



ESTRUCTURA ATÓMICA

I. HISTORIA DEL ÁTOMO

El concepto del átomo fue planteado por los filósofos griegos Leucipo y Demócrito (400 a. C.) quienes planteaban que todos los cosas están constituidas por partículas muy pequeñas, indivisibles e indestructibles. La palabra átomo etimológicamente significa sin división. Esta teoría nunca fue aceptada por Aristóteles, el filósofo más importante de su época, por lo cual fue abandonada durante 2000 años.



Leucipo Demócrito

II. MODELOS ATÓMICOS

A. Teoría atómica de Dalton (1808)

John Dalton retoma el concepto de átomo y empieza a estudiarlo de una forma científica y no filosófica. Su modelo se basa en 4 postulados, enunciados en su trabajo científico.



J. Dalton
(teoría atómica)

titulado *New System of Chemical phylosophy*

La materia está constituida por partículas pequeñas e indivisible.

Los átomos de diferentes elementos químicos son de distinto peso y de distinta naturaleza. Una reacción química es el reordenamiento de los átomos de las moléculas.

Posteriormente, gracias al descubrimiento de la naturaleza eléctrica por parte de los científicos, podemos entender mejor la estructura del átomo.



Michael Faraday
Electrolisis



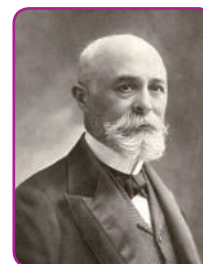
William Crookes
Tubos de descarga



Wilhem
Roentgen
Rayos x

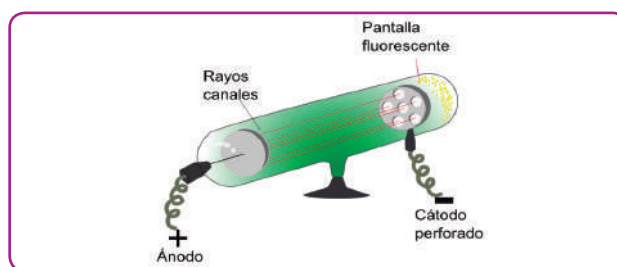


E. Goldsteir
Rayos canales



H. Becquerel
Radiactividad

Rayos catódicos (Plucker)



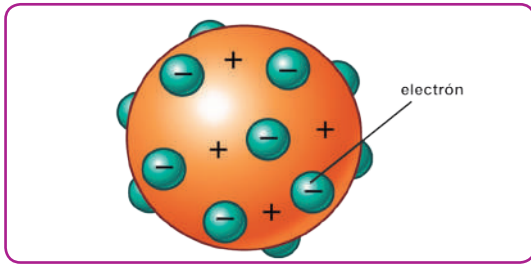
B. Modelo atómico de Thomson (1897)

Joseph Thomson sustenta su modelo «budin de pasas, basado en un átomo de forma esférica y con masa compacta y carga positiva, distribuida homogéneamente. Dentro de la esfera se



J. Thomson
(electrón)

encuentran incrustados los electrones, que realizan un movimiento vibratorio».



En 1906 recibe el Premio Nobel de física por sus investigaciones teóricas y experimentales sobre la conducción de la electricidad a través de los gases.

Por su parte Robert Millikan realizó el experimento de gota de aceite y determinó la carga del electrón.



R. Millikan
Carga del e⁻

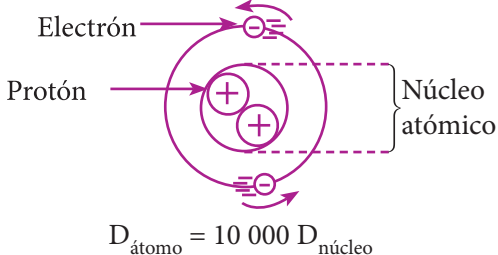
$$\frac{q_{e^-} = -1,6 \times 10^{-19} \text{C}}{m_{e^-} = -9,11 \times 10^{-28} \text{g}}$$

C. Modelo de Rutherford (1911)

Ernest Rutherford plantea su modelo atómico conocido como «sistema planetario en miniatura». Dio a conocer una imagen distinta del átomo hasta ese momento pues afirma que el átomo posee una parte central muy pequeña llamada núcleo, donde se encuentran los protones, los electrones que giran a su alrededor en trayectorias circulares y concéntricas, contrarrestando con este movimiento la fuerza de atracción de la carga positiva del núcleo.



E. Rutherford
Núcleo atómico



En 1908 recibe el Premio Nobel de Química por sus investigaciones en la desintegración de los elementos y en la química de las sustancias radiactivas.

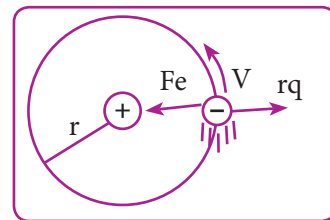
D. Modelo atómico de Bohr (1913)

Niels Bohr propuso el modelo del átomo para explicar cómo los electrones giran alrededor del núcleo en orbitas circulares llamadas 2 niveles estacionarias de energía. Propone los siguientes postulados.



Niels Bohr
(niveles de energía)

1.º Postulado: Estabilidad del electrón y su órbita.



r = radio

v = velocidad tangencial del e⁻.

Los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas estacionarias sin emitir energía.

2.º Postulado: Las órbitas permitidas.

Los electrones solo pueden girar alrededor del núcleo, en aquellas órbitas para las cuales el momento angular del electrón es un múltiplo entero de h/2p.

$$mVr = \frac{nh}{2\pi}$$

h = constante de Planck

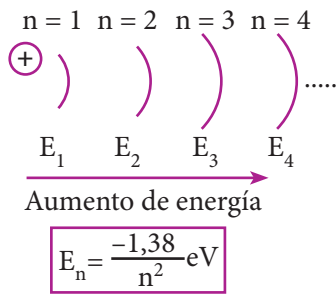
m = masa

r = radio hipotético de Bohr (r = 0, 529A)

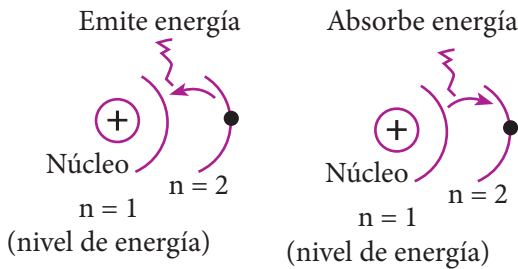
n = núcleo cuántico principal (n = 1, 2, 3)

3.º postulado: Niveles estacionarios de energía.

El electrón se encuentra girando en una órbita circular que presenta energía propia llamada niveles estacionarios de energía, donde el electrón no gana ni pierde energía.



4.º Postulado: Transiciones electrónicas.
El electrón gana energía cuando salta de un nivel menor a otro mayor, y emite cuando salta de un mayor a un menor nivel.



Con estos postulados, Bohr explica la estabilidad del átomo, el electrón de líneas de hidrógeno, e introduce el concepto de energía cuantizada.

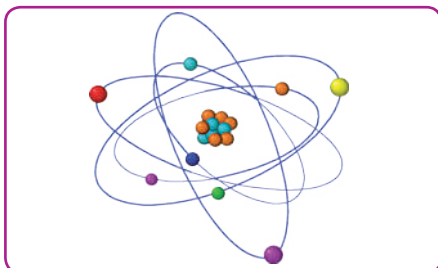
En 1922 recibe el premio nobel de física por sus investigaciones, por sus servicios en la investigación de la estructura de los átomos y de la radiación que de ellos emana.

E. Modelo atómico de Bohr-Sommerfeld (1913)

Arnold Somemmerfield formuló la existencia de los subniveles de energía, sostuvo que los electrones, a parte de seguir órbitas circulares, también seguían órbitas elípticas, con ello explica el efecto Zeeman.

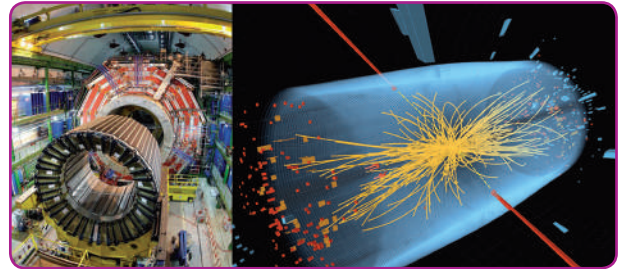


Bohr
Núcleo átomo



Campo de Higgs

Es un campo de energía que permea todo el universo y que al interactuar con las partículas elementales y subatómicas, les proporciona su masa respectiva. El bosón de Higgs es una partícula elemental propuesta en el modelo estándar de física, es la unidad básica del campo de Higgs que al interactuar con las otras partículas les proporciona su respectiva masa.



En 2013 se concedió el Premio Nobel de Física a Peter Higgs y a Francois Englert por el descubrimiento teórico de un mecanismo que contribuye a nuestro entendimiento del origen de la masa de las partículas subatómicas.

III. DEFINICIONES BÁSICAS

A. Número atómico (Z): Llamado carga nuclear, determina la cantidad de protones que tiene un átomo neutro.

$$Z = \#p^+ = \#e^- \quad \text{átomo neutro}$$

$$Z = \#p^+$$

$$Z = 5; p^+ = 5; e^- = 5$$

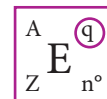
B. Número de masa (A): Llamado número másico, es la suma de los protones y los neutrones de un átomo (nucleones).

$$A = Z + n^\circ \quad \# \text{ neutrones} \rightarrow n^\circ = A - Z$$

$$\downarrow$$

$$\#p^+$$

C. Representación de núclidos



E = símbolo del elemento químico

A = número masa

Z = número atómico

nº = neutrones

q = carga eléctrica

D. Iones

Llamadas especies iónicas son aquellos átomos o conjuntos de átomos compuestos de átomos que presentan cargas eléctricas, como consecuencia pueden ganar o perder uno o más electrones.

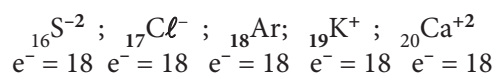
$$\boxed{\#p^+ \neq \#e^-} \quad \text{Ión}$$

Pueden ser:

Catión	Anión
$\#p^+ > \#e^-$	$\#p^+ < \#e^-$
Pierde e^-	Gana e^-
${}_{19}\text{K}^+$ $p^+ = 19$ $e^- = 19 - 1 = 18$	${}_{16}\text{S}^{-2}$ $p^+ = 16$ $e^- = 16 + 2 = 18$

Las especies isoelectrónicas son aquellos átomos o iones que presentan el mismo número de electrones y la misma configuración electrónica.

Por ejemplo:

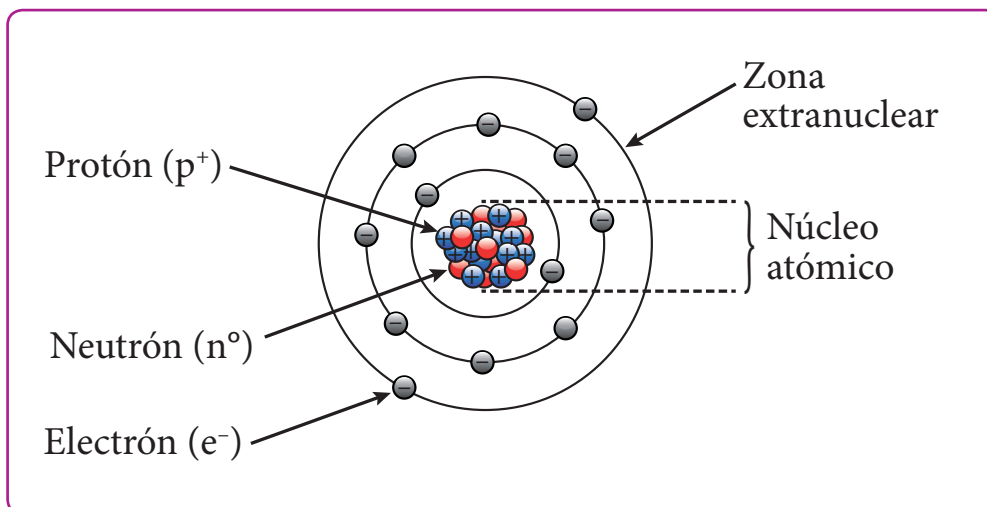


E. Clasificación de núclidos

Isótopos	Isóbaros	Isótonos
Átomos de un mismo elemento químico, igual Z.	Átomos de diferentes elementos con igual número de masa.	Átomos de diferentes elementos con igual número de neutrones (n°).
Propiedades físicas diferentes y propiedades químicas iguales	Propiedades físicas y químicas diferentes.	Propiedades físicas y químicas diferentes.
${}^1_1\text{H} \quad {}^2_1\text{H} \quad {}^3_1\text{H}$ Protio Dentrío Tritio	${}^{14}_6\text{C} \quad {}^{14}_7\text{N}$	${}^{11}_5\text{B} \quad {}^{12}_6\text{C}$

Teoría atómica moderna

En la actualidad, se considera que el átomo es un sistema energético que se encuentra en equilibrio dinámico, formado por las regiones principales; el núcleo atómico y la zona extranuclear.



Características de las partículas fundamentales

Núcleo atómico	Zona extranuclear
Parte central del átomo en carga positiva.	Parte externa del átomo, tiene carga negativa.
Concentra aproximadamente el 99,99% de la masa del átomo.	Concentra aproximadamente 99,995 del volumen atómico.
Constituido por 232 partículas (llamadas nucleones), entre ellas están los protones y los neutrones.	Se encuentran los electrones moviéndose a grandes velocidades, en trayectorias circulares y elípticas.
Determina las propiedades físicas del átomo.	Determina las propiedades químicas del átomo.
Zona de alta densidad $2,44 \times 10^{14} \text{ g/cm}^3$	Zona de baja densidad.
Predomina la interacción fuerte.	Presenta interacción débil.

Características de las partículas fundamentales

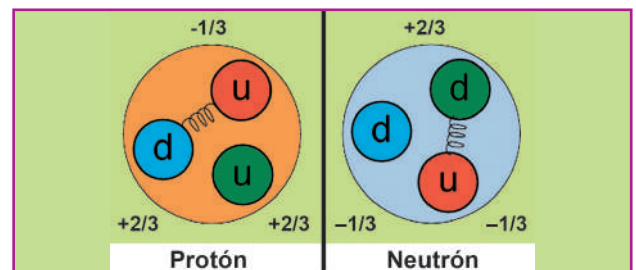
Parte del átomo	Núcleo atómico		Zona extranuclear
Partículas	Protón	Neutrón	Electrón
Símbolo	p^+	n^0	e^-
Masa	$1,672 \cdot 10^{-24} \text{ g}$	$1,675 \cdot 10^{-24} \text{ g}$	$9,1 \cdot 10^{-28} \text{ g}$
Carga	Absoluta	$+1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$-1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
	Relativa	+1	0
Descubridor	Rutherford (1919)	Chadwick (1932)	Thomson (1897)

El modelo estándar de física, partículas, es una teoría que descompone las relaciones entre las interacciones fundamentales conocidas y las partículas elementales que componen toda la materia.

Existen dos tipos de partículas elementales: los fermiones y los bosones.

A los fermiones se les consideran los constituyentes de la materia y pueden ser:

Estructura del protón y neutrón



Quarks			Leptones		
$1/2$ +2/3 u up (arriba)	$1/2$ +2/3 c charm (encanto)	$1/2$ +2/3 t top (cima)	$1/2$ -1 e Electrón	$1/2$ -1 μ Muón	$1/2$ -1 τ Tau
$1/2$ -1/3 d down (abajo)	$1/2$ -1/3 s strange (extraño)	$1/2$ -1/3 b bottom (fondo)	$1/2$ 0 ν_e Neutrino electrónico	$1/2$ 0 ν_μ Neutrino muónico	$1/2$ 0 ν_τ Neutrino tauónico

Hadrones

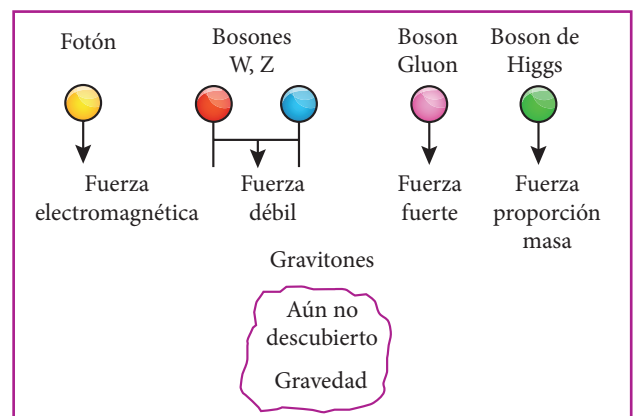
Mesones

- Spin entero
- Formado por 2 quark
- Mesón Pión
- Mesón Kaón

Bariones

- Spin fraccionario
- Formado por 3 quarks
- Protón
- Neutrón
- Hiperones (Δ, Σ, Ω)

Los bosones son los radiadores de la fuerza o partículas portadoras de las interacciones fundamentales.

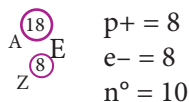


Trabajando en clase

1. El elemento con número atómico 8 y número de masa 18, está formado por _____.
- 8 protones y 8 neutrones
 - 9 electrones y 8 neutrones
 - 9 protones y 11 neutrones
 - 9 protones y 8 electrones
 - 8 protones y 10 neutrones

Resolución:

$$Z = 8; A = 18$$



$$\begin{aligned} Z &= \#p = \#e^- \\ A &= Z + n^\circ \end{aligned}$$

2. El elemento con número atómico 11 y número de masa 23, está formado por _____.
- 11 protones y 13 neutrones
 - 12 electrones y 11 neutrones
 - 11 protones y 12 neutrones
 - 12 protones y 11 neutrones
 - 12 protones y 11 electrones

UNFV-2012

3. El número de masa de un átomo es 56 y neutrones, 26. Determina su número atómico.

- 26
- 56
- 82
- 30
- 32

UNALM - 2012 - I

4. Si el número de masa de un átomo es 63, y el número de neutrones es de 5 unidades más que el número de electrones, calcula el número de protones.

- 26
- 34
- 58
- 52
- 29

5. Una especie R^+ , cuando está neutro tiene 11 p^+ y 12 n° . Determina su número de electrones.

- 10
- 11
- 12
- 13
- 15

UNALM - 2009 - I

Resolución:

Átomo neutro

$$\begin{array}{l} \#p^+ = \#e^- \rightarrow \text{ion} \\ \#p^+ = 11 \quad Z = 11 \\ \#n^\circ = 12 \end{array} \quad \begin{array}{l} \\ \\ \\ p^+ = 11 \\ e^- = 11 - 1 = 10 \end{array}$$

6. Una especie E^{+2} , cuando está neutro tiene 20 protones y 22 neutrones. Determina el número de electrones.

- 16
- 22
- 21
- 18
- 20

7. El ion x^{3+} posee 10 electrones y 14 neutrones. Halla su número de masa.

- 24
- 17
- 27
- 20
- 13

UNALM - 2011 - I

8. Si cierto átomo tiene número masico 48, y sus protones y neutrones están en la relación de 5 a 7, calcula su carga nuclear.

- 36
- 24
- 12
- 20
- 28

UNAC - 2005 - II

Resolución:

$$\begin{array}{l} A = 48 \\ \frac{\#p^+}{\#n^\circ} = \frac{5k}{7k} \\ a = Z \text{ en}^\circ \\ 48 = 5k + 7k \\ 48 = 12k \\ k = 4 \end{array}$$

Carga nuclear

$$Z = \#p^+ = 5k \quad Z = \#p^+ 5(4) = 20$$

9. Si cierto átomo tiene número másico 60, y sus protones y neutrones están en la relación de 4 a 6, calcula su carga nuclear.

- 20
- 24
- 26
- 28
- 22

10. Un catión posee un número de masa igual a 45 y tiene 18 electrones, determina el número total de las partículas elementales que posee.

- 60
- 61
- 64
- 62
- 63

11. Si el ion x^{2+} tiene el mismo número de electrones que el ion ${}_{15}y^{2-}$, calcula el número atómico de «x».

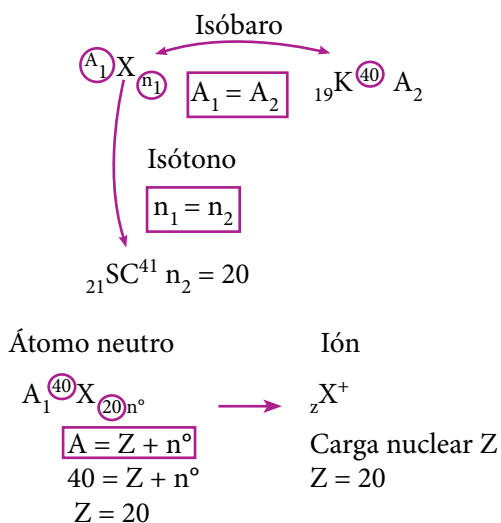
- 20
- 16
- 17
- 18
- 22

12. La diferencia de los cuadrados del número de masa atómico de un átomo es 120. Calcula el número de electrones si posee 6 neutrones y su carga es -2 .

- 12
- 8
- 7
- 10
- 9

13. Si en un anión trivalente la suma de sus números de masa y de electrones es 49 y tiene 16 neutrones, determina su número másico.
 a) 15 c) 27 e) 34
 b) 16 d) 31
14. Si el ion «y» tiene la misma cantidad de electrones que ${}_{38}\text{X}^{2+}$, determina el número atómico del átomo «y».
 a) 35 c) 37 e) 40
 b) 36 d) 38
15. Si el átomo «x» es isóbaro en el ${}_{19}\text{K}^{40}$ e isótono con el ${}_{21}\text{Se}^{41}$, ¿cuál es la carga nuclear del ion x^{+} ?

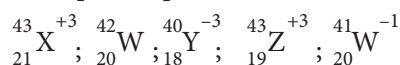
Resolución:



- a) 19 d) 24
 b) 20 e) 22
 c) 21

16. La suma de los números de masa de 2 isótopos es 84 y la suma de sus neutrones, 44. Calcula el número atómico del isótopo.
 a) 10 d) 20
 b) 24 e) 16
 c) 14

17. Señala qué no se puede afirmar de las siguientes series de especies químicas:



- a) Existen 2 especies que son isótopos.
 b) Existen 2 pares de especies que son isoelectrónicas.
 c) Existen solo 2 especies que son isótonos.
 d) Existen 2 especies que son isóbaros.
 e) Solo hay 4 iones, 2 cationes y 2 aniones.

18. Se tienen tres hilidos de un elemento, y uno de sus neutrones 21. Calcula la carga nuclear del isótopo más pesado si se conoce que la suma de los nucleones de dichos átomos es 57.
 a) 14 d) 12
 b) 8 e) 13
 c) 6