UNIDAD 2: EL ÁTOMO

1. ESTRUCTURA INTERNA DEL ÁTOMO: MODELOS ATÓMICOS.

Los modelos atómicos son diagramas conceptuales o representaciones gráficas que pretenden explicar la estructura de los átomos, explicar sus propiedades y como funcionan.

1.1. MODELOS PRENUCLEARES:

Modelo atómico de Dalton: se basa en los siguientes postulados.

- La materia está formada por **partículas indivisibles**, llamadas átomos.
- Los átomos de un mismo **elemento** son todos iguales.
- Los átomos se unen para formar moléculas.
- Los átomos **no se crean ni se destruyen** en una reacción química, sólo se reordenan.

Fallos:

- Considera los átomos indivisibles.
- No explica fenómenos físicos como la electricidad.

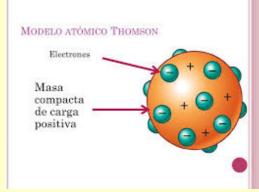


Modelo atómico de Thomson: (modelo de pastel de pasas)

- En el átomo hay partículas pequeñas con carga eléctrica, denominadas **electrones**.
- Los electrones estaban en reposo dentro del átomo.
- El resto del átomo es una esfera sólida de carga positiva, pues el conjunto es **neutro**.

Fallos:

 En poco tiempo se harían numerosos experimentos que pondrían en entredicho la idea de que el átomo es sólido.

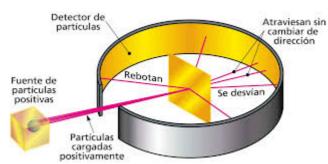


1.2. MODELOS NUCLEARES:

MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

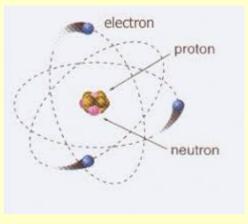
En 1911 Rutherford realizó el experimento de la lámina de oro. Se tomó como blanco una delgada lámina de oro. Delante de la lámina uranio, una fuente emisora de partículas alfa, rodeado de plomo excepto por un orificio por donde salía un haz de estas partículas. Este montaje se realizó en un ambiente de vacío, pues las partículas alfa son rápidamente detenidas por el aire. Alrededor de la lámina de oro colocó una placa fosforescente que centelleaba cuando una partícula chocaba contra ella. Analizando estos centelleos observó que:

- La gran mayoría de las partículas alfa pasaban sin desviarse.
- Algunas partículas pasaban desviando algo de su trayectoria.
- Muy pocas, es una relación de 1 por cada 10 000, rebotaban hacia atrás.



Conclusiones del modelo de Rutherford:

- **Gran parte** del **átomo** está **vacío** (pues las partículas alfa pasan sin desviarse)
- Las partículas negativas y positivas en el átomo están separadas (pues las partículas alfa se desvían al pasar por las proximidades de las negativas).
- El átomo puede considerarse formado por núcleo y **corteza**. Entre uno y otro solamente hay **vacío**.
- El **núcleo** es muy **pequeño** (unas 10 000 veces más pequeño que todo el átomo) y contiene casi toda la masa.
- En el núcleo se encuentran las partículas positivas (protones) y otras partículas sin carga (neutrones). Las partículas alfa rebotaban cuando se encuentran con el núcleo.
- La **corteza** es la parte externa del átomo, y en ella se encuentran los **electrones** dando vueltas alrededor del núcleo.
- El número de protones y de electrones debe ser el mismo, puesto que el átomo es **neutro**.
- Los **protones** y **neutrones** tienen una masa casi idéntica y es unas 2 000 veces la del electrón.

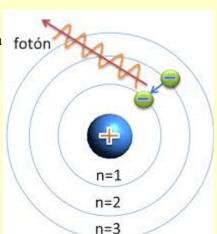


	Corteza	Núcleo (nucleones)	
	Electrón (e ⁻)	Protón (p ⁺)	Neutrón (n)
Carga (C)	- 1,602 ·10 ⁻¹⁹	1,602· 10 ⁻¹⁹	0
Masa (Kg)	9,109· 10 ⁻³¹	1,673 ·10 ⁻²⁷	1,675 ·10 ⁻²⁷

Modelo atómico de Bohr (modelo planetario):

- Los electrones giran en órbitas circulares y solo pueden estar en determinadas órbitas, no valen posiciones intermedias entre órbitas.
- Cada órbita tiene una energía definida.
- Mientras el electrón se mueve en su órbita no pierde energía. El átomo emite energía cuando un electrón salta de una órbita de mayor energía a otra de menor energía, la misma que absorbe para la transición contraria.
- El número máximo de electrones por nivel es 2n².

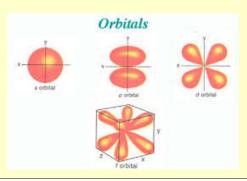
	n = 1	n = 2	n = 3
n.º máx de electrones	2	8	18



Las **órbitas** electrónicas son las trayectorias seguidas por los electrones alrededor del núcleo en las que tiene una energía concreta, que será mayor cuanto más alejado esté del núcleo.

Modelo atómico de orbitales

• Schrödinger propuso que podemos conocer una zona del espacio en la que hay una alta probabilidad de encontrar al electrón, llamada orbital. Los orbitales tomas distintas formas dependiendo de sus distintos niveles de energía, y se pueden clasificar en varios tipos: s, p, d y f.



- Los electrones están situados en cada nivel en subniveles de energía u orbitales.
- Cada orbital se llena con un máximo de electrones:

Máximos de electrones por orbital						
S	p d f					
2	6	10	14			

Los **orbitales** son regiones en torno al núcleo atómico donde la probabilidad de encontrar un electrón es muy elevada.

2. ÁTOMOS Y ELEMENTOS

Símbolos de los elementos más importantes:

Grupo 1: **Alcalinos** (Li, Na, K, Rb, Cs y Fr)

Grupo 2: Alcalinotérreos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba y Ra)

Grupo 13: **Térreos** (B, Al, Ga, In y Tl)

Grupo 14: Carbonoideos (C, Si, Ge, Sn y Pb)

Grupo 15: Nitrogenoideos (N, P, As, Sb y Bi)

Grupo 16: **Anfígenos** (O, S, Se, Te y Po)

Grupo 17: **Halógenos** (F, Cl, Br, I y At)

Grupo 18: Gases nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn)

2.1. EL NÚMERO ATÓMICO Y EL NÚMERO MÁSICO

Número atómico (Z) de un átomo es el número de **protones** que tiene su núcleo. (Si el átomo es **neutro** tendrá el **mismo** número de protones que de **electrones**)

$$Z = p^+$$

Número másico (A) de un átomo es la suma del número de neutrones y protones de un átomo.

$$\mathbf{A} = \mathbf{p}^+ + \mathbf{n}$$

$$n = A - Z$$

Representación simbólica de átomos

c = carga (+), cationes o carga (-), aniones

n = n.º de átomos

A= n.º másico

 $Z = n.^{\circ}$ atómico





 $_{z}^{A}X$

A X n

35 Cl → Núm

Número de masa : A = 35

Número atómico : Z = 17

 $^{16}_{8}O$



Número de masa : A =

Número atómico: Z =

2.2. ISÓTOPOS

Se llaman **isótopos** a los átomos de un mismo elemento que tienen el mismo número atómico (Z) pero distinto número másico (A), es decir, mismo número de protones y distinto número de neutrones.



3. LA CORTEZA DEL ÁTOMO

3.1. NIVELES DE ENERGÍA

En la corteza se encuentran los electrones (e⁻) girando alrededor del núcleo en niveles de energía o capas según el átomo de Bohr.

El número máximo de electrones por niveles por nivel es $2n^2$, aunque, en el último nivel de un átomo no habrá más de 8 electrones.

	n = 1	n = 2	n = 3
n.º máx de electrones de cada nivel energético	2	8	18

3.2. IONES

Son átomos cargados eléctricamente que han ganado o perdido electrones.

Tipos de iones:

➤ **Aniones**: son átomos cargados negativamente porque han ganado electrones. Son los **no metales.**

Cationes: son átomos cargados positivamente porque han perdido electrones. Son los **metales**.

Se representan con el símbolo y un superíndice indicando las cargas positivas o negativas que tiene. Ejemplos:

Cl ⁻: Ha ganado 1 e⁻ Cs⁺: Ha perdido 1 e⁻ Se ²⁻: Ha ganado 2 e⁻ Fe ³⁺: ha perdido 3 e⁻

3.3. ORBITALES

• Tipos de orbitales

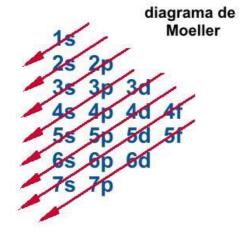
Tipo de orbital	n.º de electrones	N.º	de orbitales
S	2	1	(s)
p	6	3	(p_x, p_y, p_z)
d	10	5	$(d_{xy}, d_{yz}, d_{xz}, d_{x2y2}, d_{z2})$
f	14	7	$(f_{xyz}, f_{xz2}, f_{z3}, f_{yz2}, f_{z(x2y2)}, f_{x(x23y2)}, f_{y(y23x2)})$

- En cada orbital puede haber como máximo 2 electrones.
- Los electrones están situados en cada nivel en subniveles de energía u orbitales.
- El número de tipos de orbitales en cada nivel coincide con el número del nivel.

• Resumen

Nivel	Tipos de orbitales	Orbitales	N.º e⁻ orbital	N.º e ⁻ nivel
n =1	1 tipo	1 s	2	2
n = 2	2 tipos	2s 2p	2 6	8
n =3	3 tipos	3 s 3p 3 d	2 6 10	18
n =4	4 tipos	3s 3p 3d 3f	2 6 10 14	32

• Regla de llenado. Diagrama de Möeller





La suma de todos los electrones debe ser 25 en este ejemplo: 2+2+6+2+6+2+5= 25

Cuando en los orbitales **d** hay 4 o 9 electrones, 1 e- del orbital **s** pasará al **d** para que tenga 5 o 10 e-, de forma que queden semillenos (con 5 electrones) o llenos (con 10 electrones)

$$_{3}\text{Li:} \quad 1s^{2} \ 2s^{1}; \quad \frac{1}{1s} \quad \frac{\uparrow}{2s}$$

$$_{4}\text{Be:} \quad 1s^{2} \ 2s^{2}; \quad \frac{1}{1s} \quad \frac{1}{2s}$$

$$_{5}\text{B:} \quad 1s^{2} \ 2s^{2} \ 2p^{1}; \quad \frac{1}{1s} \quad \frac{1}{2s} \quad \frac{\uparrow}{2p_{x}}$$

$$_{6}\text{C:} \quad 1s^{2} \ 2s^{2} \ 2p^{2}; \quad \frac{1}{1s} \quad \frac{1}{2s} \quad \frac{\uparrow}{2p_{x}} \quad \frac{\uparrow}{2p_{y}}$$

4. MASA ATÓMICA Y MOLECULAR

La **unidad de masa atómica (u)** se define como la doceava parte del la masa del C-12.

La equivalencia de la unidad de masa atómica en el SI es:

$$1 u = 1,66 \cdot 10^{-27} kg$$

La **masa atómica** de un elemento es el número de veces que un átomo de ese elemento contiene la unidad de masa atómica.

La **masa molecular** es la masa de una molécula. Se calcula sumando las masas de los átomos que la componen.

```
Halla la masa atómica relativa

HCI ( ácido clorhídrico )

hidrógeno \rightarrow 1.007 g/mol

cloro \rightarrow 35.453 g/mol.

C_6H_{12}O_6 (Glucosa)

carbono \rightarrow 12.0107 g/mol

hidrógeno \rightarrow 1.007 g/mol

oxígeno \rightarrow 15.9994 g/mol.
```

```
Masa molar de un compuesto

HCI (ácido clorhídrico)
= 1.007 g/mol + 35.453 g/mol
= 36.460 g/mol

C6H1206 (Glucosa)
=72.0642 + 12.084 + 95.9964
= 180.1446 g/mol.
```

5. RADIOACTIVIDAD

5.1. INTRODUCCIÓN

En 1896, Henry Bequerel descubrió que los minerales de uranio eran capaces de velar placas fotográficas que habían sido previamente aisladas de la luz mediante un cartón negro. Aquello no tenía sentido, pues las placas fotográficas necesitan, en principio, el efecto de la luz para ser veladas. La explicación del fenómeno está en que estos minerales y otras sustancias pueden emitir radiaciones de forma espontánea que no son visibles a nuestros ojos.



Más adelante, el matrimonio formado por Marie y Pierre Curie dedicó mucho tiempo y esfuerzo a estudiar el fenómeno. Descubrieron que también el torio, el polonio y el radio tenían la propiedad de emitir radiaciones. Esta característica fue bautizada como **radioactividad.**

La Radioactividad es el proceso en el que algunos núcleos atómicos inestables se transforman en núcleos más estables, convirtiéndose así en átomos de otros elementos. En este proceso de transformación emiten la radiación mencionada, radiación que transporta energía.

Es decir, es un proceso de ruptura espontánea de los núcleos que se transforman en otros emitiendo radiaciones (son los elementos con Z mayor a 83).

5.2.TIPOS DE RADIACIONES

- Fue Rutherford quien identificó y clasificó los tres tipos de radiaciones: alfa (α), beta (β) y gamma (γ).
- Cada radiación lleva el nombre de la partícula o rayo que emite.

Radiación	Masa	Carga	Energía	Se detiene por
Alfa (Núcleos de Helio)	4	2	Baja	Hoja de papel
Beta (electrones)	0	- 1	Media	1 mm de Al
Gamma (radiación)	0	0	Alta	22 cm de Pb

