



CHEMISTRY



Parámetros que permiten la identificación de cada uno de los electrones que posee un átomo en su nube electrónica, estos son cuatro y se denominan: principal, secundario o azimutal, magnético y espín.

ECUACIÓN DE ONDA DE ERWIN SCHRÖDINGER: El estudio de los átomos, según la mecánica cuántica, corresponde a un modelo matemático. Erwin Schrödinger (1926), desarrolló una ecuación matemática muy compleja llamada ecuación de onda. Los tres primeros parámetros cuánticos se deducen de la solución de la ecuación de función de onda:

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0$$

IMPORTANTE:

- Cada solución representa un estado particular del electrón y se describe por un conjunto de tres números cuánticos: n , ℓ y m_ℓ .
- En 1928, Paul Dirac reformuló la mecánica cuántica teniendo en cuenta al sentido de giro del electrón (espín) y la teoría de la relatividad de Albert Einstein, creando así la mecánica cuántica relativista, que involucra en su solución los cuatro números cuánticos: n , ℓ , m_ℓ y m_s . (número cuántico de spin magnético).

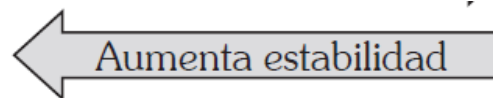
NÚMEROS CUÁNTICOS

Nº cuántico	Representación	Valores posibles	Para el electrón	Para el orbital
Nº cuántico principal	n	$n = 1, 2, 3, \dots$	Nivel de energía	Tamaño relativo
Nº cuántico secundario	l	$L=0 \rightarrow n-1$ desde hasta	Subnivel de energía	Forma del orbital
Nº cuántico magnético	m_l	$m_l = -l, 0, +l$ ($2l+1$ valores)	El orbital	Orientación en el espacio
Nº cuántico spin	m_s	$+1/2 \quad -1/2$	Sentido de giro	Propiedades magnéticas que adquiere

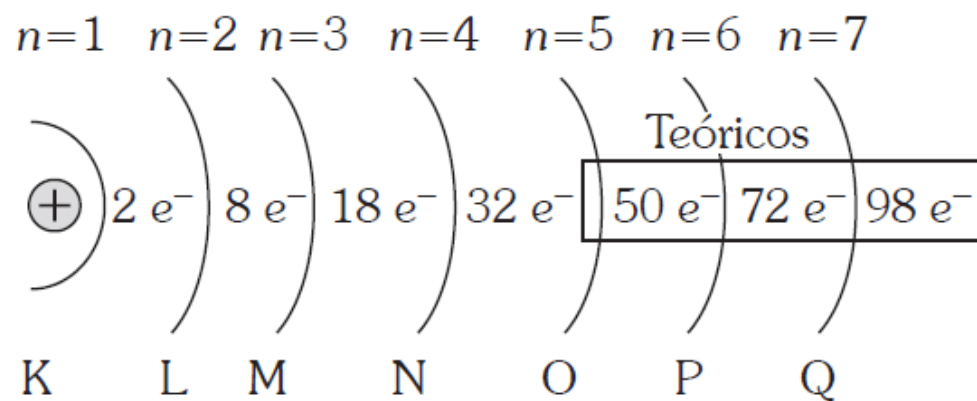
NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL «n»

Indica

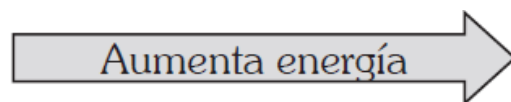
1. El nivel de energía donde se ubica con mayor probabilidad el electrón.
2. El tamaño o volumen relativo de la nube electrónica.



Notación cuántica



Notación espectroscópica



$$N.^{\circ} e^{-} = 2n^2$$

NÚMERO CUÁNTICO AZIMUTAL «l»

Indica

1. El subnivel de energía del electrón.
2. La forma del orbital.

Valores

$$l = 0; 1; 2; 3; \dots; (n-1)$$

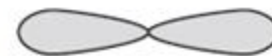
Subnivel: s, p, d, f, ...

Forma de los orbitales

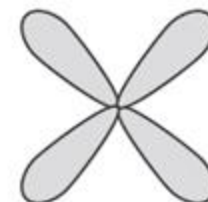
$l = 0 \rightarrow$ s: sharp \rightarrow esférica



$l = 1 \rightarrow$ p: principal \rightarrow dilobular



$l = 2 \rightarrow$ d: diffuse \rightarrow tetralobular



$l = 3 \rightarrow$ f: fundamental \rightarrow complejos

$$N.^{\circ} e^{-} = (\text{subnivel}) = 2(2l + 1)$$

NÚMERO CUÁNTICO MAGNÉTICO « m_l »

Indica

1. El orbital donde se ubica el electrón.
2. La orientación del orbital en el espacio dentro de un campo magnético.

Valores

$$m_l = -l; \dots; -1; 0; +1; \dots; +l$$

Ejemplos

$$l = 0 \rightarrow m_l = 0 \rightarrow 1 \text{ orbital (s)}$$

$$l = 1 \rightarrow m_l = -1; 0; +1 \rightarrow 3 \text{ orbitales (p)}$$

$$l = 2 \rightarrow m_l = -2; -1; 0; +1; +2$$

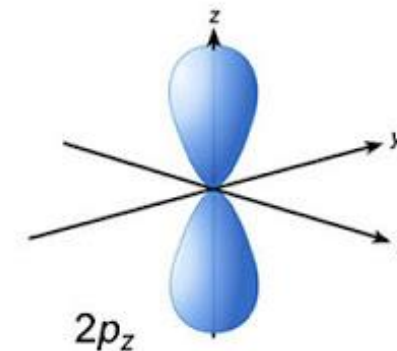
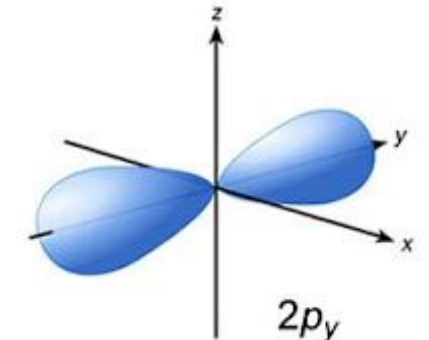
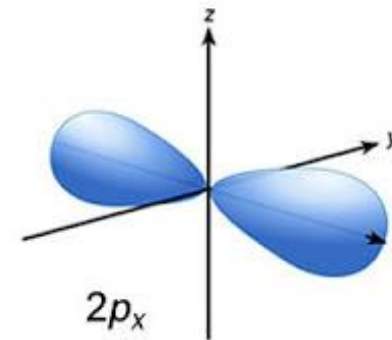
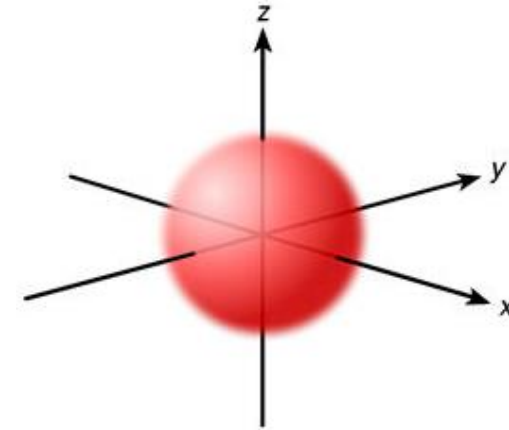
5 orbitales (d)

$$l = 3 \rightarrow m_l = -3; -2; -1; 0; +1; +2; +3$$

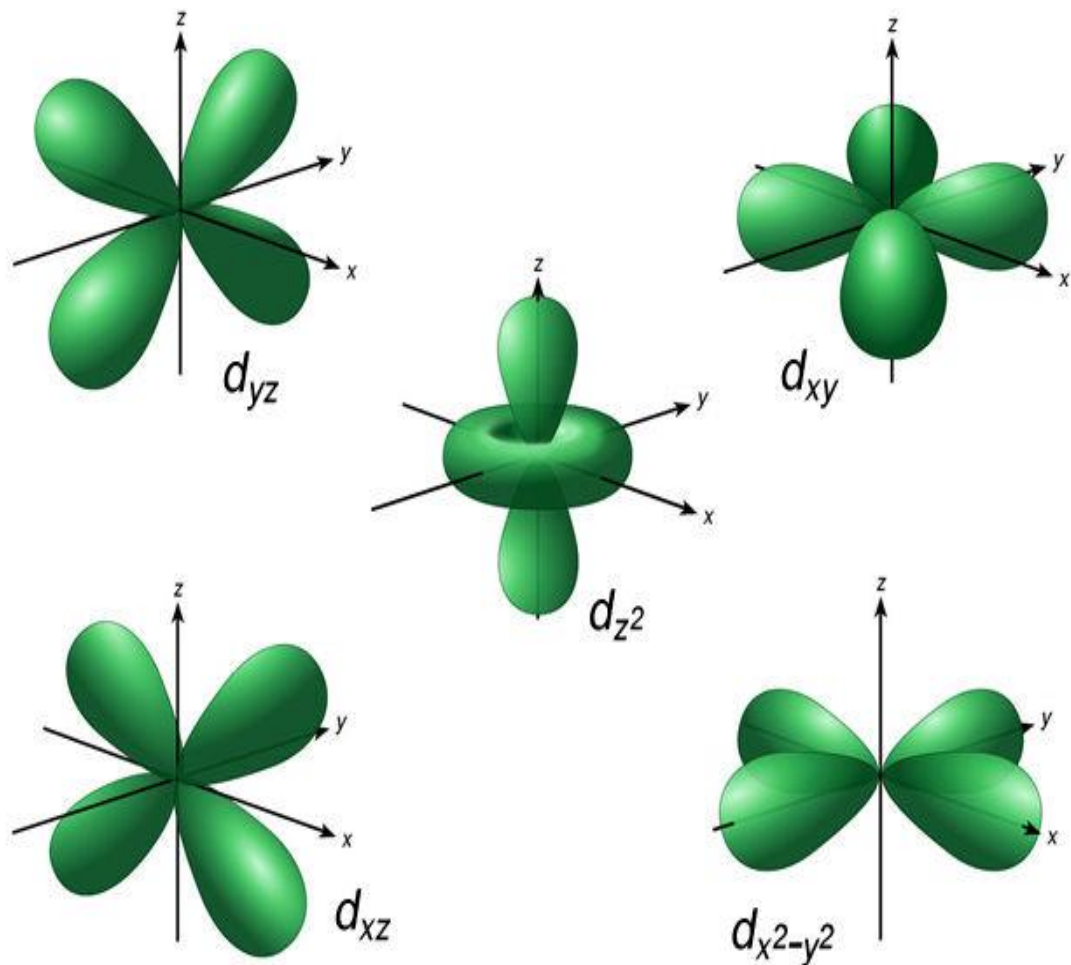
7 orbitales (f)

orbitales en
un subnivel = $(2l + 1)$

ORIENTACIÓN DE ORBITALES

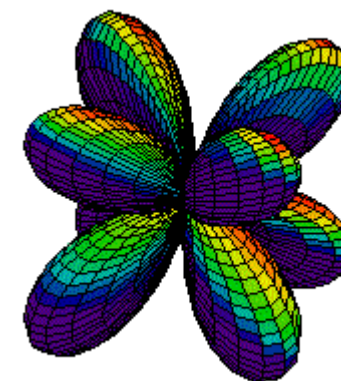
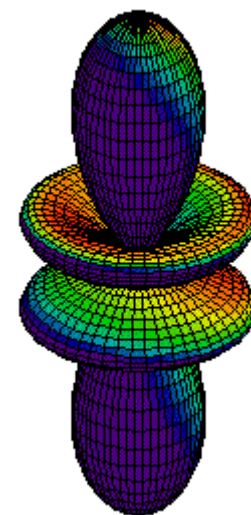
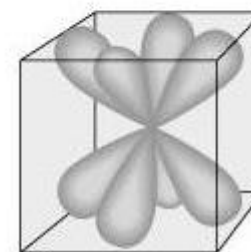
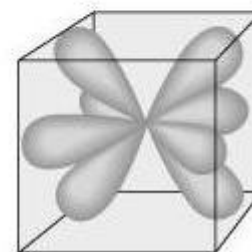
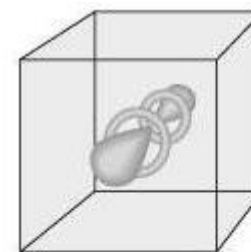
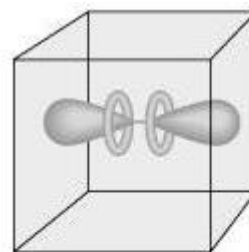
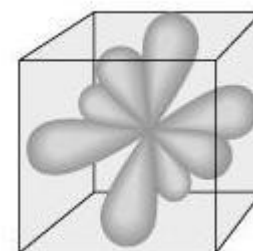
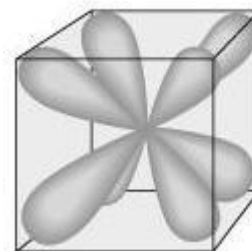
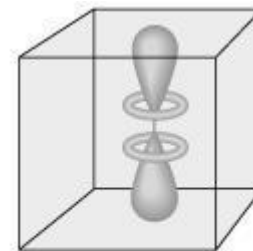
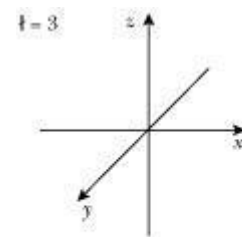


HELICO | THEORY



©NCSSM 2003

N.º e⁻máx.(orbital)=2

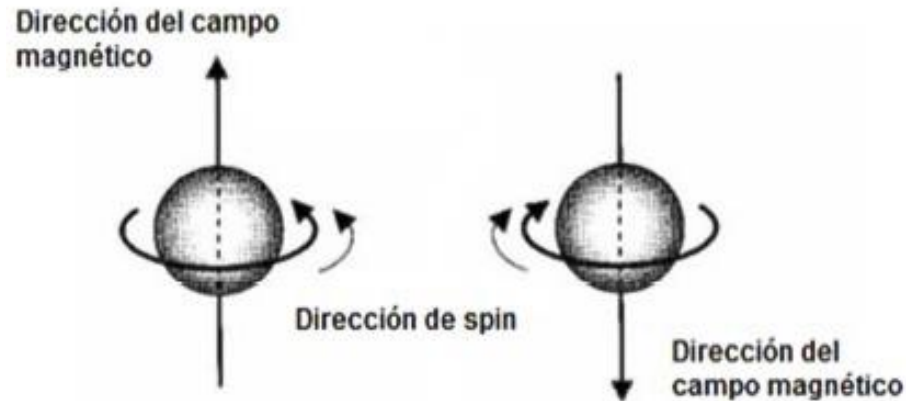


NÚMERO CUÁNTICO ESPÍN « m_s »

Indica

1. Sentido de giro del electrón sobre su eje imaginario.
2. Propiedades magnéticas que adquiere el orbital.

Valores



$$m_s = +\frac{1}{2} \quad m_s = -\frac{1}{2}$$



ESTADO CUÁNTICO DE UN ELECTRÓN

- El estado cuántico de un electrón se puede representar mediante un juego de sus cuatro números cuánticos. Estos nos indican el nivel, el subnivel, el orbital y el spin del electrón:

$$(n, l, m_l, m_s)$$

- Para determinar un orbital es necesario sólo los tres primeros números cuánticos (n, l, m_l) .
- En todo estado cuántico debe cumplirse: $n > \ell$
 $m_\ell = -\ell \dots 0 \dots +\ell$; $m_s = +\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$

Ejemplos

- Si tenemos el estado cuántico $\left(4; 1; -3; +\frac{1}{2}\right)$; se trata de un electrón ubicado en el cuarto nivel y en el subnivel p: 4p.
- Para el estado cuántico $\left(2; 0; 0; -\frac{1}{2}\right)$; se trata de un electrón ubicado en el segundo nivel y en el subnivel s: 2s.

Combinación de números cuánticos

Consideremos que los electrones solo pueden tener combinaciones correctas. Para que una combinación sea correcta debe concordar con los valores permitidos para cada número cuántico.

Ejercicio 1: Comprobar si los siguientes estados cuánticos son permitidos:

a) $\Psi(3; 2; 0; +\frac{1}{2})$ y; b) $\Psi(4; 1; +2; +\frac{1}{2})$

Resolución:

En a) $n = 3, \quad l = 2, \quad m_l = 0, \quad m_s = +\frac{1}{2}$

Si

$$\textcircled{n} = 3 \rightarrow l = \begin{cases} 0 \\ 1 \\ \textcircled{2} \end{cases} \rightarrow m_l = \begin{cases} -2 \\ -1 \\ \textcircled{0} \\ +1 \\ +2 \end{cases} \rightarrow m_s = \begin{cases} \textcircled{+\frac{1}{2}} \\ -\frac{1}{2} \end{cases}$$

Se observa que la combinación dada tiene solo valores permitidos.

∴ La combinación es correcta.

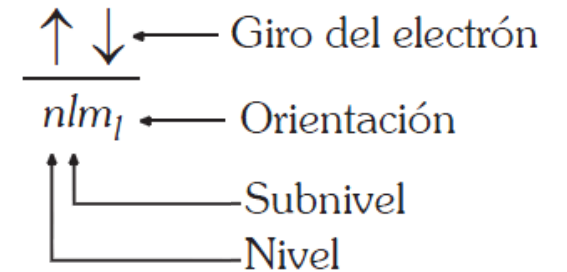
Esto quiere decir que hay un electrón con estos números cuánticos.

Notación de un subnivel

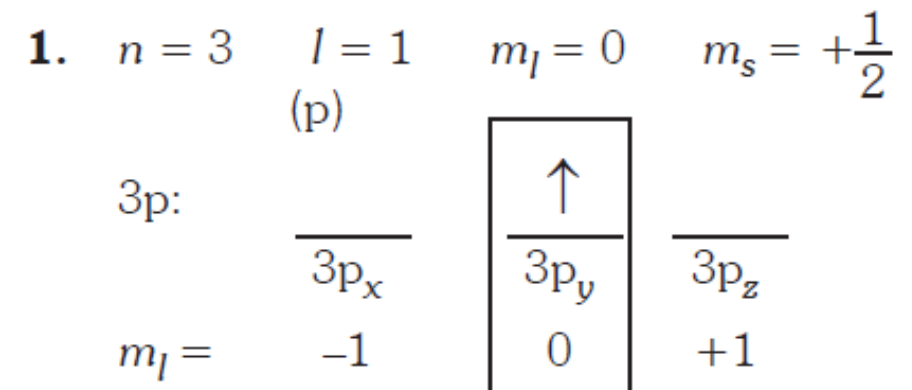


$3p^1, 5d^3, 4f^{10}$

Notación de un orbital



Ejemplos



2. $n = 4$ $l = 2$ $m_l = +1$ $m_s = -\frac{1}{2}$
(d)

4d:

$\overline{4d}$	$\overline{4d}$	$\overline{4d}$	$\overline{4d}$	$\overline{4d}$
$m_l = -2$	-1	0	$+1$	$+2$

The orbital with $m_l = +1$ is highlighted with a blue box and contains a downward arrow \downarrow .

ENERGÍA RELATIVA (ER) : Es un parámetro adimensional que nos indica el orden energético de un orbital. Una forma aproximada de calcular la energía relativa de un subnivel es sumando el número cuántico principal más el número cuántico azimutal.

$$ER = n + l$$

$$n = 1, 2, 3, \dots + \infty$$

$$l = 0 (s), 1 (p), 2 (d) \text{ y } 3 (f)$$

Ejemplos

- Para el subnivel 5p: $n=5$ y $l=1$; luego $ER=5+1 \rightarrow ER=6$
- Para el subnivel 2s: $n=2$ y $l=0$; luego $ER=2+0 \rightarrow ER=2$
- Para el subnivel 7d: $n=7$ y $l=2$; luego $ER=7+2 \rightarrow ER=9$

Ejercicio 2:

Ordene en forma creciente según su energía relativa.

Orbital	n	l	$E_R = n + l$
$3d_{xy}$	3	2	$3 + 2 = 5$
$4p_y$	4	1	$4 + 1 = 5$
2s	2	0	$2 + 0 = 2$

Cuando dos orbitales tienen la misma suma de n y l , se considera con menor energía al orbital que tiene menor nivel.

Luego el orden será

$$2s < 3d_{xy} < 4p_y$$

Aumenta la energía relativa

Disminuye la estabilidad

Los orbitales degenerados son aquellos que se encuentran en el mismo subnivel, así por ejemplo, $3p$ tiene 3 orbitales degenerados.

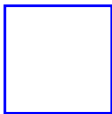
Todos tienen igual energía relativa.

$$3p_x \Rightarrow n = 3, l = 1 \rightarrow E_R = 4$$

$$3p_y \Rightarrow n = 3, l = 1 \rightarrow E_R = 4$$

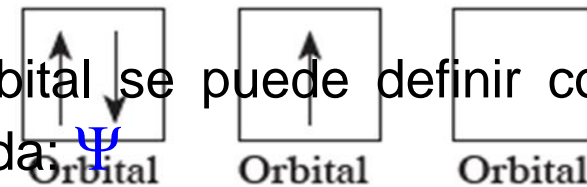
$$3p_z \Rightarrow n = 3, l = 1 \rightarrow E_R = 4$$

ORBITAL ATÓMICO (REEMPE):

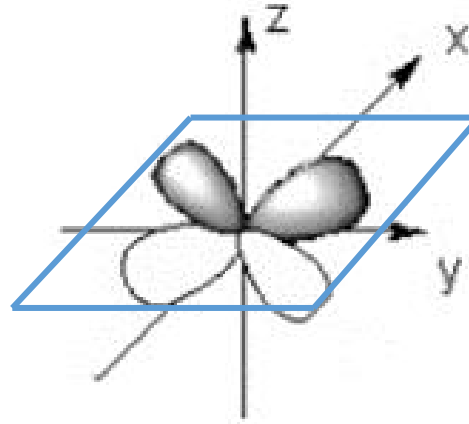
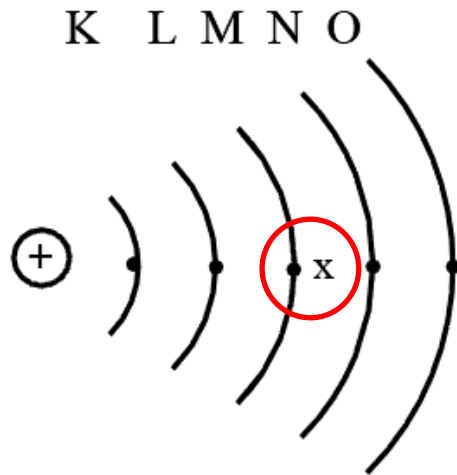
- El orbital es la región espacial energética de manifestación más probable del electrón.
- Cada orbital puede contener a lo máximo 2 electrones con spin o rotación (alrededor de su eje imaginario) opuestos.
- Para representar gráficamente un orbital se emplea  y una flecha ($\uparrow\downarrow$) para

representar el electrón. Tipos de orbitales:

- Un orbital se puede definir como función de onda: ψ
 - El cuadrado de la función de onda: ψ^2 , define la distribución de la densidad electrónica en el espacio alrededor del núcleo.
- donde el símbolo \uparrow representan un electrón con espín o giro antihorario de su eje; \downarrow representa a un electrón con espín horario.



Determine el juego de números cuánticos y la energía relativa para el último electrón apareado "x" ubicado en la capa y la región de máxima probabilidad respectivamente como se muestra a continuación:



Datos:

Tipo de orbital	Orientación magnética
$dx^2 - y^2$	- 2
dyz	- 1
dz^2	0
dxz	+ 1
dxy	+ 2

A) $\psi (4, 2, -2, -1/2)$; E. R. = 6

B) $\psi (3, 2, 0, +1/2)$; E. R. = 5

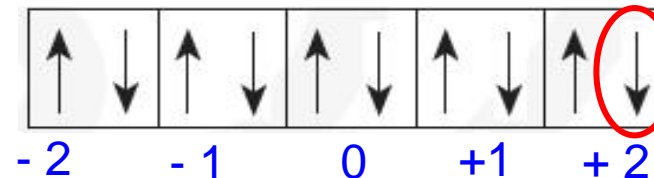
C) $\psi (3, 2, +1, -1/2)$; E. R. = 5

D) $\psi (3, 2, +2, -1/2)$; E. R. = 5

E) $\psi (3, 1, -1, -1/2)$; E. R. = 4

Resolución: Para determinar el juego de números cuánticos debemos saber que:

- El electrón «x» se encuentra en la capa M $\rightarrow n = 3$
- La región de máxima probabilidad es un orbital tetralobular del tipo «d» $\rightarrow \ell = 2$
- Al trazar rectas paralelas al eje x y al eje y, nos damos cuenta que se encuentran en el plano d_{xy} cuyo valor asignado de $m_\ell = +2$ (por dato)
- Como se trata del último electrón apareado



$$ER = n + \ell$$

$$ER = 3 + 2$$

$$ER = 5$$

$$m_s = - 1/2$$

$$\rightarrow \psi (3, 2, +2, -1/2); 5$$

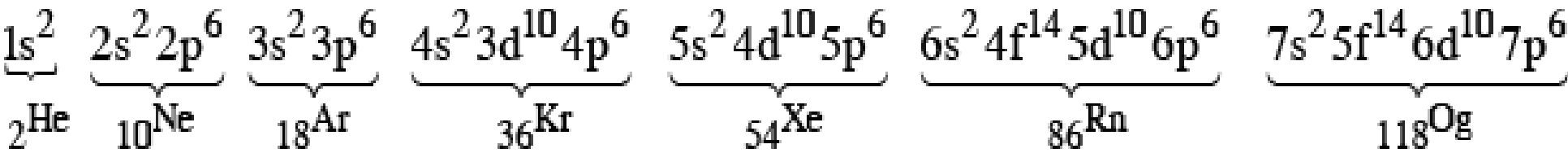
Respuesta: D

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA (C.E.)

Se denomina distribución electrónica de un átomo al ordenamiento de sus electrones en subniveles y orbitales de menor a mayor energía relativa. Consiste en analizar la forma de llenado de electrones en niveles y subniveles de energía.

PRINCIPIO DE AUFBAU: Este principio establece que los electrones de un átomo se ordenan en forma creciente a la energía relativa. Si los subniveles presentan la misma energía relativa, entonces la distribución se debe realizar en el orden creciente de sus números cuánticos (n)

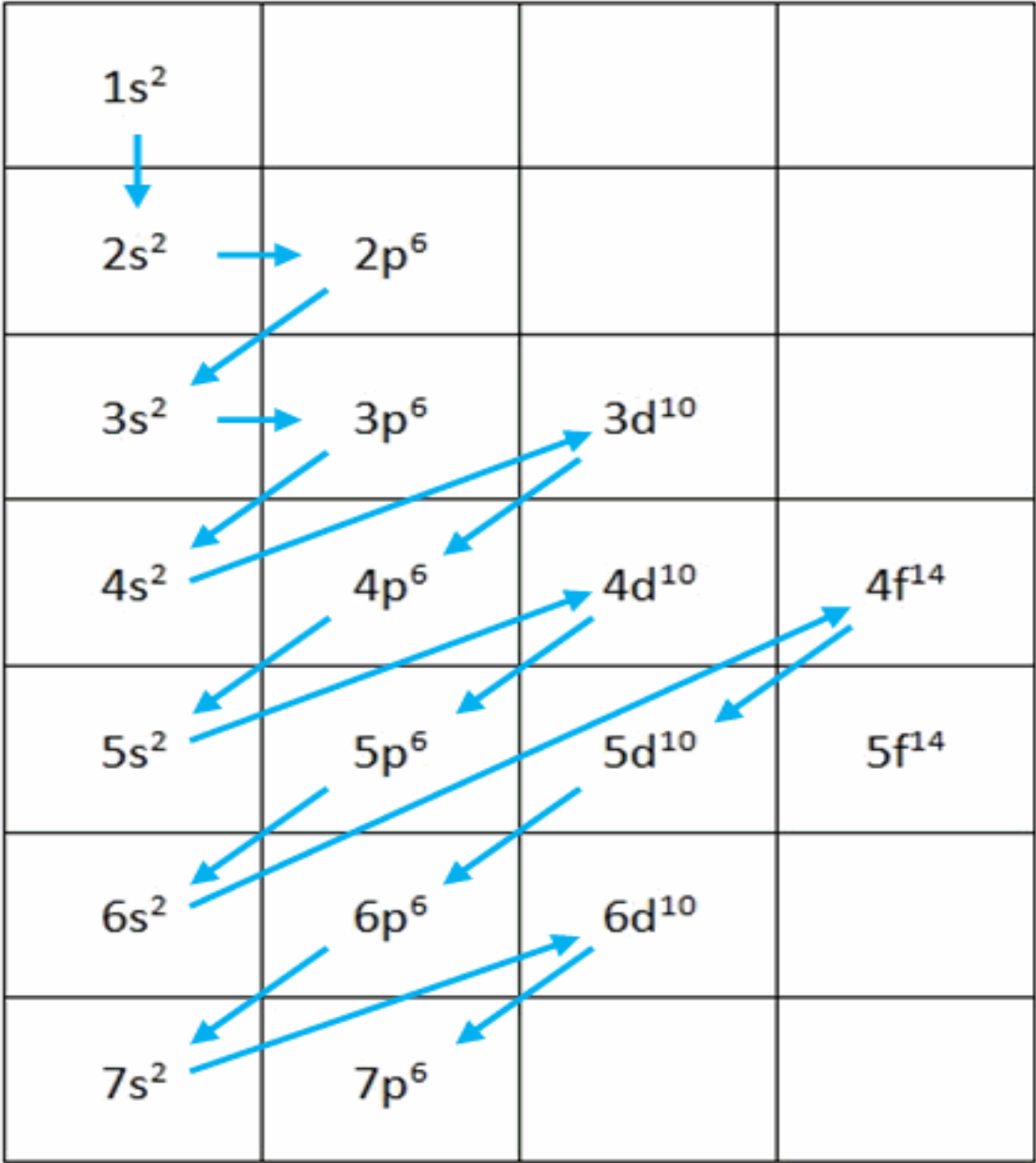
El orden de llenado de los electrones es



Tener presente:

Subnivel	s	p	d	f	g	h	i	...
<i>n</i>	0	1	2	3	4	5	6	...(n-1)
N.º e ⁻ máximo	2	6	10	14	18	22	26	...
N.º orbitales	1	3	5	7	9	11	13	...

Niveles	1	2	3	4	5	6	7
Capas	K	L	M	N	O	P	Q
Subniveles	s^2	s^2	s^2	s^2	s^2	s^2	s^2
		p^6	p^6	p^6	p^6	p^6	p^6
			d^{10}	d^{10}	d^{10}	d^{10}	d^{10}
				f^{14}	f^{14}	f^{14}	f^{14}
					g^{18}	g^{18}	g^{18}
						h^{22}	h^{22}
							i^{26}
N.º e ⁻ (teórico)	2	8	18	32	50	72	98
N.º e ⁻ (real)	2	8	18	32	32	18	8



CONFIGURACIÓN KERNELL

$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6$	$4s^2 3d^{10} 4p^6$	$5s^2 4d^{10} 5p^6$	$6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$	$7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$
si	so pa	so pa	se da pensión	se da pensión	se fue de paseo	se fue de paseo
		[Ne]	[Ar]	[Kr]	[Xe]	[Rn]

Ejemplos:



CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE IONES MONOATÓMICOS

PARA CATIONES:

1. Se desarrolla la configuración electrónica para su átomo neutro.
2. Se quitan electrones a partir del nivel más externo (de mayor a menor nivel)

Ejemplo

La configuración electrónica del azufre ($Z=16$) es



Para convertirse en catión tetravalente (S^{4+}) pierde 4 electrones en el subnivel 3p y su configuración electrónica es

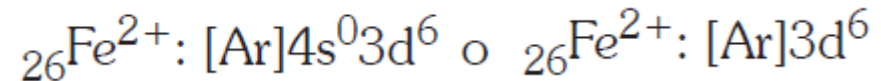


Ejercicio 3: Desarrolle la CE del $_{26}\text{Fe}^{2+}$.

Primero la CE del átomo neutro $_{26}\text{Fe}$: $[\text{Ar}]4s^2 3d^6$

Para obtener $_{26}\text{Fe}^{2+}$ se extraen los 2 electrones del nivel mayor ($4s^2$).

Luego



PARA ANIONES:

1. Se determina la cantidad de electrones del anión.
2. Se desarrolla la C.E.

Ejemplo

La configuración electrónica del flúor ($Z=9$) es



Para el $_9\text{F}^{1-}$ presenta 10 e⁻, luego su C.E.: $[\text{Ne}]$

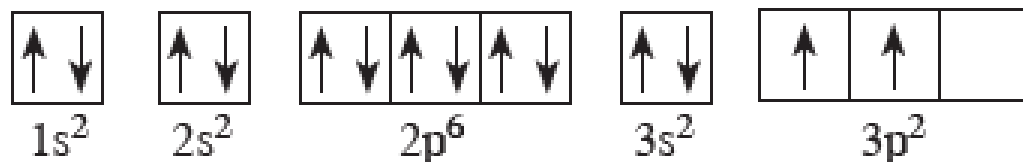
PRINCIPIO DE MÁXIMA MULTIPLICIDAD: Se conoce también como regla de Hund. “En un subnivel, antes de aparear un electrón; cada orbital debe tener un electrón con giro antihorario (convención).”

Ejemplo

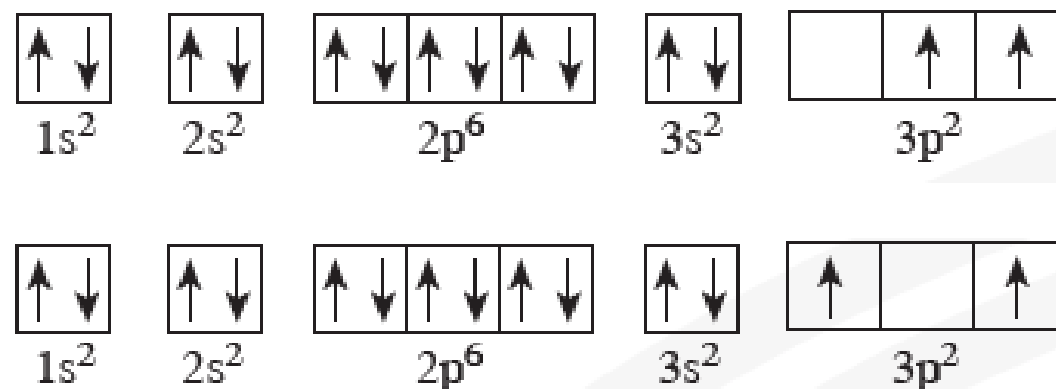
La configuración electrónica del silicio ($Z=14$) es



Luego la distribución por orbitales (diagrama orbital), respetando el principio de máxima multiplicidad es



Asimismo, debido a que los tres orbitales $3p$ ($3p_x$, $3p_y$ y $3p_z$) son degenerados, por tener igual energía relativa, la distribución de los electrones en el silicio también podría ser de estas otras formas

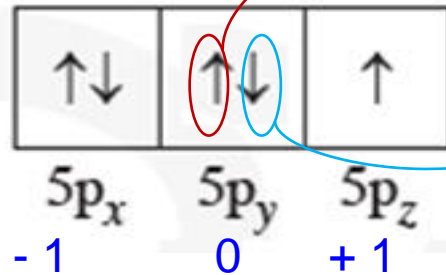


Lo mismo se debe tener en cuenta cuando se trabaje con los orbitales de tipo d , f , g , etc.

PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI: Dos electrones diferentes de un mismo átomo no pueden tener sus cuatro números cuánticos idénticos; a lo más podrán tener tres números cuánticos iguales y diferenciarse en el « m_s ».

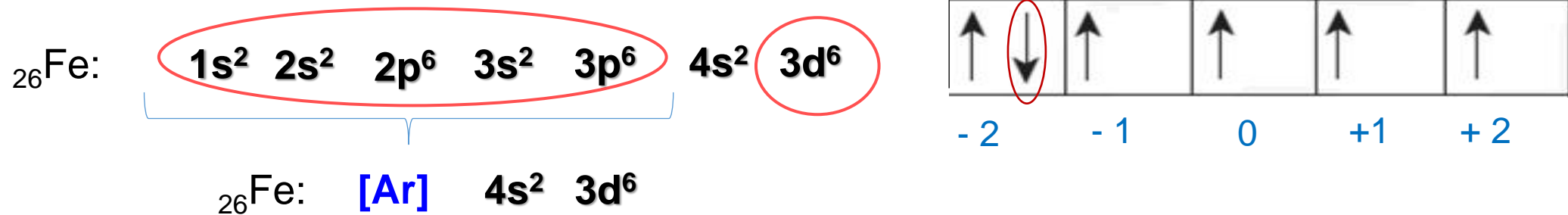
Ejemplo

Para el subnivel $5p^5$, se tiene la distribución por orbitales



El electrón antihorario en el orbital $5p_y$ tiene estado cuántico $\left(5; 1; 0; +\frac{1}{2}\right)$ y el electrón horario, en este mismo orbital, tiene estado cuántico $\left(5; 1; 0; -\frac{1}{2}\right)$; como vemos los tres primeros números cuánticos n , l y m son iguales, pero se diferencian en el número cuántico de espín debido a que tienen “diferente giro”.

Ejercicio 4: Considere la distribución electrónica del hierro

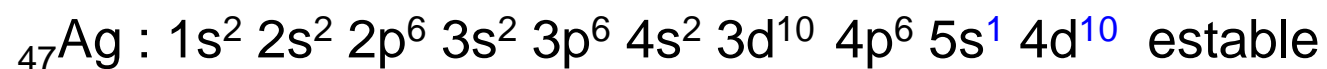
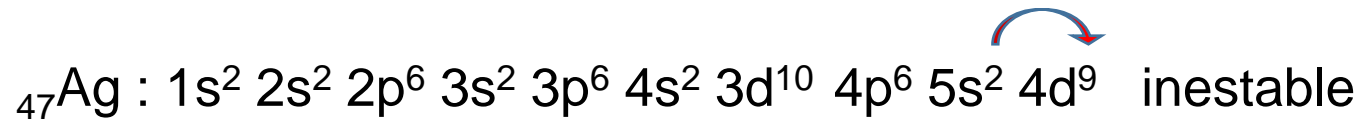
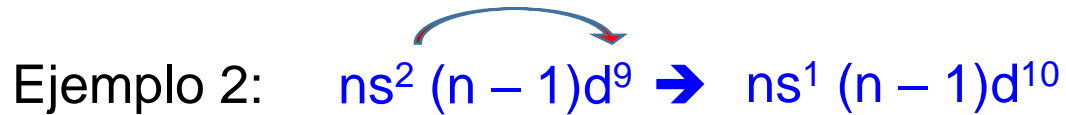
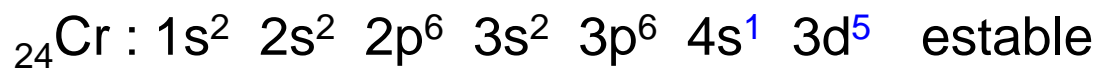
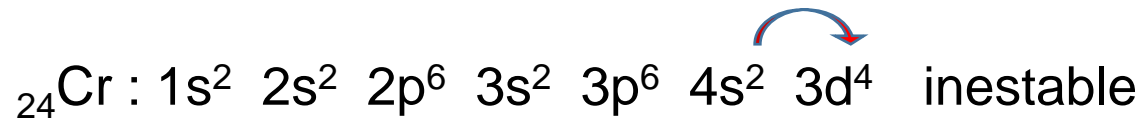
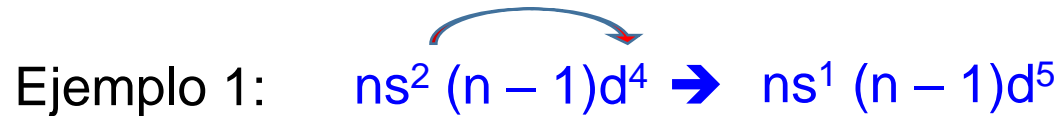


1. Determine los números cuánticos del electrón diferenciador: $\Psi (3, 2, -2, -\frac{1}{2})$

2. Complete:

Número de niveles	4
Número de subniveles	7
Número de orbitales	15
Número de orbitales llenos	11
Número de orbitales semillenos	4
Número de orbitales vacíos	0
Número de electrones desapareados	4
Subnivel de máxima energía	3d

ANOMALIAS DEL PRINCIPIO DE AUFBAU: Ciertos elementos no cumplen con la regla de Moeller o la regla del “serrucho” (principio de Aufbau). Podemos destacar como casos más comunes a los elementos del grupo VIB y IB.



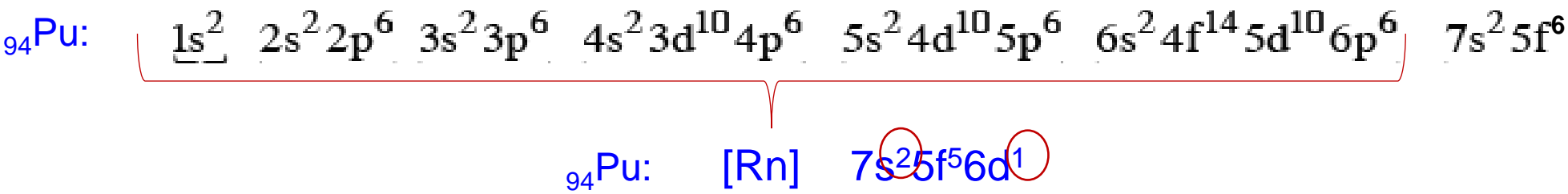
Elementos antiserrucho	
C. E. inestable	C. E. estable
$_{29}\text{Cu} : [\text{Ar}]4s^2 3d^9$	$_{29}\text{Cu} : [\text{Ar}]4s^1 3d^{10}$
$_{41}\text{Nb} : [\text{Kr}]5s^2 4d^3$	$_{41}\text{Nb} : [\text{Kr}]5s^1 4d^4$
$_{42}\text{Mo} : [\text{Kr}]5s^2 4d^4$	$_{42}\text{Mo} : [\text{Kr}]5s^1 4d^5$
$_{44}\text{Ru} : [\text{Kr}]5s^2 4d^6$	$_{44}\text{Ru} : [\text{Kr}]5s^1 4d^7$
$_{45}\text{Rh} : [\text{Kr}]5s^2 4d^7$	$_{45}\text{Rh} : [\text{Kr}]5s^1 4d^8$
$_{46}\text{Pd} : [\text{Kr}]5s^2 4d^8$	$_{46}\text{Pd} : [\text{Kr}]5s^0 4d^{10}$
$_{47}\text{Ag} : [\text{Kr}]5s^2 4d^9$	$_{47}\text{Ag} : [\text{Kr}]5s^1 4d^{10}$
$_{78}\text{Pt} : [\text{Xe}]6s^2 4f^{14} 5d^8$	$_{78}\text{Pt} : [\text{Xe}]6s^1 4f^{14} 5d^9$
$_{79}\text{Au} : [\text{Xe}]6s^2 4f^{14} 5d^9$	$_{79}\text{Au} : [\text{Xe}]6s^1 4f^{14} 5d^{10}$
$_{111}\text{Rg} : [\text{Rn}]7s^2 5f^{14} 6d^9$	$_{111}\text{Rg} : [\text{Rn}]7s^1 5f^{14} 6d^{10}$

Regla de *bypass* para los elementos de transición interna

Si revisamos la distribución electrónica de los elementos de transición interna, esta termina en un subnivel **f** (lantánidos y actínidos). En muchos de estos elementos, esta configuración logra mayor estabilidad si un electrón realiza una transición del último subnivel **f** al siguiente subnivel **d**. Esta anomalía se representa en el $_{58}\text{Ce}$, $_{64}\text{Gd}$, $_{91}\text{Pa}$, $_{92}\text{U}$, $_{93}\text{Np}$, $_{94}\text{Pu}$, $_{96}\text{Cm}$ y $_{97}\text{Bk}$.

Elementos con bypass	
Configuración electrónica inestable	Configuración electrónica estable
$_{58}\text{Ce}: [\text{Xe}]6s^2 4f^2$	$_{58}\text{Ce}: [\text{Xe}]6s^2 4f^1 5d^1$
$_{64}\text{Gd}: [\text{Xe}]6s^2 4f^8$	$_{64}\text{Gd}: [\text{Xe}]6s^2 4f^7 5d^1$
$_{92}\text{U}: [\text{Rn}]7s^2 5f^4$	$_{92}\text{U}: [\text{Rn}]7s^2 5f^3 6d^1$
$_{96}\text{Cm}: [\text{Rn}]7s^2 5f^8$	$_{96}\text{Cm}: [\text{Rn}]7s^2 5f^7 6d^1$

Determine el grupo y periodo al que pertenece el $_{94}\text{Pu}$ sabiendo que sufre la regla del bypass.



Periodo: 7

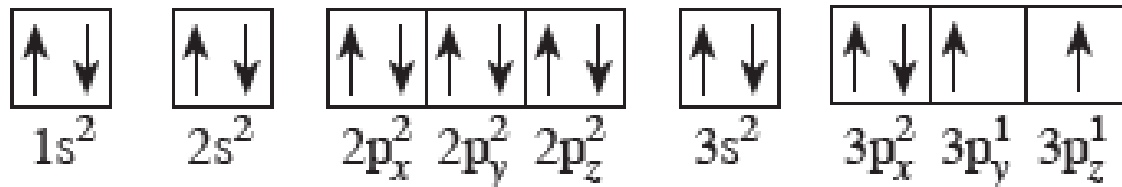
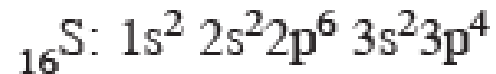
Grupo: IIIB

Familia: Actínido

PARAMAGNETISMO Y DIAMAGNETISMO: Las sustancias químicas simples (o compuestas) que son atraídas por un campo magnético se denominan paramagnéticas, esto se debe a la existencia de electrones desapareados.

Ejemplo

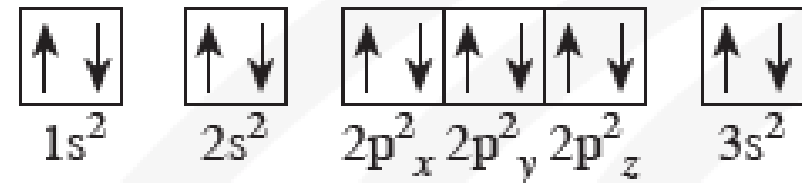
La configuración electrónica del azufre ($Z=16$) es



Como vemos este átomo tiene dos electrones desapareados, por lo tanto, el azufre es un elemento paramagnético.

Ejemplo

La configuración electrónica del magnesio ($Z=12$) es



En este caso, el átomo tiene solo electrones apareados, por lo tanto, el magnesio es un elemento diamagnético.

SUSCEPTIBILIDAD MAGNÉTICA O MOMENTO MAGNÉTICO

La susceptibilidad magnética o momento magnético se usa para medir la fuerza relativa con la que es atraída una sustancia paramagnética por un campo magnético externo. El valor de esta fuerza relativa está relacionado en forma directamente proporcional al número de electrones desapareados.

$$\mu = \sqrt{k(k + 2)}$$

siendo

k : número de electrones desapareados

En el caso de sustancias diamagnéticas, $k=0 \rightarrow \mu=0$; pero para sustancias paramagnéticas, $k \neq 0 \rightarrow \mu \neq 0$.

Por otro lado, aquella sustancia que tenga más electrones desapareados será más paramagnética.

Ejercicio 5: Determine la carga nuclear de un átomo que presenta en su configuración electrónica 5 niveles de energía con un número mínimo de electrones y $\mu = 4\sqrt{3}$.

Resolución:

a. Debemos tener en cuenta el número de electrones desapareados (k), siendo la susceptibilidad magnética:

$\mu = \sqrt{k(k + 2)}$ Reemplazando los datos para hallar k :

$4\sqrt{3} = \sqrt{k(k + 2)}$, elevando al cuadrado ambos miembros:

$$48 = k(k + 2) \rightarrow k^2 + 2k - 48 = 0 \rightarrow (k + 8)(k - 6) = 0$$

$\rightarrow k = 6$ \therefore Existen 6 electrones desapareados

b. Ahora sabemos que la C. E. de ese elemento tiene 6 electrones desapareados y tiene 5 niveles con un número de electrones mínimo:

$[\text{Kr}]5s^1 4d^5 \rightarrow$ Corresponde a la CE de un elemento que no cumple la regla de construcción de Aufbau.

Se trata del $_{42}\text{Mo}$, por lo tanto, la carga nuclear, $Z = 42$

Respuesta: $Z = 42$

1. ¿Cuáles son las proposiciones incorrectas respecto a los números cuánticos?

- I. El número cuántico principal define el volumen del orbital. **Correcta**
- II. El orbital principal es una región espacial de forma esférica. **Incorrecta**
- III. El número cuántico m_l puede tomar los valores de $+l$ a $-l$. **Incorrecta**

- A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II **E) II y III**

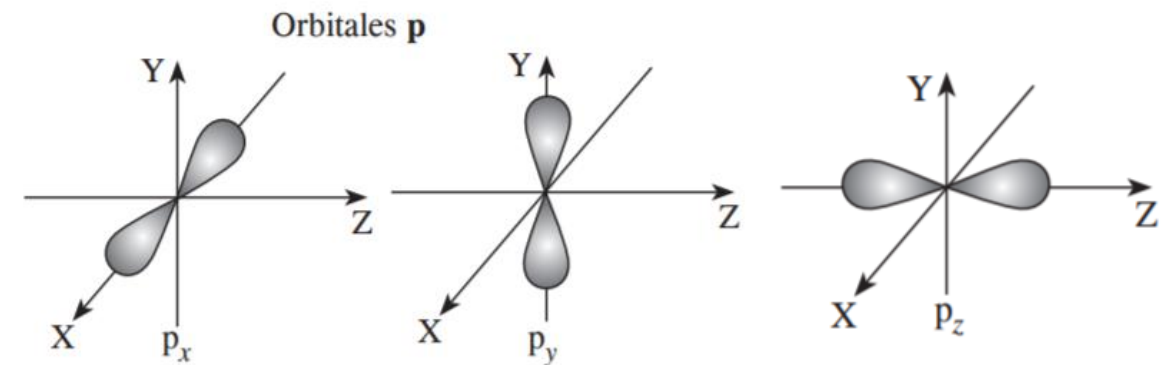
Resolución:

I. Correcta: Según el cuadro, observamos que el número cuántico principal «n» define el volumen y/o tamaño del orbital.

II. Incorrecto: Los orbitales principales «p» tienen forma dilobular, no esférica.

III. Incorrecta: Según el cuadro, observamos que el número cuántico magnético « m_l » puede tomar valores que van de $-l$ a $+l$.

Nº cuántico	Representación	Valores posibles	Información
Nº cuántico principal	n	$n = 1, 2, 3, \dots$	-Define la energía del nivel principal donde podría estar el electrón. -La distancia media de los electrones al núcleo. -Volumen del orbital
Nº cuántico secundario	l	$L=0 \rightarrow n-1$ desde hasta	-Define la energía de los subniveles en que se divide cada nivel principal. -Superficie de los orbitales
Nº cuántico magnético	m_l	$m_l = -l, 0, +l$ ($2l+1$ valores)	-Representa la posible orientación de los subniveles en el campo magnético del átomo. -Define a los orbitales
Nº cuántico spin	m_s	$+1/2 \quad -1/2$	-Indica el sentido de giro del electrón en su desplazamiento alrededor del núcleo



Respuesta: E

2. Con respecto al número cuántico $n = 3$; escriba verdadero (V) o falso (F) según corresponda, luego marque la alternativa correcta.

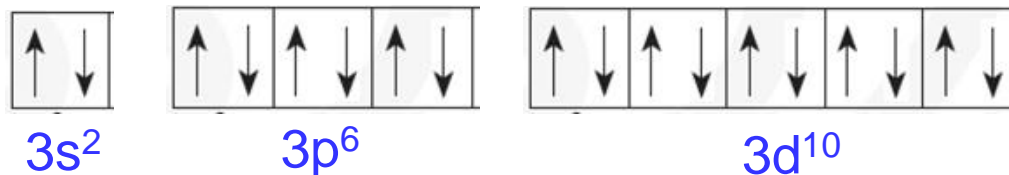
- Este nivel puede contener un máximo de 18 orbitales ocupados. (F)
- Este nivel puede contener un máximo de 3 subniveles ocupados. (V)
- Todos los subniveles en este nivel tienen orbitales degenerados. (F)

A) VVV B) VVF C) VFV
 D) FVF E) VFF

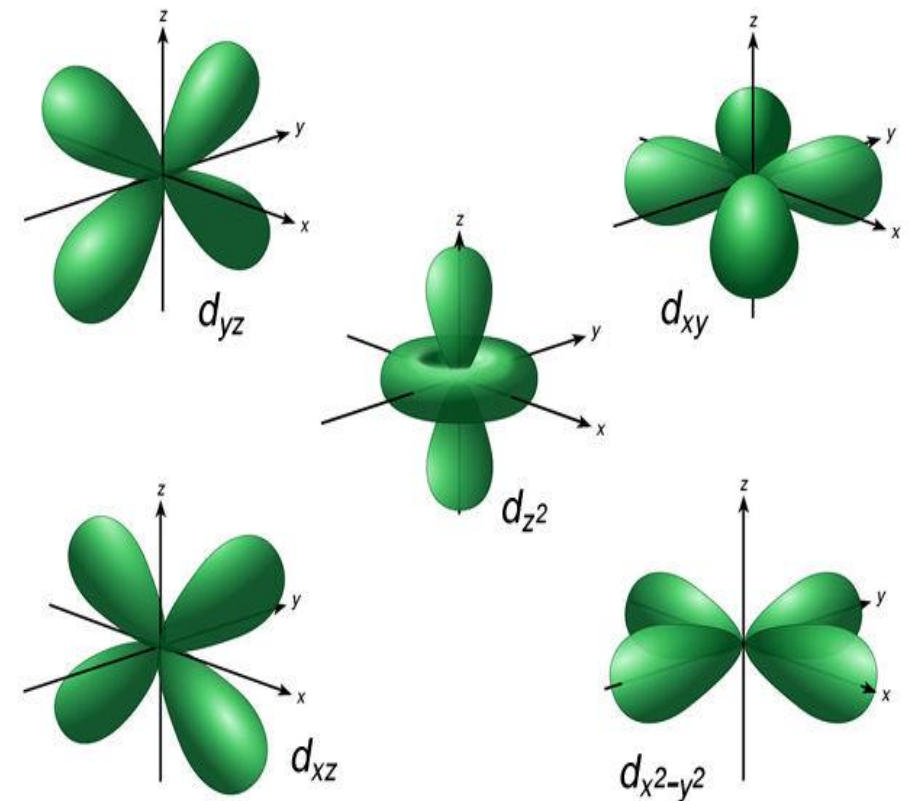
Resolución:

- **Falso:** Según la ley de Rydberg se tiene que el número de orbitales = n^2 ; luego: # de orbitales = $(3)^2 = 9$, el máximo de electrones es 18.

➤ **Verdadero:**



➤ **Falso:** Solo los subniveles que contienen orbitales tipo «p» y «d» tienen orbitales degenerados, es decir de igual energía relativa. Los orbitales «p» degeneran en tres regiones de diferente orientación: p_x , p_y y p_z ; mientras que los «d» en cinco orientaciones: d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} , $d_{x^2-y^2}$ y d_{z^2} .



©NCSSM 2003

Respuesta: D

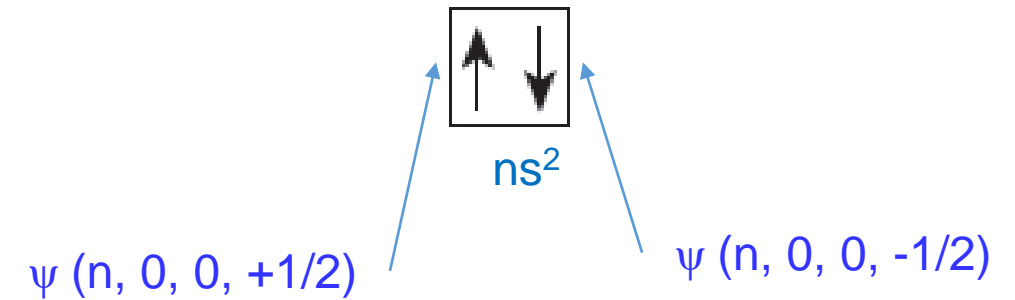
3. Escriba verdadero (V) o falso (F) según corresponda, luego marque la alternativa correcta.

- Si dos electrones de un mismo átomo tienen sus conjuntos (n, l, m_l) iguales, se encuentran en el mismo orbital. (V)
- Cualquier orbital “d” tiene igual tamaño. (F)
- Los tres orbitales “p” de un mismo subnivel tienen la misma forma. (V)

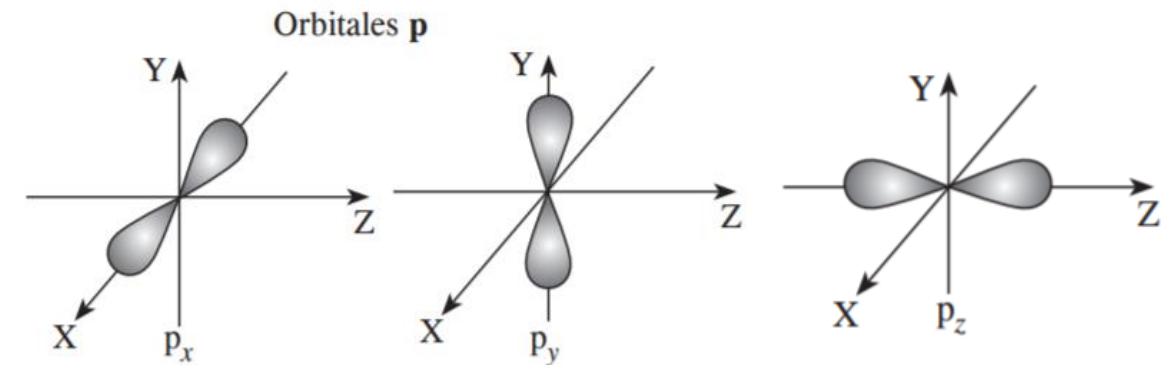
A) VVV B) FVV **C) VFV**
 D) VFF E) FFF

Resolución:

- **Verdadero:** Un par electrónico contenido en cualquier tipo de orbital puede tener (n, ℓ, m_ℓ) iguales, pero cada electrón que comparten el mismo orbital no puede tener espines iguales. Es decir, por lo menos se diferencian en m_s . Ejemplo:



- **Falso:** Los orbitales “d” de cualquier nivel son por lo general de forma tetralobular, solo difieren en tamaño o volumen dependiendo del nivel al cual pertenecen, es decir a mayor «n» mayor tamaño.
- **Verdadero:** Los tres orbitales “p” de un mismo subnivel tendrán la misma forma dilobular, solo diferirán en sus orientaciones espaciales.



Respuesta: C

HELICO | PRACTICE

4. Los números cuánticos n , l y m_l derivan de la solución matemática de la ecuación de Schrödinger y se usan para describir los orbitales atómicos e identificar los electrones que se ubican en ellos. Un cuarto número cuántico m_s describe el comportamiento de un electrón específico. En un átomo polielectrónico, sus 5 electrones se caracterizan mediante los valores de sus cuatro números cuánticos (n , l , m_l y m_s). ¿Cuál de ellos posee menor energía?

A) $\left(4; 3; 2; +\frac{1}{2}\right)$ B) $\left(4; 0; 0; +\frac{1}{2}\right)$

C) $\left(3; 2; 1; +\frac{1}{2}\right)$ D) $\left(3; 1; 1; +\frac{1}{2}\right)$

E) $\left(3; 2; -2; +\frac{1}{2}\right)$

Resolución:

ENERGÍA RELATIVA (ER): Viene a ser la suma del número cuántico principal más el número cuántico azimutal.

Establecemos la representación de cada subnivel de energía y el valor de su energía relativa:

$$ER = n + l$$

$$n = 1, 2, 3, \dots + \infty$$

$$l = 0 (s), 1 (p), 2 (d) \text{ y } 3 (f)$$

Notación espectroscópica	ER = $n + l$
A) 4f	$4 + 3 = 7$
B) 4s	$4 + 0 = 4$
C) 3d	$3 + 2 = 5$
D) 3p	$3 + 1 = 4$
E) 3d	$3 + 2 = 5$

Respuesta: A

5. Con respecto a las siguientes proposiciones, indique la(s) correcta(s).

- I. Algunos átomos de los elementos no siempre cumplen el principio de AUFBAU.
- II. La regla nemotécnica relacionada con el principio de AUFBAU plantea que los electrones van llenando orbitales de los subniveles en orden creciente de sus energías relativas.
- III. Los átomos alcanzan su estado basal si ordenan sus electrones según el principio de AUFBAU.

- A) Solo I B) Solo II C) Solo III
 D) I, II y III E) I y III

Resolución:

PRINCIPIO DE AUFBAU: Este principio establece que los electrones de un átomo se ordenan en forma creciente a la energía relativa. Conocido como el Principio de Construcción o la

regla nemotécnica del «Serrucho».

1s ²			
2s ²	→ 2p ⁶		
3s ²	→ 3p ⁶	→ 3d ¹⁰	
4s ²	→ 4p ⁶	→ 4d ¹⁰	→ 4f ¹⁴
5s ²	→ 5p ⁶	→ 5d ¹⁰	→ 5f ¹⁴
6s ²	→ 6p ⁶	→ 6d ¹⁰	
7s ²	→ 7p ⁶		

I. Correcta: El ${}_{29}\text{Cu}$ es una de las excepciones a ésta regla, en la cual un electrón del 4s² pasa al subnivel 3d⁹ obteniendo la siguiente CE:
 ${}_{29}\text{Cu}: [\text{Ar}]4s^1 3d^{10}$.

II. Correcta: Como se observa, van llenando sus electrones según la ER creciente.

III. Correcta: El estado basal o estado fundamental, es el estado de menor energía en el que un átomo, molécula o grupo de átomos se puede encontrar sin absorber ni emitir energía, en pocas palabras en su estado más puro.

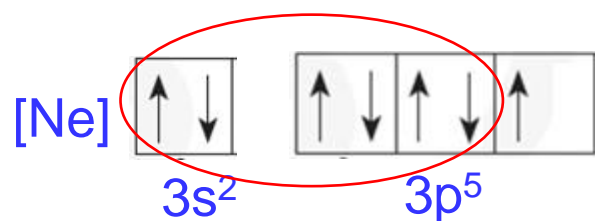
Respuesta: D

6. ¿Cuál es el número atómico de un elemento que tiene 3 orbitales llenos en el tercer nivel de energía?

A) 12 B) 15 **C) 17**
D) 27 E) 21

Resolución:

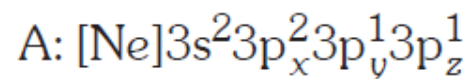
Haciendo la CE:



Por lo tanto $Z = 17$

Respuesta: C

7. Se tiene la configuración electrónica de un átomo de un elemento



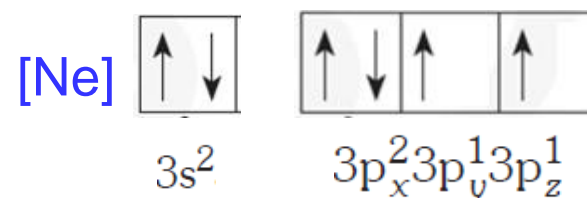
Indique cuál de las alternativas contiene una afirmación incorrecta.

- A) Se trata de un átomo con $Z = 16$. ✓
B) La configuración electrónica corresponde al átomo en su estado basal. ✓
C) Tiene 2 electrones desapareados. ✓
D) Tiene 6 electrones en la capa N.
E) Se cumple el principio de la máxima multiplicidad. ✓

Resolución:

Se tiene:

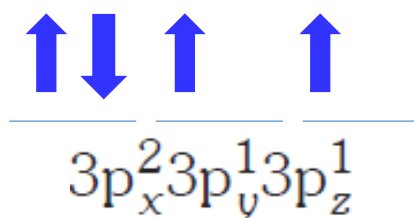
Por lo tanto $Z = 16$



Se muestra una configuración en estado basal sin saltos electrónicos, con 2e⁻ desapareados.

No hay electrones en la capa N (nivel 4), la CE llega hasta la capa M (nivel 3).

Se cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund:



Respuesta: D

8. Indique las configuraciones electrónica abreviadas correctas.

I. $_{20}\text{Ca}$: $[\text{Ne}]4s^2$ **Incorrecta**

II. $_{30}\text{Zn}$: $[\text{Ar}]4s^23d^{10}$ **Correcta**

III. $_{35}\text{Br}$: $[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^5$ **Correcta**

A) Solo I B) Solo II C) Solo III

D) II y III E) I, II y III

Resolución:

I. **Incorrecta:** Debe ser: $_{20}\text{Ca}$: $1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$
[Ar]

II. **Correcta:** $_{30}\text{Zn}$: $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}$
[Ar]

III. **Correcta:** $_{35}\text{Br}$: $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^5$
[Ar]

Respuesta: D

9. ¿Cuál de las siguientes puede aceptarse como configuración electrónica (por niveles de energía) para un elemento químico de $Z = 32$?

A) 2; 8; 18; 4

B) 2; 8; 10; 4

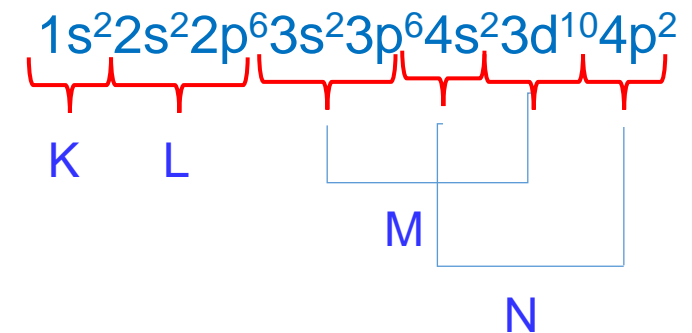
C) 2; 8; 10; 2; 4

D) 2; 8; 10; 6; 2

E) 2; 10; 16; 4

Resolución:

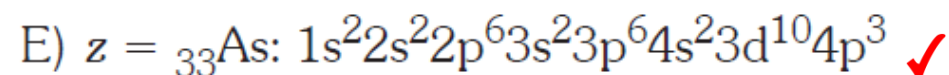
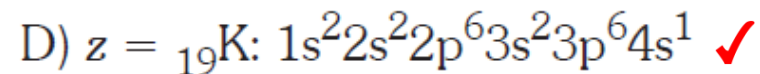
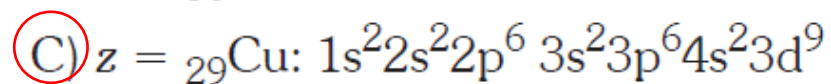
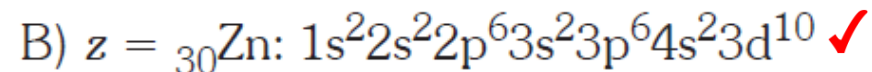
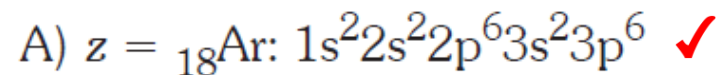
Debemos realizar la CE del $_{32}\text{Si}$:



K	L	M	N
2	8	18	4

Respuesta: A

10. Indique el átomo cuya configuración electrónica no es correcta.



Resolución:

El ${}_{29}\text{Cu}$, al igual que sus congéneres del IB (${}_{47}\text{Ag}$ y ${}_{79}\text{Au}$) es una de las excepciones a la regla de construcción ($d^9 \rightarrow d^{10}$) en la cual un electrón del $4s^2$ pasa al subnivel $3d^9$ para ser más estable, obteniendo la siguiente CE: ${}_{29}\text{Cu}: [\text{Ar}]4s^1 3d^{10}$

Respuesta: C

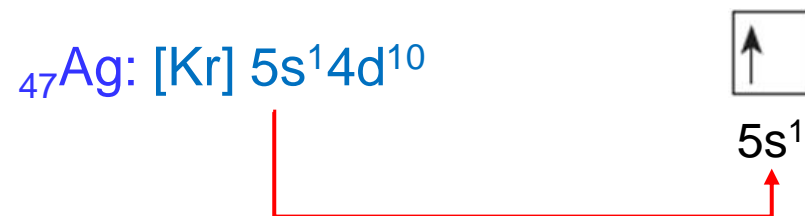
11. Identifique los cuatro números cuánticos que caracterizan al electrón desapareado de la plata. Dato: Ag ($Z = 47$).

A) $\left(3; 2; 0; +\frac{1}{2}\right)$ B) $\left(3; 2; 0; -\frac{1}{2}\right)$

C) $\left(3; 2; -2; +\frac{1}{2}\right)$ D) $\left(3; 2; -1; -\frac{1}{2}\right)$

E) $\left(5; 0; 0; +\frac{1}{2}\right)$

Resolución: Debemos realizar la CE de la plata:



Luego, el juego de números cuánticos que caracteriza al electrón desapareado es:

$n = 5 \quad \ell = 0 \quad m_\ell = 0 \quad m_s = +1/2$

$\psi (5, 0, 0, +1/2)$

Respuesta: E

12. ¿Cuál es el número atómico de un átomo que solo tiene dos subniveles principales? Indique el caso máximo.

- A) 18 B) 26 C) 30
D) 36 E) 24

Resolución:

Debemos realizar una CE en la cual se verifique el cumplimiento de esta premisa:

$_{13}\text{Al}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ Caso mínimo

$_{18}\text{Ar}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ Caso máximo ✓

Por lo tanto $Z = 18$

Respuesta: A

13. Identificando a las siguientes especies con propiedades diamagnéticas (D) o paramagnéticas (P):

I. $[\text{Kr}] 5s^1 4d^5$ Paramagnético

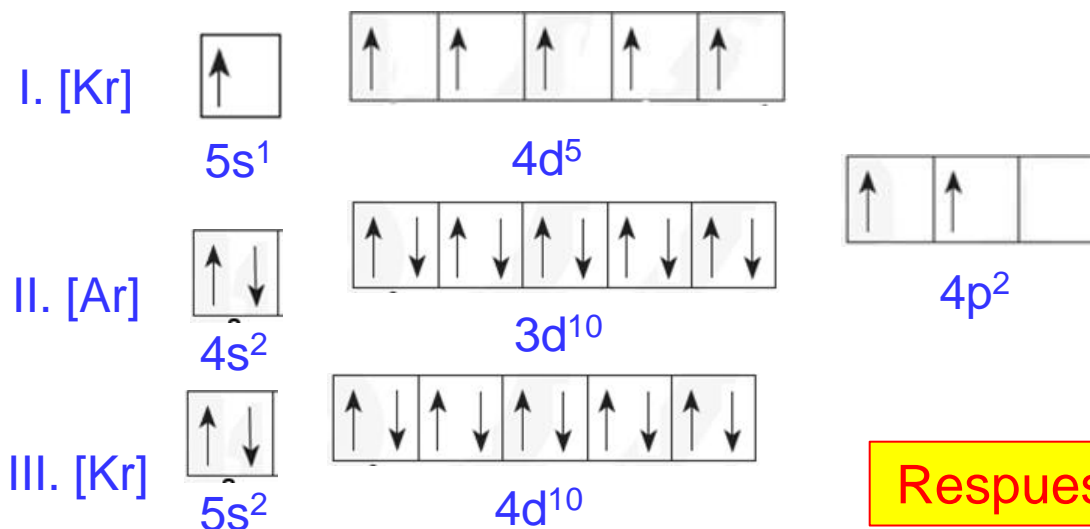
II. $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^2$ Paramagnético

III. $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10}$ Diamagnético

marque la alternativa que contiene la relación correcta en el orden dado.

- A) PPD B) DPD C) DDD
D) PDP E) PPP

Resolución:



Respuesta: A

14. Respecto a la configuración electrónica del átomo de un elemento que tiene la siguiente representación ${}^{5x+1}_{3x}\text{E}$ con 61 partículas neutras; escriba verdadero (V) o falso (F) según corresponda, luego marque la alternativa correcta.

- Se trata del calcio ($Z = 20$). (F)
- Es paramagnético. (V)
- Los probables números cuánticos del último de sus electrones son $\left(4; 0; 0; \pm\frac{1}{2}\right)$. (F)

- A) FFF B) VFV C) VVV
D) VVF (E) FVF

Resolución:

Debemos hallar el Z a partir de la fórmula:

$$\begin{array}{c} \text{A} \\ \text{5x + 1} \\ \text{Z} \rightarrow \text{3x} \end{array} \text{E} \quad \text{A} = \text{Z} + \text{n}^\circ$$

$61 \rightarrow \text{n}^\circ$

$$5x + 1 - 3x = 61 \quad \rightarrow x = 30$$

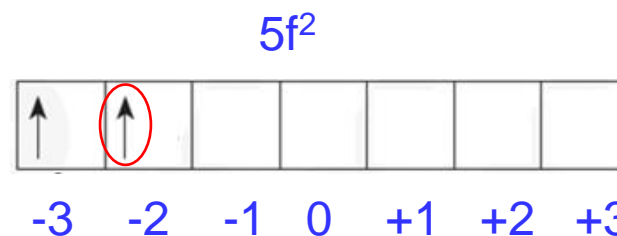
Por lo tanto $Z = 90$; que en teoría sería el ${}_{90}\text{Th}$

- Falso: El elemento con $Z = 90$ es el torio.
- Verdadero: Según su CE, ${}_{90}\text{Th}$: $[\text{Rn}] 7s^2 5f^2$



$5f^2$

- Falso: Los parámetros cuánticos que definen al electrón diferenciador del Th son:



$5f^2$

$$n = 5 \quad \ell = 3 \quad m_\ell = -2 \quad m_s = +1/2$$

$$\psi(5, 3, -2, +1/2)$$

Respuesta: E

15. Indique qué afirmaciones son incorrectas.

I. Si los átomos de dos elementos tienen la siguiente configuración electrónica $[\text{Ne}]3s^1$ y $[\text{Kr}]5s^1$, entonces son isoelectrónicos. **Incorrecto**

II. El $_{28}\text{Ni}$ y el $_{29}\text{Cu}^+$ son isoelectrónicos. **Incorrecto**

III. Los cationes $_{29}\text{Cu}^+$ y $_{30}\text{Zn}^{2+}$ son isoelectrónicos. **Correcto**

- A) Solo I B) Solo II C) Solo III
☒ D) I y II E) I y III

Resolución:

I. **Incorrecto:** No son átomos isoelectrónicos, porque no guarda relación del mismo número de electrones con la configuración en cuanto a nivel y subnivel, el primero de $Z = 11$ y el segundo de $Z = 37$, pertenecerán a la misma familia de los alcalinos del grupo IA.

II. **Incorrecto:** determinando la CE de cada uno de los metales en cuestión:



Por lo tanto $_{28}\text{Ni}$ y $_{29}\text{Cu}^{1+}$ no son átomos isoelectrónicos, porque no guarda relación con la misma configuración electrónica.

III. **Correcto:** determinando la CE de cada uno de los metales en cuestión:



Por lo tanto $_{30}\text{Zn}^{2+}$ y $_{29}\text{Cu}^{1+}$ son átomos isoelectrónicos, porque guarda relación con la misma configuración electrónica.

Respuesta: D