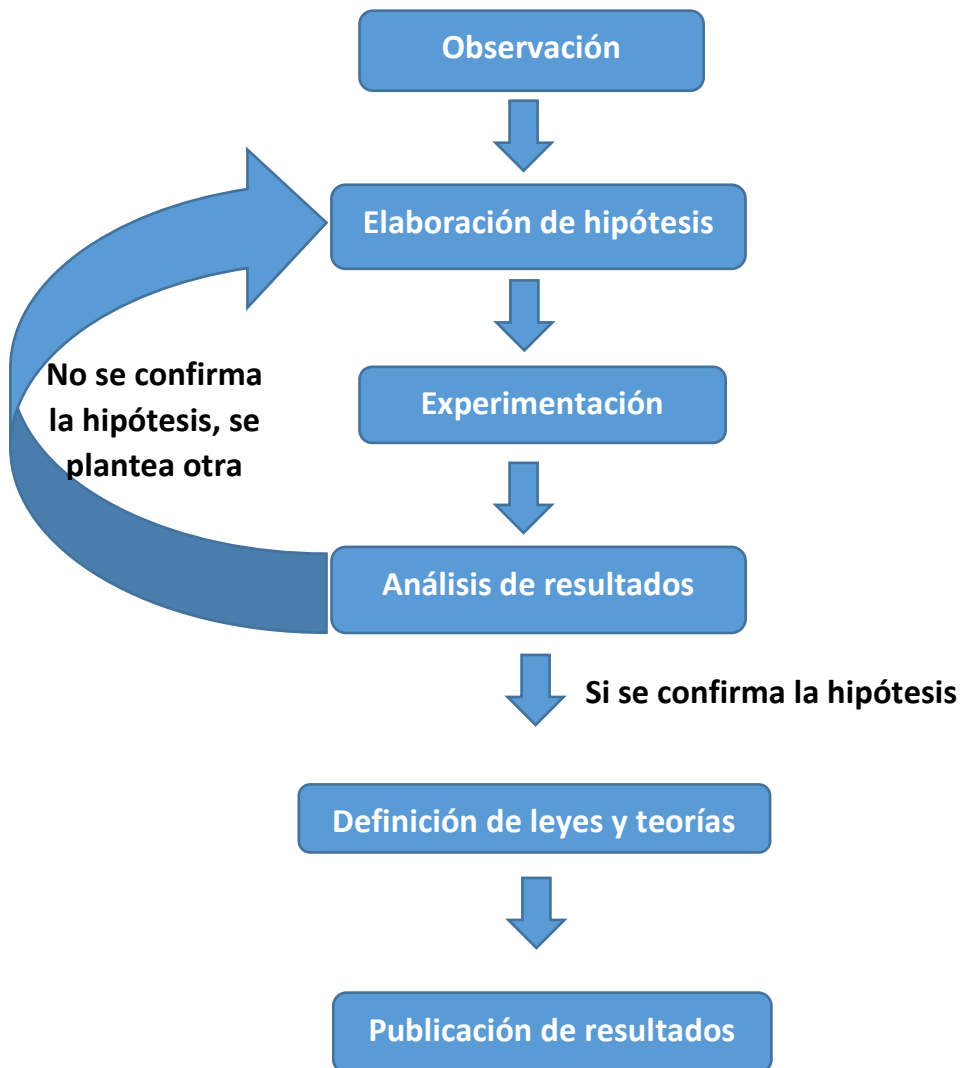


LA CIENCIA Y LA MEDIDA

1. Método científico

Se denomina método científico al procedimiento que siguen los científicos para estudiar los problemas y llegar a conclusiones ciertas.

El método científico sigue una serie de pasos, que son:



A continuación se explica de forma detallada en qué consiste cada etapa del método científico.

OBSERVACIÓN

Consiste en analizar el fenómeno utilizando nuestros sentidos. Se identifica el problema y nos hacemos preguntas sobre él.

HIPÓTESIS

Una vez identificado el problema y planteadas las preguntas, el científico trata de dar una respuesta. Una hipótesis es una suposición sobre un hecho real. Debe formularse de forma concreta y se debe poder comprobar.

EXPERIMENTACIÓN

Para comprobar si la hipótesis es cierta o no diseñamos un experimento. Experimentar es repetir el fenómeno observado en condiciones controladas, para saber qué variables influyen en él y cómo lo hacen.

ANÁLISIS DE RESULTADOS (TABLAS Y GRÁFICAS)

Se analizan los resultados agrupándolos en tablas y gráficas, de esta forma se muestra la relación entre las variables estudiadas.

DEFINICIÓN DE LEYES Y TEORÍAS

Después de analizar los resultados podemos confirmar o rechazar la hipótesis y con ello establecemos una ley científica. Dicha ley es el enunciado de una hipótesis confirmada.

COMUNICACIÓN DE RESULTADOS

El último paso del método científico es comunicar los resultados de los estudios científicos. Esto se hace publicando un artículo o un libro con todos los resultados obtenidos.

2. La medida

La física y la química son ciencias experimentales, por lo tanto se realizarán mediciones de diversas características de la materia o de los cambios que experimenta.

2.1. Magnitud y unidad

Llamamos **magnitud** a cualquier característica de la materia o de los cambios que experimenta, que se puede **medir**, es decir, que se puede expresar con un **número** y una **unidad**. Por ejemplo la masa y la temperatura son magnitudes, sin embargo el color y la forma no son magnitudes puesto que no se pueden expresar con un número.

Medir una magnitud es compararla con una cantidad de su misma naturaleza que llamamos unidad para ver cuántas veces la contiene.

Por ejemplo, si consideramos como unidad la longitud de nuestra mano podríamos medir la longitud de una mesa y determinar que su longitud es 5 veces la longitud de nuestra mano. Este es el proceso de medir.

Para facilitar este proceso, se emplean una serie de magnitudes que se denominan **fundamentales** puesto que son las más básicas. Las unidades más complejas se forman a partir de las fundamentales y se denominan **magnitudes derivadas**.

Son **siete** las magnitudes fundamentales y forman el denominado **Sistema Internacional (SI)** que se muestra en la siguiente tabla:

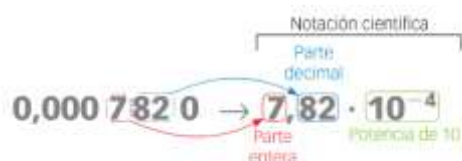
Magnitud	Nombre de la unidad	Símbolo de la unidad
Espacio	metro	m
Tiempo	segundo	s
Masa	kilogramo	kg
Temperatura	grados Kelvin	K
Intensidad de corriente	amperios	A
Intensidad luminosa	candela	cd
Cantidad de sustancia	mol	mol

A partir de estas siete magnitudes se establecen las magnitudes derivadas, que en ocasiones tienen nombres propios.

Magnitud	Unidad
Superficie o área	m^2
Volumen	m^3
Densidad	kg/m^3
Velocidad	m/s
Aceleración	m/s^2
Fuerza	Newton (N) = $1\text{ kg} \cdot m / s^2$
Presión	Pascal (Pa) = $1\text{ kg} / (m \cdot s^2)$
Energía	Julio (J) = $1\text{ kg} \cdot m^2 / s^2$

2.2. Notación científica

Para expresar de una forma más simple aquellos números que son muy grandes o muy pequeños se emplea la notación científica. Consiste en escribir las cantidades con una cifra entera, los decimales y una potencia de diez.



2.3. Múltiplos y submúltiplos

A menudo los científicos trabajan con cantidades muy grandes o muy pequeñas con respecto a la unidad básica. El SI también indica el nombre y el símbolo de los múltiplos y submúltiplos que van a facilitar su escritura.

PREFIJOS					
FACTOR	PREFIJO		FACTOR	PREFIJO	
10^{12}	tera	T	10^{-12}	pico	p
10^9	giga	G	10^{-9}	nano	n
10^6	mega	M	10^{-6}	micro	μ
10^3	kilo	k	10^{-3}	mili	m
10^2	hecto	h	10^{-2}	centi	c
10	deca	da	10^{-1}	deci	d

A continuación se muestra una forma más sencilla de visualizar los múltiplos y submúltiplos, de forma que cada salto de unidad equivale a una potencia de 10.

Longitud	Masa
Tm	Tg
Gm	Gg
Mm	Mg
km	kg
hm	hag
dam	dag
m	g
dm	dg
cm	cg
mm	mg
μm	μg
nm	ng
pm	pg

Ejemplo. 1 mm = 1000 μm 1 kg = 10¹² ng 1 kg = 10⁹ μg
 1 m = 1000000 μm

Para unidades de superficie, cada salto de unidad equivale a una potencia de 10².

Para unidades de volumen, cada salto de unidad equivale a una potencia de 10³.

Además, para medidas de volumen debemos tener en cuenta lo siguiente:

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L} ; 1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L} ; 1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$$

Para medidas de tiempo consideraremos los siguientes cambios:

$$1 \text{ día} = 24 \text{ horas} ; 1 \text{ h} = 60 \text{ min} ; 1 \text{ min} = 60 \text{ s} ; 1 \text{ h} = 3600 \text{ s}$$

2.4. Cambio de unidades y factores de conversión

Para cambiar de una unidad a otra se utilizan los **factores de conversión**, que se indican a continuación:

- Cambiamos 3 m a cm.

Primero observamos la tabla anteriormente indicada, y observamos que para cambiar de m a cm necesitamos bajar dos escalones, por lo que $1 \text{ m} = 100 \text{ cm}$.

$$3\text{m} \cdot \frac{100\text{cm}}{1\text{m}} = \frac{3 \cdot 100}{1} = 300\text{cm}$$

- Cambiamos $0,58 \text{ km}^2$ a m^2

$$0,58\text{km}^2 \cdot \frac{1000000\text{m}^2}{1\text{km}^2} = \frac{0,58 \cdot 1000000}{1} = 580000\text{m}^2$$

- Cambiamos $3.000.000 \text{ mm}^2$ a dam^2

$$3000000\text{mm}^2 \cdot \frac{1\text{dam}^2}{100000000\text{mm}^2} = \frac{3000000 \cdot 1}{100000000} = 0,03\text{dam}^2$$

- Cambiamos $3.000.000 \text{ mm}^3$ a dam^3

$$3000000\text{mm}^3 \cdot \frac{1\text{dam}^3}{1000000000000\text{mm}^3} = \frac{3000000 \cdot 1}{1000000000000} = 0,000003\text{dam}^3$$

- Cambiamos $2000 \mu\text{g}$ a kg . Hay dos alternativas:

$$2000\mu\text{g} \cdot \frac{1\text{kg}}{10^9\mu\text{g}} = 0,000002\text{kg} = 2 \cdot 10^{-6}\text{kg}$$

$$2000\mu\text{g} \cdot \frac{10^{-6}\text{g}}{1\mu\text{g}} \cdot \frac{1\text{kg}}{1000\text{g}} = 0,000002\text{kg} = 2 \cdot 10^{-6}\text{kg}$$

- Cambiamos 3 m³ a dL

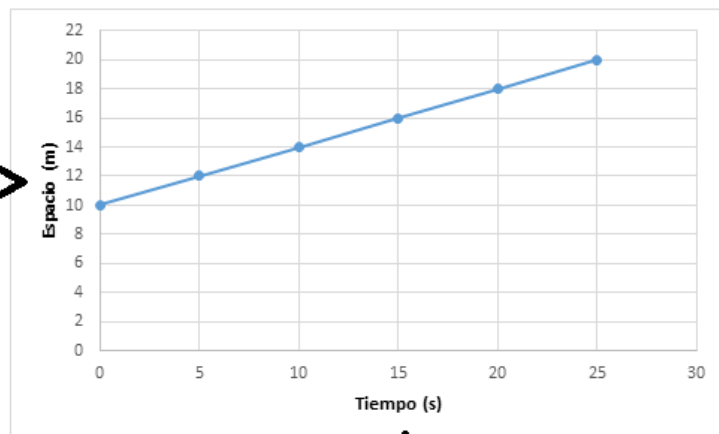
$$3 \text{ m}^3 \cdot \frac{1000L}{1\text{m}^3} \cdot \frac{10dL}{1L} = 30000dL = 3 \cdot 10^4 dL$$

3. Representaciones gráficas

Para presentar los resultados de las investigaciones, los científicos emplean tablas y gráficas. Debemos recordar cómo se realizan las gráficas a partir de una serie de datos empleando para ello los ejes cartesianos. A continuación se muestra un ejemplo:

Espacio (m)	10	12	14	16	18	20
Tiempo (s)	0	5	10	15	20	25

Recuerda indicar
la magnitud que
representas y su
unidad



Recuerda indicar
la magnitud que
representas y su
unidad

4. El trabajo en el laboratorio

4.1. Instrumentos de laboratorio

Un laboratorio es un recinto equipado con los materiales necesarios para realizar experimentos científicos. En el laboratorio se encuentran todos los aparatos e instrumentos necesarios para la realización de experimentos y toma de medidas. A continuación se muestran los principales:



Probeta: tubo graduado para medir líquidos.



Matraz Erlenmeyer:
Vaso con forma cónica terminado en un tubo recto



Tubos de ensayo:
tubo de cristal cerrado por un lado redondeado



Vaso de precipitados:
recipiente cilíndrico que se emplea para trabajar con líquidos



Pipetas: tubo de cristal que sirve para medir volúmenes pequeños de líquidos



Embudo:
instrumento en forma de cono que sirve para trasladar líquidos



Mortero: vaso en el que se machacan sustancias



Soporte: aparato con pinzas que sirve para sujetar tubos de ensayos y otros materiales



Gradilla:
instrumento para sujetar los tubos de ensayo



Agitador: varilla de vidrio que sirve para remover líquidos



Termómetro:
instrumento que sirve para medir temperatura



Mechero Bunsen:
quemador empleado en los laboratorios



Báscula: aparato que mide la masa de los objetos



Cronómetro: reloj que sirve para medir la duración de los procesos



Matraz aforado: instrumento de vidrio que sirve para almacenar disoluciones líquidas



Cuentagotas: pipetas de pequeño tamaño que sirve para añadir gotas de un líquido



Vidrio de reloj: instrumento de forma circular que sirve para depositar compuestos sólidos



Espátula: instrumento metálico que sirve para trasladar sólidos



Embudo de decantación: dispositivo de cristal que sirve para separar sustancias líquidas que no se mezclan



Frasco lavador: botella de plástico que sirve para almacenar agua destilada

4.2. Normas de laboratorio

Al trabajar en el laboratorio debemos de tener en cuenta una serie de normas que se indican a continuación:

Indumentaria en el laboratorio

- Usar una bata para evitar las salpicaduras de productos químicos sobre la piel o la ropa y vestir pantalones largos y zapatos cerrados.
- Utilizar gafas de seguridad en experimentos donde los ojos puedan ser dañados.
- Para evitar riesgos, si se tiene el pelo largo, hay que recogerlo en una coleta.
- Utilizar guantes al trabajar con sustancias corrosivas o tóxicas.



Precauciones con el vidrio

- No forzar los tubos de vidrio, sobre todo al quitar o poner tapones, ya que se pueden agrietar y romper.
- Si se ha calentado un objeto de vidrio, dejar que se enfríe antes de manipularlo.



Orden y limpieza

- No comer ni beber en el laboratorio.
- Lavarse las manos antes de salir del laboratorio.
- Ordenar el área de trabajo y limpiar el material después de usarlo.
- No jugar ni hacer bromas en el laboratorio.



Eliminación de residuos

- Depositar los papeles en la papelera y el cristal roto en los recipientes destinados a este fin.
- No tirar al fregadero los compuestos químicos que puedan reaccionar con el agua, los que sean dañinos para el medioambiente o los que puedan atascar el desagüe.



Los productos químicos

- No acercar directamente la nariz ni los ojos a la boca del tubo de ensayo.
- Leer la etiqueta de seguridad de los compuestos que se vayan a usar. A continuación mostramos la información más común que aparece en ellas.

Símbolo que muestra los peligros de la sustancia.

Nombre del compuesto con su símbolo y concentración.



Pictogramas de peligrosidad

Los productos químicos incluyen pictogramas que advierten de sus propiedades tóxicas, corrosivas, inflamables o explosivas. Veamos algunos de estos pictogramas.



EXPLOSIVA



OXIDANTE



INFLAMABLE



TÓXICA



IRRITANTE



NOCIVA



CORROSIVA



PELIGROSO

EL ÁTOMO

¿Hasta dónde podemos dividir una sustancia?

Cogemos un terrón de azúcar y lo partimos por la mitad. Elegimos una de las dos mitades y volvemos a partirla por la mitad. Suponiendo que pudiéramos seguir repitiendo esta operación indefinidamente (dividir en dos mitades, elegimos una), ¿crees que llegaría un momento en que el trozo que obtuviéramos ya no fuera azúcar?, es decir, ¿existiría una unidad mínima de azúcar?

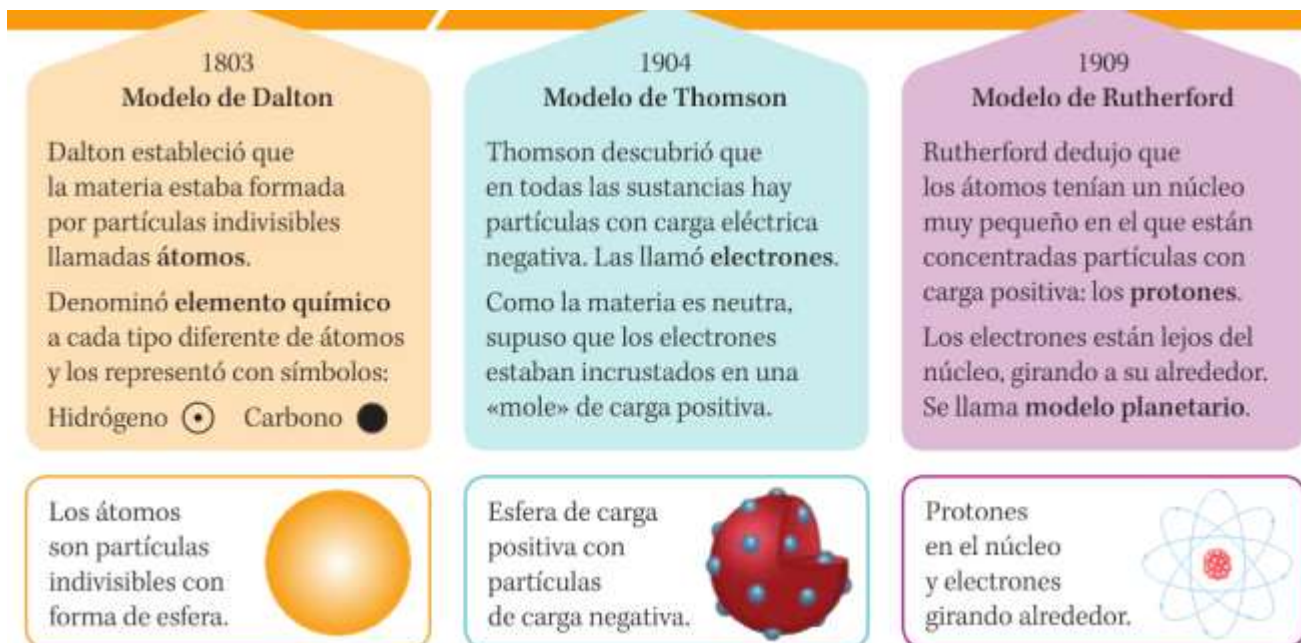
1. INTRODUCCIÓN

- **Demócrito** (460 a.C. - 370 a.C.), filósofo griego fue el primero en pensar que la materia estaba constituida por partículas indivisibles a las que llamó “átomos” (que significa precisamente indivisible). Entonces no había métodos para poder demostrar su existencia, así que simplemente postuló dicha hipótesis.

- Esta teoría era contraria a la imperante en el momento denominada de los cuatro elementos (tierra, aire, agua y fuego) que concebía cada sustancia como una mezcla particular de estos cuatro elementos.

A lo largo de la historia se han llevado a cabo múltiples investigaciones para conocer cómo eran los átomos. Con las conclusiones de cada estudio se establecía un nuevo modelo atómico.

2. MODELOS ATÓMICOS



3. EL TAMAÑO DE LOS ÁTOMOS

Las dimensiones del átomo son tan pequeñas que no podemos observarlos utilizando instrumentos ópticos. Para expresar el tamaño de los átomos se suelen utilizar el angstrom (Å) y el nanómetro (nm).

$$1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$$

$$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$$

- El radio del átomo mide alrededor de 1 Å.
- El radio de su núcleo mide alrededor de 10^{-14} m.

Por tanto, el núcleo es 10 000 veces más pequeño que el átomo. Es decir, **el interior del átomo está prácticamente vacío**.

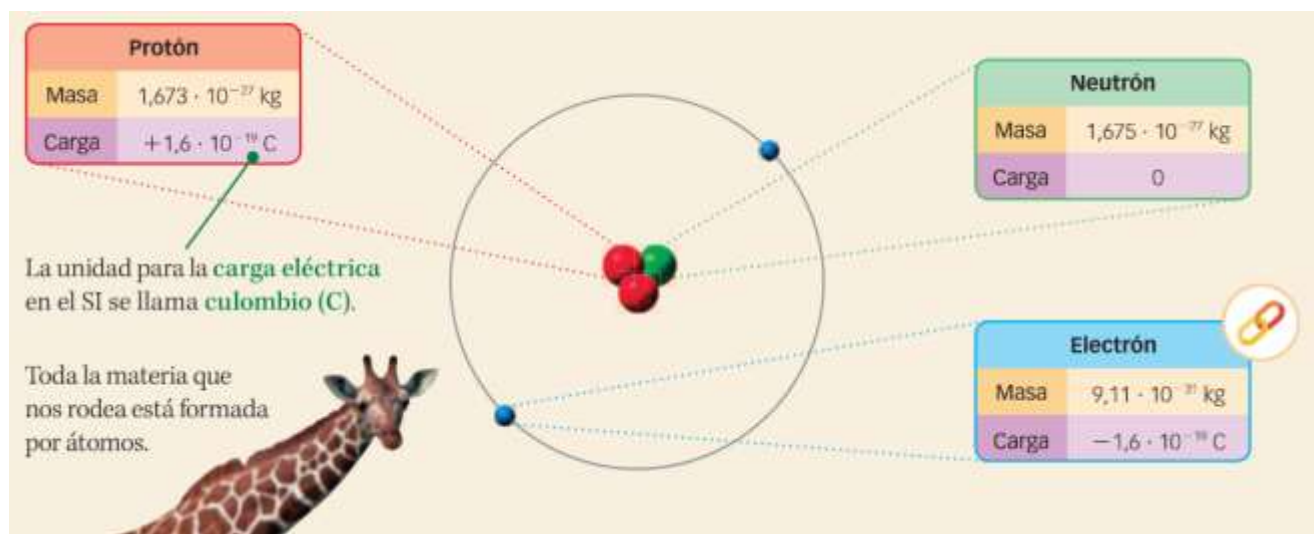
Si el átomo tuviese las dimensiones de un campo de fútbol, el núcleo tendría el tamaño de una canica colocada en su centro y los electrones serían como cabezas de alfiler girando alrededor del estadio.

4. PARTÍCULAS SUBATÓMICAS: ELECTRÓN, PROTÓN Y NEUTRÓN.

En 1897 Joseph John **Thomson** anuncia el descubrimiento del **electrón**.

En 1919 Ernest **Rutherford** pone nombre a unas nuevas partículas denominadas **PROTONES**.

En 1932, **Chadwick**, descubrió una tercera partícula (mediante una reacción nuclear) que tenía una masa aproximadamente igual que la del protón, pero que no tenía carga, y recibió el nombre de **neutrón**.



- La masa del protón es muy parecida a la del neutrón
- La masa del electrón es muchísimo menor que la del protón y el neutrón.
- La carga del electrón es igual que la del protón, pero de signo contrario.
- El átomo es neutro, por eso debe tener el mismo número de protones que de electrones.
- El número de neutrones es similar al de protones, pero no tiene por qué ser igual.

5. MODELO ATÓMICO DE BOHR

El modelo de Rutherford no cumplía las leyes de la física: los electrones, al girar, debían perder energía y caer finalmente sobre el núcleo.

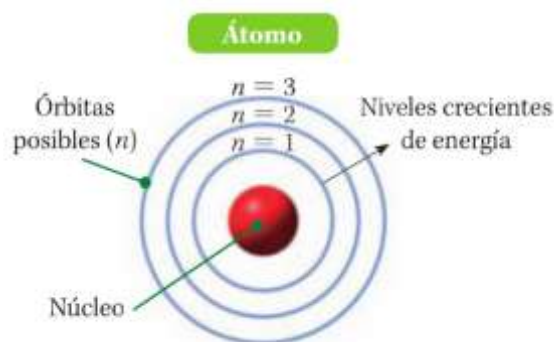
En 1913 el físico danés N. **Bohr** propuso un modelo alternativo que establecía que:

Modelo atómico de Böhr

- Los electrones giran alrededor del núcleo, pero solo pueden hacerlo en determinadas órbitas, y mientras giran en ellas no emiten energía.
- En cada órbita el electrón tiene una determinada energía, que es menor cuanto más cerca está del núcleo.

Para que un electrón pase a una órbita que está más alejada del núcleo, hay que darle energía: absorbe energía. Cuando el electrón pasa a una órbita más próxima al núcleo, emite energía.

En cada órbita el electrón tiene una determinada energía. Mientras que el electrón no cambie de órbita, su energía no varía.



En cada nivel de energía o capa puede haber varios electrones girando en distintas órbitas. Por ello, el modelo atómico de Böhr se conoce como el modelo de capas. Observa cómo están organizados los electrones de los átomos de algunos elementos químicos:



Los electrones se organizan en capas, en las cuales solo pueden tener unos valores fijos de energía. Se dice por ello que los átomos están **cuantizados**.

En cada capa (o nivel de energía) puede haber un **número máximo de electrones**. Cuando una capa se llena o llega a ocho electrones, comienza a ocuparse la capa siguiente.

Capa	N.º máximo de electrones
1	2
2	8
3	18
4	32

6. MODELO ATÓMICO ACTUAL

Se comprobó que el modelo de Bohr era insuficiente para explicar ciertos hechos que tenían lugar en la naturaleza.

Los científicos propusieron el llamado **modelo mecano - cuántico**, válido en la actualidad. Es muy complejo, por lo que no lo veremos en este curso.

7. CARACTERIZACIÓN DE LOS ÁTOMOS

Para caracterizar los distintos átomos que existen en la naturaleza se emplean dos parámetros, número atómico y número másico.

- **Número atómico, Z**, es el número de protones que contiene el núcleo de un átomo. Todos los átomos del mismo elemento químico tienen el mismo número de protones, y, por lo tanto, el mismo número atómico. El número de protones es fijo para cada elemento químico, en cambio el número de electrones no.

Si el átomo es neutro, tiene igual número de protones que de electrones; en ese caso, Z también indica el número de electrones.

- **Número másico, A**, es el número de nucleones, es decir, protones más neutrones, N. Es decir:

$$A = Z + N$$

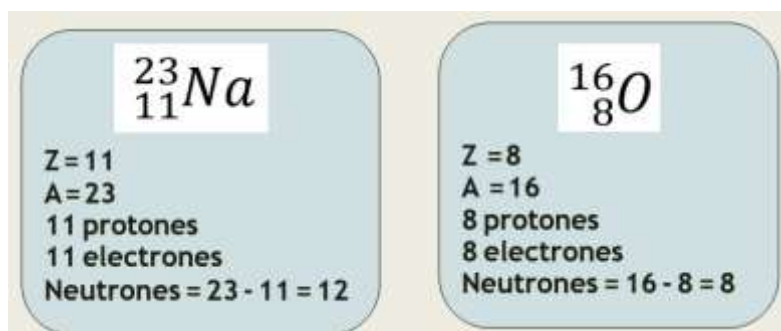
Forma de representar un átomo de un elemento



X Símbolo del elemento

A Número másico ($A = p + n$)

Z Número atómico ($Z = p$)



8. ISÓTOPOS

No todos los átomos de un mismo elemento químico tienen la misma masa. Esto se debe a que puede cambiar el número de neutrones que están en el núcleo.

Se denominan **ISÓTOPOS** a los átomos de un **mismo elemento químico** pero que tienen **distinto número de neutrones** (pero tienen el mismo número atómico, es decir, el mismo número de protones en el núcleo).

Mismo número atómico, pero distinto número másico.

Mismo número de protones, pero distinto número de neutrones.

https://phet.colorado.edu/sims/html/isotopes-and-atomic-mass/latest/isotopes-and-atomic-mass_es.html

Como cada elemento posee varios isótopos, se acostumbra a emplear como valor de la masa de ese elemento la **media ponderada** de las masas de sus isótopos.

$$\text{Masa atómica media} = \frac{\text{masa 1er isótopo} \cdot \text{porcentaje} + \text{masa 2º isótopo} \cdot \text{porcentaje}}{100}$$

Del elemento cloro se conocen dos isótopos, el $^{35}_{17}\text{Cl}$, que tiene una masa de 35 u y se presenta con una abundancia del 76%, y $^{37}_{17}\text{Cl}$, con una masa de 37 u y que se representa con una abundancia del 24%. ¿Cuál es la masa atómica del elemento cloro?

$$\text{Masa atómica media del Cl} = \frac{35 \cdot 76 + 37 \cdot 24}{100} = 34,48 \text{ u}$$

9. IONES: ANIONES Y CATIONES

Cuanto un átomo gana o pierde electrones, deja de ser neutro y pasa a tener carga eléctrica. Decimos que se convierte en un **ion**.

La ionización se produce, por ejemplo, cuando los átomos se combinan para formar un compuesto. Otras veces se produce por frotamiento de determinados materiales. También existen sustancias radiactivas que emiten radiaciones ionizantes que tienen la energía suficiente para extraer electrones de los átomos.

