

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE CHIRIQUÍ

**FACULTAD DE CIENCIAS NATURALES
Y EXACTAS**

COMISION DE PREINGRESO

**GUIA PARA EL REFORZAMIENTO DE
QUÍMICA**

2021

TABLA DE CONTENIDO

1. LA QUÍMICA COMO CIENCIA	7
1.1. CONCEPTO DE QUÍMICA	7
1.2. UNIDADES DE MEDIDA Y CONVERSIONES	7
1.2.1. EXACTITUD Y PRESICIÓN	9
1.2.2. UNIDADES DE CONVERSION	9
2. ENERGÍA Y MATERIA.....	11
2.1. ENERGÍA Y NUTRICIÓN.....	11
2.2. CALOR ESPECÍFICO	11
2.3. CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA.....	12
2.4. LOS ESTADOS DE LA MATERIA Y CAMBIOS DE ESTADO	12
2.4.1. CAMBIOS FÍSICOS.....	13
3. ÁTOMO, ELEMENTOS, COMPUESTOS Y ENLACES.....	14
3.1. EL ÁTOMO	14
3.1.1. ESTRUCTURA DEL ÁTOMO	14
3.1.2. ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS	16
3.2. ELEMENTOS Y SÍMBOLOS	17
3.3. LA TABLA PERIÓDICA	17
3.3.1. CLASIFICACIÓN POR GRUPO Y PERÍODO	18
3.3.2. TABLA PERIÓDICA DIVIDIDA EN BLOQUES	20
3.4. ENLACES QUÍMICOS	20
3.4.1. SÍMBOLOS DE LEWIS	21
3.4.2. REGLA DEL OCTETO	21
3.4.3. TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS.....	21
3.5. FUERZAS INTERMOLECULARES	27
3.6. NOMENCLATURA	29
3.7. APLICACIONES A LA SALUD.....	33
4. REACCIONES QUÍMICAS Y ESTEQUIOMETRÍA.....	35
4.1. CAMBIOS QUÍMICOS	35
4.2. TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS.....	36

4.2.1.	INFORMACIÓN APORTADA POR UNA ECUACIÓN QUÍMICA	38
4.3.	ESTEQUIOMETRÍA	38
4.4.	CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS	39
4.5.	REACTIVO LIMITANTE	41
4.6.	APLICACIONES A LA SALUD.....	43
5.	LOS GASES	44
5.1.	PROPIEDADES DE LOS GASES	44
5.2.	LEY DE BOYLE Y CHARLES	44
5.3.	LEY DE CHARLES.....	45
5.4.	LEY DE GAY-LUSSAC Y COMBINADA DE LOS GASES	45
5.4.1.	LEY COMBINADA DE LOS GASES.....	46
5.5.	ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES	46
5.6.	APLICACIONES A LA SALUD.....	48
6.	ESTADO LÍQUIDO Y DISOLUCIONES	49
6.1.	PROPIEDADES DE LOS LÍQUIDOS	49
6.2.	CARACTERÍSTICAS DE LAS SOLUCIONES.....	49
6.2.1.	CLASIFICACIÓN DE LAS DISOLUCIONES.....	50
6.3.	CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES	50
6.4.	UNIDADES DE CONCENTRACION	52
7.	EQUILIBRIO QUÍMICO Y CINÉTICA QUÍMICA.....	55
7.1.	CONSTANTE DE EQUILIBRIO	55
7.2.	PRODUCTO DE SOLUBILIDAD (Kps)	56
7.3.	PRINCIPIO DE LE CHATELIER	57
7.3.1.	RESUMEN DEL PRINCIPIO DE LE CHATELIER:.....	59
7.4.	ENTALPÍA, ENERGÍA LIBRE DE GIBBS	59
7.5.	CINETICA DE QUÍMICA	61
7.6.	APLICACIONES EN LA SALUD	64
8.	EQUILIBRIO IÓNICO Y pH.....	65
8.1.	ELECTROLITOS FUERTES Y DÉBILES	65
8.2.	CONSTANTE DE ACIDEZ Y PRODUCTO IÓNICO DEL AGUA.....	65

8.3.	CONCEPTO DE pH.....	66
8.4.	AMORTIGUADORES	67
8.5.	APLICACIONES EN LA SALUD	68
9.	ELECTROQUÍMICA.....	69
10.	PROPIEDADES COLIGATIVAS.....	71
10.1.	DESCENSO DE LA PRESIÓN DE VAPOR	71
10.2.	DESCENSO DEL PUNTO DE CONGELACIÓN	72
10.3.	AUMENTO DEL PUNTO DE EBULLICIÓN	72
10.4.	PRESIÓN OSMÓTICA.....	73
10.5.	APLICACIONES EN LA SALUD	74
11.	COLOIDES.....	75
11.1.	APLICACIONES EN LA SALUD	76
12.	QUÍMICA ORGÁNICA.....	77
12.1.	HIBRIDACIÓN E ISOMERÍA	77
12.2.	GRUPOS FUNCIONALES.....	78
12.3.	CONCEPTOS BÁSICOS EN QUÍMICA ORGÁNICA	86
12.4.	PROTEÍNAS	89
12.5.	CARBOHIDRATOS	90
12.6.	LÍPIDOS	91
12.7.	APLICACIONES A LA SALUD.....	91
13.	ANEXOS	94

PRUEBA DIAGNÓSTICA

1. Calcule la densidad de un objeto que tiene $V = 2 \text{ L}$ y $m = 5 \text{ kg}$. **R = 2,5 kg/L**
2. Transforme 150°F a $^\circ\text{C}$. **R = 65,5 $^\circ\text{C}$**
- 3.Cuál fórmula molecular corresponde al compuesto que contiene 40% C, 6,7% H, y 53,3% O y tiene un $\text{PM} = 60$ **R = $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$**
4. Calcule el pH de una solución cuya $[\text{OH}^-] = 0,0001\text{M}$. **R = 10**
5. Calcule la cantidad de soluto que se necesita para preparar un litro de H_2SO_4 5 M. **R = 490 g**
- 6.Cuál es la concentración de cloro en equilibrio a temperatura constante para la reacción $\text{PCl}_5 \leftrightarrow \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$. La $K_{\text{eq}} = 1,05$, la $[\text{PCl}_5] = 0,87 \text{ mol/L}$ y $[\text{PCl}_3] = 0,463 \text{ mol/L}$. **R = 1,98 mol/L**
7. Qué volumen de HCl 37% b y peso específico de 1.19 g/mL se necesita para preparar un litro de HCl 0.1 N. **R = 8,3 mL**
8. Calcule la molalidad de una solución que se prepara con 50 g de NaCl en 1 500 g de H_2O . **R = 0,57 mol/kg**
9. Qué volumen de $\text{N}_{2(\text{g})}$ medido a $11 \text{ }^\circ\text{C}$ y 0,998 atm se necesitan para producir 5 g de NH_3 .
Ecuación $\text{N}_{2(\text{g})} + \text{H}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{NH}_{3(\text{g})}$ **R = 3,43 L**
10. Cuántas moles de Fe se producen a partir de 10 moles de Fe_2O_3 con 25 moles de CO. Ecuación $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{s})} + 3 \text{CO}_{(\text{g})} \rightarrow 2 \text{Fe}_{(\text{s})} + 3 \text{CO}_{2(\text{g})}$ **R = 20 moles**
11. ¿Cuántos gramos de N hay en 200 g de AgSCN? **R = 16,9 g**
12. El sodio reacciona con el agua produciendo H_2 . Cuántos gramos de Na se necesitan para obtener 7,81 g de H_2 ; según la reacción $2\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$ **R = 179,63g**
13. Calcule el volumen en litros de 2,15 mol de O_2 a $27 \text{ }^\circ\text{C}$ y 1,25 atm. **R = 42,4 L**
14. Cuántos galones se obtuvieron de miel de abeja este año, si el contenido total tiene una masa de 2000 kg y su densidad fue 1,424 g/mL. **R = 371 galones**
15. Realice los cálculos para preparar 100 ml de solución salina (NaCl) fisiológica al 0.9%. **R = 0,9 g**
16. Una piedra de forma irregular posee una masa de 30 gramos. Se introduce en una probeta con agua y sube el nivel de la misma de 90 ml a 92 ml. ¿Cuál será la densidad de dicho sólido? **R = 15 g/mL**
17. Un paciente adulto recibe nutrición parenteral. La solución utilizada contiene glucosa 20 % p/v como sustrato energético. En un adulto de 65 Kg, el aporte de glucosa debe ser 7000 mg/Kg de peso por día. Cuántos mL de solución deben administrarse por hora. **R = 94,8 mL/hora**
18. Para tratar una infección bacteriana, le recetan a un paciente 2 cápsulas de amoxicilina al día durante 7 días. Si cada cápsula contiene 500 mg de amoxicilina. ¿Cuántas onzas de amoxicilina recibe el paciente en los 7 días de tratamiento? **R = 0,247 onzas**
19. A partir de 2,6 g de anis estrellado pueden obtenerse 0,13 g de ácido shikímico, que se emplea para fabricar una cápsula que contiene 75 mg de oseltamivir ($\text{C}_{16}\text{H}_{28}\text{N}_2\text{O}_4$). La dosis habitual para un adulto con gripe es de dos cápsulas/día durante 5 días. ¿Cuántos kilogramos de oseltamivir se necesitan para tratar a 25000 habitantes usando la dosis habitual? **R = 18,75 Kg**
20. Cuando los sensores de un automóvil detectan una colisión, hacen que la azida sódica reaccione generando $\text{N}_{2(\text{g})}$, llenando el airbag en 0,03 segundos. ¿Cuántos litros de N_2 se producen si el

GUIA Química

airbag contiene 130 g de NaN_3 a PTN? Reacción: $2 \text{NaN}_{3(s)} \rightarrow 2 \text{Na}_{(s)} + 3 \text{N}_{2(g)}$.

R = 67,2 L

21. El etilenglicol es un anticongelante de uso común en los automóviles. Calcule el punto de congelación de una solución que contiene 775 g de etilenglicol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$), en 3750 g de agua ($K_{\text{cong}} = 1,86 \text{ }^\circ\text{C/molal}$).

R = - 6,2 °C

22. Calcule el volumen en mL de 0,05 moles de gas nitrógeno a $27 \text{ }^\circ\text{C}$ y 1,5 atm. **R = 821 mL**

23. Calcule la fracción molar del NaClO en una solución blanqueadora que contiene 5% en peso de soluto y agua como solvente.

R = 0,025

24. ¿Cuántos gramos de agua deberán agregarse a 75 g de NaCl para obtener una solución al 5% en peso?

R = 1425 g

25. Complete el siguiente cuadro, utilizando las reglas que identifican cada nomenclatura química.

Compuesto	Estequiométrico	Stock	Tradicional
$\text{Pb}(\text{OH})_2$			
Al_2O_3			
NaCl			

1. LA QUÍMICA COMO CIENCIA

1.1. CONCEPTO DE QUÍMICA

Ciencia que estudia la materia, su estructura, su composición (agua que tomamos – potabilización), sus cambios, las leyes que rigen dichos cambios y su interrelación con la energía (Ejemplo: ciclo biogeoquímico). Siendo la materia (cualquiera) el objeto de estudio de la química, es fácil comprender el amplio campo de acción de ésta ciencia y su importancia en el mundo moderno.

Pregunta 1. Por qué el ácido acetilsalicílico alivia el dolor de cabeza? Cuando se produce una herida en una parte del cuerpo, se producen unas sustancias llamadas prostaglandinas, que ocasionan inflamación y dolor. El ácido acetilsalicílico actúa bloqueando la producción de las mismas, reduciendo la inflamación, dolor y fiebre.

Pregunta 2. Relacione los siguientes productos químicos con productos de uso cotidiano: aluminio (lata de soda), sacarosa (edulcorante), ácido cítrico (jugos), nitrógeno (urea) y vitamina E (protector solar).

1.2. UNIDADES DE MEDIDA Y CONVERSIONES

Importancia en salud: La temperatura, peso y altura de los pacientes se miden y registran en sus historiales. También se recogen muestras de sangre, orina y se envían al laboratorio para determinar los valores glucosa, pH, urea y proteínas.

Las mediciones en el mundo científico se expresan en el **Sistema Internacional de Medidas (SI)**. Este sistema se basa en siete magnitudes fundamentales que dan forma a las unidades que usamos; también existen otras unidades que se derivan de estas de las siete magnitudes fundamentales y que son de gran importancia en química (técnica y analítica). Actualmente los profesionales de la salud utilizan el sistema métrico, sin embargo, por normativa internacional se debe trabajar con Sistema Internacional (SI).

Las siete magnitudes fundamentales del SI son:

Magnitud	Unidad	Símbolo
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	kg
Tiempo	Segundo	s
Temperatura	Kelvin	K
Intensidad luminosa	Candela	cd
Cantidad de sustancia	Mol	mol
Intensidad de corriente	Amperio	A

Ejemplos de unidades derivadas son:

Magnitud	Unidad	Símbolo	Unidades derivadas	Unidades básicas
Fuerza	Newton	N		$m \cdot kg \cdot s^{-2}$
Presión	Pascal	Pa	$N \cdot m^{-2}$	$m^{-1} \cdot kg \cdot s^{-2}$
Trabajo	Julio, joule	J	$N \cdot m$	$m^2 \cdot kg \cdot s^{-2}$
Potencia	Vatio, watt	W	$J \cdot s^{-1}$	$m^2 \cdot kg \cdot s^{-3}$
Carga eléctrica	Culombio, coulomb	C		$A \cdot s^1$
Volumen	Metro cúbico	m^3	m^3	m^3
Potencial eléctrico, fuerza electromotriz	Voltio, volt	V	$J \cdot C^{-1}$	$m^2 \cdot kg \cdot s^{-3} \cdot A^{-1}$

¹ Cuadro modificado de Wikipedia: Unidades derivadas del Sistema Internacional. (2020, 11 de mayo). *Wikipedia, La enciclopedia libre*. Fecha de consulta: 21:17, mayo 20, 2020 desde https://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Unidades_derivadas_del_Sistema_Internacional&oldid=125967672

1.2.1. EXACTITUD Y PRESIÓN

Precisión:² Se refiere a la dispersión del conjunto de valores obtenidos de mediciones repetidas de una magnitud. Cuanto menor es la dispersión mayor la precisión. Una medida común de la variabilidad es la desviación estándar de las mediciones y la precisión se puede estimar como una función de ella.

Exactitud: Se refiere a cuán cerca del valor real se encuentra el valor medido. En términos estadísticos, la exactitud está relacionada con el sesgo de una estimación. Cuanto menor es el sesgo más exacta es una estimación. Cuando se expresa la exactitud de un resultado, se expresa mediante el error absoluto que es la diferencia entre el valor experimental y el valor verdadero.

Si el valor de la masa aceptado como real para una muestra de hierro es de $(2,45 \pm 0,04)$ g, observe los siguientes resultados:

$2,45 \pm 0,04$	Exacta y precisa
$2,50 \pm 0,32$	Exacta e imprecisa
$2,93 \pm 0,05$	Inexacta y precisa
$1,05 \pm 0,25$	Inexacta e imprecisa

1.2.2. UNIDADES DE CONVERSION

La unidad del numerador del factor de conversión siempre será igual a la unidad de la cantidad deseada.

Conversión			
entre escalas	$^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32) \times \frac{5}{9}$	$^{\circ}\text{F} = \left(\frac{9}{5} \times ^{\circ}\text{C}\right) + 32$	$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$
de temperatura			

² Precisión y exactitud. (2020, 6 de mayo). Wikipedia, La enciclopedia libre. Fecha de consulta: 14:42, mayo 27, 2020 desde https://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Precisi%C3%B3n_y_exactitud&oldid=125824820.

GUIA Química

Pregunta 3. La cantidad diaria recomendada de potasio para una dieta saludable es de 3500 mg. ¿Cuántos gramos de potasio se necesitan al día? **R: 3,5 g**

Pregunta 4. La levotiroxina es un medicamento que se emplea cuando la función tiroidea esta disminuida. A un paciente se le prescribe una dosis de 0,2 mg y usted dispone de comprimidos que contienen 50 μg de levotiroxina. ¿Cuántos comprimidos debe ingerir el paciente para tomar la dosis adecuada? **R: 4 comprimidos**

Pregunta 5. Transformar 18.5 cm a mm. **R: 185 mm**

Pregunta 6. Transforme 105 °F a °C y K. **R: 40,6 °C y 313,6 K**

Pregunta 7. Un dermatólogo puede emplear nitrógeno líquido a -196 °C para eliminar lesiones cutáneas. Cuál es la temperatura del nitrógeno líquido en K **R:77 K**

Pregunta 8. Un atleta tiene 15% (en peso) de grasa corporal. ¿Cuántas libras de grasa tiene el atleta si pesa 74 kg? **R: 24,4 libras**

Pregunta 9. La dosis diaria de ampicilina para tratar una infección en el oído es de 115 mg/kg de peso. Cuál es la dosis para un niño que pesa 34 libras. **R:1 777 mg**

Pregunta 10. Juan ha tomado 2 cucharaditas de jarabe (Densidad 1,2 g/mL) para la tos. Si en cada cucharadita hay 5 mL ¿Cuál es la masa (gramos) de jarabe que ha tomado Juan? **R: 12g de jarabe**

Pregunta 11. Un análisis de una muestra de suero sanguíneo detecta 0,62 mg de creatinina. ¿Cuántos microgramos había? **R: 620 μg**

Pregunta 12. Calcule el volumen en litros, que ocupan 34.06 g de amoniaco a PTN. **R: 44,9 L**

Pregunta 13. Cuál es la densidad en g/L de butano C_4H_{10} . **R: 2,59 g/L**

Pregunta 14. Calcule el volumen de 47 g de ácido acético a 20 °C ($\rho = 1,05 \text{ g/mL}$). **R:44,8 mL**

Pregunta 15. El oro, uno de los metales más codiciados del mundo, tiene una densidad de 19.3 g/mL, funde a 1064 °C y calor específico de 0,129 J/g. En 1998 se descubre una pepita de oro que pesaba 20,17 libras. Si la pepita fuera oro puro, ¿Cuál sería su volumen? **R: 474,5 mL**

Pregunta 16. Una barra de oro tiene 2,31 cm de longitud, 1,48 cm de ancho y 0,0758 cm de espesor. Si la densidad del oro es 19,3 g/mL, ¿Cuál es la masa de la barra de oro? **R: 5,0 g**

2. ENERGÍA Y MATERIA

2.1. ENERGÍA Y NUTRICIÓN

Se define energía como la capacidad para realizar un trabajo, mientras que el calor es la energía asociada al movimiento de las partículas en una sustancia.

La unidad internacional de energía nutricional es el kilojulio (kJ). Los valores calóricos son las kilocalorías por gramo de los tres tipos de alimentos: hidratos de carbono 4 kcal, grasas 9 kcal y proteínas 4 kcal.

***Pregunta 1.** Cuántas calorías posee un trozo de pastel de chocolate que contiene 34 g de carbohidratos, 8 g de grasa y 5 g de proteínas.*

R: 228 kcal

2.2. CALOR ESPECÍFICO

El calor específico es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 1 gramo de sustancia exactamente 1 °C. Este cambio de temperatura se escribe como ΔT , así que: Calor específico = calor/gramos x ΔT

El calor específico de una sustancia depende de su estado. Cuando se conoce el calor específico de una sustancia, se puede calcular el calor perdido o ganado midiendo la masa de la sustancia y las temperaturas inicial y final.

***Pregunta 2.** Calcule las kcal que desprende una rama de apio cuando se quema en un calorímetro. Desprende energía para calentar 505 gramos de agua de 25,2 a 35,7 °C.*

R: 5,3 kcal

***Pregunta 3.** Una muestra de 25 g de una aleación a 98 °C se introduce en 50 g de agua a 15 °C. Si la temperatura final alcanzada por la aleación y el agua es de 27 °C. ¿Cuál es el calor específico de la aleación?*

R: 0,34 cal/g °C

2.3. CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

En función de sus componentes se clasifica así:

Sustancias puras: tipo de materia que tiene una composición definida. Aquí tenemos los elementos (Ag, Al, Fe) y compuestos (NaCl, agua).

Mezclas: dos o más sustancias se encuentran físicamente combinadas, pero no químicamente conectadas. Se pueden clasificar en homogéneas (composición uniforme en toda la mezcla como el aire, bronce \Rightarrow estaño + cobre y heterogéneas (los distintos componentes no mantienen una composición uniforme por ejemplo agua + aceite, galleta con pasas).

Como no hay interacción química pueden separarse por métodos físicos: tamización, decantación, filtración, separación magnética y evaporación.

2.4. LOS ESTADOS DE LA MATERIA Y CAMBIOS DE ESTADO

Masa es cualquier cosa que ocupe un espacio y posea una masa.

La química actúa sobre la materia, que es todo aquello que nos rodea, ocupa un lugar y un espacio en el universo, y que somos capaces de identificar y conocer. La materia presenta dos tipos de propiedades: propiedades **extensivas** y propiedades **intensivas**.

Las propiedades extensivas se relacionan con la estructura química externa; es decir, aquellas que podemos medir con mayor facilidad y que dependen de la cantidad y forma de la materia. Por ejemplo: peso, volumen, longitud, energía potencial, calor.

Las propiedades intensivas, en cambio, tienen que ver más con la estructura química interna de la materia: punto de fusión, punto de ebullición, calor específico, concentración e índice de refracción, entre otros aspectos. Las propiedades intensivas pueden servir para identificar y caracterizar una sustancia pura, es decir, aquella que está compuesta por un solo tipo de **molécula**, por ejemplo, el agua y el azúcar.

La materia normalmente presenta tres estados o formas: **sólida**, **líquida** o **gaseosa**. Sin embargo, existe un cuarto estado, denominado **estado plasma**, el cual corresponde a un conjunto de

partículas gaseosas eléctricamente cargadas (iones), con cantidades aproximadamente iguales de iones positivos y negativos, es decir, globalmente neutro.

En química se denomina **cambio de estado** a la evolución de la materia entre varios estados de agregación sin que ocurra un cambio en su composición. Los tres estados básicos son el sólido, el líquido y el gaseoso.

Los dos parámetros de los que depende que una sustancia o mezcla se encuentre en un estado o en otro son la temperatura y presión.

2.4.1. CAMBIOS FÍSICOS

Son las transformaciones que modifican algunas características físicas de la materia sin alterar su composición. Se caracterizan porque son reversibles y su masa se conserva.

Durante un cambio físico se alteran propiedades físicas de la materia: tamaño, forma, densidad, cambio de estado. Algunos cambios físicos son la deformación, contracción, dilatación fragmentación y los cambios de estado de agregación (dependen de la presión y temperatura).

Existen dos tipos de cambios de estado de agregación:

- **Progresivos:** ocurre cuando un cuerpo absorbe calor; entre ellos tenemos la fusión (sólido a líquido), evaporación (líquido a gaseoso) y sublimación progresiva (sólido a gas, hielo seco a $-78\text{ }^{\circ}\text{C}$, alimentos liofilizados).
- **Regresivos:** se producen cuando un cuerpo pierde calor y son los siguientes: solidificación (líquido a sólido), condensación (gas a líquido) y sublimación regresiva (gas a sólido).

3. ÁTOMO, ELEMENTOS, COMPUESTOS Y ENLACES

3.1. EL ÁTOMO

El átomo es la partícula más pequeña que conforma la materia. El modelo del átomo ha cambiado a través del tiempo, y muchos científicos han realizado sus aportes sobre éste tema; por ejemplo:

Dalton formula la Teoría Atómica que indica:

- Los elementos están constituidos de partículas pequeñas indivisibles llamadas átomos.
- Los átomos de un elemento se pueden combinar con los de otros para formar compuestos
- Los átomos son indivisibles durante los procesos químicos.

Thompson (descubre el electrón). Este modelo permitía explicar varios fenómenos experimentales como la electrización (el exceso o la deficiencia de electrones que tiene un cuerpo) y la formación de iones (un ion es un átomo que ha ganado o ha perdido electrones. Si gana electrones tiene carga neta negativa y se llama **anión** y si pierde electrones tiene carga neta positiva y se llama **cation**).

Rutherford (descubre los protones)

Bohr (propuso un átomo en la cual los electrones giran a gran velocidad en órbitas circulares bien definidas y con diferentes niveles de energía. El núcleo está formado por partículas subatómicas llamadas protones y neutrones).

3.1.1. ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

Según el modelo atómico moderno (modelo mecánico cuántico), el átomo está formado por electrones (-), protones (+) y neutrones (no tienen carga). El núcleo está formado por neutrones y protones, mientras que los electrones forman una nube electrónica a su alrededor, también denominada electrosfera. **Núcleo = p + n**

a. **NÚCLEO:** está constituido por neutrones y protones (carga positiva). Los Neutrones tienen carga eléctrica nula. Sin embargo, diferentes átomos de un mismo elemento pueden tener distinto número de neutrones en el núcleo, llamándose **isótopos**. Ejemplo: $^{12}_6C$, $^{13}_6C$, $^{14}_6C$

b. Una zona externa o **CORTEZA** donde se hallan los electrones, que giran alrededor del núcleo. Hay los mismos electrones en la corteza que protones en el núcleo, por lo que el conjunto del átomo es eléctricamente neutro.

c. **MASA ATÓMICA** (arriba-superíndice): Es la suma de protones y de neutrones de un átomo. Se representa con la letra A y se escribe como superíndice a la izquierda del símbolo del elemento: ${}^A\text{X}$. Ejemplos: ${}^1\text{H}$, ${}^8\text{O}$, ${}^{26}\text{Fe}$.

- Se ha escogido el átomo de ${}^{12}\text{C}$ como átomo de referencia; la cual tiene una masa de 12 u.m.a. (unidades de masa atómica), ya que tiene 6 protones y 6 neutrones.
- Unidad de masa atómica (uma) es la 1/12 parte de la masa del átomo de ${}^{12}\text{C}$.

La masa atómica de un elemento es la media ponderada de sus isótopos (Por eso, la masa atómica de un elemento no es un número entero).

Pregunta 1. El cloro tiene 2 isótopos, ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ y ${}^{37}_{17}\text{Cl}$, que se presentan en la naturaleza con una abundancia del 75,5 % y del 24,5 %, respectivamente. **R: 35,5 uma.**

Pregunta 2. El galio tiene dos isótopos naturales: ${}^{69}_{31}\text{Ga}$ en un 60,1% (68,926 uma) y ${}^{71}_{31}\text{Ga}$ en un 39.9% (70,925 uma). ¿Cuál es la masa atómica del galio? **R: 69,72 uma**

d. **NÚMERO ATÓMICO** (abajo-subíndice): Es el número de protones que tiene el átomo. Se representa con la letra Z y se escribe como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento: ${}_Z\text{X}$. Ejemplos: ${}_1\text{H}$, ${}_8\text{O}$, ${}_{26}\text{Fe}$.

Los átomos se identifican por el número de protones que contiene su núcleo, ya que éste es fijo para los átomos de un mismo elemento y esto permite clasificarlos en la tabla periódica por orden creciente de este número de protones.

Pregunta 3. Cuántos protones, electrones y neutrones tiene el Ba **R= 56, 56, 81**

Pregunta 4. Cuántos protones, electrones y neutrones tiene el Sr **R: 38, 38, 50**

Pregunta 5. Cuántos protones, electrones y neutrones tiene el ${}^{25}_{12}\text{Mg}^{+2}$. **R: 12, 10, 13**

Pregunta 6. Cuántos protones, electrones y neutrones tiene el ${}^{19}_9\text{F}^{-1}$. **R: 9, 10, 10**

3.1.2. ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS

La distribución por capas de los electrones de un átomo de un elemento se conoce como estructura o configuración electrónica del elemento. El número máximo de electrones que puede haber en un determinado nivel energético viene dado por la expresión $2n^2$, donde n es el número del nivel energético principal.

Un orbital es una región del espacio alrededor del núcleo donde existe una elevada probabilidad de que se encuentre un electrón.

Debido al límite de dos electrones por orbital, la capacidad de una subcapa de electrones puede obtenerse tomando el doble del número de orbitales en la subcapa.

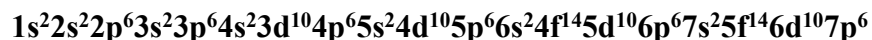
- La subcapa *s* consiste en **un** orbital con una capacidad de *dos* electrones.
- La subcapa *p* consiste en **tres** orbitales con una capacidad total de *seis* electrones.
- La subcapa *d* consiste en **cinco** orbitales con una capacidad total de *diez* electrones.
- La subcapa *f* consiste en **siete** orbitales con una capacidad total de *catorce* electrones.

# Cuántico principal N	Subnivel	Máx e ⁻ /subnivel	Total de e ⁻ /nivel
1	s	2	2
2	s, p	2, 6	8
3	s, p, d	2, 6, 10	18
4	s, p, d, f	2, 6, 10, 14	32

$2p^5$ significa: 2 = nivel principal de energía; p= subnivel y 5 = cantidad de electrones en el subnivel.

Escribir la configuración electrónica de un átomo consiste en indicar cómo se distribuyen sus electrones entre los diferentes orbitales en las capas principales y las subcapas. Muchas de las propiedades físicas y químicas de los elementos pueden relacionarse con las configuraciones electrónicas.

El orden de llenado de orbitales es:



A los electrones que están situados en la última capa se les denomina electrones de valencia y, al nivel que ocupan, capa de valencia. Estos electrones son los responsables de las propiedades químicas de las sustancias.

Ejemplos: ${}_{11}\text{Na}(2,8,1)$

${}_{15}\text{P}(2,8,5)$

Problema 9. ¿Cuántos electrones hay en el segundo nivel energético de los siguientes elementos?

Sodio, Nitrógeno, Azufre, Helio, Cloro

R = 8, 5, 8, 0 y 8

3.2. ELEMENTOS Y SÍMBOLOS

Los elementos son las sustancias fundamentales, mientras que el símbolo químico es una abreviatura de una o dos letras para el nombre de un elemento químico.

Ejemplos: Carbono C, azufre S, hierro Fe y nitrógeno N.

Los cuatro elementos para la supervivencia y funcionamiento de nuestro cuerpo son: oxígeno, carbono, hidrógeno y nitrógeno; a partir de ellos se obtienen los hidratos de carbono, grasas, proteínas y ADN.

3.3. LA TABLA PERIÓDICA

Dimitri Mendeleev (1869), científico ruso, ordenó los elementos sobre la base de su masa atómica y creó la Tabla Periódica de los elementos.

Henry Moseley, científico inglés, posteriormente ordenó los elementos según su número atómico (Z) y así se reformuló el ordenamiento hecho por Mendeleev, creando la **Tabla Periódica Moderna**.

3.3.1. CLASIFICACIÓN POR GRUPO Y PERÍODO

Grupos: Las columnas en la Tabla Periódica se denominan **Grupos**. Los elementos en cierto grupo de la tabla periódica comparten muchas propiedades químicas y físicas similares. Todos los elementos que pertenecen a un grupo tienen la misma valencia atómica, y por ello, tienen características o propiedades similares entre sí.

Por ejemplo, los elementos en el grupo **IA** tienen valencia de 1 (un electrón en su último nivel de energía). Los elementos en el último grupo de la derecha son los gases nobles, los cuales tienen lleno su último nivel de energía (regla del octeto) y, por ello, son todos extremadamente no reactivos.

Dichos grupos se distinguen con números romanos y con mayúsculas A y B. Por ejemplo:

I A = metales alcalinos

II A = alcalinotérreos

VII A = Halógenos

Períodos: Las hileras (filas) en la Tabla Periódica se denominan **Períodos** (se enumeran con arábigos del 1 al 7). A medida que se va de izquierda a derecha en cierto período, las propiedades químicas de los elementos cambian pausadamente. **Todos los elementos de un período tienen el mismo número de orbitales.**

Periodicidad: Lo más destacado de las propiedades periódicas de los elementos se observa en el incremento de las energías de ionización en la Tabla Periódica de izquierda a derecha, lo que se traduce en un incremento asociado de la electronegatividad, contracción del tamaño atómico (se determina mediante el radio atómico) y aumento del número de electrones de la capa de valencia.

	K	Ca	Ni	Se	Br
Energía de primera ionización/ kJ/mol	4,34	6,11	7,64	9,75	11,81
	0,82	1,0	1,91	2,55	2,96
	227	197	125	116	114

La causa de esto es que la carga nuclear efectiva se incrementa a lo largo de un periodo, generando, cada vez, más altas energías de ionización.

La *energía de ionización*, también llamada *potencial de ionización*, es la energía que hay que suministrar a un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental, para arrancarle el electrón más débil retenido.

Pregunta 11. *¿Cuál par de los siguientes elementos esperaría usted que exhibieran la mayor similitud en sus propiedades químicas y físicas: B, Ca, F, He, Mg, P?*

Pregunta 12. *¿Por qué es la energía de ionización del Ca (6,11 kJ/mol) es mayor que la del K (4,34 kJ/mol), pero menor que la del Mg (7,65 kJ/mol)?*

El carácter metálico: Generalmente aumenta conforme bajamos por una columna y disminuye conforme avanzamos de izquierda a derecha en una fila; esto implica que las energías de primera ionización disminuyen conforme bajamos por una columna y aumentan conforme avanzamos de izquierda a derecha por una fila.

Hacia abajo en la columna aumenta el carácter metálico

Na (5,14)			
K (4,34)	Ca (6,11)	Cr (6,77)	Br (11,81)
Rb (4,18)	Sr (5,70)	Mo (7,09)	F (10,45)

Aumenta la energía de primera ionización y disminuye el carácter metálico

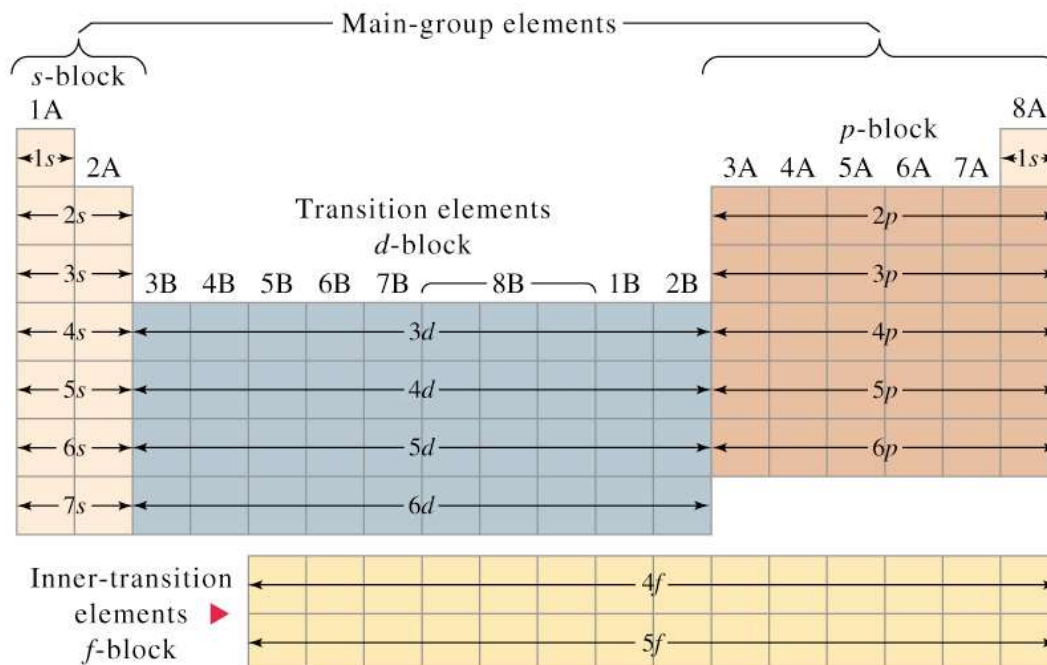
Afinidad electrónica: energía liberada al formarse un anión.

Energía de primera ionización: energía requerida para remover un electrón y formar un catión.

3.3.2. TABLA PERIÓDICA DIVIDIDA EN BLOQUES

La tabla periódica se puede también dividir en bloques de elementos según el orbital que estén ocupando los electrones más externos.

Los bloques o regiones se denominan según la letra que hace referencia al orbital más externo: *s*, *p*, *d* y *f*.



3.4. ENLACES QUÍMICOS

Las propiedades de las sustancias dependen en gran medida de los enlaces químicos que mantienen unidos sus átomos. El enlace químico representa la unión entre electrones transferidos y también los compartidos.

Los enlaces químicos, son las fuerzas que mantienen unidos a los átomos. Cuando los átomos se enlazan entre sí, ceden, aceptan o comparten electrones. Son los electrones de valencia quienes determinan de qué forma se unirá un átomo con otro y las características del enlace.

Enlaces químicos puros: iónico, covalente y metálico.

Enlaces no puros: fuerzas intermoleculares de Van Der Waals y puentes de hidrógeno.

3.4.1. SÍMBOLOS DE LEWIS

Los electrones que participan en los enlaces químicos se denominan electrones de valencia: los que residen en la capa exterior incompleta de los átomos. Consiste en el símbolo químico del elemento más un punto por cada electrón de valencia.



3.4.2. REGLA DEL OCTETO

Los átomos tienden a ganar, perder o compartir electrones hasta estar rodeados por ocho electrones de valencia. La tendencia de los átomos es alcanzar el mismo número de electrones de un gas noble (Neón).

El átomo de hidrógeno es una excepción, ya que al unirse completa 2 electrones en la capa externa, adquiriendo la configuración del gas noble “Helio”.

Los elementos al combinarse unos con otros, aceptan, ceden o comparten electrones con la finalidad de tener 8 electrones en su nivel más externo, esto es lo que se conoce como la regla del octeto.

3.4.3. TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS

A. Enlace iónico. Para explicarlo se usa la teoría de Kossel que dice: “los átomos al unirse para formar compuestos toman la configuración electrónica de un gas noble, por transferencia de electrones”.

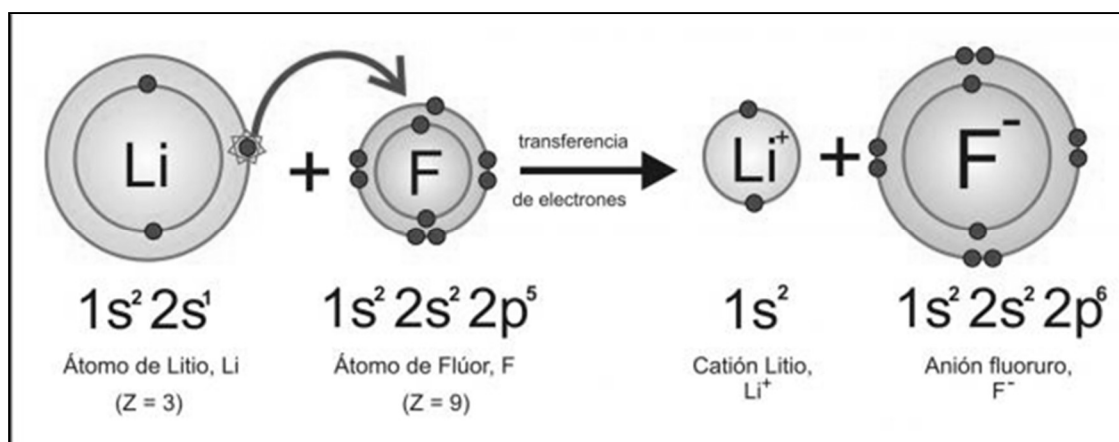
¿Qué es el enlace iónico? Está formado por metal + no metal. Es el enlace que se da entre elementos de electronegatividades muy diferentes. No forma moléculas verdaderas, existe como un agregado de aniones (iones negativos) y cationes (iones positivos). Los metales ceden electrones formando cationes, los no metales aceptan electrones formando aniones.

¿Qué mantiene la unión? La fuerza de atracción entre las cargas positivas y las cargas negativas que se forman; es decir, la fuerza de atracción entre los cationes y los aniones.

¿Se forman moléculas? No, se forman redes cristalinas (ordenadas). Por tanto, los iones que se forman con este enlace no forman moléculas aisladas sino que se agrupan de forma ordenada en redes en las que el número de cargas positivas es igual al de cargas negativas, compuesto es neutro.

Propiedades: Temperaturas de fusión y ebullición muy elevadas. Son duros (resistentes al rayado). No conducen la electricidad en estado sólido debido a que los iones ocupan posiciones fijas en el retículo cristalino. Son solubles en solventes polares como el agua; y puede conducir la electricidad en solución acuosa.

Pregunta 13. Busque en la tabla periódica el # atómico, haga la configuración electrónica del Li y F, luego demuestre el intercambio de electrones gráficamente.



Cuando ocurre una reacción química, el átomo gana, pierde o comparte los electrones de valencia; ocurre un desequilibrio entre las cargas positivas y negativas y el átomo se convierte en un ión (catión = positivo y anión = negativo).

Ejemplo: átomo de Na (11 p+ y 11 e-) pierde con facilidad un e- y queda con 10 e- por lo tanto tiene una carga neta de +1. El Cloro (17p+ y 17 e-) gana un e- y queda con 18 e- por lo que tiene una carga neta de -1.

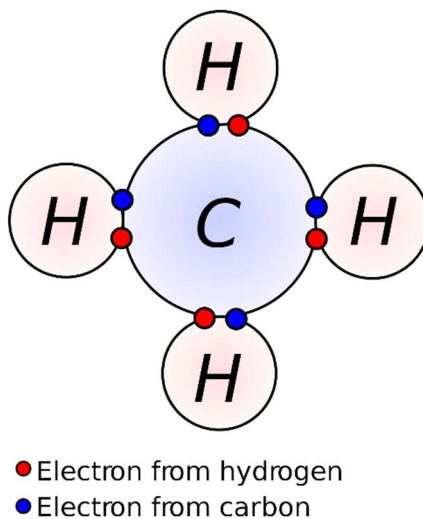
B. Enlace covalente.

¿Qué es el enlace covalente? Es el resultado de compartir electrones entre dos átomos. Los ejemplos más conocidos se observan en las interacciones de los elementos no metálicos entre sí. Es el enlace que se da entre elementos de electronegatividades altas y muy parecidas, en estos casos ninguno de los átomos tiene más posibilidades que el otro de perder o ganar los electrones. La forma de cumplir la regla de octeto es mediante la compartición de electrones entre dos átomos. Cada par de electrones que se comparten es un enlace.

¿Qué mantiene la unión? La fuerza de atracción entre las cargas positivas de los núcleos y las cargas negativas de los electrones que se comparten. Ejemplos: Cl_2 , CH_4 , CO_2 .

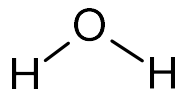
Propiedades: Temperaturas de fusión bajas. La temperatura de ebullición son igualmente bajas. No conducen la electricidad en ningún estado físico dado que los electrones del enlace están fuertemente localizados y atraídos por los dos núcleos de los átomos que los comparten. Son muy malos conductores del calor. La mayoría son poco solubles en agua. Cuando se disuelven en agua no se forman iones dado que el enlace covalente no los forma, por tanto, si se disuelven tampoco conducen la electricidad.

Los enlaces covalentes son las fuerzas que mantienen unidos entre sí los **átomos no metálicos** (los elementos situados a la derecha en la tabla periódica C, O, F, Cl). En este caso el enlace se forma al **compartir un par de electrones** entre los dos átomos, uno procedente de cada átomo. El par de electrones compartido es común a los dos átomos y los mantiene unidos, de manera que ambos adquieren la estructura electrónica de gas noble. Se forman así habitualmente moléculas: pequeños grupos de átomos unidos entre sí por enlaces covalentes.

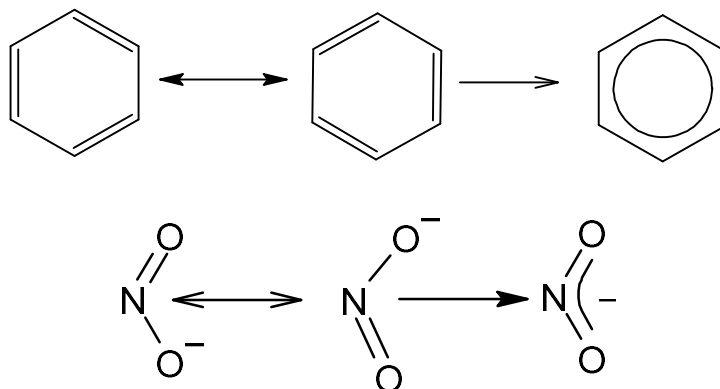


Enlace Covalente No Polar: Enlace covalente en el cual los electrones se comparten por igual. Esto ocurre si los átomos enlazados son no metales e idénticos (como en N_2 y O_2), los electrones son compartidos por igual por los dos átomos.

Enlace Covalente Polar: Enlace covalente en el cual los electrones no se comparten por igual. Es polar porque la molécula tiene un polo eléctrico positivo y otro negativo, y covalente porque los átomos comparten los electrones, aunque sea en forma desigual.



Concepto de resonancia: La resonancia molecular es un componente clave en la teoría del enlace covalente. Para su existencia es imprescindible la presencia de enlaces dobles o triples en la molécula. El flujo neto de electrones desde o hacia el sustituyente está determinado también por el efecto inductivo.



Algunas moléculas orgánicas se pueden representar mediante dos o más estructuras de Lewis, que difieren entre sí únicamente en la distribución de los electrones, y que se denominan estructuras resonantes. En estos casos, la molécula tendrá características de ambas estructuras y se dice que la molécula es un híbrido de resonancia de las estructuras resonantes. El método de la resonancia permite saber, de forma cualitativa, la estabilización que puede conseguir una molécula por deslocalización electrónica. Cuanto mayor sea el número de estructuras resonantes mediante las que se pueda describir una especie química mayor será su estabilidad.

C. Enlace metálico. Los átomos de los metales tienen pocos electrones en su última capa, por lo general 1, 2, 3. Estos átomos pierden fácilmente esos electrones (electrones de valencia) y se convierten en iones positivos (Na^+ , Cu^{+2} , Mg^{+2}).

¿Qué es el enlace metálico? El modelo más simple que explica estas propiedades es el del “mar de electrones”. En este modelo se supone al material metálico compuesto por una red tridimensional de cationes, dentro de un mar formado por los electrones de valencia. Estos electrones se mantienen unidos a la red de cationes mediante atracciones electrostáticas, pero están distribuidos uniformemente en toda la estructura, de modo que ningún electrón está asignado a algún catión específico.

Esta movilidad de los electrones explica la conductividad eléctrica al aplicar una diferencia de potencial ya que éstos fluyen, de la terminal negativa hacia la positiva. La conductividad térmica, también puede explicarse gracias a esa alta movilidad de los electrones, que transfieren fácilmente energía cinética por todo el sólido.

La capacidad de deformación se explica ya que los átomos metálicos pueden moverse sin que se rompan enlaces específicos, ni que se creen repulsiones entre átomos vecinos, ya que éstos al desplazarse, ocupan posiciones equivalentes en la red.

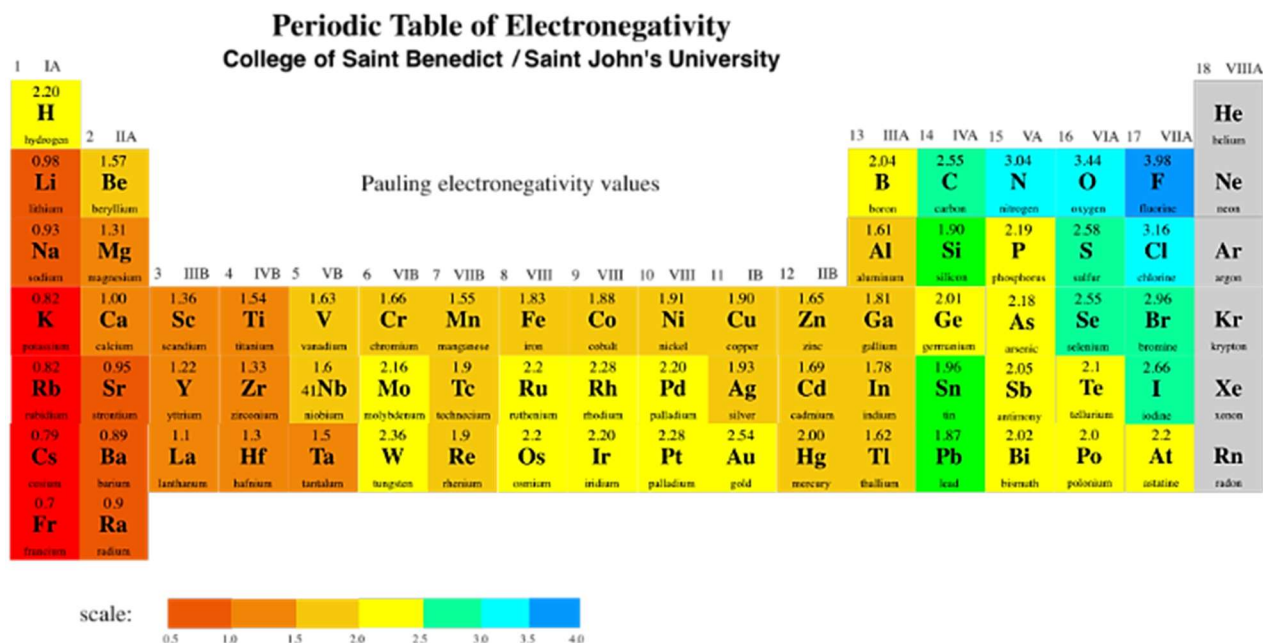
¿Qué mantiene la unión? La fuerza de atracción entre las cargas positivas de los núcleos y las cargas negativas de la nube de electrones.

Propiedades. Temperaturas de fusión y ebullición muy elevadas. Son sólidos a temperatura ambiente (excepto el mercurio que es líquido). Buenos conductores de la electricidad. Son dúctiles (facilidad de formar hilos) y maleables (facilidad de formar láminas). Son en general duros (resistentes al rayado). La mayoría se oxida con facilidad.

Electronegatividad. Capacidad de un átomo de un elemento de atraer hacia sí los electrones compartidos de su enlace covalente con un átomo de otro elemento.

Relación entre Electronegatividad y Polaridad de los Enlaces: cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad, más polar será el enlace.

Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace
0,2 – 0,7	Covalente no polar
0,8 – 1,7	Covalente polar
1,8 – 3,2	Iónico



Pregunta 14. Indique el tipo de enlace formado entre los átomos: K y Cl, B y O, Si y Cl, Ba y F, C y H.

R =	K y Cl	0,82 - 3,16 = 2,34 (iónico)
	B y O	2,04 - 3,44 = 1,4 (covalente polar)
	Si y Cl	1,90 - 3,16 = 1,26 (covalente polar)
	Ba y F	0,89 - 3,98 = 3,09 (iónico)
	C y H	2,55 - 2,2 = 0,35 (covalente no polar)

Pregunta 15. Ordene los enlaces de mayor a menor polaridad: N-O, Cl-Cl, H-Cl, Be-Cl, Na-I.



Pregunta 16. Predice si los enlaces son iónicos, covalentes polares o covalentes no polares:

Si-Br, Li-F, Br-F, Br-Br, N-P, C-O. **R = polar, iónico, polar, no polar, polar y polar**

Pregunta 17. ¿Por qué los compuestos covalentes tienen puntos de fusión bajos y no conducen electricidad en solución acuosa?

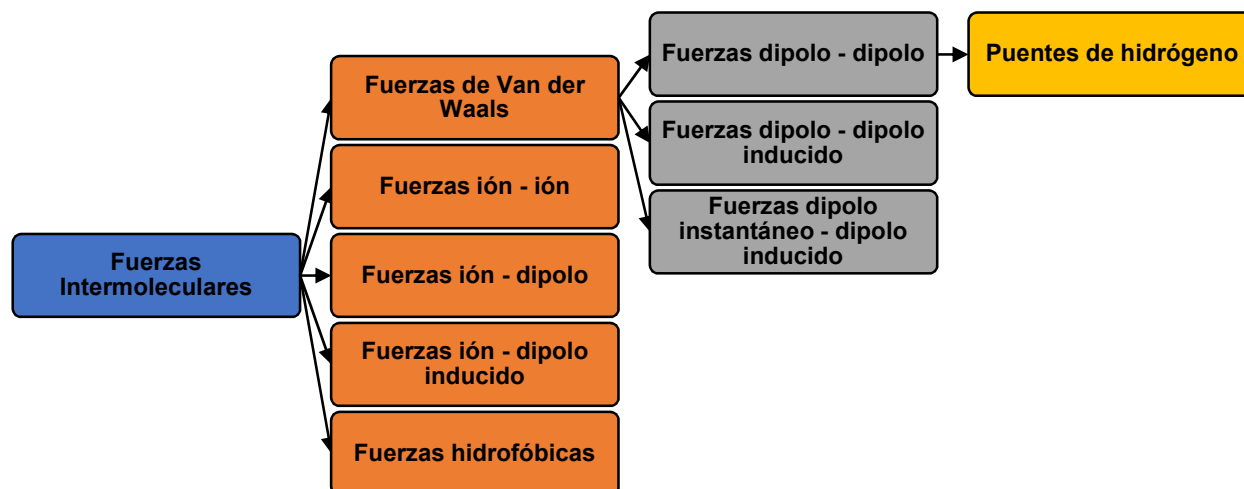
R = Hay dos fuerzas de atracción en los compuestos covalentes (fuerzas intermoleculares e interatómicas). Las fuerzas intermoleculares son débiles, por lo tanto, las moléculas de un compuesto covalente no están fuertemente unidas entre sí.

Pregunta 18. Clasifique las tres sustancias (sacarosa, cloruro de sodio y cobre) en base al tipo de enlace y responda las siguientes preguntas:

Sustancia química	Sacarosa	NaCl	Cu
¿Tipo de enlace?	<i>Covalente</i>	<i>Iónico</i>	<i>Metálico</i>
¿Punto de fusión?	<i>Bajo</i>	<i>Alto</i>	<i>Alto</i>
¿Conduce electricidad?	<i>No</i>	<i>No</i>	<i>Sí</i>
¿Conduce la electricidad al disolverse en agua?	<i>No</i>	<i>Sí</i>	--
¿Se disuelve en agua?	<i>Algunas</i>	<i>Sí</i>	--
¿Ductilidad (hilos)?	<i>No</i>	<i>No</i>	<i>Sí</i>

3.5. FUERZAS INTERMOLECULARES

Dentro de una molécula, los átomos están unidos mediante **fuerzas intramoleculares** (enlaces iónicos, metálicos o covalentes, principalmente). Estas son las fuerzas que se deben vencer para que se produzca un cambio químico. Son estas fuerzas, por tanto, las que **determinan las propiedades químicas** de las sustancias.



Sin embargo, existen otras **fuerzas intermoleculares** que actúan sobre distintas moléculas o iones y que hacen que éstos se atraigan o se repelan. Estas fuerzas son las que **determinan las propiedades físicas** de las sustancias como, por ejemplo, el estado de agregación, el punto de fusión y de ebullición, la solubilidad, la tensión superficial, la densidad, etc. Por lo general son fuerzas débiles pero, al ser muy numerosas, su contribución es importante.

El término "**fuerzas de van der Waals**" engloba colectivamente a las **fuerzas de atracción** entre las moléculas. Son fuerzas de atracción débiles que se establecen entre moléculas eléctricamente neutras (tanto polares como no polares), pero son muy numerosas y desempeñan un papel fundamental en multitud de procesos biológicos. Las fuerzas de van der Waals incluyen:

A. Fuerzas dipolo-dipolo: también llamadas fuerzas de Keesom, entre las que se incluyen los Puentes de Hidrógeno.

B. Fuerzas dipolo-dipolo inducido: también llamadas fuerzas de Debye.

C. Fuerzas dipolo instantáneo-dipolo inducido: también llamadas fuerzas de dispersión o fuerzas de London.

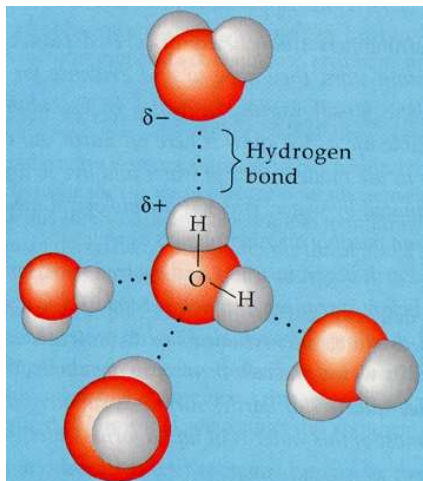
Muchas de las propiedades físicas y químicas del agua se deben a los puentes de hidrógeno. Cada molécula de agua es capaz de formar 4 puentes de hidrógeno, lo que explica su elevado punto de ebullición, ya que es necesario romper gran cantidad de puentes de hidrógeno para que una molécula de agua pase al estado gaseoso.

Este enlace es fundamental en bioquímica, ya que condiciona en gran medida la estructura espacial de las proteínas y de los ácidos nucleicos y está presente en gran parte de las interacciones que tienen lugar entre distintos tipos de biomoléculas en multitud de procesos fundamentales para los seres vivos.

Otros ejemplos (Fuerzas de Van Der Waals):

- Los aminoácidos cargados de una proteína pueden establecer enlaces iónicos (puentes salinos) dentro de una proteína o entre proteínas distintas.

- La interacción entre el ión Fe^{++} de la hemoglobina y la molécula de O_2 , que es apolar. Esta interacción es la que permite la unión reversible del O_2 a la hemoglobina y el transporte de O_2 desde los pulmones hacia los tejidos



3.6. NOMENCLATURA

La química tiene su propio lenguaje y la primera distinción básica en la *nomenclatura química*, es entre los compuestos orgánicos e inorgánicos.

Los compuestos inorgánicos se clasifican según la función química que contengan y por el número de elementos químicos que los forman, con reglas de nomenclatura particulares para cada grupo. Una función química es la tendencia de una sustancia a reaccionar de manera semejante en presencia de otra. Las principales funciones químicas son: óxidos, bases, ácidos y sales.

Nomenclatura Stock: Cuando el elemento que forma el compuesto tiene más de una valencia atómica, se indica en números romanos al final y entre paréntesis. Normalmente, a menos que se haya simplificado la fórmula, la valencia puede verse en el subíndice del otro átomo (compuestos binarios). Ejemplo: CuCl cloruro de cobre (I), CuCl_2 Cloruro de cobre (II), Fe_2S_3 , sulfuro de hierro (III).

Sistema Tradicional o común: Aquí se indica la valencia del elemento que forma el compuesto con una serie de prefijos y sufijos. Usa los sufijos oso e ico, unidos a la raíz del nombre del elemento

para indicar respectivamente, los estados de oxidación (bajo y alto). Ejemplo: CuCl se denomina cloruro cuproso y a CuCl₂ cloruro cúprico.

Sistema Estequiométrico: Es el sistema recomendado por la IUPAC. Se basa en nombrar a las sustancias usando prefijos numéricos griegos (mono, di, tri, tetra) que indican la atomicidad de cada uno de los elementos presentes en cada molécula.

Ejemplos: CuCl = monocloruro de cobre; CuCl₂ = dicloruro de cobre; CrBr₃ = tribromuro de cromo; CO = monóxido de carbono.

Cationes (iones positivos): Cuando un elemento muestra una simple forma catiónica, el nombre del catión es el mismo nombre del elemento. Ejemplos: Na⁺¹ ión sodio; Ca⁺² ión calcio; Al⁺³ ión aluminio. Cuando un elemento puede formar dos cationes relativamente comunes (con dos estados de oxidación respectivamente diferentes), cada ión debe nombrarse de tal manera que se diferencie del otro.

Aniones (iones negativos): Los iones negativos se derivan de los no metales. La nomenclatura de los aniones sigue el mismo esquema de los ácidos, pero cambian las terminaciones como sigue:

Terminación del ácido

hídrico - HCl

ico - Fe⁺³

oso - Fe⁺²

Terminación del anión

uro - CuCN

ato - NaNO₃

ito - NaNO₂

Los números de oxidación permiten escribir las fórmulas químicas y la predicción de las propiedades de los compuestos.

Óxidos básicos: Las combinaciones del oxígeno con los metales, se llaman óxidos básicos o simplemente óxidos. El método tradicional para nombrar los óxidos básicos consiste en usar el nombre óxido de seguido de nombre del metal. Ejemplo: CaO = óxido de calcio. Cuando un metal presenta dos números de oxidación diferentes, para designar el óxido se emplean las terminaciones oso (para el elemento de menor número de oxidación FeO) e ico (para el de mayor número de oxidación Fe₂O₃).

Bases o Hidróxidos: Se entiende por hidróxido cualquier compuesto que tiene uno o más iones hidróxido (OH^-) reemplazables. Las bases se nombran con la palabra hidróxido seguidas del nombre del metal (NaOH hidróxido de sodio).

Ácidos: Un ácido se puede describir como una sustancia que libera iones hidrógeno (H^+) cuando se disuelve en agua. Las fórmulas de los ácidos contienen uno o más átomos de hidrógeno, así como un grupo aniónico. Hay dos clases de ácidos:

Hidrácidos: Formados por la combinación del hidrógeno con un elemento no metal. Se nombran empleando la palabra genérica ácido seguida del nombre en latín del elemento no metálico con la terminación hídrico. Ejemplo: HCl ácido clorhídrico; HF ácido fluorhídrico y H_2S sulfhídrico.

Oxácidos: Son ácidos ternarios que resultan de la combinación de un óxido ácido con el agua; por tanto, son combinaciones de hidrógeno, oxígeno y un no metal.

Ejemplo H_3PO_4 = ácido fosfórico

Sales: Una sal es el producto de la reacción entre un ácido y una base. Las sales binarias se nombran añadiendo la terminación “Uro” al nombre del elemento más electronegativo (según la manera tradicional), seguida de la preposición “de” y luego se nombra el elemento metálico o electropositivo. Ejemplo: NaCl = cloruro de sodio, FeCl_2 = cloruro ferroso.

La I.U.P.A.C. no acepta que se siga diciendo “Bicarbonato o Bisulfato” porque esto puede introducir confusión debido a que el prefijo latino “Bi”, lo mismo que el griego “Di”, significan duplicación y en estos casos no hay 2 radicales carbonatados ni sulfato en cada molécula, como ocurre con los compuestos NaHCO_3 (Hidrógeno carbonato de sodio) y Na_2HPO_4 Hidrógeno fosfato de sodio.

Peróxidos: En el agua ordinaria, H_2O , el oxígeno tiene un número de oxidación de -2, en el agua oxigenada H_2O_2 , el número de oxidación del oxígeno es -1. Se nombran con la palabra peróxido seguida del correspondiente metal. Ejemplo Na_2O_2 = peróxido de sodio.

PRÁCTICA SOBRE NOMENCLATURA QUÍMICA

No.	Compuesto	Estequiométrico	Stock	Tradicional
1	Na ₂ S			
2	CaF ₂			
3	FeCl ₃			
4	CoS			
5	CaCl ₂			
6	Pb(SO ₄) ₂			
7	HCl			
8	HClO			
9	HClO ₂			
10	HClO ₃			
11	HClO ₄			
12	H ₂ SO ₄			
13	CuOH			
14	Pb(OH) ₂			
15	Al(OH) ₃			
16	Fe ₂ O ₃			
17	FeO			
18	Al ₂ O ₃			
19	SnO ₂			
20	CaO ₂			
21	H ₂ O ₂			
22	MnO ₂			
23	KH			
24	NiH ₃			

*Un solo número de oxidación

3.7. APLICACIONES A LA SALUD

Aplicación 1. Algunos elementos traza son imprescindibles para el funcionamiento de nuestro organismo; su ausencia puede ocasionar la interrupción de muchos procesos biológicos fundamentales y provocar la aparición de diversas enfermedades.

Elemento	Función biológica
Hierro	Formación de hemoglobina (Anemia)
Zinc	Metabolismo de los aminoácidos (dificultad de cicatrización de las heridas)
Yodo	Necesario para la actividad de la glándula tiroidea (hipertiroidismo)
Flúor	Necesario en la formación de los dientes (caries). El ión fluoruro reemplaza al ión hidróxido para formar $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6\text{F}_2$ que endurece el esmalte y lo hace menos susceptible de ser atacado

Aplicación 2. Ejemplos de compuestos iónicos: epsomita para aliviar los pies doloridos (MgSO_4), leche magnesia $\text{Mg}(\text{OH})_2$ para aliviar las molestias estomacales, los protectores solares ZnO y suplementos minerales contienen FeSO_4 .

Aplicación 3. Gases nobles: los buceadores utilizan una mezcla de nitrógeno y oxígeno gaseoso para respirar bajo el agua, pero a grandes profundidades el nitrógeno puede ser absorbido por la sangre lo que causa desorientación. Para evitar esto pueden utilizar una mezcla de oxígeno – helio, sin embargo, la baja densidad del helio altera el modo de vibrar las cuerdas vocales.

Aplicación 4. Iones importantes en el cuerpo humano

Ión	Función
Na^+	Está fuera del medio celular, regula fluidos corporales (Hiponatremia)
K^+	Está dentro del medio celular, regula fluidos corporales (Hipocalemia)
Ca^{2+}	Mayormente en el hueso y relajante muscular (Hipocalcemia y calambres musculares)
Mg^{2+}	Esencial en los músculos y para el control nervioso (temblores y somnolencia)

Aplicación 5. Cuando un electrón absorbe una cantidad de energía igual a la diferencia entre dos niveles, puede ser promocionado a un nivel mayor de energía. La energía luminosa, en particular la UV produce la excitación electrónica necesaria para que se produzcan determinadas reacciones químicas no deseadas como quemaduras solares y deseadas como:

La medicina emplea los efectos beneficiosos del sol para la salud: la fototerapia empleada para tratar algunas enfermedades de la piel, por ejemplo en el tratamiento de la psoriasis se emplean medicamentos administrados por vía oral para aumentar la fotosensibilidad de la piel y a continuación se somete al paciente a un tratamiento con luz UV.

Otro caso es el tratamiento de la bilirrubina (luz de baja energía – UV/color azul); también el tratamiento con fotoforesis para el linfoma cutáneo celular tipo T (se administra un reactivo que aumenta la fotosensibilidad, luego se extrae sangre y se expone a la luz UV. Después se devuelve la sangre del paciente a su organismo, y las células T tratadas estimulan la respuesta del sistema inmunitario a las células cancerosas.

4. REACCIONES QUÍMICAS Y ESTEQUIOMETRÍA

4.1. CAMBIOS QUÍMICOS

Son los cambios que alteran la composición de la materia. Cuando ocurren se producen sustancias nuevas y estas transformaciones involucran reacciones químicas. Algunas evidencias visibles de reacciones químicas son: cambio de color, burbujeo, precipitado y liberación o absorción de calor.

PRÁCTICA

Sustancia	Elemento, compuesto, mezcla homogénea, mezcla heterogénea	Tipo de cambio (físico o químico)	Nombre del tipo de cambio
Soda			
Azúcar			
Se coagula la sangre			
Agua de mar			
Se enciende un fósforo			
Formación de rocío			
Putrefacción de la basura			
Bicarbonato de sodio			
Aire			
Suelo			
Cobre			
Se rebana un queso			
El hielo se derrite			
Se quema la madera			

Entre los tipos de reacciones químicas tenemos:

- *Combustión*: ocurre cuando una sustancia combustible entra en contacto con oxígeno. Ejemplo: combustión de la gasolina en los automóviles.
- *Oxidación*: por ejemplo, la reacción de los metales como hierro con oxígeno.
- *Efervescencia*: desprendimiento de un gas cuando se combinan dos sustancias. Ejemplo: en los medicamentos.

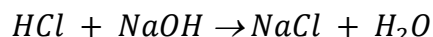
- *Fermentación*: descomposición de sustancias que contienen azúcares por hongos, bacterias y levaduras. Ejemplo: elaboración de vinos.
- *Descomposición*: una sustancia se divide en sustancias más sencillas. Ejemplo: el clorato de potasio por acción del calor se transforma en cloruro de potasio y oxígeno.

4.2. TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

Las ecuaciones químicas son expresiones abreviadas de los cambios o reacciones químicas en términos de los elementos y compuestos que forman los reactivos y los productos. Existe un gran número de reacciones químicas, sin embargo, las comunes son las que resumimos a continuación:

$A + Z \rightarrow AZ$	Dos reactivos se combinan para formar un solo producto. Muchos elementos reaccionan con otro de esta manera para formar compuestos.
$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$ $CaO(s) + H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(s)$ $H_2O + MgO \rightarrow Mg(OH)_2$	Combinación o síntesis
$AZ \rightarrow A + Z$	Un solo reactivo se descompone para formar dos o más sustancias. Muchos compuestos se comportan en esta forma cuando se calientan.
$2KClO_3(s) + \text{calor} \rightarrow 2KCl(s) + 3O_2(g)$ $CaCO_3(s) + \text{calor} \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$ $MgSO_4 \cdot 7H_2O + \text{calor} \rightarrow MgSO_4 + H_2O$	Descomposición
$A + BZ \rightarrow AZ + B$	Un elemento sustituye a otro en un compuesto (con frecuencia los elementos son hidrógeno o un metal).
$Fe(s) + 2HCl(ac) \rightarrow FeCl_2(ac) + H_2(g)$ $Zn(s) + CuSO_4(ac) \rightarrow ZnSO_4(ac) + Cu(s)$ $F_2 + 2NaCl \rightarrow Cl_2 + 2NaF$	Sustitución única o Simple Desplazamiento. Importante la serie de actividad de los metales y halógenos.
$AX + BZ \rightarrow AZ + BX$	Los átomos o los iones intercambian parejas entre los reactivos.
$BaBr_2(ac) + K_2SO_4(ac) \rightarrow 2KBr(ac) + BaSO_4(s)$ $Ca(OH)_2(ac) + 2HCl(ac) \rightarrow CaCl_2(ac) + H_2O(l)$ $AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + NaNO_3$	Sustitución doble o Doble Desplazamiento Productos/forman: ppdo, gas, agua.

Nota: Reacción de neutralización.



Reacciones redox: toda oxidación debe ir acompañada de una reducción y viceversa, de tal manera que el número de electrones liberados por una especie en el proceso de oxidación es igual al número de electrones ganados por otra especie en el proceso de reducción.

La mayoría de las reacciones redox ocurren con liberación de energía. Por ejemplo: la combustión de compuestos orgánicos que proporciona energía calórica, las reacciones que se realizan en una pila o batería, donde la energía química es transformada en energía eléctrica, y las reacciones que ocurren a nivel del metabolismo de un ser viviente. Como los alimentos son sustancias reducidas, el organismo las oxida controladamente, liberando energía en forma gradual y de acuerdo a sus requerimientos. Esta energía es transformada en energía química en forma de ATP, la cual es utilizada para todos los procesos endergónicos que ocurren en los organismos.

Oxidación: es el proceso por el cual un determinado átomo de una especie molecular o iónica **pierde electrones**, aumentando su número de oxidación.

Reducción: es el proceso es el proceso por el cual un determinado átomo de una especie molecular o iónica **gana electrones**, disminuyendo su número de oxidación.

Ejemplo: Dada la reacción $Zn^0 + CuCl_2 \rightarrow ZnCl + Cu^0$

Semi - reacción de oxidación $Zn^0 \rightarrow Zn^{+2} + 2e^-$

Semi - reacción de reducción $Cu^{+2} + 2e^- \rightarrow Cu^0$

Pregunta 1. Indique los reactivos que se oxidan y/o reducen en la siguiente reacción:

$Zn_{(s)} + H_2SO_{4(ac)} \rightarrow ZnSO_4 + H_2$ **R = Zn se oxida de $Zn^0 \rightarrow Zn^{+2}$ y el H_2^+ se reduce a H_2^0**

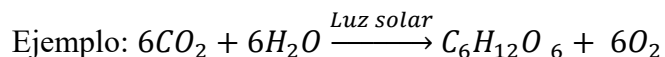
Pregunta 2. Balancee las siguientes ecuaciones:

a. $\underline{\quad} C_2H_4(g) + \underline{\quad} O_2(g) \rightarrow \underline{\quad} CO_2(g) + \underline{\quad} H_2O(g)$ **R = 1, 3, 2, 2**

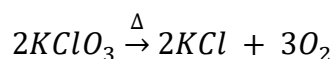
b. $\underline{\quad} Al(s) + \underline{\quad} HCl(ac) \rightarrow \underline{\quad} AlCl_3(s) + \underline{\quad} H_2(g)$ **R = 2, 6, 2, 3**

4.2.1. INFORMACIÓN APORTADA POR UNA ECUACIÓN QUÍMICA

1. Indica el estado físico de los reactivos y productos (*(l)* líquido, *(s)* sólido, *(g)* gaseoso y *(ac)* acuoso (en solución).
2. Indican la presencia de catalizadores que son sustancias que aceleran o disminuyen la velocidad de la reacción y que no son consumidos. Estos van encima o debajo de la flecha que separa reactivos y productos.



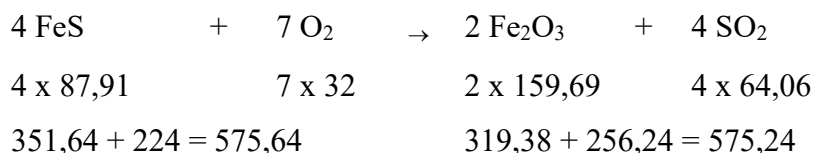
3. Debe indicarse el desprendimiento o absorción de energía.
4. La ecuación debe estar balanceada, es decir el número de átomos que entran debe ser igual a los que salen.
5. Si hay una delta sobre la flecha indica que se suministra calor a la reacción.



4.3. ESTEQUIOMETRÍA

Es el estudio de las relaciones cuantitativas (de masa, volúmenes o número de moles) entre reactivos y/o productos que participan en una reacción química. También sirve para determinar la cantidad proporcional de un determinado elemento que forma un compuesto.

Las relaciones estequiométricas entre las cantidades de reactivos consumidos y productos formados dependen directamente de la ley de conservación, y están determinadas por la ecuación (ajustada) de la reacción. Los coeficientes de los reactivos y productos dan información sobre las cantidades estequiométricas en las que se produce una reacción.



Conocer la cantidad de una determinada sustancia química presente en un alimento, en la sangre, en un medicamento, constituye un dato importante para nutricionistas, médicos, químicos y farmacéuticos. Para ello, en muchos casos es necesario establecer relaciones estequiométricas.

Por ejemplo, dada la siguiente reacción $N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$ es de interés determinar cuantitativamente la producción de amoníaco, ya que esta sustancia tiene aplicaciones en diversos procesos industriales (fertilizantes, explosivos). Teniendo en cuenta el ejemplo, se pueden establecer las siguientes relaciones:

Reacción	$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$		
Moles	1 mol	3 moles	2 moles
Moléculas	$6,023 \times 10^{23}$	$3 \times 6,023 \times 10^{23}$	$2 \times 6,023 \times 10^{23}$
Masas (g)	28	6	34
Volúmenes (L)	22,4	$3 \times 22,4$	$2 \times 22,4$

Para resolver problemas de estequiometría es necesario tener en cuenta los siguientes conceptos:

- **Peso molecular/gramo:** es el peso molecular relativo expresado en gramos. Para cualquier sustancia puede determinarse sumando los pesos atómicos relativos de todos los elementos que constituyen la molécula.
- **Mol:** cantidad de materia que contiene el número de Avogadro ($6,023 \times 10^{23}$) de partículas elementales (moléculas, átomos, iones).
- **Volumen molar:** es el volumen que ocupa un mol de cualquier sustancia en estado gaseoso en condiciones normales de presión y temperatura (TPN) y su valor es 22,4 L.
- Las condiciones normales de presión es 1 atmósfera = 760 mm de Hg y temperatura 273 K = 0 °C.

4.4. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Son aquellos que se realizan para conocer la cantidad que se va a obtener de un determinado producto, conocidas las cantidades de los reactivos o, por el contrario, las cantidades de reactivo que se han de utilizar para obtener una determinada cantidad de producto.

Para efectuar los cálculos estequiométricos se siguen una serie de etapas:

1. Se escribe la ecuación química balanceada.
2. Consiste en transformar en moles la información suministrada y

3. Se examinan las relaciones molares en la ecuación química para obtener la respuesta a la pregunta que haya sido formulada. En esta etapa hay que tener en cuenta si alguno de los reactivos es un reactivo limitante, que es aquel reactivo que está presente en la cantidad estequiométrica más pequeña de manera que determina la cantidad máxima de producto que se puede obtener.

Nota: Escribir las reacciones sin balancear.

a. Relación entre moles.

Pregunta 1. Calcule el número de moles de $N_2(g)$ necesarios para producir 5 moles de $NH_3(g)$ por reacción con suficiente cantidad de $H_2(g)$. $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ **R = 2,5 mol N_2**

Pregunta 2. ¿Cuántas moles de O_2 reaccionan con 3,17 moles de Al ? **R = 2,38 mol O_2**

Pregunta 3. A partir de 8,25 moles de O_2 , ¿cuántas moles de Al_2O_3 se producen? **R = 5,5 mol**

b. Relación entre masas.

Pregunta 4. En la obtención de oxígeno, se descompone clorato de potasio por calentamiento. ¿En una experiencia a partir de 30 g. de clorato, cuántos gramos de oxígeno se obtienen?
 $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$

Pregunta 5. Cuántos gramos de Fe se necesitan para producir 100 g de $FeCl_3$ en base a la reacción: $2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$ **R = 34,4 g**

Pregunta 6. Calcule la masa de $NH_3(g)$ que se obtiene a partir de 20 g de $H_2(g)$. **R = 113,3 g**

Pregunta 7. Las bolsas de aire para automóvil se inflan cuando se descompone rápidamente la azida de sodio (NaN_3) en los elementos que la componen, según la reacción: $2NaN_3 \rightarrow 2Na + 3N_2(g)$. ¿Cuántos gramos de azida de sodio se necesitan para formar 5 g de $N_2(g)$? **R = 7,74 g**

c. Relación entre volúmenes.

Pregunta 8. Calcule el volumen de $N_2(g)$ que se necesitará para obtener 16 L de $NH_3(g)$ a TPN.

d. Relación entre volúmenes y masas.

Pregunta 9. Cuántos dm^3 de NH_3 se forman cuando reaccionan 12,6 g de N_2 , en base a la reacción
$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$$

Pregunta 10. Calcule la masa de NH_3 (g) que se obtiene haciendo reaccionar 36 L de H_2 (g) a TPN con suficiente cantidad de N_2 (g).

Pregunta 11. En un proceso de fermentación por acción de levaduras, la glucosa se transforma en etanol y dióxido de carbono: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{CO}_2$ ¿Cuántos litros de CO a TPN se obtienen a partir de 500.4 gramos de glucosa?

e. Relación entre moles y volúmenes.

Pregunta 12. ¿Cuántos L de NH_3 (g) a TPN se pueden obtener a partir de 12 moles de N_2 (g)?

f. Relación entre masas y moles.

Pregunta 13. Calcule las moles de H_2 (g) que reaccionan totalmente 82 g de N_2 (g) para producir NH_3 (g).

Pregunta 14. Calcula la masa de CO_2 producida al quemar 1,0 gramo de C_4H_{10} .

4.5. REACTIVO LIMITANTE

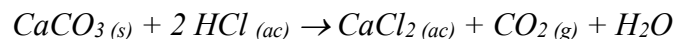
Generalmente en el laboratorio es difícil tomar las cantidades precisas de cada uno de los reactivos para las diferentes experiencias, ocasionando el exceso de uno de los reactivos. Los cálculos para determinar la cantidad de producto esperado se realizan teniendo en cuenta la sustancia que se consume en forma total o reactivo límite.

Pregunta 15. El cobre reacciona con el ácido sulfúrico según la ecuación:
$$2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} \rightarrow \text{SO}_2 + \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$
 Si se tienen 30 g de cobre y 200 g de H_2SO_4 , ¿Calcule la masa de CuSO_4 que se forma?
R = 73,35 g

Pregunta 16. Si reaccionamos 28 g de Zn con 75 g de H_2SO_4 . Calcule las moles de reactivo en exceso que quedan al final de la reacción. **R = 0,337 moles**

Pregunta 17. La masa de $SbCl_3$ que resulta de la reacción de 3 g de antimonio y 2 g de cloro es de 3,65 g. ¿Cuál es el rendimiento? **R = 85,08 %**

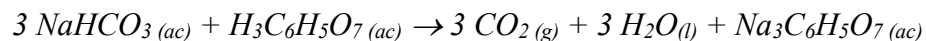
Pregunta 18. Si reaccionamos 20,2 g de $CaCO_3$ con 13,2 g de HCl



a. Calcule la cantidad de $CaCl_2$ que se produce? **R = 20,01 g**

b. Calcule las moles de reactivo en exceso que quedan al final de la reacción? **R = 0,021 moles**

Pregunta 19. El burbujeo que produce la Alka Seltzer al disolverse en agua se debe a la reacción entre el $NaHCO_3$ y ácido cítrico $H_3C_6H_5O_7$:



Si reaccionamos 1,0 g de bicarbonato de sodio y 1,0 g de ácido cítrico:

a. ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se producen? **R = 0,524 g**

b. ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedarán al finalizar la reacción? **R = 0,238 g**

Pregunta 20. Cuando el benceno reacciona con bromo se obtiene bromobenceno. Si reacciona 30 g de benceno con 65 g de bromo y obtiene 56,7 g de bromobenceno. Calcule el % de rendimiento.



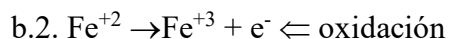
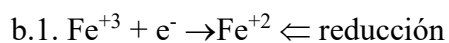
Pregunta 21. La urea se prepara reaccionando $2 NH_3 (g) + CO_2 (g) \rightarrow (NH_2)_2CO (ac) + H_2O (l)$

Si reaccionamos 637,2 g de $NH_3 (g)$ con 1142 g de $CO_2 (g)$, calcule: La cantidad de urea formada, y la cantidad de reactivo en exceso que queda al finalizar la reacción.

4.6. APLICACIONES A LA SALUD

Aplicación 1 (tipo de rx). Las emisiones de óxido de nitrógeno (NO) de los tubos de escape de los automóviles reaccionan con el oxígeno atmosférico: $2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NO}_{2(g)}$, gas marrón rojizo irritante para los ojos y dañino para el aparato respiratorio.

Aplicación 2. En las mitocondrias de las células humanas, la energía para la producción de ATP la proporcionan las reacciones de oxidación y reducción de los iones hierro de los citocromos de la cadena de transporte de electrones. Identifique las siguientes reacciones como de oxidación o reducción:



Aplicación 3. Un champú contiene un agente bactericida y fungicida llamado piritión $\text{C}_{10}\text{H}_8\text{N}_2\text{O}_2\text{S}_2$. ¿Cuántas moles de piritión hay en 25 g?

Respuesta 0,0992 moles.

5. LOS GASES

5.1. PROPIEDADES DE LOS GASES

Los gases poseen cinco características generales

- Expansión (llenan el espacio en que se encuentran)
- Forma o volumen indefinido
- Compresibilidad (Oxígeno comprimido)
- Baja densidad (g/L porque es baja)
- Miscibilidad (fácil de mezclar como el gas de cocina con etil mercaptano).

5.2. LEY DE BOYLE Y CHARLES

La ley de Boyle establece que la presión de un gas en un recipiente cerrado es inversamente proporcional al volumen del recipiente ($PV=k$). Esto quiere decir que si el volumen del contenedor aumenta, la presión en su interior disminuye y, viceversa, si el volumen del contenedor disminuye, la presión en su interior aumenta. **Ecuación:** $P_1V_1 = P_2V_2$

La ley de Boyle permite explicar: la ventilación pulmonar, proceso por el que se intercambian gases entre la atmósfera y los alvéolos pulmonares. El aire entra en los pulmones porque la presión interna de estos es inferior a la atmosférica y por lo tanto existe un gradiente de presión. Inversamente, el aire es expulsado de los pulmones cuando estos ejercen sobre el aire contenido una presión superior a la atmosférica.

Pregunta 1. *4,0 L de un gas están a 600,0 mmHg de presión. ¿Cuál será su nuevo volumen si aumentamos la presión hasta 800,0 mmHg?* **$R = 3 L$**

Presión normal: 760 mm de Hg, 1 atmósfera, 760 torr, 101,3kPa.

Pregunta 2. *El volumen de un gas, medido a presión normal es 17,5 L. Calcule la presión del gas en torr si el volumen cambia a 20,4 L y la temperatura permanece constante. **$R = 651 mm de Hg$***

Pregunta 3. Una muestra de gas ocupa un volumen de 73,5 mL a una presión de 710 torr y 30°C. Cuál es el volumen en mL a presión normal y 30 °C? **R = 68,7 mL.**

Pregunta 4. Una muestra de un gas ocupa un volumen de 75 ml a una presión de 725 mm de Hg y 25 °C. Calcule el volumen en mL a 685 mm de Hg y 25 °C. **R = 79,4 mL.**

5.3. LEY DE CHARLES

La ley de Charles establece que el volumen de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta, asumiendo que la presión de mantiene constante ($V/T=k$). Esto quiere decir que en un recipiente flexible que se mantiene a presión constante, el aumento de temperatura conlleva un aumento del volumen. Ecuación: $V_1/T_1 = V_2/T_2$

Pregunta 5. Un gas tiene un volumen de 2,5 L a 25 °C. ¿Cuál será su nuevo volumen si bajamos la temperatura a 10 °C?

Pregunta 6. Un gas ocupa un volumen de 4,5 L a 27 °C. A qué temperatura en °C, el volumen será de 6,0 L si la presión permanece constante. **R = 127 °C.**

Pregunta 7. Una muestra de gas ocupa un volumen de 160 mL a 1,0 atmósfera y 27 °C. Calcule el volumen a 0 °C y 1.0 atmósfera? **R = 146 mL.**

Pregunta 8. A 100 °C un gas ocupa un volumen de 2,5 L. Cuál será su volumen a 150 °C si la presión permanece constante. **R = 2,84 L**

Pregunta 9. Tres litros de hidrógeno a -20 °C se calienta a una temperatura de 27 °C. ¿Cuál es el volumen a 27 °C si la presión permanece constante? **Respuesta: 3,56 L**

5.4. LEY DE GAY-LUSSAC Y COMBINADA DE LOS GASES

A volumen constante, la presión de una masa fija de un gas es directamente proporcional a la temperatura Kelvin. $[T_1/P_1] = [T_2/P_2]$

Pregunta 10. La presión de un recipiente de He es de 650 torr a 25 °C. Si este recipiente sellado se enfría a 0 °C. ¿Cuál es su presión? **R = 595 torr**

Pregunta 11. El gas contenido en un cilindro tiene un volumen de 125 mL a 20 °C y 1,0 atmósfera. ¿A que temperatura en °C la presión será de 0,97 atm si el volumen permanece constante? **R = 11 °C**

Pregunta 12. Una muestra de gas ocupa 10 L a 110 torr y 30 °C. Calcule su presión en torr si la temperatura cambia a 127 °C mientras que el volumen permanece constante. **R = 145 torr**

Pregunta 13. Un gas ocupa un volumen de 50 mL a 30 °C y 630 mm de Hg. ¿A que temperatura en °C alcanzaría una presión de 770 mm de Hg si el volumen permanece constante? **R = 97 °C**

5.4.1. LEY COMBINADA DE LOS GASES

Combinando las leyes de Charles y Boyle ($\frac{PV}{T} = k$) tenemos: $P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2$

Pregunta 14. Un cierto gas ocupa 500 mL a 760 mm de Hg y 0 °C. Que volumen en ml ocupará a 10 atm y 100 °C. **R = 68,3 mL**

Pregunta 15. Un cierto gas ocupa 20 L a 50 °C y 780 torr. ¿Bajo qué presión en torr este gas ocuparía 75 L a 0 °C? **R = 176 torr**

Pregunta 16. Un cierto gas ocupa 20 L a 50 °C y 780 torr. Calcule el volumen en litros a TPN. **R = 17,3 L**

Pregunta 17. Una muestra de gas tiene un volumen de 5,1 L a 27 °C y 635 mm de Hg. Su volumen y temperatura cambia a 2,1 L y 100 °C, respectivamente. ¿Calcule la presión en mm de Hg en estas condiciones? **R = 1920 mm Hg**

Pregunta 18. Un gas ocupa 206 cm³ a 22 °C y 750 mmHg. Encuentre el volumen bajo TPN. **R = 188,13 cm³**

5.5. ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES

En las leyes de los gases, la de Boyle, la de Charles y la Gay-Lussac, la masa del gas es fija y una de las tres variables, la temperatura, presión o el volumen, también es constante. Utilizando una

nueva ecuación, no solo podemos variar la masa, sino también la temperatura, la presión y el volumen. La ecuación es: $PV = nRT$

Definiendo las condiciones normales de presión y temperatura (NPT) como, 1 atmósfera y 273 °K, para el volumen que ocupa un mol de cualquier gas (22,4 dm³), esta constante se transforma en: $R = 0,0821 \text{ atm}\cdot\text{L}/^\circ\text{K}\cdot\text{mol}$ y n es el número de moles.

Pregunta 19. Calcule el volumen en L de 2,15 moles de oxígeno a 27 °C y 1,25 atm.

Pregunta 20. 0,652 mol de gas oxígeno se encuentran en un cilindro de 10 L a 30 °C. Calcule la presión en torr?
R = 1 230 torr

Pregunta 21. Calcule la cantidad de gramos de gas oxígeno presentes en un cilindro de 5,25 L a 27 °C y 1,3 atm.
R = 0,277 moles = 8,86 gramos de Oxígeno.

Pregunta 22. Calcule el volumen en mL de 0.0230 moles de gas nitrógeno a 27 °C y 1,15 atm.
R = 493 mL

Pregunta 23. Calcule la cantidad de gramos de gas oxígeno contenido en un cilindro de 6,0 L a 27 °C y 800 torr.
R = 8,19 g

Pregunta 24. Encuentre el Peso Molecular de un gas cuya masa de 1,08 g ocupa un volumen de 82 cm³ a una presión de 1,5 atm y temperatura de 300 K.
R = 200 g/mol

Pregunta 25. Cuando los sensores de un automóvil detectan una colisión, hacen que la azida sódica reaccione generando nitrógeno gaseoso, que llena el airbag en 0,03 segundos.

Pregunta 26. Calcule la densidad del NH₃ en g/L a 752 mmHg y 55 °C?

5.6. APLICACIONES A LA SALUD

Aplicación 1. La determinación de la presión sanguínea es una de las medidas más comunes en la medicina. Durante la contracción del corazón, la presión sanguínea se denomina sistólica (100 a 120 mmHg) y cuando se relaja diastólica (60 a 80 mmHg). A elevadas presiones hay riesgo de infarto al miocardio y a bajas presiones el cerebro no recibe oxígeno suficiente y puede causar mareos y desvanecimientos.

Aplicación 2. Relación entre la Ley de Boyle y la respiración

Inspiración: De acuerdo a la Ley de Boyle, la presión en el interior de los pulmones disminuye (por debajo de la presión atmosférica) ya que el volumen aumenta. Esta diferencia de presión provoca un gradiente de presión entre los pulmones y la atmósfera; por lo tanto, en el proceso de inhalación el aire se introduce en los pulmones hasta que la presión en los mismos se iguale a la atmosférica.

Espiración: Tiene lugar cuando el diafragma se relaja y vuelve a su posición de descanso en la cavidad torácica. Los pulmones disminuyen su volumen y la presión en su interior es mayor que la atmosférica, por lo tanto, el aire sale fuera de los pulmones.

Aplicación 3. Un paciente con quemaduras se le pueden tratar las heridas en una cámara hiperbárica, la cual permite obtener presiones 2 a 3 veces superiores a la presión atmosférica. Una mayor presión de oxígeno hace que aumente el nivel de oxígeno disuelto en la sangre y estos niveles lo hacen tóxico a muchos tipos de bacterias.

La cámara hiperbárica puede ser empleada en cirugía para contrarrestar el envenenamiento por monóxido de carbono. Se satura la sangre con oxígeno, el cual reemplaza el CO unido a la hemoglobina.

6. ESTADO LÍQUIDO Y DISOLUCIONES

6.1. PROPIEDADES DE LOS LÍQUIDOS

A diferencia de los gases, los líquidos tienen volumen definido. Las propiedades físicas que identifican a una sustancia en estado líquido son:

1. Presión de vapor: tendencia de las moléculas a escapar para pasar del estado líquido al gaseoso y aumenta con la temperatura. Unidades: torr, mmHg, atm
2. Punto de ebullición: temperatura a la cual su presión de vapor es igual a la presión externa (atmosférica).
3. Punto de congelación: temperatura a la cual el líquido está en equilibrio dinámico con su estado sólido. Es igual numéricamente al punto de fusión.
4. Densidad: relación entre masa y volumen.
5. Tensión superficial: cohesión de las moléculas debido a la atracción mutua que experimentan.
6. Capilaridad: ascenso por un tubo con diámetro pequeño.
7. Viscosidad: resistencia a fluir
8. Ósmosis y presión osmótica

6.2. CARACTERÍSTICAS DE LAS SOLUCIONES

Los componentes de una solución se denominan soluto y disolvente. En general el disolvente es la sustancia que está presente en mayor proporción.

El agua es considerada el disolvente universal, por lo tanto, aunque se encuentre en pequeña proporción, siempre será el disolvente. Por ejemplo: una solución de ácido sulfúrico al 96% implica una gran cantidad de ácido disuelto en una pequeña cantidad de agua, sin embargo, el agua se considera como disolvente y el ácido como soluto.

Son mezclas homogéneas, es decir, que las sustancias que la conforman ocupan una sola fase, y presentan una distribución regular de sus propiedades físicas y químicas, por lo tanto al dividir la disolución en partes iguales o distintas, cada una de las porciones arrojará las mismas propiedades físicas y químicas.

La cantidad de soluto y disolvente se encuentran en proporciones que varían entre ciertos límites (solubilidad).

Sus propiedades físicas dependen de su concentración. Ejemplo el HCl 12 mol/L tiene una densidad 1,18 g/mL y a 6 mol/L su densidad es 1,10 g/mL.

6.2.1. CLASIFICACIÓN DE LAS DISOLUCIONES

<i>Soluto</i>	<i>Disolvente</i>	<i>Ejemplos</i>
Gaseoso	Gaseoso	Aire, Oxígeno en nitrógeno
Líquido		Aire húmedo (niebla)
Sólido		Humo
Gaseoso	Líquido	Oxígeno en agua, dióxido de carbono en agua (soda)
Líquido		Alcohol en agua
Sólido		Sal en agua
Gaseoso	Sólido	Hidrógeno en Platino, Hidrógeno en Paladio
Líquido		Mercurio en Plata (amalgama dental)
Sólido		Carbono en hierro (acero), Zinc en cobre (bronce)

6.3. CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES

Se denomina concentración a la relación entre la cantidad de soluto y cantidad de disolvente. Puede expresarse en forma cualitativa (utilizando términos como diluida, concentrada) o en forma cuantitativa (determinando que cantidad de soluto tiene disuelto en X cantidad de disolvente), es decir conocer las cantidades relativas de los diversos componentes.

De acuerdo, a la cantidad de soluto disuelto en cierta cantidad de solvente, las soluciones pueden denominarse:

Diluida o no saturada: es aquella que contiene solamente una pequeña cantidad de soluto (o solutos) en relación a la cantidad de disolvente. La fase dispersa y la dispersante no están en equilibrio a una temperatura dada; es decir, ellas pueden admitir más soluto hasta alcanzar su grado de saturación. Ejemplo: a 0 °C, una solución que contengan 20 g NaCl en 100g de agua, es no saturada.

Concentrada: es aquella que contiene una gran proporción de soluto.

Saturada: aquellas soluciones que contienen la máxima cantidad de soluto posible disuelta en cierta cantidad de solvente, se denominan saturadas. . Ejemplo: una disolución acuosa saturada de NaCl es aquella que contiene 37,5 g disueltos en 100 g de agua 0 °C.

Sobresaturada: en ocasiones, un solvente disuelve mayor cantidad de soluto que la que es posible a esa temperatura (mayor que la solubilidad); ese tipo de soluciones se denomina sobresaturada. Para preparar este tipo de disoluciones se agrega soluto en exceso, a elevada temperatura y luego se enfría el sistema lentamente. Estas soluciones son inestables, ya que al añadir un cristal muy pequeño del soluto, el exceso existente precipita; de igual manera sucede con un cambio brusco de temperatura.

Pregunta 1. *La solubilidad del KCl en agua es de 34 g/100 g de agua a 20 °C. En el laboratorio un alumno añade 85 g de KCl a 200 g de agua a una temperatura de 20 °C. La solución resultante será ¿No saturada, saturada o concentrada?*

El concepto de saturación depende de la solubilidad del soluto, mientras que los conceptos: diluida y concentrada dependen de la cantidad de soluto con respecto al disolvente.

Una solución saturada puede ser diluida (cuando la solubilidad del soluto es muy pequeña) y una solución insaturada puede ser concentrada (si la solubilidad del soluto es muy grande).

La solubilidad es la máxima cantidad de soluto que se puede disolver en una cantidad de disolvente a una temperatura determinada. Se expresa como gramos de soluto por cada 100 mL de disolvente a una temperatura dada.

La relación entre la cantidad de soluto y disolvente se expresa cuantitativamente en forma de unidades de **concentración** (físicas o químicas), debiendo considerarse la densidad y el peso molecular del soluto.

6.4. UNIDADES DE CONCENTRACION

% masa-masa. Expresa los gramos de soluto puro disueltos en 100 gramos de solución.

$$\% \frac{m}{m} = \frac{\text{masa del soluto (g)}}{\text{masa (soluto + solvente)}} \times 100$$

Pregunta 2. Determine el % en peso de una solución que contiene 4,25 g de CaCl_2 y 800 g de H_2O .

R = 0,528%

Pregunta 3. En un experimento se depositan en un plato evaporador 10 mL de una solución de NaCl . La masa del plato es de 24,1 g y la masa del plato más la solución es de 36,15 g. Luego de evaporar el disolvente, el plato evaporador y el NaCl seco tienen una masa combinada de 25,5 g. ¿Cuál es el porcentaje en masa (m/m) de la disolución de NaCl ?

Pregunta 4. Determine los gramos de soluto que son necesarios para preparar una solución CoCl_2 2.25% en peso, si se tiene 500 g de solvente (H_2O). **R = 11,51g**

Pregunta 5. ¿Cuántos gramos de agua deberán agregarse a 150 g de NaCl para obtener una solución al 20% en peso? Respuesta: 600 g

% masa-volumen. Expresa los gramos de soluto puro disueltos en 100 mL de solución.

$$\% \frac{m}{v} = \frac{\text{Peso del soluto (g)}}{\text{Volumen de solución (mL)}} \times 100$$

Pregunta 6. 5 g de un soluto se disuelven en agua suficiente como para completar 150 ml de solución. Calcule el %m/v. Respuesta 3,33 %

Pregunta 7. Calcule la cantidad de soluto que necesita para preparar 500 mL de solución salina fisiológica 0.9%? Respuesta: 4,5 g de NaCl

Pregunta 8. La clindamicina al 1% (m/v) es un antibiótico que se administra por vía tópica. ¿Cuántos gramos de clindamicina hay en 60 mL de disolución al 1% (m/v)?

Pregunta 9. Durante las próximas 12 horas, un paciente necesita que le administren 100 g de glucosa. ¿Cuántos litros de disolución de glucosa al 5% (m/v) debe recibir?

Pregunta 10. Calcular que peso de sulfuro de hidrógeno hay en 68 mL de una solución de densidad 1.09 g/mL y concentración 29.2% m/m? **R = 21,64 g de sulfuro de hidrógeno**

Pregunta 11. Un paciente recibe nutrición parenteral, es decir, aporte de nutrientes por vía venosa. La solución utilizada contiene glucosa 20% p/v como sustrato energético. En un adulto de 70 kg el aporte de glucosa debe ser de 7.2 g/kg de peso por día. ¿Cuántos mL de solución deben administrarse por hora?

% volumen-volumen. Expresa los mL de soluto puro disueltos en 100 mL de solución.

$$\% \frac{v}{v} = \frac{\text{Volumen de soluto (mL)}}{\text{Volumen (soluto + solvente) mL}} \times 100$$

Pregunta 12. Si 10 mL de alcohol se disuelven en agua para hacer 200 mL de disolución, ¿cuál es su concentración? **R = 5 %**

Pregunta 13. Determinar el % de una solución que contiene 80 mL de etanol puro y 450 mL de agua. **R = 15,1 %**

Pregunta 14. Determinar el % v/v de una solución que contiene 60 g de benceno en 780 g de tolueno. Densidades: benceno (0,8765 g/mL) y tolueno (0,8669 g/mL). **R = 7,07 %**

Molaridad. Es el número de moles de soluto disueltos en un litro de solución.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Litros de disolución}} = \frac{\frac{\text{g de soluto}}{\text{masa molar}}}{\text{Litros de disolución}}$$

Pregunta 15. ¿Qué volumen de solución de HCl 35 % m/m y densidad 1,18 g/mL es necesario para preparar 100 mL de solución 2 M? **R = 17,7 mL**

Masa molar HCl = 36,45 g/mol. Densidad = m/v por lo tanto 1,18 g de disolución = 1 mL de disolución. 35 % corresponde a HCl, por lo que, para cada 1,18 g disolución 0,413 g son de HCl. Para preparar 100 mL de disolución 2 M de HCl se requieren 7,3 g HCl puro, por lo que se necesitan 17,7 mL de HCl al 35 %, disueltos en agua hasta completar 100 mL.

Pregunta 16. Calcular el volumen de H_2SO_4 95% y densidad 1,84 g/mL necesarios para preparar 985 mL de una solución 0.45 M.

$$R = 24,85 \text{ mL}$$

Pregunta 17. Calcule el volumen de una solución 3M, que contiene 4,25 g de KOH.

$$R = 0,025 \text{ L}$$

Molalidad. Es el número de moles de soluto disueltos en un kilogramo de solvente.

$$m = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Kg de solvente}}$$

Pregunta 18. Calcule la molalidad de una solución que fue preparada disolviendo 2,7 g de metanol en 25 g de agua.

$$R = 3,38 \text{ mol/Kg de agua}$$

Pregunta 19. Determine los Kg de agua que se necesitan para preparar una solución 0.26 m, si se han agregado 4,8 g de $CaCO_3$.

$$R = 0,184 \text{ Kg}$$

Fracción molar (X). Es la relación entre el número de moles de soluto o solvente y el número total de moles. La suma de las fracciones molares de todos los componentes de la solución deberá ser igual a 1, es decir $X_{(\text{soluto})} + X_{(\text{solvente})} = 1$; donde:

$$X_{(\text{soluto})} = \frac{n \text{ soluto}}{[n \text{ soluto} + n \text{ solvente}]}$$

$$X_{(\text{solvente})} = \frac{n \text{ solvente}}{[n \text{ soluto} + n \text{ solvente}]}$$

Pregunta 20. Un litro de solución acuosa contiene 100 g de etanol y una densidad de 0,984 g/mL. ¿Cuáles son las fracciones molares de agua y etanol?

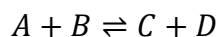
Pregunta 21. Determinar la fracción molar con respecto al NaCl y al agua de una solución que contiene 25 g de NaCl y 850 mL de agua. Respuesta: 0,00896 de NaCl y 0,991 de H_2O

Pregunta 22. Calcular la fracción molar de NaClO en una solución blanqueadora comercial que contiene 3,62 % en peso del soluto.

7. EQUILIBRIO QUÍMICO Y CINÉTICA QUÍMICA

7.1. CONSTANTE DE EQUILIBRIO

El equilibrio químico es un estado del sistema en el que no se observan cambios a medida que transcurre el tiempo. En un sistema en equilibrio químico representado por:



En el equilibrio químico la rapidez de la reacción directa e inversa son iguales y las concentraciones de los reactivos y los productos permanecen constantes. Para que esto suceda la reacción debe darse a una temperatura y presión constante en un recipiente cerrado en el que ninguna sustancia pueda entrar o salir.

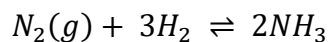
Para que la reacción entre en equilibrio $A + B \rightarrow AB$, se requiere que se desarrolle en un sistema cerrado donde la temperatura, presión y concentración sea constante.

El sistema en equilibrio puede ser descrito a través de la constante K_{eq} . Si la constante es muy grande, la reacción directa se producirá casi exhaustivamente, mientras que la inversa no ocurre de forma apreciable. Si la constante es muy pequeña, la reacción que domina es la inversa.

La expresión matemática de la ley de acción de masas relaciona las concentraciones de reactivos y productos en el equilibrio en términos de cantidad mediante la constante de equilibrio:

$$K_{eq} = \frac{[AB]}{[A][B]}$$

Pregunta 1. Para la siguiente ecuación escribir la expresión de la constante de equilibrio:



$$R = K_{eq} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

Pregunta 2. En la reacción $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$; las concentraciones de las sustancias son $SO_2 = 2,6 M$, $O_2 = 0,42 M$ y $SO_3 = 8 M$. Determine la K_{eq} .

*Pregunta 3. Para la reacción reversible N_2O_4 (incoloro) \rightleftharpoons $2NO_2$ (chocolate); la $K_{eq} = 4,63 \times 10^{-3}$ y la concentración de $[NO_2] = 0,0204$ M. Calcule la $[N_2O_4]$. **R = 0,0898 M***

*Pregunta 4. Si la $K_{eq} = 7,45$ para la reacción $2H_2O \rightleftharpoons 2 H_2 + O_2$; siendo la concentración de las sustancias $H_2 = 0,4$ M y $H_2O = 0,36$ M. Calcule la $[O_2]$. **R = 6,03 M***

7.2. PRODUCTO DE SOLUBILIDAD (Kps)

Es una aplicación de la K_{eq} . La Kps de un compuesto iónico es el producto de las concentraciones molares (de equilibrio) de los iones constituyentes, cada una elevada a la potencia del coeficiente estequiométrico en la ecuación de equilibrio.

La expresión Kps es utilizada solamente para soluciones saturadas de electrolitos considerados insolubles, porque la concentración de iones en solución es pequeña, resultando soluciones diluidas.

Se define como “el producto de las concentraciones de los iones de un soluto poco soluble en su solución saturada”. El valor de Kps indica la solubilidad de un compuesto iónico, es decir, cuanto menor sea su valor menos soluble será el compuesto.

	$AgCl_{(s)}$	\rightleftharpoons	$Ag^+_{(ac)}$	$Cl^-_{(ac)}$
Concentración inicial (mol/L):	c		0	0
Concentración en equilibrio (mol/L)	c		s	s

La concentración del sólido permanece constante, por lo tanto, $Kps = [Ag^+][Cl^-] = s^2$; donde “s” = solubilidad de la sal.

***Pregunta 5.** La solubilidad del $AgCl$ en agua a $25^\circ C$ es $0,0018$ g/L. Determine el Kps.
R = $1,7 \times 10^{-10}$*

***Pregunta 6.** El Kps del $BaCrO_4$ es 2×10^{-10} a $20^\circ C$.*

*¿Calcule la molaridad de una solución saturada? **R = $1,4 \times 10^{-5}$ mol/L***

*¿Cuál es la concentración en gramos/L de $BaCrO_4$ a $20^\circ C$? **R = 3.6×10^{-3} g/L***

Pregunta 7. El K_{ps} del oxalato de estroncio es 5.6×10^{-8} a 18°C . Cuál es la concentración en g/L?
R = 4.2×10^{-2} g/L.

7.3. PRINCIPIO DE LE CHATELIER

Existen diversos factores capaces de modificar el estado de equilibrio en un proceso químico, como son la temperatura, la presión, y el efecto de la concentración. La influencia de estos tres factores se puede predecir, de una manera cualitativa por el **Principio de Le Chatelier**, que dice lo siguiente: “si en un sistema en equilibrio se modifica alguno de los factores que influyen en el mismo (temperatura, presión o concentración), el sistema evoluciona de forma que se desplaza en el sentido que tienda a contrarrestar dicha variación”.

Un cambio en la concentración, presión o volumen puede alterar la posición del equilibrio, pero no cambia el valor de la constante de equilibrio. Solo un cambio de temperatura puede variar dicha constante.

Efectos de la temperatura: Depende si ΔH es negativo (calor liberado) la reacción es exotérmica y si ΔH es positivo (calor absorbido) la reacción es endotérmica.

El incremento de temperatura a un sistema en equilibrio favorece la reacción endotérmica y un descenso de temperatura favorece la reacción exotérmica.

Pregunta 9. Si para el siguiente equilibrio $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$, la $\Delta H = + 185.8 \text{ kJ}$. Cuál es el efecto en la concentración de NO si se aumenta la temperatura.

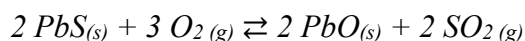
R = Como la reacción directa es endotérmica (ΔH positiva); el aumento de temperatura favorece la reacción endotérmica y se favorece la formación de NO, aumentando la concentración.

Pregunta 10. En la reacción en equilibrio $\text{CoCl}_4 \text{ (azul)} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Co(H}_2\text{O)}_6 \text{ (rosa)} + 4 \text{ Cl}^-$. La formación de CoCl_4 es endotérmica.

¿Qué sucede si aumentamos la temperatura? **R = El equilibrio se desplaza hacia la izquierda y la solución se vuelve azul.**

Efectos de la presión: La presión es un factor que influye sobre los sistemas gaseosos en equilibrio. La influencia de la presión sobre un sistema en equilibrio está comprendida en la Ley de Robin: “Cuando un sistema está en equilibrio, un aumento de presión favorece la reacción donde hay menor volumen; si se disminuye la presión favorece la reacción donde hay mayor volumen. Cuando el volumen es igual en ambos miembros, los cambios de presión no modifican el equilibrio”. P y V tienen una relación inversa.

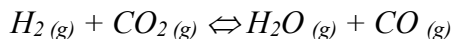
Pregunta 11. Prediga la dirección de la reacción neta en cada caso, como resultado del aumento de la presión (disminución de volumen) del sistema a temperatura constante:



R = Solo se consideran las moléculas gaseosas. Hay 3 moles de reactivos gaseosos y 2 moles de productos gaseosos; por lo tanto, la reacción neta se desplazará hacia la derecha, cuando aumenta la presión.

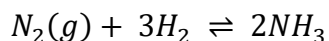


R = El número de moles de productos es 2 y el de reactivos 1, por lo tanto, la reacción neta se desplazará hacia la izquierda (reactivos).



R = El número de moles de productos y reactivos es igual, por lo tanto, el aumento de presión no afecta el equilibrio

Efecto de la concentración: la influencia de variaciones en la concentración sobre un sistema en equilibrio está regida por la ley de acción de masas: “La velocidad de una reacción química es proporcional al producto de las concentraciones molares de las sustancias reaccionantes”.



Al aumentar la concentración de los reaccionantes, se forma más producto.

Si aumenta la concentración del N_2 , el equilibrio se desplaza hacia la derecha para favorecer los productos. Lo mismo ocurre si se incrementa la concentración de H_2 . Después de cierto tiempo se alcanza un nuevo estado de equilibrio de acuerdo a las nuevas concentraciones.

Pregunta 12. En el equilibrio $FeSCN$ (ac-rojo) $\Leftrightarrow Fe^{+3}$ (ac-amarillo pálido) + SCN^{-1} (ac-incoloro),

¿Qué sucede si agregamos $NaSCN$?

R = al añadir $NaSCN$, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda porque reacciona parte del Fe^{+3} con el SCN agregado, en consecuencia se intensifica el color rojo.

¿Qué sucede si añade ácido oxálico $H_2C_2O_4$?

R = En el segundo caso el ión oxalato se combina con el Fe^{+3} formando $Fe(C_2O_4)_3$, eliminando iones Fe^{+3} del equilibrio; en consecuencia el equilibrio se desplaza hacia la derecha y la solución se volverá amarilla.

7.3.1. RESUMEN DEL PRINCIPIO DE LE CHATELIER:

- Un incremento de temperatura favorece la reacción endotérmica.
- Una disminución de temperatura favorece la reacción exotérmica.
- Un incremento de presión favorece la reacción donde hay menos volumen.
- Una disminución de presión favorece la reacción donde hay mayor volumen.
- Si los volúmenes son iguales, los cambios de presión no modifican el equilibrio.

7.4. ENTALPÍA, ENERGÍA LIBRE DE GIBBS

Entalpía (H). Contenido calórico medido a presión constante de las sustancias que participan en una reacción química.

De acuerdo a la ley de Hess: ΔH (reacción) = ΔH (productos) – ΔH (reactantes)

ΔH	Calor	Reacción	
Positiva	Absorción	Endotérmica	$CO_2(g) \rightarrow C(s) + O_2(g)$ +393.5 kJ
Negativa	Pérdida	Exotérmica	$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ - 393.5 kJ
			$CH_4(g) + 2 O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(l)$ - 890 kJ

En toda reacción exotérmica los productos tienen menos entalpía que los reactivos, por consiguiente $\Delta H < 0$, mientras que en toda reacción endotérmica son los reactivos los que tienen menor entalpía y $\Delta H > 0$.

Endotérmica: Reactivos + calor \rightarrow productos

Exotérmica: Reactivos \rightarrow productos + calor

Pregunta 13. Para iniciar el proceso de combustión del carbón, éste debe calentarse previamente.

Responda: ¿cierto o falso y por qué?

¿La reacción de combustión es endotérmica?

Respuesta: Falso, pues la reacción globalmente desprende calor y por lo tanto es exotérmica.

¿Se necesita superar la energía de activación?

Respuesta: Cierto, ya que si no se supera ésta no se producirá el complejo activado y la reacción no tendrá lugar, aunque sea exotérmica.

Entropía (S). es una función estado que mide el grado de desorden molecular de los sistemas.

Cuando una sustancia en estado sólido funde, pasa al estado líquido más desordenado. Si posteriormente hierve y pasa a gas, aumenta, en mayor medida, el desorden. Decimos entonces que los cambios de estado, desde sólido a gas, provocan un aumento de la entropía del sistema.

$$\Delta S = \frac{\Delta H - \Delta G}{T}$$

Energía libre de Gibbs. Es la energía que se libera en un proceso exotérmico para convertirse casi toda en trabajo. Sirve para predecir si una reacción ocurrirá en forma espontánea o no.

$\Delta G < 0$ espontánea (exergónico)

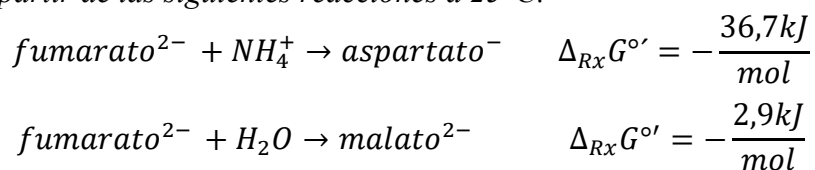
$\Delta G > 0$ no espontánea (endergónico)

ΔH	ΔS	ΔG	Espontáneo
Negativo	Positivo	Negativo	Sí
Negativo	Negativo	Negativo \rightarrow si $\Delta H > T\Delta S$ (temperaturas bajas)	Sí
		Positivo \rightarrow si $\Delta H < T\Delta S$ (temperaturas altas)	No
Positivo	Positivo	Positivo \rightarrow si $\Delta H > T\Delta S$ (temperaturas bajas)	No
		Negativo \rightarrow si $\Delta H < T\Delta S$ (temperaturas altas)	Sí
Positivo	Negativo	Positivo	No

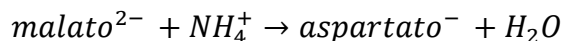
Podemos calcular la Energía libre de Gibbs para una reacción con la ayuda de la ley de Hess:

$$\Delta G (\text{reacción}) = \Delta G (\text{productos}) - \Delta G (\text{reactantes})$$

Problema 14: A partir de las siguientes reacciones a 25°C:



Calcule el cambio de energía estándar de Gibbs de la siguiente reacción:



$$R = -33,8 \text{ kJ/mol}$$

Problema 15: Determine ΔG para la síntesis de agua líquida a partir de la tabla de datos termodinámicos de su libro de texto.

Pregunta 16. Para la ecuación $\text{H}_2\text{O} (l) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (g)$. Calcule ΔG a 10 y 140 °C. Si $\Delta H = 10,5 \text{ kcal}$ y $\Delta S = 0,0284 \text{ Kcal/K}$. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$$\Delta G = 10.5 \text{ kcal} - 283 \text{ K} \times 0.0284 \text{ kcal/K}$$

$$\Delta G = 2.46 \text{ kcal (no espontánea)}$$

$$\Delta G = 10.5 \text{ kcal} - 413 \text{ K} \times 0.0284 \text{ kcal/K}$$

$$\Delta G = -1.22 \text{ kcal (espontánea)}$$

7.5. CINÉTICA DE QUÍMICA

Estudia la **rapidez de reacción** de los procesos químicos en función de la concentración de las especies que reaccionan, de los catalizadores e inhibidores, de los diferentes medios disolventes, y como afecta el proceso la temperatura, y demás variables que pueden afectar a la rapidez de una reacción.

Algunas sustancias reaccionan en forma *lenta*, por ejemplo el hierro en presencia de aire; otras reaccionan *rápida*, como por ejemplo el sodio también en presencia de aire; y hay sustancias como el papel en presencia de aire no reaccionarían jamás sin el auxilio del fuego, pero una vez comenzada la reacción ésta se desarrolla rápidamente.

Para que una reacción ocurra modificando su velocidad, se deberán tener en cuenta varios factores. Matemáticamente la velocidad de un reacción es:

$$\text{Rapidez} = \frac{\text{concentración}}{\text{tiempo}} = \frac{\left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)}{(\text{s})} = \frac{(\text{mol})}{(\text{s})}$$

Factores que afectan la velocidad de reacción. Para que dos sustancias reaccionen, sus moléculas, átomos o iones deben chocar. Estos choques producen un nuevo ordenamiento electrónico y, por consiguiente un nuevo ordenamiento entre sus enlaces químicos, originando nuevas sustancias.

A. Naturaleza de los reactantes. Las reacciones iónicas se efectúan inmediatamente, esto se debe a las frecuentes colisiones entre iones con cargas opuestas. En una reacción iónica no hay transferencia de electrones.

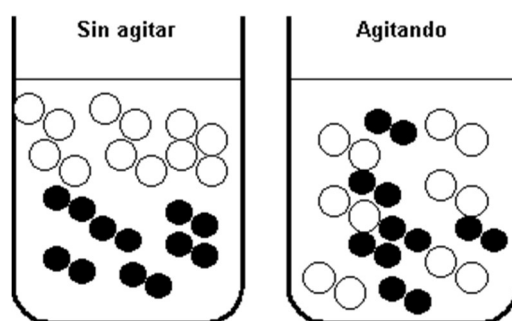
Las reacciones entre moléculas neutras pueden ser más lentas que las iónicas a causa de la transferencia electrónica y redistribución de enlaces. La mayor parte de las colisiones moleculares son elásticas, por lo tanto, las moléculas simplemente rebotan y se apartan sin cambios.

B. Temperatura. Aumenta la energía cinética de las moléculas o iones y por consiguiente el movimiento de estos, con lo cual, aumenta la posibilidad de choques entre las moléculas o iones de los reactivos, aumentando la posibilidad de que ocurra la reacción o acelerando una reacción en desarrollo.

Por ejemplo, los combustibles para ser quemados, primero deben alcanzar su punto de combustión, luego por ser reacciones exotérmicas (liberan calor) y la combustión continúa sola.

La velocidad de una reacción crece, en general, con la temperatura, y se duplica, aproximadamente, por cada 10°C que aumenta la temperatura. Por ejemplo, las reacciones bacterianas que originan la descomposición de la leche se llevan a cabo con mayor rapidez a temperatura ambiente que bajo refrigeración.

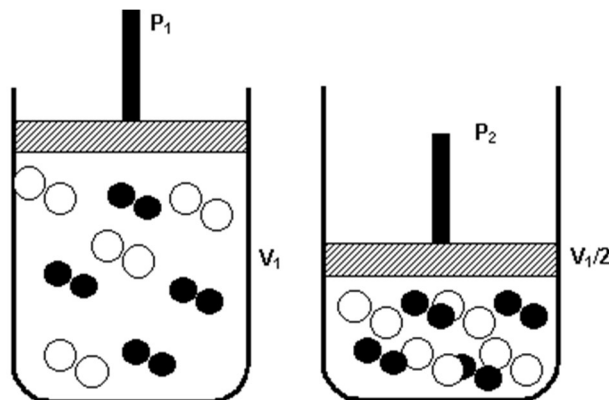
C. Agitación. Se logra agitando las sustancias reaccionantes, es mezclar íntimamente los reactivos aumentando la superficie de contacto entre ellos.



D. Superficie de contacto. Cuando los sólidos están molidos o en granos, aumenta la superficie de contacto y por consiguiente, aumenta la posibilidad de choque y la reacción es más veloz. Ejemplo: Un medicamento en forma de tableta se disuelve en el estómago y entra en el torrente sanguíneo con más lentitud que el mismo medicamento en forma de polvo fino.

E. Luz. Hay reacciones que en la oscuridad son muy lentas. Ejemplo: Proceso de fotosíntesis. Ocurre lo mismo con la descomposición de sustancias poco estables, por tal motivo se envasan en recipientes que impidan el paso de la luz, como por ejemplo, el peróxido de hidrógeno: $2\text{H}_2\text{O}_2 + \text{luz} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2(\text{g})$ (rápida) y también el KMnO_4 .

F. Concentración. La velocidad de una reacción química es proporcional a la concentración en moles por litro (moles/litro), de las sustancias reaccionantes. Ejemplo: Si las sustancias que reaccionan son gaseosas, la concentración de las mismas aumenta disminuyendo el volumen, lo que se logra aumentando la presión (Ley de Boyle).



G. Catalizadores. Se llaman catalizadores a las sustancias que intervienen en las reacciones, acelerándolas o retardándolas y que siguen presentes al finalizar la reacción, es decir que no se consumen en esta, no son parte de los productos reaccionantes.

Ejemplo de catálisis heterogénea. En los catalizadores de los coches hay una mezcla de Pt y Rh con objeto de eliminar los gases tóxicos CO y NO, así como hidrocarburos que no se hayan quemado del todo.

***Pregunta 17.** Diga un ejemplo de un catalizador fisiológico? La fisiología de casi todas las especies vivientes depende de las enzimas, moléculas de proteína que actúan como catalizadores e incrementan la velocidad de ciertas reacciones bioquímicas.*

7.6. APLICACIONES EN LA SALUD

Aplicación 1. Las bolsas frías (contienen nitrato de amonio y agua) se utilizan para reducir la hinchazón en una lesión. Para activarla se hace reaccionar se golpea con fuerza para romper las paredes que separan ambas componentes y reaccionen (un mol de nitrato de amonio absorbe 6.3 kcal de calor del agua por lo tanto la temperatura desciende (rx endotérmica): $6.3 \text{ kcal} + \text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) + \text{agua} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3(\text{ac})$

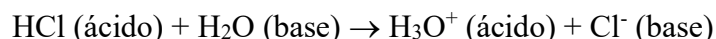
Aplicación 2. Las bolsas calientes se emplean para relajar músculos y disminuir calambres. El principio es similar a la fría pero contiene CaCl_2 y agua. La reacción exotérmica que ocurre es la siguiente: $\text{CaCl}_2(\text{s}) + \text{agua} \rightarrow \text{CaCl}_2(\text{ac}) + 18 \text{ kcal}$

8. EQUILIBRIO IÓNICO Y pH

8.1. ELECTROLITOS FUERTES Y DÉBILES

La fuerza de un ácido o una base en agua está determinada por su capacidad para ceder o aceptar protones. Un ácido fuerte cede protones con facilidad y una base fuerte los acepta con facilidad; lo que no sucede con los ácidos y bases débiles.

Así, el HCl al ionizarse da lugar a los iones de hidrógeno y a los iones de cloruro.



Ácido = donador de protones y base un receptor de protones

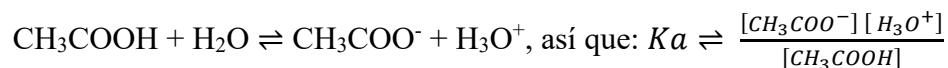
Electrolitos fuertes: son aquellos electrolitos que cuando se disuelven en el agua, se ionizan totalmente: ejemplo de estos electrolitos fuertes son HCl, H₂SO₄, HNO₃, NaOH y KOH

Electrolitos débiles: son los que se ionizan en baja proporción en solución diluida.

La magnitud con que se disocian las moléculas de un electrolito se conoce como grado de disociación o porcentaje de ionización del compuesto en disolución. Ejemplos: ácido acético, ácido carbónico, ácido cianhídrico, ácido cítrico y amoníaco.

8.2. CONSTANTE DE ACIDEZ Y PRODUCTO IÓNICO DEL AGUA

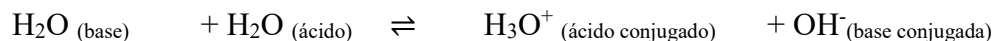
Equilibrio de ácidos y bases débiles: en las disoluciones de electrolitos fuertes, no existe el equilibrio, ya que la ionización es total. Pero para los ácidos y las bases débiles, existe equilibrio en solución acuosa. Por lo tanto existe una constante de equilibrio que recibe el nombre de constante de acidez (K_a) y una constante de basicidad (K_b).



Pregunta 1. Ordene en forma ascendente de fuerza electrolítica los siguientes ácidos: fórmico ($K_a = 1,8 \times 10^{-4}$), acético ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$), cloroacético ($K_a = 1,4 \times 10^{-3}$), sulfuroso ($K_a = 1,7 \times 10^{-2}$).

R = acético < fórmico < cloroacético < sulfuroso

Producto iónico del agua. la ionización del agua químicamente pura se describe como sigue:



Los experimentos han demostrado que a 25 °C las concentraciones de H_3O^+ y OH^- son iguales y que tienen un valor de 1×10^{-7} ; por lo tanto la expresión matemática del producto iónico del agua:
 $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$

El agua es una sustancia neutra gracias a que las concentraciones de iones hidronio e hidroxilo son iguales. Si se produce una variación de alguna de las concentraciones se observa un desplazamiento del equilibrio, según el principio de Le Chatelier, lo que mantiene inalterado el valor del producto iónico del agua (K_w).

8.3. CONCEPTO DE pH

Concepto de pH: como los exponentes de base diez se corresponden con los logaritmos de las correspondientes concentraciones de hidronio, se define el pH como: el logaritmo negativo de la concentración de iones hidronio. $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$

El pH de una solución describe su acidez. Los tampones están presentes en el cuerpo para evitar las grandes variaciones en el pH.

Concepto de pOH: así como la acidez se mide en términos de pH, la basicidad se mide en términos de pOH. El pOH se define como el logaritmo negativo de la concentración de iones OH^- . También se define como el logaritmo del inverso de la concentración de iones hidroxilo.

Como los valores de hidronio e hidroxilo están relacionados para mantener el valor constante de K_w en 10^{-14} , de modo que la suma de pH y pOH es: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.

En equilibrios ácido-base la constante de equilibrio se denomina constante de acidez o de basicidad y su pK constituye una forma de expresar su valor. Así, por ejemplo, la constante de acidez (pK_a

= $-\log K_a$) del ácido acético a 25 °C es $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ y su pK_a se calcula, de acuerdo con la ecuación, como $pK_a = -\log (1,8 \times 10^{-5}) = 4,8$

Pregunta 2. Calcular el pH de una solución cuya concentración de $[H^+]$ es de 2×10^{-4} .

Pregunta 3. Determine la concentración de OH^- y pH de una solución de KOH 0.001M.

Pregunta 4. Calcule el pK_a de una solución de ácido nitroso cuya $K_a = 4,5 \times 10^{-4}$, R: $pK_a = 3,34$

Pregunta 5. El gatorade tiene un $pH = 3,1$. Cuál es la $[H^+]$?

Pregunta 6. La orina de tiene un $pH = 5,4$. Cuál es la $[H^+]$?

Pregunta 7. Cuál es el pH de una solución de $Ba(OH)_2$ 0,02 M.

R = 12,6

	$Ba(OH)_2$	\rightleftharpoons	$Ba^{+2}_{(ac)}$	$2 OH^{-1}_{(ac)}$
Inicio	0,02		0	0
Cambio	- 0,02		+ 0,02	+ 2*0,02
Final	0		0,02	0,04

Pregunta 8. Determine la concentración de las siguientes soluciones:

a. KOH: $pH = 11.89$

b. $Ca(OH)_2$: $pH = 11.68$

8.4. AMORTIGUADORES

Un tampón es una disolución que mantiene el pH neutralizando el ácido o la base añadida. Están formados por concentraciones análogas de un ácido débil y su base conjugada, o una base débil y su ácido conjugado.

Por ejemplo, en una disolución acuosa de ácido cianhídrico, HCN y cianuro de sodio, NaCN se establece el siguiente equilibrio: $HCN_{(ac)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(ac)} + CN^- + Na^+_{(ac)}$

Si se añade un exceso de iones hidronio, H_3O^+ , a la disolución anterior, los iones CN^- reaccionarán con estos para formar HCN sin disociar, lo cual evita el incremento en el pH; se produce un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda, tal como lo establece el Principio de Le Chatelier.

Si la adición es de iones hidroxilo, OH^- , serán los iones hidronio los encargados de eliminarlos produciendo más agua. Al reaccionar con los iones OH^- , el sistema se desplazará hacia la derecha, suministrando más iones H_3O^+ , de modo que no se produzca una variación significativa en el pH.

Pregunta 9. ¿Cuáles de los siguientes casos representan un sistema tampón?

a. NaOH y NaCl

b. H_2CO_3 y NaHCO_3

c. HF y KF

d. KCl y NaCl

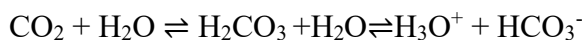
$\text{R} = \text{b}$ y c son sistema tampón porque están formados por un ácido débil y su sal.

8.5. APLICACIONES EN LA SALUD

Aplicación 1. El HCl del jugo gástrico activa la enzima digestiva llamada pepsina, que rompe las proteínas de los alimentos que llegan al estómago. La secreción de HCl continúa hasta que el estómago alcanza un $\text{pH} = 2$, que es el pH óptimo para que se activen las enzimas digestivas.

Aplicación 2. Los antiácidos son sustancias empleadas para neutralizar el exceso de HCl en el estómago. La alka seltzer es un antiácido que contiene NaHCO_3 que al reaccionar con el HCl produce CO_2 , + agua + NaCl

Aplicación 3. Un sistema tampón importante en los fluidos corporales es:



Si el CO_2 aumenta, se produce más H_2CO_3 y H_3O^+ , bajando el pH y provocando acidosis en la persona. Una disminución en el CO_2 conduce a un elevado pH de la sangre, condición denominada alcalosis.

9. ELECTROQUÍMICA

La electroquímica se ocupa del estudio de la interconversión de las formas de energía química y eléctrica, así como de las leyes y regularidades involucradas en este proceso; este último se puede representar así:

Energía eléctrica ↔ Energía química

La electroquímica puede comprender: El uso de la electricidad para producir una reacción química y la producción de una corriente eléctrica mediante una reacción química.

En ambos casos intervienen la oxidación y la reducción. Las pilas voltaicas o galvánicas son las que producen trabajo eléctrico a partir del flujo de los electrones de una reacción química espontánea; se construyen con 2 electrodos (cada uno es una semipila), un puente salino y una conexión eléctrica que cierra el circuito.

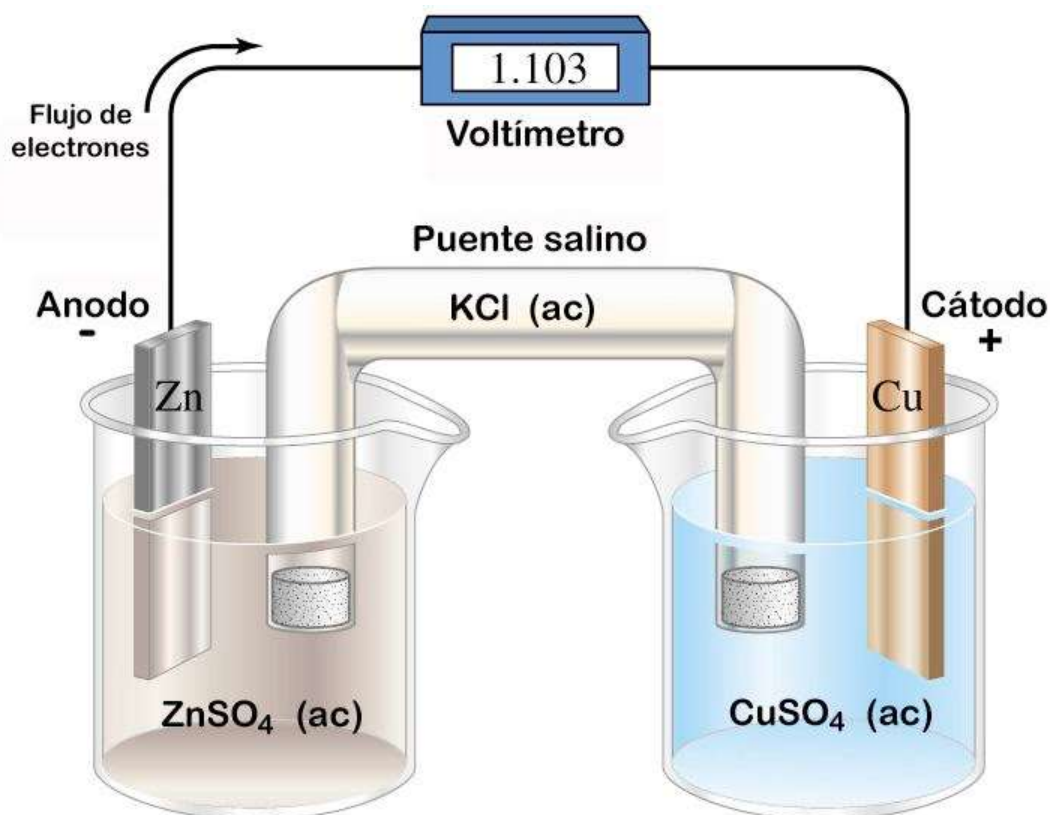


Diagrama de la celda: $\text{Zn (s)}/\text{Zn}^{+2}(\text{ac}, 1\text{M})/\text{KCl}(\text{saturado})/\text{Cu}^{+2}(\text{ac}, 1\text{M})/\text{Cu (s)}$

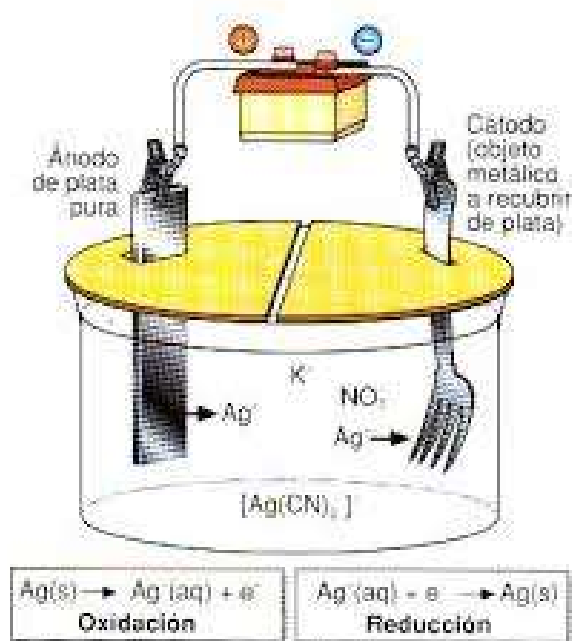
Las líneas verticales representan los límites de fase; por convención el ánodo se escribe primero.

El **ánodo** es el electrodo conectado al polo positivo y es donde ocurre la **oxidación** con pérdida de electrones.

El cátodo es el electrodo que se halla conectado con el polo negativo de un generador de corriente eléctrica. En el **cátodo** ocurre la **reducción** que conlleva la ganancia de electrones.

El hecho de que los electrones fluyan de un electrodo a otro indica que existe una diferencia de potencial entre los dos electrodos, llamada fuerza electromotriz (fem) o potencial de la celda.

Platería: La batería mueve los electrones desde el ánodo de Ag ($\text{Ag}^0 \rightarrow \text{Ag}^{+1} + 1\text{e}^-$), al cátodo ($\text{Ag}^{+1} + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^0$), donde se deposita el tenedor que va a ser plateado. La plata actúa como ánodo, el tenedor como cátodo y el electrolito es una sal soluble (cianuro de plata).



10. PROPIEDADES COLIGATIVAS

Cuando dos o más sustancias se mezclan para dar lugar a una solución, el resultado es una sustancia con una serie de propiedades físicas propias y diferentes a aquellas que poseían las sustancias originales. Estas propiedades emergentes en las soluciones reciben el nombre de propiedades coligativas y dependen directamente de la concentración de soluto, mas no de la naturaleza química.

Es importante tener presente que se está hablando de soluciones relativamente diluidas.

Importancia de las propiedades coligativas. Las propiedades coligativas tienen tanta importancia en la vida común como en las disciplinas científicas y tecnológicas, y su correcta aplicación permite:

⇒ Formular y crear mezclas frigoríficas y anticongelantes.

⇒ Determinar masas molares de solutos desconocidos.

⇒ Formular caldos de cultivos adecuados para microorganismos específicos.

10.1. DESCENSO DE LA PRESIÓN DE VAPOR

Esta propiedad se refleja en la Ley de Raoult: “La disminución de la presión del disolvente es proporcional a la fracción molar de soluto disuelto”. Este principio ha sido demostrado mediante experimentos en los que se observa que las soluciones que contienen líquidos no volátiles o solutos sólidos siempre tienen presiones más bajas que los solventes puros.

$$P_v = X_a P_{\text{disolvente}} \quad \Delta P = P_{\text{solvente}} - P_{\text{solución}} \quad X_a = \text{fracción molar}$$

Pregunta 1. Calcule la variación de la presión de vapor, si adicionamos 100 g de sacarosa ($PM=342$) a 1000 g de H_2O . La presión de vapor de H_2O a $25^\circ C$ es 23,8 mmHg. **$R = 0,124 \text{ mmHg}$.**

Pregunta 2. La glicerina ($C_3H_8O_3$) es un electrolito no volátil con una densidad de 1,26 g/mL a $25^\circ C$. Calcule la presión de vapor de una solución que se preparó agregando 50 mL de glicerina a 500 mL de agua. **$R = 23,2 \text{ mmHg}$.**

Pregunta 3. La presión de vapor del agua pura a 110 °C es de 1070 torr. Una solución de etilenglicol ($C_2H_6O_2$) y agua tiene una presión de vapor de 1,0 atmósfera a 110 °C. Suponiendo que cumple con la Ley de Raoult, Calcule la fracción molar del etilenglicol en la solución. **R = 0,29 torr**

Temperatura (°C)	Presión de vapor en mm de Hg			
	AcOH	H ₂ O	C ₆ H ₆	EtOH
20	11,7	17,5	74,7	43,9
30	20,6	31,8	118,2	78,8
40	34,8	55,3	181,1	135,3
50	56,6	92,5	264,0	222,2
60	88,9	149,4	388,6	352,7
70	136,0	233,7	547,4	542,5
80	202,3	355,1	753,6	818,6

10.2. DESCENSO DEL PUNTO DE CONGELACIÓN

Fórmulas: $\Delta T = k_c \times m$ donde m es la molalidad y k_c es una constante de congelación del disolvente. Cuando el solvente es agua $k_c = 1,86 \text{ °C kg/mol}$. Y $\Delta T = T^\circ - T$ siendo T° la temperatura de congelación del disolvente puro y T la temperatura de congelación de la disolución.

Pregunta 4. Calcular el punto de congelación de una solución de 100g de anticongelante etilenglicol ($C_2H_6O_2$), en 900 g de agua. **R = - 3,32°C**

Pregunta 5. El alcanfor, $C_{10}H_{16}O$, se congela a 179,8 °C ($k_c = 40 \text{ °C kg/mol}$). Cuando se disuelven 0,816 g de sustancia orgánica de masa molar desconocida en 22,01 g de alcanfor líquido, el punto de congelación de la mezcla es 176,7 °C ¿Cuál es el peso molecular aproximado del soluto?

R = 478,3 g/mol.

10.3. AUMENTO DEL PUNTO DE EBULLICIÓN

Fórmulas: $\Delta T = k_e \times m$; m es la molalidad y k_e es una constante de ebullición del disolvente. Su valor cuando el solvente es agua es $0,52 \text{ °C kg/mol}$. $\Delta T = T - T^\circ$ siendo T la temperatura de

ebullición de la disolución del disolvente puro y T° la temperatura de ebullición del disolvente puro.

Pregunta 6. En 392 g de agua se disuelven 85 g de sacarosa. Determinar el punto de ebullición.
Masa molecular de la sacarosa: 342 g/mol. **R = 100,329°C**

Pregunta 7. Calcular el punto de ebullición de una solución de 100 g de anticongelante etilenglicol ($C_2H_6O_2$) en 900 g de agua ($k_e = 0,52 \text{ }^\circ\text{C/m}$). **R = 100,932°C**

Pregunta 8. Qué concentración molal de sacarosa en agua se necesita para elevar su punto de ebullición en $1,3 \text{ }^\circ\text{C}$ ($k_e = 0,52 \text{ }^\circ\text{C/m}$ y temperatura de ebullición del agua 100°C). **R = 2,5 mol/Kg**

Pregunta 9. Se preparó una solución de un no electrolito desconocido, disolviendo 0,25 g en 40 g de CCl_4 . La ΔT_{eb} normal de la disolución resultante aumentó en $0,357 \text{ }^\circ\text{C}$, respecto al disolvente puro. Calcule la masa molar del soluto. **R = 88g/mol**

10.4. PRESIÓN OSMÓTICA

Esta propiedad se basa en el fenómeno de la ósmosis en el cual se selecciona el paso de sustancias a través de una membrana semipermeable que tiene poros muy pequeños que sólo permiten el paso de las moléculas del disolvente pero no del soluto.

El paso del disolvente desde la solución diluida hacia la solución concentrada provoca un aumento de la presión de la solución. Este incremento de la presión que se suma a la presión de vapor de la disolución, se conoce como presión osmótica y se representa con la letra π

Fórmulas: $\pi = MRT = \frac{nRT}{V}$

π = Presión Osmótica (atmósfera)

V = Volumen de la solución (L)

R = Constante de los gases ideales (0,0821 L. atm/K mol)

T = Temperatura (K)

Pregunta 10. Calcule la presión osmótica de una solución de glucosa que contiene 12 g de la sustancia en 500 mL de solución a 25 °C.

$$R = 3,26 \text{ atm}$$

Pregunta 11. Qué masa de anilina habría que disolver en agua para tener 200 mL de una solución cuya presión osmótica, a 18 °C, es de 750 mmHg; sabiendo que la masa molar de la anilina es 93,12 g/mol.

$$R = 0,769 \text{ g}$$

Pregunta 12. Se midió la presión osmótica de una disolución acuosa de cierta proteína con el fin de determinar su masa molar. La disolución contenía 3.5 mg de proteína en agua para formar una disolución de 5.0 mL. La π de la disolución a 25 °C fue de 1.54 torr. Calcule la masa molar de la proteína.

$$R = 8454,1 \text{ g/mol}$$

10.5. APLICACIONES EN LA SALUD

Ósmosis: las moléculas de agua atraviesan una membrana semipermeable desde una disolución con menor contenido de soluto a otra disolución con mayor contenido de soluto. Las membranas celulares son semipermeables, por lo que la ósmosis es un proceso que se da continuamente en los sistemas biológicos. Los solutos de las disoluciones corporales como la sangre y linfa ejercen una presión osmótica.

Aplicación 1. La mayoría de las disoluciones intravenosas son isotónicas (ejercen la misma presión osmótica que los fluidos corporales). En los hospitales las disoluciones isotónicas o fisiológicas más habituales son: NaCl 0.9% (m/v) y glucosa al 5% (m/v).

Aplicación 2. Cuando se introduce un glóbulo rojo en una disolución isotónica, este conserva su volumen normal. Cuando se introduce en una disolución hipotónica como el agua pura, el agua fluye hacia el interior de la célula por ósmosis; este aumento de líquido en el interior hace que la célula se hinche e incluso llegue a explotar en un proceso llamado hemólisis. Cuando se introduce el glóbulo rojo en una disolución hipertónica, con una concentración de soluto mayor, el agua abandona la célula por ósmosis. Al perderse agua en su interior, el glóbulo rojo se encoge en un proceso llamado crenación. ¿Indique si el glóbulo rojo introducido en una solución de NaCl al 0.2% (m/v) sufrirá: crenación, hemólisis o no sufre ninguna alteración. Respuesta: Sufre hemólisis.

11. COLOIDES

COLOIDE: mezcla de partículas dispersas en un disolvente, donde las partículas no están unidas en forma apreciable a las moléculas del disolvente y no presentan sedimentación a dejar la mezcla en reposo. En una solución hablamos de soluto y solvente, pero en los coloides utilizamos los términos: fase dispersa y fase dispersante.

FASE DISPERSA: partículas coloidales que pueden compararse con el soluto en una disolución.

FASE DISPERSANTE: es la sustancia en la cual se encuentran distribuidas las partículas coloidales.

Las suspensiones son mezclas heterogéneas, no uniformes y diferentes a las disoluciones y coloides. Sus partículas son grandes y no pueden atravesar filtros y membranas semipermeables. El peso de las partículas de soluto hace que las suspensiones sedimenten con el tiempo. Ejemplo: calamina.

Coloides (Ejemplos)	Fase dispersa	Fase dispersante
Niebla, nubes, aerosoles	líquido	gas
Espuma de afeitar o jabón	gas	líquido
Mayonesa, leche, mantequilla	líquido	Líquido
Sangre, pinturas de látex, gelatina	sólido	líquido

Ejemplo: la leche donde la grasa es la fase dispersa y el agua el medio dispersante.

Las partículas coloidales son moléculas grandes, como proteínas o grupos de moléculas o iones; por lo tanto, se pueden separar con membranas semipermeables, pero no con filtros.

Además del tamaño de partícula, los coloides tienen otras propiedades que los identifican: Efecto óptico (efecto Tyndall), Efecto de movimiento (movimiento browniano), Efecto de carga eléctrica (una partícula coloidal dispersa puede absorber partículas con carga eléctrica (iones) en su superficie y Efecto de Adsorción (uso del carbón decolorante).

El movimiento browniano impide que las partículas coloidales se asienten o sedimenten.

Para eliminar las partículas coloidales de un medio dispersor, éstas deben agrandarse mediante un proceso de coagulación (mediante el calentamiento o adición de un electrolito) las cuales se pueden separar por filtración o sedimentación. ← leche (requesón).

11.1. APLICACIONES EN LA SALUD

Aplicación 1. El tejido intestinal (membrana semipermeable) permite el paso de nutrientes al sistema circulatorio pero no los coloides. En el proceso de digestión, se fragmentan las grandes partículas coloidales como almidón y proteínas en glucosa y aminoácidos, los cuales pueden atravesar la membrana intestinal.

Aplicación 2. La Diálisis: una membrana de diálisis permite el paso a través de ella de moléculas pequeñas de soluto, iones y agua, pero retiene partículas mayores como coloides; o sea que es un método para separar las disoluciones de los coloides.

12. QUÍMICA ORGÁNICA

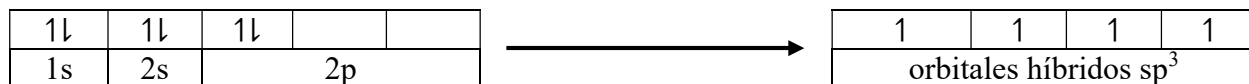
La química orgánica es la disciplina científica que estudia la estructura, propiedades, síntesis y reactividad de compuestos químicos formados principalmente por carbono e hidrógeno + otros (O, N, S, halógenos, P).

12.1. HIBRIDACIÓN E ISOMERÍA

Hibridación. La gran cantidad que existe de compuestos orgánicos tiene su explicación en las características del átomo de carbono, que tiene cuatro electrones en su capa de valencia: según la regla del octeto necesita ocho para completarla, por lo que forma cuatro enlaces (valencia = 4) con otros átomos formando un tetraedro, una pirámide de base triangular.



CARBONO $1s^2 2s^2 2p^2$ le faltan 4 e⁻ ← regla del octeto



En la actualidad existen millones de compuestos orgánicos. Afortunadamente estos compuestos se pueden describir agrupándolos por funciones, es decir, de acuerdo con sus grupos funcionales.

Isomería. La isomería consiste en que dos o más sustancias que responden a la misma fórmula molecular presentan propiedades químicas y/o físicas distintas.

a. Isomería estructural:

- **de ramificación:** el pentano presenta 3 isómeros (n-pentano, isopentano y 2,2-dimetil propano).

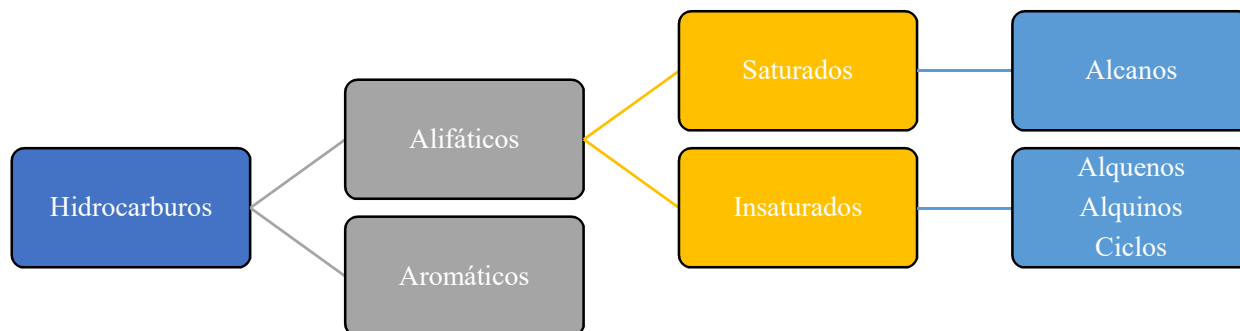
- **de posición:** C_4H_9OH 1-butanol y 2-butanol
- **funcional:** compuestos con la misma fórmula molecular, pero funciones diferentes (C_3H_6O) propanal y propanona

b. Estereoisomería:

- **geométrica:** el isómero **cis** tiene los grupos semejantes en el mismo lado del doble enlace y el isómero **trans** presenta los grupos semejantes en los lados opuestos. Ejemplo 1,2-dicloro etileno.
- **óptica:** cuando dos sustancias hacen girar el plano de rotación de la luz polarizada hacia la derecha (dextrógiro) o hacia la izquierda (levógiro). Ejemplo Glucosa (dextrógira) y Fructosa (levógira).

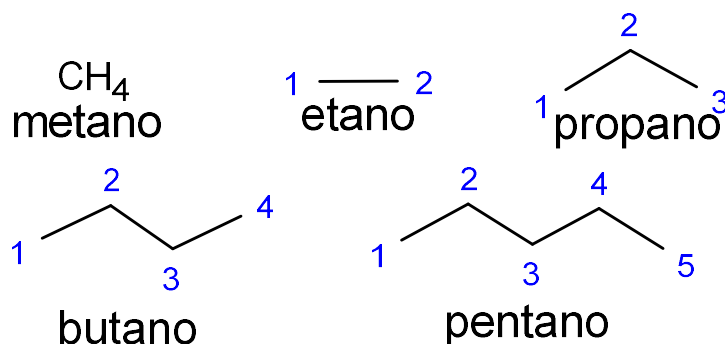
12.2. GRUPOS FUNCIONALES

Hidrocarburos. Los hidrocarburos son compuestos orgánicos constituidos sólo por átomos de carbono e hidrógeno. Con base en las características de su estructura se puede establecer la siguiente división:

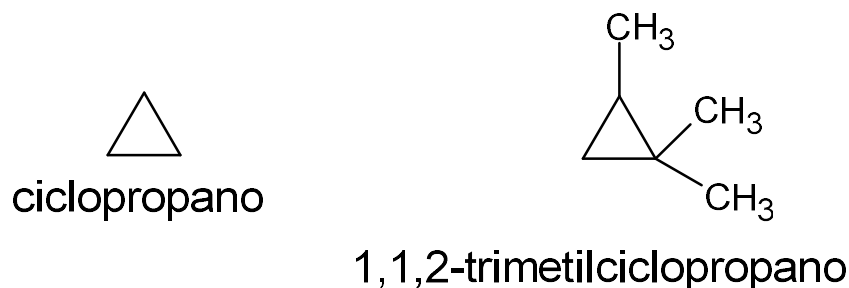


Alcanos. Son los principales compuestos que se encuentran en los combustibles fósiles como el gas natural y el petróleo el cual luego se refina para producir la gasolina. Estos compuestos son básicos como fuentes de energía y también son la materia prima para muchísimos compuestos sintéticos como fibras, drogas, plásticos y muchos otros compuestos utilizados por la sociedad moderna.

Para designar los hidrocarburos ramificados se nombran sustituyendo la terminación -ano por -ilo {CH₃-CH₂- (etilo), CH₃-CH₂-CH₂- propilo)}.



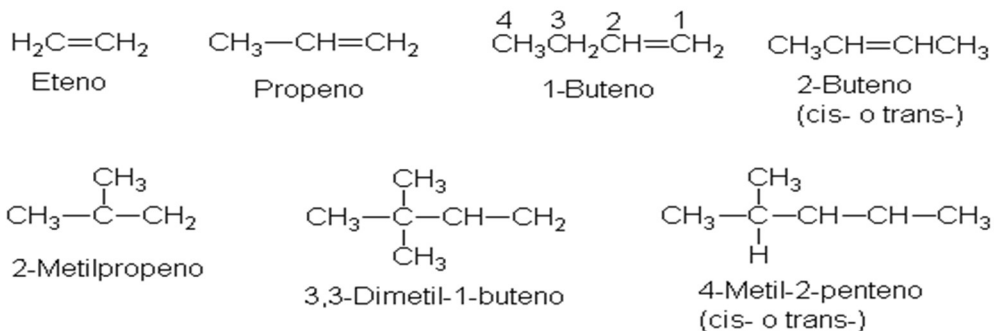
Cicloalcanos. Se nombran añadiendo el prefijo ciclo- al nombre del alcano correspondiente. Los que tienen varias cadenas unidas a un núcleo cíclico se consideran derivados del compuesto cíclico.



Alquenos. Las olefinas o alquenos son los hidrocarburos no saturados que contienen doble enlace. Tienen la fórmula general C_nH_{2n} y este doble enlace se conoce también como enlace etilénico. Se obtienen en grandes cantidades en el cracking o craqueo del petróleo y de hidrocarburos saturados como el etano, propano, butano, y naftas. Se utilizan para preparar variados compuestos orgánicos.

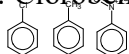
Raras veces se usan nombres comunes, salvo tres alquenos sencillos: etileno, propileno e isobutileno. Sin embargo, se encuentran alquenos denominados como derivados del etileno, por ejemplo, tetrametiletileno por (CH₃)₂C=C(CH₃)₂

Cuando ha de especificarse un isómero geométrico, se añade un prefijo: **cis-** o **trans-**, o (Z)- o (E)-. Las reacciones de adición transforman la molécula no saturada en saturada. El doble enlace se caracteriza por una gran fragilidad a la acción de los oxidantes y por la facilidad que tiene en formar polímeros.

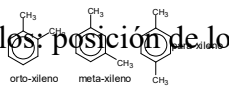


Alquinos. Los alquinos son generalmente conocidos como acetilenos, esto del primer alquino, el etino a acetileno.

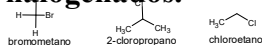
Aromáticos. Ejemplos: Clorobenceno, tolueno y nitrobenceno.



Otros ejemplos: posición de los sustituyentes

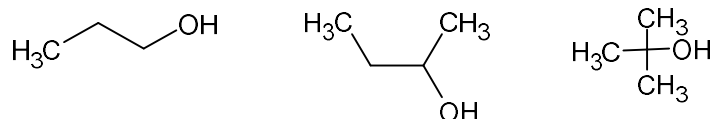


Derivados halogenados.



GUIA Química

Alcoholes. Los alcoholes son los derivados hidroxilados de los hidrocarburos, al sustituirse en estos los átomos de hidrogeno por grupos OH. según el número de grupos OH en la molécula, unido cada uno a ellos a distinto átomo de carbono, se tienen alcoholes mono, di, tri y polivalentes. los alcoholes alifáticos monovalentes son los más importantes y se llaman primarios, secundarios y terciarios, según el grupo OH se encuentre en un carbono primario, secundario o terciario:

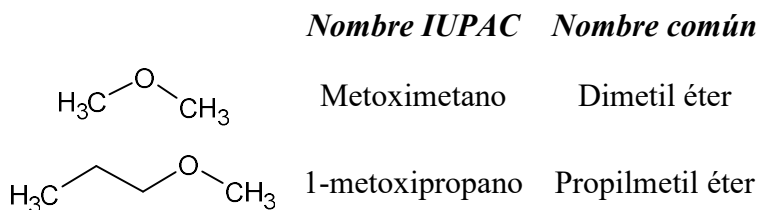


Se consideran como derivados de los alcanos en los cuales se sustituye **el sufijo ano por el sufijo ol** o se les designa con el nombre común, anteponiendo al nombre del grupo alquílico la palabra alcohol.

<i>Alcohol</i>	<i>Nombre IUPAC</i>	<i>Nombre común</i>
	Metanol	Alcohol metílico
	Etanol	Alcohol etílico
	n-Propanol	Alcohol propílico
	Propan-2-ol	Alcohol isopropílico iso-propanol
	Butan-2-ol	Alcohol sec-butílico sec-butanol
	2-Metilpropan-2-ol	Alcohol terbutílico tert-butanol

Éteres. Son compuestos que tienen un átomo de oxígeno unido a dos radicales hidrocarbonatos y se nombran los dos radicales por orden alfabético, seguidos de la palabra "éter".

La mayoría de los éteres son líquidos volátiles, ligeros e inflamables, solubles en alcoholes y otros disolventes orgánicos. Están estrechamente relacionados con los alcoholes, y se obtienen directamente de ellos. El compuesto más típico y más utilizado de este grupo es el éter común o etílico, normalmente denominado éter.



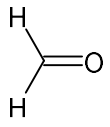
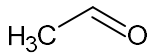
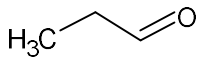
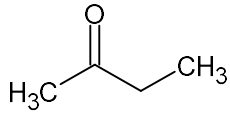
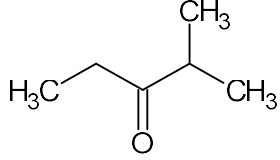
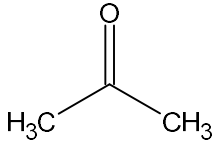
Aldehídos y cetonas. Los aldehídos están presentes en numerosos productos naturales y grandes variedades de ellos son de la propia vida cotidiana. El acetaldehído formado como intermedio en la metabolismo se cree responsable en gran medida de los síntomas de la resaca tras la ingesta de bebidas alcohólicas.

El formaldehído es un conservante que se encuentra en algunas composiciones de productos cosméticos. Sin embargo esta aplicación debe ser vista con cautela ya que en experimentos con animales el compuesto ha demostrado un poder cancerígeno

Son compuestos caracterizados por la presencia del grupo carbonilo (C=O). Los aldehídos presentan el grupo carbonilo en posición terminal mientras que las cetonas lo presentan en posición intermedia. El primer miembro de la familia química de los aldehídos es el metanal o formaldehído (aldehído fórmico), mientras que el primer miembro de la familia de las cetonas es la propanona o acetona (dimetil acetona)

Las cetonas se nombran sustituyendo la terminación **-ano** del alcano con igual longitud de cadena por **-ona**. Se toma como cadena principal la de mayor longitud que contiene el grupo carbonilo y se numera para que éste tome el localizador más bajo. Existe un segundo tipo de nomenclatura para las cetonas, que consiste en nombrar las cadenas como sustituyentes, ordenándolas alfabéticamente y terminando el nombre con la palabra **cetona**.

GUIA Química

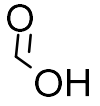
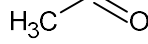
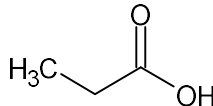
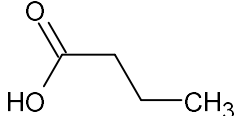
<i>Aldehído</i>	<i>Nombre IUPAC</i>	<i>Nombre común</i>
	Metanal	Formaldehído
	Etanal	Acetaldehído
	Propanal	Metilacetaldehído
<i>Cetona</i>	<i>Nombre IUPAC</i>	<i>Nombre común</i>
	Butan-2-ona	Butanona
	2-metilpenta-3-ona	Metilpentanona
	Propanona Propan-2-ona	Acetona

Ácidos carboxílicos. Generalmente los ácidos carboxílicos son ácidos débiles, con sólo un 1% de sus moléculas disociadas para dar los correspondientes iones, a temperatura ambiente y en disolución acuosa.


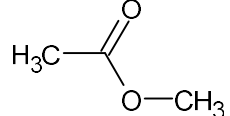
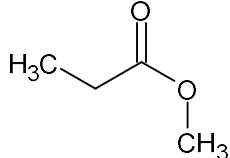
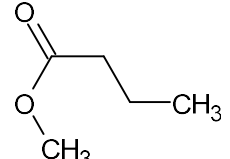
Los ácidos de masa molar baja (hasta diez átomos de carbono) son líquidos incoloros, de olor muy desagradable. El olor del vinagre se debe al ácido acético; el de la mantequilla rancia al ácido butírico. El ácido caproico se encuentra en el pelo y secreciones del ganado caprino. Los ácidos C5 a C10 poseen olores a “cabra”. El resto sólidos cerosos e inodoros a temperatura ambiente. Sus puntos de fusión y ebullición crecen al aumentar la masa molar.

Los ácidos inferiores son solubles en agua; su solubilidad decrece a partir del ácido butírico con el aumento del carácter hidrocarbonado de la molécula. Todos los ácidos son solubles en solventes

orgánicos. La IUPAC nombra los ácidos carboxílicos reemplazando la terminación -ano del alcano con igual número de carbonos por -oico.

	<i>Nombre IUPAC</i>	<i>Nombre común</i>
	Ácido metanoico	Ácido fórmico
	Ácido etanoico	Ácido acético
	Ácido propanoico	Ácido propiónico
	Ácido butanoico	Ácido butírico

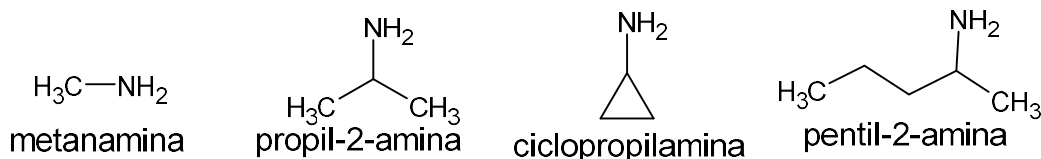
Ésteres. Los ésteres proceden de condensar ácidos con alcoholes y se nombran como sales del ácido del que provienen. La nomenclatura IUPAC cambia la terminación **-oico** del ácido por **-oato**, terminando con el nombre del grupo alquilo unido al oxígeno.

	<i>Nombre IUPAC</i>	<i>Nombre común</i>
	Metanoato de metilo	Formeato de metilo
	Etanoato de metilo	Acetato de metilo
	Propanoato de metilo	Propionato de metilo
	Butanoato de metilo	Butirato de metilo

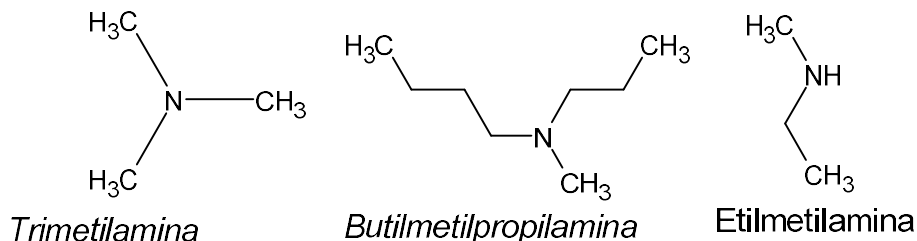
Muchos ésteres tienen un aroma característico, lo que hace que se utilicen ampliamente como sabores y fragancias artificiales. Por ejemplo:

- butanoato de metilo: olor a Piña
- salicilato de metilo (bálsamo)
- octanoato de heptilo: olor a frambuesa
- etanoato de pentilo: olor a plátano
- pentanoato de pentilo: olor a manzana
- butanoato de pentilo: olor a pera o a albaricoque

Aminas y amidas. Las aminas se nombran así:

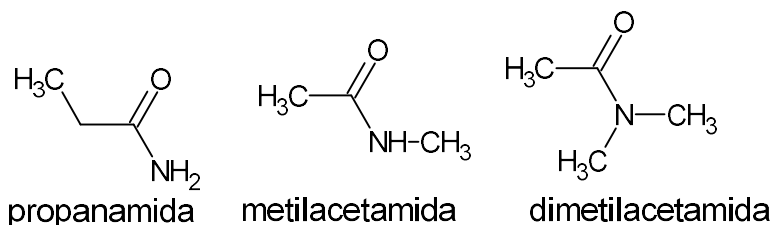


Las aminas pueden ser mono, di o tri sustituidas, y si la amina tiene sustituyentes diferentes, se deben nombrar en orden alfabético.

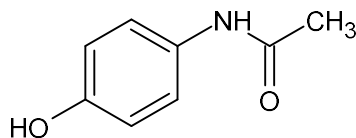


Salvo la formamida, que es líquida, todas las amidas primarias son sólidas, de punto de fusión preciso. Casi todas las amidas son incoloras e inodoras. Los miembros inferiores de la serie son solubles en agua y en alcohol; la solubilidad en agua disminuye conforme aumenta la masa molar.

El grupo amida es polar y, a diferencia de las aminas, las amidas son moléculas neutras. Las amidas poseen puntos de fusión y ebullición anormalmente altos. Las amidas se nombran como derivados de ácidos carboxílicos sustituyendo la terminación **-oico** del ácido por **-amida**.

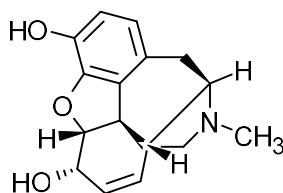


Grupo amida: tylenol, penicilinas, piperina (pimienta) y proteínas.



N-(4-hidroxifenil)acetamida
Acetaminofen, Tylenol,
Paracetamol

Grupo funcional NH_2 : ligados a quinina (antimalático), sulfas, efedrina (descongestionante), morfina y cocaína.



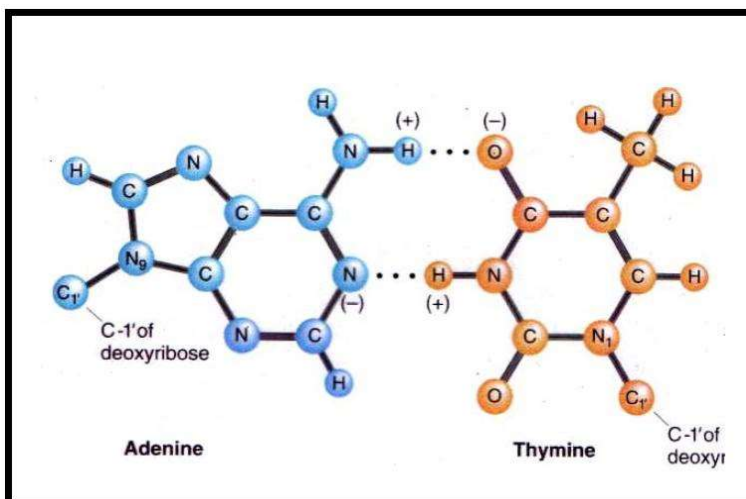
Morfina

12.3. CONCEPTOS BÁSICOS EN QUÍMICA ORGÁNICA

Electronegatividad. La tendencia del núcleo atómico a la atracción de electrones. Es importante para determinar la dirección de la reacción y la reactividad de los aniones como nucleófilos en las reacciones de química orgánica. Considerando la basicidad de cuatro aniones:

Enlace covalente polar. Ejemplo: las uniones N-H entre la adenina y tiamina forman un importante enlace covalente polar ya que son de gran relevancia en la doble hélice del DNA. Los átomos de H en estos enlaces N-H poseen una leve carga parcial positiva y los N una carga parcial negativa.

Como vemos en la figura el enlace $\text{C}=\text{O}$ de la tiamina es polar, con la carga parcial negativa sobre el oxígeno. El átomo de H está fuertemente por el O en la molécula adyacente en la hélice contraria del DNA.



Puentes de hidrógeno entre adenina y timina en el DNA

Efecto estérico. La usual tendencia de átomos o grupos de átomos para repeler a otros y ocupar el espacio. CH_3Cl es un buen ejemplo de este tipo de reacciones debido a la poca oposición estérica que le da el cloro alrededor del carbono. Mientras que en el 2-cloro-2-metilpropano da mucha oposición estérica alrededor del carbono, evitando reacciones $\text{S}_{\text{N}}2$ y favoreciendo otro tipo de reacciones. Un ejemplo bioquímico sería el modelo de las enzimas de la cerradura y la llave.

Efecto inductivo. La diferente electronegatividad de los átomos que constituyen las moléculas orgánicas, y las interacciones secundarias entre sus orbitales provocan la aparición de ciertos efectos de polarización y deslocalización electrónica; como el efecto inductivo.

Se puede definir como la polarización de un enlace provocada por un átomo o grupo atómico a lo largo de una cadena carbonada. Por ejemplo, en la molécula de cloroetano existe un enlace C-Cl polarizado debido a la diferencia de electronegatividad entre el carbono y el cloro.

Como consecuencia de ello, sobre el átomo de cloro existirá una fracción de carga negativa y sobre el átomo de carbono una fracción de carga positiva. Este átomo de carbono cargado positivamente atraerá hacia sí los tres pares de electrones que le unen a los otros tres átomos y por lo tanto, en el otro átomo de carbono de la molécula aparecerá una fracción de carga positiva, aunque menor que en el átomo de carbono unido directamente al cloro.

En muchos pasos de la biosíntesis del lanosterol se observa la formación de carbocationes terciarios, y podemos observar (figura) como el efecto inductivo de estos carbocationes son de alta importancia en los procesos biológicos.

Resonancia. Algunas moléculas orgánicas se pueden representar mediante dos o más estructuras de Lewis, que difieren entre sí únicamente en la distribución de los electrones, y que se denominan estructuras resonantes. En estos casos, la molécula tendrá características de ambas estructuras y se dice que la molécula es un híbrido por resonancia de las estructuras resonantes.

El método de la resonancia permite saber de forma cualitativa, la estabilización que puede conseguir una molécula por deslocalización electrónica. Cuanto mayor sea el número de estructuras resonantes mediante las que se pueda describir una especie química mayor será su estabilidad.

Este efecto explica que bajo ciertas circunstancias de baja concentración del radical Br^\cdot , la bromación del ciclohexeno ocurre en la posición alílica, por medio de la resonancia del radical alílico para estabilizar.

Aromaticidad. Es una propiedad de los hidrocarburos cíclicos conjugados en la que los electrones de los enlaces dobles, libres de poder circular alrededor de un enlace a otro, sea enlace doble o simple, confieren a la molécula una estabilidad mayor que la conferida si dichos electrones permanecieran fijos en el doble enlace.

Un enlace doble está conformado por dos electrones situados en orbitales atómicos designados con la letra p . En el caso del benceno, los electrones de los dobles enlaces localizan uno de sus orbitales por encima del plano del anillo y otro por debajo de él. Debido a la configuración circular del anillo del benceno, los electrones en el orbital p del doble enlace interactúan entre sí, orbitando libremente alrededor de la molécula por encima y por debajo del plano del anillo.

En bioquímica, en lugar de memorizar la basicidad de las cadenas de cada aminoácido, conociendo este principio los estudiantes podrán predecir y explicar las propiedades básicas de ellos. Tanto el triptófano como la lisina tienen nitrógeno en sus cadenas, pero la lisina es básica y el nitrógeno no lo es, esto debido a que el par de electrones en el nitrógeno del triptófano está deslocalizado y estabilizado en un sistema aromático.

12.4. PROTEÍNAS

Las proteínas son asociaciones de aminoácidos, por lo tanto, químicamente tienen un grupo amino y uno carboxilo; los aminoácidos se unen a través de un enlace peptídico. Estos se caracterizan por ser ópticamente activos, ionizables, amortiguadores biológicos (especialmente aquellos que tienen una constante de ionización próxima al valor del pH fisiológico). Son sólidos solubles en agua. Químicamente tienen las reacciones de los grupos carboxilo, amino y grupo lateral R (cadena carbonada).

Los aminoácidos se clasifican según varios parámetros:

⇒ Hidrofobicidad: Aquí se encuentran los hidrófobos (Triptófano, valina, tirosina, fenilalanina) hidrófilos (Histidina, ácido aspártico, lisina, serina, treonina, glutamina).

⇒ pH: ácidos (ácido aspártico, ácido glutámico), básicos (arginina, lisina) y neutros (fenilalanina, glicina).

⇒ Nutrición: Esenciales, los que están presentes en la dieta y que el organismo es incapaz de sintetizar (Leucina, metionina, fenilalanina), No esenciales (obtenidos también a través de la dieta pero pueden sintetizarse mediante intermediarios metabólicos por transaminación (glicina, prolina, serina).

Las proteínas en el cuerpo humano llevan a cabo funciones estructurales, cinéticas, catalíticas, de movimiento y de señalización. De ahí que mutaciones en genes que codifican proteínas o en regiones de ADN que controlan la expresión génica, generen consecuencias desastrosas en el organismo.

Las proteínas se clasifican según:

1. Estructura: en fibrosas y globulares.
2. Funciones biológicas: Enzimas (deshidrogenasas, cinasas), proteínas reguladoras (Proteínas unidas al ADN, hormonas peptídicas), proteínas estructurales (colágeno, proteoglicanos), proteínas de almacenamiento (ferritina, mioglobina), proteínas protectoras (factores de

coagulación, inmunoglobulinas), proteínas de transporte (hemoglobina, lipoproteínas plasmáticas) y proteínas contráctiles (tubulina, actina).

Las **enzimas** son proteínas con propiedades catalíticas están conformadas por dos partes fundamentales: Apoenzima: Parte proteica inactiva y Holoenzima: Conformada por el complejo proteína cofactor. El cofactor puede ser una molécula inorgánica como un ión metálico (Metaloenzima) o puede ser una molécula orgánica, en tal caso se denomina coenzima; la holoenzima es activa catalíticamente. Las enzimas son altamente específicas según el sustrato en el cual actúen.

12.5. CARBOHIDRATOS

Los carbohidratos químicamente son aldehídos o cetonas polihidroxilados. Están ampliamente distribuidos en animales y vegetales, donde desempeñan funciones estructurales y metabólicas. La función de los carbohidratos es almacenar energía química y como material de construcción durable para estructuras biológicas. En el organismo la glucosa es convertida en otros carbohidratos que cumplen funciones básicas como el glucógeno (almacenamiento), galactosa (en la lactosa de la leche, asociada a lípidos complejos o a proteínas) y la ribosa en los ácidos nucleídos.

Los carbohidratos se caracterizan físicamente por ser azúcares sólidos, blancos, cristalinos, hidrosolubles, son capaces de desviar el plano de la luz polarizada y presentan planos de simetría en sus moléculas. Químicamente tiene como propiedades capacidad reductora, deshidratación, oxidación, alargamiento de cadena y formación de glucósidos.

Los carbohidratos se clasifican en Monosacáridos, Disacáridos y Polisacáridos. Los Monosacáridos no se pueden hidrolizar en moléculas más sencillas y se dividen en simples (glucosa, fructuosa y galactosa) y derivados (desoxiazúcares, aminoazúcares, alditoles, azúcares ácidos, ésteres fosfóricos y azúcares mixtos). Los Disacáridos producen dos moléculas del mismo o diferente monosacárido. Como ejemplos se tiene Maltosa (Glucosa- Glucosa), Sacarosa (Glucosa-Fructuosa), Lactosa (Glucosa-Galactosa), entre otros.

Los polisacáridos, son carbohidratos que al ser hidrolizados generan múltiples unidades monoméricas de monosacáridos (más de 10) este es el caso del glucógeno, almidón y celulosa.

12.6. LÍPIDOS

Son compuestos muy heterogéneos poco o nada solubles en el agua pero muy solubles en disolventes orgánicos. Tienen como funciones ser los componentes básicos de las membranas biológicas, actúan como aislantes que previenen choques mecánicos y físicos, en el tejido adiposo constituyen depósitos de grasas que son formas de almacenar carbono y energía; además, generan protección que puede evitar infecciones y pérdidas o entradas excesivas de agua.

El lípido químicamente es un éster de ácido graso con diversos alcoholes. Estas moléculas se clasifican en:

⇒ Lípidos Simples: Como las grasas (ésteres de ácido graso con glicerol) y ceras (ésteres de ácido graso y con alcoholes monohidroxílicos de alto peso molecular).

⇒ Lípidos Complejos: Son ésteres de ácidos grasos que contienen otros grupos químicos además del alcohol y del ácido. De esta forma se encuentran los fosfolípidos (contienen además de las unidades básicas un grupo fosfórico), esfingolípidos (contienen esfingosina en lugar de glicerol), glucolípidos (contienen además de las unidades básica un carbohidrato).

⇒ Lípidos precursores y derivados: Dentro de estos se encuentran las hormonas, las vitaminas liposolubles y las prostanglandinas.

El cuerpo humano es capaz de sintetizar ácidos grasos a partir de carbohidratos y de otros ácidos grasos. Sin embargo, los humanos no sintetizamos las cantidades necesarias de ácidos grasos poliinsaturados, como el ácido linoleico o el araquidónico, por lo que necesitamos incorporarlos a través de la comida. Este tipo de ácidos grasos se denominan ácidos grasos esenciales.

12.7. APLICACIONES A LA SALUD

Aplicación 1. Los anestésicos generales son compuestos que cuando se inhalan o inyectan producen la pérdida de sensibilidad, de manera que se puede realizar una intervención médica sin causar dolor al paciente. Los anestésicos se disuelven en las membranas no polares de los nervios, reduciendo la capacidad de las células nerviosas para conducir la sensación de dolor al cerebro. El

anestésico general más habitual es el halotano (2-bromo-2-cloro-1,1,1-trifluoroetano), el cual se metaboliza muy poco en el cuerpo y se elimina fácilmente.

Para intervenciones menores se aplica anestesia local como el cloroetano $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$, el cual se evapora rápidamente, enfriando la piel y provocando el anestesiado de la zona donde fue aplicado.

Aplicación 2. Cuando el aporte de oxígeno es limitado, la combustión incompleta del combustible produce monóxido de carbono. Cuando se inhala, el CO pasa al torrente sanguíneo donde se une a la hemoglobina, reduciendo la cantidad de oxígeno (O_2) disponible para las células. Si más del 50% de la hemoglobina está unida al CO (COHb), se pierde la consciencia y se produce la muerte si no se suministra oxígeno inmediatamente.

Aplicación 3. La rodopsina está formada por cis-11-retinal, un compuesto insaturado, unido a una proteína. Cuando la rodopsina absorbe luz, el isómero cis-11-retinal se transforma en el isómero trans. La forma trans no se acopla bien con la proteína y se separa de ella. El cambio del isómero cis a trans y su separación de la proteína genera una señal eléctrica que el cerebro transforma en imagen. Una enzima (isomerasa) convierte nuevamente el isómero trans en el isómero cis-11-retinal, volviéndose a formar rodopsina. Sin una cantidad suficiente de retinal no se forma la cantidad de rodopsina necesaria para que podamos ver adecuadamente con luz tenue.

Aplicación 4. El proceso de hidrogenación se emplea comercialmente para convertir los dobles enlaces de las grasas insaturadas de los aceites vegetales (maíz, girasol) en grasas saturadas como la margarina, que es sólida.

Aplicación 5. En el hígado, las enzimas como la alcohol deshidrogenasa, oxidan el alcohol etílico a acetaldehído. Cuando se detiene a un conductor para realizarle un test de alcoholemia, se le pide que expire aire a través de una disolución que contiene iones Cr^{+6} , de color anaranjado. Si en el aire exhalado hay alcohol etílico, el alcohol se oxida y el Cr^{+6} se reduce a Cr^{+3} , que es una disolución verdosa. Para tratar el alcoholismo se utiliza disulfiram que previene la oxidación del acetaldehído a ácido acético. Si la persona tratada ingiere alcohol se acumula acetaldehído el cual

produce náuseas, sudoración, vómitos y dificultades respiratorias. Con estos efectos secundarios, se espera que el paciente tenga menor propensión a la ingesta de alcohol.

Aplicación 6. Si el nivel de glucosa es superior a 160 mg/dl de sangre, los riñones no pueden reabsorber toda la glucosa y esta pasa a la orina, dando lugar a lo que se conoce como glucosuria. El test de Benedict se puede utilizar para determinar la presencia de glucosa en la orina. La cantidad de óxido cuproso que se forma es proporcional a la cantidad de azúcar reductor presente en la orina. Los niveles bajos o moderados de azúcar reductor dan color verde a la disolución; las disoluciones con niveles elevados de glucosa hacen que el color del reactivo Benedict se vuelva amarillo o rojo ladrillo.

Aplicación 7. Los tipos de sangre vienen determinados por 3 o 4 monosacáridos que se encuentran unidos a las paredes de los eritrocitos de la sangre. Todos los tipos de sangre incluyen N-acetilglucosamina, galactosa y fucosa. En la sangre tipo A, el cuarto monosacárido es N-acetilgalactosamina unida a la galactosa y en la sangre tipo B, el cuarto monosacárido es galactosa unido a la galactosa.

Aplicación 8. Ejemplos de ácidos grasos omega -6: ácido linoleico y ácido araquidónico
Ejemplos de ácidos grasos omega-3: ácido linolénico, ácido docosahexaenoico (DHA)

13. ANEXOS

1. Ley de las proporciones definidas o de la composición constante (J. Proust):

“Un compuesto puro siempre contiene los mismos elementos, exactamente en las mismas proporciones respecto a su masa”. Ejemplo: Agua en un lago, río, lluvia.

Ejemplo: Para hallar la proporción entre los átomos que se combinan de cloro y sodio para formar NaCl, se divide la cantidad de cada elemento entre su masa atómica, de forma que si reacciona 6 g de Cl y 4 g de Na: $6 \text{ g}/35,5 \text{ g/mol} = 0.17$ moles de Cl y $4 \text{ g}/23 \text{ g/mol} = 0.17$ moles de Na, lo que indica que por cada 0.17 moles de cloro reaccionan otros 0.17 moles de sodio para formar NaCl.

2. Ley de la conservación de la masa (A. Lavoisier):

“En toda transformación química, la masa total de los reactivos que reaccionan es igual a la masa total de los productos de la reacción”.

Así, según Lavoisier, en la reacción del cobre con el azufre para producir sulfuro cúprico, mediante la reacción. $\text{Cu} + \text{S} \rightarrow \text{CuS}$, resulta que 4 g de Cu reaccionan con 2.02 g de S y producen 6.02 g de CuS.

Es decir: “La materia ni se crea ni se destruye, sólo se transforma”. Ejemplo: si separamos el NaCl obtendremos 23 g de Na y 35.5 g de Cl y si lo unimos tendremos NaCl.

3. Ley de las proporciones múltiples (J. Dalton):

“Si dos elementos forman más de un compuesto, los diferentes pesos de uno de ellos, que se combinan con el mismo peso del otro, guardan una razón de números enteros pequeños”. Ejemplo:

$\text{H}_2\text{O} \Rightarrow$ proporción 1 $\text{H}_2\text{O}_2 \Rightarrow$ proporción 2

SOLUCIÓN. PRÁCTICA SOBRE NOMENCLATURA QUÍMICA

No.	Compuesto químico	Estequiométrico	Stock	Tradicional
1	Na ₂ S	Sulfuro de disodio	Sulfuro de sodio	Sulfuro de sodio
2	CaF ₂	difluoruro de calcio	fluoruro de calcio	fluoruro cálcico
3	FeCl ₃	tricloruro de hierro	cloruro de hierro (III)	cloruro férrico
4	CoS	monosulfuro de cobalto	sulfuro de cobalto (II)	sulfuro cobaltoso
5	CaCl ₂	Dicloruro de calcio	Cloruro de calcio	Cloruro de calcio
6	Pb(SO ₄) ₂	Disulfato de plomo	Sulfato de plomo (IV)	Sulfato plúmbico
7	HCl	cloruro de hidrógeno	Cloruro de hidrógeno	ácido clorhídrico
8	HClO	Oxoclorato I de hidrógeno	Oxoclórico I	Á. hipocloroso
9	HClO ₂	Dioxoclorato III de hidrógeno	Dioxoclórico III	Á. cloroso
10	HClO ₃	Trioxoclorato V de hidrógeno	Trioxoclórico V	Á. clórico
11	HClO ₄	Tetraoxoclorato VII de hidrógeno	Tetraoxoclórico VII	Á. perclórico
12	H ₂ SO ₄	tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno	sulfato (VI) de hidrógeno	ácido sulfúrico
13	CuOH	Hidróxido de cobre	Hidróxido de cobre (I)	Hidróxido cuproso
14	Pb(OH) ₂	dihidróxido de plomo	hidróxido de plomo(II)	hidróxido plumboso
15	Al(OH) ₃	trihidróxido de aluminio	hidróxido de aluminio (III)	hidróxido de aluminio
16	Fe ₂ O ₃	<i>trióxido de dihierro</i>	óxido de hierro(III)	óxido férrico
17	FeO	monóxido de hierro	óxido de hierro (II)	óxido ferroso
18	Al ₂ O ₃	Trióxido de aluminio	*Óxido de aluminio	*Óxido de aluminio
19	SnO ₂	dióxido de estaño	óxido de estaño (IV)	óxido estánico
20	CaO ₂	dióxido de calcio	peróxido de calcio	peróxido de calcio
21	H ₂ O ₂	Dióxido de dihidrógeno	Peróxido de hidrógeno	Peróxido de hidrógeno
22	MnO ₂	Dióxido de manganeso	Óxido de manganeso (IV)	Óxido de manganeso
23	KH	monohidruro de potasio	hidruro de potasio	hidruro de potasio
24	NiH ₃	trihidruro de níquel	hidruro de níquel (III)	hidruro níquelico

*Un solo número de oxidación

Solución PRÁCTICA Cambios Químicos y físicos

<i>Sustancia</i>	<i>Elemento, compuesto, mezcla homogénea, mezcla heterogénea</i>	<i>Tipo de cambio (físico o químico)</i>	<i>Nombre del tipo de cambio</i>
Soda		X	X
Azúcar		X	X
Se coagula la sangre	X		
Agua de mar		X	X
Se enciende un fósforo	X		
Formación de rocío	X		
Putrefacción de la basura	X		
Bicarbonato de sodio		X	X
Aire		X	X
Suelo		X	X
Cobre		X	X
Se rebana un queso	X		
El hielo se derrite	X		
Se quema la madera	X		
Sangre		X	X
Gasolina		X	X
La leche se agria	X		
Aspirina		X	X

Bibliografía.

Timberlake, K. (2011). Química. Una introducción a la Química General, Orgánica y Biológica. Pearson Educación, S.A: España.

Brown, Theodore L., LeMay, H. Eugene, Bursten, Bruce E. Química, la Ciencia Central, 7 ed. Pearson Educación, México, 1998.

Chang, Raymond Química, 6ª ed McGraw-Hill, México, 1999.