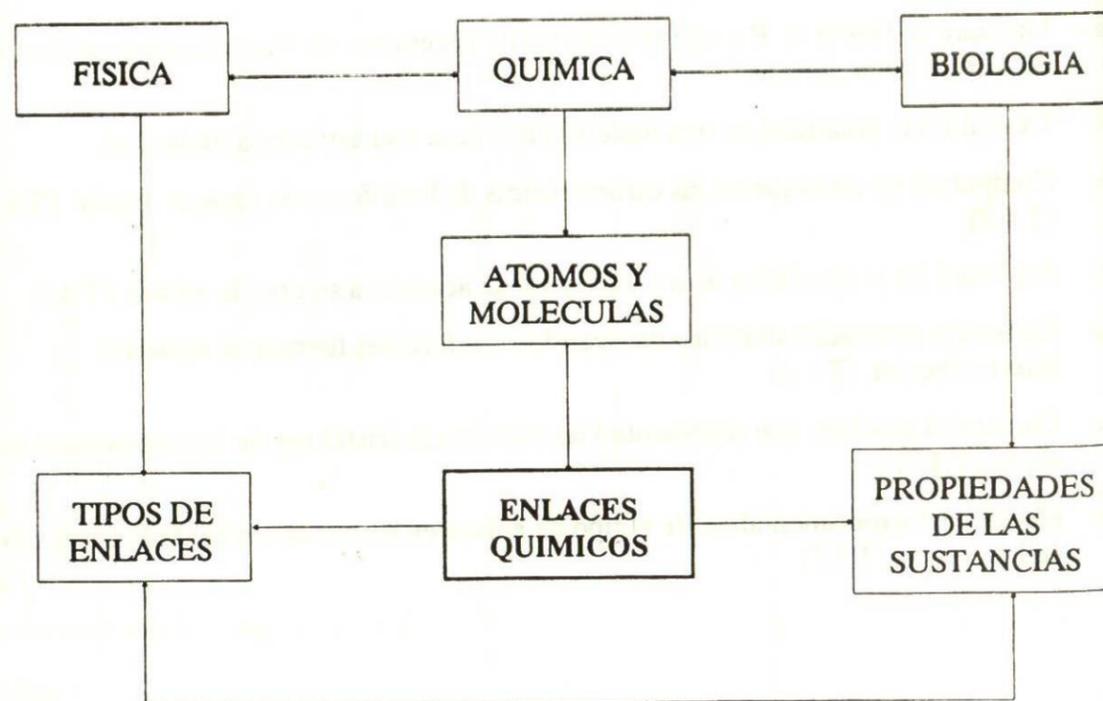


UNIDAD IV

Enlaces Químicos. Uniones que construyen

OBJETIVO

Describir los diferentes tipos de enlace químico señalando su relación con la ubicación de los elementos en la tabla periódica y reconocer su importancia en las propiedades de las sustancias.



UNIDAD IV

ENLACES QUIMICOS. UNIONES QUE CONSTRUYEN

Actividad 4.1 Electrones de Valencia

I. Desarrolla la siguiente actividad sobre el tema "Electrones de Valencia".

1. Define el concepto "Electrones de Valencia"

2. En la tabla siguiente escribe el número atómico, símbolo, configuración electrónica y electrones de valencia de los elementos del período 3 de la Tabla Periódica.

No. ATÓMICO	SÍMBOLO	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA	ELECTRONES DE VALENCIA

3. Determina el número de electrones de valencia y el grupo al que pertenecen en la tabla periódica los siguientes elementos representativos:

ELEMENTO	ELECTRONES DE VALENCIA	GRUPO EN LA TABLA PERIÓDICA
Nitrógeno		

ELEMENTO	ELECTRONES DE VALENCIA	GRUPO EN LA TABLA PERIÓDICA
Litio		
Bromo		
Bario		
Galio		

4. De las respuestas anteriores deduce la relación que observas entre el número de electrones de valencia de un elemento y el grupo al que pertenece en la tabla periódica y completa el siguiente enunciado:

El número de _____ de los elementos representativos es _____ al número del _____ al que pertenecen en la _____

Actividad 4.2 Estructuras de Lewis y Regla de Octeto

I. Después de escuchar las explicaciones sobre "Configuración Electrónica Estable" y "Estructuras de Lewis para Átomos e Iones responde breve y claramente lo siguiente:

1. Menciona con tus propias palabras por qué los átomos tienden a adquirir la configuración electrónica de gas noble al formar iones.

2. Establece la relación entre la configuración electrónica de gas noble y la Regla del Octeto.

3. Escribe en la tabla siguiente las configuraciones electrónicas y las estructuras electrónicas puntuales de Lewis para los átomos de los períodos 2 y 3 de la tabla periódica y la de los iones que forman al combinarse.

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA	ESTRUCTURA DE LEWIS	
	ATOMO	Ion

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA	ESTRUCTURA DE LEWIS	
	ATOMO	ION

4. Compara las estructuras puntuales de Lewis de los cationes y aniones de la pregunta 3 y reflexiona sobre las características de las estructuras de Lewis de cationes y de aniones. Al terminar completa lo siguiente:

La estructura puntual de Lewis para un catión IA se representa con _____ electrones y carga _____. La estructura de Lewis para un anión VIIA se representa con _____ electrones y carga _____.

Actividad 4.3 Propiedades Periódicas y Formación de Iones

I. Al concluir la revisión con tu maestro sobre "Propiedades Periódicas y Formación de Iones" forma equipos de 4 a 6 personas para:

1. Discutir y buscar bases para responder si las siguientes afirmaciones son falsas o verdaderas.

A). La energía de ionización en una familia de elementos en la tabla periódica aumenta de arriba hacia abajo.

B). Los metales generalmente ganan electrones cuando reaccionan y se convierten en iones negativos o aniones.

C). Los elementos no-metálicos tienen electronegatividades más altas que los elementos metálicos y tienden a aceptar o compartir electrones al combinarse.

D). La tendencia a perder electrones aumenta hacia abajo en los elementos de un grupo de la Tabla Periódica.

II. Discutir la variación de las propiedades periódicas presentada en las siguientes gráficas en relación a la formación de cationes y aniones y su relación con el carácter metálico y no-metálico de los elementos.

Actividad 4.4 Enlace Iónico y Estructuras de Lewis

I. La explicación de tu maestro sobre "Enlace Iónico" y "Estructuras de Lewis para Compuestos Iónicos" te ayudará a responder el siguiente cuestionario. Esta actividad te servirá de refuerzo para dichos conceptos.

Selecciona la respuesta correcta:

1. La estructura electrónica de Lewis para el ion cloruro es:

- a) Cl b) Cl c) :Cl: d) Cl⁻

2. Cuando un átomo de aluminio pierde sus electrones de valencia, la carga en el ion resultante es:

- a) 2+ b) 2- c) 3+ d) 1+

3. La configuración electrónica del ion sodio ($_{11}\text{Na}^{1+}$) es:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ c) $1s^2 2s^2 2p^5$ d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

4. Fuerza de atracción que mantiene unidos a iones de carga opuesta.

- a) Enlace metálico b) Enlace covalente
c) Puente de hidrógeno d) Enlace iónico

5. La estructura electrónica de Lewis del ion magnesio es:

- a) Mg^{2+} b) Mg^{2+} c) Mg d) Mg

II. Dibuja estructuras de Lewis para los siguientes compuestos iónicos:

- a) CsCl b) BaI₂ c) SrF₂

- d) MgO e) RbBr f) AlF₃

Actividad 4.5 Enlace Covalente y Estructuras de Lewis

I. Conociendo las diferencias entre enlace covalente no-polar, enlace covalente polar y enlace iónico realiza la siguiente actividad para reforzar estos conceptos.

1. Responde el tipo de enlace que corresponde a las siguientes definiciones:

A). Enlace formado por compartimiento de electrones entre dos átomos de diferentes electronegatividades.

B) Enlace formado por compartimiento de electrones entre átomos iguales.

C) Enlace formado cuando ocurre una transferencia completa de un electrón (o electrones) de un átomo a otro.

II. Predice el tipo de enlace que se presenta entre los átomos de los siguientes compuestos. Fundamenta tu respuesta utilizando las diferencias de electronegatividad de los elementos involucrados y las estructuras electrónicas de Lewis para ellos.

COMPUESTO	DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD	ESTRUCTURA DE LEWIS	TIPO DE ENLACE
F ₂			
H ₂ S			
BeF ₂			
RbBr			
NH ₃			
HF			

COMPUESTO	DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD	ESTRUCTURA DE LEWIS	TIPO DE ENLACE
I ₂			
MgO			

Actividad 4.6 Predicción de Tipo de Enlace

I. Tu maestro describirá como se forma un enlace covalente y las reglas a seguir para escribir correctamente las estructuras electrónicas de Lewis para compuestos con este tipo de enlace. Estudia la LC 4.1 y responde lo siguiente:

1. Fundamenta si son falsos o verdaderos los siguientes enunciados:

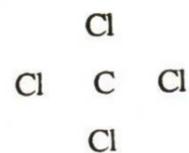
A) El enlace entre dos átomos de cloro en Cl₂ es covalente.

B) La transferencia de electrones entre átomos da lugar a enlace covalente entre los átomos.

C) En todos los enlaces covalentes los pares de electrones se comparten por igual.

D) En la molécula de BCl₃, el boro cumple con la Regla del Octeto.

E) La estructura electrónica de Lewis para el CCl₄ es:



II. Representa las estructuras de Lewis para los siguientes compuestos con enlace covalente.

a) HBr b) H₂S c) H₂O

d) CBr₄ e) F₂ f) HClO

Actividad 4.7 Estructuras de Lewis para Compuestos con Enlace Covalente Coordinado y Múltiple

I. La explicación de tu maestro sobre "Formación de Enlaces Covalentes Coordinados y Múltiples" para satisfacer la Regla del Octeto te ayudará para responder el siguiente cuestionario.

Selecciona la respuesta correcta:

1. Especie con enlace covalente coordinado.

a) CO₂ b) HBr c) H₂O d) NH₄Cl

2. La estructura de Lewis para el ion nitrito, NO²⁻ es:

a) O:N:O b) :O::N::O⁻ c) :O::N:O: d) :O:N:O

3. Enlace formado cuando ambos electrones compartidos entre dos átomos son proporcionados por uno de los átomos.

a) Covalente No Polar b) Covalente Polar
c) Covalente Múltiple d) Covalente Coordinado

4. Enlace formado entre C y N en el ión CN⁻

a) Covalente No Polar b) Covalente Múltiple
c) Covalente Coordinado d) Iónico

5. Enlace formado entre dos átomos que comparten 2 pares de electrones

a) Covalente Simple b) Iónico
c) Covalente Doble d) Covalente Triple

II. Forma grupo de 3 o 4 personas. Discute y fundamenta si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

1. El enlace entre O-O en el O₂ es más fuerte que entre H-H en el H₂.

2. En el trióxido de azufre, SO₃, se presenta un enlace covalente múltiple entre el azufre y un oxígeno.

3. El ión SO₃²⁻ presenta un enlace covalente coordinado.

III. Representa las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos:

a) NH₃

b) CO₂

c) NO₂

d) H₂O

e) CO

f) SO₃

Actividad 4.8 Repulsión de Pares de Electrones y Polaridad

I. Los conceptos acerca de la determinación de la estructura molecular utilizando el Método de Repulsión de Pares de Electrones de Valencia y de la polaridad de las moléculas te servirán para responder las siguientes preguntas.

1. Utilizando la Teoría de Repulsión de Pares determina la forma molecular de los siguientes compuestos completando la tabla siguiente:

Molécula	Electrones en átomo central	Electrones Enlazantes	Electrones Sin Compartir	Estructura de Pares	Estructura Molecular	Angulo de Enlace
H ₂ O						
NH ₃						
CBr ₄						
BCl ₃						
BeH ₂						
PCl ₃						
CH ₄						

2. Compara las moléculas de H₂O, NH₃ y CH₄ y menciona la influencia que tienen los pares de electrones sin compartir en el ángulo de enlace.

3. Compara los pares siguientes y elabora una tabla como la de la pregunta 1.

PCl₃ y PCl₅

SF₄ y SF₆

¿Qué influencia tienen los pares de electrones sin compartir en la forma molecular de estas moléculas?

4. Compara las moléculas CCl_4 y CH_3Cl y determina si son polares considerando la forma molecular que poseen.

Actividad 4.9 Comparación de Tipos de Enlace

I. Al terminar de revisar en clase los conceptos sobre los diferentes tipos de enlace Covalente, Iónico y Metálico efectúa las siguientes actividades:

1. Elabora un mapa conceptual, esquema o cuadro sinóptico que muestre los distintos tipos de enlace y sus características esenciales. Incluye en este diagrama la clasificación del enlace covalente y describe cada tipo. Menciona ejemplos específicos de cada uno y muestra sus estructuras electrónicas de Lewis.

2. Determina las estructuras electrónicas de Lewis para los siguientes compuestos y predice el tipo de enlace que se presenta entre los átomos que los forman. Indica el tipo de enlace covalente que contienen.

COMPUESTO	ESTRUCTURA DE LEWIS	TIPO DE ENLACE
CO		
NH_4^+		
HCN		
N_2O		
BCl_3		
SO_3		
H_2O		
Na_2O		
N_2		
Br_2		

Actividad 4.10 Propiedades y Enlace

I. Para reforzar la relación existente entre el enlace en los compuestos y las propiedades que presentan realiza la siguiente actividad:

1. Elabora una tabla que muestre los tipos de enlace y su relación con las propiedades de los compuestos.

2. Relaciona los compuestos indicados con las propiedades señaladas:

- a) NaF () 1. Es el mejor conductor de la electricidad.
b) Ag () 2. Sustancia gaseosa que no conduce la corriente eléctrica.
c) N₂ () 3. Es dúctil y maleable.
d) I₂ () 4. Conduce la corriente eléctrica al estar disuelto o fundido.
e) Cu () 5. Sólido no conductor.

3. Consulta algunas propiedades de cada uno de los compuestos siguientes y menciona la relación entre el tipo de enlace en el compuesto con esas propiedades.

a) Br₂

b) NaF

c) CO₂

d) Al

e) Na

4. Selecciona de las siguientes las que corresponden a un sólido iónico y a uno covalente. Explica la relación entre el enlace en el compuesto y las propiedades que presenta.

a) Temperatura de fusión baja.

b) No conduce la corriente eléctrica al disolverse.

c) Se disuelve en agua y forma una solución que tiene iones.

d) Se disuelve y forma una solución que contiene moléculas.

e) Conduce la corriente si está fundido.

f) Temperatura de fusión alta.

Actividad 4.11 Atracciones Intermoleculares

I. Para reforzar la discusión sobre "Atracciones Intermoleculares" realiza la siguiente actividad respondiendo claramente a las preguntas.

1. ¿Qué es un enlace intermolecular?

2. Nombre con que se conoce este tipo de enlace.

3. Menciona dos tipos de atracción intermolecular y descríbelos.

4. Selecciona de cada par el compuesto que tiene el enlace de hidrógeno más fuerte. Fundamenta tu respuesta.

a) H₂O y H₂S

c) HBr y HCl

b) HCl y HF

d) NH₃ y H₂O

5. Los compuestos con atracciones intermoleculares fuertes tienen puntos de ebullición más altos que los compuestos con atracciones intermoleculares débiles. Menciona la razón y verifica si esto se cumple en los siguientes pares:

a) I₂ y Br₂

b) H₂S y H₂O

FORMULAS Y NOMBRES QUIMICOS. EL LENGUAJE QUIMICO		UNIDAD V	
GUIA DE UNIDAD		UNIDAD V	
Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos
2 Días - 4 Hrs.	1. NOMENCLATURA SISTEMÁTICA Y TRIVIAL Símbolos Números de Oxidación Iones Monoatómicos y Poliátómicos Reglas para nombrar iones Fórmulas Químicas	Dem 5.1: Formación de Iones Act 5.1 Act 5.2 Act 5.3 Act 5.4 Dem 5.2: Fórmulas Químicas	4.1; Pag. 61-62 4.3; Pag. 64 4.3; Pag. 64 4.2, 4.3; Pag. 62
1 Día - 2 Hrs.	2. CLASIFICACION DE COMPUESTOS De acuerdo al número de elementos: Binarios Ternarios Poliátómicos Según sus propiedades: Ácidos Bases Sales Oxidos	Act 5.5 LE 5.1: Materiales Peligrosos en el Hogar LE 5.2: Polvo de hornear Act 5.6	4.4; Pag. 67-70 Guía: Pag. 135 Guía: Pag. 136

BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

FORMULAS Y NOMBRES QUIMICOS. EL LENGUAJE QUIMICO				
GUIA DE UNIDAD				
Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos	
V 2 Días - 4 Hrs.	3. REGLAS DE NOMENCLATURA PARA COMPUESTOS Acidos: Hidrácidos y Oxiácidos Bases Sales: Haluros, Oxisales, Acidas, Básicas e Hidratadas Oxidos: Básicos y Acidos. Peróxidos	Act 5.7 LE 5.3: Limpiadores y Blanqueadores LC 5.1: Diagrama de flujo	4.4; Pag. 67-70 24.4, 24.5; Pag. 466-467 24.5; Pag. 466-467 24.8; Pag. 470-471 Guía: Pag. 137 16.10; Pag. 312-313 24.6; Pag. 468-469 Guía: Pag. 109	
	4. SUSTANCIAS INORGANICAS DE USO COMUN Uso Doméstico Uso Industrial	Act 5.8:		
1 Día - 2 Hrs.	5. PRACTICAS DE LABORATORIO	Lab 5.1: Elementos Representativos vs Elementos de Transición	Guía: Pag.	

UNIDAD V

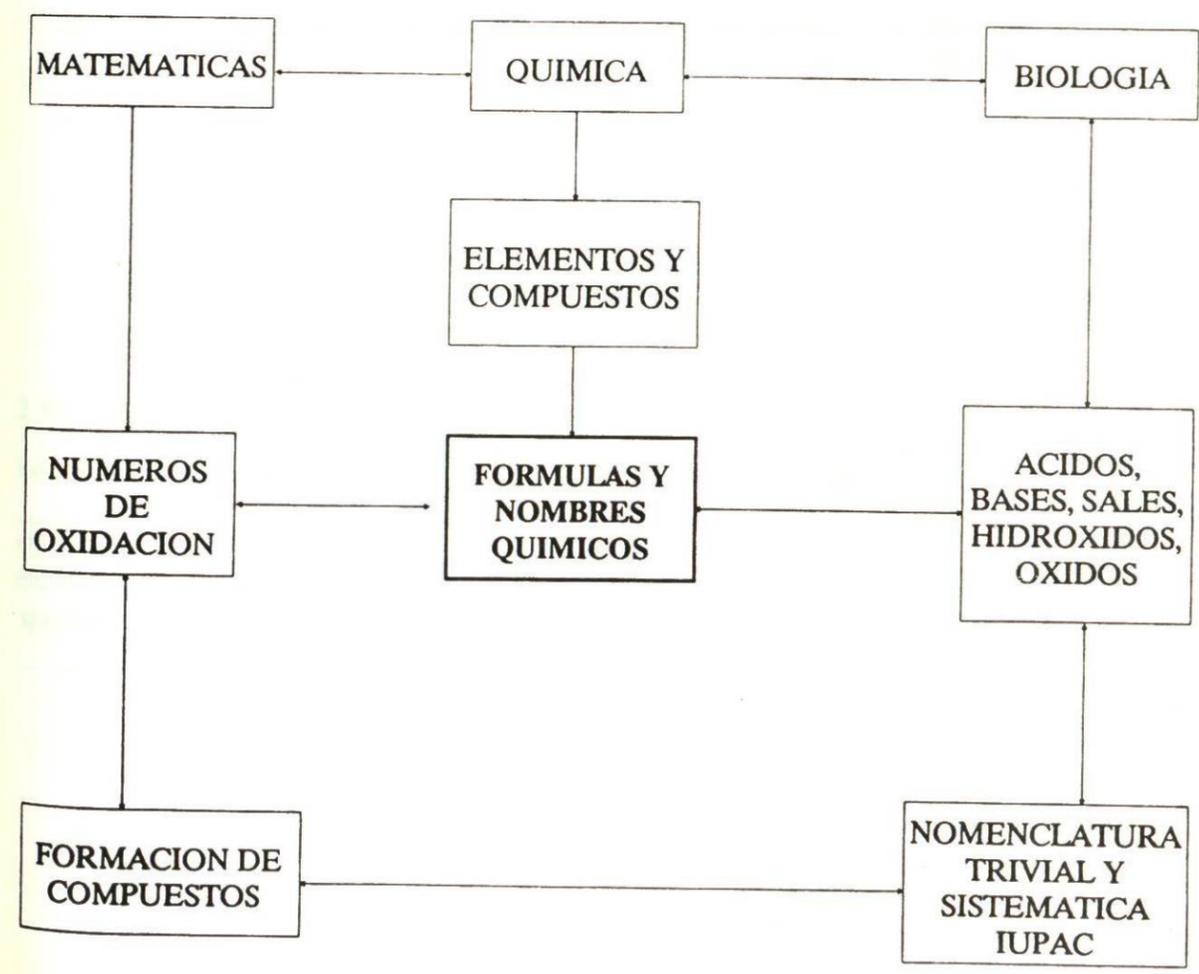
Fórmulas y nombres químicos. El lenguaje químico

OBJETIVO

Aplicar el Sistema Internacional de nomenclatura en iones y compuestos.

Clasificar las sustancias de acuerdo a sus propiedades químicas y al número de elementos que las forman reconociendo las sustancias de uso común.

ESTRUCTURA CONCEPTUAL



U.A.N.L