



PROGRAMA DE ACOMPAÑAMIENTO Y ACCESO EFECTIVO A LA EDUCACIÓN SUPERIOR (PACE)

ACOMPAÑAMIENTO EN EDUCACIÓN SUPERIOR (AES)

UNIVERSIDAD CATÓLICA SILVA HENRÍQUEZ (UCSH)

2018



Presentación

El equipo de Acompañamiento en Educación Superior, ¹AES, tiene como propósitos acompañar y orientar los procesos de inserción universitaria, tanto en lo académico como en lo psicoafectivo. En ese contexto, ponemos a tu disposición este material de estudio.

El documento tiene la finalidad de apoyar tu aprendizaje y complementar las cátedras de biología que estás recibiendo, todo siempre con el objetivo de potenciar tus talentos y capacidades.

¹ El material fue diseñado por el profesor Claudio Vásquez, Ayudante Académico del Programa PACE-UCSH. Está dirigido a todos y todas las estudiantes del Programa que tengan cursos de química en su primer semestre académico.

TEORÍA ATÓMICA

GUÍA 3

MODELOS ATÓMICOS:

Desde los inicios del Hombre, el ser humano se ha preguntado por el comportamiento de la Naturaleza, y en esta búsqueda se ha visto en la obligación de analizar la constitución de las cosas. Las primeras ideas de la estructura de la materia, surgen en la antigua Grecia, alrededor del año 450 A.C. y de la mano de un par de filósofos llamados Leucipo y Demócrito, quienes sugerían que todo lo que existe está compuesto por partículas diminutas de naturaleza indivisible e indestructible, a las que denominaron “átomos” (sin división). Esta idea fue el inicio de una serie de modelos atómicos cuya evolución continúa hasta nuestros días. Dentro de estos modelos atómicos podemos citar los siguientes y resumir sus principales características (FIGURA 1):

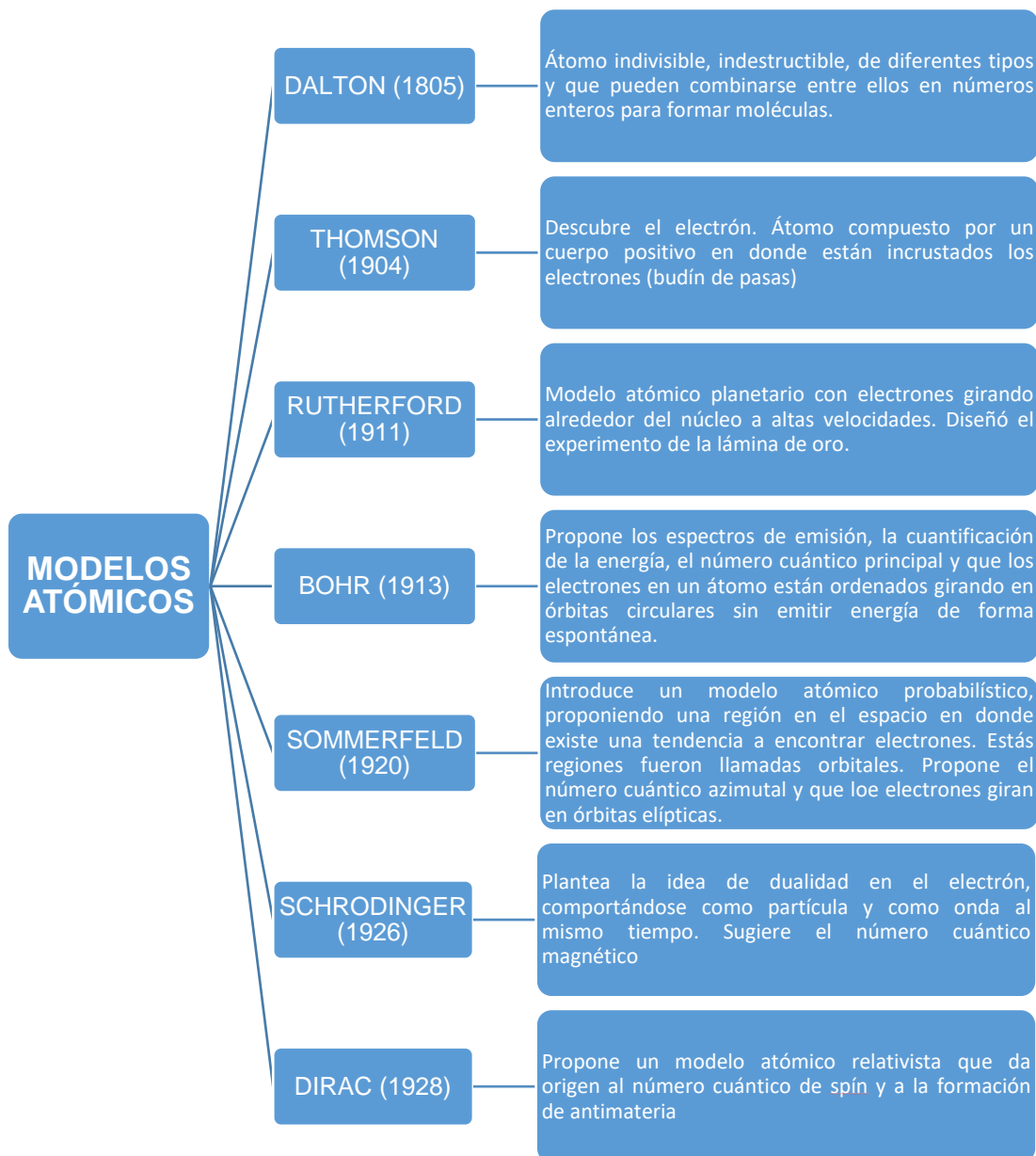


FIGURA 1: Modelos Atómicos

PARTÍCULAS ATÓMICAS:

En la actualidad se conocen muchas partículas subatómicas, incluso subprotónicas o subneutrónicas, como por ejemplo los quarks que forman las partículas del núcleo atómico o los leptones que se encuentran en los electrones, pero en general, en Química debe conocerse, en primer lugar, la constitución elemental del átomo y sus tres partículas subatómicas esenciales: protones, neutrones y electrones.

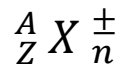


FIGURA 2: Notación de un elemento químico

Un átomo cualquiera (FIGURA 2), puede representarse de acuerdo a la siguiente notación genérica, en donde **X** corresponde al **átomo** seleccionado, **Z** representa la cantidad de protones en su núcleo o en otras palabras, su **número atómico**, que es una característica propia del elemento y que termina identificándolo; **A** es el **número másico** que es equivalente a la suma de protones y neutrones; **n** es el valor de la cantidad de átomos que posiblemente se encuentren en la molécula y **±** representa la **carga eléctrica** del átomo, que de existir, el átomo pasaría a formar un ión que puede ser positivo (**catión**) o negativo (**anión**).

En la Naturaleza existen, además, elementos de un mismo tipo cuyas propiedades son diferentes a los átomos más abundantes o predominantes, por ejemplo, el átomo de carbono más abundante en la Naturaleza, con un 98,89% de presencia en el planeta, es aquel que tiene en su núcleo 6 protones, 6 neutrones, y en sus capas de electrones o electrósfera, cuenta con 6 electrones. A este átomo se le denomina ^{12}C , o “**carbono doce**” y es el principal constituyente de las biomoléculas que conforman a los seres vivos de la Biósfera. Existe también un ^{13}C con una abundancia de un 1,11% y un ^{14}C , con un 10⁻¹⁰% (0,0000000001%), en donde ambos tienen propiedades levemente radioactivas, no así el ^{12}C . Este grupo de elementos que se diferencian sólo en la cantidad de neutrones, se conocen con el nombre de **isótopos**. Es decir, los **isótopos** son grupos de un mismo elemento que tienen el mismo Z, pero diferente A debido a que presentan distintas cantidades de neutrones en su núcleo.

También existen los **isóbaros** que presentan igual número másico (“pesan lo mismo”), pero distinto número atómico (son diferentes elementos). Se encuentran también familias de **isótonos** o átomos que tienen igual cantidad de neutrones y por último están los **isoelectrónicos** o partículas que tienen igual cantidad de electrones.

NÚMEROS CUÁNTICOS:

Los números cuánticos son regiones de probabilidad de encontrar a un electrón en un determinado espacio en el Universo (FIGURA 3)

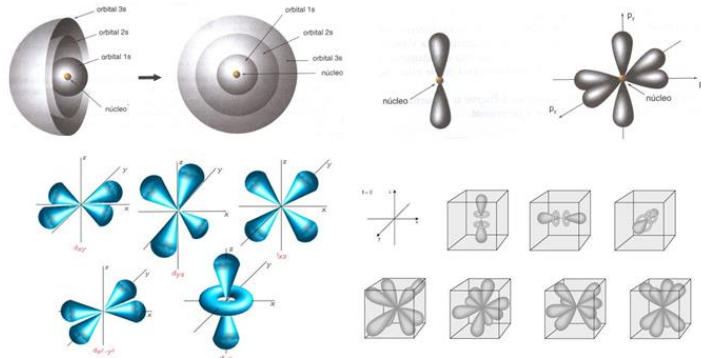


FIGURA 3: Orbitales atómicos

Los números cuánticos están definidos por valores numéricos que facilitan su comprensión y clasificación. Se estudian cuatro números cuánticos:

- Número Cuántico Principal (n): Propuesto por Böhrr, indica el nivel de energía del electrón.
- Número Cuántico Secundario o Azimutal o de Momento Angular (l o λ): Indica el tipo de orbital en el que se encuentra el electrón a estudiar. Fue propuesto por Sommerfeld (FIGURA 4).

ORBITAL	VALOR DE l	CANTIDAD DE ORBITALES	NÚMERO DE ELECTRONES
s	0	1	2
p	1	3	6
d	2	5	10
f	3	7	14

FIGURA 4: Características del Número Cuántico Secundario

- Número Cuántico Magnético (m): Entrega la orientación del orbital. Desarrollado por Schrödinger (FIGURA 5).

Orbital tipo s : (0)

Orbital tipo p: (-1) (0) (+1)

Orbital tipo d: (-2) (-1) (0) (+1) (+2)

Orbital tipo f: (-3) (-2) (-1) (0) (+1) (+2) (+3)

FIGURA 5: Esquema de determinación del Número Cuántico Magnético

- Número Cuántico de Spín o Giro (s): Propuesto por Dirac y entrega el sentido de giro del electrón (FIGURA 6).

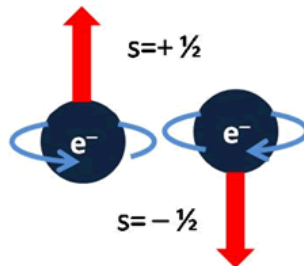


FIGURA 6: Número Cuántico de Spín o Giro

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA:

Los electrones dentro del átomo, se organizan en regiones de acuerdo a tres principios fundamentales:

- Principio de Exclusión de Pauli: “No pueden haber dos electrones con los mismos números cuánticos dentro de un mismo átomo”.
- Principio de Constitución: “Los electrones ocuparán los niveles de menor energía de forma creciente”.
- Principio de Máxima Multiplicidad de Hund: “Deberá existir el mayor número de electrones desapareados posible”

Estos principios se utilizan en conjunto con el esquema de llenado de electrones, correspondiente a un diagrama que permite comprender la forma en la cual los electrones se distribuyen dentro del átomo (FIGURA 7).

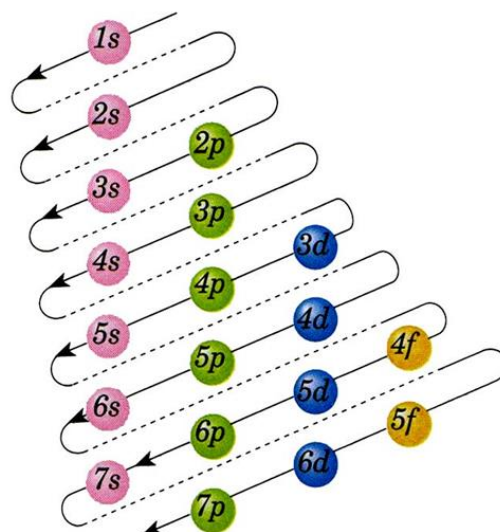


FIGURA 7: Diagrama para la Configuración Electrónica

A continuación se proponen las siguientes actividades que le permitirán consolidar los conocimientos respecto a estos temas:

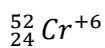
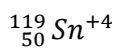
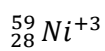
ACTIVIDAD:

1- Determine si los siguientes pares de átomos son isótopos, isóbaros o isótonos:

- a) $^{12}_6\text{C}$ y $^{14}_6\text{C}$ b) $^{26}_{13}\text{Al}$ y $^{26}_{12}\text{Mg}$ c) $^{56}_{29}\text{Cu}$ y $^{53}_{26}\text{Fe}$ d) $^{235}_{92}\text{U}$ y $^{238}_{92}\text{U}$

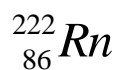
2- Determine nombre del elemento y partículas atómicas:

ELEMENTO	NOMBRE	PROTONES	NEUTRONES	ELECTRONES
----------	--------	----------	-----------	------------

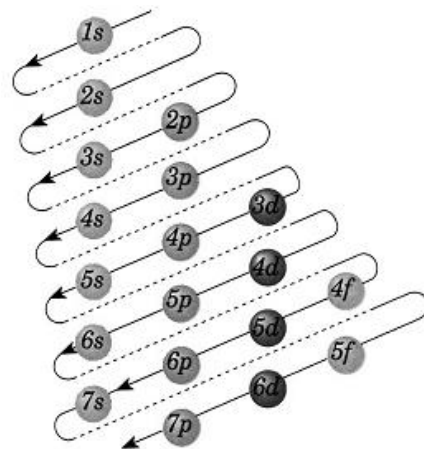


3- Explique lo propuesto por Rutherford y su experimento de la lámina de oro.

4- Para el siguiente elemento, determine:



- Z, A, protones, neutrones, electrones.
- Configuración Electrónica.
- Números Cuánticos.
- Ubicación en la Tabla Periódica.
- Electrones de enlace.

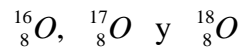


5- La siguiente configuración electrónica $1s^2 2s^2$ corresponde a un elemento perteneciente al grupo:

- I A
- II A
- III A
- V A
- VII A



6- Al considerar los átomos de oxígeno:



es posible concluir que:

- I. los 3 tienen igual número de protones.
- II. los 3 tienen igual número de electrones.
- III. los 3 tienen igual número de neutrones.

- A) Sólo I
- B) Sólo II
- C) Sólo III
- D) Sólo I y II
- E) I, II y III

7- La configuración electrónica de un elemento como, por ejemplo, $1s^2 2s^2 2p^3$, permite conocer su:

- I- Número másico.
- II- Número atómico.
- III- Ubicación en la tabla periódica.

- A) Sólo I
- B) Sólo II
- C) Sólo III
- D) Sólo I y II
- E) Sólo II y III

8- Para que un átomo neutro de ${}_{12}\text{Mg}$ se transforme en ${}_{12}\text{Mg}^{+2}$, debe

- A) ganar 2 protones.
- B) ganar 2 electrones.
- C) perder 2 protones.
- D) perder 2 neutrones.
- E) perder 2 electrones.

9- ¿Cuáles de los siguientes átomos son isóbaros entre sí?



- A) Sólo I y IV
- B) Sólo II y V
- C) Sólo II y III
- D) Sólo III y V
- E) Ninguna de ellas



10- En la tabla periódica, los elementos pertenecientes a los grupos **IA, IIA y IIIA**, generalmente suelen transformarse en **CATIONES**, ¿cuál sería la explicación para este hecho?

- A) La pérdida de uno o varios electrones.
- B) La pérdida de uno o varios protones.
- C) La pérdida de uno o varios neutrones.
- D) La disminución de su carga positiva.
- E) La disminución de su carga negativa.

11- ¿A cuál(es) de las siguientes especies podría corresponder la configuración electrónica expresada por $1s^2$?

- I ${}_1\text{H}$
- II ${}_2\text{He}$
- III ${}_3\text{Li}^+$

- A) Sólo I
- B) Sólo II
- C) Sólo III
- D) Sólo I y II
- E) Sólo II y III

12- La configuración electrónica de un elemento es $1s^2 2s^2 2p^4$. Con esta información, es posible afirmar que dicho elemento:

- A) Es gas noble.
- B) Tiene 4 electrones de valencia.
- C) Tiene incompleto el segundo nivel.
- D) Pertenece al cuarto período de la tabla periódica.
- E) Se ubica en el cuarto grupo de la tabla periódica.

13- La configuración electrónica del ión ${}_8\text{O}^{2-}$ es:

- A) $1s^2 2p^8$
- B) $1s^2 2s^2 2p^6$
- C) $1s^2 2s^2 2p^4$
- D) $1s^2 2s^2 2p^2$
- E) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2$

14- Los números cuánticos $n = 3, l = 1$, corresponden a la notación:

- A) 3p
- B) 3s
- C) 3f
- D) 1d
- E) 1f

15- La configuración electrónica para el elemento ${}_{16}\text{S}^{2-}$ puede representarse por:

- A) $[_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
- B) $[_{10}\text{Ne}] 3s^1 3p^7$
- C) $[_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
- D) $[_{18}\text{Ar}] 4s^2$
- E) $[_{18}\text{Ar}]$

TEORÍA ATÓMICA SOLUCIONARIO

ACTIVIDAD:

1-. Determine si los siguientes pares de átomos son isótopos, isóbaros o isótonos:



ISÓTOPOS

ISÓBAROS

ISÓTONOS

ISÓTOPOS

2-. Determine nombre del elemento y partículas atómicas:

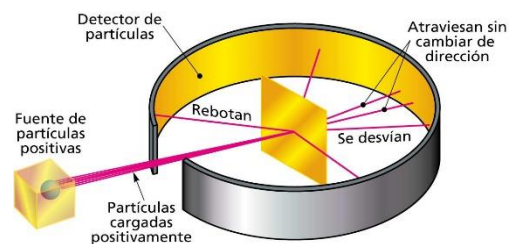
ELEMENTO	NOMBRE	PROTONES	NEUTRONES	ELECTRONES
${}^{59}_{28}\text{Ni}^{+3}$	Níquel	28	31	25
${}^{82}_{36}\text{Kr}$	Kriptón	36	46	36
${}^{33}_{16}\text{S}^{-2}$	Azufre	16	17	18
${}^{119}_{50}\text{Sn}^{+4}$	Estaño	50	69	46
${}^{52}_{24}\text{Cr}^{+6}$	Cromo	24	28	18

3-. Explique lo propuesto por Rutherford y su experimento de la lámina de oro.

- Modelo Atómico Planetario
- Electrones separados del núcleo atraídos por fuerzas electrostáticas en equilibrio
- Descubre el núcleo atómico

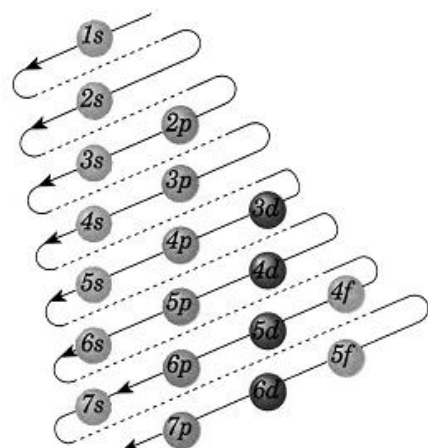
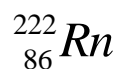
Experimento de Rutherford:

Las partículas alfas sufren leves desviaciones, comprobando de esta manera que la mayor parte del átomo es espacio vacío. Además, propone la existencia de un núcleo atómico denso y positivo al que le denomina núcleo.



manera
vacío.
centro

4-. Para el siguiente elemento, determine:





a-. Z, A, protones, neutrones, electrones

Z= 86
A=222
p+=86
n°=136
e=86

b-. Configuración Electrónica

1s²
2s², 2p⁶
3s², 3p⁶, 3d¹⁰
4s², 4p⁶, 4d¹⁰, 4f¹⁴
5s², 5p⁶, 5d¹⁰
6s², 6p⁶

c-. Números Cuánticos

n=6
l=1
m=+1
s=-1/2

d.- Ubicación en la Tabla Periódica

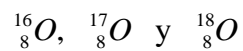
Período: 6
Grupo: VIII

e-. Electrones de enlace: 8e

5-. La siguiente configuración electrónica **1s² 2s²** corresponde a un elemento perteneciente al grupo:

- A) I A
- B) II A**
- C) III A
- D) V A
- E) VII A

6-. Al considerar los átomos de oxígeno:



es posible concluir que:

- I. los 3 tienen igual número de protones.
- II. los 3 tienen igual número de electrones.
- III. los 3 tienen igual número de neutrones.

- F) Sólo I
- G) Sólo II
- H) Sólo III
- I) Sólo I y II**
- J) I, II y III

7-. La configuración electrónica de un elemento como, por ejemplo, $1s^2 2s^2 2p^3$, permite conocer su:

- IV- Número másico.
- V- Número atómico.
- VI- Ubicación en la tabla periódica.

- F) Sólo I
- G) Sólo II
- H) Sólo III
- I) Sólo I y II
- J) **Sólo II y III**

8-. Para que un átomo neutro de ${}_{12}\text{Mg}$ se transforme en ${}_{12}\text{Mg}^{+2}$, debe

- A) ganar 2 protones.
- B) ganar 2 electrones.
- C) perder 2 protones.
- D) perder 2 neutrones.
- E) **perder 2 electrones.**

9.- ¿Cuáles de los siguientes átomos son isóbaros entre sí?



- A) Sólo I y IV
- B) Sólo II y V
- C) Sólo II y III
- D) **Sólo III y V**
- E) Ninguna de ellas

10-. En la tabla periódica, los elementos pertenecientes a los grupos **IA, IIA y IIIA**, generalmente suelen transformarse en **CATIONES**, ¿cuál sería la explicación para este hecho?

- A) **La pérdida de uno o varios electrones.**
- B) La pérdida de uno o varios protones.
- C) La pérdida de uno o varios neutrones.
- D) La disminución de su carga positiva.
- E) La disminución de su carga negativa.

11-. ¿A cuál(es) de las siguientes especies podría corresponder la configuración electrónica expresada por $1s^2$?

- I ${}_1\text{H}$
- II ${}_2\text{He}$
- III ${}_3\text{Li}^+$

- A) Sólo I
- B) Sólo II
- C) Sólo III
- D) Sólo I y II
- E) **Sólo II y III**



12-. La configuración electrónica de un elemento es $1s^2 2s^2 2p^4$. Con esta información, es posible afirmar que dicho elemento:

- A) Es gas noble.
- B) Tiene 4 electrones de valencia.
- C) Tiene incompleto el segundo nivel.**
- D) Pertenece al cuarto período de la tabla periódica.
- E) Se ubica en el cuarto grupo de la tabla periódica.

13-. La configuración electrónica del ión ${}^8\text{O}^{2-}$ es:

- A) $1s^2 2p^8$
- B) $1s^2 2s^2 2p^6$**
- C) $1s^2 2s^2 2p^4$
- D) $1s^2 2s^2 2p^2$
- E) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2$

14- Los números cuánticos $n = 3, l = 1$, corresponden a la notación:

- A) 3p**
- B) 3s
- C) 3f
- D) 1d
- E) 1f

15- La configuración electrónica para el elemento ${}_{16}\text{S}^{2-}$ puede representarse por:

- A) $[\text{}_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
- B) $[\text{}_{10}\text{Ne}] 3s^1 3p^7$
- C) $[\text{}_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
- D) $[\text{}_{18}\text{Ar}] 4s^2$
- E) $[\text{}_{18}\text{Ar}]$**