

Temario de oposiciones

FÍSICA Y QUÍMICA

Jose Antonio Montiel Tosso
Francisco Javier Montiel Tosso



Temario de Oposiciones de Física y Química

Última edición 2016

Autores: Jose Antonio Montiel Tosso y Francisco Javier Montiel Tosso

Maquetación:

Edita: Educàlia Editorial

Imprime: SERVICECOM

ISBN: 978-84-92999-71-2

Depósito legal: En curso

Printed in Spain/Impreso en España.

Todos los derechos reservados. No está permitida la reimpresión de ninguna parte de este libro, ni de imágenes ni de texto, ni tampoco su reproducción, ni utilización, en cualquier forma o por cualquier medio, bien sea electrónico, mecánico o de otro modo, tanto conocida como los que puedan inventarse, incluyendo el fotocopiado o grabación, ni está permitido almacenarlo en un sistema de información y recuperación, sin el permiso anticipado y por escrito del editor.

Alguna de las imágenes que incluye este libro son reproducciones que se han realizado acogiéndose al derecho de cita que aparece en el artículo 32 de la Ley 22/18987, del 11 de noviembre, de la Propiedad intelectual. Educàlia Editorial agradece a todas las instituciones, tanto públicas como privadas, citadas en estas páginas, su colaboración y pide disculpas por la posible omisión involuntaria de algunas de ellas.

Educàlia Editorial

Avda de les Jacarandes 2 loft 327 46100 Burjassot-València

Tel. 963 76 85 42 - 960 624 309 - 610 900 111

Email: educaliaeditorial@e-ducalia.com

www.e-ducalia.com

TEMA 2

Historia de la física y la química.

0. Introducción.
1. Momentos claves en el desarrollo de la física y de la química.
Principales científicos o grupos de científicos implicados.
 - 1.1. Desarrollo histórico de la física y sus protagonistas.
 - 1.2. Desarrollo histórico de la química y sus protagonistas.
 - 1.3. La física en los comienzos del siglo XX.
 - 1.4. La química en los comienzos del siglo XX.
2. Problemas físicos y químicos prioritarios en la investigación actual.
3. Conclusión.
4. Bibliografía

0. INTRODUCCIÓN

La física es la ciencia que se ocupa de los componentes fundamentales del Universo, de las fuerzas que éstos ejercen entre sí y de los efectos de dichas fuerzas. En ocasiones la física moderna incorpora elementos de los tres aspectos mencionados, como ocurre con las leyes de simetría y conservación de la energía, el momento, la carga o la paridad.

La física está estrechamente relacionada con las demás ciencias naturales, y en cierto modo las engloba a todas. La química, por ejemplo, se ocupa de la interacción de los átomos para formar moléculas; gran parte de la geología moderna es, en esencia, un estudio de la física de la Tierra y se conoce como geofísica; la astronomía trata de la física de las estrellas y del espacio exterior. Incluso los sistemas vivos están constituidos por partículas fundamentales que siguen el mismo tipo de leyes que las partículas más sencillas estudiadas tradicionalmente por los físicos.

La química se dedica al estudio de la composición, estructura y propiedades de las sustancias materiales, de sus interacciones y de los efectos producidos sobre ellas al añadir o extraer energía en cualquiera de sus formas. Desde los primeros tiempos, los seres humanos han observado la transformación de las sustancias y han especulado sobre sus causas. Siguiendo la historia de esas observaciones y especulaciones se puede reconstruir la evolución gradual de las ideas y conceptos que han culminado en la química moderna.

A continuación expondremos los momentos clave de estas dos ciencias, física y química, desde sus inicios hasta nuestros días, señalando especialmente a los máximos protagonistas y sus descubrimientos o sus aportaciones teóricas y finalizaremos el tema con las líneas de investigación más importantes y los retos que dichas ciencias afrontan en la actualidad.

1. MOMENTOS CLAVES EN EL DESARROLLO DE LA FÍSICA Y DE LA QUÍMICA. PRINCIPALES CIENTÍFICOS O GRUPOS DE CIENTÍFICOS IMPLICADOS

1.1. DESARROLLO HISTÓRICO DE LA FÍSICA Y SUS PROTAGONISTAS

• Mecánica

Algunas concepciones sobre la relación entre la fuerza y el movimiento de los cuerpos han perdurado casi de forma invariable durante siglos. El prestigio de Aristóteles y de su filosofía en toda la Edad Antigua y en la Edad Media impuso, sin someterlos a la crítica ni a una comprobación experimental, conceptos que la mecánica clásica a partir de Galileo considera como erróneos. Podemos decir que los conceptos aristotélicos fueron aceptados hasta que apareció la matematización de la Física. En 1330, Jean Buridan apuntaba el principio de conservación de la cantidad de movimiento con su idea del ímpetu.

Galileo Galilei, en sus Diálogos publicados en 1632 intuye el principio de inercia que luego enunciaría Newton. También demostró que el tiempo de caída es independiente de la masa.

El problema de la gravedad fue descrito matemáticamente por Domingo de Soto en el siglo XVI. Galileo erró al ligar el movimiento perpetuo a la forma esférica de la Tierra y Descartes afirmó que debía ser rectilíneo. Después de Galileo destacan las aportaciones de Huygens, que encontró la ley del péndulo y midió g con precisión, y Leibniz, que introdujo el concepto de energía cinética.

Kepler, a principios del siglo XVII dedujo sus leyes acerca del movimiento planetario basándose en el sistema heliocéntrico de Copérnico y utilizando los datos recopilados por Tycho Brahe. Newton recopiló esta información en su libro Principia, publicado en 1687, formulando la famosa ley de la gravitación universal, que inauguró una nueva física apoyándose en el cálculo infinitesimal. El proceso de formalización de la mecánica culmina en el siglo XVIII con Lagrange y sus ecuaciones diferenciales para la energía.

• Electricidad y magnetismo

Aunque los antiguos griegos conocían las propiedades electrostáticas del ámbar, y los chinos fabricaban imanes con magnetita, los fenómenos eléctricos y magnéticos no empezaron a comprenderse hasta finales del siglo XVIII, con los primeros experimentos. En 1785, Charles de Coulomb comprobó que las cargas eléctricas se atraen o se repelen con una intensidad inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que las separa. Más tarde Poisson y Gauss introdujeron la idea de campo eléctrico. Con la invención de la pila química en 1800, obra de Alessandro Volta, comienza la electrodinámica. Ohm descubrió la relación entre la corriente que fluye por el circuito y la fuerza electromotriz suministrada por la pila.

La primera conexión entre el magnetismo y la electricidad se encontró en los experimentos de Oersted, que descubrió que una corriente eléctrica desviaba una aguja magnética. Una semana después, Ampère demostró que dos conductores ejercen una influencia mutua igual a la de los polos de un imán. En 1831, Michael Faraday descubrió que podía inducirse el flujo de una corriente eléctrica en un conductor en forma de espira situándolo cerca de un imán o de otro conductor por el que circulara una corriente variable. Un campo eléctrico también puede ser producido por un campo magnético variable, y viceversa.

Estos hallazgos fueron expresados en una forma matemática precisa por James Clerk Maxwell. Las ecuaciones de Maxwell relacionan los cambios espaciales y temporales de los campos eléctrico y magnético en un punto con las densidades de carga y de corriente en dicho punto, permitiendo su cálculo.

• Óptica

La aparente propagación lineal de la luz se conoce desde la antigüedad, y los griegos creían que la propagación de la luz era instantánea.

La primera gran controversia sobre la naturaleza de la luz fue protagonizada por Newton y Huygens. Newton descubrió la descomposición espectral de la luz blanca, concluyendo que la luz consistía

en partículas que se emiten desde las fuentes luminosas en todas las direcciones, viajan en línea recta, y producen la sensación visual al llegar al ojo del observador. La teoría corpuscular explica la propagación rectilínea de la luz y la reflexión especular. Sin embargo, para explicar la refracción, tuvo que introducir en su modelo la hipótesis de que la velocidad de la luz en un medio material es mayor que en el vacío o el aire.

Con todo, la teoría corpuscular no explicaba la doble refracción. Huygens propuso una teoría ondulatoria de la luz y, empleando la cinemática del movimiento ondulatorio, explicó el fenómeno de la doble refracción. Aparentemente, no explicaba la propagación rectilínea, por lo que Newton la rechazó, basándose en la carencia de pruebas de difracción, y debido a su gran reputación, la teoría no fue aceptada.

En 1801, Young demostró el fenómeno de la interferencia en la luz, y una década después Fresnel apoyó la teoría ondulatoria en una base matemática, siendo generalmente aceptada. Demostró que la propagación rectilínea de la luz se debe a la longitud de onda muy corta de la luz visible y la interferencia constructiva de la luz, algo que desafiaba el sentido común dominante. En 1850, Foucault midió la velocidad de la luz en el agua y resultó menor que en el aire, destruyendo la teoría corpuscular.

En 1860, Maxwell publicó su teoría unificadora del electromagnetismo de la que se desprendía que la luz era una onda electromagnética. Su teoría fue confirmada en 1887 por Hertz al obtener ondas utilizando circuitos eléctricos, al tiempo que descubrió el efecto fotoeléctrico, que Einstein, años después, demostró que sólo podía explicarse mediante un modelo corpuscular de la luz, suponiendo que la energía de una onda luminosa está cuantizada en fotones. Un electrón expulsado de una superficie metálica expuesta a la luz recibe energía de un solo fotón, por lo que su energía no depende de la intensidad de la radiación incidente. Esto fue confirmado por Millikan, reanimando el modelo corpuscular.

La comprensión total de esta naturaleza dual de la luz llegó en 1920, cuando los experimentos realizados por Davisson y Germer y por Thompson la extendieron a los electrones, de modo que el comportamiento de la luz, los electrones y otras partículas subatómicas fue al fin descrito mediante la teoría de la mecánica cuántica.

• Termodinámica

Hasta bien entrado el siglo XIX se consideraba que el calor era un fluido sin masa, llamado calórico, presente en la materia y que podía introducirse o extraerse de los cuerpos. La primera relación cuantitativa entre el calor y otras formas de energía fue observada por Benjamin Thompson, que observó que el calor producido al taladrar el ánima de un cañón era aproximadamente proporcional al trabajo empleado.

A mediados del siglo XIX, Von Helmholtz y Kelvin explicaron la equivalencia entre calor y trabajo. El valor numérico de esta equivalencia, llamado "equivalente mecánico del calor", fue determinado por Joule. Por tanto, la cantidad de energía añadida como calor o trabajo debe aumentar la energía interna del sistema. Esto constituye el primer principio de la termodinámica, que expresa la conservación de la energía.

El primer principio no limita las formas de intercambio de energía térmica y mecánica. Carnot mostró que una máquina térmica, es decir, un dispositivo capaz de producir trabajo de forma continua a partir del intercambio de calor con su entorno, necesita un cuerpo caliente como fuente de calor y un cuerpo frío para absorber el calor desprendido. Estas ideas fueron formuladas como segundo principio de la termodinámica por Clausius y lord Kelvin: el calor no puede fluir de un cuerpo frío a un cuerpo caliente sin que se realice trabajo.

Del segundo principio se deduce que, en un sistema aislado, las partes que se encuentran a temperaturas distintas tienden a igualar sus temperaturas y alcanzar el equilibrio. Estas ideas se pueden expresar a partir de una propiedad termodinámica denominada entropía, que mide lo cerca que está un sistema del equilibrio, es decir, del desorden interno perfecto. La entropía de un sistema aislado, y del Universo, sólo puede aumentar hasta alcanzar finalmente el equilibrio. Cuando se aplica al conjunto del Universo, este principio sugiere que la temperatura del cosmos acabará siendo uniforme, alcanzando la llamada "muerte térmica" del Universo.

A partir de la formulación del segundo principio se produjeron otros avances en la termodinámica, cuyas aplicaciones se extendieron más allá de la física. Finalmente, Nernst desarrolló el tercer principio de la termodinámica, esto es, la imposibilidad alcanzar el cero absoluto, tan útil para el desarrollo de la teoría cuántica.

El concepto moderno de molécula fue aceptado cuando sirvió de base a la teoría cinética de los gases, desarrollada por Maxwell, Boltzmann y otros. Esta teoría permitió aplicar las leyes de la mecánica y del cálculo probabilístico al comportamiento de las moléculas, lo que llevó a deducciones estadísticas sobre las propiedades del gas en su conjunto. Uno de los logros de la teoría cinética fue la demostración de que la temperatura, una propiedad termodinámica macroscópica, está directamente relacionada con la energía cinética media de las moléculas. Otro logro consistió en demostrar que el estado de equilibrio termodinámico de mayor probabilidad es el estado de máxima entropía. La teoría cinética y la mecánica estadística se aplicaron con éxito a otros estados.

- **Primeras teorías atómicas y moleculares**

La teoría atómica de Dalton y la ley de Avogadro tuvieron una influencia crucial en el desarrollo de la química, además de su importancia para la física.

La ley de Avogadro, fácil de demostrar a partir de la teoría cinética, afirma que a una presión y temperatura dadas un volumen determinado de cualquier gas siempre contiene el mismo número de moléculas. Después del descubrimiento del electrón, Millikan determinó su carga, lo que permitió finalmente calcular con precisión el número de Avogadro, es decir, el número de partículas que contiene un mol de materia.

El estudio del comportamiento de los gases no ideales, cuyas moléculas no eran puntuales, proporcionó información sobre el tamaño molecular. Posteriores experimentos que estudiaban la forma en que los átomos dispersaban rayos X, partículas alfa y otras partículas permitieron medir el tamaño de los átomos.

Dos importantes avances llevaron a la exploración del interior del átomo y al abandono de las teorías clásicas de la física: la espectroscopia y descubrimiento de las partículas subatómicas.

Cuando se calienta una sustancia gaseosa ésta emite luz en una serie de frecuencias determinadas cuya distribución se denomina espectro de emisión. En 1823 el astrónomo y químico británico Herschel sugirió que las sustancias químicas podían identificarse por su espectro. El helio se descubrió a partir de la observación de Lockyer de una línea espectral desconocida en el espectro solar. El estudio de los espectros de átomos sencillos contribuyó enormemente al desarrollo de la teoría atómica.

Los llamados espectros de líneas son causados por sustancias gaseosas cuyos electrones han sido excitados por calentamiento o bombardeo con partículas. En cambio, cuando se calienta un sólido aparece un espectro continuo. Los intentos para explicar este espectro a finales del siglo XIX llevaban a la predicción de que, a cualquier temperatura, la cantidad de radiación debía aumentar de forma ilimitada a medida que disminuía la longitud de onda y conducía a la conclusión absurda de que un cuerpo con temperatura finita podía radiar una cantidad infinita de energía. Estas contradicciones exigían una nueva forma de considerar la radiación e, indirectamente, el átomo.

- **La crisis de la física clásica**

Hacia 1880 la física parecía completa: la mayoría de los fenómenos podían explicarse mediante la mecánica de Newton, la teoría electromagnética de Maxwell, la termodinámica y la mecánica estadística de Boltzmann. Sólo quedaban por resolver algunos problemas como la determinación de las propiedades del éter y la explicación de los espectros de emisión y absorción de sólidos y gases. Sin embargo, estos fenómenos contenían las semillas de una revolución cuyo estallido fue acelerado por una serie de asombrosos descubrimientos realizados al final del siglo XIX: en 1895, Roentgen descubrió los rayos X y Thomson descubrió el electrón y, en los años siguientes, Becquerel descubrió la radiactividad; y Hertz, Hallwachs y Lenard descubrieron diversos fenómenos relacionados con el efecto fotoeléctrico.

Los datos experimentales de la física, unidos a los inquietantes resultados del experimento de Michelson–Morley y al descubrimiento de los rayos catódicos, formados por chorros de electrones, desafiaban a todas las teorías disponibles.

1.2. DESARROLLO HISTÓRICO DE LA QUÍMICA Y SUS PROTAGONISTAS

• La tecnología en la Antigüedad

Los primeros procesos químicos conocidos fueron realizados por los artesanos de Mesopotamia, Egipto y China. Al principio, los forjadores trabajaban con metales nativos como el oro y el cobre, pero rápidamente aprendieron a fundir menas calentándolas con madera o carbón de leña para obtener los metales. El uso progresivo del cobre, bronce e hierro dio origen a los nombres que los arqueólogos han aplicado a las distintas eras.

• Filosofía griega. Elementos y átomos

Desde los tiempos de Tales de Mileto, unos 600 años a.C., los filósofos griegos empezaron a especular sobre el mundo físico, renunciando a la explicación mitológica. Tales pensaba que toda la materia procedía del agua, que podía solidificarse en tierra o evaporarse en aire. Empédocles amplió esta teoría a cuatro elementos: tierra, agua, aire y fuego. Según Demócrito, esos elementos estaban compuestos por átomos, partículas diminutas que se movían en el vacío. Otros, especialmente Aristóteles, creían que los elementos formaban un medio continuo de materia y, por tanto, el vacío no podía existir, añadiendo el éter (o quintaesencia) para situarlo en los cielos. La idea atómica perdió terreno rápidamente, pero no fue olvidada y, una vez revisada durante el Renacimiento, formó la base de la teoría atómica moderna.

Las ideas de Aristóteles dominaron la filosofía natural durante casi dos milenios. Creía que la materia poseía cuatro cualidades: calor, frío, humedad y sequedad. Cada uno de los cuatro elementos estaba compuesto por pares de esas cualidades: el fuego era caliente y seco, el agua fría y húmeda, el aire caliente y húmedo, y la tierra fría y seca. Los elementos con sus cualidades se combinaban en diferentes proporciones para formar los componentes del planeta terrestre. Puesto que era posible cambiar las cantidades de cada cualidad en un elemento, se podía transformar un elemento en otro; por ejemplo, el plomo en oro.

• La Alquimia

La teoría de Aristóteles arraigó especialmente en Alejandría, que después del 300 a.C. se convirtió en el centro intelectual del mundo antiguo. Ellos creían que los metales de la Tierra tendían a perfeccionarse y a convertirse gradualmente en oro, y que podían acelerar el proceso en sus talleres. Durante los dos primeros siglos de nuestra era se escribió un gran número de tratados sobre el arte de la transmutación que empezaba a conocerse como alquimia. Aunque nadie consiguió hacer oro, en la búsqueda de la perfección de los metales se descubrieron muchos procesos químicos.

Casi al mismo tiempo apareció en China una alquimia similar. Su objetivo también era fabricar oro, pero por un motivo muy distinto: los chinos consideraban al oro como una medicina que podía conferir larga vida o incluso la inmortalidad. También ellos aumentaron sus conocimientos de la química práctica a partir de teorías incorrectas.

Con el ocaso del Imperio romano, los escritos griegos fueron abandonados y la alquimia cayó en desgracia, condenada por los emperadores romanos por su alto contenido mágico y especulativo. Sin embargo, en el siglo VI, los nestorianos, un grupo sirio de cristianos, tradujeron al sirio un gran número de escritos griegos que se extendieron por Asia Menor y llegaron a las manos de los conquistadores árabes en los siglos VII y VIII, que se convirtieron en mecenas de la ciencia y el saber. La traducción siria de los textos griegos fue traducida al árabe, y así volvieron a florecer las ideas y la práctica de la alquimia.

Los alquimistas árabes también estaban en contacto con China; así reunieron las ideas del oro como metal perfecto y como medicina. Se concibió un agente específico para estimular la transmutación, la piedra filosofal, que fue codiciada como fuente de riqueza y salud. Avicena, filósofo y médico de origen persa, desarrolló la aplicación médica de la alquimia. Se descubrieron importantes reactivos, como los álcalis cáusticos, y se mejoraron los aparatos de destilación. Pronto fue necesario aplicar más métodos cuantitativos, pues algunas fórmulas árabes daban instrucciones específicas sobre las cantidades de reactivos a utilizar.

En el siglo XI Europa vive un renacimiento intelectual, estimulado por los intercambios culturales entre los estudiantes árabes y cristianos en Sicilia y España. Se crearon escuelas de traductores, como la de

Toledo, que divulgaron las ideas filosóficas y científicas por toda Europa.

Los manuscritos más solicitados estaban relacionados con la alquimia. Muchos eran puramente prácticos, como los referidos a la destilación. La fabricación de vidrio se había perfeccionado, sobre todo en Venecia, mejorando los aparatos árabes, obteniendo así el alcohol y los ácidos minerales (nitríco, sulfúrico y clorhídrico), poderosos reactivos para realizar muchas reacciones nuevas. Los árabes también introdujeron en Occidente el descubrimiento chino de la pólvora. Los chinos la utilizaban para los fuegos artificiales, pero en Occidente pronto tuvo aplicación bélica. Los primeros trabajos de la alquimia europea se deben a Alberto Magno, probable descubridor del arsénico.

Entre los manuscritos alquímicos teóricos, algunos intentaban explicar la transmutación en términos físicos. Los árabes se basaban en las ideas aristotélicas, pero creían que los metales consistían en azufre y mercurio, que confería fluidez a los metales. Las reacciones químicas se explicaban en términos de cambios en las cantidades de esos principios dentro de las sustancias materiales.

- **La ciencia química**

Los médicos empezaron a utilizar métodos químicos para preparar medicinas, promovidos por Paracelso, fundador de la iatroquímica, precursora de la farmacología. Van Helmont demostró que en ciertas reacciones se liberaban gases. En el siglo XVI, se descubre cómo crear un vacío, recuperando la antigua teoría de Demócrito. Se desarrolla una teoría cinético-molecular de los gases, gracias a los experimentos de Boyle. Becher anotó que cuando la materia orgánica ardía, desprende un material volátil, llamado flogisto (inflamable).

Los químicos observaron ciertas afinidades entre las sustancias que, recopiladas en tablas, hizo posible predecir muchas reacciones químicas. El estudio químico de los gases se impulsó con el empleo la cuba neumática para recoger los gases. Cavendish aisló el hidrógeno y Priestley el oxígeno aunque lo llamo aire deflogistizado.

- **Lavoisier: el nacimiento de la química moderna**

Lavoisier es considerado el fundador de la química moderna, estableciendo la importancia de realizar mediciones exactas y de verificar las hipótesis experimentalmente. A Lavoisier le intrigaba el que los metales ganaran peso al calentarlos en presencia de aire, cuando se suponía que estaban perdiendo flogisto. Cuando Priestley le comentó su descubrimiento del aire deflogistizado, Lavoisier entendió el significado de esta sustancia, que llamó oxígeno, iniciando la química moderna. A él se debe la ley de conservación de la masa. También concibió una nomenclatura química racional que sirve de base al sistema moderno.

- **La Química durante el siglo XIX**

A principios del siglo XIX, los químicos sabían que los compuestos simples contenían cantidades fijas de sus elementos constituyentes. Dalton supuso que cuando se mezclaban dos elementos, el compuesto resultante contenía un átomo de cada uno. La teoría de Dalton no distinguía entre átomos y moléculas, que introdujo Avogadro. Seguían descubriéndose nuevos elementos, pero faltaba un método de clasificación: el sistema periódico, elaborado simultáneamente por Mendeléiev y Meyer, eliminó esta confusión y predijo nuevos elementos y sus propiedades.

Las ideas de Avogadro fueron ignoradas durante casi medio siglo, hasta que Cannizzaro las recuperó. Los cálculos químicos se normalizaron y empezaron a escribirse fórmulas fijas. Seguían descubriéndose nuevos elementos, pero faltaba un método de clasificación que ordenara sus reacciones. El sistema periódico, formulado a raíz de que Mendeleiev y Meyer elaboraran independientemente la ley periódica, eliminó esta confusión y predijo la existencia de elementos desconocidos hasta entonces.

El desarrollo de la electroquímica, a partir de la invención de la pila voltaica en 1800, proporcionó una nueva herramienta que llevó al descubrimiento de metales como el sodio y el potasio. Michael Faraday aportó a la electroquímica un carácter cuantitativo.

Pero el mayor avance en este siglo se produce con el desarrollo de la química orgánica, que ha afectado profundamente a la vida en el siglo XX. Su comienzo suele asociarse al descubrimiento, en 1828, de Friedrich Wöhler, de que la sustancia inorgánica cianato de amonio podía convertirse en urea,

una sustancia orgánica que se encuentra en la orina animal, en contra de la creencia establecida de que para sintetizar sustancias orgánicas, era necesaria la intervención de la denominada 'fuerza vital', es decir, los organismos vivos. El experimento de Wöhler rompió la barrera entre sustancias orgánicas e inorgánicas.

Berzelius creía que los compuestos orgánicos estaban formados por radicales, positivos (carbono) y negativos (hidrógeno), al igual que los inorgánicos estaban formados por átomos. Dumas y su discípulo Laurent rebatieron experimentalmente esta afirmación, concluyendo que las moléculas orgánicas se componían de un núcleo al que se agregaban radicales, formando familias, lo que conduce al concepto de grupo funcional.

La teoría estructural de los compuestos orgánicos de Kekulé, proporcionó una imagen de cómo se mantenían los átomos juntos. Introdujo las estructuras anulares y los enlaces múltiples e hizo posible la síntesis de muchos compuestos nuevos, que dieron origen a grandes industrias químicas, especialmente en Alemania.

Al mismo tiempo, aparecieron otras ramas de la química. Estimulados por los avances logrados en física, algunos químicos pensaron en aplicar métodos matemáticos a su ciencia. Los estudios de la velocidad de las reacciones culminaron en el desarrollo de las teorías cinéticas. El reconocimiento de que el calor era debido al movimiento a escala atómica inició el estudio de la termodinámica química. La extensión de los estudios electroquímicos llevó al químico sueco Arrhenius a postular la disociación de las sales en disolución para formar iones portadores de cargas eléctricas. Además, comenzó una investigación fundamental sobre los coloides y la fotoquímica. A finales del siglo XIX, todos los estudios de este tipo fueron englobados en un campo conocido como química física.

1.3. LA FÍSICA EN LOS COMIENZOS DEL SIGLO XX

Dos importantes avances producidos durante el primer tercio del siglo XX, la teoría cuántica y la teoría de la relatividad, cambiaron el modo de comprender la física, marcaron el final de la física clásica y el comienzo de la física moderna.

- **Relatividad**

Si dos sistemas de referencia se mueven uno respecto del otro a velocidad constante, las observaciones de cualquier fenómeno realizadas por un observador en ambos deben ser físicamente equivalentes. Sin embargo, el experimento de Michelson–Morley en el que dos observadores, uno de los cuales estaba en reposo y el otro avanzaba hacia una fuente de luz, midieron el mismo valor de la velocidad de la luz, contradujo el resultado esperado, que era la suma de velocidades.

Einstein incorporó la invariancia de "c" a su teoría de la relatividad. La teoría también exigió la revisión de los conceptos de espacio y tiempo. De la teoría se desprende que dos relojes sincronizados se desfazarán si ambos se mueven uno respecto del otro, de forma significativa a velocidades próximas a c. El espacio y el tiempo están estrechamente ligados en un continuo de cuatro dimensiones espaciotemporales.

Dos consecuencias importantes de la teoría de la relatividad son la equivalencia entre masa y energía y que ningún objeto material puede alcanzar la velocidad de la luz. A pesar del triunfo de la mecánica relativista, la mecánica newtoniana sigue siendo útil para las velocidades propias de los objetos macroscópicos en la Tierra.

La teoría original de Einstein, formulada en 1905 y conocida como teoría de la relatividad especial o restringida, se limitaba a sistemas de referencia inerciales. En 1915, Einstein generalizó su hipótesis y formuló la teoría de la relatividad general, decisiva para la comprensión de la estructura del Universo y su evolución. Es aplicable a sistemas no inerciales, que demostró que la gravitación era una consecuencia de la geometría del espacio–tiempo, y predijo la desviación de la luz al pasar cerca de un cuerpo de gran masa como una estrella, efecto que se observó por primera vez en 1919.

- **Teoría cuántica**

El dilema planteado por los espectros de emisión de los cuerpos sólidos fue resuelto por el físico alemán Max Planck. Según la física clásica, todas las moléculas de un sólido pueden vibrar, y la amplitud

de sus vibraciones está directamente relacionada con la temperatura. En principio son posibles todas las energías de vibración, de modo que la energía térmica del sólido debería convertirse de forma continua en radiación electromagnética mientras se le suministre energía. Planck realizó una suposición radical al postular que un oscilador molecular sólo puede emitir ondas electromagnéticas en paquetes discretos, que llamó "cuantos" o fotones. Cada fotón tiene una longitud de onda y una frecuencia características. Con su teoría, Planck introdujo una dualidad onda-corpúsculo en la naturaleza de la luz, que durante un siglo había sido considerada un fenómeno ondulatorio.

• Modelos atómicos

Los experimentos sobre conducción de electricidad en gases a baja presión llevaron al descubrimiento de dos clases de rayos: los rayos catódicos, procedentes del electrodo negativo de un tubo de descarga, y los rayos positivos o rayos canales, formados por cationes. El experimento realizado por Thomson en 1895 midió la relación entre la carga y la masa de las partículas de los rayos catódicos. Hacia 1911 Millikan determinó por fin la carga eléctrica del electrón, con lo que se pudo conocer su masa.

Posteriormente, Thomson y otros demostraron que los rayos positivos estaban formados por partículas mucho mayores, pero con carga positiva (protones cuando se utilizaba hidrógeno), y propuso un modelo atómico constituido por una esfera positiva donde se incrustaban los electrones.

En 1913, Ernest Rutherford comprobó que el modelo atómico de Thomson era insostenible, estudiando la desviación de las partículas alfa, muy rápidas y con carga positiva, al atravesar una capa muy fina de materia. Para explicar este efecto Rutherford sugirió que la carga positiva del átomo estaba concentrada en un núcleo estacionario de gran masa aunque de dimensiones despreciables, mientras que los electrones negativos orbitaban alrededor del núcleo, ligados por la atracción eléctrica entre cargas opuestas. Sin embargo, este modelo de sistema solar no podía ser estable según la teoría de Maxwell ya que, al girar, los electrones son acelerados y deberían emitir radiación electromagnética, perder energía y en consecuencia caer en el núcleo rápidamente.

Esto exigió otra ruptura radical con la física clásica, que afrontó el físico danés Niels Böhr. Según Böhr, en los átomos existían ciertas órbitas en las que los electrones giran sin emitir radiación electromagnética. Estas órbitas permitidas, llamados estados estacionarios, están determinadas por la condición de que el momento angular del electrón tiene que ser un múltiplo de la constante de Planck. Estas fórmulas extendieron la cuantización a la dinámica. El modelo fue confirmado experimentalmente por Franck y Hertz.

Böhr desarrolló su modelo en profundidad. Explicó el mecanismo por el que los átomos emiten luz y otras ondas electromagnéticas como resultado de la caída de un nivel excitado al nivel fundamental, emitiendo un fotón. Este modelo explicaba con gran precisión el espectro atómico más sencillo, el del hidrógeno, que había desafiado a la física clásica. Pero el modelo de Böhr, por más que se perfeccionó, no pudo explicar los fenómenos observados en átomos con más de un electrón, ni la intensidad de las rayas espectrales del sencillo átomo de hidrógeno, cuestionando su validez.

• Mecánica cuántica

Entre 1924 y 1930 se desarrolló un nuevo enfoque teórico de la dinámica para explicar el comportamiento subatómico. El nuevo planteamiento, llamado mecánica cuántica, comenzó cuando el físico francés Louis De Broglie sugirió que no sólo la radiación electromagnética, sino también la materia podían presentar una dualidad onda-corpúsculo. Las ondas de materia se concebían como ondas piloto que guiaban el movimiento de las partículas, una propiedad que implica que en condiciones adecuadas se produjera difracción, lo que se confirmó experimentalmente. Posteriormente Heisenberg, Born, Jordan, y Schrödinger dieron a la idea planteada por De Broglie una forma matemática que podía aplicarse a numerosos fenómenos inexplicables con la física clásica. Además de confirmar el postulado de Böhr sobre la cuantización de los niveles de energía de los átomos, la mecánica cuántica explica los átomos más complejos y ha servido de guía en la física nuclear.

Más tarde, se descubrió que los electrones deben tener un cierto magnetismo permanente y, por tanto, un momento angular intrínseco o espín. Después, se comprobó que el espín es una propiedad fundamental de casi todas las partículas elementales. En 1925, Wolfgang Pauli expuso el principio de

exclusión, que afirma que en un átomo no puede haber dos electrones con el mismo conjunto de números cuánticos. El principio de exclusión es vital para comprender la estructura de los elementos y de la tabla periódica.

En 1927, Heisenberg postuló el principio de incertidumbre, que afirma la existencia de un límite natural a la precisión con la que pueden conocerse simultáneamente determinados pares de magnitudes físicas asociadas a una partícula (por ejemplo, la cantidad de movimiento y la posición). Paul Dirac realizó una síntesis de la mecánica cuántica y la relatividad que le llevó a predecir la existencia del positrón y culminó el desarrollo de la mecánica cuántica.

1.4. LA QUÍMICA EN LOS COMIENZOS DEL SIGLO XX

Al iniciar el siglo XX la química, al igual que la física, parecía completa. Esta visión cambió con el descubrimiento de la radiactividad. Los métodos químicos fueron usados para aislar nuevos elementos como el radio, para separar nuevos tipos de sustancias conocidas como isótopos, y para sintetizar los nuevos elementos transuránicos. Los físicos dibujaron la estructura real de los átomos, resolviendo el antiguo problema de la afinidad química.

Otro avance importante de la química en el siglo XX fue la fundación de la bioquímica; desarrollándose métodos para determinar la naturaleza y función de los componentes celulares más complejos. Hacia la mitad del siglo, los bioquímicos habían aclarado el código genético y explicado la función de los genes, base de toda la vida. El campo había crecido tanto que culminó en una nueva ciencia, la biología molecular.

2. PROBLEMAS FÍSICOS Y QUÍMICOS PRIORITARIOS EN LA INVESTIGACIÓN ACTUAL

La rápida expansión de la física en las últimas décadas ha sido posible gracias a los avances fundamentales del primer tercio del siglo XX, junto con los recientes adelantos tecnológicos, sobre todo en tecnología informática, electrónica, aplicaciones de la energía nuclear y aceleradores de partículas de altas energías.

• **Aceleradores de partículas**

Son dispositivos empleados para acelerar partículas elementales e iones hasta altas energías. Se componen de una fuente de partículas elementales o iones, un tubo donde existe un vacío parcial en el que las partículas pueden desplazarse libremente y un sistema para aumentar la velocidad de las partículas.

El acelerador lineal utiliza tensiones alternas elevadas para impulsar partículas a lo largo de una línea recta. Poco tiempo después, los estadounidenses Lawrence y Livingston inventaron el ciclotrón, el primer acelerador circular; un dispositivo que emplea un campo magnético para mantener partículas cargadas moviéndose en espiral impulsando las partículas cada media vuelta hasta acumular las altas energías deseadas, hasta unos 10 MeV. Pero cuando las partículas alcanzan una velocidad próxima a la de la luz, su masa aumenta de modo apreciable, tal como predice la teoría de la relatividad, lo que desfasaba el mecanismo. En 1945, el físico soviético Veksler y el estadounidense McMillan idearon el sincrociclotrón, o ciclotrón de frecuencia modulada, cuyo impulso se ajusta automáticamente para mantenerse en fase con las partículas aceleradas.

Sin embargo, según aumenta la energía máxima de un sincrociclotrón, se incrementa su tamaño, porque las partículas precisan más espacio al moverse en espiral. El betatron, en cambio, permite acelerar electrones en una trayectoria circular mediante un campo magnético ajustable. Y el sincrotrón, aplicable a protones y electrones, por el que circulan las partículas, previamente aceleradas, alcanzando energías superiores a 1 GeV que sirven, bien para su análisis experimental directo o para lanzarlas contra blancos que producen diversas partículas elementales.

Actualmente el acelerador más potente es el tevatrón del Fermilab, situado en EEUU, que alcanzó 1 TeV en 1983 al instalar imanes superconductores, y hasta finales de 2000 estuvo funcionando en el

CERN el gran colisionador de electrones-positrones (LEP) que consiguió acelerar partículas hasta una energía de unos 200 GeV.

Pero los físicos necesitan aparatos aún más potentes para comprobar las teorías actuales. Por desgracia, la construcción de anillos mayores es muy cara. El túnel de 27 km del LEP que alberga el gran colisionador de hadrones (LHC) es el último en entrar en funcionamiento. No obstante, Estados Unidos anuló la construcción de un acelerador de 87 km por su enorme coste.

- **Partículas elementales**

Además del electrón, el protón, el neutrón y el fotón se han descubierto muchas otras partículas subatómicas. En 1932, el físico estadounidense Anderson descubrió el positrón, que Dirac había predicho en 1928. Anderson comprobó que un rayo gamma de alta energía procedente de la radiación cósmica podía desaparecer en las proximidades de un núcleo pesado creando un par electrón-positrón exclusivamente a partir de su energía. Cuando un positrón choca con un electrón se aniquilan entre sí y dan lugar a una lluvia de fotones.

Años después Yukawa Hideki desarrolló una teoría que explicaba cómo se mantiene unido un núcleo a pesar de la repulsión mutua entre sus protones mediante una partícula virtual intercambiada. Yukawa postuló la existencia de una partícula de masa intermedia entre el electrón y el protón, descubierta finalmente por el británico Powell y otros, el mesón pi o pión.

Desde entonces se han encontrado muchas partículas adicionales en la radiación cósmica secundaria y en los aceleradores de partículas de altas energías que nunca tienen más de una carga eléctrica elemental, e , muy inestables, que se desintegran dando lugar a numerosas partículas más ligeras. Cada partícula tiene su antipartícula correspondiente y cumplen una serie de leyes de conservación relativas a números cuánticos.

La física de partículas se ocupa de dos cuestiones: la estructura interna de estos componentes de la materia y la interacción de los mismos para formar núcleos. La teoría dominante acerca de la estructura interna de las partículas subatómicas se basa en los quarks, subpartículas de carga fraccionaria. Esta teoría fue propuesta por primera vez en 1964 por los estadounidenses Murray Gell-Mann y George Zweig. Los nucleones están formados por tríos de quarks, mientras que los mesones están formados por parejas de quarks. No se conoce ningún proceso para producir quarks aislados, pero se cree que existieron de forma individual en las condiciones extremas que reinaron al comienzo del Universo.

- **Teoría del campo unificado**

Hasta ahora, las teorías más fructíferas de las interacciones entre las partículas elementales son las llamadas teorías de gauge. En ellas, la interacción entre dos clases de partículas se caracteriza por la simetría. Otra fue propuesta de forma independiente por el físico estadounidense Weinberg y su colega paquistaní Abdus Salam en 1967 y 1968 que vinculaba los bosones vectoriales intermedios (partículas virtuales de intercambio) con el fotón, con lo que unificaba las interacciones electromagnética y nuclear débil. Los trabajos posteriores de Glashow, Iliopolis y Maiani demostraron que el modelo puede aplicarse también a los hadrones (partículas afectadas por la interacción fuerte).

En principio, la teoría de gauge puede aplicarse a cualquier campo de fuerzas, lo que permitiría que todas las interacciones puedan unirse en una única teoría del campo unificado. El problema para los físicos es que estas simetrías no amplían el conocimiento de la naturaleza de la materia. Por eso, muchos están explorando las llamadas teorías de supersimetría o la conocida como teoría de supercuerdas, que suscita gran interés. En esta teoría, las partículas fundamentales no se consideran objetos sin dimensiones sino "cuerdas" que se extienden en una dimensión con longitudes menores de 10^{-35} metros. Todas estas teorías resuelven muchos de los problemas con que se encuentran los físicos que trabajan en la teoría del campo unificado, pero de momento sólo son construcciones especulativas.

- **Física nuclear**

En 1932, Urey descubrió el isótopo del hidrógeno denominado deuterio y lo empleó para obtener agua pesada, cuyo núcleo empleó como proyectil para inducir reacciones nucleares. Fermi bombardeó el uranio con neutrones, descubriendo que algunos núcleos de uranio se dividían en dos partes, y

esta fisión nuclear liberaba una cantidad enorme de energía debida a la pérdida de masa, además de algunos neutrones, que sugerían la posibilidad de una reacción en cadena. En 1942, Fermi y su grupo ponen en marcha el primer reactor nuclear. La primera bomba atómica se fabricó en 1945 fruto de un ingente programa de investigación dirigido por Oppenheimer y el primer reactor nuclear destinado a la producción de electricidad entró en funcionamiento en Gran Bretaña en 1956, con una potencia de 78 MW.

La investigación de la fuente de energía de las estrellas llevó a nuevos avances. Hans Bethe demostró que las estrellas obtienen su energía de la fusión de núcleos de hidrógeno que se convierten en helio. En la actualidad se intenta conseguir un reactor de fusión controlada que sería menos radiactivo que un reactor de fisión y proporcionaría una fuente casi ilimitada de energía. En 1993 se produjo una reacción de fusión controlada en la Universidad de Princeton, pero el reactor consumió más energía de la que produjo.

- **Astrofísica y cosmología**

Desde la II Guerra Mundial se han producido descubrimientos importantes, como los quásares, los púlsares o la radiación de fondo cósmica. En la actualidad se acepta que toda la materia observable estaba originalmente comprimida en un solo lugar, y explotó en un estallido colosal, hace unos 13500 millones de años, conocido como Big Bang, generando un universo que aún se expande. Pero esta teoría tenía algunas lagunas.

Sin embargo, en la formulación original de la teoría del Big Bang quedaban varios problemas sin resolver. El estado de la materia en la época de la explosión era tal que no se podían aplicar las leyes físicas normales. El grado de uniformidad observado en el Universo también era difícil de explicar porque, de acuerdo con esta teoría, el Universo se habría expandido con demasiada rapidez para desarrollar esta uniformidad. En 1980, Alan Guth trató de responder a esto con su Teoría inflacionaria de los primeros instantes del Universo, basada en el trabajo de Stephen Hawking, que había estudiado campos gravitatorios sumamente fuertes, como los cercanos a un agujero negro o en los mismos inicios del Universo. Este trabajo muestra que toda la materia del Universo podría haber sido creada por fluctuaciones cuánticas en un espacio "vacío" bajo condiciones de este tipo.

- **Investigación y retos actuales de la química**

La confluencia de la Química con otras ciencias, que comenzó con el nacimiento de la Química Física, continúa hoy día. Los principales retos que afronta la Química moderna son la solución de problemas biológicos, médicos, agrícolas y, sobre todo, medioambientales.

Los recientes avances en biotecnología y ciencia de los materiales han permitido, tras una coordinación internacional, ordenar en serie el genoma humano. Este proyecto cambiará la naturaleza de campos como la biología molecular y la medicina. Dentro de las investigaciones en Química Farmacéutica, destacan la búsqueda de una vacuna efectiva contra el SIDA o de tratamientos paliativos.

Respecto a la investigación medioambiental, una línea importante es el desarrollo de pesticidas de nueva generación para reducir su persistencia en el medio, así como fertilizantes menos agresivos para la tierra de cultivo, favoreciendo el desarrollo sostenible.

La ciencia de los materiales, una combinación interdisciplinaria de física, química e ingeniería, dirige el diseño de los materiales y mecanismos avanzados. Ejemplos recientes son la superconductividad, el desarrollo de polímeros emisores de luz y la investigación sobre el Fullerenos, una nueva forma natural o alotrópica del carbono. Este sorprendente descubrimiento es fruto de las investigaciones sobre la formación de compuestos de carbono en el interior de las estrellas realizadas por el británico Kroto y sus colegas estadounidenses Curl y Smalley; y mereció el Premio Nobel de Química en 1996.

El Fullerenos consiste en 60 átomos de carbono unidos para formar una molécula de hexágonos y pentágonos dispuestos en forma casi esférica, que permite introducir átomos en su interior, produciendo un material similar a un alambre aislado unidimensional. Sus derivados son biológicamente activos y se están utilizando para atacar el cáncer.

3. CONCLUSIÓN

El desarrollo histórico de la Física y de la Química ha ido ampliando el horizonte del conocimiento humano, de forma que se han ido especializando progresivamente por un lado, pero por otra parte, acabaron confluyendo en la Química Física, solapando sus conocimientos y mostrando finalmente que aunque el enfoque de partida disciplinar sea distinto, el conocimiento es solo uno.

Ambas nacieron como disciplinas rebasado con creces el siglo XV y tuvieron un importante desarrollo hasta finales del XVIII, donde se las creyó unas ciencias prácticamente cerradas, habida cuenta del nivel de profundización en la comprensión de los fenómenos naturales que mostraban, cada una en su parcela. Ahora bien, la aparición de determinados hechos, que no podían ser explicados con los conocimientos de entonces, abrió la puerta a unos desarrollos teóricos que comenzaron con la revolución cuántica, haciendo que el siglo XX sirviera para dar un cambio radical en nuestra concepción de la estructura de la materia y por ende, a la física y la química, pasando de disciplinas clásicas a modernas. Para el siglo XXI queda aún pendiente la profundización sobre los límites del conocimiento, tanto en el ámbito microscópico, como en el macrocosmos: desvelando los misterios del mundo subatómico, conoceremos al mismo tiempo el origen del universo.

4. BIBLIOGRAFÍA

- ASIMOV, ISAAC. *Breve historia de la Química*. Alianza Editorial. Madrid. 1988.
- EINSTEIN, A. y INFELD, L. *La evolución de la física*. Editorial Salvat. Barcelona. 1988.
- GAMOW, GEORGE: *Biografía de la Física*. Alianza Editorial. Madrid. 2001.
- KUHN, T. S. *Estructura de las revoluciones científicas*. Fondo Cultural. 1982
- HOLTON, GERALD. *Introducción a los conceptos y teorías de las ciencias físicas*. Editorial Reverté. Barcelona. 1971.
- LAKATOS, IMRE: *Historia de la Ciencia y sus reconstrucciones racionales*. Editorial Tecnos. Madrid. 1987.
- LOSEE, JOHN. *Introducción histórica a la filosofía de la Ciencia*. Alianza Universidad. Madrid. 1976.
- PÉREZ TAMAYO, R. *¿Existe el método científico?* Fondo de Cultura Económica. 1990.
- SNYDER, E. *Historia de las ciencias físicas*. Editorial Labor. 1973.

Referencias legislativas:

- Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, por el que se establece el currículo básico de la Educación Secundaria Obligatoria y del Bachillerato.
- Orden ECD/1361/2015, de 3 de julio, por la que se establece el currículo de Educación Secundaria Obligatoria y Bachillerato para el ámbito de gestión del Ministerio de Educación, Cultura y Deporte, y se regula su implantación, así como la evaluación continua y determinados aspectos organizativos de las etapas.

Webgrafía:

https://es.wikipedia.org/wiki/Historia_de_la_f%C3%ADsica

<http://www.areaciencias.com/quimica/modelos-atomicos.html>

TEMA 52

Termoquímica.

0. Introducción.
1. Energía y transformaciones químicas.
2. Conceptos básicos de termodinámica.
3. Primer principio de la termodinámica.
4. Ecuaciones termoquímicas.
5. Métodos para el cálculo de calores de reacción.
6. Conclusión.
7. Bibliografía.

0. INTRODUCCIÓN

La Termodinámica se ocupa del estudio de la energía. La Termoquímica es la parte de la Química que estudia las variaciones de energía de las reacciones químicas. Esta variación suele manifestarse en forma de calor. Estos datos son de gran relevancia, pues hay muchas reacciones cuya principal aplicación es la producción de energía, la piedra angular de la sociedad moderna.

Además la variación de energía constituye el principal factor que determina la espontaneidad de una reacción química, lo que es de sumo interés en la industria química.

En el presente tema estudiaremos las consecuencias que tiene la aplicación de este principio al estudio de las reacciones químicas. El calor desprendido o absorbido en las reacciones químicas y la determinación experimental del calor de reacción.

1. ENERGÍA Y TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

Las reacciones químicas van siempre acompañadas de transferencia de energía y pueden manifestarse en forma de calor absorbido (reacciones endotérmicas) o desprendido durante las mismas (reacciones exotérmicas), o bien de trabajo realizado o absorbido durante la reacción.

Las reacciones químicas constituyen una fuente de energía, o, por el contrario, acumulan energía en los productos. La combustión de carbón, petróleo o gas natural generan la energía que luego se emplea en la industria.

La vida de los organismos depende de la energía liberada durante los procesos químicos, que constituyen el metabolismo. Además, el estudio de las manifestaciones energéticas que acompañan a las reacciones es un factor decisivo que permite prever el sentido de las reacciones. El origen de la energía liberada durante una reacción es la modificación de la forma en que se encuentran enlazados los átomos. La ruptura de los enlaces existentes requiere un aporte de energía, mientras que la formación de los nuevos enlaces de los productos libera una cantidad de energía, que puede ser mayor o menor.

La interpretación de las manifestaciones energéticas durante las reacciones, como consecuencia de los cambios de estructura, permite establecer una conexión con los modelos estructurales y da extraordinario interés a la energética desde el punto de vista químico.

2. CONCEPTOS BÁSICOS DE TERMODINÁMICA

• Tipos de sistemas químicos

Cuando se estudia una reacción química se delimita, de forma real o teórica, un conjunto de sustancias, que se encuentra en un ambiente del que puede estar separado por unos límites, que en según sus propiedades, pueden condicionar el transcurso de las transformaciones del sistema.

Se dice que un sistema químico está aislado cuando está rodeado por paredes o condiciones que impiden el intercambio de energía o materia con el ambiente. Un sistema será cerrado si puede intercambiar energía pero no materia con el entorno. Por último, en un sistema abierto se pueden establecer cambios de energía y materia.

El Universo, en su conjunto, se considera un sistema aislado.

Se denomina fase a cada una de las partes de que consta un sistema y debe ser homogénea en toda su extensión por ejemplo, en un líquido en equilibrio con su vapor habrá dos fases: la líquida y la de vapor. De acuerdo con esto los sistemas también se diferencian según sean homogéneos o heterogéneos.

• Variables termodinámicas

La Termodinámica, para explicar los intercambios de energía entre el sistema y su entorno, relaciona los aspectos microscópicos del sistema (movimiento de las partículas, energía y número) con las macroscópicas. Esta relación se efectúa mediante las variables termodinámicas, que son propiedades observables experimentalmente, como la presión, volumen, temperatura, composición del sistema y estado físico de cada parte de dicho sistema. Estas variables determinan en su conjunto el estado de un sistema y se encuentran relacionadas entre sí mediante ecuaciones como la ecuación de estado de los gases ideales ($p V = n R T$).

Algunas de las propiedades de un sistema químico tienen la importante cualidad de que su valor depende exclusivamente del estado del sistema y es independiente de como se alcanzó el mismo. Se denominan funciones de estado como, por ejemplo, la energía interna o la entropía y su variación depende sólo del estado inicial y final del sistema.

Las variables termodinámicas también se suelen distinguir como extensivas o intensivas según dependan o no de la cantidad total de materia presente en el sistema. Entre las primeras estarían la masa, el volumen o la entropía, y entre las intensivas la temperatura, presión, potenciales químicos, etc., las cuales tienen un valor definido en cada punto del sistema.

• Calor y trabajo

Se denomina trabajo a la energía intercambiada entre dos sistemas en función de una relación mecánica entre ellos y no va asociada al estado de los mismos, por lo que no es función de estado. En bastantes procesos físicos y en todos los químicos, una forma importante de este trabajo va asociado a la relación presión–volumen y se llama trabajo de expansión por ir unido a la expansión o compresión del sistema contra la presión externa, y no es exclusivo de los sistemas gaseosos.

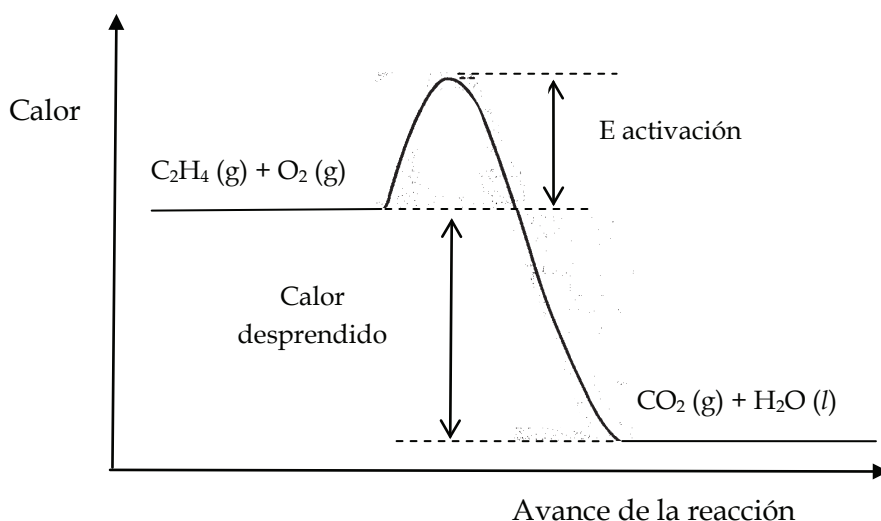
El calor, al igual que el trabajo, no es una función de estado, sino una magnitud asociada también a un proceso. Se denomina calor a la energía intercambiada por dos sistemas en función de una diferencia de temperatura entre ellos. El calor es muy usado de forma errónea como algo que está en el propio sistema, cuando en realidad lo que existe es una energía interna, siendo el calor la forma en que se va a transferir energía entre el sistema y sus alrededores. La energía interna va asociada a las diversas condiciones y naturaleza de los componentes del sistema como puedan ser el estado de vibración, rotación o traslación de sus partículas, o su estado de agregación.

De manera experimental se establece que la cantidad de energía calorífica necesaria en un intercambio con una sustancia depende de la masa de ésta, de su naturaleza y del cambio que deba

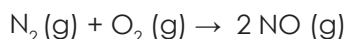
producirse en la temperatura. Por ello suelen establecerse ciertos valores asociados a determinados conceptos como la capacidad calorífica del sistema, que representa la energía calorífica necesaria para modificar en 1 grado la temperatura del mismo (C). Si se refiere a 1 mol de sustancia, se habla de capacidad calorífica molar y si se toma como referencia la cantidad de 1 gramo de la misma se habla de capacidad calorífica específica o bien, calor específico, c_e . Se suele utilizar una ecuación sencilla para relacionar estos factores: $Q = C \Delta T$; $Q = m c_e \Delta T$

Ecuaciones que nos permiten calcular calores específicos, capacidades caloríficas o cualquier otra magnitud relacionada con las mismas.

Así pues, podemos indicar que la energía es la capacidad para realizar un trabajo o para transferir calor y de ahí que especifique si el proceso es endotérmico cuando absorbe energía calorífica o exotérmico si la cede al exterior. En el diagrama de energías se representa gráficamente el proceso de combustión del metano, y vemos que la energía de activación es de carácter endotérmico pero el proceso en sí es exotérmico.



Un proceso endotérmico es la producción del monóxido de nitrógeno:



Para que se origine esta sustancia hay que someter el nitrógeno y el oxígeno a temperaturas del orden de los 3000 °C.

La reacción del hidrógeno con el oxígeno para formar agua, $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$, es tan exotérmica que el calor desprendido en ella tiene aplicación industrial en la soldadura autógena y puede ser una fuente futura de energía.

3. PRIMER PRINCIPIO DE LA TERMODINÁMICA

Toda la Termodinámica puede basarse en dos principios a partir de los cuales se pueden deducir todas las leyes que las rigen. El primero se basa en la energía interna de un sistema y el segundo en la llamada entropía.

La energía interna (U) de un sistema es una función de estado extensiva. Se define como la suma de todas las energías contenidas en el sistema. Estas energías son debidas a los estados de traslación, rotación y vibración de los átomos y moléculas, así como de las estructuras electrónicas y nucleares. No es posible calcular el valor absoluto de la energía interna de ningún sistema. Sólo pueden determinarse variaciones o cambio de la misma.

Es evidente que la energía interna de un sistema es una función de estado: si no fuera así, podría obtenerse energía de un sistema de un proceso cíclico sobre un mismo estado. El fracaso en la creación

de la energía se acepta como una verdad general y se expresa como una ley de conservación de la energía: "la energía no puede ser creada ni destruida, solamente transferida o cambiada de una forma a otra". Esta frase constituye uno de los posibles enunciados de la primera ley de la Termodinámica. Su expresión matemática es: $\Delta U = Q + W$

Es decir, la variación de la energía interna de un sistema es igual al calor que éste intercambia más el trabajo que se realiza por o contra el sistema.

Cuando un sistema realiza trabajo, al igual que cuando desprende calor, su energía interna debe disminuir. Lo contrario ocurre cuando se realiza trabajo sobre el sistema o cuando éste absorbe calor. Conviene, por ello, tener presente el siguiente convenio de signos:



El calor Q es positivo cuando es absorbido por el sistema, negativo cuando es cedido por el sistema. El trabajo W es positivo cuando es realizado contra el sistema y negativo cuando es efectuado por el sistema.

- **Reacciones químicas a volumen constante**

En la mayoría de las reacciones químicas el único trabajo que se realiza es el trabajo de expansión. Si el sistema evoluciona desde un volumen V_a hasta V_b , nos queda:

$$W = -\int_{V_a}^{V_b} P dV$$

Las reacciones químicas pueden ocurrir dentro de un recipiente herméticamente cerrado y de paredes rígidas. Para un proceso de estas características el trabajo de expansión es cero, y la ecuación de la primera ley de la Termodinámica se reduce a: $\Delta U = Q_v$

Es decir, en un proceso a volumen constante, el calor intercambiado por el sistema es igual a la variación de energía interna del mismo.

En las reacciones exotérmicas, como $Q_v < 0$, la energía interna del sistema disminuye con la reacción. En las reacciones endotérmicas, por el contrario, $Q_v > 0$, la energía interna del sistema aumenta con la reacción.

- **Reacciones químicas a presión constante.**

Sin embargo los procesos que se realizan a presión constante son mucho más frecuentes en Química que las transformaciones a volumen constante. Todas las reacciones que se producen en recipiente abierto, bajo la presión atmosférica, son procesos isobáricos.

Consideremos un sistema mantenido a una determinada presión, sometido a una presión exterior también constante e igual a la del sistema. El sistema se puede expandir a presión constante mediante un proceso químico en el mismo y el trabajo realizado será:

$$W = -\int_{V_a}^{V_b} P dV = -P\Delta V.$$

El signo de W será dependiente del que tenga la variación del volumen, es decir, si $\Delta V > 0$, o sea en la expansión, $W < 0$. En la compresión será $W > 0$.

Sustituyendo esta expresión en la primera ley de la Termodinámica, obtenemos:

$$\Delta U = Q + W = Q_p - P \Delta V;$$

De ahí: $Q_p = \Delta U + P \Delta V$.

Esto quiere decir que en un proceso a presión constante, el calor absorbido por el sistema se emplea tanto en aumentar la energía del mismo como en realizar un trabajo de expansión, en el supuesto, naturalmente, de que no se realice ningún otro tipo de trabajo. En este tipo de procesos se introduce una nueva función termodinámica, a la que se denomina entalpía del sistema (H), que se define así: $H = U + P V$

Dado que U, P y V son funciones de estado, H también debe serlo. Por tanto: $Q_p = \Delta H$

El calor de reacción a presión constante equivale a la variación de entalpía del sistema.

Dicho de otra forma, el cambio de entalpía de la reacción (a presión constante) se mide experimentalmente por el calor transferido durante la misma. Además, de la misma manera que no era posible calcular valores absolutos de la energía interna de un sistema, tampoco es posible hacerlo con la entalpía; sólo se pueden determinar variaciones de la misma, ΔH . Por convenio, se asigna entalpía cero a los elementos en estado estándar.

Según el tipo de reacción considerado, la entalpía recibe en ocasiones un nombre característico. La entalpía o calor de combustión de una sustancia es la energía térmica desprendida cuando 1 mol dicha sustancia arde completamente en oxígeno a la presión de 1 atm. La comparación de las entalpías de combustión da idea de la eficacia de los distintos combustibles.

• Relación entre Q_p y Q_v

La relación entre ambos calores de reacción es la misma que existe entre ΔH y ΔU . En el caso de las reacciones entre sólidos y líquidos la variación de volumen es despreciable y, por lo tanto, la variación de entalpía es prácticamente igual a la variación de energía interna, $\Delta H = \Delta U$, lo que implica que $Q_p \cong Q_v$.

Si intervienen también gases y se les supone comportamiento ideal, entonces, para procesos a temperatura constante, se cumple: $Q_p = Q_v + \Delta n RT$

Es decir: $\Delta H = \Delta U + P\Delta V = \Delta U + \Delta n RT$

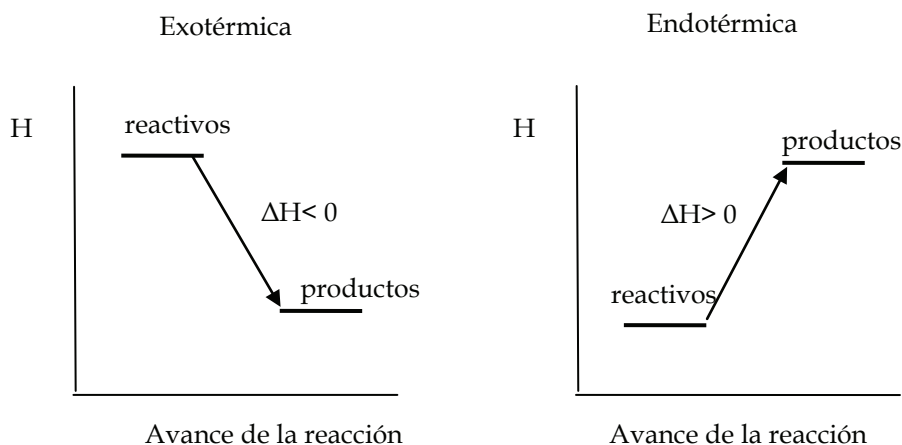
donde Δn es la diferencia entre el número de moles de gases de los productos y los reactivos. Si existen más moles de gas entre los reactivos que entre los productos, la relación Δn será, negativa, y, $\Delta H (Q_p)$ será menor que $\Delta U (Q_v)$.

Si el número de moles gaseosos en ambos miembros de una reacción química es el mismo, como $\Delta n = 0$ resulta: $Q_v = Q_p$.

De forma que la determinación experimental del primero nos dará el valor de la entalpía de la reacción.

• Diagramas entálpicos

Normalmente se suelen ilustrar estos cambios energéticos y sus signos con los llamados diagramas de entalpías, en los que se pone de manifiesto que se manejan variaciones de H y no valores absolutos de esta función. Los tipos más usuales se muestran en la figura:

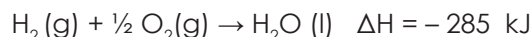


4. ECUACIONES TERMOQUÍMICAS

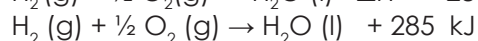
Una ecuación termoquímica debe indicar la energía calorífica puesta en juego en la reacción. Esto puede conseguirse incluyendo el calor de reacción dentro de la propia ecuación, como si se tratara de una sustancia más: en el primer miembro en el caso de que se aporte calor y en el segundo miembro en el caso de que se desprenda.

También se puede colocar adjunto a la ecuación, afectado de signo (+) cuando el proceso sea endotérmico o de signo (-) cuando la reacción sea exotérmica, o sea, aplicando el criterio indicado anteriormente para la variación de entalpía.

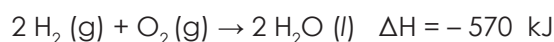
Una característica de las ecuaciones termoquímicas, es el empleo de número de moles fraccionarios para alguna de las sustancias de la reacción. Así, si lo que interesa es el calor de reacción para la formación de un mol de agua, la ecuación termoquímica se debe establecer de la siguiente manera:



O bien:

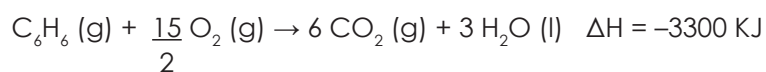


La ecuación de la reacción con todos los coeficientes enteros, implicaría la formación de dos moles de agua y correspondería a un desprendimiento doble de calor:

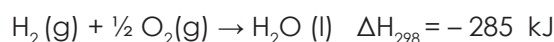


Los coeficientes de una ecuación termoquímica ajustada se refieren al número de moles de los reactivos y de los productos implicados y nunca como número de moléculas, por lo cual es aceptable el escribir números fraccionarios, en su caso.

De manera similar, las reacciones de combustión se formulan de modo que muestren explícitamente el calor de combustión de un mol de sustancia. La combustión del benceno a 1 atm y 298 K, por ejemplo, se escribiría así:



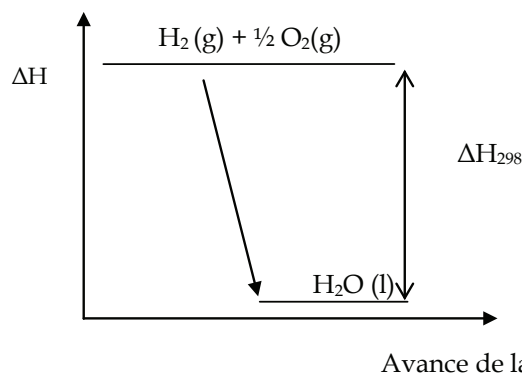
Cuando se trata de reacciones a presión constante, que son la mayoría, es recomendable indicar la temperatura y la presión a la que se realiza el proceso. La temperatura se indica con un subíndice que representa el valor de la misma en escala absoluta. Por ejemplo, la ecuación termoquímica completa para la formación del agua a 25 °C sería:



También puede representarse la reacción ayudándonos de un diagrama entálpico:

Los cambios moderados de la temperatura no afectan de manera sensible al valor de ΔH , en circunstancias normales.

A la vista de lo expuesto, resulta evidente que el calor de reacción depende del estado físico de las diferentes sustancias que intervienen en ella, por lo que deben especificarse en las ecuaciones termoquímicas. Incluso, cuando interesa una descripción más detallada, suele ser conveniente indicar la forma alotrópica en el caso de que se trate de un sólido. Por ejemplo, cuando interviene el carbono en la reacción, puede ser necesario indicar si se trata de grafito o de diamante.



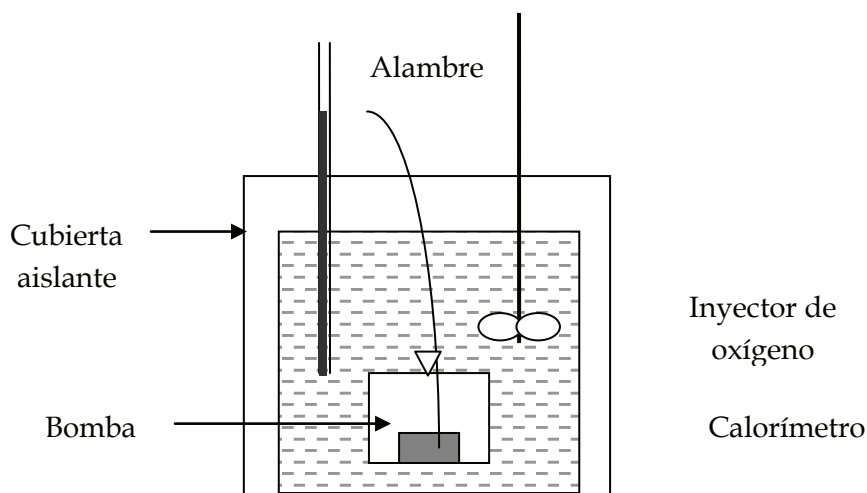
5. MÉTODOS PARA EL CÁLCULO DE CALORES DE REACCIÓN

De entre las muchas reacciones químicas posibles, sólo es posible medir con seguridad el calor de reacción de un grupo reducido. Para ello es preciso que la reacción sea muy rápida, completa y que no dé lugar a reacciones secundarias. Las reacciones muy rápidas motivan que el calor de reacción se desprenda o absorba en un período de tiempo corto y entonces es fácil conseguir que el calor fluya desde el sistema en reacción al dispositivo calorimétrico que lo rodea, en el cual se puede realizar la medida del cambio de temperatura del sistema. El que la reacción sea completa es necesario para no tener que realizar las difíciles correcciones debidas a las porciones de reactivos que no han reaccionado. Finalmente, es obvio que la presencia de reacciones paralelas alteraría el resultado, que sería la suma de los calores de reacción de la principal y las paralelas.

Estas tres condiciones impuestas son tan severas que sólo las cumplen un número escaso de reacciones, entre ellas las combustiones de compuestos orgánicos que sólo contengan carbono, hidrógeno y oxígeno. La combustión de estos compuestos en presencia de un exceso de oxígeno, conduce casi siempre a la formación de CO_2 y H_2O , habitualmente gases.

En los compuestos orgánicos que contienen algún otro elemento los productos finales de la combustión no están tan definidos, aunque estas reacciones son normalmente de gran utilidad. La mayor parte de los datos termoquímicos de que se dispone en la actualidad proceden de experiencias de combustión de sustancias orgánicas.

El calor de combustión se determina normalmente con un calorímetro adiabático, denominado bomba calorimétrica, que detallamos en la figura.



Se inserta un alambre en una muestra pesada de la sustancia y se coloca en una cápsula en el interior de la cámara, que se llena con oxígeno a unas 20 atm de presión. Mediante el cable de ignición se calienta la muestra por el paso de la corriente eléctrica y se inicia la reacción, la cual se desarrolla rápidamente produciendo una gran cantidad de calor. El calor desprendido se mide por la elevación de temperatura del agua de un baño que rodea a la bomba calorimétrica. El sistema está convenientemente aislado del exterior para lograr la menor pérdida posible de calor y previamente calibrado mediante la combustión de una porción de un compuesto cuyo calor de combustión se conoce con seguridad. Normalmente se suele usar ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$).

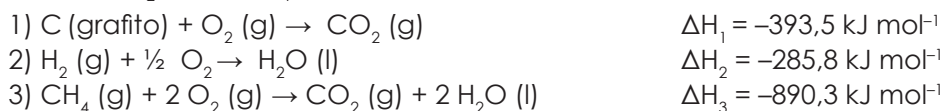
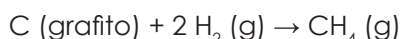
Otro tipo de reacciones susceptibles de un estudio termoquímico sencillo son las de hidrogenación de compuestos orgánicos insaturados. En el caso de que deba conocerse el calor de reacción a una temperatura a la que no sea posible su determinación experimental, puede ser de aplicación la ecuación de dependencia de la energía calorífica del proceso con la temperatura. En cualquier caso, la mayoría de las veces se determinan los calores de reacción de una forma indirecta.

- **Ley de Hess**

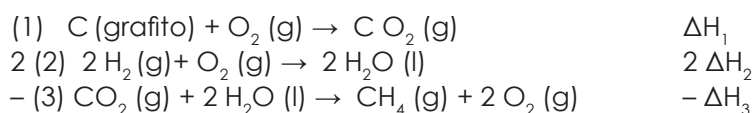
Muchas reacciones no son adecuadas para su estudio termodinámico directo. Como la entalpía es una función de estado, su variación en el transcurso de una reacción dependerá sólo de los estados inicial y final. Por tanto, las variaciones de entalpía de muchas de estas reacciones es posible evaluarlas por un camino indirecto. Así lo propuso por primera vez Germain Henri Hess en 1840. La ley de Hess o ley de la constancia de la suma de calor, no es más que un aspecto de la primera ley de la Termodinámica, que conserva su denominación por haber sido enunciada independientemente. Esta ley dice que “el cambio entálpico para una reacción es el mismo, tanto si se hace en una etapa o en varias”.

La ley de Hess permite tratar las ecuaciones termoquímicas como ecuaciones algebraicas, ya que cuando varias reacciones se combinan como éstas para obtener una reacción neta, los valores de ΔH se combinan del mismo modo para dar la variación de entalpía de la reacción neta.

Ilustremos la utilidad de esta ley con el siguiente ejemplo. No es posible obtener metano por reacción directa entre el carbono y el hidrógeno, razón por la cual no es posible medir experimentalmente el calor estándar de formación del metano. Sin embargo, puede determinarse de forma indirecta conociendo los calores de reacción de otros procesos, fáciles de medir experimentalmente con bombas calorimétricas, como son el calor de combustión del carbono (grafito), del hidrógeno y del propio metano. La aplicación práctica de la ley de Hess para esta reacción es:

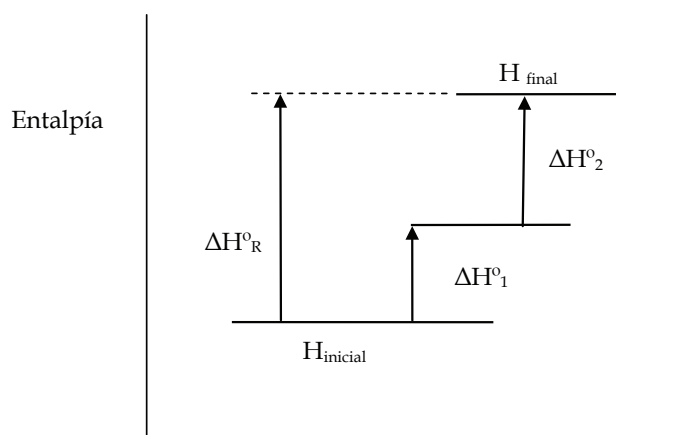


La ecuación de formación del metano puede obtenerse con la siguiente combinación:



La combinación señalada de reacciones da como consecuencia, después de la simplificación de términos semejantes, la reacción de formación estándar del metano y la correspondiente combinación de los calores de reacción da como resultado la entalpía de formación del metano.

La ley de Hess puede apreciarse con claridad en un diagrama entálpico:



- **Entalpías de formación estándar**

Una reacción de gran interés termodinámico es la reacción de formación de un compuesto. Se define como la reacción de obtención de ese compuesto a partir de sus elementos. El correspondiente calor se llama calor (o entalpía) de formación del compuesto y da una idea de la estabilidad relativa del mismo, ya que, cuanto más alto es el valor de la energía para formarlo, tanto más difícil sería disociarlo.

Como ya sabemos, de la entalpía no es posible medir sino variaciones y no valores absolutos y, por tanto, con el fin de poder tabular los calores de formación a presión constante de los diferentes compuestos es necesario elegir un estado de referencia. Se ha convenido este estado de referencia o estado estándar de la siguiente manera:

- En los sólidos la forma alotrópica más estable a una presión de una atmósfera y una temperatura de 298 K (25 °C).
- En los líquidos, el líquido puro, igualmente, a 1 atm y 298 K.
- En los gases, el gas puro, también a 1 atm y 298 K.

Finalmente si se trata de disoluciones, se supone, además, la concentración 1 M.

En realidad el estado estándar no especifica la temperatura, aunque la costumbre ha convenido que sea 25 °C.

El calor de formación estándar, ΔH_f° , es la variación de entalpía de la reacción de formación de un mol de un compuesto a partir de sus elementos, todos en estado estándar. Por definición, el calor de formación de los elementos en estado estándar es cero. Las sustancias estables tienen calor de formación negativos, como por ejemplo, el agua o el amoníaco o el CO_2 .

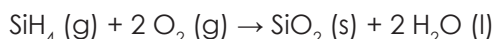
Los valores de entalpías de formación están tabulados. Con respecto a estos valores, digamos que la I.U.P.A.C. recomienda que el estado estándar de presión se cambie de 1 atm (101325 Pa) a 1 bar (1105 Pa).

La aplicación más importante de la tabulación de los calores de formación es el cálculo de calores de reacción. En efecto, aplicando la ley de Hess es fácil demostrar que la variación de entalpía de una reacción puede ser calculada a partir de los calores de formación de los reactivos y de los productos, mediante la ecuación siguiente, que ya citamos con anterioridad:

$$\Delta H^\circ \text{ reacción} = \sum n_p \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum n_r \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$$

Es decir, el calor de reacción es igual a la suma de los calores de formación de los productos, multiplicados por los correspondientes coeficientes estequiométricos, menos la suma de los calores de formación de los reactivos, igualmente multiplicados por sus coeficientes estequiométricos.

Un ejemplo ilustrativo sería la combustión del silano:



Aplicando la ecuación anterior:

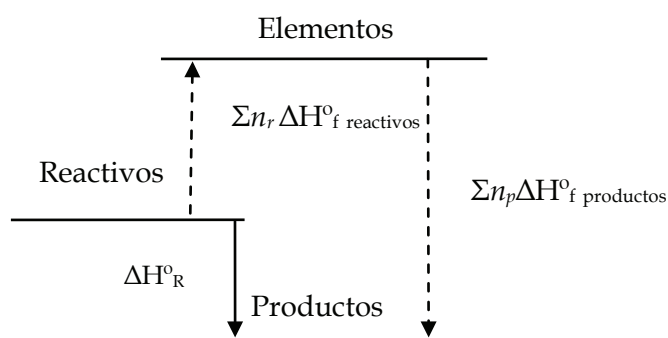
$$\Delta H^\circ = [\Delta H_f^\circ \text{SiO}_2 (\text{s}) + 2 \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} (\text{l})] - [\Delta H_f^\circ \text{SiH}_4 (\text{g}) + 2 \Delta H_f^\circ \text{O}_2 (\text{g})]$$

Y sustituyendo los valores tabulados, obtenemos el calor de reacción.

$$\Delta H^\circ = [-910,9 \text{ kJ} + 2 (-285,8 \text{ kJ})] - [+34 \text{ kJ} + 0 \text{ kJ}]$$

$$\Delta H^\circ = -1516 \text{ kJmol}^{-1}$$

En un diagrama de entalpía el cálculo de la entalpía de reacción a partir de los calores de formación sería:



La flecha continua representa el camino directo desde los reactivos hasta los productos. Las flechas discontinuas representan un camino hipotético por el que los reactivos se convierten en los elementos y estos se convierten en los productos, todos en sus estados normales.

• Entalpías de enlace

A veces es necesario calcular el calor de una reacción en la que intervienen compuestos cuyos calores de formación no son conocidos, y la reacción en cuestión tampoco es adecuada para llevarla a cabo en un calorímetro. En este caso, las técnicas termodinámicas que hemos descrito no sirven para determinar el calor de reacción buscado. Sin embargo, a partir de los conocimientos existentes sobre estructura molecular, es posible determinar, al menos con cierta aproximación, el valor de ΔH de la reacción.

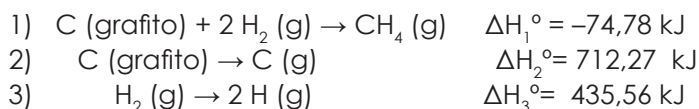
La energía de una molécula, comparada con la de los átomos que la forman, se expresa en función de la energía de sus enlaces. La entalpía de enlace es la cantidad de energía necesaria para romper un mol de enlaces de una sustancia covalente en fase gaseosa y formar productos en esa misma fase a temperatura y presión constantes.

En las moléculas diatómicas la entalpía de enlace es fácil de definir y casi siempre puede medirse directamente. Para una molécula A-B se define como la energía necesaria para disociar la molécula en sus átomos A y B. Equivale, por tanto, a su energía de disociación.

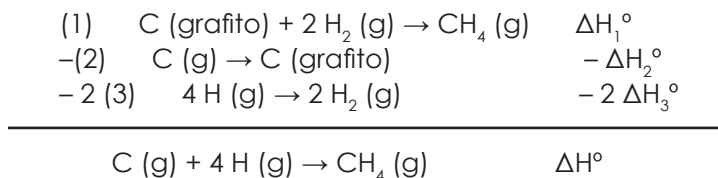
Las energías de enlace de las moléculas poliatómicas son magnitudes menos definidas. Para la molécula de metano, formada por cuatro enlaces idénticos C-H, la entalpía del enlace C-H se determina calculando el calor de formación del metano a partir de sus elementos en estado atómico (gaseoso) y dividiéndolo por cuatro.



Este calor de formación se obtiene, a su vez, haciendo uso de la ley de Hess:



La reacción deseada se obtiene al combinar adecuadamente las tres ecuaciones anteriores:



Por tanto:

$$\Delta H^\circ = \Delta H_1^\circ - \Delta H_2^\circ - 2 \Delta H_3^\circ = -1658,17 \text{ kJ}$$

Este valor corresponde a la formación de 4 enlaces C-H. Así pues, la energía de disociación tendrá el signo contrario, y la energía del enlace C-H en este compuesto sería:

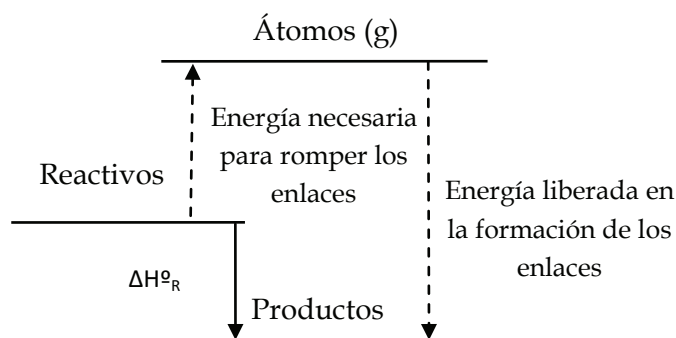
$$\Delta H_{\text{C-H}}^\circ = \frac{-\Delta H^\circ}{4} = 414,54 \text{ kJ/mol.}$$

De la misma forma se obtienen las energías de los enlaces O-H, N-H, y S-H a partir de los calores de formación de las moléculas de agua, amoníaco y sulfuro de hidrógeno, respectivamente.

El calor de una reacción se determina, utilizando esta técnica, mediante la ecuación similar a la que vimos para entalpías u otras funciones termodinámicas:

$$\Delta H^\circ = \sum \text{Energ. enlace rotos (reactivos)} - \sum \text{E. E. formados (productos)}$$

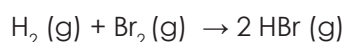
El esquema para esta reacción general, empleando un diagrama entálpico sería el siguiente:



Los valores obtenidos de calores de reacción mediante las entalpías de enlace suelen apartarse en algunas unidades de los valores experimentales por lo que, en determinados casos, no son muy fiables, debiendo aplicarse otros métodos. La magnitud del error que así se puede introducir se pone de manifiesto cuando se comprueba, por ejemplo, que los dos isómeros como son el n-pentano y el 2,2-dimetilpropano, tienen unos calores estándar de formación de valores respectivos: $-126,03$ y $-142,75$ KJ/mol, existiendo en ambos compuestos cuatro enlaces carbono-carbono y doce enlaces carbono-hidrógeno.

La razón de esta desviación del valor experimental radica en que los valores tabulados de energía de enlace son valores promedio, pues la entalpía del enlace entre dos átomos se ve influida por el entorno químico del mismo, que varía mucho entre diferentes compuestos. Por tanto su valor debe considerarse como una estimación, normalmente muy útil y aproximada, del valor real del calor de la reacción.

Consideremos finalmente la formación del bromuro de hidrógeno:



La entalpía de la reacción puede estimarse aplicando la ecuación anterior:

$$\Delta H^\circ = E. E._{\text{H-H}} + E. E._{\text{Br-Br}} - 2 E. E._{\text{H-Br}}$$

Y empleando los valores tabulados de las energías de enlace, obtenemos el siguiente resultado:

$$\Delta H^\circ = -104 \text{ kJ}$$

Aplicando la ley de Hess, sin embargo, obtenemos un resultado algo diferente:

$$\Delta H^\circ = -109 \text{ kJ}$$

6. CONCLUSIÓN

Hasta el siglo XVI la física y la química eran dos disciplinas independientes, pues la química estudiaba los cambios que suponían la alteración de la estructura molecular y la física, los que no la alteraban. Los estudios de Carnot inauguran la moderna Termodinámica, que concluye formulando sus famosos principios. Finalmente, estos avances se trasladaron al ámbito de la química. Hess midió la cantidad de calor desarrollada en algunas reacciones químicas concluyendo la ley de la suma del calor de las reacciones. Así nace la Termoquímica, un paso más para comprender que, aunque el conocimiento deba aprehenderse parcelado en campos, es único.

Berthelot profundizó en el estudio de las reacciones empleando el calorímetro, y concluyó que las reacciones que liberaban calor eran espontáneas y aquellas que absorbían calor no lo eran. Más tarde se comprobó que esta generalización era errónea, y que para comprender la espontaneidad de los procesos era necesario introducir una nueva magnitud para completar el estudio termoquímico del mismo, la entropía.

7. BIBLIOGRAFÍA

- BABOR, J. A. e IBARZ, J. *Química general moderna*. Editorial Marín. Barcelona. 1974.
- BARROW, O. M. *Química Física*. Editorial Reverté. Barcelona. 1985.
- CASTELLAN, G. *Fisicoquímica*. Editorial Addison Wesley. México. 2000.
- CHANG, R. *Química General*. McGraw-Hill, 1995.
- DIAZ PEÑA, M. y ROIG MUNTANER. *Química Física*. Editorial Alhambra. Madrid. 1988.
- DICKERSON, Richard E. *Principios de química*. Editorial Reverté, Barcelona, 1988.
- GLASSTONE, *Tratado de química física*. Editorial Aguilar. 1968.
- GRAY, H. y HAIGHT, G. *Principios básicos de Química*. Editorial Reverté
- MAHAN, Bruce H. *Química: curso universitario*. Editorial Addison-Wesley Iberoamericana. Buenos Aires. 1990.
- MORCILLO, J. *Temas básicos de química.*: Editorial Alhambra, Madrid.
- USÓN, R. *Química Universitaria Básica*. Editorial Alhambra-Longman
- WHITTEN, K.W. *Química general*. McGraw-Hill, 1992.

Referencias legislativas:

- Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, por el que se establece el currículo básico de la Educación Secundaria Obligatoria y del Bachillerato.
- Orden ECD/1361/2015, de 3 de julio, por la que se establece el currículo de Educación Secundaria Obligatoria y Bachillerato para el ámbito de gestión del Ministerio de Educación, Cultura y Deporte, y se regula su implantación, así como la evaluación continua y determinados aspectos organizativos de las etapas.

Webgrafía:

<http://www.sc.ehu.es/sbweb/fisica/estadistica/termo/Termo.html>

<http://www.sc.ehu.es/iawfemaf/archivos/materia/00121.htm>