

1)

a) Para $n=2$, el número cuántico l puede ir desde 0 a $n-1$

$$l=0 \text{ y } l=1$$

Cada orbital l , se subdivide desde $-l$ a $+l$ orbitales

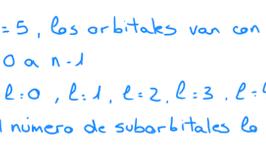
$$l=0 \rightarrow m=0$$

$$l=1 \rightarrow m=-1, m=0, m=1$$

En total el nivel $n=2$ tiene 4 orbitales

b) Al aumentar el número cuántico l aumenta la energía de los orbitales.

c) Los orbitales p se parecen en la forma, en forma de 8 y la los tres tienen la misma energía. Se diferencian en la orientación de cada suborbital.



2)

a) $n=5$, los orbitales van con el número cuántico secundario de 0 a $n-1$

$$l=0, l=1, l=2, l=3, l=4$$

El número de suborbitales lo indica el número cuántico magnético, m , que va desde $-l$ a $+l$

$$l=0 \rightarrow m=0$$

$$l=1 \rightarrow m=-1, m=0, m=1$$

$$l=2 \rightarrow m=-2, m=-1, m=0, m=1, m=2$$

$$l=3 \rightarrow m=-3, m=-2, m=-1, m=0, m=1, m=2, m=3$$

$$l=4 \rightarrow m=-4, m=-3, m=-2, m=-1, m=0, m=1, m=2, m=3, m=4$$

El número total de orbitales son 25.

b) $n=3$ el número total de orbitales son:

$$l=0 \rightarrow m=0$$

$$l=1 \rightarrow m=-1, m=0, m=1$$

$$l=2 \rightarrow m=-2, m=-1, m=0, m=1, m=2$$

En total hay 9 orbitales, según el número cuántico de spin s , en cada orbital puede haber 2 electrones, $s=+1/2, -1/2$

$$n \cdot e^- = 9 \text{ orbitales} \times 2e^- \text{ cada orbital} = 18e^- \text{ total}$$

c) $n=4$ y $l=3 \rightarrow m=-3, m=-2, m=-1, m=0, m=1, m=2, m=3$

$$n \cdot e^- = 7 \text{ orbitales} \times 2e^- \text{ orbital} = 14e^- \text{ como maximo}$$

3)

$$n \rightarrow 0 \text{ a } 7$$

$$l \rightarrow 0 \text{ a } n-1$$

$$m \rightarrow -l \text{ a } +l$$

$$s \rightarrow +1/2, -1/2$$

a) $(4, 2, 0, 1/2) \rightarrow$ posible

$$n=4$$

$$l=0, l=1, l=2, l=3, l=4$$

$$m=-2, m=-1, m=0, m=1, m=2$$

$$s=+1/2, s=-1/2$$

b) $(3, 3, -3, -1/2) \rightarrow$ para $n=3$ no es posible el orbital $l=3$

$$n=3$$

$$l=0, l=1, l=2$$

c) $(2, 0, 1, 1/2) \rightarrow$ para $l=0$ solo es posible $m=0$

$$n=2$$

$$l=0, l=1$$

$$m=0$$

d) $(4, 3, 0, 1/2) \rightarrow$ es posible

$$n=4$$

$$m=0, m=1, m=2, m=3$$

$$l=-3, l=-2, l=-1, l=0, l=1, l=2, l=3$$

$$s=+1/2, s=-1/2$$

e) $(3, 2, -2, -1) \rightarrow$ el número cuántico s no puede ser -1 .

$$n=3$$

$$m=0, m=1, m=2$$

$$l=-2, l=-1, l=0, l=1, l=2$$

$$s=+1/2, s=-1/2$$

4)

a) $5p \rightarrow s \rightarrow l=0 \rightarrow p \rightarrow l=1 \rightarrow d \rightarrow l=2 \rightarrow f \rightarrow l=3$

$$n=5$$

$$p \rightarrow l=1 \rightarrow m \rightarrow -1, 0, 1 \rightarrow s \rightarrow +1/2, -1/2$$

$$(5, 1, -1, 1/2) (5, 1, -1, -1/2)$$

$$(5, 1, 0, 1/2) (5, 1, 0, -1/2)$$

$$(5, 1, 1, 1/2) (5, 1, 1, -1/2)$$

b) $3d$

$$n=3 \rightarrow d \rightarrow l=2 \rightarrow m \rightarrow -2 \text{ a } 2 \rightarrow s \rightarrow +1/2, -1/2$$

$$(3, 2, -2, 1/2) (3, 2, -2, -1/2)$$

$$(3, 2, -1, 1/2) (3, 2, -1, -1/2)$$

$$(3, 2, 0, 1/2) (3, 2, 0, -1/2)$$

$$(3, 2, 1, 1/2) (3, 2, 1, -1/2)$$

$$(3, 2, 2, 1/2) (3, 2, 2, -1/2)$$

c) $1s$

$$n=1 \rightarrow s \rightarrow l=0 \rightarrow m=0$$

$$(1, 0, 0, 1/2) (1, 0, 0, -1/2)$$

d) $4f$

$$n=4 \rightarrow f \rightarrow l=3 \rightarrow m \rightarrow -3 \text{ a } 3 \rightarrow s \rightarrow +1/2, -1/2$$

$$(4, 3, -3, 1/2) (4, 3, -3, -1/2)$$

$$(4, 3, -2, 1/2) (4, 3, -2, -1/2)$$

$$(4, 3, -1, 1/2) (4, 3, -1, -1/2)$$

$$(4, 3, 0, 1/2) (4, 3, 0, -1/2)$$

$$(4, 3, 1, 1/2) (4, 3, 1, -1/2)$$

$$(4, 3, 2, 1/2) (4, 3, 2, -1/2)$$

$$(4, 3, 3, 1/2) (4, 3, 3, -1/2)$$

5)

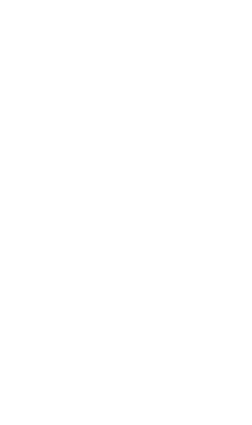
$$a) Z=4: 1s^2 2s^2$$

$$b) Z=7: 1s^2 2s^2 2p^3$$

$$c) Z=11: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$$

$$d) Z=15: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$$

$$e) Z=25: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$$



6)

a) Tercer elemento alcalinotérreo

$$\downarrow$$

$$\downarrow$$

la configuración electrónica termina en $3s^2$

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$$

b) Segundo elemento nitrogéneo

$$\downarrow$$

Grupo nitrogéneo p^3

$$1s^2 2s^2 2p^3$$

c) Quinto elemento alcalino

$$\downarrow$$

$$\downarrow$$

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^10 4p^6 5s^1$$

d) Cuarto elemento del primer periodo de transición

$$\downarrow$$

$$\downarrow$$

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4d^1$$

7)

$$a) A = 1s^2 2s^2 2p^1$$

Periodo 2

Grupo 13 (grupo boro) } Aluminio

$$b) B = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$$

Periodo 3

Grupo 2 (alcalinotérreo) } Magnesio

$$c) C = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^10$$

Periodo 4

Grupo 1 (alcalino) } Potasio

8)

$$Cu (Z=29): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$$

$$Ag (Z=47): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^10 4p^6 5s^2 4d^9$$

$$Au (Z=79): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^10 4p^6 5s^2 4d^10 5p^6 6s^2 4f^14 5d^9$$

b) Pierden un electrón de la capa de valencia, quedando en la última capa con un orbital s^1 .

$$c) Cu^+ (Z=29): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^10$$

$$Ag^+ (Z=47): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^10 4p^6 5s^1 4d^9$$

$$Au^+ (Z=79): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^10 4p^6 5s^2 4d^10 5p^6 6s^1 4f^14 5d^9$$

9)

$$E_I (Z=35): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^10 4p^5$$

$$E_{II} (Z=36): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^10 4p^6$$

$$E_{III} (Z=37): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^10 4p^6 5s^1$$

a) El potencial de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar un electrón de un átomo neutro en estado gaseoso y en su estado fundamental. Cuanto menor es el radio del átomo los electrones periféricos están más atraídos por el núcleo y más difícil es arrancarle un electrón.

En la tabla periódica aumenta hacia la derecha en un periodo, aumenta la fuerza con los que son atraídos los electrones, y al subir en un grupo aumenta porque al mismo número de electrones en la capa de valencia disminuye el número de capas en el átomo, por lo tanto hay mayor atracción del núcleo.

Verdadero, el E_{III} tiene mayor E_I que el E_I .

b) La afinidad electrónica es la energía desprendida o absorbida cuando un átomo neutro en estado gaseoso acepta un electrón para formar un ion negativo.

Cuanto más arriba y hacia la derecha se encuentre el átomo en la tabla periódica mayor será la afinidad. Debido a que disminuye el radio atómico y el núcleo atraerá con más fuerza al nuevo electrón.

Verdadero, el E_{II} es el de menor $A.E.$

c) La electronegatividad es la capacidad que tiene un átomo de un elemento dado a atraer hacia sí el par o pares de electrones compartidos de un enlace covalente.

Cuanto más arriba y hacia la derecha en la tabla periódica mayor es la electronegatividad, ya que el radio disminuye y por lo tanto el núcleo atraerá con más fuerza los electrones compartidos por el enlace.

Falso, la electronegatividad del E_{II} es mayor que la E_I .

10)

Al, B, C, O, F

a) El potencial de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar un electrón de un átomo neutro en estado gaseoso y en su estado fundamental. Cuanto menor es el radio del átomo los electrones periféricos están más atraídos por el núcleo y más difícil es arrancarle un electrón.

En la tabla periódica aumenta hacia la derecha en un periodo, aumenta la fuerza con los que son atraídos los electrones, y al subir en un grupo aumenta porque al mismo número de electrones en la capa de valencia disminuye el número de capas en el átomo, por lo tanto hay mayor atracción del núcleo.

En este caso el flúor tiene el mayor potencial de ionización.

b) La afinidad electrónica es la energía desprendida o absorbida cuando un átomo neutro en estado gaseoso acepta un electrón para formar un ion negativo.

Cuanto más arriba y hacia la derecha se encuentre el átomo en la tabla periódica mayor será la afinidad. Debido a que disminuye el radio atómico y el núcleo atraerá con más fuerza al nuevo electrón.

El aluminio tendrá menor afinidad electrónica, ya que está en un periodo mayor al resto.

c) La electronegatividad es la capacidad que tiene un átomo de un elemento dado a atraer hacia sí el par o pares de electrones compartidos de un enlace covalente.

Cuanto más arriba y hacia la derecha en la tabla periódica mayor es la electronegatividad, ya que el radio disminuye y por lo tanto el núcleo atraerá con más fuerza los electrones compartidos por el enlace.

Orden de electronegatividad:

$$F > O > C > B > Al$$

d) El radio atómico es la mitad de la distancia entre los núcleos de átomos idénticos de una molécula covalente.

Dentro del mismo grupo el radio atómico aumenta hacia abajo porque aumenta el número de capas. En el mismo periodo el radio atómico aumenta hacia la izquierda porque disminuye el número de protones en el núcleo y con ello la atracción de los electrones de valencia será menor.

En este caso:

$$r_{Al} > r_B > r_C > r_O > r_F$$