ASIGNATURA: Química NIVEL : 1° E.M PROFESOR: José J. Márquez A.

**Guía de Trabajo: Configuración electrónica.**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Nombre: | | Puntos Total: |
| Curso: | Fecha: | Puntos Obtenidos: |
| **Objetivo:** Identificar y reconocer como se organizan los electrones dentro del átomo, basándose en las características de los números cuánticos.  Explicar los principios que rigen la configuración electrónica.  Indicaciones: **Lee comprensivamente, destacar y/o subrayar lo que sea necesario.** | | |

## La configuración electrónica del átomo de un elemento corresponde a la ubicación de los electrones en las órbitas de los diferentes niveles de energía.

## Para comprender mejor la configuración electrónica es necesario conocer algunos conceptos básicos:

**1. Números Cuánticos**

Los números cuánticos se utilizan para describir matemáticamente un modelo tridimensional del átomo. En consecuencia, se encargan de describir al electrón dentro del átomo y son:  
**Número Cuántico Principal (n**) se expresa con la letra **n,** indica el nivel de energía en el que se encuentra el electrón, determina el tamaño del orbital**.**

- Su valor y varía desde **n=1 hasta n= ∞**

**Número Cuántico Secundario (**l **)**

- Se simboliza por l. Este número informa sobre los orbitales presentes en cada nivel energético. - Indica la **forma del orbital**, puede ser **circular**, si vale 0, o **elíptica**, si tiene otro valor.

- Su valor varía desde l = 0 hasta l = (n-1).  
- Para un valor de l = 0, el orbital se denomina *s*. Para un valor de l = 1, el orbital se denomina *p*. Para un valor de l = 2, el orbital se denomina *d*. Y, por último, para un valor de l = 3, el orbital se denomina *f*.

**Número Cuántico Magnético (*m*)**

- Indica la orientación espacial de un orbital.   
- Este número informa en qué orbital ingresó el último electrón de una configuración electrónica.  
- Su valor varía desde m = - l,...., 0,....,+ l

**Número Cuántico de Spin (*s*)**

- Se simboliza por *s*.  
- Informa el sentido del giro del electrón en un orbital.   
- Indica si el orbital en el que ingresó el último electrón está completo o incompleto. - Sólo toma dos valores: *s* = +1/2 (incompleto) y *s* = –1/2 (completo)

En resumen, tenemos:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Tipo de Orbital** | **Valor de**l | **No Orbitales** | **No máximo e por orbital** | **Valor de m** |
| *s* | 0 | 0 | 2 | 0 |
| *p* | 1 | 3 | 6 | -1, 0, +1 |
| *d* | 2 | 5 | 10 | -2, -1, 0, +1, +2 |
| *f* | 3 | 7 | 14 | -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3 |

Para establecer una relación entre los **números cuánticos** y la **configuración electrónica de un elemento cualquiera**, veremos que **un electrón puede ser representado simbólicamente**de la siguiente manera:

## quimica_2_2.jpg

**Entonces, para este ejemplo, los números cuánticos son:**  
**n** = 3           l,=1           **m**= -1           **s** = +1/2

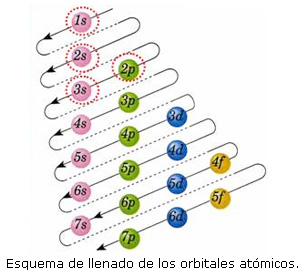
**2.** **Principios que regulan** **la configuración electrónica:**

Estos principios que rigen una configuración electrónica son:

* **Principio de exclusión de Pauli:** “*No puede haber dos electrones en un átomo que posean los mismos números cuánticos*”.
* **Principio de Constitución:** “*Los electrones irán ocupando los niveles de energía en forma creciente, desde el nivel menor (n = 1) hasta los niveles superiores*”.
* **Principio de Máxima multiplicidad de Hund:** “*Deberán existir el mayor número de electrones desapareados posibles*”. Esto significa que un segundo electrón no entra en un orbital que esté ocupado por otro electrón, mientras que haya otro orbital desocupado de la misma energía (o sea, de igual valores para ***n*** y l,). No puede existir apareamiento electrónico en orbitales iguales, mientras no exista un electrón por lo menos en cada orientación (por ejemplo, px, py o pz).

**Realización de una Configuración Electrónica**

Una configuración electrónica es la distribución de los electrones dentro de los niveles de energía y orbitales que posee un átomo. Para realizarla debemos conocer dicha cantidad de electrones, través del número atómico **Z**,que da cuenta de la cantidad de protones que posee un átomo, si el átomo es neutro, su cantidad de electrones es idéntica a su cantidad de protones.

Según el Principio de Constitución, los electrones se irán distribuyendo desde el nivel de menor energía (1 s1) y así sucesivamente hasta alojar al último electrón que posea un átomo determinado.  
  
De acuerdo con esto, tenemos que el **orden energético de cada orbital** es el siguiente:

**1s<2s<2p<3s<3p<4s<3d<4p<5s<4d<5p< 6s<4f<5d<6p<7s<5f<6d<7p<8s**

Como ejemplo, realicemos la configuración electrónica del sodio (**Na**). Para esto, ubicamos al elemento dentro de la tabla periódica y determinamos su número atómico (**Z = 11**). Como el átomo es neutro, el número de electrones a distribuir es igual al número de protones, es decir, **11 electrones**. Por lo tanto, obtenemos **1s2 2s2 2p6 3s1**.

ASIGNATURA: Química NIVEL : 1° E.M PROFESOR: José J. Márquez A.

**Guía de Trabajo: Configuración electrónica.**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Nombre: | | Puntos Total: |
| Curso: | Fecha: | Puntos Obtenidos: |
| **Objetivo:** Identificar y reconocer como se organizan los electrones dentro del átomo, basándose en las características de los números cuánticos.  Explicar los principios que rigen la configuración electrónica.  **Indicaciones**: Después de la lectura de la información presentada en la guía y la presentación “números cuánticos y configuración electrónica”, **Responder las siguientes preguntas.** | | |

## I.- Selección Múltiple: seleccione y destaque la letra y/o la alternativa correcta:

## 1. ¿Cuál de los siguientes números cuánticos representa un subnivel y se relaciona con la forma del orbital atómico?

## a) Número cuántico principal (*n*)

## b) Número cuántico secundario (l )

## c) Número cuántico magnético (*m*)

## d) Número cuántico de giro (*s*).

## 2. ¿Qué valores puede asumir el número cuántico magnético (*m*) cuando el número cuántico secundario (l ) es 1?

## a) 0

## b) -1, +1

## c) -1, 0, +1

## d) -2, -1, 0, +1, +2.

## 3. ¿Cómo se nombra un subnivel con *n* = 2 y l = 0?

## a) 2*s*

## b) 2*p*

## c) 0*d*

## d) 3*p*.

## 4. ¿Cuántos orbitales hay en el subnivel 1*s*?

## a) 1

## b) 2

## c) 3

## d) 4.

## 5. ¿Cuál es la cantidad máxima permitida de electrones en el subnivel 3*d*?

## a) 2

## b) 6

## c) 8

## d) 10.

## 6. ¿Cuál de los siguientes tipos de orbitales tiene forma esférica?

## a) *s*

## b) *p*

## c) *d*

## d) *f*.

## 7. ¿Cuál de los siguientes subniveles puede existir en el nivel 2?

## a) 1*s*

## b) 2*p*

## c) 2*d*

## d) 4*f*.

## 8.El conjunto de números cuánticos que podría describir un electrón en el subnivel 3*s* es:

## a) *n* = 1; l = 0; *m* = 0; *s* = +½

## b) *n* = 2; l = 1; *m* = -1; *s* = -½

## c) *n* = 3; l = 2; *m* = 0; *s* = -½

## d) *n* = 3; l = 0; *m* = 0; *s* = +½.

## 9. El máximo de electrones para un orbital es

## a) 2 electrones

## b) 6 electrones

## c) 18 electrones

## d) 10 electrones.

## 10. El Número cuántico magnético toma los valores:

## a) 1,2,3,4,...etc

## b) 0,1,2,3

## c) +½ , -½

## d) depende de l

## 11. Número entero positivo que representa al nivel de Energía, es:

## a) Nº Cuántico Principal

## b) Nº Cuántico Azimutal

## c) Nº Cuántico Magnético

## d) Nº Cuántico Spín.

## 12. La forma de un orbital atómico viene dada por:

## a) l

## b) *m*

## c) l y *m*

## d) *n*.

## 13. Describe la orientación espacial del orbital, estamos hablando de:

## a) Nº Cuántico Principal

## b) Nº Cuántico Azimutal

## c) Nº Cuántico Magnético

## d) Nº Cuántico Spin.

## 14. Informa el sentido del giro del electrón en un orbital, estamos hablando de:

## a) Nº Cuántico Principal

## b) Nº Cuántico Azimutal

## c) Nº Cuántico Magnético

## d) Nº Cuántico Spin.

## 15. El número total de orbitales en n = 2 es:

## a) 1

## b) 4

## c) 18

## d) 32

16. Conocida la configuración electrónica de un átomo neutro X: 1*s*22*s*22*p*63*s*23*p*1, se podría afirmar que el número atómico de dicho átomo es:

a) 15 b) 14 c) 13 d) 12

17. La notación 3*d*5 indica que:

a) hay tres electrones en el orbital *p*.

b) el átomo posee tres orbitales tipo *d*.

c) hay cinco electrones en orbitales *d* del tercer nivel.

d) hay tres electrones en orbitales *d* del quinto nivel.

18. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones corresponde al principio de Hund?

a) Orbital es la región del espacio donde existe mayor probabilidad de encontrar un electrón.

b) El orbital *s* tiene forma esférica.

c) Los electrones de un orbital deben tener espines contrarios.

d) Los orbitales de un subnivel son llenados parcialmente, para después ser completados.

**II) Desarrollo**: Responda brevemente las siguientes preguntas:

19.- ¿Qué es la configuración electrónica de un átomo?

20. Nombre los tres principios que se deben considerar para realizar la configuración electrónica de un átomo.

21. ¿Qué nos indica el diagrama de Möller?

22. Indique la configuración electrónica de los siguientes elementos, utilizando el diagrama.

a) Fósforo (15)

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| 1*s* | 2*s* | 2*p* | | | 3*s* | 3*p* | | |

b) Calcio. (20)

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| 1*s* | 2*s* | 2*p* | | | 3*s* | 3*p* | | | 4*s* |