

# Historia de la química cuántica

Andoni Garritz\*

## ABSTRACT (History of Quantum Chemistry)

Some relevant historical aspects of quantum theory are covered (starting with Max Planck, Niels Bohr atomic model and the proposition of electron spin). Quantum Mechanics, as proposed by Werner Heisenberg (Matrix Mechanics) and Erwin Schrödinger (Wave Mechanics) is introduced, as well as the methodology represented by Hylleraas and Dirac, and developed lately by Hartree, Fock and Roothaan. Immediately all applications of Quantum Mechanics to chemistry systems are boarded through the figures of that scientific campus, as Heitler and London; Slater and Pauling (all by valence bond model); Hund y Mulliken (by molecular orbital model), and several others methodologies as those by Hückel, Pariser, Parr and Pople, Ballhausen Ligand Field Theory, and Coulson, and by Density Functional Theory. A final conclusion is attained with Woodward and Hoffmann rules, and the 2013 Nobel Prize given to Karplus, Levitt and Warshel.

**KEYWORDS:** quantum chemistry, history, theoretical chemistry

## Resumen

Se recorren algunos aspectos históricos relevantes de la teoría cuántica (se inicia con algo de Max Planck, el modelo atómico de Niels Bohr y el descubrimiento del espín). Se continúa con la aportación de la mecánica cuántica de Werner Heisenberg (Mecánica Matricial) y Erwin Schrödinger (Mecánica Ondulatoria), así como de la metodología de cálculo, en principio representada por Hylleraas y por Dirac, y desarrollada posteriormente por Hartree, Fock y Roothaan. Inmediatamente se aborda todo lo que condujo a partir de entonces a la aplicación en química de la mecánica cuántica, a través de figuras como Heitler y London; Slater y Pauling (con la teoría de unión-valencia); Hund y Mulliken (con la teoría de orbitales moleculares) y varios métodos ulteriores, representados por los de Hückel, de Pariser, Parr y Pople, la Teoría del Campo Ligante de Ballhausen, la de Coulson, y por la teoría de funcionales de la densidad. También se tocan las reglas de Woodward y Hoffmann, así como el premio Nobel de Química 2013, otorgado a Karplus, Levitt y Warshel.

**Palabras clave:** química cuántica, historia, química teórica

## Introducción. La teoría cuántica

La teoría cuántica nace en diciembre de 1900, después de que Max Planck encuentra la ecuación de la energía de la radiación emitida para la longitud de onda  $\lambda$  por un cuerpo negro caliente (en octubre):

$$E_{\lambda}^P = c_1 \lambda^{-5} \frac{1}{e^{C_2/\lambda T - 1}}$$

Propone para su explicación que la interacción de la radiación con la materia ocurre por paquetes energéticos, es decir, que no se da en cualquier cantidad, sino solo por múltiplos de un “cuanto” o paquete de energía,  $\varepsilon$ , proporcional a la frecuencia de la radiación. Si dejamos ahora la energía emitida escrita en términos de frecuencia  $\nu$ :

$$E_{\nu}^P = \frac{2\pi\nu^4}{c^3} \frac{\varepsilon}{e^{\varepsilon/kT - 1}}$$

donde

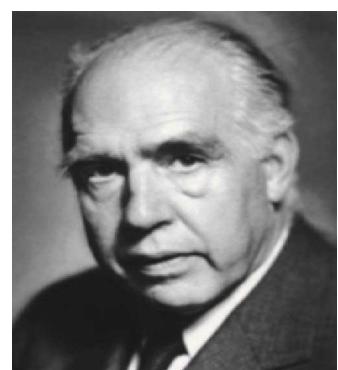
$$\varepsilon = h\nu$$

se conoce desde entonces como “constante de Planck” y tiene un valor minúsculo de  $6.626 \times 10^{-34}$  Js.

Pero eso estaba todavía muy lejos de la química. Hubo que esperar a 1913 cuando el danés Niels Bohr (1913a, ver la figura 1) aplica la cuantización de Planck al átomo de



(a)

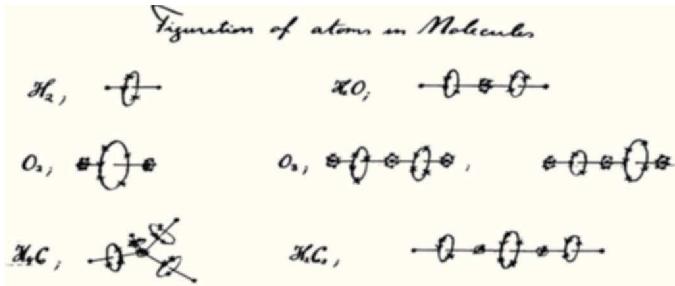


(b)

**Figura 1.** Niels Henrik David Bohr: a) joven, y b) mayor.

\* Facultad de Química, Universidad Nacional Autónoma de México. Ciudad Universitaria, Avenida Universidad 3000, 04510 México, Distrito Federal, México.

Correo electrónico: andoni@unam.mx



The model proposed for  $H_2$  is meant to be the only possible equilibrium configuration of 2 protons and 2 electrons (looking equal from two opposite atoms), in which the protons are at rest.

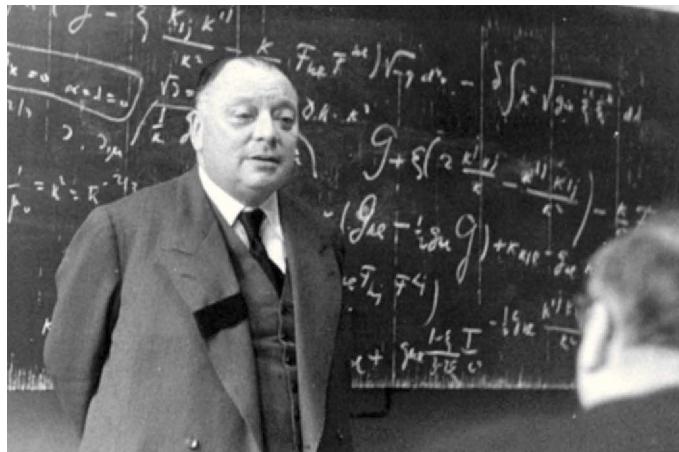
**Figura 2.** Diagramas hechos por Bohr sobre algunas moléculas, tales como  $H_2$ , con los dos electrones girando en un círculo entre los dos núcleos;  $O_2$ , (abajo el  $H_2$ ), con círculos con cuatro electrones entre los dos kernel (enlaces dobles, por lo tanto);  $O_3$ , con enlaces de tres electrones (como la de la figura central, o a la derecha con un enlace doble, de cuatro electrones, y otro sencillo, con dos), metano y acetileno.

hidrógeno. Terminó con ello el fallido modelo planetario de Rutherford según el cual los electrones giran en radios de cualquier tamaño alrededor del núcleo, lo que provocaría de acuerdo con la electrodinámica clásica que el electrón emitiera energía y acabara por caer en espiral sobre el núcleo. Con ello el hidrógeno se convirtió en el primer elemento químico que recibió una tratamiento cuántico que negó la electrodinámica clásica, al decir Bohr que habría órbitas estables solo cuando la cantidad de movimiento angular fuese un múltiplo entero de la constante de Planck sobre  $2\pi$ . Con ello Bohr predijo acertadamente todas las líneas de emisión de este átomo.

Bohr, que era físico, tenía, sin embargo, grandes conocimientos de química, lo que demostró desde 1913, en su



**Figura 3.** En el campo aledaño a Leiden, Holanda, un conjunto de estudiantes de física, rodeando a su maestro, Paul Ehrenfest (cuarto de izquierda a derecha): Dieke, Goudsmit, Tinbergen, Kronig y Fermi. Vale la pena la nota de que Tinbergen cambió luego de la física a la economía y alcanzó el primer Premio Nobel en esa disciplina en 1969. Entre el resto solamente Fermi obtuvo el de física ya que inexplicablemente nunca se lo otorgaron a Goudsmit y Uhlenbeck.



**Figura 4.** Wolfgang Pauli dando cátedra. Este físico habría de jugar un papel preponderante en el concepto del espín. Primero con la predicción del cuarto número cuántico y su principio de exclusión (1925), y, posteriormente, con el principio de antisimetría (1940). Obtuvo el Premio Nobel de Física en 1945.

tercer artículo sobre la constitución de átomos y moléculas (Bohr, 1913b, ver la figura 2). Y habría de convencer a los químicos cuando en 1923 (Bohr, 1923) fue el primero en proponer que la periodicidad en las propiedades de los elementos se podía explicar mediante la estructura electrónica del átomo, y se guió de su conocimiento químico para proponer una “tabla periódica electrónica”.

Después de un periodo de cierta oscuridad, lo más valioso fue la demostración, vía la emisión de rayos-X, de que el número atómico crecía paulatinamente desde el hidrógeno ( $Z = 1$ ) hasta el uranio ( $Z = 92$ ) (Moseley, 1913). La luz empezó a salir desde la complementación del efecto fotoeléctrico por Einstein (1917) con su postulación de la naturaleza dual de los fotones, al asignar una cantidad de movimiento a los mismos. Unos años después (De Broglie, 1924), extendió ese modelo a las partículas materiales. Adicionalmente, fue presentado el espín, por Samuel Goudsmit (ver la figura 3) y George Uhlenbeck (1925) y el principio de exclusión por Wolfgang Pauli (1925, figura 4). Vale la pena citar la importancia ulterior de las técnicas basadas en el espín para la determinación de la estructura química de las sustancias, a través de la Resonancia Magnética Nuclear (NMR) y la Paramagnética Electrónica (EPR).

Luego vendría la presentación de la mecánica matricial, por Werner Heisenberg (1925, figura 5), y la mecánica ondulatoria, por Erwin Schrödinger (1926, figura 6), que acabaron siendo equivalentes, y que acabaron constituyendo el fundamento de la desde entonces conocida como mecánica cuántica.

El estudio de la molécula neutra más simple, la del  $H_2$ , por medio de la ecuación de Schrödinger condujo a Heitler y London (1927, ver la figura 7) a la presentación de un primer método de cálculo mecánico cuántico de las moléculas, que desde entonces lleva el nombre de unión-valencia o enlace-valencia.



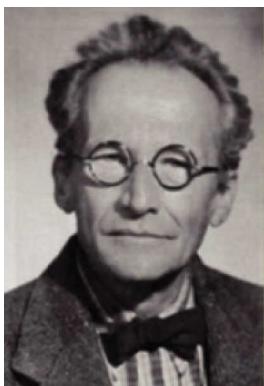
**Figura 5.** Reunión en el Instituto de Niels Bohr en Copenhague en 1933. En la primera fila tenemos a Niels Henrik David Bohr; Paul Adrien Maurice Dirac; Werner Heisenberg; Paul Ehrenfest; Max Delbrück y Lise Meitner. Esta última, quien recibiría el sobrenombre de “la Marie Curie alemana” por Albert Einstein, fue la descubridora del protoactinio y de la fisión nuclear (aunque no fue reconocida con el Nobel). Años después, en 1938, fue refugiada en el mismo Instituto de Bohr por la persecución judía de los nazis en Alemania, de donde tuvo que salir auxiliada por Dick Coster, quien le proporciona el pase para cruzar la frontera hacia los Países Bajos.

Este mismo método fue luego extendido de manera casi simultánea por John Clarke Slater (1930a, 1931; 1932, ver figura 8a) y Linus Pauling (1931a y b, ver figura 8b), quienes incluyeron la hibridación como forma de obtener mejores funciones de onda, más aptas para enlazar con los átomos vecinos. Años después, Pauling (1939) imprimió el libro donde plasmó todas sus aportaciones sobre el enlace químico.

Otro paso adelante fue haber concebido el concepto de «carga nuclear efectiva», por Slater (1930b). Y qué decir del concepto de «electronegatividad» de Pauling (1932a y b). En esta revista han aparecido dos trabajos donde se resalta la obra de Pauling (Chamizo, 1994; González-Vergara y Rosas-Bravo, 2002).

Por otra parte, el método de orbitales moleculares provino de Hund (1927 a, b y c, ver también Kutzelnigg, 1996 y la figura 9a) y Robert S. Mulliken (1928 a y b; 1929, figura 9b).

Hacia el inicio de la mecánica ondulatoria, Egil A. Hylleraas (1928, ver la figura 10), científico noruego, llevó a cabo los primeros cálculos del átomo de helio.



**Figura 6.** Erwin Schrödinger, el creador de la mecánica ondulatoria, que después fue aplicada a la química como las teorías de enlace-valencia (Heitler London, 1927; Slater, 1930a; 1931 y 1932; y Pauling, 1928; 1931a y b) y de orbitales moleculares (Hund, 1927a, b y c; y Mulliken, 1928a y b; 1929b; 1932).



(a)



(b)

**Figura 7.** a) Walter Heitler, y b) Fritz W. London. Colaboradores en la solución de la ecuación de Schrödinger para el H<sub>2</sub>. Llegaron a la conclusión de que la mejor descripción es la de una onda “deslocalizada”, en la que el electrón 1 y el 2 lo mismo están centrados en el átomo A que en el átomo B. Concluyeron también que la inclusión de términos iónicos en la función de onda (donde ambos electrones estén descritos en la cercanía del átomo A o del B) conducía a mejores resultados. Por más irracional que pareciese, un molécula homo-nuclear tenía 0.24 de contribución iónica frente a 1.0 de contribución covalente “deslocalizada”.



(a)



(b)

**Figura 8.** a) John C. Slater, y b) Linus Pauling en los años en que presentó el concepto de «electronegatividad».

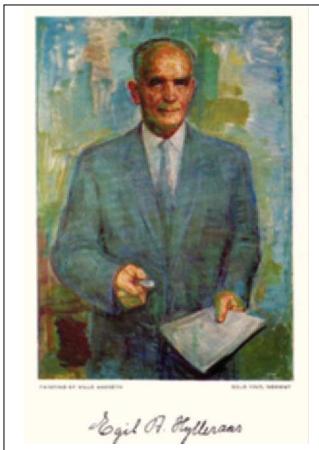


(a)

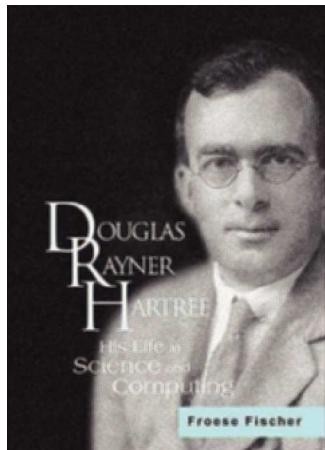


(b)

**Figura 9.** a) Friedrich Hund, y b) Robert S. Mulliken en los tiempos de sus contribuciones más importantes.



**Figura 10.** Cuadro con la figura de Egil A. Hilleraas.



**Figura 12.** a) Hartree; b) Fock, y c) Roothaan.



(b)

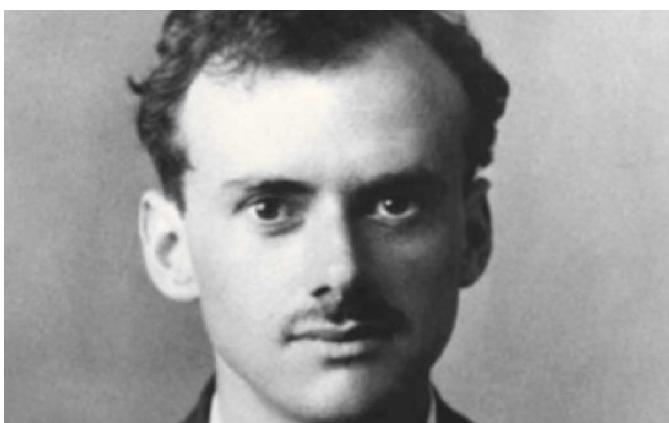


(c)

Dirac (1929, figura 11) fue otro de los grandes iniciadores de la mecánica cuántica, con su ecuación relativista y la propuesta de la existencia de las antipartículas (como el positrón), cuyo descubrimiento lo llevó a alcanzar el Premio Nobel de Física en 1933, compartido con Erwin Schrödinger. En su libro (Dirac, 1929, p. 714) nos habla del impacto de la mecánica cuántica sobre lo conocido en física y química:

Las leyes subyacentes necesarias para la teoría matemática de una buena parte de la física y de toda la química son entonces completamente conocidas, y la dificultad es solo que las aplicaciones exactas de esas leyes nos conducen a ecuaciones mecánico-cuánticas que son demasiado complejas como para ser solubles.

La metodología de resolución de la ecuación de Schrödinger a través de la combinación lineal de orbitales atómicos se dio gracias a Douglas Hartree (1928, en la aproximación de electrones independientes, en primer lugar) y a Vladimir Fock (1930, quien incluyó el intercambio) complementados posteriormente por Clemens C. J. Roothaan (1951). La foto de los tres puede verse en la figura 12.

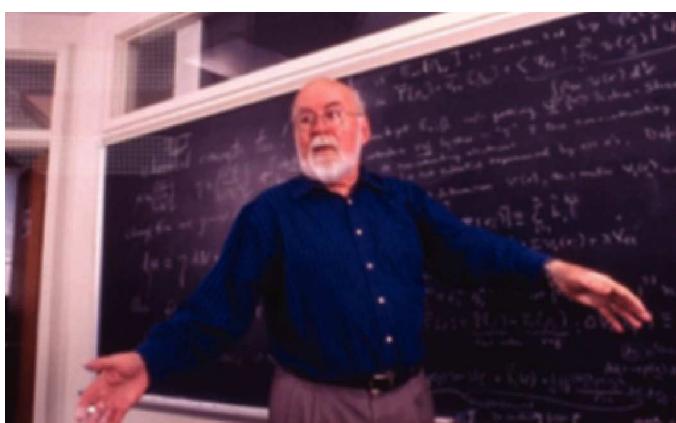


**Figura 11.** Paul Adrien Maurice Dirac (1902-1984).



**Figura 13.** Erich Hückel. En 1923 trabajó con Peter Debye una teoría que explica el comportamiento de disoluciones diluidas de electrolitos.

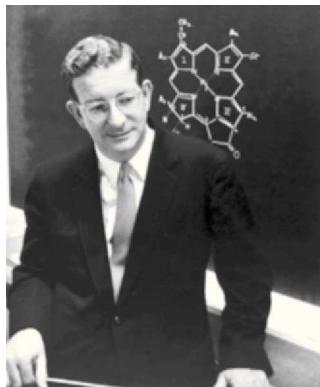
A partir de este momento, empezaron a obtenerse múltiples métodos para aproximar la solución de la ecuación de Schrödinger para moléculas. Lo primero que se logró fue el estudio de los electrones pi, con el método de Hückel (1931, ver la figura 13).



**Figura 14.** Robert G. Parr (1921-) dando una charla.



**Figura 15.** Alberte (1920-2011) y Bernard Pullman (1919-1996).



**Figura 16.** a) Robert Burns Woodward (1917-1979), y b) Roald Hoffmann (1937-) con el profesor Jaime Keller (1936-2011, a su izquierda), de la Facultad de Química de la UNAM.



(a)

(b)

Robert G. Parr (figura 14) trabajó con el químico de Dupont Rudolph Pariser y publicaron también en 1953 un método para calcular moléculas con sistemas de electrones pi. Luego vino John Pople a complementar el método (se le conoció como PPP, por Pariser-Parr-Pople) y presentarlo como CNDO en 1965 (de cero traslape diferencial). John fue el coordinador del programa Gaussian, para el cálculo de moléculas con bases de funciones de gran calidad. Pople recibió el Premio Nobel de Química en 1998.

Otra idea genial de Parr fue la “Teoría de Funcionales de la Densidad”, concebida hacia 1968 y puesta en práctica junto a Weitao Yang and Chengteh Lee en 1988, uno de los artículos más citados en la literatura de la química teórica. Walter Kohn, el creador de la teoría, recibió el Nobel de Química en 1998, compartido con John Pople.

En Francia también se dieron muchas contribuciones por Alberte Pullman (ver la figura 15) y su marido Bernard, por Raymond Daudel (1974) y por Lionel Salem, quien se convirtió en un divulgador extraordinario (Salem, 1979).

En Gran Bretaña se dieron otras contribuciones, como la de Carl Ballhausen (1962) con el desarrollo de la teoría del campo de ligantes, y la de Charles A. Coulson (1952, 1973), un matemático aplicado a la teoría cuántica de la valencia.

En tanto, en los Estados Unidos se dieron las reglas de Woodward y Hoffmann (1971 ver la figura 16) y que son un conjunto de reglas en química orgánica que predicen la estereoquímica de las reacciones pericíclicas (éstas incluyen a las electrocíclicas, las cicloadiciones, y las sigmatrópicas), basándose en la simetría de los orbitales, y con ellas se predice si van a ocurrir por energía térmica o fotónica. Por este trabajo, en 1981 Hoffmann fue galardonado con el Premio Nobel de Química, compartido con Kenichi Fukui, quien desarrolló otras teorías de las reacciones químicas (con base en los orbitales moleculares más alto ocupado y más bajo desocupado), mientras que Woodward había muerto dos años antes, por lo que no era elegible para ganar el que hubiera sido su segundo Premio Nobel de Química.

Se ha señalado que el químico E. J. Corey considera que él es el responsable por las ideas que condujeron a las reglas

de Woodward y Hoffmann, ya que dice se que las mencionó el 4 de mayo de 1964 a Woodward, y que injustamente éste rechazó darle el crédito respectivo en el descubrimiento. Lo indica en una memoria publicada en el 2004 en el *Journal of Organic Chemistry*. Hoffmann ha negado la existencia de esa reunión entre Woodward y Corey, y ha remarcado que lo sorprendente es que Corey no haya empleado su razonamiento respecto a la estereo-especificidad de este tipo de reacciones electrocíclicas desde 1964 hasta 20 años después de la muerte de Woodward. Hoy Hoffmann es un connotado filósofo de la Química e inclusive un buen poeta.

Podemos concluir con el último Premio Nobel de Química, en 2013, otorgado a Martin Karplus, Michael Levitt y Arieh Warshel por su trabajo en química computacional para calcular sistemas químicos complejos.

## Referencias

- Ballhausen, C. J. *Introduction to Ligand Field Theory*, New York, USA: McGraw Hill Company, 1962.
- Bohr, N. On the constitution of atoms and molecules. Part II. Systems containing only a single nucleus, *Philosophical Magazine*, **26**, 476-502, 1913a.
- Bohr, N. On the Constitution of Atoms and Molecules, Part III. Systems containing several nuclei, *Philosophical Magazine*, **26**: 857-875, 1913b.
- Bohr, N. Über die Anwendung der Quantentheorie auf den Atombau. I. Die Grundpostulate der Quantentheorie. *Zeitschrift für Physik*, **13**: 117, 1923.
- Chamizo, J. A. Linus Pauling. El químico más importante de este siglo, *Educación Química*, **6**(1), 64-70, 1995.
- Coulson, C. A. *Valence*, Oxford, London: Oxford University Press, 1952.
- Coulson, C. A., *The shape and structure of molecules*. Oxford, UK: Oxford University Press, 1973.
- Daudel, R. *Quantum Theory of the Chemical Bond*. Dordrecht, Holland: D. Reidel Publishing Co., 1974.
- De Broglie, *Recherches sur la théorie des quanta*, Tesis para obtener el grado de doctor en la Universidad de París, 1924.
- Dirac, P. A. M. *Quantum Mechanics of Many-Electron Systems*, Proc. R. Soc. Lond., **A123**, 714-733, 1929.
- Einstein, A. Quantentheorie der Strahlung, *Physikalische Zeitschrift*, **18**, 121-128, 1917.
- Fock, V. Näherungsmethode zur Lösung des quantenmechanischen Mehrkörper-problems, *Zeitschrift für Physik*, **61**, 209, 1930.

- González Vergara, E. y Rosas Bravo, M. Y. Línea de vida: Linus Carl Pauling, *Educación Química*, **13**(4), 226-227, 2002.
- Hartree, D. R. The Wave Mechanics of an Atom with a non Coulomb Central Field, *Proceedings of Cambridge Philosophical Society*, **24**, 8-111, 1928.
- Heisenberg, W., Über quantentheoretische Umdeutung kinematischer und mechanischer Beziehungen, *Zeitschrift für Physik*, **33**, 879-893, 1925.
- Heitler, W. y London, F. Wechselwirkung neutraler Atome und homöopolare Bindung nach der Quantenmechanik, *Zeitschrift für Physik*, **44**, 455-472, 1927.
- Hückel, E. Quantentheoretische Beiträge zum Benzolproblem. I. Die Elektronenkonfiguration des Benzols, *Zeitschrift für Physik*, **70**, 203 1931.
- Hund, F. R. Zur Deutung der Molekülspektren. I., *Zeitschrift für Physik*, **40**, 742, 1927a.
- Hund, F. R. Zur Deutung der Molekülspektren. II., *Zeitschrift für Physik*, **42**, 93-120, 1927b.
- Hund, F. R. Zur Deutung der Molekülspektren. III., *Zeitschrift für Physik*, **43**, 805-826, 1927c.
- Hylleraas, E. A. Über den Grundzustand des Heliumatoms, *Zeitschrift für Physik*, **48**, 469-494, 1928.
- Kutzelnigg, W. Friedrich Hund and Chemistry, *Angewandte Chemie International Edition*, **35**, 576-583, 1996.
- Moseley, H.G.W. The attainment of high potentials by the use of Radium, *Proceedings of the Royal Society*, **88**, 471-476, 1913.
- Mulliken, R. S. The Assignment of Quantum Numbers for Electrons in Molecules. I., *Physical Review*, **32**, 186, 1928a.
- Mulliken, R. S. The Assignment of Quantum Numbers for Electrons in Molecules. II. Correlation of Molecular and Atomic Electron States, *Physical Review*, **32**, 761, 1928b.
- Mulliken, R. S. The Assignment of Quantum Numbers for Electrons in Molecules. III. Diatomic Hydrides, *Physical Review*, **33**, 730, 1929.
- Mulliken, R. S. Electronic Structures of Polyatomic Molecules and Valence, *Physical Review*, **40**, 55-62, 1932.
- Mulliken, R. S. Electronic Structures of Polyatomic Molecules and Valence. II. General Considerations, *Physical Review*, **41**, 49, 1932.
- Pauli, W. Über den Einfluß der Geschwindigkeitsabhängigkeit der Elektronenmasse auf den Zeeman-Effekt, *Zeitschrift für Physik*, **31**, 373-385, 1925.
- Pauli, W. The connection between spin and statistics, *The Physical Review*, **58**(8), 716-722, 1940.
- Pauling, L. The Shared Electron Chemical Bond, *Proceedings of the National Academy of Science U.S.A.*, **14**, 359, 1928.
- Pauling, L. The Nature of the Chemical Bond. Applications of Results Obtained from the Quantum Mechanics and from a Theory of Magnetic Susceptibility to the Structure of Molecules, *Journal of the American Chemical Society*, **53**, 1357, 1931a.
- Pauling, L. The Nature of the Chemical Bond. II. The One-Electron Bond and the Three-Electron Bond, *Journal of the American Chemical Society*, **53**, 3225, 1931b.
- Pauling, L. The nature of the chemical bond. III. The transition from one extreme bond type to another, *Journal of the American Chemical Society*, **54**(3), 988-1003, 1932a.
- Pauling, L. The Nature of the Chemical Bond. IV. The energy of single bonds and the relative electronegativity of atoms, *Journal of the American Chemical Society*, **54**(9), 3570-3582, 1932b.
- Pauling, L. *The Nature of the Chemical Bond*, Ithaca. NY, USA: Cornell University Press, 1939.
- Roothaan, C. C. J. New developments in molecular orbital theory, *Reviews in Modern Physics*, **23**, 69, 1951.
- Salem, L. *Molécule la Merveilleuse*. Paris, France: Inter Editions, 1979.
- Slater, J. C., Cohesion in monovalent metals, *Physical Review*, **35**, 509-529, 1930a.
- Slater, J. C. Atomic shielding constants, *Physical Review*, **36**, 57, 1930b.
- Slater, J. C. Molecular energy levels and valence bonds, *Physical Review*, **35**, 1109-1144, 1931.
- Slater, J. C. Note on molecular structure, *Physical Review*, **33**, 255, 1932.
- Uhlenbeck, G. E. and Goudsmit, S. Ersetzung der Hypothese vom unmechanischen Zwang durch eine Forderung bezüglich des inneren Verhaltens jedes einzelnen Elektrons, *Naturwissenschaften*, **13**(47), 953-954, 1925.
- Woodward, R. B. and Hoffmann, R. Stereochemistry of electrocyclic reactions, *J. Am. Chem. Soc.*, **87**(2), 395-397, 1965.
- Woodward, R. B. and Hoffmann, R., *The Conservation of Orbital Symmetry*. Weinheim, Germany: Verlag Chemie, 1971.

## DIRECTORIO

### CONSEJO DIRECTIVO

*Dr. Francisco José Barnés de Castro*  
Director Fundador  
*Dr. Jorge Manuel Vázquez Ramos*  
Director de la Facultad de Química,  
UNAM  
*Dr. Eduardo Bárvizana García*  
Secretario general de la UNAM  
*Dra. Suemi Rodríguez Romo*  
Directora de la Facultad de Estudios  
Superiores Cuautitlán  
*Dra. Cecilia Anaya Berrios*  
Presidente Nacional de la Sociedad  
Química de México

**Director**  
*Andoni Garrizt Ruiz*  
(andoni@unam.mx)

**Subdirectora**  
*Gisela Hernández Millán*  
(ghm@unam.mx)

**Editor**  
*Arturo Villegas Rodríguez*  
(arturovr@gmail.com)

**Corrección**  
*María Eugenia Minor Borrego*

### Consejo Editorial

Carlos Amador Bedolla  
Silvia Bello Garcés  
Adela Castillejos Salazar  
José Antonio Chamizo Guerrero  
Enrique González Vergara  
Hermilo Goñi Cedeño  
Gisela Hernández Millán  
Jorge G. Ibáñez Cornejo  
Glinda Irazoqui Palazuelos  
Rafael Martínez Peniche  
Ana Martínez Vázquez  
María Teresa Merchand Hernández  
Adolfo Obaya Valdivia  
Laura Ortiz Esquivel  
Aarón Pérez Benítez  
Clemente Reza Martínez  
Alberto Rojas Hernández  
Yadira Rosas Bravo  
Plinio Sosa Fernández

### Consejo Editorial Internacional

Marta Bulwik (Ministerio de Educación, Argentina)  
Alvaro Chirispino (Centro Federal de  
Educação Tecnológica Celso Suckow  
da Fonseca, Brasil)  
Cecilia I. Díaz V. (Panamá)  
Manuel Fernández Núñez (Universidad  
de Cádiz, España)  
Gabriel A. Infante (Pontificia Universidad  
Católica de Puerto Rico)

Mercè Izquierdo Aymerich (Universidad  
Autónoma de Barcelona, Catalunya)  
María Gabriela Lorenzo (Universidad de  
Buenos Aires, Argentina)  
Rómulo Gallego (Universidad Pedagógica  
Nacional, Colombia)

Manuel Martínez Martínez (Universidad  
de Santiago, Chile)  
Mansoor Niaz (Universidad de Oriente,  
Venezuela)

José Claudio del Pino (Universidade  
Federal do Rio Grande do Sul, Brasil)  
Mario Quintanilla Gatica (Pontificia  
Universidad Católica de Chile)

Andrés Ravilo (Universidad Nacional del  
Comahue, Argentina)  
Joan Josep Solà-Portolés (Universitat de  
València, España)

Santiago Sandi-Ureña (University of South  
Florida, USA)

Vicente Talanquer Artigas (University of  
Arizona, USA)

Jesús Vázquez-Abad (Université de  
Montréal, Canadá)

Amparo Vilches (Universitat de València,  
España)

Jaime Wisniak (Ben-Gurion University  
of the Negev, Israel)

Lourdes Zumalacárregui (Instituto Superior  
Politécnico "José Antonio Echeverría",  
Cuba)

### Edición digital

Guadalupe Rangel Esparza/  
Caligrafía Digital, SC  
Tel.: (55) 4352 2030  
educacion.quimica@gmail.com

**Asistentes coordinadores**  
Alberto Villagómez Guzmán  
Gabriela Araujo

### Grupo de Apoyo a Educación Química

*Suscripciones benefactoras adquiridas*  
José Luis Mateos Gómez (Fundador)  
Francisco Barnés de Castro  
Adela Castillejos Salazar  
José María García Sáiz  
Gustavo Tavizón Alvarado  
Kira Padilla Martínez  
Eduardo Rojo y de Regil  
Silvia Bello Garcés  
Plinio Sosa Fernández  
José Manuel Méndez Stivalet  
Glinda Irazoqui Palazuelos  
Universidad Autónoma Metropolitana