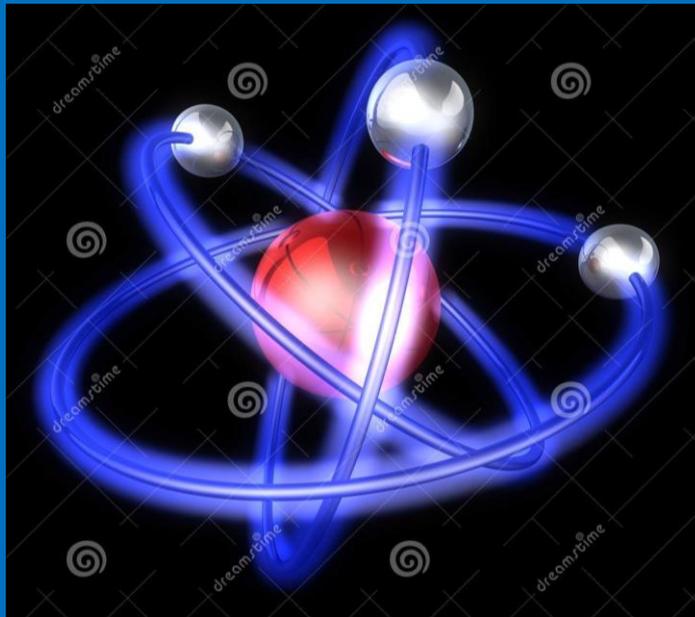


# PERIFERIA ATÓMICA

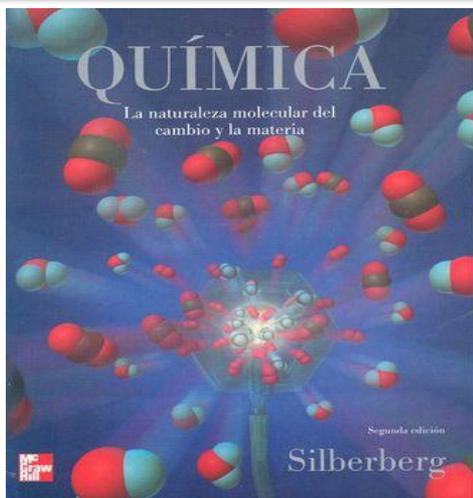


**Dra. Ximena Camacho Damata**

27 de Marzo de 2020

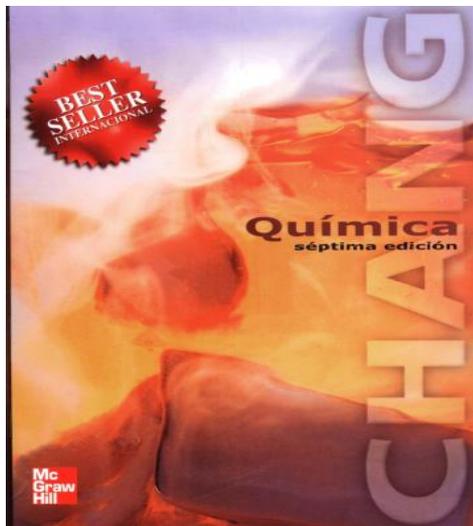
Curso de Química I  
Facultad de Ciencias, Universidad de la República (UdelaR)

# Bibliografía



**Capítulos 2, 7 y 8**

**Teoría Cuántica y Estructura Atómica.**



**Capítulos 2 y 7**

**Teoría Cuántica y Estructura electrónica de los átomos.**



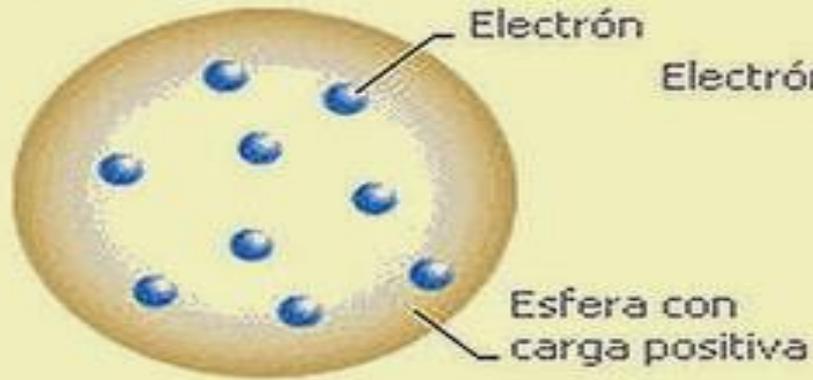
<https://biblo.timbo.org.uy/opac/#indice>

**Registrarse: 15 días de préstamo**

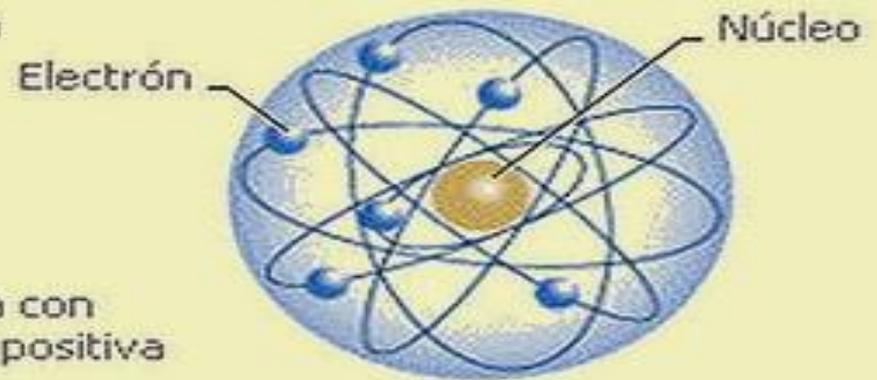
**ANII** AGENCIA NACIONAL DE INVESTIGACIÓN E INNOVACIÓN

# Átomo

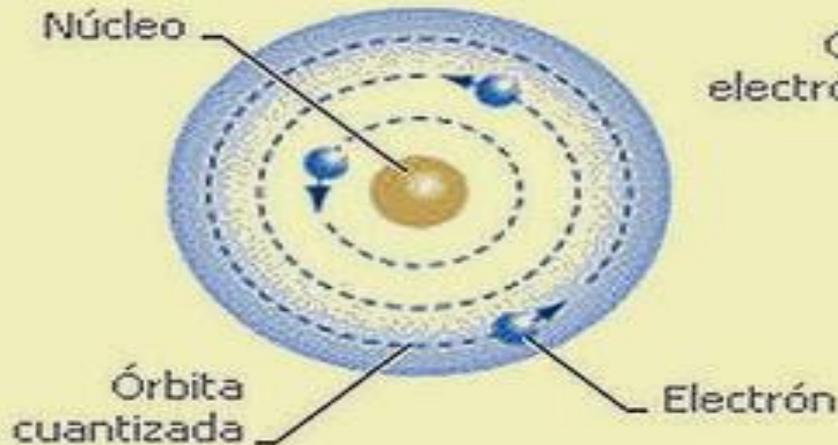
Átomo de Thomson (1898)



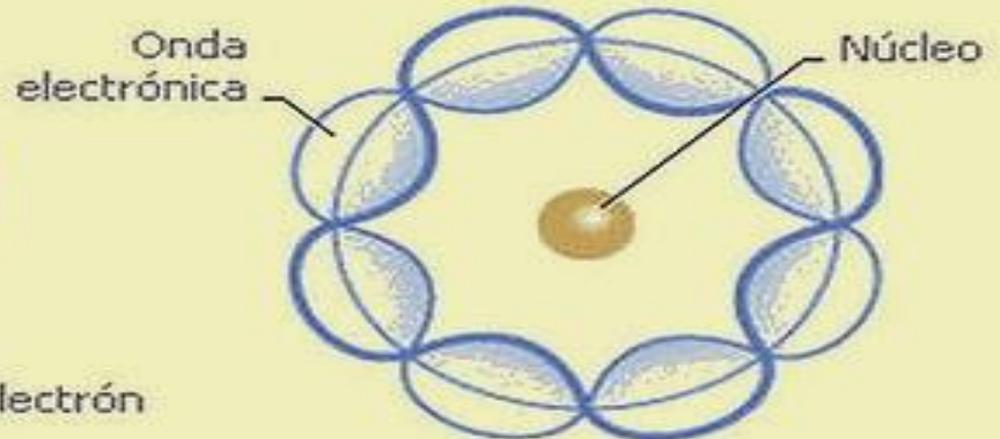
Átomo de Rutherford (1911)



Átomo de Bohr (1913)



Átomo de Schrödinger (1926)



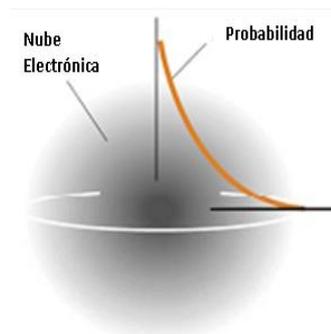
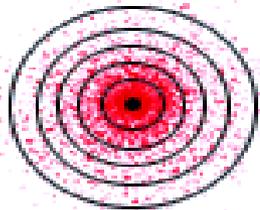
# Modelo mecánico-cuántico del átomo de Hidrógeno: Ecuación de Schrödinger:

- **ÁTOMO:** “Posee ciertas cantidades de energías permitidas debido al movimiento ondulatorio permitido del electrón, cuya localización exacta es imposible conocer”.

$$H. \psi = E. \psi$$

**FUNCIÓN DE ONDA:** sin significado físico

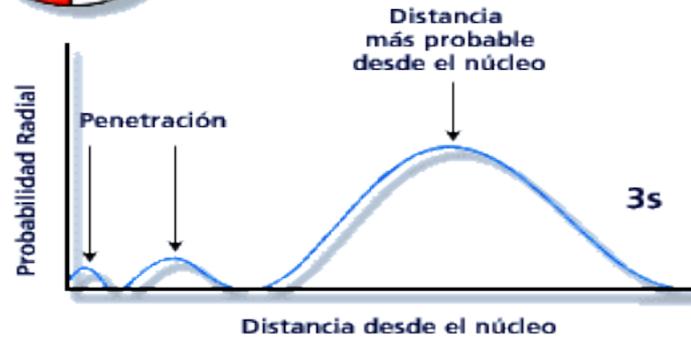
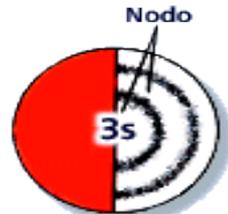
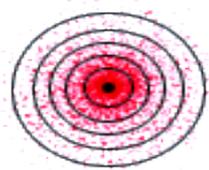
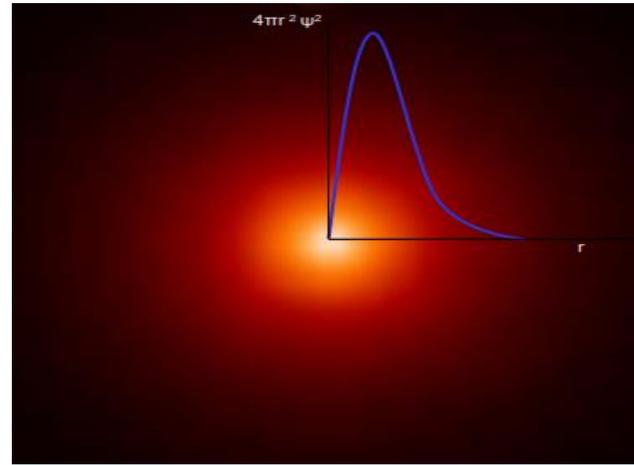
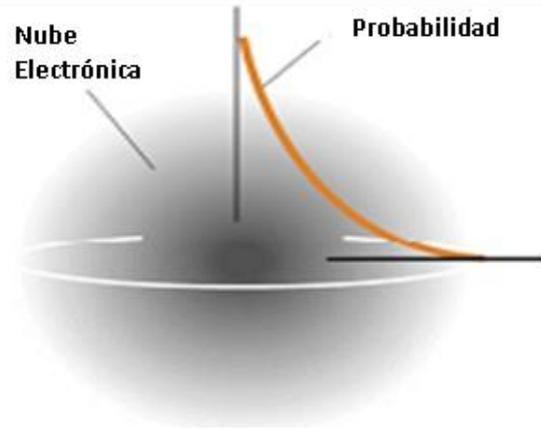
Cada solución se asocia a una función de onda: **ORBITAL ATÓMICO**



Distribución de probabilidad ( $\psi^2$ )

**Diagrama de densidad de probabilidad electrónica: NUBE ELECTRÓNICA** (zona donde la probabilidad de encontrar al electrón es máxima (90 %)).

# Orbital Atómico



# Orbital Atómico: Números cuánticos

## □ **Número cuántico Principal ( $n$ ):**

✓  $n = 1, 2, 3, \dots$

✓ **Nivel Principal de ENERGÍA** (o capa que ocupa el electrón) del Orbital ( $a > n, > \text{nivel de E}$ ).

✓ Indica el **Tamaño** relativo de un orbital y por lo tanto la **DISTANCIA** relativa desde el núcleo hasta el pico máx. en la curva de distribución de probabilidad radial.

# Orbital Atómico: Números cuánticos

## □ Número cuántico de momento angular ( $l$ ):

✓  $l = 0, 1, 2, \dots (n - 1)$

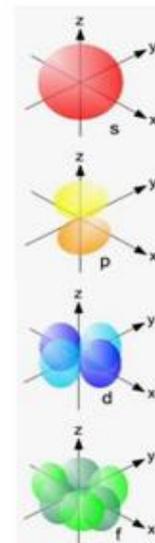
✓ Indica la **FORMA** del orbital y el **SUB-Nivel** (sub-capa) de Energía.

$l = 0$ , subnivel s

$l = 1$ , subnivel p

$l = 2$ , subnivel d

$l = 3$ , subnivel f



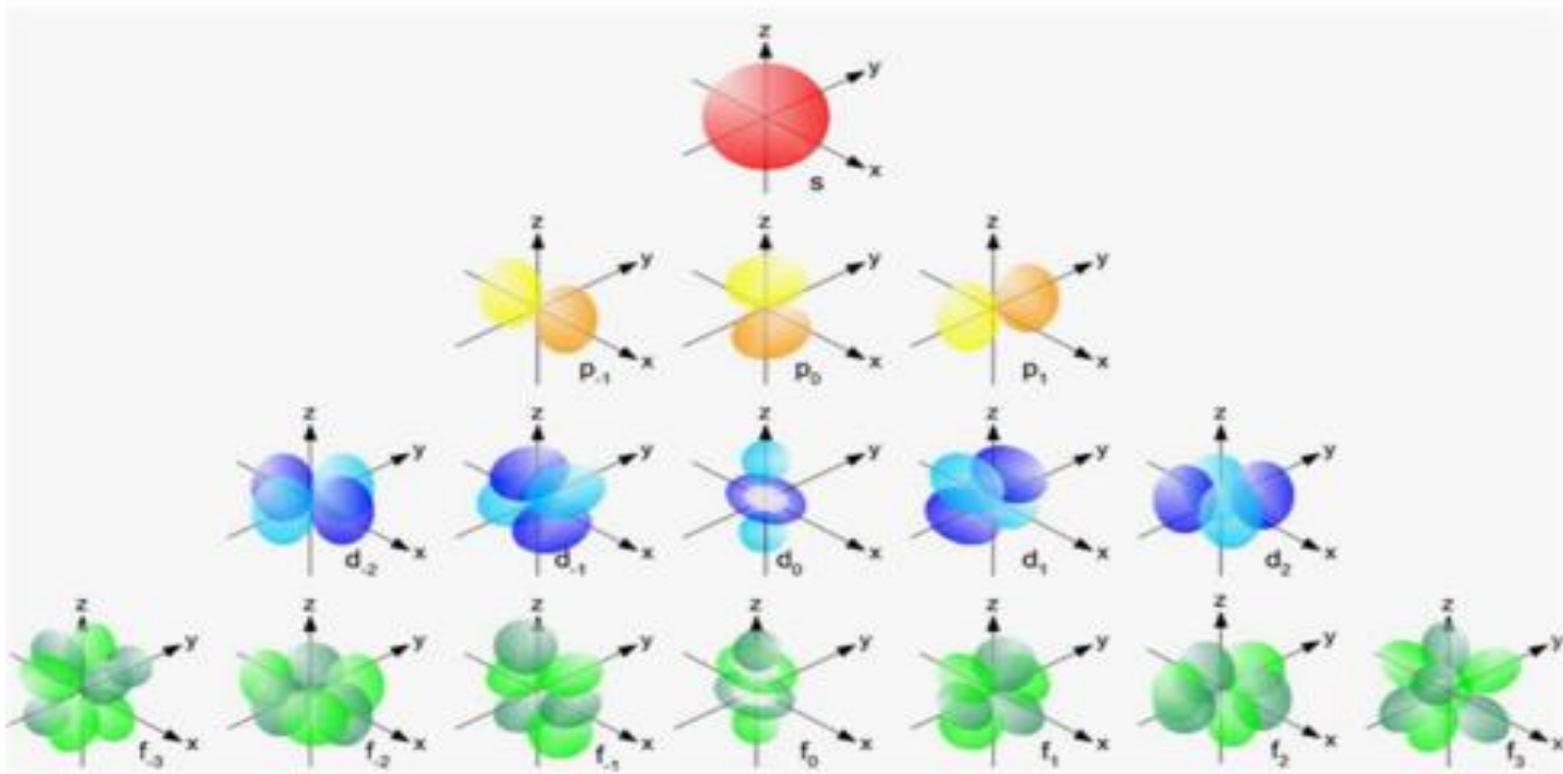
# Orbital Atómico: Números cuánticos

## □ **Número cuántico magnético ( $m_l$ ):**

- ✓  $m_l = -l \dots 0 \dots +l$ .
- ✓ Para cierto valor de  $l$  existen  $(2l + 1)$  valores enteros de  $m_l$
- ✓ Define la **Orientación** del orbital en el espacio alrededor del núcleo.
- ✓ **Define la cantidad de orbitales.**

# Orbital Atómico: Números cuánticos

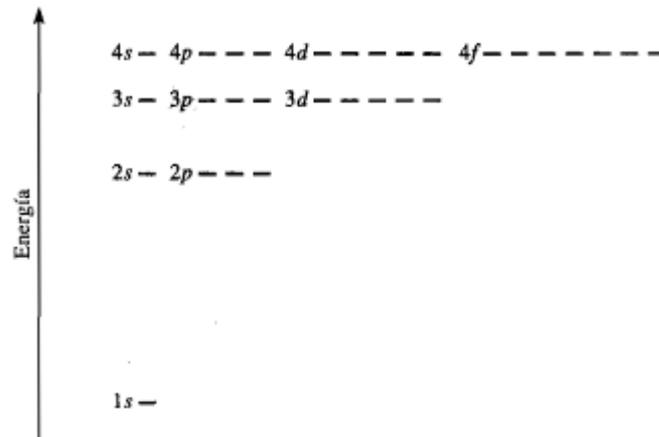
- **Según número cuántico magnético ( $m_l$ ):** Define la cantidad de orbitales



# Forma y Energía de los orbitales

	$s (l=0)$	$p (l=1)$			$d (l=2)$					$f (l=3)$						
	$m=0$	$m=0$	$m=\pm 1$		$m=0$	$m=\pm 1$		$m=\pm 2$		$m=0$	$m=\pm 1$		$m=\pm 2$		$m=\pm 3$	
	$s$	$p_z$	$p_x$	$p_y$	$d_{z^2}$	$d_{xz}$	$d_{yz}$	$d_{xy}$	$d_{x^2-y^2}$	$f_z^3$	$f_{xz^2}$	$f_{yz^2}$	$f_{xyz}$	$f_z(x^2-y^2)$	$f_x(x^2-3y^2)$	$f_y(3x^2-y^2)$
n=1	•															
n=2	•															
n=3	•															
n=4																

Niveles de  
Energía del  
átomo de H



# Ejemplo

- Cuál es el número total de orbitales asociados con el número cuántico principal  $n = 3$ ?

Para  $n = 3$ :

$l$  puede tomar valores: 0, 1 y 2.

Existen:

1 orbital 3s ( $n = 3, l = 0, m_l = 0$ )

3 orbitales 3p ( $n=3, l = 1$  y  $m_l = -1; 0$  y  $+1$ )

5 orbitales 3d ( $n=3, l = 2$  y  $m_l = -2; -1; 0; +1$  y  $+2$ )

Por lo tanto,  $N^{\circ}$  total de orbitales:  $1+3+5 = 9$

# Átomos polielectrónicos

Al igual que el modelo de Bohr, la ecuación de Schrödinger no da soluciones exactas para átomos polielectrónicos. Pero, a diferencia del modelo de Bohr, da excelentes soluciones aproximadas.

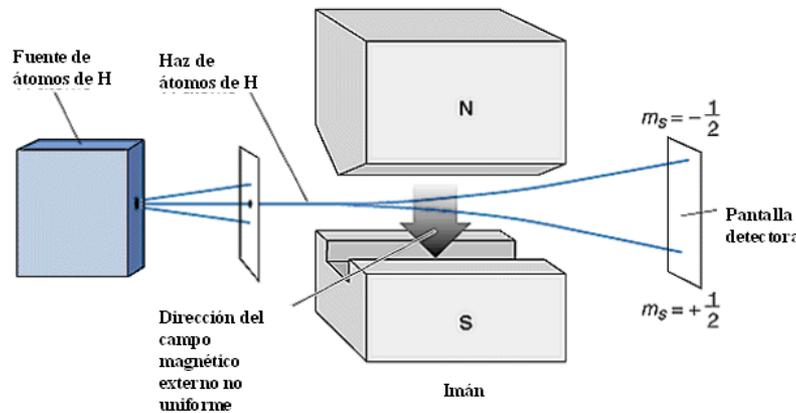
# Átomos polieletrónicos

La existencia de más de un electrón en un átomo requiere considerar:

1. La necesidad de un 4<sup>to</sup> número cuántico.
2. Un límite en el N<sup>o</sup> de electrones permitidos en un orbital.
3. Un conjunto más complejo de orbitales en los niveles de energía.

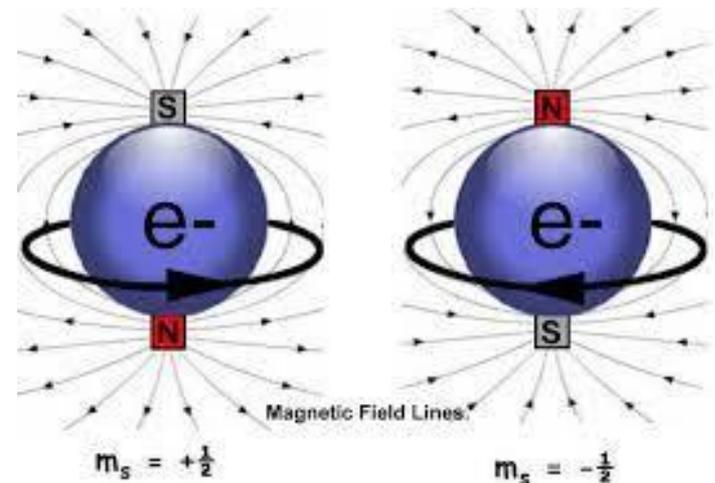
# Número cuántico de espín del electrón

- Describe una propiedad intrínseca del electrón: *spín* ( $m_s$ )



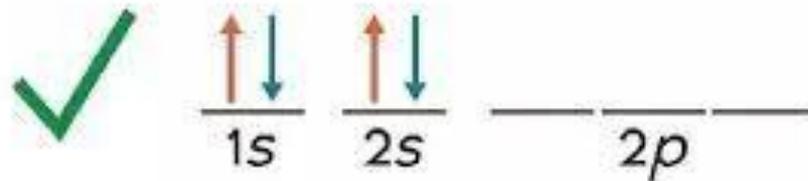
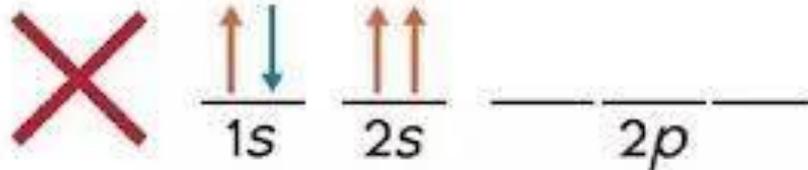
$$m_s = \pm 1/2$$

**Indica la dirección del giro del electrón en su eje por la orientación del campo magnético que éste produce.**



# Principio de exclusión de Pauli

- 2 electrones en el mismo átomo no pueden tener los mismos cuatro números cuánticos.
- Un orbital atómico puede tener un máximo de 2 electrones con espines opuestos.



# Valores permisibles de los números cuánticos hasta $n = 4$

$n$	$l$	$m_l$	$m_s$	Capacidad electrónica del subnivel = $4l + 2$	Capacidad electrónica del nivel de energía = $2n^2$
1 (K)	0 (1s)	0	+1/2, -1/2	2	2
2 (L)	0 (2s)	0	+1/2, -1/2	2	8
	1 (2p)	-1, 0, +1	$\pm 1/2$ para cada valor de $m_l$	6	
3 (M)	0 (3s)	0	+1/2, -1/2	2	18
	1 (3p)	-1, 0, +1	$\pm 1/2$ para cada valor de $m_l$	6	
	2 (3d)	-2, -1, 0, +1, +2	$\pm 1/2$ para cada valor de $m_l$	10	
4 (N)	0 (4s)	0	+1/2, -1/2	2	32
	1 (4p)	-1, 0, +1	$\pm 1/2$ para cada valor de $m_l$	6	
	2 (4d)	-2, -1, 0, +1, +2	$\pm 1/2$ para cada valor de $m_l$	10	
	3 (4f)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	$\pm 1/2$ para cada valor de $m_l$	14	

# Efectos electroestáticos y la división de los niveles de Energía

## 1) Atracciones núcleo-electrón:

### Efecto de la Carga nuclear (Z):

Si comparo el átomo de H (Z=1) con el ion He<sup>+</sup> (Z=2): ambos tienen un electrón en orbital 1s, pero el electrón del ion He<sup>+</sup> es atraído más fuertemente, lo que hace difícil removerlo y su orbital es más estable (menor energía).

*Una carga nuclear alta (Z) disminuye la energía orbital por el incremento de las atracciones núcleo-electrón.*

## 2) Repulsiones electrón-electrón.

**Efecto Pantalla:** un electrón adicional en el mismo nivel de energía reduce la carga nuclear a una carga nuclear efectiva:

$$Z_{\text{efec}} = Z - \sigma$$

( $\sigma$ : Cte. de Apantallamiento: N<sup>o</sup> de electrones entre el núcleo y el electrón considerado)

Asimismo, los electrones internos protegen a los externos más efectivamente que los del mismo subnivel.

# Efectos electroestáticos y la división de los niveles de Energía

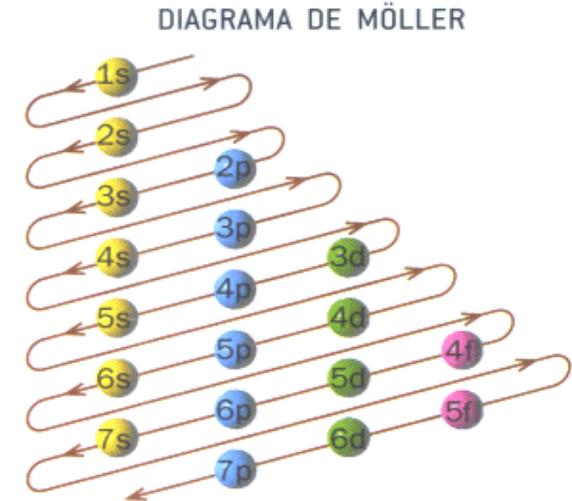
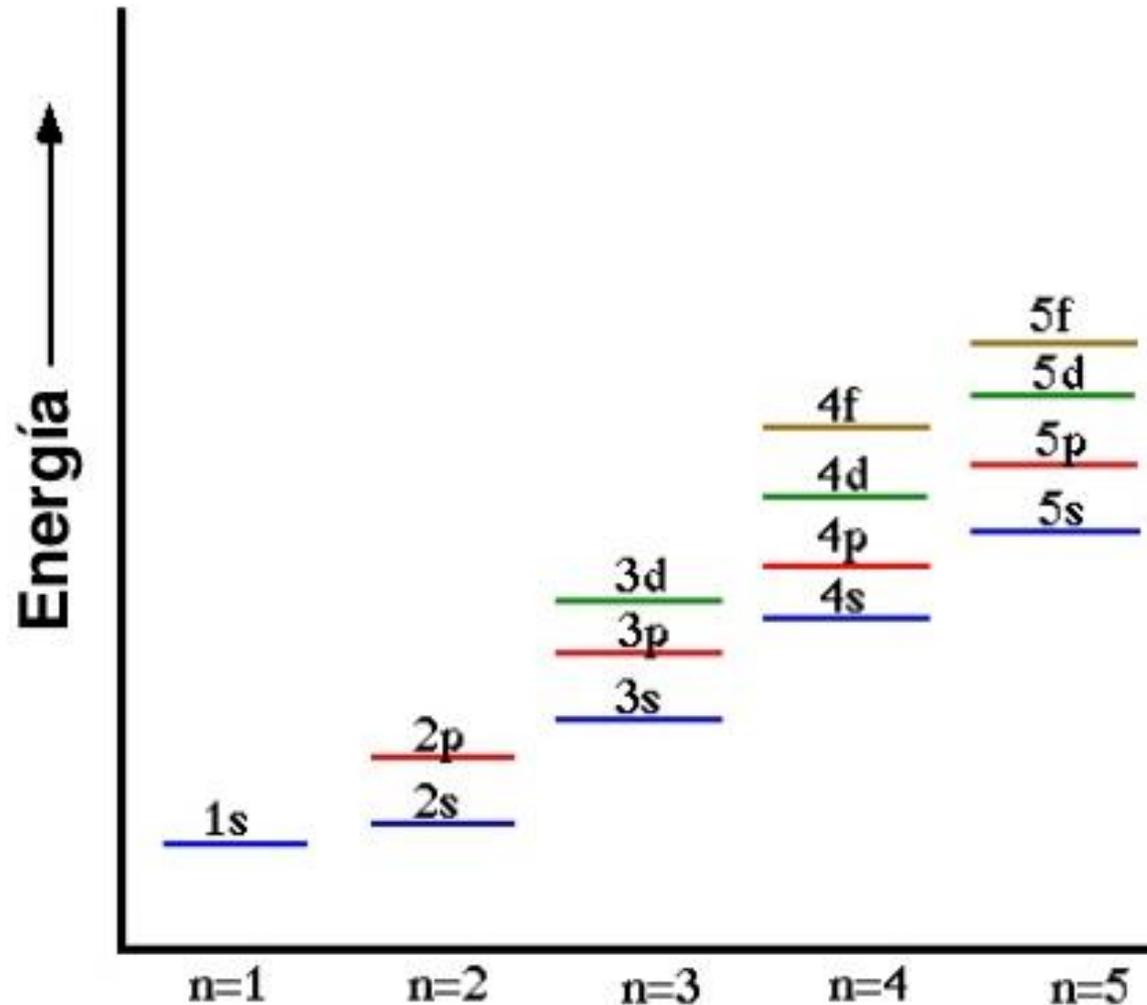
## 3) Forma del Orbital:

### **Efecto de Penetración:**

Las diferencias en la distribución de probabilidad radial permiten diferencias en la penetración según:

$$ns < np < nd < nf \dots$$

# Orden de llenado de subniveles de energía



# Ejemplo

- **Comparación de las configuraciones electrónicas:**

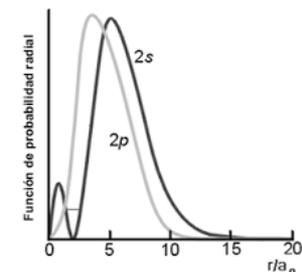
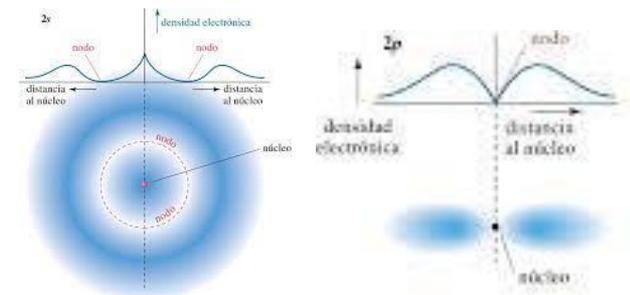
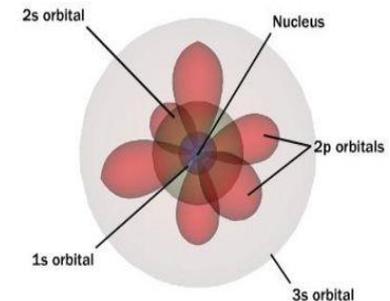


**Porque el orbital 2s se encuentra en un nivel de energía menor que el orbital 2p?**

Los orbitales **2s y 2p son más grandes que el 1s**, por lo cual si un electrón este situado en estos orbitales pasará más tiempo alejado del núcleo que un electrón en orbital 1s.

**Por ello el electrón en orbital 2s o 2p está “apantallado”** de la fuerza de atracción del núcleo por los electrones 1s; disminuyendo la atracción electrostática entre los protones del núcleo y el electrón del orbital 2s o 2p.

Además, la **densidad cerca del núcleo es mayor para un electrón en 2s que para uno en 2p** (por lo que un electrón en 2s pasa más tiempo cerca del núcleo que un electrón en 2p. **Por esto, se dice que el orbital 2s es “más penetrante” que el orbital 2p.**

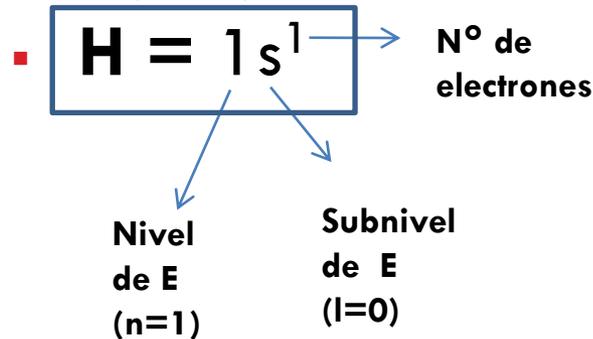


# Configuración electrónica

## □ Período 1 y 2:

**Principio de AUFBAU:** Cuando protones se incorporan al núcleo de uno en uno para construir los elementos, los electrones se suman de la misma forma a los orbitales atómicos.

- **H (Z=1):**  $n=1, l=0, m_l=0, m_s=+1/2$



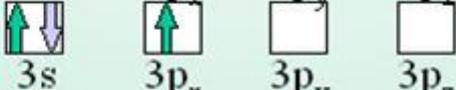
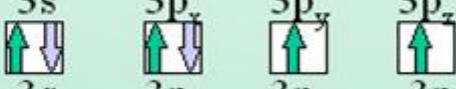
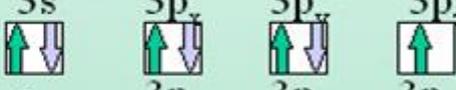
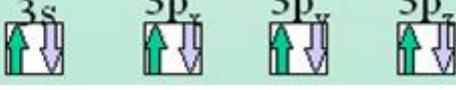
**Regla de HUND:** La distribución electrónica más estable en los subniveles es la que tiene el mayor n° de electrones no apareados con espines paralelos.

**OJO!!!**

Elemento	No. atómico	Diagrama de orbital 1s 2s 2p <sub>x</sub> 2p <sub>y</sub> 2p <sub>z</sub>	Configuración electrónica
Hidrógeno	1	paramagnético	1s <sup>1</sup>
Helio	2	diamagnético	1s <sup>2</sup>
Litio	3	paramagnético	1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup>
Berilio	4	diamagnético	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>
Boro	5	diamagnético	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>
Carbono	6	diamagnético	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>
Nitrógeno	7	paramagnético	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>
Oxígeno	8	diamagnético	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>
Flúor	9	diamagnético	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>
Neón	10	diamagnético	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>

# Configuración electrónica

- **Período 3:** Se llenan en el orden 3s y 3p según nivel de E

Número atómico	Elemento	Diagrama de orbital de caja (3s v 3p)				Configuración electrónica condensada
11	Na					[Ne] 3s <sup>1</sup>
12	Mg					[Ne] 3s <sup>2</sup>
13	Al					[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>
14	Si					[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>
15	P					[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>
16	S					[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>
17	Cl					[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
18	Ar					[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>

# Configuración electrónica

- **Periodo 4 y 5:** aparecen orbitales (n - 1)d de las series de transición

n=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
n=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



- **Periodo 6 y 7:** aparecen orbitales (n - 2)f de las series de elementos de transición interna (lantánidos y actínidos).

n=6	55 Cs	56 Ba	57 La	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
n=7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt									

Bloque f

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
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

# Configuración electrónica

- Configuraciones electrónicas dentro de un grupo en la tabla:  
Configuraciones electrónicas externas similares: **Comportamiento químico similar.**

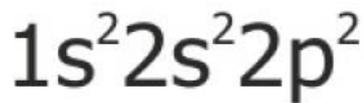
GRUPOS	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA	FAMILIA
Grupo IA	$ns^1$	Metales Alcalinos
Grupo IIA	$ns^2$	Metales Alcalinotérreos
Grupo IIIA	$ns^2 np^1$	Del Boro
Grupo IVA	$ns^2 np^2$	Del Carbono
Grupo VA	$ns^2 np^3$	Del Nitrógeno
Grupo VIA	$ns^2 np^4$	<b>Del Oxígeno o de los Calcógenos</b>
Grupo VIIA	$ns^2 np^5$	De los Halógenos
Grupo VIIIA	$ns^2 np^6$	De los Gases Nobles

**En un grupo, similitudes en el comportamiento químico reflejan similitudes en la distribución de los electrones en los orbitales más altos de energía.**

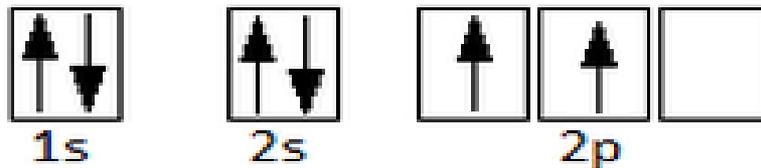
# Configuración electrónica basal y excitada

- **Basal:** Configuración electrónica mas estable, aquella en que los electrones están distribuidos con la menor energía posible.
- **Excitada:** Configuración electrónica tras absorber energía se promueve uno o varios electrones a niveles mas altos de energía.

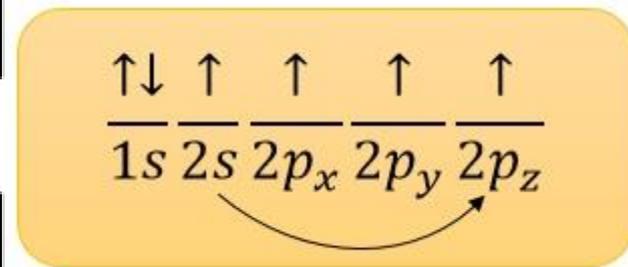
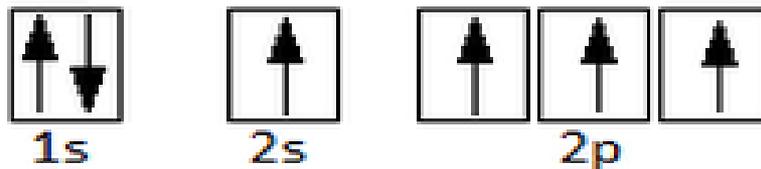
Para el átomo de Carbono ( $Z = 6$ )



Estado fundamental del carbono



Estado excitado del carbono

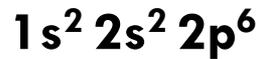


# Ejemplos

- Escriba la configuración electrónica del azufre en su estado fundamental.

Azufre (S, Z=16), electrones = 16

Uso 10 electrones para completar 1<sup>er</sup> y 2<sup>do</sup> período:



Quedan 6 electrones:

Lleno el orbital 3s con 2 electrones y lleno parcialmente los orbitales 3p con 4 electrones:



1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H 1.008																	2 He 4.0026
3 Li 6.94	4 Be 9.0122											5 B 10.81	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.1797
11 Na 22.99	12 Mg 24.305											13 Al 26.981	14 Si 28.086	15 P 30.974	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.948
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.956	22 Ti 47.887	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.6934	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.723	32 Ge 72.63	33 As 74.9216	34 Se 78.9718	35 Br 79.904	36 Kr 83.798
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.906	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc 98	44 Ru 101.07	45 Rh 102.90	46 Pd 106.42	47 Ag 107.868	48 Cd 112.414	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.760	52 Te 127.60	53 I 126.905	54 Xe 131.29
55 Cs 132.905	56 Ba 137.327	57-71 Lanthanides	72 Hf 178.49	73 Ta 180.94	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.222	78 Pt 195.084	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po 209	85 At 210	86 Rn 222
87 Fr 223	88 Ra 226	89-103 Actinides	104 Rf 261	105 Db 262	106 Sg 266	107 Bh 264	108 Hs 277	109 Mt 268	110 Ds 271	111 Rg 272	112 Cn 285	113 Nh 284	114 Fl 289	115 Mc 288	116 Lv 293	117 Ts 294	118 Og 294
89 La 138.905	90 Ce 140.116	91 Pr 140.908	92 Nd 144.242	93 Pm 145	94 Sm 150.36	95 Eu 151.964	96 Gd 157.25	97 Tb 158.925	98 Dy 162.50	99 Ho 164.930	100 Er 167.259	101 Tm 168.930	102 Yb 173.054	103 Lu 174.967			
105 Ac 227	106 Th 232.038	107 Pa 231.036	108 U 238.029	109 Np 237	110 Pu 244	111 Am 243	112 Cm 247	113 Bk 247	114 Cf 251	115 Es 252	116 Fm 257	117 Md 258	118 No 259	119 Lr 260			

# Ejemplos

- Escriba la configuración electrónica de  $\text{Fe}^{2+}$  y de  $\text{F}^-$  en estado fundamental.

$\text{Fe}^{2+}$ :

Para Fe ( $Z = 26$ ):  $[\text{Ar}]4s^23d^6$

Es un catión: Pierde 2 electrones del bloque s

$[\text{Fe}^{2+}]$ :  $[\text{Ar}]3d^6$

$\text{F}^-$ :

Para F ( $Z = 9$ ):  $[\text{He}]2s^22p^5$

Es un anión: gana 1 electrón

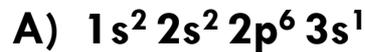
$[\text{F}^-]$ :  $[\text{Ne}]$

The image shows a periodic table of elements. The element Iron (Fe) is highlighted with a blue circle in the 4th period, 8th group. The element Fluorine (F) is highlighted with a blue circle in the 2nd period, 17th group. The table includes atomic numbers, symbols, and names for all elements.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H Hydrogen 1.008																	2 He Helium 4.0026
3 Li Lithium 6.94	4 Be Beryllium 9.012											5 B Boron 10.81	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.998	10 Ne Neon 20.1797
11 Na Sodium 22.990	12 Mg Magnesium 24.305											13 Al Aluminum 26.981	14 Si Silicon 28.085	15 P Phosphorus 30.973	16 S Sulfur 32.06	17 Cl Chlorine 35.45	18 Ar Argon 39.948
19 K Potassium 39.0983	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.9559	22 Ti Titanium 47.887	23 V Vanadium 50.9419	24 Cr Chromium 51.9961	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.6934	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.63	33 As Arsenic 74.921	34 Se Selenium 78.971	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.798
37 Rb Rubidium 85.4678	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.9058	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.94	43 Tc Technetium 98	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.905	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.868	48 Cd Cadmium 112.414	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.710	51 Sb Antimony 121.757	52 Te Tellurium 127.6	53 I Iodine 126.905	54 Xe Xenon 131.29
55 Cs Cesium 132.905	56 Ba Barium 137.327	57-71 Lanthanides	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.948	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.222	78 Pt Platinum 195.084	79 Au Gold 196.967	80 Hg Mercury 200.59	81 Tl Thallium 204.38	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.98	84 Po Polonium 209	85 At Astatine 210	86 Rn Radon 222
87 Fr Francium 223	88 Ra Radium 226	89-103 Actinides	104 Rf Rutherfordium 261	105 Db Dubnium 262	106 Sg Seaborgium 266	107 Bh Bohrium 264	108 Hs Hassium 265	109 Mt Meitnerium 268	110 Ds Darmstadtium 271	111 Rg Roentgenium 272	112 Cn Copernicium 285	113 Nh Nihonium 284	114 Fl Flerovium 289	115 Mc Moscovium 288	116 Lv Livermorium 293	117 Ts Tennessine 294	118 Og Oganesson 294
89 La Lanthanum 138.905	90 Ce Cerium 140.12	91 Pr Praseodymium 140.908	92 Nd Neodymium 144.24	93 Pm Promethium 145	94 Sm Samarium 150.36	95 Eu Europium 151.964	96 Gd Gadolinium 157.25	97 Tb Terbium 158.925	98 Dy Dysprosium 162.50	99 Ho Holmium 164.93	100 Er Erbium 167.259	101 Tm Thulium 168.934	102 Yb Ytterbium 173.054	103 Lu Lutetium 174.967			
105 Ac Actinium 227	106 Th Thorium 232.038	107 Pa Protactinium 231.036	108 U Uranium 238.029	109 Np Neptunium 237	110 Pu Plutonium 244	111 Am Americium 243	112 Cm Curium 247	113 Bk Berkelium 247	114 Cf Californium 251	115 Es Einsteinium 252	116 Fm Fermium 257	117 Md Mendelevium 261	118 No Nobelium 265	119 Lr Lawrencium 260			

# Ejemplos

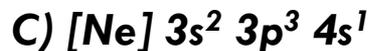
- Señale en cada una de las configuraciones electrónicas siguientes cuál corresponde a átomos en estado fundamental, excitados o es imposible.



Sodio (Na; Z = 11) en Estado fundamental.



Esta configuración es imposible puesto que en el nivel  $n = 2$  **NO PUEDEN EXISTIR ORBITALES "d"**.



La configuración electrónica  $[Ne] 3s^2 3p^4$  sería el Azufre (S; Z = 16), por lo cual esta configuración corresponde al **S excitado**.

# Configuración electrónica

**Grupos** →

**Períodos** ↓

<b>Bloque s</b>												<b>No Metales y Metaloides</b>		<b>Bloque p</b>					
1s	1 H											1s	2 He						
	3 Li	4 Be	<b>Metales de Transición</b>										5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
	11 Na	12 Mg	<b>Bloque d</b>										13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
	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	
	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	
	55 Cs	56 Ba	57 La	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	
	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt										
			<b>Elementos de transición interna (Lantánidos y Actínidos)</b>																
<b>Bloque f</b>			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			
			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			



Entorno  
Virtual de  
Aprendizaje

MUCHAS GRACIAS

**Tarea 1: Comienza 20/03 Hora 20**