

ESTRUCTURA ATÓMICA Y PROPIEDADES PERIÓDICAS

CUANTIZACIÓN DE LA ENERGÍA

ORBITALES ATÓMICOS

CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

PROPIEDADES PERIÓDICAS: CARGA NUCLEAR EFECTIVA, TAMAÑO ATÓMICO, ENERGÍA DE IONIZACIÓN, AFINIDAD ELECTRÓNICA

CUANTIZACIÓN DE LA ENERGÍA

El átomo sólo puede tener determinadas cantidades de energía:

$$E = nh\nu = nhc/\lambda$$

E, energía (J)

n, número cuántico

h, constante de Planck ($6,626 \times 10^{-34}$ J.s)

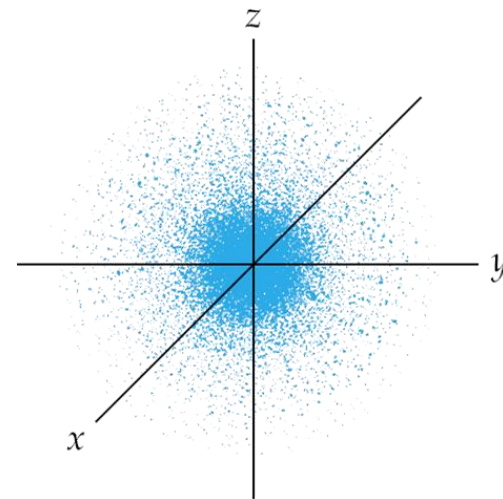
ν , frecuencia (s⁻¹)

c, velocidad de la luz ($3,0 \times 10^8$ m/s)

λ , longitud de onda (m)

MODELO ATÓMICO DE SCHRÖDINGER

La resolución matemática de la ecuación de Schrödinger nos informa sobre la probabilidad de encontrar a un electrón en un espacio dado, conocido como orbital atómico. Cada orbital se encuentra definido por 3 números, conocidos como números cuánticos.



▲ **Figura 6.16** Distribución de densidad electrónica en el estado basal del átomo de hidrógeno.

NÚMEROS CUÁNTICOS

Son números enteros:

- n (número cuántico principal), va de 1 a $+\infty$. Indica el nivel de energía, y el tamaño del orbital.
- l (número cuántico del momento angular), va de 0 a $n-1$. Indica el subnivel de energía, y la forma del orbital.
- m_l (número cuántico magnético), va de $-l$ a $+l$. Indica la orientación espacial del orbital.

Existe un cuarto número cuántico, referido al sentido de giro del electrón:

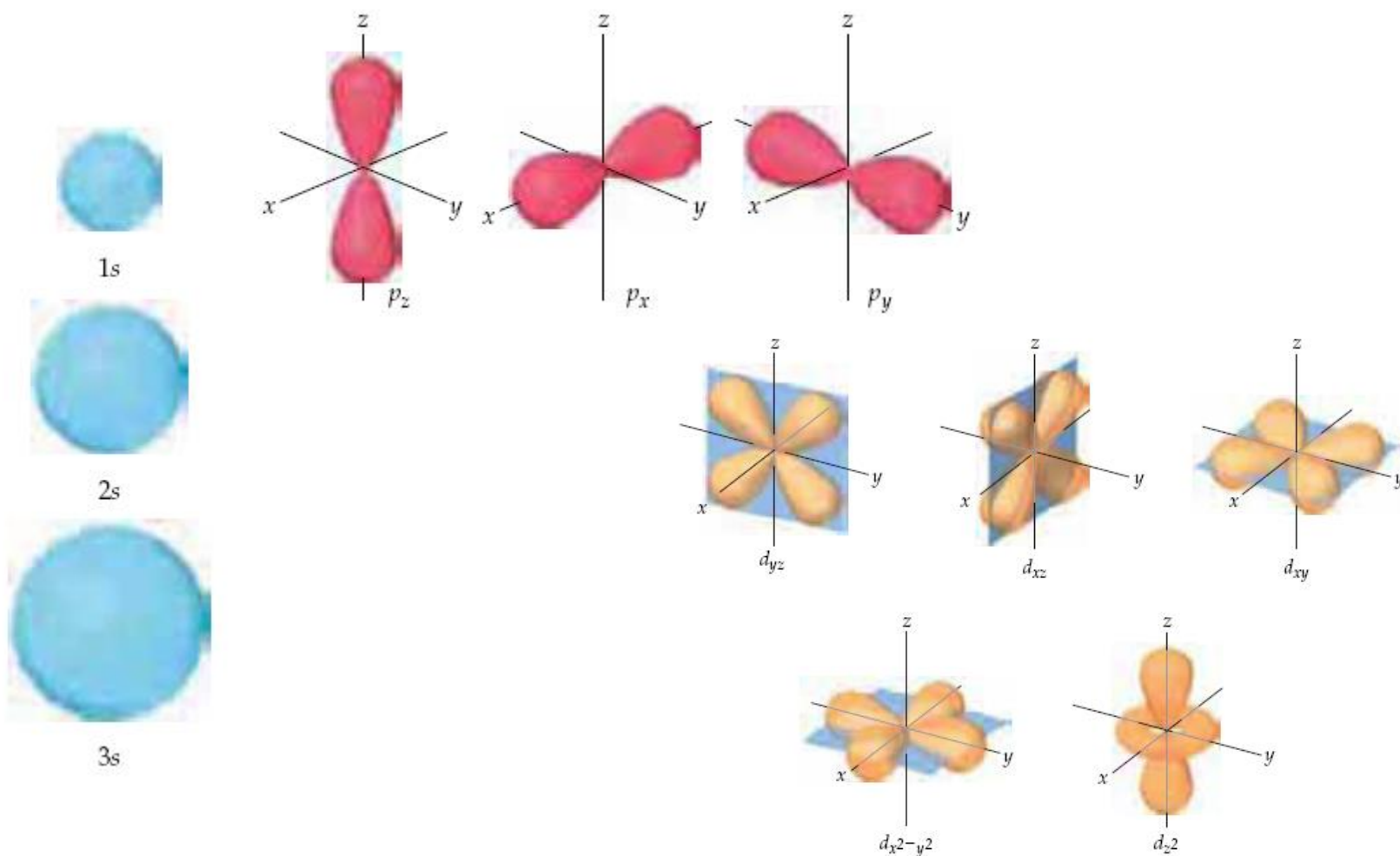
- m_s (número cuántico de spin), vale $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$.

Valor de l	0	1	2	3
Letra empleada	s	p	d	f

TABLA 6.2 Relación entre los valores de n , l y m_l hasta $n = 4$

n	Posibles valores de l	Designación de subcapa	Posibles valores de m_l	Número de orbitales en la subcapa	Número total de orbitales en la capa
1	0	1s	0	1	1
2	0	2s	0	1	4
	1	2p	1, 0, -1	3	
3	0	3s	0	1	9
	1	3p	1, 0, -1	3	
	2	3d	2, 1, 0, -1, -2	5	
4	0	4s	0	1	16
	1	4p	1, 0, -1	3	
	2	4d	2, 1, 0, -1, -2	5	
	3	4f	3, 2, 1, 0, -1, -2, -3	7	

REPRESENTACIÓN ESPACIAL DE ORBITALES

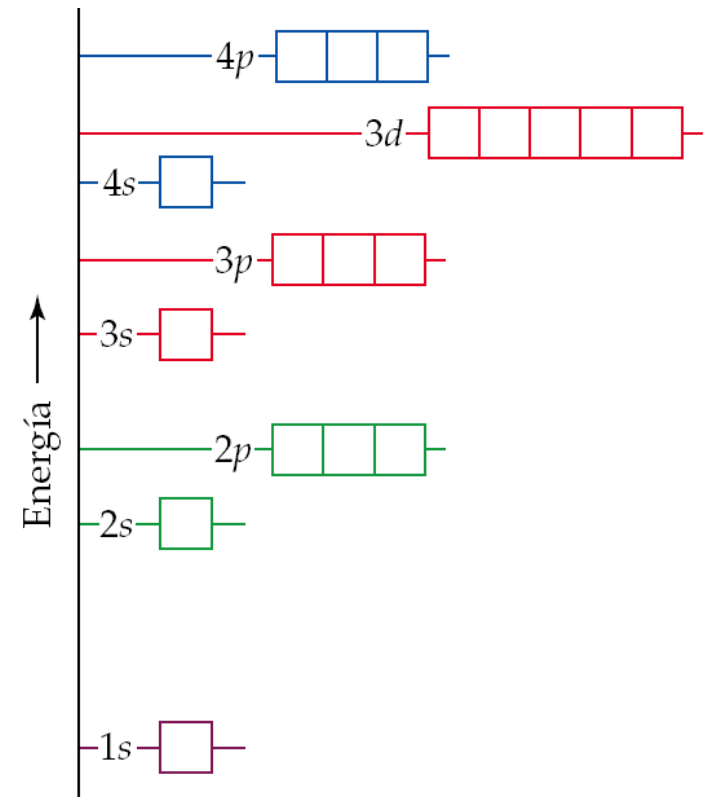


CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Es una forma esquemática de representar cómo los electrones van llenando cada orbital atómico a medida que aumenta su cantidad.

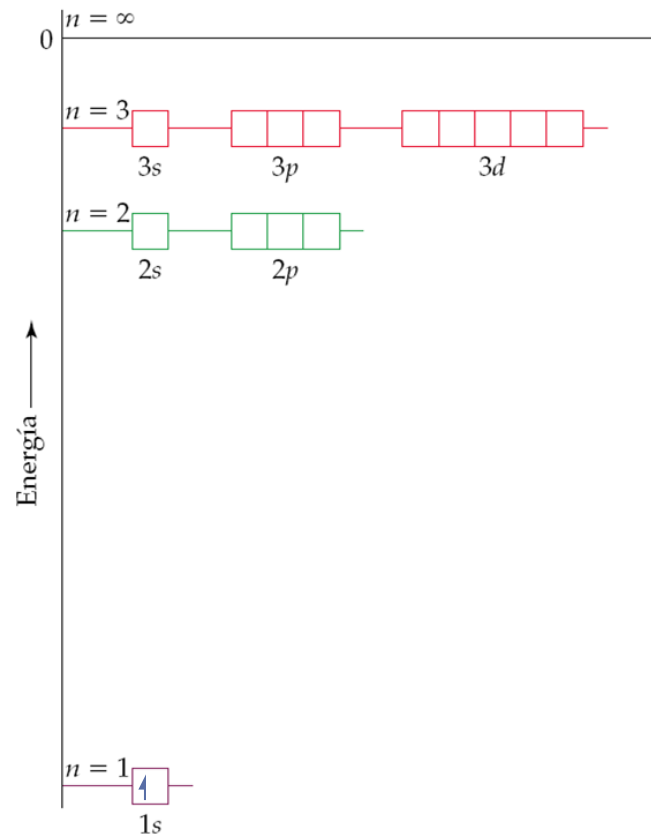
- Los orbitales inferiores son los de menor energía, y por tanto los primeros en llenarse.
- En cada cuadrado entran 2 electrones, con spin opuesto.
- Todos los orbitales de una subcapa (esto es, todos los orbitales con mismo l), poseen la misma energía, y por esto se les denomina “degenerados”.

7



HIDRÓGENO

La configuración electrónica también puede escribirse, de la siguiente manera:



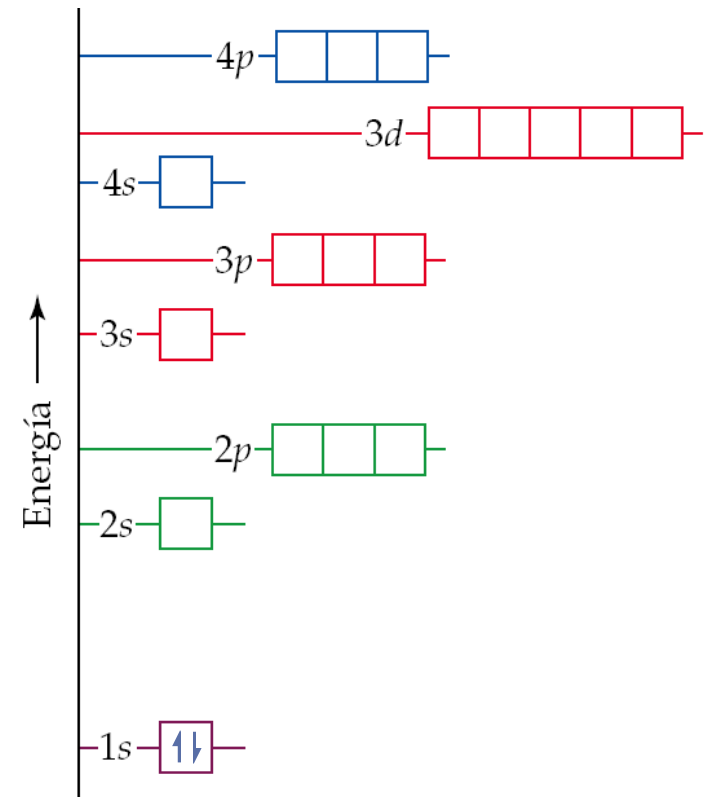
◀ **Figura 6.17** Niveles de energía de orbitales en el átomo de hidrógeno. Cada cuadro representa un orbital. Adviértase que todos los orbitales con el mismo valor para el número cuántico principal, n , tienen la misma energía. Esto es cierto sólo en los sistemas de un solo electrón.

HELIO

He: $1s^2$

Los dos electrones tienen la misma energía, y el único número cuántico distinto es el de spin. Se aplica el principio de Pauli (ver más adelante).

Para átomos de más de 1 e, los orbitales de mismo n ya no tienen la misma energía, sólo los de mismo l.



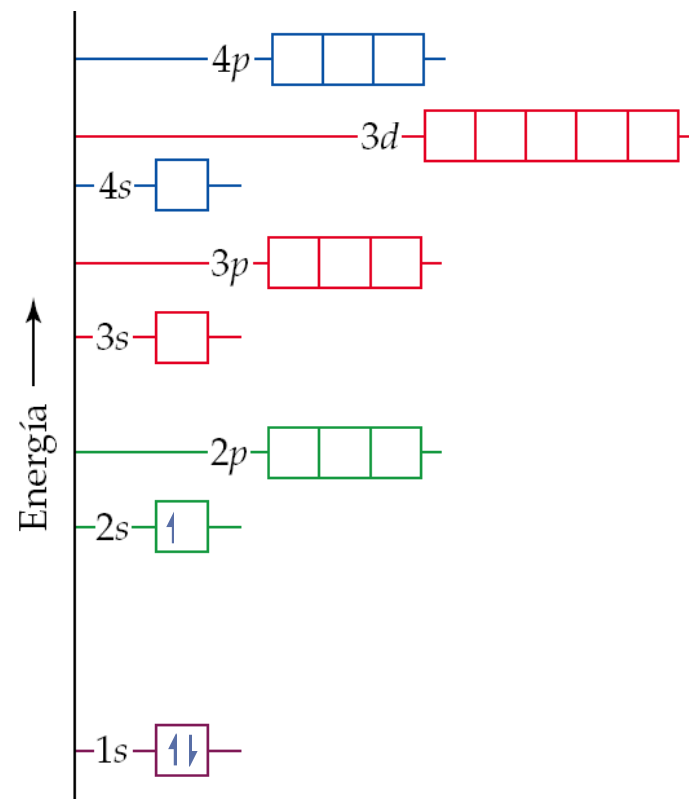
LITIO

Li: $1s^2 2s^1$

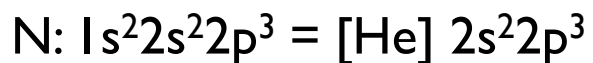
También puede abreviarse la configuración electrónica del gas noble anterior:

Li: $[\text{He}]2s^1$

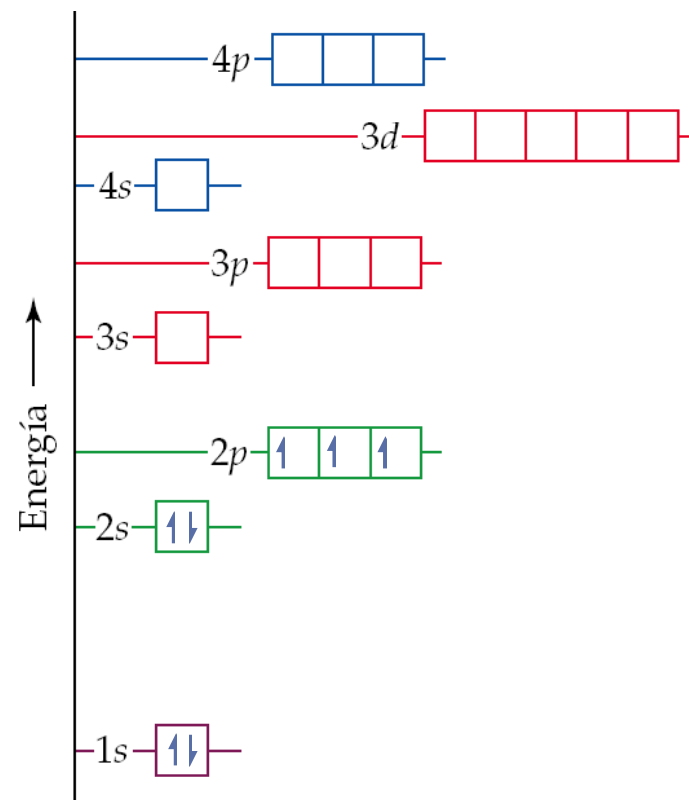
Los e agregados luego de un gas noble se denominan “externos” o e de la capa de valencia. Son por lo general éstos los involucrados en las reacciones químicas.



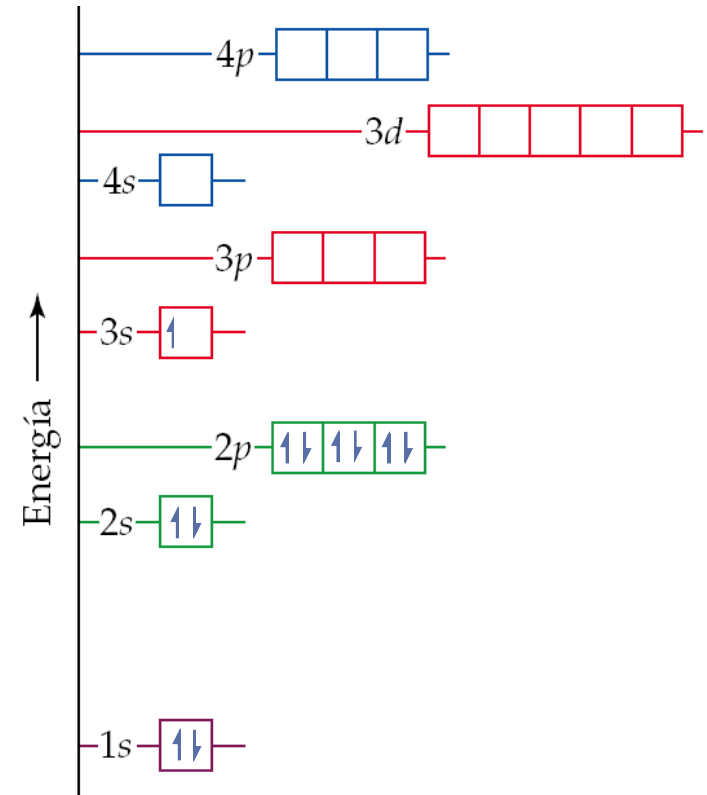
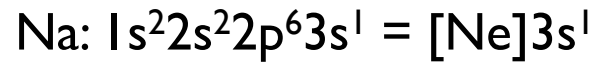
NITRÓGENO



Como puede verse, los orbitales degenerados primero se semillenan con e de mismo spin, cumpliendo la regla de Hund (ver más adelante).



SODIO



ALGUNAS REGLAS

- Principio de exclusión de Pauli

No podrán existir en un átomo dos electrones con los mismos 4 números cuánticos.

- Regla de máxima multiplicidad de Hund

En orbitales degenerados, primero se semillenan los orbitales con electrones de spin paralelo (desapareados), y luego comienzan a llenarse (e apareados).

- Regla de la lluvia

Esta regla determina el orden de llenado de los orbitales.

REGLA DE LA LLUVIA



Este orden se da por dos motivos:

- Z_{ef} o carga nuclear efectiva, es la fuerza de atracción real que ejerce el núcleo sobre los e. No es la misma sobre los electrones más internos que sobre los más externos, donde hay un efecto de apantallamiento por parte de los primeros.
- Repulsión entre e de un mismo orbital.

CROMO

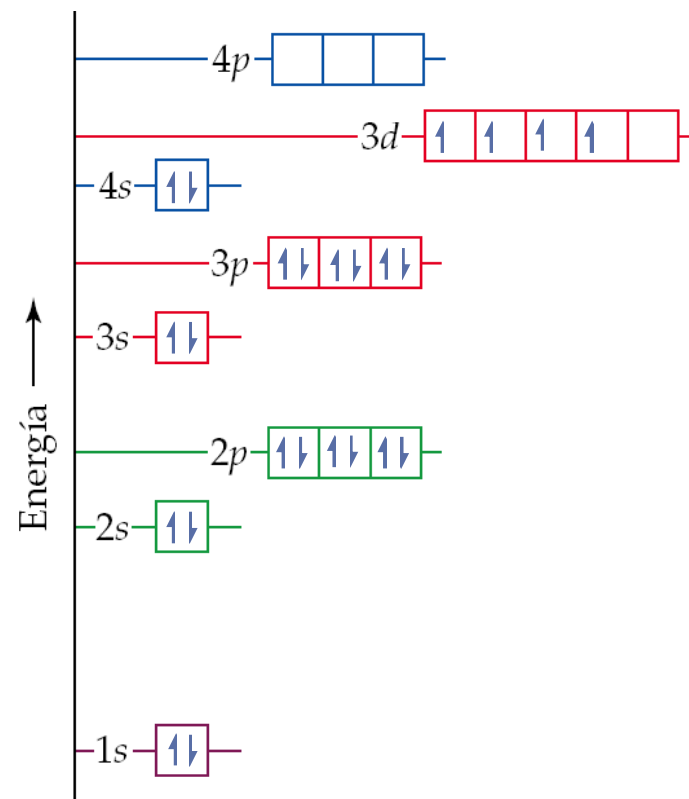
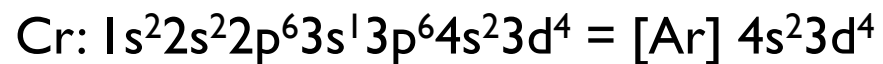
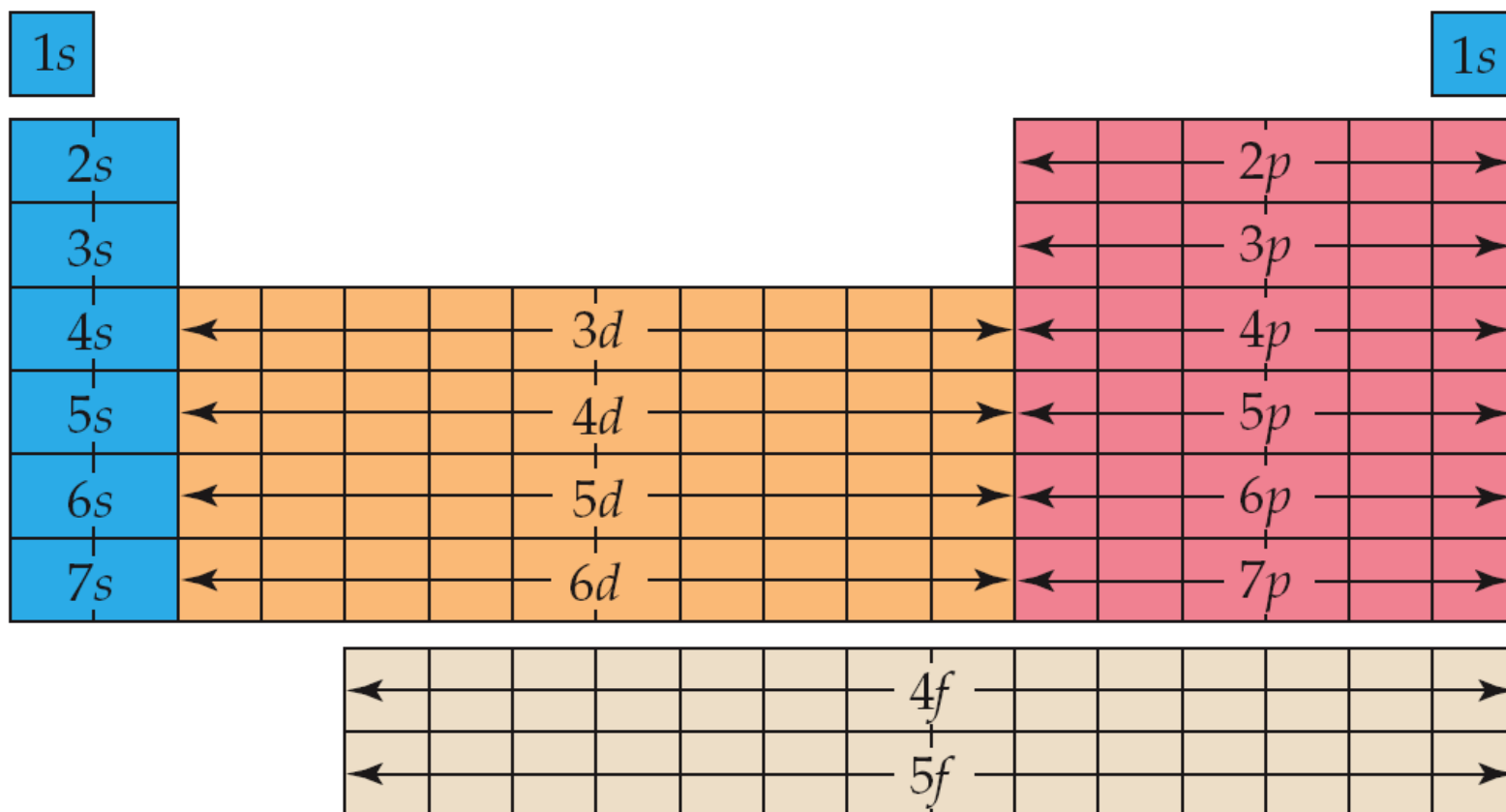


TABLA PERIÓDICA



 Elementos representativos del bloque *s*

 Elementos representativos del bloque *p*

 Metales de transición

 Metales del bloque *f*.

CONFIGURACIONES BASALES EXCITADAS Y PROHIBIDAS

- Configuración basal o fundamental

Es la más estable, es decir, la de menor energía posible.

- Configuración excitada

Uno o varios electrones son promovidos a un orbital de más alta energía, luego de absorber energía del exterior. Esa energía es reemitida cuando los electrones vuelven a su configuración basal.

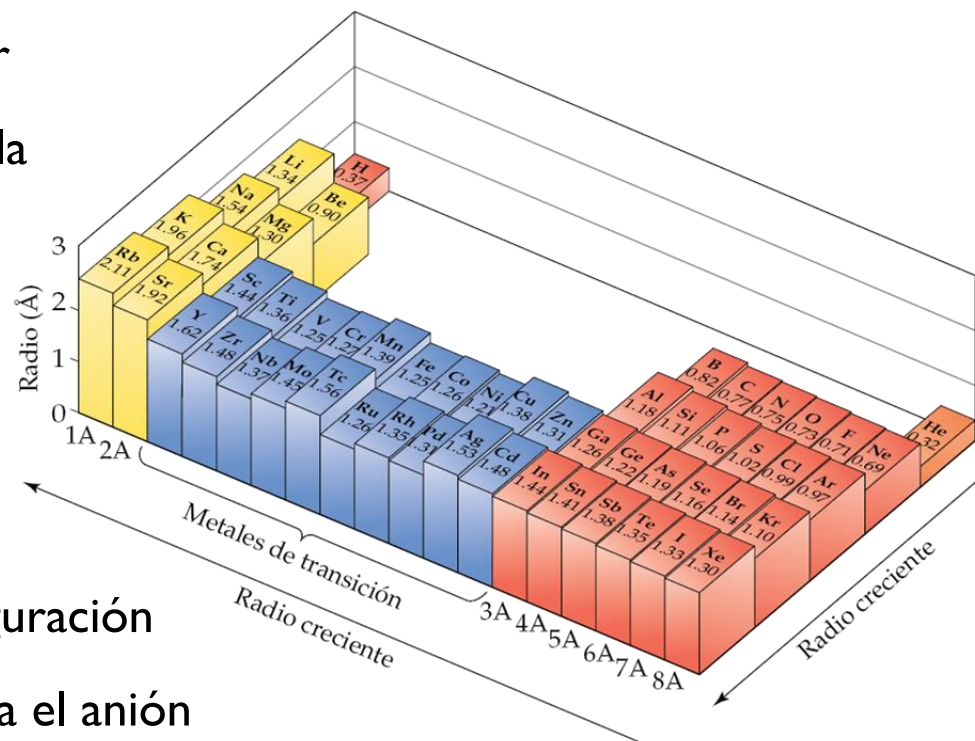
- Configuración prohibida

Es una configuración que no puede darse; por ejemplo, cuando se incumple el principio de exclusión de Pauli, o hay más de 2 electrones en un orbital.

PROPIEDADES PERIÓDICAS: RADIOS ATÓMICO E IÓNICO

- Radio atómico

Aumenta al bajar en el grupo (por aumento de n) y disminuye hacia la derecha en un período (por aumento de Z_{ef}).

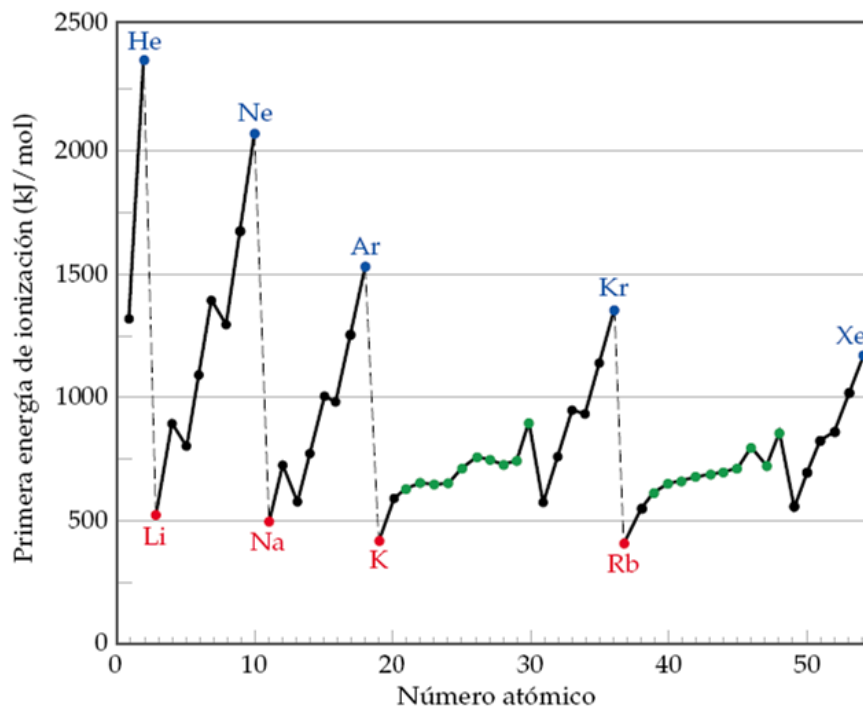


- Radio iónico

Para especies con la misma configuración electrónica, el radio es mayor para el anión de mayor carga, y menor para el catión de mayor carga.

PROPIEDADES PERIÓDICAS: ENERGÍA DE IONIZACIÓN (E_i)

Energía necesaria para quitar un electrón a un átomo o ion en estado gaseoso: $\text{Na (g)} \rightarrow \text{Na}^+ + e$



◀ **Figura 7.9** Primera energía de ionización vs. número atómico. Los puntos rojos marcan el inicio de un periodo (metales alcalinos), y los azules, el final de un periodo (gases nobles). Se utilizan puntos verdes para los metales de transición.

Las E_i sucesivas (segunda, tercera, etc.) van siempre en aumento.

Disminuye al bajar en el grupo (e muy lejos al núcleo).

Aumenta hacia la derecha en un período.

Puede decirse que los átomos buscan tener la configuración electrónica de los gases nobles.

PROPIEDADES PERIÓDICAS: AFINIDAD ELECTRÓNICA

Energía intercambiada en el proceso: $A (g) + e \rightarrow A^- (g)$

En general se hace más negativa conforme nos desplazamos hacia la derecha en un período.

No varía demasiado al desplazarnos en un grupo.

H -73								He >0
Li -60	Be >0	B -27	C -122	N >0	O -141	F -328		Ne >0
Na -53	Mg >0	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349		Ar >0
K -48	Ca -2	Ga -30	Ge -119	As -78	Se -195	Br -325		Kr >0
Rb -47	Sr -5	In -30	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295		Xe >0
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A		8A

EJERCICIOS DE EXÁMENES



3) (2 puntos) Indique (a la derecha) la opción correcta para cada una de las configuraciones electrónicas mostradas a la izquierda:

	Opción
a) [Ne] $3s^2 3p^4$	S^{2+} → <input type="checkbox"/>
b) [Ne] $3s^2 3p^3 3d^1$	^{16}S en estado fundamental → <input type="checkbox"/>
c) [Ar]	^{16}S en estado excitado → <input type="checkbox"/>
d) [Ne] $3s^2 3p^2$	S^{2-} → <input type="checkbox"/>

EJERCICIOS DE EXÁMENES



4) (0.5 puntos) ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas, marque con una cruz, podría corresponder a los átomos de Br y I en su estado fundamental?

	Br	I
$[\text{gas noble}] ns^2 (n-1)d^{10} np^5$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
$[\text{gas noble}] ns^2 (n-2)f^1 (n-1)d^{10} np^4$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
$[\text{gas noble}] ns^2 (n-2)f^{10} (n-1)d^{10} np^5$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
$[\text{gas noble}] ns^2 (n-2)f^{10} (n-1)d^{10} np^6$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

EJERCICIOS DE EXÁMENES



3) (0.5 puntos) Indique, marcando con una cruz, el orden creciente de radio para los iones Cl^- , K^+ , S^{2-} y Ca^{2+} :

	Opción correcta
$\text{Cl}^- > \text{S}^{2-} > \text{K}^+ > \text{Ca}^{2+}$	<input type="checkbox"/>
$\text{Cl}^- > \text{Ca}^{2+} > \text{K}^+ > \text{S}^{2-}$	<input type="checkbox"/>
$\text{S}^{2-} > \text{Cl}^- > \text{Ca}^{2+} > \text{K}^+$	<input type="checkbox"/>
$\text{S}^{2-} > \text{Cl}^- > \text{K}^+ > \text{Ca}^{2+}$	<input checked="" type="checkbox"/>

EJERCICIOS DE EXÁMENES



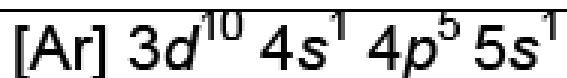
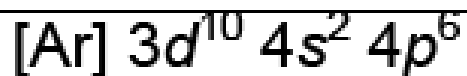
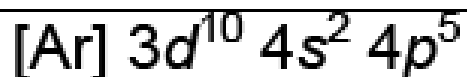
4) (0.5 puntos) Indique cuál de las siguientes se corresponde a la configuración electrónica del átomo de germanio excitado:

	Opción correcta
$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	
$[\text{Ar}] 4s^1 3d^7$	
$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5 4s^1$	
$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^1 5s^1$	

EJERCICIOS DE EXÁMENES



5) (0.75 puntos) Asocie cada una de las siguientes configuraciones electrónicas con la especie química que corresponda:



Kr en estado fundamental

Se en estado fundamental

Br excitado

Br^+ en estado fundamental

Br en estado fundamental

EJERCICIOS DE EXÁMENES

2) (1.5 puntos) Marque, entre las siguientes, la (o las) respuesta(s) correcta(s) referida al siguiente enunciado:

“la configuración electrónica
 $[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^6$ se corresponde con ...

	Opción correcta
... el átomo de bromo en su estado fundamental”	
... el átomo de kriptón en su estado fundamental”	
... el anión bromuro en su estado fundamental”	
... el catión bromo en su estado fundamental”	
... el catión rubidio en su estado fundamental”	
... el átomo de selenio en su estado fundamental”	
... el átomo de selenio en un estado excitado”	