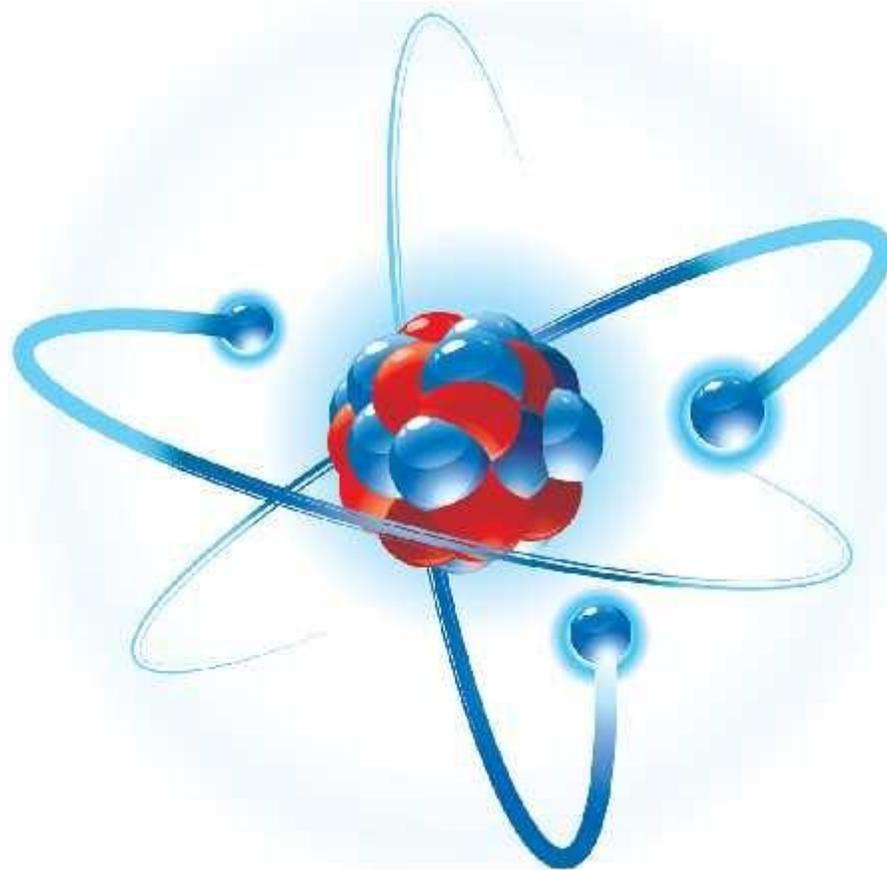


Masa atómica y número atómico



Átomo

definición

1 En física y química, átomo (del latín atomus, y éste del griego ἄτομος, indivisible) es la unidad más pequeña de un elemento químico

...
es.wikipedia.org/wiki/Átomo

2 Componente más pequeño de un elemento químico que retiene las propiedades asociadas con ese elemento.

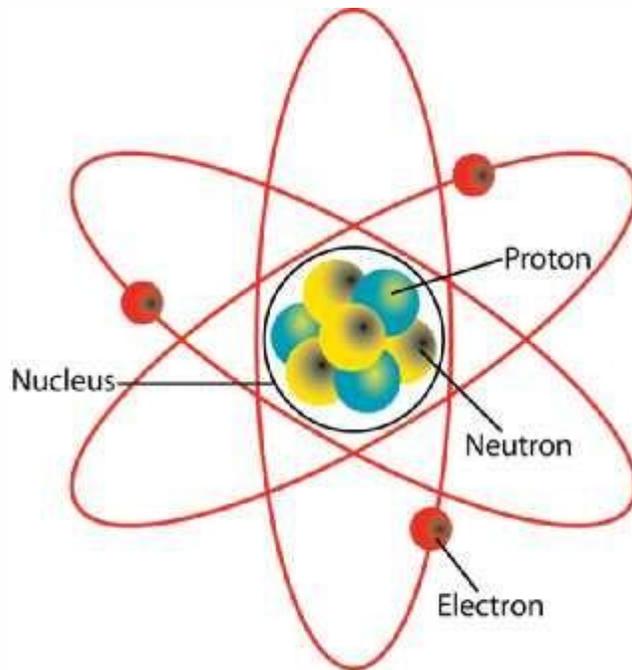
www.astrocosmo.cl/glosario/glosar-a.htm



Estructura de la materia

Es todo lo que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa.

La materia está formada por una estructura muy pequeña llamada ÁTOMO, que se compone por un núcleo donde encontramos dos tipos de partículas llamadas Neutrones y Protones, alrededor del núcleo orbitan otras partículas llamadas Electrones.



<http://www.ck12.org/earth-science/Atoms->

Elementos y átomos (Khan-Acadd)

https://www.youtube.com/watch?feature=player_embedded&v=fynGnoPkil0



Las partes del ATOMO

El núcleo

En el centro de un átomo se encuentra el **núcleo**. El núcleo contiene la mayor parte de la masa del átomo. Sin embargo, su tamaño, es sólo una pequeña parte del átomo.

Protones

Neutrones

Si un átomo fuera del tamaño de un estadio de fútbol, el núcleo sería sólo del tamaño de un guisante.

Los electrones

Un **electrón** es una partícula fuera del núcleo de un átomo que tiene una carga eléctrica negativa. La carga de un electrón es opuesta pero igual a la carga de un protón. Los átomos tienen el mismo número de electrones como protones. .

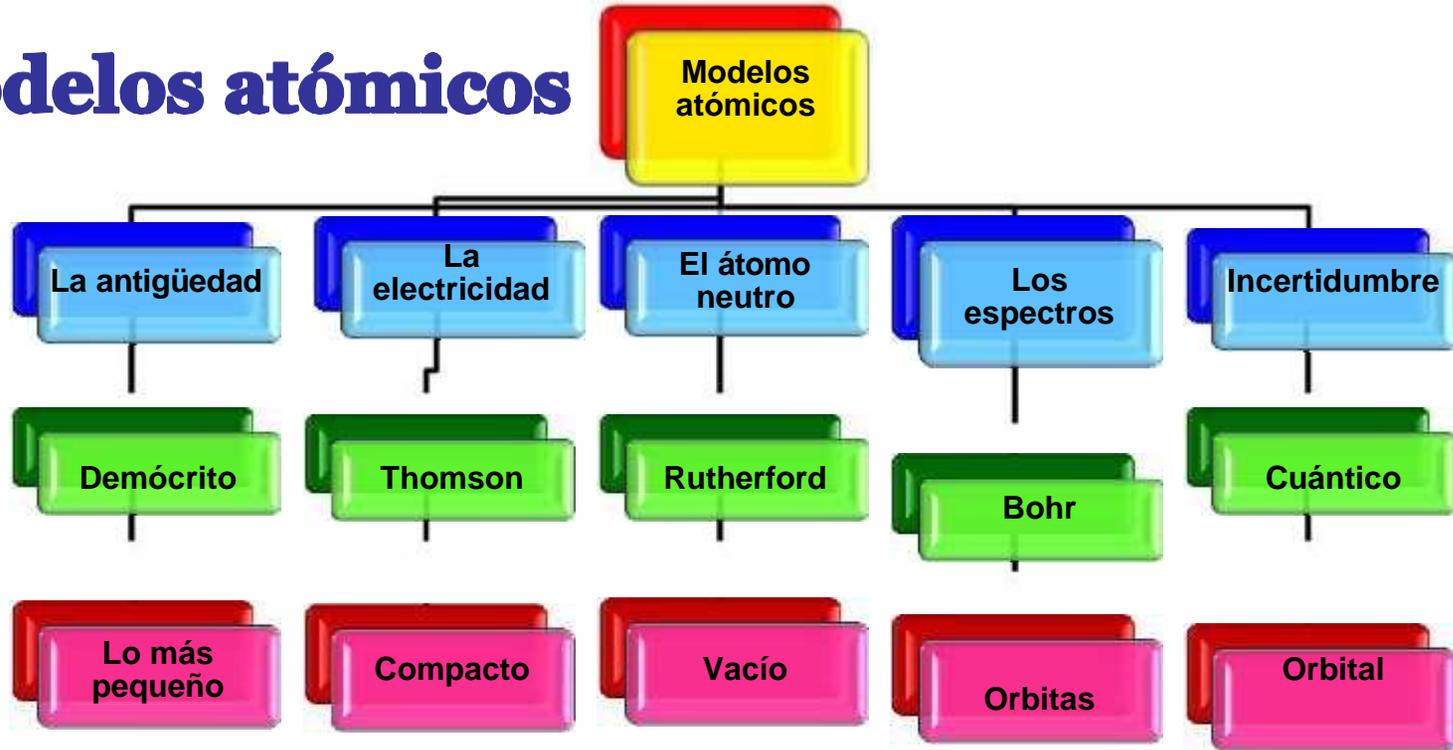
Como resultado, las cargas positivas y negativas "se cancelan." Esto hace a los átomos eléctricamente neutros.

Partes del átomos

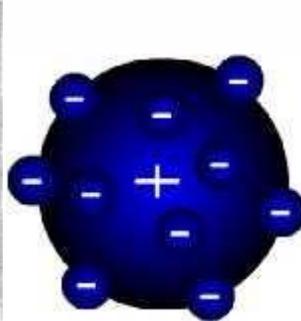
<http://www.youtube.com/watch?v=XpiLeZVpDRQ>



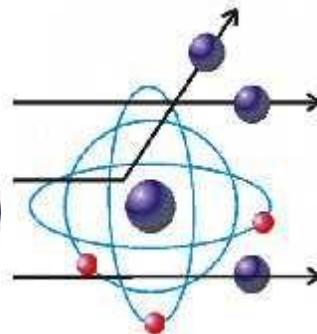
Modelos atómicos



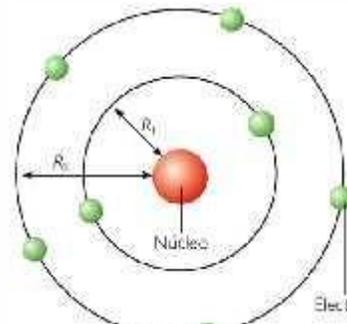
El átomo es indivisible



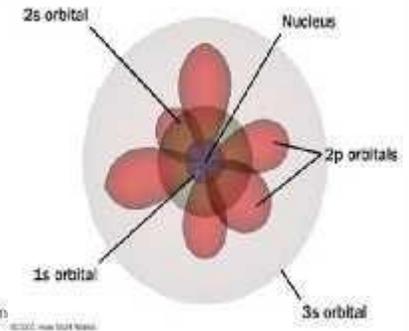
contenidos.educarex.es



www.eis.uva.es



www.kalipedia.com



quimica1m.blogspot.com

Los modelos atómicos

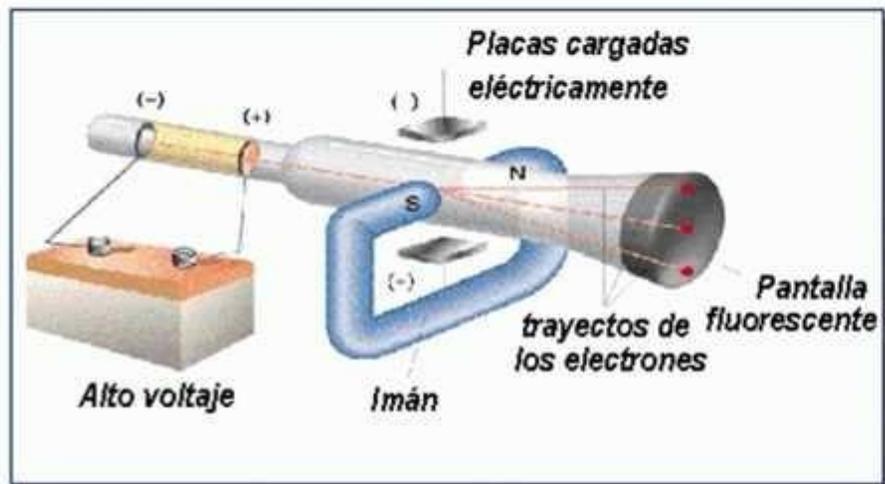
<http://www.youtube.com/watch?v=0UW90luAJE0>

99,9 % de probabilidad



Descubrimiento del electrón **e**

Thomson realizó trabajos con tubos de descarga eléctrica de gases (tubos de rayos catódicos), identificando la primera partícula subatómica, a la que denominó electrón.



Descubrimiento del núcleo atómico

Rutherford interpretó el experimento de Geiger y Marsden. El que consistía en irradiar con un tipo de partículas de carga positiva (partículas α) a una lámina de oro, observando que algunas partículas rebotaban y volvían hacia atrás. Planteando un nuevo modelo atómico luego de analizar estos resultados

Según este modelo, el átomo está formado por un núcleo diminuto con carga positiva, que contiene prácticamente toda la masa.



Detalles del núcleo atómico

- Con el descubrimiento del neutrón, se completó el conocimiento de la estructura básica del átomo.
- El **núcleo** es la zona central del átomo, compuesta por **protones y neutrones**.

| Partícula | Símbolo | Masa (g) | Carga |
|-----------|----------------|------------------------------|-------|
| Protón | p ⁺ | 1,672622 * 10 ⁻²⁴ | +1 |
| Neutrón | n | 1,674927 * 10 ⁻²⁴ | 0 |



Detalles del alrededor del núcleo atómico

- Al descubrirse el neutrón, se reconocieron dos zonas muy definidas: el núcleo y la corteza.
- En la **corteza** se encuentran los **electrones**, que giran **alrededor del núcleo**.

| Partícula | Símbolo | Masa (g) | Carga |
|-----------|---------|---------------------------|-------|
| Electrón | e^- | $9,109382 \cdot 10^{-28}$ | -1 |

| | | | |
|----------|-------|---------------------------|----|
| Electrón | e^- | $9,109382 \cdot 10^{-28}$ | -1 |
|----------|-------|---------------------------|----|



Tabla de partículas fundamentales

| Partícula | Masa (uma) | Masa (gramos) | Carga* (culombios) |
|-----------|--------------------------------------|-------------------------|-----------------------|
| Electrón | 0,000549 ($5,49 \cdot 10^{-4}$) | $9,1095 \cdot 10^{-28}$ | $-1,6 \cdot 10^{-19}$ |
| Protón | 1,00728 | $1,6726 \cdot 10^{-24}$ | $+1,6 \cdot 10^{-19}$ |
| Neutrón | 1,00867 | $1,6750 \cdot 10^{-24}$ | 0 |

* $1,6 \cdot 10^{-19}$ Culombios = 1 unidad

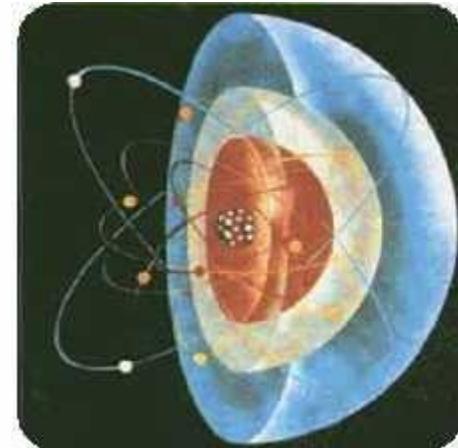


Núcleo

Es la región central muy pequeña de un átomo donde se concentra su masa.



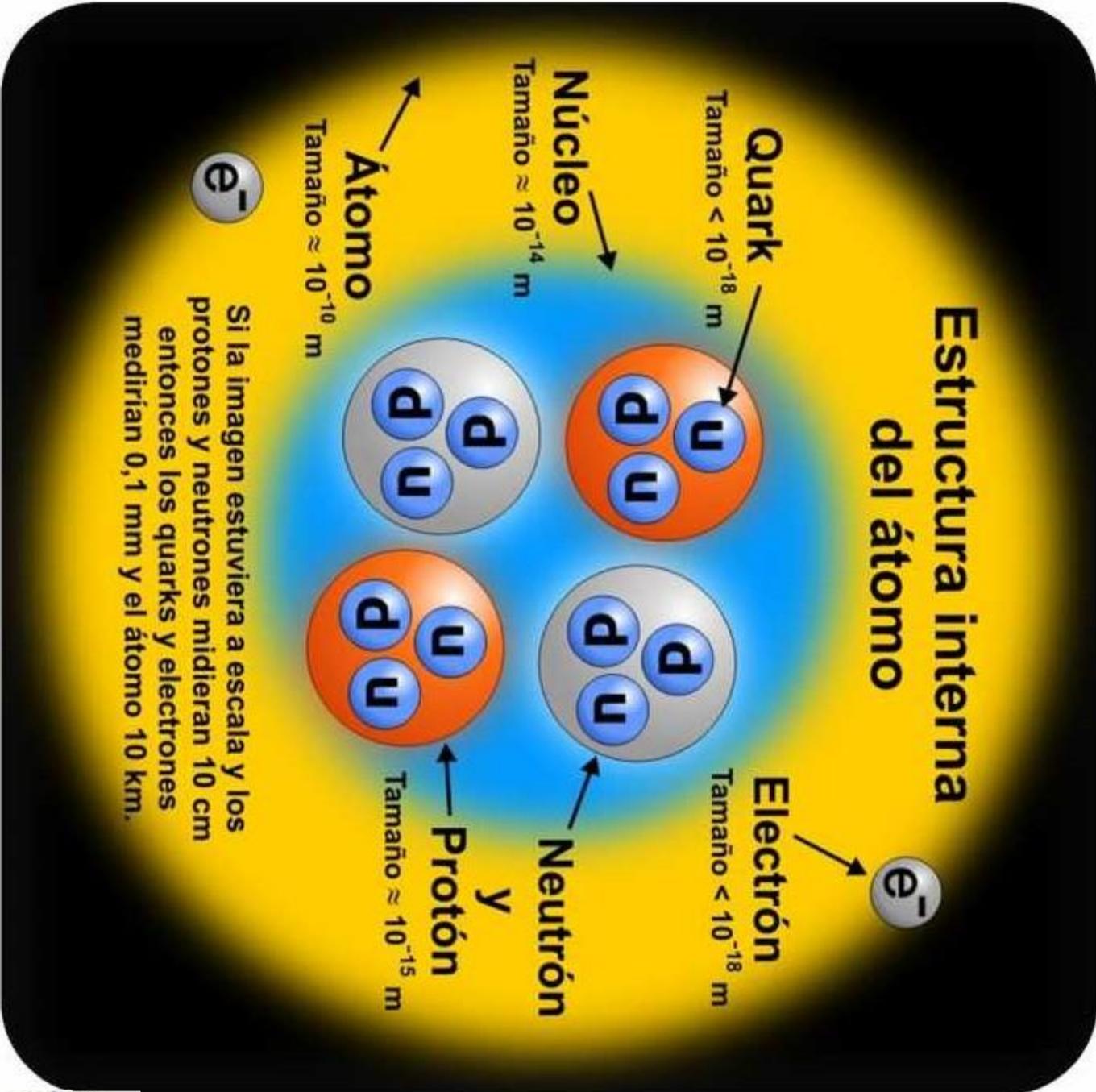
es.123rf.com



tiemposdecambio-omar.blogspot.com



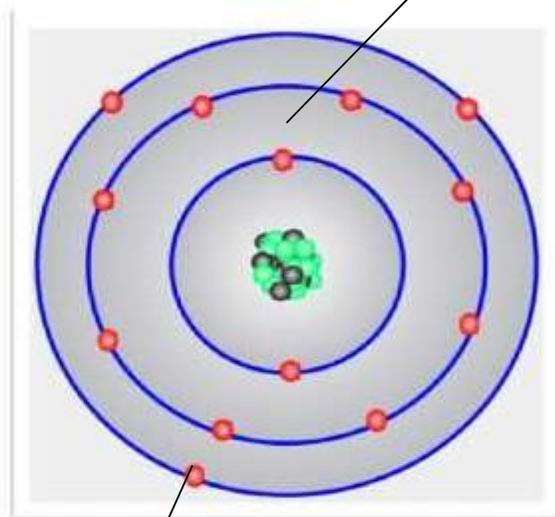
Modelo actual del núcleo



Si la imagen estuviera a escala y los protones y neutrones midieran 10 cm entonces los quarks y electrones medirían 0,1 mm y el átomo 10 km.



Electrones internos: poca influencia en reacciones químicas



Electrones de valencia: responsables de las propiedades químicas



Número atómico

Número Atómico identifica el átomo de un elemento. Es igual al número de protones en el núcleo.

Número Atómico esta representado por la letra Z

$$Z = \#p$$

Z = número de protones del núcleo



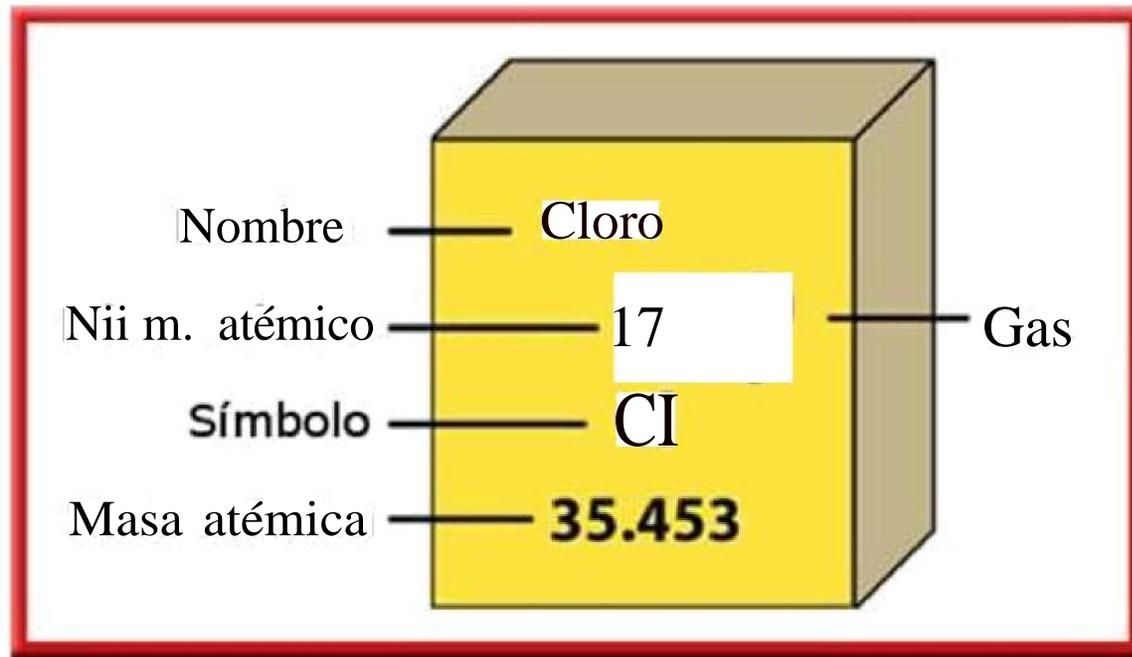
Número Atómico Z

- El número de protones (número atómico) determina la identidad del elemento químico.
- Los átomos están ordenados en la *Tabla Periódica* de los elementos en función del número atómico.

Los átomos neutros no tienen carga neta resultante, pero pueden tener muchos electrones (-) en la corteza y protones (+) en el núcleo.

El número atómico, Z, también representa el número de electrones, si el átomo está eléctricamente neutro.





número
máscico,,

A X

número
atómico

Z





Número másico

El número másico es la suma de **protones** y **neutrones** del núcleo y se representa por la letra A

$$A = \#p + \#n$$

Como el número de neutrones más el número de protones en el núcleo del átomo.

La suma del número de protones y neutrones en el núcleo se denomina número másico del átomo "A".

Número másico



23

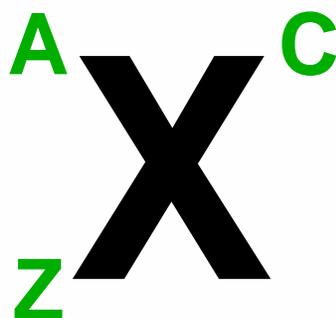
11



Número atómico

Na

Notación isotópica



A – Número de masa = N° Total Protones y Neutrones

Z – Número atómico = N° Total Protones o de Electrones

C – Carga

X – Símbolo del elemento

$A = \text{protones} + \text{neutrones}$

$\text{neutrones} = A - \text{protones}$



Ejemplo

El número atómico, $Z = 6$

El número de masa, $A = 14$

El número de protones = 6

El número de neutrones puede ser calculado de la fórmula

$$A = N + P; \quad N = A - P$$

$$N = 14 - 6 = 8 \text{ neutrones}$$

En la notación:



Isótopos y masa atómica

Isótopos

Son átomos del mismo elemento que difieren únicamente en el número de neutrones en el núcleo

Masa atómica

También se conoce con el nombre de peso atómico. Es una masa relativa promedio de los isótopos de un elemento, basados en un valor de la masa atómica del C-12 exactamente igual a 12 uma.

La masa atómica relativa de un elemento, es la masa en gramos de $6.02 \cdot 10^{23}$ átomos (número de Avogadro, NA) de ese elemento, la masa relativa de los elementos de la tabla periódica desde el 1 hasta el 118 esta situada en la parte inferior de los símbolos de dichos elementos.



El átomo de carbono, con 6 protones y 6 neutrones, es el átomo de carbono 12 y es la masa de referencia para las masas atómicas.

Una unidad de masa atómica (u.m.a), se define exactamente como $1/12$ de la masa de un átomo de carbono que tiene una masa 12 u.m.a.



Ejemplo de isótopos

| isótopo | Nº protones | Nº electrones | Nº neutrones |
|----------|-------------|---------------|--------------|
| protio | 1 | 1 | 0 |
| deuterio | 1 | 1 | 1 |
| tritio | 1 | 1 | 2 |

protio

H

deuterio

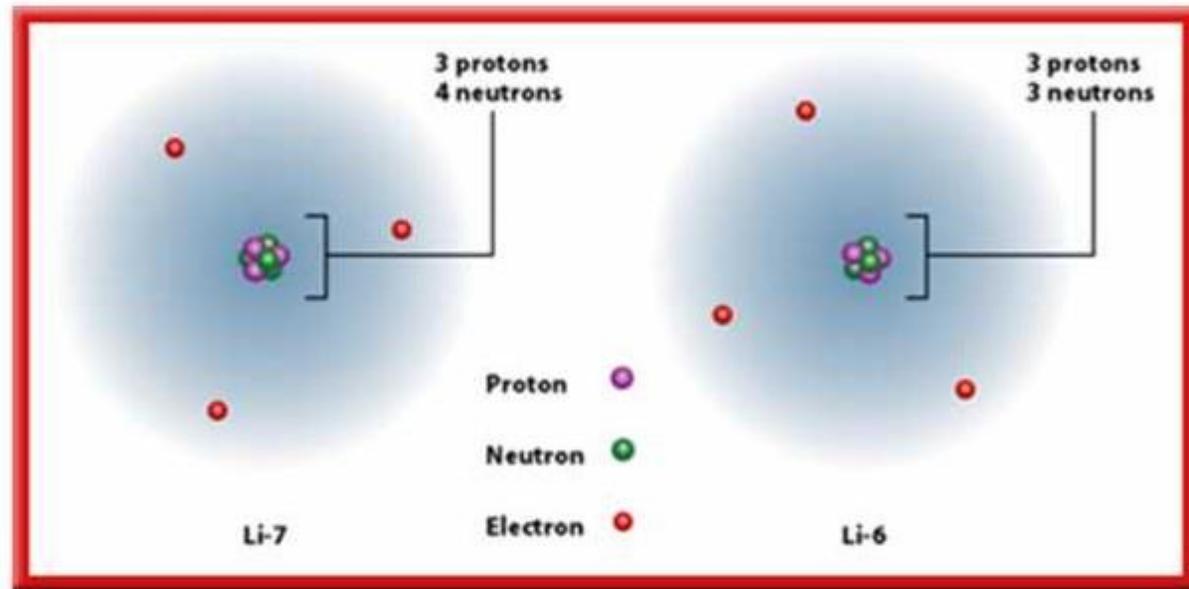
H

tritio

H



Otros ejemplos



Dos isótopos son dos átomos de un mismo elemento que difieren en el número másico A, es decir, tienen el mismo número de protones y distinto número de neutrones.

| Isótopo | Z | A | Nº Protones | Nº Neutrones |
|-----------------------|-----------|------------|--------------------|---------------------|
| Uranio 235 | 92 | 235 | 92 | 143 |
| Uranio 238 | 92 | 238 | 92 | 146 |



Unidad de Masa Atómica

Esta unidad se usa para compara las masas de los átomos

Su símbolo es

u

o

uma

1 uma o u es aproximadamente igual a la masa de un proton o un neutron.

En nuestras unidades habituales:

$$1 \text{ u} = 1,66053886 \times 10^{-27} \text{ kg}$$



Los químicos han fijado que el átomo de Carbono-12 tiene una masa de 12 unidades de masa atómica (uma)

1 uma = 1/12 de la masa del átomo de Carbono-12

La Masa Atómica, es entonces la masa promedio de las masas de todos los isótopos naturales que presenta un elemento químico



En conclusión: la unidad de masa tomada como referencia para la medida de masas atómicas (uma) es la doceava parte de la masa del carbono 12

y su valor se puede calcular dividiendo la masa de un mol de moléculas de carbono 12 (12g) por el número de Avogadro, así para obtener la masa de un átomo:

$${}^1_6\text{C} = \frac{12,0000 \text{ g}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 1,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Y dividiendo luego por 12:

$$1 \text{ u.m.a.} = \frac{1,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$



La masa molar de los átomos de un elemento está dado por el peso atómico de cada elemento multiplicado por la constante de masa molar $u = 1 \times 10^{-3} \text{ kg/mol} = 1 \text{ g/mol}$.

Su valor numérico coincide con el de la masa molecular pero expresado en gramos/mol en lugar de unidades de masa atómica, y se diferencia de ella en que mientras la masa molecular alude una sola molécula, la masa molar corresponde a un mol ($6,022 \cdot 10^{23}$) de moléculas

La masa de una molécula (masa molecular) es igual a la suma de las masas de los átomos que la componen y se denomina masa molecular.

Por ejemplo: $M(\text{NaCl}) = [23 + 35.5] \times 1 \text{ g/mol} = 58.5 \text{ g/mol}$

