

An engraving of Albertus Magnus, a medieval philosopher and theologian. He is depicted in profile, facing left, wearing a dark hooded robe. The portrait is enclosed in an oval frame with a decorative border of flowers and leaves. The Latin text 'MAGNVS . ALBERTVS . BOLOGNENSIS . COGNOMINATVS' is inscribed around the oval. Below the portrait is a rectangular frame containing a Latin inscription.

# Las huellas de la Química en la historia

Francisco Jarabo Friedrich

fjarabo@ull.es



Reconocimiento-NoComercial-SinObraDerivada 3.0 España (CC BY-NC-ND 3.0)

**Usted es libre de:**



copiar, distribuir y comunicar públicamente la obra

**Bajo las condiciones siguientes:**



**Reconocimiento** — Debe reconocer los créditos de la obra de la manera especificada por el autor o el licenciadador (pero no de una manera que sugiera que tiene su apoyo o apoyan el uso que hace de su obra).



**No comercial** — No puede utilizar esta obra para fines comerciales.



**Sin obras derivadas** — No se puede alterar, transformar o generar una obra derivada a partir de esta obra.

## Introducción

Quizás la mejor manera de definir la Ciencia es como una búsqueda cuidadosa, disciplinada y lógica del conocimiento acerca de todos y cada uno de los aspectos del universo, obtenidos por el examen de las mejores evidencias disponibles y siempre sujeto a corrección y mejora por descubrimiento de evidencias mejores.

La esencia del conocimiento de una ciencia radica en percibir cómo han surgido los principios, cómo se han formulado las leyes y cuáles han sido las trayectorias experimentales que se han debido seguir hasta conseguir establecer las teorías que los explican.

Para alcanzar este objetivo es importante el estudio de la evolución de las ideas y las técnicas, es decir, el modo de pensar y hacer de aquéllos han llevado la ciencia al cuerpo de conocimiento actual. Así podrán entenderse mejor las influencias recíprocas entre los avances científicos, las innovaciones tecnológicas y los fenómenos sociales, causas, y al mismo tiempo, efectos del devenir político, económico y cultural del ser humano.

Con la ingenuidad y la audacia de los aficionados, sabiendo que este trabajo es manifiestamente mejorable y, sobre todo, sujeto a innumerables interpretaciones por parte de distintos lectores, se hace a continuación un breve recorrido por las huellas que han dejado los conceptos científicos relacionados con la Química a lo largo del tiempo.

## La antigüedad griega

Un mito es un relato sobre dioses que pretende explicar algún fenómeno de la naturaleza. Las fuerzas de la naturaleza son personificadas y deificadas (Zeus, Odín) y a lo largo de la historia sus sucesivos relatores los aumentan y corrigen durante siglos, hasta oscurecer totalmente su origen.

Mientras el universo estuviera bajo el control de unas deidades arbitrarias de reacciones imprevisibles no hay posibilidades de comprenderlo, por lo que aparece una manera de pensar totalmente nueva, la **filosofía** (“amor al conocimiento” = disciplina que trata de la esencia, propiedades, causas y efectos de las cosas naturales). Surge en Grecia alrededor del año 600 a.C. y es un excitante ejercicio intelectual de tratar de

descubrir la existencia de leyes en la naturaleza.

Los griegos desarrollan dos importantes técnicas: la **abstracción** (considerar sólo las propiedades necesarias para la solución de un problema, despreciando sus aspectos no esenciales) y la **generalización** (considerar lo que es común y esencial en muchas cosas para formar un concepto que las comprenda todas).

También establecen importantes conceptos para el desarrollo de la Ciencia: los sentidos pueden engañarnos, la naturaleza no es caprichosa y el mundo no se comporta según explicaciones mágicas o religiosas. Aparece un nuevo tipo de explicación, la **explicación racional** y se inicia la vía de la **observación de los fenómenos**.

La escuela de Mileto establece el origen de las cosas en una única materia prima. Para Tales de Mileto (624 - 546 a.C.) es el agua, para Anaximandro de Mileto (611 - 547 a.C.) es “lo indefinido” y para Anaxímenes de Mileto (570 - 526 a.C.) es la “niebla”, de donde surgen la tierra, el agua y el fuego.

En cuanto al problema del cambio, el desacuerdo se produce entre Parménides de Elea (510 - 470 a.C.), para el que nada puede cambiar y sólo la **razón** es fiable; y Heráclito de Éfeso (540 - 480 a.C.), para el que todo “fluye” y los sentidos son fiables.

La síntesis entre estos dos conceptos la logran Empédocles de Akragas (494 - 434 a.C.), para el que la naturaleza tiene cuatro elementos (**raíces**): **tierra, aire fuego y agua**, que se mezclan y se vuelven a separar, movidas por dos “fuerzas”: amor y odio; y Anaxágoras de Clazomenas (500 - 428 a.C.), para el que la naturaleza está formada por “partes mínimas” que contienen “algo de todo” (**semillas**) y existe una fuerza que pone orden en la naturaleza (**espíritu**).

La primera teoría atómica la establece Demócrito de Abdera (460 - 370 a.C.). Toda la materia está compuesta de diminutas partículas *indivisibles* (**átomos**), los átomos son eternos, inmutables e indestructibles y entre ellos sólo existe el vacío, los átomos difieren físicamente entre sí y esa diferencia proporciona las propiedades de las diversas sustancias y los cambios en la naturaleza de las sustancias consisten en la separación de átomos unidos y en su reunión siguiendo un nuevo patrón.

Se trata de una teoría puramente especulativa (sin bases experimentales), siendo sus características principales su **materialismo** (sólo se basa en conceptos

materiales) y su **mecanicismo** (el universo se mueve según unas leyes fijas, en las que no interviene ninguna “fuerza”).

El ateniense Sócrates (470 - 399 a.C.) es el filósofo por excelencia (“*sólo sé que no sé nada*”), considera que la base del conocimiento es la razón (**racionalismo**) y es el creador de la **dialéctica** (uso argumentativo del lenguaje), que persigue el conocimiento mediante preguntas y respuestas (“diálogo socrático”).

El también ateniense Platón (427 - 347 a.C.) es el fundador de la primera “universidad”, la **Academia** (situada en tierras del griego Academo), el creador de la “teoría de las ideas” (hay una realidad eterna e inmutable detrás del mundo de los sentidos que forma el mundo de las ideas).

Aristóteles de Estagira (384 - 322 a.C.) funda su propia escuela, el **Liceo** (situada cerca del templo de Apolo Licio). Usa el método empírico (basado en la experiencia) para recoger la información de algún aspecto de la naturaleza, organizar las observaciones en un orden y deducir los principios que resumen dicho aspecto.

Formula la forma clásica del argumento deductivo: el **silogismo** (dos *premisas* que llevan a una *conclusión*), importante paso en la metodología de la Ciencia.

Determina que el mundo está formado por los cuatro elementos habituales (tierra, aire, agua, fuego), corruptibles; en el firmamento la materia es incorruptible y está formada por la “quintaesencia” (el quinto elemento), o “éter”. En definitiva, crea un modelo del universo tan completo y autoconsistente, que pervive durante ¡más de 20 siglos! (s. III a.C. - s. XVII d.C.)

Los griegos cometen dos errores: considerar la deducción como único medio respetable de alcanzar el conocimiento excelso, despreciando el conocimiento experimental, y transportar los axiomas usados en Matemática a otras ramas de conocimiento, principalmente la **Astronomía** (estudio del movimiento de los astros). Establecen “*verdades absolutas*” como que la tierra, inmóvil, es el centro del universo (geocentrismo), y que la tierra es imperfecta y los cielos son perfectos.

Les falta considerar la importancia de la observación de experimentos controlados, la necesidad de utilizar también argumentos inductivos (obtener el principio que comprende a un conjunto de hechos), la aplicación de la Matemática para representar los fenómenos observados y la función social de la Ciencia como

herramienta de dominio del mundo material para reducir la necesidad del esfuerzo físico (consideraron la Ciencia como un juego intelectual).

El ocaso de la civilización helénica provoca el abandono de la perspectiva científica, ya que para los griegos la Ciencia es *una forma de **mirar** al mundo*, más que *una forma de **tratar** con el mundo*, es decir, la Ciencia sólo proporciona una imagen del mundo, no hace nada por cambiarlo.

Por su parte, los romanos son excelentes constructores de edificios, calzadas y acueductos, pero no llevan a cabo ningún progreso científico. Antes de que los romanos tengan tiempo de conquistar el mundo helénico, la propia Roma se ha convertido en una provincia de cultura griega.

### **La larga noche de mil años**

La invasión de los bárbaros provoca la *Caída del Imperio Romano [Occidental]* (año 476). Comienza la denominada Edad Media.

La Iglesia cristiana sobrevive al Imperio Romano y los conventos adquieren el monopolio de la enseñanza y el pensamiento; la filosofía griega es enterrada (año 529). Desde la muerte de Mahoma (570 - 632), sus seguidores (*musulmanes*) expanden su religión (*islam*) desde su Arabia natal (*árabes*) por el norte de África y llegan a España, donde se establecen en 711 hasta que son expulsados en 1492 por los Reyes Católicos (*Reconquista*).

Los árabes absorben territorios y enseñanzas, preservan y traducen los textos griegos, introducen las **cifras** (signos con que se representa un número) arábigas, utilizadas desde entonces en todo el mundo e inventan un signo para representar el **cero**, recogido de los indios.

Abu Musa Jabir Ibn Hayyan [Geber] (Iraq; 760 - 815) modifica la doctrina griega de cuatro elementos (tierra, aire, agua y fuego), introduciendo tres nuevos principios: sal (= cuerpo), azufre (= alma) y mercurio (= espíritu). Defiende la existencia de una sustancia misteriosa que da lugar al desarrollo de la **alquimia** (arte con el que se pretendía el fin último de encontrar la “piedra filosofal” [transmutación en oro] y el “elixir de la vida” [panacea universal]) en su búsqueda.

Después del año 1000 Europa se instala en el feudalismo (fusión de las

sociedades romana y germánica; los vasallos son fieles a los señores), en el que cada persona cumple una de las tres funciones sociales: **rezar** (clérigos y mojes aseguran mediante el culto y la plegaria, la salvación de todos), **combatir** (guerreros y caballeros aseguran mediante la fuerza y el poder, el orden y la paz) y **trabajar** (campesinos que labran la tierra aseguran la supervivencia de clérigos y guerreros).

Los monasterios aseguran la transmisión del conocimiento y las comunidades de profesores o estudiantes (**universidades**) practican enseñanza **escolástica** (síntesis de fe y razón, basada en el pensamiento de Aristóteles y desarrollada por Tomás de Aquino [1225 - 1274]).

**Alberto Magno** (Alemania; 1193 - 1280) se constituye en una de las grandes figuras de la alquimia, desarrolla conocimientos, aparatos y procedimientos para la transformación de unas sustancias en otras (transmutación) [fue declarado “*patrono de los científicos*” por el papa Pío XII en 1941].

Robert Grosseteste (Gran Bretaña; 1169 - 1253) enuncia las reglas para el examen inductivo de los fenómenos y preconiza el uso de experimentos preparados deliberadamente con el objetivo de decidir entre dos teorías enfrentadas.

Roger Bacon (Gran Bretaña; 1220 - 1292) cree que todas las teorías han de estar basadas sobre la evidencia experimental y que la naturaleza puede ser descrita usando la Matemática.

William of Ockham (Gran Bretaña; 1255 - 1349) es el autor del concepto de la “**navaja de Ockham**” (si dos teorías se ajustan igualmente a los datos observados, debe aceptarse aquella basada en los supuestos más simples), a veces también enunciado con la frase “*Pluralitas non est ponenda sine necessitate*” (no se deben multiplicar innecesariamente los entes).

Y, por fin, Johannes Gutenberg (Alemania; 1398 - 1468) concibe la **imprensa**, uno de los inventos más importantes para el desarrollo posterior de la Ciencia. La imprenta abarata los libros, revalúa la literatura y facilita la educación (monopolizada por la Iglesia), debido a la mayor rapidez en la **propagación de las ideas**.

La conquista de Constantinopla por los turcos (año 1453) lleva a la *Caída del Imperio Bizantino* (Imperio Romano Oriental). Finaliza la denominada Edad Media.

## Renacimiento y Revolución Científica

Comienza la Edad Moderna con el **Renacimiento** (vuelta a las fuentes de la cultura) y la **Reforma** (vuelta a las fuentes del cristianismo). Los habitantes de las ciudades (burgueses) comienzan a emanciparse de los señores feudales y del poder de la Iglesia. El resurgimiento del saber se basa en una nueva “visión del hombre” (**humanismo**) y en la utilización escrita de las lenguas vulgares. Cualquier investigación de la naturaleza tiene que basarse en la observación, la experiencia y el experimento (método **empírico**). Los seres humanos comienzan a independizarse de las condiciones de la naturaleza: intervienen en ella e intentan dominarla.

Se consideran fundamentales para esta nueva época tres inventos: la **imprenta**, que contribuye a la difusión de las nuevas ideas, la **brújula**, que facilita la navegación y los descubrimientos y la **pólvora**, que proporciona superioridad militar.

Leonardo da Vinci (Italia; 1452 - 1519) se constituye en el gran “renacentista”, ya que destaca en muchas materias diferentes: arte, diseño mecánico, anatomía animal y humana. Escribe sus ideas en clave, impidiendo el acceso de sus contemporáneos a su conocimiento, por lo que no tiene influencia en el desarrollo científico posterior.

Philippus Aureolus Paracelso (Suiza; 1493 - 1541) señala el comienzo de la transición de la alquimia a la **Química** (disciplina que estudia la modificación de la constitución de la materia por la acción de alguna forma de energía o de otra clase de materia) estableciendo que las enfermedades pueden curarse mediante sustancias basadas en los tres elementos alquímicos: sal, azufre y mercurio (**iatroquímica** = química médica).

La obra de Andreas Libavio (Alemania; 1540 - 1616) *Alchemia* (“Alquimia”) puede considerarse el primer libro de texto de Química, ya que organiza los contenidos de la disciplina en tres aspectos: clasificación de técnicas y experimentos de laboratorio y descripción de aparatos, elaboración de manuales con recetas sencillas y claras y creación de un lenguaje sistemático y estandarizado para los nombres de las sustancias, que permitiese reconocerlas fácilmente (nomenclatura).

Francis Bacon (Gran Bretaña; 1561 - 1626) enuncia: *Ipsia scientia potestas est* (“Saber es poder”). Promueve la recopilación de datos experimentales: debe consultarse a la naturaleza, no los libros. Insiste en la importancia de registrar

cuidadosamente los resultados obtenidos en experimentos detallados y dirigidos, reproducibles en condiciones reales. Enaltece la lógica inductiva: a partir de observaciones específicas se establecen hipótesis generales. Aunque fomenta la interdisciplinariedad, desprecia la aplicación de la Matemática a los resultados experimentales.

René Descartes (Francia; 1556 - 1650) enuncia: *Cogito, ergo sum* (“Pienso, luego existo”). Busca el conocimiento mediante el razonamiento deductivo cuidadoso a partir de ideas básicas irreductibles, de extremo escepticismo (racionalismo). Divide cada problema en partes tan pequeñas como sea necesario para poder resolverlo (**reduccionismo**). Si bien se basa en una naturaleza material capaz de producir un mecanismo perfecto (mecanicismo), hace especial énfasis en identificar los elementos simples en los fenómenos complejos (**análisis**).

La síntesis entre la observación (Bacon) y el razonamiento (Descartes) llevará al denominado **método científico** (dialéctica teoría/empirismo):

- Se observan los fenómenos espontáneos o provocados (reduccionismo).
- Se intenta describirlos y repetirlos (repetibilidad).
- Se intenta explicar el fenómeno y predecirlo (hipótesis).
- Se intenta verificar la hipótesis para establecer una teoría (refutación).

Galileo Galilei (Italia; 1564 - 1642). Destierra los últimos vestigios de la ciencia aristotélica, sustituyéndolos por un nuevo marco. Basa todos sus desarrollos en la observación cuantitativa, es decir, en la **medida** (“*Mide lo que se puede medir y lo que no se puede medir, hazlo medible*”). Busca continuamente alguna relación matemática que describa el fenómeno con simplicidad y, simultáneamente, con generalidad (“*El gran libro de la naturaleza está escrito en lenguaje matemático*”). Trata de establecer modelos matemáticos para aplicarlos al estudio de los fenómenos naturales; el experimento, a veces no real (experimentos mentales), es una ilustración de las predicciones teóricas. Ha de abjurar públicamente de sus ideas ante la Inquisición, pero la **Revolución Científica** es ya imparable.

Jan Baptista van Helmont (Bélgica; 1577 - 1644) realiza multitud de experimentos meticulosamente controlados, lo que marca para la química la introducción de la medida cuantitativa y se interesa por los vapores desprendidos en muchos experimentos y los considera materia en completo caos, llamándolos “**gases**” (= “*chaos*”);

distingue algunos de ellos por sus propiedades físicas.

Al volverse inductiva, la Ciencia deja de formar parte de la cultura general de las personas educadas. La gran labor de observación, estudio y análisis hace que los estudiosos se vayan limitando a una parte del saber, transformándose paulatinamente en “científicos profesionales”.

Basándose en la teoría corpuscular de la materia, Robert Boyle (Gran Bretaña; 1627 - 1691) interpreta sus numerosos experimentos con aire enunciando la ley de la compresibilidad de los gases (“*el volumen que ocupa un gas es inversamente proporcional a la presión a la que se encuentra*”); esta ley también fue descubierta de forma totalmente independiente (especificando que sólo es válida a temperatura constante) por Edmé Mariotte (Francia; 1620 - 1684).

Aparece la teoría del **flogisto** (“*phlox*”= llama), principio imaginario para explicar la combustión, enunciada por Georg Ernest Stahl (Alemania; 1660 - 1734): las sustancias combustibles pierden flogisto, de forma reversible, durante la combustión. Su mayor mérito es intentar explicar unos hechos experimentales y domina la química durante más de un siglo, a pesar de sus muchas contradicciones (el flogisto puede tener peso positivo y negativo).

La Revolución Científica proporciona la pérdida del ser humano de su situación especial en la creación, el desafío a la autoridad escolástica aportando un nuevo método inductivo que sustituye a la lógica silogística deductiva, el proceso esencial para la adquisición del conocimiento, basado en la observación, la experimentación, la medida y el cálculo, la necesidad de la comprobación continuada de una generalización (representación imperfecta del mundo real), que siempre podrá ser refutada por una observación posterior y el intercambio de información libre y cooperador entre los científicos (“comunidad científica”).

## Las ciencias ilustradas

Como consecuencia del nuevo método de análisis e investigación basado en la experiencia y con predominio de la razón, se produce un amplio movimiento durante el siglo XVIII, que se denomina **Ilustración**. La importancia que da esta corriente de pensamiento a la instrucción del pueblo, hace que aparezcan varias disciplinas

aplicadas: Pedagogía (trata de la educación y la enseñanza), Psicología (trata de las facultades y operaciones del alma) y Sociología (trata de las condiciones de existencia y desenvolvimiento de las sociedades humanas).

Durante el período de la Ilustración las disciplinas relacionadas con el estudio de la naturaleza van empezando a constituirse como ciencias independientes, al irse formando comunidades de individuos que se identifican como distintas de los que trabajan en otros campos.

En Química se desarrolla con gran interés en Gran Bretaña el estudio de los gases (**química neumática**) al amparo de la teoría del flogisto, produciéndose el descubrimiento del dióxido de carbono por Joseph Black (1728 - 1799), del hidrógeno por Henry Cavendish (1731 - 1810), del oxígeno por Joseph Priestley (1733 - 1803) y del nitrógeno por Daniel Rutherford (1749 - 1819).

Dos apasionados franceses de los viajes en globo, Joseph Louis Gay-Lussach (1778 - 1850) y Jacques Alexandre Charles (1746 - 1823), enuncian de forma independiente la ley de la dilatación de los gases (*“el volumen que ocupa un gas es proporcional a su temperatura absoluta, a presión constante”*).

Amadeo Avogadro (Italia; 1776 - 1856) intuye que *“a volúmenes y temperaturas constantes, cualquier gas contiene el mismo número de partículas”* (**hipótesis de Avogadro**); esta afirmación es ignorada durante más de cincuenta años.

Daniel Bernuilli (Suiza; 1700 - 1782) establece un modelo cinético para los gases, que es ignorado durante más de cien años, cuyas ideas fundamentales son que un gas está formado por gran número de partículas de dimensiones despreciables respecto al volumen que ocupa el gas, que las partículas se mueven rápidamente en todas direcciones, chocando de forma elástica entre sí y contra las paredes del recipiente, que la presión del gas sobre las paredes de un recipiente es el resultado de los impactos de las partículas sobre ellas y que la manifestación externa del movimiento de las partículas es la temperatura, o incluso el calor.

Antoine Laurent Lavoisier (Francia; 1743 - 1794) es considerado el “padre de la Química”, ya que introduce en ella la medida cuantitativa precisa y los cálculos matemáticos, sustituye la teoría del flogisto por la **teoría de la oxidación** (la combustión no libera flogisto, sino que captura oxígeno), establece la ley de la

conservación de la masa (*“la masa de un sistema permanece invariable cualquiera que sea la transformación que ocurra dentro de él”*) y sistematiza la nomenclatura química, dándole a cada sustancia un nombre determinado, partiendo de aquéllas que no se pueden descomponer (**elementos**); la obra *Traité élémentaire de Chimique* (“Tratado elemental de Química”), de 1789, incluye todas las ideas básicas de la nueva Química.

Ya se ha abierto el libro de la Química contemporánea.

### **La ordenación de los elementos químicos (el siglo XIX)**

Una vez definido el concepto de elemento, se empieza a analizar un gran número de sustancias para determinar si son o no compuestos. Ahora siempre se tiene en cuenta el principio de conservación de la materia.

Jeremías Benjamin Richter (Alemania; 1762 - 1807) enuncia la **ley de las proporciones equivalentes**: *“Los pesos de diferentes elementos que se combinan con un mismo peso de un elemento dado, son los pesos relativos de aquellos elementos cuando se combinan entre sí, o bien múltiplos o submúltiplos de estos pesos”*.

Joseph Louis Proust (Francia; 1754 - 1826) enuncia la **ley de las proporciones definidas**: *“Todos los compuestos contienen elementos en ciertas proporciones definidas y no en otras combinaciones, independientemente de las condiciones en las que se hayan formado”*.

John Dalton (Gran Bretaña; 1766 - 1844) enuncia la **ley de las proporciones múltiples**: *“Las cantidades de un mismo elemento que se unen con una cantidad fija de otro elemento para formar, en cada caso, un compuesto distinto, están en la relación de números enteros sencillos”*.

Se han establecido las bases de la **estequiometría** (= “medida de los elementos”); pero falta una teoría que explique a qué se deben estas leyes, que no tarda en llegar.

John Dalton (Gran Bretaña; 1766 - 1844) integra las leyes de las combinaciones de los elementos retomando la idea atomista de Demócrito: la materia está formada por pequeñas partículas denominadas **átomos**.

La teoría atómica está basada en las siguientes premisas: la materia está compuesta por átomos indivisibles; los átomos de cada elemento son invariables, es

decir, son iguales en todas sus propiedades y conservan su identidad; los compuestos se forman por la unión de átomos de distintos elementos en una relación sencilla; los “átomos compuestos” de una sustancia pura son idénticos; y en las reacciones químicas los átomos no sufren alteración, sólo se reorganizan en una nuevas distribuciones.

La teoría atómica permite alcanzar los siguientes logros: explica el principio de conservación de la masa: si los átomos sólo se reagrupan, no puede haber variación de masa; explica las tres leyes de las proporciones: una teoría continua de la materia sería incapaz de explicarla, y permite establecer una tabla de pesos atómicos (relativos): utiliza el hidrógeno como referencia, por ser la sustancia más ligera de todas las conocidas.

Joseph Louis Gay Lussach (Francia; 1778 - 1850) enuncia la **ley de los volúmenes de combinación**: *“Cuando dos gases se combinan y los compuestos resultantes son también gaseosos, entre los volúmenes de todos ellos, medidos en las mismas condiciones, existe una relación sencilla de números enteros”*.

Las relaciones de volúmenes de los elementos de un compuesto gaseoso no son explicables, en principio, mediante la teoría atómica, ya que Dalton supone que un compuesto se forma por la combinación de un solo átomo de un elemento con un solo átomo de otro.

Cuando Avogadro señala que en los gases correspondientes a elementos las últimas partículas no son átomos aislados, sino agregados de átomos, que denomina **moléculas** (= “pequeñas masas”), nadie le hace caso.

Stanislao Cannizzaro (Italia; 1826 -1910) pone orden en los métodos de señalar la estructura de las sustancias en términos de átomos y moléculas. En el Primer Congreso Internacional de Química (Karlsruhe, Alemania; 1860) redescubre las hipótesis de Avogadro, las aplica a las leyes ponderales y volumétricas y hace posible la determinación de pesos moleculares y pesos atómicos.

La teoría atómica finalmente encaja.

Al ir aumentando el número de elementos conocidos (doce en 1700; treinta y tres en 1800) y establecerse cada vez mejor sus propiedades físicas y químicas, surge la necesidad de relacionarlos de modo sistemático, intentando encontrar algún tipo de

“periodicidad”.

En el desarrollo de su teoría atómica, Dalton introduce el uso de símbolos para representar los elementos y sus compuestos, consistentes en pequeños círculos diferentes para representar los átomos. Pero la nomenclatura aceptada es la propuesta por Jöns Jacob Berzelius (Suecia; 1779 - 1848), que sugiere el uso de una o dos letras iniciales del nombre (en latín) para los elementos; en las agrupaciones de átomos se representa el número de ellos por un superíndice (actualmente subíndice).

Johann Wolfgang Döbereiner (Alemania; 1780 - 1849) capta un atisbo de orden, encontrando grupos de tres elementos (“tríadas”) con propiedades similares, débilmente relacionadas con el peso atómico, concepto aún desestimado por falta de claridad.

Cuando en el Primer Congreso Internacional de Química (1860) se aclara la cuestión de los pesos atómicos aparecen nuevas ideas que relacionan esta propiedad con un cierto orden.

John Alexander Reina Newlands (Gran Bretaña; 1838 - 1898) ordena los elementos según sus pesos atómicos crecientes en columnas de siete (“ley de las octavas”); los que son semejantes tienden a quedar en la misma fila. Como las filas también contienen elementos dispares, el intento de organización no tiene éxito.

Julius Lothar Meyer (Alemania; 1830 - 1895) representa los volúmenes atómicos de los elementos en función de sus pesos atómicos y obtiene una serie de ondas que corresponderían a “períodos”: el primer período constituido sólo por el hidrógeno, el segundo y el tercero, de siete elementos cada uno (octavas de Newlands) y los dos siguientes, más largos.

Pero Meyer ha llegado demasiado tarde ...

Dimitri Ivanovich Mendeleiev (Rusia; 1834 - 1907) ordena los elementos conocidos (63) según su peso atómico creciente, bajo el punto de vista de la **valencia**, construyendo una tabla similar a la de Newlands, pero con períodos crecientes, como hace Meyer.

La primera tabla se publica en 1869; dos años después cambia las filas por columnas, quedando definitivamente construida la tabla que se denomina **Sistema Periódico**: las columnas representan los **grupos** de elementos y las filas representan

los **períodos**.

El gran éxito de este descubrimiento reside en el uso espectacular que hace de la tabla: cambia algunos elementos de orden para que queden en la columna de la misma valencia, considera necesario dejar huecos en la tabla y predice la existencia de elementos aún no conocidos, que deben llenar los huecos, y aún más, también predice sus propiedades. **Y esos elementos se descubren.**

De nuevo se abre paso un esquema simple, revelando insospechadas analogías entre los elementos. Pero quedan por explicar las regularidades observadas en la tabla periódica según un modelo físico para el átomo.

La teoría atómica y las leyes de la conservación de la energía están en plena ebullición ...

Rudolf Julius Clausius (Alemania; 1822 - 1888) resucita el modelo cinético para los gases de Daniel Bernuilli utilizando la teoría atómica de John Dalton, relacionando las propiedades térmicas y mecánicas de los gases.

James Clerk Maxwell (Gran Bretaña; 1831 - 1879) y Ludwig Boltzmann (Austria; 1844 - 1906), de forma independiente, consideran una distribución estadística de velocidades de las partículas de un gas, relacionando este movimiento interno con sus propiedades térmicas observables (temperatura, calor). Se trata de la **teoría cinética de los gases**, que enlaza la Mecánica con la Termodinámica.

La combinación de las leyes de la compresibilidad (Boyle y Mariotte) y de la dilatación (Gay-Lussach y Charles) permite obtener la **ecuación de los gases ideales**, que relaciona de un modo simple las tres variables que definen el estado de un gas (presión, volumen y temperatura), en condiciones ordinarias (presiones “bajas” y temperaturas “altas”).

Si los gases fuesen estrictamente ideales, no se podrían licuar. Pero paulatinamente se logra de forma experimental la licuefacción de muchos de ellos, inicialmente comprimiéndolos y, más tarde, enfriándolos, lo que lleva a Thomas Andrews (Irlanda; 1813 - 1889) a definir el “punto crítico” (condiciones de presión y temperatura en las que coexisten las fases líquida y gaseosa de un compuesto, es decir, ambas fases poseen igual densidad).

Johannes Diderik Van der Waals (Holanda; 1837 - 1923) obtiene una **ecuación**

**de estado para los gases reales**, que permite explicar la existencia del punto crítico a la luz de la teoría cinética de los gases, considerando que las moléculas no son simples masas puntuales (lo que afecta al volumen) y que las moléculas ejercen fuerzas de interacción entre ellas (lo que afecta a la presión).

Hasta el siglo XIX se diferencian claramente los compuestos procedentes de animales o vegetales (vivos u “orgánicos”) de aquéllos de origen mineral (no vivos o “inorgánicos”), porque se piensa que los primeros requieren una “fuerza vital” para ser formados (**vitalismo**).

Friedrich Wöhler (Alemania; 1800 - 1882) obtiene urea (orgánica) a partir de cianato amónico (inorgánico), inspirando a otros a tratar el problema de la síntesis orgánica a partir de la inorgánica.

Justus von Liebig (Alemania; 1803 - 1873) establece que la actividad vital proviene de la energía que se produce de la oxidación de los alimentos (hidratos de carbono y grasas) en el interior del cuerpo.

Adolph Wilhelm Hermann Kolbe (Alemania; 1818 - 1884) sintetiza ácido acético a partir de sus elementos constituyentes: carbono, hidrógeno y oxígeno.

Pierre Eugène Marcelin Berthelot (Francia; 1827 - 1907) lleva a cabo la síntesis sistemática de compuestos orgánicos: metano, acetileno, metanol, etanol y benceno.

La teoría del vitalismo, ya bastante perjudicada, queda totalmente destrozada.

Las sustancias inorgánicas reciben fácil interpretación atómica mediante fórmulas empíricas (determinadas por experimentación), que dan el número de átomos de cada tipo en una molécula, debido a que aquél es muy bajo (generalmente menor que ocho). Las sustancias orgánicas más sencillas tienen moléculas formadas por un número alto de átomos (generalmente mayor que doce), principalmente carbono, hidrógeno y oxígeno, cuyas fórmulas empíricas pueden plantear serios problemas.

El descubrimiento de compuestos con idénticas fórmulas empíricas pero distintas propiedades induce a Jöns Jacob Berzelius (Suecia; 1779 - 1848) a sugerir el concepto de **isómero** (= “iguales proporciones”), que establece las bases para intuir que la estructura de los átomos en la molécula puede ser la responsable de sus propiedades.

Auguste Laurent (Francia; 1807 - 1853) cree que las moléculas orgánicas pueden agruparse en familias o “tipos”, cada una de las cuáles están construidas según

una cierta agrupación atómica.

Edward Frankland (Gran Bretaña; 1825 - 1899) propone la denominada “teoría de la valencia” (= “poder”), por la cual cada átomo tiene un poder de combinación fijo.

Friedrich August Kekule von Stradonitz (Alemania; 1828 - 1896) aplica el concepto de valencia a la estructura de las moléculas orgánicas, sugiriendo que el carbono es tetravalente y que puede unirse, a su vez, a otros átomos de carbono formando cadenas lineales o ramificadas abiertas y también cerradas (anillos).

Archibald Scott Couper (Gran Bretaña; 1831 - 1892) sugiere representar gráficamente las uniones entre átomos (enlaces) mediante trazos, lo que populariza definitivamente estas fórmulas estructurales.

Jacobus Henricus Van't Hoff (Holanda; 1852 - 1911) y Joseph Archille Le Bel (Francia; 1847 - 1930) sugieren, de forma independiente, que los cuatro enlaces del carbono están distribuidos hacia los cuatro vértices de un tetraedro.

Se pueden explicar ahora tantas cosas, que la idea de estructura tridimensional (**Estereoquímica**) sirve durante medio siglo como guía adecuada para el estudio de los compuestos orgánicos.

Los mundos de la Física y de la Química se unen y empiezan a andar juntos.

Germain Henri Hess (Suiza; 1802 - 1850) demuestra que la cantidad de calor intercambiada en la transformación de una sustancia en otra (calor de reacción) es la misma, cualquiera que sea la reacción seguida y las etapas en las que se produce (**ley de Hess**). Es el principio de la conservación de la energía para las reacciones químicas y con él se funda la **Termoquímica** (Química del calor).

La Termodinámica y sus principios ya pueden aplicarse a la Química.

Un sistema está en equilibrio cuando su estado es tal, que no puede experimentar ningún cambio espontáneo.

Los experimentos de licuefacción de algunos gases realizados por Thomas Andrews (Irlanda; 1813 - 1888) llegan a mostrar que existe un equilibrio entre los distintos estados de agregación de la materia (porciones homogéneas y uniformes), o **fases**.

Los estudios de algunas reacciones químicas realizados por Alexander William Williamson (Gran Bretaña; 1824 - 1904) llegan a mostrar su **reversibilidad**, es decir,

las sustancias formadas pueden reaccionar entre sí para formar las sustancias originales; después de un tiempo no se observan más cambios, ya que el sistema alcanza el equilibrio.

La comprensión de las reacciones reversibles aumenta con los trabajos de Cato Maximilian Guldberg (Noruega; 1836 - 1902) y Peter Waage (Noruega; 1833 - 1900) y su **ley de acción de masas**, que establece que *“en un equilibrio químico, la relación entre el producto de las concentraciones de las sustancias formadas y el producto de las concentraciones de las sustancias originales permanece constante”* (**constante de equilibrio**).

Josiah Williard Gibbs (EE.UU.; 1839 - 1903) aplica los principios termodinámicos a los estados de equilibrio considerando que el número de propiedades que definen el estado de equilibrio de un sistema (“grados de libertad”) está relacionado con el número de fases y el número de componentes presentes mediante una ecuación muy simple (**regla de las fases**) y que el equilibrio de una reacción química se alcanza cuando su **energía libre** (magnitud que incorpora su contenido en calor [“entalpía”] y su entropía) es mínima; a la variación de energía libre la denomina “potencial químico”, siendo la fuerza impulsora de las reacciones químicas.

Henri Louis Le Chatelier (Francia; 1850 - 1936) enuncia que *“una alteración en uno de los factores que interviene en un equilibrio supone un reajuste del sistema para reducir el efecto del cambio”* (**principio de Le Chatelier**).

Pero el equilibrio es dinámico, consecuencia de la igualdad de velocidades para alcanzar y abandonar ese estado.

La velocidad de las reacciones depende de varios factores, cuya correlación es casi enteramente empírica.

Los **catalizadores** (“catálisis” = destruir) son sustancias que, incluso presentes en pequeñas cantidades, incrementan la velocidad de una reacción química sin tomar parte, aparentemente, en ella.

Ludwig Ferdinand Wilhelmy (Alemania; 1812 - 1864) realiza el primer estudio cuantitativo sobre la velocidad con que transcurre una reacción, según las concentraciones de las sustancias presentes, con lo que comienza a desarrollarse la disciplina conocida como **Cinética Química**.

Friedrich Wilhelm Ostwald (Letonia; 1853 - 1932) interpreta la acción de los catalizadores como la de acelerar la reacción sin consumirse ellos mismos.

Svante August Arrhenius (Suecia; 1859 - 1927) establece la dependencia exponencial de la velocidad de una reacción con la temperatura (**ecuación de Arrhenius**) y sugiere la existencia de una “energía de activación” o umbral mínimo de energía que deben poseer las sustancias para que reaccionen.

Si bien la Cinética Química aún no ha sido suficientemente explicada, sus aplicaciones prácticas son muy importantes, ya que para la industria es fundamental obtener productos en períodos de tiempo razonablemente cortos.

Los rayos X descubiertos por los físicos, utilizados como “cañones” de radiación, van a ayudar a explicar los detalles que quedan pendientes de la tabla periódica de Mendeleiev.

Henry Gwyn Jeffreys Moseley (Gran Bretaña; 1887 - 1915) utiliza la difracción de rayos X, que es característica de cada elemento, para relacionar su longitud de onda con los protones contenidos en su átomo. Descubre que los elementos están ordenados por la carga de su núcleo, a la que denomina **número atómico**, perfeccionando el ordenamiento periódico existente.

Puede ahora definirse el **elemento** como *“la sustancia que se compone de átomos que poseen todos un número atómico idéntico y característico”*, así como predecir mucho más exactamente los elementos que quedan por descubrir (siete, en 1913; el último se encuentra en 1947).

Las leyes estequiométricas de las reacciones químicas permiten su estudio matemático mediante ecuaciones denominadas “ecuaciones estequiométricas”, cuyos coeficientes representan las proporciones en las que se combinan las especies químicas.

Friedrich Wilhelm Ostwald introduce en 1900 el concepto de **mol** en relación con la cantidad de sustancia, definiéndolo como *“el peso molecular de una sustancia expresado en gramos”*.

## La Química de los átomos (el siglo XX)

Los experimentos de los físicos con radiaciones proporcionan los medios para comprobar el extraño interior del átomo.

Ernest Rutherford (Nueva Zelanda; 1871 - 1937) elabora un modelo para la estructura interna del átomo según el cual el átomo consiste en una diminuta zona central cargada positivamente (núcleo), que contiene todos sus protones y, por tanto, la parte esencial de su masa y el núcleo se encuentra rodeado de un sistema de electrones (corteza), retenidos por las fuerzas atractivas del núcleo, cuya carga total negativa coincide con la positiva del núcleo y cuyo número es aproximadamente igual a la mitad del peso atómico.

Aunque inicialmente este modelo goza de buena aceptación, las hipótesis tienen dos puntos fácilmente vulnerables: los electrones externos justifican los fenómenos eléctricos, pero no explican cuantitativamente sus detalles ni los espectros de emisión de líneas; los electrones han de girar para compensar la atracción eléctrica del núcleo; como una carga en movimiento emite radiación electromagnética, el electrón giraría en espirales cada vez más cerradas y con mayor velocidad (emitiendo frecuencias cada vez mayores), cayendo finalmente sobre el núcleo.

Se necesita una nueva idea del átomo nuclear, que aparece muy pronto.

El modelo atómico de Ernest Rutherford se replantea mediante la revolucionaria teoría cuántica de Max Planck.

Niels Henrik David Bohr (Dinamarca; 1885 - 1962) establece su modelo atómico para el átomo de hidrógeno en el que el electrón se encuentra en una órbita estacionaria, en la que no irradia energía, el electrón emite o absorbe radiación electromagnética cuando cambia de órbita, cada órbita posee un determinado nivel de energía; el cambio de órbita del electrón provoca una emisión o absorción de energía, equivalente a un cuanto de Planck y cada órbita estable donde puede estar el electrón se designa mediante un número entero, el **número cuántico principal,  $n$**  ( $n = 1$  es la órbita más próxima al núcleo).

Arnold Johannes Wilhelm Sommerfeld (Lituania; 1868 - 1951) introduce algunas modificaciones: el electrón puede describir órbitas circulares o elípticas dentro de cada nivel energético, lo que da lugar a subniveles energéticos y la excentricidad de las

órbitas elípticas se designa mediante un **número cuántico secundario u orbital**,  $l$ .

Este modelo predice todas las series espectrales del hidrógeno, así como el tamaño del átomo. Aunque es incapaz de explicar los espectros de los átomos multielectrónicos, introduce el concepto de “capas” electrónicas, de modo que los electrones contenidos en la capa más externa (electrones de **valencia**) determinan las propiedades químicas del elemento en cuestión.

El modelo atómico de Bohr - Sommerfeld lleva a la interpretación teórica de los datos espectroscópicos mediante un modelo de órbitas electrónicas basado en números cuánticos.

Arnold Sommerfeld introduce el **número cuántico magnético**,  $m_l$ , que designa las distintas orientaciones e inclinaciones en el espacio de las órbitas electrónicas.

Samuel Abraham Goudsmit (Holanda; 1902 - 1978) y George Eugene Uhlenbeck (Indonesia; 1900 - 1988) introducen el **número cuántico de espín**,  $m_s$  (“spin” = giro), que designa los dos posibles sentidos de la rotación del electrón.

Wolfgang Pauli (Austria; 1900 - 1958) establece el denominado “principio de exclusión”, según el cual dos electrones con igual sentido de rotación no pueden coexistir en la misma órbita.

Edmund Clifton Stoner (Gran Bretaña; 1899 - 1968) enuncia el “principio de construcción progresiva”, por el cual los electrones se disponen en capas según los mínimos niveles de energía.

Friedrich Hermann Hund (Alemania; 1896 - 1997) plantea de forma empírica el “principio de máxima multiplicidad” según el cual, los electrones se distribuyen en el mayor número posible de órbitas, de forma que tengan los espines paralelos.

Los números cuánticos derivados de los espectros atómicos indican las estructuras atómicas de los elementos. Como, a su vez, el número atómico de Henry Moseley se identifica con el número de protones y, por tanto, también con su número de electrones, aparece una estrecha concordancia entre la estructura electrónica de los átomos y su clasificación periódica.

La aplicación de la ecuación de Schrödinger a la estructura electrónica del átomo de hidrógeno permite obtener los mismos estados energéticos que para el modelo de Bohr - Sommerfeld, pero no permite ubicar exactamente al electrón, sino acotar una

región del espacio con mayor probabilidad de albergarlo (**orbital atómico**).

Un orbital atómico se representa, pues, mediante una función de onda que satisface la ecuación de Schrödinger y depende de los números cuánticos principal, orbital y magnético. Se ha establecido para ellos una nomenclatura heredada de la clasificación empírica de los espectros, asignando a cada valor del número cuántico orbital una letra:  $\ell = 0$ , orbitales **s** (“spheric”, esféricos);  $\ell = 1$ , orbitales **p** (serie principal);  $\ell = 2$ , orbitales **d** (serie difusa);  $\ell = 3$ , orbitales **f** (serie fundamental).

El poder de combinación de los átomos y la estructura de las moléculas aún no poseen explicaciones convincentes. El modelo atómico de Ernest Rutherford junto con el número atómico de Henry Moseley permiten una interpretación del enlace químico basada en la estructura electrónica del átomo.

Walter Kossel (Alemania; 1888 - 1956) sugiere que los átomos tienden a adquirir la configuración de gas noble (la más estable); pueden enlazarse entre sí convirtiéndose en iones mediante la ganancia o pérdida de electrones, dando lugar al **enlace iónico**, que sólo explica la formación de compuestos polares.

Gilbert Norton Lewis (EE.UU.; 1875 - 1946) e Irving Langmuir (EE.UU.; 1881 - 1957) proponen, de forma independiente que, los átomos pueden enlazarse entre sí mediante la compartición de electrones, con lo que pueden adquirir también la configuración de gas noble, dando lugar a un **enlace covalente**, que sólo explica la formación de compuestos no polares.

Ambos modelos tienen el gran mérito de poner de relieve la contribución de los electrones de los átomos para la formación de los enlaces químicos propios de las moléculas. Son eficaces por su simplicidad, pero son modelos límites, por lo que no son aplicables a la gran variedad de compuestos de carácter intermedio.

La mecánica cuántica se aplica a la interpretación del enlace químico, introduciendo el concepto de zonas de densidad electrónica definidas por una función de onda.

Walter Heitler (Alemania; 1904 - 1981) y Fritz Wolfgang London (Alemania; 1900 - 1954) desarrollan la teoría del **enlace de valencia**, por la que los átomos que constituyen una molécula se comportan de modo similar a los átomos aislados y conservan sus orbitales, modificándose sólo aquéllos que intervienen directamente en

el enlace.

Linus Carl Pauling (EE.UU.; 1901 - 1994) y John Clarke Slater (EE.UU.; 1900 - 1976) desarrollan la teoría del enlace de valencia estableciendo que los electrones se comparten entre dos átomos formando unos orbitales combinados, denominados **orbitales híbridos**.

Friedrich Hund (Alemania; 1876 - 1997) establece la teoría de los **orbitales moleculares**, que considera a la molécula como una unidad a la cual pertenecen todos los electrones de los átomos constituyentes.

Robert Sanderton Mulliken (EE.UU.; 1896 - 1986) sistematiza los estados electrónicos de la moléculas (orbitales moleculares tipo “sigma”,  $[\sigma]$  o tipo “pi”  $[\pi]$ , “enlazantes” o “antienlazantes”), interpretando con ellos numerosas propiedades físicas.

Cuando Michael Faraday habla del movimiento de los iones a través de una disolución de un electrolito al aplicarle corriente eléctrica, está pensando en que aquéllos se forman cuando fluye la corriente. Posteriormente, Rudolf Clausius sugiere que los iones están presentes en las disoluciones en cantidad apreciable, aún no pasando corriente.

Svante August Arrhenius (Suecia; 1859 - 1927) formula la **teoría de la disociación electrolítica**: *“los iones siempre están presentes en una disolución, a veces en cantidades apreciables, en equilibrio con las moléculas no disociadas; el efecto de una fuerza electromotriz no es producir esos iones, sino que éstos se muevan a través de la disolución”*. Las sustancias que al disolverse dan origen a de iones hidrógeno (protones,  $H^+$ ) las define como **ácidos**; las sustancias que al disolverse dan origen a iones hidroxilo ( $OH^-$ ) las define como **bases**; estas definiciones presentan dificultades en las disoluciones no acuosas.

Soren Peter Lauritz Sorensen (Dinamarca; 1868 - 1939) sugiere operar con el logaritmo negativo de la concentración de protones para simplificar la notación, introduciendo el concepto de **pH**, que ha resultado ser uno de los más importantes de la Química.

Johannes Nicolaus Bronsted (Dinamarca; 1879 - 1947) y Thomas Martin Lowry (Gran Bretaña; 1879 - 1936) plantean de forma independiente y simultánea la **teoría ácido-base**: *Un ácido es un dador de protones y una base es un aceptor de protones”*,

que permite salvar muchas dificultades, pero sigue presentando puntos débiles en las disoluciones no acuosas.

Gilbert Norton Lewis (EE.UU.; 1875 - 1946) enuncia su teoría de ácidos y bases: *“Un ácido es toda especie (molecular o iónica) capaz de aceptar un par de electrones y base toda especie capaz de ceder un par de electrones”*; así, la unión de un ácido con una base implica la formación de un enlace covalente y sus predicciones no dependen del disolvente ni de la intervención de protones.

Felix Bloch (EE.UU.; 1905 -1983) aplica la mecánica cuántica para explicar el enlace metálico, considerando que los electrones de un metal están restringidos a ciertas bandas de energía (“teoría de bandas”): justifica el comportamiento de los conductores (bandas solapadas), de los aislantes (bandas separadas) y de los semiconductores (las impurezas conectan las bandas).

La explicación de un tipo de enlace químico ha dado lugar a la **Física del estado sólido**.

William Bradford Shockley (Gran Bretaña; 1910 - 1989), John Bardeen (EE.UU.; 1908 - 1991) y Walter Houser Brattain (China; 1902 - 1987) desarrollan el **transistor** (**transfer resistor** = resistencia transmisora), combinación de materiales semiconductores que permite controlar la corriente eléctrica.

Geoffrey Dummer (1909 - ) concibe el **circuito integrado**, consistente en la interconexión de todos los componentes de un circuito eléctrico (transistores, resistencias y condensadores) en una misma pieza de semiconductor).

Desde ese momento, los circuitos integrados se han transformado en componentes ineludibles de la estructura de las sociedades modernas.

A la luz de la teoría atómica, la unidad fundamental del pensamiento químico es el átomo o la molécula, por lo que es primordial la aptitud para medir y expresar el número de átomos o moléculas presentes en cualquier sistema químico.

Para contar las entidades elementales a partir de las magnitudes macroscópicas de las sustancias se define una unidad de **cantidad de sustancia** que sea fácil de manejar mediante la medida de su masas o su volumen.

La IUPAP (International **U**nion of **P**ure and **A**pplyed **P**hysics = Unión Internacional de Física Pura y Aplicada) en 1961 y la IUPAC (International **U**nion of **P**ure and **A**pplyed

Chemistry = Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) en 1965, conceden al concepto de cantidad de sustancia introducido por Friedrich Wilhelm Ostwald en 1900 el rango de magnitud fundamental: el **mol**.

*“El mol es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, iones u otras partículas) como hay en 12 gramos de carbono-12”, o lo que es lo mismo, “el mol es la cantidad de sustancia que contiene un número de Avogadro de entidades elementales y que tiene una masa igual a la masa atómica o molecular de dichas entidades”.*

### **Bibliografía (referencias materiales)**

- **Aragón, F.;** *Historia de la Química*, Editorial Síntesis, Madrid (2004).
- **Asimov, I.;** *Enciclopedia biográfica de Ciencia y Tecnología*, Revista de Occidente, Madrid (1973).
- **Asimov, I.;** *Breve historia de la Química*, Alianza Editorial, Madrid (1975).
- **Asimov, I.;** *Nueva guía de la Ciencia*, Plaza y Janés Editores, Barcelona (1985).
- **Beiser, A.;** *Conceptos de Física moderna*, Ediciones del Castillo, Madrid (1967).
- **Carpentier, J. y Lebrun, F. (dirs.);** *Breve historia de Europa*, Alianza Editorial, Madrid (1994).
- **Cartwright, J.;** *Del flogisto al oxígeno*, Fundación Canaria Orotava de Historia de la Ciencia, La Orotava (2000).
- **Checkland, P.;** *Systems thinking, systems practice*, John Wiley & Sons, Chichester (1998).
- **Espasa-Calpe (ed.);** *El pequeño Espasa*, Espasa-Calpe, Madrid (1988).
- **Esteban, S.;** *Introducción a la historia de la Química*, Universidad Nacional de Educación a Distancia, Madrid (2001).
- **Gaarder, J.;** *El mundo de Sofía. Novela sobre la historia de la Filosofía*, 43ª ed., Ediciones Siruela, Madrid (2000).
- **Gamov, G.;** *Biografía de la Física*, Alianza Editorial, Madrid (1979).
- **González, M.A.;** *El método experimental y la ciencia de lo vivo*, Fundación Canaria Orotava de Historia de la Ciencia, La Orotava (2002).

- **Guillen, M.;** *Cinco ecuaciones que cambiaron el mundo*, Editorial Debate, Madrid (1999).
- **Izquierdo, M.C, Peral, F., De La Plaza, M.A. y Troitiño, M.D.;** *Evolución histórica de los principios de la Química*, Universidad Nacional de Educación a Distancia, Madrid (2003).
- **Mandel, S.;** *Dictionary of Scienca*, Dell Publishing Co., New York (1969).
- **Mason, S.F.;** *Historia de las ciencias. 1. Las etapas iniciales del conocimiento científico* Alianza Editorial, Madrid (2001).
- **Mason, S.F.;** *Historia de las ciencias. 2. La revolución científica de los siglos XVI y XVII* Alianza Editorial, Madrid (2001).
- **Mason, S.F.;** *Historia de las ciencias. 3. Las aportaciones de la Ilustración* Alianza Editorial, Madrid (2001).
- **Mason, S.F.;** *Historia de las ciencias. 4. La ciencia del siglo XIX* Alianza Editorial, Madrid (2001).
- **Mason, S.F.;** *Historia de las ciencias. 5. La ciencia del siglo XX* Alianza Editorial, Madrid (2001).

#### **Bibliografía (referencias virtuales)**

- **Fernández Buey, F.;** *Historia de la Ciencia*, Universidad Pompeu y Fabra, Barcelona (1998).  
<http://www.upf.es/iuc/buey/ciencia/index.htm>
- **Furió, C., Azcona, R. y Guisasola, J.;** *Dificultades conceptuales y epistemológicas del profesorado en la enseñanza de los conceptos de 'cantidad de sustancia' y de 'mol'*, Enseñanza de las Ciencias, 17(3), 359-376 (1999).  
<http://www.bib.uab.es/pub/ensenanzadelasciencias/02124521v17n3p359.pdf>
- **Furió, C., Azcona, R. y Guisasola, J.;** *The learning and teaching of the concepts 'amount of substance' and 'mole': A review of the literature*, Chemistry Education: Research and Practice in Europe, 3(3), 277-292 (2002).  
[http://www.uoi.gr/cepr/2002\\_October/pdf/02Furio.pdf](http://www.uoi.gr/cepr/2002_October/pdf/02Furio.pdf)

- **Hatch, R.A.;** *History of science study guide*, University of Florida, Gainesville (1999).  
<http://www.clas.ufl.edu/users/rhatch/HIS-SCI-STUDY-GUIDE/index.htm>
- **Johnston, I.C.;** ... *And still we evolve (A handbook for the early history of modern science)*, 3<sup>a</sup> ed., Malaspina University College, Nanaimo (1999).  
<http://www.mala.bc.ca/~johnstoi/darwin/title.htm>



Año Internacional de la  
**QUÍMICA**  
**2011**