



GUÍA DE EJERCICIOS TABLA PERIÓDICA

Área Química

Resultados de aprendizaje

Extrae y analiza información para resolver ejercicios relacionados con configuración electrónica y propiedades periódicas, desarrollando pensamiento crítico y asociativo.

Contenidos

1. Configuración electrónica.
2. Ubicación del elemento, según la configuración electrónica.
3. Números cuánticos.
4. Propiedades periódicas: radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.

Debo saber

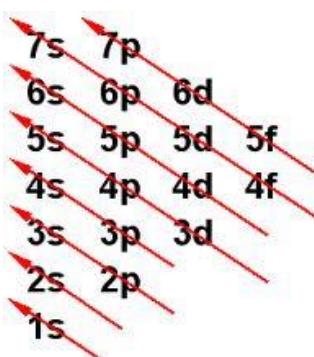
Antes de empezar a realizar estos ejercicios es importante que recordemos algunos conceptos:

Configuración electrónica: Distribución de los electrones entre los distintos orbitales atómicos.

Principio de exclusión de Pauli: establece que no es posible que dos electrones de un átomo tengan los cuatro números cuánticos iguales. Al menos se deben diferenciar en el número cuántico de spin.

Regla de Hund: dice que la distribución más estable en los subniveles es la que tiene el mayor número de espines paralelos.

Principio de Aufbau: indica la forma de llenado de los orbitales. Esto se realiza de menor a mayor energía, hasta que todos los electrones están ubicados en un orbital apropiado. En la siguiente figura se muestra el orden de llenado ascendente.



Números cuánticos: Estos se utilizan para describir los orbitales atómicos e identificar los electrones que están dentro. Se derivan de la solución de la ecuación de Schrödinger. Estos son:



(n) Número cuántico principal, toma valores enteros de 1,2,3,4,etc.., y se relaciona con la longitud promedio del electrón al núcleo en determinado orbital. Cuanto mayor es su valor, es más grande la longitud entre el electrón y el núcleo.

(l) Número cuántico del momento angular: indica la “forma” de los orbitales y su valor depende directamente del número cuántico principal n; Donde l toma todos los valores enteros posibles desde cero (0) hasta $l=n-1$. El valor de l se designa con las letras s,p,d,f,... tal como se ilustra en la siguiente tabla:

l	orbital
0	s
1	p
2	d
3	f

(ml) Número cuántico magnético: describe la orientación del orbital en el espacio. Su valor depende del número cuántico angular (l). Así que para cierto valor del existen $(2l+1)$ valores enteros de ml, como sigue:

l	ml
0	0
1	-1, 0, 1
2	-2, -1, 0, 1, 2
3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3

(ms) número cuántico de spin: tomar dos valores $-1/2$ y $+1/2$. Por convención, hablaremos de $-1/2$ cuando el electrón esté desapareado y de $+1/2$ cuando esté apareado.

Radio atómico: el tamaño de los átomos depende de la acción de los núcleos sobre sus electrones más externos. Para la mayoría de los elementos el radio atómico aumenta al descender en un grupo y disminuye a lo largo de un período.

Radio iónico: Los iones positivos (perdida de electrones) o negativos (ganancia de electrones) de un grupo aumenta el tamaño al descender en un grupo, pero cuando un electrón es removido de un átomo el tamaño disminuye en forma considerable. El radio de un catión es siempre menor que el del átomo original.

Afinidad Electrónica (AE) de un elemento es la energía para llevar un electrón desde una distancia infinita hasta un átomo gaseoso, el cual lo absorbe para formar un ion gaseoso.



Energía o potencial de ionización (EI): es la energía que se necesita para remover completamente un electrón de un átomo o ion en fase gaseosa.



Electronegatividad: es la capacidad de un átomo en una molécula para atraer los electrones de enlace hacia su núcleo. Mientras mayor sea su electronegatividad, con mayor fuerza atraerá los electrones de enlace.

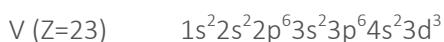
Ejercicio 1. ¿Cuál es la configuración electrónica de los elementos nitrógeno y vanadio respectivamente?

Lo primero que debemos hacer es buscar en la Tabla Periódica los números atómicos (Z) de estos elementos. El número atómico, da cuenta de los protones en el núcleo de un átomo, y si el elemento es neutro el Z nos indicará directamente el número de electrones. Por lo tanto para el Nitrógeno sabemos que Z=7 y para el vanadio Z=23.

Así mismo, es importante recordar que cada orbital tiene un número máximo de electrones, tal como se muestra en la siguiente tabla:

Orbital	Número máximo de electrones
s	2
p	6
d	10
f	14

Ahora, con el principio de Aufbau, hacemos la secuencia de la configuración electrónica



Ejercicio 2: ¿Cuál es la configuración electrónica de los iones Si⁴⁺ (Z=14) y S²⁻ (Z=16) respectivamente?

- A. [Ne] 3s² 3p² [Ne] 2s² 2p⁴
- B. [Ne] [Ar]
- C. [Ne] 3s² 3p¹ [Ne] 2s² 2p⁴
- D. [Ar] 3s² 3p² [Ne] 3s² 3p⁴
- E. [Ne] [He] 2s² 2p⁴

Sabemos que para ambos casos, el número atómico (Z) que obtenemos de la tabla periódica, corresponde al elemento en estado neutro, es decir el número de protones es equivalente al número de electrones.

Por lo tanto el enunciado nos indica que el átomo de silicio (Si) Z=14 perdió 4e- para convertirse en Si⁴⁺, así que debemos hacer la configuración electrónica para 10 e-.



Si⁴⁺: $1s^2 2s^2 2p^6$ (Que equivale a la configuración del gas noble Ne).

Ahora, para el caso del átomo de azufre (S) Z=16, sabemos que ganó 2e- para convertirse en S²⁻, así que debemos hacer la configuración electrónica para 18 e-.

S²⁻: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (que equivale a la configuración del gas noble Ar).

Encontrando que la respuesta correcta es la B. [Ne]; [Ar].

Ejercicio 3: La configuración electrónica de un átomo X es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. Determine los números cuánticos n, l y ml del último electrón.

Para comprender la información que entrega cada número cuántico debes revisar la sección debo saber.

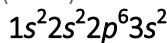
La resolución del ejercicio te lo mostramos a continuación:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \underline{3p^2}$	Para determinar el valor de n debemos fijarnos en el nivel en el que entra el último electrón. Para el átomo X, el último nivel es n=3 .	n = 3						
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	Como el último electrón entra en un orbital p, el valor de l para este orbital (según tabla en debo saber) es de 1	l = 1						
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	Según el valor de l, puedes asignar el valor de m, dependiendo en que suborbital se encuentre el último electrón que entró.							
	En este caso como es un orbital p , podría tomar 3 valores, y como tenemos dos electrones entraría: <table border="1"><tr><td>\uparrow</td><td>\uparrow</td><td></td></tr><tr><td>-1</td><td>0</td><td>1</td></tr></table>	\uparrow	\uparrow		-1	0	1	$m_l = 0$
\uparrow	\uparrow							
-1	0	1						



Ejercicio 4: ¿Cuáles son los números cuánticos n , l , m_l y m_s para el último electrón de la configuración de ${}_{12}\text{Mg}$?

Siguiendo la misma lógica anterior, se realiza la configuración electrónica para el átomo de Mg ($Z=12$)



$1s^2 2s^2 2p^6 \cancel{3s^2}$	$n=3$		
$1s^2 2s^2 2p^6 \cancel{3s^2}$	$l=0$		
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$\uparrow\downarrow$		$m_l=0$
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	0		$m_s=+1/2$

Ejercicio 5: ¿Cuáles de los siguientes números cuánticos (en el orden n , l , m_l y m_s) son imposibles?

- A. 4, 2, 0, 1
- B. 3, 3, -3, $-\frac{1}{2}$
- C. 2, 0, 1, $\frac{1}{2}$
- D. 4, 3, 0, $\frac{1}{2}$
- E. 1, 0, 0, $-\frac{1}{2}$

- A. Se descarta, porque el m_s solamente puede tomar los valores de $-1/2$ y $+1/2$
- B. Se descarta, porque l solo puede tomar los valores enteros posibles desde cero (0) hasta $l=n-1$, es decir, que en este caso si $n=3$, l no puede ser mayor a 2.
- C. Se descarta, porque m_l puede tomar valores de $-l$ a $+l$, pasando por 0, es decir si l es 0, el único valor que puede tomar m_l es 0.
- D. Es posible, ya que la configuración electrónica para estos números cuánticos sería $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 4f^4$
- E. Es posible, la combinación de los números cuánticos, la configuración electrónica es $1s^2$.

Ejercicio 6: Dados los elementos siguientes: Be ($Z=4$), Al($Z = 13$), Zn($Z = 30$), ¿Cuáles son verdaderas?

- A. Pertenece al mismo período.
- B. Pertenece al mismo grupo.
- C. Pertenece al 4 período.
- D. Ninguna de las anteriores



Para contestar esta pregunta debes realizar la configuración electrónica de cada elemento y extraer la información relacionada con la ubicación de estos en la tabla periódica.

Elemento	Configuración electrónica	Período	Grupo
Be ($Z=4$)	$1s^2 2s^2$	El período lo da el nivel más grande que tenga la configuración. $1s^2 \underline{2s}^2$ En este caso período 2	El grupo lo dan los electrones de valencia (electrones del último nivel) $1s^2 2s^2$ En este caso el grupo es II-A
Al ($Z=13$)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \underline{3p}^1$ En este caso período 3	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ En este caso el grupo es III-A
Zn ($Z=30$)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s}^2 3d^{10}$ En este caso período 4	II-B *

* En general en este curso no se les pedirá determinar grupo y período de elementos de transición, ya que es más complejo.

* Los elementos de grupos de transición (B), los reconocemos ya que tienen el orbital *d* semi-llego o el último electrón que entra, entra en el orbital *d*. Si los elementos no cumplen con esto, se llaman elemento de grupos representativos y se denotan con la letra A (poseen electrones en los orbitales s y p).

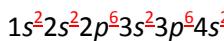
En base a lo anterior la alternativa correcta es la D. Ninguna de las anteriores.

Ejercicio 7: La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ corresponde a un ión Y^{+2} , es correcto afirmar:

- A. El número atómico de Y es 20.
- B. El elemento Y pertenece al período 4.
- C. El elemento Y posee 4 electrones de valencia.

Si la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ corresponde a un ión Y^{+2} (que es la configuración electrónica de Y cuando perdió 2 electrones), la configuración de Y sería: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

Ahora, podemos determinar los electrones que tenemos, y como es un átomo neutro, determinamos directamente el número de protones, es decir Z .



20 electrones ($Z=20$)

Elemento	Configuración electrónica	Período	Grupo
$Y (Z=20)$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s}^2$	El período lo da el número del nivel mayor que tenga la configuración. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s}^2$ En este caso período 4	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s}^2$ En este caso el grupo es II-A Como el grupo lo dan los



			electrones de valencia (electrones del último nivel), el elemento Y tendría 2 electrones de valencia.
--	--	--	---

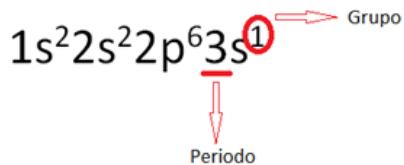
De esta manera, podemos afirmar que A y B son correctas, ya que el elemento posee solo dos electrones de valencia, además se encuentra en el grupo II-A.

Ejercicio 8: El átomo con la configuración electrónica $1s^22s^22p^63s^1$

- I. Pertenece al grupo III A
- II. Es un elemento representativo
- III. Posee alta energía de ionización
- IV. Posee baja electronegatividad

Son correctas:

- A. I y II
- B. II y IV
- C. I, II y III
- D. II, III y IV
- E. Todas



Sabemos por la configuración electrónica que el átomo pertenece al grupo IA y período 3. A su vez, la energía de ionización y la electronegatividad, en general, crecen al aumentar el grupo, por lo que un elemento del grupo IA, debería tener baja energía de ionización y baja electronegatividad.

De igual manera, un elemento representativo son átomos los cuales tienen incompletos los subniveles s o p del número cuántico principal más alto, estos elementos pertenecen a los grupos 1A al 7A. Por lo tanto se descarta que sea un gas noble o un elemento de transición. Ya que para ser un gas noble, debería tener la capa más externa completa (ns^2np^6), y para que fuera un elemento de transición debería tener el orbital d semilleno, o el último electrón debería entrar en el orbital d.

En base a lo anterior, podemos afirmar que la opción correcta es la B. II y IV



Ejercicio 9: Un período con símbolos hipotéticos para elementos químicos está dado por:

ELEMENTO	GRUPOS A							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
	R	S	T	U	V	X	Y	Z

A partir de estos datos prediga:

- A. Elemento con mayor número de electrones en su nivel externo
- B. Elemento más metálico
- C. Elemento más no metálico
- D. Elemento menos reactivo
- E. Elemento de mayor radio atómico
- F. Elemento de más alto potencial de ionización

A.	Elemento con mayor número de electrones en su nivel externo	Z, porque es un gas noble con configuración electrónica externa completa (ns^2np^6)
B.	Elemento más metálico	R, porque está en el grupo I-A (elementos pertenecientes al extremos izquierdo de la tabla periódica tienen un carácter más metálico).
C.	Elemento más no metálico	Y, ya que los elementos del grupo VII-A son no metálicos. Los del grupo VIII-A son gases nobles, por lo que lo consideramos, (elementos pertenecientes al extremos derecho de la tabla periódica tienen un carácter más metálico).
D.	Elemento menos reactivo	Z, ya que al ser un gas noble tiene su configuración electrónica externa completa, debido a esto no forma enlaces.
E.	Elemento de mayor radio atómico	R, ya que el radio atómico disminuye al avanzar en los grupos.
F.	Elemento de más alto potencial de ionización	Z, ya que el potencial de ionización aumenta al avanzar en un período.

Ejercicio 10: Considere los símbolos hipotéticos de los elementos X, Y, Z, W y V, con la siguiente ubicación en grupos A del sistema periódico:

I	VI	VII	VIII
X	Z	W	V
	Y		



Clasifique como verdadero y falso y justifique:

- A. X posee más alta energía de ionización.
- B. El radio atómico de Z es menor que el de W.
- C. La electronegatividad de Z es menor que la de W.
- D. La reactividad de V es mayor que la de Y.
- E. Y tiene menor electronegatividad que Z

X posee más alta energía de ionización.	Falso. La energía de ionización aumenta al subir en los grupos y de izquierda a derecha en un período, por lo que V posee la más alta energía de ionización.
El radio atómico de Z es menor que el de W.	Falso. El radio atómico disminuye al avanzar en los grupos, por ende Z tiene mayor radio atómico que W.
La electronegatividad de Z es menor que la de W.	Verdadero. La electronegatividad aumenta al avanzar en los grupos, por lo que W posee la más alta electronegatividad.
La reactividad de V es mayor que la de Y.	Falso. V al ser un gas noble tiene su configuración electrónica externa completa (ns^2np^6), por lo que es el elemento menos reactivo.
Y posee menor electronegatividad que Z	Verdadero. La electronegatividad disminuye al avanzar en un período, por lo que Y posee electronegatividad menor que Z.

Ejercicio 11: Ordene, las siguientes especies isoeléctricas, de acuerdo a su tamaño creciente: Cl^- , Ca^{2+} , Ar, S^{-2} , K^+ (de menor a mayor tamaño).

Para ordenar las especies isoeléctricas, debemos tener en cuenta que un catión (especie cargada positivamente) perdió un electrón, por lo tanto su tamaño será menor ya que hay menos electrones y por ende hay menos repulsión entre ellos.

Contrariamente si la especie es un anión (especie cargada negativamente) ganó electrones, por lo que su radio es mayor, esto es debido a la repulsión que se producen entre ellos y a la menor fuerza con que son atraídos por el núcleo.

De esta manera, se les asigna el siguiente orden





Responsables académicos

Corregida por comité Editorial PAIEP. Si encuentra algún error favor comunicarse a ciencia.paiet@usach.cl

Referencias y fuentes utilizadas

- Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Villarroel, M.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2014). Manual de Ejercicios de Química General para Ingeniería. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología
- Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2014). Manual de Ejercicios de Química General para Carreras Facultad Tecnológica. Unidad I: Estequiométrica. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología.