

Configuraciones electrónicas

Química General I

2012

Configuración o notación electrónica

- Es el ordenamiento de los electrones dentro de la nube electrónica utilizando los números cuánticos.
- Se utiliza una notación en la cual se nombra cada orbital a través de:
 - El nivel de energía (número cuántico principal)
 - El tipo de orbital
 - El número de electrones por orbital.

La configuración electrónica explica cómo los electrones se distribuyen entre los diversos orbitales en un átomo.

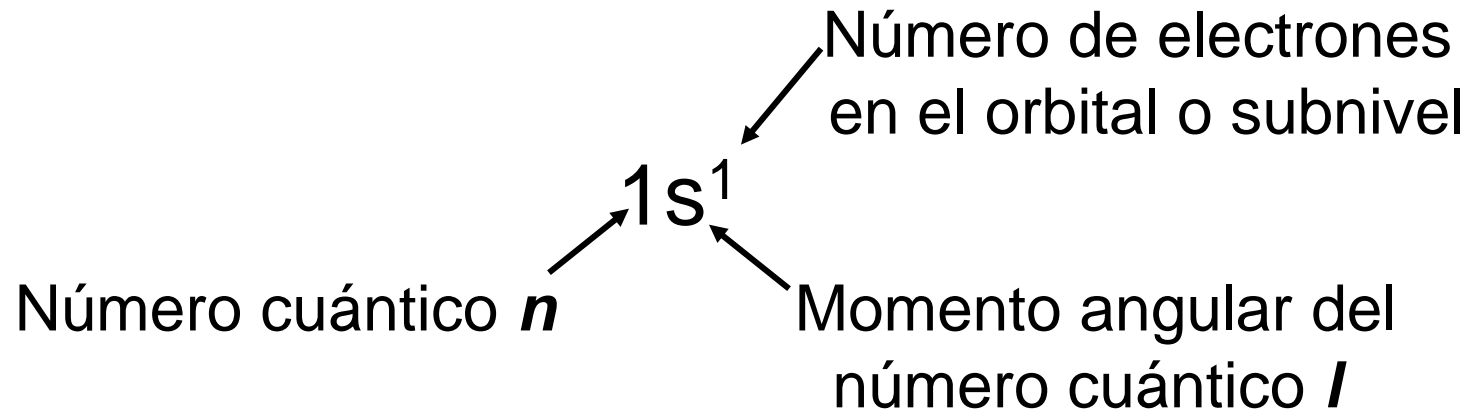


Diagrama de un orbital



Principio de edificación o de llenado de Aufbau

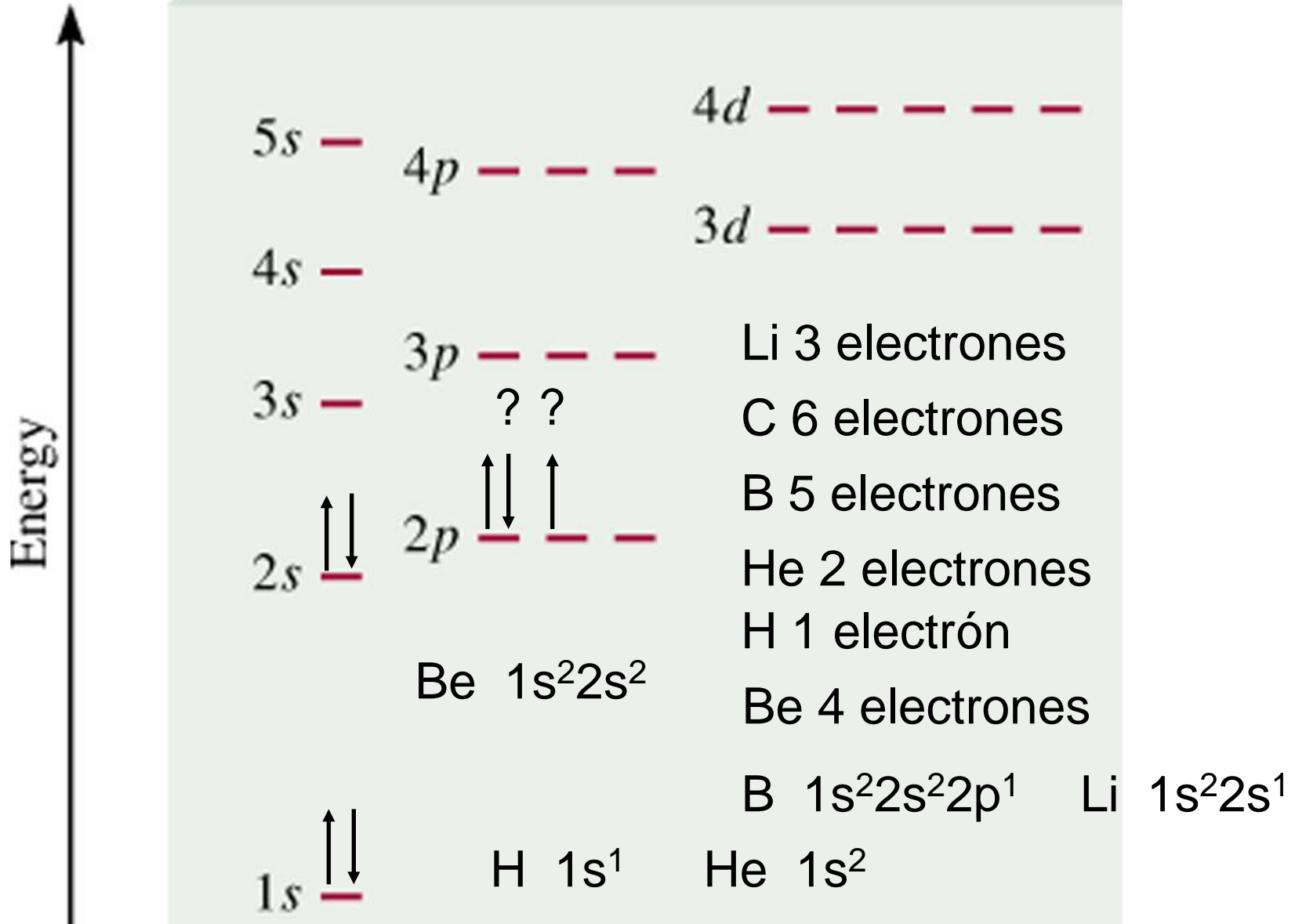
- Recibe el nombre también de Principio de construcción progresiva.
- Sirva para armar la configuración electrónica de los átomos de los elementos.

Principio de Aufbau

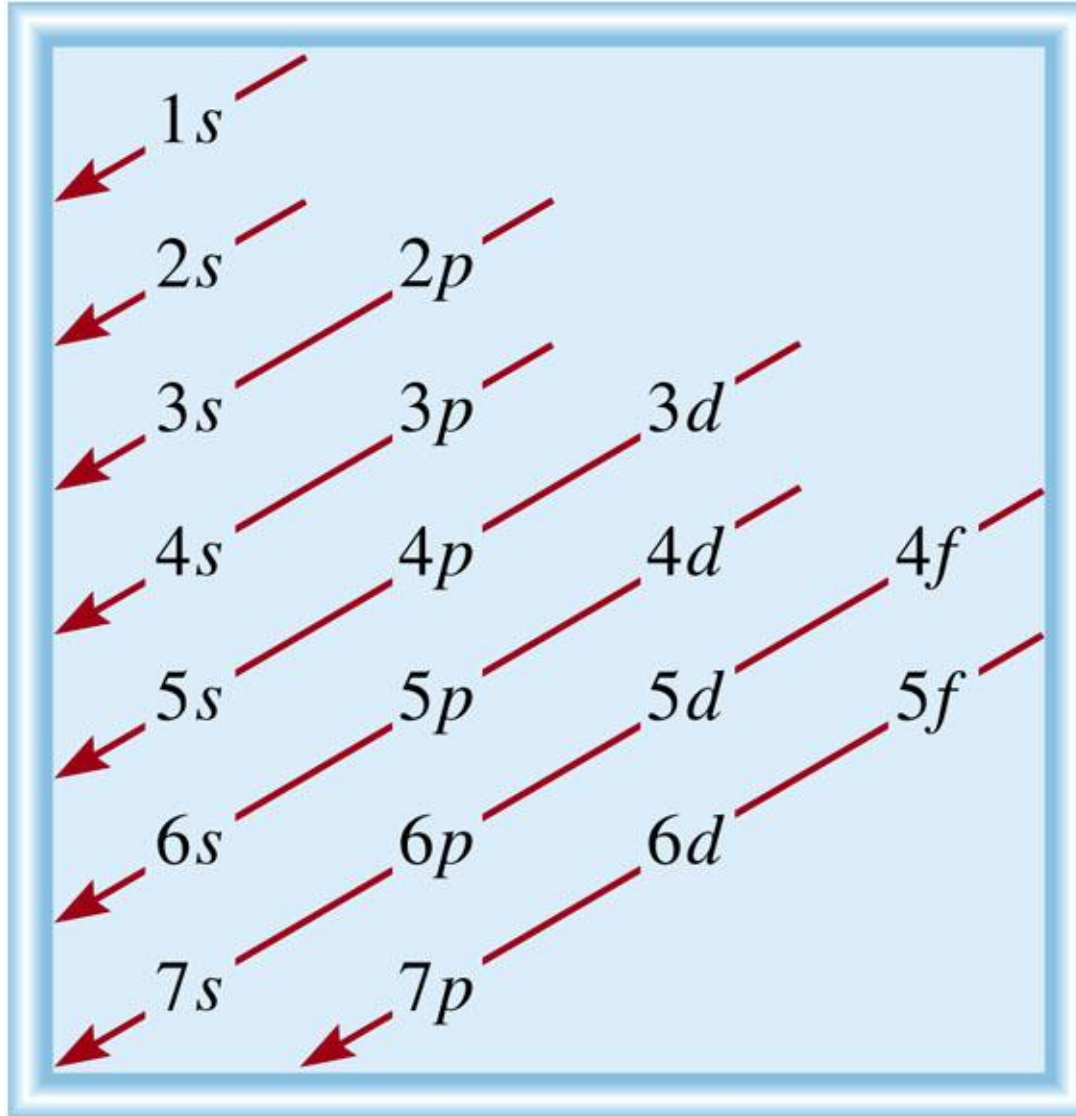
- En los átomos los electrones están distribuidos en los orbitales según *el principio de Aufbau*.
 - *Los electrones de un átomo en su estado basal, ocupan los orbitales de más baja energía, con lo que se minimiza la energía electrónica total del átomo.*
- El principio de Aufbau se complementa con el principio de exclusión de Pauli.

Principio de *Aufbau*

Electrones ocupando el nivel más bajo de energía de los orbitales



Orden que siguen los electrones al llenar los orbitales



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

Ejemplos de algunas configuraciones electrónicas

La configuración electrónica del boro ($Z = 5$) es $1s^2 2s^2 2p^1$

La configuración electrónica del carbono ($Z = 6$) es $1s^2 2s^2 2p^2$.

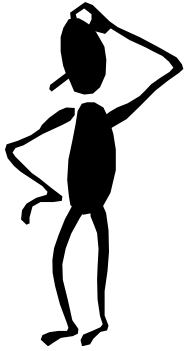
La configuración electrónica del nitrógeno ($Z = 7$) es $1s^2 2s^2 2p^3$.

La configuración electrónica del oxígeno ($Z = 8$) es $1s^2 2s^2 2p^4$.

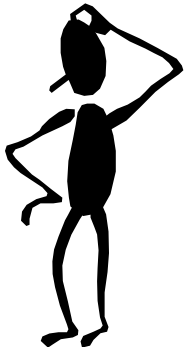
La configuración electrónica del flúor ($Z = 9$) es $1s^2 2s^2 2p^5$.

Configuraciones electrónicas abreviadas

- Presenta entre corchetes [] el símbolo del gas noble anterior (resumiendo así la configuración electrónica de los niveles internos) y adjunto a ellos, la configuración de los niveles de valencia (los mas externos)



¿Cuál es la configuración electrónica del Mg?,
¿la configuración electrónica abreviada? y ¿la
configuración electrónica de diagrama de
orbital?



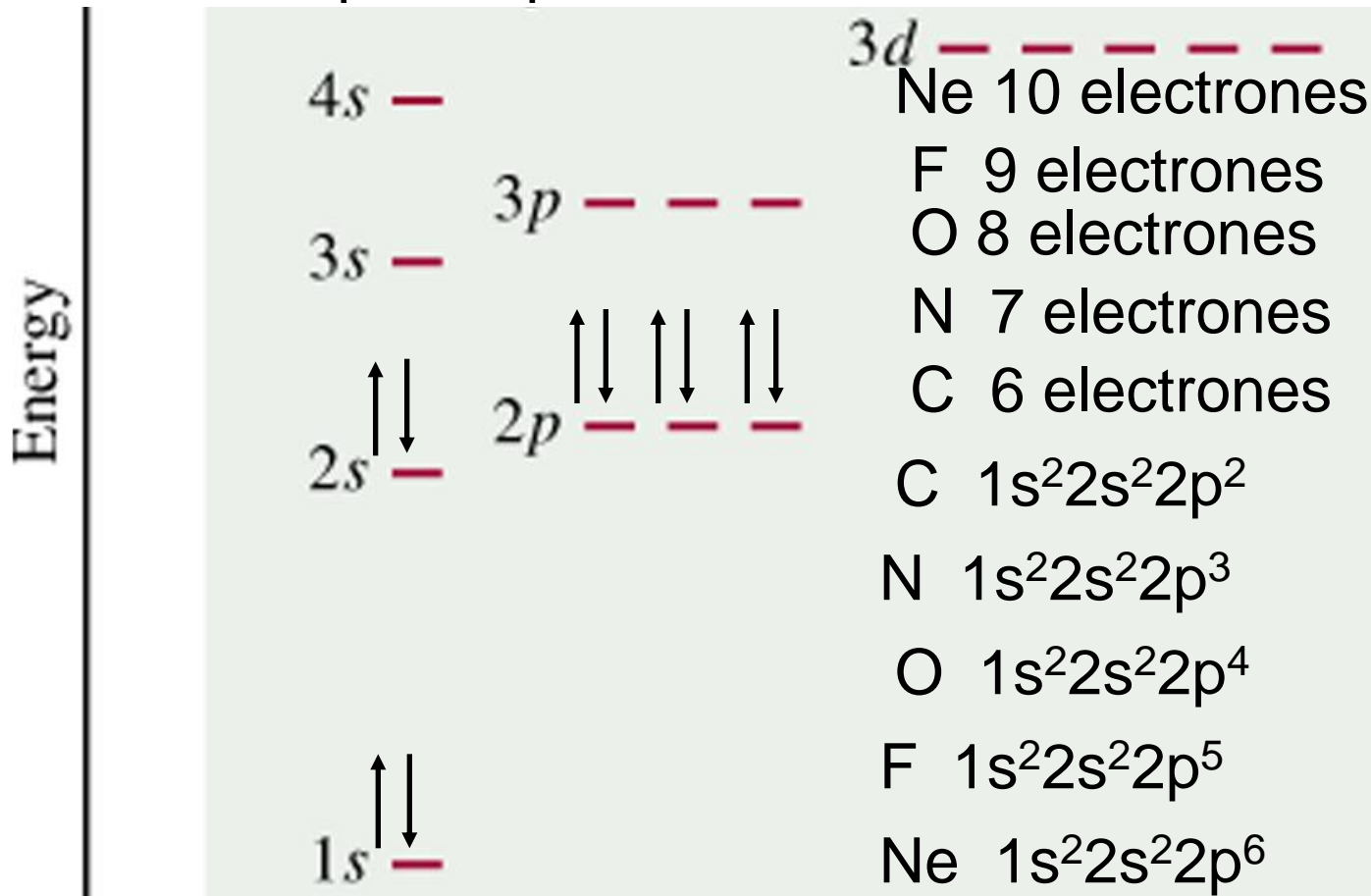
¿Cuáles son los 4 número cuánticos del último
electrón para el Cl?

Ojo

- El principio de construcción o edificación progresiva de Aufbau se complementa con:
 - El principio de máxima multiplicidad de Hund.



Regla de Hund (Regla de máxima multiplicidad):
El arreglo más estable de electrones en los subniveles de igual energía (degenerados) se logra cuando se tiene el mayor número de “spines” paralelos.



Regla de Hund (máxima multiplicidad)

- Hasta donde sea posible los electrones ocupan separadamente los orbitales disponibles en un subnivel determinado.
- La regla de Hund ha sido confirmada por mediciones magnéticas.

Ejercicios

- Es la configuración electrónica extendida, abreviada y de diagramas de orbitales para:
 - Arsénico
 - Rubidio
- En cada uno determine:
 - Número de orbitales llenos
 - Número de orbitales semillenos
 - Total de electrones apareados
 - Total de electrones no apareados

Electrón diferencial

- Es el último electrón que se introduce al escribir la configuración electrónica.
 - Ejemplos:
 - Marque el electrón diferencia en la configuración electrónica por diagrama de orbitales de:
 - Nitrógeno
 - Oxígeno

Último subnivel de energía para los elementos

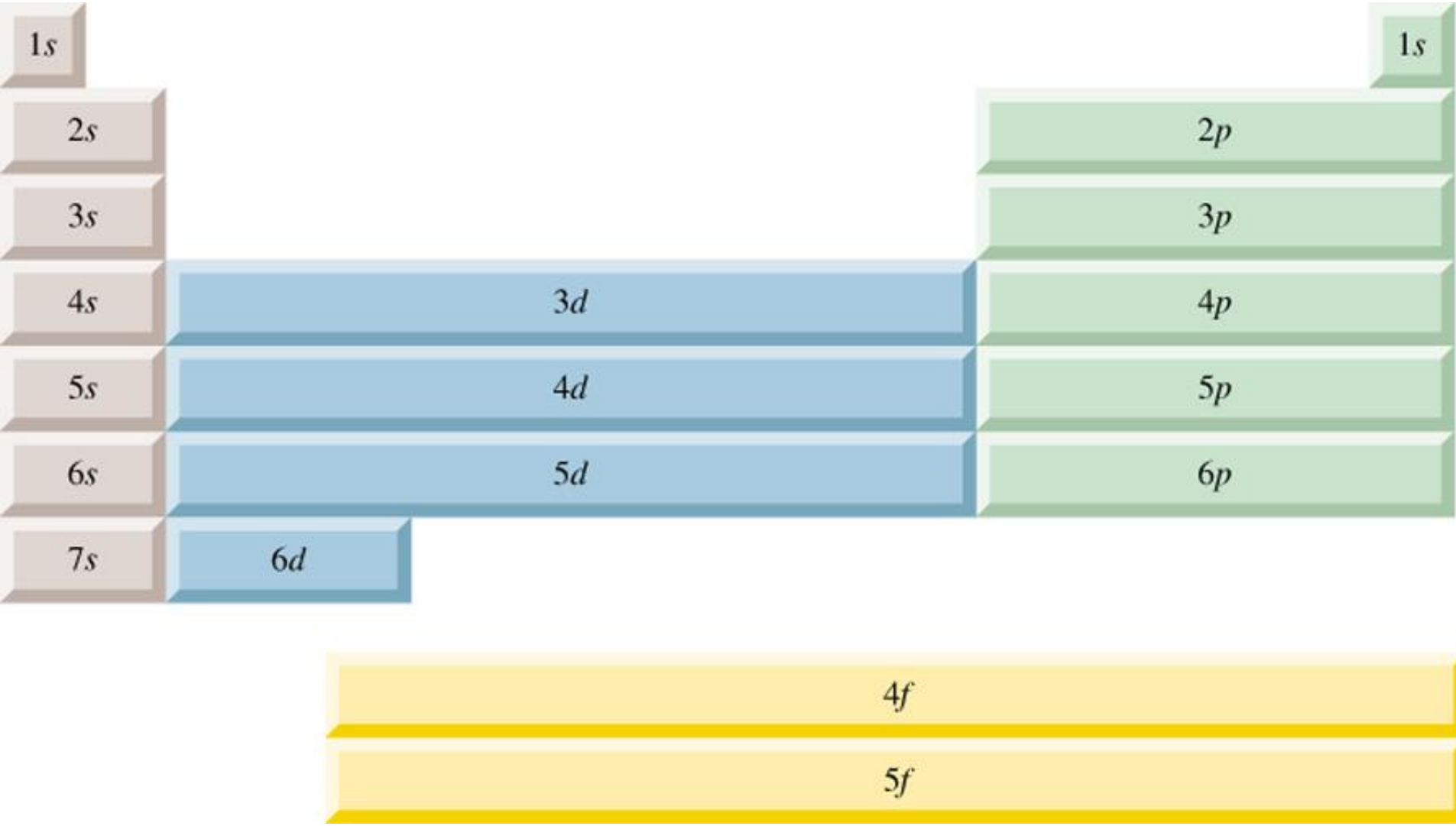


TABLE 7.3

The Ground-State Electron Configurations of the Elements*

Atomic Number	Symbol	Electron Configuration	Atomic Number	Symbol	Electron Configuration	Atomic Number	Symbol	Electron Configuration
1	H	$1s^1$	38	Sr	$[\text{Kr}]5s^2$	75	Re	$[\text{Xe}]6s^2 4f^{14} 5d^5$
2	He	$1s^2$	39	Y	$[\text{Kr}]5s^2 4d^1$	76	Os	$[\text{Xe}]6s^2 4f^{14} 5d^6$
3	Li	$[\text{He}]2s^1$	40	Zr	$[\text{Kr}]5s^2 4d^2$	77	Ir	$[\text{Xe}]6s^2 4f^{14} 5d^7$
4	Be	$[\text{He}]2s^2$	41	Nb	$[\text{Kr}]5s^1 4d^4$	78	Pt	$[\text{Xe}]6s^1 4f^{14} 5d^9$
5	B	$[\text{He}]2s^2 2p^1$	42	Mo	$[\text{Kr}]5s^1 4d^5$	79	Au	$[\text{Xe}]6s^1 4f^{14} 5d^{10}$
6	C	$[\text{He}]2s^2 2p^2$	43	Tc	$[\text{Kr}]5s^2 4d^5$	80	Hg	$[\text{Xe}]6s^2 4f^{14} 5d^{10}$
7	N	$[\text{He}]2s^2 2p^3$	44	Ru	$[\text{Kr}]5s^1 4d^7$	81	Tl	$[\text{Xe}]6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^1$
8	O	$[\text{He}]2s^2 2p^4$	45	Rh	$[\text{Kr}]5s^1 4d^8$	82	Pb	$[\text{Xe}]6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$
9	F	$[\text{He}]2s^2 2p^5$	46	Pd	$[\text{Kr}]4d^{10}$	83	Bi	$[\text{Xe}]6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^3$
10	Ne	$[\text{He}]2s^2 2p^6$	47	Ag	$[\text{Kr}]5s^1 4d^{10}$	84	Po	$[\text{Xe}]6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^4$
11	Na	$[\text{Ne}]3s^1$	48	Cd	$[\text{Kr}]5s^2 4d^{10}$	85	At	$[\text{Xe}]6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^5$
12	Mg	$[\text{Ne}]3s^2$	49	In	$[\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^1$	86	Rn	$[\text{Xe}]6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$
13	Al	$[\text{Ne}]3s^2 3p^1$	50	Sn	$[\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^2$	87	Fr	$[\text{Rn}]7s^1$
14	Si	$[\text{Ne}]3s^2 3p^2$	51	Sb	$[\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^3$	88	Ra	$[\text{Rn}]7s^2$
15	P	$[\text{Ne}]3s^2 3p^3$	52	Te	$[\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^4$	89	Ac	$[\text{Rn}]7s^2 6d^1$
16	S	$[\text{Ne}]3s^2 3p^4$	53	I	$[\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^5$	90	Th	$[\text{Rn}]7s^2 6d^2$
17	Cl	$[\text{Ne}]3s^2 3p^5$	54	Xe	$[\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^6$	91	Pa	$[\text{Rn}]7s^2 5f^2 6d^1$
18	Ar	$[\text{Ne}]3s^2 3p^6$	55	Cs	$[\text{Xe}]6s^1$	92	U	$[\text{Rn}]7s^2 5f^3 6d^1$
19	K	$[\text{Ar}]4s^1$	56	Ba	$[\text{Xe}]6s^2$	93	Np	$[\text{Rn}]7s^2 5f^4 6d^1$
20	Ca	$[\text{Ar}]4s^2$	57	La	$[\text{Xe}]6s^2 5d^1$	94	Pu	$[\text{Rn}]7s^2 5f^6$

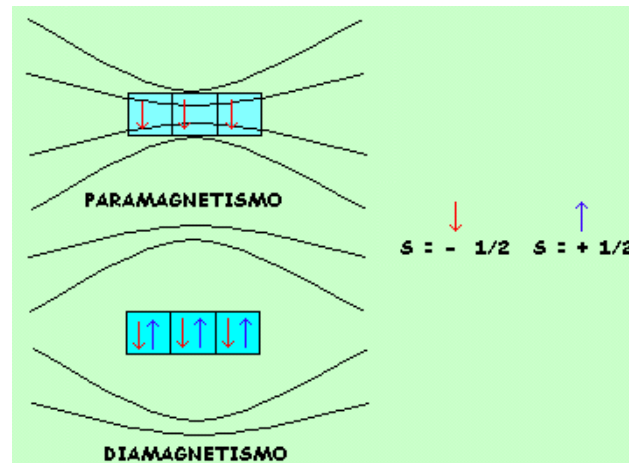
Por qué a veces no coincide con la configuración de la tabla?

- La configuración electrónica que aparece en la tabla periódica es el producto de observaciones **experimentales**.
- El principio de construcción progresiva, es totalmente **teórico**, y se basa en las relaciones teóricas de energía entre los subniveles del átomo.
 - Vea la configuración del cobre

Propiedades magnéticas de los átomos

- Hay configuraciones electrónicas con electrones no apareados.
- Experimentalmente, la presencia de los electrones no apareados puede evaluarse por las propiedades magnéticas.
 - Experimento: un haz de átomos de un elemento someterlo a un campo magnético.

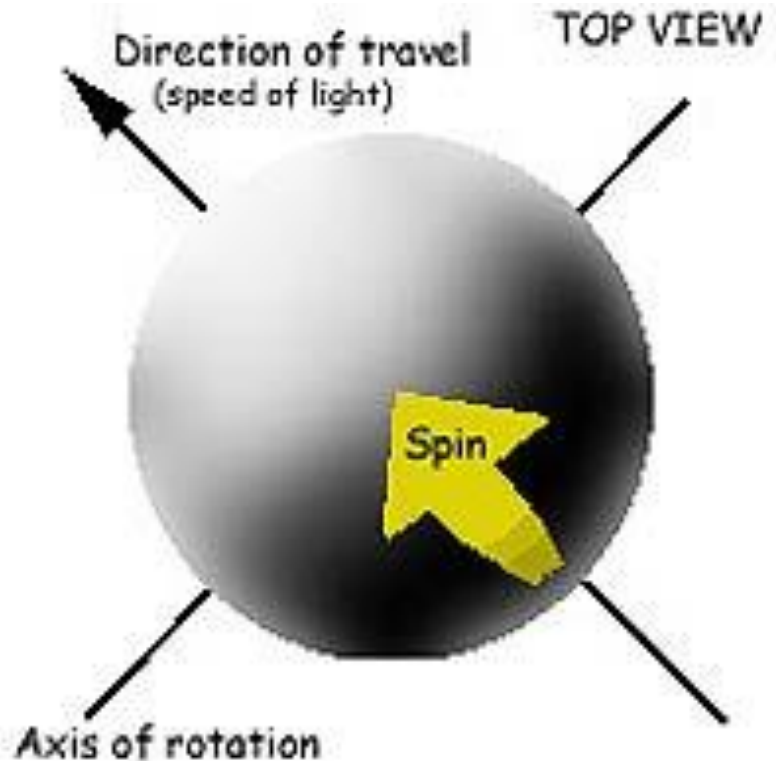
Propiedades magnéticas de los átomos



- Si:
 - Se experimenta una **repulsión débil**, todos los electrones están apareados, hay **diamagnetismo**.
 - Se experimenta una **atracción fuerte** al campo magnético, hay electrones no apareados, hay **paramagnetismo**.

Diamagnetismo

- El electrón puede visualizarse como una partícula que gira alrededor de su propio eje.
- Momento magnético.
- Cancelación de momentos magnéticos
- Repulsión débil



Paramagnetismo

- La aplicación de un campo magnético alinea algunos de los spines con el campo.
- Esta alineación produce la atracción hacia el campo.

Ferromagnetismo

- En los materiales ferromagnéticos (que son paramagnéticos), los electrones no apareados están alineados con sus vecinos incluso cuando hay ausencia de un campo magnético.
- Dominios magnéticos
- Alineación mas fuerte que el de los materiales paramagnéticos.
- Puede llegar a ser permanente, por ejemplo:
 - Óxido de hierro (III)
 - Óxido de cromo (IV)

Paramagnetismo y ferromagnetismo

- En a, material paramagnético.
- En b, material paramagnético en un campo magnético.
- En c, material ferromagnético.
- En d, material ferromagnético en un campo magnético.

