

ntegrando.

C U R S O S   A C A D É M I C O S

# Capítulo 8

# Distribución electrónica

# Temario del capítulo 8

- 8.1 Comportamiento de la luz
- 8.2 Números cuánticos
- 8.3 Orbitales cuánticos
- 8.4 Configuración electrónica
- 8.5 Configuración condensadas

# 8.1 Comportamiento de la luz

Mucho del conocimiento actual acerca de la **estructura electrónica** de los átomos provino del estudio de la **luz**.

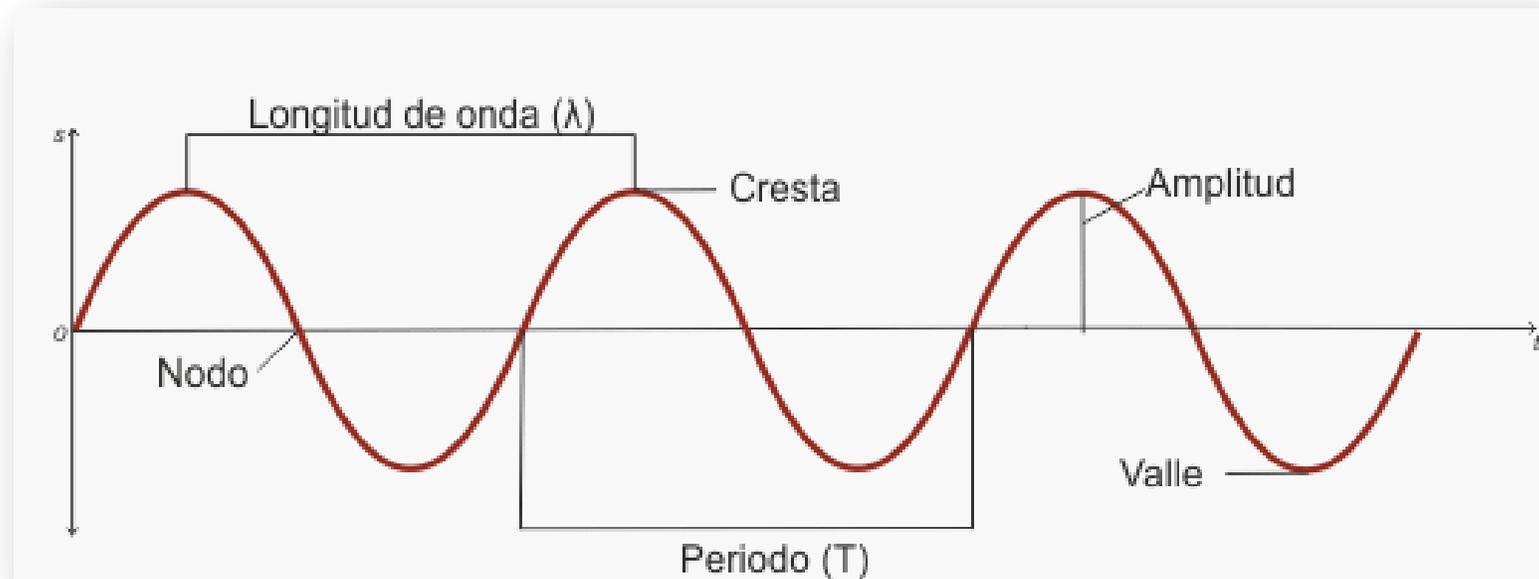
La luz es una **onda electromagnética** que puede **propagarse en el vacío**, por lo que no necesita un medio para viajar a diferencia de **las ondas mecánicas**.

Ejemplo de **ondas mecánicas** son las olas del mar que viajan por el agua, el sonido que viaja por el aire, los terremotos que viajan por la tierra etc.

# 8.1 Comportamiento de la luz

Las ondas mecánicas y las ondas electromagnéticas son muy parecidas en sus representaciones, pero **difieren en su naturaleza**.

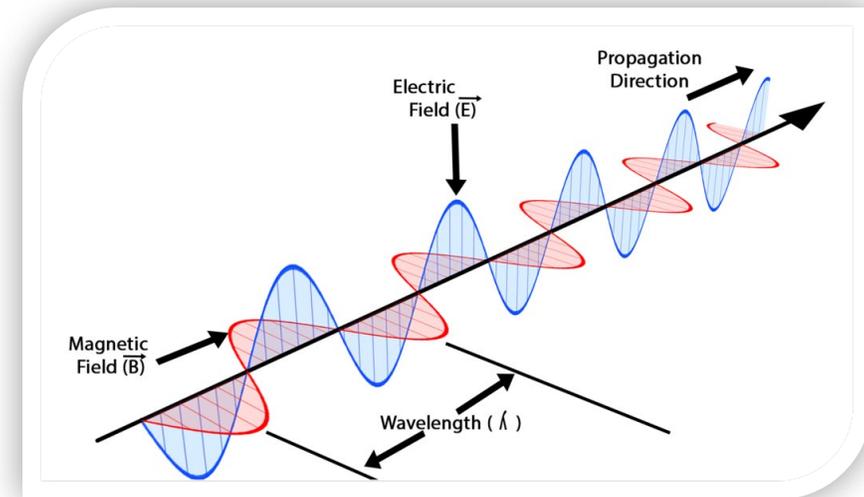
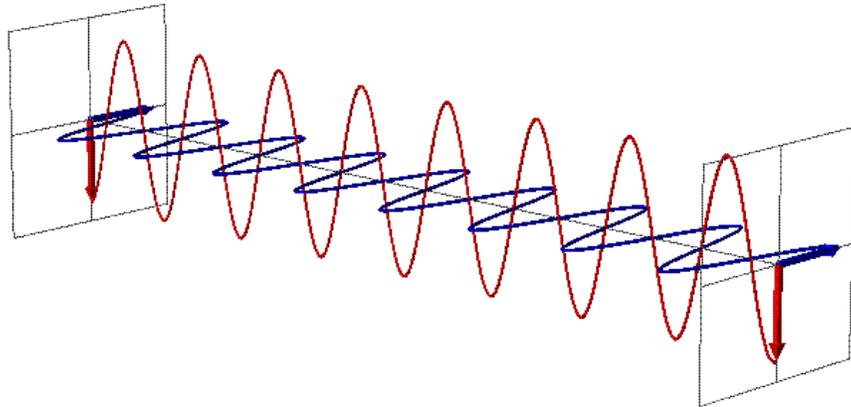
Las **ondas se caracterizan** por tener una **longitud de onda ( $\lambda$ )**, **cresta**, **valle**, **amplitud ( $A$ )** y **frecuencia ( $\nu$ )**



# 8.1 Comportamiento de la luz

La luz, radiación, ondas electromagnéticas y radiación electromagnética son **sinónimos**.

Todo tipo de luz se conoce como **onda electromagnética** porque está formada por un **campo eléctrico** y uno **magnético** que oscilan en el tiempo.



# 8.1 Comportamiento de la luz

Existen diferentes tipos de ondas electromagnéticas como la **luz visible**, el **infrarrojo**, las **microondas**, las **ondas de radio** etc.

Todas las ondas electromagnéticas tienen algo en común, **viajan a la velocidad de la luz**, conocida como la constante “*c*”

$$c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$$

La cantidad de veces que se repite una oscilación completa en 1 segundo se conoce como **frecuencia de la onda** (*v*) y se mide en Hertz (*Hz*)

## 8.1 Comportamiento de la luz

La **longitud de onda ( $\lambda$ )** y la **frecuencia ( $\nu$ )** de una onda EM están muy relacionadas entre sí, de hecho, son **inversamente proporcionales**  $\lambda \propto \frac{1}{\nu}$

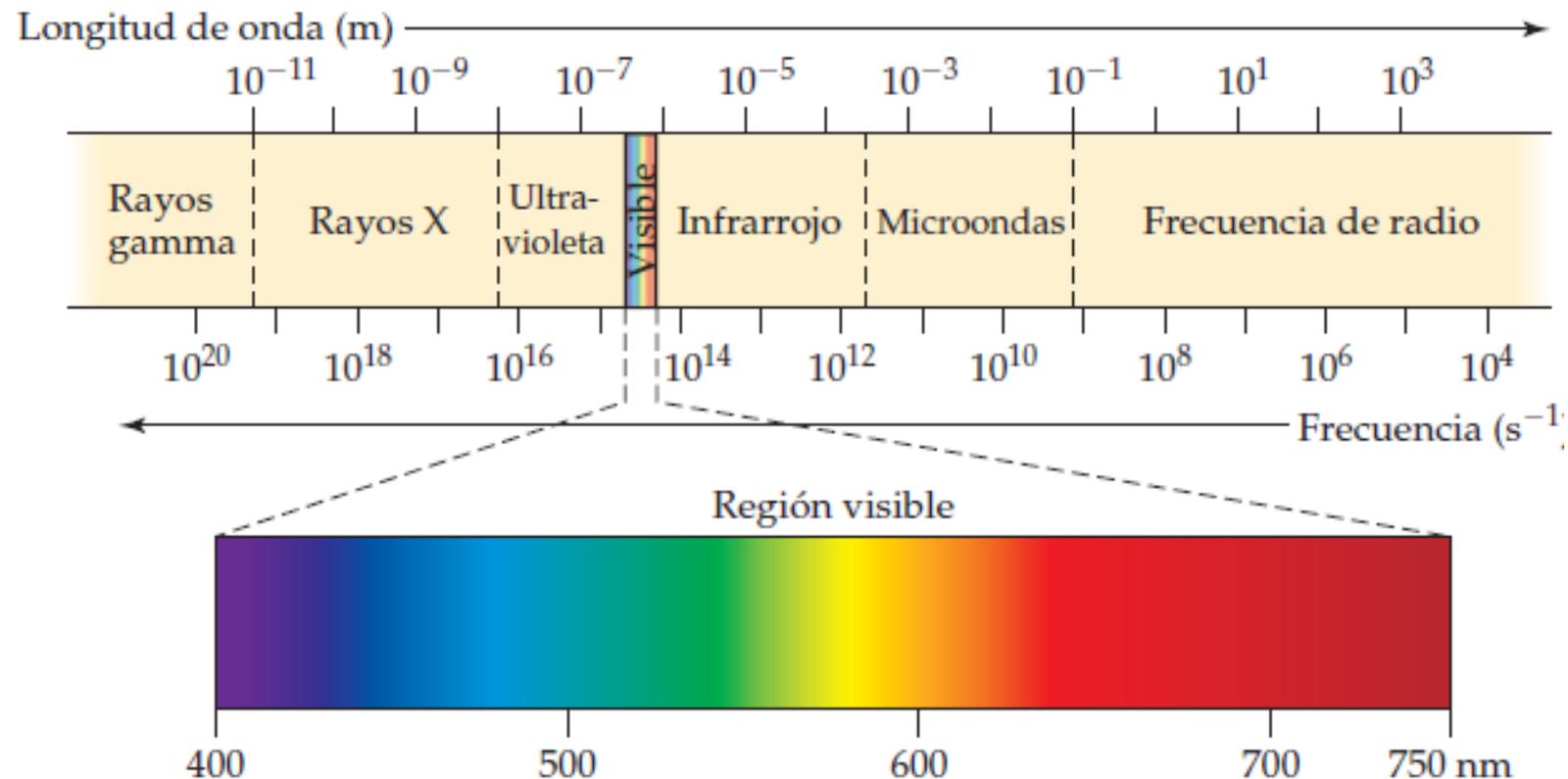


La figura de la izquierda tiene una " $\lambda$ " más pequeña, pero una " $\nu$ " mayor, mientras que la figura de la derecha su " $\lambda$ " es mayor pero su " $\nu$ " menor.

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

# 8.1 Comportamiento de la luz

Las ondas electromagnéticas difieren en sus **frecuencias**, un mapeo de todas estas frecuencias forma el **espectro electromagnético**.



# 8.1 Comportamiento de la luz

Es bien sabido que **la luz no tiene masa**, pero **si tiene energía**, la energía de una onda **depende de la frecuencia** únicamente.

En 1900 el físico Max Planck supuso que **la energía de una onda** era **emitida** o **absorbida** por los átomos en paquetes discretos que denominó **fotones** o también **cuantos de luz**.

$$E = h \cdot \nu$$

Donde  **$h$**  es la **constante de Planck** que vale  $6.626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ .

# 8.1 Comportamiento de la luz

Aunque el modelo ondulatorio explica muchos fenómenos de la luz, no logra explicar algunos otros como lo son:

1. La emisión de luz por objetos calientes (**radiación de cuerpo negro**)
2. La emisión de electrones de superficies metálicas (**efecto fotoeléctrico**)
3. La emisión de luz de átomos en estado gas (**espectros de emisión**)

## 8.1 Ejemplos

1. La luz amarilla emitida por una lámpara de vapor de sodio para alumbrado público tiene una longitud de onda de 589 nm, ¿cuál es la frecuencia de esta radiación?

a)  $\nu = 5.09 \times 10^{14} \text{ Hz}$

## 8.1 Ejemplos

2. De un fotón de luz amarilla con una longitud de onda de 589 nm, calcule:

a) La energía emitida por un fotón

b) La cantidad de energía que emite un mol de fotones

$$\text{a) } E = 3.37 \times 10^{-19} \text{ J} \quad \text{b) } E_{mol} = 2.03 \times 10^5 \text{ J/mol}$$

## 8.1 Ejemplos

3. De un láser con una longitud de onda de 620 nm determina :

a) El color del láser

b) La cantidad de fotones emitidos por un pulso de  $1.3 \times 10^{-2} J$

a) *naranja*

b) *#fotones =  $3.7 \times 10^{16}$*

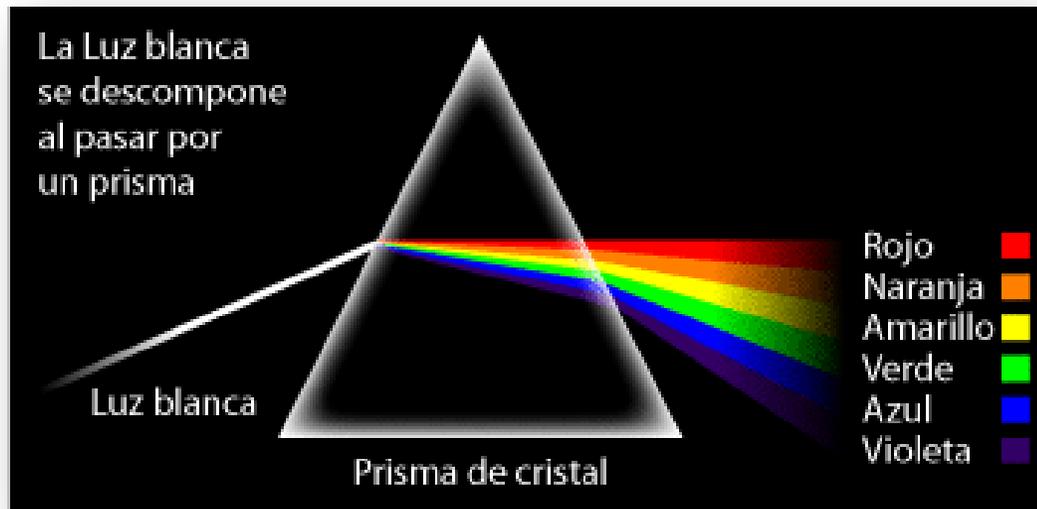
## 8.1 Ejercicios

1. Un láser tiene una longitud de onda de 640 nm, ¿cuál es su frecuencia?
2. Una estación de radio FM transmite a una frecuencia de 103.4 MHz, ¿cuál será la longitud de onda?
3. Un láser emite una luz con una frecuencia de  $4.69 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$ , ¿cuál será la energía de un fotón de esta radiación?
4. Si el láser del ejercicio anterior emite un pulso que contiene  $5 \times 10^{17}$  *fotones*, ¿cuál es la energía total del pulso?

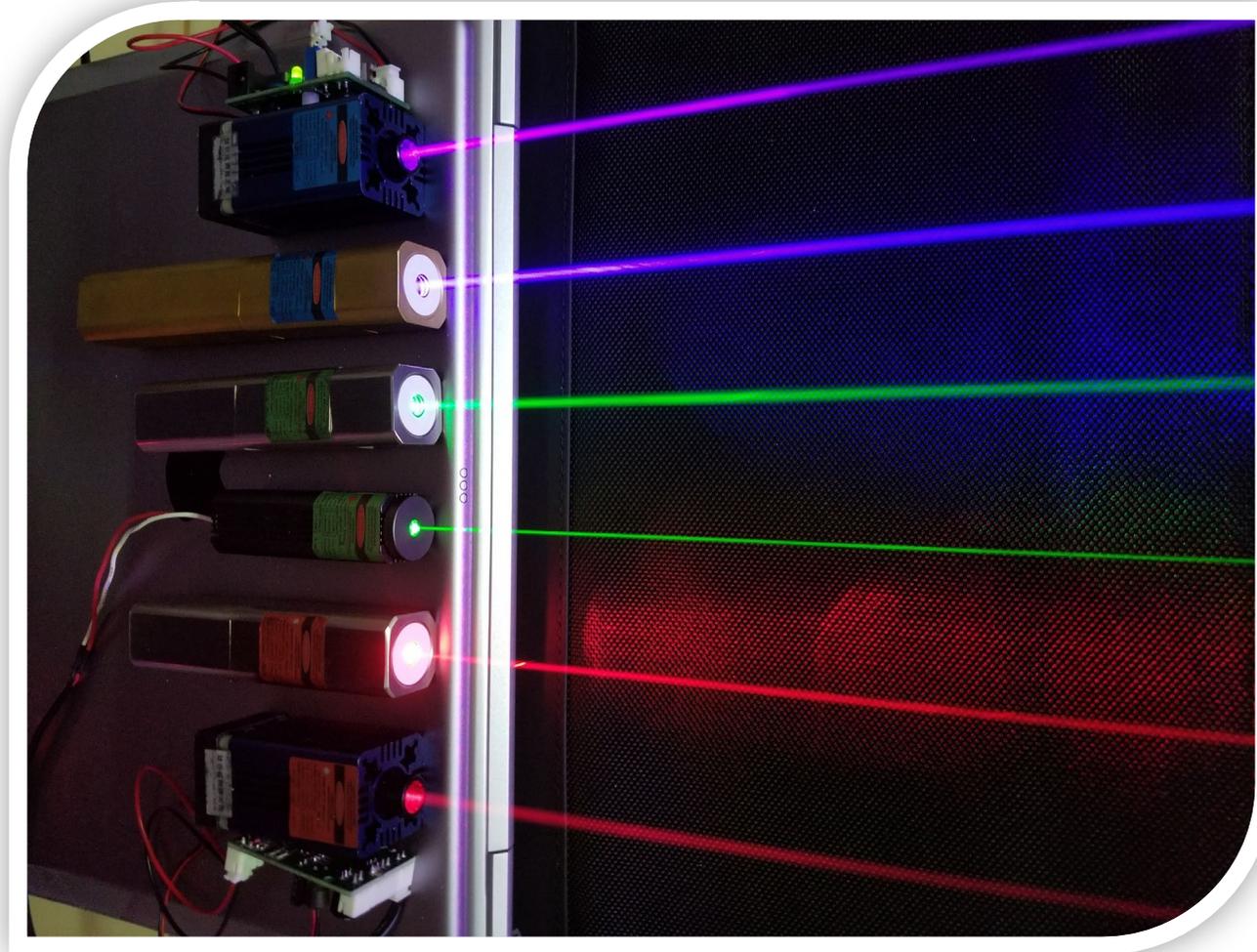
## 8.2 Números cuánticos

Un problema que desconcertaba a los científicos durante el siglo XIX fue el de los **espectros de líneas**.

Un **espectro** se produce cuando la radiación de una fuente se separa en sus diferentes longitudes de onda.



## 8.2 Números cuánticos



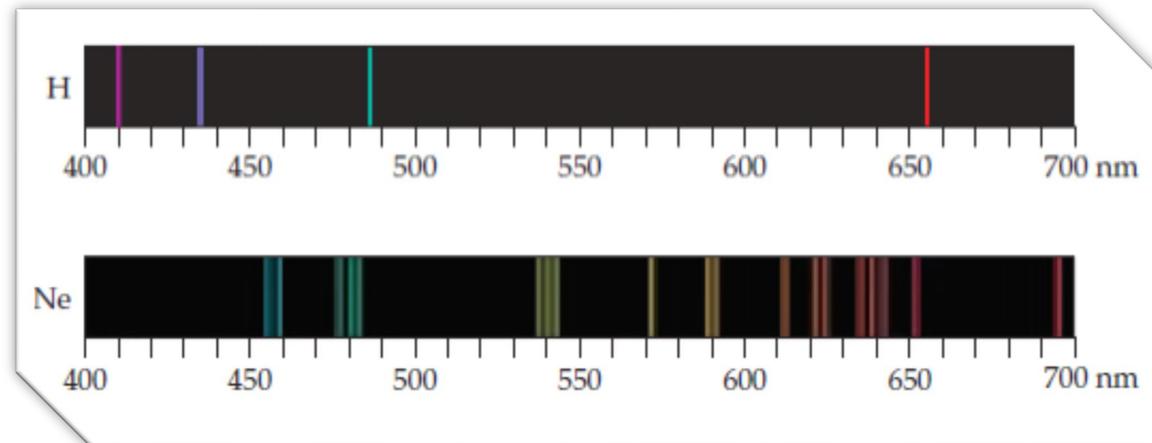
Existen fuentes que emiten **un solo espectro** y se conocen como fuentes **monocromáticas**, como por ejemplo los láseres.

Aquellas que emiten diferentes espectros son conocidas como fuentes **policromáticas** como el sol.

## 8.2 Números cuánticos

Un espectro que contiene líneas de radiación solo de longitudes de onda específicas se conoce como **espectro de líneas**.

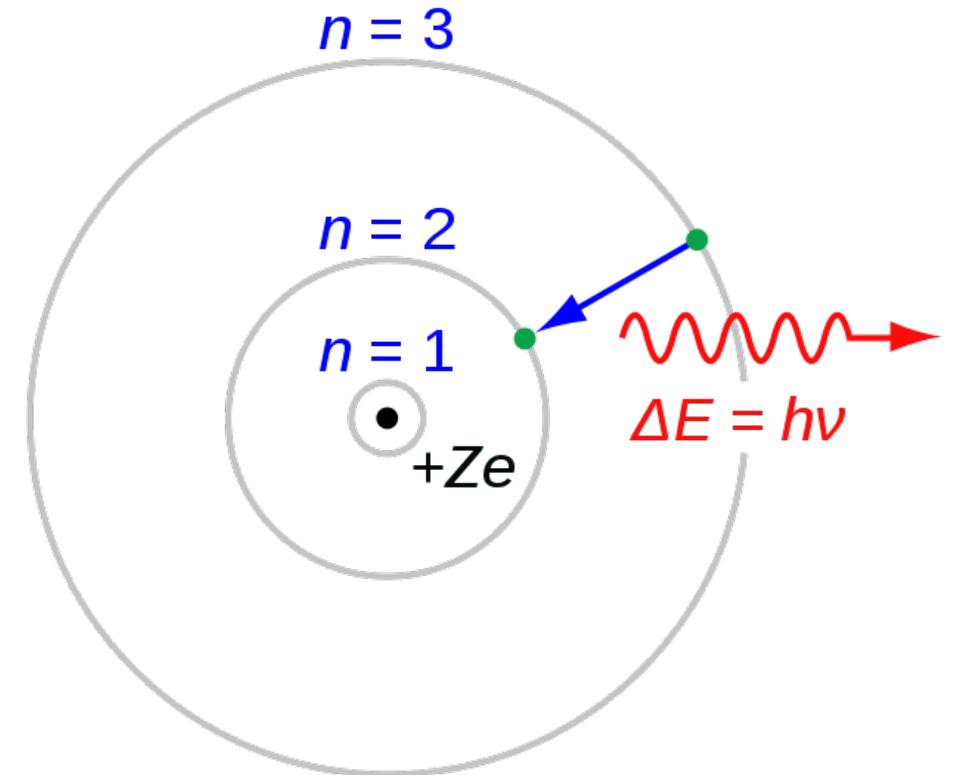
Los **espectros de emisión** de un elemento se observan cuando se aplica energía al material y son más complejos conforme aumentan la cantidad de electrones que posee el átomo.



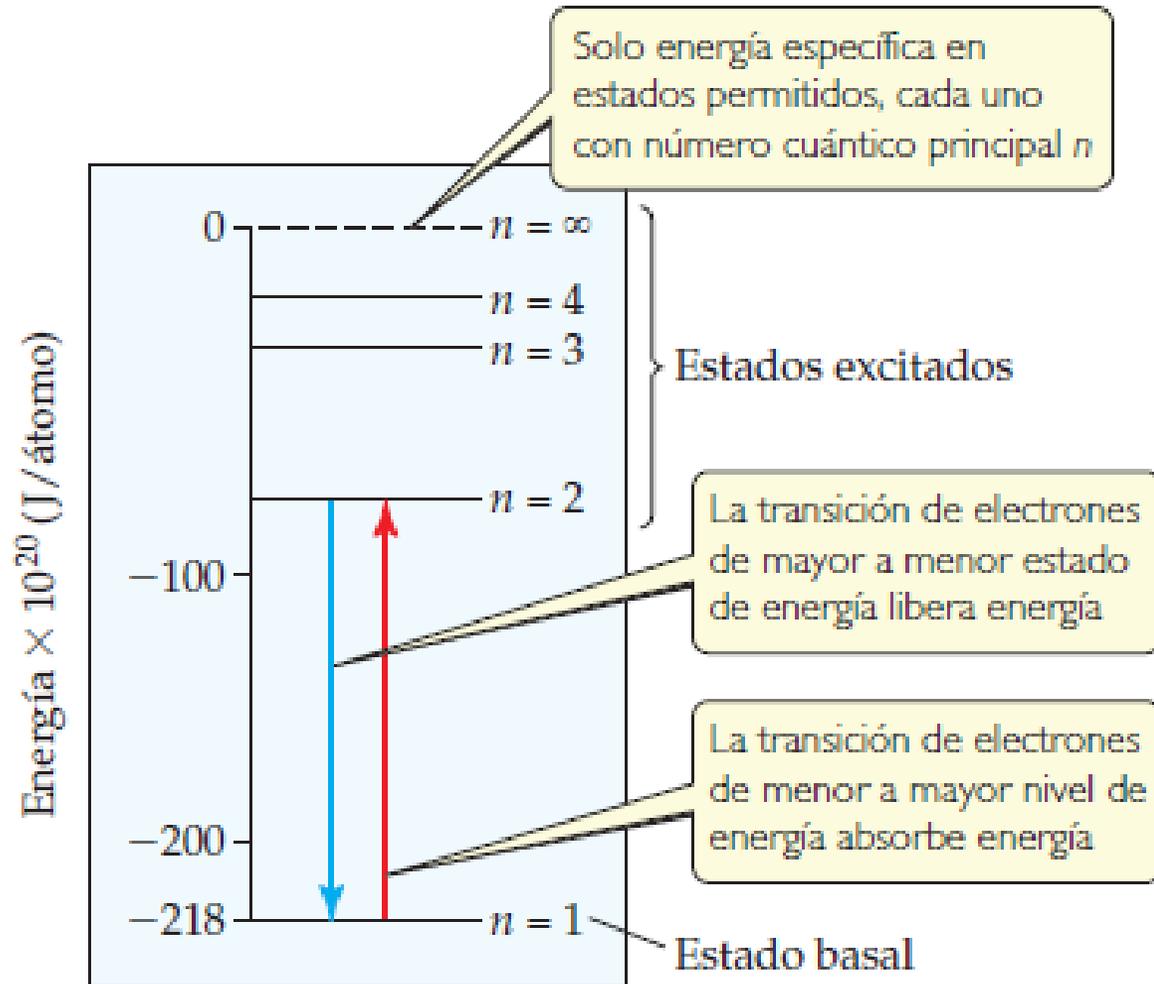
## 8.2 Números cuánticos

El modelo de Bohr logra explicar la razón de los espectros de emisión, estableció que:

1. La energía de un electrón se encuentra **cuantizada**.
2. Un electrón en un orbital permitido no irradia energía y no decae.
3. Los electrones **pueden emitir o absorber energía en forma de luz** (fotones).



## 8.2 Números cuánticos



Los lugares permitidos en los que se encuentra el electrón se conocen como los **números cuánticos** ( $n$ ).

El número " $n$ " puede tener valores enteros de 1 hasta  $\infty$  y están asociados a energías diferentes.

También expresa la **distancia del núcleo al orbital**.

## 8.2 Números cuánticos

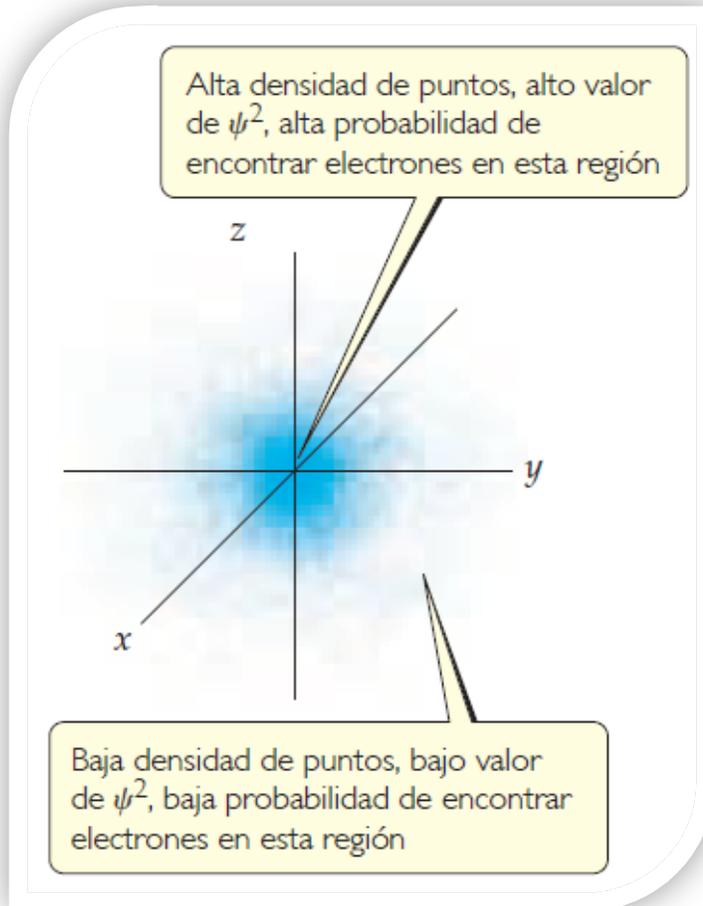
Se dice que un electrón se encuentra en **estado basal cuando está en  $n = 1$**  y cuando se mueve a **cualquier otro número cuántico** se dice que está **excitado**.

La existencia entonces del **espectro de emisión** del átomo de hidrógeno puede atribuirse a los **cambios cuantizados** de los electrones.

Si bien, el modelo de Bohr explica los espectros de emisión del **hidrógeno**, no lo hace con otros elementos.

¿Cómo podemos explicar el comportamiento del electrón en otros átomos?

## 8.2 Números cuánticos



Erwin Schrödinger formuló una ecuación que explica el comportamiento del electrón en diferentes átomos.

Al resolver la ecuación de Schrödinger se da lugar a funciones conocidas como **funciones de onda** ( $\psi$ ).

El cuadrado de la función  $\psi^2$  conocida como **densidad de probabilidad o densidad electrónica** nos dice la probabilidad de encontrar a un electrón de un átomo en una posición determinada.

## 8.2 Números cuánticos

La solución a la ecuación de Schrödinger produce un conjunto de funciones de onda denominadas **orbitales**.

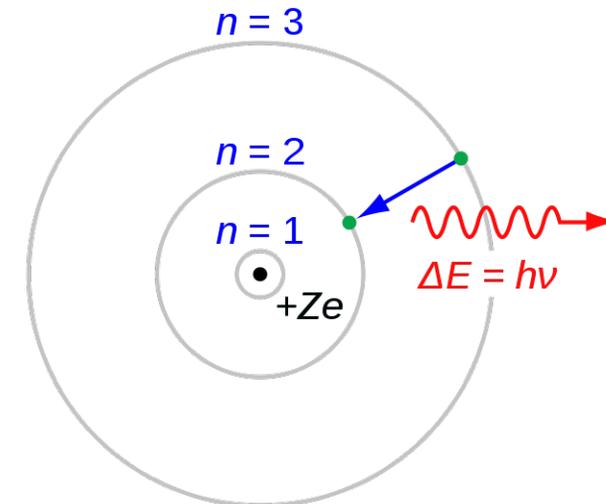
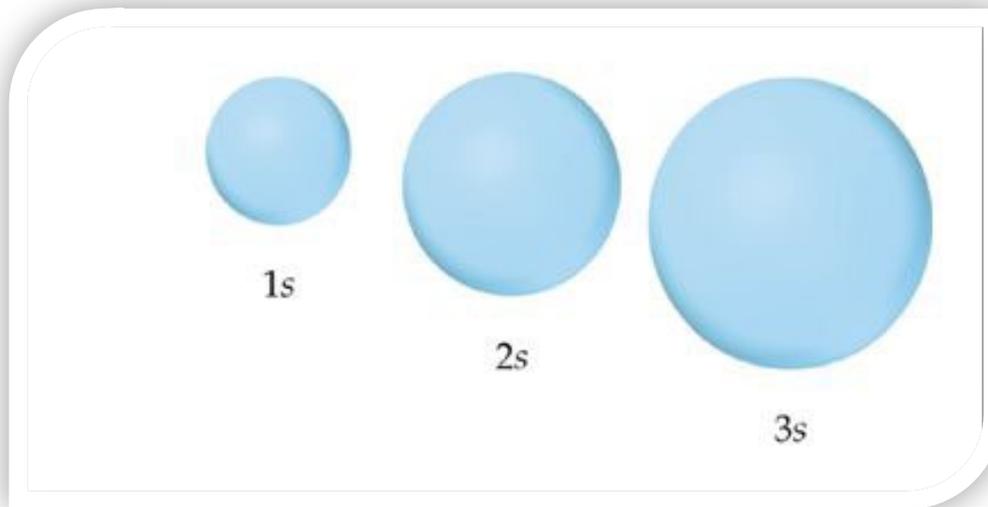
El modelo de Bohr introdujo el **número cuántico "n"** pero para poder **describir por completo el orbital** se utilizan tres más, el número "**l**", el número "**m<sub>l</sub>**" y el número "**m<sub>s</sub>**".

Los números cuánticos "**n**", "**l**", "**m<sub>l</sub>**" y "**m<sub>s</sub>**" nos ayudan a describir la forma en cómo se distribuyen los electrones en un átomo.

## 8.2 Números cuánticos

### Número cuántico principal ( $n$ )

Puede tener valores enteros 1, 2, 3 etc, cuando  $n$  aumenta, la distancia del núcleo al orbital también lo hace y por lo tanto la energía del orbital aumenta.



## 8.2 Números cuánticos

### Número cuántico del momento angular ( $l$ )

Puede tener valores enteros desde 0 hasta  $(n - 1)$  para cada valor de  $n$ , este número cuántico define la forma del orbital.

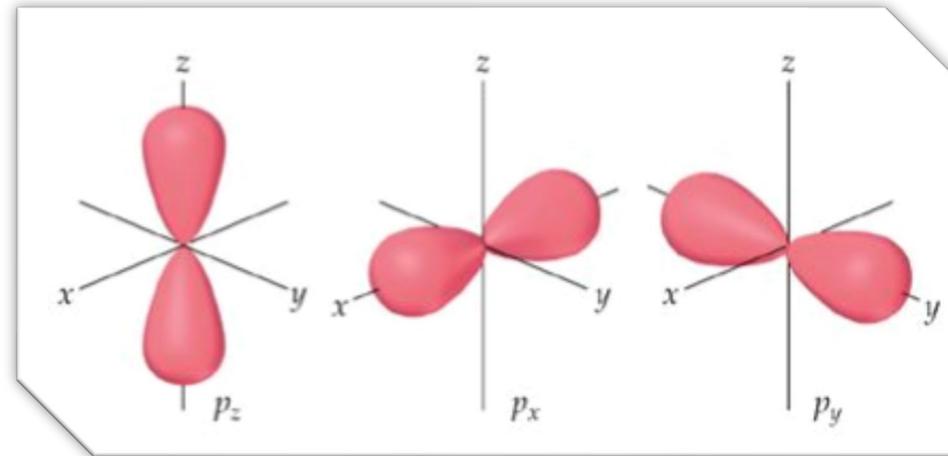
Se suelen utilizar los siguientes valores  $s$  (sharp),  $p$  (principal),  $d$  (diffuse) y  $f$  (fundamental)

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

## 8.2 Números cuánticos

### Número cuántico magnético ( $m_l$ )

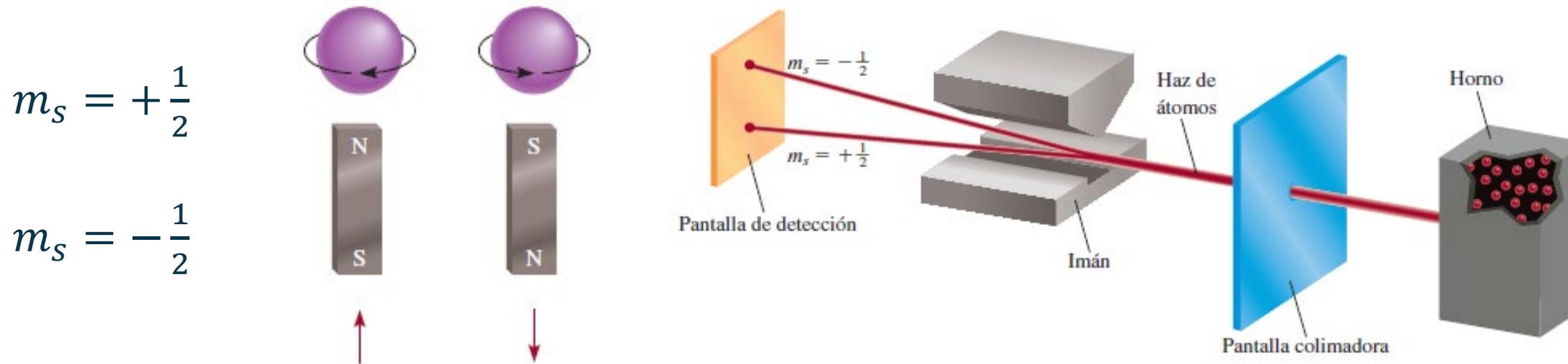
Puede tener valores enteros entre  $[-l, l]$  incluido el cero, este número cuántico describe la orientación del orbital en el espacio.



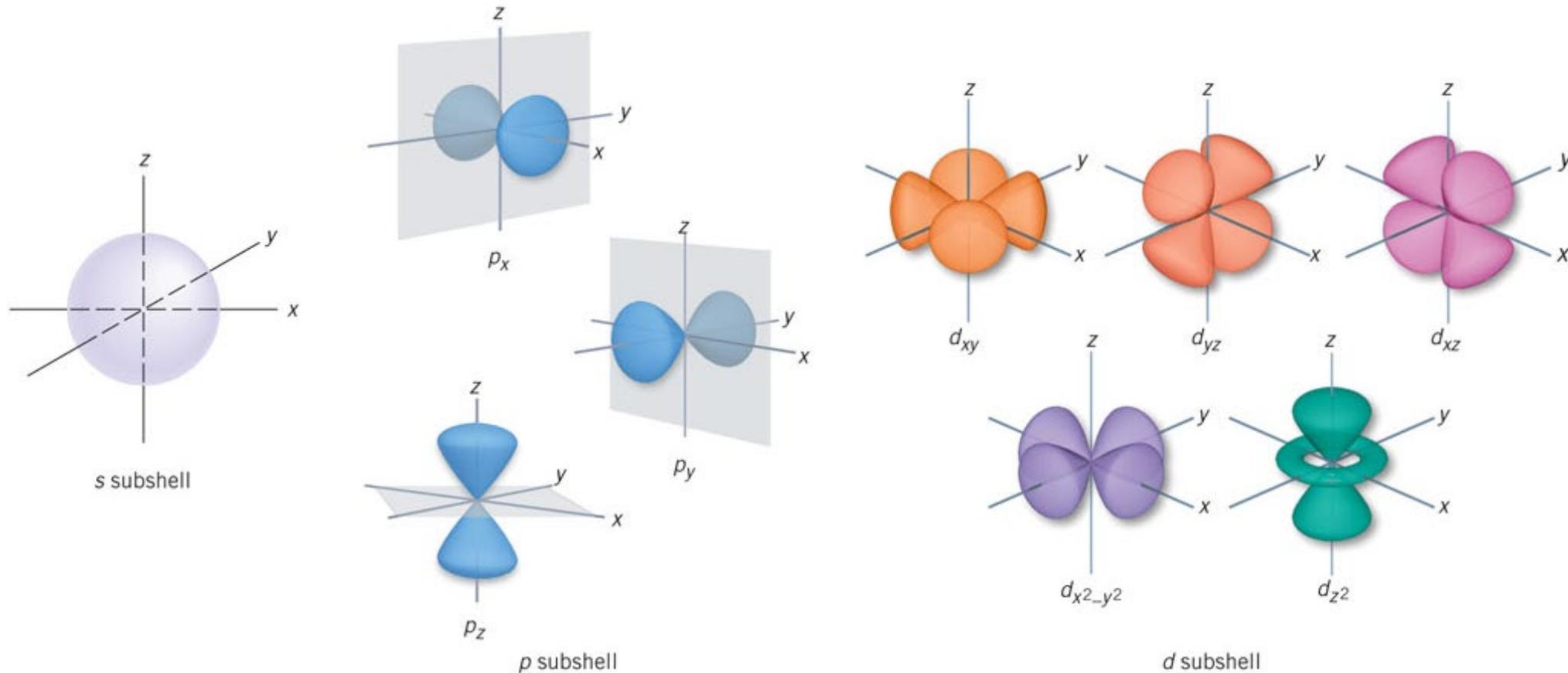
## 8.2 Números cuánticos

### Número cuántico de espín del electrón ( $m_s$ )

Un haz de átomos neutros se puede separar por medio de un campo magnético externo, se pensó que los electrones actuaban como imanes.



## 8.2 Números cuánticos



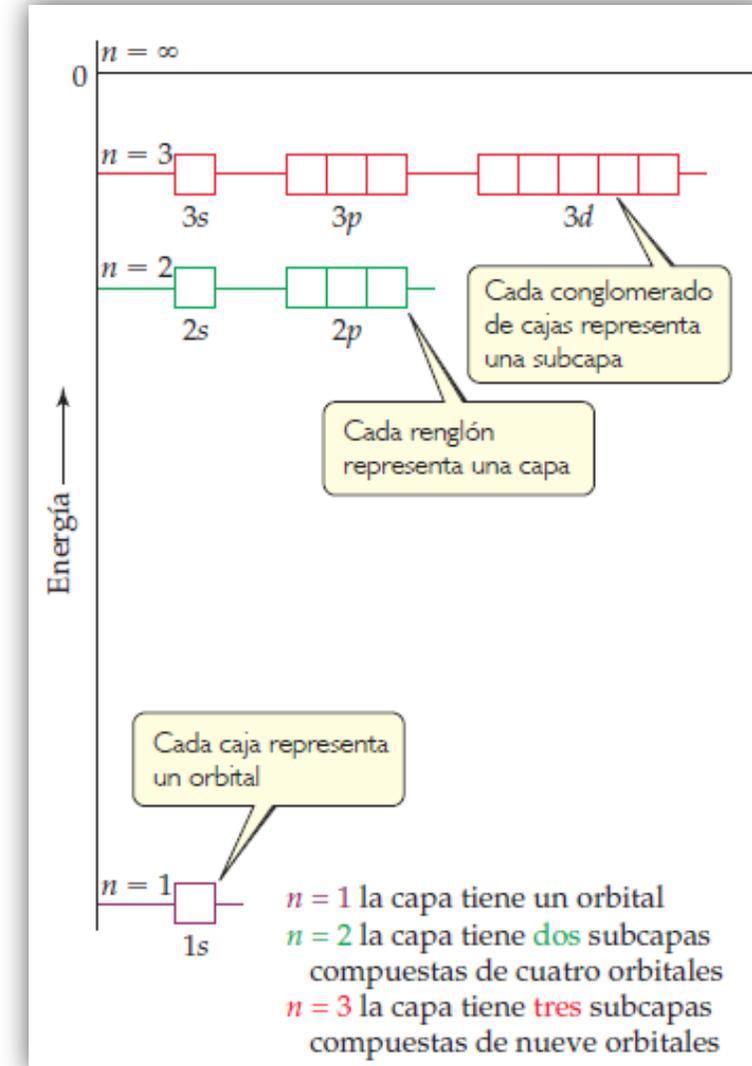
## 8.2 Números cuánticos

TABLA 6.2 • Relación entre los valores de  $n$ ,  $l$  y  $m_l$ , hasta  $n = 4$

$n$	Valores posibles de $l$	Designación de subcapa	Valores posibles de $m_l$	Número de orbitales en la subcapa	Número total de orbitales en la capa
1	0	1s	0	1	1
2	0	2s	0	1	4
	1	2p	1, 0, -1	3	
3	0	3s	0	1	9
	1	3p	1, 0, -1	3	
	2	3d	2, 1, 0, -1, -2	5	
4	0	4s	0	1	16
	1	4p	1, 0, -1	3	
	2	4d	2, 1, 0, -1, -2	5	
	3	4f	3, 2, 1, 0, -1, -2, -3	7	

## 8.2 Números cuánticos

1. La capa con el número cuántico principal " $n$ " consta de " $n$ " **subcapas**.
2. Cada **subcapa** consiste en un número específico de **orbitales**, cada orbital corresponde a un valor de  $m_l = 2l + 1$
3. El **número total de orbitales** en una capa es  $n^2$ .



## 8.2 Ejemplos

1. Proporcione los cuatro números cuánticos de cada uno de los dos electrones del orbital 6s.

a)  $n = 6, l = 0, m_l = 0, m_s = \pm \frac{1}{2}$

## 8.2 Ejemplos

2. Prediga el número de las subcapas de la cuarta capa

- a) ¿Cuántas orbitales hay en cada una de estas subcapas?
- b) ¿Cuál es el número total de orbitales en la capa?

a)  $4s(1), 4p(3), 4d(5), 4f(7)$

b) 16

## 8.2 Ejercicios

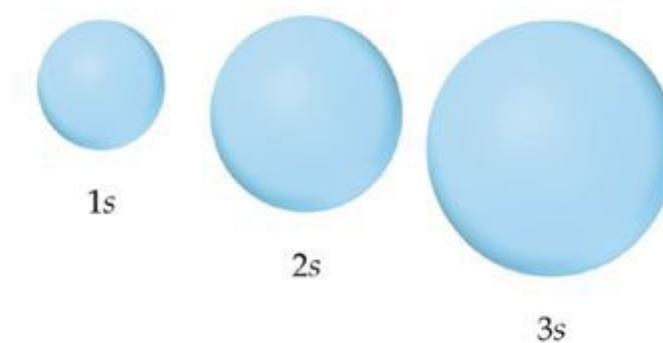
1. ¿Cuál será la designación para la subcapa de  $n = 5$  y  $l = 1$ ?
2. Describe todos los números cuánticos posibles de  $n = 4$
3. ¿Cuál será el número total de orbitales en la subcapa  $3p$ ?
4. Indica los valores de  $m_l$  para cada uno de los orbitales en la subcapa  $4f$
5. ¿Cuál es la cantidad total de orbitales para  $n = 3$ ?

## 8.3 Orbitales cuánticos

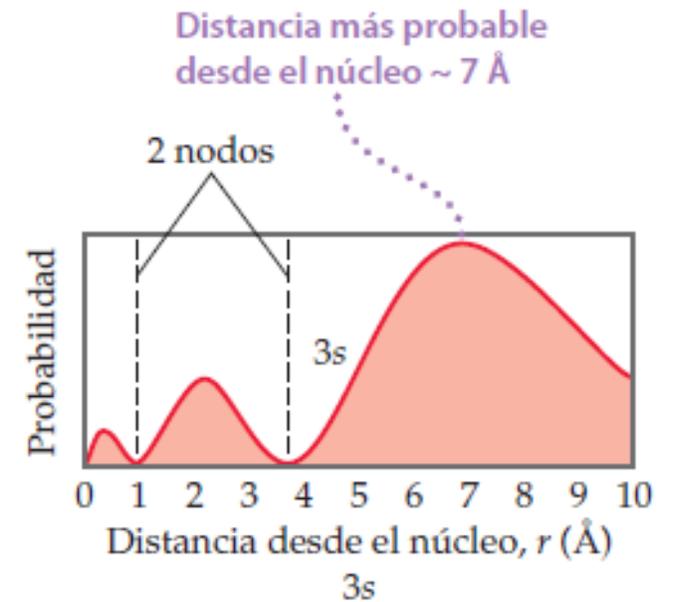
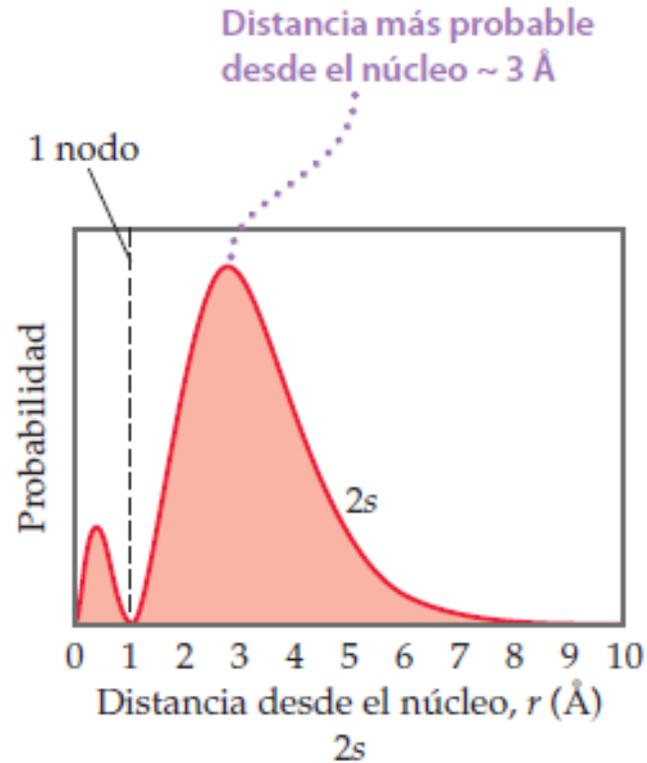
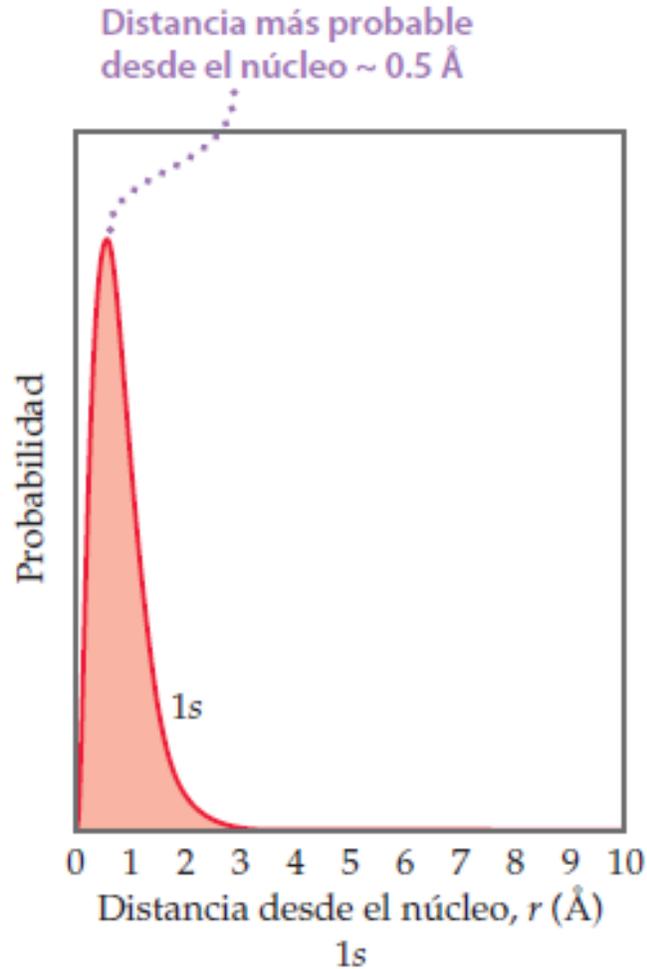
### El orbital "s"

Se trata de un orbital **simétricamente esférico** y centrado en el núcleo, para un orbital "s",  $l = 0$  y  $m_l = 0$  (solo una posible geometría)

Conforme "n" aumenta, la **distancia del núcleo al electrón también lo hará**, se representa el orbital encerrando cerca del **90%** de la densidad electrónica.



# 8.3 Orbitales cuánticos

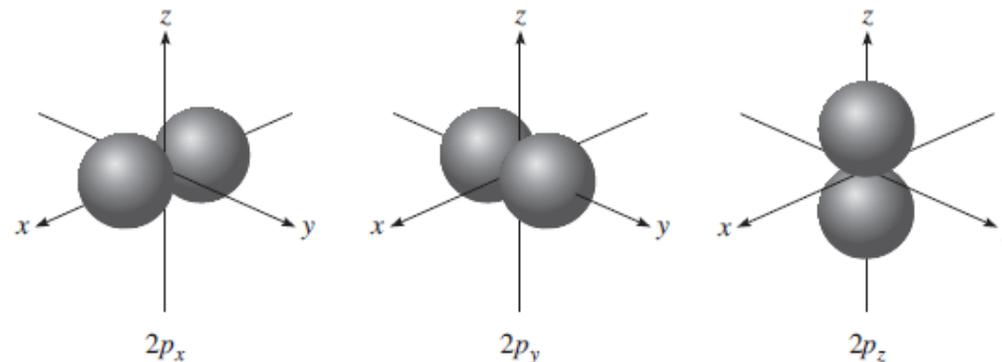


## 8.3 Orbitales cuánticos

### El orbital "p"

Comienzan cuando  $n = 2$  y tenemos 3 orbitales  $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$  que solo difieren en las orientaciones de los ejes.

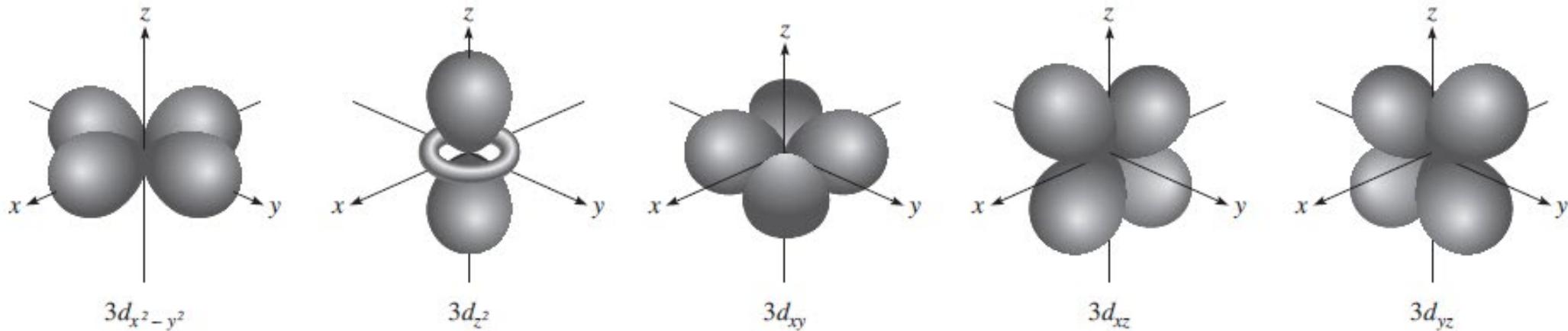
Los orbitales  $p$  lucen como 2 lóbulos simétricos y el tamaño de los lóbulos aumentan si  $n$  aumenta.



## 8.3 Orbitales cuánticos

### El orbital "d"

En  $n = 3$  tenemos que  $l = 2$  y tenemos 5 orbitales en diferentes direcciones ubicados por  $3d_{xy}$ ,  $3d_{yz}$ ,  $3d_{xz}$ ,  $3d_{x^2-y^2}$ ,  $3d_{z^2}$  y también tienen forma lobular.

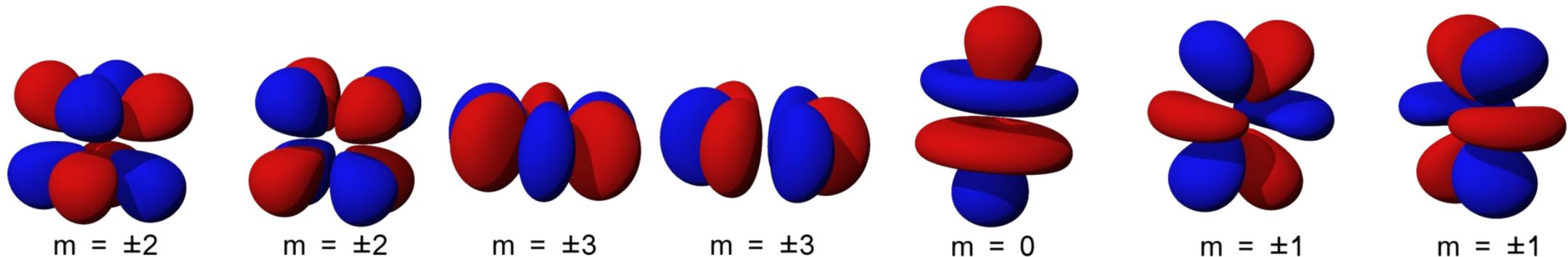


## 8.3 Orbitales cuánticos

### El orbital "f"

El orbital  $f$  es para  $n = 4$  y  $l = 3$  aquí tenemos 7 posibles orbitales.

El orbital  $f$  tiene mayor energía que el orbital  $d$  y también tienen forma lobular.



## 8.4 Configuración electrónica

La **energía de los orbitales** influye en la forma en cómo se **distribuyen** los electrones en un átomo. Para un átomo de hidrógeno se cumple

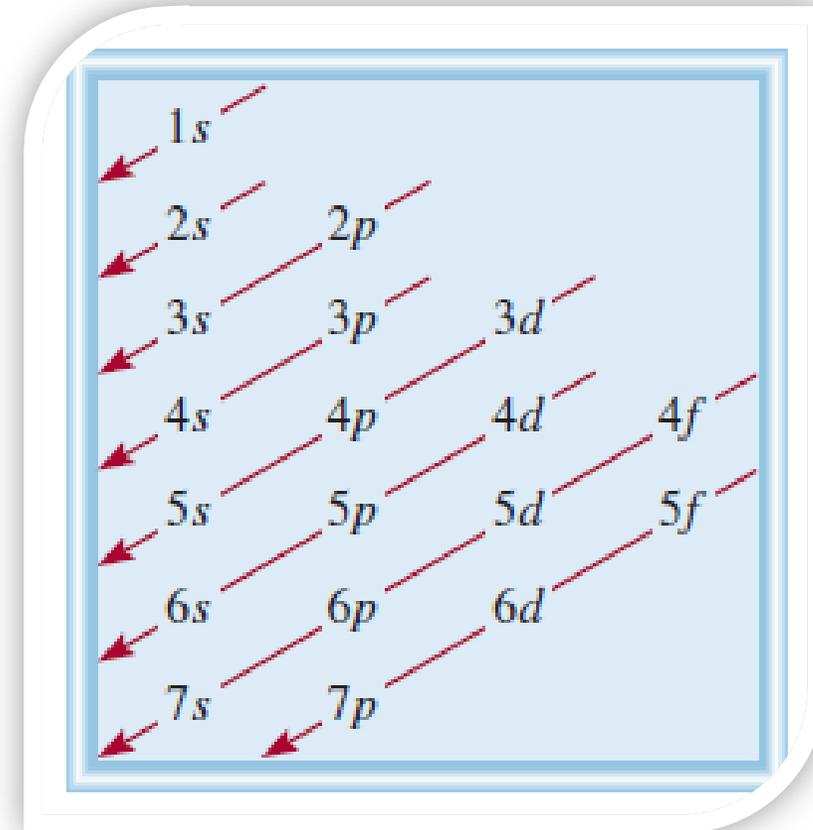
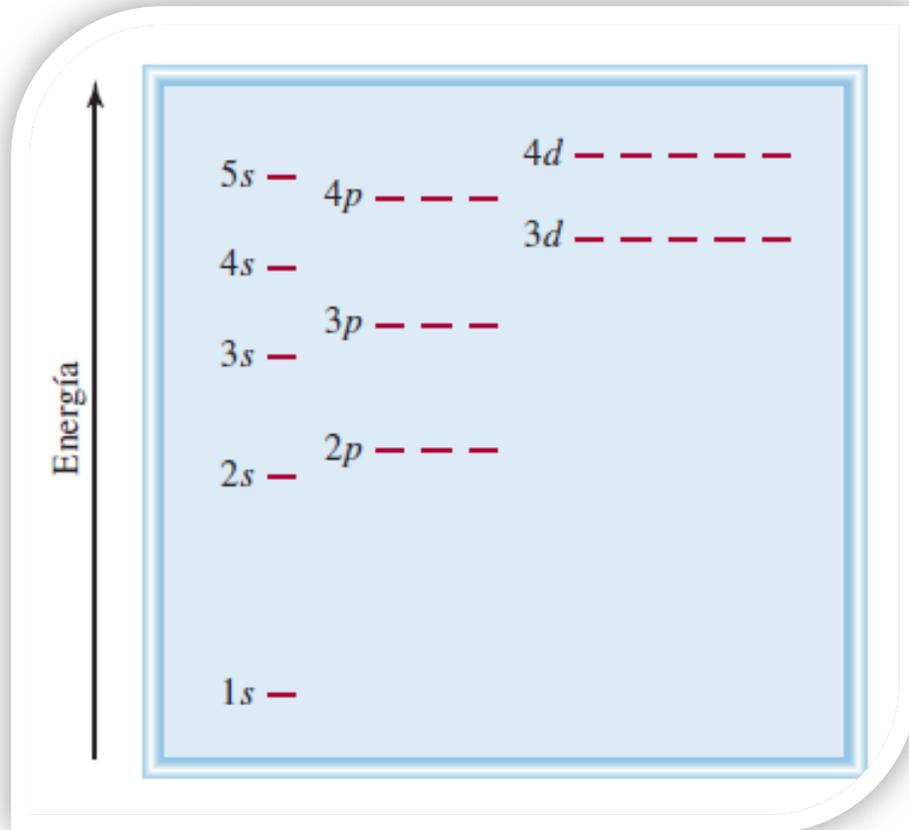
$$1s < 2s = 2p < 3s = 3p = 3d < 4s = 4p = 4d = 4f \dots$$

Los electrones tienen la **misma energía** en todos los orbitales asociados a su número cuántico principal " $n$ ".

La distribución electrónica para un **átomo poli electrónico** es un poco más compleja que para el átomo de hidrógeno.

## 8.4 Configuración electrónica

La distribución electrónica para átomos polielectrónicos se lleva de acuerdo al **principio de Aufbau**. El orden es  $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d \dots$



## 8.4 Configuración electrónica

Los números cuánticos  $n, l, m_l$  y  $m_s$  describen la posición de cualquier electrón en cualquier átomo.

Por ejemplo, para describir un electrón en  $3p$  podemos usar lo siguiente:

$$n = 3, l = 1, m_l = -1, 0, 1, m_s = +\frac{1}{2} \text{ ó } -\frac{1}{2}$$

$$(3, 1, -1, +\frac{1}{2}) \quad (3, 1, 0, +\frac{1}{2}) \quad (3, 1, 1, +\frac{1}{2})$$

$$(3, 1, -1, -\frac{1}{2}) \quad (3, 1, 0, -\frac{1}{2}) \quad (3, 1, 1, -\frac{1}{2})$$

## 8.4 Configuración electrónica

Los **electrones** en un átomo polielectrónico se **distribuyen** de acuerdo al **principio de Aufbau** y al **principio de exclusión de Pauli**.

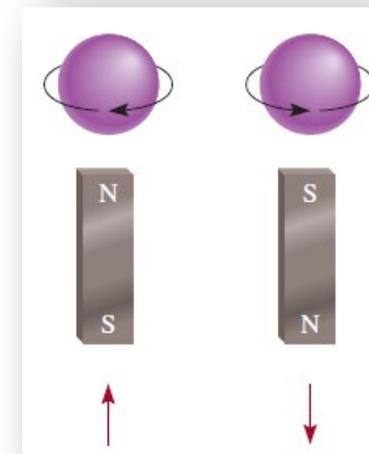
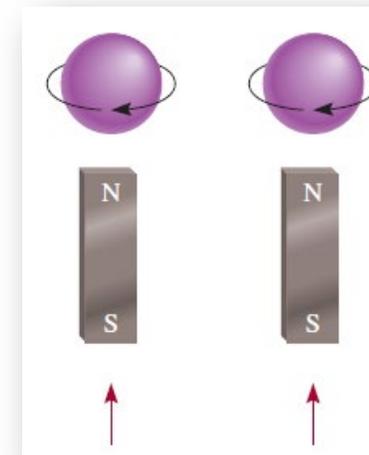
El principio de exclusión de Pauli establece que **no es posible tener dos o más electrones con los 4 mismos números cuánticos**.

El mismo principio explica los fenómenos de **paramagnetismo** y **diamagnetismo** para ciertos elementos.

## 8.4 Configuración electrónica

Una sustancia **paramagnética** es aquella que es **susceptible a campos magnéticos**, presenta espines no apareados. En una sustancia paramagnética los espines se refuerzan entre sí.

Una sustancia **diamagnética** es aquella que **no es susceptible a campos magnéticos**, presentan espines apareados. En una sustancia diamagnética los espines se cancelan entre sí.

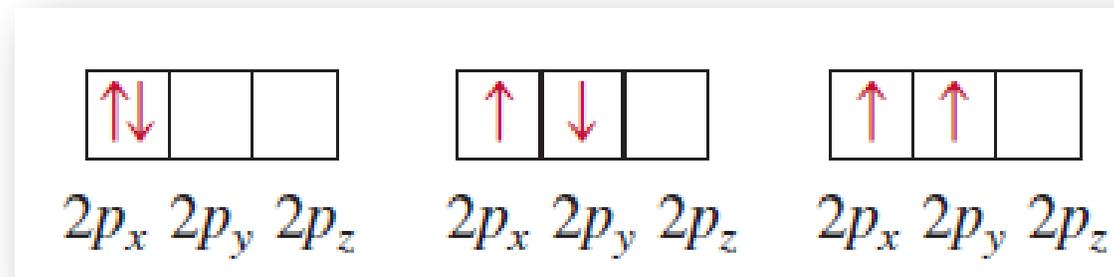


## 8.4 Configuración electrónica

Otro principio a tomar en cuenta al momento de hacer la configuración electrónica es la **Regla de Hund**.

La regla de Hund establece que en el caso de **orbitales no apareados**, son más **estables** aquellos que tienen el **mayor número de espines paralelos**.

Así, por ejemplo, hay 3 maneras en las que podemos distribuir los electrones en el subnivel  $p$  pero solamente una es la más estable.



## 8.4 Configuración electrónica

Consideraciones para configuraciones electrónicas:

1. Cada orbital admite como máximo **2 electrones con espines opuestos** se expresan de la siguiente manera  $s^2, p^6, d^{10}, f^{14}$ .
2. El **número máximo de electrones** en un orbital  $n$  es  $2n^2$ .
3. Para un **átomo neutro** se distribuye la cantidad de electrones que protones tenga en el núcleo.

## 8.4 Configuración electrónica

Consideraciones para configuraciones electrónicas:

4. No puede haber dos electrones con los mismos números cuánticos.
5. La **mayor estabilidad** se alcanza con la mayor cantidad de **espines paralelos** de un determinado subnivel.
6. En general los subniveles casi llenos y completamente llenos tienen mayor estabilidad.

## 8.4 Ejemplos

1. ¿Cuál es el número total de electrones que podemos encontrar en  $n = 3$ ?

a)  $e_{tot}^- = 18 e^-$

## 8.4 Ejemplos

2. Dé la configuración electrónica completa para los siguientes elementos:

a) He

b) B

c) N

a)  $1s^2$     b)  $1s^2 2s^2 2p^1$     c)  $1s^2 2s^2 2p^3$

## 8.4 Ejemplos

3. Escriba los 4 números cuánticos para cada uno de los electrones del átomo de oxígeno.

a)  $e_{tot}^- = 18 e^-$

## 8.4 Ejemplos

4. Dé la configuración electrónica completa para los siguientes elementos:



c) ¿Qué elemento es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4d^{10}$ ? ¿es o no diamagnético?



c) Pd (diamagnético)

## 8.4 Ejercicios

1. ¿Cuántos electrones hay en  $n = 4$ ?
2. Escriba las siguientes configuraciones electrónicas.
  - a) P
  - b) Ne
  - c) Ni
  - d) Fr
3. Escriba un conjunto completo de números cuánticos para el átomo de Boro.

## 8.4 Ejercicios.

4. Según la configuración electrónica del azufre, ¿es paramagnético o diamagnético?
5. Demuestre que la configuración electrónica característica de los halógenos es  $ns^2np^5$
6. Escriba la configuración electrónica de la plata. ¿Cuántos electrones están desapareados?
7. ¿De qué elemento es la siguiente configuración electrónica y cuántos  $e^-$  hay en la última capa?



## 8.5 Configuraciones condensadas

Una forma de **acortar** la escritura de una configuración electrónica es usar las **configuraciones electrónicas condensadas**.

Se usan las configuraciones electrónicas de los **gases nobles (configuraciones internas)** más cercanos a los elementos en cuestión.

Las configuraciones electrónicas condensadas nos permiten **enfocarnos** en los **electrones más externos** del átomo.



## 8.5 Configuraciones condensadas

Algunas de las configuraciones electrónicas de gases nobles son:



De esa forma la configuración electrónica del Aluminio y de la Plata son:

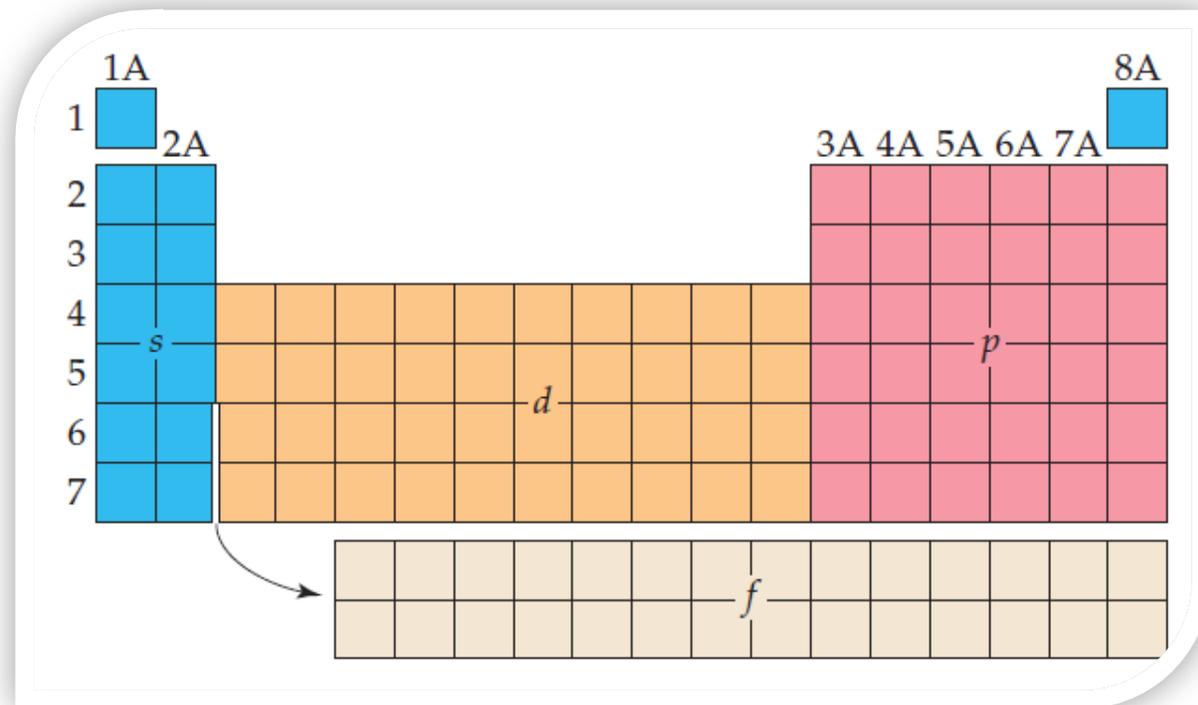


## 8.5 Configuraciones condensadas

Algunas de las **valencias** de muchos elementos coinciden con las **capas más externas** de sus respectivas **configuraciones electrónicas**.

Elementos de la Familia IA terminan en  $ns^1$ , por lo que tienen valencia = 1.

Elementos de la Familia IIA terminan en  $ns^2$ , por lo que tienen valencia = 2.



## 8.5 Ejemplos

1. Obtenga la configuración electrónica condensada los elementos:

a) Calcio

b) Paladio

c) Oro



## 8.5 Ejercicios.

1. Determine las configuraciones electrónicas condensadas de los siguientes elementos:
  - a) Estroncio
  - b) Wolframio
  - c) Yodo
2. Según la configuración electrónica del aluminio, contesta lo siguiente:
  - a) ¿A qué periodo pertenece y por qué?
  - b) ¿Cuál será su valencia de acuerdo a su configuración electrónica?
  - c) ¿Cuántos electrones tiene en su última capa electrónica?