. Escribe y ajusta las siguientes reacciones. Indica a qué grupo pertenecen:



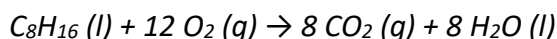
j) El amoníaco reacciona con el ácido sulfúrico para dar sulfato de amonio.



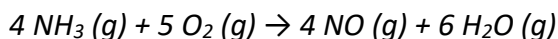
k) Cuando el óxido de hierro(III) reacciona con el monóxido de carbono se obtiene hierro metálico y se libera dióxido de carbono.



l) El octano líquido reacciona con el oxígeno gaseoso para dar dióxido de carbono gaseoso y agua líquida.



m) El amoníaco gaseoso reacciona junto con oxígeno gaseoso para dar monóxido de nitrógeno y agua gaseosos



2. Calcula la masa de una muestra de óxido de hierro(III) con riqueza del 65 % que se necesita para obtener 0,320 mol de óxido de hierro(III) puro.

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 55,85 \cdot 2 + 16,00 \cdot 3 = 159,7 \text{ g/mol}$$

$$0,320 \text{ mol de } \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{159,7 \text{ g de } \text{Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol de } \text{Fe}_2\text{O}_3} = 51,104 \text{ g de } \text{Fe}_2\text{O}_3$$

Tenemos en cuenta la riqueza de la muestra:

$$51,104 \text{ g de } \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{100 \text{ g de muestra}}{65 \text{ g de } \text{Fe}_2\text{O}_3} = 78,62 \text{ g de } \text{Fe}_2\text{O}_3$$

3. 20 mL de una muestra de ácido sulfúrico con riqueza del 85 % y densidad 1,96 g/mL, ¿cuántos moles de ácido sulfúrico puro son?

Calculamos primero la masa que corresponde a los 20 mL de muestra:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,96 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 20 \text{ mL} = 39,2 \text{ g de muestra}$$

Con el dato de la riqueza obtenemos los gramos de ácido puro:

$$39,2 \text{ g de muestra} \cdot \frac{85 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g de muestra}} = 33,32 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Con la masa molar calculamos los moles:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,008 \cdot 2 + 32,06 + 16,00 \cdot 4 = 98,076 \text{ g/mol}$$

$$33,32 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4}{98,076 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4} = 0,3397 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4 \approx 0,340 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

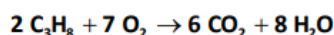
4. Cuando un hidrocarburo reacciona con una cantidad limitada de oxígeno se produce monóxido de carbono y agua.

a) Escribe la reacción en la que el C_3H_8 se transforma en CO.

b) ¿Qué volumen de O_2 , medido a $0\text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm, reacciona con 4 L de C_3H_8 a 2 atm y $25\text{ }^\circ\text{C}$?

c) ¿Qué volumen de CO se obtendrá, medido a $0\text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm?

a) Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



b) Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

$2 C_3H_8$	+	$7 O_2$	$\rightarrow$	$6 CO$	+	$8 H_2O$
2 mol de propano	reaccionan con	7 mol de oxígeno	para dar	6 mol de monóxido de carbono	y	8 mol de agua
4 L, $25\text{ }^\circ\text{C}$, 2 atm						

Expresamos en mol la cantidad de propano. Como es un gas, utilizamos la ecuación de estado de los gases ideales:

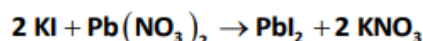
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2 \text{ atm} \cdot 4 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (25 + 273) \text{ K}} = 0,3274 \text{ mol de } C_3H_8$$

La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen.

$$0,3274 \text{ mol de } C_3H_8 \cdot \frac{7 \text{ mol de } O_2}{2 \text{ mol de } C_3H_8} = 1,14585 \text{ mol de } O_2$$

5. Cuando el yoduro de potasio reacciona con nitrato de plomo(II), se obtiene un precipitado amarillo de yoduro de plomo(II) y otra sustancia. Si se mezclan 25 mL de una disolución 3 M en KI con 15 mL de disolución 4 M en $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, calcula la cantidad de precipitado amarillo que se obtendrá.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

2 KI	+	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	→	PbI_2	+	2 KNO_3
2 mol de yoduro de potasio	reaccionan con	1 mol de nitrato de plomo(II)	para dar	1 mol de yoduro de plomo(II)	y	2 mol de nitrato de potasio
25 mL, 3 M		15 mL, 4 M				

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Puesto que conocemos las cantidades de los dos reactivos, lo más probable es que uno de ellos actúe de reactivo limitante; determinaremos cuál:

$$25 \cdot 10^{-3} \text{ L de KI} \cdot \frac{3 \text{ mol de KI}}{1 \text{ L de KI}} = 7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol de KI}$$

$$15 \cdot 10^{-3} \text{ L de Pb}(\text{NO}_3)_2 \cdot \frac{4 \text{ mol de Pb}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ L de Pb}(\text{NO}_3)_2} = 6 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Pb}(\text{NO}_3)_2$$

Determinamos el reactivo limitante teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$6 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Pb}(\text{NO}_3)_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de KI}}{1 \text{ mol de Pb}(\text{NO}_3)_2} = 12 \cdot 10^{-2} \text{ mol de KI}$$

Esta cantidad es mayor que los $7,5 \cdot 10^{-2}$ moles que reaccionan de esta sustancia, por tanto, el reactivo limitante es el KI.

4. Calculamos la cantidad de sustancia que se obtiene a partir de la cantidad existente del reactivo limitante. La estequiometría de la reacción permite determinarla:

$$7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol de KI} \cdot \frac{1 \text{ mol de PbI}_2}{2 \text{ mol de KI}} = 3,75 \cdot 10^{-2} \text{ mol de PbI}_2$$

$$M(\text{PbI}_2) = 207,2 + 126,9 \cdot 2 = 461,0 \text{ g/mol}$$

$$3,75 \cdot 10^{-2} \text{ mol de PbI}_2 \cdot \frac{461,0 \text{ g de PbI}_2}{1 \text{ mol de PbI}_2} = 17,29 \text{ g de PbI}_2$$

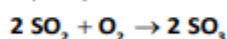
6. Uno de los pasos para la fabricación del ácido sulfúrico comprende la reacción del dióxido de azufre con oxígeno para producir trióxido de azufre. En una ocasión se mezclaron 11 L de dióxido de azufre a 1,2 atm y 50 °C con oxígeno y se formaron 30 g de trióxido de azufre. Determina:

a) El rendimiento de la reacción.

b) Las moléculas de oxígeno que reaccionaron.

Dato: $R = 0,082 \text{ (atm}\cdot\text{L)/(mol}\cdot\text{K)}$.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

2 SO ₂	+	O ₂	→	2 SO ₃
2 mol de dióxido de azufre	reacciona con	1 mol de oxígeno	para dar	2 mol de trióxido de azufre
11 L, 1,2 atm y 50 °C				30 g

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Como el SO₂ es un gas, utilizamos la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,2 \text{ atm} \cdot 11 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (50 + 273) \text{ K}} = 0,498 \text{ mol de SO}_2$$

La estequiometría de la reacción permite calcular los moles de SO₃ que se obtendrían como máximo a partir de esta cantidad:

$$0,498 \text{ mol de SO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de SO}_3}{2 \text{ mol de SO}_2} = 0,498 \text{ mol de SO}_3$$

$$M(\text{SO}_3) = 32,06 + 16,00 \cdot 3 = 80,06 \text{ g/mol}$$

$$0,498 \text{ mol de SO}_3 \cdot \frac{80,06 \text{ g de SO}_3}{1 \text{ mol de SO}_3} = 39,9 \text{ g de SO}_3$$

- a) Determinamos el rendimiento del proceso:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{cantidad real}}{\text{cantidad teórica}} \cdot 100 = \frac{30 \text{ g de SO}_3 \text{ reales}}{39,9 \text{ g de SO}_3 \text{ teóricos}} \cdot 100 = 75,19 \%$$

- b) Para calcular las moléculas de oxígeno que han reaccionado debemos calcular los moles utilizando la estequiometría de la reacción:

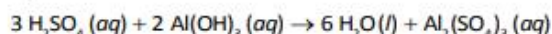
$$0,498 \text{ mol de SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ mol de SO}_2} = 0,249 \text{ mol de O}_2$$

Y teniendo en cuenta el número de Avogadro:

$$0,249 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2$$

7. En la reacción sin ajustar: $\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) + \text{Al}(\text{OH})_3 (\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 (\text{aq})$
 ¿Qué cantidad, en gramos, de hidróxido de aluminio se necesita para que reaccione con todo el ácido sulfúrico contenido en 20 mL de ácido de 1,96 g/mL de densidad y 92 % de riqueza?

Escribimos la ecuación química ajustada:



Con la densidad calculamos la masa que corresponde al volumen de ácido sulfúrico:

$$20 \text{ mL de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial} \cdot \frac{1,96 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}}{1 \text{ mL de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}} = 39,2 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}$$

Teniendo en cuenta el dato de la riqueza:

$$39,2 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial} \cdot \frac{92 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}}{100 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}} = 36,064 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}$$

Con la masa, en gramos, y a través de la masa molar hallamos la cantidad de sustancia, en mol:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,008 \cdot 2 + 32,06 + 16,00 \cdot 4 = 98,076 \text{ g/mol}$$

$$36,064 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4}{98,076 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4} = 0,3677 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

La estequiometría de la reacción nos permite calcular la cantidad de hidróxido de aluminio que se necesita para que reaccione todo el ácido sulfúrico:

$$0,3677 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol de } \text{Al}(\text{OH})_3}{3 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4} = 0,2451 \text{ mol de } \text{Al}(\text{OH})_3$$

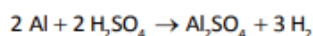
Pasamos a masa la cantidad anterior:

$$M[\text{Al}(\text{OH})_3] = 26,98 + (1,008 + 16,00) \cdot 3 = 78,004 \text{ g/mol}$$

$$0,2451 \text{ mol de } \text{Al}(\text{OH})_3 \cdot \frac{78,004 \text{ g de } \text{Al}(\text{OH})_3}{1 \text{ mol de } \text{Al}(\text{OH})_3} = 19,12 \text{ g de } \text{Al}(\text{OH})_3$$

8. El aluminio reacciona con el ácido sulfúrico dando sulfato de aluminio e hidrógeno. Se hacen reaccionar 500 mg de aluminio con 40 mL de H_2SO_4 1,25 M. ¿Cuántos gramos de hidrógeno se obtendrán como máximo?

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

2 Al	+	2 H ₂ SO ₄	→	Al ₂ SO ₄	+	3 H ₂
2 mol de aluminio	con	3 mol de ácido sulfúrico	reaccionan para dar	1 mol de sulfato de aluminio	y	3 mol de hidrógeno
500 mg = 0,5 g		40 mL = $40 \cdot 10^{-3}$ L, 1,25 M				

3. Puesto que conocemos la masa de uno de los reactivos, y el volumen y la concentración del otro, calculamos la cantidad de sustancia en cada caso:

$$0,5 \text{ g de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{26,98 \text{ g de Al}} = 0,0185 \text{ mol de Al}$$

$$40 \cdot 10^{-3} \text{ L de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{4 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L de H}_2\text{SO}_4} = 0,05 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Uno de los dos reactivos actúa de reactivo limitante. Determinamos el reactivo limitante teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$0,0185 \text{ mol de Al} \cdot \frac{3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol de Al}} = 0,02775 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Esta cantidad es menor que los 0,05 moles que tenemos de esta sustancia, ácido sulfúrico, H_2SO_4 . Por tanto, el reactivo limitante es el aluminio, Al.

4. La cantidad máxima de hidrógeno que se puede obtener es la que permite la cantidad existente del reactivo limitante:

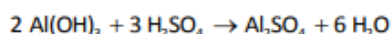
$$0,0185 \text{ mol de Al} \cdot \frac{3 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ mol de Al}} = 0,02775 \text{ mol de H}_2$$

$$M(\text{H}_2) = 1,008 \cdot 2 = 2,016 \text{ g/mol}$$

$$0,02775 \text{ mol de H}_2 \cdot \frac{2,016 \text{ g de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 0,0559 \text{ g de H}_2 \approx 56 \text{ mg de H}_2$$

9. Cuando un ácido reacciona con una base, neutralizan sus efectos. ¿Será suficiente añadir 18 g de hidróxido de aluminio a 200 mL de una disolución de ácido sulfúrico 1,5 M para tener un medio neutro? Determina si después de la reacción tenemos un medio ácido o básico.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

2 Al(OH) ₃	+	3 H ₂ SO ₄	→	Al ₂ SO ₄	+	3 H ₂ O
2 mol de hidróxido de aluminio	con	3 mol de ácido sulfúrico	reaccionan para dar	1 mol de sulfato de aluminio	y	6 mol de agua
18 g		200 mL, 1,5 M				

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Puesto que conocemos las cantidades de los dos reactivos, lo más probable es que uno de ellos actúe de reactivo limitante; determinaremos cuál:

$$M[\text{Al(OH)}_3] = 26,98 + (16,00 + 1,008) \cdot 3 = 78,004 \text{ g/mol}$$

$$18 \text{ g de } \text{Al(OH)}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{Al(OH)}_3}{78,004 \text{ g de } \text{Al(OH)}_3} = 0,23 \text{ mol de } \text{Al(OH)}_3$$

$$200 \cdot 10^{-3} \text{ L de } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1,5 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L de } \text{H}_2\text{SO}_4} = 0,3 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Determinamos el reactivo limitante teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$0,23 \text{ mol de } \text{Al(OH)}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol de } \text{Al(OH)}_3} = 0,345 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Esta cantidad es mayor que los 0,3 mol que tenemos de esta sustancia. Por tanto, el reactivo limitante es precisamente el ácido sulfúrico, H₂SO₄.

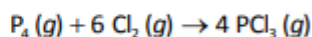
Sobra Al(OH)₃ y, por tanto, después de la reacción tendremos un **medio básico**.

10. El $P_4(g)$ reacciona con el $Cl_2(g)$ para dar $PCl_3(g)$. En un recipiente de 15 L que contiene Cl_2 en condiciones estándar se introducen 20 g de fósforo y se ponen en condiciones de reaccionar.

- ¿Cuál es la máxima cantidad de tricloruro de fósforo que se puede obtener?
- Determina la presión que ejercerá si se recoge en un recipiente de 15 L a $50^\circ C$.

Datos: $R = 0,082 \text{ (atm}\cdot\text{L)} / (\text{mol}\cdot\text{K})$, cond. est.: $0^\circ C$, 105 Pa; $1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

- Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



- Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

$P_4(g)$	+	$6 Cl_2(g)$	$\rightarrow$	$4 PCl_3(g)$
1 mol de fósforo	con	6 mol de cloro	reaccionan para dar	4 mol de tricloruro de fósforo
20 g		15 L en cond. est.		15 L, $50^\circ C$

- Expresamos la cantidad, en mol, de las sustancias que reaccionan. Puesto que conocemos la masa de un reactivo, y el volumen en condiciones estándar del otro reactivo, lo más probable es que uno de ellos actúe de reactivo limitante. Determinaremos cuál:

Primer reactivo, $P_4(g)$:

$$M(P_4) = 30,97 \cdot 4 = 123,88 \text{ g/mol}$$

$$20 \text{ g de } P_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de } P_4}{123,88 \text{ g de } P_4} = 0,161 \text{ mol de } P_4$$

Segundo reactivo, $Cl_2(g)$:

$$p = 10^5 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 0,987 \text{ atm}$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,987 \text{ atm} \cdot 15 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}} = 0,661 \text{ mol de } Cl_2$$

Determinamos el reactivo limitante teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$0,161 \text{ mol de } P_4 \cdot \frac{6 \text{ mol de } Cl_2}{1 \text{ mol de } P_4} = 0,966 \text{ mol de } Cl_2$$

Esta cantidad es mayor que los 0,661 mol de Cl_2 que tenemos de esta sustancia. Por tanto, el reactivo limitante es Cl_2 .

- Calculamos la cantidad de tricloruro de fósforo que se obtiene a partir de la cantidad existente del reactivo limitante. La estequiometría de la reacción permite determinarla:

$$0,661 \text{ mol de } Cl_2 \cdot \frac{4 \text{ mol de } PCl_3}{6 \text{ mol de } Cl_2} = 0,441 \text{ mol de } PCl_3$$

- Utilizando las leyes de los gases, determinamos la presión que ejerce en las condiciones del problema:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,441 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (50 + 273) \text{ K}}{15 \text{ L}} = 0,778 \text{ atm}$$

7.5 Anexo V. Rúbrica para evaluar las relaciones de ejercicios y preguntas

	EXPERTO 4	AVANZADO 3	APRENDIZ 2	NOVEL 1
Orden y limpieza 20%	Problemas presentados de forma ordenada, claros y fáciles de leer.	La mayoría de los problemas son presentados de forma ordenada, claros y fáciles de leer.	Poca claridad y organización, resulta difícil de leer.	Información desorganizada, difícil de leer y entender.
Planteamiento 20%	Interpreta de forma correcta los datos, detalla los pasos seguidos y demuestra la comprensión del problema.	Interpreta de forma correcta los datos, demuestra la comprensión del problema.	A veces interpreta de forma correcta los datos, comete errores.	No interpreta los datos de forma correcta, no comprende qué pide el problema.
Diagramas y esquemas 20%	Realiza diagramas, esquemas y/o dibujos explicativos, claros y fáciles de entender.	Realiza diagramas, esquemas y/o dibujos explicativos.	Realiza pocos diagramas, esquemas y/o dibujos explicativos y son difíciles de entender.	No realiza diagramas, esquemas ni dibujos.
Notación matemática y uso de unidades 20%	Utiliza el lenguaje matemático e indica todas las unidades de medida.	Utiliza el lenguaje matemático e indica casi todas las unidades de medida.	Utiliza el lenguaje matemático e indica pocas unidades de medida.	Utiliza poco el lenguaje matemático y no indica las unidades de medida.
Solución 20%	Las soluciones son correctas y se ha esforzado para encontrarlas.	La mayoría de las soluciones son correctas.	Pocas soluciones son correctas, pero se esfuerza en intentar corregirlas.	Las soluciones son incorrectas y no se preocupa en intentar buscar la solución correcta.

7.6 Anexo VI. Práctica de laboratorio sobre reactivo limitante y rendimiento

Reactivos necesarios:

- CaCl₂
- Na₂CO₃
- CaCO₃
- Disolución de AgNO₃
- Disolución de NH₃
- Disolución de HCl
- Disolución de NaOH

Material:

- | | |
|-----------------------|-----------------------|
| -Soporte universal | -Cuentagotas |
| -Aro soporte | -Balanza electrónica |
| -Rejilla | -Embudo de vidrio |
| -Vasos de precipitado | -Papel de filtro |
| -Matraz Erlenmeyer | -Termómetro |
| -Varilla para agitar | -Tubos de ensayo |
| -Mechero Bunsen | -Mechero de encendido |
| -Vidrio de reloj | -Gradilla |
| -Espátula | |

REACCIÓN DE PRECIPITACIÓN.

Procedimiento: Pesar entre 4 a 6 g de CaCl₂ y disolver en 50 mL de agua en un vaso de precipitado, en otro vaso pesar entre 6 a 9 g de Na₂CO₃ · 10 H₂O y se disuelven en 50 mL de agua. Calentar y agitar para facilitar la disolución (sobre unos 50 °C, no llegar a hervir). Mezclar ambas disoluciones en el matraz Erlenmeyer con ayuda de un embudo y enfriar colocando el matraz en un vaso con agua fría. Una vez alcanzada la temperatura ambiente, agitar y filtrar en un filtro previamente pesado en un embudo de vidrio con ayuda del soporte y el aro. Lavar el precipitado con 50 mL de agua, para comprobar que no quedan cloruros ni carbonatos tras el lavado, añadir unas gotas de disolución de AgNO₃ al agua filtrada tras el de lavado (si precipita cloruro o carbonato de plata se forma nube blanca). Secar el papel de filtro mediante un radiador o secador (15 min aproximadamente) y se calcular la masa de carbonato precipitada.

A continuación, separar en tres porciones el precipitado recogido del papel de filtro y añadirlo a tres tubos de ensayo colocados en una gradilla. Añadir al primer tubo

una disolución 0,1 M de NH_3 , al segundo una disolución 0,1 M de HCl y al tercero una disolución 0,1 M de NaOH . Observar qué ocurre en cada caso.

Cuestiones previas:

1. Escribe y ajusta la reacción de CaCO_3 a partir de CaCl_2 y Na_2CO_3 disueltos.
2. Calcula el número de moles de CaCl_2 y de $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$ en 6 g
4. Escribe y ajusta la reacción de CaCl_2 y Na_2CO_3 disueltos al mezclarse cada uno con AgNO_3 disuelto.

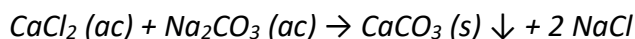
Cuestiones:

1. Calcula el número de moles según las masas de los reactivos pesados.
2. Anota la masa del filtro, la masa del filtro con el precipitado y la masa del precipitado.
3. Indica el número de moles de productos.
4. Indica qué reactivo era el limitante.
5. Calcula el rendimiento de la reacción.
6. Calcula la concentración de NaCl en el agua obtenida tras la primera filtración.
7. Razona por qué el AgNO_3 enturbia el agua del grifo y el agua del lavado.
8. Razona por qué hay que lavar el precipitado de carbonato de calcio.
9. ¿Qué factores experimentales pueden introducir errores en los cálculos?
10. ¿En qué tubo de ensayo y con qué disolución añadida se produce la disolución del precipitado? Escribe y ajusta la reacción que se produce en ese tubo.

Solucionario. Práctica de laboratorio sobre reactivo limitante y rendimiento.

Cuestiones previas:

1. Escribe y ajusta la reacción de CaCO_3 a partir de CaCl_2 y Na_2CO_3 disueltos.

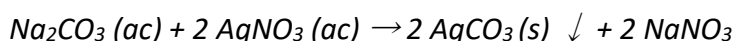
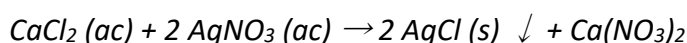


2. Calcula el número de moles de CaCl_2 (PM=110) y de $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ (PM=286,14) en 6 g.

$$6 \text{ g } \text{CaCl}_2 \frac{1 \text{ mol}}{110 \text{ g}} = 0,054 \text{ mol } \text{CaCl}_2$$

$$6 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O} \frac{1 \text{ mol}}{286,14 \text{ g}} = 0,021 \text{ mol } \text{CaCl}_2$$

4. Escribe y ajusta la reacción de CaCl_2 y Na_2CO_3 disueltos al mezclarse cada uno con AgNO_3 disuelto.



Cuestiones:

1. Calcula el número de moles según las masas de los reactivos pesados.

Ejemplo si se pesan 6 g:

$$6 \text{ g } \text{CaCl}_2 \frac{1 \text{ mol}}{110 \text{ g}} = 0,054 \text{ mol } \text{CaCl}_2$$

$$6 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O} \frac{1 \text{ mol}}{286,14 \text{ g}} = 0,021 \text{ mol } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$$

2. Anota la masa del filtro, la masa del filtro con el precipitado y la masa del precipitado.

Ejemplo:

Masa filtro = 2 g

Masa filtro con precipitado = 3,2 g

Masa del precipitado = 1,2 g

3. Indica qué reactivo era el limitante.

$$6 \text{ g } \text{CaCl}_2 \frac{1 \text{ mol}}{110 \text{ g}} = 0,054 \text{ mol } \text{CaCl}_2$$

$$6 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O} \frac{1 \text{ mol}}{286,14 \text{ g}} = 0,021 \text{ mol } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$$

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción que es 1:1, el reactivo limitante sería el $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$.

4. Indica el número de moles de productos.

$$0,021 \text{ mol } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O} \frac{1 \text{ mol } \text{CaCO}_3}{1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}} = 0,021 \text{ mol } \text{CaCO}_3$$

$$0,021 \text{ mol } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O} \frac{1 \text{ mol } \text{NaCl}}{1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}} = 0,021 \text{ mol } \text{NaCl}$$

5. Calcula el rendimiento de la reacción.

En primer lugar, se calcula la masa teórica que se obtendría, para ello se emplean los moles de reactivo limitante y la estequiometría que es 1:1.

$$0,021 \text{ mol } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O} \frac{1 \text{ mol } \text{CaCO}_3}{1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}} \frac{100,08 \text{ g } \text{CaCO}_3}{1 \text{ mol } \text{CaCO}_3} = 2,10 \text{ g } \text{CaCO}_3$$

$$\text{Rendimiento} = \frac{1,2 \text{ g experimentales}}{2,1 \text{ g teóricos}} * 100 = 57\%$$

6. Calcula la concentración de NaCl en el agua obtenida tras la primera filtración.

$$0,021 \text{ mol } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O} \frac{1 \text{ mol } \text{NaCl}}{1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}} = 0,021 \text{ mol } \text{NaCl}$$

La concentración se calcula en los 50 mL de agua utilizada para el lavado:

$$\frac{0,021 \text{ mol } \text{NaCl}}{0,05 \text{ L}} = 0,42 \text{ M}$$

7. Razona por qué el AgNO_3 enturbia el agua del grifo y el agua del lavado.

Se forma una nube blanca debido a la precipitación de cloruro y/o carbonato de plata.

8. Razona por qué hay que lavar el precipitado de carbonato de calcio.

Para eliminar el reactivo en exceso o el NaCl que pueda quedar en el filtro y obtener el carbonato de calcio lo más limpio posible.

9. ¿Qué factores experimentales pueden introducir errores en los cálculos?

Los errores pueden ser debidos al error en la pesada de los reactivos, de los productos obtenidos, así como el error en los cálculos.

10. ¿En qué tubo de ensayo y con qué disolución añadida se produce la disolución del precipitado? Escribe y ajusta la reacción que se produce en ese tubo.

En el tubo que se añade HCl.



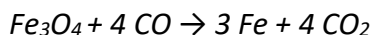
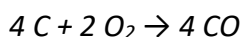
7.7 Anexo VII. Rúbrica para evaluar el trabajo y la exposición

	EXPERTO 4	AVANZADO 3	APRENDIZ 2	NOVEL 1
Trabajo cooperativo 20%	Participa y atiende a las responsabilidades siempre, presenta habilidades de liderazgo y saber escuchar. Propone ideas útiles.	Participa y atiende a las responsabilidades usualmente. Refina las ideas propuestas por los demás.	Solo escucha y no participa activamente.	No escucha ni participa y causa problemas en el grupo.
Contenido 20%	Recoge la información adecuada, cumple los objetivos del trabajo.	Recoge la información, aunque alguna no sea la más adecuada. Cumple la mayoría de los objetivos.	La información no es lo suficientemente correcta. No cumple la mayoría de los objetivos.	La información no es correcta y falta objetividad para expresarla.
Teoría y bibliografía 20%	Relaciona la información con la teoría. Las fuentes para la consulta de la información son fiables y cumple con la citación.	Relaciona la información con la teoría. La mayoría de las fuentes para la consulta de la información son fiables y cumple con la citación.	No tiene claro la teoría para aplicarla. Pocas fuentes que emplea son fiables, aunque cumple con la citación.	No tiene claro la teoría para aplicarla. Las fuentes que emplea no son fiables y no las cita.
Presentación oral 20%	Cumple con los aspectos formales. Clara, vistosa y bien explicado. Poco texto en las diapositivas.	Cumple con los aspectos formales. Clara, vistosa y bien explicado. Demasiado texto en las diapositivas.	No cumple con algunos aspectos formales. Demasiado texto en las diapositivas.	Diapositivas nada claras, desorganizadas, demasiado texto.
Actitud 20%	Explica con claridad, tono de voz elevado y buena pronunciación. No lee.	Explica con claridad, tono de voz elevado y buena pronunciación. A veces necesita leer sus anotaciones.	No explica con claridad, lee la mayoría de la exposición.	No explica con claridad. Lee toda la exposición y demuestra que no tiene clara la información que está dando.

7.8 Anexo VIII. Relación de preguntas sobre siderurgia y metalurgia para la técnica *Puzzle de Aronson*.

Solucionario.

1. Escribe la ecuación química del proceso completo de obtención del hierro a partir de magnetita.



Se puede escribir: $4 C + 2 O_2 + Fe_3O_4 \rightarrow 3 Fe + 4 CO_2$

2. El $CaCO_3$ se descompone cuando se calienta, dando CaO y CO_2 . Escribe la ecuación de esta reacción e indica hacia qué parte del alto horno (superior o inferior) avanzará cada una de estas sustancias.



El óxido de calcio cae dentro del horno, mientras que el CO_2 gaseoso asciende.

3. La piritas es un mineral de hierro. Su utilización en los altos hornos puede provocar importantes daños medioambientales, ¿por qué? Indica la composición cualitativa de los gases que se pueden liberar en la parte superior de un alto horno.

Porque contiene azufre y en el alto horno puede dar lugar a óxidos de azufre que provoquen lluvia ácida. Al inyectar aire saldrán los gases que componen el aire, N_2 y O_2 , junto con óxidos de nitrógeno. Además, el CO_2 y el CO , que forman parte de la reacción, también pueden salir.

4. Ordena, según la proporción de carbono, el hierro dulce, el hierro de fundición y el acero. Razona por qué los utensilios de cocina son de acero y no de hierro.

Fundición > acero > hierro dulce

5. El acero sufre una dilatación similar al hormigón, por eso ambos se utilizan conjuntamente en el hormigón armado. Explica qué problemas se podrían derivar para la construcción de estructuras con hormigón armado si el acero sufriese una dilatación mayor que el hormigón.

Bajo temperaturas extremas se dilatarían longitudes muy diferentes comprometiendo el trabajo conjunto de ambos materiales. Se fabricarían tensiones internas que harían que el hormigón se resquebrajase; así, al perder cohesión interna, pierde resistencia entre las cargas.

6. Explica qué es la corrosión, por qué se produce, qué metales son más favorables y de qué forma se puede proteger a los metales de la corrosión.

La corrosión es el deterioro de un material a consecuencia de un ataque electroquímico por su entorno. Se trata de la tendencia que tienen los materiales a buscar su forma de mayor estabilidad o de menor energía interna mediante una reacción química (oxido-reducción) en la que intervienen tres factores: la pieza manufacturada, el ambiente y el agua, o por medio de una reacción electroquímica.

Para evitar la corrosión se puede emplear una capa que aisle a este metal del oxígeno y del agua o emplear materiales menos susceptibles como aceros inoxidable, aluminios, cerámicas, polímeros (plásticos)... El metal que más se corroe es el hierro y los llamados metales ferrosos como manganeso, molibdeno, cobalto, tungsteno, titanio, cromo.

7.9 Anexo IX. Examen final

1. Ajusta y di de qué tipo son las siguientes reacciones:

- a) $\text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Mn} + \text{Al}_2\text{O}_3$
- b) $\text{HCl} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{ZnS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$
- d) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CaO}$
- e) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
- f) $\text{TiCl}_4 + \text{Na} \rightarrow \text{Ti} + \text{NaCl}$
- g) $\text{PbS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{PbO} + \text{SO}_2$
- h) $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- i) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$

2. Por cada 17 g de NH_3 que se recogen, ¿cuántos gramos de N_2 y de H_2 deben entrar en el reactor? ¿Es esta la cantidad de N_2 e H_2 que hay en el reactor? Razona tu respuesta.

3. Para determinar la riqueza en magnesio de una aleación se toma una muestra de 2,83 g de esta y se la hace reaccionar con oxígeno en unas condiciones en las que solo se obtienen 3,6 g de óxido de magnesio. ¿Cuál será el porcentaje de magnesio en la aleación?

4. Cuando el cloruro de calcio reacciona con carbonato de sodio se obtiene un precipitado blanco de carbonato de calcio y otra sustancia. Si se mezclan 20 mL de una disolución 5 M en Na_2CO_3 con 30 mL de disolución 4 M en CaCl_2 , calcula la cantidad de CaCO_3 que se obtendrá.

5. Cuando una persona sufre intoxicación por monóxido de carbono se le aplica oxígeno para que el monóxido se transforme en dióxido de carbono, ya que este gas no es venenoso. A una persona intoxicada se le ha administrado el oxígeno que se encontraba en una bombona de 2 L, a 3 atm de presión y a 25 °C. Calcula el volumen de monóxido de carbono que ha podido reaccionar como máximo con esa cantidad de

oxígeno y el volumen de dióxido de carbono que se habrá obtenido si ambos se miden a 1 atm y a 25 °C. Dato: $R = 0,082 \text{ (atm}\cdot\text{L)/ (mol}\cdot\text{K)}$.

6. El butano, C_4H_{10} , arde por acción del oxígeno dando dióxido de carbono y agua. ¿Qué volumen de aire, a 1 atm de presión y 25 °C, se necesita para reaccionar con 2,5 kg de butano? Datos: $R = 0,082 \text{ (atm}\cdot\text{L)/ (mol}\cdot\text{K)}$, 20,95 % en volumen de oxígeno en aire.

7. El óxido de hierro(III) es un compuesto que se utiliza, entre otras cosas, para fabricar cintas de grabación magnética. Para determinar su riqueza en una muestra se le hace reaccionar con hidrógeno gaseoso, y como resultado se obtiene hierro y agua.

a) Determina el porcentaje en óxido de hierro(III) si 100 g de muestra consumen 33,6 L de H_2 , medidos a 0 °C y 1 atm.

b) ¿Qué cantidad de hierro se depositará en el proceso?

Dato: $R = 0,082 \text{ (atm}\cdot\text{L)/ (mol}\cdot\text{K)}$.

8. Calcula el volumen de nitrógeno, medido a 0 °C y 1 atm, que produce la ignición de 65 g de azida de sodio: $\text{NaN}_3 \rightarrow \text{Na} + \text{N}_2$

9. En la siguiente reacción: $\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (aq)} + \text{Al(OH)}_3 \text{ (aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (l)} + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ (aq)}$ ¿Qué cantidad, en gramos, de hidróxido de aluminio se necesita para que reaccione con todo el ácido sulfúrico contenido en 20 mL de ácido de 1,96 g/mL de densidad y 92 % de riqueza?

10. Escribe el proceso químico global de fabricación de ácido nítrico a partir del amoníaco.

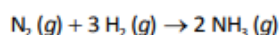
Solucionario. Examen final.

1. Ajusta y di de qué tipo son las siguientes reacciones:

- | | |
|--|--|
| a) $\text{Mn}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow 2 \text{Mn} + \text{Al}_2\text{O}_3$ | <i>Reacción de oxidación-reducción</i> |
| b) $2 \text{HCl} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | <i>Reacción de doble sustitución, ácido-base</i> |
| c) $\text{ZnS} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$ | <i>Reacción de sustitución o desplazamiento</i> |
| d) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CaO}$ | <i>Reacción de descomposición</i> |
| e) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$ | <i>Reacción de síntesis</i> |
| f) $\text{TiCl}_4 + 4 \text{Na} \rightarrow \text{Ti} + 4 \text{NaCl}$ | <i>Reacción de desplazamiento o sustitución, oxidación-reducción</i> |
| g) $\text{PbS} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{PbO} + \text{SO}_2$ | <i>Reacción de desplazamiento, oxidación-reducción</i> |
| h) $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ | <i>Reacción de desplazamiento, ácido-base</i> |
| i) $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$ | <i>Reacción de descomposición, oxidación-reducción</i> |

2. Por cada 17 g de NH_3 que se recogen, ¿cuántos gramos de N_2 y de H_2 deben entrar en el reactor? ¿Es esta la cantidad de N_2 e H_2 que hay en el reactor? Razona tu respuesta.

La reacción química ajustada es:



Calculamos la masa molar para conocer los moles de amoníaco:

$$M(\text{NH}_3) = 14,01 + 1,008 \cdot 3 = 17,034 \text{ g/mol}$$

$$17 \text{ g de } \text{NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{NH}_3}{17,034 \text{ g de } \text{NH}_3} = 0,998 \text{ mol de } \text{NH}_3$$

Por la estequiometría de la reacción calculamos los moles de nitrógeno e hidrógeno que intervienen:

$$0,998 \text{ mol de } \text{NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{N}_2}{2 \text{ mol de } \text{NH}_3} = 0,499 \text{ mol de } \text{N}_2$$

$$0,998 \text{ mol de } \text{NH}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol de } \text{H}_2}{2 \text{ mol de } \text{NH}_3} = 1,497 \text{ mol de } \text{H}_2$$

Pasamos de cantidad, en mol, a masa, en gramos, usando la masa molar:

$$M(\text{N}_2) = 14,01 \cdot 2 = 28,02 \text{ g/mol}$$

$$0,499 \text{ mol de } \text{N}_2 \cdot \frac{28,02 \text{ g de } \text{N}_2}{1 \text{ mol de } \text{N}_2} = 13,98 \text{ g de } \text{N}_2 \approx 14 \text{ g de } \text{N}_2$$

$$M(\text{H}_2) = 1,008 \cdot 2 = 2,016 \text{ g/mol}$$

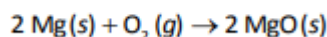
$$1,497 \text{ mol de } \text{H}_2 \cdot \frac{2,016 \text{ g de } \text{H}_2}{1 \text{ mol de } \text{H}_2} = 3,018 \text{ g de } \text{H}_2 \approx 3 \text{ g de } \text{H}_2$$

En el reactor deben entrar 14 g de nitrógeno y 3 gramos de hidrógeno.

No es esta la cantidad de nitrógeno e hidrógeno que hay en el interior del reactor, hay más. La reacción no es completa y hay siempre nitrógeno e hidrógeno reciclados.

3. Para determinar la riqueza en magnesio de una aleación se toma una muestra de 2,83 g de esta y se la hace reaccionar con oxígeno en unas condiciones en las que solo se obtienen 3,6 g de óxido de magnesio. ¿Cuál será el porcentaje de magnesio en la aleación?

1. En primer lugar escribimos la ecuación química ajustada de la reacción:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

2 Mg (s)	+	O ₂ (g)	→	2 MgO (s)
2 mol de magnesio	con	1 mol de oxígeno	reaccionan para dar	2 mol de óxido de magnesio
2,83 g de muestra		2 L, 3 atm, 25 °C		3,6 g

3. Expresamos en mol la cantidad de MgO que se obtiene:

$$M(\text{MgO}) = 24,31 + 16,00 = 40,31 \text{ g/mol}$$

$$3,6 \text{ g de MgO} \cdot \frac{1 \text{ mol de MgO}}{40,31 \text{ g de MgO}} = 8,93 \cdot 10^{-2} \text{ mol de MgO}$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen. Hallamos la cantidad de magnesio que ha reaccionado:

$$8,93 \cdot 10^{-2} \text{ mol de MgO} \cdot \frac{1 \text{ mol de Mg}}{1 \text{ mol de MgO}} = 8,93 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Mg}$$

Calculamos el equivalente en gramos y esa será la cantidad de Mg que hay en la muestra. El resultado nos permite calcular el porcentaje de magnesio en la aleación:

$$8,93 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Mg} \cdot \frac{24,31 \text{ g de Mg}}{1 \text{ mol de Mg}} = 2,17 \text{ g de Mg}$$

$$\% \text{ en Mg} = \frac{2,17 \text{ g de Mg}}{2,83 \text{ g de muestra}} \cdot 100 = 76,7 \% \text{ de Mg}$$

4. Cuando el cloruro de calcio reacciona con carbonato de sodio se obtiene un precipitado blanco de carbonato de calcio y otra sustancia. Si se mezclan 20 mL de una disolución 5 M en Na_2CO_3 con 30 mL de disolución 4 M en CaCl_2 , calcula la cantidad de CaCO_3 que se obtendrá.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

CaCl_2	+	Na_2CO_3	$\rightarrow$	CaCO_3	+	2 NaCl
1 mol de cloruro de calcio	con	1 mol de carbonato de sodio	reaccionan para dar	1 mol de carbonato de calcio	y	2 mol de cloruro de sodio
30 mL = $30 \cdot 10^{-3}$ L, 4 M		20 mL = $20 \cdot 10^{-3}$ L, 5 M				

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Puesto que conocemos los volúmenes y las concentraciones de los dos reactivos:

$$30 \cdot 10^{-3} \text{ L de } \text{CaCl}_2 \cdot \frac{4 \text{ mol de } \text{CaCl}_2}{1 \text{ L de } \text{CaCl}_2} = 0,12 \text{ mol de } \text{CaCl}_2$$

$$20 \cdot 10^{-3} \text{ L de } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{5 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ L de } \text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,1 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

Uno de ellos actúa como reactivo limitante. La estequiometría de la reacción indica que interviene el mismo número de moles de cada uno de los reactivos. En consecuencia, el reactivo limitante es el Na_2CO_3 .

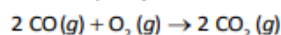
4. El precipitado blanco es el CaCO_3 ; calculamos la cantidad de carbonato de calcio que se obtiene a partir de la cantidad existente del reactivo limitante. La estequiometría de la reacción dice que se obtendrá el mismo número de moles que de Na_2CO_3 :

$$M(\text{CaCO}_3) = 40,08 + 12,00 + 16,00 \cdot 3 = 100,08 \text{ g/mol}$$

$$0,1 \text{ mol de } \text{CaCO}_3 \cdot \frac{100,08 \text{ g de } \text{CaCO}_3}{1 \text{ mol de } \text{CaCO}_3} = 10 \text{ g de } \text{CaCO}_3$$

5. Cuando una persona sufre intoxicación por monóxido de carbono se le aplica oxígeno para que el monóxido se transforme en dióxido de carbono, ya que este gas no es venenoso. A una persona intoxicada se le ha administrado el oxígeno que se encontraba en una bombona de 2 L, a 3 atm de presión y a 25 °C. Calcula el volumen de monóxido de carbono que ha podido reaccionar como máximo con esa cantidad de oxígeno y el volumen de dióxido de carbono que se habrá obtenido si ambos se miden a 1 atm y a 25 °C. Dato: $R = 0,082 \text{ (atm}\cdot\text{L)} / (\text{mol}\cdot\text{K})$.

1. Escribimos la ecuación química de cada reacción y la ajustamos:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

2 CO (s)	+	O ₂ (g)	→	2 CO ₂ (g)
2 mol de monóxido de carbono	con	1 mol de oxígeno	reaccionan para dar	2 mol de monóxido de carbono
1 atm, 25 °C		2 L, 3 atm, 25 °C		1 atm, 25 °C

3. Expresamos en mol la cantidad de las sustancias que reaccionan. Como el O₂ es un gas, utilizamos la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{3 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (25 + 273) \text{ K}} = 0,246 \text{ mol de O}_2$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen.

La cantidad de monóxido de carbono que reacciona será:

$$0,246 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de CO}}{1 \text{ mol de O}_2} = 0,492 \text{ mol de CO}$$

La cantidad de dióxido de carbono que se forma será:

$$0,246 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = 0,492 \text{ mol de CO}_2$$

En ambos casos la cantidad de partículas es la misma. El volumen de gas que se obtiene es:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,492 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (25 + 273) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 12 \text{ L}$$

6. El butano, C_4H_{10} , arde por acción del oxígeno dando dióxido de carbono y agua. ¿Qué volumen de aire, a 1 atm de presión y 25 °C, se necesita para reaccionar con 2,5 kg de butano? Datos: $R = 0,082 \text{ (atm}\cdot\text{L)/(mol}\cdot\text{K)}$, 20,95 % en volumen de oxígeno en aire.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

2 C_4H_{10}	+	13 O_2	→	8 CO_2	+	10 H_2O
2 mol de butano	con	13 mol de oxígeno	reaccionan para dar	8 mol de dióxido de carbono	y	10 mol de agua
2,5 kg = $2,5 \cdot 10^3 \text{ g}$		1 atm, 25 °C				

3. Expresamos en mol la cantidad de propano. Como es un gas, utilizamos la ecuación de estado de los gases ideales:

$$M(C_4H_{10}) = 12,00 \cdot 4 + 1,008 \cdot 10 = 58,08 \text{ g/mol}$$

$$2,5 \cdot 10^3 \text{ g de } C_4H_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_4H_{10}}{58,08 \text{ g de } C_4H_{10}} = 43,044 \text{ mol de } C_4H_{10}$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular los moles de oxígeno que intervienen:

$$43,044 \text{ mol de } C_4H_{10} \cdot \frac{13 \text{ mol de } O_2}{2 \text{ mol de } C_4H_{10}} = 279,79 \text{ mol de } O_2$$

Como es un gas, la ley de los gases permite determinar el volumen que ocupará en las condiciones del problema:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{279,79 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (25 + 273) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 6837 \text{ L de } O_2$$

La proporción de oxígeno en el aire nos permite calcular el volumen de aire que se precisa:

$$6837 \text{ L de } O_2 \cdot \frac{100 \text{ L de aire}}{20,95 \text{ L de } O_2} = 32634 \text{ L de aire} = 32,63 \text{ m}^3 \text{ de aire}$$

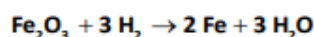
7. El óxido de hierro(III) es un compuesto que se utiliza, entre otras cosas, para fabricar cintas de grabación magnética. Para determinar su riqueza en una muestra se le hace reaccionar con hidrógeno gaseoso, y como resultado se obtiene hierro y agua.

a) Determina el porcentaje en óxido de hierro(III) si 100 g de muestra consumen 33,6 L de H_2 , medidos a $0^\circ C$ y 1 atm.

b) ¿Qué cantidad de hierro se depositará en el proceso?

Dato: $R = 0,082 \text{ (atm}\cdot\text{L)/(mol}\cdot\text{K)}$.

1. Escribimos la ecuación química de la reacción y la ajustamos:



2. Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

Fe_2O_3	+	$3 H_2$	$\rightarrow$	$2 Fe$	+	$3 H_2O$
1 mol de óxido de hierro(III)	reacciona con	3 mol de hidrógeno	para dar	2 mol de hierro	y	3 mol de agua
100 g de muestra		33,6 L a $0^\circ C$ y 1 atm				

3. Expresamos en mol la cantidad de hidrógeno. Como es un gas en las condiciones dadas:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 33,6 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (0 + 273) \text{ K}} = 1,5 \text{ mol de } H_2$$

4. La estequiometría de la reacción permite calcular las cantidades de las otras sustancias que intervienen:

- a) Inicialmente calculamos la cantidad de Fe_2O_3 que reacciona con esa cantidad de H_2 :

$$1,5 \text{ mol de } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } Fe_2O_3}{3 \text{ mol de } H_2} = 0,5 \text{ mol de } Fe_2O_3$$

Con la masa molar hallamos la masa de esa sustancia que contiene la muestra:

$$M(Fe_2O_3) = 55,85 \cdot 2 + 16,00 \cdot 3 = 159,7 \text{ g/mol}$$

$$0,5 \text{ mol de } Fe_2O_3 \cdot \frac{159,7 \text{ g de } Fe_2O_3}{1 \text{ mol de } Fe_2O_3} = 79,9 \text{ g de } Fe_2O_3$$

Puesto que esta es la cantidad que hay en 100 g de muestra, concluimos que tiene una riqueza del **79,8 %** en Fe_2O_3 .

- b) Para calcular la cantidad de hierro que se deposita:

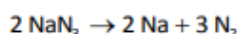
$$1,5 \text{ mol de } H_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de } Fe}{3 \text{ mol de } H_2} = 1 \text{ mol de } Fe$$

$$M(Fe) = 55,85 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ mol de } Fe \cdot \frac{55,85 \text{ g de } Fe}{1 \text{ mol de } Fe} = 55,85 \text{ g de } Fe$$

8. Calcula el volumen de nitrógeno, medido a 0 °C y 1 atm, que produce la ignición de 65 g de azida de sodio: $\text{NaN}_3 \rightarrow \text{Na} + \text{N}_2$

Escribimos la ecuación química ajustada de la reacción que tiene lugar:



Debajo de cada sustancia escribimos los datos que conocemos:

2 NaN_3	→	2 Na	+	3 N_2
2 mol de azida de sodio	se descomponen para dar	2 mol de sodio	y	3 mol de nitrógeno
65 g				0 °C y 1 atm

Expresamos en mol la cantidad de azida de sodio que reacciona:

$$M(\text{NaN}_3) = 23 + 14,01 \cdot 3 = 65,03 \text{ g/mol}$$

$$65 \text{ g de } \cancel{\text{NaN}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \cancel{\text{NaN}_3}}{65,03 \text{ g de } \cancel{\text{NaN}_3}} = 1 \text{ mol de } \text{NaN}_3$$

Por la estequiometría de la reacción calculamos los moles de nitrógeno que se obtienen:

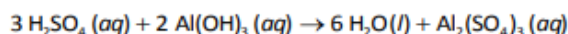
$$1 \text{ mol de } \cancel{\text{NaN}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol de } \text{N}_2}{2 \text{ mol de } \cancel{\text{NaN}_3}} = 1,5 \text{ mol de } \text{N}_2$$

Utilizamos la ecuación de los gases ideales para calcular el volumen de nitrógeno, en las condiciones dadas:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (0 + 273) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 33,6 \text{ L de } \text{N}_2$$

9. En la siguiente reacción: $\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) + \text{Al}(\text{OH})_3 (\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 (\text{aq})$ ¿Qué cantidad, en gramos, de hidróxido de aluminio se necesita para que reaccione con todo el ácido sulfúrico contenido en 20 mL de ácido de 1,96 g/mL de densidad y 92 % de riqueza?

Escribimos la ecuación química ajustada:



Con la densidad calculamos la masa que corresponde al volumen de ácido sulfúrico:

$$20 \text{ mL de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial} \cdot \frac{1,96 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}}{1 \text{ mL de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}} = 39,2 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}$$

Teniendo en cuenta el dato de la riqueza:

$$39,2 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial} \cdot \frac{92 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}}{100 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}} = 36,064 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}$$

Con la masa, en gramos, y a través de la masa molar hallamos la cantidad de sustancia, en mol:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,008 \cdot 2 + 32,06 + 16,00 \cdot 4 = 98,076 \text{ g/mol}$$

$$36,064 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4}{98,076 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4} = 0,3677 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

La estequiometría de la reacción nos permite calcular la cantidad de hidróxido de aluminio que se necesita para que reaccione todo el ácido sulfúrico:

$$0,3677 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol de } \text{Al}(\text{OH})_3}{3 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4} = 0,2451 \text{ mol de } \text{Al}(\text{OH})_3$$

Pasamos a masa la cantidad anterior:

$$M[\text{Al}(\text{OH})_3] = 26,98 + (1,008 + 16,00) \cdot 3 = 78,004 \text{ g/mol}$$

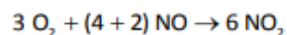
$$0,2451 \text{ mol de } \text{Al}(\text{OH})_3 \cdot \frac{78,004 \text{ g de } \text{Al}(\text{OH})_3}{1 \text{ mol de } \text{Al}(\text{OH})_3} = 19,12 \text{ g de } \text{Al}(\text{OH})_3$$

10. Escribe el proceso químico global de fabricación de ácido nítrico a partir del amoníaco.

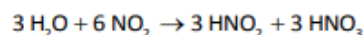
En el convertidor, los reactivos de la primera reacción son la materia prima, amoníaco y el oxígeno del aire. Se produce monóxido de nitrógeno, NO, que se reutiliza, y agua:



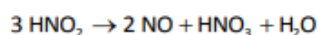
En el reactor, la segunda reacción reutiliza el monóxido de nitrógeno, NO, de la primera y última reacción con aún más oxígeno del aire:



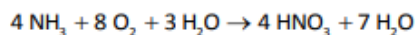
En la torre de absorción hay dos reacciones: la tercera, que reutiliza el dióxido de nitrógeno, NO₂, junto con agua:



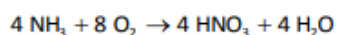
La cuarta y última que reutiliza el ácido nitroso, HNO₂, y produce monóxido de nitrógeno, NO, para devolverlo a la segunda reacción:



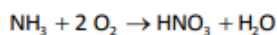
En definitiva, entran cuatro moles de amoníaco, ocho moles de oxígeno y tres moles de agua; y se producen cuatro moles de ácido nítrico y siete moles de agua:



Tres moles de agua entre los reactivos se pueden eliminar de entre los siete moles de agua entre los productos:



Y simplificando:



Un mol de amoníaco con dos moles de oxígeno dan un mol de ácido nítrico con un mol de agua.