

# CB041 Química y Electroquímica

---

Departamento de Química

## T1: Modelo atómico Estructura atómica

Autora: Adriana Romero



# Contenido de esta presentación:

## **Modelos atómicos**

Breve línea de tiempo

## **Modelo atómico actual**

Composición del átomo

Características atómicas

## **Iones**

Aniones y cationes

## **Unidad de masa atómica**

Especies isobaras

Isótopos



## Modelos...

¿Alguien pudo ver un átomo? ¿Podría saber exactamente como es?

Los modelos sirven para explicar y predecir lo que ocurre en un sistema de la naturaleza, pero no significa que coincidan exactamente con la realidad.

A continuación, te cuento como evolucionó en la historia, el modelo del átomo.

(No se tomará en el examen, es sólo una introducción al tema).

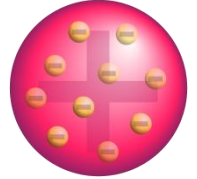


## Breve línea de tiempo:

Concepción corpuscular de la materia. (siglo V a. C.)	<b>Demócrito</b>	Partícula indivisible e indestructible que constituye la materia.
Modelo corpuscular de la materia (1803 – 1808 d. C.)	<b>Dalton</b>	Partícula indivisible e indestructible que constituye la materia.
Descubrimiento de la naturaleza eléctrica de la materia. Rayos catódicos. (1897)	<b>Modelo de Thomson</b>	Esfera homogénea con carga positiva, con electrones en su interior que neutralizan la carga de la esfera.
Descubrimiento de la radiactividad. ( 1911 )	<b>Modelo de Rutherford</b>	Núcleo con carga positiva rodeado de electrones que se encuentran fuera del núcleo en igual número que las cargas positivas de este.
Descubrimiento de las radiaciones electromagnéticas. Teoría cuántica (1913)	<b>Modelo de Bohr</b>	Núcleo con carga positiva donde está concentrada toda la masa del átomo. Los electrones giran alrededor del núcleo constantemente sin ganar o perder energía excepto cuando saltan de una órbita a otra.
Aplicación de la mecánica ondulatoria a las partículas. (1925)	<b>Modelo atómico actual o moderno</b>	Se define una <b>función de onda</b> que describe la <b>probabilidad</b> de hallar al electrón alrededor del núcleo del átomo. Esta probabilidad es una zona que está caracterizada por los números cuánticos.

## Composición de los átomos:

**1904- Modelo atómico de Thomson:** **electrones** de carga negativa en un átomo positivo, incrustados en este al igual que las pasas de un pudín



**1911-1913- Modelo atómico de Rutherford:** átomo formado por dos partes: la "corteza" (luego denominada periferia), constituida por todos sus electrones, girando a gran velocidad alrededor de un "núcleo" muy pequeño; que concentra toda la carga eléctrica positiva "**protones**" y casi toda la masa del átomo .

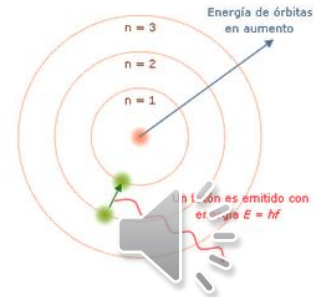


$$q_p = q_e = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{C}$$
$$m_p = 1835 m_e = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

**1913- Modelo atómico de Bohr:** es un modelo clásico del átomo, pero fue el primer modelo atómico en el que se introduce una cuantización. El electrón solo puede moverse en algunas órbitas circulares (permitidas) en las cuales no emite ni absorbe energía.

**1924 – De Broglie:** Dualidad onda - partícula del electrón.

**1926 - Modelo atómico de Shrödinger:** Toma al electrón como una onda estacionaria alrededor del núcleo.



**1930- Bothe y Becker** descubrieron radiación neutra de gran penetración.

**1932- Chadwick**, colaborador de Rutherford demostró que esta radiación eran partículas neutras de masa semejante a la del protón a la que denominó **neutrón**.

## MODELOS ATÓMICOS

1803



DALTON

Esfera maciza indivisible e impenetrable.

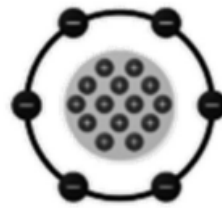
1904



THOMSON

Esfera maciza cargada positivamente, en la cual se hallan incrustados los electrones.

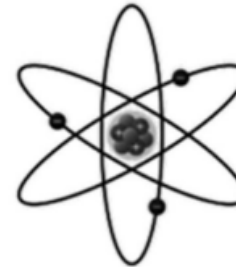
1911



RUTHERFORD

No es compacto sino que en su mayor parte esta vacío.  
Tiene una diminuta región central cargada positivamente a cuyo alrededor giran los electrones.

1913



BOHR

Los electrones siguen determinadas trayectorias circulares alrededor del núcleo, en las que no emiten ni absorben energía.

1926



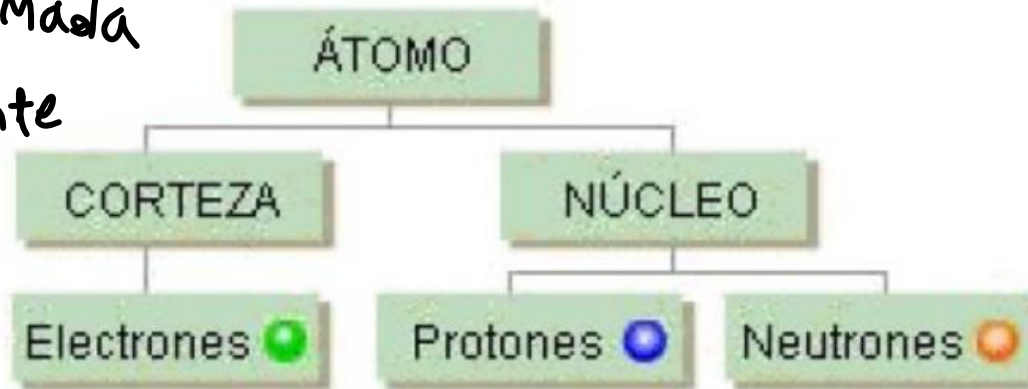
SCHRÖDINGER

El electrón se mueve al azar en una región del espacio alrededor del núcleo.  
La zona donde es más probable encontrar al electrón se llama orbital.

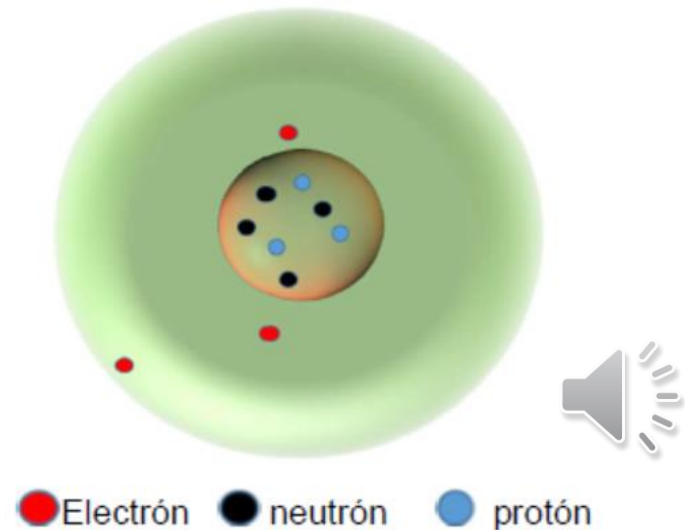


## Estructura y composición del átomo:

*Hasta acá nada  
muy interesante*



El núcleo del átomo es muy pequeño, en comparación con el volumen del átomo (entre 10mil y 100mil veces más pequeño). Sin embargo, concentra la mayor masa del átomo.



Un elemento se caracteriza por su

Para un elemento "E":  $Z$

$A$   
 $Z$  E

Número atómico  
 $Z = \text{protones}$

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

"nucleido" *DNI del átomo*

Número de electrones: ???

Será igual al número de protones para el átomo neutro.

*→ la mayor parte de la masa*

## E: símbolo del elemento

Los elementos se designan con una letra mayúscula, correspondiente a su nombre en latín o griego. Si ya existe otro con esa letra se agrega una segunda letra minúscula.

**C** para carbono

**Co** para Cobalto.



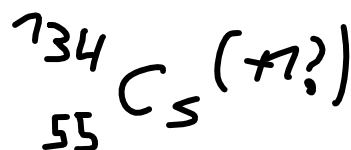


## Ejemplo:

□ Para el nucleido:  $^{39}_{19}\text{K}$  exprese composición.

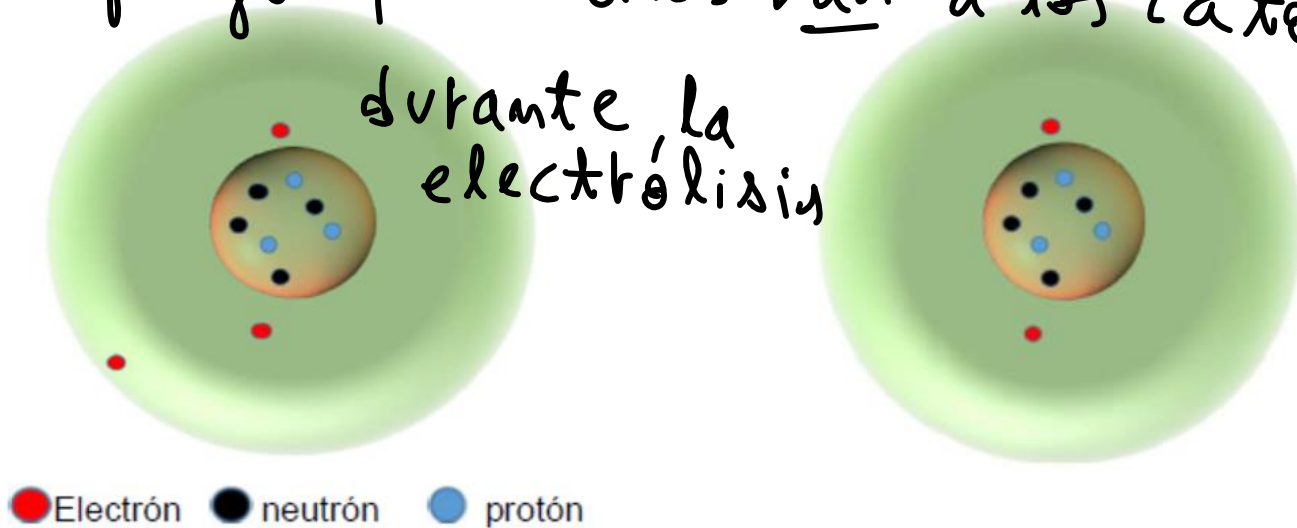
□ La especie fósforo **P** tiene 15 protones, 16 neutrones y 15 electrones. Escriba su nucleido.  $^{31}_{15}\text{P}$

□ La especie Cesio **Cs** tiene 55 protones, 78 neutrones y 54 electrones. Escriba su nucleido. Es una especie neutra?  $\rightarrow \text{Na}^{\sim} \circ$



ION: el que va. La palabra la trajo Faraday del  
**IONES:** griego xq' los iones van a los cátodos

durante la  
electrólisis



ANODO  
+  
 $\text{Li}^+ \downarrow$   
CÁTODO

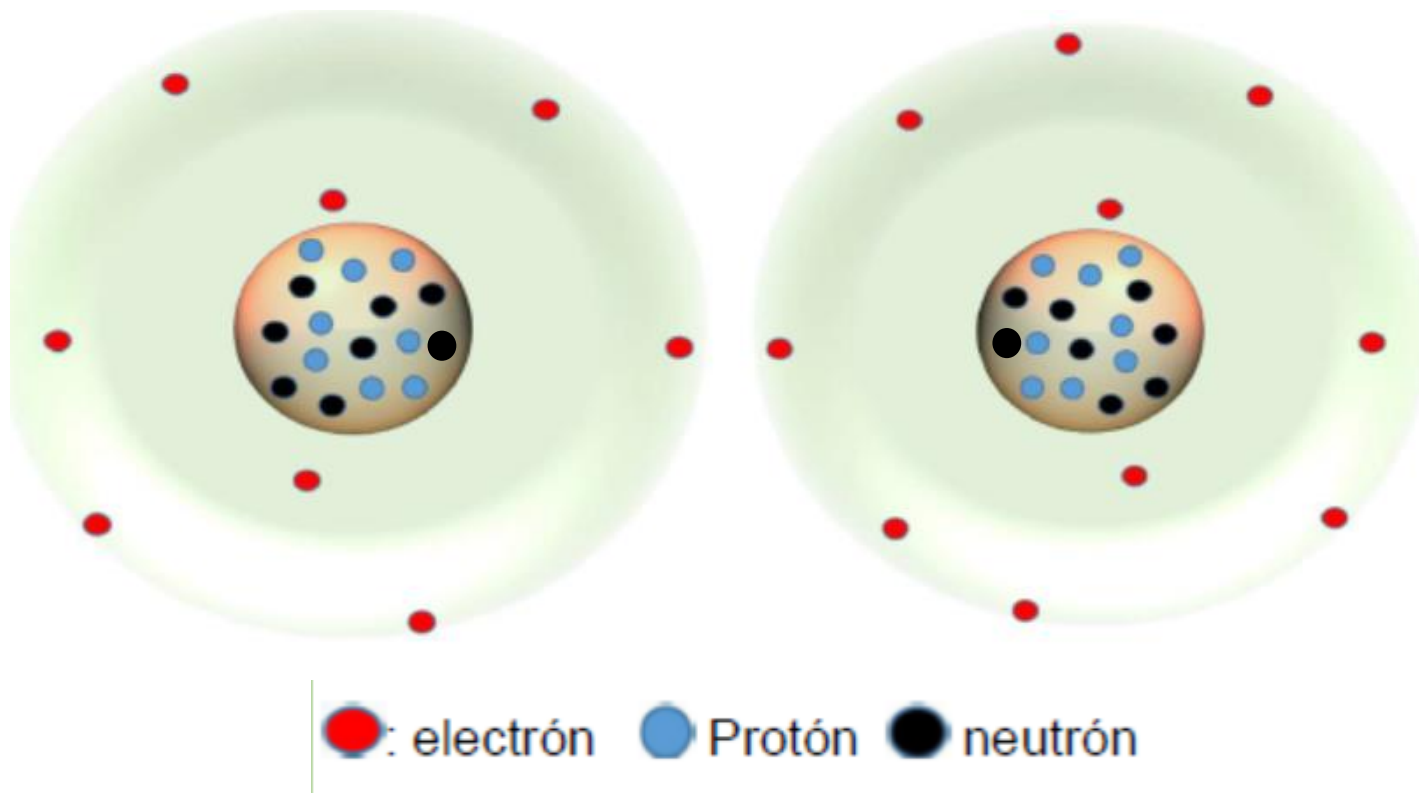


El primero es un átomo neutro de Litio. El segundo ha perdido un electrón, por lo tanto tiene una carga neta **positiva**. Se llama **[CATIÓN]**. En este caso, **monovalente**.



→ que va al cátodo (o q' va hacia abajo)

## IONES:



El primero es un átomo neutro de Oxígeno. El segundo ha ganado dos electrones, por lo tanto tiene una carga neta **negativa**. Se llama **ANIÓN**. En este caso, **divalente**.

→ IDEM



## Formación de iones:

Ganancia de electrones: forma aniones



Pérdida de electrones: forma cationes



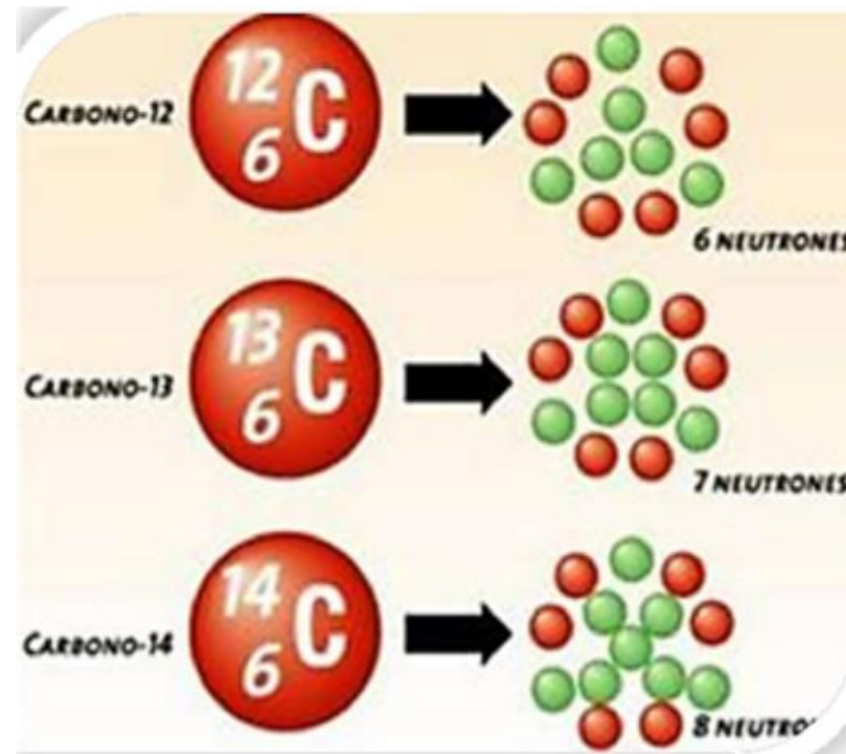
Las cargas deben estar igualadas en ambos lados de la flecha.



→ misma lugar  
**Isótopos:**

Los **isótopos** son átomos del mismo elemento (tienen igual n° protones), pero difieren en el n° neutrones. Por lo tanto, su número másico (A) es distinto.

Los isótopos existen en diferentes abundancias. Por lo que la masa atómica informada es un promedio de las abundancias %. (Por eso, no son números enteros)

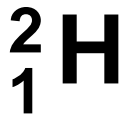


El # de  $e^-$  define las propiedades de un elemento (o el # de  $p^+$ , que es lo mismo si el átomo es neutro)

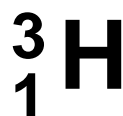
Otro ejemplo:



PROTIO



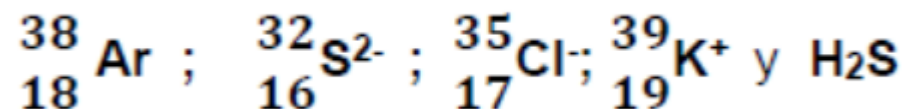
DEUTERIO



TRITIO

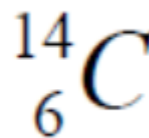
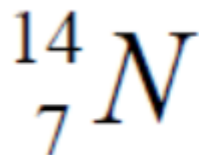
## Especies isoelectrónicas:

Son especies con igual n° de electrones. Ejemplo, todas estas especies contienen 18 electrones:

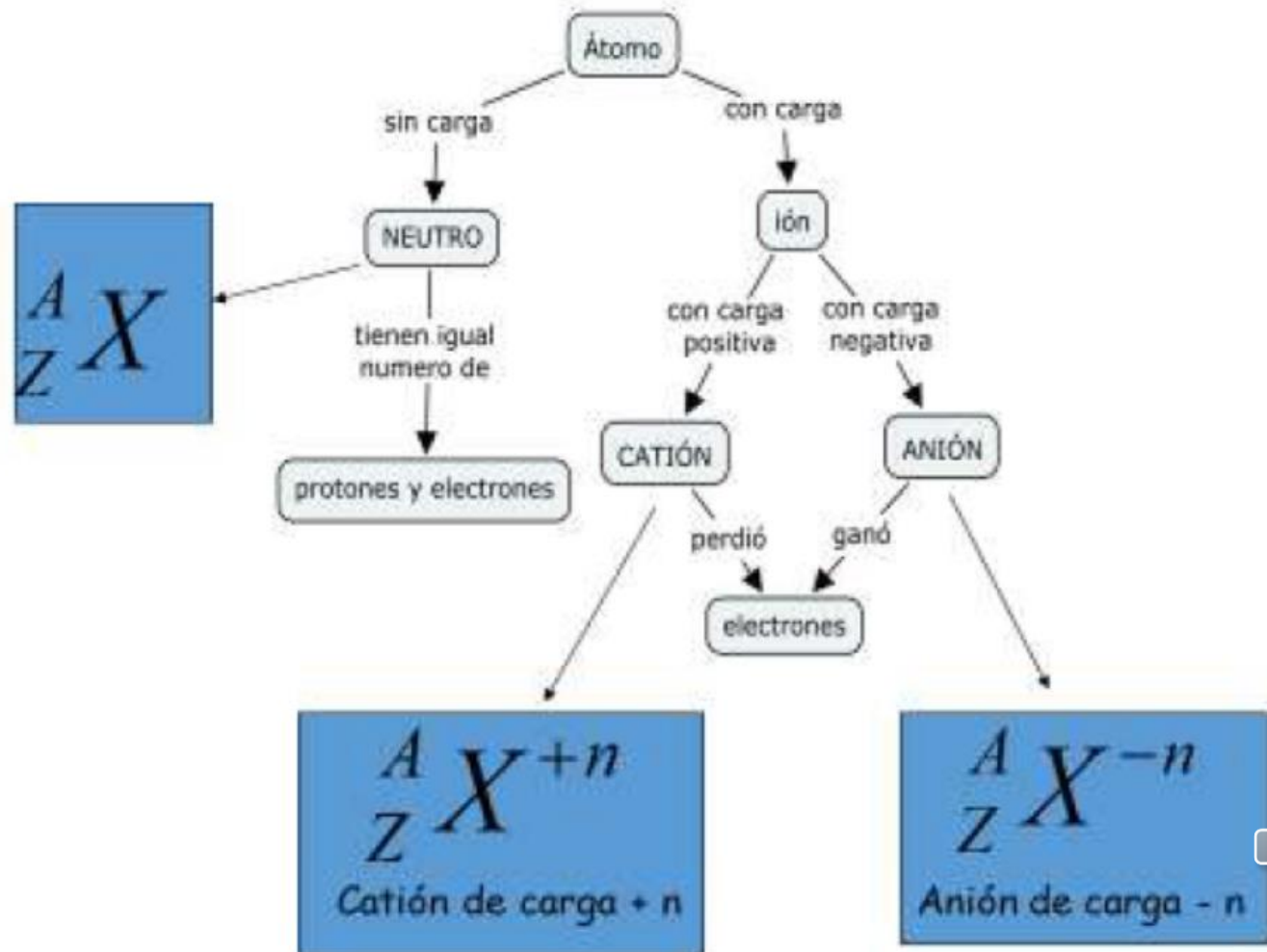


## Especies isobaras:

Son especies con igual n° número másico (A). Pueden ser átomos, iones o grupos de átomos. Ejemplo:



## Resumen:





Masa protón = masa neutrón =  $1,67 * 10^{-27}$  Kg

Masa electrón =  $9,11 * 10^{-31}$  Kg

Masa protón =  $1836 * \text{masa electrón}$

La masa del electrón se hace desestimable frente a las otras.  
Por lo tanto, la masa del átomo se puede decir que es:

Masa atómica = masa protones + masa neutrones



## Unidad de masa atómica:

Se define UNIDAD DE MASA ATÓMICA (**uma**) como la doceava parte de la masa del carbono 12: *~ masa de um p'tóm*

$$\text{uma} = \text{masa } ^{12}\text{C} / 12 = 1,67 * 10^{-24} \text{ g}$$

Equivalencia que será útil más adelante:

$$1\text{g} = 6,022 * 10^{23} \text{ u}$$

Ejemplo: un átomo de sodio (Na) pesa:

$$3,84 * 10^{-23} \text{ g} = 23 \text{ uma}$$



## Unidad de masa atómica: Presentación en la tabla periódica

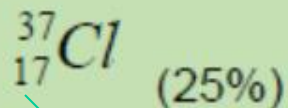
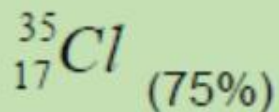
La masa atómica del elemento E  $A(E)$ , es el promedio ponderado de la **abundancia de los isótopos**, expresado en **uma**. Se informa en la Tabla Periódica.

masa atómica o número másico del isótopo más estable	55.845	26	número atómico
1.ª energía de ionización en kJ/mol	762.5	1.83	electronegatividad
símbolo químico	Fe	+6 +5 +4 +3 +2 +1 -1 -2	estados de oxidación más comunes están en negrita
nombre	Hierro		
configuración electrónica	[Ar] 3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>		



## Unidad de masa atómica: Presentación en la tabla periódica

El elemento Cloro presenta dos variedades isotópicas diferentes, una cuyo A es 35 y otra cuyo A es 37, teniendo en cuenta el porcentaje de cada isótopo presente en la naturaleza se puede calcular la masa atómica:



$$m(\text{Cl}) = \text{masa atómica del cloro} = \frac{(35 \text{ u} \times 75) + (37 \text{ u} \times 25)}{100} = 35,45 \text{ u}$$

Corrobore en la Tabla Periódica que el valor informado para A(Cl) es 35,45.

Para trabajar se suelen tomar 1 o 2 decimales, o lo que es más común, redondearlo a un número entero.

Ej: A(Na)=22,99  lo tomamos como 23.

