

CURSO GEOQUIMICA II

RESPUESTAS A PREGUNTAS Y PROBLEMAS **CAPÍTULO 4.** La tabla periódica y los pesos atómicos

Pregunta 1: Familiarizarse con la estructura electrónica de H hasta Kr.

El propósito de este problema es relacionar la configuración electrónica de los elementos con sus posiciones en la tabla periódica. Los primeros 36 elementos incluyen los períodos 1 a 4 y establecer el patrón básico de la tabla periódica. Además, los estudiantes deben familiarizarse con los números atómicos de los primeros 36 elementos y poder escribir su electrónica fórmulas para determinar sus valencias.

Pregunta 2: ¿Cuántos electrones pueden acomodarse en orbitales teniendo número cuántico $n=4$? El número cuántico $N=4$ permite cuatro tipos de orbitales que pueden acomodar los siguientes números de electrones: 2 en el orbital s, 6 en los orbitales p, 10 en los orbitales d y 14 en el f orbitales para un total de 32 electrones.

Pregunta 3: Presentar el set completo de 4 números cuánticos (n, l, m, s) cuando $n=4$

Números cuánticos

n		m	s	orbital
4	$3(n-1)$	0	$+1/2-1/2$	f
4	3	+1	etc.	f
4	3	-1		f
4	3	+2		f
4	3	-2		f
4	3	+3		f
4	3	-3		f
4	$2(n-2)$	0		d
4	2	+1		d
4	2	-1		d
4	2	+2		d
4	2	-2		d
4	1	0		p
4	1	$+1(n-3)$		p
4	1	-1		p
4	0	0		s

Pregunta 4: Utilizando las formulas en la tabla 4.2 (Libro de Faure) explicar las valencias de los siguientes elementos: Co, S, Br, V y Cu.

Cobalto	[Ar] 3d ⁷ 4s ²	Orbitales d a medio llenar, orbitales s completos
+2	[Ar] 3d ⁵ 4s ²	
+3	[Ar] 3d ⁵ 4s ¹	
Azufre	[Ne] 3s ² 3p ⁴	Configuración de gas inerte Llenos s, vacíos p Medio llenos s y p Configuración de gas inerte
+6	[Ne] 3s ⁰ 3p ⁰	
+4	[Ne] 3s ² 3p ⁰	
+2	[Ne] 3s ¹ 3p ³	
-2	[Ne] 3s ² 3p ⁶	
Bromo	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵	Todos los orbitales llenos o vacíos Todos los orbitales llenos o vacíos Todos los orbitales llenos o vacíos Configuración de gas inerte
+7	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ⁰ 4p ⁰	
+5	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁰	
+1	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ⁰ 4p ⁶	
-1	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶	
Vanadio	[Ar] 3d ³ 4s ²	Configuración de gas inerte Vacío d, medio lleno s Vacío d, lleno s Vacíos d y s, medio lleno p
+5	[Ar] 3d ⁰ 4s ⁰	
+4	[Ar] 3d ⁰ 4s ¹	
+3	[Ar] 3d ⁰ 4s ²	
+2	[Ar] 3d ⁰ 4s ⁰ 4p ³	
Cobre	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ¹	Lleno d, vacío s Esto es una excepción
+1	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ⁰	
+2	[Ar] 3d ⁹ 4s ⁰	

Pregunta 5: Que tienen en común los siguientes elementos

- B, Al, Ga, In Todos tienen configuración electrónica de valencia s²p¹, siendo +3 el más común estado de oxidación o valencia.
- Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra Todos tienen configuración electrónica de valencia s², siendo +2 el más común estado de oxidación o valencia.
- N, P, As, Sb, Bi Todos tienen configuración electrónica de valencia s²p³, +3, siendo +5 el más común estado de oxidación o valencia.
- K⁺, Ca²⁺, Sc³⁺, Ti⁴⁺, V⁵⁺, Cr⁶⁺ - cada uno es isoelectrónico con argón

Pregunta 6: Sin consultar la tabla 4.2, presentar la configuración electrónica para un átomo neutro (Z=e) que tiene 14 electrones y pronostique cuál sería su máxima valencia positiva.
Z=14, 1s²2s²2p⁶3s²3p²: +4

Pregunta 7: La tabla 4.2 sugiere que las valencias de los elementos varían sistemáticamente con el incremento del número atómico. Determine cuantas secuencias terminan con valencia cero
Seis periodos, cada uno terminando con un gas noble

Pregunta 8:

K, Rb – tienen la misma configuración electrónica, cada uno con 1 electrón en un orbital s, lo que

les da una valencia de +1 y hace que estén asociados en la naturaleza.

Al, Ge – diferentes configuraciones electrónicas: ${}_{13}\text{Al}$ tiene $3s^23p^1$, mientras que ${}_{32}\text{Ge}$ tiene $4s^24p^2$. Por lo tanto, Al es trivalente y Ge es tetravalente. Estos elementos no están asociados en la naturaleza.

Sc, Cu - diferentes configuraciones electrónicas, ${}_{21}\text{Sc}$ tiene $4s^23d^1$, resultando en valencia +3 mientras que ${}_{29}\text{Cu}$ tiene $4s^14p^2$, resultando en valencias +1 y +2. diferentes valencias, por lo que probablemente no se asociarán.

S, Se - son miembros del Grupo VI A y tendrán configuraciones electrónicas similares, mismas valencias, por lo que deben asociarse, estos elementos tienen propiedades geoquímicas similares.

Li, Mg- no son isoelectrónicos como átomos, ${}_{3}\text{Li}$: $1s^22s^1$ y ${}_{12}\text{Mg}$: $1s^22s^22p^63s^2$ pero los iones más comunes, Li^{+1} y Mg^{2+} , son isoelectrónicos, por lo que deberían asociarse. son miembros de los metales alcalinos y alcalino terros, respectivamente. Sin embargo, estos dos elementos muestran coherencia geoquímica en rocas ígneas porque sus iones tienen radios similares: Li^{+1} , radio 0.60Å; radio de Mg^{2+} 0.65Å. Por lo tanto, Li^{+1} puede sustituir a Mg^{2+} en cristales de mica, piroxeno y anfíboles, siempre que la concentración de Li de la masa fundida sea lo suficientemente alta y se mantenga la neutralidad eléctrica en el cristal mediante sustitución acoplada. Este tema es el tema del Capítulo 8. Más adelante, cuando conozcamos las reglas de Goldschmidts, veremos si estas predicciones se mantienen.