



**MINISTERIO DE EDUCACIÓN
DIRECCIÓN REGIONAL DE PANAMÁ ESTE
INSTITUTO PROFESIONAL Y TÉCNICO MÉXICO-PANAMÁ**

**GUÍA DE QUÍMICA
BACHILLER AGROPECUARIO**

GRUPOS: 10 A, B

PROFESORA: NANCY CASTRO
Correo: nancycastro1107@gmail.com

FECHA DE ENTREGA: 30 DE SEPTIEMBRE DE 2022

II TRIMESTRE 2022

ÁREAS: EL ÁTOMO CONSTITUYENTE FUNDAMENTAL DE LA MATERIA

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

-Interpreta el comportamiento físico y químico de la materia en función de su composición Estructural a nivel atómico.

-Valora la importancia de los elementos químicos como componentes indispensables para la vida y el desarrollo industrial, científico y tecnológico.

INDICACIONES GENERALES: LAS GUÍAS TAMBIÉN ESTÁN COLOCADAS EN EL CANAL DEL COLEGIO:
<https://linktr.ee/pmexico1979>

La metodología de trabajo es la siguiente:

1. Encontrarás una explicación sobre los contenidos teóricos y referencias de los pasos que debes saber para desarrollar los temas

2. Para que comprendas los temas es importante dedicar 40 minutos mínimos por día de tu entera atención, que es el período de cada clase presencial en el colegio. Te recomiendo que dejes a un lado distracciones como el celular, televisión, lugares con exceso de ruido, busca un lugar donde te puedas concentrar.

3. Debes practicar los problemas que ya están desarrollados en la guía, poniendo en práctica los conceptos teóricos que has leído con anticipación en la misma.

4. Tendremos clases sincrónicas donde se explicarán los problemas y períodos asincrónicos donde podrás dejar tus preguntas a través del correo: nancycastro1107@gmail.com

ASIGNACIONES:

-PRÁCTICA N° 1 ESTRUCTURA ATÓMICA.

-TAREAS: TEMA 1. CUESTIONARIO: ESTRUCTURA ATÓMICA (Algunos estudiantes ya la habían entregado).

- ÁLBUM: MODELOS ATÓMICOS

-TAREAS: TEMA 2. INVESTIGACIÓN: USOS DE LOS ISÓTOPOS

-TALLER SUMATIVO N° 1. ISÓTOPOS

-TAREA: TEMA 3. TALLER NÚMEROS CUÁNTICOS

-TAREA; TEMA 4. TALLER CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

- TALLER: COMPROBACIÓN DE CONCEPTOS

Fecha de entrega: viernes **30 de septiembre** de 2022, entregar solamente las asignaciones en un folder con gancho.

TEMA: ESTRUCTURA ATÓMICA

TEMA N.º1. ANTECEDENTES HISTÓRICOS DEL DESCUBRIMIENTO DEL ÁTOMO

Alrededor del año 400 A.C., Demócrito supuso que toda la materia estaba compuesta por partículas pequeñas e indivisibles a las cuales denominó átomos (derivado del griego que significa indivisible). En 1803 John Dalton propuso su teoría atómica y durante un siglo fue guía y estímulo de los investigadores químicos en todo el mundo. No obstante, a finales de dicho siglo, el concepto simple de Dalton fue trastornado por descubrimientos como los rayos X (1895), la radioactividad (1896), el electrón (1897) y el elemento radio (1898)

En 1903, Joseph John Thomson, luego de descubrir el electrón, propuso que el átomo consistía en una masa de protones en la cual estaban incrustados los electrones. En 1909, Ernest Rutherford y sus colegas diseñaron un experimento para investigar la desviación de partículas alfa por los átomos pesados y propusieron su modelo planetario del átomo, es decir, los electrones girando en órbitas alrededor del núcleo, donde se encontraba la carga positiva y la masa del átomo.

En 1903, Niels Bohr, modificó este modelo. Según él, el electrón se mueve a una distancia fija del núcleo hasta que el átomo absorba energía para promoverlo a un nivel energético mayor. Esta teoría explicó las frecuencias de las líneas espectrales del hidrógeno y no se podía explicar a otros elementos.

En 1923, Louis-Víctor De Broglie le atribuyó propiedades ondulatorias a las partículas. Poco después, Erwin Schrödinger aplicó la idea de partículas ondulatorias a los electrones en los átomos, desarrollando ecuaciones matemáticas para describir la energía de los electrones. La rama de la física que describe el comportamiento de los electrones en términos de cambios cuantizados de energía se conoce como la mecánica ondulatoria.

➤ PARTÍCULAS FUNDAMENTALES DEL ÁTOMO

Descripción de un átomo: Un átomo se puede describir como una partícula muy pequeña, eléctricamente neutra, constituida por un núcleo con protones de carga positiva y neutrones con carga cero, y uno o más electrones, con carga negativa, que se mueven alrededor del núcleo. La masa del neutrón es casi igual a la del protón.

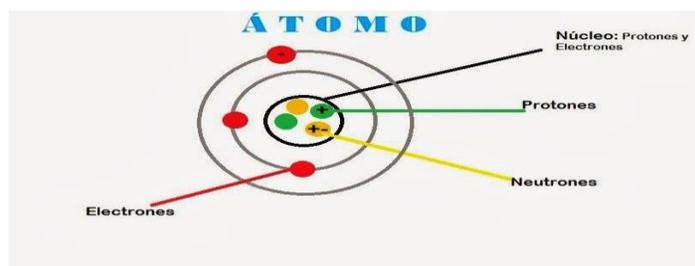


Ilustración 1. Partes de un átomo

ALGUNAS PROPIEDADES PARA LAS PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

| Partícula | Descubierta Por | Símbolo | Carga (coulombio) | Carga Relativa | Masa (g) |
|-----------|-----------------|----------------|---------------------------|----------------|--------------------------|
| Electrón | J.J. Thomson | e ⁻ | -1,6 x10 ⁻¹⁹ | 1- | 9,11 x 10 ⁻²⁸ |
| Protón | E. Goldstein | p ⁺ | + 1, 6 x10 ⁻¹⁹ | 1+ | 1,673 x10 ⁻²⁴ |
| Neutrón | James Chadwick | n | 0 | 0 | 1,675 x10 ⁻²⁴ |

➤ NÚMERO ATÓMICO, NÚMERO MÁSCO Y MASA ATÓMICA

Un átomo se puede identificar por dos números: El número atómico (Z) y el número másico (A)

El número atómico (Z): es el número de protones en el núcleo de un átomo y equivale a la carga positiva del núcleo. Para un átomo eléctricamente neutro, el número total de protones es igual, al número total de electrones.

El número másico (A): es la suma del número total de protones y neutrones en el núcleo. Generalmente corresponde al número entero más próximo a la masa atómica. Si representamos el número de neutrones por n, el número másico del átomo será: **A= Z + n**, por lo tanto,

$$n = A - Z$$

Un átomo de un elemento se puede representar por el símbolo X, con el número atómico Z colocado en la parte inferior izquierda y el número de masa (A) en la parte superior izquierda.



Ilustración 2. Representación de un átomo

➤ LOS IONES

Los **iones** son partículas derivadas de los átomos, cuando éstos han ganado o perdido electrones. Se forman iones positivos (cationes) por la pérdida de electrones o iones negativos (aniones), por la ganancia de electrones.

Las propiedades químicas de un elemento dependen principalmente del número de protones y electrones que posee el átomo, lo cual está determinado por el número atómico.

Ejemplos:

1. Simbólicamente el átomo de cloro lo podemos representar como: $^{35}_{17}\text{Cl}$, entonces para el átomo de cloro:
 $Z = 17$, $A = 35$, protones (p^+) = 17, electrones (e^-) = 17, neutrones (n) = $A - Z = 35 - 17 = 18$

2. Simbólicamente el ion cloruro lo podemos representar como: $^{35}_{17}\text{Cl}^-$
 $Z = 17$, $A = 35$, protones (p^+) = 17, electrones (e^-) = 18 ($Z + 1 e^-$) neutrones (n) = $A - Z = 35 - 17 = 18$

3. Simbólicamente el ion calcio lo podemos representar como: $^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$
 $Z = 20$, $A = 40$
protones (p^+) = 20, electrones (e^-) = $20 - 2 = 18$
neutrones (n) = $A - Z = 40 - 20 = 20$

PRÁCTICA N° 1

ESTRUCTURA ATÓMICA.

Complete el siguiente cuadro

| Símbolo | Z | A | e^- | p^+ | n |
|-------------|---|---|-------|-------|---|
| 70 31 Ga | | | | | |
| 11 5 B | | | | | |
| | | | 10 | 7 | |
| | 4 | | 2 | | |
| 56 26 Fe | | | | | |
| | | | | 51 | |

TAREAS: TEMA 1

CUESTIONARIO: ESTRUCTURA ATÓMICA

NOMBRE: _____ **Nivel: 10** _____ **Calificación:** _____

Profa. Nancy Castro Puntos totales: 35 Puntos obtenidos: _____

Indicaciones:

- Desarrollar con bolígrafo de forma clara y ordenada.
- Recuerde identificar correctamente su trabajo, colocar nombre y nivel.
- Después de leer detenidamente y analizar el tema anterior desarrollar las siguientes preguntas.

1. ¿Cuáles son las partículas fundamentales del átomo? (3p)
2. ¿Cuál es la partícula más liviana del átomo? (2p)
3. ¿Dónde está concentrada la masa del átomo? (2p)
4. ¿A qué se debe el volumen del átomo? (2p)
5. Conociendo que los átomos contienen partículas eléctricamente cargadas, explique por qué son neutros (3p)

ÁLBUM: MODELOS ATÓMICOS.

Investigar la evolución cronológica del modelo atómico, desde los primeros modelos hasta el modelo atómico actual.

Indicaciones:

- Colocar hoja de presentación, nombre y nivel.
- Presentar 6 modelos atómicos, en qué consisten, por quién fue elaborado y el año.
- Escrito a mano en hoja de raya.
- Ilustrar cada ejemplo con figuras o dibujos.
- Colocar introducción y conclusión

TEMA N°2: LOS ISÓTOPOS

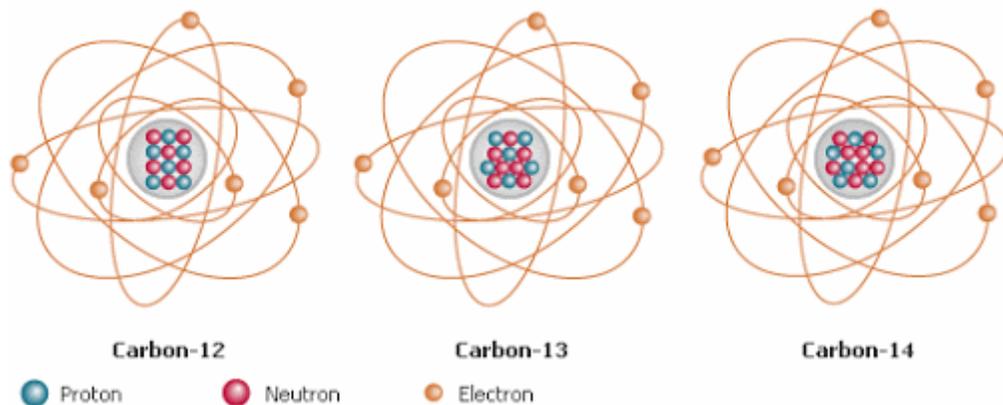


Ilustración 3. Isótopos del átomo de carbono.

Uno de los postulados de la teoría atómica de Dalton dice “que todos los átomos de un elemento se consideran idénticos”. Sin embargo, con el descubrimiento de los isótopos por Frederick Soddy, se determinó que no todos los átomos de un elemento son idénticos, ya que **los isótopos** son átomos que tienen el mismo número atómico pero diferente número de masas. Los isótopos de un mismo elemento tienen propiedades químicas muy similares.

La mayoría de los elementos químicos tienen más de un isótopo. Solamente 21 elementos (por ejemplo berilio, sodio, flúor) poseen un solo isótopo natural. En contraste, el estaño es el elemento con más isótopos estables, 10.

Otros elementos tienen isótopos naturales, pero inestables, como el uranio, cuyos isótopos pueden transformarse o decaer en otros isótopos más estables, emitiendo en el proceso radiación, por lo que decimos que son radiactivos.

Los isótopos inestables son útiles para estimar la edad de variedad de muestras naturales, como rocas y materia orgánica. Esto es posible, siempre y cuando, se conozca el ritmo promedio de desintegración de determinado isótopo, en relación a los que ya han decaído. Gracias a este método de datación, se conoce la edad de la Tierra.

La masa atómica del elemento es el promedio de las masas atómicas de los isótopos naturales. Como el elemento está formado por diferentes isótopos, el promedio de las masas se halla multiplicando la masa atómica de cada isótopo por el porcentaje de abundancia y sumando los valores obtenidos.

Ejemplo:

El carbono natural contiene:

$^{12}_6\text{C}$ 98,892 % de $^{12}_6\text{C}$ masa 12,000 u y $^{13}_6\text{C}$ 1,108% de $^{13}_6\text{C}$ masa 13,003 u

La masa atribuida a cada isótopo será:

$^{12}_6\text{C}$:

$$\frac{98,892}{100} \times 12,000 = 11,867 \text{ u}$$

$^{13}_6\text{C}$:

$$\frac{1,108}{100} \times 13,003 = 0,14407 \text{ u}$$

La masa atómica equivale a:

$$11,867 \text{ u} + 0,144 \text{ u}$$

$$12,011 \text{ u}$$

u= unidad de masa atómica = g/mol

TAREAS: TEMA 2

INVESTIGACIÓN: USOS DE LOS ISÓTOPOS

Investigar el uso o aplicación de los isótopos de 5 elementos, en el campo de la física, la química o la biología,

Indicaciones:

- Colocar hoja de presentación, nombre y nivel.
- Escrito a mano en hoja de raya.
- Ilustrar cada ejemplo con figuras o dibujos.

TALLER SUMATIVO N° 1 ISÓTOPOS

NOMBRE: _____ **Nivel: 10** _____ **Calificación:** _____

Profa. Nancy Castro Puntos totales: 35 Puntos obtenidos: _____

1. Señale que pares de letras de los siguientes ejemplos de átomos son isótopos (2 p)

31
29
14
30
15

A **15 X** **B.** **14 X** **C.** **7X** **D.** **15X** **E.** **8 X**

R: _____

2. Encuentre el número de neutrones y protones para cada uno de los isótopos del Estaño (Sn) (20 p)

| | | | | | | | | | |
|-----------------|------------------|------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|
| Isótopos | ⁹⁸ Sn | ⁹⁹ Sn | ¹⁰⁰ Sn | ¹⁰¹ Sn | ¹⁰² Sn | ¹⁰³ Sn | ¹⁰⁴ Sn | ¹⁰⁵ Sn | ¹⁰⁶ Sn |
| | 50 | 50 | 50 | 50 | 50 | 50 | 50 | 50 | 50 |
| Nº de neutrones | | | | | | | | | |
| Nº de protones | | | | | | | | | |

Del cuadro anterior, podemos deducir que todos los átomos de un elemento tendrán el mismo número de _____ y difieren en el número de _____

3. Explique si los átomos A: (33 p, 42 n) y B (33 p, 44 n), son isótopos del mismo elemento(3p)

R:

4. Explique si los átomos L (A= 20; 10n) y M (A= 22; 12n) son isótopos del mismo elemento(3p)

R:

5. Desarrolle **de forma clara y ordenada** los siguientes problemas. Presente procedimiento. (7p)El silicio natural está formado por tres isótopos, cuyos porcentajes de abundancia y masa son:

28

${}_{14}\text{Si}$: 92,28 % m= 27,9776 u

29

${}_{14}\text{Si}$: 4,67 % m = 28,9733 u

30

${}_{14}\text{Si}$: 3,05 % m = 29,9735 u

¿Cuál es la masa atómica del silicio?

TEMA N°3: NÚMEROS CUÁNTICOS

Números Cuánticos

Se puede definir la localización de los electrones de un átomo a partir de los números cuánticos, que son:

| | |
|----------|---|
| n | <i>Número Cuántico Principal</i> |
| l | <i>Número Cuántico Secundario</i> |
| m | <i>Número Cuántico Magnético o Azimutal</i> |
| s | <i>Número Cuántico de Giro o Spin</i> |

Ilustración 4. Representación de los números cuánticos.

Para entender el concepto moderno, sobre el estado de energía de un electrón se recurre a la explicación matemática basada en cuatro números, llamados números cuánticos, señalados por las letras n, l, m y s. Cada electrón en un átomo puede ser descrito por un conjunto único de estos números cuánticos. Los números cuánticos son:

1. **Número cuántico principal n:** Determina el nivel de energía donde se encuentra el electrón. A medida que el número cuántico principal aumenta, la energía del electrón aumenta y la distancia promedio entre el electrón y el núcleo también aumenta.
El valor de n puede ser cualquier número entero positivo, $n = 1, 2, 3, \dots$
2. **Número cuántico secundario o azimutal l (ele):** Indica la forma del orbital para el electrón y los subniveles de energía, los cuales se expresan con las letras s, p, d, f y se continúa alfabéticamente después de f.

| Valor de l | Subnivel |
|------------|----------|
| 0 | s |
| 1 | p |
| 2 | d |
| 3 | f |

3. **Número cuántico magnético m:** El tercer número cuántico m identifica cada orbital dentro de un subnivel. Los valores m son enteros y están dados por la serie :
 $m = -l, -(l-1) \dots 0 \dots +(l-1), +l$

La región espacial más probable donde se puede encontrar el electrón se conoce como **orbital**.

| Subnivel (l) | Orbitales | Número de orbitales | Capacidad máxima de electrones (e ⁻) |
|--------------|--|---------------------|--|
| s (l = 0) | $\begin{array}{c} \uparrow\downarrow \\ 0 \end{array}$ | 1 | 2 |
| p (l = 1) | $\begin{array}{ccc} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ -1 & 0 & +1 \end{array}$ | 3 | 6 |
| d (l = 2) | $\begin{array}{ccccc} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ -2 & -1 & 0 & +1 & +2 \end{array}$ | 5 | 10 |
| f (l = 3) | $\begin{array}{cccccc} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ -3 & -2 & -1 & 0 & +1 & +2 & +3 \end{array}$ | 7 | 14 |

Ilustración 5. Número cuántico magnético ml

4. **Número cuántico del spin m:** El número cuántico ms especifica la rotación del electrón sobre su eje y puede tener uno de los siguientes valores:

$s = +\frac{1}{2}$ representado por \uparrow y $s = -\frac{1}{2}$ representado por \downarrow

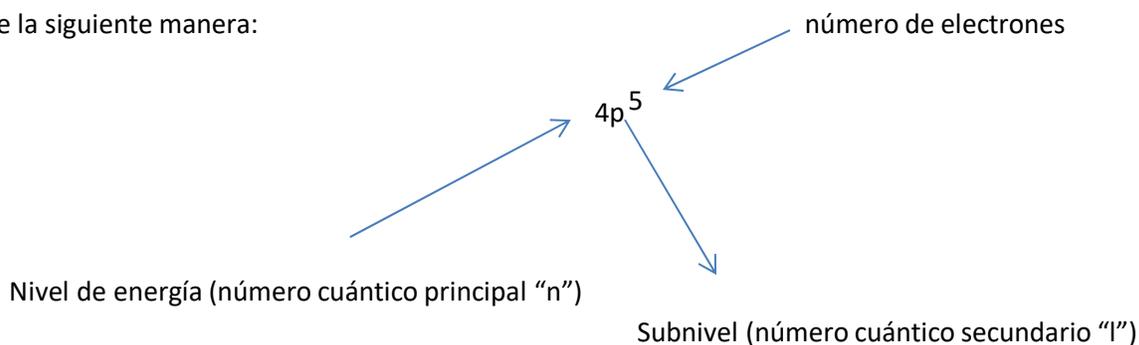
Cada orbital puede contener dos electrones con spin opuesto. Esto significa que los electrones se mueven en sentido contrario.

Dos electrones del mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales. Aún si dos electrones tienen el mismo valor para n, l, m, los valores de ms deben ser diferentes.

El Principio de Exclusión de Pauli establece que dos electrones del mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales.

Regla de Máxima Multiplicidad de Hund: La regla de Hund indica que los electrones no se aparean en un orbital hasta que cada orbital de su subnivel tenga un electrón.

La designación simbólica para el número y localización de los electrones en los átomos se especifica de la siguiente manera:



Ejemplos: Encuentre los 4 números cuánticos para notación electrónica:

1. $3d^{10}$ del átomo de zinc, ${}_{30}\text{Zn}$

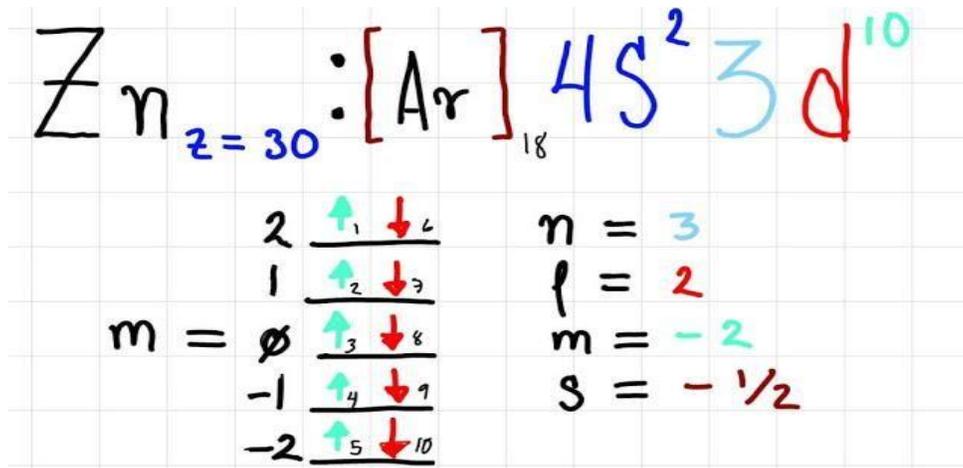


Ilustración 6. Ejemplo números cuánticos

2. $4p^2$

$n =$

$l =$

$m =$

$s =$

3. $5s^1$

$n =$

$l =$

$m =$

$s =$

TALLER
NÚMEROS CUÁNTICOS

Nombre: _____ Fecha: _____ Total de puntos: 15 Calificación: _____
Profa. Nancy Castro

Indicaciones: Después de leer detenidamente el tema de números cuánticos y desarrollar las prácticas, conteste o elija la respuesta correcta y colóquela en el espacio en blanco.

1. _____ Número cuántico que representa un subnivel y se relaciona con la forma del orbital atómico:
 - a. número cuántico principal (n)
 - b. Número cuántico secundario de momento angular (l)
 - c. Número cuántico magnético (m)
 - d. Número cuántico de giro (s)

2. _____ Valores que puede asumir el número cuántico secundario (l) en el nivel 4 de energía:
 - a. 0
 - b. 0, 1
 - c. 0, 1, 2
 - d. 0, 1, 2, 3

3. El máximo de electrones para un orbital es: _____

4. _____ Los valores que puede asumir el número cuántico magnético ml, cuando el número cuántico secundario (l) es 1
 - a. 0
 - b. -1, 0, +1
 - c. -1, +1
 - d. -2, -1, 0, +1, +2

5. _____ Uno de los siguientes conjuntos de números cuánticos es permitido:
 - a. $n=1, l=1, m_l=+1, s=+1/2$
 - b. $n=2, l=1, m_l=-1, s=-1/2$
 - c. $n=3, l=2, m_l=0, s=+1$
 - d. $n=3, l=3, m_l=-1, s=+1/2$

6. ____ $n=2$ y $l=0$, corresponde a:

- a. 2s
- b. 2p
- c. 0d
- d. 3p

7. ____ El número cuántico magnético toma los valores:

- a. 1, 2, 3, 4,...etc.
- b. 0,1,2,3
- c. $+1/2$, $-1/2$
- d. Depende del número cuántico l

8. Siete orbitales y hasta 14 electrones tiene el orbital: _____

9. ____ Propuso el principio de la máxima multiplicidad que consiste en llenar todos los orbitales y luego empezar el llenado con espines opuestos:

- a. Moseley
- b. Hund
- c. Pauli
- d. Döbereiner

10. ____ La distribución de electrones se realiza de menor a mayor energía relativa, según:

- a. Rutherford
- b. Aufbau
- c. Moseley
- d. Pauli

11. ____ En un mismo átomo no puede existir más de un electrón con los 4 números cuánticos iguales, según:

- a. Hund
- b. Moseley
- c. Rutherford
- d. Pauli

12. Dadas las siguientes combinaciones de números cuánticos, determine los electrones (notación electrónica)

| | | | |
|-------------------------|------------------------|-------------------------|------------------------|
| (3, 1, +1, -1/2) | (6, 3, 0, +1/2) | (4, 2, -2, +1/2) | (2, 0, 0, +1/2) |
| | | | |

TEMA N°4: CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

La forma en que los electrones están dispuestos en el átomo recibe el nombre de **configuración electrónica**. Para describir la configuración electrónica de los átomos debemos establecer primero cómo se distribuyen los elementos en los niveles de energía.

Hay dos maneras de indicar la configuración electrónica de un átomo. Estas son la notación electrónica y los diagramas de orbitales

Un orbital es la región espacial más probable donde se puede encontrar un electrón. Cada subnivel de energía posee un número de orbitales específicos.

Diagrama de orbitales: cada orbital está indicado por una raya, cuadro o círculo y los electrones se representan por flechas, dirigidas hacia arriba o hacia abajo para indicar la dirección del giro del electrón.

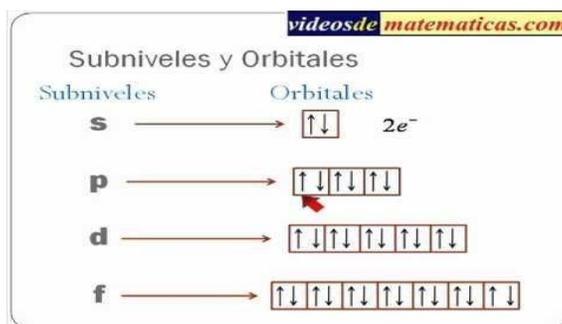


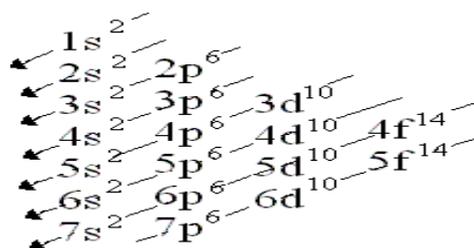
Ilustración 7. Representación de subniveles y orbitales

Notación Electrónica Regla de Aufbau:

También se conoce popularmente con el nombre de regla del serrucho o regla de Madelung.

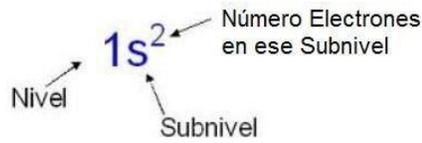
La regla señala que los electrones deben acomodarse primero en los orbitales o subniveles másbajos considerando el orden creciente de energía.

Así, los orbitales se estructuran comenzando por el de menor energía. Una vez llenado el subnivel, comienza a llenarse el siguiente, con energía más alta.



Para la notación $1s^2$

tenemos que:



Conocido el número atómico de un elemento se puede deducir la configuración electrónica basándose en el orden de energía de los subniveles.

Ejemplos:

1. ¿Cuál es la configuración electrónica del nitrógeno (${}_{7}\text{N}$), en su estado fundamental y su diagrama de orbitales?

Configuración electrónica: ${}_{7}\text{N}: 1s^2 2s^2 2p^3$

Diagrama de orbitales: ${}_{7}\text{N}$

| | | | | |
|----------------------|----------------------|------------|------------|------------|
| $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | \uparrow | \uparrow | \uparrow |
| 1s | 2s | 2p | | |

Regla de Hund: dice que “los electrones permanecen sin aparear en orbitales de igual energía hasta que cada uno posea cuando menos un electrón”

Configuración de un ion

Para encontrar la configuración electrónica de un ion basta con hacer la configuración electrónica del elemento que tendría el mismo número de electrones. Por ejemplo:

$[\text{Na}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

$[\text{Na}^+] = 1s^2 2s^2 2p^6$

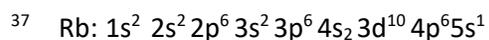
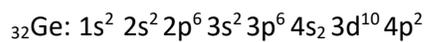
$[\text{Cl}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

$[\text{Cl}^-] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

En el primer caso, al quitar un electrón al sodio, el ion resultante tendrá el mismo número de electrones que el neón, y en el segundo caso, al añadir un electrón al cloro, el ion cloruro tendrá la misma configuración que el argón.

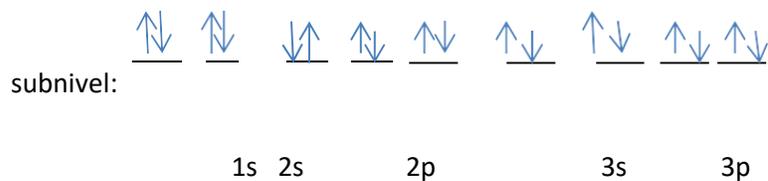
Dos átomos que tienen el mismo número de electrones y por tanto la misma configuración, se denominan isoelectrónicos.

1. Configuración de los átomos de $_{32}\text{Ge}$ y $_{37}\text{Rb}$ por notación electrónica:



2. La notación electrónica de $_{18}\text{Ar}$ es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

3. Diagrama de orbitales para el último



TALLER CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Nombre: _____ Fecha: _____ Total de puntos: 16 Calificación: _____
 Profa. Nancy Castro

Realice la configuración electrónica para los átomos de los siguientes elementos. Utilice la regla de Aufbau. (20p)

| Elemento | p+ | n | e- | Configuración electrónica |
|----------------------------|----|---|----|---------------------------|
| 45 Sc 21 | | | | |
| 226 88 Ra ²⁺ | | | | |
| 31 3- 15 P | | | | |
| 108 47 Ag | | | | |

TALLER
COMPROBACIÓN DE CONCEPTOS

Nombre: _____ Fecha: _____ Total de puntos: 16 Calificación: _____
Profa. Nancy Castro

Seleccione de la siguiente tabla, el concepto correcto para llenar los espacios en blanco de los enunciados:

| | | | |
|----------------------|-----------------------|-------------------------------|--------------------------------------|
| <i>número másico</i> | <i>Protón</i> | <i>anión</i> | <i>principal</i> |
| <i>Isótopos</i> | <i>spin o giro</i> | <i>catión</i> | <i>número atómico</i> |
| <i>Átomo</i> | <i>Neutrón</i> | <i>secundari o</i> | <i>configuración electrónica</i> |
| <i>magnético</i> | <i>núcleo atómico</i> | <i>envoltura delátomo</i> | <i>electrón</i> |

Equivale a la suma de protones y neutrones _____

Número cuántico que describe los subniveles de energía _____

Partícula subatómica sin carga eléctrica: Ion de carga eléctrica negativa _____

Los protones y neutrones se localizan en _____

Partícula subatómica de carga positiva: _____

Etimológicamente significa sin divisiones: _____

Número cuántico que describe la cantidad de orbitales electrónicos _____

Los electrones se encuentran en _____

Ion de carga eléctrica positiva _____

Número cuántico que describe la rotación del electrón sobre su eje _____

Indica la cantidad de protones _____

Partícula subatómica de carga positiva _____

Átomos de un elemento con igual número atómico pero diferente número másico: _____