



## QUÍMICA GENERAL 2020

### TRABAJO PRÁCTICO DE AULA N° 2: ESTRUCTURA ATÓMICA

#### I- GUÍA DE ESTUDIOS: MODELOS ATÓMICOS

1. De acuerdo a lo visto en estructura interna de la materia, indique cómo están distribuidas las partículas subatómicas en el átomo. Realice un esquema en el que se respeten los tamaños de las zonas de distribución de las mismas.
2. Onda electromagnética:
  - a. Describa los términos amplitud, longitud de onda y frecuencia.
  - b. Escriba la ecuación que permite relacionar estas variables con la constante universal  $c$  (velocidad de la luz).
  - c. Indique en qué rango del espectro electromagnético se ubica la región visible.
3. Defina qué es cuantización de la energía. Escriba la ecuación de Planck e indique cómo está relacionada con los espectros de absorción y de emisión atómicos.
4. Modelo atómico de Bohr:
  - a. Explique qué son las órbitas o niveles de energía estacionarios.
  - b. Explique cómo se puede promover a los electrones de un nivel de energía a otro.
5. Explique qué entiende por el concepto de dualidad “onda-partícula”.
6. MODELO ATÓMICO ACTUAL:
  - a. Indique qué es una función de onda y lo que representa. Escriba la función que permite obtener la probabilidad de encontrar un electrón.
  - b. Indique cuántos números cuánticos existen según el modelo atómico actual y qué representa cada uno.
  - c. Explique qué entiende por orbital atómico
  - d. Exprese las diferencias fundamentales que existen entre el modelo atómico de Bohr y el modelo atómico actual.



**II- RESOLVER: ESTRUCTURA ATÓMICA**

1. Responda cuál es el número máximo de electrones que puede contener un nivel energético con:
  - a.  $n = 1$
  - b.  $n = 2$
  - c.  $n = 3$
  - d.  $n = 4$
  
2. Consulte la bibliografía recomendada y realice un cuadro consignando los cuatro números cuánticos, sus símbolos, los valores que pueden tomar y qué indican.

Símbolo	Nombre	Valores	Qué indica

3. Complete la siguiente tabla con los números cuánticos faltantes:

Número cuántico principal ( $n$ )	Número cuántico azimutal ( $l$ )	Número cuántico magnético ( $m_l$ )	Nombre del Orbital
<b>1</b>	<b>0</b>	<b>0</b>	<b>1s</b>
<b>2</b>	<b>0</b>		
<b>2</b>		<b>-1</b>	
<b>2</b>	<b>1</b>		
<b>2</b>		<b>+1</b>	
<b>3</b>		<b>0</b>	
<b>3</b>		<b>-1</b>	<b>3p<sub>x</sub></b>
<b>3</b>			
<b>3</b>		<b>+1</b>	
<b>3</b>	<b>2</b>		<b>3d<sub>xy</sub></b>
<b>3</b>			<b>3d<sub>yz</sub></b>
<b>3</b>			<b>3d<sub>z</sub><sup>2</sup></b>
<b>3</b>			<b>3d<sub>xz</sub></b>
<b>3</b>		<b>+2</b>	

4. Considere el orbital 3d e indique:
  - a. El valor que posee el número cuántico principal.
  - b. El valor que posee el número cuántico secundario o azimutal.
  - c. Los valores que puede tomar el número cuántico magnético.
  - d. El número de electrones que puede tener como máximo cada orbital d y cuántos electrones puede contener el subnivel d completo.



5. El siguiente conjunto de números cuánticos  $n = 2$ ;  $l = 1$ ;  $m_l = -1$ ;  $m_s = +\frac{1}{2}$  caracterizan a un electrón. Marque la opción que indique el orbital en que se encuentra dicho electrón.
  - a. 2s
  - b. 3d
  - c. 3s
  - d. 3p
  - e. 2p
  
6. En relación a los átomos multielectrónicos explique las razones por las cuales aparece el desdoblamiento de la energía.
  - a. Escriba la regla de las diagonales y en función de ella, describa el orden ascendente de energía en el cual aparecen los orbitales atómicos e indique el llenado de los mismos con electrones siguiendo el Principio de Aufbau.
  - b. Enuncie el principio de exclusión de Pauli y la regla de multiplicidad de Hund.
  
7. Para un átomo de Litio ( $Z=3$ ):
  - a. ¿Cuáles son los números cuánticos que caracterizan a sus electrones? Escribalos.
  - b. Observe los números cuánticos que caracterizan a los electrones 1 y 2 de dicho átomo. ¿Qué los distingue?
  
8. Escriba la configuración electrónica del oxígeno. Representéla utilizando un esquema de casilleros cuánticos.
  
9. Escriba la *Configuración Electrónica* de los siguientes elementos y de sus iones más probables:
  - a. Na
  - b. K
  - c. Cl
  - d. Ca
  - e. Br
  - f. N
  - g. S
  - h. Ar
  - i. P
  
10. La "*Configuración Electrónica Abreviada*" (CEA) es aquella en la cual se han reemplazado los electrones de las capas internas completas (denominado núcleo o kernel) por el símbolo del elemento que posee dicha configuración (normalmente un gas noble). Por ejemplo:  ${}_{20}\text{Ca}: [\text{Ar}]4s^2$ . Escriba las CEA para los elementos del ejercicio anterior.
  
11. Escriba las configuraciones electrónicas de los átomos de los elementos que tienen  $Z = 3$ ; 11; 12; 19; 20; 37; 55. ¿Observa alguna semejanza entre ellas?



12. Escriba los números cuánticos  $n$  y  $l$  del último electrón de un átomo de azufre ( $Z=16$ ).
  
13. Existen algunos elementos que tienen configuraciones electrónicas reales o experimentales distintas a las teóricas (escritas siguiendo el orden de llenado de Aufbau o regla de las diagonales). Un ejemplo es el  ${}_{29}\text{Cu}$ :
  - a. Escriba la configuración electrónica teórica.
  - b. Escriba la configuración electrónica experimental o real de dicho elemento.
  - c. Observe ambas configuraciones y deduzca en qué difieren. Indique cuál es más estable.
  
14. Escriba la configuración electrónica teórica y la configuración electrónica experimental o real de (Justifique su respuesta):
  - a.  ${}_{24}\text{Cr}$ .
  - b.  ${}_{47}\text{Ag}$ .
  
15. Se ha determinado experimentalmente que los átomos de un elemento en estudio tienen 17 protones en su núcleo:
  - a. Utilizando estos datos escriba su configuración electrónica.
  - b. Diga cuántos electrones hay distribuidos en el último nivel de energía.
  - c. Los electrones del último nivel de energía son los que intervienen en los ..... y se denominan .....
  - d. Busque en la tabla periódica el nombre de dicho elemento.