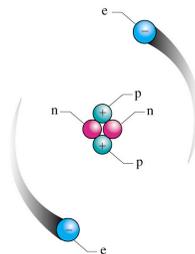




## Tema 2 Estructura electrónica del átomo

### Parte I

Bibliografía: Petrucci, temas 2 y 9  
Atkins, capítulo 1



## Contenidos del tema

- Parte I
  - Introducción
  - Bases experimentales de la Mecánica Cuántica
- Parte II
  - Ecuación de ondas de Schrödinger y orbitales atómicos
  - El átomo de hidrogeno: números cuánticos y tipos de orbitales atómicos
  - Representación de los orbitales atómicos
  - Espín del electrón
  - Átomos hidrogenoides (monoelectrónicos)

## Objetivos del tema

- Recordar las principales expresiones que relacionan la frecuencia, la longitud de onda y la velocidad de la radiación electromagnética. Especial atención a las unidades.
- Conocer el mecanismo de generación de un espectro y la diferencia entre un espectro continuo y discontinuo.
- Utilizar la ecuación de Rydberg para determinar la longitud de onda de las líneas del espectro de hidrógeno
- Conocer y utilizar la ecuación de Planck
- Resumir las ideas de De Broglie y Heisenberg
- Entender las diferencias entre el modelo de átomo de Bohr y de Schrödinger
- Conocer las relaciones entre los diferentes números cuánticos
- Conocer qué es un orbital y dibujar el contorno de los orbitales s, p y d

## Objetivos del tema

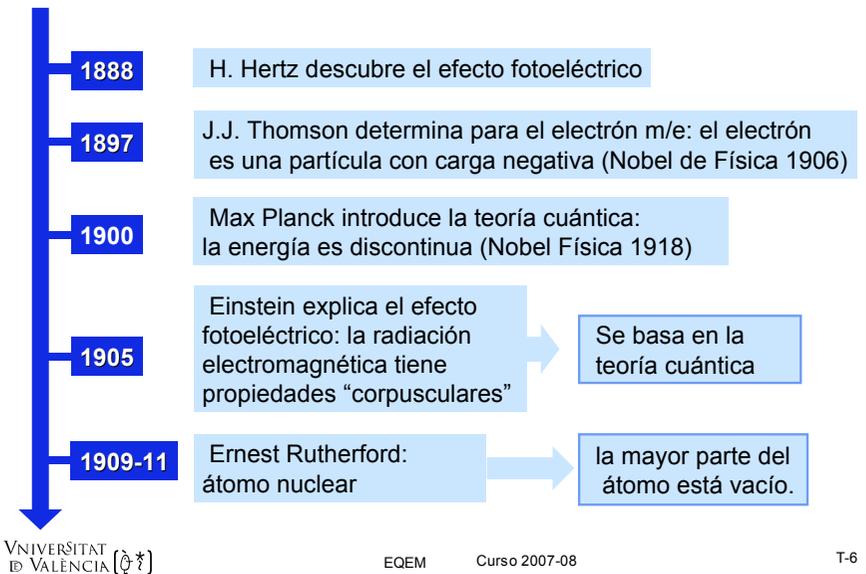
Al final del tema debes entender lo siguiente:

- Las partículas fundamentales constituyentes del átomo
- La naturaleza de la radiación electromagnética
- El efecto fotoeléctrico
- Dualidad onda-partícula
- Los principales características del espectro de emisión del átomo de hidrogeno y la cuantización de las energías permitidas para los electrones en el átomo
- El Principio de incertidumbre de Heisenberg y la necesidad de la mecánica cuántica para abordar el estudio de la estructura
- Que las energías de los electrones en el átomo de hidrógeno están cuantizadas
- Que la ecuación de Schrödinger puede ser resuelta de modo exacto para el átomo de hidrógeno
- ¿Qué sentido físico tiene un orbital atómico?
- Las reglas cuánticas que describen a los orbitales atómicos
- Las formas de los orbitales atómicos s, p y d

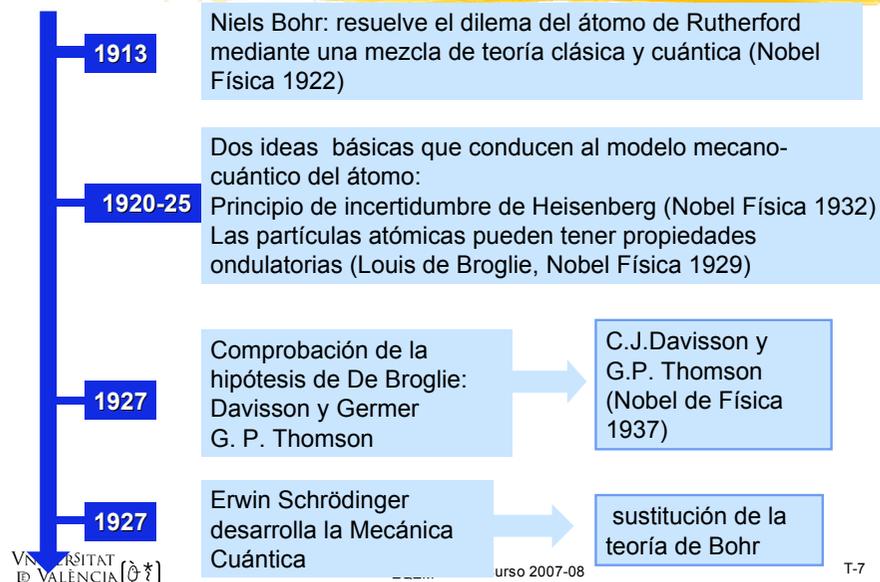
## Introducción

- La guía más relevante para el estudio de la química de los elementos es que la estructura interna de los átomos es la clave para el diferente comportamiento químico que presentan.
- El aspecto clave de esta estructura interna es la disposición y comportamiento de los electrones: **estructura electrónica del átomo**
- La base de la teoría actual sobre la estructura atómica descansa en los estudios llevados a cabo en los primeros años tras la Primera Guerra Mundial en Europa
  
- ... pero veamos algunos antecedentes ....

## Revisión histórica



## Revisión histórica



## 1.- Introducción

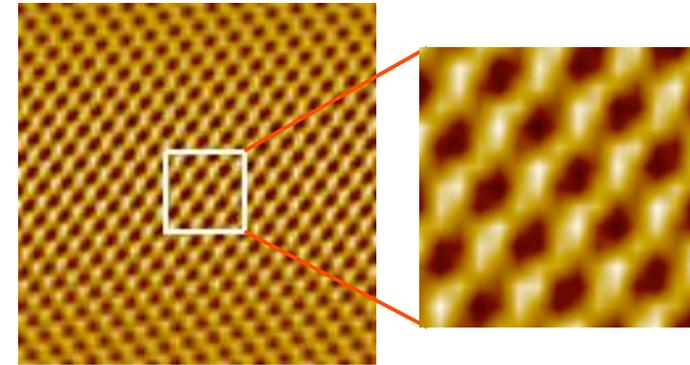
Átomo nuclear: experimento de Rutherford  
partículas subatómicas  
La luz  
propiedades de las ondas  
espectro electromagnético

## El átomo nuclear. Antecedentes

- **Leucipo y Demócrito (450 aC)**
  - ◆ La materia está formada por partículas muy pequeñas e indivisibles.
- **John Dalton (1803)** reintrodujo una teoría atómica sistemática basada en los elementos de Lavoisier.
  - ◆ Los átomos son indivisibles y no se pueden crear ni destruir en una reacción química.
  - ◆ Cada átomo de un elemento es exactamente igual a otro del mismo elemento y diferente de otros átomos de otros elementos.
  - ◆ Cuando los átomos se combinan entre sí, lo hacen en proporciones de pequeños números enteros.

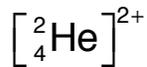
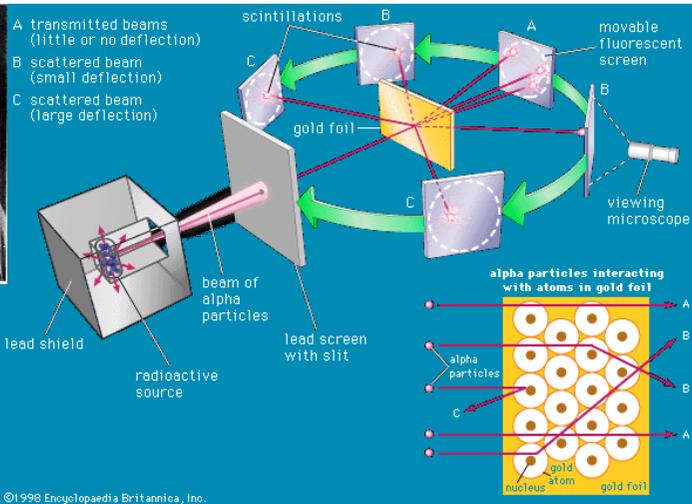


## Los átomos individuales se pueden “ver”

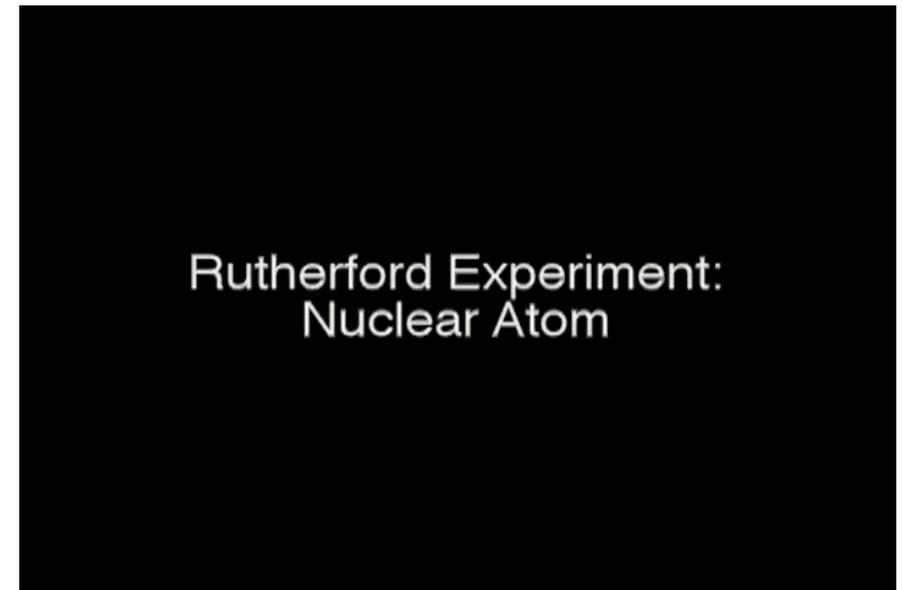


An STM image of a graphite surface—taken during Fall 2005 by Davenne Mavour, with image processing by Chuck Pelton.

## Experimento de Rutherford, 1910

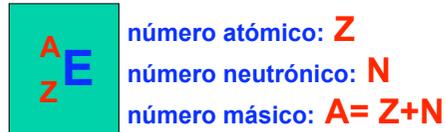
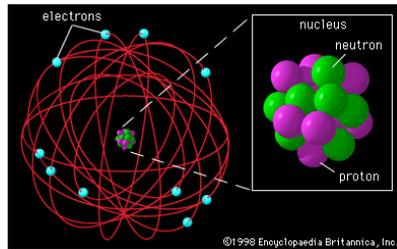
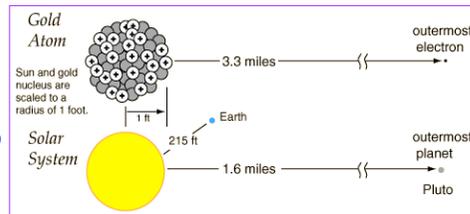


©1998 Encyclopaedia Britannica, Inc.



## Modelo atómico de Rutherford

- Existencia de un núcleo central con carga positiva = a la negativa de los electrones
  - 99.9 % de la masa
  - $r_n: 10^{-15} \text{ m} = 1/100000 r_a$
- Electrones fuera del núcleo.
- La carga positiva de un átomo se debe a los protones.



## Inconvenientes del modelo de Rutherford

- Físicamente inestable:
  - si el electrón estaba quieto debería ser atraído por el núcleo y finalmente colapsar con él
  - si se movía orbitalmente, la teoría electromagnética predecía que iría perdiendo energía y finalmente caer.
- Incapaz de predecir los espectros atómicos
- La solución ...

Niels Bohr

## Estructura del átomo. Partículas subatómicas

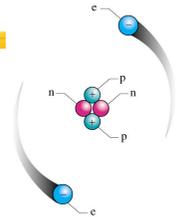
- Electrón:**
  - Como partícula con masa, energía y carga fue identificado y caracterizado por J. J. Thomson (rayos catódicos, 1897) y Millikan (gota de aceite, 1909; relación carga/masa).
  - Responsable de la electricidad y de las reacciones químicas.
  - Masa:  $9.109 \times 10^{-31} \text{ kg}$
  - Radio  $< 10^{-18} \text{ m}$
- Protón:**
  - Descubierto en 1886 por E. Goldstein. La partícula constituyente de los rayos canales (Kanalstrahlen)
- Neutrón:**
  - Existencia predicha en 1920 por E. Rutherford, su ayudante James Chadwick lo encontró en 1932.



J. Chadwick T-15

## Átomo nuclear. Partículas fundamentales

Diámetro atómico  $\sim 10^{-8} \text{ cm}$  (1Å)  
 Diámetro nuclear  $\sim 10^{-13} \text{ cm}$



| Partículas subatómicas |                          |                           |                         |
|------------------------|--------------------------|---------------------------|-------------------------|
|                        | Electrón                 | Protón                    | Neutrón                 |
| Designación            | $e^-$ , $e$ , $\beta^-$  | $p^+$ , $p$ , $P$ , $H^+$ | $n$ , $N$               |
| Masa (uma)             | 0,0005486                | 1,00757                   | 1,0087                  |
| Masa (SI)              | $9,109 \times 10^{-28}$  | $1,673 \times 10^{-24}$   | $1,675 \times 10^{-24}$ |
| Carga                  | -1                       | +1                        | 0                       |
| Carga (SI)             | $-1,602 \times 10^{-19}$ | $1,602 \times 10^{-19}$   | 0                       |
| Espín                  | 1/2                      | 1/2                       | 1/2                     |
| Vida media             | estable                  | estable                   | 12 min                  |

# La luz

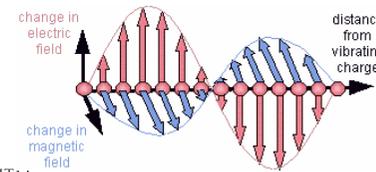
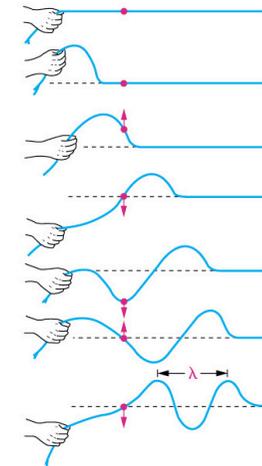
## Revision historica:

- ◆ Newton (1675), teoría corpuscular de la luz
- ◆ Huygens, naturaleza ondulatoria
- ◆ Young (1800), experimentos de difracción: teoría ondulatoria, explicaba reflexión y refracción
- ◆ Fresnel (1815), base matemática de la teoría ondulatoria
- ◆ Röntgen (1895), descubrió los rayos X
- ◆ Maxwell: teoría de onda electromagnética
- ◆ Plank (1900), radiación de cuerpo negro
- ◆ Einstein (1905), efecto fotoeléctrico
- ◆ Compton (1922), dispersión de la luz

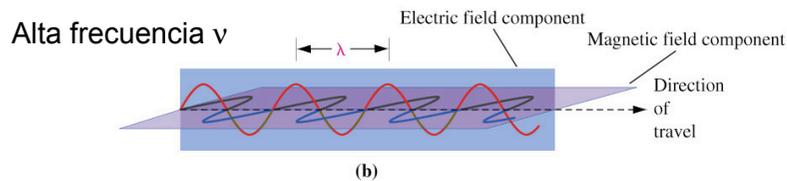
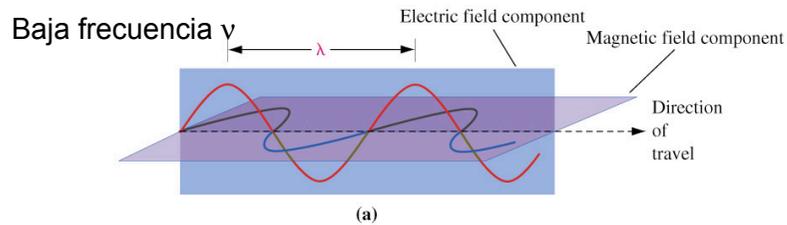


# Características de la REM

- Los campos eléctricos y magnéticos se propagan como ondas a través del espacio vacío o a través de un medio
- Como toda onda, la radiación electromagnética transmite energía
- La luz es tipo de radiación electromagnética: campo eléctrico y magnético oscilantes de idéntica amplitud pero perpendiculares



# Características de la REM



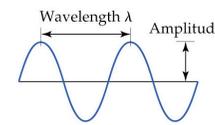
# Magnitudes que definen la REM

- Frecuencia ( $\nu$ ) se mide en Hertz  $\rightarrow$  Hz o  $s^{-1}$
- Longitud de onda ( $\lambda$ ): distancia entre dos máximos  $\rightarrow$  m
- Amplitud ( $A$ ): desplazamiento desde un máximo al nivel cero
- Velocidad ( $c$ )  $\rightarrow 2,997925 \cdot 10^8$  m·s $^{-1}$   
Constante para todas las radiaciones electromagnéticas cuando se transmiten en el vacío

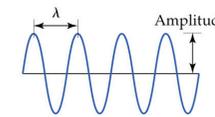
|         |              |
|---------|--------------|
| cm      | $10^{-2}$ m  |
| $\mu$ m | $10^{-6}$ m  |
| nm      | $10^{-9}$ m  |
| Å       | $10^{-10}$ m |
| pm      | $10^{-12}$ m |

|                  |                    |
|------------------|--------------------|
| velocidad        | $c$ (m·s $^{-1}$ ) |
| amplitud         | $A$                |
| longitud de onda | $\lambda$ (m)      |
| frecuencia       | $\nu$ (s $^{-1}$ ) |

$$\lambda \nu = c$$



(a) Two complete cycles of wavelength  $\lambda$



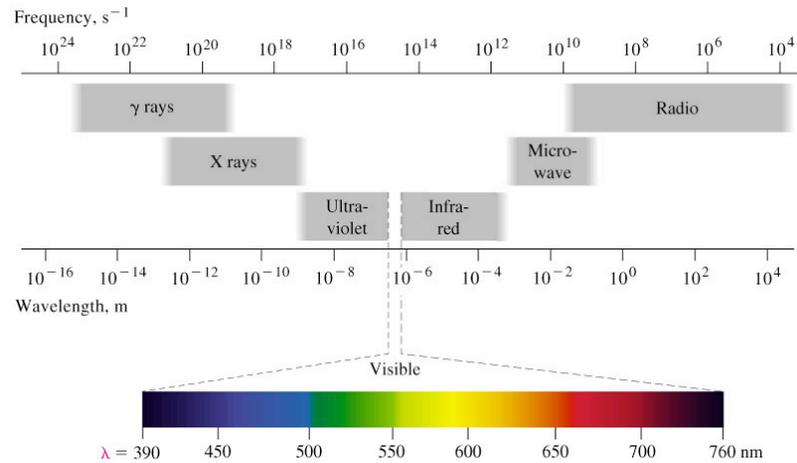
(b) Wavelength half of that in (a); frequency twice as great as in (a)



(c) Same frequency as (b), smaller amplitude

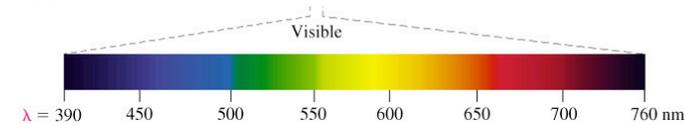
## Espectro electromagnético

Se extiende desde las ondas de radio hasta los rayos gamma



## Espectro electromagnético visible

- Visible al ojo humano. Otros organismos pueden detectar luz en otras regiones ligeramente diferentes
- La región del visible se extiende desde los 200 hasta los 900 nm.
- La luz solar a nivel del suelo se encuentra entre los 400 y 700 nm, región en la que el ojo humano es más sensible
- Un objeto tiene, ante nosotros, el color de la luz que refleja, en lugar del color de la luz que absorbe.
  - La clorofila hace que las plantas aparezcan como verdes porque absorbe luz roja (655 nm) y azul violeta (430 nm) mientras que refleja la luz verde hacia el observador



## 2.- Una nueva física, la mecánica cuántica

### Bases experimentales de la mecánica cuántica

Radiación de un cuerpo negro: Hipótesis de Planck

Efecto fotoeléctrico

Espectros electrónicos

### El átomo de Bohr

### Nuevas ideas que condujeron a la mecánica cuántica

Hipótesis de De Broglie

Principio de incertidumbre

## Bases experimentales de la Mecánica Cuántica

Radiación de un cuerpo negro

Hipótesis de Planck

Efecto fotoeléctrico: características e interpretación

## Emisión de un objeto radiante

¿Qué le ocurre al filamento de una bombilla cuando se le hace pasar una corriente eléctrica?

Cualquier objeto caliente produce una emisión de radiación

Dispositivos de visión nocturna

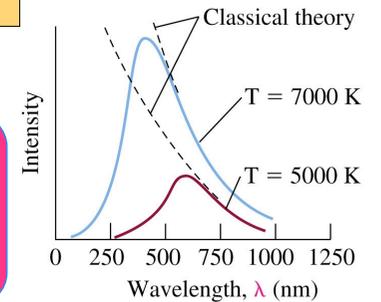


## Radiación de un cuerpo negro

cuerpo negro

Cuerpo ideal capaz de absorber radiación de cualquier longitud de onda y emitir, al calentarlo, todas las frecuencias del espectro. Experimentalmente: Cavity con paredes a una cierta temperatura. Los átomos que componen la pared están emitiendo energía y a su vez absorbiendo la radiación que otros emiten

La distribución de intensidades sólo depende de la temperatura



La evidencia experimental de que la intensidad varía con la longitud de onda emitida, con un máximo a una  $\lambda$  determinada por la fuente no podía ser justificada por la física clásica que predecía un comportamiento creciente

Distribución espectral de la radiación del cuerpo negro

## Hipótesis de Planck

Para explicar la radiación de un cuerpo negro enuncia una hipótesis revolucionaria



Max Planck, 1900  
Premio Nobel Física 1918

- Los átomos radiantes se comportan como osciladores armónicos y cada uno oscila con una frecuencia  $\nu$
- Cada oscilador puede absorber o emitir energía de radiación (**cuanto**) en una cantidad proporcional a su frecuencia  $E=h\nu$
- La energía de los osciladores está cuantizada  $E_n = n \cdot h \cdot \nu$

La energía, como la materia, es discontinua. Está **cuantizada**

Ni el mismo Planck se lo creía

$$E_n = n \cdot h \cdot \nu$$

$h$  (Constante de Planck) =  $6,62607 \cdot 10^{-34}$  J·s

## ¿Por qué es una idea revolucionaria?

Física Clásica

Energía de un sistema

La nueva Física Cuántica

Un sistema puede tener cualquier valor de energía

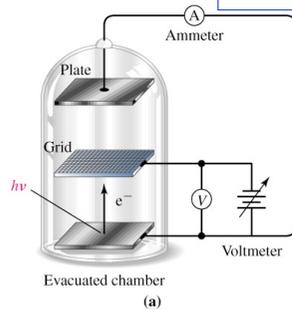
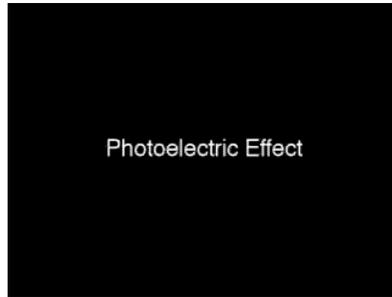
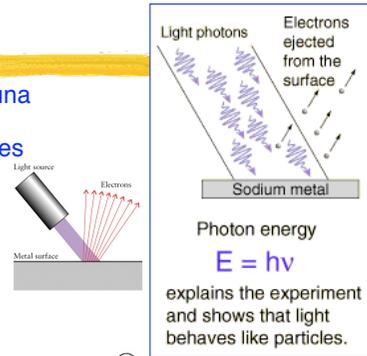
Un sistema **sólo** puede tener unos determinados valores de energía

hipótesis difícil de aceptar en 1900

## El efecto fotoeléctrico

- **Observación** (H. Hertz, 1888): Cuando una radiación monocromática de suficiente energía incide sobre determinados metales ... **Se emiten electrones**

los metales alcalinos emiten e<sup>-</sup> con radiación visible



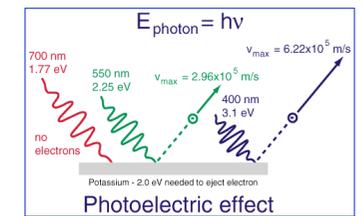
## El efecto fotoeléctrico. Hechos experimentales

Observaciones experimentales

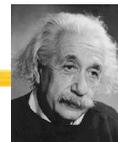
- La incidencia de luz sobre la superficie de ciertos metales origina la emisión de **electrones**.
- La emisión solamente ocurre cuando la frecuencia de la luz incidente excede un valor umbral determinado ( $\nu_0$ ), característico de cada metal
- La energía de los fotoelectrones emitidos es independiente de la intensidad pero proporcional a la frecuencia de la radiación incidente
- El número de electrones emitido depende de la intensidad de la radiación incidente

Estas observaciones NO eran justificables mediante la **teoría electromagnética clásica**

| Radiación incidente |            | Fotoelectrones |         |
|---------------------|------------|----------------|---------|
| Intensidad          | Frecuencia | Número         | Energía |
| ↑                   | =          | ↑              | =       |
| =                   | ↑          | =              | ↑       |



## El efecto fotoeléctrico. Einstein, 1905



P.Nobel, 1925

**Einsten** sugiere una idea corpuscular de la luz: la luz se puede considerar como una corriente de partículas (**fonones**) de energía cuantizada

- La energía aportada por el fotón,  $h\nu$ , se invierte en:
  - ◆ arrancar al electrón de la superficie del metal
  - ◆ conferirle, una vez arrancado, una cierta energía cinética,  $E_c$

$$h\nu = \Phi + \frac{1}{2}mv^2$$

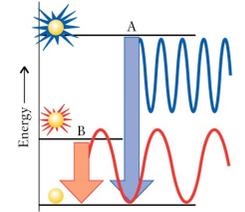
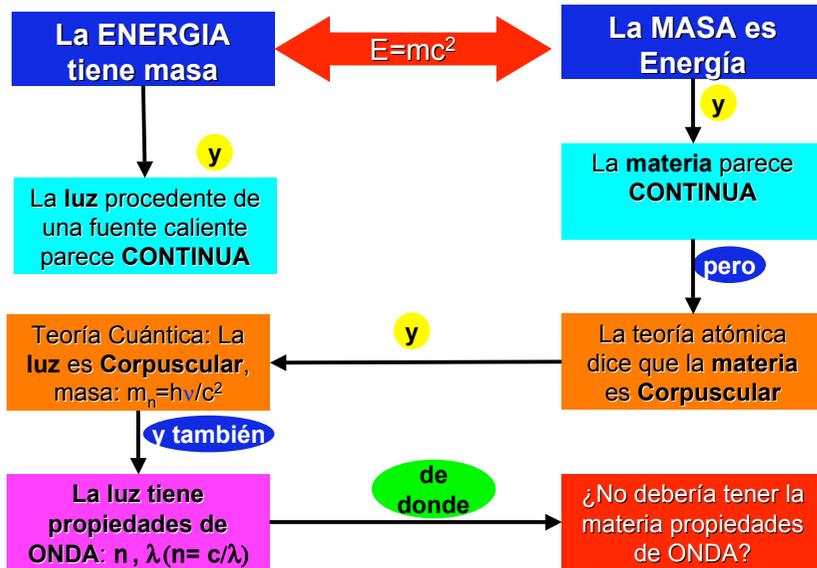
$$\Phi = h\nu_0$$

$$E_c = h(\nu - \nu_0)$$

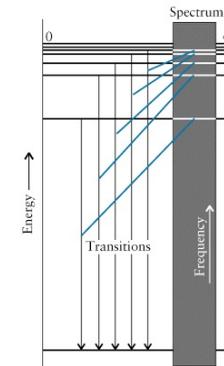
## Naturaleza dual de la luz

- La luz se puede comportar como una onda y como una partícula:
  - ◆ Fenómenos ondulatorios:
    - interferencias
    - difracción
  - ◆ Fenómenos fotónicos:
    - emisión de un cuerpo radiante
    - efecto fotoeléctrico
- ... ¿y la materia? ¿tiene también una naturaleza dual?...

L. De Broglie



## Espectros electrónicos



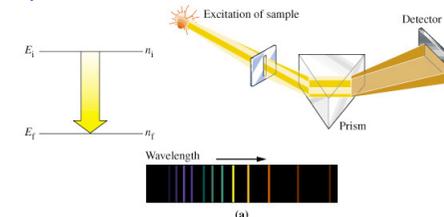
Espectro de emisión del átomo de hidrógeno

## Espectros electrónicos

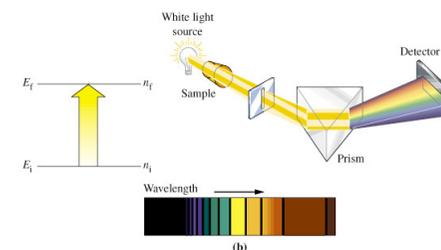
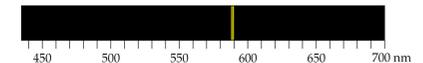
- Hecho experimental: los átomos emiten radiación de una frecuencia particular:
  - Na: amarillo; K: violeta; Ba: verde,... (pirotécnica). **Test llama alcalinos**
- Un espectro consiste en una representación gráfica de la intensidad de la radiación, emitida o absorbida por una muestra, en función de la  $\lambda$  de dicha radiación
- Dos tipos de espectros:
  - absorción**: se irradia la muestra y se registra la intensidad de la radiación resultante (no absorbida) en función de  $\lambda$ .
  - emisión**: se excita la muestra (irradiándola o térmicamente) y se registra la intensidad de la radiación emitida al desexcitarse la muestra en función de  $\lambda$ .
    - El **espectro de emisión** lo produce los átomos al retornar sus electrones a los estados de menor energía.
    - Informan sobre los **estados electrónicos del átomo**.
- El espectro atómico es el registro de todas las transiciones electrónicas posibles de los electrones de un átomo

## Espectros de absorción y emisión

### espectro de emisión



luz amarilla del Na



### espectro de absorción

Los espectros son característicos de cada elemento

Huella dactilar

Elemento crucial para la dilucidación de la estructura del átomo

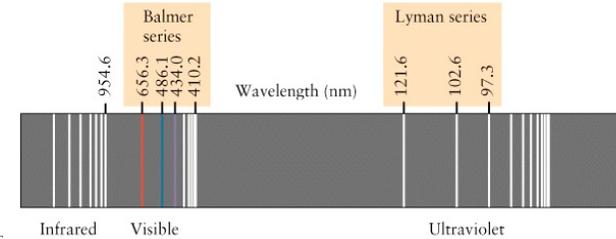
## Espectro de emisión del H

- Los átomos incandescentes emiten espectros discontinuos
- La luz de una lámpara de hidrógeno se ve de color púrpura rojizo (656,3 nm)
- Aparecen otras tres líneas
  - Azul verdosa a 486,1 nm
  - Dos violetas a 434 y 410,1 nm

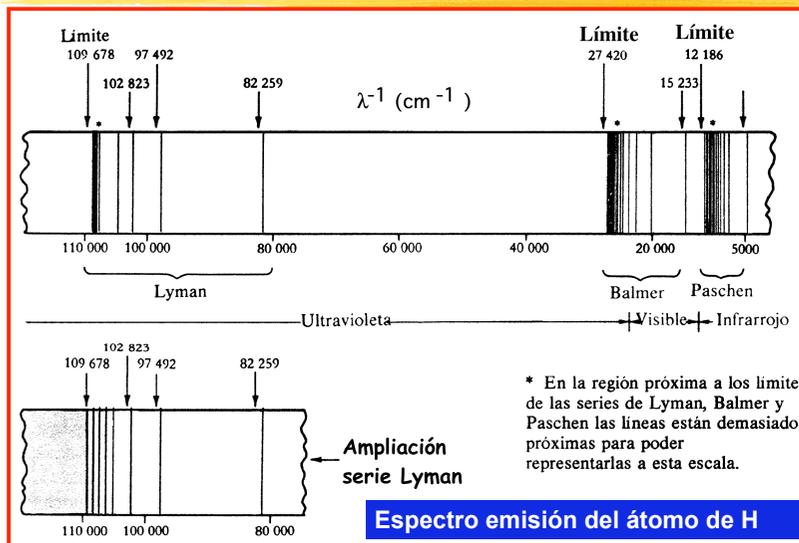


## Espectro de emisión del H

- En realidad el espectro de emisión del H es bastante más complejo y en él se reconocen conjuntos de líneas (series)
- Se denomina **serie espectral** al conjunto de líneas que se van aproximando entre sí al aumentar la frecuencia



## Espectro de emisión del H



## Series espectrales para el H

| Serie    | desde $n_i$            | hasta $n_f$ | Zona espectro | Año descubrimiento   |
|----------|------------------------|-------------|---------------|----------------------|
| Lyman    | 2, 3, 4, ..., $\infty$ | 1           | UV            | 1916                 |
| Balmer   | 3, 4, 5, ..., $\infty$ | 2           | Vis           | 1885 (antes de 1913) |
| Paschen  | 4, 5, 6, ..., $\infty$ | 3           | IR            | 1908                 |
| Brackett | 5, 6, 7, ..., $\infty$ | 4           | IR            | 1922                 |
| Pfund    | 6, 7, 8, ..., $\infty$ | 5           | IR            | 1927                 |

Regla de selección para transiciones electrónicas  $\Delta n = 1, 2, \dots$

número de ondas

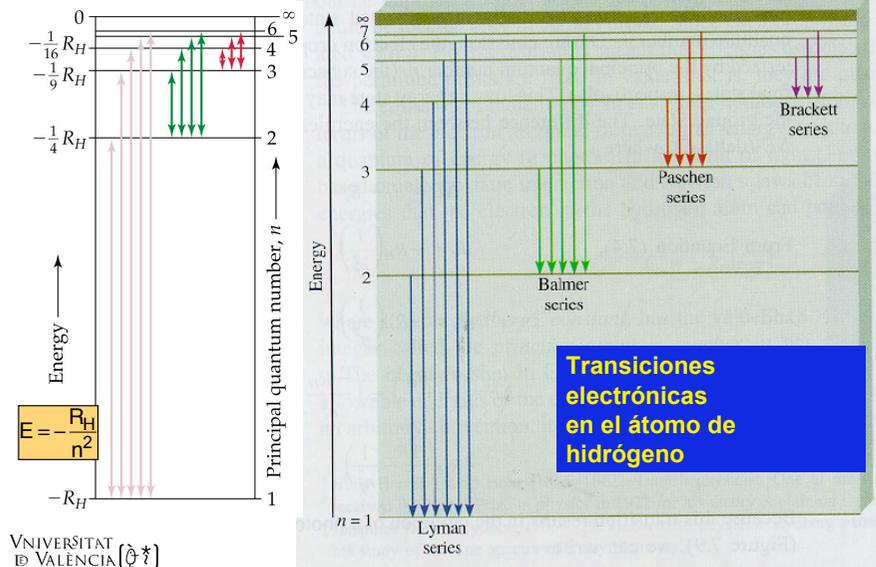
$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

Ecuación de Balmer

|             |                 |                                     |                 |
|-------------|-----------------|-------------------------------------|-----------------|
| $1/\lambda$ | Rydberg (R)     | 10973731.568549(83)                 | $\text{m}^{-1}$ |
| $\nu$       | Rydberg (R-c)   | $3.289841960368(25) \times 10^{15}$ | $\text{s}^{-1}$ |
| $E=h\nu$    | Rydberg (h-R-c) | $2.17987490(17) \times 10^{-18}$    | J               |
| $E=h\nu$    | Rydberg (h-R-c) | 13.60569172(53)                     | eV              |

$R_H$ : constante de Rydberg

## Series espectrales para el H



VNIVERSITAT ID VALÈNCIA (QZ)

a modo de recordatorio...

## El modelo atómico de Bohr

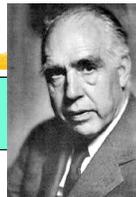
Niels Bohr fue el primero en aplicar las nuevas ideas de la mecánica cuántica a la concepción del átomo. Es el padre del átomo cuántico. Su modelo permite interpretar de modo exacto el espectro de emisión del átomo de H (las series que se conocían en 1913)

no explicamos este apartado

## Teoría de Bohr del átomo de H, 1913

### Postulados de la Tª de Bohr

Niels Bohr (1885-1962):  
Director del Instituto de Física de Copenhague 1920 y 1930



- El electrón se mueve en órbitas circulares alrededor del núcleo bajo la influencia de la atracción electrostática, obedeciendo las leyes de la mecánica clásica (**modelo planetario**).
- En ausencia de absorción o emisión de energía (radiación), el electrón permanece en un estado estacionario. Estos estados estacionarios son el conjunto de orbitas permitidas para el electrón
  - aquellos en los que le momento angular  $L$  es un múltiplo de  $h/2\pi$
- A pesar de estar continuamente acelerando, en el estado estacionario el electrón no emite energía. Por tanto, su **energía total** permanece constante
- El electrón puede pasar de una órbita a otra absorbiendo o emitiendo una cantidad discreta y fija de energía (**cuanto**) cuya frecuencia es

$$\nu = \frac{E_1 - E_2}{h}$$

VNIVERSITAT ID VALÈNCIA (QZ)

EQEM

Curso 2007-08

T-43

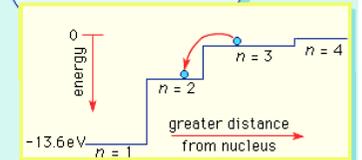
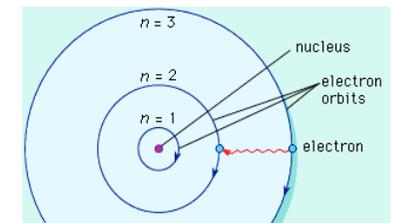
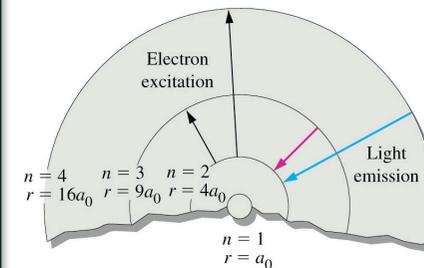
## Radios atómicos y niveles de energía

$$r_n = n^2 a_0$$

$$a_0 = 0,529 \text{ \AA}$$

$$E = -\frac{R_H}{n^2}$$

$$R_H = 2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$



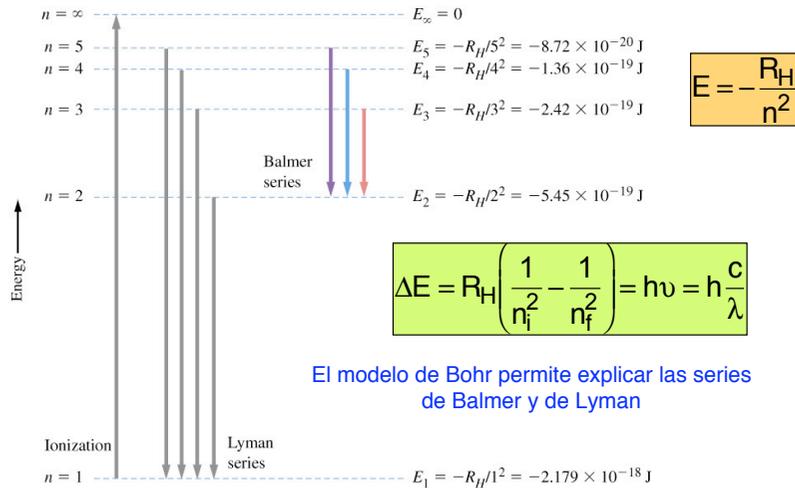
VNIVERSITAT ID VALÈNCIA (QZ)

EQEM

Curs

## Diagrama de niveles de energía

Un electrón absorbe o emite energía al pasar de una órbita a otra:



$$\Delta E = R_H \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) = h\nu = h \frac{c}{\lambda}$$

El modelo de Bohr permite explicar las series de Balmer y de Lyman

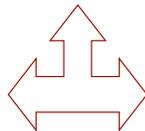
## Debilidades del modelo de Bohr

- Sólo explica el espectro de átomos hidrogenoides
- No da ninguna explicación de la formación de moléculas ni de la naturaleza del enlace formado
- Con el uso de espectrómetros mas refinados se observo que algunas líneas eran en realidad dobletes espectrales

Habra que esperar hasta el surgimiento de la mecanica cuantica (1925) para explicar todas estas debilidades (y otras)

## Ideas que condujeron a la Mecánica Cuántica

Hipótesis de De Broglie



Pº de Incertidumbre

## Naturaleza dual del electron

- Dualidad onda-partícula
  - ◆ Einstein sugirió que una concepción de la luz como **partícula** explicaría el efecto fotoeléctrico
  - ◆ Sin embargo los patrones de difracción se explicarían mejor si los fotones fueran unas **ondas**
- De Broglie, 1924
  - ◆ Pequeñas partículas de materia pueden mostrar al mismo tiempo propiedades de onda. **Ondas corpusculares**



Louis de Broglie  
Nobel de Física, 1929

## Hipótesis de De Broglie

**Postulado de De Broglie:** a todo movimiento de una partícula (fotones, electrones, etc.) hay asociado una onda:

$$\begin{cases} E = m \cdot c^2 \\ E = h \cdot \nu \end{cases} \quad m \cdot c^2 = h \cdot \nu \quad \nu = \frac{c}{\lambda}$$

$$m \cdot c^2 = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot c}$$

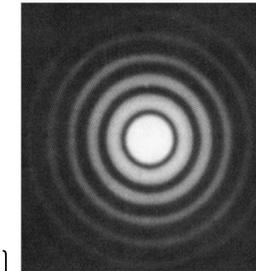
**Generalización a cualquier velocidad:** una partícula de masa  $m$  que se mueva a una velocidad,  $v$ , se comporta como una onda cuya  $\lambda$  viene dada por:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

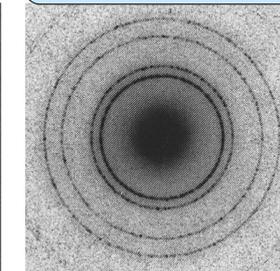
## Evidencia experimental de las onda electrónicas

Experimento de Davisson y Germer (1927):  
Difracción de un haz de electrones por un cristal de Níquel.  
**La  $\lambda$  determinada experimentalmente era consistente con la calculada mediante la expresión de De Broglie**

Difracción de rayos X producida por una hoja metálica



Difracción electrones por una hoja metálica, que confirman la **naturaleza ondulatoria de los electrones**



## Ejercicios

trabajamos en unidades MKS

Calcula la  $\lambda$  asociada a un electrón con  $v=0,01c$ .

Dato:  $m_e=9,109 \cdot 10^{-31}$  kg

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{(9,109 \times 10^{-31} \text{ kg})(0,01 \cdot 3 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1})} \frac{\text{kg} \cdot \left(\frac{\text{m}}{\text{s}}\right)^2}{1 \text{ J}}$$

$$= 2,42 \times 10^{-11} \text{ m} = 24,2 \text{ pm} = 2,42 \text{ \AA}$$

Calcula la  $\lambda$  asociada a un coche de masa 1000 kg y velocidad 120 km/h

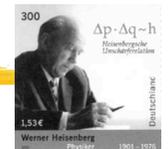
$$\lambda = 1,99 \times 10^{-28} \text{ \AA}$$

Valor de  $\lambda$  es insignificante; no detectable por las técnicas actualmente disponibles. Sólo es posible detectar propiedades ondulatorias para partículas de masa muy pequeña (electrón, protón, neutrón, etc.)

## El principio de incertidumbre

**Posición y velocidad:**

describen comportamiento de las partículas macroscópicas ¿existe alguna restricción en su aplicación a las partículas subatómicas que tienen propiedades de onda?



**“Cuanto mayor sea la precisión en la posición, menor será la precisión del momento lineal en ese instante, y viceversa”**

Heisenberg, 1927

Heisenberg establece que:

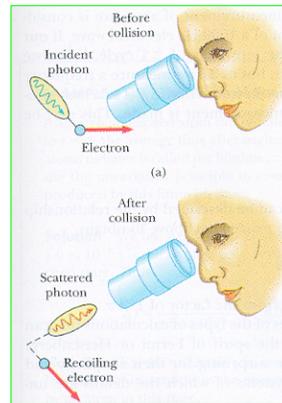
No podemos medir simultáneamente y con precisión arbitraria la posición y el momento asociados a partículas muy pequeñas

$$\Delta p \cdot \Delta x \geq \frac{h}{4\pi} \quad \left( \Delta v \cdot \Delta x \geq \frac{h}{4\pi m} \right)$$



## El principio de incertidumbre

- Con el objeto de observar un electrón, sería necesario emplear fotones que tienen una  $\lambda$  muy corta.
- Fotones con longitudes de onda corta tendrían una frecuencia elevada y serían portadores de gran energía.
- Si uno de esos fotones incidiera sobre un electrón produciría un cambio en el movimiento y la velocidad del electrón.
- Fotones de baja energía tendrían un efecto tan pequeño que no darían información precisa sobre el electrón



Cuanto menor sea la masa de un objeto mayor será el producto de las incertidumbres de su posición y velocidad

$$\Delta x \cdot \Delta v \geq \frac{h}{4\pi m}$$

## Ejercicios

Calcula la indeterminación, en la medida simultánea de la velocidad de un electrón ( $m_e = 0,910961 \times 10^{-30}$  kg), cuya posición queda determinada con una precisión de  $0,01 \text{ \AA}$ .

$$\Delta p \cdot \Delta x \geq \frac{h}{4\pi} \Rightarrow \Delta v \cdot \Delta x \geq \frac{h}{4\pi m} \Rightarrow$$

$$\Delta v \geq \frac{h}{4\pi m \cdot \Delta x} = \frac{6,6262 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}}{4 \cdot \pi \cdot 0,910961 \cdot 10^{-30} \text{ kg} \cdot 0,01 \cdot 10^{-10} \text{ m}} \frac{\text{N}\cdot\text{m}}{\text{J}} \frac{\text{kg}\cdot\text{m}^2/\text{s}^2}{\text{N}} = 5,78 \cdot 10^7 \text{ ms}^{-1}$$

$$J = \text{N}\cdot\text{m} = \text{kg} \cdot \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \cdot \text{m} = \text{kg} \frac{\text{m}^2}{\text{s}^2}$$

Si se quiere conocer con buena precisión la posición del electrón, será prácticamente imposible conocer con precisión su velocidad, independientemente del instrumento de medida usado.

## Ejercicio

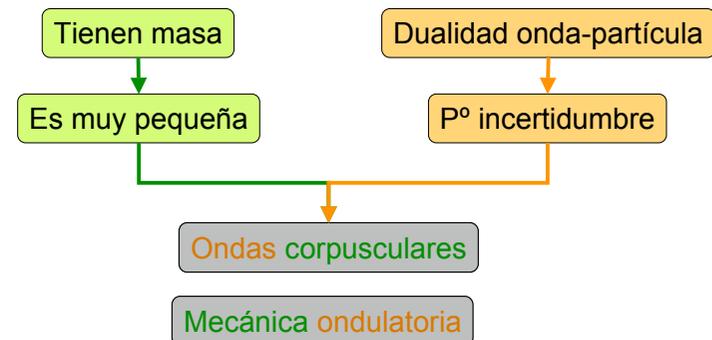
Un coche de masa  $1000 \text{ kg}$  se mueve rectilíneamente. Si mediante fotografías sucesivas es posible medir su posición con una precisión de la longitud de onda de la luz utilizada ( $\lambda = 5000 \text{ \AA}$ ), calcula la indeterminación de la medida simultánea de su velocidad.

$$\Delta p \cdot \Delta x \geq \frac{h}{4\pi} \Rightarrow \Delta v \cdot \Delta x \geq \frac{h}{4\pi m} \Rightarrow$$

$$\Delta v \geq \frac{h}{4\pi m \cdot \Delta x} = \frac{6,6262 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}}{4 \cdot \pi \cdot 10^3 \text{ kg} \cdot 5000 \cdot 10^{-10} \text{ m}} \frac{\text{N}\cdot\text{m}}{\text{J}} \frac{\text{kg}\cdot\text{m}^2/\text{s}^2}{\text{N}} = 1,05 \cdot 10^{-31} \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$$

Restricción mecanocuántica despreciable respecto a los errores asociados al instrumento de medida.

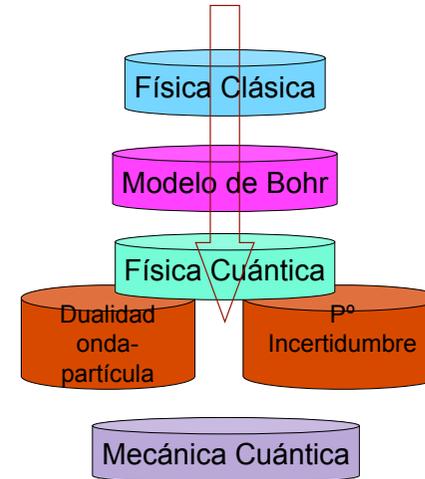
## ¿Cuál es la naturaleza de electrones en el átomo?



## Analogía de la cuantización

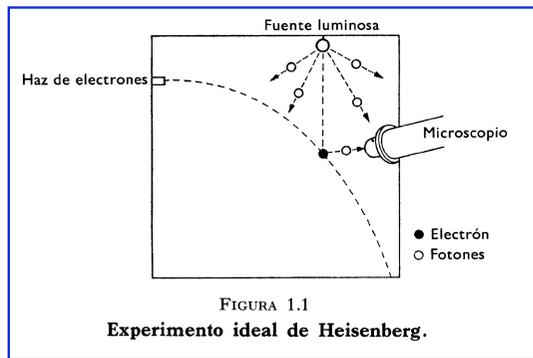
- Cuando se sube una rampa la energía potencial aumenta de forma uniforme y continua mientras que la de una persona sube una escalera de forma escalonada (cuantizada)

## Reflexión

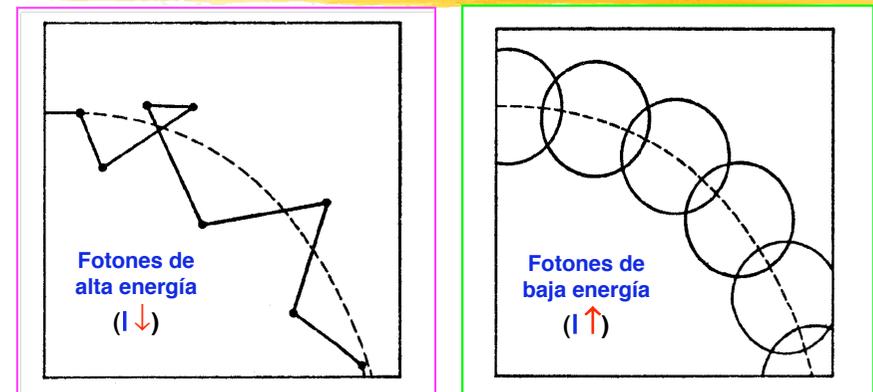


## Experimento ideal de Heisenberg

- Se considera un **foco emisor de electrones** capaz de emitir horizontalmente en un recipiente, donde se ha hecho el vacío un único electron de velocidad inicial conocida
- Se dispone de una **fente de luz ideal** capaz de emitir fotones de energía definida
- Se dispone de un **microscopio ideal** para seguir al electron emitido



## Experimento ideal de Heisenberg



Se afecta la velocidad del electrón.  
La posición está definida

Velocidad del electrón poco modificada.  
Posición indeterminada

## Experimento ideal de Heisenberg

Velocidad algo modificada.

Posición aún definida

