

1780	Luigi Galvani (italiano)	Estudios sobre electricidad ligada a seres vivos.
1800	Alessandro Volta	Pila voltaica.
1807	Humphry Davy (británico)	Usando pilas voltaicas realizó electrolisis descubriendo nuevos elementos químicos.
1830	Georg Ohm (alemán)	Ley de Ohm. $V = I R$;
1830	Michael Faraday (británico)	En una electrolisis, la cantidad de especie química descompuesta es proporcional a la cantidad de electricidad empleada.
1836	John Frederic Daniell (británico)	Pila Daniell. $Zn ZnSO_4 \text{ } \hat{ } \text{ } CuSO_4 Cu$. 1.10 V.
1839	Daniell	Construye una batería (conexión en serie de 70 de sus pilas). Crea un arco eléctrico que le produce heridas oculares a él y a los asistentes al experimento.
1839	William Robert Grove (británico)	Celda electroquímica 1.8-2.0 V.
1840	Grove	Pilas de combustible. Disputa con Daniell sobre la originalidad de la invención.
1843	Charles Wheatstone (británico)	Puente de Wheatstone para medir resistencias eléctricas con precisión.
1844	John Frederic Daniell (británico) William Allen Miller (británico)	Evidencias de que las especies que llegan a ambos electrodos en una electrolisis lo hacen a distintas velocidades.
1847	H. L. von Helmholtz (alemán)	Hierra al afirmar que el calor de reacción es igual al trabajo eléctrico, o sea que, $\Delta H = W_{\text{Eléctrico}}$;
1851	James Prescott Joule (británico) William Thomson, Lord Kelvin (irlandés)	También hierran al afirmar, como Helmholtz que el calor de reacción es igual al trabajo eléctrico, o sea que, $\Delta H = W_{\text{Eléctrico}}$;
1851	George Gabriel Stokes (irlandés)	Fuerza de rozamiento de una esfera en un medio viscoso. $F = 6 \pi \eta r v$;
1852	Sir Edward Frankland (británico)	Teoría de la valencia: cada átomo tiene un poder de combinación fijo. La idea de Frankland permite abrir paso al concepto de <i>peso atómico</i> frente al de <i>peso equivalente</i> empleado hasta el momento.
1854	Johann Wilhelm Hittorf (alemán)	Confirma que los iones se mueven a distintas velocidades. Determina los números de transporte para medir velocidades relativas de iones.
1857	Hittorf Faraday Rudolf Clausius (alemán)	Existen iones en la disolución, antes de aplicar la electricidad.
1866	Georges Leclanché (francés)	Pila seca. Pila electroquímica que prescinde del uso de disoluciones. Fáciles de manejar.
1868	Friedrich Wilhelm G. Kohlraush (alemán)	Elimina el problema de polarización en los electrodos cuando se intenta calcular la conductividad de una disolución gracias al empleo de corriente alterna. Calcula conductividades a dilución infinita. A esta dilución se obtienen los valores máximos. Ecuación empírica de Kohlrausch: $\Lambda_m = \Lambda_m^0 - A\sqrt{c}$
1875	Kohlraush	Ley de migración independiente. $\Lambda_0 = \lambda_0(\text{cati3n}) + \lambda_0(\text{ani3n})$.

1878	Josiah Willard Gibbs (EEUU)	Subsana el error cometido en 1847 por Helmholtz y en 1851 por Joule y Kelvin que afirmaban que el calor de reacción es igual al trabajo eléctrico, o sea que, $\Delta H = W_{\text{Eléctrico}}$; El error que cometieron se justifica porque aún no estaba claro el concepto de entropía y segunda ley de la termodinámica. En los procesos electroquímicos ΔS es pequeño, de ahí el error mencionado. Gibbs dejó claro que la relación a considerar es $\Delta G = \Delta H - T\Delta S = W_{\text{Eléctrico}}$;
1879	H. L. von Helmholtz (alemán)	Modelo de doble capa eléctrica. <i>The double layer.</i>
1879	Gastón Planté (francés)	Pilas secundarias. El acumulador de plomo.
1884	Svante August Arrhenius (sueco)	Tesis doctoral. No muy buena nota. <i>Los iones son átomos que transportan electricidad.</i>
1887	Arrhenius	Depura las ideas de su tesis. <i>Acerca de la disociación de sustancias disueltas en agua.</i> Introduce el concepto de grado de disociación.
1887	Friedrich Wilhelm Ostwald (alemán)	Ley de dilución. Relación empírica confirmada para 250 ácidos orgánicos. Su comprobación confirma la valía de la teoría de Arrhenius. Ostwald niega la existencia de átomos.
1888	Walther Nernst (alemán)	Primer trabajo. Relaciona la primera ley de difusión de Fick con las movilidades iónicas. Resuelve el problema del potencial de unión líquida. En sus trabajos el factor RT/F se aporta como un factor numérico.
1889	Nernst	Evidencia la diferencia de comportamiento entre electrolitos débiles y fuertes. La teoría de Arrhenius tiene puntos débiles. En una pila de concentración, la fuerza electromotriz reside en la tendencia de ambos compartimentos a igualar su concentración $E \approx (RT/F) \ln(c_2/c_1)$.
1889	Nernst	Ecuación de Nernst para una pila electroquímica estándar. $\Delta G = \Delta G^\circ + (RT/nF) \ln P^D/R^r$;
1894	Nernst Paul Karl Ludwig Drude (alemán)	Señalan la importancia de la solvatación en el tratamiento de las disoluciones iónicas.
1900		El electrodo de hidrógeno se constituye en patrón de medida de potenciales de electrodo.
1900	Julius Tafel (suizo)	Experimentos en los que mide el sobrepotencial (η) requerido para obtener hidrógeno en el electrodo negativo de una disolución en electrolisis. Obtiene la expresión empírica: $\eta = a + b \ln j$; Hay que esperar a 1930 para interpretar esta expresión desde un punto de vista teórico.
1901	Gilbert Newton Lewis (EEUU)	Concepto de actividad y coeficiente de actividad.
1901	Louis Kahlenberg (EEUU)	<i>La teoría de Arrhenius es insuficiente para explicar todas las medidas experimentales, especialmente las de los electrolitos fuertes.</i>
1906	Paul Walden (alemán)	$\Delta \eta = \text{constante}$.
1906	Gilbert Newton Lewis (EEUU)	<i>A pesar de sus imperfecciones, la teoría iónica de Arrhenius es sumamente útil.</i>
1909	Niels Bjerrum (danés)	<i>Los electrolitos fuertes están totalmente disociados de antemano.</i>
1909	Soren P. L. Sorensen (danés)	Introduce el concepto de pH.

1910	Louis Georges Gouy (francés)	Mejora del modelo de doble capa de Helmholtz. <i>Constitution of the electric charge at the surface of an electrode.</i>
1913	David Chapman (británico)	Indicaciones al modelo de doble capa de Gouy. <i>Diffuse distribution of adsorbed ions.</i> Junto con el anterior establecen el modelo de doble capa conocido como de Gouy-Chapman.
1916	Bjerrum	Más evidencias de que existen iones totalmente disociados que no requieren de una interpretación en términos de grado de disociación como indica la teoría de Arrhenius. Arrhenius se lo toma como afrenta personal.
1919	Arrhenius	No acepta mejoras a su teoría. Considera que es la que explica todos los hechos experimentales. Idea no compartida por muchos investigadores contemporáneos.
1919	Chandra Ghosh (indio)	Propone que la red cristalina de los electrolitos fuertes se conserva en disolución. Modelo rápidamente aceptado. Los libros de texto incluyen la fórmula de Ghosh. Años más tarde se descubren errores de cálculo e interpretaciones erróneas de datos experimentales. Desaparece la fórmula de Ghosh.
1920	Max Born (alemán)	Modelo simple interacción ión – disolvente. La importancia de la solvatación. El disolvente como un continuo dieléctrico.
1921	Gilbert Newton Lewis (EEUU) Merle Randall (EEUU)	El efecto que una sal disuelta tiene en diversas propiedades termodinámicas como por ejemplo la solubilidad, no depende de su concentración sino de su fuerza iónica: $I = \frac{1}{2} \sum z^2 c$; El factor $\frac{1}{2}$ se escogió arbitrariamente para hacer que la fuerza iónica de un electrolito univalente 1:1 coincidiese con su concentración.
1923	Peter Debye (holandés) Erich Hückel (alemán)	Con punto de partida (en la teoría de Ghosh!), logran desarrollar una <i>Teoría de los Electrolitos</i> que explica los comportamientos apreciados en los electrolitos fuertes y que la teoría de Arrhenius no lograba explicar.
1924	John A. Valentine Butler (británico)	Fue el primero en conectar la electroquímica cinética desarrollada en la segunda mitad del siglo XX con la electroquímica termodinámica que dominó la primera parte.
1924	Otto Stern (alemán)	Modelo de doble capa que fusiona el modelo de Helmholtz y el de doble capa difusa de Gouy y Chapman.
1926	Bjerrum	Introduce en el modelo de Debye-Hückel la figura del par iónico.
1927	Lars Onsager (noruego – EEUU)	Refina el modelo de Debye-Hückel y sus ecuaciones para disolventes no acuosos. Da sustento teórico a la expresión empírica que Kohlrausch obtuvo 59 años antes.
1927	Arrhenius	Muere sin aceptar la existencia de iones totalmente disociados (electrolitos fuertes) a pesar de las numerosas evidencias.
1930	Max Volmer (alemán) Erdey – Gruz (húngaro)	Atan cabos sueltos del trabajo de Butler de 1924. Desarrollan una explicación cinética – no termodinámica – de la ecuación de Nernst. Desde un punto de vista teórico dan forma al concepto de sobrevoltaje y vinculan la ecuación de Tafel obtenida empíricamente 30 años antes, a un marco teórico.
1930	Louis Kahlenberg (EEUU)	Presidente de la American Electrochemical Society. <i>Átomos, moléculas e iones no son más que ficciones que nos son útiles, pero realmente no existen.</i>