

La composición isotópica de la materia: Su impacto en nuestras vidas un siglo después de su descubrimiento.



Conferencia inaugural de la exposición
Isòtops i espectrometria de masses:
100 anys del Nobel a Francis W. Aston

J. Benlliure

Universidad de Santiago de Compostela

23 de Noviembre de 2022

Materia: composición y estructura en el s. XIX

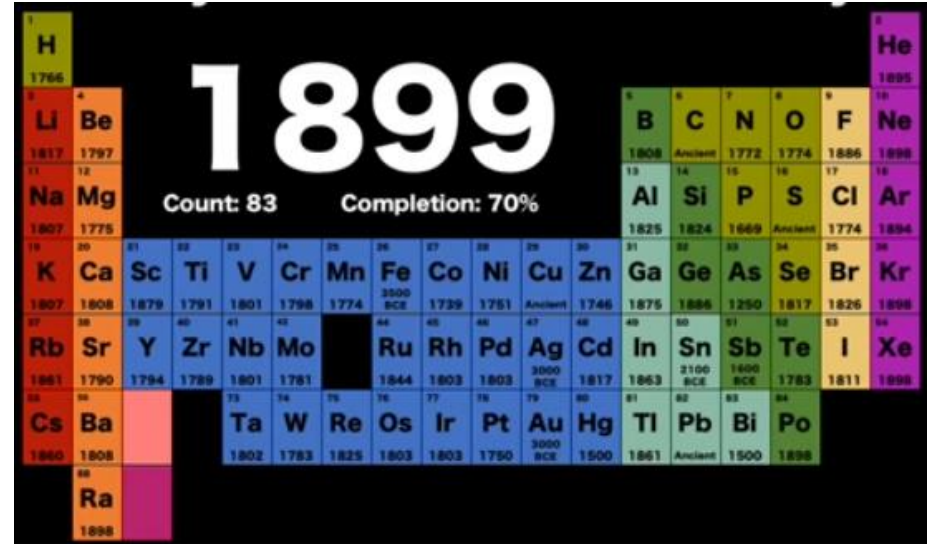
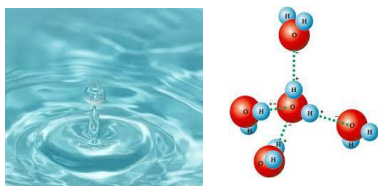
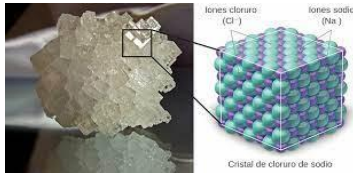
Escala
macroscópica



Escala
humana



Escala
microscópica



A finales del siglo XIX se sabía que la materia estaba formada por átomos, estructuras de materia microscópicas cuyas características definían los elementos químicos de la tabla periódica.

No obstante, se desconocía la estructura y composición de esas estructuras microscópicas de materia.

Materia: composición y estructura en el s. XX

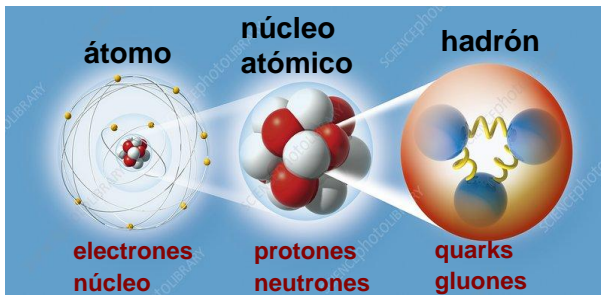
Escala
macroscópica



Escala
humana



Escala
microscópica



Revolución conceptual:

- Teoría general de la relatividad (mundo macroscópico).
 - Teoría del Big Bang.
 - Modelo cosmológico.
- Mecánica cuántica (mundo microscópico).
 - **Modelo atómico** (física nuclear).
 - Modelo estándar (física de partículas).

Revolución instrumental:

- Mundo macroscópico.
 - Telescopios fuera del rango del visible (radio, rayos X, ...).
 - Observación desde satélites.
- Mundo microscópico.
 - Aceleradores de partículas.
 - Detectores de partículas (ionización, centelleo, ... **espectrómetros de masas**).

El modelo atómico

El átomo

El átomo está constituido por una parte central o **núcleo**, alrededor del cual orbitan **electrones**.

Los electrones tienen carga eléctrica negativa y la suma de sus cargas es igual a la carga eléctrica positiva del núcleo, de forma que la carga eléctrica total del átomo es nula.

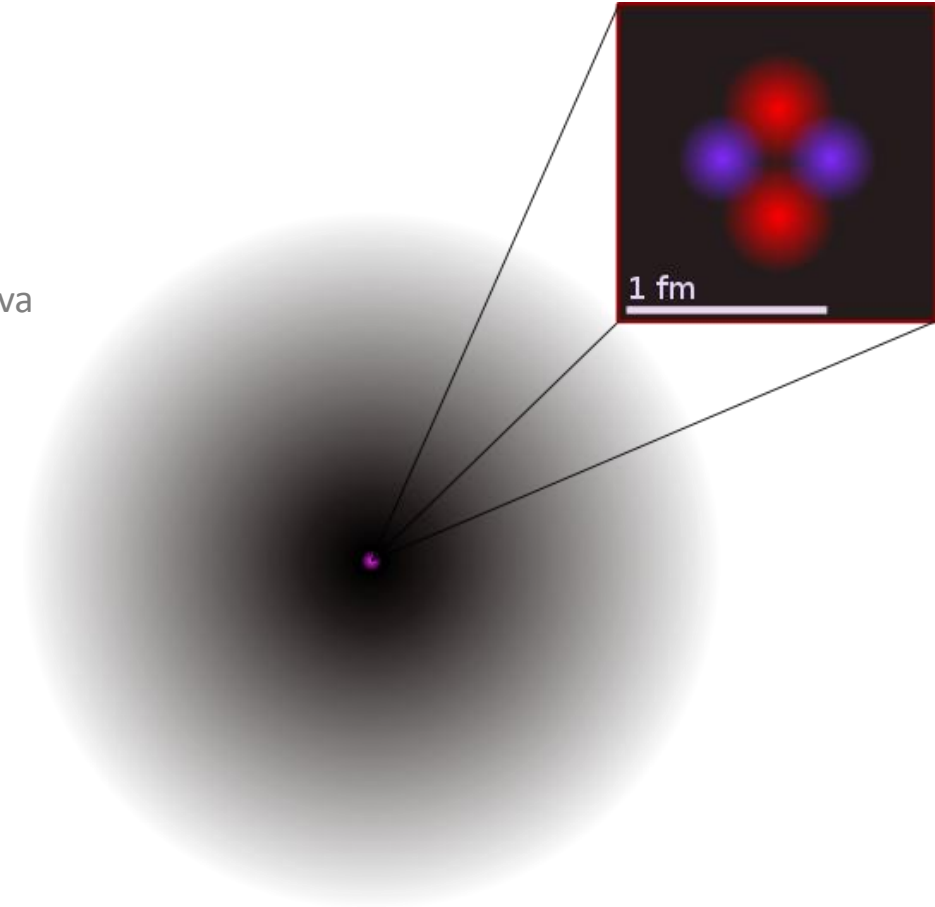
La **fuerza electromagnética** mantiene ligados los electrones al núcleo.

El átomo está casi vacío, el 99,9% de su materia está en el núcleo que es muy pequeño.

1 átomo = $1 \text{ \AA} = 0,000\,000\,000\,1 \text{ m}$

1 núcleo = $1 \text{ fm} = 0,000\,000\,000\,000\,001 \text{ m}$

$1 \text{ \AA} = 100,000 \text{ fm}$



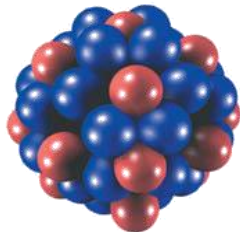
El modelo atómico

El núcleo atómico

El núcleo atómico está constituido por **protones**, con carga eléctrica positiva, y **neutrones**, sin carga eléctrica ligados por la **fuerza fuerte**.

El número de protones o **número atómico (Z)** define la carga eléctrica positiva total del núcleo y el **elemento químico** de la **tabla periódica** al que pertenece el núcleo.

El número de protones (Z) y de neutrones (N), permite representar los diferentes núcleos atómicos en una **carta de núcleos**.



Group

I II III IV V VI VII VIII

1 2

3 4

5 6 7 8 9 10

11 12

13 14 15 16 17 18

19 20 21 22 23 24 25 26 27 28 29 30 31 32 33 34 35 36

37 38 39 40 41 42 43 44 45 46 47 48 49 50 51 52 53 54

55 56 57 58 59 60 61 62 63 64 65 66 67 68 69 70 71

72 73 74 75 76 77 78 79 80 81 82 83 84 85 86

87 88 89 90 91 92 93 94 95 96 97 98 99 100 101 102 103

104 105 106 107 108 109 110 111 112 113 114 115 116 117 118

119 120

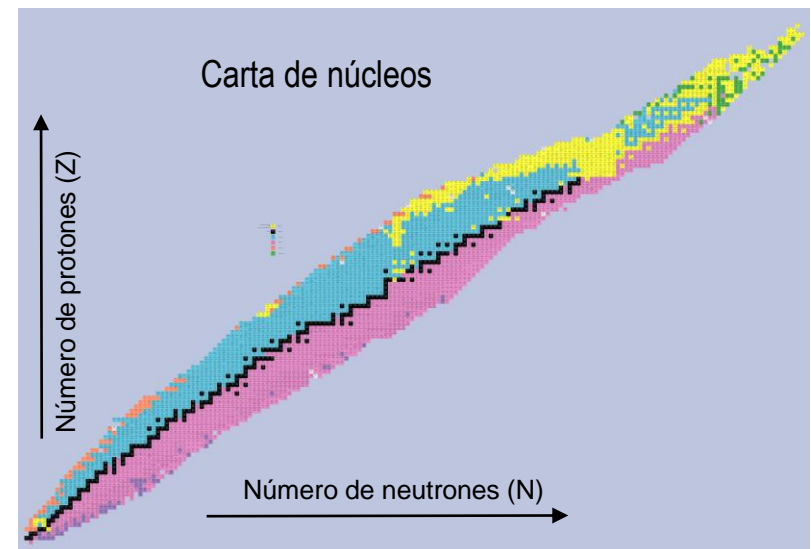
Period

1 2 3 4 5 6 7 8

Tabla periódica

* Lanthanides

** Actinides



El modelo atómico

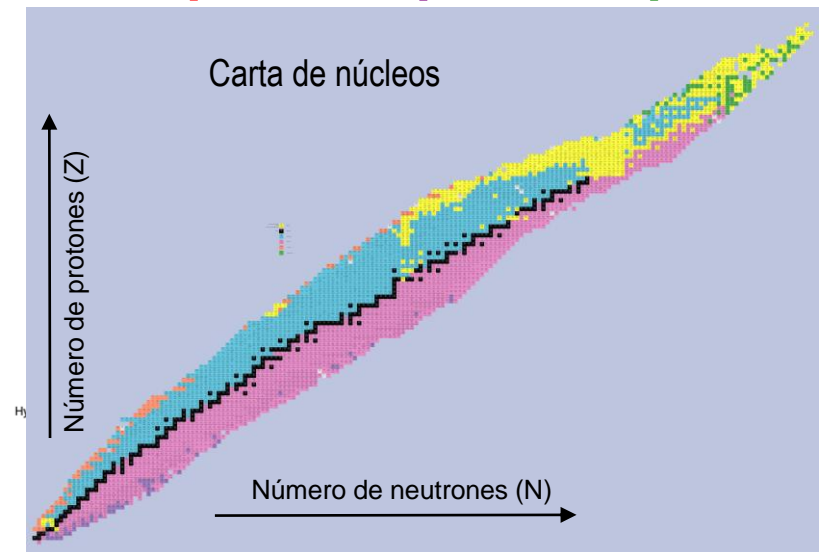
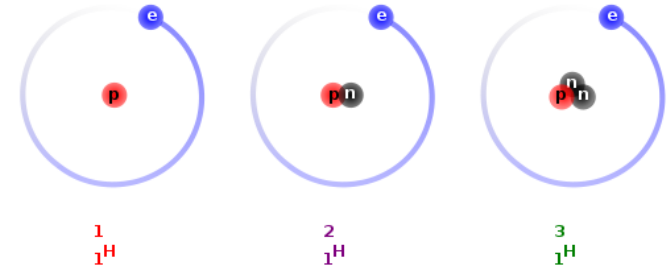
Isótopos y radiactividad

Se denomina **isótopo** a cada uno de los núcleos atómicos de un mismo elemento químico (mismo número de protones) pero que tienen diferente número de neutrones.

Algunos isótopos son **estables** (su composición no se modifica con el tiempo), pero otros muchos son inestables o **radiactivos**.

Los isótopos radiactivos se transforman (desintegran) de forma espontánea modificando su composición en número de protones y neutrones y emitiendo partículas energéticas (radiación).

La mayor parte de los isótopos inestables transforman un protón en un neutrón, o viceversa, emitiendo un positrón (**radiactividad β^+**) o un electrón (**radiactividad β^-**). En otros casos los isótopos inestables emiten un núcleo de helio-4 (**radiactividad α**).



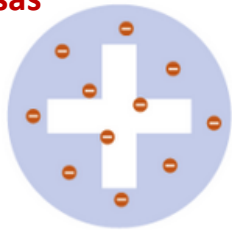
Algunos números:

- 118 elementos químicos conocidos.
- 3326 isótopos descubiertos (275 estables).
- 3350 isótopos por descubrir.

Evolución histórica del modelo atómico

La palabra átomo, atribuida a Demócrito, se usó en la antigua Grecia para describir una porción de materia indivisible. Esta idea no evolucionó hasta que en 1803 el químico John Dalton sugirió que los átomos eran esféricas rígidas indivisibles y que su naturaleza era diferente para cada elemento químico. La verdadera estructura del átomo se establece en las primeras décadas del s. XX.

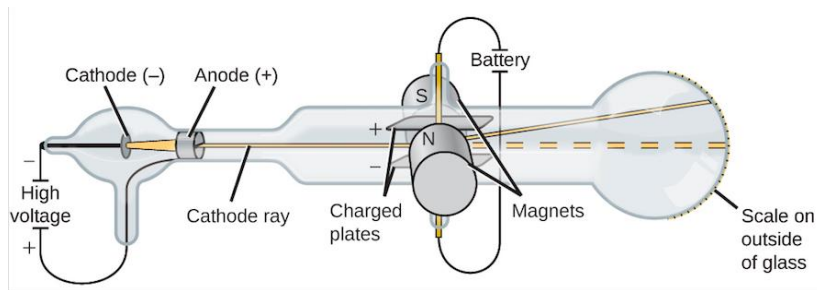
Modelo de la torta de pasas



J. Thomson 1904

Tras el descubrimiento del electrón en 1897, usando un tubo de rayos catódicos (Nobel 1906), postula que los átomos están formados por una masa esférica cargada positivamente (torta) sobre la que se sitúan los electrones (pasas).

Descubrimiento del electrón.



A lo largo del s. XIX, Michael Faraday and William Crooks investigaron la propagación de las descargas eléctricas dentro de un tubo de rayos catódicos en función del nivel de vacío dentro del tubo.

Joseph Thomson observó que dichas descargas podían direccionarse usando campos eléctricos y magnéticos. También pudo determinar que esas descargas estaban constituidas por partículas microscópicas "corpúsculos" (electrones) que tenían carga negativa y una masa unas 2000 veces inferior a la masa de los átomos de hidrógeno.

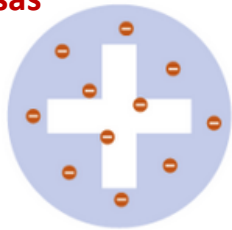
Tubo de rayos catódicos.

Instrumento desarrollado en el s. XIX formado por dos electrodos, cátodo (-) y ánodo (+) dentro de un tubo de cristal en el que se hacía el vacío. Al conectar los electrodos a una fuente de voltaje se observaban descargas eléctricas (primer acelerador de electrones).

Evolución histórica del modelo atómico

La palabra átomo, atribuida a Demócrito, se usó en la antigua Grecia para describir una porción de materia indivisible. Esta idea no evolucionó hasta que en 1803 el químico John Dalton sugirió que los átomos eran esféricas rígidas indivisibles y que su naturaleza era diferente para cada elemento químico. La verdadera estructura del átomo se establece en las primeras décadas del s. XX.

Modelo de la torta de pasas



J. Thomson 1904

Tras el descubrimiento del electrón en 1897, usando un tubo de rayos catódicos (Nobel 1906), postula que los átomos están formados por una masa esférica cargada positivamente (torta) sobre la que se sitúan los electrones (papas).

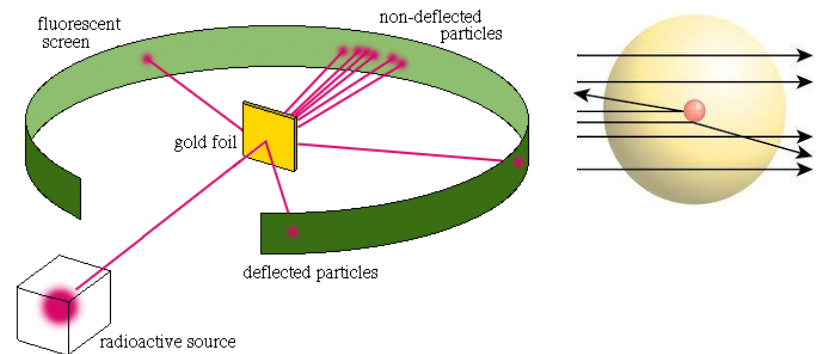
Modelo nuclear



E. Rutherford 1911

Irradiando una lámina de oro con partículas alfa (primer experimento con iones acelerados) demostró que casi toda la masa y toda la carga positiva de los átomos se concentraba en un núcleo atómico diminuto (Nobel 1908).

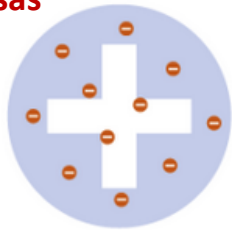
Experimento de Rutherford.



Evolución histórica del modelo atómico

La palabra átomo, atribuida a Demócrito, se usó en la antigua Grecia para describir una porción de materia indivisible. Esta idea no evolucionó hasta que en 1803 el químico John Dalton sugirió que los átomos eran esféricas rígidas indivisibles y que su naturaleza era diferente para cada elemento químico. La verdadera estructura del átomo se establece en las primeras décadas del s. XX.

Modelo de la torta de pasas



J. Thomson 1904

Tras el descubrimiento del electrón en 1897, usando un tubo de rayos catódicos (Nobel 1906), postula que los átomos están formados por una masa esférica cargada positivamente (torta) sobre la que se sitúan los electrones (pasas).

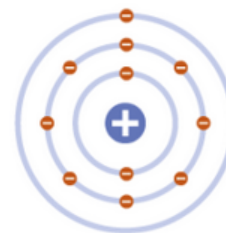
Modelo nuclear



E. Rutherford 1911

Irradiando una lámina de oro con partículas alfa (primer experimento con iones acelerados) demostró que casi toda la masa y toda la carga positiva de los átomos se concentraba en un núcleo atómico diminuto (Nobel 1908).

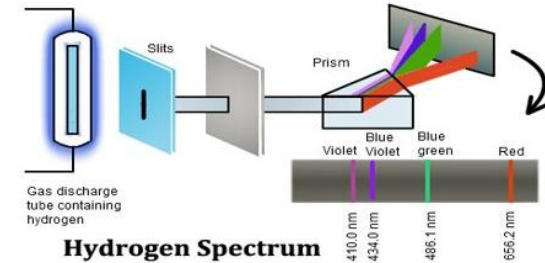
Modelo planetario



N. Bohr 1913

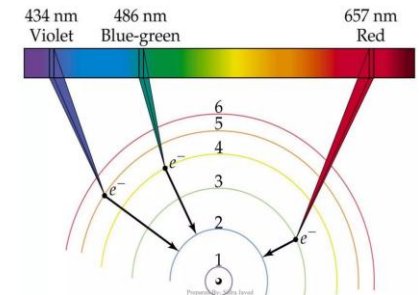
Estudiando las líneas espectrales del hidrógeno completó el modelo de Rutherford postulando que los electrones giraban alrededor del núcleo en órbitas con valores de energía bien definida, cuantización (Nobel 1922).

Espectroscopía de emisión.



Hydrogen Spectrum

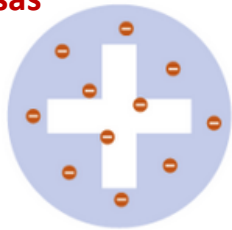
A lo largo del s. XIX, la espectroscopía de emisión y absorción permitió establecer que cada elemento químico emite radiación electromagnética (luz) con unas longitudes de onda características (colores) al someterse a una fuente de energía externa.



Evolución histórica del modelo atómico

La palabra átomo, atribuida a Demócrito, se usó en la antigua Grecia para describir una porción de materia indivisible. Esta idea no evolucionó hasta que en 1803 el químico John Dalton sugirió que los átomos eran esféricas rígidas indivisibles y que su naturaleza era diferente para cada elemento químico. La verdadera estructura del átomo se establece en las primeras décadas del s. XX.

Modelo de la torta de pasas



J. Thomson 1904

Tras el descubrimiento del electrón en 1897, usando un tubo de rayos catódicos (Nobel 1906), postula que los átomos están formados por una masa esférica cargada positivamente (torta) sobre la que se sitúan los electrones (papas).

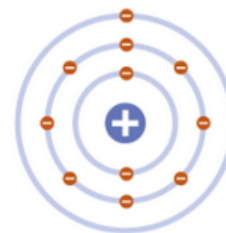
Modelo nuclear



E. Rutherford 1911

Irradiando una lámina de oro con partículas alfa (primer experimento con iones acelerados) demostró que casi toda la masa y toda la carga positiva de los átomos se concentraba en un núcleo atómico diminuto (Nobel 1908).

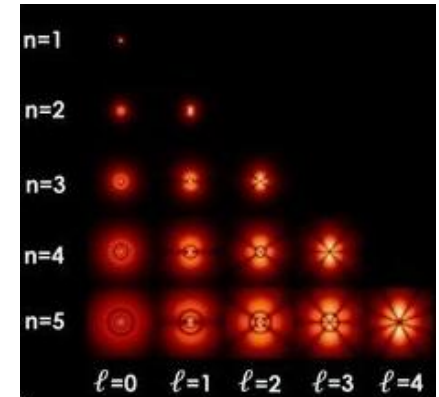
Modelo planetario



N. Bohr 1913

Estudiando las líneas espectrales del hidrógeno completó el modelo de Rutherford postulando que los electrones giraban alrededor del núcleo en órbitas con valores de energía bien definida, cuantización (Nobel 1922).

Mecánica cuántica.



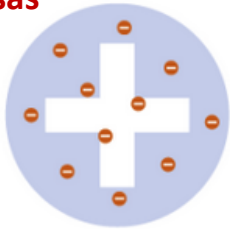
Durante las primeras décadas del s. XX se establecen las bases de la mecánica cuántica que permiten entender el comportamiento microscópico de la materia.

Esta teoría establece que las partículas subatómicas solo pueden tener valores discretos de energía, se comportan como onda y partícula y su posición solo puede establecerse como una probabilidad.

Evolución histórica del modelo atómico

La palabra átomo, atribuida a Demócrito, se usó en la antigua Grecia para describir una porción de materia indivisible. Esta idea no evolucionó hasta que en 1803 el químico John Dalton sugirió que los átomos eran esféricas rígidas indivisibles y que su naturaleza era diferente para cada elemento químico. La verdadera estructura del átomo se establece en las primeras décadas del s. XX.

Modelo de la torta de pasas



J. Thomson 1904

Tras el descubrimiento del electrón en 1897, usando un tubo de rayos catódicos (Nobel 1906), postula que los átomos están formados por una masa esférica cargada positivamente (torta) sobre la que se sitúan los electrones (papas).

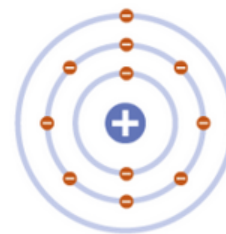
Modelo nuclear



E. Rutherford 1911

Irradiando una lámina de oro con partículas alfa (primer experimento con iones acelerados) demostró que casi toda la masa y toda la carga positiva de los átomos se concentraba en un núcleo atómico diminuto (Nobel 1908).

Modelo planetario



N. Bohr 1913

Estudiando las líneas espectrales del hidrógeno completó el modelo de Rutherford postulando que los electrones giraban alrededor del núcleo en órbitas con valores de energía bien definida, cuantización (Nobel 1922).

Modelo cuántico



E. Schrodinger 1926

Apoyándose en las leyes de la mecánica cuántica establece que los electrones del átomo no se sitúan en órbitas sino en "nubes" de probabilidad alrededor del núcleo atómico (Nobel 1933) de acuerdo con los postulados de la mecánica cuántica.

Un modelo atómico incompleto

Pese al importante progreso en la descripción de la estructura atómica de la materia durante las primeras décadas del siglo XX, el modelo desarrollado era incompleto porque no explicaba la naturaleza y estructura del núcleo del átomo.

Los problemas del modelo atómico no resueltos eran:

1. La masa de muchos de los átomos era el doble de su número atómico por la masa del hidrógeno, el elemento químico más ligero.

$$M_{\text{helio}} (Z=2) = 2 \times 2 \times M_{\text{hidrógeno}}$$

$$M_{\text{carbono}} (Z=6) = 2 \times 6 \times M_{\text{hidrógeno}}$$

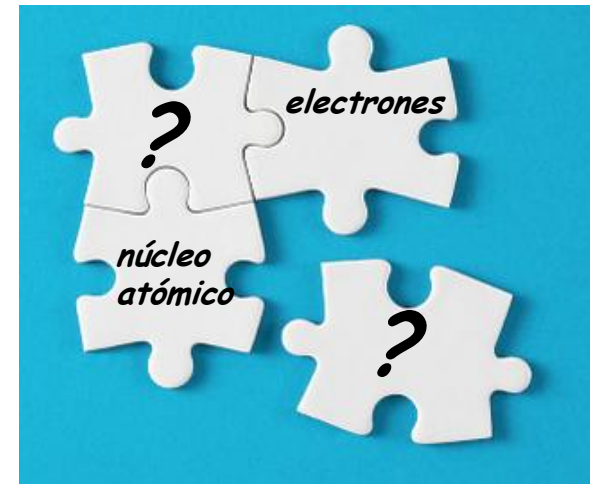
$$M_{\text{oxígeno}} (Z=8) = 2 \times 8 \times M_{\text{hidrógeno}}$$

2. La masa de algunos átomos no se correspondía con un múltiplo entero de la masa del hidrógeno.

$$M_{\text{neón}} \sim 20,2 \times M_{\text{hidrógeno}}$$

$$M_{\text{níquel}} \sim 58,7 \times M_{\text{hidrógeno}}$$

3. Existencia de elementos radiactivos con las mismas propiedades químicas que otros elementos estables conocidos.



Átomos inestables: radiactividad

El descubrimiento de la radiactividad creó nuevos interrogantes sobre la naturaleza de los núcleos atómicos.

1896. *Henri Becquerel descubre la radiactividad identificando la emisión espontánea de radiación del Uranio.*

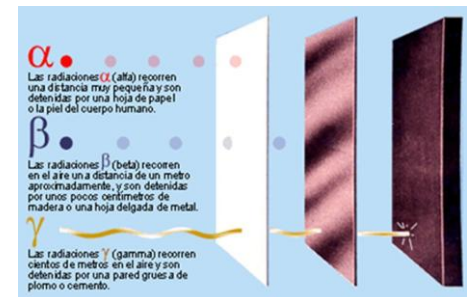
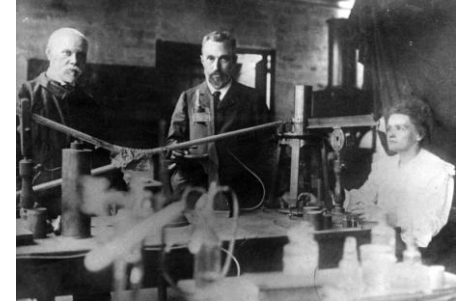
1898. *Marie y Pierre Curie descubren nuevos elementos radiactivos, el Polonio y el Radio.*

1899. *Rutherford identifica los tres principales tipos de radiación, α (núcleos de helio), β^- (electrones/positrones) y γ (fotones).*

1900-1910. *Bastantes elementos radiactivos son descubiertos, pero muchos tenían las mismas propiedades químicas que otros elementos estables ya conocidos.*

1913. *Soddy explica que cada tipo de radiación (α , β , γ) produce una transformación diferente de los núcleos.*

1913. *Soddy introduce el término isótopo para denominar a los átomos con diferente peso atómico pero mismas propiedades químicas.*



232U	233U	234U	235U	236U	237U	238U
231Pa	232Pa	233Pa	234Pa	235Pa	236Pa	237Pa
230Th	231Th	232Th	233Th	234Th	235Th	236Th
229Ac	230Ac	231Ac	232Ac	233Ac	234Ac	235Ac
228Ra	229Ra	230Ra	231Ra	232Ra	233Ra	234Ra

Red arrows point from the text 'Radiactividad α ' to the 231Th and 231Ac cells, and from 'Radiactividad β ' to the 231Th and 231Ac cells.

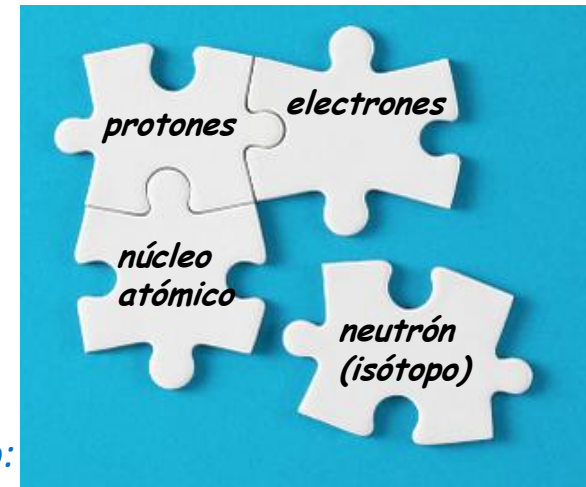
La estructura del núcleo atómico

En 1917 Rutherford descubre el protón y postula que el núcleo de los átomos estaba formado por protones (carga positiva) y electrones (carga negativa) con una proporción dos a uno de manera que su masa sería unas dos veces el número atómico (número de cargas positivas).

$$m(\text{He}) = 4 \cdot m(\text{H}) = 4 \cdot m(\text{p}) \quad \rightarrow \quad \text{He} = 4 \text{ p} + 2 \text{ e}^-$$

$$q(\text{He}) = 2+$$

Esta explicación nunca se consideró satisfactoria porque no resolvía el problema de los elementos radiactivos con mismas propiedades químicas que otros estables.



Hubo dos descubrimientos clave que completaron el modelo atómico:

1920. Francis Aston es capaz de identificar dos isótopos estables del Calcio, 20-Ca y 22-Ca usando un espectrómetro de masas de alta resolución.

1932. James Chadwick descubre el neutrón, una partícula con una masa muy parecida a la del protón pero sin carga eléctrica. Frédéric e Irène Joliot-Curie habían producido neutrones antes, pero sin saberlo.

El modelo atómico actual

El descubrimiento del neutrón y de los isótopos permitió establecer el modelo atómico actual.

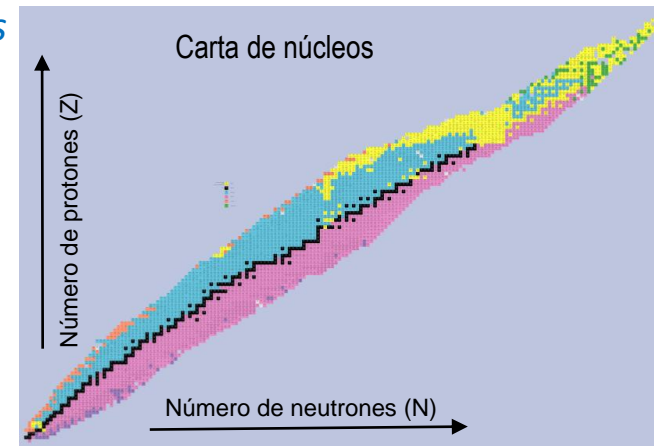
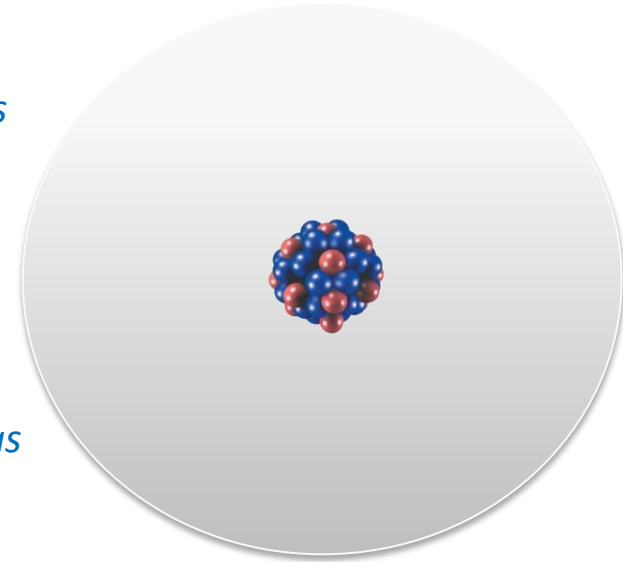
Los átomos están constituidos por un núcleo formado por protones y neutrones rodeado por una nube de electrones.

El número de protones y electrones es el mismo de forma que la carga neta del átomo es nula (los neutrones no tienen carga).

El número de protones (electrones) define las propiedades químicas del átomo (elemento de la tabla periódica).

El número de neutrones en el núcleo define los diferentes isótopos de un determinado elemento químico.

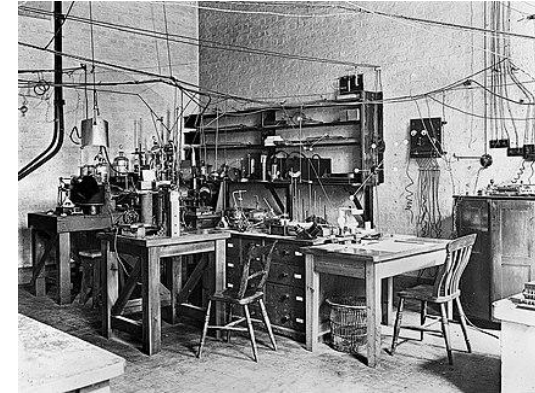
En la naturaleza solo existen 273 isótopos estables, los ~ 6700 restantes son radiactivos.



Claves del descubrimiento de la estructura del átomo

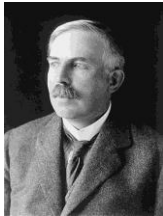
Inversión.

El laboratorio Cavendish de la Universidad de Cambridge se construye en 1874 con donaciones del duque de Devonshire. Muchos de los descubrimientos que permitieron establecer el modelo atómico se obtuvieron en este laboratorio. El CERN de principios del s. XX.



Talento.

E. Rutherford
Nobel 1908



J.J. Thomson
Nobel 1906



J. Chadwick
Nobel 1935

F. Aston
Nobel 1922



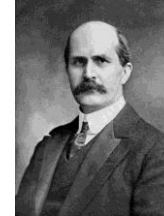
N. Bohr
Nobel 1922



C.T. Wilson
Nobel 1927



W. H. Bragg
Nobel 1915

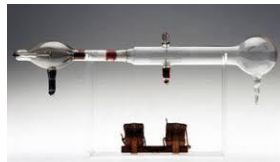


M. Born
Nobel 1954



Nuevos instrumentos.

Espectrómetro
de masas de
Thomson



Espectrómetro
de masas de
Aston



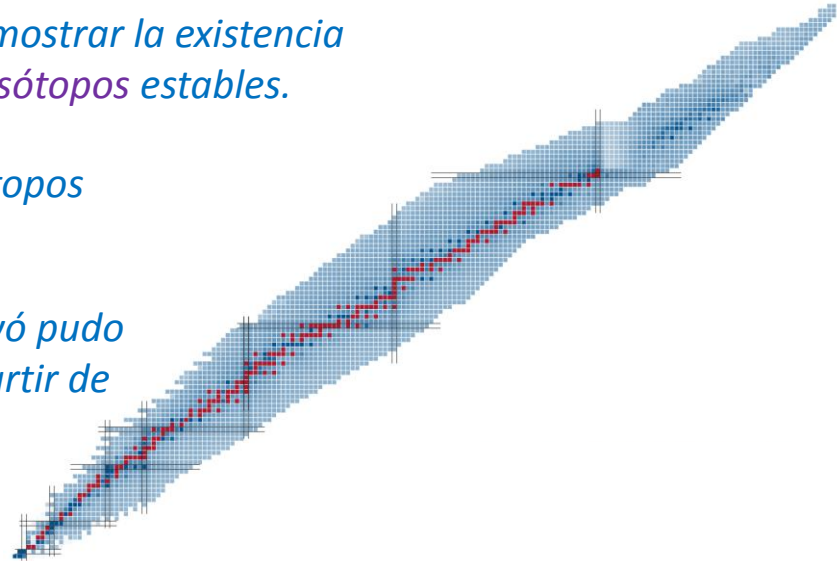
Contador
Geiger-Muller



Contribuciones de Francis Aston

El objetivo científico de Aston fue demostrar la existencia de los isótopos, átomos con un mismo número de protones en su núcleo, pero con diferente número de neutrones, y determinar sus masas con la mayor precisión posible.

1. *Diseñó y construyó espectrómetros de masas con una resolución sin precedentes.*
2. *Con el primer espectrómetro que construyó pudo demostrar la existencia de los isótopos. Posteriormente identificó hasta 205 isótopos estables.*
3. *A partir de las medidas de las masas de esos 205 isótopos estableció la regla del número entero.*
4. *Con el segundo y tercer espectrómetros que construyó pudo determinar la energía de ligadura de los núcleos a partir de medidas muy precisas de sus masas.*



Francis Aston, premio Nobel de química 1922.

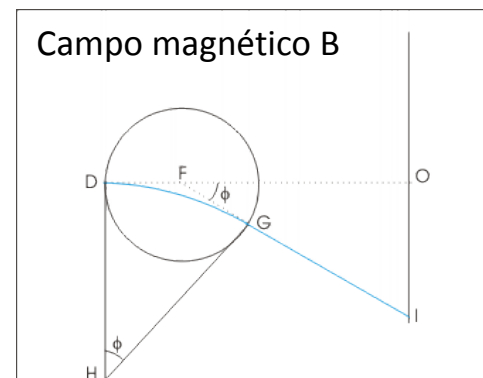
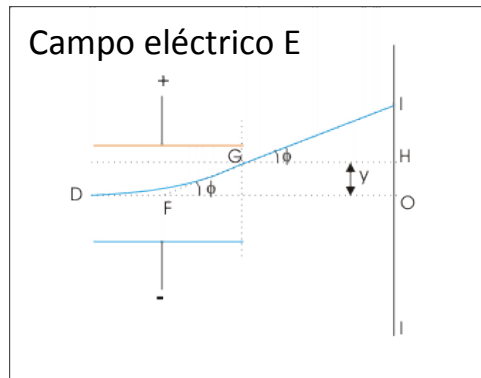
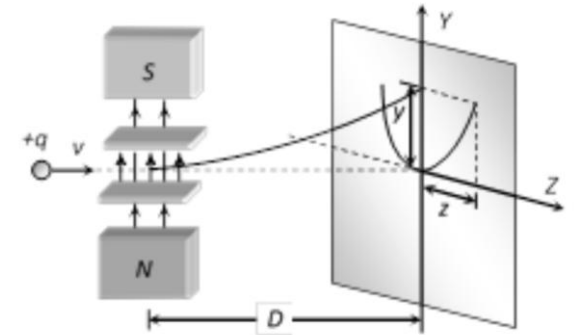
"por su descubrimiento de isótopos en un número importante de elementos no radiactivos, usando su espectrómetro de masas, y por el establecimiento de la regla del número entero."

El espectrómetro de masas: funcionamiento

Es un instrumento que permite separar estructuras microscópicas de materia, moléculas, átomos e incluso partículas subatómicas, en función de sus valores de carga eléctrica y masa. El principio de funcionamiento se basa en combinar campos eléctricos y magnéticos que modifican las trayectorias de las partículas que los atraviesan.

Según las leyes de la dinámica (Newton) y del electromagnetismo (Maxwell), toda partícula cargada con una velocidad "v" que atraviesa un campo eléctrico "E" o magnético "B" experimenta una fuerza que modifica su trayectoria en función de su masa "m" y carga "q".

$$F = m \cdot a \quad F = q \cdot (E + B \times v)$$

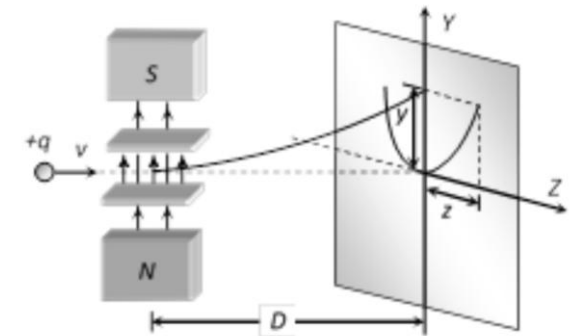


El espectrómetro de masas: funcionamiento

Es un instrumento que permite separar estructuras microscópicas de materia, moléculas, átomos e incluso partículas subatómicas, en función de sus valores de carga eléctrica y masa. El principio de funcionamiento se basa en combinar campos eléctricos y magnéticos que modifican las trayectorias de las partículas que los atraviesan.

Según las leyes de la dinámica (Newton) y del electromagnetismo (Maxwell), toda partícula cargada con una velocidad "v" que atraviesa un campo eléctrico "E" o magnético "B" experimenta una fuerza que modifica su trayectoria en función de su masa "m" y carga "q".

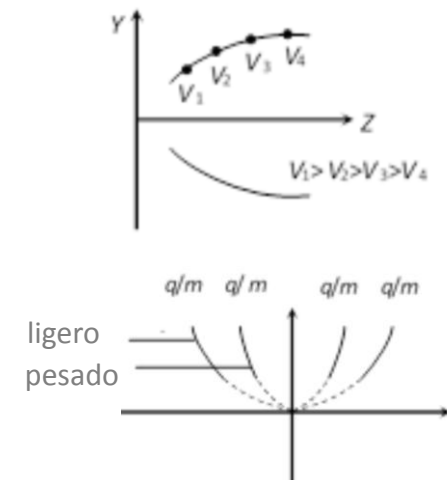
$$F = m \cdot a \quad F = q \cdot (E + B \times v)$$



La proyección de la trayectoria en un plano "YZ" perpendicular a la dirección de avance de la partícula es una parábola.

Puntos a lo largo de una misma curva representan diferentes velocidades de una misma partícula.

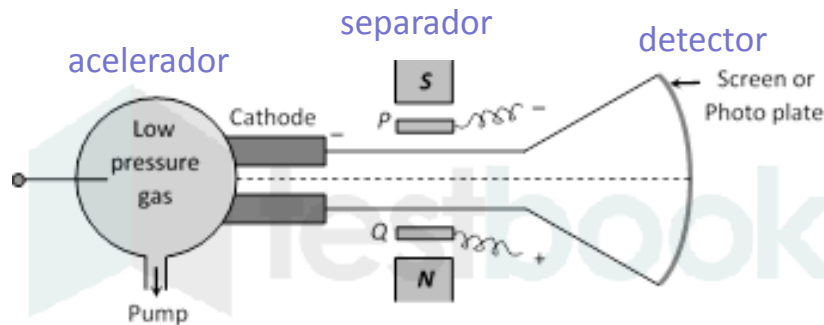
Diferentes curvas representan partículas con diferente masa y carga.



El espectrómetro de masas: componentes

Un espectrómetro de masas tiene tres componentes principales:

- **Fuente de iones.** Los átomos son ionizados y acelerados en un primer campo eléctrico.
- **Separador electromagnético.** Combinación de un campo eléctrico y otro magnético para separar los iones en función del cociente m/q y su velocidad.
- **Sensor** para medir las trayectorias finales de las partículas.

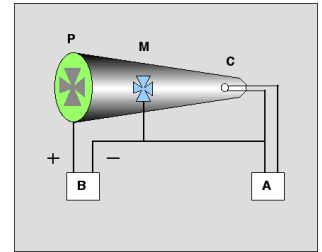


La construcción de un espectrómetro requiere el uso de varias tecnologías clave:

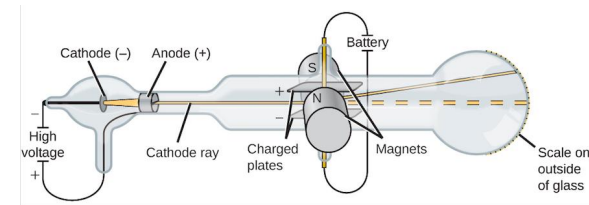
- **Vacío.** Bombas de vacío y contenedores de vacío.
- **Fuentes de iones.** Radiofrecuencia, bombardeo con electrones, desorción láser, ...
- **Electrotecnia de potencia.** Campos eléctricos y magnéticos de gran intensidad.
- **Detectores de partículas.** Pantallas de fósforo, placas fotográficas, sensores electrónicos (centelleadores, sensores CCD, ...).

El espectrómetro de masas: antecedentes

Los **tubos de descarga** se usaron en la segunda mitad del S. XIX para estudiar la transmisión de la electricidad en gases y permitieron demostrar la existencia de los **rayos catódicos** (electrones) (*Plücker 1859*) y poco después los **rayos canales o anódicos** (iones positivos) (*Goldstein 1886*). Este dispositivo permitió también el descubrimiento de los **rayos X** (*Röntgen 1895*).

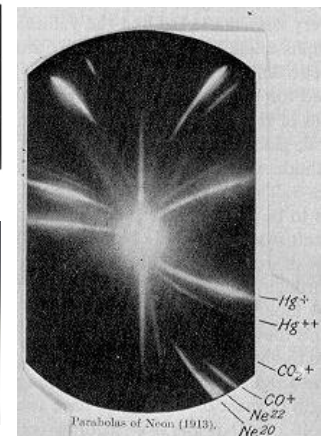
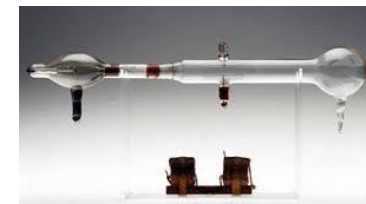
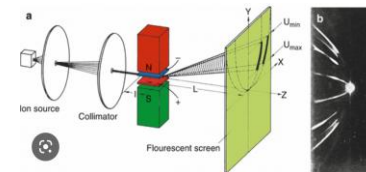


En **1897** *Joseph Thomson* añadió a un tubo de descarga campos eléctricos y magnéticos y determinó **la masa del electrón** midiendo la deflexión de los rayos catódicos. En **1899** *Wilhelm Wien* demostró que los rayos anódicos también eran desviados por campos electromagnéticos (**antecesor del espectrómetro masas**) y que la deflexión variaba con la masa del gas que los generaba.



Joseph Thomson mejoró el dispositivo de *Wien* con la ayuda de *Aston*, bajando la presión del gas y añadiendo placas fotográficas para registrar las trayectorias de los iones.

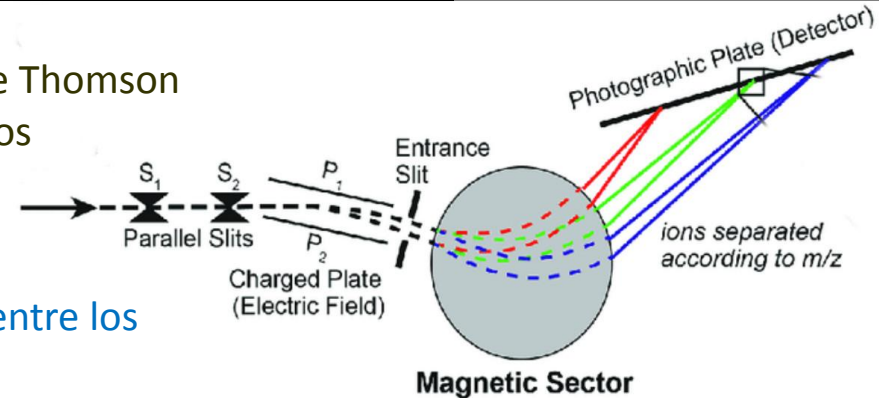
En **1912** analizaron el espectro de masas del gas neón y vieron la aparición de dos líneas que interpretaron como la existencia de dos isótopos de neón, 20-Ne y 22-Ne (**primera medida por espectroscopía de masas**).



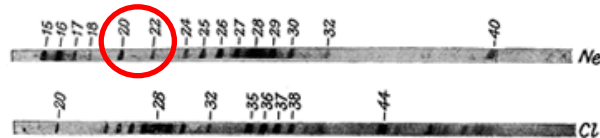
El primer espectrómetro de masas de Aston

Aston incrementó la resolución del espectrómetro de Thomson reduciendo la dispersión en velocidad de los iones. Los principales cambios fueron:

- Separar los campos eléctrico y magnético.
- Introducir una rendija de selección de trayectorias entre los dos campos.



Este nuevo espectrómetro focalizaba en un punto las trayectorias de un mismo isótopo, en lugar de dispersarlas a lo largo de una curva. De esta forma la resolución de la medida mejoraba hasta un factor 1/1000. Usando este espectrómetro Aston consiguió en **1919** separar perfectamente las líneas del 20-Ne y 22-Ne, **demostrando definitivamente la existencia de los isótopos**.



El primer espectrómetro de masas de Aston

El gran avance tecnológico que supuso el espectrómetro de Aston queda ilustrado por el hecho de que, una vez construido, en un breve periodo de tiempo Aston **descubrió 205 de los 273 isótopos estables que conocemos**.

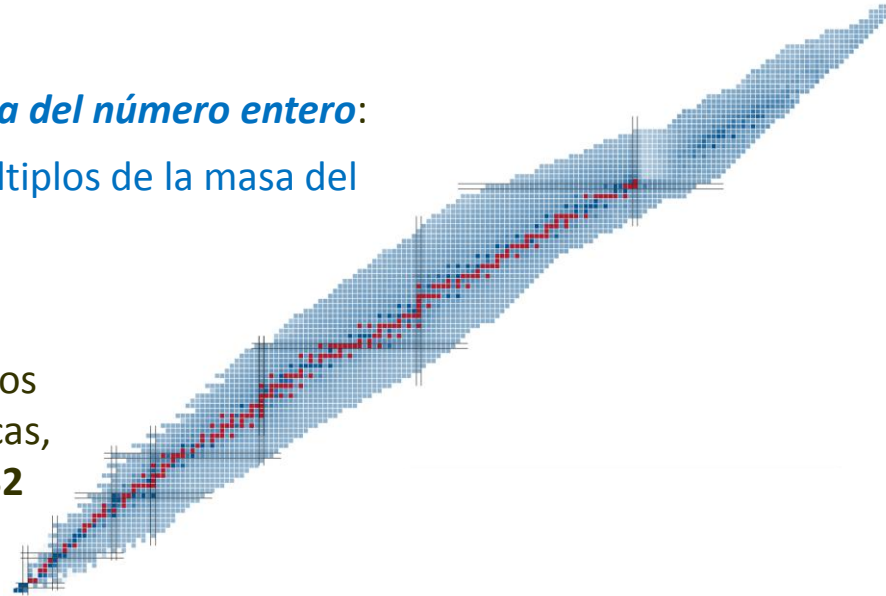
Con estas medidas Aston estableció en **1920** la **regla del número entero**:
Las masas de los isótopos son números enteros múltiplos de la masa del átomo de hidrógeno.

$$m(A) = A \cdot m_H$$

Esta regla empírica confirmaba que los núcleos de los átomos estaban formados por partículas subatómicas, los protones. El descubrimiento del neutrón en **1932** permitió completar el modelo del núcleo atómico.

$$m(A=Z+N) = Z \cdot m_p + N \cdot m_n$$

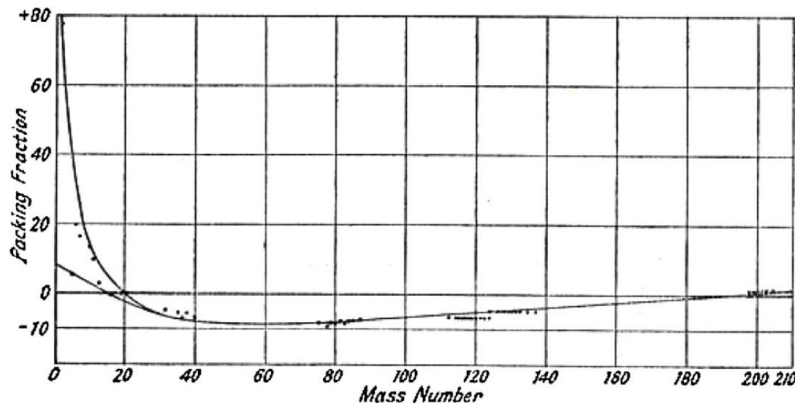
Pese al éxito alcanzado, Aston también descubrió que la regla del número entero era cierta dentro de un margen del 0,1 %. Dado que su espectrómetro permitía hacer medidas con algo más de precisión, pudo observar que **las masas de algunos isótopos se desviaban de esa regla**.



Segundo y tercer espectrómetro de Aston

Tras la concesión del premio Nobel en 1922, Aston continuó con su empeño de realizar medidas con la mayor precisión posible. Ello le llevó a desarrollar su segundo y tercer espectrómetros con los que alcanzó precisiones del orden de $1/10000$ (10^{-4}).

Los nuevos espectrómetros permitieron confirmar que las masas de los isótopos se desviaban por una pequeñísima cantidad B (defecto de masa) de la regla del número entero.



$$m(Z,N) = Z \cdot m_p + N \cdot m_n - B$$

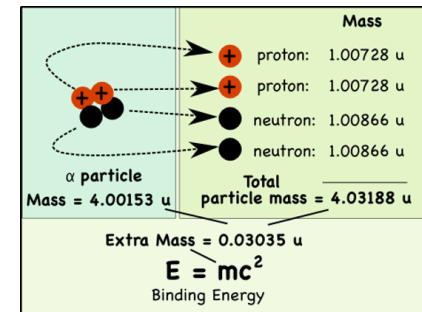
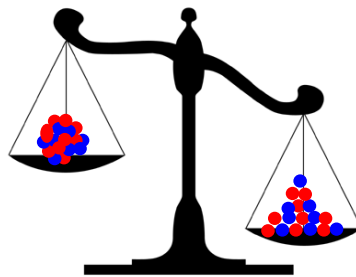
m_p : masa del protón
 m_n : masa del neutrón
 B : defecto de masa

Segundo y tercer espectrómetro de Aston

La medida de la desviación de las masas respecto a la regla del número entero (**defecto de masas**) es extremadamente relevante para entender la naturaleza del núcleo atómico.

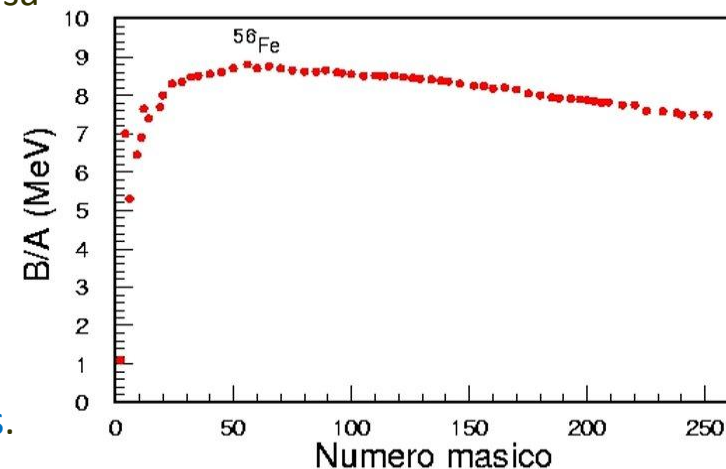
$$m(Z,N) = Z \cdot m_p + N \cdot m_n - B$$

B: **energía de ligadura**



La razón por la que un núcleo atómico pesa menos que sus constituyentes, protones y neutrones, es que parte de la masa de los constituyentes se transforma en **energía de ligadura** cuando estos se unen para formar el núcleo. El defecto de masa es por tanto una medida de la energía de ligadura.

La medida de la evolución de la energía de ligadura para diferentes núcleos es fundamental para entender la energía liberada en los procesos de **fusión y fisión nuclear** así como los procesos de **transformación de la materia en las estrellas**.



El impacto de Aston cien años después

El trabajo de Aston fue el germen para el posterior desarrollo de una potente técnica analítica que denominamos **espectrometría de masas**. Este desarrollo siguió dos orientaciones principales:

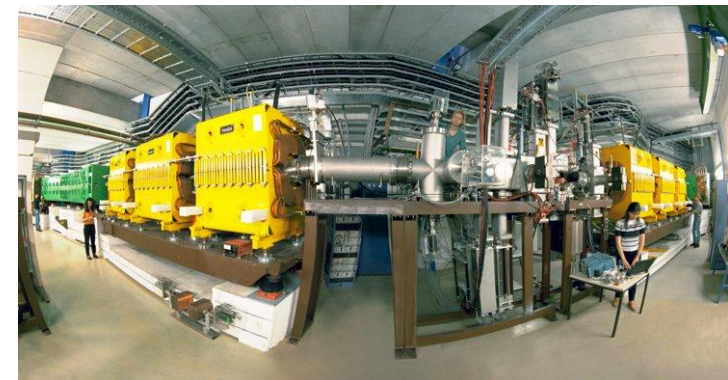
1. Análisis atómico y molecular.

- Espectrómetros compactos, comerciales y acoplados a otros sistemas de separación primaria (cromatógrafos, ...).
- Usados en química, biología, farmacología, geología, ...
- Investigación aplicada o uso industrial.



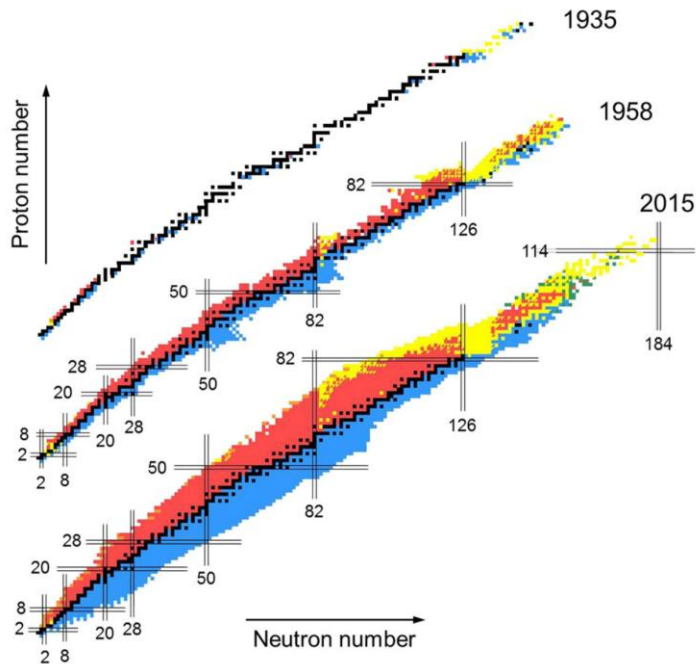
2. Análisis subatómico.

- Espectrómetros de gran resolución generalmente acoplados a aceleradores de partículas.
- Usados en física.
- Sistema de producción única destinados a investigación básica.

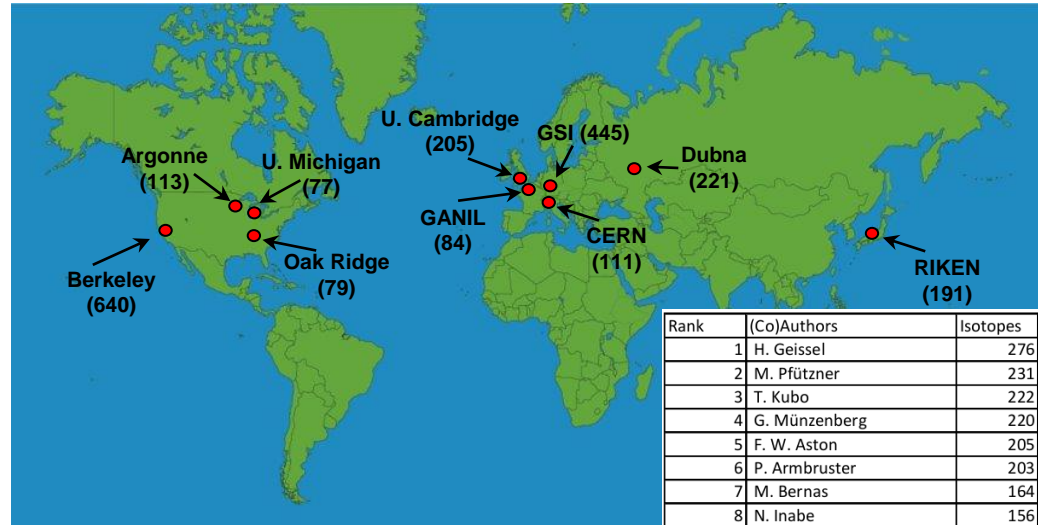


El impacto de Aston cien años después

El trabajo de Aston fue el pistoletazo de salida de una carrera por la identificación de nuevos isótopos que todavía continúa hoy en día.



Principales laboratorios involucrados en el descubrimiento de nuevos isótopos.



Rank	(Co)Authors	Isotopes
1	H. Geissel	276
2	M. Pfützner	231
3	T. Kubo	222
4	G. Münzenberg	220
5	F. W. Aston	205
6	P. Armbruster	203
7	M. Bernas	164
8	N. Inabe	156
9	K. Sümmerer	152
	D. Bazin	152
11	A. Heinz	146
12	N. Fukuda	145
13	H. Baba	139
14	S. Czajkowski	133
15	J. Benlliure	132
	H. Takeda	132
17	C. Donzaud	131
18	Ph. Dessagne	129
19	Ch. Miehe	128
	T. Sumikama	128

El impacto de Aston cien años después

Los espectrómetros de masas usados en investigación básica también han evolucionado a lo largo del s. XX en una doble vertiente, instrumentos ultra precisos e instrumentos para medir partículas no estables y muy energéticas producidas en aceleradores.

Los límites de existencia de los núcleos atómicos.

El origen de los elementos químicos en el Universo.

Interacciones fundamentales y simetrías.

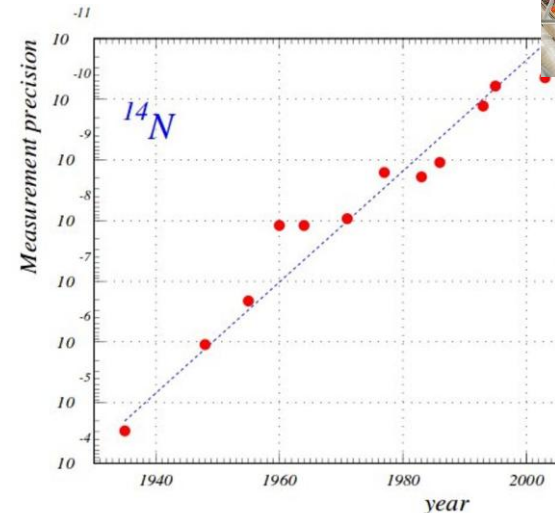
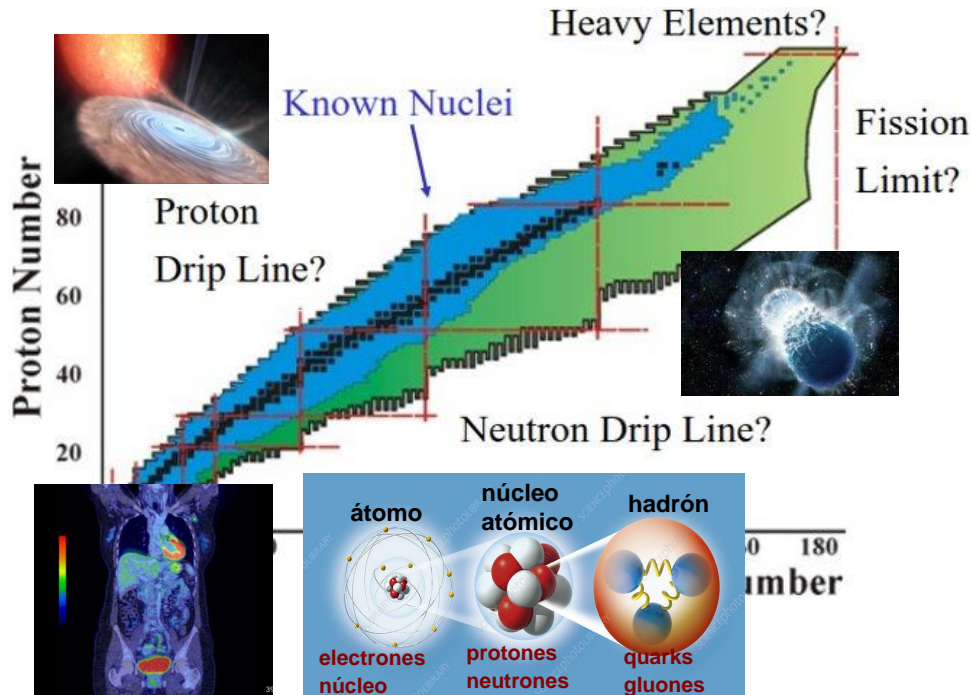
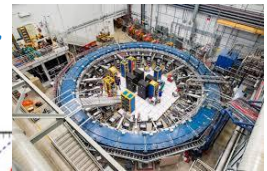
Trampas de iones.



Espectrómetros de alta resolución.



Anillos de almacenamiento.



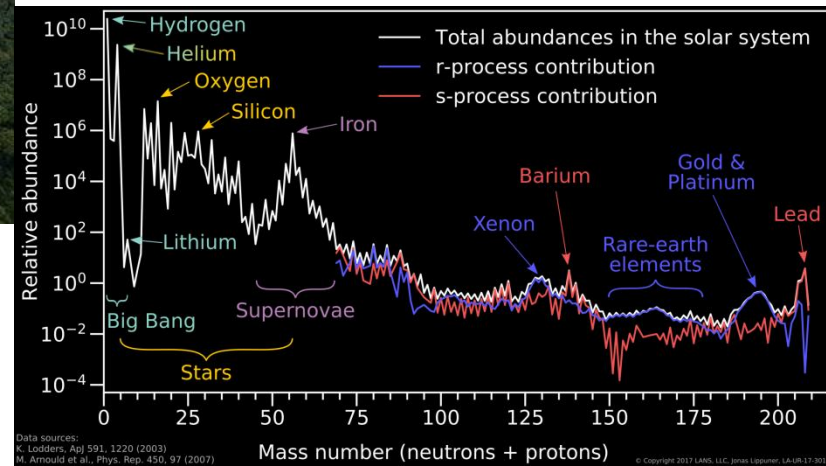
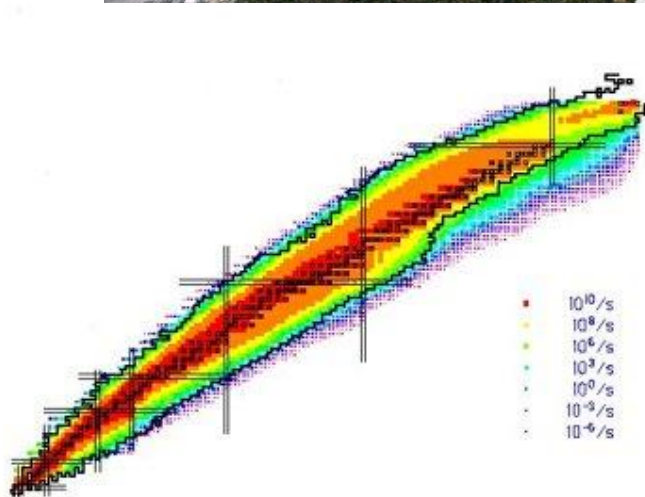
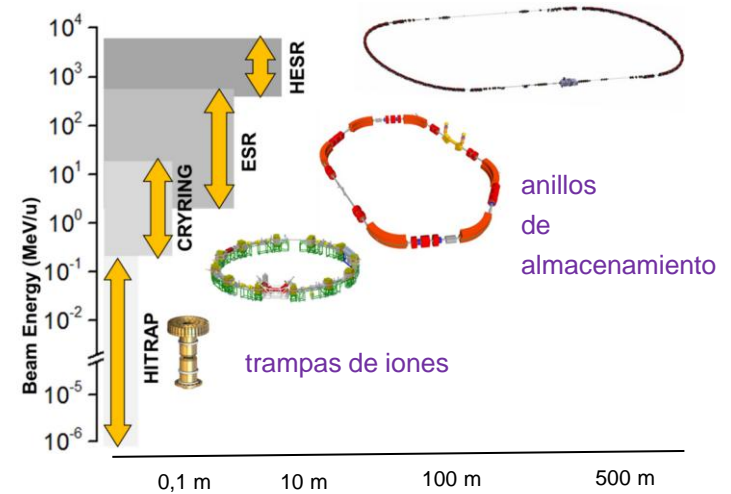
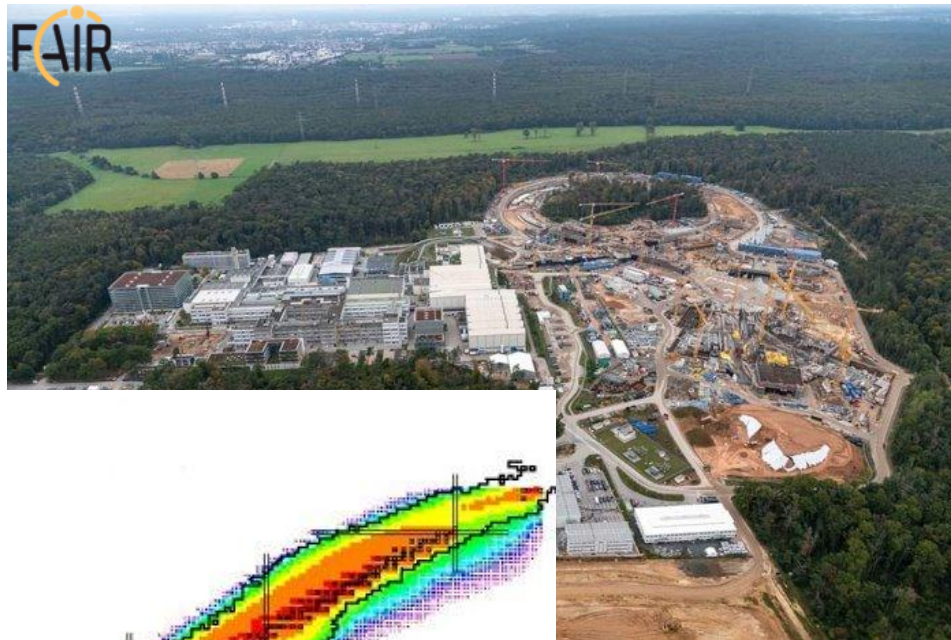
$$m(^{14}\text{N}) = 15\,904\,332\,720 \text{ eV}$$

$$\Delta m/m = 10^{-10} \rightarrow \Delta m = 1.5 \text{ eV}$$

El impacto de Aston cien años después

Actualmente se está construyendo el acelerador más potente que permitirá producir más de 500 nuevos isótopos. Este centro estará equipado con espectrómetros de masa de muy alta resolución.

Facility for Antiproton and Ion Research en Darmstadt (Alemania)



El impacto de Aston cien años después

El desarrollo de la espectrometría de masas a nivel atómico y molecular durante el s. XX dio lugar a innumerables aplicaciones de interés social en diferentes disciplinas científicas:

Química.

Farmacología.

Medicina:

- *Proteómica.*

- *Metabolómica.*

Medio ambiente.

Análisis forense.

Exploración espacial.

Seguridad alimentaria.

Datación ^{14}C .

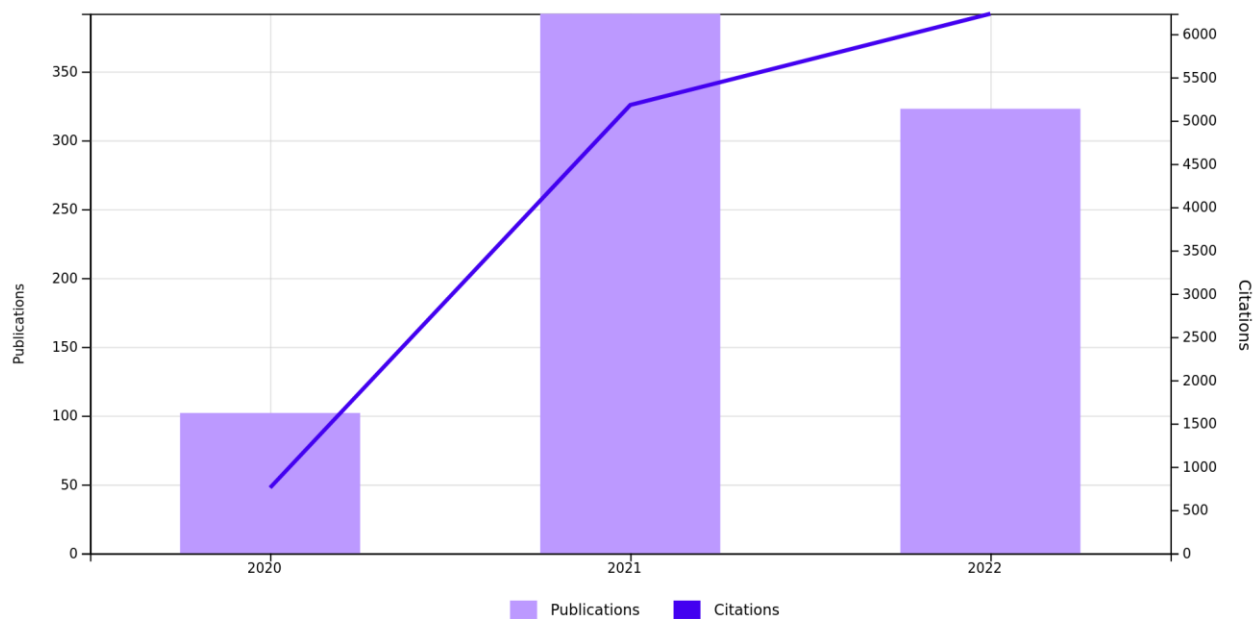
...



El impacto de Aston cien años después

El desarrollo de la espectrometría de masas a nivel atómico y molecular durante el s. XX dio lugar a innumerables aplicaciones en diferentes disciplinas científicas:

Artículos científicos sobre investigación del Covid-19 basados en el uso de la espectrometría de masas.



Fuente: Web of Knowledge.

Conclusiones

Francis Aston es un científico poco conocido, sin embargo, es un claro ejemplo de cómo el empeño por hacer las cosas mejor permite conseguir objetivos insospechados.

Las importantes aportaciones de Aston a la ciencia (sociedad) no se entienden sin un contexto de claro apoyo a la investigación basado en la inversión dirigida a la captación de talento y la construcción de infraestructuras e instrumentos científicos.

Aston es también un ejemplo de que la inversión en investigación básica es clave para el desarrollo de futuras aplicaciones de gran impacto social.