

## HISTORIA DE LA QUÍMICA 3

En 1803 el científico inglés John Dalton propuso la ley de Dalton, que relaciona las presiones parciales de los componentes de una mezcla de gases con la presión total de la mezcla.<sup>69</sup> El concepto fue descubierto en 1801, y también se conoce como ley de las presiones parciales.

Pero la principal contribución de Dalton a la química fue una nueva teoría atómica en 1803, donde afirmaba que toda la materia está formada por pequeñas partículas indivisibles denominadas átomos. En 1808 Dalton publicó por primera vez *A New System of Chemical Philosophy* (Un nuevo sistema de filosofía química, 1808-1827), en la que desarrollaba la primera descripción moderna de una teoría atómica. En esta obra identificaba los elementos químicos como un tipo de partículas, y rechaza la teoría de afinidades químicas defendida por Étienne François Geoffroy e Isaac Newton, entre otros. Dalton explicó su teoría formulando una serie de enunciados simples:<sup>70</sup>

- La materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas átomos, que son indivisibles y no se pueden destruir.
- Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, tienen la misma masa y propiedades. Los átomos de diferentes elementos tienen masas diferentes.
- Los átomos permanecen sin división, aun cuando se combinen en las reacciones químicas.
- Los compuestos químicos se forman al unirse átomos de dos o más elementos distintos.
- Los átomos, al combinarse para formar compuestos guardan relaciones simples.
- Los átomos de elementos diferentes se pueden combinar en proporciones distintas y formar más de un compuesto.

A pesar de su utilidad y gran aceptación durante todo el siglo XIX, la teoría atómica de Dalton tenía imprecisiones (los dos primeros enunciados no son del todo ciertos) y presentaba muchas lagunas: no aclaraba nada sobre la estructura del átomo, ni explicaba las propiedades de los elementos, ni cuáles eran las causas de que se unieran para formar compuestos.

Además de definir átomos, elementos y compuestos, Dalton infirió las proporciones de algunos elementos en sus compuestos, partiendo de los pesos de sus reactivos, por medio del peso atómico relativo usando al hidrógeno como unidad de masa en la comparación con los demás elementos. Siguiendo las tesis de Jeremias Benjamin Richter (conocido por acuñar el término *estequiometría*), propuso que cuando los elementos químicos se combinaban para dar más de un compuesto se unen en distintas proporciones fijas y enteras. Esto se conoce como la Ley de las proporciones múltiples y fue incluida en su obra *New System of Chemical Philosophy*. La ley de las proporciones múltiples es una de las leyes básicas de la estequiometría y uno de los pilares de su teoría atómica. Curiosamente a pesar de la importancia de incluir la idea de átomos como entidades físicas reales en *A New System of Chemical Philosophy*, y la creación de un sistema de símbolos químicos para ellos, esta obra dedica casi todo su texto a la teoría calórica en lugar de al atomismo.

Por otro lado fue el químico francés Joseph Proust quien propuso la Ley de proporciones definidas, que afirma que los elementos siempre se combinan para formar un determinado compuesto lo hacen en proporciones de números enteros y sencillos, basándose en varios experimentos realizados entre

1797 y 1804.<sup>71</sup> La ley de proporciones múltiples y la de proporciones definidas son la base de la estequiometría. Estas dos leyes por sí mismas no prueban la existencia de los átomos, pero son difíciles de explicar sin asumir que los compuestos se forman por la combinación de átomos en proporciones constantes.

Un químico sueco discípulo de Dalton, Jöns Jacob Berzelius, se embarcó en un programa sistemático de mediciones cuantitativas precisas de las sustancias químicas, asegurándose de su pureza. A partir de las cuales en 1828 recopiló una tabla de pesos atómicos relativos, donde al oxígeno se le asignaba el 100, y que incluía todos los elementos conocidos en la época. Este trabajo proporcionó pruebas a favor de la teoría atómica de Dalton: que los compuestos químicos inorgánicos estaban formados por átomos combinados en proporciones de números enteros. Determinó la composición elemental exacta de gran número de sustancias. Sus resultados confirmaron la ley de proporciones definidas de Proust. En sus pesos usó como patrón al oxígeno, asignándole el valor exacto de 100, y a partir de él midió el peso de 43 elementos. Al descubrir que los pesos atómicos no eran múltiplos exactos del peso del hidrógeno Berzelius descartó la hipótesis de Prout, que suponía que los elementos estaban formados por átomos de hidrógeno.

Para simplificar los experimentos en su extensa determinación de pesos atómicos introdujo el sistema de símbolos químicos y notación, que publicó en su obra de 1808 *Lärbok i Kemien* (Manual de química), en la que los nombres de los elementos fueron abreviados con una o dos letras de las iniciales de sus nombres en latín. Este sistema de notación, en el que los elementos se expresan mediante símbolos simples y sus proporciones se indican con números, básicamente es el mismo que se usa actualmente. La única diferencia es que en lugar de poner los números en el subíndice como actualmente (ej: H<sub>2</sub>O), Berzelius usaba superíndices (H<sup>2</sup>O).

Se acredita a Berzelius el descubrimiento de los elementos silicio, selenio, torio y cerio. Además los discípulos que trabajaban en el laboratorio de Berzelius identificaron el litio y redescubrieron el vanadio (descubierto originalmente por Andrés Manuel del Río en 1801 y luego descartado al creerlo cromo). Berzelius desarrolló la teoría de los radicales para la combinación química, que mantenía que las reacciones se producen mediante grupos estables de átomos denominados radicales que se intercambian entre las moléculas. Creía que las sales son compuestos de un ácido y una base, y descubrió que los aniones de los ácidos eran atraídos por los electrodos positivos (el ánodo), mientras que los cationes de una base eran atraídos por el electrodo negativo (el cátodo). Berzelius no creía en la teoría del vitalismo, en su lugar pensaba que había una fuerza reguladora que producía la organización de los tejidos de los organismos. Además se atribuye a Berzelius la creación de los términos químicos "catálisis", "polímero", "isómero" y "alótropo", aunque sus definiciones originales difieren considerablemente de las actuales. Por ejemplo el término "polímero" que acuñó en 1833 describía compuestos orgánicos que compartían la misma fórmula empírica pero tenían distinto peso molecular, el mayor era polímero del más pequeño, como la glucosa (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>, de la que se desconocía su estructura) y el formaldehído (CH<sub>2</sub>O). Por todo ello Berzelius es reconocido como uno de los padres de la química moderna, junto a Lavoisier, Boyle y Dalton.

El químico inglés Humphry Davy fue un pionero en el campo de la electrólisis (que consiste en usar la electricidad en una célula electrolítica donde se producen reacciones de oxidación-reducción para separar los compuestos allí contenidos) para aislar varios elementos nuevos. Davy descompuso por electrólisis varias sales fundidas y consiguió descubrir el sodio y el potasio. El potasio fue el primer metal aislado mediante electrólisis, a partir de la potasa cáustica (KOH). Antes del siglo XIX se desconocían las diferencias entre las sales de sodio y potasio. El sodio fue aislado el mismo año a partir de la sosa cáustica fundida (NaOH). Cuando Davy se enteró que Berzelius y Pontin preparaban una amalgama (amalgama de calcio) mediante la electrólisis de la cal en mercurio, lo intentó él. Davy consiguió descubrir el calcio en 1808 con la electrólisis de la cal en óxido de mercurio.<sup>72 73</sup> Siguió trabajando con la electrólisis durante toda su vida, en 1808, aisló el magnesio, el estroncio y el bario.<sup>74 75</sup>

Davy también experimentó inhalando gases. Este procedimiento experimental casi resulta fatal en varias ocasiones, pero condujo a descubrir los inusuales efectos del óxido nitroso, que llevarían a conocerlo como gas de la risa. En 1774 el químico sueco Carl Wilhelm Scheele descubrió el cloro y lo denominó «ácido desflorizado marino» pensando erróneamente que contenía oxígeno. Scheele observó varias propiedades del gas de cloro, como su efecto blanqueante sobre el tornasol, y su efecto mortal sobre los insectos, su color verde amarillento y su olor similar al del agua regia. Sin embargo, Scheele no pudo publicar sus hallazgos a tiempo. En 1810 Humphry Davy le dio al cloro su nombre actual (derivado de la palabra griega *χλωρός* (khloros) «verde amarillento») insistiendo en que se trataba de un elemento.<sup>76</sup> Además demostró que no se podía obtener oxígeno a partir de la sustancia conocida como ácido oximuriático (una solución de HCl). Este descubrimiento rebatió la definición de ácido de Lavoisier que los consideraba compuestos de oxígeno.

El yodo fue descubierto por el químico francés Bernard Courtois en 1811.<sup>77 78</sup> Courtois dio muestras a sus amigos, Charles Bernard Desormes (1777-1862) y Nicolas Clément (1779-1841), para que continuaran la investigación. También le dio algo de sustancia a Joseph Louis Gay-Lussac y al físico André-Marie Ampère. El 6 de diciembre de 1813, Gay-Lussac anunció que se trataba o bien de un nuevo elemento, o bien de un compuesto de oxígeno.<sup>79 80 81</sup> Además fue Gay-Lussac quien sugirió el nombre del yodo, a partir de la palabra griega *ιώδες* (iodes) para el violeta (por el color del vapor de yodo).<sup>77 79</sup> A su vez Ampère dio parte de su muestra a Humphry Davy. Davy hizo algunos experimentos con la sustancia y se dio cuenta de sus similitudes con el cloro.<sup>82</sup> Davy mandó una carta el 10 de diciembre a la Royal Society of London donde afirmaba que había identificado un nuevo elemento.<sup>83</sup> Lo que desató las discusiones entre Davy y Gay-Lussac sobre quién había identificado primero al yodo como elemento, aunque ambos reconocían a Courtois como el primero en aislarlo.

El químico francés Joseph Louis Gay-Lussac compartía con Lavoisier el interés por el estudio cuantitativo de las propiedades de los gases. Desde su primer periodo de investigación 1801-1802, manifestó que todos los gases se expandían proporcionalmente al aumentar la temperatura. A esta conclusión generalmente se la denomina ley de Charles, ya que Gay-Lussac le concedió el crédito del descubrimiento a Jacques Charles, por haber llegado casi a sus mismas conclusiones en la década de 1780 aunque no las había publicado.<sup>84</sup> Esta ley también fue descubierta independientemente por John Dalton alrededor de 1801, aunque la descripción de Dalton es menos

meticulosa que la de Gay-Lussac.<sup>85 86</sup> En 1804 Gay-Lussac hizo varios arriesgados ascensos en globo aerostático de hidrógeno hasta alturas por encima 7000 metros sobre el nivel del mar que le permitieron investigar otros aspectos de los gases, una proeza que nadie más realizó en los 50 años siguientes. Tomó medidas de la presión, la temperatura, la humedad y muestras de aire, que más tarde analizó químicamente, además de realizar mediciones magnéticas a varias altitudes.

En 1808 Gay-Lussac anunció lo que probablemente fue su mayor logro: a partir de experimentos propios y de otros dedujo que los gases a volumen fijo mantienen constante la relación entre su presión y la temperatura. Y que los volúmenes de los posibles productos de una reacción entre gases además están en proporción sencilla con los volúmenes de los reactivos. En otras palabras que los gases bajo las mismas condiciones de presión y temperatura reaccionan con otros en proporciones de volumen de números enteros y pequeños. Estas conclusiones se plasmarían en la ley de Gay-Lussac y la Ley de los volúmenes de combinación.

Gay-Lussac también participó junto a su colega profesor en la *École Polytechnique*, Louis Jacques Thénard, en las primeras investigaciones electroquímicas, y analizó los elementos descubiertos por este medio. Entre sus logros en este campo destaca el descubrimiento del boro, por la descomposición del ácido bórico usando potasio fundido. Ambos investigadores formaron parte de los debates de la época para modificar la definición de los ácidos e impulsar el análisis de los compuestos orgánicos para descubrir su contenido en oxígeno e hidrógeno.

Tras la publicación de la teoría atómica de Dalton en 1808, algunas de sus ideas centrales fueron rápidamente adoptadas por la mayoría de los químicos. Sin embargo durante medio siglo permaneció la incertidumbre de cómo se configuraría la teoría atómica y se aplicaría a las situaciones concretas. Por ejemplo con los datos empíricos disponibles hasta el momento varios químicos de distintos países desarrollaron diversos sistemas de pesos atómicos incompatibles. El físico italiano Amedeo Avogadro (1776-1856) publicó en 1811 una obra que mostraba una salida a esta difícil situación. Presentó la hipótesis de que los volúmenes iguales de cualquier gas, a la misma temperatura y presión, contenían el mismo número de moléculas; por lo cual la relación entre los pesos moleculares de dos gases era la misma proporción que la que había entre sus densidades, en las mismas condiciones de presión y temperatura. Además Avogadro razonó que los gases corrientes no estaban formados por átomos solitarios sino por moléculas que contenían dos o más átomos (que era el origen de los distintos pesos atómicos registrados). Así Avogadro fue capaz de resolver el problema con el que se habían topado Dalton y otros cuando Gay-Lussac reportó que por encima del los 100 °C el volumen del vapor de agua era dos veces el volumen del oxígeno usado para formarla. Según Avogadro la molécula de oxígeno se dividía en dos átomos para formar el agua.

La hipótesis de Avogadro fue ignorada durante medio siglo tras haber sido publicada por primera vez. Se han citado muchas razones para este desinterés, incluidos algunos problemas teóricos como el dualismo propuesto por Jöns Jacob Berzelius que consideraba que los compuestos se mantenían juntos por la atracción de las cargas positivas y negativas, lo que haría incompatible la existencia de moléculas formadas por dos átomos eléctricamente similares, como el caso del oxígeno. Además existía la barrera de que muchos químicos eran reacios a adoptar métodos físicos (como las

determinaciones de densidad del vapor) para resolver sus problemas. Sin embargo, a mediados de siglo las figuras más prominentes empezaron a considerar intolerable la diversidad caótica de sistemas de pesos atómicos y fórmulas de compuestos en competencia, que proliferaron a causa de la incertidumbre. Además empezaron a acumularse pruebas puramente químicas que indicaban que lo afirmado por Avogadro podría ser cierto después de todo. A mediados de siglo, químicos más jóvenes como Alexander Williamson en Inglaterra, Charles Gerhardt y Charles-Adolphe Wurtz en Francia y August Kekulé en Alemania, empezaron a proponer la reforma de la química teórica para que se ajustara a la teoría de Avogadro.

Después de que se comprendieran los principios de la combustión, se apoderó de la química otro debate de gran importancia: el vitalismo, la distinción esencial entre la materia orgánica y la inorgánica. Esta teoría asumía que la materia orgánica solo podría ser producida por los seres vivos, atribuyendo este hecho a una *vis vitalis* (fuerza vital) inherente a la propia vida. En 1827 William Prout clasificó las biomoléculas en tres grupos: carbohidratos, proteínas y lípidos. Pero el debate del vitalismo se zanjó cuando Friedrich Wöhler descubrió accidentalmente en 1828 cómo se podía sintetizar la urea a partir de cianato de amonio, demostrando que la materia orgánica podía crearse de manera química a partir de reactivos inorgánicos. A pesar de ello se mantiene vigente la clasificación en química orgánica e inorgánica, ocupándose la primera esencialmente de los compuestos del carbono y la segunda de los compuestos de los demás elementos.

Anteriormente Friedrich Wöhler y Justus von Liebig realizaron en 1825 el primer descubrimiento confirmado y explicado de isómeros, aunque el término fuera acuñado antes por Berzelius. Trabajando con ácido cianico y ácido fulmínico, dedujeron correctamente que la isomería era la consecuencia de la diferente colocación de los mismos átomos en la estructura molecular. Además en 1832 Friedrich Wöhler y Justus von Liebig descubrieron y explicaron los grupos funcionales y los radicales en la química orgánica, además de sintetizar por primera vez el benzaldehído.

Por su parte Justus von Liebig realizó investigaciones que contribuyeron de forma crucial en la agricultura y la bioquímica y trabajó en la organización de la química orgánica. Liebig es considerado el padre de la industria de los fertilizantes por su descubrimiento de que el nitrógeno es un nutriente esencial para las plantas, y la formulación de la ley del mínimo que indica la influencia individual de cada nutriente en las cosechas.