

## SESIÓN 6

### MODELOS ATÓMICOS

#### I. CONTENIDOS:

1. El efecto fotoeléctrico y su importancia.
2. Diferencias entre el modelo atómico de Rutherford y el modelo de Niels Bohr.
3. Teorías de Heisenberg y Pauli.

#### II. OBJETIVOS:

Al término de la Sesión, el alumno:

- Conocerá el efecto fotoeléctrico y la ecuación de Planck.
- Diferenciará los distintos modelos atómicos
- Comprenderá el principio de incertidumbre de Heisenberg y la ecuación de Schrödinger.
- Comprenderá la regla de Aufbau.

#### III. PROBLEMATIZACIÓN:

Comenta las preguntas con tu Asesor y selecciona las ideas más significativas.

- ¿De qué otra forma podrían estar constituidos los átomos?
- ¿Conoces alguno de los nuevos modelos atómicos?
- ¿Qué son los orbitales atómicos?

#### IV. TEXTO INFORMATIVO-FORMATIVO:

##### **1.1 El efecto fotoeléctrico y su importancia**

El efecto fotoeléctrico consiste en la emisión de electrones de una placa metálica, por ejemplo de cobre, cuando incide en su superficie la luz, especialmente la azul, que libera más electrones debido a su frecuencia. Este fenómeno fue analizado por Einstein en 1905 en un artículo en el cual afirma:

*“...la energía no se transmite repartida en toda la onda, sino agrupada en unos paquetes de energía (fotones) que se mueven con la onda”.*

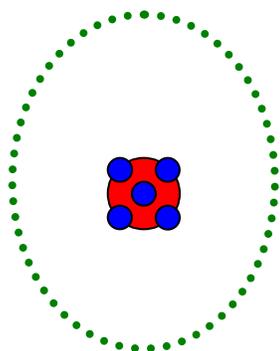
Mejor aún, que al moverse son guiados por una onda que es la que se detecta en determinadas experiencias. La observación de este fenómeno fue realizada por Hertz en 1887, él observó la producción de energía entre los electrodos cuando le iluminaban con luz, aunque su lógica le indicaba que al aumentar la intensidad de la luz aumentaría la producción de energía, observó que era así, la producción de energía dependía de la frecuencia o “color” de la luz más de su intensidad.

El efecto fotoeléctrico es un fenómeno se aplica en la producción de energía en celdas solares, las cuales se utilizan en calculadoras, relojes, paneles domésticos, en los controles de la iluminación pública por foto celdas, los sensores de iluminación automática de las casas inteligentes.

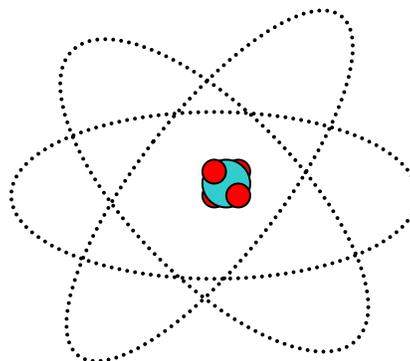
##### **2.1 Diferencias entre el modelo atómico de Rutherford y el modelo de Niels Bohr**

Niels Bohr 1913. Bohr unió los descubrimientos de Rutherford, los Curie, Maxwell y Planck para desarrollar su teoría atómica. Se basó en los espectros discontinuos de los gases al ser excitados. En los espectros se observan líneas negras y claras, cada tipo de gas tiene su propio espectro como si fueran “huellas digitales” del elemento

Considera al átomo como un núcleo sólido compuesto de protones y neutrones, los electrones giran en orbitas alrededor del núcleo, la forma y tamaño de la orbita depende del nivel de energía del átomo.

**Modelo atómico de Rutherford**

Posee un núcleo positivo, sólido y una nube de electrones que gira a cierta distancia.

**Modelo de Bohr**

El núcleo está compuesto de protones y neutrones con electrones que giran al alrededor del núcleo en órbitas determinadas por el nivel de energía.

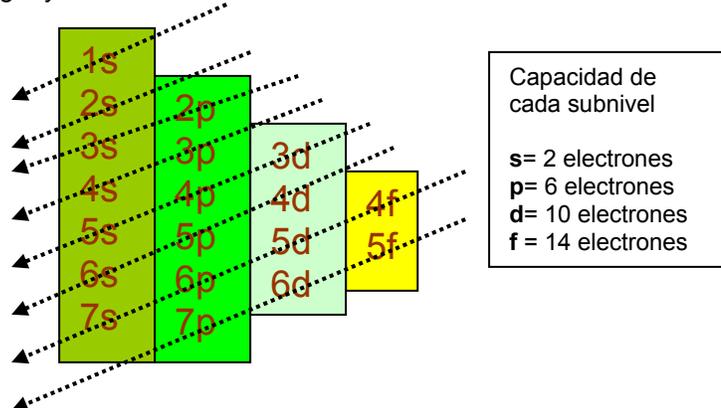
### 3.1 Configuración electrónica

Considerando el modelo de Bohr, se concluye que los electrones deben guardar un orden dentro del átomo, la organización se realiza en función de los números cuánticos.

#### Números Cuánticos

- “**n**” Número cuántico principal, indica la cantidad de niveles de energía que tiene el átomo
- “**l**” Número cuántico secundario, indica los subniveles de energía que tiene el átomo, los subniveles son 4 s, p, d y f
- “**m**” Número cuántico magnético, indica el número de orbitales por cada subnivel de energía, considerando que solo puede haber 2 electrones por orbita
- “**s**” Spin, o giro del electrón en la orbita

Para la distribución al detalle de los electrones se sigue el orden de la regla de Aufbau. Desarrollada por Bohr, el cual respeta el principio de Hund, que establece que ningún orbital puede tener dos electrones antes que todos los demás orbitales del mismo subnivel tengan por lo menos uno. La regla de aufbau también se conoce como de serrucho. Debido al acomodo de los niveles de energía y de cómo se deben leer.



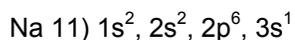
La cual se puede sintetizar en la siguiente tabla

1	2	3	4	5	6	7	8
$1s^2$	$2s^2$	$2p^6, 3s^2$	$3p^6, 4s^2$	$3d^{10}, 4p^6, 5s^2$	$4d^{10}, 5p^6, 6s^2$	$4f^{14}, 5d^{10}, 6p^6, 7s^2$	$5f^{14}, 6d^{10}, 7p^6$

#### Ejemplo:

La configuración electrónica de sodio 11

El sodio tiene 11 electrones los cuales nos llenaran las casillas hasta 3s

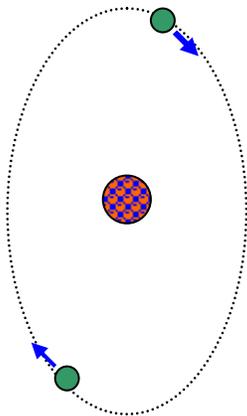


Si vamos sumando los superíndices, (los numeritos de arriba que tiene cada letra) llegaremos al nivel 3s, al cual sólo le ponemos un electrón por que es lo que nos falta para completar 11. Es permitido poner menos que lo estipulado en la tabla, pero no más. Si nos sobran electrones, deberemos tomar la siguiente letra.

#### 4.1 Teorías de Heisenberg y Pauli

*Principio de incertidumbre de Heisenberg*, establece que no es posible conocer a un mismo tiempo la velocidad y posición exacta de una partícula. En el caso de los electrones, son tan rápidos que no es posible determinar en que instante estarán en un punto determinado de su orbita. Tradicionalmente la gente interpreta este principio como la imposibilidad de obtener mediciones 100% exactas en los experimentos. La observación es correcta, pero no corresponde al principio de Heisenberg.

*Principio de exclusión de Pauli*. Nos indica que en un orbital solo puede haber dos electrones como máximo, los cuales tienen posiciones extremas y se mueven en la misma dirección y con la misma velocidad, lo que hace imposible que choquen entre ellos.



Electrones en una orbita

Louis de Broglie descubrió el comportamiento ondulatorio del electrón, mientras gira en su orbita. Schrödinger su colaborador desarrolló las ecuaciones matemáticas que describen dicho comportamiento

$$\frac{\delta^2 \psi}{\delta x^2} + \frac{\delta^2 \psi}{\delta y^2} + \frac{\delta^2 \psi}{\delta z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0$$

Donde:

$\delta$  Derivada parcial de la función onda

$\psi$  Amplitud de onda del electrón

m Masa del electrón

h Constante de Planck

E Energía del electrón

V Energía potencial del electrón

X, y, z Coordenadas espaciales

**Nota:** Memoriza durante esta semana los elementos 51 al 105, símbolo y nombre.