



Casa abierta al tiempo

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA
Unidad Xochimilco

UNIDAD II

Estructura de la Tabla Periódica de los Elementos en función de la configuración electrónica de los átomos.

Diagramas de Lewis.

Dra. Cristina Iuga

Universidad Autónoma Metropolitana

Unidad Xochimilco

Estructura de la Tabla Periódica de los Elementos

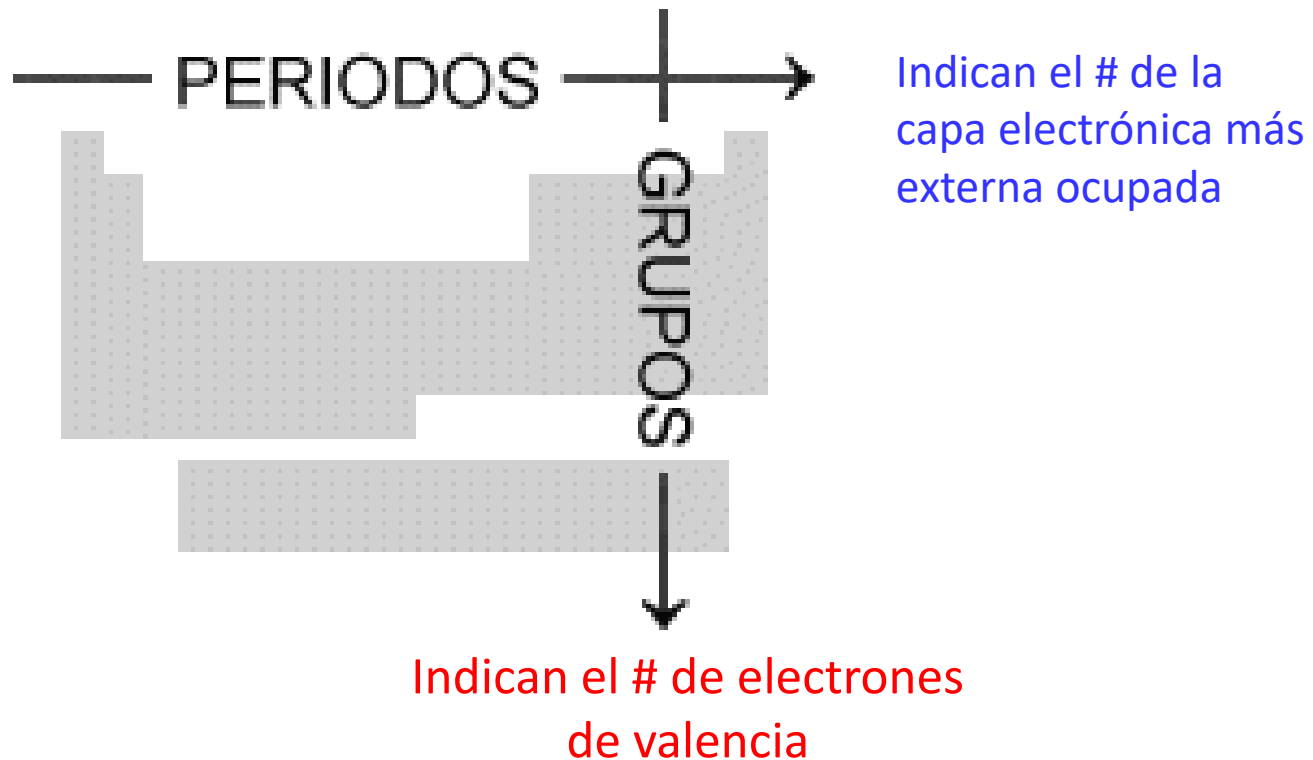
En la tabla periódica, los elementos están ordenados de acuerdo con su número atómico (Z) y por lo tanto, de su número de protones o electrones.*

| Periodo | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|------------|----------|----------|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|
| 1 | 1 H | | | | | | | | | | | | | | | | | 2 He |
| 2 | 3 Li | 4 Be | | | | | | | | | | | 5 B | 6 C | 7 N | 8 O | 9 F | 10 Ne |
| 3 | 11 Na | 12 Mg | | | | | | | | | | | 13 Al | 14 Si | 15 P | 16 S | 17 Cl | 18 Ar |
| 4 | 19 K | 20 Ca | 21 Sc | 22 Ti | 23 V | 24 Cr | 25 Mn | 26 Fe | 27 Co | 28 Ni | 29 Cu | 30 Zn | 31 Ga | 32 Ge | 33 As | 34 Se | 35 Br | 36 Kr |
| 5 | 37 Rb | 38 Sr | 39 Y | 40 Zr | 41 Nb | 42 Mo | 43 Tc | 44 Ru | 45 Rh | 46 Pd | 47 Ag | 48 Cd | 49 In | 50 Sn | 51 Sb | 52 Te | 53 I | 54 Xe |
| 6 | 55 Cs | 56 Ba | * | 72 Hf | 73 Ta | 74 W | 75 Re | 76 Os | 77 Ir | 78 Pt | 79 Au | 80 Hg | 81 Tl | 82 Pb | 83 Bi | 84 Po | 85 At | 86 Rn |
| 7 | 87 Fr | 88 Ra | ** | 104 Rf | 105 Db | 106 Sg | 107 Bh | 108 Hs | 109 Mt | 110 Ds | 111 Rg | 112 Cn | 113 Uut | 114 Uuq | 115 Uup | 116 Uuh | 117 Uus | 118 Uuo |
| Lantánidos | * | 57 La | 58 Ce | 59 Pr | 60 Nd | 61 Pm | 62 Sm | 63 Eu | 64 Gd | 65 Tb | 66 Dy | 67 Ho | 68 Er | 69 Tm | 70 Yb | 71 Lu | | |
| Actinidos | ** | 89 Ac | 90 Th | 91 Pa | 92 U | 93 Np | 94 Pu | 95 Am | 96 Cm | 97 Bk | 98 Cf | 99 Es | 100 Fm | 101 Md | 102 No | 103 Lr | | |

*En un átomo neutro, el número de protones es igual al número de electrones.

Estructura de la Tabla Periódica de los Elementos

- Los elementos químicos se ordenan según su número atómico.
- Los elementos de una columna constituyen un **grupo**.
- Los elementos de una fila horizontal constituyen un **periodo**.

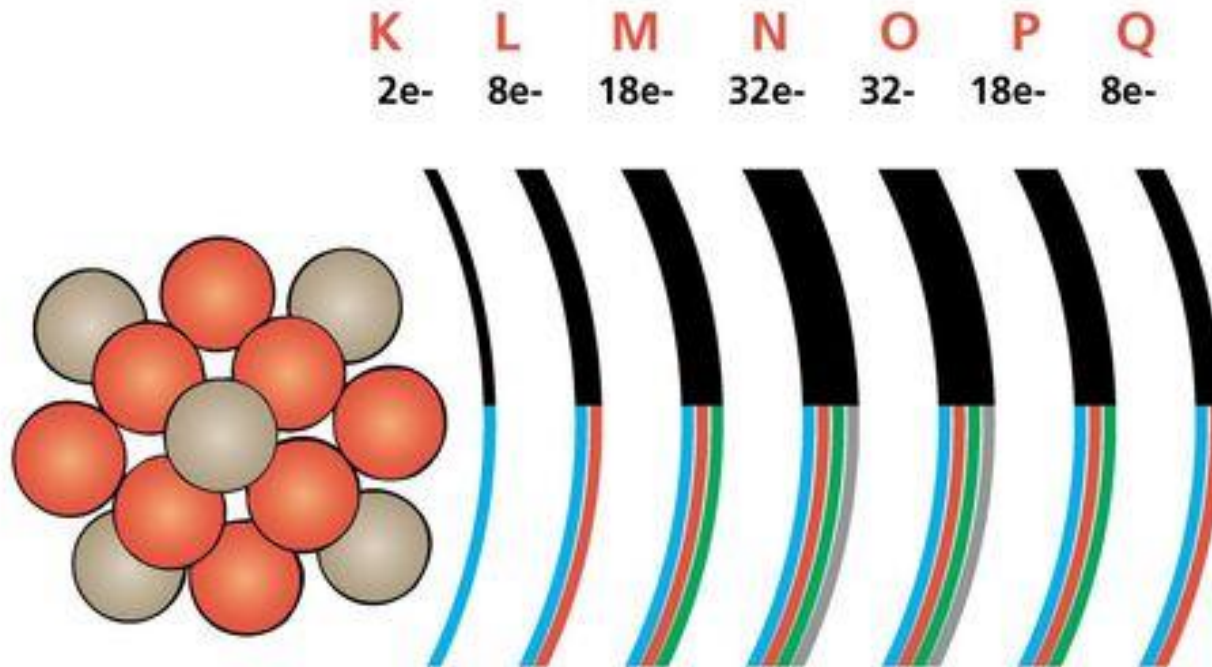


| Estado | Número cuántico principal n | Número cuántico orbital l | Número cuántico magnético m_l | Número cuántico de espín m_s | Número máximo de electrones |
|--------|----------------------------------|--------------------------------|------------------------------------|-----------------------------------|-----------------------------|
| 1s | 1 | 0 | 0 | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ | 2 |
| 2s | 2 | 0 | 0 | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ | 2 |
| 2p | 2 | 1 | -1,0,+1 | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ | 6 |
| 3s | 3 | 0 | 0 | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ | 2 |
| 3p | 3 | 1 | -1,0,+1 | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ | 6 |
| 3d | 3 | 2 | -2,-1,0,+1,+2 | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ | 10 |

The table shows the maximum number of electrons for each orbital type. Brackets on the right indicate that the 2s and 2p orbitals together hold 8 electrons, and the 3s, 3p, and 3d orbitals together hold 18 electrons.

| Niveles de energía (n) | Subniveles de energía (l) | Electrones por subniveles | Total de electrones por nivel |
|------------------------|---------------------------|---------------------------|-------------------------------|
| 1 | s | 2 | 2 |
| 2 | s | 2 | 8 |
| | p | 6 | |
| 3 | s | 2 | 18 |
| | p | 6 | |
| | d | 10 | |
| 4 | s | 2 | 32 |
| | p | 6 | |
| | d | 10 | |
| | f | 14 | |
| 5 | s | 2 | 32 |
| | p | 6 | |
| | d | 10 | |
| | f | 14 | |
| 6 | s | 2 | 18 |
| | p | 6 | |
| | d | 10 | |
| 7 | s | 2 | 8 |
| | p | 6 | |

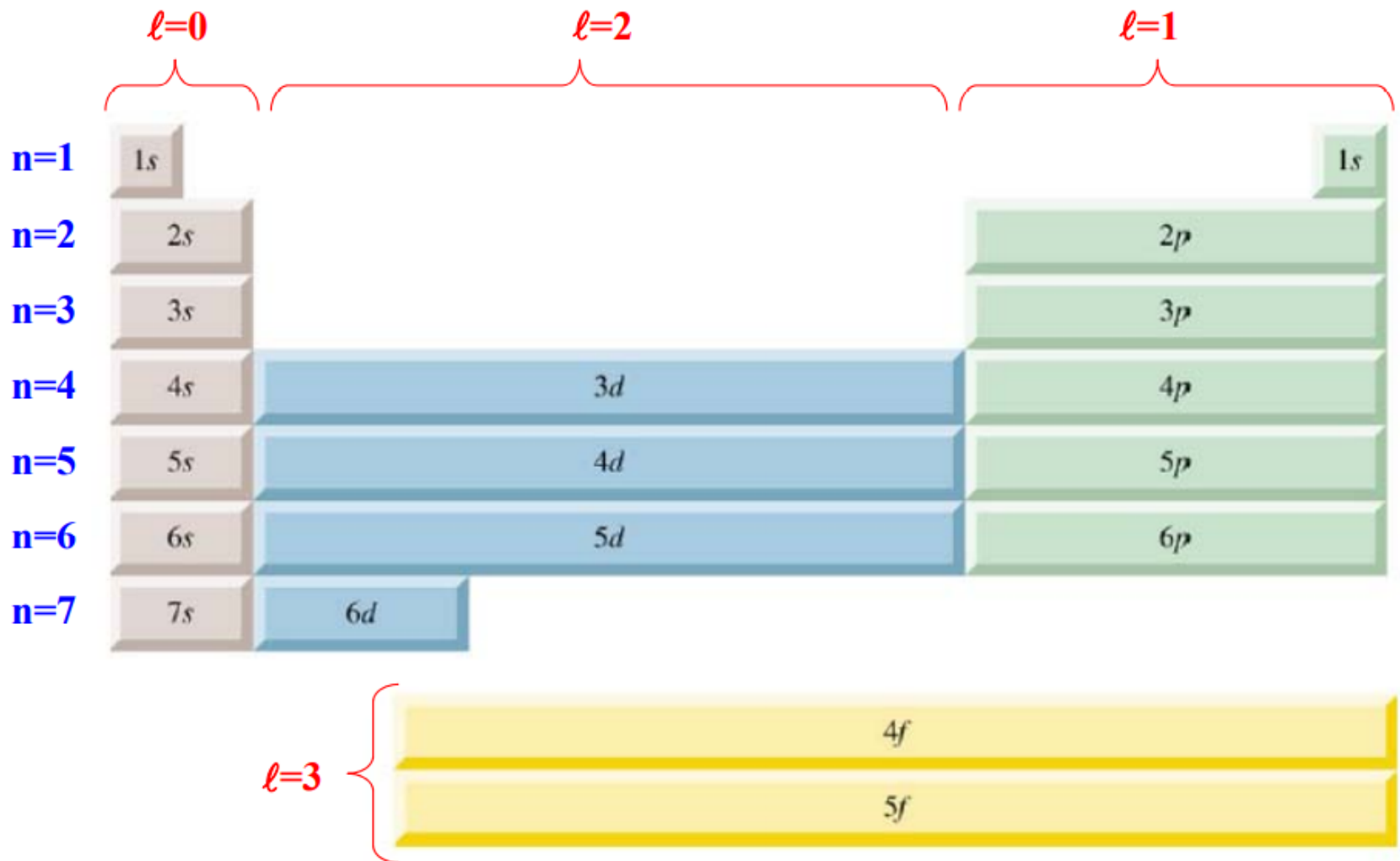
Niveles de energía de Böhr



Subniveles de Schrödinger

| | | | | | | |
|----------|-----------|------------|-------------|-------------|------------|-----------|
| s | sp | spd | spdf | spdf | spd | sp |
| 2e- | 2e- | 2e- | 2e- | 2e- | 2e- | 2e- |
| | 6e- | 6e- | 6e- | 6e- | 6e- | 6e- |
| | | 10e- | 10e- | 10e- | 10e- | |
| | | | 14e- | 14e- | | |

Tipo de subnivel más externo ocupado por electrones



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

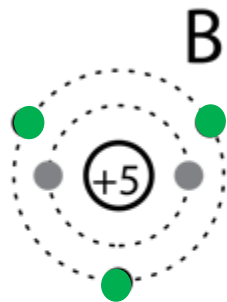
| | | | |
|--------|----|-----------------|---|
| Z = 1 | H | 1s ¹ | |
| Z = 2 | He | 1s ² | ← Capa completa (2 e-) |
| Z = 3 | Li | 1s ² | 2s ¹ |
| Z = 4 | Be | 1s ² | 2s ² |
| Z = 5 | B | 1s ² | 2s ² 2p ¹ |
| Z = 6 | C | 1s ² | 2s ² 2p ² |
| Z = 7 | N | 1s ² | 2s ² 2p ³ |
| Z = 8 | O | 1s ² | 2s ² 2p ⁴ |
| Z = 9 | F | 1s ² | 2s ² 2p ⁵ |
| Z = 10 | Ne | 1s ² | 2s ² 2p ⁶ ← Capas completas (10 e-) |
| Z = 11 | Na | 1s ² | 2s ² 2p ⁶ 3s ¹ |
| Z = 12 | Mg | 1s ² | 2s ² 2p ⁶ 3s ² |
| Z = 13 | Al | 1s ² | 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ¹ |
| Z = 14 | Si | 1s ² | 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ² |
| Z = 15 | P | 1s ² | 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ³ |
| Z = 16 | S | 1s ² | 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴ |
| Z = 17 | Cl | 1s ² | 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵ |
| Z = 18 | Ar | 1s ² | 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ ← Capas completas (18 e-) |

Capa de VALENCIA:

- Es la capa con mayor número cuántico principal n

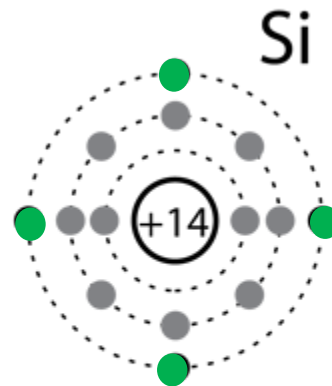
Electrones de VALENCIA:

- Son los más externos, los de la capa de valencia



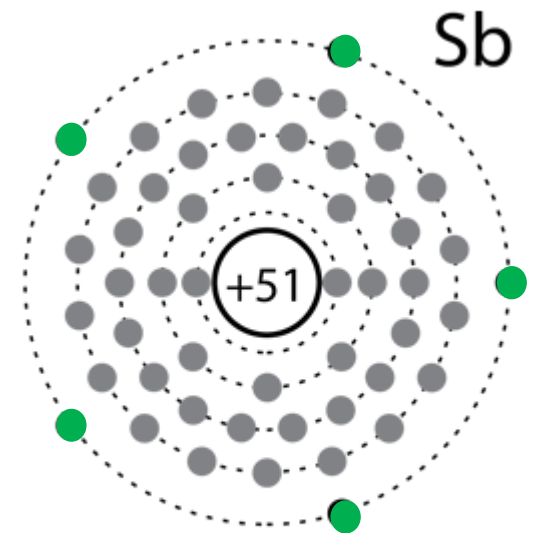
Boro
3 Electrones
de Valencia

$$n = 2$$



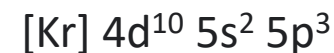
Silicio
4 Electrones
de Valencia

$$n = 3$$



Antimonio
(5 Electrones de Valencia)

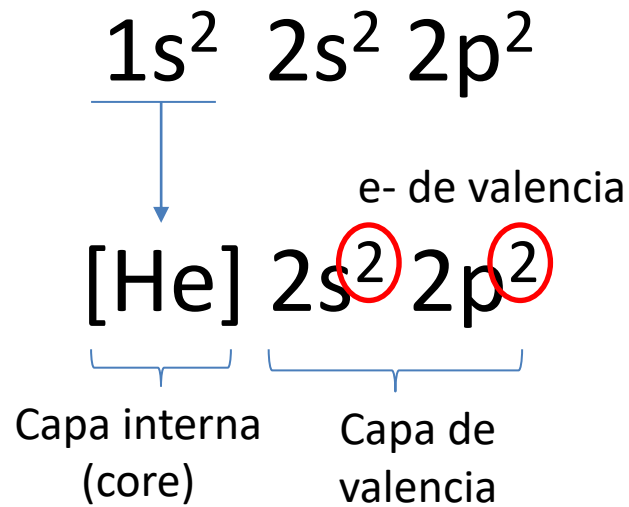
$$n = 5$$



Configuración electrónica de VALENCIA

- Muestra los e- de valencia:

C (Z=6)



Configuración electrónica de VALENCIA

- Los átomos con frecuencia ganan, pierden o comparten electrones tratando de alcanzar el mismo número de electrones que los gases nobles más cercanos a ellos en la tabla periódica.
- La configuración electrónica del último nivel (capa) ocupado es fundamental para determinar las propiedades químicas de los elementos, ya que son esos electrones más externos, los que van a interactuar con los electrones externos de otros átomos, dando lugar a las reacciones químicas.

Z = 1 H $1s^1$ Capa de VALENCIA: $n = 1$
Z = 2 He $1s^2$ ← Capa completa (configuración estable)

Z = 3 Li $[He] 2s^1$
Z = 4 Be $[He] 2s^2$
Z = 5 B $[He] 2s^2 2p^1$
Z = 6 C $[He] 2s^2 2p^2$
Z = 7 N $[He] 2s^2 2p^3$
Z = 8 O $[He] 2s^2 2p^4$
Z = 9 F $[He] 2s^2 2p^5$
Z = 10 Ne $[He] 2s^2 2p^6$ ← Capa completa

Capa de VALENCIA: $n = 2$

Z = 11 Na $[Ne] 3s^1$
Z = 12 Mg $[Ne] 3s^2$
Z = 13 Al $[Ne] 3s^2 3p^1$
Z = 14 Si $[Ne] 3s^2 3p^2$
Z = 15 P $[Ne] 3s^2 3p^3$
Z = 16 S $[Ne] 3s^2 3p^4$
Z = 17 Cl $[Ne] 3s^2 3p^5$
Z = 18 Ar $[Ne] 3s^2 3p^6$ ← Capa completa

Capa de VALENCIA: $n = 3$

Configuraciones electrónicas de los gases nobles

He $1s^2$

Ne $[\text{He}] 2s^2 2p^6$

Ar $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$

Kr $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$

Xe $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$

Rn $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$

- Son muy estables
- los gases nobles prácticamente no reaccionan con otros elementos.

Electrones de VALENCIA:

- Son los más externos, los de la capa de valencia

Elementos Representativos:

| <u>Grupo</u> | <u>Configuración</u> | <u># de e- de valencia</u> |
|--------------|----------------------|----------------------------|
| 1A | ns^1 | 1 |
| 2A | ns^2 | 2 |
| 3A | ns^2np^1 | 3 |
| 4A | ns^2np^2 | 4 |
| 5A | ns^2np^3 | 5 |
| 6A | ns^2np^4 | 6 |
| 7A | ns^2np^5 | 7 |
| 8A | ns^2np^6 | 8 |

Capa de valencia de los 18 primeros elementos

| | | | | | | | |
|---------------------------|---------------------------|--------------------------------|--------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|
| 1A | | | | | | | 8A |
| 1 H $1s^1$ | | | | | | | 2 He $1s^2$ |
| | 2A | 3A | 4A | 5A | 6A | 7A | |
| 3 Li $2s^1$ | 4 Be $2s^2$ | 5 B $2s^2 2p^1$ | 6 C $2s^2 2p^2$ | 7 N $2s^2 2p^3$ | 8 O $2s^2 2p^4$ | 9 F $2s^2 2p^5$ | 10 Ne $2s^2 2p^6$ |
| 11 Na $3s^1$ | 12 Mg $3s^2$ | 13 Al $3s^2 3p^1$ | 14 Si $3s^2 3p^2$ | 15 P $3s^2 3p^3$ | 16 S $3s^2 3p^4$ | 17 Cl $3s^2 3p^5$ | 18 Ar $3s^2 3p^6$ |

Grupo 1A \longrightarrow 1 e⁻ de valencia

Grupo 2A \longrightarrow 2 e⁻ de valencia

Grupo 3A \longrightarrow 3 e⁻ de valencia

Grupo 4A \longrightarrow 4 e⁻ de valencia

Grupo 5A \longrightarrow 5 e⁻ de valencia

Grupo 6A \longrightarrow 6 e⁻ de valencia

Grupo 7A \longrightarrow 7 e⁻ de valencia

Grupo 8A \longrightarrow Capa completa

Periodo 1 \longrightarrow Capa de valencia n = 1

Periodo 2 \longrightarrow Capa de valencia n = 2

Periodo 3 \longrightarrow Capa de valencia n = 3

.....

Configuraciones electrónicas de los grupos 1A y 2A

GRUPO 1A

Li [He] 2s¹

Na [Ne] 3s¹

K [Ar] 4s¹

Rb [Kr] 5s¹

Cs [Xe] 6s¹

Fr [Rn] 7s¹

GRUPO 2A

Be [He] 2s²

Mg [Ne] 3s²

Ca [Ar] 4s²

Sr [Kr] 5s²

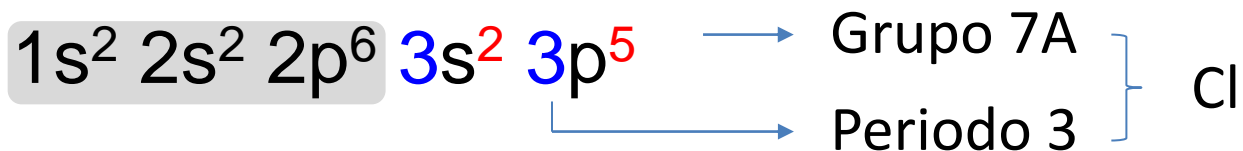
Ba [Xe] 6s²

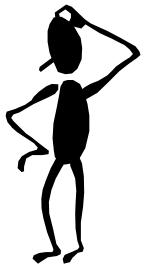
Ra [Rn] 7s²

¿Cómo se determina la ubicación de un elemento en la Tabla Periódica?

N de la capa de valencia \longrightarrow Periodo

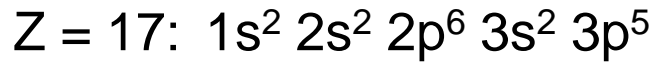
No. e- de valencia \longrightarrow Grupo





Determine el grupo y el período del sistema periódico, al cual pertenecen los siguientes elementos, determinando sus respectivas configuraciones electrónicas, a partir de sus números atómicos: 17, 56, 33, 16, 30, 24. Indique el nombre de cada uno.

Solución:



7 electrones de valencia, pertenece al grupo VII A (ó 17)
número cuántico más alto = 3, pertenece al tercer período.



Número cuántico más alto = 6 \rightarrow 6^o período
2 electrones en la última capa \rightarrow Grupo II A ó 2.

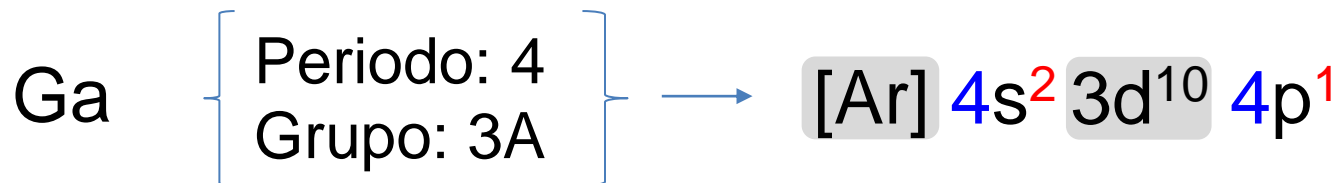
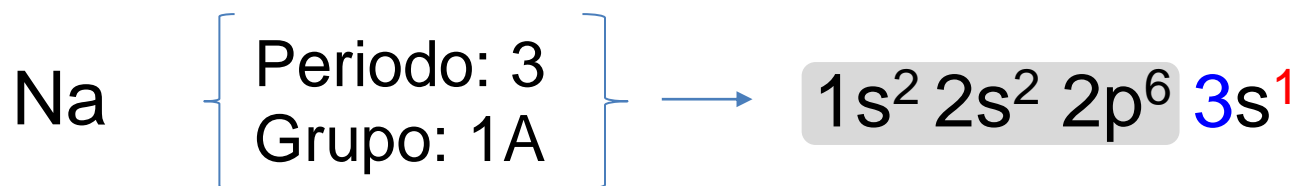


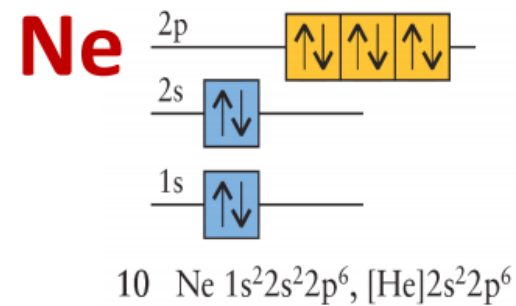
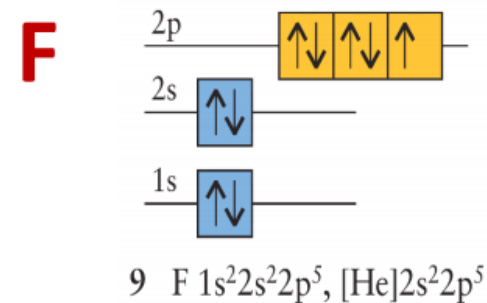
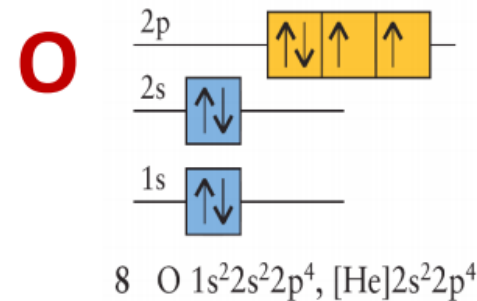
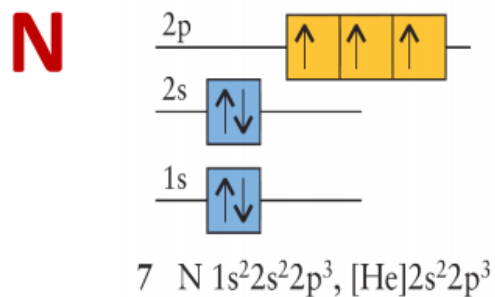
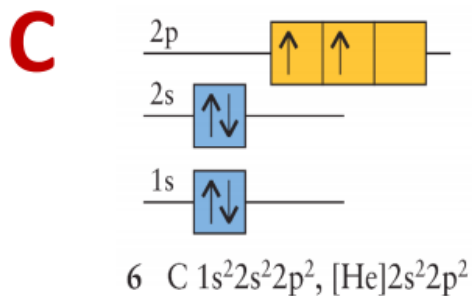
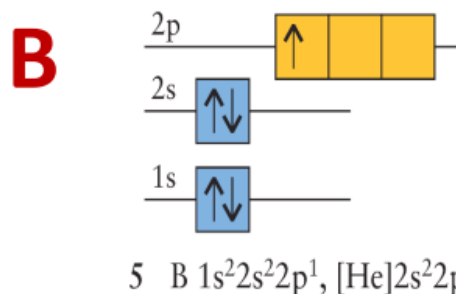
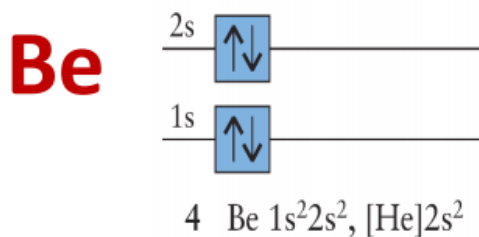
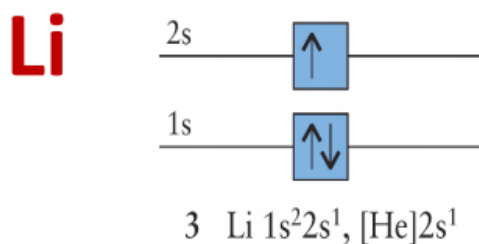
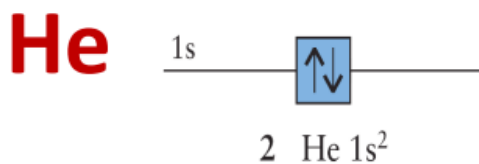
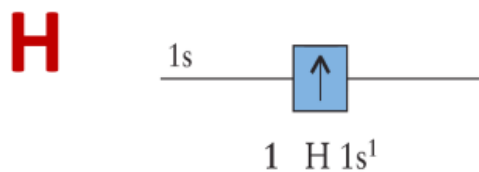
Elemento de transición, presenta anomalía en el llenado de orbitales

¿Cómo se determina la configuración electrónica conociendo la ubicación del elemento en la Tabla Periódica?

Periodo \longrightarrow n de la capa de valencia

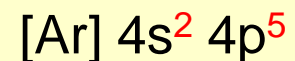
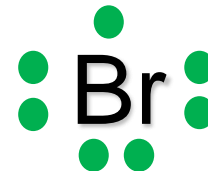
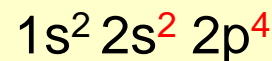
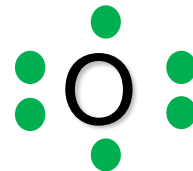
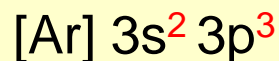
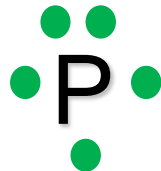
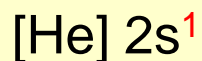
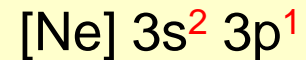
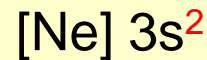
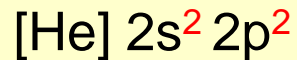
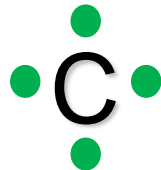
Grupo \longrightarrow No. e- de valencia





Diagramas de Lewis

- El símbolo de Lewis para un elemento consiste en el símbolo químico del elemento más un punto por cada electrón de valencia.
- Los puntos se colocan en los cuatro lados del símbolo atómico: arriba, abajo, a la izquierda y a la derecha. Cada lado puede dar cabida a dos electrones como máximo. Los cuatro lados del símbolo son equivalentes; la colocación de dos electrones en un lado o de uno a cada lado es arbitraria.



Diagramas de Lewis

| 1 1A | 2 2A | | | | | | | | | | | 13 3A | 14 4A | 15 5A | 16 6A | 17 7A | 18 8A |
|---------|---------|---------|---------|---------|---------|---------|---------|---------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|
| •H | | | | | | | | | | | | •B• | •C• | •N• | •O• | •F• | •Ne• |
| •Li | •Be• | | | | | | | | | | | | | | | | |
| •Na | •Mg• | 3 3B | 4 4B | 5 5B | 6 6B | 7 7B | 8 8B | 9 8B | 10 8B | 11 1B | 12 2B | •Al• | •Si• | •P• | •S• | •Cl• | •Ar• |
| •K | •Ca• | | | | | | | | | | | •Ga• | •Ge• | •As• | •Se• | •Br• | •Kr• |
| •Rb | •Sr• | | | | | | | | | | | •In• | •Sn• | •Sb• | •Te• | •I• | •Xe• |
| •Cs | •Ba• | | | | | | | | | | | •Tl• | •Pb• | •Bi• | •Po• | •At• | •Rn• |
| •Fr | •Ra• | | | | | | | | | | | | | | | | |

Símbolos de puntos de Lewis para los elementos representativos y los gases nobles. El número de puntos desapareados corresponde al número de enlaces que un átomo del elemento puede formar en un compuesto.

Regla del octeto

- Los átomos con frecuencia ganan, pierden o comparten electrones tratando de alcanzar el mismo número de electrones que los gases nobles más cercanos a ellos en la tabla periódica (tienden a estar rodeados por ocho electrones de valencia).

