

# CONFIGURACION ELECTRONICA

## Números cuánticos

Las soluciones de la ecuación de onda depende de cuatro parámetros,  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  y  $s$ .

$n$	Número cuántico principal ( $n = 1, 2, 3, \dots$ )
$l$	Número cuántico secundario ( $l = 0, 1, \dots (n-1)$ )
$m_l$	Número cuántico magnético ( $m_l = -l, 0, +l$ )
$s$	Número cuántico de spin ( $s = \pm \frac{1}{2}$ )

El número cuántico principal está relacionado con el tamaño del orbital y el valor de la energía.

El número cuántico secundario esta relacionado con la forma del orbital, con el momento angular y con la energía del orbital. Se le asignan las letras:

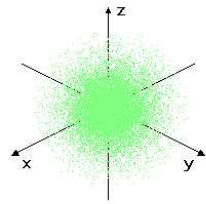
$l = 0 \rightarrow s$  (sharp, definido);  $l = 1 \rightarrow p$  (principal);  $l = 2 \rightarrow d$  (difuso);  $l = 3 \rightarrow f$  (fundamental).

El número cuántico magnético está relacionado con la orientación del orbital en el espacio.

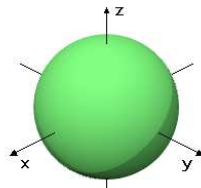
El número cuántico de spin está relacionado con la rotación sobre su eje del electrón, generando un campo magnético con dos posibles orientaciones según el giro.

	<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>s</i>
<i>1s</i>	1	0	0	$\pm 1/2$
<i>2s</i>	2	0	0	$\pm 1/2$
<i>2p</i>	2	1	-1,0,1	$\pm 1/2$
<i>3s</i>	3	0	0	$\pm 1/2$
<i>3p</i>	3	1	-1,0,1	$\pm 1/2$
<i>3d</i>	3	2	-2, -1,0,1,2	$\pm 1/2$
<i>4s</i>	4	0	0	$\pm 1/2$
<i>4p</i>	4	1	-1,0,1	$\pm 1/2$
<i>4d</i>	4	2	-2, -1,0,1,2	$\pm 1/2$
<i>4f</i>	4	3	-3,-2, -1,0,1,2,3	$\pm 1/2$

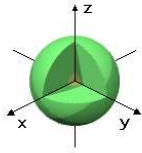
# Forma de los orbitales



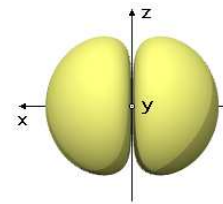
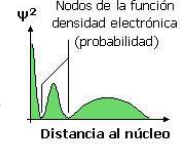
Orbital s ( $\ell=0, m_\ell=0$ )



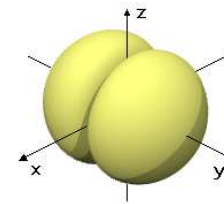
$n=1$  (H)



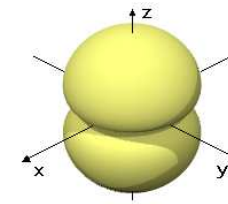
$n=3$  (Na)



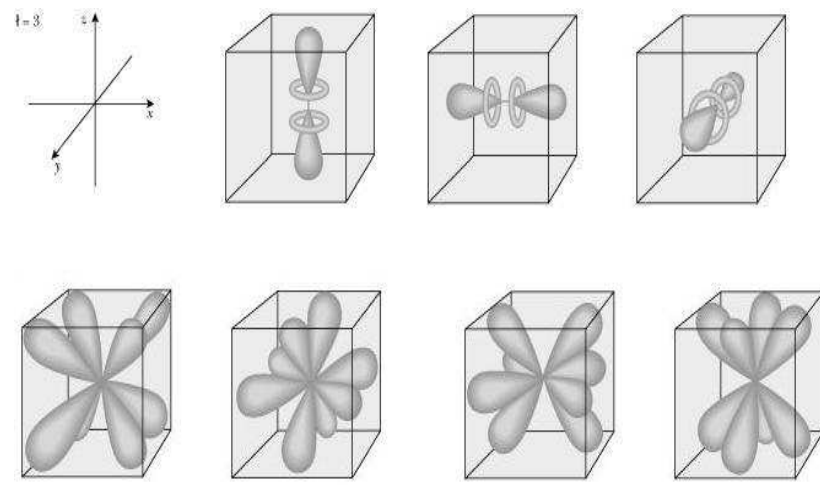
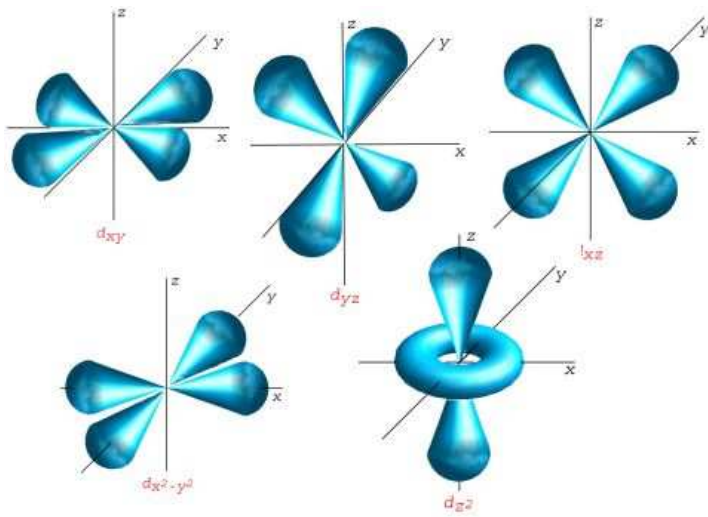
Orbital  $p_x$



Orbital  $p_y$



Orbital  $p_z$



## **Configuración electrónica de los átomos**

La distribución de los electrones de un átomo en orbitales recibe el nombre de configuración electrónica.

Cuando ésta es la de menor energía se trata de la configuración electrónica fundamental.

En cualquier otra configuración electrónica permitida con un contenido energético mayor del fundamental se dice que el átomo está excitado.

La configuración electrónica fundamental se obtiene a partir de tres reglas:

**Principio de mínima energía o Aufbau**

**Principio de máxima multiplicidad de Hund**

**Principio de exclusión de Pauli**

# Principio de mínima energía (aufbau)

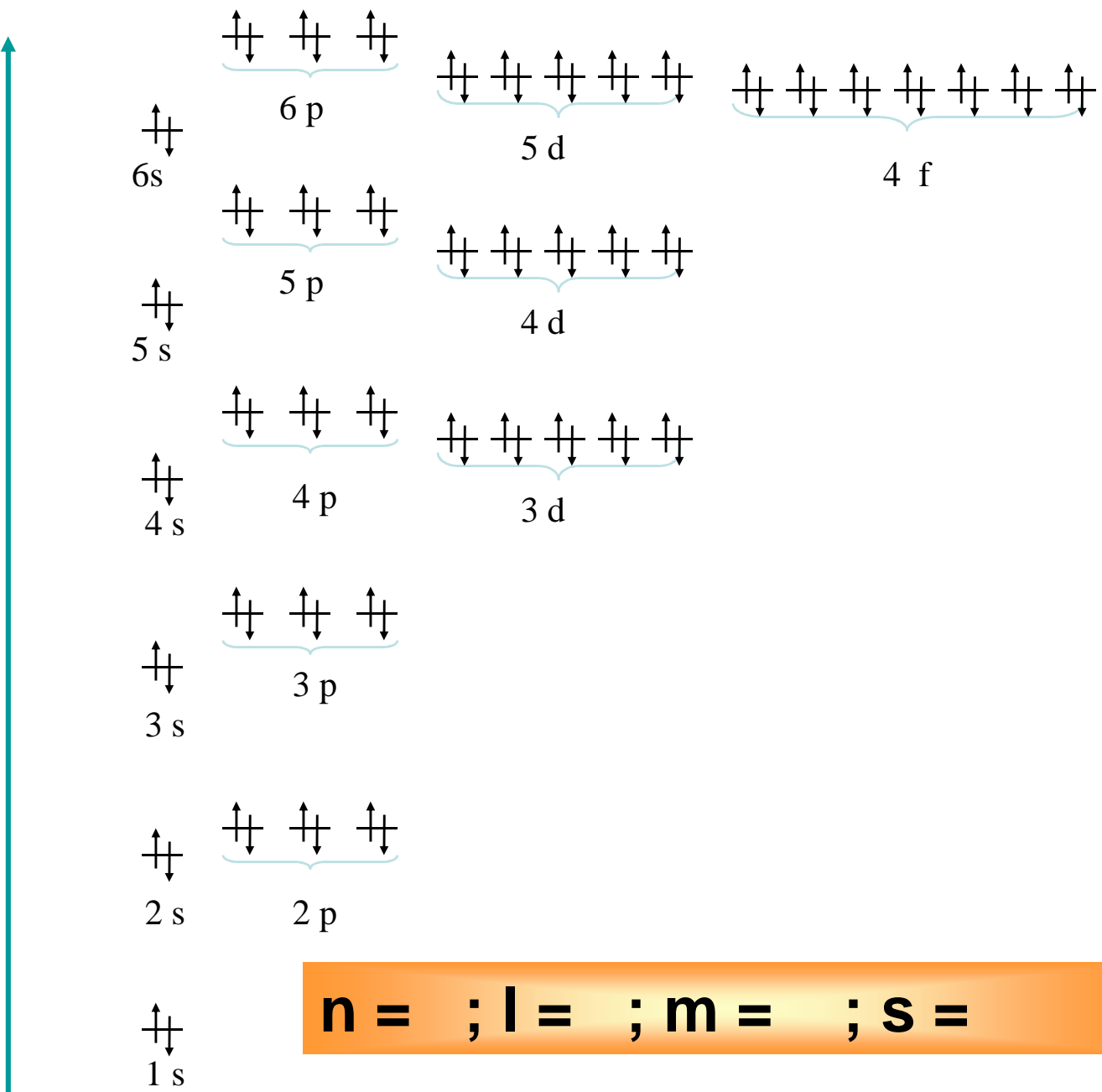
- La distribución electrónica de un átomo se realiza en orden creciente a su  $E_R$
- Los electrones se colocan siguiendo el criterio de mínima energía.
- Es decir se rellenan primero los niveles con menor energía.
- No se rellenan niveles superiores hasta que no estén completos los niveles inferiores.

# ORDEN ENERGETICO DE LOS SUB-NIVELES

7P  
6d  
5f  
7S  
6P  
5d  
4f  
6S  
5P  
4d  
5S  
4P  
3d  
4S  
3P  
3S  
2P  
2S  
1S

↑ Energía

Energía



**$n =$  ;  $l =$  ;  $m =$  ;  $s =$**



# Principio de máxima multiplicidad (regla de Hund)

- Ningún orbital de un mismo subnivel puede contener dos electrones antes que los demás contengan por lo menos uno.
- Cuando un nivel electrónico tenga varios orbitales con la misma energía, los electrones se van colocando desapareados en ese nivel electrónico.
- No se coloca un segundo electrón en uno de dichos orbitales hasta que todos los orbitales de dicho nivel isoenergético están semiocupados.

# Principio de exclusión de Pauli.

- “En un átomo no pueden existir 2 electrones con los 4 números cuantiaos iguales deben diferenciarse al menos en el spin”

# Propiedades magnéticas

- Si la molécula tiene electrones desapareados  $\Rightarrow$  paramagnética.
- Si la molécula **no** tiene electrones desapareados  $\Rightarrow$  diamagnética.
- **H<sub>2</sub> es diamagnética.**
- ¿ H<sub>2</sub><sup>+</sup>?

# DISTRIBUCIÓN DE LOS ELECTRONES EN LA CORTEZA.

- Según modelo ACTUAL, los electrones se distribuyen en diferentes niveles, que llamaremos capas. Con un número máximo de electrones en cada nivel o capa.

Nivel o capa n	Numero máximo de electrones
1	2
2	8
3	18
4	32
5	32

# ***SUBNIVELES DE ENERGÍA***

# DEFINICIÓN

- Son regiones más pequeñas, más angostas donde se localizan los electrones.
- Son parte de los niveles de energía y son nombrados según la característica de las líneas espectrales de la emisión atómica
- Se llaman también número cuántico secundario o azimutal. Se representa con la letra  $\ell$
- Son 4 los subniveles:

SUBNIVEL	NOMBRE	CARACTERÍSTICA DEL ESPECTRO
s	Sharp	Nítidas pero de poca intensidad
p	Principal	Líneas intensas
d	Difuso	Líneas difusas
f	Fundamental	Líneas frecuentes

# FÓRMULA PARA DETERMINAR EL N° DE e<sup>-</sup> EN CADA SUBNIVEL

- Se aplica la fórmula  $2(2\ell + 1)$
- Valor cuántico de los subniveles:  
s=0, p=1, d=2 y f=3.

SUBNIVEL	FÓRMULA
	$2(2\ell + 1)$
S	$2(2(0)+1) = 2e^-$
p	$2(2(1)+1) = 6e^-$
d	$2(2(2)+1) = 10e^-$
f	$2(2(3)+1) = 14e^-$

Nivel	Max de e <sup>-</sup>	Subnivel u orbitales	Max de e <sup>-</sup>
1	2	s	2
2	8	s	2
		p	6
3	18	s	2
		p	6
		d	10
4	32	s	2
		p	6
		d	10
		f	14
5	32	s	2
		p	6
		d	10
		f	14
6	18	s	2
		p	6
		d	10

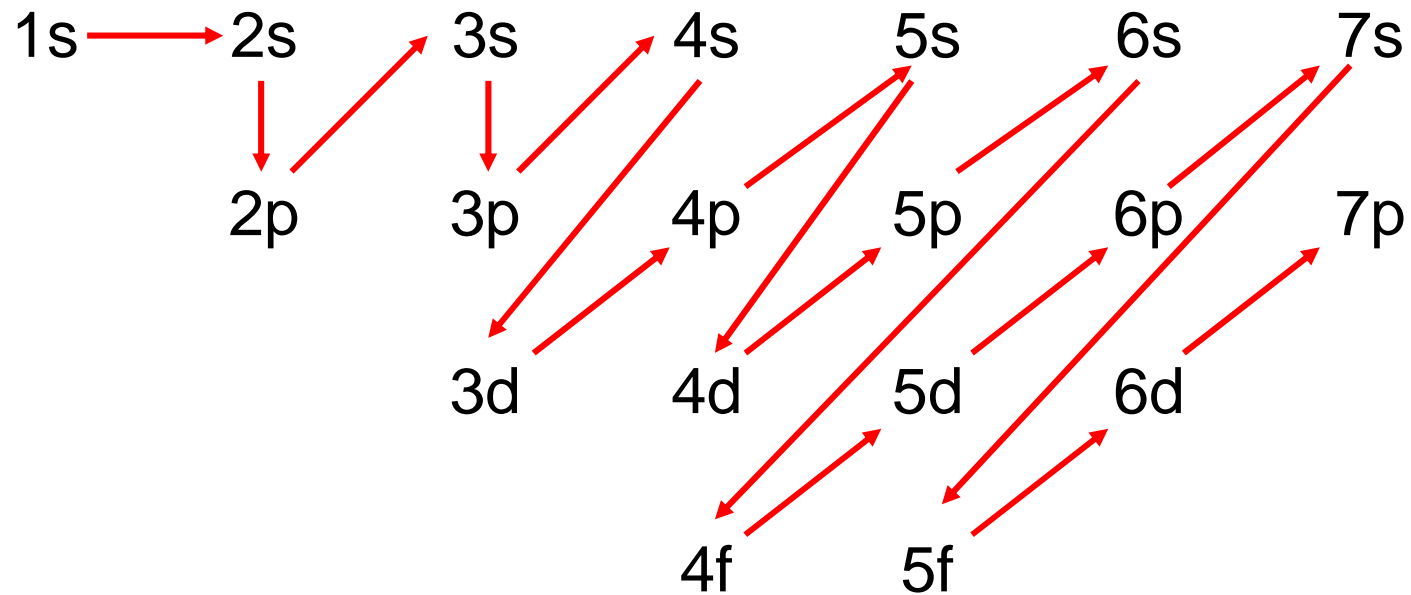
- Dentro de cada nivel ,existen además subniveles u orbitales con probabilidad de encontrarnos electrones.



NIVEL	SUB-NIVEL	ORBITALES
1	1S	0
2	2S	0
	2P	-1,0,+1
3	3S	0
	3P	-1,0,+1
	3d	-2,-1,0,+1,+2
4	4S	0
	4P	-1,0,+1
	4d	-2,-1,0,+1,+2
	4f	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3

# REGLA DE MOELLER

- Esquema simplificado que ayuda a ubicar los electrones en niveles y subniveles en orden de energía creciente. Se le conoce también como la regla de SARRUS y comúnmente denominada “regla del serrucho”

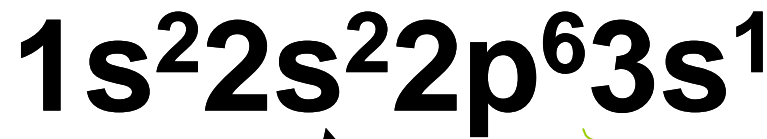


# Tipos de Configuración Electrónica

- **Desarrollada:**  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$
- **Semidesarrollada:**  $1s^2 2s^2 2p^5$
- **Abreviada:**  $[He]2s^2 2p^5$

# Configuración electrónica

Configuración electrónica del  ${}_{11}\text{Na}$



Nivel de energía

Subnivel de energía

Electrón de valencia

Número de electrones

- Escribe la configuración electrónica y la estructura atómica del potasio en su estado fundamental.  $Z = 19$  ,  $A = 39$ .

- Solución:

- Como  $Z = 19$  , quiere decir que en la corteza tenemos 19 electrones;

- \* Configuración electrónica       $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

- \* Estructura atómica      Número másico ( $A$ ) = número de protones ( $Z$ ) + número de neutrones  $N$

- ■ Núcleo; 19 protones y 20 neutrones (  $39 - 19$  )

- ■ Corteza ; 19 electrones.



- 2.- Escribe la configuración electrónica y la estructura atómica de las especies siguientes,  $K^+$ ,  $Cl^-$  .
- (  $K \text{ ® } Z = 19 , A = 39$  ) , (  $Cl \text{ ® } Z = 17 , A = 35$  ).
- Solución:
- \*  $K^+$  : El potasio tiene 19 electrones en la corteza, pero el  $K^+$  tiene un déficit de 1 electrón por estar cargado positivamente por lo que en la corteza tendrá 18 electrones.
- Configuración electrónica       $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Estructura atómica

Núcleo;            19 protones y 20 neutrones

Corteza;            18 electrones

- \* Cl<sup>-</sup> : El cloro tiene 17 electrones en la corteza, pero el Cl<sup>-</sup> tiene un exceso de 1 electrón por estar cargado negativamente por lo que en la corteza tendrá 18 electrones.
- Configuración electrónica      1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p
- Estructura atómica
- Núcleo;                    17 protones y 18 neutrones  
Corteza;                    18 electrones
- A las especies que poseen el mismo número de electrones se les denomina **isoelectrónicas**.

**Ejemplo:** a) Establezca cuáles de las siguientes series de números cuánticos serían posibles y cuáles imposibles para especificar el estado de un electrón; b) diga en que tipo de orbital atómico estarían situados los que son posibles

◆ Series	n	l	m	s	
◆ I	0	0	0	+1/2	• Imposible. ( $n < 1$ )
◆ II	1	1	0	+1/2	• Imposible. ( $l = n$ )
◆ III	1	0	0	-1/2	• Posible. Orbital "1 s"
◆ IV	2	1	-2	+1/2	• Imposible ( $m \neq -$
◆ V	2	1	-1	+1/2	1,0,1) • Posible. Orbital "2 p"



# Actividad de Aprendizaje

- Realizar la distribución electrónica de los siguientes elementos:

Bromo, estroncio, telurio, cobre, zinc, estaño, yodo, plomo, potasio, francio, calcio, criptón, vanadio, germanio, mercurio, fósforo, helio, plata, bario, oro, fluor, níquel, boro, arsénico, americio, xenón, fierro, carbono, hidrógeno, azufre, platino, radio.