

### Configuración Electrónica

Distribución de los electrones en el átomo

- ✓ Número
- ✓ Orbitales que ocupan
- ✓ Energía relativa

### Configuración Electrónica

Los subniveles se ordenan según el valor de  $n + l$

A menor valor de  $n + l$ , menor energía (más estable)

Válido sólo si  $l \leq 3$

Repasamos

$$2s (2 + 0) < 2p (2 + 1)$$

$$3s (3 + 0) < 3p (3 + 1) < 3d (3 + 2)$$

$$4s (4 + 0) < 4p (4 + 1) < 4d (4 + 2) < 4f (4 + 3)$$

O de manera más general

$$2s (2 + 0) < 2p (2 + 1) \sim 3s (3 + 0) < 3p (3 + 1) \sim 4s (4 + 0)$$

Encontramos distintos subniveles con energías similares

### Configuración Electrónica

Tamaño y energía de los orbitales en los subniveles

El número cuántico  $n$  determina el tamaño y la energía de los orbitales en cada subnivel

A menor valor de  $n$ , más pequeño y más estable (de menor energía) es el orbital

$$1s < 2s < 3s < 4s \dots$$

$$2p < 3p < 4p \dots$$

### Configuración Electrónica

Cuando dos subniveles de *distintos niveles* tienen igual valor de  $n + l$ , el subnivel con *menor valor de  $n$*  será el de menor energía (más estable)

$$2s (2 + 0) < 2p (2 + 1) < 3s (3 + 0) < 3p (3 + 1) < 4s (4 + 0) < 3d (3 + 2) < 4p (4 + 1) < \dots$$

Orden de energía de los distintos subniveles que se encuentran en la Tabla Periódica

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d$$

### Configuración Electrónica

En un nivel  $n$ , la energía de los orbitales de cada subnivel depende del valor de  $l$

A menor valor de  $l$ , menor energía (más estable)

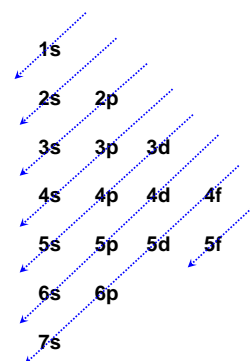
$$2s < 2p$$

$$3s < 3p < 3d$$

$$4s < 4p < 4d < 4f$$

### Configuración Electrónica

Otra forma de entender el orden de energía de los subniveles



### Configuración Electrónica

En un subnivel dado, los orbitales que lo componen tienen **igual energía**.  
Los orbitales de igual energía se denominan **orbitales degenerados**

$$2p_x = 2p_y = 2p_z$$

$$3d_{xy} = 3d_{xz} = 3d_{yz} = 3d_{x^2-y^2} = 3d_z^2$$

La degeneración sólo se rompe (y los orbitales adquieren diferentes energías) en presencia de un campo magnético

### Configuración Electrónica

Para representar la ocupación de un **subnivel** se utiliza la notación  **$n^a$**

**a** es el número de electrones en ese subnivel

Para un número dado de electrones, las subcapas o subniveles **totalmente llenos** o exactamente a **medio llenar** son más estables que cualquier otra configuración.

**subniveles a medio llenar** serán  $ns^1, np^3, nd^5$  y  $nf^7$

**subniveles completamente llenos** serán  $ns^2, np^6, nd^{10}$  y  $nf^{14}$

### Configuración Electrónica

#### Principio de exclusión de Pauli

En un átomo no puede haber dos electrones con los **cuatro números cuánticos iguales**  
Deben diferir en al menos un número cuántico

Ejemplos.

- Un electrón en el orbital 1s y otro en el orbital 2s
- Un electrón en el orbital 2s y otro en un orbital 2p
- Un electrón en el orbital 3p<sub>x</sub> y otro en el orbital 3p<sub>y</sub>
- Los dos electrones en un orbital 4d<sub>xy</sub>

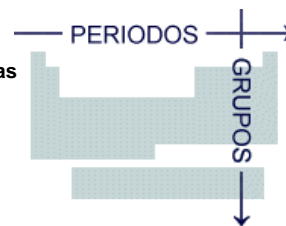
### Configuración Electrónica

#### La Tabla Periódica

Es una manera de ordenar los elementos químicos de acuerdo a la periodicidad de sus propiedades

Se organiza en filas llamadas **períodos**

Y en columnas llamadas **grupos**



### Configuración Electrónica

Se define **configuración electrónica** a la manera en que los electrones se acomodan en los orbitales de un átomo

Un átomo puede presentar muchas configuraciones electrónicas.

Sus electrones pueden distribuirse de diferente manera en los orbitales, pero solo una configuración será la de menor energía.

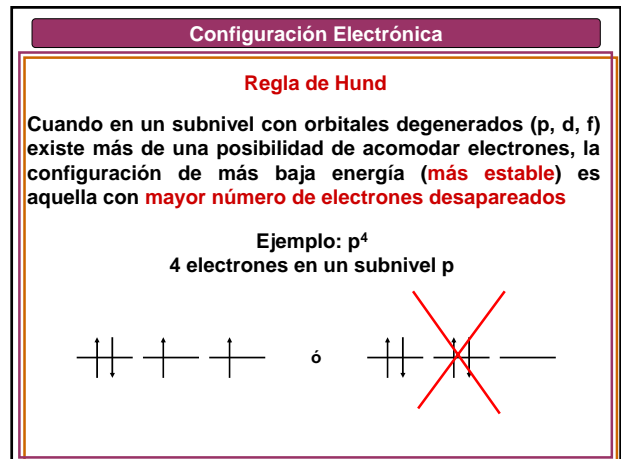
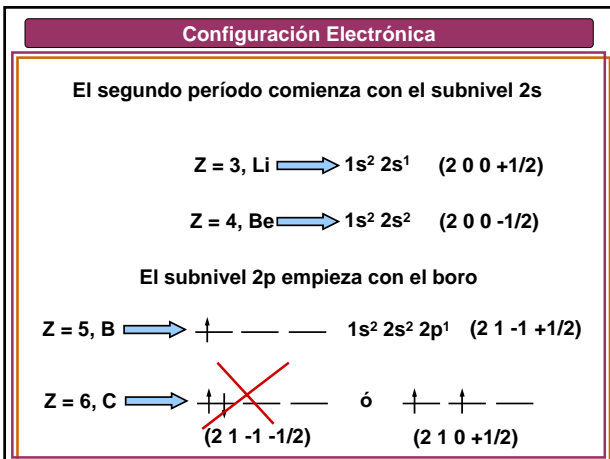
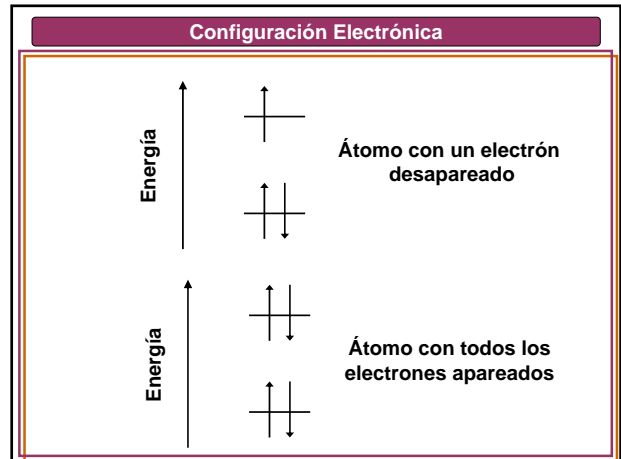
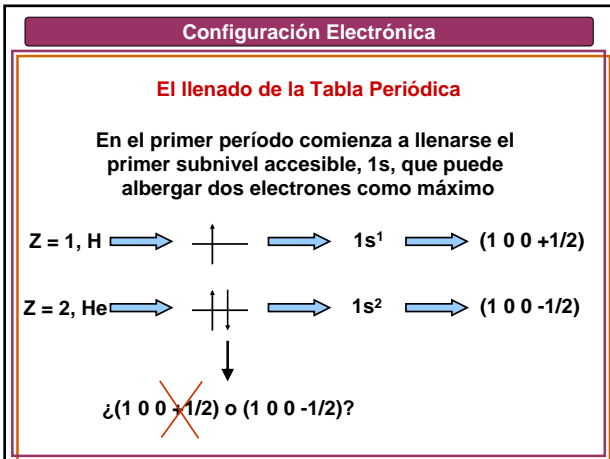
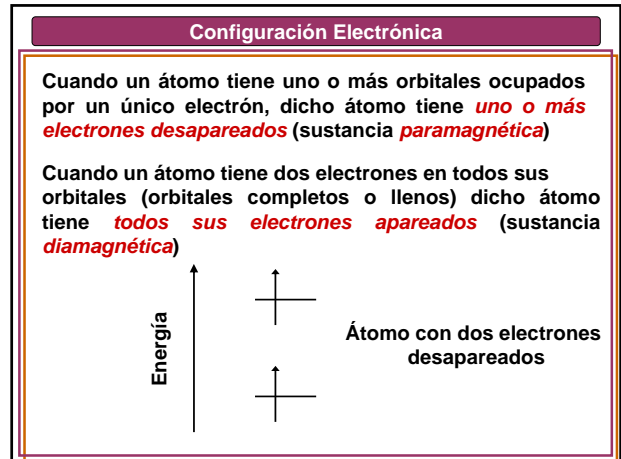
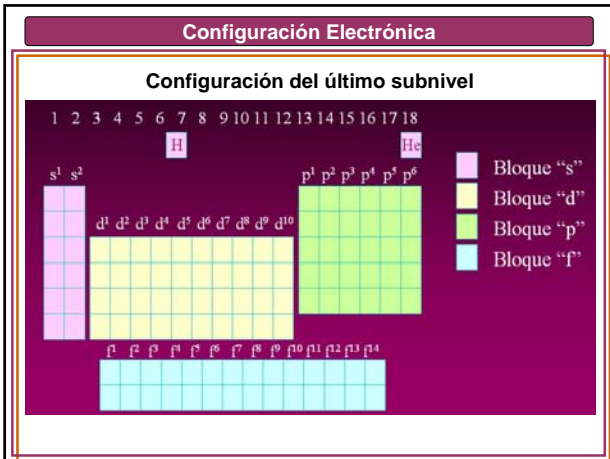
Dicha distribución es la configuración electrónica del **estado fundamental**

Cualquier otra configuración representa un **estado excitado**

### Configuración Electrónica

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodo 1	1	2																
Periodo 2	3	4																
Periodo 3	11	12																
Periodo 4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
Periodo 5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
Periodo 6	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72
Periodo 7	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104

\*Lantánidos  
\*\*Actínidos



**Configuración Electrónica**

Z = 6, C  $\rightarrow$   $\uparrow$   $\uparrow$   $\text{---}$   $1s^2 2s^2 2p^2$  (2 1 0 +1/2)

Z = 7, N  $\rightarrow$   $\uparrow$   $\uparrow$   $\uparrow$   $1s^2 2s^2 2p^3$  (2 1 +1 +1/2)

Z = 8, O  $\rightarrow$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow$   $\uparrow$   $1s^2 2s^2 2p^4$  (2 1 -1 -1/2)

Z = 9, F  $\rightarrow$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow$   $1s^2 2s^2 2p^5$  (2 1 0 -1/2)

Z = 10, Ne  $\rightarrow$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow\downarrow$   $1s^2 2s^2 2p^6$  (2 1 +1 -1/2)

**Configuración Electrónica**

El **subnivel 3d** se termina de llenar desde el Ti al Zn  
 La **primera serie de transición** (Sc a Zn), tiene una configuración electrónica de tipo [M]: [Ar]  $4s^2 3d^a$  donde **a** va de 1 a 10

Y el **cuarto período** se completa con el subnivel 4p hasta el [Kr]: [Ar]  $3d^{10} 4s^2 4p^6$

En el **quinto período** se completan los subniveles 5s, 4d y 5p hasta el [Xe]: [Kr]  $4d^{10} 5s^2 5p^6$

**Configuración Electrónica**

**Cómo escribir una configuración electrónica**

[C]:  $1s^2 2s^2 2p^2$  Notación completa o expandida

[C]: [He]  $2s^2 2p^2$  Notación compacta

$\downarrow$  ↘  
 Símbolo del gas noble inmediatamente anterior Representa a los **electrones internos** Electrones externos o de **valencia**

**Configuración Electrónica**

La **segunda serie de transición** (Y al Cd), tiene una configuración electrónica de tipo [M]: [Kr]  $5s^2 4d^a$  donde **a** va de 1 a 10

En el **sexto período** se completan los subniveles 6s, 4f, 5d y 6p hasta llegar al [Rn]: [Xe]  $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$

El grupo de los **lantánidos** (La a Yb) tiene una configuración electrónica de tipo [Ln]: [Xe]  $6s^2 4f^a$  donde **a** va de 1 a 14

Y la **tercera serie de transición** (Lu a Hg) tiene una configuración electrónica de tipo [M]: [Xe]  $6s^2 4f^{14} 5d^a$  donde **a** va de 1 a 10

**Configuración Electrónica**

En el **tercer período** se llenan los subniveles 3s y 3p hasta llegar al Ar

El cuarto período comienza con el K, Ca y Sc

[K]: [Ar]  $4s^1$  [Ca]: [Ar]  $4s^2$  [Sc]: [Ar]  $4s^2 3d^1$

**Configuración Electrónica**

Finalmente, en el **séptimo período** se completan el subnivel **7s** con el Fr y Ra

y el subnivel **5f** con la familia de los **actínidos**, (Ac a No), con configuración de tipo [Ac]: [Rn]  $7s^2 5f^a$ , con **a** desde 1 hasta 14

**Configuración Electrónica**

**Excepciones al llenado de subniveles**

La configuración del cromo debería ser según el orden de llenado [Cr]: [Ar] 3d<sup>4</sup> 4s<sup>2</sup>

Sin embargo, la verdadera configuración es [Cr]: [Ar] 3d<sup>5</sup> 4s<sup>1</sup>

[Cr]: [Ar] 3d<sup>4</sup> 4s<sup>2</sup>                      [Cr]: [Ar] 3d<sup>5</sup> 4s<sup>1</sup>

**Configuración Electrónica**

Los **cationes** se forman por pérdida de los electrones de valencia del átomo neutro

El átomo pierde electrones hasta alcanzar la configuración del **gas noble anterior** en la Tabla Periódica

Los **aniones** se forman por ganancia de electrones que completan los subniveles de valencia del átomo neutro

El átomo gana electrones hasta alcanzar la configuración del **gas noble posterior** en la Tabla Periódica

La carga que posee un ion se denomina **estado de oxidación** del elemento que forma ese ión.

Ejemplos: Li<sup>+</sup>, el estado de oxidación del Li es +1, O<sup>2-</sup>, el estado de oxidación del O es -2, etc.

**Configuración Electrónica**

Grupo 1 → ns<sup>1</sup>    Grupo 13 → ns<sup>2</sup> np<sup>1</sup>    Grupo 16 → ns<sup>2</sup> np<sup>4</sup>  
 Grupo 2 → ns<sup>2</sup>    Grupo 14 → ns<sup>2</sup> np<sup>2</sup>    Grupo 17 → ns<sup>2</sup> np<sup>5</sup>  
 Grupo 15 → ns<sup>2</sup> np<sup>3</sup>    Grupo 18 → ns<sup>2</sup> np<sup>6</sup>

**Configuración Electrónica**

[Na] (Z = 11): [Ne] 3s<sup>1</sup> → [Na<sup>+</sup>] (Z = 11): [Ne]

[Mg] (Z = 12): [Ne] 3s<sup>2</sup> → [Mg<sup>+</sup>] (Z = 12): [Ne] 3s<sup>1</sup>  
 [Mg<sup>2+</sup>] (Z = 12): [Ne]

[Al] (Z = 13): [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>1</sup> → [Al<sup>3+</sup>] (Z = 13): [Ne]

[Si] (Z = 14): [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>2</sup> → [Si<sup>4+</sup>] (Z = 14): [Ne]  
 [Si<sup>4-</sup>] (Z = 14): [Ar]

**Configuración Electrónica**

Los átomos neutros pueden formar **iones** ganando o perdiendo electrones

Si el átomo **pierde electrones** forma un **cación**

Para un elemento **A**  
 A es el símbolo del elemento neutro  
 A<sup>+</sup> (perdió 1 electrón), A<sup>2+</sup> (perdió 2 electrones), ...

Si el átomo **gana electrones** forma un **anión**

A<sup>-</sup> (ganó 1 electrón), A<sup>2-</sup> (ganó 2 electrones), ...

**IMPORTANTE:** el número atómico, Z, no cambia por la formación de iones

**Configuración Electrónica**

[P] (Z = 15): [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>3</sup> → [P<sup>3-</sup>] (Z = 15): [Ar]

[S] (Z = 16): [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>4</sup> → [S<sup>2-</sup>] (Z = 16): [Ar]

[Cl] (Z = 17): [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup> → [Cl<sup>-</sup>] (Z = 17): [Ar]

[Ar] (Z = 18): [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> → No pierde ni gana electrones  
 Ya tiene configuración electrónica de gas noble

**Configuración Electrónica**

Los elementos del bloque d forman sólo *cationes*

Recordar que al empezar a llenarse el subnivel **nd** se hace más estable que el **(n+1)s**

Por lo tanto, **los primeros electrones que se pierden son los del subnivel (n+1)s**

Así, todos los metales de transición presentan al menos un estado de oxidación 2+

**Configuración Electrónica**

Pero  $\text{Ca}^+$  no es el catión más estable del calcio. El catión más estable es  $\text{Ca}^{2+}$

$[\text{K}] (Z = 19) = [\text{Ar}] 4s^1$   
 $[\text{Ca}^{2+}] (Z = 20) = [\text{Ar}]$

Pero K y  $\text{Ca}^{2+}$  no son isoelectrónicos

Analizando la configuración del catión  $\text{K}^+$

$[\text{K}^+] (Z = 19) = [\text{Ar}]$   
 $[\text{Ca}^{2+}] (Z = 20) = [\text{Ar}]$

**$\text{K}^+$  y  $\text{Ca}^{2+}$  son isoelectrónicos**

Notar que el valor de **Z** de los elementos **no cambió!!!!**

**Configuración Electrónica**

$[\text{Sc}] (Z = 21): [\text{Ar}] 3d^1 4s^2 \longrightarrow [\text{Sc}^{2+}] (Z = 21): [\text{Ar}] 3d^1$

$[\text{Ti}] (Z = 22): [\text{Ar}] 3d^2 4s^2 \longrightarrow [\text{Ti}^{2+}] (Z = 22): [\text{Ar}] 3d^2$

⋮

Los elementos del bloque d pueden generar más cationes por pérdida de los electrones de los subniveles d

$[\text{Ti}^{2+}] (Z = 22): [\text{Ar}] 3d^2 \longrightarrow [\text{Ti}^{3+}] (Z = 22): [\text{Ar}] 3d^1$

$[\text{Ti}^{3+}] (Z = 22): [\text{Ar}] 3d^1 \longrightarrow [\text{Ti}^{4+}] (Z = 22): [\text{Ar}]$

**Configuración Electrónica**

**Ejercicio 1.** Escriba la configuración electrónica del elemento con número atómico 14. Indique a que bloque de la Tabla Periódica pertenece y si se trata de una especie paramagnética o diamagnética.

$Z = 14 \longrightarrow$  átomo neutro  $\longrightarrow$  14 electrones

4p		
3d		
4s		
3p	2	14
3s	2	12
2p	6	10
2s	2	4
1s	2	2

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

**Configuración Electrónica**

Dos o más átomos o iones son *isoelectrónicos* si poseen exactamente **la misma configuración electrónica**

Los elementos potasio y calcio difieren en un único electrón

$[\text{K}] (Z = 19) = [\text{Ar}] 4s^1$   
 $[\text{Ca}] (Z = 20) = [\text{Ar}] 4s^2$

Entonces,  $\text{Ca}^+$  será **isoelectrónico** con K

$[\text{K}] (Z = 19) = [\text{Ar}] 4s^1$   
 $[\text{Ca}^+] (Z = 20) = [\text{Ar}] 4s^1$

**Configuración Electrónica**

**Ejercicio 2.** Escriba la configuración electrónica del elemento con  $Z = 25$ . Indique a que bloque de la Tabla Periódica pertenece y si se trata de una especie para- o diamagnética. Escriba también la configuración electrónica de sus cationes de carga 2+ y 3+.

$Z = 25 \longrightarrow$  átomo neutro  $\longrightarrow$  25 electrones

4p		
3d	5	25
4s	2	20
3p	6	18
3s	2	12
2p	6	10
2s	2	4
1s	2	2

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

**Configuración Electrónica**

$Z = 25 \longrightarrow$  **Catión de carga 2+**  $\longrightarrow$  **23 electrones**

Energía ↑	— 4p		
	— 4s		
	— 3d	5	23
	— 3p	6	18
	— 3s	2	12
	— 2p	6	10
	— 2s	2	4
— 1s	2	2	

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$

**Catión de carga 3+**  $\longrightarrow$   $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4$   
22 electrones

**Configuración Electrónica**

**Ejercicio 3.** Un anión de carga 2- presenta la siguiente configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ . Determine el número atómico del elemento y escriba su configuración electrónica. Indique a que bloque de la Tabla Periódica pertenece y si se trata de una especie para- o diamagnética.

Anión de carga 2-  $\longrightarrow$  2 electrones de más

Configuración del átomo neutro:  
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

16 electrones  $\longrightarrow$   $Z = 16$

**Configuración Electrónica**

**Ejercicio 4.** Encuentre dos aniones y dos cationes que sean isoelectrónicos con el anión del ejercicio anterior.

El anión del ejercicio anterior tiene 18 electrones y  $Z = 16$

Tomamos el elemento neutro con  $Z = 18$  como base y construimos la Tabla Periódica a su alrededor

15	16	17	18	19	20
Tiene 3 electrones menos Formará un anión de carga 3-				Tiene 2 electrones de más Formará un catión de carga 2+	
Tiene 2 electrones menos Formará un anión de carga 2-				Tiene 1 electrón más Formará un catión de carga 1+	
Tiene 1 electrón menos Formará un anión de carga 1-					