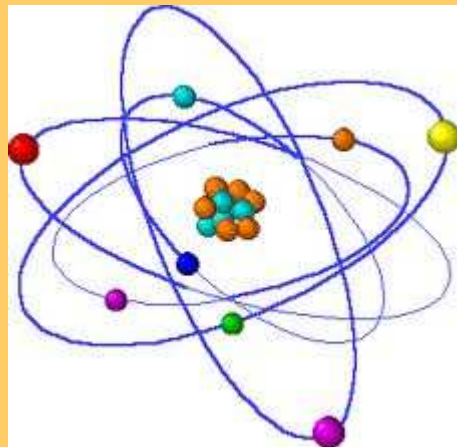


BACHILLERATO

FÍSICA Y QUÍMICA

IV. ESTRUCTURA ATÓMICA



R. Artacho

Dpto. de Física y
Química



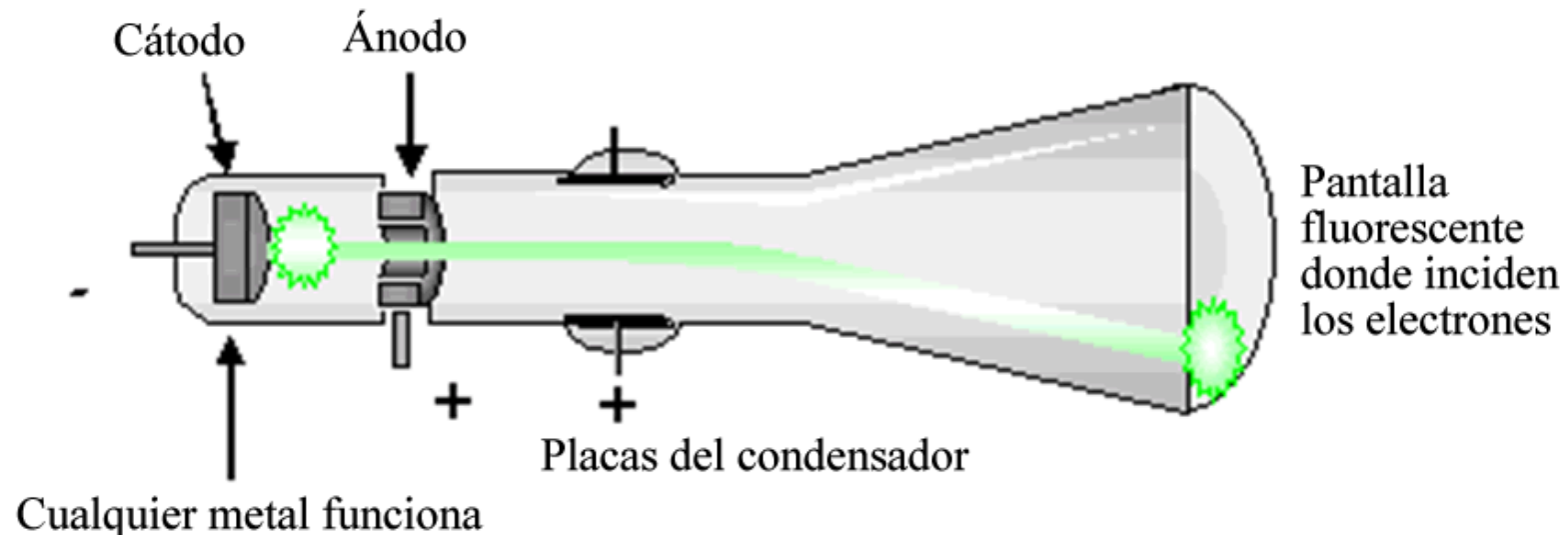
Índice

1. El átomo divisible
2. Modelos atómicos
3. Números que identifican a los átomos
4. Estructura electrónica de los átomos



1.1. Descubrimiento del electrón

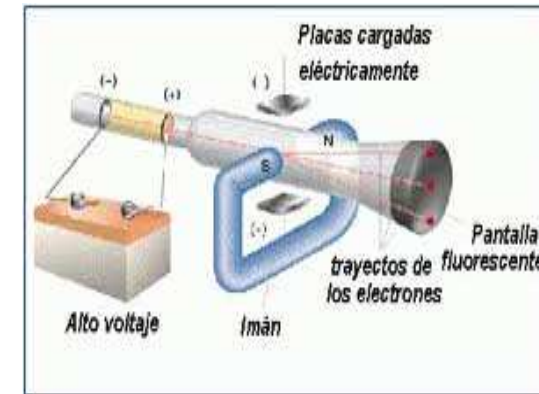
En 1875, el inglés **William Crookes** observó que si en un tubo que contiene gas a muy baja presión se introducen dos electrodos y entre ellos se aplica una diferencia de potencial elevada, aparece un flujo de corriente que parte del **cátodo** (negativo) y viaja hasta el **ánodo** (positivo). **Goldstein** los denominó **rayos catódicos**.





1.1. Descubrimiento del electrón

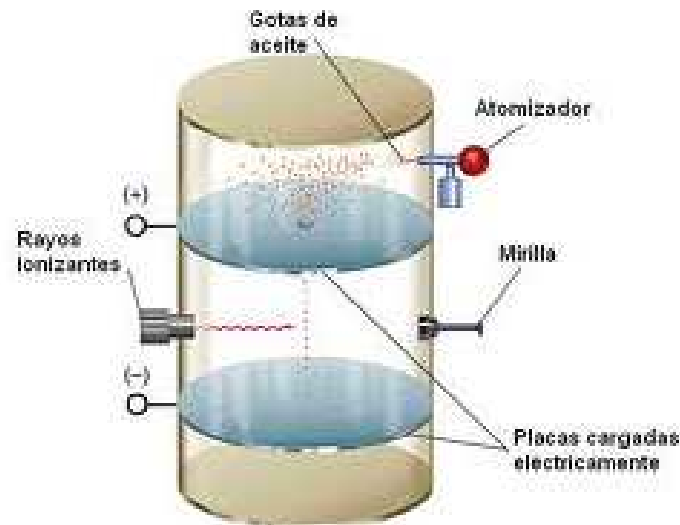
En 1897, el inglés **Joseph John Thomson** estudiando el comportamiento de los rayos catódicos en presencia de campos eléctricos y magnéticos, demostró que se trataba de partículas cargadas negativamente, halló su relación carga/masa ($1,759 \cdot 10^{11}$ C/kg) y les llamo **electrones**.



Al comprobar que **la relación carga/masa era independiente del gas existente en el tubo**, hizo pensar que los electrones deberían estar presentes en todos los átomos.



1.1. Descubrimiento del electrón



Robert Millikan determinó la **carga eléctrica del electrón** ($1,602 \cdot 10^{-19}$ **C**) con el experimento de la “gota de aceite”. Este valor constituye la carga mínima que puede transportar una partícula.

Conocida la carga del electrón se pudo determinar su **masa**:

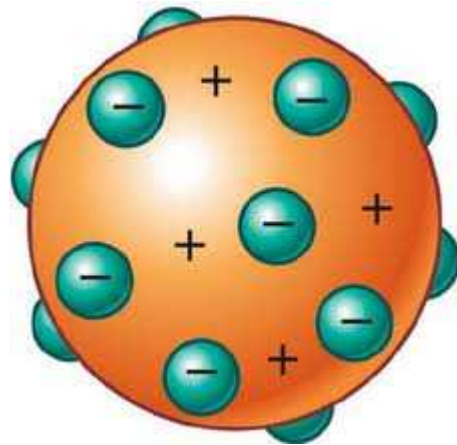
$$m_e = \frac{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}}{1,759 \cdot 10^{11} \text{ C/kg}} = 9,107 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

Los **electrones** son partículas fundamentales que se encuentran en todos los átomos.



2.1. Primer modelo atómico: modelo de Thomson

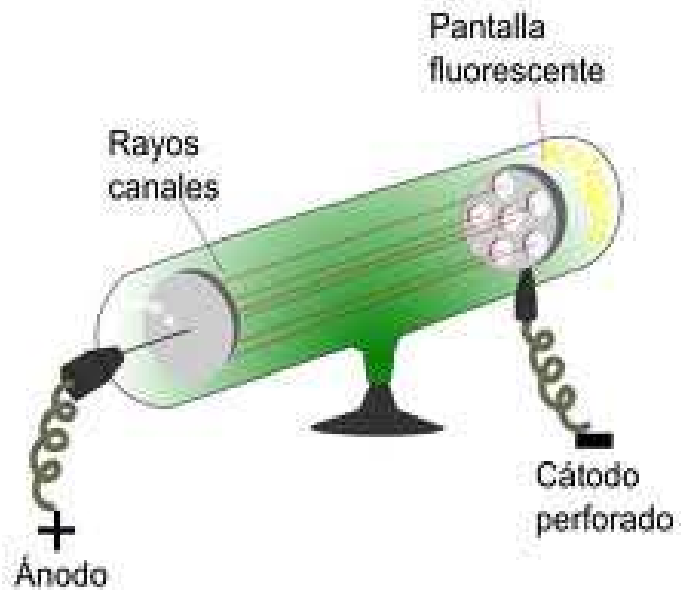
Thomson sugirió un modelo en el que los átomos eran esferas macizas y uniformes de carga positiva y los electrones incrustados en ellas al modo de un “**pastel de pasas**”.



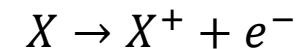


2.2. Descubrimiento del protón

En 1886, **Goldstein** observó en un tubo de rayos catódicos con cátodo perforado, unos nuevos rayos que atravesaban los orificios o canales. Fueron llamados **rayos canales** o **positivos** por viajar en sentido contrario a los catódicos.



La relación carga/masa si dependía del gas contenido en el interior, lo que hizo pensar que se debía a los choques entre los rayos catódicos y los átomos del gas:





2.2. Descubrimiento del protón

Cuando el tubo contiene **hidrógeno** sucede:

- ➔ Cada partícula positiva posee una masa aproximadamente igual al átomo de hidrógeno, 1 836 veces mayor que la del electrón.
- ➔ Su carga positiva es igual, en valor, a la del electrón.
- ➔ La relación carga masa es la más alta obtenida: $9,573 \cdot 10^7 \text{ C/kg}$.

Todo esto indica que el ion H^+ es otra partícula elemental. **Rutherford** los llamó **protones**.

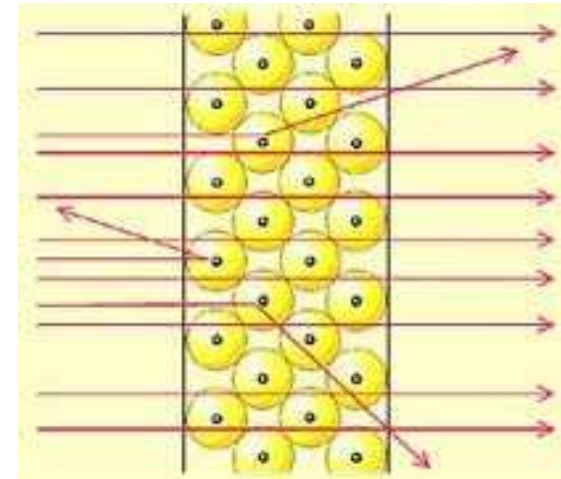
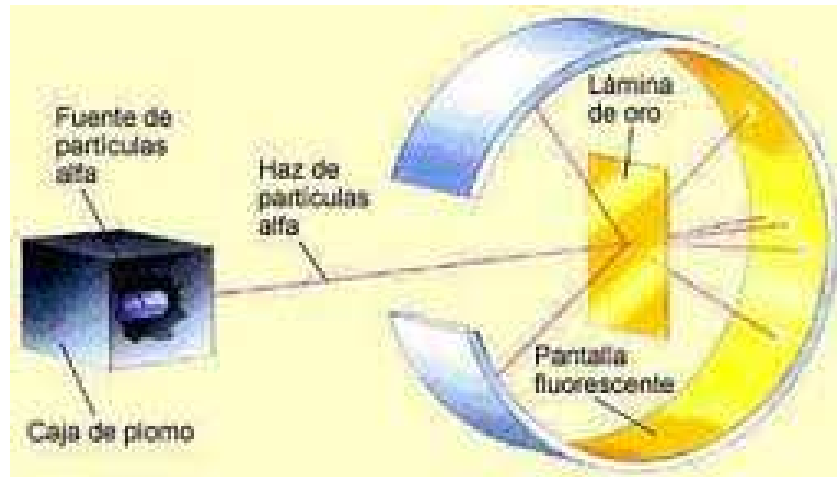
Conocida la carga del protón, su masa se obtiene mediante la siguiente relación:

$$m_p = \frac{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}}{9,573 \cdot 10^7 \text{ C/kg}} = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Los **electrones** y los **protones** son partes integrantes de los átomos y que en cada átomo neutro existe el mismo número de ambas partículas.



2.3. Modelo atómico de Rutherford



Resultados:

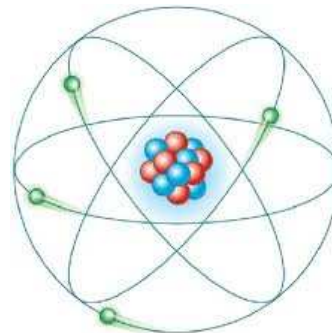
- ✎ La mayoría de las partículas alfa pasaba en línea recta a través de la lámina de oro.
- ✎ Unas pocas, una de cada 20.000, experimentaban grandes desviaciones o rebotaban.



2.3. Modelo atómico de Rutherford

Rutherford sugirió, en 1911, el siguiente modelo atómico:

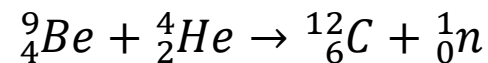
- ➔ Un **núcleo**, muy pequeño frente al volumen del átomo, con casi toda la masa del átomo y cargado positivamente, con **protones**.
- ➔ La **corteza**, extensa zona donde los **electrones** giran alrededor del núcleo. Como dicha zona ocupa la mayor parte del volumen atómico y la masa de los electrones es pequeña, se puede decir que es una zona de vacío.





2.4. Descubrimiento del neutrón

- ☛ **Rutherford** sugirió, en 1920, la existencia de un tercer tipo de partícula que, sin carga, tendrá una masa parecida a la del protón y estabilizará al núcleo. Propuso llamarla **neutrón**.
- ☛ **Chadwick**, en 1932, bombardeando berilio con partículas alfa, detectó una radiación neutra muy penetrante: eran los neutrones (n):



Partícula	Carga (C)	Carga (C) relativa	Masa (g)	Masa (u) reposito
Electrón	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	-1	$9,107 \cdot 10^{-28}$	0,00055
Protón	$1,602 \cdot 10^{-19}$	+1	$1,673 \cdot 10^{-24}$	1,0076
Neutrón	0	0	$1,675 \cdot 10^{-24}$	1,0090



3 Números que identifican a los átomos

3.1. Número atómico y número másico

En 1913, **Henry Moseley** ideó un método que permitía conocer la carga positiva existente en el núcleo. A partir de ese momento, los elementos pudieron ser ordenados en orden creciente por su carga nuclear que se denominó **número atómico**.

El **número atómico** expresa la carga nuclear de un átomo, es decir, el número de protones que tiene, y es una propiedad característica del elemento que representa. Se representa por la letra **Z**.

El **número másico** expresa la suma de protones y neutrones existentes en el núcleo. Se representa por la letra **A**.

$$A = Z + N \quad \longrightarrow \quad {}^A_ZX$$



3 Números que identifican a los átomos

EJERCICIO 1

Calcula el número de protones, neutrones y electrones que existen en los siguientes elementos e iones: Al, Al³⁺, O, O²⁻, sabiendo que sus números másicos son 27 para el Al y 16 para el O, y sus números atómicos, 13 y 8 respectivamente.



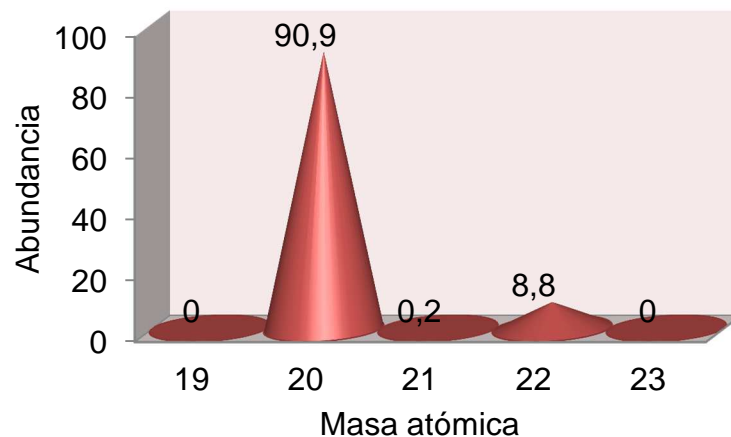
3 Números que identifican a los átomos

3.1. Número atómico y número másico

Isótopos

En 1913 se observó que si los tubos de descarga contenían neón, de masa atómica 20,18, aparecían dos tipos de desviaciones cuando se aplicaban dos campos, uno eléctrico y otro magnético:

- Una correspondía a partículas de masa 20
- La otra, más débil, a partículas de masa 22



Estos resultados indicaban que **¡el elemento neón contenía dos tipos de átomos!**



3 Números que identifican a los átomos

3.1. Número atómico y número másico

Isótopos

Como estos átomos de masa distinta debían colocarse en el mismo sitio del sistema periódico, se les denominó **isótopos**, que significa “en el mismo lugar”.

Se llaman **isótopos** las distintas clases de átomos que forman un elemento, tienen el mismo número atómico y distinto número másico, es decir, se diferencian en el número de neutrones.

La causa principal de que las masas atómicas de los elementos sean números decimales es que son medias ponderadas de las masas atómicas de los isótopos que contienen.

Un **elemento químico** es aquella sustancia pura formada por átomos que tienen igual número atómico.



3 Números que identifican a los átomos

EJERCICIO 2

Calcula la masa atómica del cloro sabiendo que está constituido por dos isótopos, ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ y ${}_{17}^{37}\text{Cl}$, de masas 34,968 8 u y 36,965 9 u, y que sus abundancias en la naturaleza son del 75,53 % y del 24,47 %, respectivamente.

EJERCICIO 3

Indica el número e electrones, de protones y de neutrones de las siguientes especies químicas: a) ${}_{47}^{107}\text{Ag}$; b) ${}_{16}^{32}\text{S}^{2-}$; c) ${}_{13}^{27}\text{Al}^{3+}$

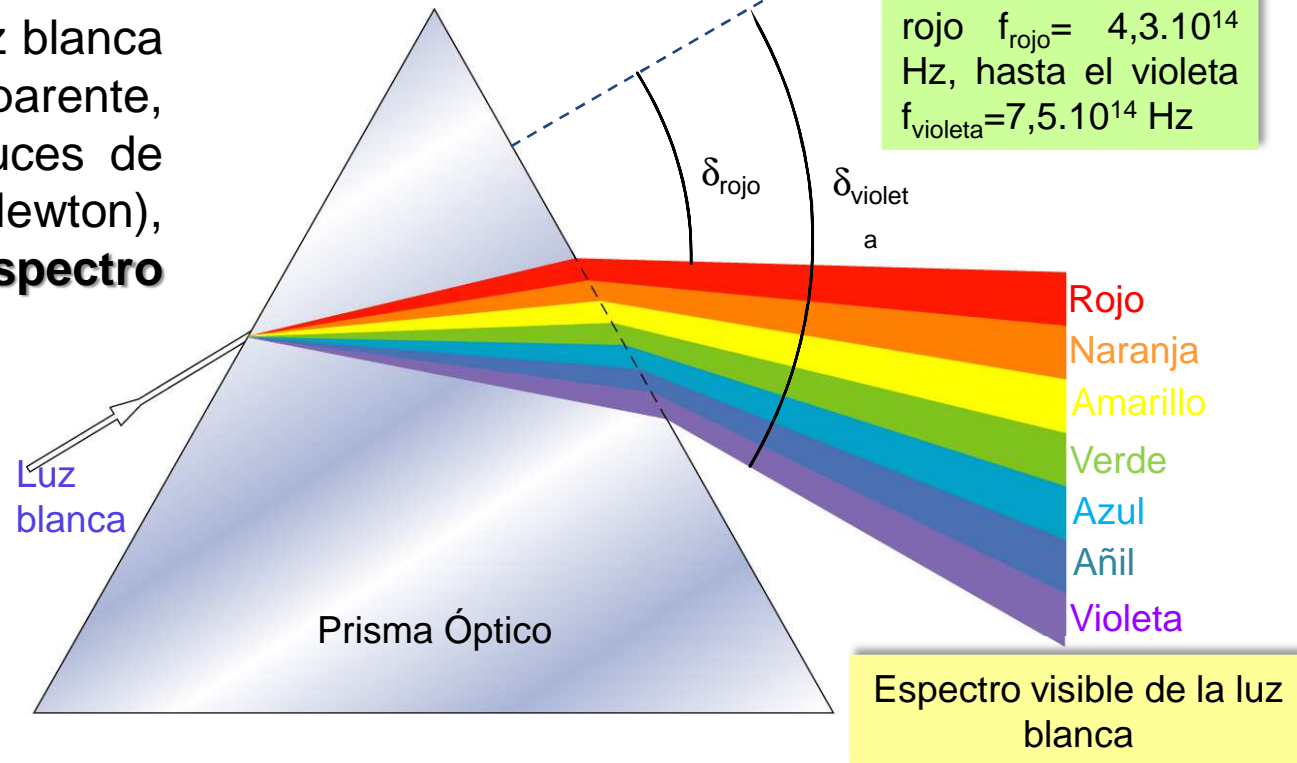
EJERCICIO 4

En la naturaleza se encuentran dos isótopos del bromo: ${}^{79}\text{Br}$ y ${}^{81}\text{Br}$. Deduce la proporción en que ambos isótopos forman parte del bromo natural, sabiendo que la masa atómica del elemento es de 79,9.



4.1. Espectro de la luz blanca

Al incidir un haz de luz blanca sobre un prisma transparente, se descompone en luces de distintos colores (Newton), que denominó **espectro continuo de la luz**.



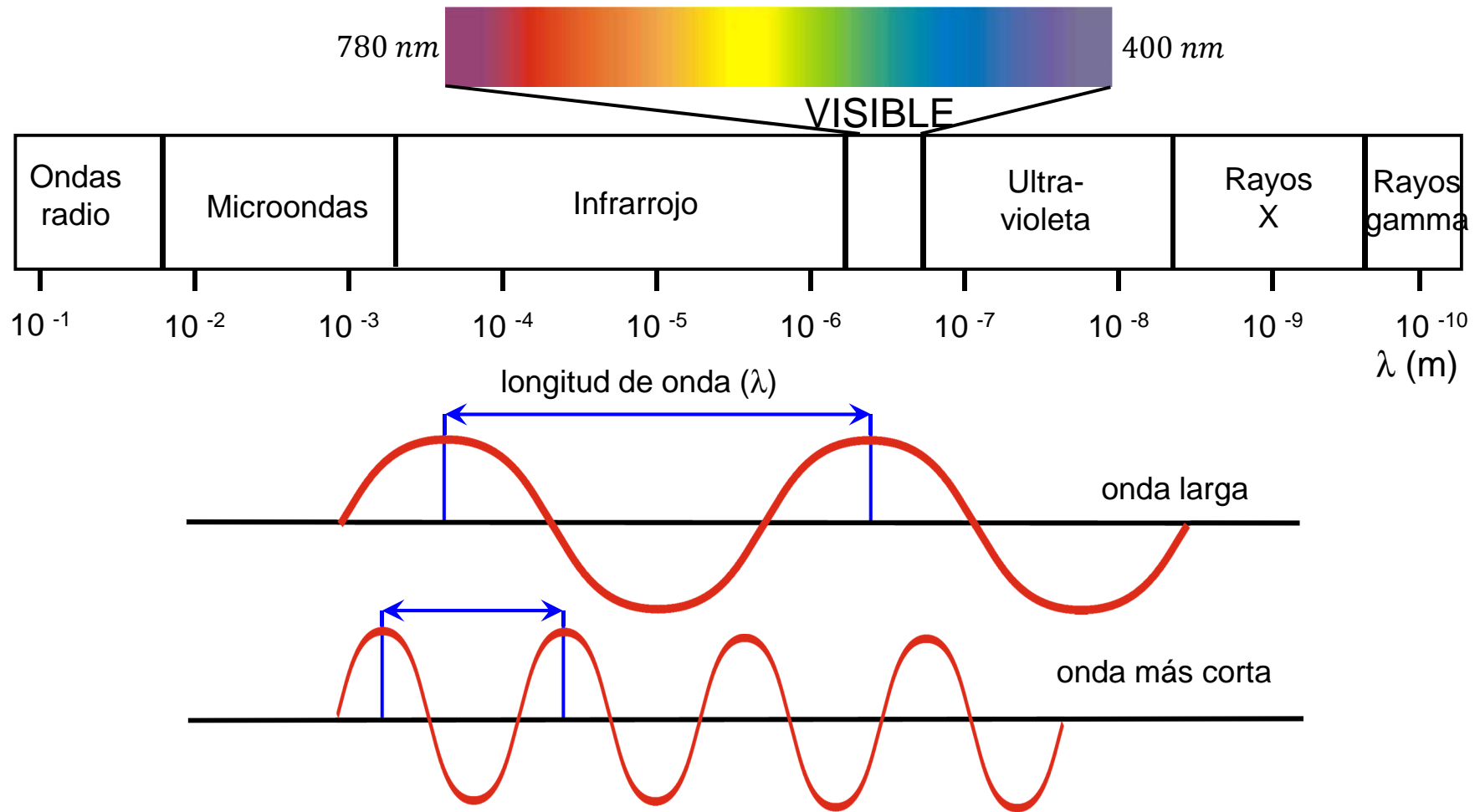
Cada color del espectro corresponde a una radiación electromagnética que puede describirse en términos ondulatorios y por tanto caracterizado por: una **longitud de onda (λ)** y una **frecuencia** determinadas (**f**). El producto de ambas coincide con la velocidad de la luz:

$$c = \lambda \cdot f = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$$



4 Estructura electrónica del átomo

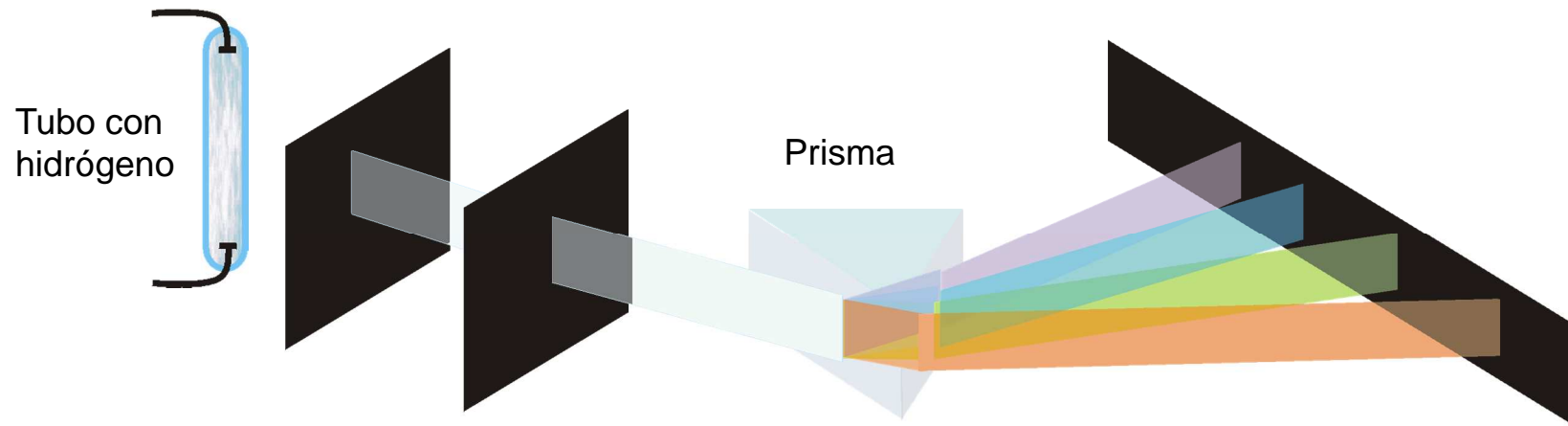
4.2. Espectros atómicos





4.2. Espectros atómicos

Espectros de emisión



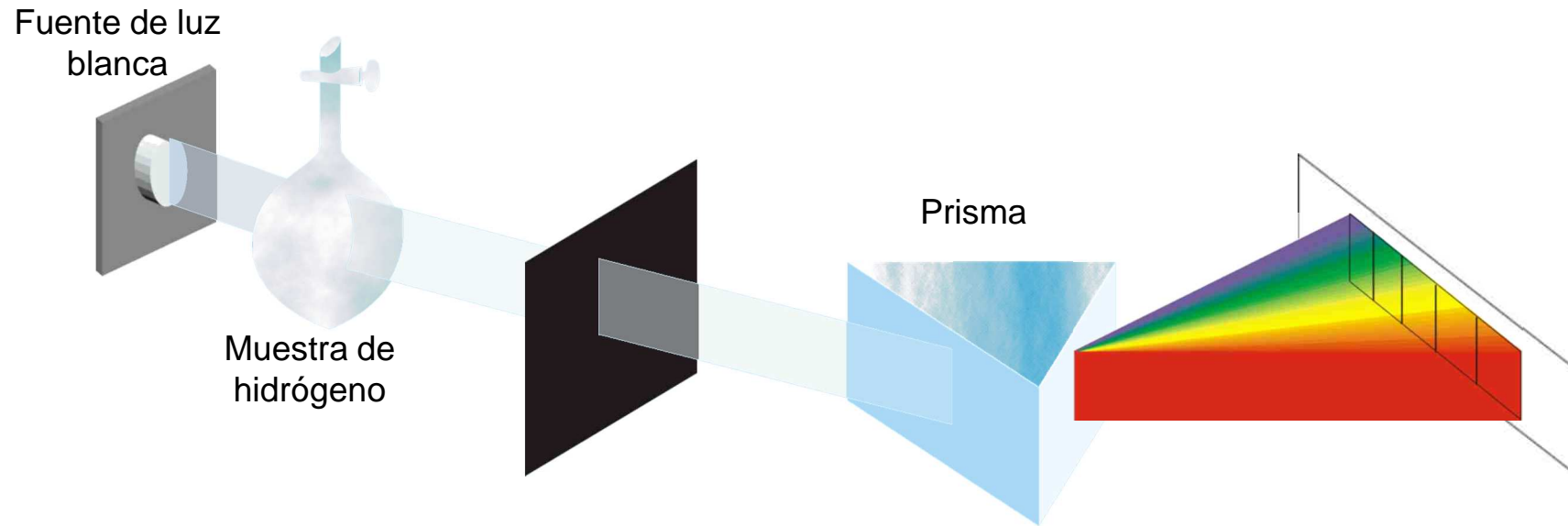
Espectro de emisión del hidrógeno





4.2. Espectros atómicos

Espectros de absorción



Espectro de absorción del hidrógeno





4.2. Espectros atómicos

En 1885, **J. Balmer**, estudiando el espectro del hidrógeno, encontró que las longitudes de onda de las radiaciones emitidas en el visible venían dadas por:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad R \text{ (constante de Rydberg)} = 109\,677,6 \text{ cm}^{-1}$$

$n = 3, 4, 5 \dots$

Posteriormente se generalizó, al aparecer otras series espectrales en diferentes zonas del espectro:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad \longrightarrow \quad \nu = R_c \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$R_c = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

$$n_2 > n_1$$



4.2. Espectros atómicos

Serie de Lyman: $\nu = R_c \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$ $n_2 = 2, 3, \dots$

Serie de Balmer: $\nu = R_c \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$ $n_2 = 3, 4, \dots$

Serie de Paschen: $\nu = R_c \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$ $n_2 = 4, 5, \dots$

Serie de Brackett: $\nu = R_c \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$ $n_2 = 5, 6, \dots$

Serie de Pfund: $\nu = R_c \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$ $n_2 = 6, 7, \dots$



EJERCICIO 5

Calcula la longitud de onda y la frecuencia de la tercera raya de la serie de Balmer.



4.3. Hipótesis de Planck y efecto fotoeléctrico

Hipótesis de Planck

En 1900, **Max Planck** lanzó una hipótesis revolucionaria:

Los cuerpos emiten o absorben energía en forma de paquetes o “**cuantos**” de energía.

$$E_0 = h \cdot \nu$$

$$h(\text{constante de Planck}) = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

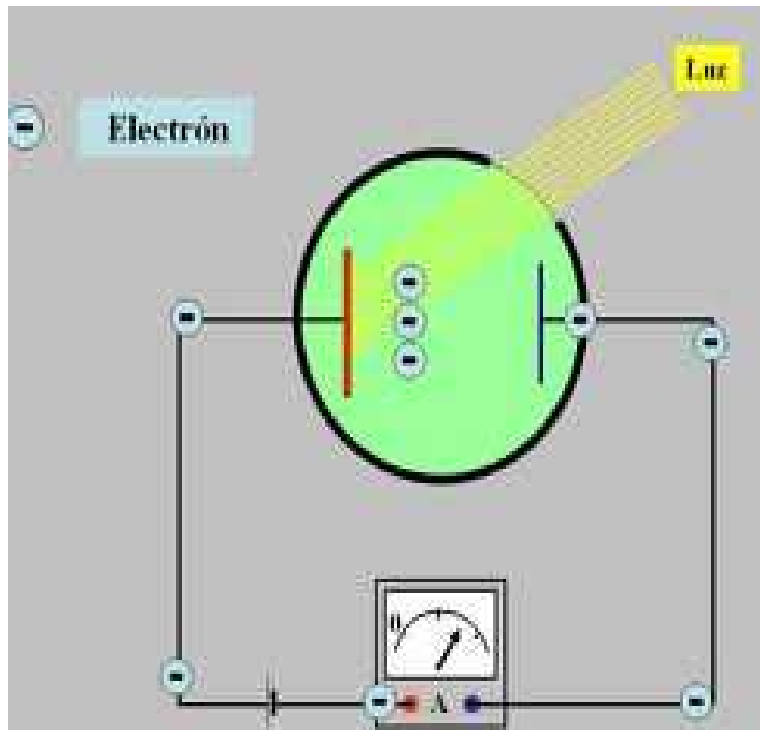
- ☞ Los átomos no emiten o absorben cualquier cantidad de energía, sino solo aquellas que sean múltiplos entero de un valor mínimo E_0 :

$$E = n \cdot E_0 = n \cdot h \cdot \nu$$



4.3. Hipótesis de Planck y efecto fotoeléctrico

Efecto fotoeléctrico



En 1887, **Hertz** observó que al iluminar con luz ultravioleta dos electrodos metálicos, se producía una descarga eléctrica entre ellos (**efecto fotoeléctrico**).

Einstein interpretó, en 1905, este fenómeno basándose en la hipótesis de Planck y propuso la siguiente fórmula:

$$h \cdot \nu = h \cdot \nu_0 + \frac{1}{2} m \cdot v^2$$



EJERCICIO 6

Calcula el cuanto de una luz de frecuencia $4 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$.

EJERCICIO 7

¿Cuál es la energía cinética máxima de los electrones arrancados del bario cuando es iluminado con una longitud de onda de 350 nm, si la energía de extracción del bario es 2,50 eV?

Dato: $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$



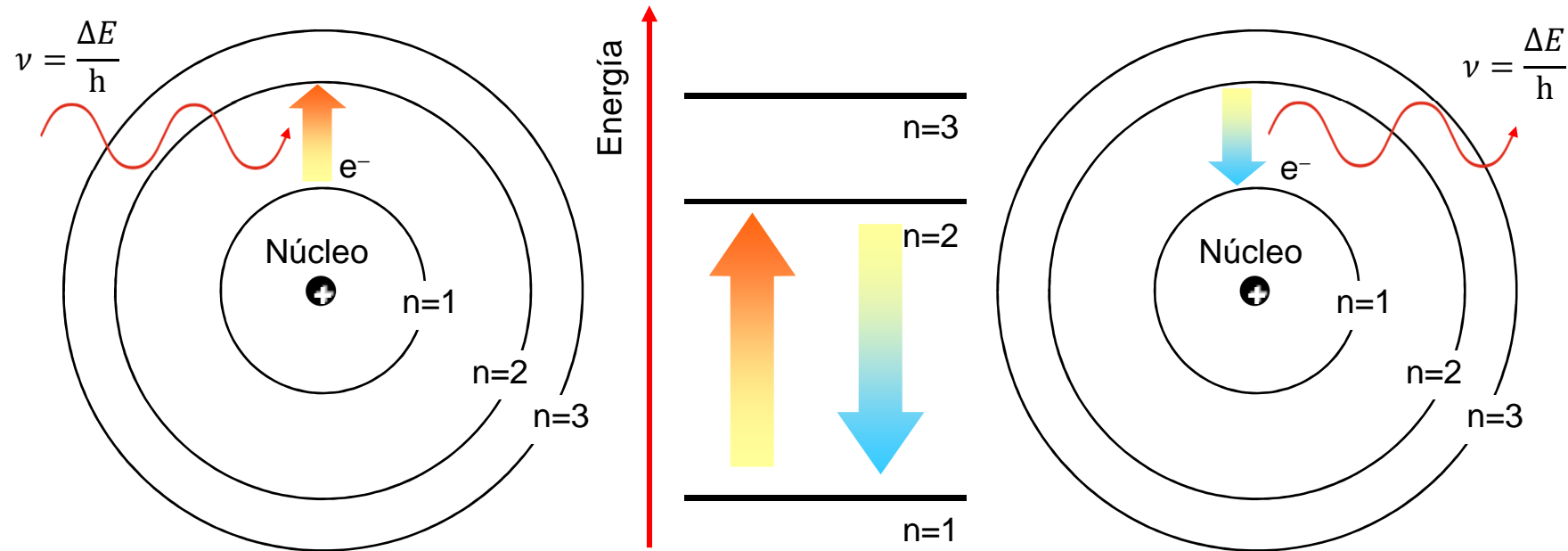
4.4. Modelo atómico de Bohr

- I. Los electrones giran en torno al núcleo solo en órbitas circulares estables donde al moverse no pierden energía (**órbitas estacionarias**).
- II. Las únicas órbitas permitidas son aquellas cuya energía adopta unos valores determinados (y no cualquier valor). A estas órbitas se les llamo **niveles de energía** y las representó por la letra **n**.
- III. Cuanto más alejado esté el nivel del núcleo, mayor será su energía.
- IV. Un electrón puede saltar de un nivel de mayor energía a otro emitiendo ese exceso de energía en forma de radiación (o absorbiendo energía, si salta d un nivel de menor energía a otro más energético).



4 Estructura electrónica del átomo

4.4. Modelo atómico de Bohr





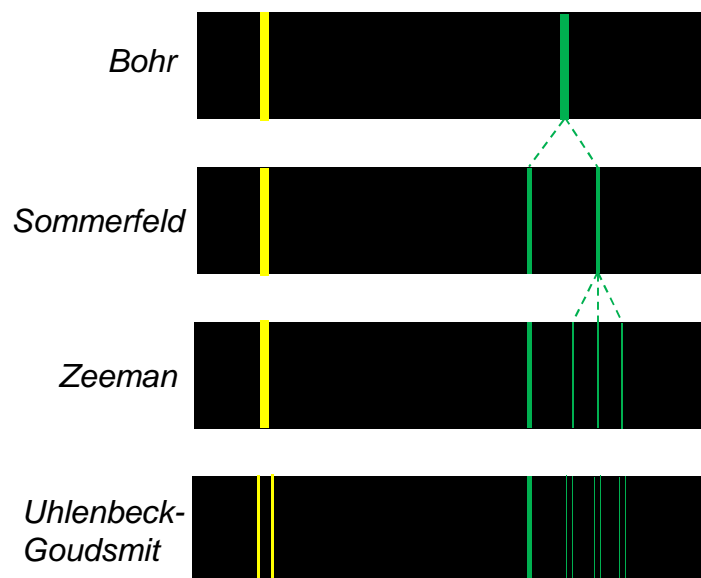
EJERCICIO 8

Calcula la frecuencia y longitud de onda del fotón emitido por el tránsito del electrón del átomo de hidrógeno del nivel 3 al nivel 2, sabiendo que entre ellos hay una diferencia de energía de 1,89 eV. Dato: $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$,



4.5. Correcciones al modelo de Bohr

- El modelo de **Bohr** solo explicaba satisfactoriamente el espectro de hidrógeno.
- Con mejores espectroscopios se comprobó que las rayas de los espectros tenían una estructura fina: cada raya era, en realidad, un conjunto de líneas muy próximas.

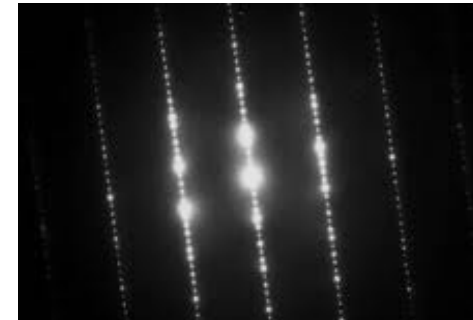


- Sommerfeld** en 1915 sugirió que las órbitas eran elípticas.
- En 1896 **Zeeman** descubrió que las rayas espectrales sufrían un desdoblamiento cuando el espectro se realizaba bajo un intenso campo magnético. Las órbitas podían tener **distinta orientación espacial**.
- En 1925 **Uhlenbeck** y **Goudsmit** comprobaron que el electrón giraba sobre su eje (**spin**).



4.6. De las órbitas a los orbitales

- ☞ En 1925 **de Broglie** sostuvo que la materia y la radiación deberían poseer propiedades tanto de partículas como de ondas.
- ☞ Un año después, **Davisson** y **Germer** obtuvieron figuras de difracción de un haz de electrones: ¡**se comportaban como una onda!**
- ☞ Entre 1925 y 1930, **Heisemberg**, **Schrödinger** y **Dirac** entre otros, desarrollaron la **mecánica cuántica**.
- ☞ Las soluciones de las ecuaciones de la mecánica cuántica dieron como resultado unos valores numéricos llamados **números cuánticos**.
- ☞ El **principio de incertidumbre** de Heisemberg, enunciado en 1927 establece:
“Es imposible conocer simultáneamente y con precisión la posición y la velocidad de un electrón en el átomo”.
En consecuencia debemos hablar de zonas de **probabilidad** de encontrarlo.





4.6. De las órbitas a los orbitales

Números cuánticos

- ☞ **n es el número cuántico principal.** Indica la energía del orbital. Sus valores son enteros a partir del 1.

- ☞ **l es el número cuántico secundario o azimutal.** También es responsable de la energía del orbital aunque en menor medida que n . Sus valores indican el tipo de orbital y sus valores varían desde 0 hasta $(n - 1)$.
 - Si $l = 0$, diremos que el orbital es de tipo **s** .
 - Si $l = 1$, diremos que el orbital es de tipo **p** .
 - Si $l = 2$, diremos que el orbital es de tipo **d** .
 - Si $l = 3$, diremos que el orbital es de tipo **f** .

- ☞ **m es el número cuántico magnético.** Indica las posibles orientaciones espaciales de los orbitales. Sus valores van desde **$-l$** hasta **$+l$** , pasando por 0.

- ☞ **s es el número cuántico de espín.** Señala la orientación del minúsculo campo magnético del electrón. Sus valores son **$-1/2$** y **$+1/2$** .



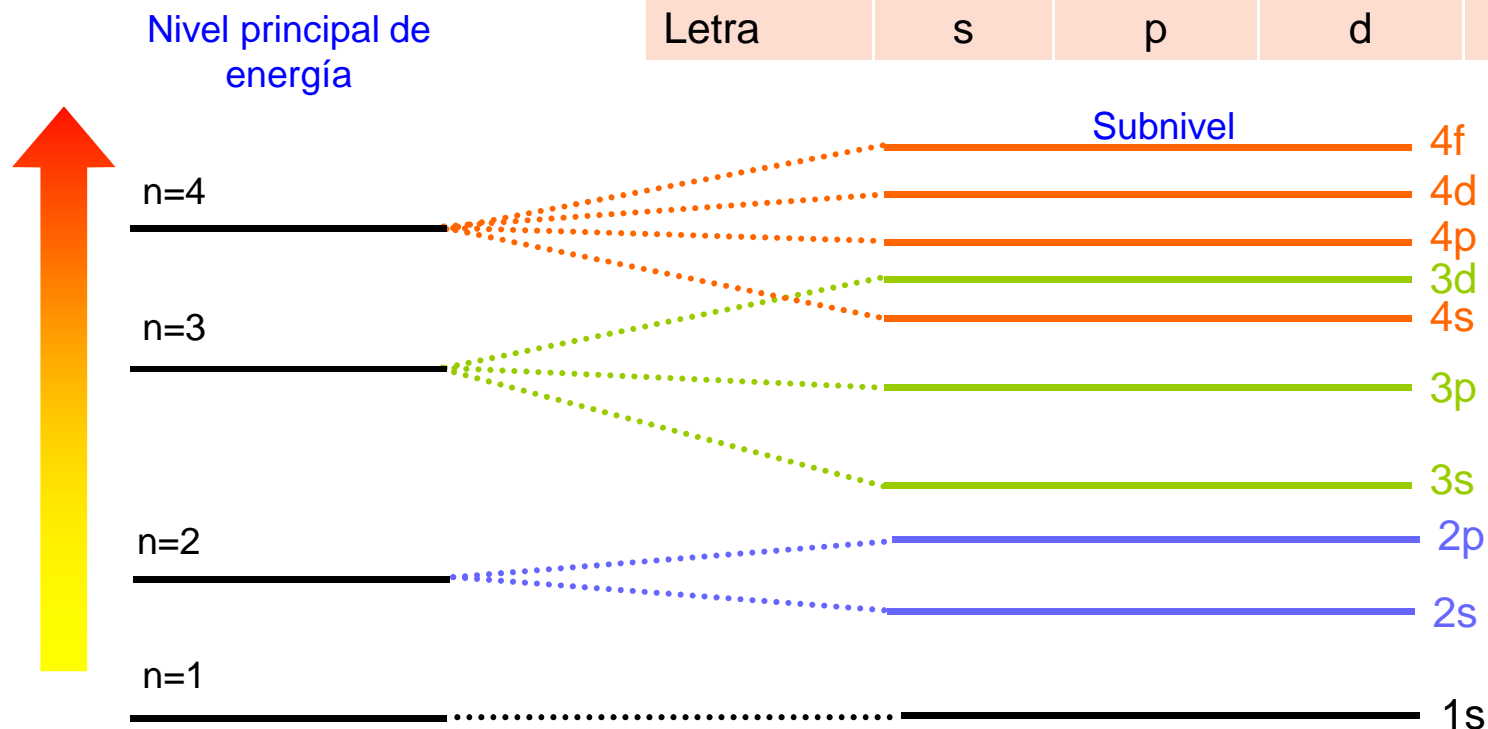
4 Estructura electrónica del átomo

4.6. De las órbitas a los orbitales

Según la mecánica cuántica, cada nivel de energía principal, n posee subniveles que se designan con los números 0, 1, 2, ... (n-1), definidos por la letra l o por una letra (s, p, d, f).

Letra utilizada para designar subniveles

Valor de l	0	1	2	3
Letra	s	p	d	f

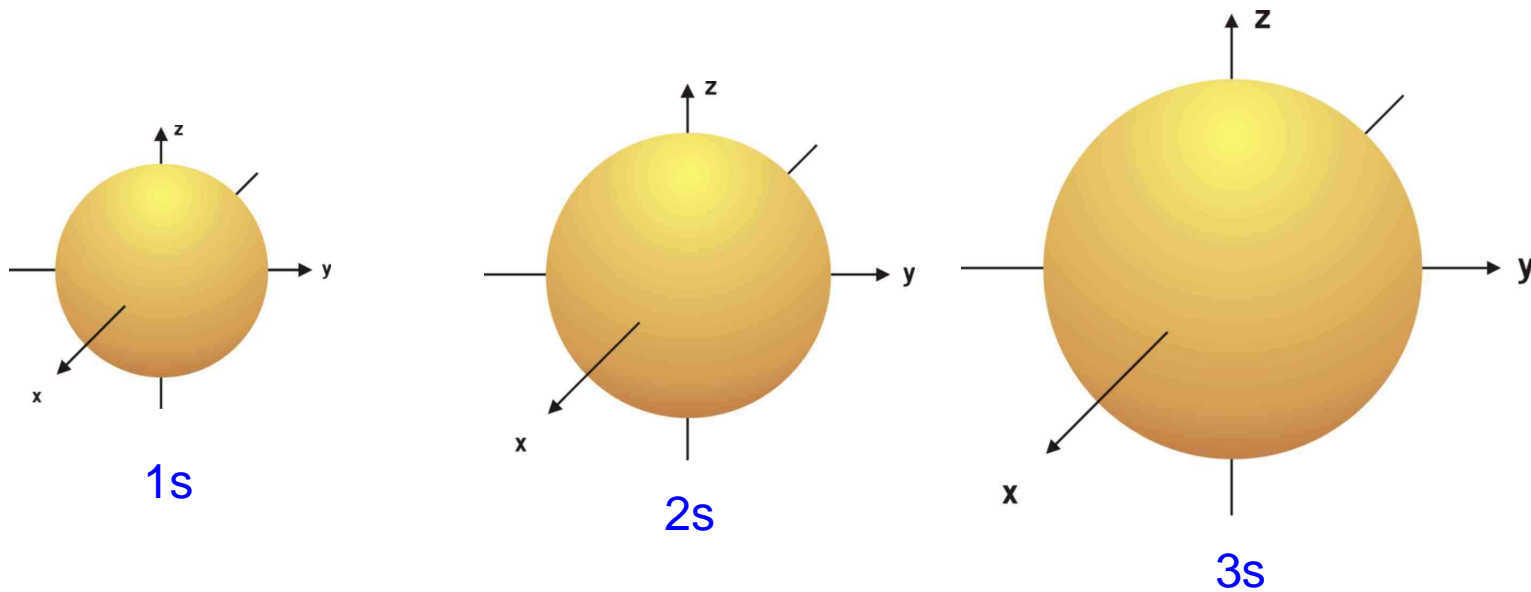




4.6. De las órbitas a los orbitales

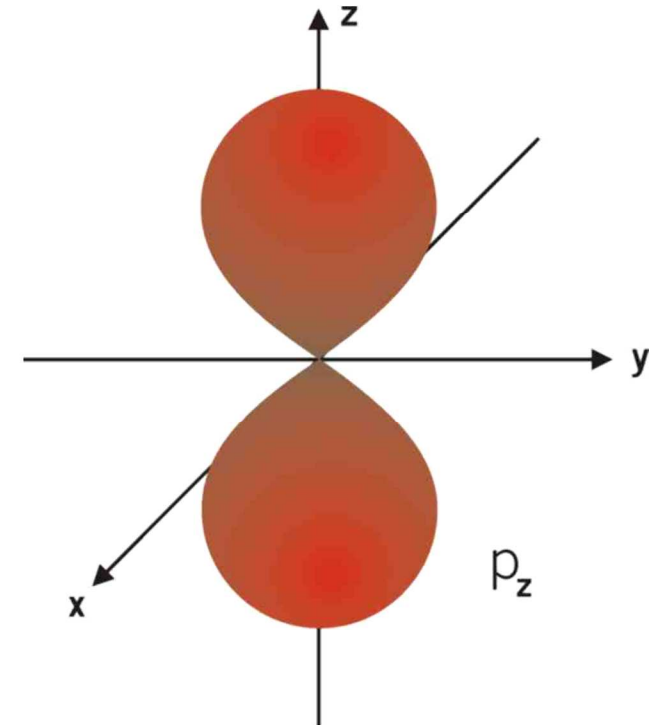
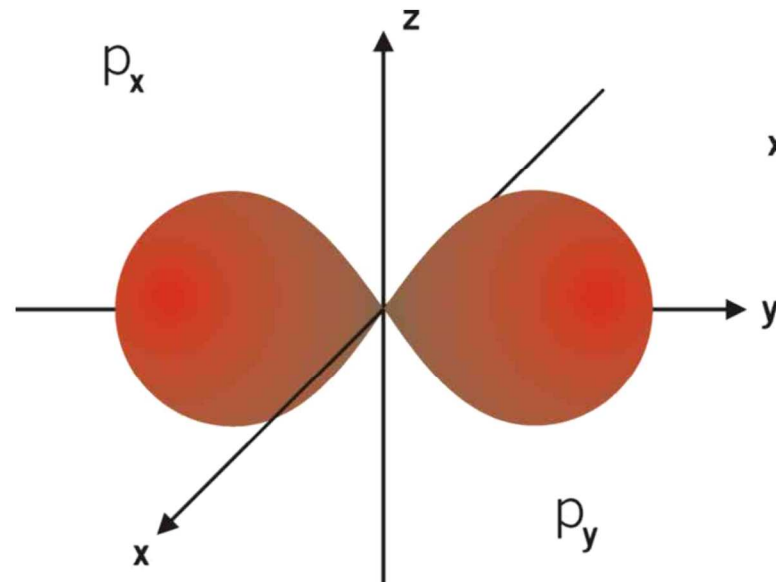
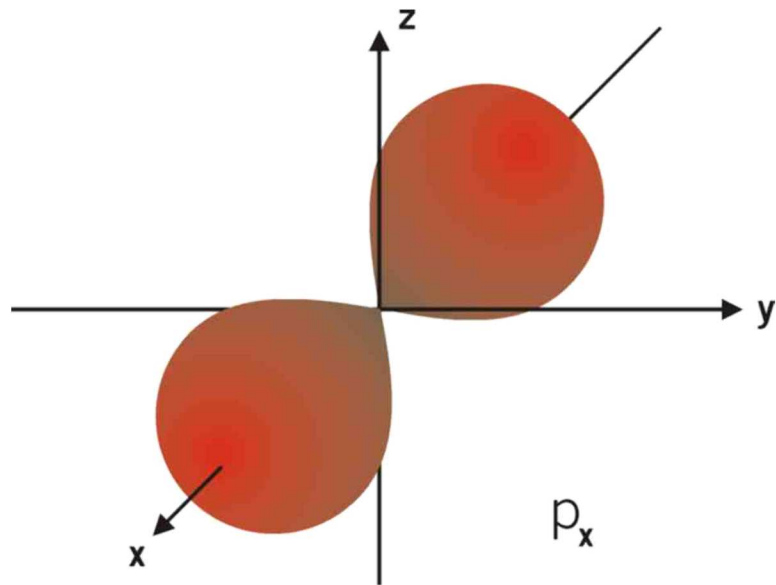
Orbitales

Un **orbital atómico** es la zona del espacio en la que hay mayor probabilidad de encontrar un electrón con determinada energía.





4.6. De las órbitas a los orbitales





4.6. De las órbitas a los orbitales

Principio de exclusión de Pauli

En un átomo cualquiera no pueden existir dos electrones con los cuatro número cuánticos iguales, es decir, cada orbital atómico solo puede alojar dos electrones.

n	l	m	s	Estado cuántico
1	0	0	+1/2	(1,0,0,+1/2)
1	0	0	-1/2	(1,0,0,-1/2)
2	0	0	+1/2	(2,0,0,+1/2)
2	0	0	-1/2	(2,0,0,-1/2)
2	1	-1	+1/2	(2,1,-1,+1/2)
2	1	-1	-1/2	(2,1,-1,-1/2)
2	1	0	+1/2	(2,1,0,+1/2)
2	1	0	-1/2	(2,1,0,-1/2)
2	1	1	+1/2	(2,1,1,+1/2)
2	1	1	-1/2	(2,1,1,-1/2)



4.6. De las órbitas a los orbitales

Regla de Hund o de máxima multiplicidad

Mientras sea posible, los electrones de un mismo subnivel se distribuyen de modo solitario, evitando formar parejas en un mismo orbital.

Regla de Madelung

- ☞ Tiene menor energía el orbital con un valor de **(n+l)** más bajo.
- ☞ A igualdad de (n+l), tiene menor energía el orbital con un **n** más bajo.



EJERCICIO 9

Seis electrones caracterizados por los siguientes números cuánticos:

$(2,0,0,+1/2)$; $(3,0,0,+1/2)$; $(3,1,0,+1/2)$; $(3,1,1,+1/2)$; $(3,1,1,-1/2)$ y $(3,2,1,+1/2)$.

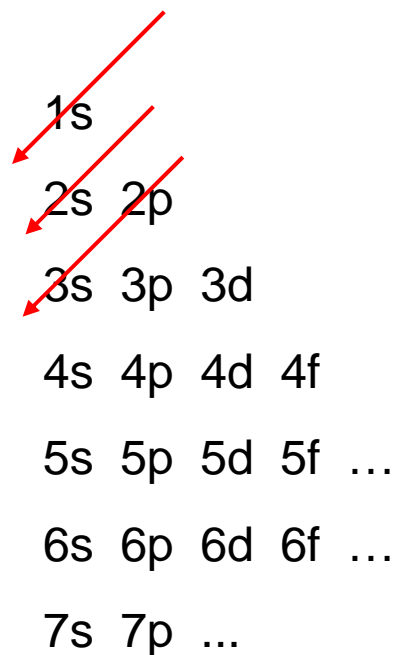
a) Indica la situación de cada electrón; b) ¿Cuál es el de menor energía? ¿Y el de mayor energía?

EJERCICIO 10

Determina el número y tipo de orbitales existentes en el nivel $n = 4$. ¿Cuántos electrones caben en ese nivel?



4.7. Configuraciones electrónicas

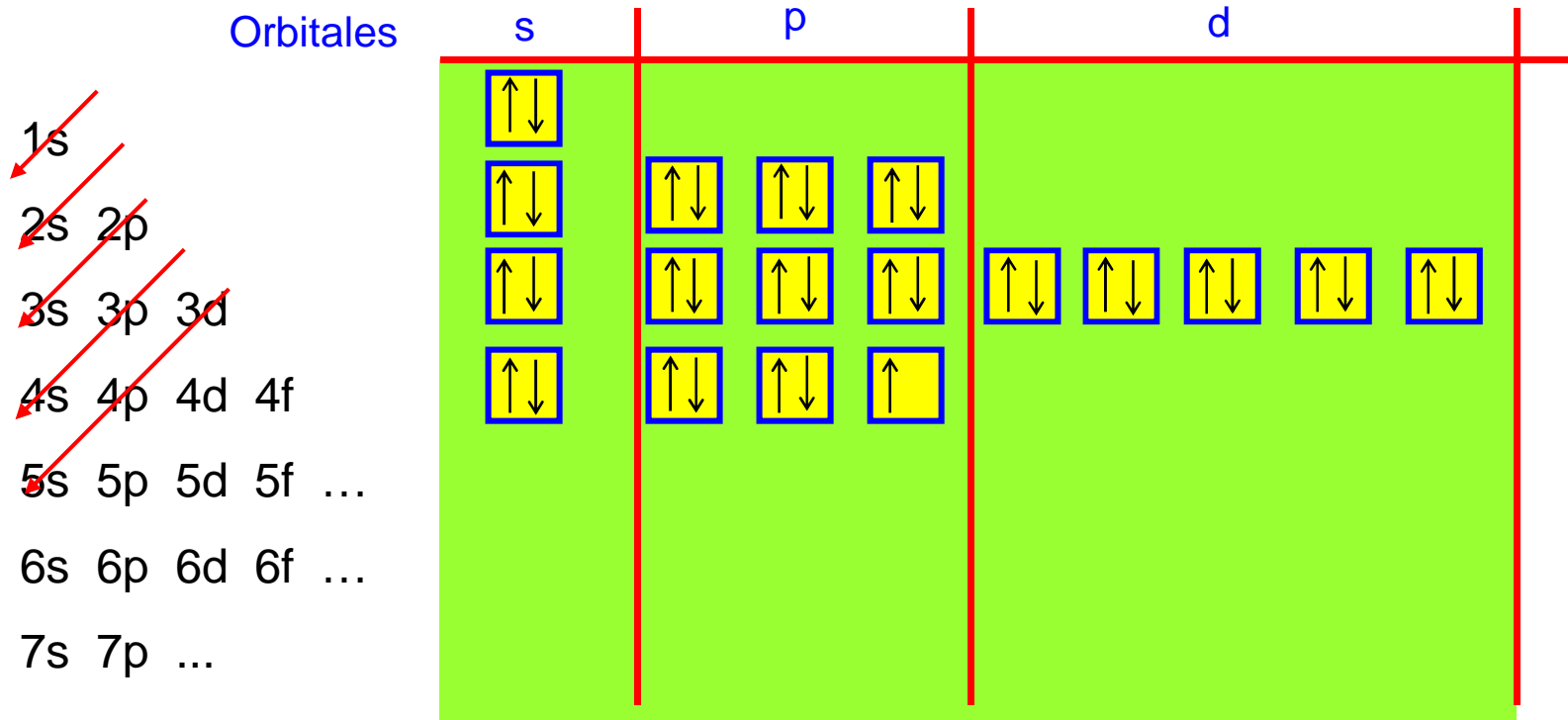


Configuración electrónica de algunos elementos							
Elemento	Orbitales						Configuración
	1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z	3s	
H	↑						1s ¹
He	↑↓						1s ²
Li	↑↓	↑					1s ² 2s ¹
C	↑↓	↑↓	↑	↑			1s ² 2s ² 2p ²
N	↑↓	↑↓	↑	↑	↑		1s ² 2s ² 2p ³
O	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑		1s ² 2s ² 2p ⁴
F	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑		1s ² 2s ² 2p ⁵
Ne	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		1s ² 2s ² 2p ⁶
Na	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹



4 Estructura electrónica del átomo

EJERCICIO 11



Configuración electrónica del **Bromo**

