Características esenciales de las reacciones químicas

A. Lavoisier (mediciones de masas reaccionantes): la materia no se crea ni se destruye

Joseph Louis Proust (formación de $CuCO_3$): los elementos que constituyen los compuestos están presentes en una relación constante

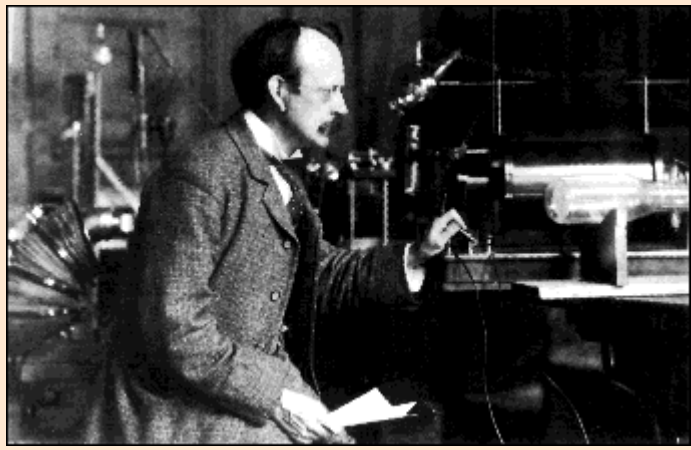
J. Dalton: los pesos de las sustancias que reaccionan se relacionan de manera sencilla

Teoría atómica de Dalton

Para explicar las características de las reacciones químicas, Dalton (1805) propuso que:

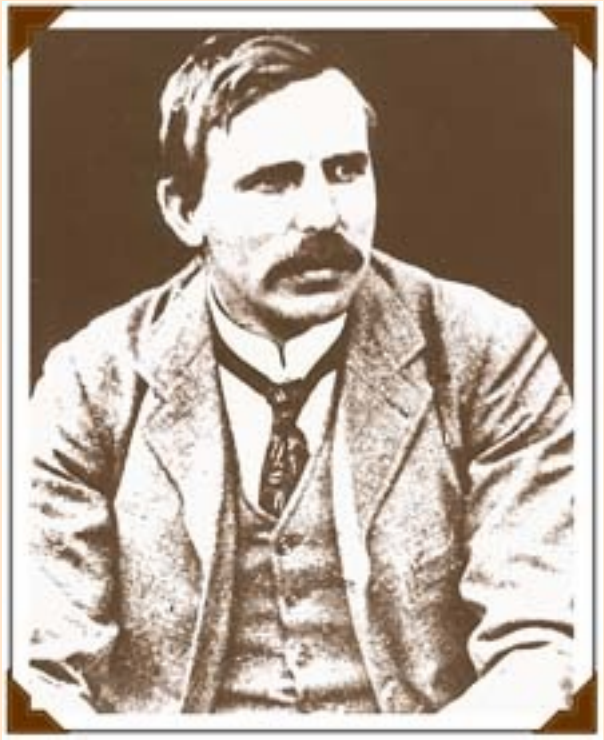
1. **los elementos están compuestos de partículas llamadas átomos**
2. **los átomos se combinan para formar compuestos**
3. **todos los átomos de un mismo elemento son idénticos**
4. **los átomos de diferentes elementos tienen distinta masa**
5. **los átomos son indivisibles y estables (eternos)**

1880 JJ Thomson descubrió el electrón. Demostró que provenía de los átomos y que su masa era más de mil veces menor que la masa de un átomo de H. Por lo tanto...

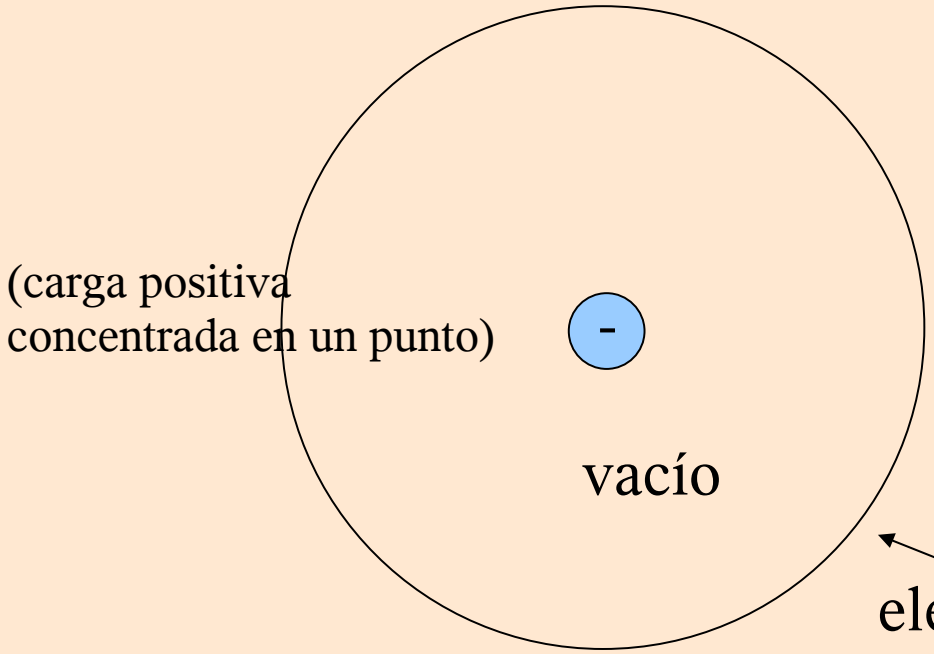


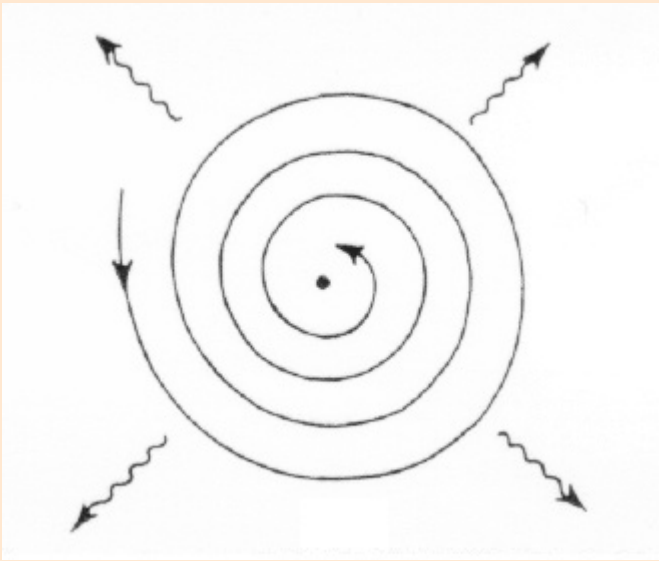
Rutherford (1911) propuso

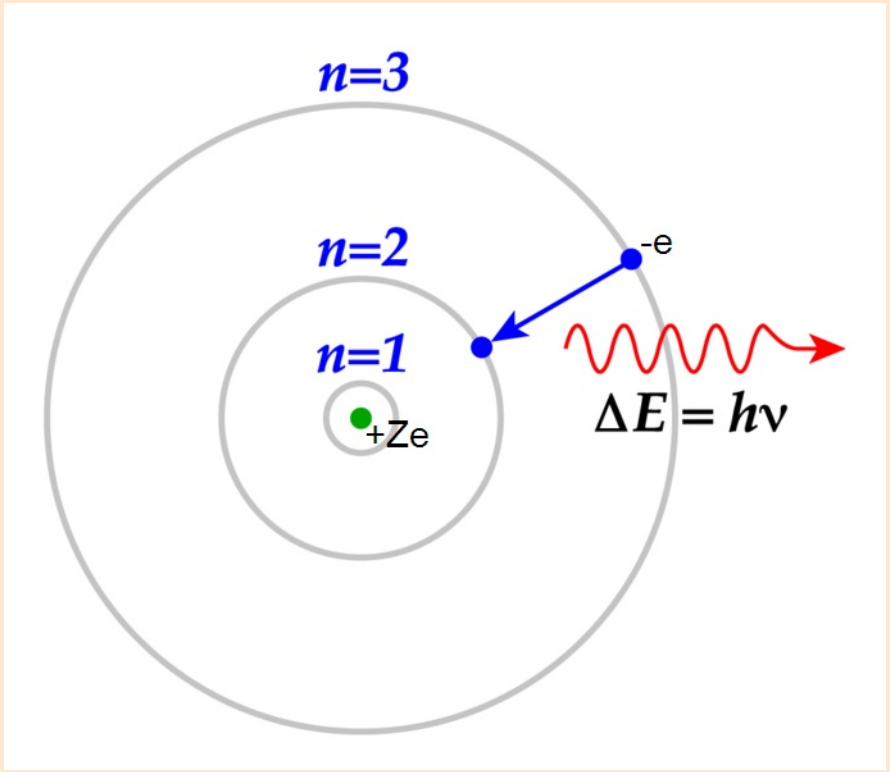
que <u>toda la carga eléctrica positiva</u> del átomo <u>se concentraba en un núcleo extremadamente pequeño</u>.



Modelo atómico de Rutherford







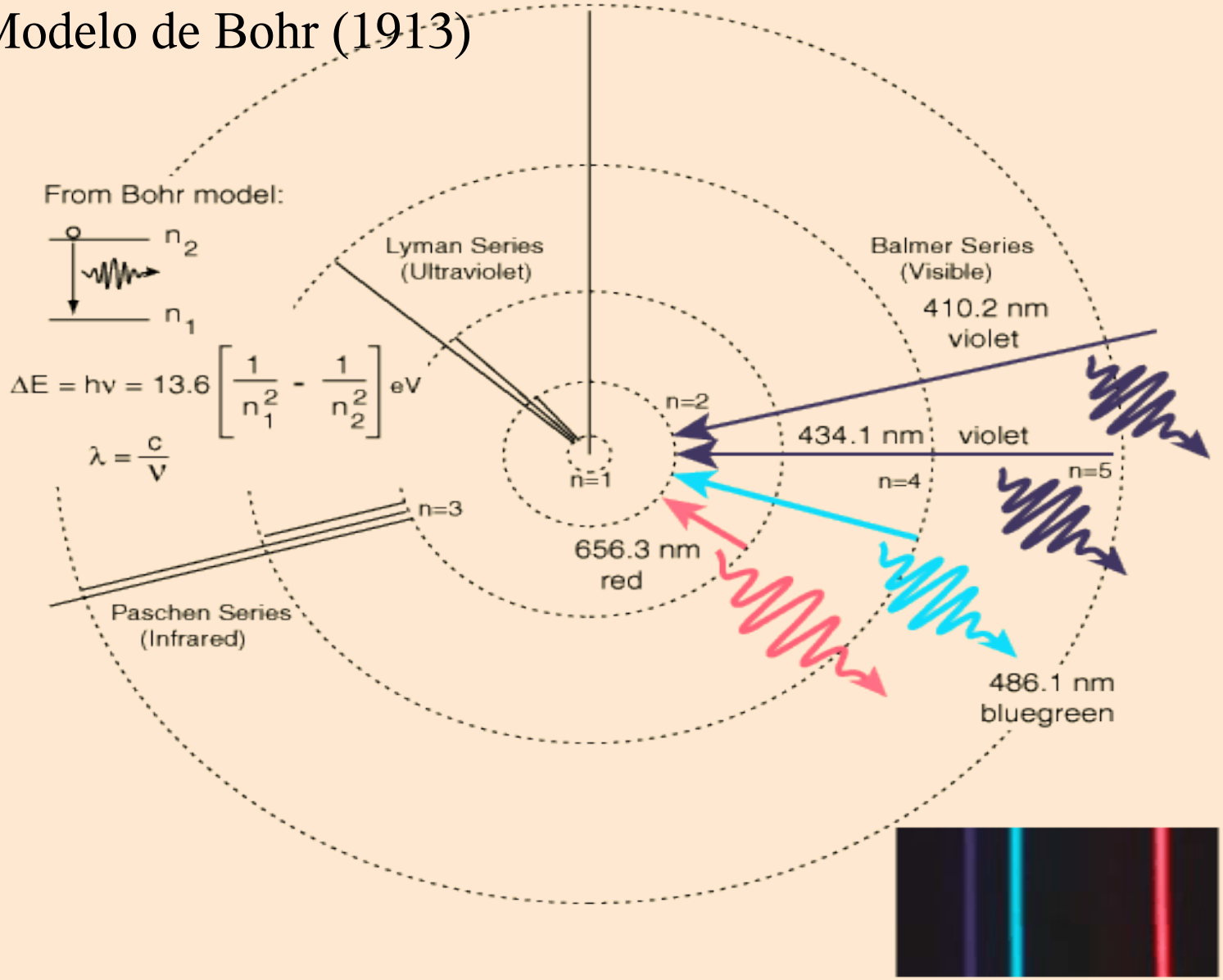
Postuló (1913):

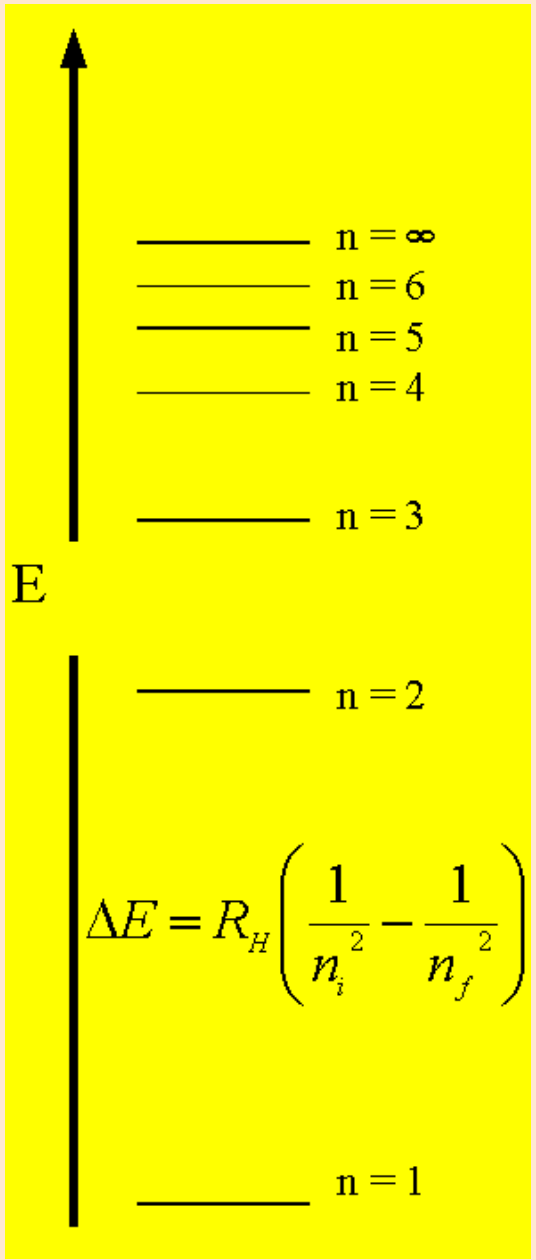
-El electrón se restringe a órbitas circulares

- La energía del electrón tiene un valor definido en cada órbita

- Cuando un electrón salta de una órbita superior a una inferior emite un fotón de luz

Modelo de Bohr (1913)





Los cálculos de Bohr predicen que la energía de cada nivel n es $E = -2.2\times10^{-18}/n^2$ [Joule]. Para el primer nivel $E = -2.2 \times 10^{-18}/1^2 = -2.2 \times 10^{-18}$ Joule.

Calculo del color de la luz producida por la transición del 4° al 2° nivel de energía del H

$E_i = -13.6 / 4^2 = -0.85\ eV = -1.36 \times 10^{-19}\ J$
$E_f = -13.6 / 2^2 = -3.4 eV = -5.44 \times 10^{-19}\ J$
$\Delta E = E_f - E_i = 4.08 \times 10^{-19}\ J$

$\upsilon = \Delta E / h = 4.08 \times 10^{-19} / 6.6 \times 10^{-34}\ J\ seg = 6.18 \times 10^{14}\ seg^{-1}$

$\lambda = c / \upsilon = 3 \times 10^{10}\ cm/seg / 6.18 \times 10^{14}\ seg^{-1} = 4.85 \times 10^{-5}\ cm = 4.85 \times 10^{-7}\ m = 485\ nm$ (luz verde)

El átomo de Bohr podría describirse por orbitas rodeando el núcleo,

los cuales pueden identificarse por 2 sistemas diferentes:

- Usando números (n =1,2,3,….etc.)

- Usando letras (K,L, M,…….etc.)

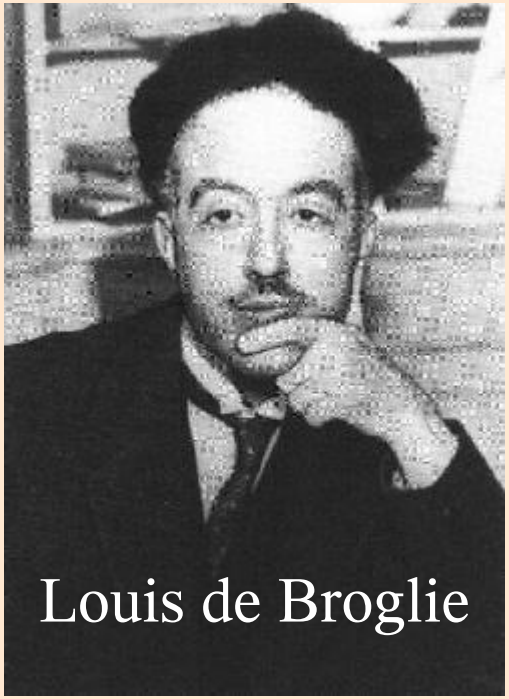
Estructura Electrónica del Atomo de Bohr

Orbita (n)	Capa	N° Máximo de e- en la órbita ($2n^2$)	N° de e- en Sub-grupo
1	K	2	2
2	L	8	2, 6
3	M	18	2, 6, 10
4	N	32	2, 6, 10, 14

La teoría de Bohr no era capaz de explicar:

-Los espectros de emisión de los átomos polielectrónicos, los cuales son más complejos que los de H.

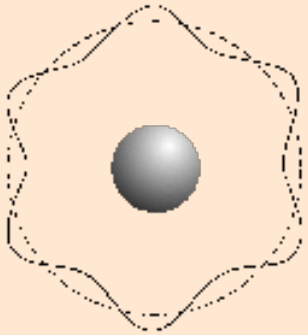
- Características espectrales más finas, de algunos átomos sometidos a la acción de un campo magnético.



Louis de Broglie

de Broglie postuló que los electrones **tendrían una onda asociada**, o sea serían entidades con características de **partícula y onda** a la vez.

Los electrones constituirían órbitas **unicamente** cuando forman **ondas estacionarias completas** (una onda en el nivel 1, dos ondas en el nivel 2, tres en el 3, etc.).
Así se explicaría porqué los electrones pueden ocupar sólo ciertas órbitas



Los electrones no ocuparían un lugar determinado en la órbita sino que se esparcerían sobre toda ella.

Teoría moderna del átomo

La teoría moderna del átomo trata al electrón se trata como onda y partícula a la vez.Por lo tanto se escriben ecuaciones de onda para representarlos.

Cada electrón queda descrito por una ecuación de onda particular

$$H\psi = E\psi \qquad \frac{\partial^2 \psi(x)}{\partial x^2} = -(2\pi/\lambda)^2 \psi(x)$$

$$1s: \; (1/\sqrt{\pi})\, Z^{3/2} \exp(-Zr)$$

El núcleo

- Los átomos contienen protones (p) y neutrones (n) en el núcleo (nucleones).

-Todos los átomos de un elemento contienen los mismos números de protones y electrones, pero el número de neutrones puede variar. En este caso los átomos se llaman isótopos.

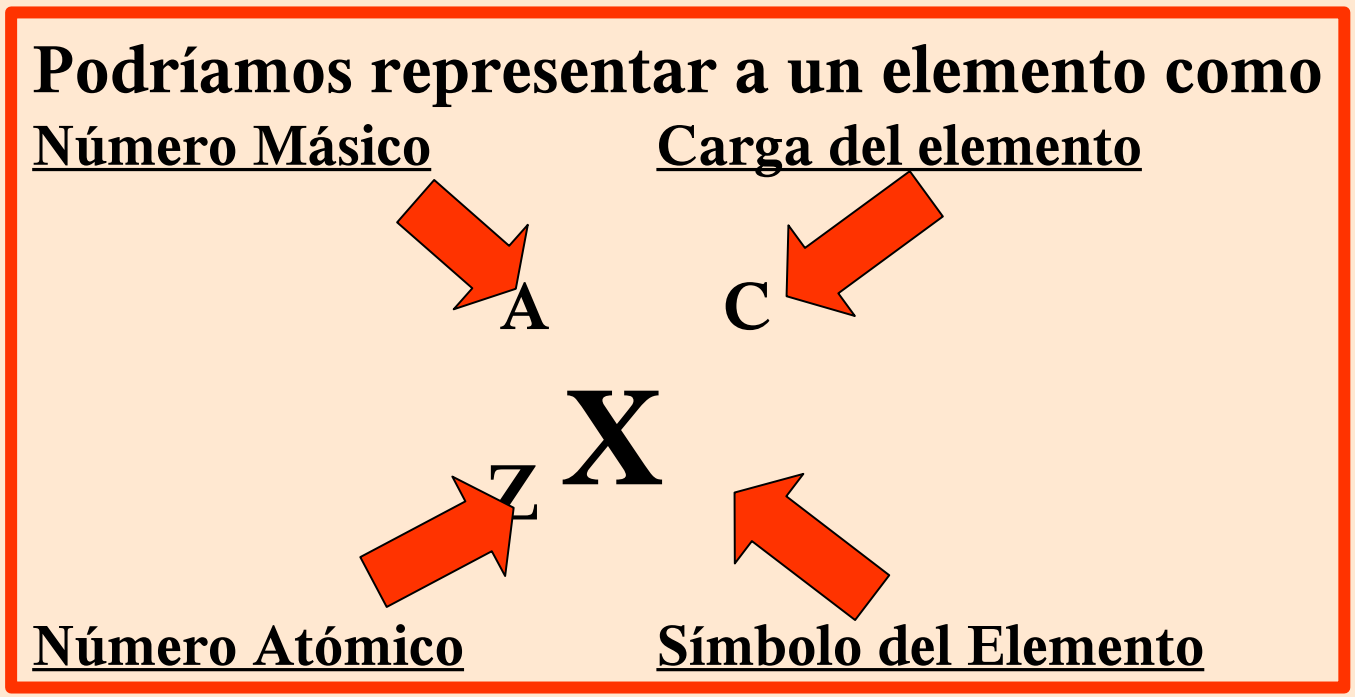
·Un átomo se representa como ${}^{A}_{Z}X$, en que A = es el número de masa (p + n), y Z = número atómico. Así, los isótopos 235 y 238 del uranio se representan como ${}^{235}_{92}U$ y ${}^{238}_{92}U$.

Los átomos difieren entre sí en el número de Protones, Neutrones y Electrones

El número de protones determina la identidad del átomo y es característico de cada elemento

Cuando:
Número de Protones =Número de Electrones significa que el átomo es neutro, porque las cargas están balanceadas y se cancelan unas a otras

Podríamos representar a un elemento como



Peso Atómico (PA): Es el número que representa el peso relativo de los isótopos de un elemento.

Los átomos que tienen el mismo número atómico, pero diferente número másico se llaman ISOTOPOS.
Ciertos isótopos (radioactivos) de los elementos emiten partículas y liberan energía

En la naturaleza la mayoría de los elementos son mezclas de isótopos.

Ejemplo: Para cloro (Cl)

A= 35 (17 protones +18 neutrones)
PA = 35,5
Existen dos isótopos de Cl:
75% isótopo A= 35
25% isótopo A= 37

Propiedades de las partículas subatómicas

Partícula	Símbolo	Carga	Masa (amu)	Masa (gramos)
Protón (Goldstein)	**p**	**+1**	**1.0073**	**1.67×10^{-24}**
Neutrón (Chadwick)	**n**	**0**	**1.0087**	**1.67×10^{-24}**
Electrón (Thomson)	**e**	**-1**	**0.00055**	**9.11×10^{-28}**

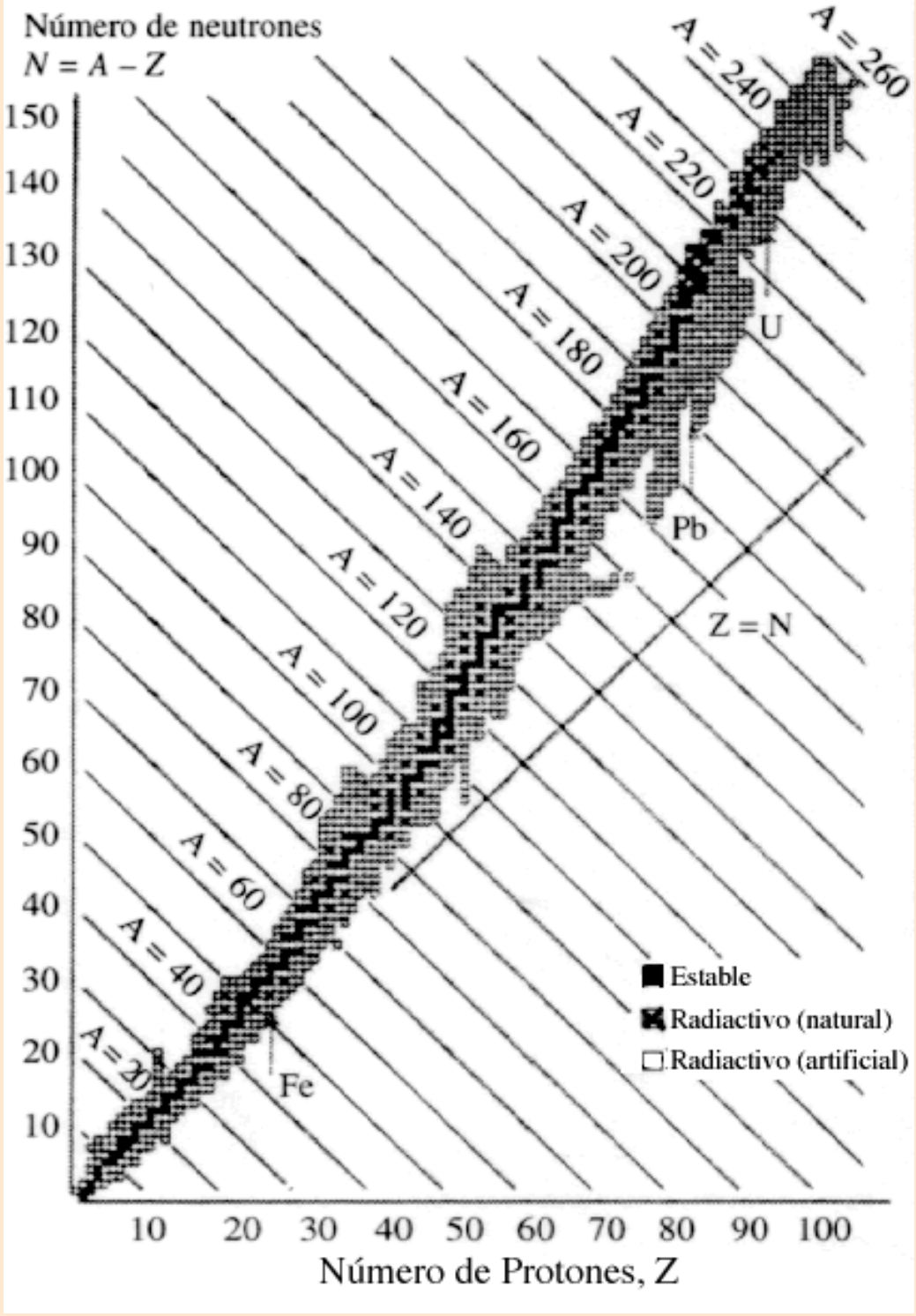
Masa teórica del núcleo de He: 1,0073*2 + 1,0087*2= 4,032

Masa real del núcleo :4,00153

Déficit de masa: 0,03035 uma

Gráfico N vs Z para todos los isótopos conocidos

La estabilidad depende de la relación entre el número de protones y neutrones



Los núcleos inestables producen 3 tipos de radiación:

<u>Radiación alfa (α):</u> **Compuestas por partículas que contienen 2 protones y 2 neutrones, y su masa es más grande que la de otras partículas. Se mueven relativamente lento y tienen poca penetración, por lo que podrían ser detenidas con unas pocas hojas de papel.**

Por lo tanto, el daño a un órgano interno, desde este tipo de radiación, es mínimo a no ser que la partícula sea ingerida.

Son idénticas al núcleo de un átomo de Helio (He)

o al ión He^{2+}

$^{4}_{2}He$: 2 neutrones, 2 protones

Radiación Beta (β):

Compuesta por partículas cargadas negativamente y equivalentes a los electrones. Se representan como:

$^{0}_{-1}e$ ó $^{0}_{-1}\beta$ ó β

Se mueven muy rápido, a casi un 90% de la velocidad de la luz.

Son más pequeñas, rápidas y energéticas que las alfa.

Tienen mayor penetración y se detienen solamente con materiales densos como madera, metal o muchas capas de tela.

Causan daño a la piel y ojos y su efecto es reducido en órganos internos.

Radiación Gama (γ):

Son ondas electromagnéticas de alta energía.

NO TIENEN masa ni carga.

La radiación γ es altamente energética y la más penetrante de las radiaciones nucleares. Penetra plomo, concreto y generalmente se utiliza una combinación de ambos para detenerla. Dañan órganos internos.

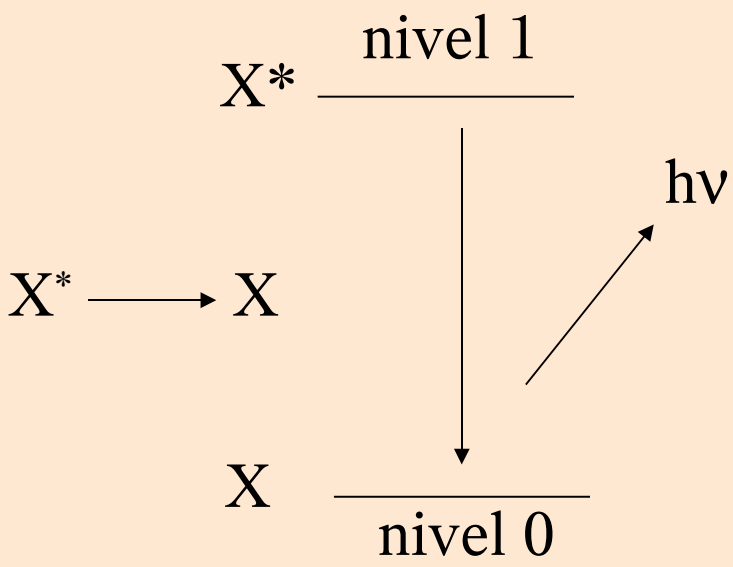
Capacidad de ionización de las radiaciones

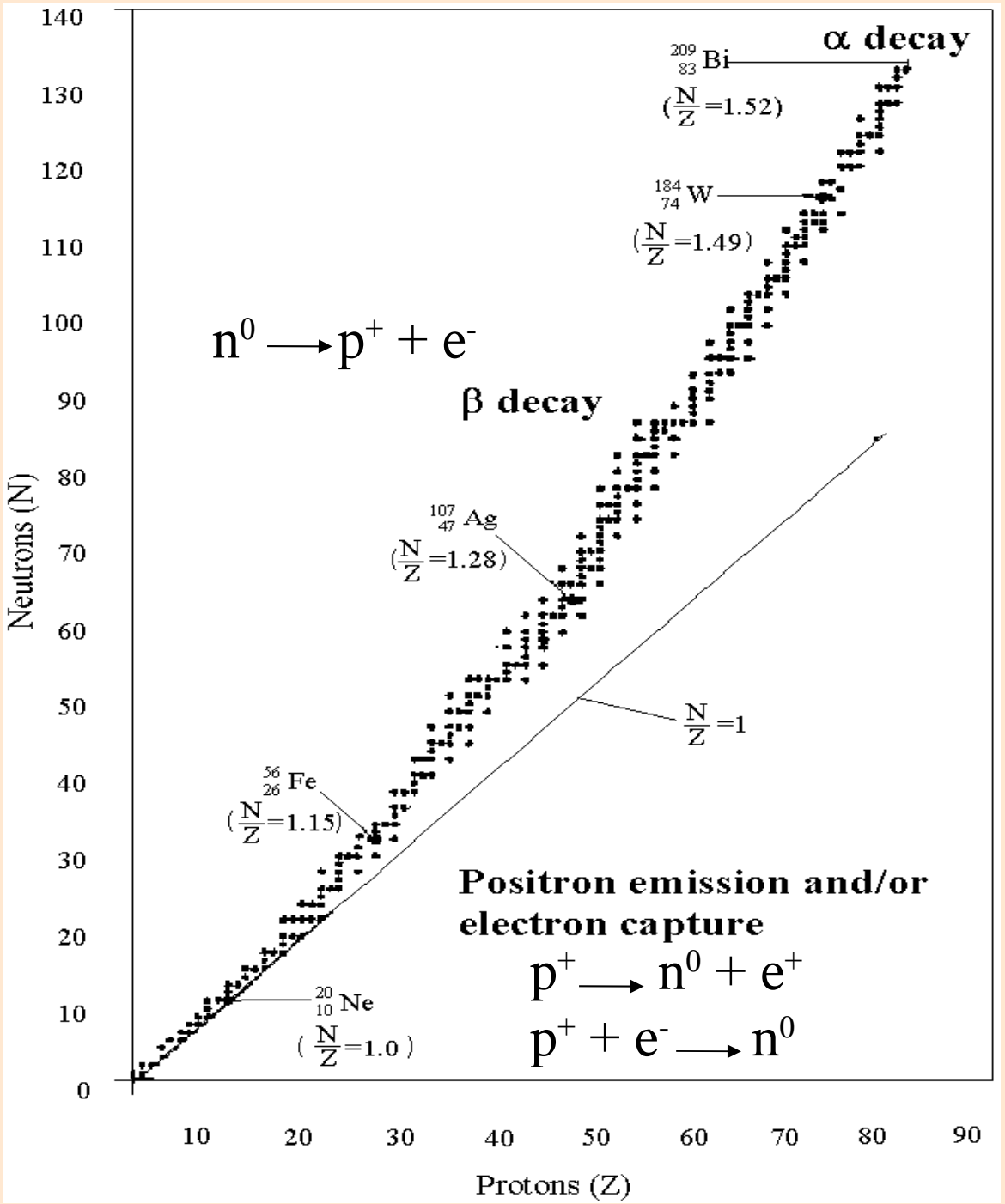
Alfa	núcleos de He	1	muy ionizantes
beta	electrones	100	menos ionizantes
gamma	hν	10000	menos ionizantes

$$^{32}_{15}P \longrightarrow {}^{32}_{16}S + e^-$$

$$^{118}_{54}Xe \longrightarrow {}^{118}_{53}I + e^+$$

$$^{204}_{86}Rn \longrightarrow {}^{200}_{84}Po + \text{alfa}$$



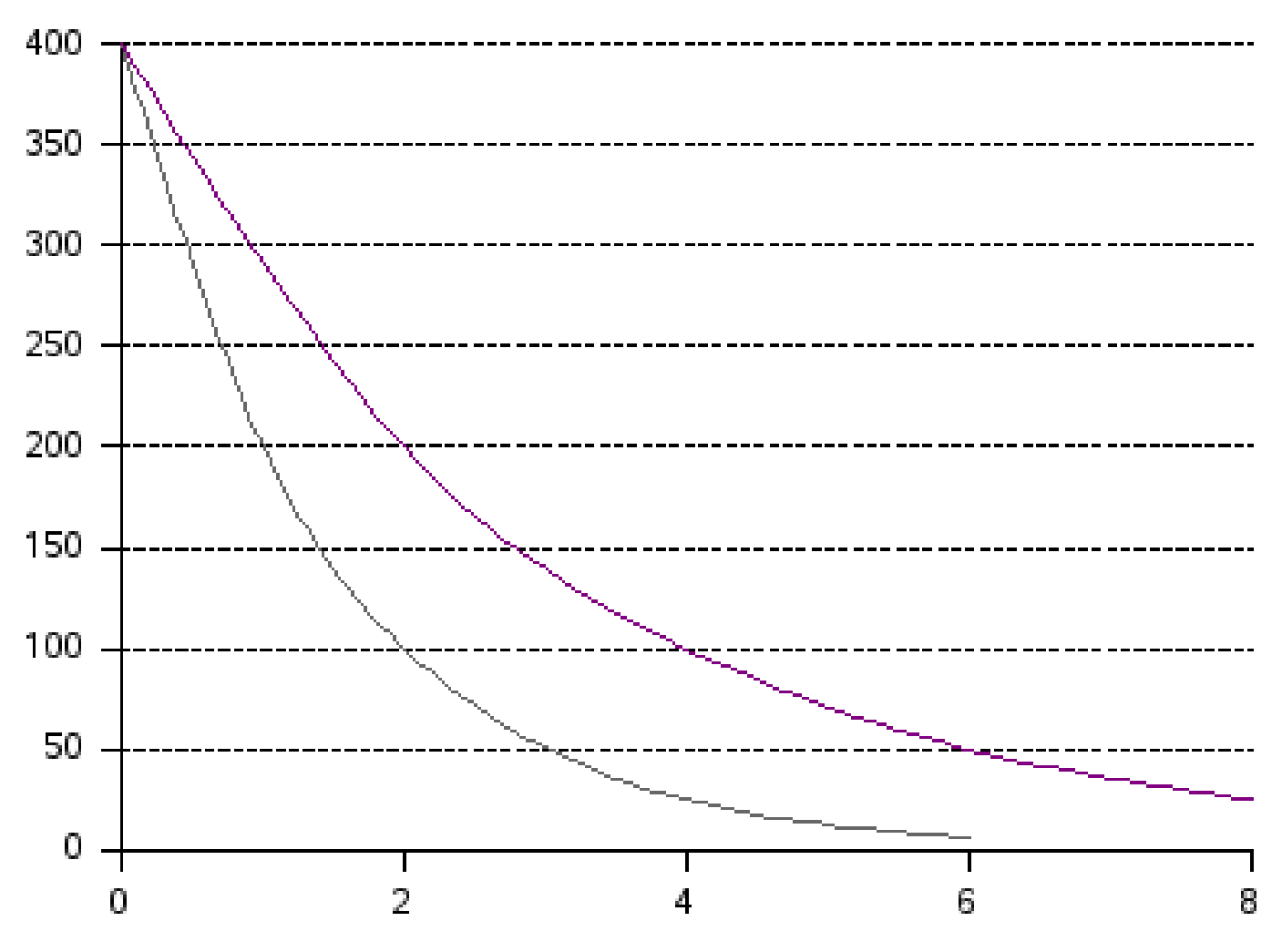


Reacciones nucleares

Hay cuatro tipos de reacciones nucleares:

- Decaimiento de núcleos inestables (radiactividad natural)
- Fisión nuclear (ruptura de núcleos muy grandes)
- Fusión nuclear (fusión de dos núcleos pequeños en un núcleo mayor)
- Captura de neutrones (usada para producir isótopos radiactivos)

El grafico siguiente muestra como varía la cantidad de dos isótopos radiactivos en el tiempo. ¿Qué se puede concluir del gráfico?



La velocidad del decaimiento radiactivo (el número de núcleos transformados por unidad de tiempo) depende de la cantidad total de nucleos presentes, y de la tendencia intrinseca de los nucleos a decaer

Velocidad de decaimiento= k N

La vida media es el tiempo que toma reducir la cantidad inicial de nucleos a la mitad. A mayor vida media, más chico es k

Se puede demostrar matemáticamente que

$$t_{1/2} = \frac{0.693}{k}$$

Hay unos 60 isótopos radiactivos que existen naturalmente en el aire, el agua y el suelo

Natural Radioactivity in your body

Nuclide	Total Mass of Nuclide Found in the Body	Total Activity of Nuclide Found in the Body	Daily Intake of Nuclides
Uranium	90 µg	30 pCi (1.1 Bq)	1.9 µg
Thorium	30 µg	3 pCi (0.11 Bq)	3 µg
Potassium 40	17 mg	120 nCi (4.4 kBq)	0.39 mg
Radium	31 pg	30 pCi (1.1 Bq)	2.3 pg
Carbon 14	22 ng	0.1 µCi (3.7 kBq)	1.8 ng
Tritium	0.06 pg	0.6 nCi (23 Bq)	0.003 pg
Polonium	0.2 pg	1 nCi (37 Bq)	~0.6 fg