

Altamirano-Briones Gustavo
(Organizador)

PROBLEMAS RESUELTOS DE QUÍMICA GENERAL

ESTRUCTURA ATÓMICA

Altamirano Briones Gustavo Alejandro
Jiménez Noboa Víctor Fernando
Macías Pro Michael Anibal
Góngora Muñoz Erika Jahaira
Pita Alcívar Jenniffer Andrea
Meza Vinces Stefany Janina
Vélez Zambrano Steven Mateo
Cedeño Briones Blanca Leonor
Cedeño Guzmán Wilson Paúl
Viteri Uquillas Cecilio Andrés
(Autores)



UNIVERSIDAD
TÉCNICA DE
MANABÍ
Fundada en 1952



ESPAMMFL
ESCUELA SUPERIOR POLITÉCNICA
AGROPECUARIA DE MANABÍ MANUEL FELIX LÓPEZ

Atena
Editora
Año 2025

Altamirano-Briones Gustavo
(Organizador)

PROBLEMAS RESUELTOS DE QUÍMICA GENERAL

ESTRUCTURA ATÓMICA

Altamirano Briones Gustavo Alejandro
Jiménez Noboa Víctor Fernando
Macías Pro Michael Anibal
Góngora Muñoz Erika Jahaira
Pita Alcívar Jenniffer Andrea
Meza Vinces Stefany Janina
Vélez Zambrano Steven Mateo
Cedeño Briones Blanca Leonor
Cedeño Guzmán Wilson Paúl
Viteri Uquillas Cecilio Andrés
(Autores)



UNIVERSIDAD
TÉCNICA DE
MANABÍ

Fundada en 1952



ESPAMMFL
ESCUELA SUPERIOR POLITÉCNICA
AGROPECUARIA DE MANABÍ MANUEL FELIX LÓPEZ

Atena
Editora
Año 2025

2025 por Atena Editora

Copyright© 2025 Atena Editora

Copyright del texto © 2025, el autor Copyright
de la edición© 2025, Atena Editora

Los derechos de esta edición han sido cedidos a Atena Editora por el autor.

Publicación de acceso abierto por Atena Editora

Editora jefe

Prof. Dr. Antonella Carvalho de Oliveira

Editora ejecutiva

Natalia Oliveira Scheffer

Imágenes de la portada

iStock

Edición artística

Yago Raphael Massuqueto Rocha



Todo el contenido de este libro está licenciado bajo la licencia
Creative Commons Attribution 4.0 International (CC BY 4.0).

Atena Editorial mantiene un firme compromiso con la transparencia y la calidad en todo el proceso de publicación. Trabajamos para garantizar que todo se realice de manera ética, evitando problemas como plagio, manipulación de información o cualquier interferencia externa que pueda comprometer la obra.

Si surge alguna sospecha de irregularidad, será analizada con atención y tratada con responsabilidad.

El contenido del libro, textos, datos e informaciones, es de total responsabilidad del autor y no representa necesariamente la opinión de Atena Editorial. La obra puede descargarse, compartirse, adaptarse o reutilizarse libremente, siempre que se mencionen el autor y la editorial, de acuerdo con la Licencia Creative Commons Atribución 4.0 Internacional (CC BY 4.0).

Cada trabajo recibió la atención de especialistas antes de su publicación.

El equipo editorial de Atena evaluó las producciones nacionales, y revisores externos analizaron los materiales de autores internacionales.

Todos los textos fueron aprobados con base en criterios de imparcialidad y responsabilidad.

Problemas Resueltos de Química General: Estructura atómica

| Organizador:

Altamirano Briones Gustavo Alejandro

| Revisión:

Los autores

| Diseño:

Thamires Gayde

| Portada:

Yago Raphael Massuqueto Rocha

Datos de catalogación en publicación internacional (CIP)

P962 Problemas resueltos de química general: estructura atómica / Organizador Altamirano Briones Gustavo Alejandro. – Ponta Grossa - PR: Atena, 2025.

Formato: PDF

Requisitos del sistema: Adobe Acrobat Reader

Modo de acceso: World Wide Web

Incluye bibliografía

ISBN 978-65-258-3849-6

DOI: <https://doi.org/10.22533/at.ed.496250412>

1. Química. I. Briones, Altamirano Gustavo Alejandro (Organizador). II. Título.

CDD 540

Preparado por Bibliotecario Janaina Ramos – CRB-8/9166

Atena Editora

📞 +55 (42) 3323-5493

📞 +55 (42) 99955-2866

🌐 www.atenaeditora.com.br

✉ contato@atenaeditora.com.br

CONSEJO EDITORIAL

CONSEJO EDITORIAL

- Prof. Dr. Alexandre Igor Azevedo Pereira – Instituto Federal Goiano
Prof. Dra. Amanda Vasconcelos Guimarães – Universidad Federal de Lavras
Prof. Dr. Antonio Pasqualetto – Pontificia Universidad Católica de Goiás
Prof. Dra. Ariadna Faria Vieira – Universidad Estatal de Piauí
Prof. Dr. Arinaldo Pereira da Silva – Universidad Federal del Sur y Sudeste de Pará
Prof. Dr. Benedito Rodrigues da Silva Neto – Universidad Federal de Goiás
Prof. Dr. Cirênia de Almeida Barbosa – Universidad Federal de Ouro Preto
Prof. Dr. Cláudio José de Souza – Universidad Federal Fluminense
Prof. Dra. Daniela Reis Joaquim de Freitas – Universidad Federal de Piauí
Prof. Dra. Dayane de Melo Barros – Universidad Federal de Pernambuco
Prof. Dr. Elio Rufato Junior – Universidad Tecnológica Federal de Paraná
Prof. Dra. Érica de Melo Azevedo – Instituto Federal de Río de Janeiro
Prof. Dr. Fabrício Menezes Ramos – Instituto Federal de Pará
Prof. Dr. Fabrício Moraes de Almeida – Universidad Federal de Rondônia
Prof. Dra. Glécilla Colombelli de Souza Nunes – Universidad Estatal de Maringá
Prof. Dr. Humberto Costa – Universidad Federal de Paraná
Prof. Dr. Joachin de Melo Azevedo Sobrinho Neto – Universidad de Pernambuco
Prof. Dr. João Paulo Roberti Junior – Universidad Federal de Santa Catarina
Prof. Dra. Juliana Abonizio – Universidad Federal de Mato Grosso
Prof. Dr. Julio Cândido de Meirelles Junior – Universidad Federal Fluminense
Prof. Dra. Keyla Christina Almeida Portela – Instituto Federal de Educación, Ciencia y Tecnología de Paraná
Prof. Dra. Miranilde Oliveira Neves – Instituto de Educación, Ciencia y Tecnología de Pará
Prof. Dr. Sérgio Nunes de Jesus – Instituto Federal de Educación, Ciencia y Tecnología
Prof. Dra. Talita de Santos Matos – Universidad Federal Rural de Río de Janeiro
Prof. Dr. Tiago da Silva Teófilo – Universidad Federal Rural del Semiárido
Prof. Dr. Valdemar Antonio Paffaro Junior – Universidad Federal de Alfenas

ÍNDICE

ÍNDICE

INTRODUCCIÓN **1**

CAPITULO 1 - ESTRUCTURA ATÓMICA..... **2**

1. INTRODUCCIÓN	2
1.1. Números cuánticos	2
1.2. Diagramas de orbital	6
1.3. Distribución electrónica	7
1.4. Notación de los elementos	18
LECTURAS RECOMENDADAS	20
REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS	20
ACTIVIDADES	21
GLOSARIO	26
SOLUCIONARIO	28

CAPITULO 2 - PROPIEDADES PERIÓDICAS..... **45**

INTRODUCCIÓN	45
Breve historia de la tabla periódica	45
Constitución de la tabla periódica	47
Conceptos previos a las propiedades periódicas	52
1.4. Propiedades periódicas	55
2.4.1. Carga nuclear Efectiva (Z^*)	57
2.4.2. Radio atómico y covalente	58
2.4.3. Radio iónico	60
2.4.4. Electronegatividad	62
2.4.5. Energía de ionización	64
2.4.6. Afinidad electrónica	65
LECTURAS RECOMENDADAS	70

ÍNDICE

ÍNDICE

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS.....	70
ACTIVIDADES	72
GLOSARIO	72
SOLUCIONARIO	73
Masas ponderadas, isótopos, generalidades.....	73
CAPITULO 3 - ESTRUCTURA MOLECULAR.....	87
INTRODUCCIÓN.....	87
3.1. Estructuras de Lewis y fórmulas desarrolladas	87
3.1.1. Estructuras de Lewis de elementos	87
3.1.2. Estructuras de Lewis de compuestos, regla del Octeto y sus excepciones	90
3.1.3. Cargas formales	99
3.1.4. Concepto de resonancia	102
3.2. Geometría Molecular	106
3.2.1. Geometrías sin pares de electrones en el átomo central.....	107
3.2.2. Geometrías con pares de electrones en el átomo central.....	110
LECTURAS RECOMENDADAS	116
REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS	117
GLOSARIO	118
ACTIVIDADES	119
SOLUCIONARIO	119



INTRODUCCIÓN

El estudio de la química general es fundamental para quienes desean fortalecer sus conocimientos científicos antes de ingresar a la universidad. Esta disciplina proporciona las bases esenciales para comprender la composición, estructura y propiedades de la materia, aspectos clave en diversas ramas de la ciencia y la ingeniería.

Este libro está diseñado para estudiantes que buscan prepararse de manera efectiva para cursos preuniversitarios, ofreciendo una metodología de aprendizaje basada en la resolución detallada de ejercicios propuestos. Cada problema ha sido cuidadosamente desarrollado para ilustrar estrategias de solución, permitiendo que el lector no solo memorice conceptos, sino que también entienda la lógica detrás de cada procedimiento.

La obra se estructura en tres capítulos:

1. **Estructura Atómica** – Se abordan los conceptos fundamentales sobre la distribución electrónica de los elementos y los números cuánticos, aspectos clave para entender el comportamiento de los átomos.
2. **Propiedades Periódicas** – Se exploran las tendencias dentro de la tabla periódica, permitiendo comprender cómo varían características como la electronegatividad, la energía de ionización y el radio atómico.
3. **Estructura Molecular** – Se desarrolla el modelo de Lewis, las geometrías moleculares.

Este material ha sido elaborado con un enfoque didáctico que promueve el autoaprendizaje, facilitando la comprensión de los temas mediante explicaciones claras y ejemplos detallados. Se espera que, a través de este recurso, el lector desarrolle habilidades analíticas y una sólida base conceptual que le permita afrontar con confianza los desafíos académicos en su formación universitaria.



C A P I T U L O 1

ESTRUCTURA ATÓMICA

1. INTRODUCCIÓN

Este capítulo presenta un resumen claro y didáctico sobre los números cuánticos, con énfasis en su significado físico. Además, se aborda la distribución electrónica y la notación de los elementos para complementar su comprensión.

Las ilustraciones incluidas han sido creadas en BioRender (<https://app.biorender.com/>), mientras que los orbitales atómicos han sido elaborados con el software OrbitalViewer.

1.1. Números cuánticos

Los números cuánticos son valores que describen las propiedades y la ubicación de los electrones dentro de un átomo, determinando su distribución en regiones denominadas orbitales (Masterton et al., 2012). En química general, estos cuatro números cuánticos actúan como una identificación única para cada electrón (similar a un número de cédula), permitiendo conocer su posición, energía, orientación magnética y giro sobre su propio eje (Chang & Goldsby, 2016).

Estos valores surgen como constantes de integración de la ecuación de Schrödinger, con excepción del número cuántico de espín, que especifica el sentido de rotación del electrón sobre su eje (Masterton et al., 2012).

Número cuántico principal (n): Está relacionado con el nivel de energía del orbital donde se encuentra un electrón, toma valores de 1 en adelante (Brown et al., 2017). Para fines prácticos los niveles de n van del 1 al 7. Para entender a qué se refiere el nivel de energía se puede imaginar al átomo como una cebolla (con capas); cada capa es un nivel de energía de tal manera que cuando $n=1$ hablamos de la capa u orbital más interno del átomo, si $n=7$ el electrón estará en la capa más externa del átomo, como se representa en la figura 1.1.

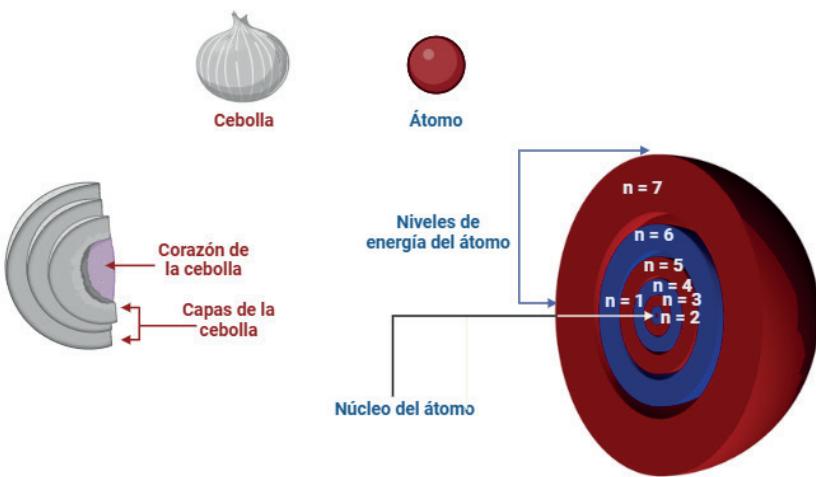


Figura 1.1. Representación de los niveles de energía. Cada “capa” en la esfera representa un nivel de energía representado por el número cuántico n . (Fuente: adaptación del software orbitalviewer).

Número cuántico secundario o azimutal (ℓ): Describe la forma del orbital y existencia de suborbitales donde puede encontrarse un electrón, tomando valores de: 0, 1, 2 y 3, que representan la forma de los orbitales s, p, d y f; respectivamente.

Los valores numéricos de ℓ nos indicarán la forma del orbital y si este posee suborbitales; considerar que este número cuántico nunca debe ser mayor o igual a n ($\ell < n$) (Burns, 2011; Masterton et al., 2012). Las formas que pueden adoptar estos orbitales se muestran en las siguientes figuras:



Figura 1.2. Orbital “s”. Cuando $\ell = 0$ hablamos que el orbital tiene una forma de esfera denominada “Sharp” o simplemente orbital “s”; al ser una esfera no podemos hablar de suborbitales u orientaciones espaciales (Fuente: imagen creada con el software orbitalviewer).

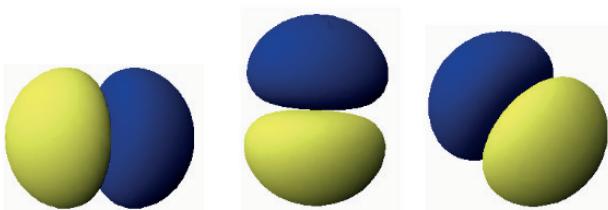


Figura 1.3. Orbital “p”. Cuando $\ell=1$ hablamos que el orbital tiene una forma de dos lóbulos unidos denominada “Principal” o simplemente orbital “p”; al ser 2 lóbulos estos pueden estar orientados en las tres dimensiones x, y, z, cada orientación espacial indica un suborbital (Fuente: imagen creada con el software orbitalviewer).

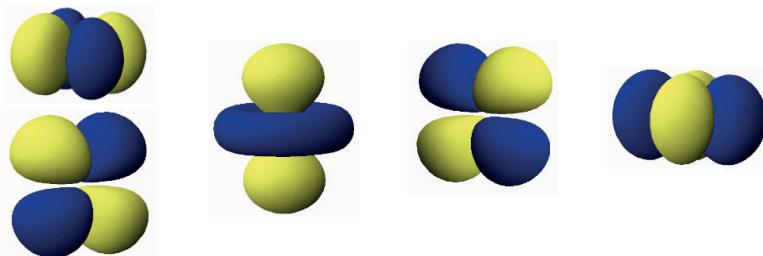


Figura 1.4. Orbitales “d”. Cuando $\ell=2$ hablamos que el orbital tiene una forma de cuatro lóbulos unidos denominada “Diffuse” o simplemente orbital “d”; los lóbulos en amarillo indican zonas con una densidad de carga negativa y en azul positiva, teniendo 5 orientaciones magnéticas (5 suborbitales) (Fuente: imagen creada con el software orbitalviewer).

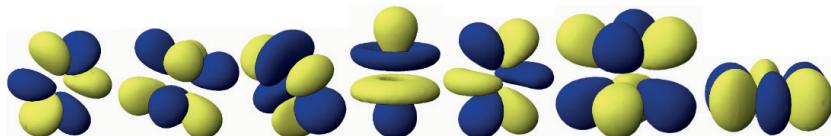


Figura 1.5. Orbitales “f”. Cuando $\ell=3$ hablamos que el orbital tiene una forma de seis lóbulos unidos denominada “Fundamental” o simplemente orbital “f”; los lóbulos en amarillo indican zonas con una densidad de carga negativa y en azul positiva, teniendo 7 orientaciones magnéticas (7 suborbitales), (Fuente: imagen creada con el software orbitalviewer).

Número cuántico magnético (m_ℓ): Describe la orientación magnética del orbital en el espacio. Su valor puede ir de $-\ell$ hasta ℓ pasando por el cero; es decir, si el número cuántico ℓ es 1; m_ℓ puede tomar los valores de -1, 0, 1 (Brown et al., 2017). Estos números indican a qué suborbital se hace referencia, como se indica en la figura 1.6.

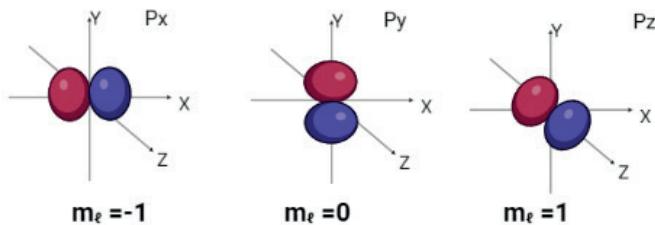


Figura 1.6. Suborbitales "p". Así cuando tenemos $\ell = 1$ sabemos que se trata de un orbital "p" y si $m_\ell = 0$ tenemos un suborbital p orientado en el eje y. (Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com).

Número cuántico espín (m_s): Indica el giro del electrón sobre su propio eje, con valores de $-1/2$ (giro antihorario) y $1/2$ (giro horario) (Brown et al., 2017; Masterton et al., 2012). Tal como se evidencia en la figura 1.7.

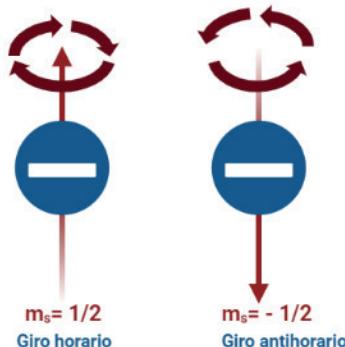


Figura 1.7. Representación del número cuántico espín. (Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com).

Ejercicio 1.1. Se tiene los números cuánticos $(2, 1, 1, -1/2)$ determinar el nivel de energía, la forma del orbital, el suborbital y el giro del electrón representado.

Resolución

En este tipo de ejercicios los cuatro números en el paréntesis son (n, ℓ, m_ℓ, m_s)
 $n=2$ nos indica que estamos en la "segunda capa".

$\ell=1$ nos indica que es un orbital "p".

$m_\ell = 1$ nos indica que el electrón está en el suborbital p_z .

$m_s = -1/2$ indica que el electrón tiene espín negativo (antihorario); un suborbital puede albergar hasta dos electrones con espines opuestos por lo que en ejercicios se puede concluir la existencia de dos electrones en el suborbital.

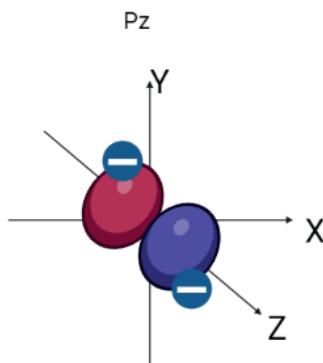


Figura 1.8. Representación de los números cuánticos del ejercicio 1.1.
(Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com).

1.2. Diagramas de orbital

Como es evidente, dibujar los suborbitales de un átomo no es tarea sencilla, por tal motivo, vamos a idealizar orbitales como casilleros en caso de suborbitales los idealizamos como un rectángulo con varias divisiones en donde cada división es un suborbital, Los electrones los representaremos con una flecha; si su espín es $\frac{1}{2}$ la flecha está hacia arriba \uparrow (giro horario), mientras que, si el espín es $-\frac{1}{2}$ la flecha está hacia abajo \downarrow (giro antihorario).

Al representar los números cuánticos $(2, 1, -1, \frac{1}{2})$ obtenemos:

$n=2; l=1$ = orbital "p"; $m_l=-1$ suborbital p_x ; $m_s=\text{giro horario}$

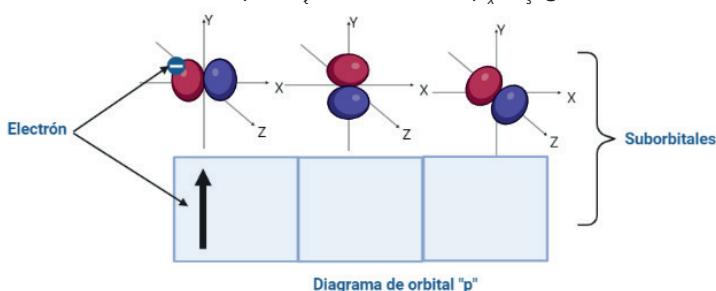


Figura 1.9. Representación de los números cuánticos $(2, 1, -1, \frac{1}{2})$ en el diagrama de orbital y en los orbitales atómicos (Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com).

Ahora analizamos los números cuánticos $(1, 0, 0, -\frac{1}{2})$:

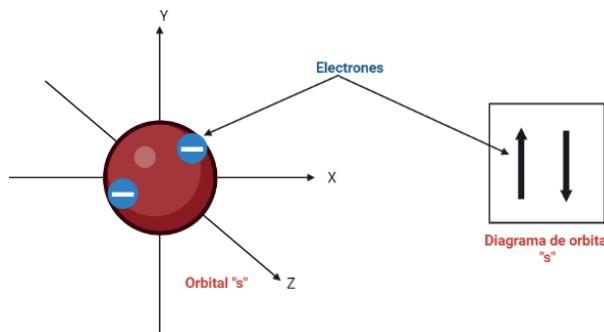


Figura 1.10. Representación de los números cuánticos ($1, 0, 0, -\frac{1}{2}$) en el diagrama de orbital y en los orbitales atómicos (Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com).

Recuerde, cada orbital tendrá una cantidad máxima de electrones que puede almacenar. Cada suborbital puede almacenar hasta dos electrones, con este antecedente en la tabla 1.1. se resume la cantidad máxima de electrones en cada orbital atómico y su representación como diagrama de orbital.

Tabla 1.1. Resumen de diagrama de orbitales con sus subniveles y cantidad de electrones por cada orbital.

Suborbital	Número cuántico ℓ	Cantidad máxima de e ⁻	Número de Suborbitales	Diagrama de orbital	Números m_ℓ Posibles
Sharp (s)	0	2	1	<input type="checkbox"/>	0
Principal (p)	1	6	3	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	-1, 0, 1
Diffuse (d)	2	10	5	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	-2, -1, 0, 1, 2
Fundamental (f)	3	14	7	<input type="checkbox"/>	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3

Fuente: Elaboración propia.

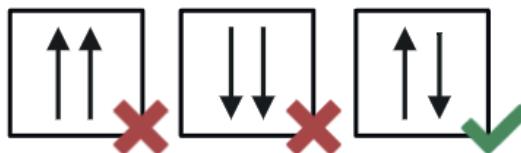
1.3. Distribución electrónica

La distribución electrónica es la forma en la cual se “ordenan” los electrones de un átomo en cada orbital (Masterton et al., 2012), antes de revisar la distribución electrónica es pertinente mencionar:

Principio de exclusión de Pauli: Establece que los electrones de un átomo no pueden tener números cuánticos iguales (Brown et al., 2017), en consecuencia, si n, ℓ, m_l son iguales para un par de electrones, el número cuántico espín m_s espín debe ser diferente (Brown et al., 2017).

Analicemos el caso de un orbital “s” el cual será representado con un casillero , el número de electrones máximo en dicho orbital es dos.

Al completar el orbital solo pueden llenarse con electrones de espín opuesto debido al principio de exclusión de Pauli (Masterton et al., 2012).



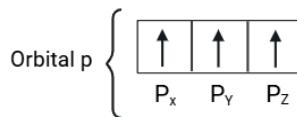
De este principio se establece el paramagnetismo (átomos que no tienen espines apareados son atraídos por imanes); un ejemplo de esto es el átomo Manganese, el átomo de Mn tiene electrones desapareados en su orbital 3d, lo que le confiere propiedades paramagnéticas. Por otro lado, el diamagnetismo es cuando los electrones en el átomo están apareados $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$, cada electrón tiene una pareja con espín opuesto; los elementos diamagnéticos son repelidos ligeramente por imanes, como el Zinc (Chang & Goldsby, 2016b).

Regla Hund (regla de la máxima multiplicidad): Establece el orden en que los electrones deben llenar un orbital. Primero se debe llenar cada subnivel de un orbital con un electrón de espín positivo (\uparrow), una vez que cada subnivel tenga al menos un electrón, se procede a completar cada “casillero” con electrones de espín negativo (Masterton et al., 2012).

Analicemos el caso de un orbital p con 5 electrones (p^5):

Se debe recordar que el orbital p tiene tres suborbitales (P_x, P_y, P_z).

Primero se llena cada suborbital (cada casillero) con un electrón con espín $1/2$.



Luego cuando cada suborbital tiene su electrón, se empieza a completar cada suborbital con un electrón de espín $-1/2$ para cumplir el principio de exclusión de Pauli.



Principio de Aufbau (regla del serrucho o del árbol de navidad): Establece el orden de llenado de orbitales con electrones según la energía relativa creciente, en la figura 1.11. se muestra el orden de llenado de orbitales.

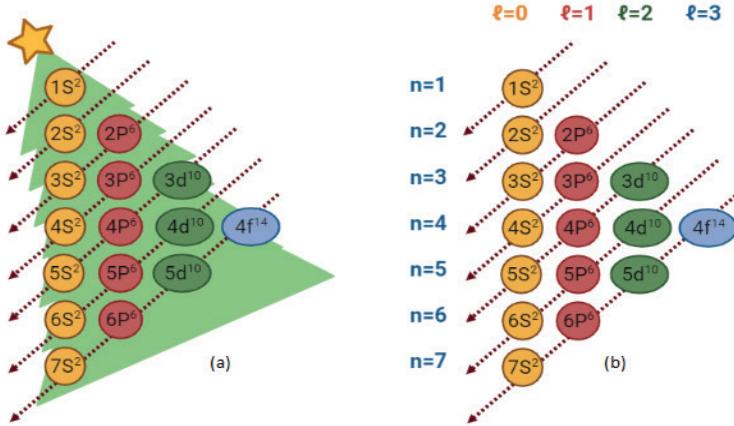


Figura 1.11. Orden de llenado de orbitales según el principio de Aufbau
 (a) representando un árbol de navidad (b) representación más formal, las líneas rojas entre cortadas indican el orden de llenado de los electrones en el átomo. (Fuente: imagen propia creada con BioRender.com).

Siguiendo el orden de las flechas de la figura 1.11. se llena primero el orbital $1s^2$, luego $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^6$, $5s^2$, $4d^{10}$, $5p^6$, $6s^2$, $4f^{14}$, $5d^{10}$, $6p^6$, $7s^2$, $5f^{14}$, $6d^{10}$, $7p^6$ y así sucesivamente.

La figura 1.11 se obtiene del cálculo de la energía relativa creciente, esta puede calcularse sumando los valores de los dos primeros números cuánticos, lo que se puede observar en la tabla 1.2.

Tabla 1.2. Energía relativa creciente de orbitales desde 1s hasta 4p.

Orbital	$n + \ell$	Energía relativa creciente
1s	1+0	1
2s	2+0	2
2p	2+1	3 (se llena el n más bajo)
3s	3+0	3
3p	3+1	4 (se llena el n más bajo)
4s	4+0	4
3d	3+2	5 (se llena el n más bajo)
4p	4+1	5

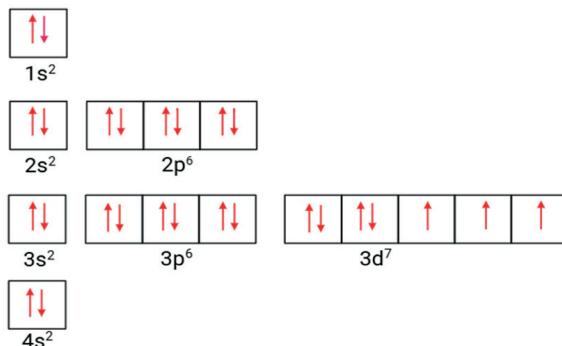
Fuente: Elaboración propia.

Ejercicio 1.2. Realizar la distribución electrónica y su diagrama de orbital de un átomo que tiene 27 electrones.

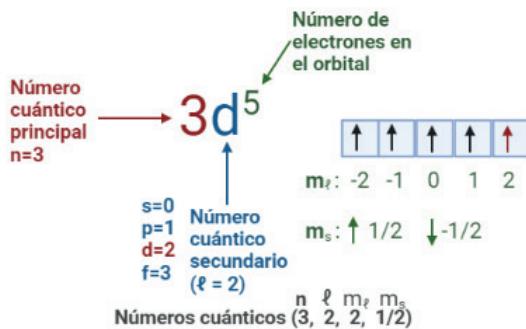
Resolución

Para la distribución electrónica iniciamos llenado según el orden de Aufbau $1s^2$ (tenemos 2 electrones) luego seguimos al $2s^2$ ($2+2=4$ electrones), continuamos con $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ ($4+6=10$ electrones) y así hasta llegar a 27: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^7$

Para el diagrama de orbital, dibujamos los "casilleros" que representan los orbitales y procedemos a rellenarlos con los electrones llegando a:



Es importante mencionar que las notaciones de la distribución electrónica indican la siguiente información:



Con esta información podemos determinar los cuatro números cuánticos del último electrón:

$$n=3; \ell=2;$$

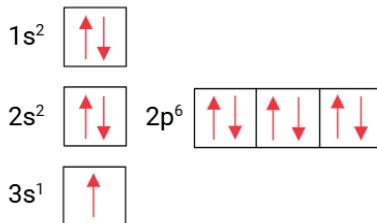
$$m_\ell = -\ell \dots 0 \dots \ell = 2$$

$m_s = 1/2$ si el electrón está desapareado y se asigna convencionalmente como espín positivo.

Ejercicio 1.3. Describa la distribución electrónica del Na, Ca²⁺ y del S²⁻.

CASO DE UN ELEMENTO

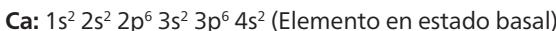
1) El Na tiene 11 protones y 11 electrones.



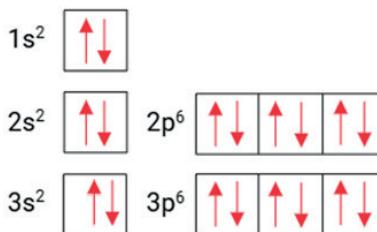
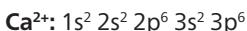
CASO DE UN CATIÓN

2) El Ca tiene 20 electrones, pero al transformarse en un catión (Ca^{2+}), este pierde 2 electrones teniendo un total de 18 electrones.

Primero realizamos la distribución electrónica del elemento neutro:



Segundo al transformarse en catión pierde 2 electrones de su nivel de energía más lejano, así que removemos 2 electrones de la capa $4s^2$ quedando:



CASO DE UN ANIÓN

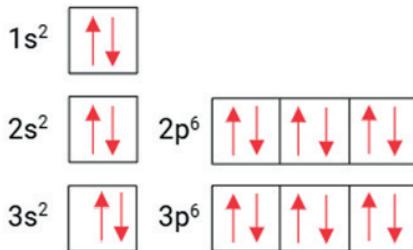
3) El S tiene 16 electrones, pero al transformarse en un anión (S^{2-}) este gana 2 electrones extra teniendo 18 electrones en total.

Primero realizamos la distribución electrónica del elemento neutro:



Segundo al transformarse en anión el elemento gana 2 electrones que se suman a su último nivel de energía completando la capa $3p^4$ quedando:





Nota: En la distribución electrónica de un **cation** siempre se **resta** la carga al número de electrones. En el caso de **aniones** siempre se **suma** la carga al número de electrones.

Distribución de Kernel (notación de gas noble): Es un tipo de distribución electrónica abreviada donde se utilizan entre corchetes el símbolo de los gases nobles para evitar escribir la distribución electrónica completa (Brown et al., 2017). A continuación, se explica con el Ejercicio 1.4.

Ejercicio 1.4. Realizar la distribución electrónica de estaño.

Sabemos que el estaño tiene 50 electrones, por lo tanto, su distribución electrónica será:

Sn: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^2$

Del ejercicio anterior para ahorrar "tinta" sabemos que el gas noble del periodo anterior al Sn en la tabla periódica es el Kr:



Ahora la distribución electrónica del Kriptón es:

Kr: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$, que corresponde a 36 electrones por lo cual, para abreviar sabemos que:

Sn: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ $4d^{10} 5s^2 5p^2$
[Kr]

Por lo tanto, podemos escribir la distribución del **Sn** como:

Sn: [Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^2$ esta es llamada distribución de "Kernel" o "de corazón"

Errores de distribución de Kernel

Al utilizar la distribución de Kernel, puede existir algunas equivocaciones bastante recurrentes entre los estudiantes:

¡NO SE PUEDE SUMAR DISTRIBUCIONES DE ELECTRÓNESES! Sólo se usa un gas noble entre corchetes, el del período anterior

Por ejemplo:

Si realizamos la distribución electrónica del Aluminio:

Al: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, con un total de 13 electrones, su distribución en Kernel será:

Al: [Ne] $3s^2 3p^1$ con un total de 13 electrones.

Algunos errores típicos es sumar dos distribuciones electrónicas como se muestra a continuación:

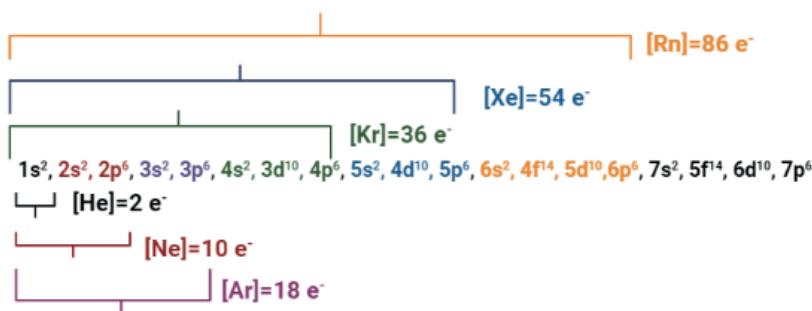
Al: [Ne] [He] $3p^1$ total 13 electrones

Al: [Ne] [Mg] $3p^1$ total 23 electrones

Al: [Mg] $3p^1$ total 13 electrones

 } Distribuciones erróneas

Para la distribución de Kernel, es importante identificar el gas noble y el número de electrones que contiene de la siguiente manera:



Es importante mencionar que la tabla periódica permite un orden de los elementos que se acopla a las distribuciones electrónicas en la figura 1.12 (Petrucci et al., 2017). se muestra la distribución electrónica en las distintas zonas de la tabla periódica:

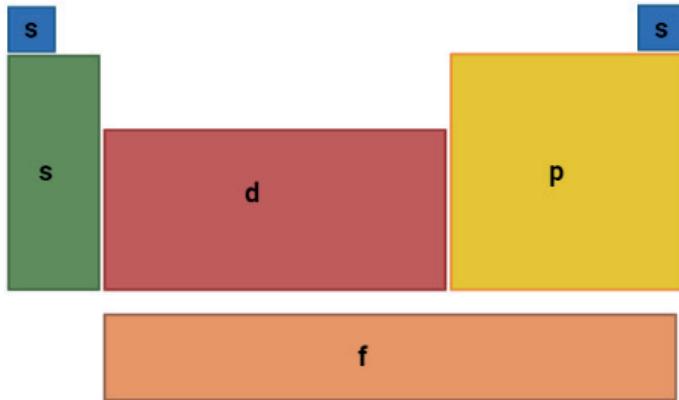


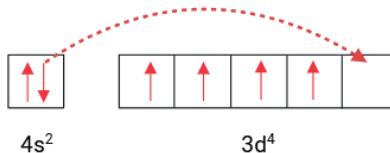
Figura 1.12. Clasificación de elementos dentro de bloques. En la tabla periódica según el último subnivel llenado por los electrones de un elemento
(Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com).

CASO ESPECIAL DE DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA (METALES DE TRANSICIÓN)

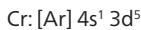
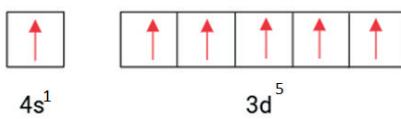
Para los metales de transición al tener orbitales "d" parcialmente llenos estos tienden a desplazar electrones de orbitales "s" externos con la finalidad de completar orbitales "d" para ganar mayor estabilidad; esto aplica para Cr, Cu, Pd, Nb, Mo, Ru Rh, Ag y Au, por ejemplo, para el cromo (Brown et al., 2017; King, 2000; Masterton et al., 2012).

Según el ordenamiento normal sería: Cr: [Ar] 4s² 3d⁴

Para ganar estabilidad un electrón del orbital 4s pasa al orbital 3d para que todos sus electrones queden despareados:



Tenemos entonces:

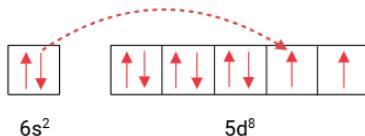


Esta distribución electrónica es la responsable de que el cromo tenga estados de oxidación 2+, 3+ y 6+.

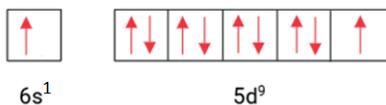
CASO ESPECIAL DE DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA (PLATINO)

Para el Platino solo salta un electrón de su último nivel 6s al 5d dejando electrones en todos sus orbitales, pero sin completar el suborbital 5d y 6s (Housecroft & Sharpe, 2012).

Según el ordenamiento normal sería:



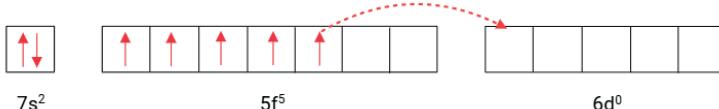
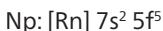
Pero para ganar estabilidad, un electrón del orbital **s** pasa a al orbital **d**:



CASO ESPECIAL DE DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA (REGLA DEL BY-PASS DE LAS TIERRAS RARAS)

Para las tierras raras las cuales tienen orbitales **f** y **d** parcialmente llenos, para ganar estabilidad un electrón **f** pasa al orbital **d**, esta regla es conocida como regla de by-pass, y se aplica a algunos elementos como el U, Pa, Cm, Gd, Np, Ce, La. La razón es que los orbitales **f** al llenarse de electrones incrementan su energía relativa, hasta que la brecha entre orbitales **f** y **d** es mínima, permitiendo que un electrón **f** pueda migrar a un orbital **d** (Housecroft & Sharpe, 2012).

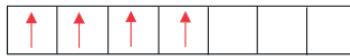
Por ejemplo, el neptunio el ordenamiento normal sería:



Tenemos entonces:



$7s^2$



$5f^5$



$6d^1$

Np: [Rn] $7s^2 5f^4 6d^1$

En la tabla 1.3. se resumen las distribuciones electrónicas de los elementos químicos.

Tabla 1.3. Distribución electrónica de los elementos químicos.

Z	S	Configuración electrónica	Z	S	Configuración electrónica	Z	S	Configuración electrónica
1	H	$1s^1$	38	Sr	[Kr] $5s^2$	75	Re	[Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^5$
2	He	$1s^2$	39	Y	[Kr] $5s^2 4d^1$	76	Os	[Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^6$
3	Li	[He] $2s^1$	40	Zr	[Kr] $5s^2 4d^2$	77	Ir	[Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^7$
4	Be	[He] $2s^2$	41	Nb	[Kr] $5s^1 4d^4$	78	Pt	[Xe] $6s^1 4f^{14} 5d^9$
5	B	[He] $2s^2 2p^1$	42	Mo	[Kr] $5s^1 4d^5$	79	Au	[Xe] $6s^1 4f^{14} 5d^{10}$
6	C	[He] $2s^2 2p^2$	43	Tc	[Kr] $5s^2 4d^5$	80	Hg	[Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^{10}$
7	N	[He] $2s^2 2p^3$	44	Ru	[Kr] $5s^1 4d^7$	81	Tl	[Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^1$
8	O	[He] $2s^2 2p^4$	45	Rh	[Kr] $5s^1 4d^8$	82	Pb	[Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$
9	F	[He] $2s^2 2p^5$	46	Pd	[Kr] $4d^{10}$	83	Bi	[Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^3$
10	Ne	[He] $2s^2 2p^6$	47	Ag	[Kr] $5s^1 4d^{10}$	84	Po	[Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^4$
11	Na	[Ne] $3s^1$	48	Cd	[Kr] $5s^2 4d^{10}$	85	At	[Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^5$
12	Mg	[Ne] $3s^2$	49	In	[Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^1$	86	Rn	[Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$
13	Al	[Ne] $3s^2 3p^1$	50	Sn	[Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^2$	87	Fr	[Rn] $7s^1$
14	Si	[Ne] $3s^2 3p^2$	51	Sb	[Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^3$	88	Ra	[Rn] $7s^2$
15	P	[Ne] $3s^2 3p^3$	52	Te	[Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^4$	89	Ac	[Rn] $7s^2 6d^1$
16	S	[Ne] $3s^2 3p^4$	53	I	[Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^5$	90	Th	[Rn] $7s^2 6d^2$
17	Cl	[Ne] $3s^2 3p^5$	54	Xe	[Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^6$	91	Pa	[Rn] $7s^2 5f^2 6d^1$
18	Ar	[Ne] $3s^2 3p^6$	55	Cs	[Xe] $6s^1$	92	U	[Rn] $7s^2 5f^3 6d^1$
19	K	[Ar] $4s^1$	56	Ba	[Xe] $6s^2$	93	Np	[Rn] $7s^2 5f^4 6d^1$
20	Ca	[Ar] $4s^2$	57	La	[Xe] $6s^2 5d^1$	94	Pu	[Rn] $7s^2 5f^6$
21	Sc	[Ar] $4s^2 3d^1$	58	Ce	[Xe] $6s^2 4f^1 5d^1$	95	Am	[Rn] $7s^2 5f^7$
22	Ti	[Ar] $4s^2 3d^2$	59	Pr	[Xe] $6s^2 4f^3$	96	Cm	[Rn] $7s^2 5f^7 6d^1$
23	V	[Ar] $4s^2 3d^3$	60	Nd	[Xe] $6s^2 4f^4$	97	Bk	[Rn] $7s^2 5f^9$
24	Cr	[Ar] $4s^1 3d^5$	61	Pm	[Xe] $6s^2 4f^5$	98	Cf	[Rn] $7s^2 5f^{10}$
25	Mn	[Ar] $4s^2 3d^5$	62	Sm	[Xe] $6s^2 4f^6$	99	Es	[Rn] $7s^2 5f^{11}$
26	Fe	[Ar] $4s^2 3d^6$	63	Eu	[Xe] $6s^2 4f^7$	100	Fm	[Rn] $7s^2 5f^{12}$
27	Co	[Ar] $4s^2 3d^7$	64	Gd	[Xe] $6s^2 4f^7 5d^1$	101	Md	[Rn] $7s^2 5f^{13}$
28	Ni	[Ar] $4s^2 3d^8$	65	Tb	[Xe] $6s^2 4f^9$	102	No	[Rn] $7s^2 5f^{14}$

29	Cu	[Ar] 4s ¹ 3d ¹⁰	66	Dy	[Xe] 6s ² 4f ¹⁰	103	Lr	[Rn] 7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹
30	Zn	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰	67	Ho	[Xe] 6s ² 4f ¹¹	104	Rf	[Rn] 7s ² 5f ¹⁴ 6d ²
31	Ga	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ¹	68	Er	[Xe] 6s ² 4f ¹²	105	Db	[Rn] 7s ² 5f ¹⁴ 6d ³
32	Ge	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ²	69	Tm	[Xe] 6s ² 4f ¹³	106	Sg	[Rn] 7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁴
33	As	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ³	70	Yb	[Xe] 6s ² 4f ¹⁴	107	Bh	[Rn] 7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁵
34	Se	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁴	71	Lu	[Xe] 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹	108	Hs	[Rn] 7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁶
35	Br	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵	72	Hf	[Xe] 6s ² 4f ¹⁴ 5d ²	109	Mt	[Rn] 7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁷
36	Kr	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶	73	Ta	[Xe] 6s ² 4f ¹⁴ 5d ³	110	Ds	[Rn] 7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁸
37	Rb	[Kr] 5s ¹	74	W	[Xe] 6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁴	111	Rg	[Rn] 7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁹

Las distribuciones electrónicas resaltadas con rojo son excepciones a la regla de Hund, su distribución electrónica anómala, es debida a que distribuciones electrónicas desapareadas permiten ganar mayor estabilidad. Fuente: Elaboración propia.

¡Cuidado!

Generalmente en ejercicios se suele pedir distribuciones electrónicas de cationes y aniones como se indicó en el Ejercicio 1.3.

Sin embargo, en el caso de los metales de transición y tierras raras se suele tener confusión de qué electrones se pierden primero para formar un catión. Recuerde, primero se remueven los electrones "s" y luego los electrones "d"; En la tabla 1.4. se resumen las distribuciones electrónicas de los cationes de algunos metales de transición y tierras raras:

Tabla 1.4. Distribución electrónica de los cationes correspondientes a tierras raras y metales de transición.

Elemento	Símbolo	Z	Configuración electrónica			
			M	M ²⁺	M ³⁺	M ⁴⁺
Escandio	Sc	21	[Ar] 4s ² 3d ¹		[Ar] 3d ⁰	
Titanio	Ti	22	[Ar] 4s ² 3d ²		[Ar] 3d ¹	[Ar] 3d ⁰
Vanadio	V	23	[Ar] 4s ² 3d ³	[Ar] 3d ³	[Ar] 3d ²	[Ar] 3d ¹
Cromo	Cr	24	[Ar] 4s ¹ 3d ⁵	[Ar] 3d ⁴	[Ar] 3d ³	
Manganoso	Mn	25	[Ar] 4s ² 3d ⁵	[Ar] 3d ⁵	[Ar] 3d ⁴	[Ar] 3d ³
Hierro	Fe	26	[Ar] 4s ² 3d ⁶	[Ar] 3d ⁶	[Ar] 3d ⁵	
Cobalto	Co	27	[Ar] 4s ² 3d ⁷	[Ar] 3d ⁷	[Ar] 3d ⁶	
Níquel	Ni	28	[Ar] 4s ² 3d ⁸	[Ar] 3d ⁸	[Ar] 3d ⁷	
Cobre	Cu	29	[Ar] 4s ¹ 3d ¹⁰	[Ar] 3d ⁹		
Zinc	Zn	30	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰	[Ar] 3d ¹⁰		
Lantano	La	57	[Xe] 6s ² 5d ¹	[Xe] 5d ¹	[Xe] 4f ⁰	

Fuente: Elaboración propia.

1.4. Notación de los elementos

Los elementos químicos se denotan como:

$${}_{Z}^{A}X^{+} = \frac{\text{Número másico}}{\text{Número atómico}} X^{\text{Estado de oxidación}}$$

A= número másico, que es la suma de neutrones y protones del elemento

X= símbolo del elemento

Z= número atómico, que es el número de protones y electrones del elemento (si es un átomo neutro).

A-Z = número de neutrones

Si el elemento pierde o gana electrones se vuelve un ion, el estado de oxidación muestra la cantidad de electrones que ha perdido o ganado un elemento (Brown et al., 2017; Chang & Goldsby, 2016a). Así por ejemplo el ${}_{2}^{4}He^{2+}$ nos indica que la partícula alfa tiene 2 protones y 2 neutrones (A-Z) y no contiene electrones (carga 2+).

Ejercicio 1.5. Completar los espacios en blanco en la siguiente información.

Z	A	p ⁺	n	e ⁻
	108	47		
76	190			
5			5	

Para el primer caso, donde A = 108 y p⁺ = 47 se resolvería así:

Recuerde Z = número de protones, A será la suma de protones y neutrones, entonces:

$$\text{si } p^{+} = 47 \text{ entonces } Z = 47$$

$$A = p^{+} + n$$

Podemos despejar el número de neutrones:

$$n = A - p^{+} = 108 - 47 = 61$$

El número de electrones, como no se especifica si el elemento tiene carga eléctrica lo asumimos como neutro:

$$\therefore p^{+} = e^{-} ; e^{-} = 47$$

Completando el resto de la tabla llegamos a:

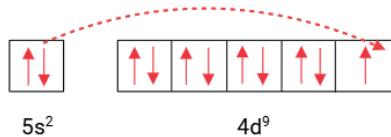
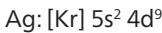
Z	A	p^+	n	e^-
47	108	47	61	47
76	190	76	114	76
5	10	5	5	5

Ejercicio 1.6. Escribir los cuatro números cuánticos del último electrón en ser llenado de cada elemento en el Ejercicio 1.5. anterior.

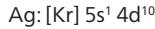
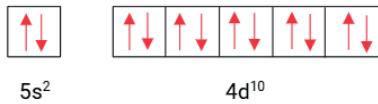
Para el primer caso, donde $A = 108$ y $p^+ = 47$, el elemento es la plata de acuerdo con la tabla periódica, se resuelve así:

La configuración electrónica de la plata es un caso especial donde se busca completar el orbital "d":

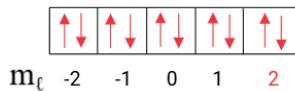
Para la plata según el ordenamiento normal sería:



Pero para ganar estabilidad un electrón del orbital s pasa al orbital d para completarlo:



Para los números cuánticos tendremos: $4d^{10}$: $n=4$; $l=d=2$



Si el último electrón en entrar al subnivel d es el segundo, entonces su $m_s = -\frac{1}{2}$. Teniendo $(4; 2; 2; -\frac{1}{2})$

Z	A	p^+	n	e^-	Configuración electrónica	Números cuánticos
47	108	47	61	47	$[\text{Kr}] 5s^1 4d^{10}$ (caso especial)	$(4; 2; 2; -\frac{1}{2})$

Completando el resto de la tabla llegamos a:

Z	A	p^+	n	e ⁻	Configuración electrónica	Números cuánticos
47	108	47	61	47	[Kr] 5s ¹ 4d ¹⁰ (caso especial)	(4; 2; 2; -½)
76	190	76	114	76	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶ 6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁶	(5; 2; -2; +½)
5	10	5	5	5	1s ² 2s ² 2p ¹	(2; 1; -1; +½)

LECTURAS RECOMENDADAS

Piela, L. (2014). Chapter 2 - Schrödinger Equation. En L. Piela (Ed.), Ideas of Quantum Chemistry (Second Edition) (pp. 61-101). Oxford: Elsevier.

Stephanos, J. J., & Addison, A. W. (2017). Chapter 2 - Electrons in Atoms. In J. J. Stephanos & A. W. Addison (Eds.), Electrons, Atoms, and Molecules in Inorganic Chemistry (pp. 35-145): Academic Press.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

Brown, T. L., H. Eugene LeMay, Jr., Bursten, B. E., Murphy, C. J., Woodward, P. M., & Stoltzfus, M. W. (2017). Electronic Structure of Atoms. In M. Walker (Ed.), *Chemistry The Central Science* (14th ed., pp. 212–255). Pearson.

Burns, R. A. (2011). Estructura atómica: iones y átomos. In *Fundamentos de Química* (5th ed., pp. 114–153). Pearson Educación.

Chang, R., & Goldsby, K. A. (2016a). Atoms, Molecules, and Ions. In *Chemistry* (12th ed., pp. 38–74). McGrawHill.

Chang, R., & Goldsby, K. A. (2016b). Quantum Theory and the Electronic Structure of Atoms. In *Chemistry* (12th ed., pp. 274–325). McGrawHill.

Housecroft, C., & Sharpe, A. (2012). The f-block metals: lanthanoids and actinoids. In *Inorganic Chemistry* (4th ed., pp. 1002–1032). Pearson.

King, R. B. (2000). Atomic orbitals, symmetry, and coordination polyhedra. *Coordination Chemistry Reviews*, 197(1), 141–168. [https://doi.org/10.1016/S0010-8545\(99\)00226-X](https://doi.org/10.1016/S0010-8545(99)00226-X)

Masterton, W. L., Hurley, C. N., & Neth, E. J. (2012). Electronic Structure and the Periodic Table. In *Chemistry: Principles and Reactions* (7th ed., pp. 155–189). Cengage Learning.

Petrucci, Ralph., Herring, F., Madura, J. D., & Bissonnette, Carey. (2017). Atoms and the Atomic Theory. In *General chemistry: Principles and Modern Application* (11th ed., Issue 11, pp. 34–67). Pearson.

ACTIVIDADES

Clasificación por grado de dificultad

Fácil: 1.7-1.17; 1-21-1.34; 1.36-1.55

Normal: 1.18-1.20; 1.35; 1.43; 1.56

1.7. Los átomos de helio pueden disponerse en una línea recta al estar en contacto entre sí. Mediante el análisis por difracción de rayos X, se determinó que cada átomo tiene un diámetro de 1×10^2 pm. ¿Cuántos átomos se requieren para completar una longitud de 1 cm? (Chang & Goldsby, 2016).

1.8. Relacione el número cuántico con su interpretación:

- | | |
|---------------|--|
| 1. Magnético | A. Describe la forma del orbital y suborbitales |
| 2. Secundario | B. Giro del electrón |
| 3. Espín | C. Orientación magnética del orbital |
| 4. Principal | D. Giro del neutrón |
| | E. Está relacionado con el nivel de energía del electrón |

1.9. Un elemento cualquiera tiene las siguientes características Z=26, A=56, y una carga positiva igual a +3. Hallar el número de Protones, Neutrones, y Electrones:

a) 30 p⁺, 26 n⁰, 23 e⁻ b) 30 p⁺, 26 n⁰, 26 e⁻ c) 26 p⁺, 30 n⁰, 26 e⁻ d) 26 p⁺, 30 n⁰, 23 e⁻

1.10. Se dispone de un átomo con un número másico de 65 y un total de 35 neutrones en su núcleo. El catión que se origina a partir de este elemento posee 28 electrones. Escribir el símbolo de dicho catión. (Chang & Goldsby, 2016).

1.11. Se cuenta con un elemento no metálico cuyo número másico es 127 y que tiene 74 neutrones en su núcleo. El anión resultante de este elemento contiene 54 electrones. Escribe el símbolo de este anión. (Chang & Goldsby, 2016).

1.12. Completar la siguiente tabla con cada uno de los siguientes isótopos: (a) ²⁸Si; (b) ⁶⁰Ni; (c) ⁸⁵Rb; (d) ¹²⁸Xe; (e) ¹⁹⁵Pt; (f) ²³⁸U? (Chang & Goldsby, 2016).

Símbolo	N	p ⁺	e ⁻

1.13. complete la siguiente tabla (Chang & Goldsby, 2016):

Símbolo		$^{54}_{26}Fe^{2+}$			
Protones	5			79	86
Neutrones	6		16	117	136
Electrones	5		18	79	
Carga neta			-3		0

1.14. Complete la tabla (Chang & Goldsby, 2016):

Especie	Z	e ⁻	A	n°
S	16		32	
B ²⁻		16		16
C ²⁺		36	89	
D ²⁻		36		41

1.15. Complete la tabla (Chang & Goldsby, 2016):

Especie	Z	e ⁻	A	n°
As	33			41
P ³⁻		18	31	
Cu			63	34
Pd ⁴⁺		42		60

1.16. Complete la tabla (Chang & Goldsby, 2016):

Especie	Z	e ⁻	A	n°
K	19		39	
Pb ²⁺		80		126
Se ²⁻		36	80	
Fe ²⁺	26		56	

1.17. Se tiene una sal cuyos iones son $_{20}M^{2+}$ y N^- ambas especies son isoelectrónicas, M posee 20 neutrones y N 18 neutrones. Determine A, Z y el número de electrones que tiene cada ion.

1.18. De acuerdo con mediciones experimentales, se ha establecido que el núcleo del átomo de sodio tiene un radio de $3,04 \times 10^{-15}$ m y una masa de $3,82 \times 10^{-23}$ g. Calcula la densidad del núcleo en g/cm³.

Por otro lado, el radio atómico del sodio es de 186 pm. Determinar la densidad del espacio ocupado por los electrones en el átomo de sodio y analizar cómo los resultados obtenidos respaldan el modelo atómico de Rutherford. (Chang & Goldsby, 2016):

1.19. Para átomos ligeros el radio de su núcleo puede calcularse con la siguiente ecuación:

$$r = r_0 A^{1/3}$$

Donde r_0 es una constante de proporcionalidad dada por $1,2 \times 10^{-15}$. Determine el volumen del núcleo 7_3Li . Se sabe que el radio atómico del Li es 152 pm, calcule la relación entre el volumen atómico nuclear (Brown, LeMay, Bursted, Murphy, Woodward, Stoltzfus, Lufaso. 2017).

1.20. En una joyería, se dispone de un cubo de platino con dimensiones de 1,0 cm por lado. Suponiendo que los átomos de platino tienen forma esférica y ocupan el 74 % del volumen total del cubo, determina la cantidad de átomos en el cubo.

Además, dado que la densidad del platino es de 21,45 g/cm³ y la masa de un solo átomo de platino es $3,240 \times 10^{-22}$ g, calcula el radio de un átomo de platino en picómetros. (Brown et al., 2017).

1.21. Los enlaces químicos pueden aceptar, perder o compartir electrones de tal manera adquieren una configuración electrónica similar a:

- a) Lewis b) Octeto expandido c) Gas noble d) Primera capa

1.22. Determine la distribución electrónica de un elemento desconocido de un Z igual a 13.

- a) [Ne]3s²,3p¹ b) 1s², 2s², 3s², 3s²,3p⁵ c) [Ne]3s¹,3p⁵d) [Ne]3s²,3p⁶

1.23. Determine la distribución electrónica de un elemento X, el cual presenta los siguientes datos: Z=20 A=40.

- a) [Ar]4s² b) 1s²,2s²,3s², 3s²,4p⁵ c) [Ar]3s¹,4s² d) [Ne]4s²

1.24. A partir de los siguientes números cuánticos (3,2, -2, + ½) y (3, 1, +1, + ½) determinar las distribuciones electrónicas de los elementos problema (Chang & Goldsby, 2016).

- a) [Ar]4s²3d⁶ – [Ne]3s²3p⁶
b) [Ar]4s²3d² – [Ne]3s²3p³
c) [Ar]4s²3d⁶ – [Ne]3s²3p⁵
d) [Ar]4s²3d¹ – [Ne]3s²3p³

1.25. A continuación se presentan las configuraciones electrónicas en estado fundamental. Determinar cuáles de las son incorrectas y determine los errores en cada una, además, escriba las configuraciones electrónicas correctas: Al $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 3p^3$; B $1s^2 2s^2 2p^5$; F $1s^2 2s^2 2p^6$.

1.26. Determinar la distribución electrónica del Magnesio, Aluminio, Manganeso, Níquel, Titánio y talio.

1.27. Escribir las configuraciones electrónicas de los aniones H^- , N^{3-} , F^- y S^{2-} .

1.28. Escribir las configuraciones electrónicas de los cationes Ni^{2+} , Re^{3+} y Ho^{3+} .

1.29. Determinar cuál de las siguientes distribuciones electrónicas son erróneas
a) $1s^2 2s^2 2p^4$, b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, c) $1s^2 3p^1$, d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^{10}$

1.30. Identificar que elemento es según su distribución electrónica a) $[Ar]3d^6 4s^2$ b) $[Ar]3d^7 4s^2$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ d) $[Ar] 3d^{10} 4s^1$

1.31. Se tiene dos elementos A y B cuyas distribuciones electrónicas son A: $1s^2 2s^2 2p^2$; B: $1s^2 2s^2 2p^1 3s^1$ determinar cuál respuesta es correcta y porqué: a) Es posible la configuración dada para B. b) Las dos configuraciones corresponden al mismo elemento. c) Para separar un electrón de B se necesita más energía que para separarlo de A.

1.32. La configuración electrónica para el átomo de cloro es: ($Z=17$):

a) $[Cl] 3s^2 3p^5$ b) $[Xe] 3s^2 3p^5$ c) $[Ne] 3s^2 3p^5$ d) $[Kr] 3s^2 3p^5$

1.33. Realizar la distribución electrónica de; Cr, Cu, Pd, Ag, Pt, Au, U.

1.34. Realice la distribución electrónica de los cationes: Cr^{2+} , Cr^{3+} , Cu^{1+} , Cu^{2+} :

1.35. ¿Cuál de las siguientes especies tiene más electrones no apareados? S^+ , S^- o S^- . Explique cómo llegó a la respuesta (Petrucci, Herring, Madura, Bissonnette. 2017).

1.36. Determine los números cuánticos del último electrón de los siguientes casos: $5d^5$; $3s^2$; $4f^6$; $2p^6$

1.37. En cierto orbital del nivel 3 existen con 7 electrones. Determine: a) el estado cuántico del último electrón; b) el número de electrones despareados.

1.38. Calcular el número máximo de electrones que presentan los números cuánticos $n = 4$ y $m_l = -1$ en un átomo.

1.39. Relacione la configuración electrónica con los elementos correspondientes y señale la respuesta correcta.

- | | |
|--|---------------------|
| 1. [Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ² | A. ₁₇ Cl |
| 2. [Kr] 5s ² 4d ⁶ | B. ₃₁ Ga |
| 3. [Ne] 3s ² 3p ⁵ | C. ₂₇ Co |
| 4. [Ar] 4s ² 3d ⁷ | D. ₃₂ Ge |
| | E. ₄₄ Ru |

1.40. Relacione la distribución electrónica con el respectivo elemento:

- | | |
|---|------------|
| 1. [He] 2s ² 2p ⁴ | A. Cloro |
| 2. [He] 2s ² 2p ² | B. Oxígeno |
| 3. [Ne] 3s ² 3p ⁵ | C. Carbono |
| 4. [Ne] 3s ¹ | D. Azufre |
| | E. Sodio |

1.41. Determine los números cuánticos de un electrón en el subnivel cuya configuración electrónica es 5d⁷:

- a) (5, 2, -1, -1/2) b) (5, 2, 2, -1/2) c) (5, 2, 1, -1/2) d) (5, 2, -1, 1/2)

1.42. Determine los números cuánticos del **penúltimo** electrón en los subniveles: a) 5d⁵; b) 4f⁷; c) 6p⁵; d) 7s²; e) 3d¹⁰ (Chang & Goldsby, 2016).

1.43. A partir de los siguientes números cuánticos determinar cuáles son imposibles: a) (2,1,0, ½); b) (5,1,-1, ½). c) (2,3,-1, ½); d) (4,2,-3,- ½) (Chang & Goldsby, 2016).

1.44. A partir de la configuración electrónica del elemento Z=32, determinar el número de electrones desapareados, de electrones totales con números cuánticos $n = 2$ y $m_l = 1$ y los electrones totales con números cuánticos $l = 1$ y $m_s = -\frac{1}{2}$ (Chang & Goldsby, 2016).

1.45. Determinar la configuración electrónica a partir de los números cuánticos: 6,0,0,-1/2.

1.46. Si la configuración electrónica de cierto elemento termina en 5p⁴, el último electrón tendrá los números cuánticos: a) n = 4, l = 0; b) n = 5, l = 2; c) n = 5, l = -1; d) n = 5, m_s = ½; e) ninguna respuesta.

1.47. Los números cuánticos del último electrón de un catión monovalente son: 5, 2, 2, ½. Determinar la configuración electrónica del átomo y del ion.

1.48. Se tiene un catión $^{181}M^{3+}$ determine los números cuánticos del último electrón y seleccione la respuesta correcta: a) 6, 1, 1, $\frac{1}{2}$ b) 5, 2, 0, $\frac{1}{2}$ c) 5, 2, 2, $-\frac{1}{2}$ d) 5, 0, 0, $-\frac{1}{2}$

1.49. El estado cuántico del penúltimo electrón en ser llenado de cierto átomo es: 3, 2, -1, $-\frac{1}{2}$. Determinar Z y su ubicación en la tabla periódica.

1.50. Escribir las configuraciones electrónicas de los átomos de número atómico 20, 25, 34, 53, 24, 29, 79, 57 y determine los números cuánticos de los dos **últimos electrones** de cada átomo.

1.51. Escribir la configuración electrónica y los números cuánticos del último electrón en ser llenado de cada uno de los siguientes átomos: $_{42}^{96}Mo$; $_{11}^{23}Na^+$; $_{73}^{181}Ta$; $_{98}^{249}Cf$ (Chang & Goldsby, 2016).

1.52. La configuración electrónica de un átomo $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, escriba los números cuánticos de cada electrón del elemento.

1.53. Determine el elemento a partir de los números cuánticos de **su último electrón en ser llenado**: a) (1, 0, 0, $-\frac{1}{2}$); b) (5, 3, -1, $-\frac{1}{2}$); c) (4, 2, 2, $+\frac{1}{2}$); d) (2, 1, 1, $-\frac{1}{2}$) (Chang & Goldsby, 2016).

1.54. Responder razonando la respuesta, del siguiente enunciado, indicando si es correcto o falso: "Los valores (3,2,2, $\frac{1}{2}$) representan a un electrón situado en un orbital 3d"

1.55. Determine los errores en los siguientes números cuánticos a) (1, 0, $\frac{1}{2}$, $\frac{1}{2}$); b) (3, 0, 0, $+\frac{1}{2}$); c) (2, 2, 1, $+\frac{1}{2}$); d) (4, 3, -2, $+\frac{1}{2}$); e) (3, 2, 1, 1) (Chang & Goldsby, 2016).

1.56. La fusión nuclear producida al bombardear un elemento cuyo último electrón tiene los números cuánticos (1, 0, 0, $-\frac{1}{2}$), contra un elemento cuyo último electrón tiene los números cuánticos (2, 0, 0, $-\frac{1}{2}$) sumando los números atómicos de los dos elementos anteriores determine, el nuevo elemento resultante y los números cuánticos del último electrón del nuevo elemento.

GLOSARIO

Anión: Es un ion de carga negativa que se genera cuando un elemento neutro gana electrones.

Carga neta: Es la carga eléctrica que tiene un ion.

Catión: Es un ion de carga positiva que se genera cuando un elemento neutro pierde electrones.

Cuántico: Paquetes de energía definida al absorber o emitir energía.

Diagrama de orbital: Es una herramienta utilizada para representar los orbitales atómicos, la configuración y distribución electrónica a partir de casilleros (orbitales) y flechas (electrones).

Diamagnético: Es una propiedad de los materiales de repeler campos magnéticos, esta propiedad está presente en elementos que tienen un número par de electrones (es decir tienen sus electrones apareados).

Electrodo: Es un material conductor de electricidad que tiene contacto con las partes no metálicas de una celda o pila electroquímica.

Electrón: Es una partícula subatómica que posee una carga negativa de $1,602 \times 10^{-19}$ C y una masa de $9,11 \times 10^{-31}$ kg.

Estado cuántico: Es un estado definido de una partícula subatómica definida por sus números cuánticos.

Estado estacionario: Es un estado definido de una partícula cuyas propiedades no cambian en el tiempo.

Estado excitado: Es un estado metaestable de una partícula cuya energía es superior al estado normal.

Fotón: Es la partícula fundamental responsable de los fenómenos electromagnéticos “la partícula de la luz” la cual no posee masa en reposo, ni carga.

Gases nobles: Son los elementos químicos que poseen 8 electrones en su capa de valencia (Excepto el He), se caracterizan por no tener reactividad química, de ser monoatómicos.

Neutrón: Es una partícula subatómica carente de carga eléctrica, pero con una masa de $1,6 \times 10^{-27}$ kg.

Número atómico: Es el número de protones de un elemento, se lo denota con la letra Z.

Número másico: Es el número resultado de la suma de protones y neutrones contenidos en el núcleo de un átomo.

Orbitales: Es la zona más probable para encontrar un electrón en el espacio.

Paramagnético: Es la propiedad de materiales que contienen orbitales parcialmente llenos con electrones no apareados que pueden alinearse paralelamente bajo la presencia de un campo magnético.

Protón: Es una partícula subatómica que posee una carga eléctrica positiva de $1,602 \times 10^{-19}$ C y una masa de $1,6 \times 10^{-27}$ kg.

Salto cuántico: Es el salto de un electrón de su órbita a una órbita más alta en términos energéticos por la absorción de una cantidad de energía específica “cuantizada” o su retorno a su estado u órbita base al emitir una cantidad de energía específica.

SOLUCIONARIO

1.7. Los átomos de helio pueden disponerse en una línea recta al estar en contacto entre sí. Mediante el análisis por difracción de rayos X, se determinó que cada átomo tiene un diámetro de 1×10^2 pm. ¿Cuántos átomos se requieren para completar una longitud de 1 cm? (Chang & Goldsby, 2016).

$$\frac{10^{10} \text{ pm}}{10^2 \frac{\text{pm}}{\text{átomo de He}}} = 10^8 \text{ átomos de He}$$

1.8. Relacione el número cuántico con su interpretación:

- | | |
|---------------|--|
| 1. Magnético | A. Describe la forma del orbital y suborbitales |
| 2. Secundario | B. Giro del electrón |
| 3. Espín | C. Orientación magnética del orbital |
| 4. Principal | D. Giro del neutrón |
| | E. Está relacionado con el nivel de energía del electrón |

Respuesta: 1C; 2A; 3B; 4E

1.9. Un elemento cualquiera tiene las siguientes características Z=26, A=56, y una carga positiva igual a +3. Hallar el número de Protones, Neutrones, y Electrones:

a) 30 p⁺, 26 n⁰, 23 e⁻ b) 30 p⁺, 26 n⁰, 26 e⁻ c) 26 p⁺, 30 n⁰, 26 e⁻ d) 26 p⁺, 30 n⁰, 23 e⁻

1.10. Se dispone de un átomo con un número másico de 65 y un total de 35 neutrones en su núcleo. El catión que se origina a partir de este elemento posee 28 electrones. Escribir el símbolo de dicho catión. (Chang & Goldsby, 2016).

$$A = p^+ + n^0; Z = A - n = 65 - 35 = 30$$



1.11. Se cuenta con un elemento no metálico cuyo número másico es 127 y que tiene 74 neutrones en su núcleo. El anión resultante de este elemento contiene 54 electrones. Escribe el símbolo de este anión. (Chang & Goldsby, 2016).

$$A = p^+ + n^o; Z = A - n = 127 - 74 = 53$$



- 1.12.** Completar la siguiente tabla con cada uno de los siguientes isótopos:
 (a) ^{28}Si ; (b) ^{60}Ni ; (c) ^{85}Rb ; (d) ^{128}Xe ; (e) ^{195}Pt ; (f) ^{238}U ? (Chang & Goldsby, 2016).

El superíndice indicará el número másico ($p^+ + n$), a partir del elemento se puede determinar su Z (número de p^+ o electrones) así podemos llenar la tabla:

Símbolo	N	P ⁺	e ⁻
^{28}Si	14	14	14
^{60}Ni	32	28	28
^{85}Rb	48	37	37
^{128}Xe	74	54	54
^{195}Pt	117	78	78
^{238}U	146	92	92

- 1.13.** complete la siguiente tabla (Chang & Goldsby, 2016):

La carga neta será la carga del elemento en caso de ser un ion, a partir del concepto de Z y A podemos llenar la tabla:

Símbolo	$^{11}_5B^0$	$^{26}_{54}Fe^{2+}$	$^{31}_{15}P^{3-}$	$^{196}_{79}Au^0$	$^{222}_{86}Rn^0$
Protones	5	26	15	79	86
Neutrones	6	28	16	117	136
Electrones	5	24	18	79	86
Carga neta	0	2+	-3	0	0

- 1.14.** Complete la tabla (Chang & Goldsby, 2016):

Especie	Z	e ⁻	A	n°
S	16	16	32	16
B ²⁻	14	16	30	16
C ²⁺	38	36	89	51
D ²⁻	34	36	75	41

1.15. Complete la tabla (Chang & Goldsby, 2016):

Especie	Z	e ⁻	A	nº
As	33	33	74	41
P ³⁻	15	18	31	16
Cu	29	29	63	34
Pd ⁴⁺	46	42	106	60

1.16. Complete la tabla (Chang & Goldsby, 2016):

Especie	Z	e ⁻	A	nº
K	19	19	39	20
Pb ²⁺	82	80	208	126
Se ²⁻	34	36	80	46
Fe ²⁺	26	24	56	30

1.17. Se tiene una sal cuyos iones son ₂₀M²⁺ y N⁻ ambas especies son isoelectrónicas, M posee 20 neutrones y N 18 neutrones. Determine A, Z y el número de electrones que tiene cada ion.

$$A_M = 20 + 20 = 40 ; A_N = 18 + Z_N$$

$$M^{2+} e^- = 20 - 2 = 18$$

$$N^- e^- = 18 \therefore N e^- = 17 \therefore Z = 17$$

$$A_N = 18 + Z_N = 18 + 17 = 35$$

1.18. De acuerdo con mediciones experimentales, se ha establecido que el núcleo del átomo de sodio tiene un radio de $3,04 \times 10^{-15}$ m y una masa de $3,82 \times 10^{-23}$ g. Calcula la densidad del núcleo en g/cm³.

Por otro lado, el radio atómico del sodio es de 186 pm. Determinar la densidad del espacio ocupado por los electrones en el átomo de sodio y analizar cómo los resultados obtenidos respaldan el modelo atómico de Rutherford. (Chang & Goldsby, 2016):

Calculamos la densidad del núcleo:

$$V_{\text{Núcleo}} = \frac{4}{3} \pi r^3 = \frac{4}{3} \pi (3,04 \times 10^{-13} \text{ cm})^3 = 1,117 \times 10^{-37} \text{ cm}^3$$

$$\rho_{\text{Núcleo}} = \frac{\text{masa}}{V} = \frac{3,82 \times 10^{-23} \text{ g}}{1,117 \times 10^{-37} \text{ cm}^3} = 3,35 \times 10^{14} \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

Calculamos la masa de los electrones:

$$11 \text{ } e^- \times \frac{9,11 \times 10^{-28} \text{ g}}{1 \text{ } e^-} = 1,00205 \times 10^{-26} \text{ g}$$

$$V_{\text{átomo}} = \frac{4}{3} \pi r^3 = \frac{4}{3} \pi (1,86 \times 10^{-8} \text{ cm})^3 = 2,695 \times 10^{-23} \text{ cm}^3$$

$$V_{\text{Electrones}} = V_{\text{átomo}} - V_{\text{Núcleo}} = 2,695 \times 10^{-23} \text{ cm}^3$$

Demostramos que la mayor parte del átomo es vacío $V_{\text{Núcleo}} \ll V_{\text{átomo}}$

$$\rho_{\text{electrones}} = \frac{\text{masa}}{V} = \frac{1,00205 \times 10^{-26} \text{ g}}{2,695 \times 10^{-23} \text{ cm}^3} = 3,72 \times 10^{-4} \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

$$\rho_{\text{Núcleo}} \gg \rho_{\text{electrones}}$$

Demostramos que el núcleo concentra la mayor cantidad de masa.

1.19. Para átomos ligeros el radio de su núcleo puede calcularse con la siguiente ecuación:

$$r = r_0 A^{1/3}$$

Donde r_0 es una constante de proporcionalidad dada por $1,2 \times 10^{-15}$. Determine el volumen del núcleo ${}^7\text{Li}$. Se sabe que el radio atómico del Li es 152 pm, calcule la relación entre el volumen atómico nuclear (Brown, LeMay, Bursted, Murphy, Woodward, Stoltzfus, Lufaso. 2017).

$$r = r_0 A^{1/3} = (1,2 \times 10^{-15}) (7)^{1/3} = 2,3 \times 10^{-15} \text{ m}$$

$$V_{\text{Núcleo}} = \frac{4}{3} \pi r^3 = \frac{4}{3} \pi (2,3 \times 10^{-15} \text{ m})^3 = 5,1 \times 10^{-44} \text{ m}^3$$

$$V_{\text{átomo}} = \frac{4}{3} \pi r^3 = \frac{4}{3} \pi (152 \times 10^{-12} \text{ m})^3 = 1,47 \times 10^{-29} \text{ m}^3$$

$$\text{Fracción de volumen} = \frac{V_{\text{Núcleo}}}{V_{\text{átomo}}} = \frac{5,1 \times 10^{-44} \text{ m}^3}{1,47 \times 10^{-29} \text{ m}^3} = 3,5 \times 10^{-15}$$

$$V_{\text{átomo}} \gg V_{\text{Núcleo}}$$

Apoya el resultado de Rutherford la mayor cantidad del átomo es vacío.

1.20. En una joyería, se dispone de un cubo de platino con dimensiones de 1,0 cm por lado. Suponiendo que los átomos de platino tienen forma esférica y ocupan el 74 % del volumen total del cubo, determina la cantidad de átomos en el cubo.

Además, dado que la densidad del platino es de $21,45 \text{ g/cm}^3$ y la masa de un solo átomo de platino es $3,240 \times 10^{-22} \text{ g}$, calcula el radio de un átomo de platino en picómetros. (Brown et al., 2017).

$$1 \text{ cm}^3 \times \frac{21,45 \text{ g Pt}}{1 \text{ cm}^3} \times \frac{1 \text{ átomo de Pt}}{3,240 \cdot 10^{-22} \text{ g Pt}} = 6,6 \times 10^{22} \text{ átomo de Pt}$$

$$\text{Volumen de átomos de Pt} = \frac{0,74 \text{ cm}^3}{6,6 \cdot 10^{22} \text{ átomo de Pt}} = 1,12 \times 10^{-23} \frac{\text{cm}^3}{\text{átomo de Pt}}$$

$$V = \frac{4}{3}\pi r^3; r = \sqrt[3]{\frac{3V}{4\pi}} = \sqrt[3]{\frac{3(1,12 \times 10^{-23} \text{ cm}^3)}{4\pi}} = 1,4 \times 10^{-8} \text{ cm} ; 1,4 \times 10^2 \text{ pm}$$

1.21. Los enlaces químicos pueden aceptar, perder o compartir electrones de tal manera adquieren una configuración electrónica similar a:

- a) Lewis b) Octeto expandido c) Gas noble d) Primera capa

1.22. Determine la distribución electrónica de un elemento desconocido de un Z igual a 13.

- a) [Ne]3s²,3p¹ b) 1s², 2s², 3s², 3s²,3p⁵ c) [Ne]3s¹,3p⁵ d) [Ne]3s²,3p⁶

1.23. Determine la distribución electrónica de un elemento X, el cual presenta los siguientes datos: $Z=20$ $A=40$.

- a) [Ar]4s² b) 1s²,2s²,3s², 3s²,4p⁵ c) [Ar]3s¹,4s² d) [Ne]4s²

1.24. A partir de los siguientes números cuánticos ($3,2, -2, +\frac{1}{2}$) y ($3, 1, +1, +\frac{1}{2}$) determinar las distribuciones electrónicas de los elementos problema (Chang & Goldsby, 2016).

a) [Ar]4s²3d⁶ – [Ne]3s²3p⁶

b) [Ar]4s²3d² – [Ne]3s²3p³

c) [Ar]4s²3d⁶ – [Ne]3s²3p⁵

d) [Ar]4s²3d¹ – [Ne]3s²3p³

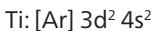
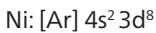
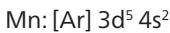
1.25. A continuación se presentan las configuraciones electrónicas en estado fundamental. Determinar cuáles de las son incorrectas y determine los errores en cada una, además, escriba las configuraciones electrónicas correctas: Al 1s²2s²2p⁴ 3s²3p³; B 1s²2s²2p⁵; F 1s²2s²2p⁶.

Al 1s²2s²2p⁴3s²3p³ → [Ne] 3s²3p¹ se tiene un suborbital 2p⁴ este debe ser 2p⁶

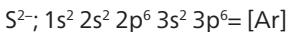
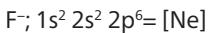
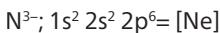
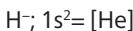
B 1s²2s²2p⁵ → [He] 2s²2p¹ el boro tiene 5 electrones no 9

F 1s²2s²2p⁶ → [He] 2s²2p⁵ el flúor tiene 9 electrones no 10

1.26. Determinar la distribución electrónica del Magnesio, Aluminio, Manganeso, Níquel, Titano y talio.



1.27. Escribir las configuraciones electrónicas de los aniones H^- , N^{3-} , F^- y S^{2-} .



1.28. Escribir las configuraciones electrónicas de los cationes Ni^{2+} , Re^{3+} y Ho^{3+} .



1.29. Determinar cuál de las siguientes distribuciones electrónicas son erróneas
a) $1s^2 2s^2 2p^4$, b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, c) $1s^2 3p^1$, d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^{10}$

a) $1s^2 2s^2 2p^4$ Oxígeno

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ Magnesio

c) $1s^2 3p^1$ Estado excitado de Li

d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^{10}$ Estado imposible p solo puede tener 6 electrones

1.30. Identificar que elemento es según su distribución electrónica a) $[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$
b) $[\text{Ar}] 3d^7 4s^2$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ d) $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$

a) $[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$; $Z=18+6+2=26 = \text{Fe}$

b) $[\text{Ar}] 3d^7 4s^2$; $Z=18+7+2=27 = \text{Co}$

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$; $Z=2+2+6+2+3=15 = \text{P}$

d) $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$; $Z=18+10+1=29 = \text{Cu}$

1.31. Se tiene dos elementos A y B cuyas distribuciones electrónicas son A: $1s^2 2s^2 2p^2$; B: $1s^2 2s^2 2p^1 3s^1$ determinar cuál respuesta es correcta y porqué: a) Es posible la configuración dada para B. b) Las dos configuraciones corresponden al mismo elemento. c) Para separar un electrón de B se necesita más energía que para separarlo de A.

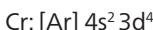
- a) Ambos son posibles B es un estado excitado
- a) Ambos corresponden al C
- b) B requiere menos energía, el electrón está más alejado del núcleo

1.32. La configuración electrónica para el átomo de cloro es: ($Z=17$):

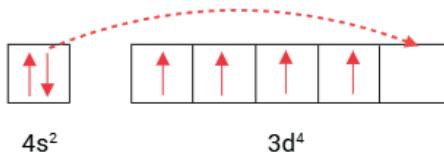
- a) [Cl] $3s^2 3p^5$ b) [Xe] $3s^2 3p^5$ c) [Ne] $3s^2 3p^5$ d) [Kr] $3s^2 3p^5$

1.33. Realizar la distribución electrónica de; Cr, Cu, Pd, Ag, Pt, Au, U

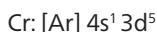
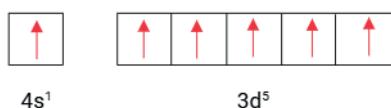
Para el cromo según el ordenamiento normal será:



Pero para ganar estabilidad un electrón pasa a al orbital d para permanecer desapareados:



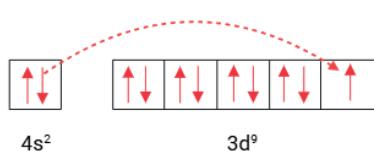
Tenemos entonces:



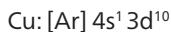
Para el cobre según el ordenamiento normal será:



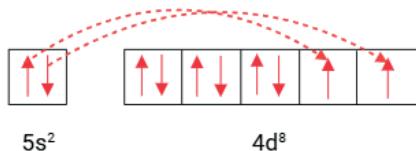
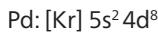
Pero para ganar estabilidad un electrón pasa a otro al orbital d para completarlo:



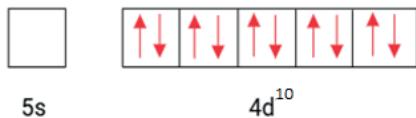
Tenemos entonces:



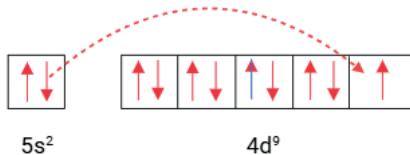
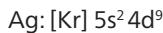
Para el paladio según el ordenamiento normal será:



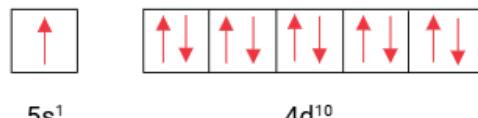
Pero para ganar estabilidad dos electrones pasan a otro al orbital d para completarlo:



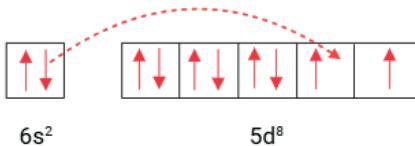
Para la plata según el ordenamiento normal será:



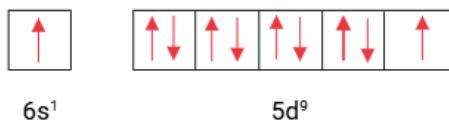
Pero para ganar estabilidad un electrón pasa a otro al orbital d para completarlo:



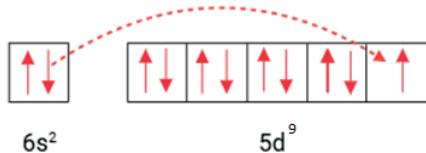
Para el platino según el ordenamiento normal será:



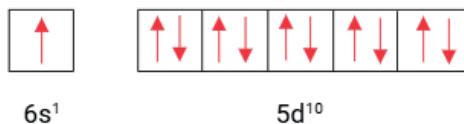
Pero para ganar estabilidad, poseer electrones desapareados en orbitales s y d un electrón pasa a al orbital d:



Para el oro según el ordenamiento normal será:



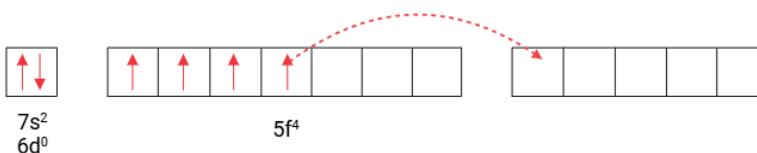
Pero para ganar estabilidad un electrón pasa a otro al orbital d para completarlo:



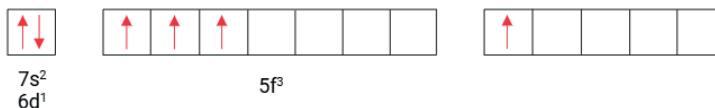
Para el uranio según el ordenamiento normal será:



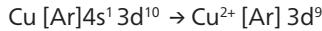
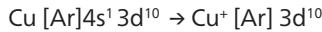
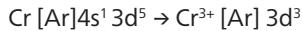
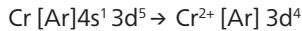
Pero para ganar estabilidad un electrón f pasa a al orbital d.



Tenemos entonces:

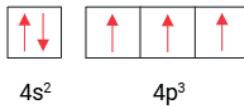


1.34. Realice la distribución electrónica de los cationes: Cr^{2+} , Cr^{3+} , Cu^{1+} , Cu^{2+} :



1.35. ¿Cuál de las siguientes especies tiene más electrones no apareados? S^+ , S o S^- . Explique cómo llegó a la respuesta (Petrucci, Herring, Madura, Bissonnette. 2017).

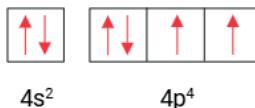
S^+



S^-



S



El S^+ posee más electrones desapareados.

1.36. Determine los números cuánticos del último electrón de los siguientes casos: $5d^5$; $3s^2$; $4f^6$; $2p^6$

Distribución	N	ℓ	m_ℓ	m_s	Diagrama de orbitales
5d ⁵	5	2	2	½	
3s ²	3	0	0	-½	
4f ⁶	4	3	2	½	
2p ⁶	2	1	1	-½	

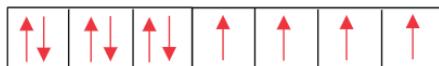
1.37. En cierto **orbital** del nivel 3 existen con 7 electrones. Determine: a) el estado cuántico del último electrón; b) el número de electrones desapareados.

3d⁷.



Electrones totales 7, desapareados 3.

1.38. Calcular el número máximo de electrones que presentan los números cuánticos n = 4 y $m_\ell = -1$ en un átomo:



10 electrones máximo.

1.39. Relacione la configuración electrónica con los elementos correspondientes y señale la respuesta correcta.

- | | |
|--|---------------------|
| 1. [Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ² | A. ₁₇ Cl |
| 2. [Kr] 5s ² 4d ⁶ | B. ₃₁ Ga |
| 3. [Ne] 3s ² 3p ⁵ | C. ₂₇ Co |
| 4. [Ar] 4s ² 3d ⁷ | D. ₃₂ Ge |
| | E. ₄₄ Ru |

Respuesta: 1D, 2E, 3A, 4C

1.40. Relacione la distribución electrónica con el respectivo elemento:

- | | |
|---|------------|
| 1. [He] 2s ² 2p ⁴ | A. Cloro |
| 2. [He] 2s ² 2p ² | B. Oxígeno |
| 3. [Ne] 3s ² 3p ⁵ | C. Carbono |
| 4. [Ne] 3s ¹ | D. Azufre |
| | E. Sodio |

Respuesta: 1B; 2C; 3A; 4E

1.41. Determine los números cuánticos de un electrón en el subnivel cuya configuración electrónica es 5d⁷:

- a) (5, 2, -1, -1/2) b) (5, 2, 2, -1/2) c) (5, 2, 1, -1/2) d) (5, 2, -1, 1/2)

1.42. Determine los números cuánticos del **penúltimo** electrón en los subniveles:

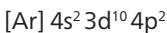
- a) 5d⁵; b) 4f⁷; c) 6p⁵; d) 7s²; e) 3d¹⁰ (Chang & Goldsby, 2016).

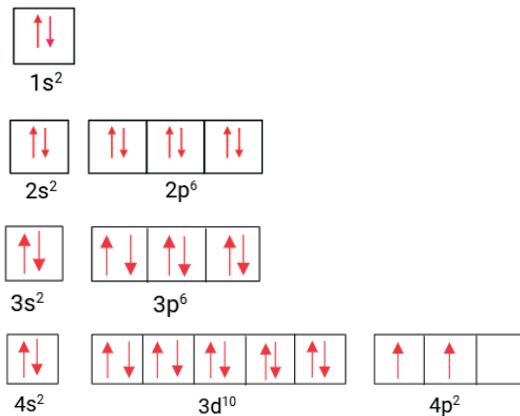
n	l	m _l	m _s
5d ⁵	5	2	1/2
4f ⁷	4	3	1/2
6p ⁵	6	1	-1/2
7s ²	7	0	-1/2
3d ¹⁰	3	2	-1/2

1.43. A partir de los siguientes números cuánticos determinar cuáles son imposibles: a) (2,1,0, 1/2); b) (5,1,-1, 1/2). c) (2,3,-1, 1/2); d) (4,2,-3, -1/2) (Chang & Goldsby, 2016).

- a) 2p²
b) 5p¹
c) 2f³ es imposible
d) es imposible no existe un estado 4d con m_l = -3

1.44. A partir de la configuración electrónica del elemento Z=32, determinar el número de electrones desapareados, de electrones totales con números cuánticos n = 2 y m_l = 1 y los electrones totales con números cuánticos l = 1 y m_s = - 1/2 (Chang & Goldsby, 2016).





2 electrones desapareados

2 electrones con $n = 2$ y $m_l = 1$

8 electrones con $l = 1$ y $m_s = -\frac{1}{2}$

1.45. Determinar la configuración electrónica a partir de los números cuánticos: 6,0,0,- $\frac{1}{2}$.

6,0,0,- $\frac{1}{2}$ = 6s²; Ba: [Xe] 6s² Z = 56

1.46. Si la configuración electrónica de cierto elemento termina en 5p⁴, el último electrón tendrá los números cuánticos: a) n = 4, l = 0; b) n = 5, l = 2; c) n = 5, l = -1; d) n = 5, m_s = $\frac{1}{2}$; e) ninguna respuesta.



Los números cuánticos del último electrón en ser llenado serán (5, 1, -1, - $\frac{1}{2}$) la respuesta es e)

1.47. Los números cuánticos del último electrón de un catión monovalente son: 5, 2, 2, $\frac{1}{2}$. Determinar la configuración electrónica del átomo y del ion.

Ion [Xe] 6s² 4f¹⁴ 5d⁵ Os⁺

Átomo [Xe] 6s² 4f¹⁴ 5d⁶ Os

1.48. Se tiene un catión $^{181}\square M^{3+}$ determine los números cuánticos del último electrón y seleccione la respuesta correcta: a) 6, 1, 1, $\frac{1}{2}$ b) 5, 2, 0, $\frac{1}{2}$ c) 5, 2, 2, - $\frac{1}{2}$ d) 5, 0, 0, - $\frac{1}{2}$

$$\text{Ta}^{3+} = [\text{Xe}] 6s^0 4f^{14} 5d^{10} 6p^0$$

La respuesta será 5, 2, 2, - $\frac{1}{2}$

1.49. El estado cuántico del penúltimo electrón en ser llenado de cierto átomo es: 3, 2, -1, -½. Determinar Z su ubicación en la tabla periódica.

Los números cuánticos corresponden a 3d⁷



Z=28, metales de transición (bloque d)

1.50. Escribir las configuraciones electrónicas de los átomos de número atómico 20, 25, 34, 53, 24, 29, 79, 57 y determine los números cuánticos de los dos **últimos electrones** de cada átomo.

Configuración	Penúltimo				último			
	n	l	m _l	m _s	n	l	m _l	m _s
20-[Ar] 4s ²	4	0	0	-½	4	0	0	-½
25-[Ar] 4s ² 3d ⁵	4	0	0	½	4	0	0	-½
34-[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁴	4	1	0	½	4	1	-1	-½
Penúltimo				último				
Configuración	n	l	m _l	m _s	n	l	m _l	m _s
53-[Kr] 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁵	5	1	-1	-½	5	1	0	-½
24-[Ar] 4s¹ 3d⁵	3	2	2	½	4	0	0	½
29-[Ar] 4s¹ 3d¹⁰	3	2	2	-½	4	0	0	½
79-[Xe] 6s¹ 4f¹⁴ 5d¹⁰	5	2	2	-½	6	0	0	½
57-[Xe] 6s² 5d¹	6	0	0	½	6	0	0	-½

1.51. Escribir la configuración electrónica y los números cuánticos del último electrón en ser llenado de cada uno de los siguientes átomos: $^{96}_{42}\text{Mo}$; $^{23}_{11}\text{Na}^+$; $^{181}_{73}\text{Ta}$; $^{249}_{98}\text{Cf}$ (Chang & Goldsby, 2016).

$^{96}_{42}\text{Mo}$; [Kr] 5s¹ 4d⁵ para mayor número de electrones desapareados (4, 2, 2, +½)

$^{23}_{11}\text{Na}^+$; 1s² 2s² 2p⁶; [Ne] (2, 1, 1, -½)

$^{181}_{73}\text{Ta}$; [Xe] 6s² 4f¹⁴ 5d³ (5, 2, 0, +½)

$^{249}_{98}\text{Cf}$; [Rn] 7s² 5f¹⁰ (5, 3, -1, -½)

1.52. La configuración electrónica de un átomo $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, escriba los números cuánticos de cada electrón del elemento.

Orbital	N	ℓ	m_ℓ	m_s
$1s^1$	1	0	0	$+1/2$
$1s^2$	1	0	0	$-1/2$
$2s^1$	2	0	0	$+1/2$
$2s^2$	2	0	0	$-1/2$
$2p^1$	2	1	-1	$+1/2$
$2p^2$	2	1	0	$+1/2$
$2p^3$	2	1	1	$+1/2$
$2p^4$	2	1	-1	$-1/2$
$2p^5$	2	1	0	$-1/2$
$2p^6$	2	1	1	$-1/2$
$3s^1$	3	0	0	$+1/2$
$3s^2$	3	0	0	$-1/2$

1.53. Determine el elemento a partir de los números cuánticos de **su último electrón en ser llenado**: a) $(1, 0, 0, -1/2)$; b) $(5, 3, -1, -1/2)$; c) $(4, 2, 2, +1/2)$; d) $(2, 1, 1, -1/2)$ (Chang & Goldsby, 2016).

a) $(1, 0, 0, -1/2)$

$n = 1$

$\ell = 0 = s$

$m_\ell = 0$ y m_s indicaría que los electrones están apareados (2 electrones)

Ahora podemos determinar la distribución electrónica:

$1S^2$, el número de electrones es 2 a su vez $Z=2$ por lo tanto el elemento es He

b) $(5, 3, -1, -1/2)$

$n = 5$

$\ell = 3 = f$

$m_\ell = -1$

-3	-2	-1	0	1	2	3
----	----	----	---	---	---	---

$m_s = -1/2$ indicaría que los electrones están apareados (2 electrones)

$\uparrow \downarrow$	$\uparrow \downarrow$	$\uparrow \downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow
-----------------------	-----------------------	-----------------------	------------	------------	------------	------------

$5f^{10}$

Ahora podemos determinar la distribución electrónica:

[Rn] $7s^2 5f^{10}$, el número de electrones es 98 a su vez Z=98 por lo tanto, el elemento es $^{249}_{98}Cf$

c) $(4, 2, 2, +\frac{1}{2})$

N = 4

$\ell = 2 = d$

$m_\ell = 2$

-2	-1	0	1	2
----	----	---	---	---

$m_s = \frac{1}{2}$ indicaría que los electrones están desapareados (1 electrón)

↑	↑	↑	↑	↑
---	---	---	---	---

$4d^5$

Ahora podemos determinar la distribución electrónica:

[Kr] $5s^2 4d^5$, el número de electrones es 43 a su vez Z=43 por lo tanto el elemento es Tc o

[Kr] $5s^1 4d^5$, el número de electrones es 42 a su vez Z=42 por lo tanto el elemento es Mo

e) $(2, 1, 1, -\frac{1}{2})$

N = 2

$\ell = 1 = p$

$m_\ell = 1$

-1	0	1
----	---	---

$m_s = -\frac{1}{2}$ indicaría que los electrones están apareados (2 electrones)

↑↓	↑↓	↑↓
----	----	----

$2p^6$

Ahora podemos determinar la distribución electrónica:

[He] $2s^2 2p^6$, el número de electrones es 10 a su vez Z=10 por lo tanto el elemento es Ne

1.54. Responder razonando la respuesta, del siguiente enunciado, indicando si es correcto o falso: "Los valores (3,2,2, $\frac{1}{2}$) representan a un electrón situado en un orbital 3d"

La configuración para dichos números cuánticos corresponde a un electrón $3d^5$ o $3d^9$ por lo que se concluye que el enunciado es correcto.

1.55. Determine los errores en los siguientes números cuánticos a) (1, 0, $\frac{1}{2}$, $\frac{1}{2}$); b) (3, 0, 0, + $\frac{1}{2}$); c) (2, 2, 1, + $\frac{1}{2}$); d) (4, 3, -2, + $\frac{1}{2}$); e) (3, 2, 1, 1) (Chang & Goldsby, 2016).

a) (1, 0, $\frac{1}{2}$, $\frac{1}{2}$) número ml $\frac{1}{2}$ es imposible.

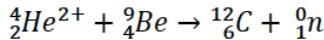
b) (3, 0, 0, + $\frac{1}{2}$) $3s^1$ posible.

c) (2, 2, 1, + $\frac{1}{2}$) 2d es imposible.

d) (4, 3, -2, + $\frac{1}{2}$) 4f posible.

e) (3, 2, 1, 1) número ms 1 es imposible.

1.56. La fusión nuclear producida al bombardear un elemento cuyo último electrón tiene los números cuánticos (1, 0, 0, - $\frac{1}{2}$), contra un elemento cuyo último electrón tiene los números cuánticos (2, 0, 0, - $\frac{1}{2}$) sumando los números atómicos de los dos elementos anteriores determine, el nuevo elemento resultante y los números cuánticos del último electrón del nuevo elemento.



Es el experimento de Chadwick

Distribución electrónica del C $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2 \rightarrow (2, 1, 0, \frac{1}{2})$



C A P I T U L O 2

PROPIEDADES PERIÓDICAS

INTRODUCCIÓN

En este capítulo se estudiará de manera muy concreta, la breve historia de la tabla periódica y los principales investigadores que colaboraron a su desarrollo desde las primeras ideas planteadas por Döbereiner en 1817 hasta su diseño final con Moseley en 1915.

Posterior a la revisión histórica, se analizarán algunos conceptos previos al estudio de la tabla periódica y la estructura de la misma, para finalmente estudiar las principales propiedades periódicas y sus tendencias en los elementos. Las ilustraciones de este capítulo fueron creadas en BioRender <https://app.biorender.com/>.

Breve historia de la tabla periódica

El químico alemán **Johann Wolfgang Döbereiner**, en 1817, agrupó los elementos que poseían propiedades químicas similares en grupos de tres, denominados tríadas. Su trabajo fue uno de los primeros intentos de reconocer patrones en las propiedades de los elementos (Brito et al., 2005; Yang & Choi, 2023).

En 1862, el geólogo **Alexandre-Émile Béguyer de Chancourtois** desarrolló la “hélice telúrica”, en la cual dispuso los elementos químicos en un cilindro ordenados por su masa atómica, notando cierta periodicidad en sus propiedades. Sin embargo, su trabajo no tuvo gran reconocimiento en su época (Scerri, 2019).

En 1864, el químico británico **John Newlands** organizó los elementos conocidos en función de su masa atómica y descubrió un patrón en sus propiedades, formulando la Ley de las Octavas (Yang & Choi, 2023). Según esta teoría, cada ocho elementos presentaban propiedades similares, de manera análoga a la repetición de notas en una escala musical. Sin embargo, su modelo no pudo explicar la existencia de los gases nobles, ya que estos aún no se habían descubierto (Yang & Choi, 2023).

En 1869, el químico ruso **Dmitri Mendeléyev** propuso un sistema de clasificación en el que ordenó los elementos en función de su masa atómica creciente, dejando espacios vacíos para elementos aún no descubiertos y prediciendo sus propiedades.

Su tabla periódica se basaba en la periodicidad de las propiedades químicas y permitió el descubrimiento posterior de varios elementos (Gaffney & Marley, 2017; Yang & Choi, 2023).

De manera independiente, en 1869, el químico alemán **Lothar Meyer** desarrolló un sistema de clasificación similar basado en la masa atómica y las propiedades periódicas de los elementos. Sin embargo, a diferencia de Mendeléyev, Meyer no realizó predicciones sobre elementos aún no descubiertos, lo que hizo que su trabajo tuviera menor impacto (Brito et al., 2005; Burns, 2011b; Nature, 2023; Scerri, 2019).

En 1913, el físico británico **Henry Moseley** determinó que el número atómico (en lugar de la masa atómica) era el criterio fundamental para organizar los elementos en la tabla periódica (Gaffney & Marley, 2017; Yang & Choi, 2023). Su descubrimiento corrigió ciertas irregularidades en la clasificación de Mendeléyev y permitió establecer el ordenamiento moderno de la tabla periódica. Finalmente, la tabla periódica ha evolucionado con el tiempo, incorporando la disposición actual de los elementos en grupos y períodos, con la inclusión de los gases nobles y la identificación de nuevos elementos sintéticos. El diseño actual de la tabla periódica es el resultado de varias contribuciones a lo largo del tiempo, pero su formato moderno se debe principalmente a **Glenn T. Seaborg** (1945) (Gaffney & Marley, 2017; Nature, 2023).

En la Figura 2.1. se resume la historia de la tabla periódica, y en la Figura 2.2. se muestra la tabla periódica actual.

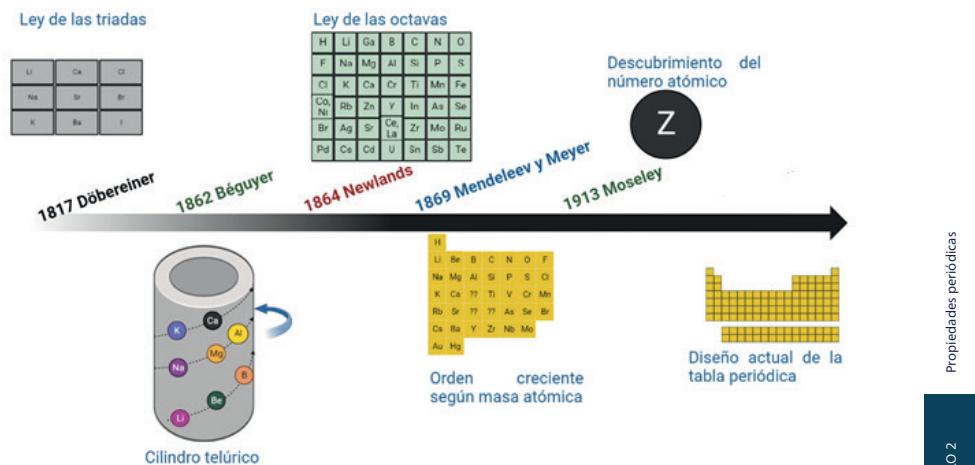


Figura 2.1. Línea de tiempo de la historia de la tabla periódica. La figura resume los principales aportes a lo largo de los años. (Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com).

1 H																			2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne		
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar		
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr		
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe		
55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn		
87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og		
		*	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu		
		**	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr		

Figura 2.2. Tabla periódica moderna. (Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com)

¿CUÁL ES EL ÚLTIMO ELEMENTO?

En la actualidad se tienen 118 elementos químicos; sin embargo, entre más grande sea un núcleo, más rápido deben viajar los electrones de la última órbita. Varios cálculos teóricos indican que cuando sea 170 la velocidad del electrón alcanzará la velocidad de la luz (algo imposible en nuestro universo); por lo que se concluye que pasado ese número atómico es imposible la existencia de más elementos, en embargo, efectos relativistas pueden plantear la posibilidad de islas de estabilidad. (*Beyond Element 118: The next Row of the Periodic Table | News | Chemistry World*, n.d.).

Constitución de la tabla periódica

La tabla periódica ordena los elementos químicos según sus propiedades en grupos y periodos con base en su número atómico (Burns, 2011b; Gaffney & Marley, 2017).

Grupos o familias (columnas de la tabla periódica): Los grupos de la tabla periódica pueden seguir el sistema Internacional que consiste en una numeración del 1 al 18 en cada columna. Por otro lado, se tiene el sistema USA (el más usado en Latinoamérica) que consiste en asignar a cada grupo principal la letra A y números del 1 al 8 y los metales de transición la letra B, véase la figura 2.3 (Petrucci et al., 2017a).

Periodo (filas de la tabla periódica): Se enumeran desde el 1 al 7 e indican el nivel de energía correspondiente al número cuántico principal (n), en la figura 2.3. se muestra la diferencia entre grupos y periodos (Gaffney & Marley, 2017; Petrucci et al., 2017a).

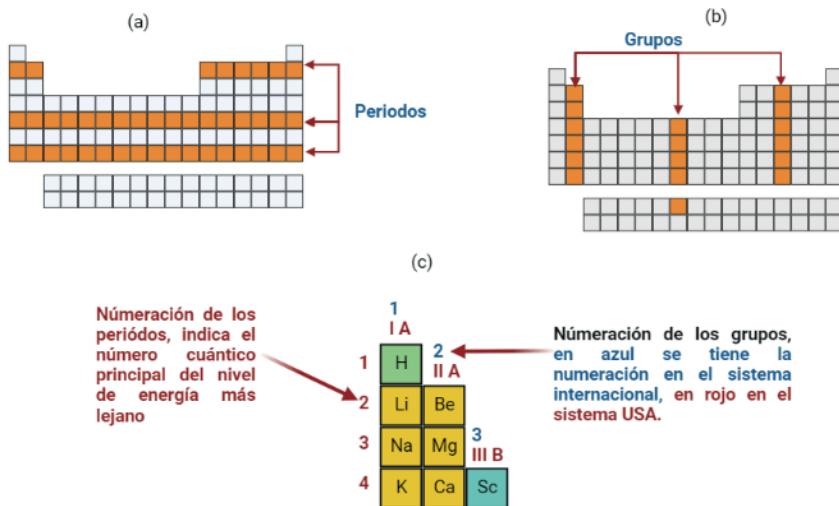


Figura 2.3. Representación de la tabla periódica. (a) muestra los grupos en la tabla periódica, (b) los períodos, (c) la numeración de grupos y períodos.
(Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com)

Nota: el H no pertenece a ningún grupo, pero por tradición se lo mantiene en los alcalinos.

Grupos o familias

Grupo 1 o 1A: Alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr): Los metales alcalinos son metales suaves, opacos y altamente reactivos. Su principal característica es que poseen un solo electrón de valencia, lo que da lugar a enlaces metálicos débiles entre los átomos. Esta baja densidad electrónica, combinada con su gran radio atómico y una estructura cristalina poco compacta, permite que los átomos se deslicen fácilmente entre sí, lo que explica su textura blanda y maleable. Todos ellos presentan una configuración electrónica que termina en ns^1 y tienen valencia 1+, lo que significa que tienden a perder ese único electrón con facilidad para formar cationes. Debido a su alta reactividad, especialmente con el agua (con la que reaccionan violentamente formando hidróxido e hidrógeno gaseoso), no se encuentran en estado puro en la naturaleza, sino formando compuestos iónicos estables, como sales (Burns, 2011b; Masterton et al., 2012).

Grupo 2 o 2A: Alcalinotérreos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra): Son metales grisáceos, blandos, quebradizos y no se encuentran puros en la naturaleza. Se oxidan rápidamente y son menos reactivos que los alcalinos. Estos elementos tienen valencia 2 y su distribución electrónica termina en ns^2 (Chang & Goldsby, 2016b; Gaffney & Marley, 2017).

Grupo 13 o 3A: Estos elementos presentan propiedades químicas muy diversas. El boro es un metaloide con características no metálicas marcadas, mientras que el aluminio se comporta principalmente como un metal, aunque comparte ciertas similitudes químicas con el boro y con los metales del grupo 2. Los elementos galio, indio y talio son metales típicos, aunque el talio muestra algunas analogías con el plomo y el mercurio. La configuración electrónica general del grupo es ns^2np^1 (Burns, 2011b; Gaffney & Marley, 2017).

Grupo 14 o 4A: Carbonoides (C, Si, Ge, Sn Pb): exhiben comportamientos variados. Por ejemplo, el carbono es un no metal, mientras que el Si y el Ge son metaloides; finalmente, el Pb y Sn son metales. Los elementos de este grupo tienen estados de oxidación 2+ (más estables que 4+). Además, su distribución electrónica termina en ns^2p^2 (Gaffney & Marley, 2017).

Grupo 15 o 5A: Nitrogenoides (N, P, As, Sb, Bi): presentan propiedades de metales y no metales. Así: el nitrógeno y el fósforo son no metales, el arsénico y antimonio son metaloides y el bismuto es un metal. Los electrones "p" de estos elementos son fácilmente removibles, mientras que los electrones "s" tienen energías de ionización significativamente más altas. La distribución electrónica de este grupo termina en ns^2p^3 (Gaffney & Marley, 2017).

Grupo 16 o 6A: Calcógenos o anfígenos (O, S, Se, Te, Po): el elemento más representativo de este grupo es el oxígeno. Este elemento es un no metal electronegativo capaz de formar puentes de hidrógeno. Este grupo contiene al azufre, que es un no metal aislante. Además, del selenio y teluro, que son semiconductores y el polonio, que es un metal conductor eléctrico. La distribución electrónica de este grupo termina en ns^2p^4 (Burns, 2011b).

Grupo 17 o 7A: Halógenos (F, Cl, Br, I, At): son los no metales más reactivos. Además, el astato es el elemento más pesado de los halógenos. Por otro lado, el flúor tiene una reactividad diferente que el resto de los halógenos debida a su altísima electronegatividad. La distribución electrónica grupal de este grupo termina en ns^2p^5 (Burns, 2011b).

Grupo 18 o 8A: Gases nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn): son elementos inertes ya que poseen todos sus orbitales llenos. Generalmente son muy poco reactivos con otros elementos. Son átomos aislados en estado gaseoso y su distribución electrónica grupal termina en ns^2p^6 con excepción del He que solo posee el orbital $1s^2$ (Burns, 2011a; Petrucci et al., 2017a).

Grupos del 1B al 8B: Metales de transición: son metales que poseen orbitales "d" parcialmente llenos (excepto Zn, Cd, Hg). Gracias a esta característica tienen una mayor conducción eléctrica. Además, tienen varios estados de oxidación, sus compuestos son coloreados y paramagnéticos, son buenos catalizadores y pueden formar compuestos de coordinación (Burns, 2011a, 2011b).

En el caso de los elementos del grupo 11 de los metales de transición (cobre, plata y oro), ocurre un fenómeno particular: el cobre y el oro son los únicos metales que no presentan un color plateado, lo cual se debe a su estructura electrónica y a efectos relativistas. En el cobre (Cu), el color rojizo surge por un equilibrio entre las configuraciones electrónicas $4s^13d^{10} \leftrightarrow 4s^23d^9$. Este equilibrio permite que los electrones puedan realizar transiciones entre orbitales s y d, absorbiendo selectivamente fotones de alta energía (azules), lo que da como resultado una reflexión enriquecida en tonos rojos (Burns, 2011b).

En contraste, aunque la plata (Ag) tiene una configuración electrónica similar $5s^14d^{10}$, no presenta el mismo equilibrio, ya que posee un radio atómico mayor y una mayor separación energética entre los orbitales s y d, lo que impide estas transiciones electrónicas. Como consecuencia, la plata refleja toda la luz visible sin absorber selectivamente ningún color, y por ello se percibe como plateada (Burns, 2011b).

El caso del oro (Au) es aún más interesante. A pesar de ser más pesado que la plata, sí permite transiciones entre $6s^14f^{14}5d^{10} \leftrightarrow 6s^24f^{14}5d^9$, lo que implica la absorción de fotones azules y la reflexión de luz amarilla característica. Esto se explica gracias a un fenómeno conocido como **contracción lantánida**: los electrones de los orbitales 4f, presentes en elementos pesados como el oro, no apantanllan eficazmente la carga nuclear. Como resultado, los electrones externos (como los del orbital 6s) son atraídos más fuertemente hacia el núcleo, reduciendo el tamaño atómico del oro más de lo que cabría esperar. Esta contracción permite que los orbitales 6s y 5d estén lo suficientemente próximos en energía para permitir transiciones electrónicas que dan lugar a su color dorado distintivo (Cretu & Van Der Lingen, 1999; Guerrero et al., 1999).

Otro caso especial es el del mercurio, el único metal que se encuentra en estado líquido incluso a 0 °C. Esta propiedad tan inusual se debe a efectos de la mecánica relativista. En elementos tan pesados como el mercurio, los electrones del nivel 6s se desplazan a velocidades cercanas a la velocidad de la luz. Esto provoca un aumento en su masa efectiva, lo que a su vez genera una contracción significativa de su órbita. Como consecuencia, los dos electrones del orbital 6s quedan fuertemente atraídos hacia el núcleo y no participan en los enlaces metálicos. Al no poder establecerse enlaces fuertes entre los átomos de mercurio, la estructura metálica se debilita considerablemente, lo que explica su estado líquido a temperatura ambiente. Esta falta de cohesión también se refleja en su alta presión de vapor y baja conductividad eléctrica en comparación con otros metales (Norrby, 1991).

Metales de transición interna (Lantánidos y actínidos): Son metales cuyas configuraciones electrónicas incluyen orbitales f parcialmente llenos. Los lantánidos presentan llenado del subnivel 4f, mientras que los actínidos del subnivel 5f. Aunque los electrones f se encuentran más internos y su participación directa en los enlaces

químicos es limitada, estos influyen notablemente en las propiedades magnéticas, espectroscópicas y químicas de los elementos. Muchos de ellos se consideran raros en la naturaleza debido a su baja concentración o dificultad de separación (Burns, 2011a).

Nota: **Valencia** es la capacidad de combinación de un átomo, no se considera el signo. **Número de oxidación** representa la carga eléctrica del elemento al ganar o perder electrones, (+) si pierde y (-) si gana.

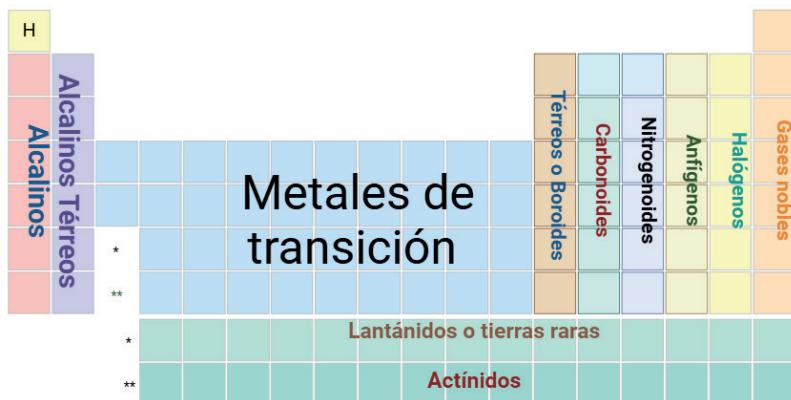


Figura 2.4. Tabla periódica dividida en familias. (Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com)

1 H																			2 He
3 Li	4 Be																		
11 Na	12 Mg																		
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr		
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe		
55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn		
87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og		
		*	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu		
		**	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr		

Figura 2.5. Tabla periódica dividida en metales en gris, no metales en azul y metaloides en mostaza. (Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com)

Conceptos previos a las propiedades periódicas

Usualmente se escuchan términos como isótopos, isóbaros e isoelectrónico. En este capítulo se revisará de manera muy resumida estos conceptos antes de iniciar el estudio de las propiedades periódicas.

Isótopos, Isóbaros, Isótonos, Isoelectrónicos

Isótopos: Elementos con el mismo **número atómico** pero diferente número mísico. Por ejemplo: ^1H , ^2H , ^3H o ^{12}C , ^{13}C , ^{14}C (Brown, H. Eugene LeMay, et al., 2017).

Isóbaros: Elementos con el mismo **número mísico** pero diferente número atómico, ejemplo: $^{40}_{20}\text{Ca}$, $^{40}_{18}\text{Ar}$.

Isótonos: Elementos con diferente número mísico y diferente número atómico pero igual **número de neutrones**, ejemplo: $^{23}_{11}\text{Na}$, $^{24}_{12}\text{Mg}$.

$$^{23}_{11}\text{Na} = 23 - 11 = 12 \text{ n} \quad ^{24}_{12}\text{Mg} = 24 - 12 = 12 \text{ n}$$

Isoelectrónicos: Que tienen la misma **configuración electrónica** (Burns, 2011b).



Ejemplo 2.1. Complete la siguiente tabla y determine cuáles elementos son isótopos, isóbaros, isótonos.

	Z	A	p^+	e^-	n	Isótopo	Isóbaro	Isótomo	Isoelectrónico
$^{58}_{30}\text{A}$									
$^{73}\text{B}^{1-}$				39					
$^{25}\text{C}^{2+}$					27				
^{51}D					23				
E^{2-}	38				37				
F^{3+}		52	29						

Para el primer caso A, = 30 y A - Z nos dará el número de neutrones, finalmente al no ser un ion, z será el número de protones y también el número de electrones.

Para B, A =73, al ser un anión (ganó 1 electrón) nos permite calcular Z, Z=39-1=38, y será también el número de protones, A-Z nos dará el número de neutrones, 73-38=35.

Para C, Z =25=protones, al ser un catión (perdió 2 electrones), sus electrones serán 25-2=23, la suma de los neutrones y Z nos dará A (27+25=52).

Para D, A=51, al ser elemento neutro los electrones nos darán Z, protones=23, los neutrones serán A-Z=51-23=28.

Para E, Z=38=protones, A=Z + n=38+37=75, al ser un anión (ganó 2 electrones) el número de electrones será 38+2=40.

Para F, A =59, protones=29=Z, al ser un catión (perdió 3 electrones) e⁻=29-3=26, finalmente n será A-Z=52-29=23.

Ahora los isótopos son Z iguales, por lo cual, B y E son isótopos; Isóbaros A iguales, por lo tanto, C y F son isóbaros; isótonos son el número de neutrones iguales, de tal manera que, A y D son isótonos.

	Z	A	p ⁺	e ⁻	n	Isótopo	Isóbaro	Isótono	Isoelectrónico
⁵⁸ ₃₀ A	30	58	30	30	28			X	
⁷³ B ¹⁻	38	73	38	39	35	X			
²⁵ C ²⁺	25	52	25	23	27		X		X
⁵¹ D	23	51	23	23	28			X	X
³⁸ E ²⁻	38	75	38	40	37	X			
²⁹ F ³⁺	29	52	29	26	23		X		

Unidad de masa atómica y masa atómica ponderada

Definición de << u >>

(Unidad de Masa Atómica) Se define como la doceava parte de la masa de un átomo ¹²C , en otras palabras, un átomo de ¹²C pesa 12 u (Brown, H. Eugene LeMay, et al., 2017; Petrucci et al., 2017a).

La equivalencia de una u en el sistema internacional es:

$$1 \text{ u} = 1,66 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Ejemplo 2.2. Calcule la masa en kg de una molécula de H₂SO₄.

$$\text{H} \rightarrow 1 \cdot 2 = 2 \text{ u}$$

$$\text{S} \rightarrow 32 \cdot 1 = 32 \text{ u}$$

$$\text{O} \rightarrow \underline{16 \cdot 4 = 64 \text{ u}}$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u}$$

$$98 \text{ u} \times \frac{1,66 \times 10^{-27} \text{ kg}}{1 \text{ u}} = 1,62 \times 10^{-25} \text{ kg}$$

¿Cómo se relaciona u con g/mol?

A través del número de Avogadro es posible demostrar que la y los gramos mol son iguales en su valor numérico (Petrucci et al., 2017a).

Analicemos el caso del ácido sulfúrico H₂SO₄:

$$98 \text{ u} \times \frac{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1 \text{ u}} \times \frac{1 \text{ 000 g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{6,022 \cdot 10^{23}}{1 \text{ mol}} \approx 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Masa atómica ponderada

Las masas atómicas que se encuentran en la tabla periódica son una ponderación que depende de la abundancia de los isótopos de un elemento y las masas de cada isótopo (Brown, H. Eugene LeMay, et al., 2017).

Esta masa atómica puede calcularse con la siguiente ecuación:

$$\text{Masa atómica} = \sum_{n=1}^i \text{Abundancia del isótopo}_n \times \text{Masa del isótopo}_n \quad (2.1.)$$

En un lenguaje no tan matemático,

$$\text{Masa atómica} = \text{Abundancia del isótopo}_1 \cdot \text{Masa del isótopo}_1 + \text{Abundancia del isótopo}_2 \cdot \text{Masa del isótopo}_2 + \dots$$

En el caso de que la abundancia natural del isótopo esté expresada en porcentaje se debe dividir la ecuación 2.1. para 100%.

$$\text{Masa atómica} = \sum_{n=1}^i \frac{\text{Abundancia del isótopo}_n \times \text{Masa del isótopo}_n}{100\%} \quad (2.2.)$$

Ejemplo 2.3. Calcule la masa atómica ponderada del Sr en u y su masa en g/mol, sabiendo que:

	Masa (u)	Abundancia
⁸⁴ Sr	83,9134	0,005
⁸⁶ Sr	85,9094	0,099
⁸⁷ Sr	86,9089	0,07
⁸⁸ Sr	87,9056	0,8260

$$\text{Masa atómica} = \text{Abundancia del isótopo}_1 \cdot \text{Masa del isótopo}_1 + \text{Abundancia del isótopo}_2 \cdot \text{Masa del isótopo}_2 + \dots$$

$$\text{Masa atómica} = (83,9134 \text{ u}) \times (0,005) + (85,9094 \text{ u}) \times (0,099) + (86,9089 \text{ u}) \times (0,07) + (87,9056 \text{ u}) \times (0,8260) = 87,62 \text{ UMA}$$

$$87,62 \text{ u} \times \frac{1,66 \times 10^{-27} \text{ kg}}{1 \text{ u}} \times \frac{1 \text{ 000 g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{6,022 \times 10^{23}}{1 \text{ mol}} = 87,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Ejemplo 2.4. Calcule la masa atómica ponderada del C en u sabiendo que:

	Masa (u)	Abundancia (%)
¹² C	12,000000	98,89
¹³ C	13,003345	1,11

$$\text{Masa atómica} = \sum_{n=1}^i$$

$$\text{Masa atómica} = \frac{(12 \text{ u} \times 98,89\%) + (13,003345 \text{ u} \times 1,11\%)}{100\%} = 12,011137 \text{ u}$$

1.4. Propiedades periódicas

Las propiedades periódicas son un conjunto de características físicas y químicas que presentan los elementos. Las propiedades de los elementos dependen de su posición en la tabla periódica y tienden a repetirse entre cada periodo (Burns, 2011b; Masterton et al., 2012).

Por ejemplo, el litio (Grupo 1A) tiene un electrón en su último nivel, mientras el berilio (grupo 2A) tiene 2 electrones en su último nivel. Entonces, si avanzamos a través de los grupos hasta el 8A, se tendrá que el neón posee 8 electrones y es el último elemento en el periodo 2. Asimismo, si observamos el periodo 3, el sodio (grupo 1A) vuelve a tener un electrón, el magnesio (grupo 2 A) tiene 2 electrones y así sucesivamente hasta el argón (grupo 8 A) con 8 electrones (Chang & Goldsby, 2016a).

En cada periodo se repite la distribución electrónica pero en un nivel más alto.

	1 IA	2 IIA
1	H $1s^1$	Li $2s^1$
2		Be $2s^2$
3	Na $3s^1$	Mg $3s^2$
4	K $4s^1$	Ca $4s^2$

Figura 2.6. Distribución electrónica en los elementos de los grupos 1 (ns^1) y 2 (ns^2) de la tabla periódica. Se observa que, al descender en cada grupo, se conserva la configuración general (terminación ns^1 o ns^2), mientras que el número cuántico principal (n) aumenta, lo que refleja el incremento en los niveles de energía ocupados. Esta tendencia estructural explica el aumento del radio atómico y la disminución de la energía de ionización a lo largo del grupo. (Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com)

Las propiedades periódicas que se estudiarán en este capítulo son:

- | Carga nuclear efectiva
- | Radio atómico
- | Radio iónico
- | Electronegatividad
- | Energía de ionización
- | Afinidad electrónica

Antes de revisar el concepto de carga nuclear efectiva, vamos a entender qué es el apantallamiento y qué son los electrones de valencia.

Electrones de valencia

Los electrones de valencia son aquellos que se encuentran en el último nivel energético de un átomo. Estos electrones son los responsables de la formación de enlaces químicos y pueden ser ganados, perdidos o compartidos en una reacción química (Chang & Goldsby, 2016a).

Apantallamiento

El apantallamiento es el efecto de repulsión electrostática ejercido por los electrones internos sobre los electrones de valencia. Este efecto reduce la atracción que el núcleo ejerce sobre los electrones externos, ya que los electrones más internos bloquean parcialmente la carga positiva del núcleo (Brown, LeMay, et al., 2017).

2.4.1. Carga nuclear Efectiva (Z^*)

La carga nuclear efectiva (Z^*) es la carga positiva neta que experimenta un electrón en un átomo. Esta resulta de la atracción ejercida por el núcleo (protones) y la interferencia o apantallamiento causada por los electrones más internos (Petrucci et al., 2017b). En otras palabras, representa la fuerza real con la que el núcleo atrae a un electrón específico, especialmente aquellos situados en los niveles más externos, como se ilustra en la Figura 2.7.

Una forma simplificada de estimarla es mediante la expresión:

$$Z^* = Z - S \quad (2.3.)$$

Donde:

Z es el número atómico (carga nuclear total), **S** es el número de electrones de apantallamiento, es decir, los electrones en niveles internos que reducen la atracción nuclear sobre los electrones de valencia (Brown, LeMay, et al., 2017). Aunque este modelo es una aproximación, ayuda a explicar muchas propiedades periódicas, como el radio atómico, la energía de ionización y la electronegatividad.

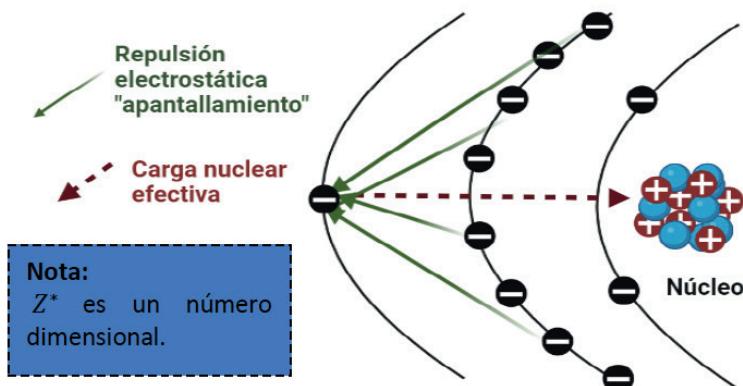


Figura 2.7. Representación del apantallamiento y carga nuclear efectiva. Se representa con flechas verdes la repulsión ejercida por los electrones internos al electrón de valencia, mientras que con la flecha roja entrecortada se representa la fracción de atracción electrostática entre el núcleo y el electrón de valencia. (Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com)

La carga nuclear efectiva puede calcularse restando Z (número atómico) menos el apantallamiento causado por los electrones; sin embargo, las estimaciones de apantallamiento no serán analizadas en este texto. La tendencia de la carga nuclear efectiva es **incrementar de izquierda a derecha a lo largo de los períodos** debido a que en el núcleo incrementa el número de protones mientras que los electrones aumentan en la misma capa o nivel de energía, estos electrones no se apantallan bien entre sí, por estar en la misma capa (Brown, LeMay, et al., 2017; Petrucci et al., 2017b).

Por otro lado, en **grupos** las mediciones experimentales indican que esta **incrementa de abajo hacia arriba** para los elementos representativos, como se muestra en la figura 2.8 (Brown, LeMay, et al., 2017).

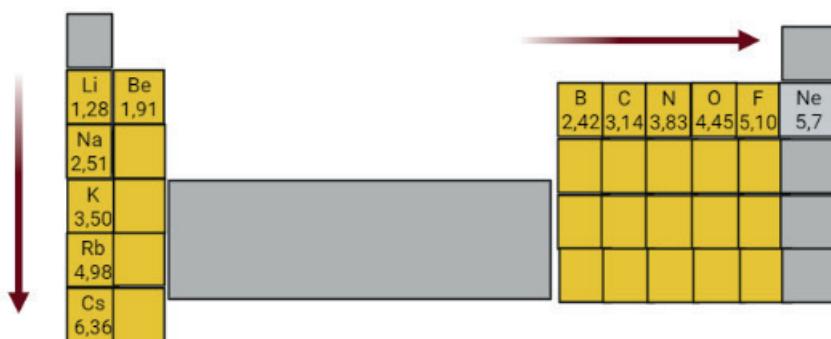


Figura 2.8. Tendencia de la carga nuclear efectiva. Se muestra como esta incrementa entre grupo y períodos para los elementos representativos.

(Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com)

2.4.2. Radio atómico y covalente

El radio atómico es difícil de determinar, debido al principio de incertidumbre de Heisenberg; por lo cual, los radios atómicos actuales son estimaciones que comprenden el 95 % de la densidad electrónica de un átomo (Petrucci et al., 2017b).

El **radio atómico** está definido como la **mitad de la longitud** entre núcleos de 2 átomos metálicos. El **radio covalente**, por otro lado es la mitad de la longitud entre los núcleos de 2 átomos que comparten electrones formando un enlace covalente, debido al traslape de orbitales (Brown, LeMay, et al., 2017; Petrucci et al., 2017b).

Nota:
La tendencia del radio atómico influye directamente en la energía de ionización y en la electronegatividad.

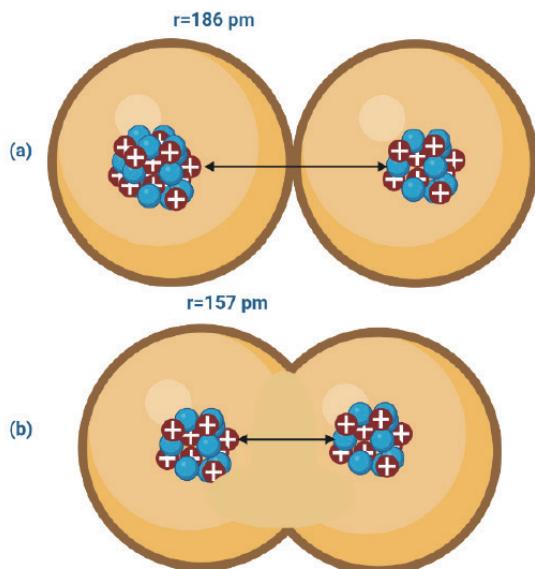


Figura 2.9. Comparaciones entre el radio atómico y el covalente (a) Radio atómico Na, (b) radio covalente Na. (Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com)

Como se evidencia en la figura 2.9., el radio atómico siempre es mayor al radio covalente, puesto que en este último la nube electrónica está compartida. Por ejemplo, en el Sodio (Na) el radio atómico es 186 pm, mientras que su radio covalente es 157 pm.

Su tendencia puede ser deducida de la siguiente manera: en grupos al descender, las capas de electrones aumentan; es decir, el átomo se vuelve más voluminoso. Mientras que, en períodos al incrementar la carga nuclear efectiva, el radio atómico disminuye. La razón es que, al existir mayor atracción de los electrones hacia el núcleo, el volumen del átomo tenderá a disminuir (Brown, LeMay, et al., 2017; Petrucci et al., 2017b).

Nota: Mientras bajamos por los períodos, aumentan las capas en el átomo.

En otras palabras, el radio atómico aumenta en **grupos de arriba hacia abajo** y en **períodos de derecha a izquierda**.

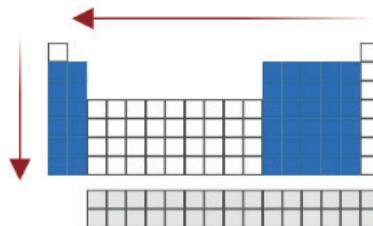


Figura 2.10. Tendencia del radio atómico. Incremento entre grupo y periodos para los elementos representativos. (Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com)

Ejemplo 2.5. Ordene de mayor a menor el radio atómico de los siguientes elementos: Li, Na, Mg, F, O.

El Na y Mg pertenecen al periodo más alto (3) por tal motivo son los átomos más voluminosos. Por otro lado, el Mg tiene 12 protones en el núcleo, mientras que el Na tiene 11; el Mg al tener más protones incrementa la carga nuclear efectiva sobre los electrones 3s reduciendo su volumen. Por tal motivo, el Na tiene mayor radio atómico que el Mg.

$$\text{Na} > \text{Mg}$$

Con el mismo razonamiento analizamos a los elementos Li, F, O (todos del periodo 2), a mayor Z mayor número de protones y menor radio atómico. Ordenando los elementos tendremos:

$$\text{Na} > \text{Mg} > \text{Li} > \text{O} > \text{F}$$

2.4.3. Radio iónico

El radio iónico es la distancia entre el núcleo de un ion con su última capa de electrones. Cuando un elemento **gana** un electrón extra adquiere una carga negativa y se denomina anión. Por otro lado, cuando un elemento **pierde** electrones obtiene una carga positiva, a la cual se le llama catión (Burns, 2011b). Con este antecedente podemos determinar las tendencias del radio iónico: para elementos como los metales, que tienden a perder electrones la atracción positiva que ejerce el núcleo es mucho mayor, reduciendo el volumen del ion; es decir, **el radio de un catión siempre es más pequeño que el radio atómico**. Para el caso de un anión, al ganar electrones la atracción electrostática que ejerce el núcleo sobre los electrones extra no es muy fuerte, lo que produce que la capa extra de electrones incremente el volumen del anión; esto significa que **el radio del anión siempre es mayor al radio atómico** (Burns, 2011b; Petrucci et al., 2017b).

Ejemplo 2.6. Analizar la relación de los radios iónicos entre aniones y cationes del Na y F.

A pesar de tener la misma configuración electrónica, el Na^+ tiene más protones atrayendo la nube electrónica que el F^- , lo que reduce su tamaño.

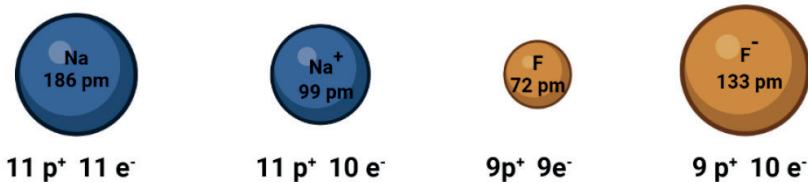
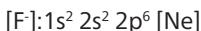
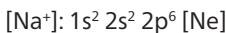


Figura 2.11. Variación de tamaño en cationes y aniones. Se muestra como un elemento al formar un catión reduce su tamaño, mientras que en los aniones incrementa (Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com)

Para comprender la tendencia del radio iónico, es importante distinguir entre aniones y cationes.

En un grupo, los iones tienden a ser más pequeños al ascender, ya que disminuye el número cuántico principal y, por tanto, el número de capas electrónicas. Los cationes son más pequeños que sus átomos neutros, y su tamaño disminuye al ascender en el grupo, debido a una mayor atracción del núcleo sobre menos electrones. Los aniones, al tener más electrones, presentan mayor repulsión electrónica, lo que incrementa su tamaño. Sin embargo, entre aniones del mismo grupo, el de menor radio será el que esté más arriba en la tabla periódica, pues posee menos niveles de energía y mayor carga nuclear efectiva (Brown, LeMay, et al., 2017).

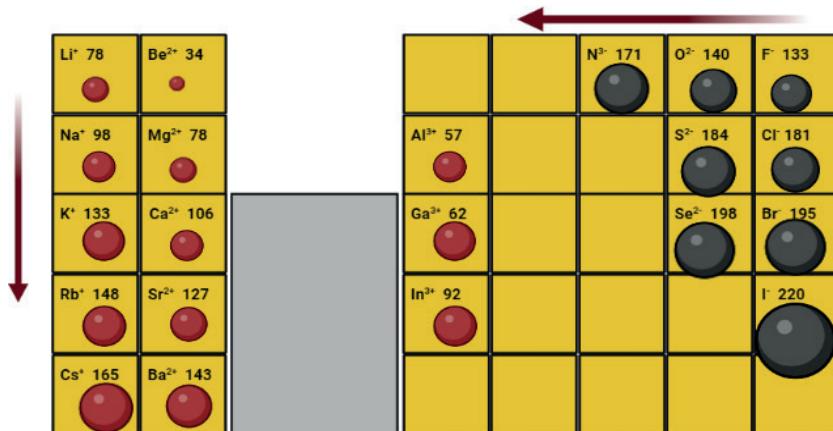


Figura 2.12. Tendencia de incremento del radio iónico. Entre grupo y períodos, en gris se muestra los aniones y en rojo los cationes, en letra pequeña se muestra el radio iónico en pm para los elementos representativos.
(Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com)

Es importante señalar que los radios iónicos no son valores fijos, sino que dependen del estado de oxidación del ion y de su número de coordinación. En general, un mayor estado de oxidación implica un radio más pequeño, mientras que un número de coordinación más alto tiende a aumentar el radio. Por esta razón, los valores tabulados pueden variar según la fuente o el entorno químico considerado.

Ejemplo 2.7.

Explique por qué el F tiene un radio iónico más pequeño que el O²⁻

El flúor es el elemento más electronegativo de la tabla periódica; además, tiene mayor carga nuclear efectiva que el oxígeno, por lo cual, su nube electrónica está más reducida en tamaño. El oxígeno, por otro lado, tiene 2 electrones extra, esto produce una nube electrónica más voluminosa (Gaffney & Marley, 2017).

2.4.4. Electronegatividad

La electronegatividad es la medida de la capacidad de un átomo para atraer electrones compartidos en un enlace covalente (Masterton et al., 2012). **Genera una polarización.**

Si los elementos de una molécula son iguales por ejemplo F₂, la diferencia de electronegatividades es nula y la molécula es apolar (no hay polarización). Por otro lado, si los elementos de una molécula son diferentes como en el HF, el elemento más electronegativo (F) atrae la nube de electrones generando una densidad electrónica negativa δ^- y el elemento menos electronegativo (H) genera una densidad electrónica positiva δ^+ ; como se puede observar en la Figura 2.13.

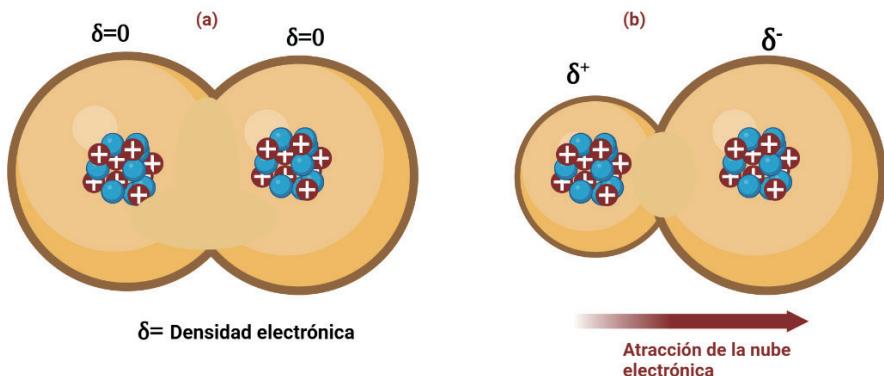


Figura 2.13. Polarización δ de una molécula. (a) molécula apolar, (b) molécula polar, el núcleo del elemento más electronegativo atrae hacia sí la nube electrónica, generando un polo positivo y un polo negativo.
(Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com)

La tendencia de la electronegatividad puede ser deducida de la siguiente manera:

En **grupos**, si el radio de un átomo aumenta, habrá más distancia entre el núcleo positivo; lo que disminuirá la fuerza de atraer electrones compartidos en un enlace covalente; en otras palabras, **a mayor radio atómico menor electronegatividad** (Gaffney & Marley, 2017).

En **periodos**, **cuenta mayor carga nuclear efectiva** (menor apantallamiento) tenga un elemento, existirá mayor atracción de electrones y por tal motivo, **la electronegatividad aumentará** (Gaffney & Marley, 2017).

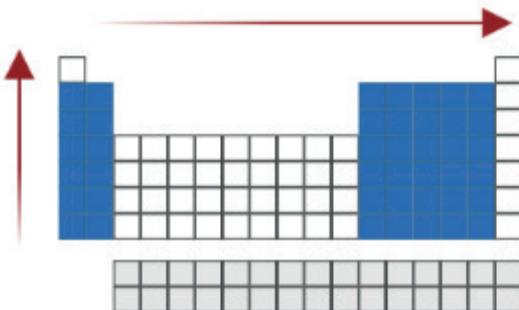


Figura 2.14. Tendencia de incremento de la electronegatividad. En grupos y periodos para los elementos representativos, tendencia cualitativa (no a escala). (Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com)

Existen diferentes escalas que permiten cuantificar la electronegatividad de los elementos. La más utilizada es la escala de Pauling, propuesta por Linus Pauling en 1932, que asigna valores adimensionales basados en las energías de enlace entre átomos (Masterton et al., 2012). En esta escala, el elemento más electronegativo es el flúor (F) con un valor de 3.98, y el menos electronegativo es el francio (Fr), con un valor cercano a 0.7 (Gaffney & Marley, 2017).

2.4.5. Energía de ionización

La energía de ionización es la energía mínima para extraer un electrón de un átomo en estado gaseoso y fundamental (no estado excitado, y en estado gaseoso porque no hay fuerzas de interacción) (Brown, LeMay, et al., 2017; Burns, 2011b; Petrucci et al., 2017b).

Al analizar la tabla periódica, si descendemos por los grupos el átomo se vuelve más grande, y los electrones de la última capa están más alejados del núcleo positivo; es decir que, a mayor radio atómico, los electrones están más alejados del núcleo y la atracción electrostática es menor. Esto permite extraer electrones con menor energía; en otras palabras, **la energía de ionización aumenta en grupos de abajo hacia arriba y en períodos de izquierda a derecha** de los elementos representativos (Burns, 2011b; Petrucci et al., 2017b).

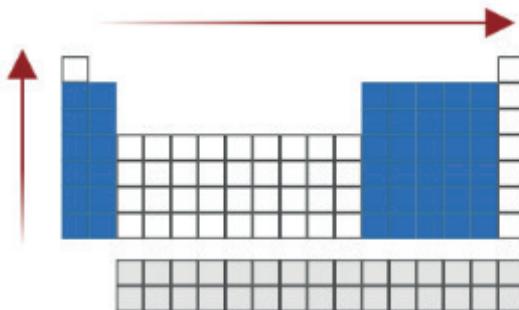


Figura 2.15. Tendencia de incremento de la energía de ionización. En grupo y períodos para los elementos representativos, tendencia cualitativa (no a escala). (Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com)

Es importante mencionar que la energía de ionización incrementa entre más electrones sean removidos. Es decir, si a un átomo se le remueve un electrón, existirán más cargas positivas que atraerán con más fuerza los electrones. Si deseamos remover un segundo electrón tendremos que usar mucha más energía que para el primer electrón, y así para remover un tercer electrón (Burns, 2011b). Por ejemplo, para el calcio se tiene lo siguiente:

Calcio	primera energía de ionización (kJ/mol)	Segunda energía de ionización (kJ/mol)	Tercera energía de ionización (kJ/mol)
	589,5	1 145	4 900

Ejemplo 2.8. Ordene de mayor a menor energía de ionización los siguientes elementos: Li, Na, Mg, F, O.



Ejemplo 2.9. ¿Qué elemento tiene mayor energía de ionización el O o el F?

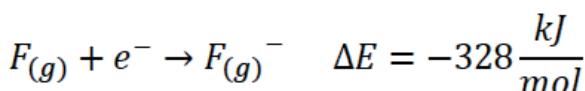
El flúor al tener menor radio atómico que el oxígeno se opondrá con mayor energía a perder un electrón $F > O$.

En un mismo período, existen **excepciones notables a la tendencia general de la energía de ionización**, debidas a la estabilidad especial de ciertas configuraciones electrónicas. Así, el berilio presenta una energía de ionización mayor que el boro, ya que posee la subcapa **2s² completamente llena**, mientras que el nitrógeno supera al oxígeno porque su subcapa **2p³ semillena** es particularmente estable. Estas configuraciones más estables requieren mayor energía para remover un electrón, rompiendo la tendencia creciente habitual dentro del período.

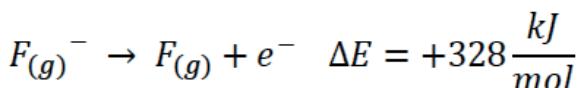
2.4.6. Afinidad electrónica

La afinidad electrónica es el cambio de energía que ocurre cuando un átomo neutro en estado gaseoso acepta un electrón para formar un anión. Este proceso suele ser exotérmico, es decir, libera energía, por lo que el valor de ΔE es generalmente negativo ($\Delta E < 0$) (Brown, LeMay, et al., 2017; Gaffney & Marley, 2017).

Por ejemplo:



Algunos textos plantean que la afinidad electrónica es la variación de energía que se requiere para remover un electrón de un anión en estado gaseoso, y este valor siempre será positivo (Brown, LeMay, et al., 2017).



¡Mucho cuidado!

En este texto se adopta la **convención termodinámica**, según la cual los procesos **exotérmicos se expresan con $\Delta E < 0$** , indicando que el átomo libera energía al ganar un electrón. Por coherencia, todos los valores de afinidad electrónica se reportarán con signo negativo. No obstante, es importante recordar que algunos autores expresan la AE como una **magnitud positiva**, refiriéndose simplemente a la cantidad de energía liberada. Esta distinción de signo no cambia el significado físico del proceso, pero sí requiere consistencia en tablas, ejemplos y discusiones.

Su tendencia en **grupos** puede deducirse de la siguiente manera: si se tiene un núcleo positivo, este tenderá a aceptar cargas opuestas (electrones); sin embargo, entre más grande sea el radio de un átomo más difícil será atraer un electrón ajeno para formar un anión. En periodos, al aumentar la carga nuclear efectiva, aumenta también la facilidad de atraer electrones ajenos (Gaffney & Marley, 2017). En otras palabras, **en grupos la afinidad electrónica aumenta de abajo hacia arriba y en periodos de izquierda a derecha**.

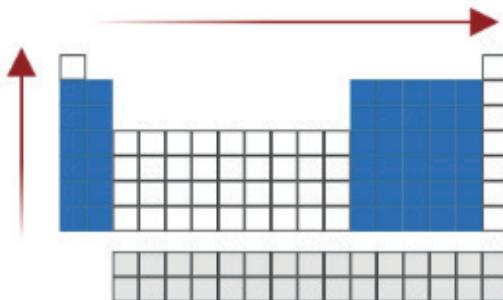


Figura 2.16. Tendencia de incremento de la afinidad electrónica. En grupos y periodos para los elementos representativos, tendencia cualitativa (no a escala). (Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com)

Ejemplo 2.10. Ordene de mayor a menor la afinidad electrónica de los siguientes elementos: K, Ba, S, Cl.

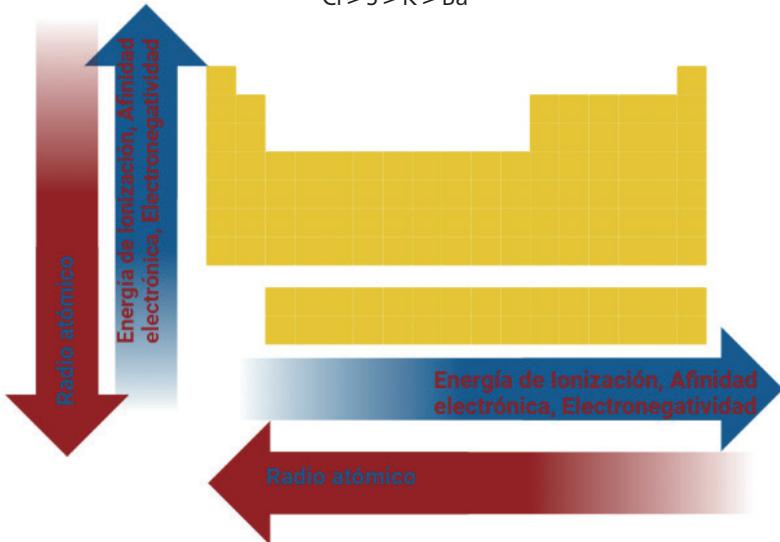
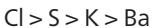


Figura 2.17. Representación general de las tendencias periódicas en la tabla periódica. Se ilustran las variaciones de las propiedades atómicas a lo largo de los períodos (izquierda a derecha) y de los grupos (de arriba hacia abajo). En particular:
Radio atómico: Disminuye de izquierda a derecha y aumenta de arriba hacia abajo.
Energía de ionización y electronegatividad: Aumentan hacia la derecha y hacia arriba. Estas tendencias reflejan el efecto combinado del aumento de la carga nuclear efectiva, el apantallamiento electrónico y la distancia de los electrones de valencia al núcleo. (Fuente: elaborada por los autores, creada con BioRender.com)

A continuación, se presentan las propiedades periódicas de algunos elementos seleccionados, útiles para la resolución de ejercicios y el análisis comparativo. La tabla 2.1. incluye valores de electronegatividad, radios atómicos e iónicos, afinidad electrónica, energía de ionización y masa atómica ponderada. Estos datos permiten identificar tendencias periódicas y fundamentar predicciones sobre el comportamiento químico de los elementos.

Tabla 2.1. Propiedades periódicas de algunos elementos

Z	Símbolo	Electronegatividad	Radio atómico (pm)	Radio iónico (pm)	Afinidad electrónica (kJ/mol)	Primera energía de ionización (kJ/mol)	Masa atómica (u)
1	H	2,20	37	S/D	-73	1312	1,01
2	He	S/D	32	S/D	<0	2372	4,00
3	Li	0,98	152	68	-60	520,2	6,94
4	Be	1,57	111	31	≤0	899,5	9,01
5	B	2,04	88	23	-27	800,6	10,81
6	C	2,55	77	S/D	-122	1086	12,01
7	N	3,04	75	171	0	1402	14,01
8	O	3,44	73	140	-141	1314	15,99
9	F	3,98	71	133	-328	1681	18,99
10	Ne	S/D	69	S/D	<0	2081	20,18
11	Na	0,93	186	99	-53	495,8	22,99
12	Mg	1,31	160	72	≤0	737,7	24,305
13	Al	1,61	143	53	-44	577,5	26,985
14	Si	1,90	111	S/D	-134	786,5	28,085
15	P	2,19	106	212	-72	1012	30,974
16	S	2,58	102	184	-200	999,6	32,06
17	Cl	3,16	99	181	-349	1251	35,45
18	Ar	S/D	97	S/D	<0	1521	39,88
19	K	0,82	196	138	-48	418,8	39,098
20	Ca	1,00	174	100	-2,4	589,8	40,078
21	Sc	1,36	144	75	-18,14	633,1	44,956
22	Ti	1,54	136	Ti ²⁺ 86	-7,62	658,8	47,867
23	V	1,63	125	V ²⁺ 79 V ³⁺ 64	-50,65	650,9	50,942
24	Cr	1,66	127	Cr ²⁺ 82 Cr ³⁺ 62	-64,26	652,9	51,996
25	Mn	1,55	139	Mn ²⁺ 83	No medible	717,3	54,938
26	Fe	1,83	125	Fe ²⁺ 77 Fe ³⁺ 65	-14,57	762,5	55,845
27	Co	1,88	126	Co ²⁺ 75 Co ³⁺ 61	-63,87	760,4	58,693
28	Ni	1,91	121	Ni ²⁺ 70	-111,53	737,1	63,546
29	Cu	1,90	138	Cu ¹⁺ 96 Cu ²⁺ 73	-119,16	745,5	65,38
30	Zn	1,65	131	75	No medible	906,4	69,723

Continuación Tabla 2.1. Propiedades periódicas de algunos elementos

Z	Símbolo	Electronegatividad	Radio atómico (pm)	Radio iónico (pm)	Afinidad electrónica (kJ/mol)	Primera energía de ionización (kJ/mol)	Masa atómica (u)
31	Ga	1,81	126	62	-29	578,8	72,63
32	Ge	2,01	122	S/D	-118	762,2	74,922
33	As	2,18	119	S/D	-77	947	78,971
34	Se	2,55	116	198	-195	941	79,904
35	Br	2,96	114	196	-325	1140	79,904
36	Kr	3,00	110	S/D	<0	1351	83,798
37	Rb	0,82	211	149	-47	403	85,468
38	Sr	0,95	192	113	-4,7	549,5	87,62
46	Pd	2,20	131	S/D	S/D	804,4	106,42
47	Ag	1,93	153	115	S/D	731	107,87
48	Cd	1,69	148	95	S/D	867,8	112,41
49	In	1,78	144	In ³⁺ 92	-29	558,3	114,82
50	Sn	1,96	141	Sn ⁴⁺ 74	-121	708,6	118,71
51	Sb	2,05	138	Sb ⁵⁺ 62	-101	830,6	121,76
52	Te	2,10	135	221	-190	869,3	127,60
53	I	2,66	133	220	-295	1008	126,90
54	Xe	2,60	130	S/D	<0	1170	131,29
55	Cs	0,79	298	170	-45	375,7	132,91
56	Ba	0,89	253	142	-14	502,8	137,33
78	Pt	2,28	139	S/D	-205,32	864,4	195,08
79	Au	2,54	144	Au ¹⁺ 137	-222,74	890,1	196,97
80	Hg	2,00	151	112	No medible	1007	200,59
81	Tl	1,62	170	Tl ¹⁺ 159 Tl ³⁺ 89	-30	589,4	204,38
82	Pb	1,87	175	Pb ²⁺ 119 Pb ⁴⁺ 65	-110	715,6	207,2
83	Bi	2,02	156	Bi ³⁺ 103 Bi ⁵⁺ 76	-110	703,3	208,98
84	Po	2,00	168	S/D	S/D	812,1	209
85	At	2,20	S/D	S/D	S/D	930	210
86	Rn	2,20	152	S/D	<0	1037	222
87	Fr	>0,79	270	194	S/D	393	223

S/D: sin datos.

Los datos fueron tomados de diferentes fuentes, principalmente de: Handbook of Chemistry and Physics (2007) 87th edición CRC Press, Boca Ratón.

LECTURAS RECOMENDADAS

Housecroft, C., E., Sharpe, A., G. (2012). Inorganic Chemistry (4 ed.). Harlow: Pearson.

Housecroft, C., E., Sharpe, A., G. (2006). Química Inorgánica (2 ed., pp. 741-743). Madrid: Pearson Educación.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

Beyond element 118: the next row of the periodic table | News | Chemistry World. (n.d.). Retrieved June 22, 2025, from <https://www.chemistryworld.com/news/beyond-element-118-the-next-row-of-the-periodic-table/9400.article>

Brito, A., Rodríguez, M. A., & Niaz, M. (2005). A reconstruction of development of the periodic table based on history and philosophy of science and its implications for general chemistry textbooks. *Journal of Research in Science Teaching*, 42(1), 84–111. <https://doi.org/10.1002/TEA.20044>

Brown, T. L., H. Eugene LeMay, Jr., Bursten, B. E., Murphy, C. J., Woodward, P. M., & Stoltzfus, M. W. (2017). Atoms, Molecules, and Ions. In M. Walker (Ed.), *Chemistry The Central Science* (14th ed., pp. 42–81). Pearson.

Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C. J., Woodward, P. M., & Stoltzfus, M. W. (2017). Periodic Properties of the Elements. In M. Walker (Ed.), *Chemistry The Central Science* (14th ed., pp. 256–297). Pearson.

Burns, R. A. (2011a). Elementos, átomos y la tabla periódica. In *Fundamentos de Química* (5th ed., pp. 184–221). Pearson Education.

Burns, R. A. (2011b). Propiedades periódicas de los elementos. In *Fundamentos de Química* (5th ed., pp. 184–221). Pearson Education.

Chang, R., & Goldsby, K. A. (2016a). Periodic Relationships Among the Elements. In *Chemistry* (12th ed., pp. 326–367). McGrawHill.

Chang, R., & Goldsby, K. A. (2016b). Quantum Theory and the Electronic Structure of Atoms. In *Chemistry* (12th ed., pp. 274–325). McGrawHill.

Cretu, C., & Van Der Lingen, E. (1999). Coloured gold alloys. *Gold Bulletin*, 32(4), 115–126. <https://doi.org/10.1007/BF03214796/METRICS>

Gaffney, J., & Marley, N. A. (2017). Chapter 2: The Periodic Table of the Elements. In *General Chemistry for Engineers* (pp. 41–73). Elsevier. <https://sci-hub.se/10.1016/B978-0-12-810425-5.00002-3>

Guerrero, A. H., Fasoli, H. J., & Costa, J. L. (1999). Why Gold and Copper Are Colored but Silver Is Not. *Journal of Chemical Education*, 76(2), 200. <https://doi.org/10.1021/ED076P200>

Masterton, W. L., Hurley, C. N., & Neth, E. J. (2012). Electronic Structure and the Periodic Table. In *Chemistry: Principles and Reactions* (7th ed., pp. 155–189). Cengage Learning.

Nature. (2023). How the periodic table survived a war to secure chemistry's future. *Nature*, 613(7944), 413. <https://doi.org/10.1038/D41586-023-00083-4>

Norrby, L. J. (1991). Why is mercury liquid? Or why do relativistic effects not get into chemistry textbooks? *Journal of Chemical Education*, 68(2), 110–113. <https://doi.org/10.1021/ED068P110>

Petrucci, Ralph., Herring, F., Madura, J. D., & Bissonnette, Carey. (2017a). Atoms and the Atomic Theory. In *General chemistry: Principles and Modern Application* (11th ed., Issue 11, pp. 34–67). Pearson.

Petrucci, Ralph., Herring, F., Madura, J. D., & Bissonnette, Carey. (2017b). The Periodic Table and Some Atomic Properties. In *General Chemistry Principles and Modern Applications*.

Scerri, E. R. (2019). Happy 150th Birthday to the Periodic Table. *Chemistry - A European Journal*, 25(31), 7410–7415. <https://doi.org/10.1002/CHEM.201900460>

Yang, S. H., & Choi, J. M. (2023). Mendeleev's Cards: Educational Game to Learn Mendeleev's Idea on the Periodic Table of Elements. *Journal of Chemical Education*, 100(12), 4925–4932. <https://doi.org/10.1021/ACS.JCHEMED.3C00719>

ACTIVIDADES

GLOSARIO

Afinidad electrónica: Energía liberada (usualmente) cuando un átomo neutro en estado gaseoso acepta un electrón. Suele ser más negativa en no metales como los halógenos

Apantallamiento: Reducción de la atracción nuclear que experimentan los electrones de valencia debido a la presencia de electrones internos que “bloquean” parcialmente la carga del núcleo.

Carga Nuclear efectiva: Carga neta que siente un electrón, teniendo en cuenta la atracción del núcleo y el efecto del apantallamiento.

Catión: Ión con carga positiva que se forma cuando un átomo pierde uno o más electrones.

Densidad electrónica: Es una medida de la probabilidad de encontrar electrones dentro de un espacio definido en átomos o moléculas. En moléculas que contienen elementos altamente electronegativos, la densidad electrónica indica que hay una mayor concentración de electrones en torno a los núcleos más electronegativos, debido al desplazamiento de carga electrónica hacia ellos

Distribución electrónica: Es la disposición de los electrones en los diferentes niveles y subniveles de energía dentro de un átomo.

Electronegatividad: Capacidad de un átomo para atraer electrones compartidos en un enlace covalente. El flúor es el más electronegativo.

Electrones de valencia: Electrones situados en el nivel energético más externo de un átomo, responsables de su comportamiento químico.

Electrostática: Es una rama de la física que estudia las relaciones entre partículas cargadas eléctricamente

Elemento representativo: Elementos de los grupos A de la tabla periódica (1A al 8A), cuyos electrones de valencia se encuentran en orbitales s o p.

Grupos: Son las columnas dentro de la tabla periódica y se caracterizan porque cada elemento integrante posee propiedades químicas similares debido a que tienen la misma cantidad de electrones de valencia.

Ionización: Es el proceso mediante el cual un átomo o molécula gana o pierde electrones, adquiriendo una carga eléctrica positiva o negativa.

Nube electrónica: Es la región del espacio alrededor del núcleo de un átomo donde existe una alta probabilidad de encontrar electrones.

Orbital: Es la zona del espacio dentro de un átomo donde hay mayor probabilidad de encontrar un electrón con una energía específica.

Periodos: Son las filas de la tabla periódica y representan los niveles de energía en los que se distribuyen los electrones de un átomo.

Periodicidad: Es la tendencia de ciertas propiedades químicas y físicas de los elementos a repetirse a intervalos regulares en la tabla periódica.

Polaridad: Diferencia en la distribución de la carga eléctrica en una molécula debido a la diferencia de electronegatividad entre los átomos.

Propiedades periódicas: Características físicas o químicas que varían de forma regular en la tabla periódica: radio atómico, electronegatividad, energía de ionización, etc.

SOLUCIONARIO

Clasificación por grado de dificultad

Fácil: 2.11-2.56

Normal: 2.57-2.59

Examen: 2.60-2.63

Masas ponderadas, isótopos, generalidades

2.11. Determinar la masa ponderada sabiendo que:

Masa (<i>u</i>)	Abundancia (%)
-------------------	----------------

^{204}Pb	203,97302	1,4
-------------------	-----------	-----

^{206}Pb	205,97444	24,1
-------------------	-----------	------

^{207}Pb	206,97587	22,1
-------------------	-----------	------

^{208}Pb	207,97663	52,4
-------------------	-----------	------

$$MP = (203,97302) \times \frac{1,4\%}{100\%} + (205,97444) \times \frac{24,1\%}{100\%} + (206,97587) \times \frac{22,1\%}{100\%} + (207,97663) \times \frac{52,4\%}{100\%}$$

$$MP = 207,21 \text{ } u$$

Masa (u) Abundancia (%)

^{63}Cu 62,9296 69,17

^{65}Cu 64,9278 30,83

$$MP = (62,9296) \times \frac{69,17\%}{100\%} + (64,9278) \times \frac{30,83\%}{100\%} = 63,54 \text{ u}$$

Masa (u) Abundancia (%)

^{24}Mg 23,98504 78,99

^{25}Mg 24,98584 10

^{26}Mg 25,98259 11,01

$$MP = (23,98504) \times \frac{78,99\%}{100\%} + (24,98584) \times \frac{10\%}{100\%} + (25,98259) \times \frac{11,01\%}{100\%}$$

$$MP = 24,30 \text{ u}$$

Masa (u) Abundancia (%)

^{16}O 15,994915 98,759

^{17}O 16,999134 0,087

^{18}O 17,999160 0,204

$$MP = (15,994915) \times \frac{98,759\%}{100\%} + (16,999134) \times \frac{0,087\%}{100\%} + (17,999160) \times \frac{0,204\%}{100\%}$$

$$MP = 15,847925 \text{ u}$$

2.12. Calcule la masa en u y kg de una molécula de ácido nítrico (HNO_3)

$$1 \text{ molécula } \text{HNO}_3 \times \frac{63 \text{ u}}{1 \text{ molécula } \text{HNO}_3} \times \frac{1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1 \text{ u}} = 1,04614 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

2.13. Mediante La técnica de espectrometría de masas se obtuvieron las siguientes relaciones de masas: $^{19}\text{F}/^{12}\text{C} = 1,5832$, $^{35}\text{Cl}/^{19}\text{F} = 1,8406$, $^{81}\text{Br}/^{35}\text{Cl} = 2,3140$. Calcule la masa de un átomo de ^{3581}Br en u , sabiendo que la masa del ^{12}C es 12 u (Petrucci, Herring, Madura, Bissonnette. 2017).

$$^{19}\text{F} = 12 \times 1,5832 = 18,998 \text{ u}$$

$$^{35}\text{Cl} = (18,998) \times 1,8406 = 34,968 \text{ u}$$

$$^{81}\text{Br} = (34,968) \times 2,3140 = 80,916 \text{ u}$$

2.14. Determinar la masa atómica ponderal del magnesio sabiendo que sus isótopos tienen los siguientes datos:

Sus masas y sus porcentajes de abundancia en la naturaleza son 23,985042 u , 78,99 %; 24,985837 u , 10,00 %; y 25,982593 u , 11,01 %.

$$MP = (23,985042) \times (0,7899) + (24,985837) \times (0,10) + (25,982593) \times (0,1101)$$

$$MP = 24,31 \text{ } u$$

2.15. Determina la masa atómica promedio del cromo utilizando la siguiente información sobre sus isótopos: sus masas y porcentajes de abundancia natural son 49,9461 u (4.35%), 51,9405 u (83.79%), 52,9407 u (9.50%) y 53,9389 u (2.36%).

$$\begin{aligned} MP &= (49,9461) \times (0,0435) + (51,9405) \times (0,8379) + (52,9407) \times (0,095) + (53,9389) \\ &\quad \times (0,0236) = 51,99 \text{ } u \end{aligned}$$

2.16. La plata tiene dos isótopos naturales ^{107}Ag y ^{109}Ag , sus respectivas abundancias son: ^{107}Ag , 51,84 %; ^{109}Ag , 48,16 %. Consideré que la masa de ^{107}Ag es 106,905092 u . Calcular la masa del isótopo ^{109}Ag .

$$MP = M^{107}\text{Ag} A^{107}\text{Ag} + M^{109}\text{Ag} A^{109}\text{Ag}$$

$$107,868 = (106,905092) \times (0,5184) + M^{109}\text{Ag} \times (0,4816)$$

$$107,868 = 55,42 + M^{109}\text{Ag} \times (0,4816)$$

$$107,868 - 55,42 = M^{109}\text{Ag} \times (0,4816)$$

$$M^{109}\text{Ag} = \frac{107,868 - 55,42}{0,4816} = 108,9 \text{ } u$$

2.17. Determine la abundancia de los isótopos del B sabiendo que la masa ponderada es 10,8110 u , la masa del ^{10}B es 10,0129 u y del ^{11}B es 11,0093 u (Petrucci et al. 2017).

$$MP = M^{10}\text{B} A^{10}\text{B} + M^{11}\text{B} A^{11}\text{B} \quad (1)$$

$$1 = A^{10}\text{B} + A^{11}\text{B} ; A^{11}\text{B} = 1 - A^{10}\text{B} \quad (2)$$

(1) en (2)

$$MP = M^{10}\text{B} A^{10}\text{B} + M^{11}\text{B} (1 - A^{10}\text{B})$$

$$MP = M^{10}\text{B} A^{10}\text{B} + M^{11}\text{B} - M^{11}\text{B} A^{10}\text{B}$$

$$MP - M^{11}\text{B} = M^{10}\text{B} A^{10}\text{B} - M^{11}\text{B} A^{10}\text{B}$$

$$MP - M^{11}\text{B} = A^{10}\text{B} (M^{10}\text{B} - M^{11}\text{B})$$

$$A^{10}\text{B} = \frac{MP - M^{11}\text{B}}{(M^{10}\text{B} - M^{11}\text{B})} = \frac{10,8110 - 11,0093}{10,0129 - 11,0093} = 0,199 \text{ o } 19,9\%$$

$$A^{11}\text{B} = 1 - A^{10}\text{B} = 1 - 0,199 = 0,801 \text{ o } 80,1\%$$

2.18. Los análisis de minerales de cloro muestran que este posee 2 isótopos $^{35}_{17}Cl$ y $^{37}_{17}Cl$, estos se presentan en la naturaleza en una relación en átomos de 19 a 6 respectivamente. Se conoce que sus pesos atómicos son 34,97 y 36,97 u, determinar la masa atómica ponderada del elemento (Petrucci et al. 2017).

$$\frac{A_{17}^{35}Cl}{A_{17}^{37}Cl} = \frac{19}{6} = 3,16 \quad \therefore A_{17}^{35}Cl = 3,16 A_{17}^{37}Cl$$

$$1 = 3,16 A_{17}^{37}Cl + A_{17}^{35}Cl$$

$$1 = 4,16 A_{17}^{37}Cl$$

$$A_{17}^{37}Cl = \frac{1}{4,16} = 0,24 \quad \therefore A_{17}^{35}Cl = 0,76$$

$$MP = (34,97) \times 0,76 + (36,97) \times 0,24 = 35,45 \text{ u}$$

2.19. El neón posee una masa atómica ponderada de 20,18. Dicho elemento tiene tres isótopos cuyas masas atómicas son 19,99 u, 20,99 u, y 21,99 u. Si la abundancia del isótopo de peso atómico intermedio (20,99 u) es del 0,26 %, determine las abundancias de los otros dos isótopos (Petrucci et al. 2017).

$$100 \% = A_{10}^{20}Ne + A_{10}^{21}Ne + A_{10}^{22}Ne$$

$$100 \% = A_{10}^{20}Ne + 0,26 \% + A_{10}^{22}Ne$$

$$100 \% - 0,26 \% = A_{10}^{20}Ne + A_{10}^{22}Ne$$

$$99,74 \% = A_{10}^{20}Ne + A_{10}^{22}Ne$$

$$99,74 \% - A_{10}^{20}Ne = A_{10}^{22}Ne \quad (1)$$

Planteamos una segunda ecuación:

$$MP = M_{10}^{20}Ne A_{10}^{20}Ne + M_{10}^{21}Ne A_{10}^{21}Ne + M_{10}^{22}Ne A_{10}^{22}Ne$$

$$20,18 \text{ UMA} = (19,99 \text{ UMA}) \times A_{10}^{20}Ne + (20,99 \text{ UMA}) \times \left(\frac{0,26}{100} \right) + (21,99 \text{ UMA}) \times A_{10}^{22}Ne \quad (2)$$

Resolvemos el sistema de ecuaciones:

$$20,18 = (19,99) \times A_{10}^{20}Ne + (20,99) \times \left(\frac{0,26}{100} \right) + (21,99) \times \left(\frac{99,74}{100} - A_{10}^{20}Ne \right)$$

$$20,18 - (20,99) \times \left(\frac{0,26}{100} \right) = (19,99) \times A_{10}^{20}Ne + (21,99) \times \left(\frac{99,74}{100} - A_{10}^{20}Ne \right)$$

$$20,12 = (19,99) \times A_{10}^{20}Ne + 21,933 - 21,99A_{10}^{20}Ne$$

$$20,12 - 21,933 = (19,99) \times A_{10}^{20}Ne - 21,99A_{10}^{20}Ne$$

$$-1,80 = -2A_{10}^{20}Ne$$

$$A_{10}^{20}Ne = \frac{1,81}{2} = 0,905 \text{ o } 90,5\%$$

$$A_{10}^{22}Ne = 99,74 \% - 90,5\% = 9,24 \%$$

2.20. El K posee tres isótopos naturales: ^{39}K , 38,963707 *U*; ^{40}K , 39,963999 *u*; y ^{41}K . Sus abundancias expresadas en porcentaje del ^{39}K y ^{41}K son: 93,2581 % y 6,7302 %, respectivamente. Determinar la masa atómica del isótopo del ^{41}K , sabiendo que la masa ponderada es 39,0983 *u* (Petrucci et al. 2017).

$$100 \% = \%_{39} + \%_{40} + \%_{41} = 93,2581 \% + \%_{40} + 6,7302$$

$$100 - 93,2581 - 6,7302 = \%_{40}$$

$$0,0117 = \%_{40}$$

$$39,0983 = (38,963707) \times (0,932581) + (0,000117) \times (39,963999) + (0,067302) \times {}^{41}\text{K}$$

$${}^{41}\text{K} = \frac{39,0983 - (38,963707) \times (0,932581) - (0,000117) \times (39,963999)}{(0,067302)} = 40,962 \text{ } u$$

2.21. Se solicita ordenar los elementos **Na, Mg, Cl, K y Rb** según su **radio atómico**, en orden creciente, desde el menor hasta el mayor.



2.22. Se requiere explicar el notable incremento en la **energía de ionización** al extraer el tercer electrón del **berilio**, en comparación con la energía necesaria para remover el segundo electrón.

El berilio tiene dos electrones de valencia en el nivel 2s. Una vez que estos se han eliminado, el siguiente electrón a remover está en el nivel 1s, mucho más cerca del núcleo. Esta capa interna está mucho más fuertemente atraída por el núcleo, por lo que se requiere una energía significativamente mayor para remover el tercer electrón.

“La energía de ionización aumenta drásticamente al pasar de valencia a capas internas, lo que refleja la fuerte atracción nuclear sobre los electrones más cercanos al núcleo.”

2.23. De los siguientes pares de elementos determinar cuál tiene el radio atómico más grande.

- a) Na o **K**
- b) **Na** o Mg
- c) **O** o F
- d) Br o **I**

2.24. Mediante un equipo de difracción de rayos X se logró medir la distancia entre los núcleos de 2 átomos de un metal, la medición fue de 2,62 Å. Determine el radio atómico de dicho elemento.

$$r_{atómico} = \frac{2,62 \text{ Å}}{2} = 1,31 \text{ Å}$$

2.25. Sin consultar la tabla periódica, determine la configuración electrónica de los elementos cuyos Z son los siguientes: a) 9, b) 20, c) 26, d) 33, con la información obtenida clasifique a los elementos según sus familias.

- a) 9, $1s^2 2s^2 2p^5$ (no metal, halógeno)
- b) 20, [Ar] $4s^2$ (metal, alcalino terreo)
- c) 26, [Ar] $4s^2 3d^6$ (metal de transición)
- d) 33, [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^3$ (No metal Nitrogenoides)

2.26. Explique por qué el radio de un átomo aumenta al descender por la tabla periódica.

Por qué incrementan los niveles de energía, es decir, hay más orbitales a medida que descendemos por los grupos.

2.27. El cloro posee una alta energía de ionización, lo que indica que requiere una cantidad significativa de energía para remover su primer electrón. Sin embargo, también tiene una gran tendencia a aceptar electrones con facilidad. Se solicita explicar esta propiedad.

El cloro es un elemento electronegativo, requiere ganar 1 electrón para completar sus orbitales y adoptar la configuración de un gas noble, por ello tiende a ganar electrones.

2.28. De las siguientes triadas de elementos determinar cuál de las series no está en orden creciente en radio atómico:

- a) Na, K, Rb b) Be, Mg, Na c) C, N, O d) Br, Se, As.
- a) Na < K < Rb
- b) Be < Mg < Na
- c) O < N < C
- d) Br < Se < As

2.29. Se solicita ordenar los elementos **Al, Mg y Cl** en orden creciente según su **radio atómico** y seleccionar la opción correcta:

Mg > Al > Cl; Mg < Al < Cl; Al < Mg < Cl; Al < Mg > Cl

2.30. Se reconoce que los **radios atómicos** disminuyen de **izquierda a derecha** en la tabla periódica. Se requiere seleccionar la opción correcta que justifique esta tendencia periódica.

a) El radio atómico disminuye porque los electrones se añaden a la misma capa electrónica (manteniendo la misma distancia promedio del núcleo), mientras que el número de protones en el núcleo aumenta. Esto genera una mayor carga nuclear efectiva, lo que incrementa la atracción electrostática sobre los electrones y reduce el tamaño del átomo.

b) La afirmación es incorrecta, ya que, en realidad, el radio atómico aumenta de izquierda a derecha en un período. Esto ocurre porque al aumentar el número de electrones, la nube electrónica se expande.

c) El radio atómico disminuye porque los electrones se añaden a capas más alejadas del núcleo.

2.31. De la siguiente serie de elementos determinar cuál presenta mayor radio atómico: Ca, Ar, K, Br.



2.32. De la siguiente serie de elementos determinar cuál presenta el menor radio atómico: O, Cs, Al, Ca.



2.33. De la siguiente serie de elementos ordenar de manera creciente con respecto a la primera energía de ionización: Na, Cl, Al, S y Cs, explique su respuesta.

La energía de ionización aumenta al ascender por un grupo y de izquierda a derecha en un período.

Cs tiene el menor valor porque está más abajo y a la izquierda (grupo 1).

Na también está en el grupo 1, pero en el período 3, por lo que tiene mayor energía que Cs.

Al y S están en el mismo período, pero S está más a la derecha → mayor energía.

Cl, al estar justo antes del gas noble Ar, tiene la mayor energía de ionización del grupo.

"La energía de ionización depende del radio atómico y de la carga nuclear efectiva: cuanto más pequeño el átomo y mayor el número de protones, más difícil es extraer un electrón."

2.34. De la siguiente serie de elementos ordenar de manera creciente con respecto a la primera energía de ionización: F, K, P, Ca y Ne.



2.35. Se tienen los siguientes aniones: Se^{2-} o Te^{2-} , explicar cuál tiene el radio iónico más grande.

Te^{2-} es más grande porque posee más "capas de electrones al estar en el periodo 5, mientras que el Se^{2-} está en el periodo 4

2.36 De la siguiente serie de aniones ordenar de manera creciente con respecto al radio iónico: N^{3-} , Na^+ , F^- , Mg^{2+} , O^{2-} .



2.37. De la siguiente serie de elementos ordenar de manera decreciente con respecto sus electronegatividades: N, P, Al y Na.



2.38. Determinar qué enlace es más polar de los siguientes ejemplos:

$$\text{C-O} \quad |2,67-3,21| = 0,57$$

$$\text{C-C} \quad |2,67-2,67| = 0$$

$$\text{C-Na} \quad |2,67-1,21| = 1,46$$

$$\text{C-Cl} \quad |2,67-3,54| = 0,9$$

La diferencia entre electronegatividades entre C y Na es la más grande siendo el enlace más polar.

2.39. De la siguiente serie de elementos ordenar de manera decreciente con respecto a la electronegatividad: Li, Ca, C y Se.



2.40. De la siguiente serie de elementos ordenar de manera creciente con respecto a la electronegatividad: Li, F, O y Be.



2.41. A partir de las siguientes configuraciones: (A=1s²2s²2p³; B=1s²2s²2p⁵; C = 1s²2s²p⁶; D = 1s²2s²2p⁶3s¹) Determinar el elemento con mayor afinidad electrónica.



2.42. De la siguiente serie de elementos ordenar de manera creciente con respecto a la afinidad electrónica: Li, K, C y N.

$$\text{K} < \text{Li} < \text{C} < \text{N}$$

2.43. De la siguiente serie de metales: Cd, Ca, Cu y Cr, determinar cuál posee la mayor afinidad electrónica

Cu: [Ar] $4s^1 3d^{10}$ (se encuentra más a la derecha en su periodo y puede completar sus orbitales al aceptar un electrón)

Cd: [Kr] $5s^2 4d^{10}$ (tiene sus orbitales llenos por tanto no puede aceptar fácilmente electrones)

Ca: [Ar] $4s^2$ (tiene sus orbitales llenos por tanto no puede aceptar fácilmente electrones)

Cr: [Ar] $4s^1 3d^5$

Cu

2.44. Se tiene 4 elementos, A, B, C, D cuyos Z son 6, 9, 13 y 19 respectivamente, determinar el átomo que presenta la mayor electroafinidad

B

2.45. De la siguiente serie de elementos: N, C, F y Be, determinar cuál posee los electrones de valencia con menor carga nuclear efectiva.

Be

2.46. De la siguiente serie de elementos: S, As, K y Cl determinar el elemento que posee mayor afinidad electrónica.

Cl

2.47. Se requiere identificar qué familia de elementos en la tabla periódica tiende a presentar altas afinidades electrónicas.

a) alcalinos

b) halógenos

c) Metales de transición

d) gases nobles

2.48. De la siguiente serie de elementos: Cs, P, Cl y Ca, determinar el elemento que tenga la mayor afinidad electrónica.

Cl

2.49. Seleccione cuál de las siguientes series de elementos está en orden decreciente en función de su primer potencial de ionización.

Li<Na<K

Sr<Ca<Mg

Br<Cl<Se

S<P<Cl

2.50. Se tienen los siguientes elementos A, B, C y D los mismos poseen las siguientes configuraciones electrónicas: $1s^22s^22p^3$; $1s^22s^22p^5$; $1s^22s^22p^23s^1$; $1s^22s^22p^63s^2$ determinar que elemento posee la mayor energía de ionización.

A= $1s^22s^22p^3$; corresponde el N el cual tiene alta energía de ionización.

B= $1s^22s^22p^5$; corresponde al F el más electronegativo y por ende mayo energía de ionización.

C= $1s^22s^22p^23s^1$; corresponde a un átomo excitado por ende es más fácil extraer un electrón.

D= $1s^22s^22p^63s^2$; es un metal, fácilmente cede electrones.

2.51 Se tienen los siguientes elementos A, B, C y D los mismos poseen las siguientes configuraciones electrónicas: $1s^22s^2$; $1s^22s^22p^1$; $1s^22s^22p^5$; $1s^22s^22p^6$, determinar que elemento posee la segunda energía de ionización más alto.

D

2.52. De las siguientes series de elementos determinar cuál posee el orden correcto decreciente de energía de ionización:

a) Cl>Si>Na

b) Cl<Si<Na

c) Na<Si=Cl

d) Si<Cl>Na

2.53. El berilio (Be) y el oxígeno (O) pertenecen al mismo período en la tabla periódica; sin embargo, el Be tiene una energía de ionización significativamente menor en comparación con el O. Se requiere seleccionar la opción correcta que explique esta diferencia.

a) El Be tiene menor energía de ionización que el O porque el O posee un mayor número de electrones.

b) El Be tiene menor energía de ionización porque su número de electrones es mayor que el del O.

c) **El Be tiene menor energía de ionización porque, en el oxígeno, el electrón removido se encuentra más cerca del núcleo, lo que genera una atracción más fuerte.**

d) El Be tiene menor energía de ionización debido a que su radio atómico es mayor, lo que reduce la atracción del núcleo sobre los electrones de valencia.

2.54. De la siguiente serie de elementos ordenar de manera creciente con respecto a la segunda energía de ionización: Ca, I, Rb y Kr.

$$\text{Ca} < \text{I} < \text{Kr} < \text{Rb}$$

2.55. De los siguientes elementos determinar cuál posee la mayor energía de ionización.

a) P

b) Sb

c) As

d) N

2.56. Se tiene un catión trivalente Y^{3+} el penúltimo electrón de este anión posee los números cuánticos: 3, 2, 1, $\frac{1}{2}$; Con estos datos seleccionar la respuesta correcta: a) $Z = 26$; b) El anión posee 3 electrones no apareados; c) La configuración electrónica es $3d^3$; d) ninguna respuesta.

El penúltimo $3d^4$, el último electrón será $3d^5$ en el ion, el elemento neutro es $3d^8$ lo que corresponde a $Z=28$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$

2.57. Se tiene un átomo cuyo último electrón posee los números cuánticos: $n = 3$ y $\ell = 2$, adicionalmente se sabe que en su configuración electrónica el átomo posee 4 electrones desapareados, Seleccionar la respuesta correcta: a) El elemento se ubica en el tercer periodo; b) El elemento corresponde al bloque p; c) El elemento está ubicado en la familia VIB; d) El elemento es un no metal.

a) se ubica en el tercer periodo **$n=3$ esto puede corresponder a un metal de transición del cuarto periodo a un no metal del tercer periodo.**

b) pertenece al bloque p $\ell = 2$, esto implica que no estamos en un orbital "p", sino "d" ósea el bloque de metales de transición.

c) se ubica en la familia VIB correcta

d) es un no metal. Al tener su último electrón en un orbital "d" implica que es un metal

El último electrón es 3d⁴, su distribución es [Ar]4s² 3d⁴; Z=24 el elemento es el Cr

2.58. El arsénico forma un compuesto desconocido AsJ₃ dicho compuesto tiene en total 192 protones, entre los dos núcleos. Para el elemento J, calcular, Z, su ubicación en la tabla periódica y su distribución electrónica.

$$\text{As} = 33 \text{ p}^+$$

$$X \text{ p}^+ = \frac{192 - 33}{3} = 53 = Z$$

El Elemento es el yodo, familia de los halógenos [Kr] 5s² 4d¹⁰ 5p⁵

2.59. Se posee un elemento desconocido "J" cuyo último electrón tiene los números cuánticos 4, 2, 2, 1/2, Seleccionar la respuesta correcta:

- a) El elemento J pertenece al cuarto periodo; b) El elemento J pertenece al grupo VIB; c) El elemento J pertenece al grupo IIB; d) El elemento J pertenece el periodo del Xe; e) ninguna respuesta.

4d⁵; su distribución será [Kr] 5s² 4d⁵

2.60. Se tienen dos especies isoelectrónicas X³⁻ y Y¹⁻, al sumar los electrones de ambas especies el resultado es 36; Seleccionar la respuesta correcta: a) X e Y pertenecen; b) X e Y pertenecen a los halógenos y nitrogenoideos respectivamente; c) X e Y pertenecen a los anfígenos y halógenos; d) X e Y pertenecen a los carbonoideos y nitrogenoideos; e) X e Y pertenecen a los nitrogenoideos y halógenos; f) X e Y pertenecen a los alcalinos y alcalinotérreos.

$$\#e^- = \frac{36}{2} = 18 e^-$$

$$X^{3-} = 18 e^-; X = 15 = Z = P$$

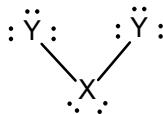
$$Y^- = 18 e^-; Y = 17 = Z = Cl$$

2.61. La estructura de Lewis del compuesto, Z, símbolo, familia, grupo, periodo, electrones de valencia, el compuesto formado, su configuración electrónica y números cuánticos del último electrón en ser llenado de ambos elementos.

$$[Ar] Z=18; [Ne] 3s^2 3p^6$$

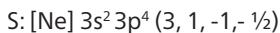
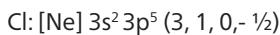
Si la molécula tiene enlaces covalentes ni X ni Y ganan o pierden electrones, por lo tanto, ambos están en el periodo 3.

Ahora procedemos a realizar la estructura de Lewis de la molécula:



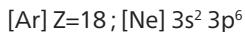
Podemos concluir que el elemento Y posee 7 electrones de valencia, y el elemento X 6, esto implica que el elemento Y pertenece a la familia de los halógenos grupo VII A, X al grupo de los calcógeno o anfígenos, grupo VI A:

Con la información anterior concluimos que X es el azufre S, Y es el cloro Cl y el compuesto formado es el SCl_2 ,



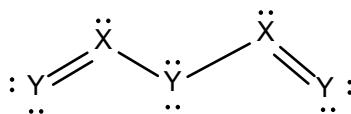
2.62. Se tiene el compuesto X_2Y_3 , en dicho compuesto, ambos elementos al compartir electrones tienen la configuración del Argón, determine:

La estructura de Lewis del compuesto, Z, símbolo, familia, grupo, periodo, electrones de valencia, el compuesto formado, su configuración electrónica y números cuánticos del último electrón en ser llenado de ambos elementos.



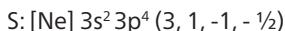
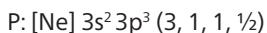
Si la molécula tiene enlaces covalentes ni X ni Y ganan o pierden electrones, por lo tanto, ambos están en el periodo 3.

Ahora procedemos a realizar la estructura de Lewis de la molécula:



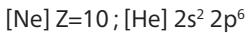
Podemos concluir que el elemento Y posee 6 electrones de valencia, y el elemento X 5, esto implica que el elemento Y pertenece a la familia de los anfígenos grupo VI A, X al grupo de los Nitrogenoides, grupo VA:

Con la información anterior concluimos que X es el fósforo P, Y es el azufre S y el compuesto formado es el P_2S_3 .



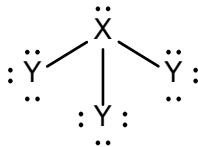
2.63. Dado el compuesto XY_3 , en el cual ambos elementos, al compartir electrones, alcanzan la configuración electrónica del neón, determine:

La estructura de Lewis del compuesto, Z, símbolo, familia, grupo, periodo, electrones de valencia, el compuesto formado, su configuración electrónica y números cuánticos del último electrón en ser llenado de ambos elementos.



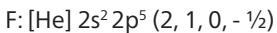
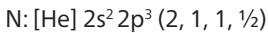
Si la molécula tiene enlaces covalentes ni X ni Y ganan o pierden electrones, por lo tanto, ambos están en el periodo 2.

Ahora procedemos a realizar la estructura de Lewis de la molécula:



Podemos concluir que el elemento Y posee 7 electrones de valencia, y el elemento X 5, esto implica que el elemento Y pertenece a la familia de los halógenos grupo VII A, X al grupo de los Nitrogenoides, grupo VA:

Con la información anterior concluimos que X es el nitrógeno, Y es el flúor y el compuesto formado es el NF_3 .





C A P I T U L O 3

ESTRUCTURA MOLECULAR

INTRODUCCIÓN

Este capítulo aborda de manera integral la resolución de ejercicios sobre estructuras de Lewis, incluyendo elementos, compuestos químicos y cargas formales. Posteriormente, se analiza la geometría molecular, con énfasis en la comprensión y aplicación de las estructuras de Lewis como base fundamental para la representación y entendimiento de las estructuras químicas.

Las representaciones moleculares en 3D fueron creadas con el software ChemDraw, mientras que las ilustraciones de geometría molecular fueron generadas mediante PhET Interactive Simulations de la University of Colorado Boulder, bajo la licencia CC-BY-4.0 (<https://phet.colorado.edu>). El resto de las ilustraciones fueron elaboradas en BioRender (<https://app.biorender.com>).

3.1. Estructuras de Lewis y fórmulas desarrolladas

Las estructuras de Lewis fueron propuestas en 1916 y son una forma de representar los electrones de valencia en un elemento. Además, permiten dibujar la formación de enlaces de compuestos químicos (Masterton et al., 2012; Petrucci et al., 2017a).

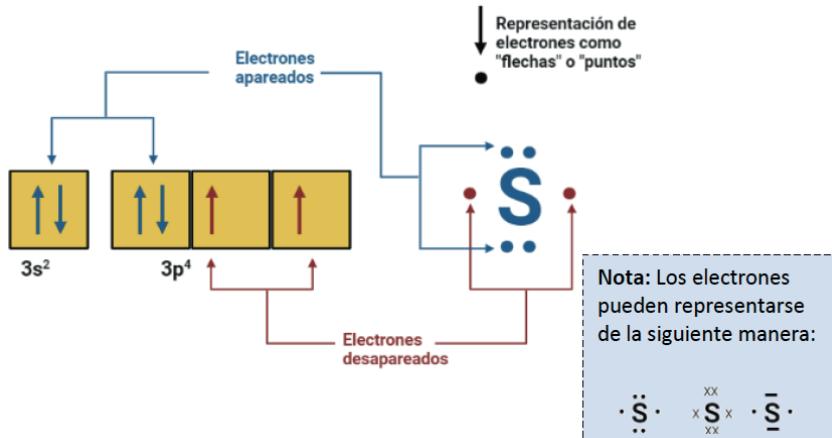
3.1.1. Estructuras de Lewis de elementos

Para dibujar la estructura de Lewis de un elemento, se escribe su símbolo, luego a partir de su distribución electrónica se determina cuántos electrones están apareados y cuántos no lo están en su último nivel de energía que corresponde a los electrones de valencia. Finalmente, se representan todos los electrones (los apareados y no apareados) con puntos o equis; en caso de electrones apareados se los puede representar con una barra (Burns, 2011; Murillo et al., 2024; Nassiff & Czerwinski, 2015).

Ejemplo 3.1. Realice la representación de Lewis del azufre, bromo, nitrógeno y carbono:

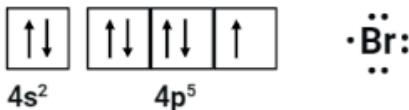
Lewis del Azufre:

Su distribución electrónica es [Ne] 3s² 3p⁴ por lo que, tendrá 4 electrones apareados del nivel 3s² 3p⁴ y dos electrones sin aparear (Brown et al., 2017a).



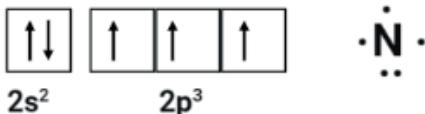
Lewis del Bromo:

Su distribución electrónica es [Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p⁵ por lo que, tiene 6 electrones apareados en el nivel 4s² 4p⁵ y un electrón sin aparear (Masterton et al., 2012).



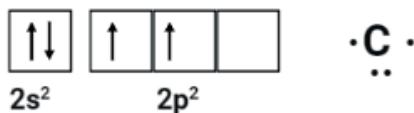
Lewis del nitrógeno:

Su distribución electrónica es [He] 2s² 2p³ por lo que, tendrá 2 electrones apareados del nivel 2s² y tres electrones sin aparear del 2p³ (Masterton et al., 2012).



Lewis del carbono:

Su distribución electrónica es [He] $2s^2$ $2p^2$ por lo que, tendrá 2 electrones apareados del nivel $2s^2$ y dos electrones sin aparear del $2p^2$ (Masterton et al., 2012).



Sin embargo, por la hibridación sus electrones se distribuyen de la siguiente manera:



En la Figura 3.1. Se resumen las representaciones de Lewis de los elementos representativos, tal cual lo presentan los textos tradicionales de química general (Brown et al., 2017a; Chang & Goldsby, 2016a; Masterton et al., 2012).

H ·											:He
Li ·	· Be ·										
Na ·	· Mg ·										
K ·	· Ca ·										
Rb ·	· Sr ·										
Cs ·	· Ba ·	Los elementos del bloque "d" no pueden representarse con Lewis por tener electrones en una capa inferior a su última capa.									
Fr ·	· Ra ·	· B ·	· C ·	· N ·	· O ·	· F ·	· Ne ·				
		· Al ·	· Si ·	· P ·	· S ·	· Cl ·	· Ar ·				
		· Ga ·	· Ge ·	· As ·	· Se ·	· Br ·	· Kr ·				
		· In ·	· Sn ·	· Sb ·	· Te ·	· I ·	· Xe ·				
		· Tl ·	· Pb ·	· Bi ·	· Po ·	· At ·	· Rn ·				

Figura 3.1. Representación de Lewis de los elementos representativos y gases nobles.

Nota: La distribución electrónica del hierro es: Fe: [Ar] $4s^2$ $3d^6$ Nótese que los orbitales "d" están en el nivel 3 (una capa inferior al 4) por tal motivo los electrones $3d^6$ no se pueden representar por Lewis.

3.1.2. Estructuras de Lewis de compuestos, regla del Octeto y sus excepciones

Para representar compuestos químicos primero se debe mencionar que:

- | Todos los elementos deben completar 8 electrones en su último nivel de energía, esto es conocido como la regla del octeto (Burns, 2011).
- | Los elementos del bloque "d" no tiene representación de Lewis por tener electrones de una capa inferior (electrones "d") (Brown et al., 2017b; Chang & Goldsby, 2016a).

Pasos para representar una estructura de Lewis

Para escribir una estructura de Lewis, se debe:

1. Escribir el símbolo del átomo central (generalmente el menos electronegativo). El oxígeno usualmente rodeará al átomo central, y el hidrógeno suele unirse al final o directo a un oxígeno.
2. Se calcula el número total de electrones de valencia sumando los electrones de cada elemento. En el caso de aniones **se suma la carga eléctrica a esta sumatoria**; mientras que, en el caso de cationes **se resta la carga eléctrica**.
3. Unir los elementos mediante un par de electrones cuidando que completen 8 electrones, excepto, **hidrógeno, berilio, boro y aluminio**.
4. Si el número de electrones es menor al octeto se desplazan electrones no compartidos para formar dobles o triples enlaces.
5. Se calcula las cargas formales, si aplica (Masterton et al., 2012).

Estructuras de Lewis y fórmulas desarrolladas de compuestos binarios del hidrógeno

Ejemplo 3.2. Realice la estructura de Lewis del ácido clorhídrico (HCl), el ácido cianhídrico (HCN) y el agua (H_2O).

Para el HCl:

Paso 1: Determinar y dibujar el átomo central:



Paso 2: Determinar el número de valencia sumando los electrones de cada elemento:

$$\text{Total de e}^- = \text{H} (1 \times 1) + \text{Cl} (1 \times 7) = 8 \text{e}^-$$

Paso 3: Unir los elementos mediante una barra o enlace que representa el par de electrones cuidando que se complete su octeto:



El hidrógeno sólo puede alcanzar 2 electrones, y el cloro completa su octeto (Burns, 2011).

Para el HCN:

Paso 1: Determinar y dibujar el átomo central:

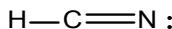


Paso 2: Determinar el número de valencia sumando los electrones de cada elemento:

$$\text{Total de e}^- = (1 \times 1) + (1 \times 4) + (1 \times 5) = 10 \text{ e}^-$$



Paso 3: La sumatoria de electrones es 8 e⁻, el hidrógeno está completo y el carbono también, por tal motivo añadimos los electrones en el nitrógeno (Masterton et al., 2012).



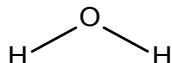
Para el H₂O:

Paso 1: Determinar y dibujar los átomos:

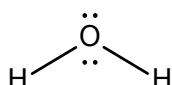


Paso 2: Determinar el número de valencia sumando los electrones de cada elemento:

$$\text{Total de e}^- = (2 \times 1) + (1 \times 6) = 8 \text{ e}^-$$



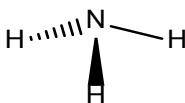
Paso 3: Los hidrógenos están completos, la sumatoria es de **4 electrones**, por tanto, añadimos pares libres de electrones al oxígeno para completar el octeto y la sumatoria de electrones totales (Chang & Goldsby, 2016a; Housecroft & Sharpe, 2012a).



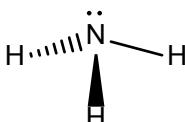
Ejemplo 3.3. Realice la estructura desarrollada del amoniaco (NH_3), metano (CH_4) y el diborano (B_2H_6).

Para el NH_3 :

$$\text{Total de } e^- = (1 \times 5) + (3 \times 1) = 8e^-$$

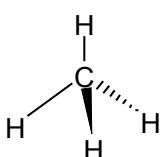


Se utilizaron 6 e^- para formar los enlaces, posteriormente procedemos a completar los 8 e^- añadiendo electrones al nitrógeno de tal manera que complete su octeto (Masterton et al., 2012).



Para el CH_4 :

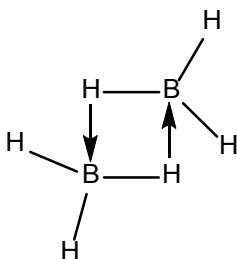
$$\text{Total de } e^- = (4 \times 1) + (1 \times 4) = 8e^- \text{ (Chang & Goldsby, 2016b).}$$



Nota: Un caso especial, son los compuestos que tienen boro e hidrógeno. Estos son capaces de presentar un enlace dativo entre el hidrógeno y el boro a pesar que ambos elementos son deficientes de electrones, este enlace es llamado enlace tricentrado (Chang & Goldsby, 2016c).

Para el B_2H_6 :

$$\text{Total de } e^- = (2 \times 3) + (1 \times 6) = 12e^-$$



Excepciones de la regla del octeto

En algunos casos la regla del Octeto falla, por ejemplo, los elementos que no poseen orbitales “p” como el hidrógeno o el helio no pueden tener más de 2 electrones en su última capa de valencia. Por otro lado, existen elementos como el fósforo y el azufre que pueden tener más de ocho electrones exteriores (Masterton et al., 2012). Dichas excepciones se muestran a continuación:

Caso 1: Octeto incompleto

El hidrógeno y el helio, por ejemplo, son incapaces de cumplir con la regla del octeto porque carecen de orbitales p y solo tienen un subnivel 1s que puede sostener hasta 2 electrones (Brown et al., 2017a).

Otro ejemplo es el berilio, que en su estado fundamental solo tiene dos electrones de valencia ($1s^2\ 2s^2$) (aunque tiene orbitales 2p vacíos similares al carbono, con el que puede hibridar) (Chang & Goldsby, 2016a).

Como resultado, en compuestos como el hidruro de berilio (BeH_2), el berilio no forma cuatro orbitales híbridos, sino que forma dos orbitales híbridos sp, ya que solo necesita dos orbitales para formar dos enlaces covalentes y es estable con cuatro electrones compartidos, aunque no sigue la regla del octeto (Chang & Goldsby, 2016a).

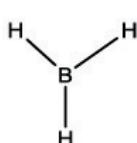


Caso 2: Sextetos

El boro y el aluminio, como miembros del grupo 13, también forman compuestos estables en los que no logran alcanzar un octeto, ya que poseen solo tres electrones de valencia (ns^2np^1) y, por lo tanto, tienen una preferencia por rodearse de seis electrones en la capa de valencia llena alrededor del par de núcleos (Chang & Goldsby, 2016a).

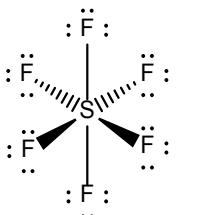
En los compuestos BF_3 y AlCl_3 , ambos utilizan hibridación sp^2 para formar tres enlaces covalentes y existir en la estructura trigonal plana sin tener un octeto completo de electrones (Chang & Goldsby, 2016a).

El orden de enlace efectivo (el número efectivo de electrones de enlace entre dos átomos) y la longitud de enlace dependen de la naturaleza de la perturbación electrostática externa y están estrechamente relacionados a través de esquemas de hibridación y el uso de enlaces 3c–2e en sistemas deficientes en electrones, tales como boranos como B_2H_6 , donde 2 electrones se deslocalizan sobre 3 átomos para dar estabilidad general a la estructura (Housecroft & Sharpe, 2012b).

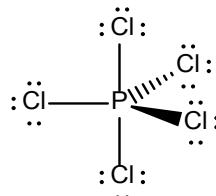


Caso 3: octeto expandido

En algunos elementos del tercer período y superiores (como P, S, Cl, Xe), se observan compuestos en los que el átomo central parece superar la regla del octeto, alcanzando configuraciones con más de ocho electrones en su capa de valencia, como en PCl_5 , SF_6 o XeF_4 . Este fenómeno, tradicionalmente denominado “**octeto expandido**”, se explica hoy mediante el concepto de hipervalencia, donde los enlaces involucran interacciones multicentro ($3c-4e$) y contribuciones iónicas o de polarización, sin necesidad de invocar la participación efectiva de orbitales d vacíos en el enlace:



SF_6 hexafluoruro de azufre



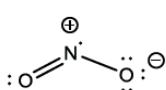
PCl_5 pentacloruro de fósforo

Caso 4: número de electrones impar

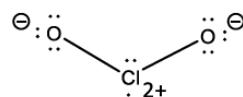
Algunas moléculas como el monóxido de nitrógeno, dióxido de cloro o el dióxido de nitrógeno poseen un número impar de electrones en el átomo central, en este caso el N y el Cl llegan a completar **7 electrones** en su última capa (Brown et al., 2017a; Chang & Goldsby, 2016a).



NO monóxido de nitrógeno



NO₂ dióxido de nitrógeno

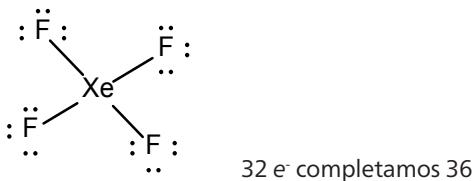


ClO₂ dióxido de cloro

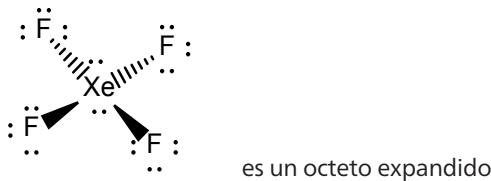
Caso especial: Xenón

Este gas noble puede formar compuestos a pesar de tener su octeto completo; esto se debe a los orbitales “d” que contiene y al fuerte efecto de apantallamiento que sufren sus electrones de valencia, esto permite que elementos muy electronegativos como el flúor o el oxígeno formen compuestos con el Xenón. Para analizarlos de mejor manera se realiza la estructura del XeF_4 :

$$\text{Total de } e^- = 8 + (4 \times 7) = 36e^-$$



El total de e^- que debe tener esta estructura es 36, pero el flúor ya tiene completo su octeto; por lo tanto, se añaden los 4 e^- faltantes al xenón, de la siguiente manera:



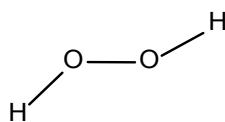
Esta representación de la molécula es correcta de acuerdo con las mediciones experimentales y su geometría molecular (Chang & Goldsby, 2016a; Housecroft & Sharpe, 2012c).

Estructuras de Lewis y fórmulas desarrolladas de compuestos binarios del oxígeno

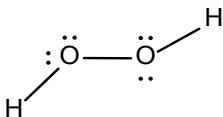
Ejemplo 3.4. Realice la estructura de Lewis del peróxido de hidrógeno (H_2O_2), anhídrido carbónico (CO_2), óxido de calcio (CaO).

Para el H_2O_2 :

$$\text{Total de } e^- = (2 \times 1) + (2 \times 6) = 14e^-$$



Se utilizaron 6 e⁻ para formar los enlaces, posteriormente procedemos a completar los 14 e⁻ añadiendo electrones a los oxígenos para que completen su octeto (Chang & Goldsby, 2016a).

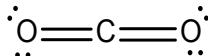


Para el CO₂:

$$\text{Total de } e^- = (1 \times 4) + (2 \times 6) = 16e^-$$



Se utilizaron 8 e⁻ para formar los enlaces, posteriormente procedemos a completar los 16 e⁻ añadiendo 8 e⁻ a los oxígenos para que completen su octeto (Chang & Goldsby, 2016a).



Para el CaO:

Este es un caso especial que une a dos iones (Catión)+ (Anión)

Para el catión, a los electrones de valencia se les **resta la carga de dicho ion**:

$$\text{Total de } e^- = (1 \times 2) - 2e^- = 0e^-$$

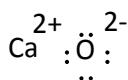


Para el anión, a los electrones de valencia se les **suma la carga de dicho ion**:

$$\text{Total de } e^- = (1 \times 6) + 2e^- = 8e^-$$



Finalmente, la atracción electrostática mantendrá junto a las especies (Chang & Goldsby, 2016a):



Ejemplo 3.5. Realice la estructura desarrollada del peróxido de calcio (CaO_2), anhídrido perclórico (Cl_2O_7).

Para el CaO_2 :

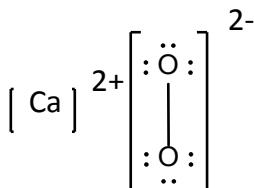
Para el catión, a los electrones de valencia se les **resta su carga**:

$$\text{Total de e}^- = (1 \times 2) - 2e^- = 0e^-$$



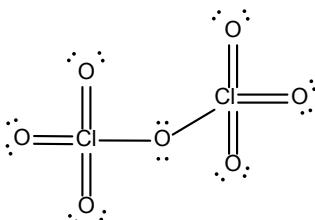
Para el anión, a los electrones de valencia se les **suma su carga**:

$$\text{Total de e}^- = (2 \times 6) + 2e^- = 14 e^- \text{ (Petrucci et al., 2017a)}$$



Para el Cl_2O_7 :

$$\text{Total de e}^- = (2 \times 7) + (7 \times 6) = 56 e^- \text{ (Brown et al., 2017b).}$$



es un octeto expandido

Fórmulas desarrolladas de compuestos ternarios y cuaternarios

Ejemplo 3.6. Realice la estructura de Lewis del ácido perclórico HClO_4 :

Paso 1: Dibujar el átomo central.

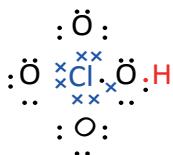


Paso 2: Calcular los electrones de valencia totales.

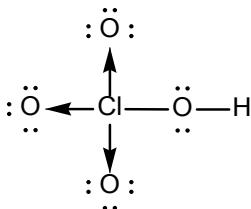
$$\text{Total de } e^- = e^-_{\text{O}} + e^-_{\text{Cl}} + e^-_{\text{H}}$$

$$\text{Total de } e^- = (4 \times 6) + (1 \times 7) + (1 \times 1) = 32e^-$$

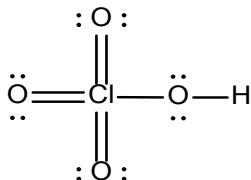
El HClO_4 tiene 32 electrones y los repartimos entre todos los átomos cuidando que cumplan la regla del octeto, excepto el H que solo puede poseer 2 electrones.



Representando los pares de electrones enlazantes y enlaces dativos tendremos:



Esta es una representación aceptada, sin embargo, el cloro tiene orbitales "d" que le permiten expandir su octeto:

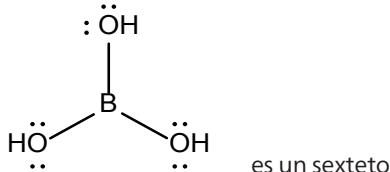


Las mediciones de difracción de rayos X demuestran que la segunda representación es más adecuada a la realidad (Rosenberg et al., 2014).

Ejemplo 3.7. Realice la estructura desarrollada del ácido bórico $\text{B}(\text{OH})_3$.

Para el $\text{B}(\text{OH})_3$:

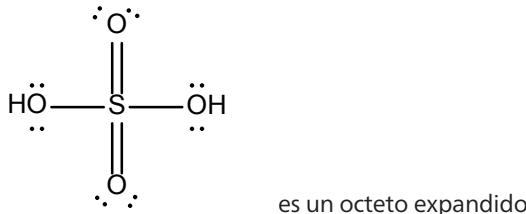
Total de $e^- = (3) + (3 \times 6) + (3 \times 1) = 24 e^-$



Ejemplo 3.8. Realice la estructura desarrollada del ácido sulfúrico (H_2SO_4).

Para el H_2SO_4 :

Total de $e^- = (2 \times 1) + (6) + (4 \times 6) = 32 e^-$ (Chang & Goldsby, 2016a).



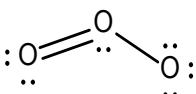
3.1.3. Cargas formales

La carga formal es una carga eléctrica que soporta un elemento dentro de la molécula. Esta se obtiene de la diferencia entre los electrones de valencia de los elementos y los electrones que posee el elemento en la estructura de Lewis (Brown et al., 2017a). Para ejemplificar de manera más clara se explica el caso del ozono O_3 :

Paso 1: determinamos el número de electrones de valencia totales

Total de $e^- = (3 \times 6) = 18 e^-$

Paso 2: realizamos la estructura de Lewis



Recuerde:

Los electrones de valencia son aquellos que se encuentran en el último nivel de energía “la capa más externa del átomo”

Paso 3: listamos los elementos

Carga formal

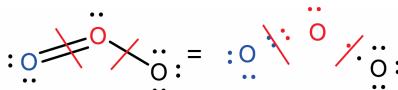
O O O

Paso 4: se indican los **electrones de valencia** de cada elemento

Carga formal	O	O	O
---------------------	---	---	---

e⁻ de valencia	6	6	6
----------------------------------	---	---	---

Paso 5: se indican los **electrones totales** de cada elemento en la estructura de Lewis. Este paso es clave, primero se cuentan los pares de electrones no compartidos del elemento, luego se cuenta cada enlace como **1 electrón**; esto es debido a que solo un electrón le corresponde al átomo como se muestra a continuación:



Carga formal	O	O	O
---------------------	---	---	---

e⁻ de valencia	6	6	6
----------------------------------	---	---	---

e⁻ totales	6	5	7
------------------------------	---	---	---

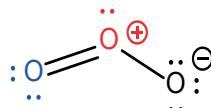
Paso 6: se restan los electrones de valencia de los contenidos en la estructura, la diferencia será la carga de cada elemento (Chang & Goldsby, 2016a).

Carga formal	O	O	O
---------------------	---	---	---

e⁻ de valencia	6	6	6
----------------------------------	---	---	---

e⁻ totales	6	5	7
------------------------------	---	---	---

Carga formal	0	+1	-1
---------------------	---	----	----

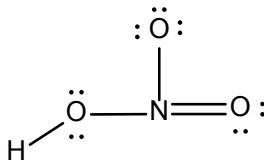


Ejemplo 3.9. Realice la estructura desarrollada del ácido nítrico (HNO_3), ácido metabólico (HBO_2).

Para el HNO_3 :

$$\text{Total de } e^{-} = (1 \times 1) + (5) + (3 \times 6) = 24 e^{-}$$

Para esta estructura hay que considerar que el N no tiene orbitales "d" y por tal motivo, debe cumplir el octeto (Chang & Goldsby, 2016a).



Sin embargo, esta estructura está incompleta, puesto que el N tiene 4 enlaces y el O solo 1. Para completarla se debe calcular su carga formal de la siguiente manera:

Paso 1: Se enlistan los elementos:

Carga formal	N	O	O	H
--------------	---	---	---	---

Paso 2: Se indican los electrones de valencia de cada elemento listado:

Carga formal	N	O	O	H
--------------	---	---	---	---

e ⁻ de valencia	5	6	6	1
----------------------------	---	---	---	---

Paso 3: Se indica el número de electrones totales de la estructura:

Carga formal	N	O	O	H
--------------	---	---	---	---

e ⁻ de valencia	5	6	6	1
----------------------------	---	---	---	---

e ⁻ totales	4	7	6	1
------------------------	---	---	---	---

Paso 4: Se resta los e⁻ de valencia de los e⁻ totales en la estructura:

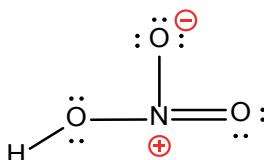
Carga formal	N	O	O	H
--------------	---	---	---	---

e ⁻ de valencia	5	6	6	1
----------------------------	---	---	---	---

e ⁻ totales	4	7	6	1
------------------------	---	---	---	---

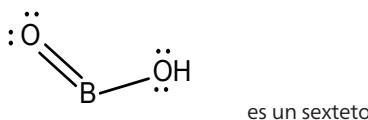
Carga formal	+1	-1	0	0
--------------	----	----	---	---

Los números obtenidos serán la carga formal que tiene cada elemento en la estructura de Lewis:



Para el HBO_2 :

Total de $e^- = (1 \times 1) + (3) + (2 \times 6) = 16 e^-$ (Chang & Goldsby, 2016a).



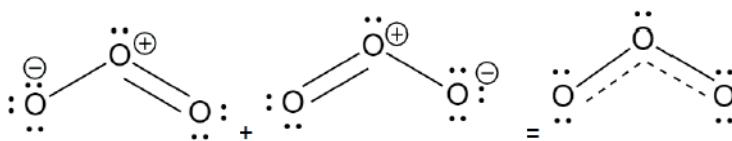
3.1.4. Concepto de resonancia

Analizando la estructura de Lewis del ozono podríamos tener dos estructuras posibles:

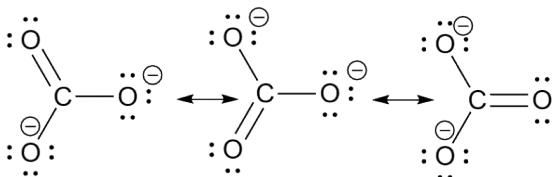


Al dibujar la estructura de Lewis del ozono, encontramos dos formas posibles de ubicar los enlaces entre los átomos de oxígeno: una muestra un enlace simple (más largo) y otro doble (más corto). No obstante, las mediciones experimentales demuestran que ambos enlaces O–O son equivalentes, con una longitud intermedia entre la de un enlace simple y una doble, lo que corresponde a un orden de enlace promedio de aproximadamente 1.5.

Esta situación se explica mediante el concepto de resonancia, según el cual las estructuras de Lewis no representan configuraciones alternantes, sino formas límite de una misma molécula en la que los electrones π se encuentran deslocalizados entre los átomos de oxígeno. En consecuencia, el ozono no puede describirse con una sola estructura de Lewis, sino mediante un híbrido de resonancia que refleja su verdadera distribución electrónica (Chang & Goldsby, 2016a).

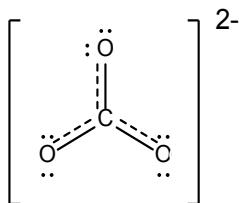


Ejemplo 3.10. Realice las estructuras resonantes del ion carbonato CO_3^{2-} (Chang & Goldsby, 2016a).



Estructuras resonantes del ion carbonato

Del mismo modo que se representó el ozono, para indicar la coexistencia de las tres estructuras resonantes de este ion se lo representa de la siguiente manera:



Ejemplo 3.11. Realice la estructura desarrollada del sulfato de calcio CaSO_4 .

Para el cation, a los electrones de valencia se les **resta su carga**:

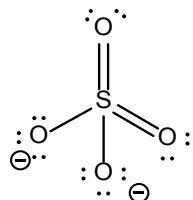
$$\text{Total de e}^- = (1 \times 2) - 2\text{e}^- = 0\text{e}^-$$



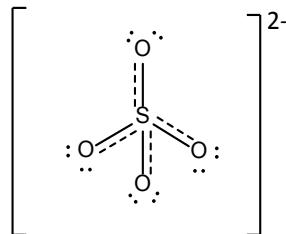
Para el anión, a los electrones de valencia se les **suma su carga**:

$$\text{Total de e}^- = 6 + (4 \times 6) + 2\text{e}^- = 32\text{ e}^- \text{ (Petrucci et al., 2017b).}$$

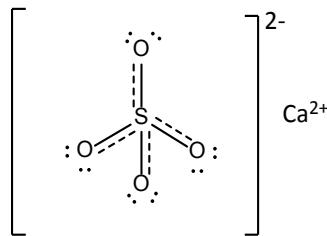
Carga formal	O	O	O	S
e ⁻ de valencia	5	6	6	6
e ⁻ totales	7	7	6	6
Carga formal	-1	-1	0	0



Ahora, debido a la resonancia dentro del anión es mejor representarlo con líneas entrecruzadas que indican esta propiedad de los dobles enlaces:



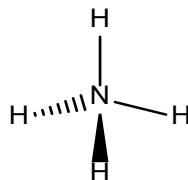
Finalmente juntamos los iones:



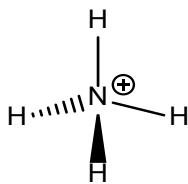
Ejemplo 3.12. Realice la estructura desarrollada del nitrato de amonio ($(\text{NH}_4)_2\text{NO}_3$).

Para el catión amonio:

Total de $e^- = (4 \times 1) + 5 - 1 e^- = 8e^-$ (restamos $1 e^-$ porque es la carga del catión).



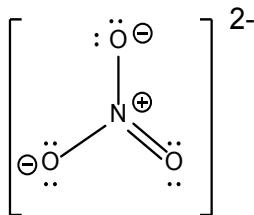
Carga formal	H	N
e^- de valencia	1	5
e^- totales	1	4
Carga formal	0	+1



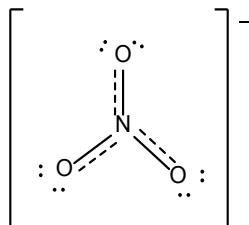
Para el anión a los electrones de valencia se les **suma su carga**:

$$\text{Total de } = 5 + (3 \times 6) + 1e^- = 24e^-$$

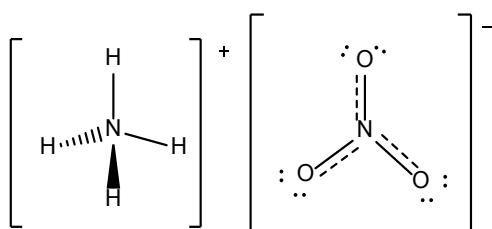
Carga formal	O	O	O	N
e ⁻ de valencia	6	6	6	5
e ⁻ totales	7	7	6	4
Carga formal	-1	-1	0	+1



Ahora, debido a la resonancia dentro del anión es mejor representarlo con líneas entrecruzadas:



Finalmente, juntamos los iones:



3.2. Geometría Molecular

La geometría molecular estudia la distribución espacial de los elementos dentro de una molécula. Imaginemos que jugamos con imanes alargados, usted debe notar que siempre los polos opuestos se repelen; cuando armamos una figura con imanes, los polos opuestos buscan estar lo más alejado posible formando estructuras y ángulos muy específicos. Esto ocurre también con las moléculas, entonces los polos del imán serán los pares de electrones y los enlaces dentro de una estructura de Lewis (Chang & Goldsby, 2016b; Petrucci et al., 2017b). Por ejemplo, las moléculas de CO₂ y SO₂ a pesar de tener los mismos números de átomos, tienen geometrías diferentes. Si representamos sus estructuras de Lewis tendremos:



La molécula de SO₂ tiene un par de electrones no compartidos sobre el azufre; estos pares de electrones en la capa de valencia ejercen una repulsión electrostática que doblará a la molécula formando una geometría molecular denominada angular (Chang & Goldsby, 2016b). Mientras que, en el CO₂ al no existir pares de electrones la molécula forma una línea recta (geometría lineal):

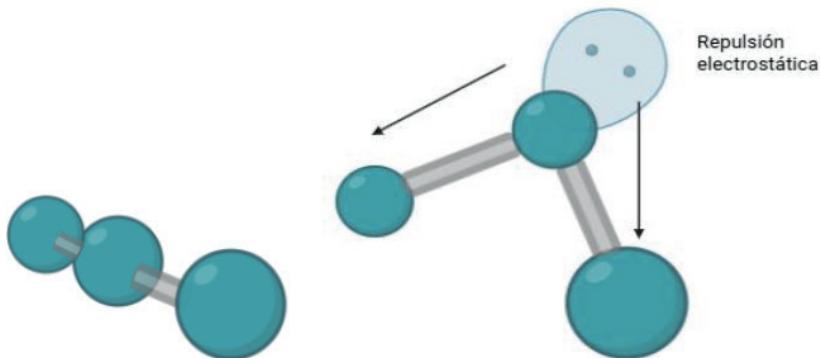


Figura 3.2. Representación de cómo los pares de electrones de la capa de valencia ejercen una repulsión electrostática, “doblando” la molécula del SO₂. (Fuente: elaborada por los autores, creada con el software orbitalviewer).

Estas repulsiones electrostáticas ejercidas por los pares de electrones de valencia responsables de la geometría molecular son la base de la **Teoría de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia (TRPECV)** (Chang & Goldsby, 2016b; Petrucci et al., 2017b).

3.2.1. Geometrías sin pares de electrones en el átomo central

Las principales geometrías moleculares para moléculas sin pares de electrones de valencia serán analizadas con una molécula de ejemplo.

Geometría lineal

Moléculas de la forma AX_2 y que no tienen pares de electrones no compartidos en el átomo central, producen una geometría lineal (ángulo de enlace 180°); como es el caso del hidruro de berilio, dióxido de carbono, sulfuro de carbono, acetileno (Brown et al., 2017b). Esto se muestra a continuación:

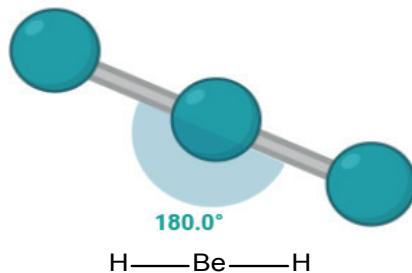


Figura 3.3. Representación de la geometría lineal en el BeH_2 . (Fuente: elaborada por los autores, creada con el software orbitalviewer).

Geometría trigonal plana

Moléculas con sextetos AX_3 presentan una geometría que forma un triángulo en un plano y los ángulos tienen la máxima separación en el plano, es decir, 120° (360° dividido para 3). Algunos ejemplos de moléculas que presentan esta geometría son el borano, hidróxido de aluminio, o el formaldehído (Brown et al., 2017b).

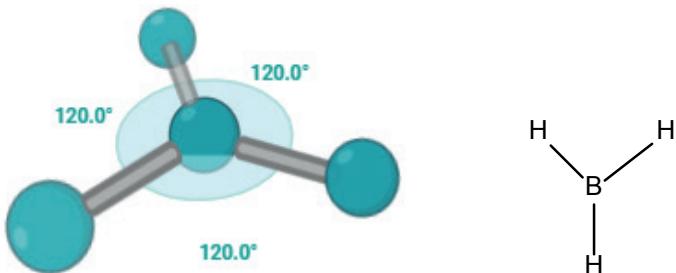


Figura 3.4. Representación de la geometría trigonal plana en el BH_3 . (Fuente: elaborada por los autores, creada con el software orbitalviewer).

Geometría tetraédrica

Moléculas con cuatro enlaces AX_4 , representan un tetraedro, los enlaces forman ángulos de $109,5^\circ$ entre sí y cumplen el octeto. Por ejemplo, el metano, el tetracloruro de carbono o el tetrahidruro de germanio (Brown et al., 2017b).

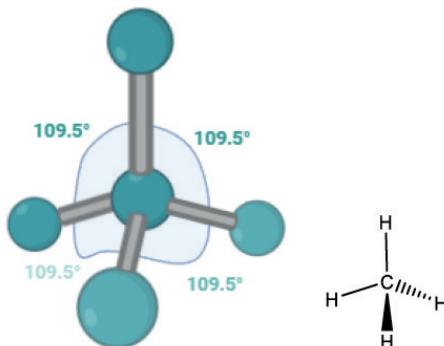


Figura 3.5. Representación de la geometría tetraédrica en el CH_4 . (Fuente: elaborada por los autores, creada con el software orbitalviewer).

Geometría bipiramidal trigonal

Esta geometría aplica para compuestos con octetos expandidos, de fórmula AX_5 con una forma triangular, con ángulos de 120° en el plano X-Z; mientras que, los átomos en el eje Y forman dos pirámides. Un ejemplo de esta geometría es el pentacloruro de fósforo (Brown et al., 2017b).

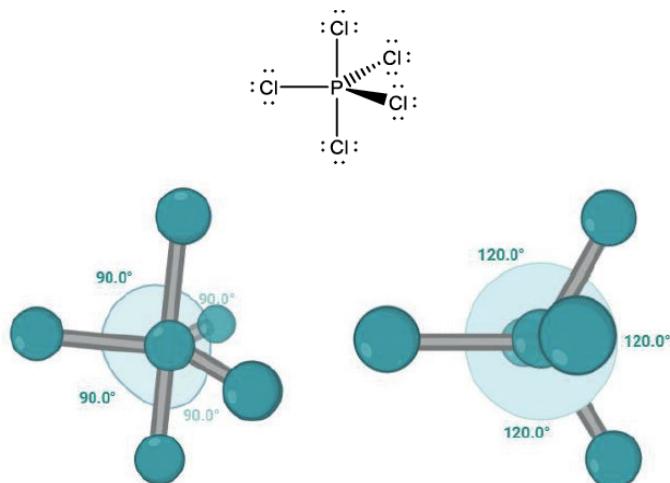


Figura 3.6. Representación de la geometría bipiramidal trigonal en el PCl_5 . (Fuente: elaborada por los autores, creada con el software orbitalviewer).

Geometría octaédrica

Esta geometría aplica para compuestos con átomos de octetos expandidos, como el azufre, los cuales poseen 6 enlaces y una fórmula AX_6 . Se caracteriza por formar un cuadrado en el plano X-Z, mientras que los átomos en el eje Y forman dos pirámides cuadradas; los ángulos entre los enlaces son de 90° . Un ejemplo de esta geometría es el hexafluoruro de azufre (Brown et al., 2017b).

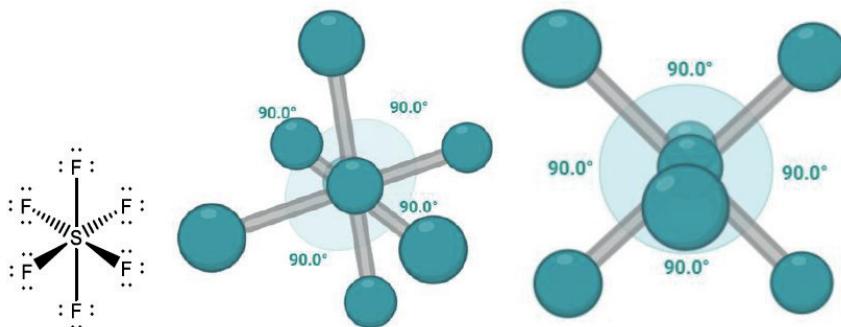
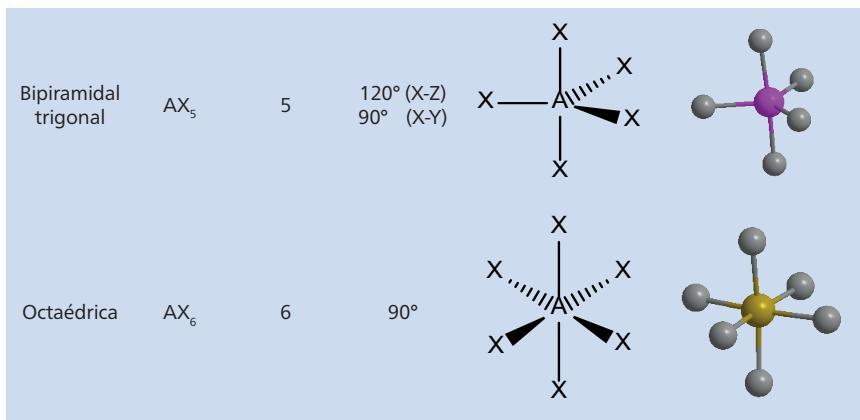


Figura 3.7. Representación de la geometría octaédrica en el SF_6 . (Fuente: elaborada por los autores, creada con el software orbitalviewer).

En resumen, la geometría molecular cuando no se tienen pares de electrones despareados en el átomo central se resumen en la tabla 3.1.

Tabla 3.1. Geometrías moleculares para compuestos cuyo átomo central no poseen pares de electrones no compartidos.

Geometría	Forma	Número de enlace	Ángulos	Estructura de Lewis	Representación
Lineal	AX_2	2	180°	X—A—X	
Trigonal plana	AX_3	3	120°		
Tetraédrica	AX_4	4	$109,5^\circ$		



Fuente: Housecroft, C., E., Sharpe, A.G. (2012). Molecular shape and the VSEPR model. *Inorganic Chemistry* (4 ed., pp.53). Pearson.

3.2.2. Geometrías con pares de electrones en el átomo central

Las geometrías con pares de electrones en el átomo central se derivan de las anteriores mencionadas, pero los pares de electrones no compartidos ejercen una repulsión electrostática generando “nuevas” geometrías que se analizan a continuación.

Geometría angular

Esta geometría aplica para compuestos con la forma AX_2 y con 1 o 2 pares de electrones no compartidos, como son SO_2 o el H_2O , si partimos de sus estructuras de Lewis tenemos:



Es posible observar que, los electrones no compartidos doblan la molécula generando ángulos que dependerán del tipo de moléculas. Para el agua el ángulo entre enlaces es $104,5^\circ$; mientras que, para el SO_2 es 119° (Brown et al., 2017b).

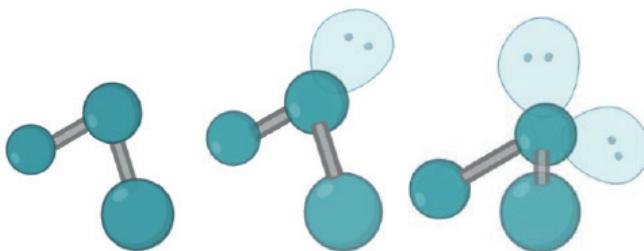


Figura 3.8. Representación de la geometría angular en el SO_2 y H_2O . Como se puede ver si consideramos los pares de electrones como parte de la geometría, el SO_2 tiene una geometría trigonal plana y el agua una tetraédrica. (Fuente: elaborada por los autores, creada con el software orbitalviewer).

Geometría pirámide trigonal

Esta geometría aplica para compuestos con la forma AX_3 y con un par de electrones no compartidos como NH_3 (Brown et al., 2017b). Si partimos de sus estructuras de Lewis tenemos:

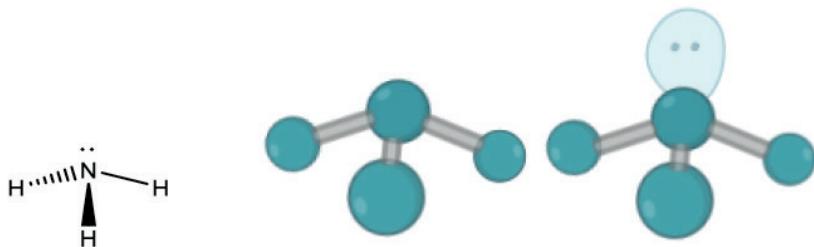


Figura 3.9. Representación de la geometría pirámide trigonal en el NH_3 . Como se puede ver si consideramos los pares de electrones como parte de la geometría, el NH_3 tiene una geometría tetraédrica. (Fuente: elaborada por los autores, creada con el software orbitalviewer).

Geometría Forma de T

Esta geometría aplica para compuestos con octetos expandidos con la forma AX_3 y con dos pares de electrones no compartidos como ClF_3 (Brown et al., 2017b). Si partimos de sus estructuras de Lewis tenemos:

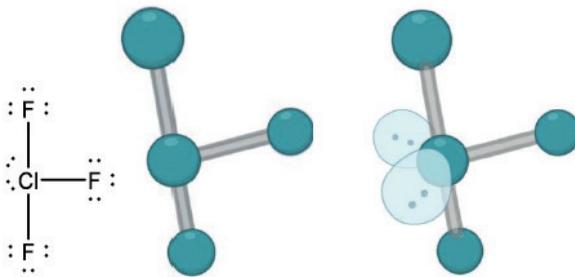


Figura 3.10. Representación de la geometría en forma de T en el ClF₃. Como se puede ver si consideramos los pares de electrones como parte de la geometría, el ClF₃ tiene una geometría bipiramidal trigonal. (Fuente: elaborada por los autores, creada con el software orbitalviewer).

Geometría Forma de balancín o tetraédrica distorsionada

Esta geometría aplica para compuestos con octetos expandidos con la forma AX₄ y con un par de electrones no compartidos como SF₄ (Brown et al., 2017b). Si partimos de sus estructuras de Lewis tenemos:

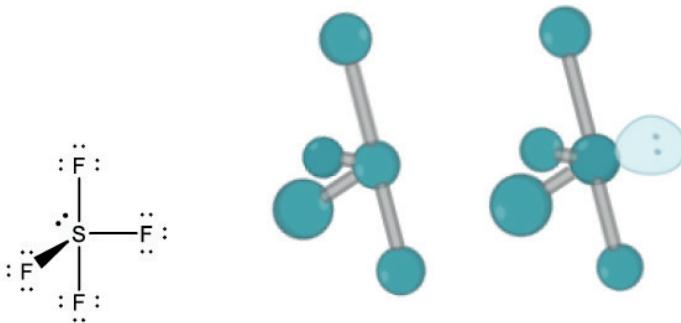


Figura 3.11. Representación de la geometría balancín o tetraédrica distorsionada en el SF₄. Como se puede ver si consideramos los pares de electrones como parte de la geometría, el SF₄ tiene una bipiramidal trigonal. (Fuente: elaborada por los autores, creada con el software orbitalviewer).

Geometría lineal

Esta geometría aplica para compuestos con octetos expandidos con la forma AX₂ y con tres pares de electrones no compartidos como XeF₂ (Brown et al., 2017b). Si partimos de sus estructuras de Lewis tenemos:

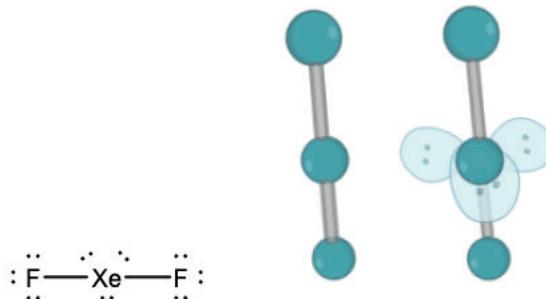


Figura 3.12. Representación de la geometría lineal en el XeF_2 . Como se puede ver si consideramos los pares de electrones como parte de la geometría, el XeF_2 tiene una bipiramidal trigonal. (Fuente: elaborada por los autores, creada con el software orbitalviewer).

Geometría piramidal cuadrada

Esta geometría aplica para compuestos con octetos expandidos con la forma AX_5 y con un par de electrones no compartidos como BrF_5 (Brown et al., 2017b). Si partimos de sus estructuras de Lewis tenemos:

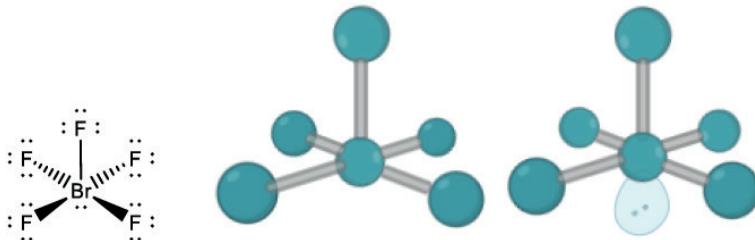


Figura 3.13. Representación de la geometría pirámide cuadrada en el BrF_5 . Como se puede ver si consideramos los pares de electrones como parte de la geometría, el BrF_5 tiene una octaédrica. (Fuente: elaborada por los autores, creada con el software orbitalviewer).

Geometría plana cuadrada

Esta geometría aplica para compuestos con octetos expandidos con la forma AX_4 y con dos pares de electrones no compartidos como XeF_4 (Brown et al., 2017b). Si partimos de sus estructuras de Lewis tenemos:

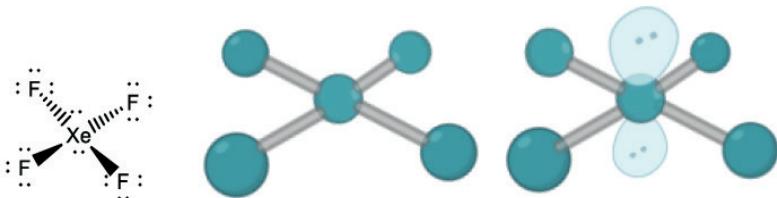
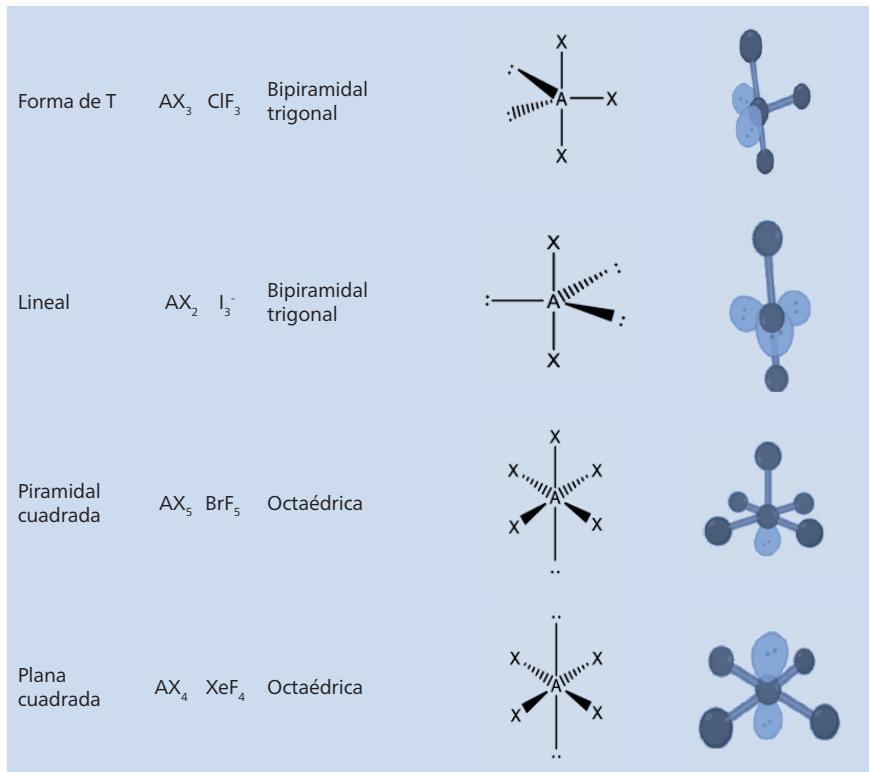


Figura 3.14. Representación de la geometría plana cuadrada en el XeF_4 . Como se puede ver si consideramos los pares de electrones como parte de la geometría, el XeF_4 tiene una octaédrica. (Fuente: elaborada por los autores, creada con el software orbitalviewer).

Tabla 3.2. Geometrías moleculares cuando el átomo central tiene pares de electrones no compartidos.

Geometría	Forma y ejemplo.	Distribución de los pares de e ⁻	Estructura de Lewis	Representación
Angular	AX_2 SO_2	Trigonal plana		
Pirámide trigonal	AX_3 NH_3	Tetraédrica		
Angular	X_2A H_2O	Tetraédrica		
Balancín o tetraédrica distorsionada	AX_4 SF_4	Bipiramidal trigonal		

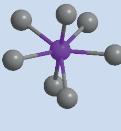
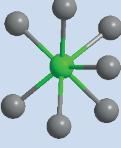
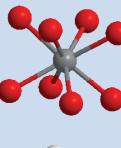


Fuente: Chang, R., & Goldsby, K. A. (2016). Chemical Bonding II: Molecular Geometry and Hybridization of Atomic Orbitals. *Chemistry* (12th ed., pp. 420). McGrawHill.

La geometría molecular es muy amplia y se escapa del límite de este texto. Las geometrías mostradas son las más básicas, puesto que en química de coordinación se estudian estructuras muy exóticas como la geometría cúbica o la dodecaédrica (Brown et al., 2017b). En la tabla 3.3. se muestra un resumen de otros tipos de geometrías en compuestos de coordinación.

Tabla 3.3. Geometrías moleculares de compuestos de coordinación.

Geometría	Orbitales híbridos	Fórmula	Ejemplo	Representación
Plano-cuadrada	sp^2d	AX_4	$[Ni(CN)_4]^{2-}$	
Piramidal de base cuadrada	sp^3d	AX_5	$[Ni(CN)_5]^{3+}$	

Octaédrica	sp^3d^2	AX_6	$[Co(NH_3)_6]^{3+}$	
Prismática trigonal	sd^5 / sp^3d^2	AX_6	$[Zr(CH_3)_6]^{2+}$	
Bipiramidal pentagonal	sp^3d^3	AX_7	$[V(CN)_7]^{2-}$	
Prismática trigonal monoapicada	sp^3d^3	AX_7	$[NbF_7]^{2-}$	
Antiprismática cuadrada	sp^3d^4	AX_8	$[TaF_8]^{3-}$	
Prismática trigonal triapicada	sp^3d^5	AX_9	$[ReH_9]^{2-}$	

Fuente: Housecroft, C., E., Sharpe, A.,G. (2012). Bonding in d-block metal complexes: Valence bond theory. *Inorganic Chemistry* (4 ed., pp.667). Pearson.

LECTURAS RECOMENDADAS

Housecroft, C., E., & Sharpe, A.,G. (2012). Bonding in d-block metal complexes: Valence bond theory. Inorganic Chemistry (4 ed., pp.667). Harlow: Pearson.

IUPAC. Compendium of Chemical Terminology, 2nd ed. (the “Gold Book”). Compiled by A. D. McNaught and A. Wilkinson. Blackwell Scientific Publications, Oxford (1997). Online version (2019-) created by S. J. Chalk. ISBN 0-9678550-9-8. <https://doi.org/10.1351/goldbook>.

Brown, T., L., LeMay, H., E., Bursted, B. (2004). Metales y metalurgia. En Química la Ciencia Central (9 ed., pp. 918-933). USA: Pearson.

Castellan, W. (1998). Fuerzas intermoleculares. En, Fisicoquímica (3 ed., pp. 701). México: Adisson Wesley.

Chang, R. (2008). Fuerzas intermoleculares. En, Fisicoquímica para las ciencias químicas y biológicas (8 ed., pp. 683). México: McGrawHill.

Chang, R., Goldsby, K., A. (2016c). Intermolecular Forces and Liquids and Solids. En Chemistry (12 ed., pp. 465-517). USA: McGrawHill.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C. J., Woodward, P. M., & Stoltzfus, M. W. (2017a). Basic concepts of chemical bonding Chemistry. In M. Walker (Ed.), *Chemistry The Central Science* (14th ed., pp. 299–337). Pearson.

Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C. J., Woodward, P. M., & Stoltzfus, M. W. (2017b). Molecular geometry and bonding theories. In M. Walker (Ed.), *Chemistry The Central Science* (14th ed., pp. 338–393). Pearson.

Burns, R. A. (2011). Enlaces químicos. In *Fundamentos de Química* (5th ed., pp. 213–248). Pearson Educación.

Chang, R., & Goldsby, K. A. (2016a). Chemical Bonding I: Basic Concepts. In *Chemistry* (12th ed., pp. 368–411). McGrawHill.

Chang, R., & Goldsby, K. A. (2016b). Chemical Bonding II: Molecular Geometry and Hybridization of Atomic Orbitals. In *Chemistry* (12th ed., pp. 412–464). McGrawHill.

Chang, R., & Goldsby, K. A. (2016c). Chemistry of the Nonmetals. In *Chemistry* (12th ed., pp. 1052–1088). McGrawHill.

Housecroft, C., & Sharpe, A. (2012a). Basic concepts: molecules. In *Inorganic Chemistry* (4th ed., pp. 31–59). Pearson.

Hausecroft, C., & Sharpe, A. (2012b). The group 13 elements. In *Inorganic Chemistry* (pp. 371–425). Pearson.

Housecroft, C., & Sharpe, A. (2012c). The group 18 elements. In *Inorganic Chemistry* (pp. 624–638). Pearson.

Masterton, W. L., Hurley, C. N., & Neth, E. J. (2012). Covalent Bonding. In *Chemistry: Principles and Reactions* (7th ed., pp. 190–221). Cengage Learning.

Murillo, D., Enderle, B., & Pham, J. (2024). Teaching Formal Charges of Lewis Electron Dot Structures by Counting Attachments. *Journal of Chemical Education*. https://doi.org/10.1021/ACS.JCHEMAED.4C00579/SUPPL_FILE/ED4C00579_SI_001.PDF

Nassiff, P., & Czerwinski, W. A. (2015). Teaching Beginning Chemistry Students Simple Lewis Dot Structures. *Journal of Chemical Education*, 92(8), 1409–1411. <https://doi.org/10.1021/ED500716Z>

Petrucci, Ralph., Herring, F., Madura, J. D., & Bissonnette, Carey. (2017a). Chemical Bonding I: Basic Concepts. In *General Chemistry Principles and Modern Applications* (11th ed., pp. 411–465). Pearson.

Petrucci, Ralph., Herring, F., Madura, J. D., & Bissonnette, Carey. (2017b). Chemical bonding II: Valence Bond and molecular orbital theories. In *General Chemistry Principles and Modern Applications* (11th ed., pp. 466–516). Pearson.

Rosenberg, J. L., Epstein, L. M., & Krieger, P. J. (2014). Enlace químico y estructura molecular. In McGraw-Hill (Ed.), *Química - serie Schaum* (10th ed.).

GLOSARIO

Estructuras de Lewis: Representaciones gráficas que muestran los electrones de valencia de átomos y moléculas, indicando cómo están distribuidos los electrones y las conexiones entre los átomos en una molécula o compuesto químico.

Cargas formales: La carga formal de un átomo en una molécula o ion se calcula asignando los electrones enlazantes por igual a cada átomo que participa en el enlace, sin considerar diferencias de electronegatividad. Es decir, en cada enlace covalente se otorga un electrón a cada átomo y se suman los electrones no compartidos (pares libres). La carga formal se obtiene comparando ese número con el de electrones de valencia del átomo libre:

$$CF = e_{\text{valencia}} - \left(e_{\text{no enlazantes}} + \frac{1}{2} e_{\text{enlazantes}} \right)$$

Este procedimiento difiere del criterio de electronegatividad, que solo se aplica al analizar la distribución real de carga (densidad electrónica), no la carga formal idealizada.

Geometría molecular: Configuración tridimensional de los átomos en una molécula, determinada por la disposición de los átomos y los pares de electrones alrededor del átomo central.

Electrones apareados: Dos electrones que ocupan el mismo orbital con espines opuestos.

Electrones no apareados: Electrones que están solos en un orbital y que pueden formar enlaces químicos.

Resonancia: Fenómeno químico que ocurre cuando una molécula no puede representarse adecuadamente con una sola estructura de Lewis. En su lugar, se usan varias estructuras posibles (llamadas *estructuras resonantes*) que representan la distribución real de los electrones como una combinación o promedio de todas ellas.

Distribución espacial: Organización de los átomos y electrones en el espacio dentro de una molécula.

ACTIVIDADES

Clasificación por grado de dificultad

Fácil: 3.13 - 3.20; 3.26 - 3.29; 3.33: 3.40 - 3.42; 3.50 - 3.54

Normal: 3.21 – 3.25; 3.31; 3.35 – 3.37; 3.39; 3.43 – 3.46; 3.48 – 3.49; 3.55 – 3.59

Examen: 3.30; 3.32; 3.34; 3.38; 3.47

Clasificación por tema

Estructuras de Lewis: 3.13-3.49

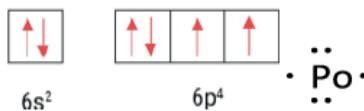
Geometría molecular: 3.50-3.59

SOLUCIONARIO

Estructuras de Lewis

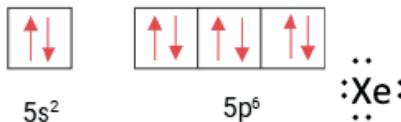
3.13. Realice la representación de Lewis del polonio:

Su distribución electrónica es [Xe] 4f¹⁴5d¹⁰6s²6p⁴ por lo que, tendrá 4 electrones apareados del nivel 6s² 6p⁴ y dos electrones sin aparear:



3.14. Realice la representación de Lewis del xenón:

Su distribución electrónica es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$ por lo que, tendrá 8 electrones apareados del nivel $5s^2 5p^6$ y ningún electrón sin aparear:



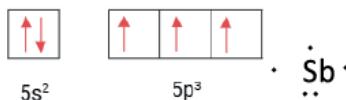
3.15. Realice la representación de Lewis del yodo:

Su distribución electrónica es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$ por lo que, tendrá 6 electrones apareados del nivel $5s^2 5p^5$ y un electrón sin aparear:



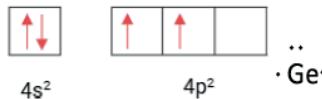
3.16. Realice la representación de Lewis del antimonio:

Su distribución electrónica es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^3$ por lo que, tendrá 2 electrones apareados del nivel $5s^2$ y tres electrones sin aparear del $5p^3$:



3.17. Realice la representación de Lewis del germanio:

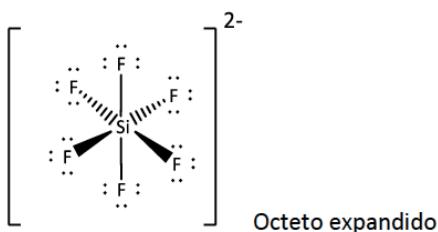
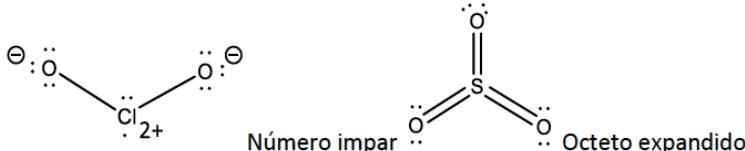
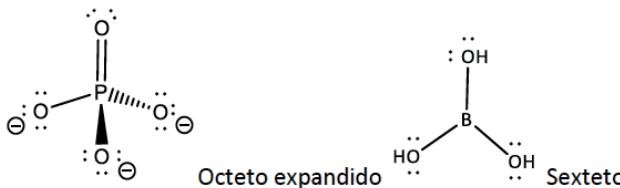
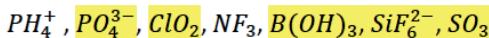
Su distribución electrónica es $[\text{Ar}]_{18} 4s^2 3d^{10} 4p^2$ por lo que, tendrá 2 electrones apareados del nivel $4s^2$ y dos electrones sin aparear del $4p^2$



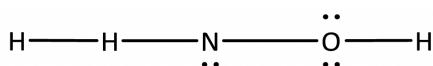
3.18. Escriba la estructura de Lewis para los siguientes iones: Sn^{2+} , H^+ , H^- , Br^- , N^{3-} (Chang & Goldsby. 2016a).



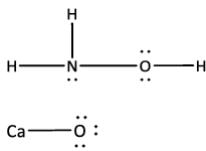
3.19. De las siguientes especies químicas determinar cuáles de ellas no cumplen la regla del octeto:



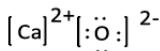
3.20. A partir de las siguientes estructuras de Lewis determinar sus errores (Petrucci, Herring, Madura, Bissonnette. 2017a):



El N tiene 6 electrones y el segundo H tiene 4 electrones. La forma correcta es:



Entre el Ca y el O se forma un enlace iónico, no covalente. La forma correcta es:



3.21. A partir de las siguientes estructuras de Lewis determinar si están correctas o no y explicar qué errores tienen de ser el caso (Petrucci et al. 2017a):

Correcto	Incorrecto
$\Theta \text{C} \equiv \text{N} :$	$. \text{C} \equiv \text{N} :^-$ (El C tiene 6 electrones)
$\Theta : \ddot{\text{O}} \text{---} \text{Cl}_2^+$	$: \ddot{\text{O}} \text{---} \text{Cl} \text{---} \ddot{\text{O}} :^-$ (la suma de electrones es 20, la suma de todos los electrones de valencia es 19, la estructura muestra que es neutra, por tanto, corresponde al caso de octeto impar)

3.22. A partir de las siguientes estructuras de Lewis determinar si están correctas o no y explicar qué errores tienen de ser el caso (Petrucci et al. 2017a):

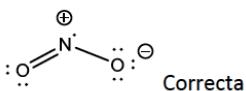
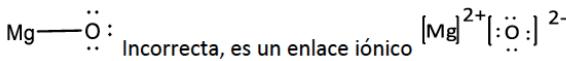
$: \ddot{\text{O}} \text{---} \text{C} = \text{N} :$ Incorrecta, el carbono no completa su octeto y las cargas son erróneas.

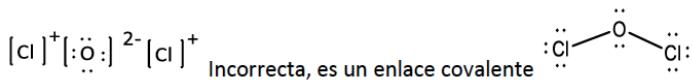
$\text{C} = \text{C} :^2-$ Incorrecta, los carbonos no completan octetos.

$: \ddot{\text{Cl}} \text{---} \ddot{\text{O}} :^-$ Correcta, corresponde al ion hipoclorito.

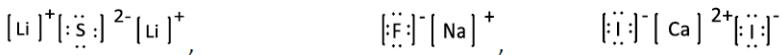
$\text{N} = \text{O} :$ Incorrecta, la suma real de electrones de valencia es 11 no 12, corresponde a octeto impar.

3.23. A partir de las siguientes estructuras de Lewis determinar si están correctas o no y explicar qué errores tienen de ser el caso (Petrucci et al. 2017a):

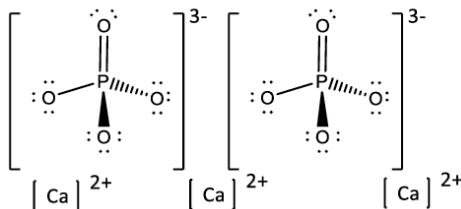
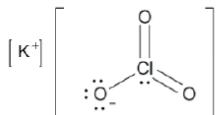
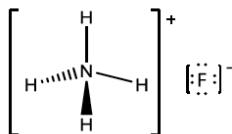
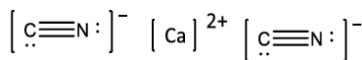




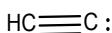
3.24. Realizar las estructuras de Lewis para: sulfuro de litio (Li_2S), fluoruro de sodio (NaF), yoduro de calcio (CaI_2) (Petrucci et al. 2017a).



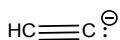
3.25. Realizar las estructuras de Lewis para: $\text{Ca}(\text{CN})_2$, NH_4F , KClO_3 , $\text{Ca}(\text{PO}_4)_2$ (Petrucci et al. 2017a).



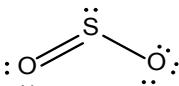
3.26. Determinar las cargas formales en la siguiente estructura de Lewis:



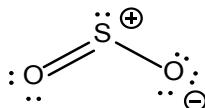
Carga formal	H	C	C
e ⁻ de valencia	1	4	4
e ⁻ totales	1	4	5
Carga formal	0	0	-1



3.27. Determinar las cargas formales de la siguiente estructura de Lewis:

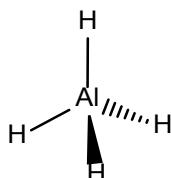


Carga formal	O	S	O
e⁻ de valencia	6	6	6
e⁻ totales	6	5	7
Carga formal	0	+1	-1

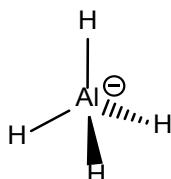


3.28. Determinar las cargas formales y realice la estructura de Lewis del AlH₄⁻:

$$\text{Total de e}^- = (3)+(4)+1=8\text{e}^-$$



Carga formal	H	H	H	Al
e⁻ de valencia	1	1	1	3
e⁻ totales	1	1	1	4
Carga formal	0	0	0	-1



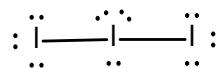
3.29. De los siguientes pares de estructuras de Lewis determinar cuál es correcta:

- a) H₂NON o H₂ONH
- b) SCS o CSS
- c) NFO o FNO
- d) SOCl₂ o OSCl₂ o OCl₂S
- e) F₃SN o F₃NS

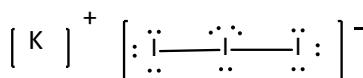
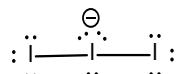
3.30. Dibuja la estructura de Lewis para el Lugol (KI_3).

Para el anión:

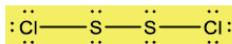
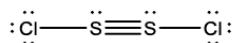
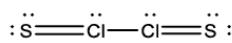
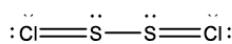
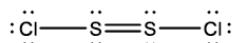
$$\text{Total de e}^- = (3 \times 7) + 1 = 22e^-$$



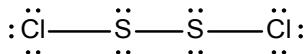
Carga formal	I	I	I
e ⁻ de valencia	7	7	7
e ⁻ totales	7	8	7
Carga formal	0	-1	0



3.31. A partir de las siguientes estructuras de Lewis, determinar cuál es correcta:

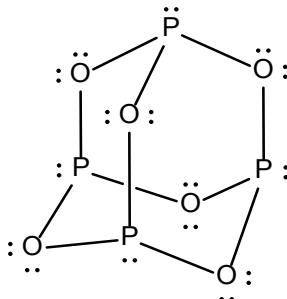


Total de $e^- = (2 \times 7) + (2 \times 6) = 26e^-$ la única estructura que cumple dicha condición es:



3.32. Realizar la estructura de Lewis para el P_4O_{10} , ningún átomo de fósforo se une directamente a otro átomo de fósforo.

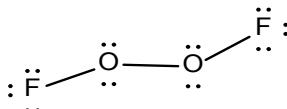
Total de $e^- = (4 \times 5) + (6 \times 6) = 56e^-$



3.33. Dibuje las estructuras de Lewis para el O_2F_2 y OF_2 .

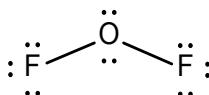
Para el fluoruro de oxígeno(I)

Total de $e^- = (2 \times 7) + (2 \times 6) = 26$



Para el fluoruro de oxígeno(II)

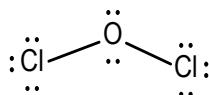
Total de $e^- = (2 \times 7) + (1 \times 6) = 20e^-$



3.34. Dibuje las estructuras de Lewis para el OCl_2 y ClO_2 .

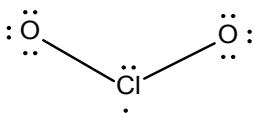
Para el OCl_2

Total de $e^- = (2 \times 7) + (1 \times 6) = 20e^-$



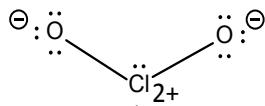
Para el ClO_2 :

Total de $e^- = (1 \times 7) + (2 \times 6) = 19e^-$



caso especial, número impar de electrones

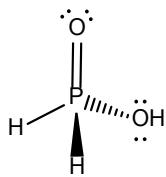
Carga formal	Cl	O	O
e^- de valencia	5	6	6
e^- totales	7	7	7
Carga formal	+2	-1	-1



3.35. Dibuje las estructuras de Lewis para los ácidos fosfínico (H_3PO_2) sabiendo que su estructura es $\text{H}_2\text{PO}(\text{OH})$, ácido fosfónico $\text{H}(\text{OH})_2\text{PO}$, ácido fosfórico ($\text{OH})_3\text{PO}$, ácido hipofosfórico $(\text{OH})_2\text{OP-PO}(\text{OH})_2$, ácido difosfórico $(\text{OH})_2\text{OP-O-PO}(\text{OH})_2$ y el ácido trifosfórico $(\text{OH})_2\text{OP-O-PO}(\text{OH})-\text{O-PO}(\text{OH})_2$.

a) para el ácido fosfínico H_3PO_2 :

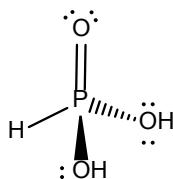
Total de $e^- = (3 \times 1) + (5) + (2 \times 6) = 20e^-$



es un octeto expandido

b) para el ácido fosfónico H_3PO_3 :

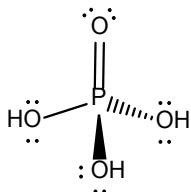
Total de $e^- = (3 \times 1) + (5) + (3 \times 6) = 26e^-$



es un octeto expandido

c) para el ácido fosfórico H_3PO_4 :

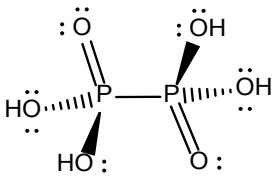
$$\text{Total de e}^- = (3 \times 1) + (5) + (4 \times 6) = 32e^-$$



es un octeto expandido

d) para el ácido hipofosfórico $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$:

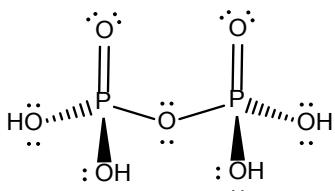
$$\text{Total de e}^- = (4 \times 1) + (2 \times 5) + (6 \times 6) = 50e^-$$



es un octeto expandido

e) para el ácido difosfórico $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$:

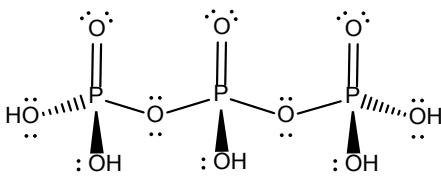
$$\text{Total de e}^- = (4 \times 1) + (2 \times 5) + (7 \times 6) = 56e^-$$



es un octeto expandido

f) para el ácido trifosfórico $\text{H}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$:

$$\text{Total de e}^- = (5 \times 1) + (3 \times 5) + (10 \times 6) = 80e^-$$

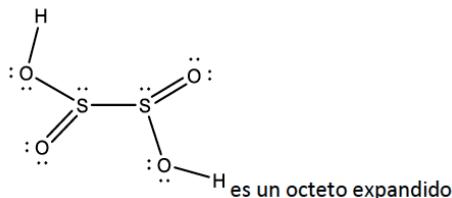
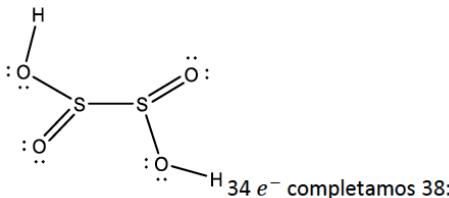


es un octeto expandido

3.36. Dibuja las estructuras de Lewis para los ácidos ditionoso ($\text{OH})\text{OS}-\text{SO}(\text{OH})$, ácido sulfuroso $\text{SO}(\text{OH})_2$, ácido sulfúrico $\text{SO}_2(\text{OH})_2$, ácido disulfúrico $\text{SO}_2(\text{OH})-\text{O}-\text{SO}_2(\text{OH})$, ácido peroxidisulfúrico $\text{SO}_2(\text{OH})-\text{O}-\text{O}-\text{SO}_2(\text{OH})$ y el ácido tiosulfúrico $\text{SSO}(\text{OH})_2$.

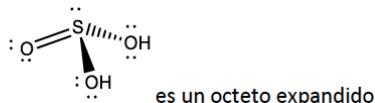
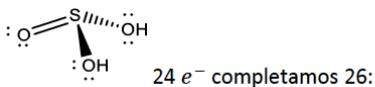
a) para el ácido ditionoso $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$:

Total de $e^- = (2 \times 1) + (2 \times 6) + (4 \times 6) = 38 e^-$



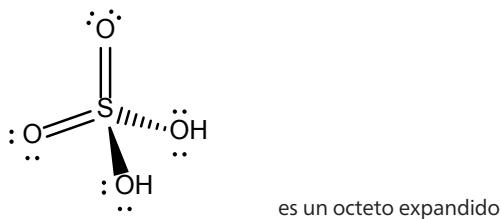
b) para el ácido sulfuroso H_2SO_3 :

Total de $e^- = (2 \times 1) + (1 \times 6) + (3 \times 6) = 26 e^-$



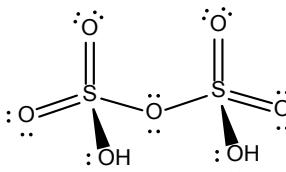
c) para el ácido sulfúrico H_2SO_4 :

Total de $e^- = (2 \times 1) + (6) + (4 \times 6) = 32 e^-$



d) para el ácido disulfúrico $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$:

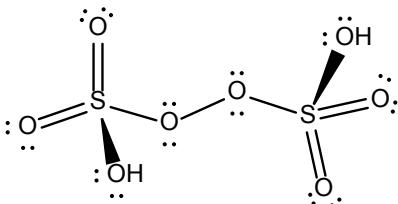
Total de $e^- = (2 \times 1) + (2 \times 6) + (7 \times 6) = 56e^-$



es un octeto expandido

e) para el ácido peroxodisulfúrico $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$:

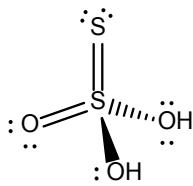
Total de $e^- = (2 \times 1) + (2 \times 6) + (8 \times 6) = 62e^-$



es un octeto expandido

f) para el ácido tiosulfúrico $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$:

Total de $e^- = (2 \times 1) + (2 \times 6) + (3 \times 6) = 32e^-$

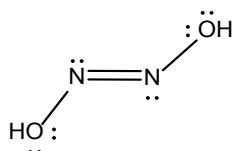


es un octeto expandido

3.37. Dibuje las estructuras de Lewis para los ácidos hiponitroso ($\text{OH}\text{NN(OH)}$) y nitroso NO(OH) , considere que el nitrógeno no tiene orbitales "d" por lo cual no puede formar octetos expandidos.

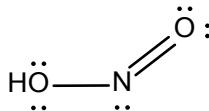
a) para el ácido hiponitroso $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$:

Total de $e^- = (2 \times 1) + (2 \times 5) + (2 \times 6) = 24e^-$



b) para el ácido nitroso HNO_2 :

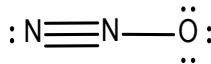
Total de $e^- = (1 \times 1) + (5) + (2 \times 6) = 18e^-$



3.38. Dibuje las estructuras de Lewis para los óxidos de nitrógeno N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_4 , N_2O_5 .

a) para el óxido de nitrógeno(I) N_2O :

Total de $e^- = (2 \times 5) + (1 \times 6) = 16e^-$

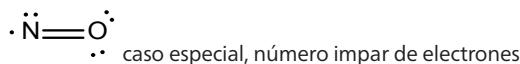


Carga formal	N	N	O
e^- de valencia	5	5	6
e^- totales	5	4	7
Carga formal	0	+1	-1



b) para el óxido de nitrógeno(II) NO :

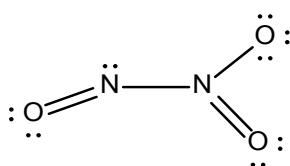
Total de $e^- = (1 \times 5) + (1 \times 6) = 11 e^-$



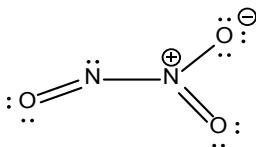
caso especial, número impar de electrones

c) para el óxido de nitrógeno(III) N_2O_3 :

Total de $e^- = (2 \times 5) + (3 \times 6) = 28 e^-$

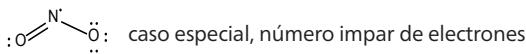


Carga formal	N	N	O	O
e ⁻ de valencia	5	5	6	6
e ⁻ totales	5	4	7	6
Carga formal	0	+1	-1	0

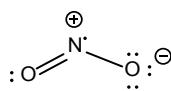


d) para el óxido de nitrógeno(IV) NO₂:

$$\text{Total de e}^{-} = (1 \times 5) + (2 \times 6) = 17 \text{ e}^{-}$$

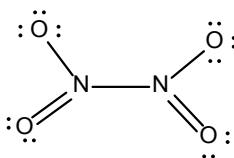


Carga formal	N	O	O
e ⁻ de valencia	5	6	6
e ⁻ totales	4	7	6
Carga formal	+1	-1	0

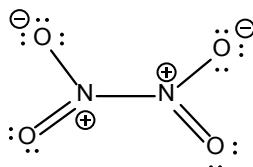


e) para el óxido de tetraóxido de dinitrógeno N₂O₄:

$$\text{Total de e}^{-} = (2 \times 5) + (4 \times 6) = 34 \text{ e}^{-}$$

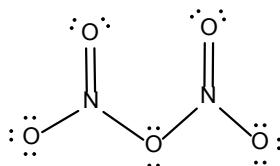


Carga formal	N	N	O	O	O	O
e ⁻ de valencia	5	5	6	6	6	6
e ⁻ totales	4	4	7	7	6	6
Carga formal	+1	+1	-1	-1	0	0

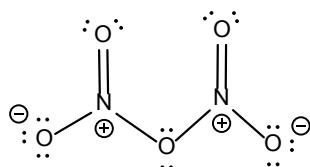


f) para el óxido de nitrógeno(v) N_2O_5 :

Total de $e^- = (2 \times 5) + (5 \times 6) = 40 e^-$



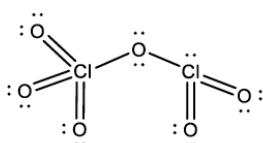
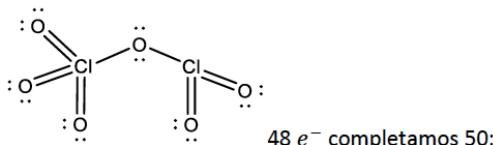
Carga formal	N	N	O	O	O	O	O
e^- de valencia	5	5	6	6	6	6	6
e^- totales	4	4	7	7	6	6	6
Carga formal	+1	+1	-1	-1	0	0	0



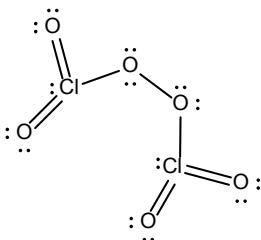
3.39. Dibuje las estructuras de Lewis para los siguientes compuestos: Cl_2O_6 , FCIO , BrF_3O , IFO_2 .

a) para el Cl_2O_6 :

Total de $e^- = (2 \times 7) + (6 \times 6) = 50 e^-$

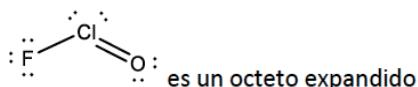
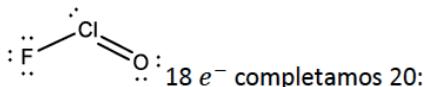


Como nota adicional la molécula también puede ser un peróxido, ambas moléculas son isómeros:



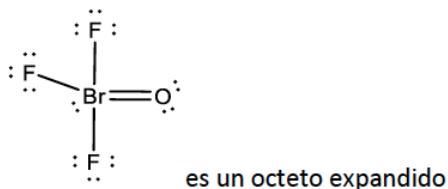
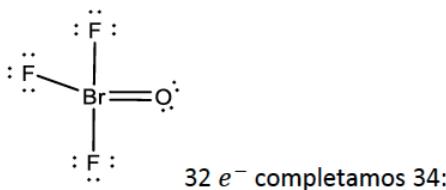
b) para el FCIO:

$$\text{Total de } e^- = (1 \times 7) + (1 \times 7) + (1 \times 6) = 20e^-$$



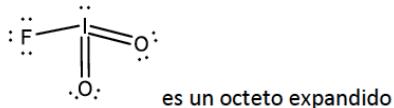
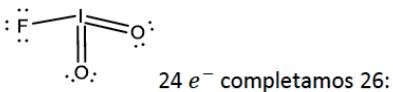
c) para el BrF₃O:

$$\text{Total de } e^- = (1 \times 7) + (3 \times 7) + (1 \times 6) = 34e^-$$



d) para el IFO_2 :

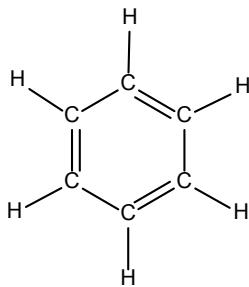
Total de $e^- = (1 \times 7) + (1 \times 7) + (2 \times 6) = 26e^-$



3.40. Dibuje las estructuras de Lewis para los siguientes compuestos: benceno C_6H_6 y benceno inorgánico $\text{B}_3\text{N}_3\text{H}_6$.

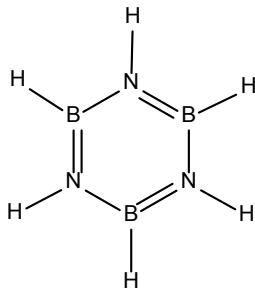
a) para el Benceno:

Total de $e^- = (6 \times 4) + (6 \times 1) = 30e^-$

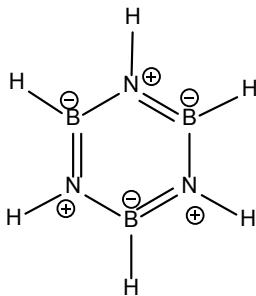


b) para el boraceno:

Total de $e^- = (3 \times 3) + (3 \times 5) + (6 \times 1) = 30e^-$



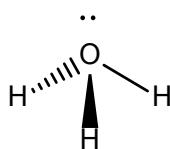
Carga formal	N	N	B	B	B
e ⁻ de valencia	5	5	3	3	3
e ⁻ totales	4	4	4	4	4
Carga formal	+1	+1	-1	-1	-1



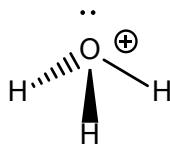
3.41. Dibuje las estructuras de las siguientes especies químicas: H_3O^+ , CO , NH_4^+ , CO_3^{2-} .

a) para el hidronio:

Total de e⁻ = (1x6)+(3x1)-1e⁻ = 8 e⁻ (restamos 1e⁻ porque es la carga del catión)

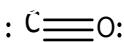


Carga formal	H	O
e ⁻ de valencia	1	6
e ⁻ totales	1	5
Carga formal	0	+1



b) para el monóxido de carbono:

Total de $e^- = (6) + 4 = 10e^-$

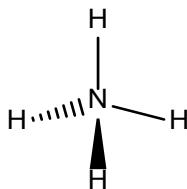


Carga formal	C	O
e^- de valencia	4	6
e^- totales	5	5
Carga formal	-1	+1

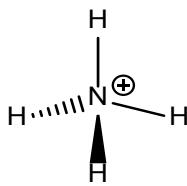


c) para el catión amonio:

Total de $e^- = (4 \times 1) + (5) - 1e^- = 8e^-$ (restamos $1e^-$ porque es la carga del catión)

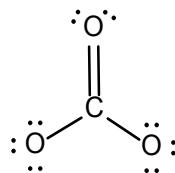


Carga formal	H	N
e^- de valencia	1	5
e^- totales	1	4
Carga formal	0	+1

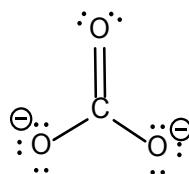


d) para el anión carbonato:

Total de $e^- = (4 \times 1) + (6 \times 3) + 2e^- = 24e^-$ (sumamos $2e^-$ porque es la carga del anión)



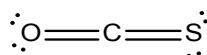
Carga formal	O	O	O	C
e^- de valencia	6	6	6	4
e^- totales	6	7	7	4
Carga formal	0	-1	-1	0



3.42. Dibuje las estructuras de las siguientes especies químicas: OCS, CN⁻, CNO⁻, NCO, HN₃.

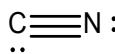
a) para el OCS:

Total de $e^- = (1 \times 6) + (1 \times 4) + (6) = 16e^-$

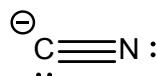


b) para el CN⁻:

Total de $e^- = (1 \times 5) + (1 \times 4) + 1e^- = 10e^-$ (sumamos $1e^-$ porque es la carga del anión)

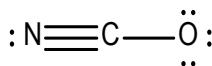


Carga formal	C	N
e^- de valencia	4	5
e^- totales	5	5
Carga formal	-1	0

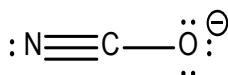


c) para el CNO⁻:

Total de e⁻ = 5+4+6+1e⁻ = 16e⁻ (sumamos 1e⁻ porque es la carga del anión)

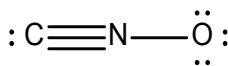


Carga formal	C	O	N
e ⁻ de valencia	4	6	5
e ⁻ totales	4	7	5
Carga formal	0	-1	0

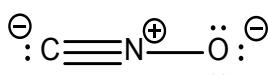


d) para el NCO⁻:

Total de e⁻ = 5+4+6+1e⁻ = 16e⁻ (sumamos 1e⁻ porque es la carga del anión)

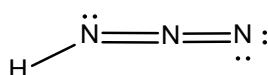


Carga formal	C	O	N
e ⁻ de valencia	4	6	5
e ⁻ totales	5	7	4
Carga formal	-1	-1	+1

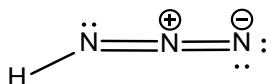


e) para el HN₃:

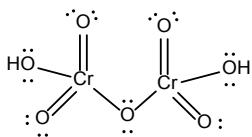
Total de e⁻ = 1+(3x5) = 16 e⁻



Carga formal	H	N	N	N
e ⁻ de valencia	1	5	5	5
e ⁻ totales	1	5	4	6
Carga formal	0	0	+1	-1



3.43. Dibuje la estructura del ácido dicrómico $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

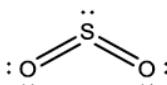
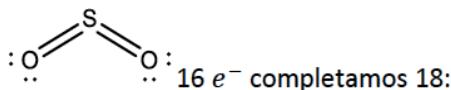


es un octeto expandido de un metal de transición

3.44. Dibuje las estructuras de las siguientes especies químicas: SO_2 , SO_3 , H_2S , SF_4 , ICl_4^- .

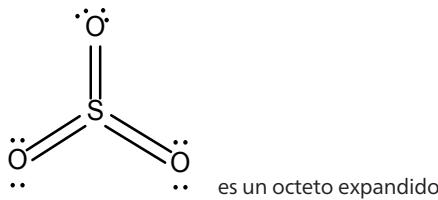
a) para el SO_2 :

$$\text{Total de e}^- = 6 + (2 \times 6) = 18 \text{ e}^-$$



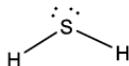
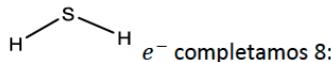
b) para el SO_3 :

$$\text{Total de e}^- = 6 + (3 \times 6) = 24 \text{ e}^-$$



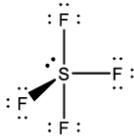
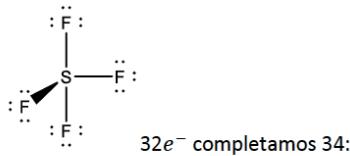
c) para el H_2S :

Total de $e^- = 6 + (2 \times 1) = 8 e^-$



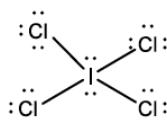
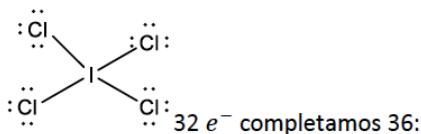
d) para el SF_4 :

Total de $e^- = 6 + (4 \times 7) = 34 e^-$

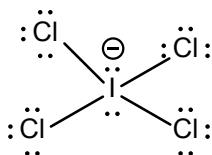


e) para el ICl_4^- :

Total de $e^- = 7 + (4 \times 7) + 1 = 36 e^-$ (sumamos 1 e^- porque es la carga del anión)



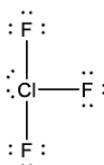
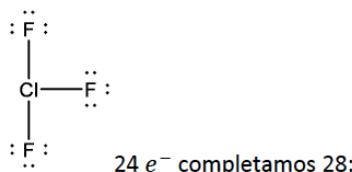
Carga formal	Cl	I
e^- de valencia	7	7
e^- totales	7	8
Carga formal	0	-1



3.45. Dibuje las estructuras de las siguientes especies químicas: ClF_3^- , SnCl_3^- , BrF_5^- .

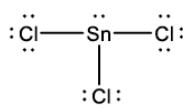
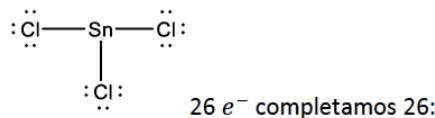
a) para el ClF_3^- :

$$\text{Total de } e^- = 7 + (3 \times 7) = 28 \text{ } e^-$$

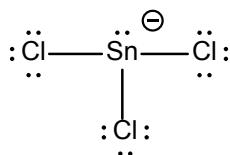


b) para el SnCl_3^- :

$$\text{Total de } e^- = 4 + (3 \times 7) + 1 = 26 \text{ } e^- \text{ (sumamos } 1 \text{ } e^- \text{ porque es la carga del anión)}$$

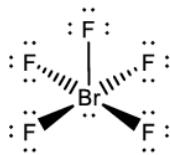
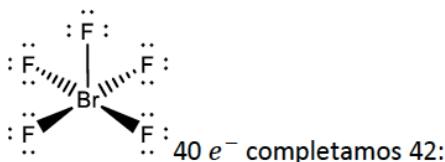


Carga formal	Cl	Sn
e^- de valencia	7	4
e^- totales	7	5
Carga formal	0	-1

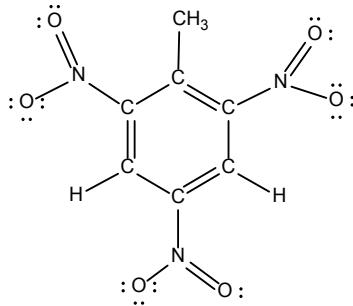


c) para el BrF_5 :

$$\text{Total de e}^- = 7 + (5 \times 7) = 42 \text{ e}^-$$

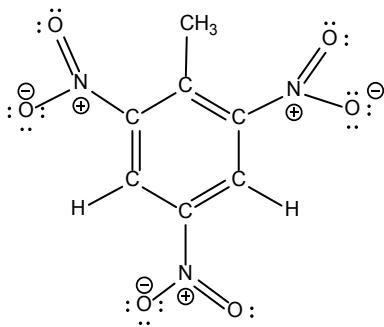


3.46. Dibuje las estructuras de Lewis del TNT: $\text{C}_6\text{H}_2(\text{NO}_2)_3\text{CH}_3$.



El análisis de las cargas formales solo para el O y N:

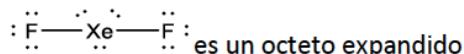
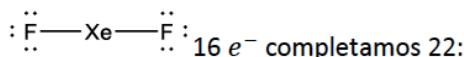
Carga formal	N	O O
e ⁻ de valencia	5	6 6
e ⁻ totales	4	7 6
Carga formal	+1	-1 0



3.47. Dibuje las estructuras de las siguientes especies químicas: XeF_2 , XeO_4 , SFO_2XeF .

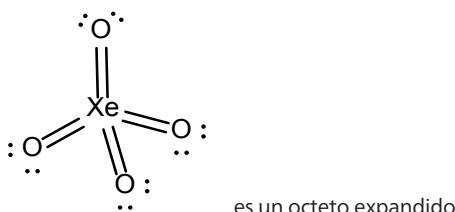
a) para el XeF_2 :

$$\text{Total de e}^- = 8 + (2 \times 7) = 22 \text{ e}^-$$



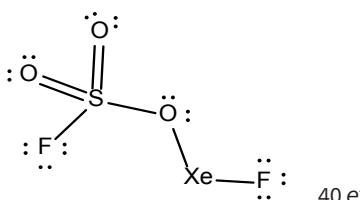
b) para el XeO_4 :

$$\text{Total de e}^- = 8 + (4 \times 6) = 32 \text{ e}^-$$



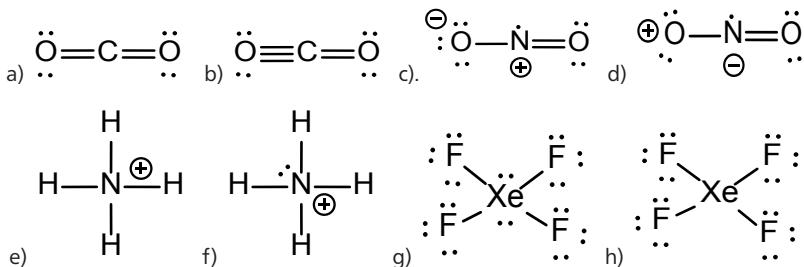
c) para el SFO_2XeF :

$$\text{Total de e}^- = 6 + 7 + (6 \times 2) + 8 + 7 = 40 \text{ e}^-$$



3.48. Relacione la especie química con la estructura de Lewis correcta:

- 1) NO_2 2) CO_2 3) NH_4^+ 4) XeF_4 con

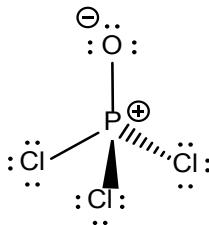


Respuesta: 1C, 2A, 3E, 4G

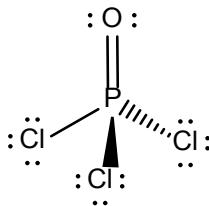
3.49. Dibuje la estructura de Lewis para el $POCl_3$ cumpliendo la regla del octeto y con un octeto expandido.

a) Total de $e^- = 5+6+(3 \times 7) = 32 e^-$

Carga formal	P	O	Cl	Cl	Cl
e^- de valencia	5	6	7	7	7
e^- totales	4	7	7	7	7
Carga formal	+1	-1	0	0	0

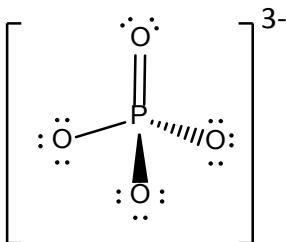


b) Total de $e^- = 5+6+(3 \times 7) = 32 e^-$ octeto expandido:

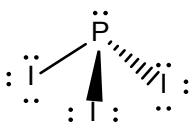


Geometría molecular

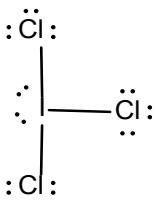
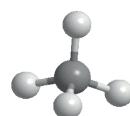
3.50. Determinar la geometría molecular de: PO_4^{3-} , PI_3 , ICl_3 , $OSCl_2$, SF_4 (Masterton, Hurley, Neth. 2012).



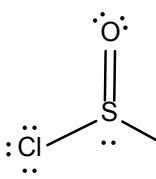
La geometría es tetraédrica



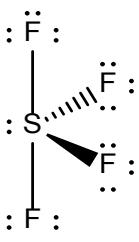
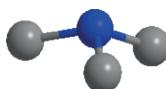
La geometría es tetraédrica



La geometría es forma de T



La geometría es pirámide trigonal



La geometría es balancín

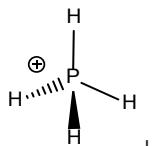


3.51. Determinar la geometría molecular de: PH_4^+ , SiO_4^{4-} , XeF_3 , $BrCl_5$ (Masterton et al. 2012).

a) para el PH_4^+ :

$$\text{Total de } e^- = 5 + (4 \times 1) - 1 = 8e^-$$

Carga formal	P	H	H	H
e^- de valencia	5	1	1	1
e^- totales	4	1	1	1
Carga formal	+1	0	0	0



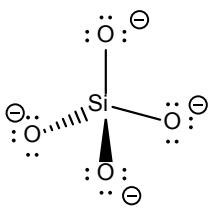
La geometría es tetraédrica



b) para el SiO_4^{4-} :

$$\text{Total de } e^- = 4 + (4 \times 6) + 4 = 32e^-$$

Carga formal	Si	O	O	O	O
e^- de valencia	6	6	6	6	6
e^- totales	6	7	7	7	7
Carga formal	0	-1	-1	-1	-1



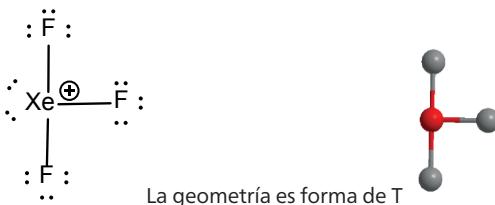
a geometría es tetraédrica



c) para el XeF_3 :

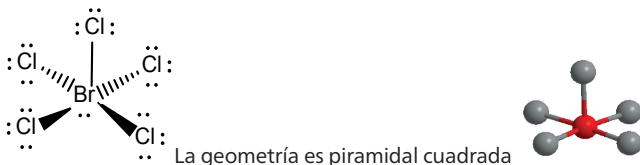
$$\text{Total de } e^- = 8 + (3 \times 7) - 1 = 28e^-$$

Carga formal	Xe	F	F	F
e^- de valencia	8	7	7	7
e^- totales	7	7	7	7
Carga formal	+1	0	0	0



d) para el $BrCl_5$:

$$\text{Total de } e^- = 7 + (5 \times 7) = 42 e^-$$



3.52. Determinar la geometría molecular de: IBr_2^- , SCO , RnF_4 (Masterton et al. 2012).

d) para el IBr_2^- :

$$\text{Total de } e^- = 7 + (2 \times 7) + 1 = 22 e^-$$

Carga formal	I	Br	Br
e^- de valencia	7	7	7
e^- totales	8	7	7
Carga formal	-1	0	0



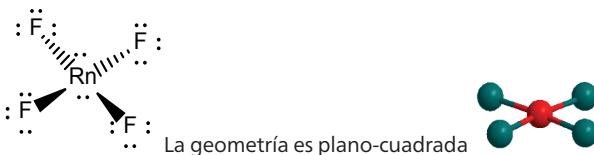
d) para el SCO :

$$\text{Total de } e^- = 6 + 4 + 6 = 16 e^-$$



d) para el RnF_4 :

Total de $e^- = 8 + (4 \times 7) = 36e^-$

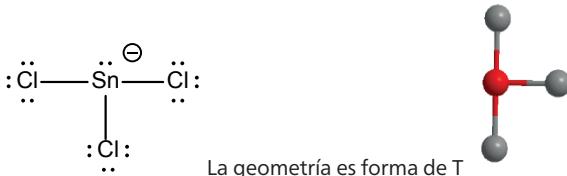


3.53. Determinar la geometría molecular de: $SnCl_3^-$, OCl_2 , O_3 , CS_2 (Masterton et al. 2012).

a) para el $SnCl_3^-$:

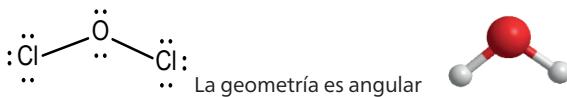
Total de $e^- = 4 + (3 \times 7) + 1 = 26e^-$ (sumamos 1 e^- porque es la carga del anión)

Carga formal	Cl	Sn
e^- de valencia	7	4
e^- totales	7	5
Carga formal	0	-1



b) para el OCl_2 :

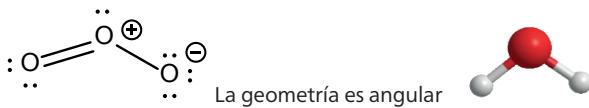
Total de $e^- = 6 + (2 \times 7) = 20 e^-$



c) para el O_3 :

Total de $e^- = (3 \times 6) = 18 e^-$

Carga formal	O	O	O
e^- de valencia	6	6	6
e^- totales	6	5	7
Carga formal	0	+1	-1



d) para el CS_2 :

Total de $e^- = 4 + (2 \times 6) = 16 e^-$



3.54. Determinar la geometría molecular de: KrF_2 , ClF_5 , PCl_5 (Masterton et al. 2012).

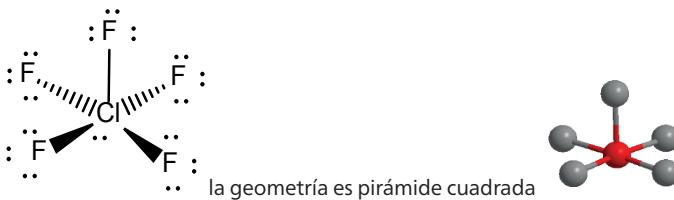
a) para el KrF_2 :

Total de $e^- = 8 + (2 \times 7) = 22 e^-$



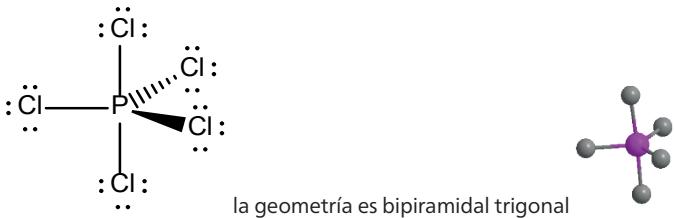
b) para el ClF_5 :

Total de $e^- = 7 + (5 \times 7) = 42$



c) para el PCl_5 :

Total de $e^- = 5 + (5 \times 7) = 40 e^-$



3.55. A partir de las siguientes moléculas determinar, cuál tiene geometría lineal (Masterton et al. 2012).

a) SCl_2 (angular)



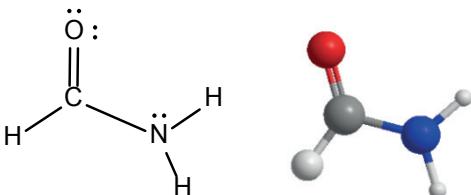
b) XeF_2



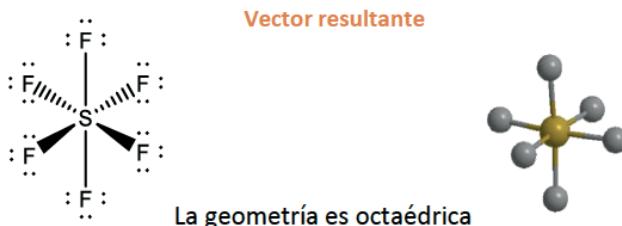
c) $\text{H}_2\text{C}=\text{CHCH}_2\text{C}\equiv\text{CH}$ (el doble enlace dobla la molécula)



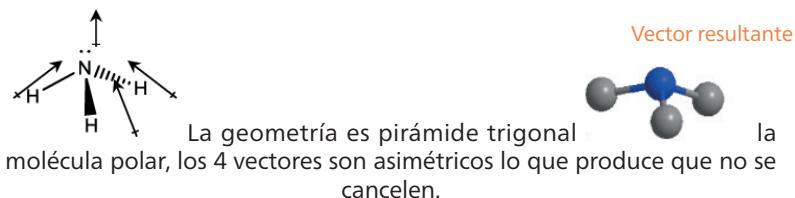
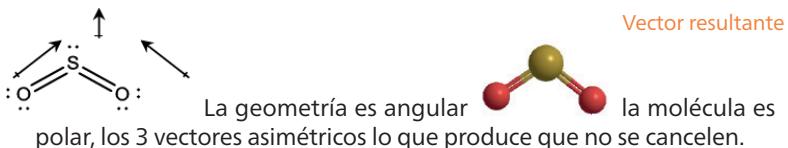
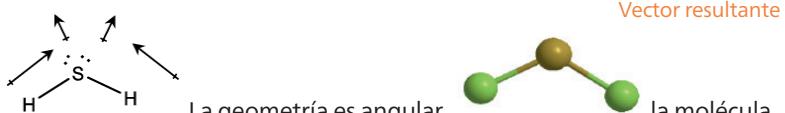
d) OCHNH_2 (la molécula es trigonal plana en la parte del carbono y oxígeno)



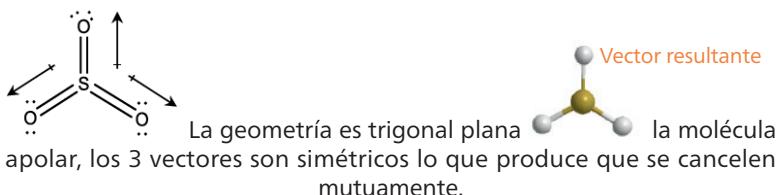
3.56. Determinar si existe momento dipolar y la geometría molecular de: SF_6 , H_2S , SO_2 , NH_3 (Masterton et al. 2012).



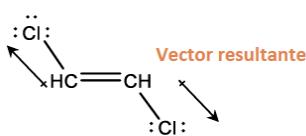
Molécula apolar, los 6 F son simétricos, 6 vectores mutuamente opuestos lo que produce que se cancelen.



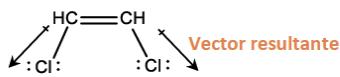
3.57. Determinar si existe momento dipolar y la geometría molecular de: SO_3 , HCN , CS_2 (Masterton et al. 2012).



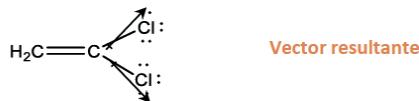
3.58. Determinar cuál de las siguientes moléculas no es polar (Masterton et al. 2012).



La molécula es apolar

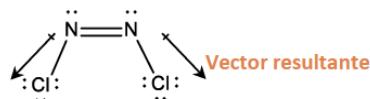


La molécula es polar

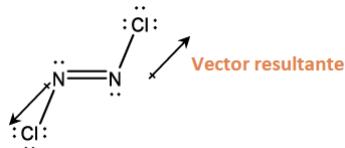


La molécula es polar

- 3.59.** Determinar cuál de las siguientes moléculas no es polar (Masterton et al. 2012):



La molécula es polar



La molécula es apolar

PROBLEMAS RESUELTOS DE QUÍMICA GENERAL

ESTRUCTURA ATÓMICA

- 🌐 www.atenaeditora.com.br
- ✉️ contato@atenaeditora.com.br
- 👤 [@atenaeditora](https://www.instagram.com/atenaeditora)
- ⬇️ www.facebook.com/atenaeditora.com.br



UNIVERSIDAD
TÉCNICA DE
MANABÍ
Fundada en 1952



ESPAMMFL
ESCUELA SUPERIOR POLITÉCNICA
AGROPECUARIA DE MANABÍ MANUEL FELIX LÓPEZ

Atena
Editora
Año 2025

PROBLEMAS RESUELTOS DE QUÍMICA GENERAL

ESTRUCTURA ATÓMICA

- 🌐 www.atenaeditora.com.br
- ✉️ contato@atenaeditora.com.br
- 👤 [@atenaeditora](https://www.instagram.com/atenaeditora)
- 👤 www.facebook.com/atenaeditora.com.br



UNIVERSIDAD
TÉCNICA DE
MANABÍ
Fundada en 1952



ESPAMMFL
ESCUELA SUPERIOR POLITÉCNICA
AGROPECUARIA DE MANABÍ MANUEL FELIX LÓPEZ

Atena
Editora
Año 2025