

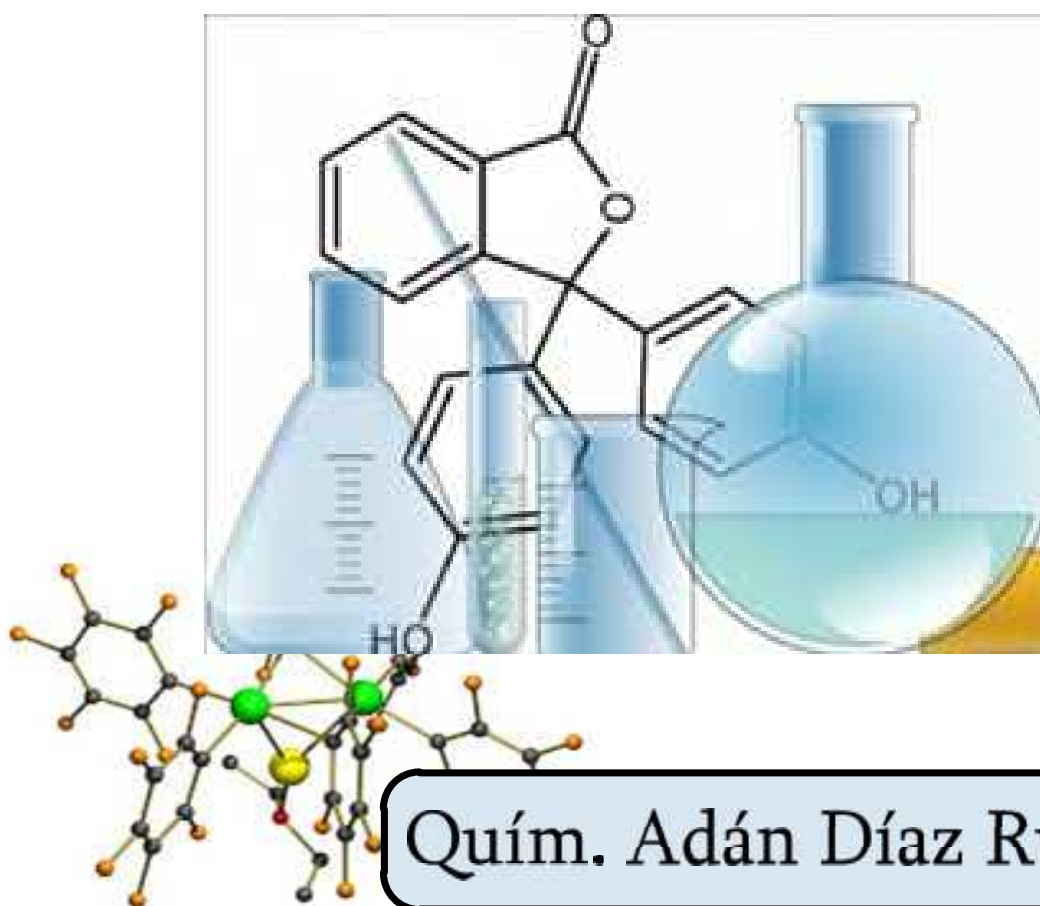


“UNIVERSIDAD
NACIONAL DE JAÉN



**SEPARATAS
DE**

QUÍMICA GENERAL



Quím. Adán Díaz Ruiz

PRESENTACIÓN

Estas separatas son una recopilación de notas de clase de la asignatura de Química General, que incluyen además, en cada tema algunos problemas resueltos, problemas aplicativos para desarrollar en clase y problemas propuestos para que los estudiantes profundicen sus aprendizajes. La función de estas separatas de clase es servir de apoyo al estudio de la asignatura, pero en ningún caso pretenden sustituir el uso de libros de texto. Son fruto del tiempo de docencia de esta asignatura en las distintas carreras profesionales de la Universidad Nacional de Jaén.

El contenido que se estudia en esta asignatura está enfocado sobre todo al aprendizaje de los fundamentos de la Química para que el estudiante tenga las herramientas necesarias para entender otras asignaturas que utilizan estos fundamentos.

Soy consciente de que estas separatas de clase están incompletas y son mejorables en muchos aspectos. Pido disculpas por los posibles fallos, y agradeceré todo tipo de comentarios, sugerencias, notificación de erratas, etc., a la dirección adandiazruiz@hotmail.com

*Adán Díaz Ruiz
Jaén, febrero de 2015*

ÍNDICE

Pág.

Presentación		
Separata 01	Sistema de unidades – conversión de unidades.....	1
Separata 02	Estructura atómica.....	6
Separata 03	Configuración Electrónica.....	15
Separata 04	Tabla periódica moderna.....	27
Separata 05	Enlace químico.....	38
Separata 06	Nomenclatura inorgánica.....	50
Separata 07	Reacciones químicas inorgánicas.....	64
Separata 08	Estequiometría.....	72
Separata 09	Soluciones.....	82
Separata 10	Cinética química.....	92
Separata 11	Teoría ácido base.....	103
Separata 12	Introducción a la química orgánica.....	113
	Bibliografía.....	125

SEPARATA 01

SISTEMA DE UNIDADES – CONVERSIÓN DE UNIDADES

1. SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES (S.I.)

1.1. Unidades fundamentales o básicas:

Magnitud	Unidad	Símbolo
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	kg
Tiempo	Segundo	s
Intensidad de Corriente Eléctrica	Amperio	A
Temperatura Termodinámica	Grado Kelvin	K
Intensidad Luminosa	Candela o Bujía	cd
Cantidad de Sustancia	Molécula gramo	mol

1.2. Unidades suplementarias o Auxiliares:

Magnitud	Unidad	Símbolo
Ángulo plano	Radián	rad
Ángulo sólido	Estereorradián	srd

1.3. Unidades derivadas:

Magnitud	Unidad	Símbolo
❖ Velocidad	m/s	m/s
❖ Aceleración	m/s ²	m/s ²
❖ Velocidad angular	rad/s	rad/s
❖ Aceleración angular	rad/s ²	rad/s ²
❖ Área	m ²	m ²
❖ Volumen	m ³	m ³
❖ Densidad	Kg/m ³	Kg/m ³
❖ Frecuencia	Hertz	hz
❖ Fuerza	Newton	N
❖ Trabajo	Joule	J
❖ Energía, Calor	Joule	J
❖ Momento de fuerza	N.m	N.m
❖ Cantidad de movimiento	Kg.m/s	Kg.m/s
❖ Presión	Pascal	Pa
❖ Potencia	Watt	W
❖ Viscosidad	Poise	p
❖ Carga Eléctrica	Coulumb	C
❖ Potencial Eléctrico	Voltio	V
❖ Capacidad Eléctrica	Faradio	F
❖ Resistencia Eléctrica	Ohmio	Ω

1.4. Los Prefijos del Sistema Internacional:

Múltiplos		
Nombre	Símbolo	Valor
Deca	D, da	10
Hecto	H	10 ²
Kilo	K	10 ³
Mega	M	10 ⁶
Giga	G	10 ⁹
Tera	T	10 ¹²
Peta	P	10 ¹⁵
Exa	E	10 ¹⁸
Zeta	Z	10 ²¹
Yota	Y	10 ²⁴

Submúltiplos		
Nombre	Símbolo	Valor
deci	d	10 ⁻¹
centi	c	10 ⁻²
mili	m	10 ⁻³
micro	μ	10 ⁻⁶
nano	n	10 ⁻⁹
pico	p	10 ⁻¹²
femto	f	10 ⁻¹⁵
atto	a	10 ⁻¹⁸
zepto	Z	10 ⁻²¹
yocto	y	10 ⁻²⁴

2. CONVERSIÓN DE UNIDADES:

Quando se resuelven problemas que involucran magnitudes químicas o físicas se recomienda que todos los datos se encuentren en un mismo sistema de unidades, llámense CGS, MKS, SI que son las más empleadas. De no ser así será necesario realizar la conversión de unidades respectiva al sistema que se requiera emplear. Para ello se recurre a las equivalencias y factores de conversión.

2.1. Principales Equivalencias:

De Longitud:	
1 yarda (yd)	= 3 pies
1 yarda (yd)	= 91,44 cm
1 pulg	= 2,54 cm
1 pie	= 12 pulg
1 pie	= 30,38 cm
1 m	= 3,28 pie
1 Å	= 10 ⁻⁸ cm
1 micra	= 10 ⁻⁶ m
1 año luz (ly)	= 9,46x10 ¹² Km
1 milla terrestre	= 1609 m
1 milla marina	= 1852 m
1 legua	= 5572,7 m
1 legua	= 3,46 mi T

De Masa:	
1 Kg	= 2,2 lb
1 lb	= 453,6 g
1 lb	= 16 oz
1 quilate	= 200 mg
1 onza (oz)	= 28,35 g
1 tonelada métrica (t)	= 10 ³ kg
1 tonelada corta (tc)	= 2000 Lb
1 tonelada larga (tl)	= 2240 Lb
1 arroba(@)	= 11,50 kg
1 arroba (@)	= 25,3 Lb
1 quintal (q)	= 4 @
1 quintal (q)	= 101,2 Lb
1 uma	= 1,67x10 ⁻²⁴ g

De Volumen:	
1 L	= 1dm ³
1 L	= 1000mL
1 m ³	= 1000 L
1 m ³	= 35,31 pie ³
1 pie ³	= 28,32 L
1 galón USA	= 3,785 L
1 galón PERÚ	= 4 L

Presión:	
1 bar	= 10 ⁵ Pa
1 bar	= 10 ⁶ dina/cm ²
1 atm	= 101,325 KPa
1 atm	= 760 mmHg
1 atm	= 10,33 m H ₂ O
1 atm	= 14,7 PSI

Energía:	
1 J	= 10 ⁷ erg
1 Caloría	= 4,184 J
1 L-atm	= 101,328 J
1 eV	= 1,6x10 ⁻¹⁹ J
1 Kwh	= 3,6x10 ⁶ J

Superficie:	
1 Ha	= 10000 m ²
1 Ha	= 2,47 acres

Potencia:	
1 HP	= 746 watts
1 CV	= 735 watts

PROBLEMAS RESUELTOS

01. Calcular el valor numérico de:

$$R = \frac{15(\text{tera})(\text{mili})}{60(\text{atto})(\text{mega})}$$

Resolución:

Reemplazamos los valores numéricos de los prefijos del sistema internacional (S.I.)

$$R = \frac{15(\text{tera})(\text{mili})}{60(\text{atto})(\text{mega})} = \frac{15(10^{12})(10^{-3})}{60(10^{-18})(10^6)}$$

Simplificando:

$$R = \frac{1}{4} \times \frac{10^9}{10^{-12}} = 0,25 \times 10^{21} = 2,5 \times 10^{20} \quad \Rightarrow \quad R = 2,5 \times 10^{20}$$

02. Convertir 220 Lb a kg

Resolución:

Para convertir unidades primero se busca la equivalencia a emplear y luego se determina el factor de conversión, posteriormente, el dato a convertir se multiplica por el factor de conversión:

$$\text{Equivalencia: } 2,2 \text{ Lb} = 1 \text{ Kg} \Rightarrow \text{Es factor de conversión es } \left(\frac{1 \text{ Kg}}{2,2 \text{ Lb}} \right)$$

Luego:

$$220 \text{ Lb} = 220 \text{ Lb} \times \frac{1 \text{ Kg}}{2,2 \text{ Lb}} = 100 \text{ Kg} \Rightarrow \mathbf{220 \text{ Lb} = 100 \text{ Kg}}$$

03. Convertir 10 Decalitros en mm^3

Resolución:

$$10 \text{ DL} = 10 \text{ DL} \times \frac{10 \text{ L}}{1 \text{ DL}} \times \frac{1 \text{ dm}^3}{1 \text{ L}} \times \left(\frac{10 \text{ mm}}{1 \text{ dm}} \right)^3 = 10 \text{ DL} \times \frac{10 \text{ L}}{1 \text{ DL}} \times \frac{1 \text{ dm}^3}{1 \text{ L}} \times \frac{10^6 \text{ mm}^3}{1 \text{ dm}^3}$$

Simplificado:

$$\mathbf{10 \text{ DL} = 10^8 \text{ mm}^3}$$

04. Convertir 72 Km/h a m/s

Resolución:

Las equivalencias a emplear son:

$$1 \text{ km} = 10^3 \text{ m}; 1 \text{ h} = 3600 \text{ s}$$

Multiplicando por los factores de conversión y luego simplificando:

$$X = 72 \frac{\text{km}}{\text{h}} \times \frac{10^3 \text{ m}}{\text{km}} \times \frac{\text{h}}{3600 \text{ s}} = \mathbf{20 \frac{\text{m}}{\text{s}}}$$

05. ¿Cuántas Calorías hay en $41,84 \times 10^9$ erg?

Resolución:

Las equivalencias a emplear son:

$$1 \text{ J} = 10^7 \text{ erg}; 1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}; 1 \text{ kcal} = 10^3 \text{ cal}$$

Multiplicando por los factores de conversión y simplificando:

$$X = 41,84 \times 10^9 \text{ erg} \times \frac{1 \text{ J}}{10^7 \text{ erg}} \times \frac{1 \text{ cal}}{4,184 \text{ J}} \times \frac{1 \text{ Kcal}}{10^3 \text{ cal}} \Rightarrow \mathbf{X = 1 \text{ Kcal}}$$

22. La rapidez de la luz es aproximadamente 3×10^8 m/s. Si definimos una nueva unidad de tiempo como 1 parpadeo = 30 μ s. ¿Cuál es la rapidez de la luz en metros por parpadeo?
23. Considerando que un automóvil tiene una aceleración cuyo módulo es 18 Km/h/s^{-1} ¿Cuál será su módulo en m/s^2 ?
24. ¿Qué tiempo en segundos demora en llenarse un tanque cuya capacidad es de $9,09 \text{ m}^3$, si se alimenta con una llave de caño de agua cuyo caudal es de 512 L/s ?
25. Si: $S = 22$ libras, calcular el nuevo valor de "S" en kilogramos si aumenta en un 60%.
26. ¿Cuál es el costo de 3 litros de aceite, si el kilogramo se vende a S/. 5 y 1 cm^3 pesa 0,8 g?
27. Si $1 \text{ caloría} = 4,18 \text{ Joules}$ (es el equivalente mecánico del calor), $1 \text{ Joule} = 10^7 \text{ ergios}$. Expresa 836×10^5 ergios en Kcal.
28. ¿Cuántos litros de agua existen en 3600 galones Perú?
29. Se realiza una medida con una cinta metálica de 3,00 m de longitud que ha experimentado una dilatación de 12 cm, obteniéndose como resultado 1,25 m. Hallar la medida correcta.
30. La masa de un átomo de Na es $8,416 \times 10^{-26}$ Lb. Expresar esta masa atómica en gramos y en unidades uma.
31. La masa de una molécula de agua es de $2,99 \times 10^{-23}$ g. Expresar esta masa molecular en unidades uma y en libras.
32. Se tiene una tabla en forma de un cuadrado cuyo lado mide 40 cm. ¿Cuántos cuadraditos de 2 mm^2 de área de pueden obtener?
33. Si: 1 galón = 3,785 L, ¿Cuántos galones se tiene en $15,14 \text{ m}^3$?
34. Si $1 \text{ caloría} = 4,18 \text{ Joules}$ (es el equivalente mecánico del calor), $1 \text{ Joule} = 10^7 \text{ ergios}$. Expresa 836×10^5 ergios en Kcal.
35. En las olimpiadas 84 de Los Ángeles, el atleta Carl Lewis, recorrió 109,36 yardas en 9,9 segundos, convirtiéndose en el hombre más veloz del mundo. Determine su rapidez en Km/h (aprox.)
36. Un niño estuvo llorando durante 10 min. Si derramaba lágrimas a razón de 2 gotas por segundo. Cuántas moléculas de agua ha perdido al llorar si cada gota de agua pesa 0,05 g.

FRASES PARA REFLEXIONAR

Una vez le preguntaron a Buda qué es lo que a él más le sorprendía de la humanidad, y respondió: Los hombres, que pierden la salud para juntar dinero, y luego pierden el dinero para recuperar la salud y por pensar ansiosamente en el futuro, olvidan el presente de tal forma, que acaban por no vivir ni el presente ni el futuro, viven como si nunca fuesen a morir y mueren como si nunca hubiesen vivido.

SEPARATA 02

ESTRUCTURA ATÓMICA

1. MODELO ATÓMICO ACTUAL: Modelo mecánico – cuántico.

El modelo atómico actual resulta de la evolución del modelo de Bohr, quien a su vez perfeccionó el modelo de Rutherford aplicando la **Teoría Cuántica** desarrollada por **Max Planck** (1858–1947) referida a la cuantificación de la energía, ante la imperiosa necesidad de explicar los fenómenos atómicos debido a la incapacidad de la **Física Clásica** de explicarlos dando origen a la **Física Cuántica**.

El modelo atómico actual es un modelo netamente matemático y probabilístico que básicamente se fundamenta en la **Ecuación de Onda de Schrödinger**, del cual se desprenden los números cuánticos que caracterizan a los electrones configurados en la nube electrónica, y en los siguientes tres principios:

1.1. Principio de Dualidad de la Materia de Luis D' Broglie (1924).

El físico francés Louis De Broglie, consideró que un electrón enlazado a un núcleo se comporta como una onda estacionaria, infirió, que si el electrón se comporta en realidad como una onda estacionaria en el átomo de hidrógeno, entonces la longitud de onda debe ser exactamente igual a la longitud de la circunferencia de la órbita. En caso contrario, la onda se cancelaría parcialmente a sí misma, en cada vuelta sucesiva, reduciéndose la amplitud de la onda a cero, y la onda no existiría, lo cual se indica mediante la expresión.

$$2\pi R = n\lambda$$

Donde:
 R: Radio de órbita.
 λ: Longitud de onda.
 n : 1; 2; 3; ...

De esta manera De Broglie pudo deducir las propiedades ondulatorias y corpusculares del electrón, indicando lo siguiente:

*"La Materia al igual que la energía tienen doble carácter, es **corpuscular** y **ondulatorio** al mismo tiempo".*

Es decir que los electrones en movimiento tienen asociada una longitud de onda que se puede determinar mediante la siguiente ecuación:

$$\lambda = \frac{h}{m v}$$

Donde:
 h = Constante de Planck
 m = masa de la onda – partícula
 v = velocidad de la onda – partícula

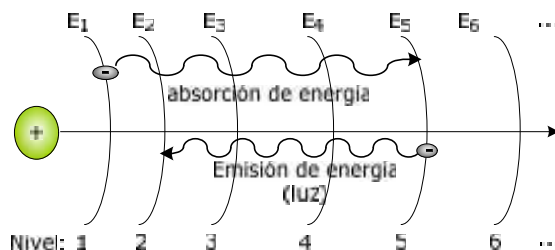
Esta ecuación se aplica a sistemas atómicos. Para cuerpos macroscópicos la longitud de onda es extremadamente pequeña y carece de significado. D'Broglie recibió el premio Nobel de Física en 1929 por el descubrimiento de la naturaleza ondulatoria del electrón.

1.2. Principio de los Niveles Estacionarios de Energía de Bohr (1913).

"Existen Regiones del espacio donde el electrón no absorbe ni emite energía debido a que dicha órbita contiene un número entero de longitudes de onda de De Broglie"

Esto quiere decir que:

- En el átomo existen diversos estados energéticos cuantizados: Niveles, subniveles y orbitales.
- Los electrones sólo pueden existir en determinados estados de energía. Si pasan de un estado energético a otro, deben emitir o absorber energía en forma de un fotón.
- La frecuencia de radiación que se emite o absorbe está relacionada con el cambio de energía entre las regiones comprendidas en la transición electrónica (salto cuántico).



1.3. Principio de Incertidumbre de Heisenberg (1927).

Werner Karl Heisenberg (1901–1976) establece que: "no es posible determinar simultáneamente el momentum ($p = mv$) y la posición de un electrón en movimiento".

Por tanto, no es apropiado imaginar a los electrones moviéndose en órbitas circulares bien definidas alrededor del núcleo.

En consecuencia bastará con tener la idea aproximada de la Región del Espacio Energético de Manifestación Probabilística Electrónica, REEMPE (orbital).

Esta relación inversa entre la incertidumbre de la ubicación en el espacio y del momento en el electrón, expresado en forma matemática es:

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{2\pi}$$

Donde:

Δx = Incertidumbre de la posición Δp = Incertidumbre en el momentum

Para detectar una partícula, el detector por más sensible que sea debe interactuar con ella y esto inevitablemente cambia el estado de movimiento de la partícula. Es por ello que a escalas atómicas el comportamiento de una partícula se establece solo en términos de probabilidad.

En general la incertidumbre no puede evitarse, son fundamentales e intrínsecas. Este principio desarrolló un importante papel en mecánica cuántica. Heisenberg recibió el Premio Nobel de Física en 1932.

2. CARACTERÍSTICAS DEL ÁTOMO ACTUAL.

Actualmente se considera al **átomo como un microsistema energético en equilibrio** dinámico con un núcleo central con carga positiva y uno o más electrones girando a grandes velocidades en su alrededor formando la nube electrónica que lo envuelve.

2.1. Cualidades del Átomo.

Como consecuencia de los diversos descubrimientos que se realizaron desde años anteriores surgen un conjunto de cualidades que caracterizan al átomo actual, entre las cuales citaremos los siguientes más importantes:

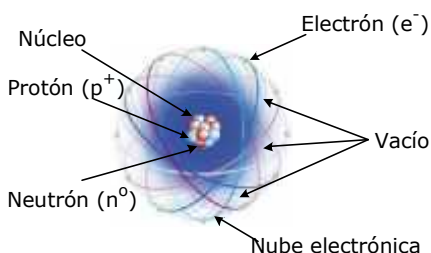
- 1) El átomo es la partícula más pequeña de un elemento químico que conserva las propiedades de dicho elemento. El átomo es considerado como un micro sistema energético en completo equilibrio, es prácticamente un inmenso vacío constituido básicamente de dos regiones una zona nuclear denominado **núcleo atómico** y una envoltura o zona extranuclear denominada **nube electrónica**. En su estado fundamental es neutro, porque contiene el mismo número de subpartículas positivas (protones) y subpartículas negativas (electrones).

Núcleo Atómico: Es la parte central del átomo y posee las siguientes características:

- Es muy denso. En el núcleo se concentra casi toda la masa del átomo (99,99%). Los nucleones se mantienen unidos mediante las poderosas fuerzas nucleares denominados "fuerza fuerte".
- Es muy pequeño. Su diámetro es aproximadamente diez mil veces menor que el del átomo. Ocupa $1/10^{13}$ del volumen total del átomo.
- Se encuentra cargado positivamente debido a la presencia de los protones
- La cantidad de protones brinda la identidad del átomo al informarnos a qué elemento químicos pertenece.

Nube Electrónica: Es aquella región **extranuclear** que envuelve al núcleo atómico, presenta las siguientes características:

- Representa la mayor parte del espacio vacío del átomo, (99,99% del volumen atómico)
- Es muy difusa. Se considera como un inmenso vacío debido a la pequeña masa que presenta.
- Su masa es despreciable, y define el tamaño del átomo.
- Es la región en la cuál puede encontrarse uno o más electrones. Los electrones se encuentran a distancias no definidas respecto al núcleo y se desplazan en torno a él en trayectorias también indefinidas, debido a que sólo se conoce la región espacial energética, donde existe la mayor probabilidad de encontrar al electrón, llamado orbital o también nube electrónica. El movimiento veloz y complejo del electrón genera al orbital atómico.
- Presenta carga negativa debido a la presencia de electrones
- Está constituida por regiones energéticas denominados **niveles, subniveles y orbitales**.



El átomo es más vacío que materia

- 2) Se han encontrado aproximadamente 200 partículas subatómicas especialmente en el núcleo. Tenemos a los electrones, protones, neutrones, neutrinos, varios tipos de mesones, cuatro grupos de hiperones llamados lambda, sigma, cascada y omega, etc. Las partículas subatómicas están agrupadas en familias:

Leptones (masa ligera)	Hadrones	
	Mesones (masa intermedia)	Bariones (mayor masa)
Electrón	Muón	Protón
Positrón	KiÓN	Neutrón
Neutrino	PiÓN	Hiperones ($\Lambda, \Sigma, \Xi, \Omega$)

- 3) Los **quarks**, junto con los leptones, son los constituyentes fundamentales de la materia y las partículas más pequeñas que el hombre ha logrado identificar y son consideradas como base de toda la estructura de la materia.

Los quarks son las únicas partículas fundamentales que interactúan con las cuatro fuerzas fundamentales: nuclear fuerte, nuclear débil, electromagnética y gravitatoria.

Se conocen 6 tipos de quarks: up (u), down (d), strange (s), charm (c), botton (b) y top (t), cuya combinación en triadas forman a los bariones y en duos a los mesones.

Fueron nombrados arbitrariamente basados en la necesidad de nombrarlos de una manera fácil de recordar y usar, además de los correspondientes antiquarks.

Ej.:

El protón está formado por tres quarks: dos "up" y un "down"

El neutrón está formado por tres quarks: un "up" y dos "down"

Los físicos norteamericanos Friedman y Kendall y el canadiense R. Taylor ganaron el Premio Nobel de Física en 1990 por sus trabajos que han conducido a demostrar que los quarks son las mínimas expresiones de la materia.

- 4) De todas las partículas fundamentales las más importantes son: El electrón (descubierto por J. J. Thomson, 1897), el Protón (descubierto por Rutherford, 1919) y el Neutrón (descubierto por J. Chadwick, 1932). El descubrimiento del Protón también se le atribuye a W. Wein (1913).
- 5) Los Protones y Neutrones son llamados **nucleones fundamentales** y caracterizan la masa del núclido.
- 6) Los **Mesones** descubiertos por **Carl David Anderson** (1936) son los encargados de evitar la repulsión entre protones. Estos fueron predichos por el japonés Hideki **Yukawa** (1935). El piÓN es conocido como el mesón de Yukawa o mesón π y fue descubierto en 1947 por Cecil Powell, César Lattes y Giuseppe Occhialini en la Universidad de Bristol. El MuÓN o mesón μ es el mesón descubierto por Anderson.

Recuerde:

- ✓ El p^+ , n^0 y e^- son idénticos en carga y masa para cualquier átomo.

Características de los corpúsculos subatómicos fundamentales

UBICACIÓN		NÚCLEO		NUBE ELECTRÓNICA
SUB PARTÍCULA		PROTÓN	NEUTRÓN	ELECTRÓN
Símbolo		p^+	n^0	e^-
Masa	Abs.	$1,6725 \times 10^{-24}$ g	$1,6749 \times 10^{-24}$ g	$9,1095 \times 10^{-28}$ g
	Relat.	1 uma	1 uma	0
Carga	Relat.	+1	0	-1
	Abs.	$+1,602 \times 10^{-19}$ C	0	$-1,602 \times 10^{-19}$ C
		$+4,8 \times 10^{-10}$ ues		$-4,8 \times 10^{-10}$ ues

3. ESTUDIO DEL NÚCLEO ATÓMICO (NÚCLIDO)

3.1. Número Atómico o Carga Nuclear (Z): Determinado por **Henry Moseley** (1913) mediante experimentos con Rayos X.

Indica el número de protones presentes en el núcleo del átomo.

Es único para cada elemento y por ello permite identificarlo.

$$Z = \# p^+$$

Para todo átomo neutro o ionizado.

Ej.: $Z = 1 \rightarrow$ Hidrógeno (H); $Z = 7 \rightarrow$ Nitrógeno (N)

Todo átomo en el estado basal es eléctricamente neutro, por lo tanto, el número de protones es igual al número de electrones, esto es:

$$Z = \text{N}^\circ \text{ de protones} = \text{N}^\circ \text{ electrones}$$

3.2. Número de Masa (A): Nos indica el total de nucleones fundamentales que tiene el núcleo atómico. Se le denomina también número másico, masa nuclear, número de nucleones.

$$A = \# \text{ protones} + \# \text{ neutrones}$$

$$A = Z + N$$

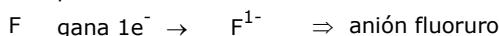
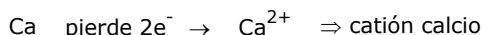
$$N = A - Z$$

3.3. Carga del Átomo (q): El átomo puede adquirir carga eléctrica ganando o perdiendo electrones.

Si la carga **q** es **positiva** \Rightarrow perdió electrones \Rightarrow se tiene un **catión**

Si la carga **q** es **negativa** \Rightarrow ganó electrones \Rightarrow se tiene un **anión**

Ej.:



La carga **q** e determina de acuerdo al número de protones y electrones que éste posee.

$$\text{Carga del átomo} = \# p^+ - \# e^-$$

Si el átomo es neutro, su carga es igual a cero, entonces se cumple: $\# p^+ = \# e^- = Z$

3.4. Simbología: Todo elemento químico se representa mediante un símbolo químico derivado de su nombre, que consta de una o dos letras, la primera siempre es mayúscula y la segunda minúscula que ayuda a diferenciar elementos que tienen la misma primera letra.

Ej.:

Cobre = Cu Nitrógeno = N
Carbono = C Níquel = Ni

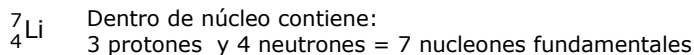
El origen de los nombres tiene diversas historias.

3.5. Representación del Núclido: Núclido es una especie química que tiene una composición nuclear definida caracterizada por su número atómico y número de masa. Existen más de 300 núclidos.

Alrededor del símbolo del elemento se señalan el Z, A, carga (q) y $\#n^\circ$ (N) (opcional) sus posiciones son fijas e invariables tal como se muestra. Solo el número de masa (**A**) tiene licencia de cambiar de posición si el núclido no tiene carga eléctrica.

Neutro		Iónico
$\begin{matrix} A \\ Z \end{matrix} E$	$\begin{matrix} A \\ Z \end{matrix} E^A$	$\begin{matrix} A \\ Z \end{matrix} E^{q\pm}$

Ej. (1): Para el átomo del litio la notación de su núcleo, será:



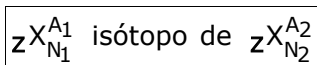
Ej. (2): Para el átomo del potasio y oxígeno hallar el número de protones, neutrones y electrones:

${}^{39}_{19}\text{K}$	$\left\{ \begin{array}{l} q = 0 \\ A = 39 \\ Z = 19 \\ \#p^+ = 19 \\ \#e^- = 19 \\ N = 39 - 19 \\ = 20 \end{array} \right.$	${}^{16}_8\text{O}^{2-}$	$\left\{ \begin{array}{l} q = 2- \\ A = 16 \\ Z = 8 \\ \#p^+ = 8 \\ \#e^- = 8 - (-2) = 10 \\ N = 16 - 8 \\ = 8 \end{array} \right.$
------------------------	---	--------------------------	---

3.6. Especies Atómicas:

Se llaman así al conjunto de núclidos que poseen igual número de nucleones positivos o neutros, dependiendo ello de su naturaleza.

3.6.1. Isótopos o Hílidos: Son átomos diferentes de un mismo elemento que tiene igual número atómico y diferente número de masa atómica. El nombre de Isótopo se debe a F. Soddy. Representación de dos isótopos:



Ej.: Isótopos del Hidrógeno:

- El elemento hidrógeno presenta tres isótopos: Protio, deuterio y tritio.
- El protio es el isótopo más abundante y forma el agua común: H₂O (agua pura o destilada).
- El Deuterio se utiliza para fabricar agua pesada (D₂O) que se usa como moderador en las reacciones nucleares (frenadotes de neutrones)
- El tritio interviene en las reacciones de fusión nucleares.
- El tritio es un isótopo radiactivo inestable.
- Las aguas formadas con deuterio (D₂O) se denominan óxido de deuterio y con tritio (T₂O) óxido de tritio.

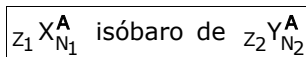
Catión	# e ⁻	Nombre	Agua
${}_1^1\text{H}^+$	0	Protón: H ⁺	H ₂ O Liviana o común
${}_1^2\text{H}^+$	0	Deutrón: D ⁺	D ₂ O Pesada
${}_1^3\text{H}^+$	0	Tritón: T ⁺	T ₂ O Súper pesada

Se producen artificialmente isótopos. Los que tienen baja estabilidad se vuelven radioactivos y se denominan Radioisótopos los cuales tienen muchas aplicaciones: en medicina, agricultura, química, etc.

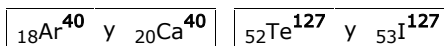
Ej.:

- Co⁶⁰ : Radioterapia, Preservación de alimentos
- Cs¹³⁷ : Preservación de alimentos, Radioterapia
- I¹³¹ : Deficiencia del funcionamiento de la glándula tiroides
- p³² : Tratamiento de leucemia.
- C¹¹ : Detectar zonas enfermas del cerebro.
- C¹⁴ : Para determinar la antigüedad de los restos fósiles, trazador de reacciones.
- As⁷⁴ : Localizar tumores cerebrales.
- Tl²⁰¹ : Detectar si el tejido cardiaco ha muerto después de un ataque al corazón.
- Tc⁹⁹ : Detectar imágenes males del hígado, pulmón, páncreas.
- Fe⁵⁹ : Trazador en la hemoglobina.

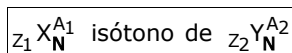
3.6.2. Isóbaros: Átomos de elementos químicos diferentes con igual número de masa. Tienen diferente número atómico. Tienen propiedades físicas y químicas diferentes. Representación de dos isóbaros:



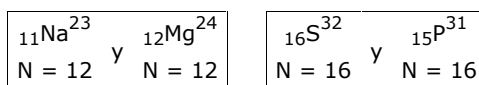
Ej.:



3.6.3. Isótonos: Átomos de elementos químicos diferentes que poseen igual número de neutrones. Tienen diferente número atómico. Presentan propiedades físicas y químicas diferentes. Representación de dos isótonos:

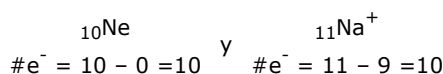


Ej.:



3.6.4. Especies Isoelectrónicas: son átomos o iones que poseen igual número de electrones.

Ej. (1):



Para el caso de especies atómicas (átomos neutros o iones monoatómicos), para que sean isoelectrónicas deben cumplir tres condiciones:

- Poseer diferente número atómico
- Poseer igual número de electrones
- Tener igual distribución electrónica

PROBLEMAS RESUELTOS

01. Hallar la longitud de onda en angstrom, de electrón que se mueve a la velocidad promedio de $1,45 \times 10^9$ cm/s.

Datos:

Como la partícula es un electrón se conoce su masa:

$m = 9,11 \times 10^{-28}$ g
 $v = 1,45 \times 10^9$ cm/s.
 $h = 6,63 \times 10^{-27}$ erg.s
 Hallar λ

Como todas las magnitudes están en un solo sistema (CGS), operamos sólo con números y la longitud de onda se expresará en cm. Y luego convertimos a Å.

Resolución:

En la ecuación de D’Broglie:

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,63 \times 10^{-27}}{(9,11 \times 10^{-28})(1,45 \times 10^9)} = \frac{66,3 \times 10^{-28}}{(13,2 \times 10^{-28})(10^9)} = 5 \times 10^{-9} \text{ cm}$$

$$5 \times 10^{-9} \text{ cm} \cdot \frac{1 \text{ Å}}{10^{-8} \text{ cm}} = 0,5 \text{ Å}$$

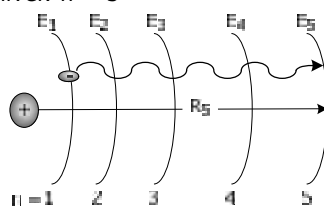
$\Rightarrow \lambda = 0,5 \text{ Å}$

02. ¿Cuál es la distancia con respecto al núcleo y la energía de un electrón en el átomo de hidrógeno, según Bohr, que se encuentra en su cuarto estado excitado?

Datos:

En el estado fundamental el electrón se encuentra en el nivel 1. Encontrarse en el cuarto estado excitado significa que está ocupando el nivel 5.

Entonces el 4to estado excitado es el 5to nivel: $n = 5$



Resolución:

$$R_n = n^2 a_0$$

$$\Rightarrow R_5 = 5^2 \times 0,529 \text{ Å} = 13,225 \text{ Å} \Rightarrow R = 13,225 \text{ Å}$$

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2} \text{ eV} \Rightarrow E_5 = -\frac{13,6}{5^2} \text{ eV} = 0,544 \text{ eV} \Rightarrow E = 0,544 \text{ eV}$$

03. La diferencia de los números atómicos de dos isóbaros es 24. Sus neutrones suman 40. ¿Cuál es la cantidad de neutrones que tiene el átomo de menor valor de número atómico?

Datos:

$$Z_1 - Z_2 = 24$$

$$N_1 + N_2 = 40$$

$$N = ?$$

$Z_1 X_{N_1}^A$ Isóbaro de $Z_2 Y_{N_2}^A$ (I)

Como $Z_1 - Z_2 = 24 > 0$, $Z_1 > Z_2$ por lo tanto el átomo Y es el de menor valor de Z, entonces debemos hallar N_2

Resolución:

De (I)

$$Z_1 + N_1 = Z_2 + N_2$$

$$Z_1 - Z_2 = N_2 - N_1 = 24$$

$$N_2 - N_1 = 24 \quad \dots\dots (1)$$

$$N_1 + N_2 = 40 \quad \dots\dots (2)$$

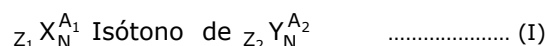
Sumando (1) y (2): $2 N_2 = 64$

$\Rightarrow N_2 = 32$

04. La suma de los números atómicos de dos isótonos es 18 y la diferencia de sus números de masa es 6. ¿Cuál es el número atómico del isótono más liviano?

Datos:

$Z_1 + Z_2 = 18$ y $A_1 - A_2 = 6$



Como A_1 es mayor que A_2 , el átomo Y es el más liviano, entonces debemos hallar Z_2

Resolución:

De (I)

$$A_1 = Z_1 + N \quad \dots\dots (1)$$

$$A_2 = Z_2 + N \quad \dots\dots (2)$$

Restando (1) y (2): $A_1 - A_2 = Z_2 - Z_1 = 6$

$$Z_2 - Z_1 = 6 \quad \dots\dots (3)$$

$$Z_1 + Z_2 = 18 \quad \dots\dots (4)$$

Sumando (3) y (4): $2 Z_2 = 24$

$\emptyset Z_2 = 12$

05. La diferencia de los cuadrados del número de masa y número atómico de un átomo es 2580 y su número de neutrones es 30. ¿Cuál es la carga eléctrica absoluta del núcleo de dicho átomo? (q = carga eléctrica del protón, en coulomb).

Datos:

$A^2 - Z^2 = 2580$
 $N = 30$
 Q (carga absoluta) = ¿?
 q = carga del protón = $+1,6 \times 10^{-19}$ C

Resolución:

Si: $A = Z + N \Rightarrow A - Z = N$

Se tiene:

$A^2 - Z^2 = (A - Z)(A + Z) = 30 (30 + Z + Z) = 2580 \Rightarrow 30 + 2 Z = 86 \Rightarrow Z = 28$

Luego: $Q = q \cdot Z = (+1,6 \times 10^{-19} \text{ C}) \cdot 28 = +4,48 \times 10^{-18} \text{ C} \Rightarrow Q = +4,48 \times 10^{-18} \text{ C}$

06. Hallar la carga extra nuclear en coulomb de un ion dipositivo que es isoelectrónico con el ion aluminio, Al^{3+} ($Z = 13$) es:

Datos

${}_Z X^{2+}$ isoelectrónico con (tienen igual cantidad de electrones)
 Carga extranuclear = ¿? (carga de la nube electrónica)

Resolución

Del dato: $\#e^-$ de ${}_{13}\text{Al}^{3+} = Z - q = 13 - 3 = 10$

Como son isoelectrónicos, entonces el número de electrones de $X^{2+} = 10$

La carga de cada electrón es: $-1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$

⇒ La carga extranuclear será: $10 (-1,6 \times 10^{-19} \text{ C}) = -1,6 \times 10^{-18} \text{ C}$

PROBLEMAS APLICATIVOS

01. ¿Cuál será la masa en movimiento de una partícula que se desplaza con una rapidez igual a un quinto de la velocidad de la luz, si su masa en reposo es 10 microgramos?
02. ¿Cuál será la masa en movimiento de una partícula que se desplaza con una rapidez igual a un 3/4 de la velocidad de la luz, si su masa en reposo es 5 gramos?
03. ¿Cuál es la energía que pierde un átomo de hidrógeno cuando un electrón salta desde el infinito hacia la segunda capa?
04. Si en elemento se representa: ${}_{2X^2-10}^{6X^2+4}\text{E}$ y se sabe que tienen 30 protones. Hallar el número de masa.
05. El ${}_{20}\text{Ca}^{40}$ es isóbaro de un átomo X, y X es isótono del ${}_{18}\text{Ar}^{39}$. ¿Cuántos electrones tiene el ión X^+ ?
06. La masa de un átomo es 85, si el número de neutrones es al de protones como 9 es a 8. Hallar su número atómico
07. Hallar el número de masa de un átomo "X"; sabiendo que es isoelectrónico con ${}_{33}\text{As}^{3-}$ y además es isótono con el ${}_{32}\text{Ge}^{72}$.
08. La diferencia en el número de neutrones de los dos isótopos de un elemento es 10 y la suma de sus números de nucleones es 58. ¿Cuántos neutrones tiene el isótopo más pesado, si este tiene 22 electrones?
09. Se tiene dos isótopos de un elemento "E", la diferencia de los cuadrados de sus números másicos es 100 y la diferencia de los cuadrados de sus números de neutrones es 36. Si uno de los isótopos posee dos neutrones más que el otro. Diga cuántos electrones tiene el catión hexavalente respectivo.
10. En un átomo se cumple: $A^2 + Z^2 + N^2 = 1862$. Determinar el número de electrones si sabemos que su número de protones es a su número de neutrones como 2 es a 3; además su carga es -4 .
11. El promedio aritmético de los números de masa de tres isótopos es 50 y la suma de sus neutrones es 15. ¿Cuál es el número atómico de estos isótopos?

PROBLEMAS PROPUESTOS

12. ¿Cuál es la longitud de onda de una bala de fusil cuya masa es 10g y se mueve a 1 km/s?
13. Un electrón se encuentra en una capa cuyo radio es $2,11 \times 10^{-10} \text{ m}$. Si salta a otra capa cuya distancia a la primera es $6,35 \times 10^{-10} \text{ m}$. Determinar la energía de la capa final en el átomo del hidrógeno.
14. La suma de los números másicos de 3 isótopos es 126 y la suma de sus neutrones es 60. ¿Cuál será el número de protones y electrones del ión X^- ?
15. La suma de los # A de los átomos X y W es 84 y la suma de sus números de neutrones es 44, donde el átomo W tiene 12 protones más que el átomo X. Determine el # Z de los átomos X y W.
16. La diferencia de los números másicos de dos isótonos es 3 y la suma de sus números atómicos es 21. ¿Cuántos protones tiene el átomo más liviano?
17. Se tiene dos isótonos donde sus números de masa son el doble y triple de sus números atómicos. ¿Cuál será el número atómico del isótono más liviano si se diferencian en 7 protones?
18. El átomo ${}^{53}\text{A}$ posee 27 neutrones y es isótopo con el X^{2+} . Hallar el número de electrones de X^{2-} .
19. Se tienen 3 isótopos, cuyos números de masa son consecutivos. Si el promedio de sus números de masa es 16 y el isótopo más liviano posee 7 neutrones determine la suma de los neutrones de los otros dos.
20. La suma de los números atómicos de dos isóbaros es 82 y la suma de los números de neutrones es 100. Determinar el número de masa de uno de los isóbaros.

21. Dos átomos A y B tienen igual número de neutrones. Si la suma del número de masa es 50 y la suma de electrones es 20 de ambos átomos. ¿Cuál es el número de neutrones de A?
22. Se tienen dos isótopos cuyos neutrones suman 112 junto con sus protones. Además la diferencia de sus neutrones es 8. Determinar sus números de masa.
23. Se tiene tres isótopos cuyos números de masa son números consecutivos. Si el promedio de los números de masas es 16 y el isótopo más liviano posee 7 neutrones; determinar la suma de los neutrones de los otros dos.
24. Se tienen dos isótopos, sus neutrones suman 32 y la semisuma de sus números másicos es 31. Calcular el número atómico.
25. Indique la suma de las cantidades de partículas neutras que presentan dos isótonos. Si se cumple que la suma de sus cargas nucleares es 48 y el doble de la suma de sus nucleones principales es 208.
26. Ciertos isótopos presentan 18 y 20 neutrones respectivamente. Si además sus números de masa suman 72 ¿A qué elementos pertenecen?
27. Se tiene dos isótopos de un elemento "E", la diferencia de los cuadrados de sus números másicos es 100 y la diferencia de los cuadrados de sus números de neutrones es 36. Si uno de los isótopos posee dos neutrones más que el otro. Diga cuántos electrones tiene el catión hexavalente respectivo.
28. En un átomo de carga -2 se cumple que: $\frac{\text{número de electrones}}{\text{número de protones}} = \frac{8}{7}$
Hallar la carga nuclear del ión.
29. La semidiferencia entre el número de neutrones y el número de protones de un átomo con número de masa 77 es 2,5. Determine la masa electrónica de dicho átomo.
30. Los tres isótopos de un elemento químico tienen números másicos consecutivos y en total tienen 150 neutrones, ¿cuántos neutrones tiene el isótopo más liviano?

Los grandes espíritus siempre han encontrado una violenta oposición de parte de mentes mediocres.

Albert Einstein

SEPARATA 03

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

1. ECUACIÓN DE ONDA DE SCHRÖDINGER (1926).

Como consecuencia el principio de incertidumbre y el principio de dualidad de la materia, **Erwin Schrödinger** (1887–1961) creador de la mecánica ondulatoria, planteó una ecuación de onda, cuya solución es una función de onda ψ , que describe el comportamiento del electrón y depende de ciertos parámetros.

Esta ecuación dota al electrón de doble comportamiento (onda – partícula) y cuantifica la energía de los estados energéticos para el electrón sobre la base de estos parámetros denominados **números cuánticos**.

Si el electrón se mueve en tres dimensiones del espacio, esta ecuación toma la siguiente forma.

$$\frac{\delta^2\psi}{\delta x^2} + \frac{\delta^2\psi}{\delta y^2} + \frac{\delta^2\psi}{\delta z^2} + \frac{8\pi^2m}{h^2}(E - V)\psi = 0$$

Donde:

x, y, z: Coordenadas del espacio tridimensional

ψ = Función de onda.

δ = Símbolo de derivada parcial

m = Masa del electrón

V = Energía potencial del electrón

E = Energía total del electrón

Esta expresión es una ecuación diferencial parcial de segundo grado muy difícil de resolver manualmente porque involucra muchas variables. Cada solución representa un estado particular del electrón y se describe mediante los tres números cuánticos: **n, ℓ y m**.

Paúl Dirac y Jordan, reformularon y completaron la ecuación de Schrödinger aplicando la **Teoría de la Relatividad** de **Albert Einstein**, creando la mecánica cuántica relativista donde se involucra el cuarto parámetro cuántico: **s**. La función de onda $\psi = f(n, \ell, m, s)$ determina la probabilidad de la posición del electrón en el espacio energético.

1.1. Los Números Cuánticos.

Los parámetros **n, ℓ , m, s** son llamados **números cuánticos**. Estos describen los posibles estados energéticos del electrón. En palabras más sencillas diremos que nos dan la **"ubicación"** más probable del electrón en la nube electrónica, es decir, permite identificar a un electrón, dentro de un átomo, mencionado al nivel, subnivel y orbital a la que pertenece, así como su sentido de rotación.

1.1.1. Número Cuántico Principal (n):

- Indica:** Los Niveles de energía, órbita o capa
- Significa:** Tamaño del orbital
- Valores:** Asume números enteros positivos.
 $n = 1, 2, 3, \dots \infty \Rightarrow 1 \leq n < \infty$

Nivel:	n	1	2	3	4	5	6	7	∞
Capa:		K	L	M	N	O	P	Q	
# de orb.:	n^2	1	2	9	16	25	36	49	...
Capacidad electrónica:	$2n^2$	2	8	18	32	50	72	98	...

1.1.2. Número Cuántico Secundario (ℓ) o Azimutal o de Momento Angular:

- Indica:** Subnivel de energía, Subcapa, Subórbita.
- Significa:** Forma del orbital
- Valores:** Números enteros positivos desde cero. Siempre es menor que "n"

$$\ell = 0, 1, 2, 3, \dots, n - 1 \Rightarrow 0 \leq \ell < n$$

Notación cuántica:	ℓ	0	1	2	3	...
Notación espectroscópica:	Tipo	s	p	d	f	...
Número de orbitales:	$2\ell + 1$	1	3	5	7	...
Capacidad electrónica:	$2(2\ell + 1)$	2	6	10	14	...

En la actualidad un átomo en el estado basal sus electrones ocupan hasta el subnivel f ($\ell = 3$)

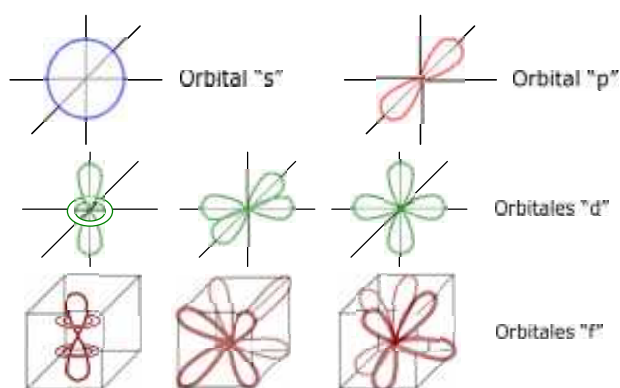
Número de subniveles por nivel es igual a n . Es decir el primer nivel tiene 1 subnivel (1s), el segundo nivel 2 subniveles (2s, 2p), el tercer nivel 3 subniveles (3s, 3p, 3d) así sucesivamente.

Los subniveles de energía constituyen las energías que corresponden a grupos diferentes de orbitales, éstos son: s, p, d, f.

Después de los subniveles "f" también se pueden designar los subniveles: g, h, i, ... así sucesivamente y tendrían 9, 11, 13, ... orbitales respectivamente.

Nombre	Tipo	ℓ	Número de orbitales ($2\ell + 1$)	Forma del orbital
Sharp	s	0	1	Esférico
Principal	p	1	3	dilobular
Diffuse	d	2	5	(4)Tetralobular (1) dilobular
Fundamental	f	3	7	(4) octolobular (3) dilobular

Forma de los orbitales:



1.1.3. Número Cuántico Magnético (m ó m_z):

- Indica:** Orbital.
- Significa:** Orientación del orbital en el espacio energético.
- Valores:** Asume valores enteros que dependen de ℓ .



$$m = -\ell, \dots, -1, 0, +1, \dots, +\ell \Rightarrow -\ell \leq m \leq +\ell$$

orbitales = $2\ell + 1$
máximo de $e^- = 2(2\ell + 1)$

1.1.4. Espín (s ó m_s) o Magnético espín:

Determina la naturaleza magnética del átomo debido al movimiento de rotación del electrón sobre su eje magnético, puede ser antihorario u horario. Es decir, indica la orientación o sentido de los electrones en cada orbital.

- Indica:** Sentido de los electrones en cada orbital
- Significa:** Giro del electrón sobre su propio eje
- Valores:** Asume dos valores:

Espín	Sentido de giro	Representación	Esquema
$s = +\frac{1}{2}$ (hacia arriba)	Antihorario	↑	
$s = -\frac{1}{2}$ (hacia abajo)	Horario	↓	

Cuando un electrón gira genera un pequeño campo magnético, debido a esta cualidad se explica las propiedades magnéticas de una sustancia química.

2. ESTUDIO DE LA CORTEZA ATÓMICA:

Es la parte externa al núcleo del átomo denominada nube electrónica, formado fundamentalmente por niveles o capas, cada nivel contiene un conjunto de subniveles o subcapas, cada subnivel posee uno o más orbitales y en cada orbital hay máximo de 2 e⁻ rotando en sentidos contrarios.

2.1. Clasificación de la Corteza Atómica:

2.1.1. Orbital: Es la región del espacio energético que rodea al núcleo donde existe la más alta probabilidad de encontrar como máximo dos electrones girando en sentidos contrarios. Se denomina también **Región Energética Espacial de Máxima Probabilidad Electrónica (REEMPE)**, nube electrónica o función de onda.

Los orbitales pueden encontrarse apareados, desapareados o vacíos.

Representación	Nombre del orbital	Nombre de los electrones
↑↓	Lleno Apareado Diamagnético	Apareados Diamagnéticos Antiparalelos
↑	Semilleno Desapareado Paramagnético	Desapareado Paramagnético
—	Vacío	

2.1.2. Subnivel o Subcapa de Energía: Es la región espacial formada por un conjunto de orbitales, la designación de un subnivel está dado por el efecto espectroscópico de un átomo excitado.

Efecto	Subnivel	# máximo de e ⁻	# de Orbitales por subnivel
Sharp	s	2	1
Principale	p	6	3
Diffuse	d	10	5
Fundamentale	f	14	7
⋮	⋮	⋮	⋮

Importante: El número de orbitales de un subnivel jamás debe variar.

2.1.3. Nivel o Capa de Energía (n): Es el espacio energético formado por subniveles.

Nivel (n):	1; 2; 3; 4; 5;.....; ∞
Capa:	K; L; M; N; O;.....; ∞

$$\# \text{ máximo de } e^- \text{ por nivel} = 2n^2$$

3. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA:

La Configuración electrónica es la distribución de todos los electrones de un átomo neutro o iónico, siempre en orden creciente a su energía, o en forma decreciente a su estabilidad.

Para entender el comportamiento de átomos polielectrónicos, se debe conocer la configuración electrónica. La configuración electrónica de un átomo informa como están distribuidos los electrones entre los diversos orbitales atómicos en los diferentes niveles de energía e identificar completamente un electrón mediante los números cuánticos n, ℓ, m_ℓ y m_s en cualquier orbital de cualquier átomo.

Para construir la configuración electrónica, se recurre a las siguientes reglas:

3.1. Energía Relativa de un subnivel, orbital o electrón (E_R)

La energía relativa (E_R) está dado por la suma de los números cuánticos principal y azimutal (n + ℓ)

$$E_R = (n + \ell)$$

A mayor suma (n + ℓ), la E_R será mayor.

Si en 2 subniveles diferentes la suma es la misma, entonces el de mayor "n" tendrá mayor E_R y sus orbitales se llaman **orbitales degenerados**.

Ej. (1):

¿Cuál de los orbitales tiene más energía relativa 4s ó 3d?

Resolución:

$$4s \begin{cases} n = 4 \\ \ell = 0 \end{cases} \Rightarrow E_R = 4 + 0 = 4$$

$$3d \begin{cases} n = 3 \\ \ell = 2 \end{cases} \Rightarrow E_R = 3 + 2 = 5$$

Entonces: 3d tiene más energía relativa

Recordar:

- ✓ Un orbital es más estable cuando la energía relativa (E_R) es la más baja posible.
- ✓ Los valores cuánticos para s, p, d, f son 0, 1, 2, 3 respectivamente.

subnivel	s	p	d	f
$\ell =$	0	1	2	3

3.2. Principio de AUFBAU (Principio de Construcción):

Establece que todo átomo en su estado fundamental, los electrones se irán colocando siempre en los niveles de menor energía de izquierda a derecha hasta concluir con el número de electrones exigidos por el número atómico, es decir, la distribución de los electrones se realiza de menor a mayor **Energía Relativa** (E_R):

3.3. Principio de Exclusión de Pauli: Este principio establece: No es posible que exista en un átomo dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Por lo menos se diferencian en el cuarto número cuántico (espín).

Ej.:

Hallar los números cuánticos para los electrones del orbital $2s^2$: $\frac{\uparrow\downarrow}{2s}$

Se tiene el orbital lleno $2s \Rightarrow n = 2$;

Para el subnivel s: $\ell = 0 \Rightarrow m = 0$

Son dos electrones: Primer electrón: $s = + 1/2$; Segundo electrón: $s = - 1/2$ (aparea)

Luego el juego de números cuánticos para cada electrón será:

$$e_1^- : (2, 0, 0, + 1/2)$$

$$e_2^- : (2, 0, 0, - 1/2)$$

Se observa que los cuatro números cuánticos no serán iguales, se diferenciarán en el espín.

3.4. Regla de Hund (Principio de máxima multiplicidad): Cuando se distribuye electrones en un mismo subnivel, se busca ocupar la mayor cantidad de orbitales vacíos.

Esta regla establece que todos los orbitales de un subnivel dado deben estar ocupados primero por electrones desapareados con sus espines hacia arriba y luego con los electrones sobrantes se iniciará el apareamiento, colocando en cada uno de los orbitales con sus espines hacia abajo.

Ej.:

Ordenar los electrones por orbitales en el siguiente subnivel: $2p^4$

- Desdoblamos en orbitales al subnivel 2p:

$$2p_x; 2p_y; 2p_z$$

- Colocamos un electrón a cada orbital orientados hacia arriba: $\frac{\uparrow}{p_x}; \frac{\uparrow}{p_y}; \frac{\uparrow}{p_z}$

- Como nos queda un electrón, con él apareamos el primer orbital: $\frac{\uparrow\downarrow}{p_x}; \frac{\uparrow}{p_y}; \frac{\uparrow}{p_z}$

3.5. Reglas de ordenamiento de subniveles (orbitales) en la Nube electrónica:

Como consecuencia del principio de Auf-Bau se han propuesto una serie de reglas nemotécnicas para ordenar los subniveles teniendo en cuenta el orden creciente de sus energías relativas.

3.5.1. Regla del alemán Möller (del serrucho). Es un diagrama nemotécnico que sirve para obtener fácilmente el ordenamiento de los subniveles de menor a mayor energía relativa.

Capas:	K	L	M	N	O	P	Q	R
Nivel (n):	1	2	3	4	5	6	7	8
	s	s	s	s	s	s	s	s
		p	p	p	p	p	p	p
			d	d	d	d	d	
				f	f	f	f	
					y	y		
# Máx. e-:	2	8	18	32	50	72	98	
# de orbitales:	1	4	9	16	25	36	49	

El siguiente cuadro es un resumen práctico en la que se indica el periodo, la configuración electrónica de la capa de valencia y el gas noble correspondiente a dicho periodo para confeccionar la C. E. simplificada de los elementos químicos.

Periodo	Configuración	Gas Noble
1	1s	₂ He
2	2s 2p	₁₀ Ne
3	3s 3p	₁₈ Ar
4	4s 3d 4p	₃₆ Kr
5	5s 4d 5p	₅₄ Xe
6	6s 4f 5d 6p	₈₆ Rn
7	7s 5f 6d 7p	

Recordar:

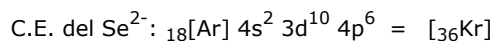
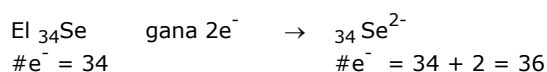
- ✓ Todo periodo en la tabla periódica culmina en un gas noble.

4. DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA DE IONES:

4.1. Para aniones:

Se halla la cantidad total de electrones que tiene el anión y luego se procede a realizar la configuración electrónica de la manera usual.

Ej.: Hallar la configuración electrónica del Se^{2-} ($Z = 34$)



4.2. Para Cationes:

Para este caso primero se realiza la C.E. del elemento neutro y luego se retiran los electrones del último nivel y luego penúltimo nivel.

En un mismo nivel el orden de salida es: nf, nd, np, ns (de mayor a menor energía relativa)

Ej. (1):

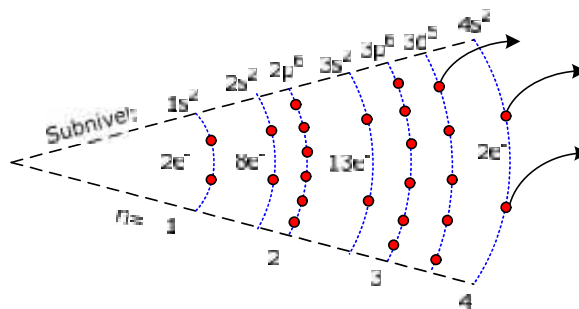
Hallar la configuración electrónica del Ca^{2+} ($Z = 20$)

- Desarrollamos la C.E. para el átomo de Calcio neutro ($Z=20$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
- Mayor nivel: 4
- La carga positiva es 2+, entonces se retiran los 2 electrones del $4s^2$
- La C. E. del Ca^{2+} es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 = [\text{Ar}]$

Ej. (2):

Realizar la C.E. para el ion Mn^{3+} ($Z = 25$)

- Desarrollamos la C.E. para el átomo de Mn neutro (Z=25): $[_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^5$
- Mayor nivel: 4
- La carga positiva es 3+, entonces primero se retiran los 2 electrones del $4s^2$ y luego un electrón del $3d^5$ (ver gráfico adjunto)



La C. E. del Mn^{3+} es: $[_{18}\text{Ar}] 4s^0 3d^4 \leftrightarrow [\text{Ar}] 3d^4$

5. PROPIEDADES MAGNÉTICAS:

Las propiedades magnéticas de las sustancias sean átomos o moléculas son consecuencia directa de la estructura electrónica de las especies.

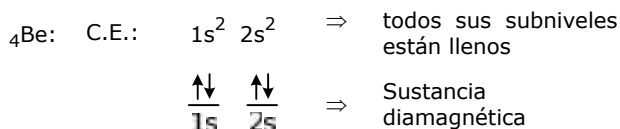
Existen dos tipos distintos de interacciones de las especies con los campos magnéticos como a continuación se examinan:

5.1. Sustancias Diamagnéticas:

Son sustancias que poseen todos los orbitales llenos y no es atraída por un campo magnético (o son débilmente repelidas).

El efecto de diamagnetismo existe en todas las especies químicas estables en las que, los espines de los electrones están apareados o antiparalelos entre sí. Sin embargo, si está presente un electrón no apareado el diamagnetismo se anula por el efecto mucho mayor del paramagnetismo

Ej.:



5.2. Sustancias Paramagnéticas:

Son sustancias que son atraídas por un campo magnético debido a que posee orbitales desapareados (semilenos).

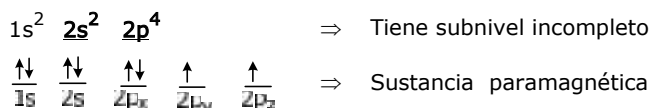
Una regla muy útil para tener en mente es que cualquier átomo con un número impar de electrones debe ser paramagnético.

Y si tenemos en cuenta la configuración electrónica de un elemento, éste será paramagnético si tiene subniveles incompletos.

Ej.:

$_8\text{O}$:

C.E.:



Recuerde:

- ✓ Las sustancias paramagnéticas presentan subniveles incompletos.
- ✓ En las sustancias diamagnéticas todos sus subniveles están llenos.

5.3. Momento Magnético (-):

Denominado también **susceptibilidad magnética**, es la medida de la fuerza relativa con que es atraída una sustancia paramagnética por un campo magnético externo. Su valor depende de la cantidad de orbitales desapareados que tiene el átomo y se calcula con la siguiente fórmula:

$$\mu = \sqrt{k(k + 2)}$$

Donde:

μ : Momento magnético en megatones de Bohr (M.B.)
 k : número de electrones desapareados.

El paramagnetismo es proporcional al número de electrones desapareados por fórmula unitaria.

Recuerde:

✓ En las sustancias diamagnéticas el μ es cero.

5.4. Ferromagnetismo:

Los materiales ferromagnéticos son atraídos fuertemente dentro de los campos magnéticos. Esta interacción resulta de la interacción mutua de los electrones apareados en un átomo del material con los de los otros átomos.

Un ejemplo de este comportamiento magnético es el imán ordinario.

Recuerde:

✓ Cuando los elementos denominados ferromagnéticos (Fe, Co, Ni, etc.) son sometidos a campos magnéticos externos intensos sufren una atracción fuerte y se imantan permanentemente.

6. EXCEPCIONES DE LA DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA: Las Migraciones Electrónicas:

Existen átomos de elementos químicos que no cumplen con todas las reglas de la distribución electrónica (Principio de Auf-Bau) denominados **antiserruchos**.

Aunque si cumplen necesariamente con la regla de Hund, es decir tratan de ocupar el mayor número de orbitales de un mismo subnivel tratando de buscar mayor estabilidad (**estabilidad acrecentada**).

En estos átomos migran electrones a un subnivel siguiente sin haber llenado totalmente el anterior.

6.1. Migración del subnivel "s" al "d" (Metales de transición del bloque d)

Migran	Elementos
1 electrón:	$_{24}\text{Cr}$; $_{29}\text{Cu}$; $_{41}\text{Nb}$; $_{42}\text{Mo}$; $_{44}\text{Ru}$; $_{45}\text{Rh}$; $_{47}\text{Ag}$; $_{78}\text{Pt}$; $_{79}\text{Au}$
2 electrones:	$_{46}\text{Pd}$

Ej. (1):

Hacer la configuración electrónica para el Cromo ($_{24}\text{Cr}$):

$_{24}\text{Cr}$: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4 \Rightarrow$ Se produce la migración de un electrón.

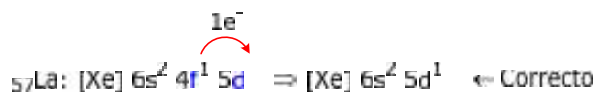


6.2. Migraciones del subnivel "f" al "d" (En metales de transición Interna - Regla del By Pass)

Migran	Elementos
1 electrón:	$_{57}\text{La}$; $_{58}\text{Ce}$; $_{64}\text{Gd}$; $_{89}\text{Ac}$; $_{91}\text{Pa}$; $_{92}\text{U}$; $_{93}\text{Np}$; $_{96}\text{Cm}$; $_{97}\text{Bk}$; $_{98}\text{Cf}$; $_{99}\text{Es}$; $_{100}\text{Fm}$; $_{101}\text{Md}$
2 electrones:	$_{90}\text{Th}$

Ej. (1):

Hacer la configuración electrónica para el Lantano ($_{57}\text{La}$):



En el Lantano (La) migra un electrón del subnivel 4f que se coloca en el subnivel 5d. Caso análogo en el Actinio ($_{89}\text{Ac}$).

MIGRACIONES ELECTRÓNICAS EN ELEMENTOS "ANTISERRUCHOS"

Migración: $ns^2 \tilde{E} (n-1)d$		
1 e ⁻		
Elemento	Z	C.E.
Cr	24	[Ar]4s ¹ 3d ⁵
Cu	29	[Ar]4s ¹ 3d ¹⁰
Nb	41	[Kr]5s ¹ 4d ⁴
Mo	42	[Kr]5s ¹ 4d ⁵
Ru	44	[Kr]5s ¹ 4d ⁷
Rh	45	[Kr]5s ¹ 4d ⁸
Ag	47	[Kr]5s ¹ 4d ¹⁰
Pt	78	[Xe]6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ⁹
Au	79	[Xe]6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ¹⁰
2 e ⁻		
Elemento	Z	C.E.
Pd	46	[Kr]5s ⁰ 4d ¹⁰

Migración: $(n-2)f \tilde{E} (n-1)d$		
1 e ⁻		
Elemento	Z	C.E.
La	57	[Xe]6s ² 4f ⁰ 5d ¹
Gd	64	[Xe]6s ² 4f ⁷ 5d ¹
Lu	71	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹
Ac	89	[Rn]7s ² 5f ⁰ 6d ¹
Pa	91	[Rn]7s ² 5f ² 6d ¹
U	92	[Rn]7s ² 5f ³ 6d ¹
Np	93	[Rn]7s ² 5f ⁴ 6d ¹
Pu	94	[Rn]7s ² 5f ⁵ 6d ¹
Cm	96	[Rn]7s ² 5f ⁷ 6d ¹
Bk	97	[Rn]7s ² 5f ⁸ 6d ¹
Cf	98	[Rn]7s ² 5f ⁹ 6d ¹
Es	99	[Rn]7s ² 5f ¹⁰ 6d ¹
Fm	100	[Rn]7s ² 5f ¹¹ 6d ¹
Md	101	[Rn]7s ² 5f ¹² 6d ¹
Lr	103	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹
2 e ⁻		
Elemento	Z	C.E.
Th	90	[Rn]7s ² 5f ⁰ 6d ²

PROBLEMAS RESUELTOS

01. Si un átomo presenta 5 electrones en el cuarto nivel. ¿Cuántos electrones en total presentará en el tercer nivel?

Datos:

En el nivel n = 4 se tiene 5 electrones.
#e⁻ en 3^{er} nivel = ¿?

Resolución:

Realizamos C.E. hasta el 4to nivel y completamos con electrones hasta obtener en el nivel 4 los 5 electrones:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$

En la configuración electrónica se observa que en el nivel 3 se tiene: #e⁻ en 3er nivel = 2 + 6 + 10 = **18**

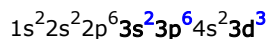
02. Si un átomo presenta 11 electrones en el tercer nivel de energía. ¿Cuál es el número de electrones que posee?

Datos:

En el nivel n = 3 se tiene 11 electrones.
#e⁻ totales que presenta el átomo = ¿?

Resolución:

Realizamos C.E. hasta el subnivel 3d y distribuimos los 11 electrones que le corresponden al tercer nivel y luego completamos con electrones la C.E.:



Sumando la cantidad total de electrones se tiene: 2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 3 = 23 ⇒ #e⁻ = **23**

03. Los números cuánticos del último electrón configurado de un átomo son: 3; 1; 0; -1/2. Hallar su número atómico.

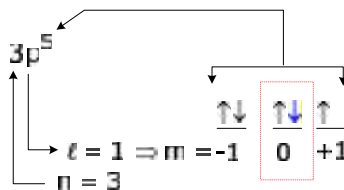
Datos:

n = 3; ℓ = 1; m = 0; s = -1/2
Z = ¿?

Resolución:

Con los Números cuánticos del último electrón obtenemos:

- $n = 3 \Rightarrow$ nivel 3
- $\ell = 1 \Rightarrow$ subnivel p
- $m = 0 \Rightarrow$ orbital 0
- $s = -1/2 \Rightarrow$ sentido \downarrow



Luego completamos la C.E. hasta $3p^5$:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \Rightarrow \#e^- = 17$$

Como el átomo es neutro: $Z = 17$

04. De las sustancias químicas dadas a continuación:

- 1) Be 2) Cu 3) Na 4) Ar 5) Ca

Son diamagnéticos:

- a) 1, 2 y 3 b) 2, 3 y 5 c) 1, 2 y 4 d) 1, 4 y 5 e) 3, 4 y 5

Resolución

Determinamos la configuración electrónica para cada elemento:

- 1) Be: $[He] 2s^2$ 2) Cu: $[Ar] 4s^1 3d^{10}$ 3) Na: $[Ne] 3s^1$
 4) Ar: $[Ne] 3s^2 3p^6$ 5) Ca: $[Ar] 4s^2$

Se observa que el Be, Ar y Ca tienen todos sus subniveles completos, por lo tanto tendrán todos sus orbitales apareados, entonces serán diamagnéticos.

Respuesta es la alternativa **d**.

05. Hallar el número de masa de un átomo que presenta 7 electrones en el tercer nivel, sabiendo además que los neutrones exceden en 1,5 a los protones.

Datos:

En el tercer nivel ($n = 3$) se tiene 7 electrones
 $N = Z + 1,5$
 $A = ?$

Resolución:

Escribimos la configuración electrónica hasta el tercer nivel (s, sp, sp)

C.E.: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \Rightarrow Z = 17$
 $A = Z + N = Z + Z + 1,5 = 2(17) + 1,5 \Rightarrow A = 35,5$

06. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es falsa con respecto al ${}_{24}Cr$?

- a) Presenta 13 electrones en el tercer nivel
- b) Presenta 1 electrón en el cuarto nivel
- c) Es un metal
- d) Tiene seis electrones de valencia
- e) Presenta 12 electrones en el tercer nivel.

Resolución:

Realizamos la configuración electrónica correcta, teniendo en cuenta que en el Cr ($Z= 24$) ocurre migración de un electrón del subnivel 4s al subnivel 3d.

C.E. ${}_{24}Cr$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

Entonces tenemos que:

- a) Presenta 13 electrones en el tercer nivel: $3s^2 3p^6 3d^5 \Rightarrow 2 + 6 + 5 = 13$ (V)
- b) Tiene un electrón en el cuarto nivel: $4s^1 \Rightarrow 1$ electrón (V)
- c) Es un metal (V)
- d) Tiene 6 electrones de valencia: $4s^1 3d^5 \Rightarrow 1 + 5 = 6$ electrones de valencia (V)
- e) **Proposición falsa** porque no tiene 12 electrones sino 13.

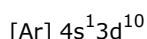
07. Hallar la suma algebraica de los cuatro números cuánticos del electrón más energético de la configuración electrónica del ion Cu^{2+} ($Z = 29$).

Dato

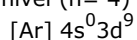
Ion Cu^{2+} ($Z = 29$)
 Σ de N.C. el último electrón = ¿?

Resolución

Hallamos la C.E. del Cu (neutro) teniendo en cuenta que en el cobre ocurre migración de un electrón del subnivel 4s al 3d:

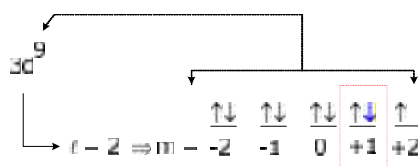


Retiramos dos electrones empezando por el último nivel ($n = 4$) y tenemos la C.E. del Cu^{2+} :



El electrón más energético se encontrará en $3d^9$
 ($E_R = 3 + 2 = 5$)

Realizamos la configuración electrónica por orbitales para el subnivel $3d^9$:



Para el último electrón (color azul):

- Se encuentra en el nivel 3 $\Rightarrow n = 3$
- Se encuentra en el subnivel d $\Rightarrow \ell = 2$
- Se ubica en el orbital +1 $\Rightarrow m = +1$
- Su sentido es $\uparrow \Rightarrow s = -1/2$

Los números cuánticos del último electrón serán: (3, 2, +1, -1/2)

Suma algebraica: $3 + 2 + 1 - 1/2 = 5,5 \Rightarrow$ **d de N.C. = 5,5**

08. ¿Cuántos orbitales paramagnéticos presenta en su estructura electrónica el cromo, si experimentalmente se ha determinado que posee un momento magnético de 6,95?

Dato:

$\mu = 6,95$
 $K = \text{¿?}$ (es el número de orbitales desapareados)

Resolución

$$\mu = \sqrt{K(K+2)} \approx \sqrt{K(K+2)} = 6,95$$

Resolviendo:

$$[\sqrt{K(K+2)}]^2 = (6,95)^2 = 48,30$$

$$K(K+2) \approx 48 = 6(6+2) \Rightarrow K = 6$$

El Cr tiene **6 orbitales paramagnéticos**.

PROBLEMAS APLICATIVOS

01. Hallar el número de electrones de un átomo que tiene solamente 13 orbitales "p".
02. Hallar el número atómico de un átomo que tiene solamente 7 orbitales "difusos".
03. Un átomo tiene 30 nucleones y 14 protones. Hallar el número de electrones por cada nivel de energía en orden ascendente.
04. ¿Cuál es el mínimo número de electrones que puede tener un átomo cuya configuración llega hasta la capa N?
05. ¿Cuántos electrones de valencia tiene átomo que posee 35 cargas positivas en su núcleo?
06. Un átomo presenta 3 subniveles "principales", completamente llenos y 3 electrones de valencia ¿Cuál será su número atómico?
07. ¿Cuántos elementos diamagnéticos presenta el tercer nivel de energía?
08. El ión $3+$; tiene exactamente 5 electrones 3d. ¿Indique su número atómico, cuál es este elemento?
09. ¿Cuál es el valor de Z de un átomo cuyo último electrón tiene los números cuánticos: $n = 4$, $\ell = 1$, $m = 0$, $s = +1/2$?
10. Los números cuánticos del electrón configurado de un átomo son: $n = 4$, $\ell = 2$, $m = +2$, $s = +1/2$. ¿Cuál será el número de electrones de valencia de dicho átomo?
11. Indicar la distribución electrónica del paladio.
12. Indicar el número de electrones para el tercer nivel de energía del Cromo.
13. Se tiene un ión tetranegativo con $28 e^-$. Determinar el número atómico.
14. Hallar E, si $E = x + y$, donde:
 - x: Número máximo de electrones de un átomo que solamente posee 3 subniveles "p".
 - y: Número máximo de electrones de un átomo que solamente posee 1 subnivel "p" lleno.
15. Si los números cuánticos del antepenúltimo electrón de un átomo son: $n = 4$, $\ell = 1$, $m = +1$, $s = +1/2$ ¿Cuál será el número de neutrones conociendo que la cantidad de nucleones es 76?
16. El ión J^{3-} posee 42 nucleones neutros y sus nucleones son 77; si J^{3-} tiene igual cantidad de electrones que el C^{2+} . Determine la cantidad de electrones que hay en los subniveles tipo "s" del átomo "C".
17. Determine: $[n^\ell + m^n]^s$, si n , ℓ , m y s son los cuatro números cuánticos para el último electrón del átomo con mayor número atómico que tiene 4 subniveles "Sharp" saturados.
18. Un átomo tiene 5 electrones de valencia y el máximo valor de su número cuántico principal es 5. Determinar la carga nuclear máxima.

PROBLEMAS PROPUESTOS

19. Si: $n = 4$, $\ell = 1$, $m = -1$, $s = -1/2$ ¿Cuál será el número de masa conociendo que la cantidad de neutrones excede en 5 al número de protones?
20. ¿Cuál es el valor de Z de un átomo cuyo último electrón tiene los números cuánticos: $n = 4$, $\ell = 3$, $m = 0$, $s = +1/2$?
21. Un átomo de carga -2 tiene 6 electrones en la cuarta capa. Hallar el número de electrones de ión x^{1-} .
22. Hallar E en: $E = A \cdot B$; donde:
 - A: Número máximo de electrones de un átomo que solamente posee 1 nivel lleno.
 - B: Número máximo de electrones de un átomo que solamente posee 2 niveles llenos.
23. Hallar el número máximo de electrones para que un átomo tenga 3 subniveles "p" llenos y 10 electrones "s"
24. ¿Cuántos elementos poseen 2 orbitales desapareados en el tercer nivel de energía?
25. Un catión divalente posee 13 electrones en la capa "M", indique el conjunto de números cuánticos probable para el penúltimo electrón.

26. Un átomo "E" posee la mitad más uno de la cantidad máxima de electrones que puede tener otro átomo en orbitales de energía relativa 6; en su subnivel también de energía relativa 6. Determine el número atómico mínimo del átomo "E".
27. Respecto al elemento cuyos átomos tienen 79 nucleones y 44 neutrones. ¿Qué proposición es falsa?
- Es paramagnético
 - Tiene un electrón desapareado
 - Presenta 7 electrones caracterizado con $m = +1$
 - Los números cuánticos del último electrón son (4, 1, 0, -1/2)
 - Es isoelectrónico con ${}_{34}\text{Se}^{1-}$
28. Distribuido los electrones del cobre. Hallar los números cuánticos del último electrón del nivel cuatro.
29. El número de neutrones de un átomo "N" excede en dos a la semisuma de sus electrones y protones, además su carga nuclear excede en uno a la carga nuclear máxima de un átomo "L" que tiene 2 subniveles "d" llenos. Hallar la cantidad de nucleones del átomo "N".
30. Un elemento tiene en quinta y última capa tres electrones desapareados y dos apareados. Si la cantidad de neutrones es la mitad del número de protones restando en uno. Hallar su número de masa mínimo.
31. Hallar el momento magnético de átomo de cromo ($Z = 24$) y hierro ($Z = 26$)
32. El átomo de un elemento presenta sólo 4 niveles y el valor del momento magnético es 2,83 si posee 78 nucleones fundamentales. Calcule el número de partículas neutras, como mínimo que posee el núcleo atómico.
33. Determine la configuración electrónica de un átomo que tiene el mismo número de nucleones que el Zn^{65} ($Z = 30$) y es isótono con el Cr^{52} ($Z = 24$)
34. ¿Qué átomo contiene al electrón caracterizado por la combinación de números cuánticos: $n = 3$; $\ell = 2$; $m = -2$; $s = +1/2$?
35. Hallar el número atómico del átomo cuyo penúltimo electrón distribuido presenta la siguiente combinación de números cuánticos. (4, 2, +2, -1/2).
36. Los números cuánticos del electrón de mayor energía relativo de un átomo son: 5, 2, -1, + 1/2. Hallar su momento magnético.
37. La suma de cuadrados de los números de masa y atómico es 180. Si el número de neutrones es 6. Hallar el número de masa.
38. Se tiene dos átomos ${}_{y-2}^{y+1}\text{E}^{3+}$ y ${}_{x}^{2x+79}\text{E}^{2-}$ que son isóbaros e isoelectrónicos. Hallar el número de electrones ión : E^{2+}
39. Hallar el número de electrones del siguiente ión: ${}_{3x}^{(x-2)^2}\text{E}^{x-13}$. Si: $N = 34$ neutrones.
40. Si un elemento tiene en su cuarto nivel energético 10 electrones y su número de neutrones es el número de protones más el 10% de éste número. Hallar su número de masa.
41. Los números cuánticos del penúltimo electrón de cierto átomo son: 4; 2; +2; -1/2. ¿Cuál será el número de electrones en el último nivel del anión trivalente?
42. Considerando el máximo número de electrones. Determine el número atómico de un elemento de transición que posee 5 niveles energéticos, si además los números cuánticos del último electrón en el subnivel más energético genera el máximo valor entero para la expresión.
- $$E = \left(\frac{n}{\ell} + \frac{m}{s} \right)$$
43. Un átomo "X" presenta 5 orbitales "p" apareados, el ión " Y^{1+} " es isoelectrónico con el ión " X^{1-} ". Determinar los números cuánticos del último electrón del átomo "Y".
44. Dos átomos "X" e "Y" son isótonos y se cumple que la suma de sus números de masa es 142 y el número atómico de Y excede en 2 al de X. Halle la cantidad de orbitales desapareados de "X" e "Y" respectivamente si la cantidad de neutrones es 40.

Para reflexionar

En el amor con el paso de los años uno aprende la sutil diferencia entre sostener una mano y encadenar un alma. Y que una compañía no significa seguridad entonces nos damos cuenta que los besos no son contratos y los regalos no son promesas, y uno empieza a aceptar sus derrotas con la cabeza alta y los ojos abiertos, y empezamos a construir todos los caminos en el hoy, porque el terreno del mañana es demasiado inseguro para planes y los futuros tienen esa mala costumbre de caerse por la mitad y de la nada.

SEPARATA 04

TABLA PERIÓDICA MODERNA

1. INTRODUCCIÓN:

El sistema periódico actual presenta 116 elementos oficialmente reconocidos por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) de los cuales 114 tienen nombre oficial, 90 son elementos naturales que se encuentran libres o formando compuestos (Desde $Z=1$ hasta $Z=92$); excepto el Tecnecio ($Z = 43$) y el Prometio ($Z = 61$) que son artificiales, siendo el último elemento natural el **Uranio** (${}_{92}\text{U}$); los elementos que le siguen son denominados **transuránidos** obtenidos en el laboratorio partiendo del Uranio, es decir son artificiales y están constituidos por radioisótopos.

Recuerde:

- ✓ **Elemento químico:** Es una sustancia química que está constituida por una sola clase de átomos (isótopos). Esta es una sustancia simple que ya no puede dividirse en otras más sencillas.
- ✓ **Los Símbolos de los elementos** fue propuesto por Jöns Jakob Berzelius. Es la representación literal del elemento obtenido de su nombre, puede estar constituido por una o dos letras, donde la primera siempre es mayúscula y la segunda siempre es minúscula, la segunda letra se utiliza para diferenciar de otro que tiene la misma inicial.

Ej.:

Carbono (C),	Plomo (Pb)	Magnesio (Mg)
Cobalto (Co)	Platino (Pt)	Manganeso (Mn)
Cobre (Cu)	Paladio (Pd)	Molibdeno (Mo)

- ✓ El origen de los nombres de los elementos tienen diversas historias, algunos indican sus propiedades y usos, otros representan el nombre de científicos, ciudades, países, planetas, dioses mitológicos, etc.

2. CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS:

Conforme se fueron descubriendo los elementos y a medida que se estudiaba la estructura de la materia, se empezó a buscar la manera de clasificar naturalmente a los elementos que se conocían; fueron muchos los intentos que se hicieron para obtener finalmente la Tabla Periódica Moderna.

Entre los que destacan se tiene a:

- Berzelius (1814)
- Proust (1815)
- Triadas de Johan W. Dobereiner (1829).
- Ordenamiento Helicoidal o Tornillo Telúrico de Chancourtois (1862)
- Ley de las Octavas de Newlands (1864).
- Clasificación Periódica de Mendeleiev y Meyer (1869)
- Tabla de Moseley (1913)

2.1. Clasificación Actual de los Elementos:

Henry Moseley, utilizando rayos X estudió a los elementos químicos y comprobó que las propiedades físicas y químicas de los elementos no son función de las masas atómicas promedio, sino que dependen del número de protones que poseen en su núcleo los átomos que constituyen al elemento. Por tal razón modifica la ley periódica de Mendeleiev.

2.2. Ley Periódica de Henry Moseley (1913)

El físico inglés Henry Gwyn Jeffreys Moseley (1887–1915) Por medio de la difracción de rayos X estableció una relación entre las frecuencias de las líneas de emisión de rayos X, y llegó a la conclusión de que debía ser la carga nuclear del átomo e indicó que los números atómicos son la expresión numérica de las cargas positivas de los núcleos atómicos.

La ley periódica actual enunciada por Moseley, dice:

"Las propiedades físicas y químicas de los elementos son una función periódica de los respectivos números atómicos".

2.3. Bases de la Tabla Periódica Moderna:

1. Los elementos se encuentran ordenados de manera creciente a sus números atómicos.
2. Los elementos que tienen Configuración Electrónica Externa (capa de valencia) semejante pertenecen a un mismo grupo y presentan propiedades químicas semejantes.
3. El periodo al que pertenece el elemento está dado por el último nivel.

2.4. Descripción de la Tabla Periódica Moderna:

1. La Tabla Periódica Larga ahora conocida como Tabla Periódica Moderna (TPM) fue creada por el alemán J. Werner al agrupar a los elementos en orden creciente y sucesivo al número atómico.
2. Según la configuración electrónica en su último nivel que presentan los elementos, en la tabla periódica estos se distribuyen en cuatro bloques, a saber:

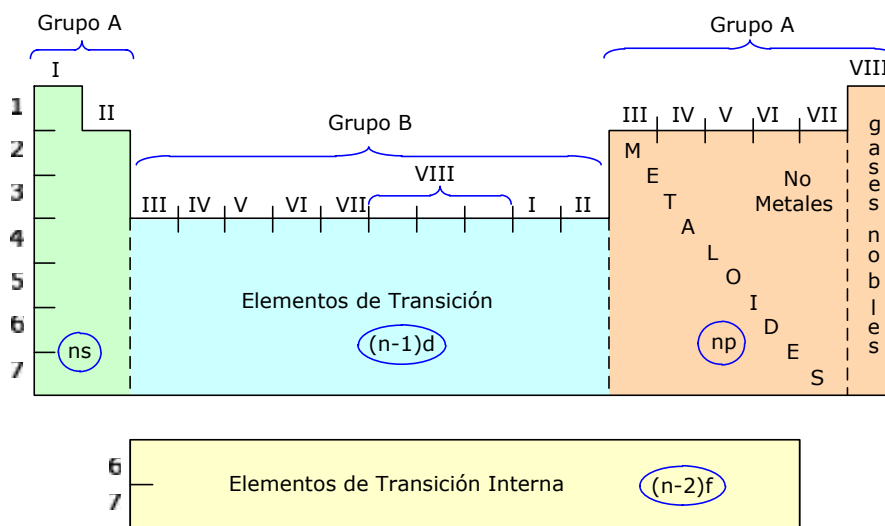
Bloque s: Elementos representativos
 Bloque p: Elementos representativos
 Bloque d: Metales de transición o transición externa
 Bloque f: Metales de transición interna

Los **Bloques "s"** y **Bloque "p"** Pertenecen a la familia "A" llamados elementos típicos o representativos, porque poseen la última capa incompleta de electrones. Son grupos principales en la tabla periódica.

El **Bloques "d"** contiene a los metales denominados Metales de Transición, debido a que su penúltima y última capa está incompleta de electrones. Están ubicados en la parte media de la tabla periódica, es un bloque de 10 columnas que pertenece a la familia "B".

El **Bloque "f"** contiene elementos cuya configuración electrónica se están llenando los orbitales "f", y son denominados Metales de Transición Interna, debido a que su antepenúltima, penúltima y última capas no están llenos de electrones. Pertenecen al grupo "III B"

Esquema de la Tabla Periódica Moderna



3. La T.P.M. presenta 7 filas o hileras horizontales que se denominan **periodos**. De estos periodos tres son cortos (1, 2, 3) dos largos (4, 5) y dos extra largos (6, 7).
4. El **periodo** indica el número de niveles de energía que tienen los átomos de los elementos. Es decir, es el número de niveles que necesita un átomo para alojar a todos sus electrones en el estado basal y se determina por el número del nivel de energía más alta en la configuración electrónica. Se denotan mediante números arábigos (1,2,...,7)
5. La Tabla Periódica Moderna está formada por 18 columnas verticales o grupos del 1 al 18 según IUPAC (8 columnas largas y 10 columnas cortas) agrupadas en dos grandes familias A y B, donde cada familia consta de 8 grupos.
6. El **grupo** se determina de acuerdo al número de electrones de la capa de valencia en la configuración electrónica. Los elementos que se ubican en un mismo grupo presentan propiedades químicas similares y por ello constituyen una **familia**.

Grupo A: Son denominados **Elementos Representativos** y se encuentran enumerados desde el I A hasta el VIII A. En número del grupo indica la cantidad de electrones de la última capa de sus átomos neutros (electrones de valencia).

Grupo B: Se encuentran los **Elementos de Transición** cuyas columnas están enumeradas del I B al VIII B, son de valencias variables, de ello que no siempre indica el número de electrones de la última capa.

7. En la parte inferior de la T.P.M. se encuentran los **Elementos de Transición Interna** (bloque f), Estos elementos pertenecen al grupo III B y se ubican los periodos 6º y 7º de 14 columnas denominados respectivamente: Serie de los Lantánidos (desde el $_{58}\text{Ce}$ hasta el $_{71}\text{Lu}$)

Serie de los Actínidos (desde el ${}_{90}\text{Th}$ hasta el ${}_{103}\text{Lr}$)

Recuerde:

- ✓ La serie de los lantánidos incluye al ${}_{57}\text{La}$
- ✓ La serie de los actínidos incluye al ${}_{89}\text{Ac}$

En este bloque empiezan los elementos derivados del Uranio (Transuránidos).

8. En la T.P.M. los elementos se clasifican de acuerdo a sus propiedades químicas en **metales** y **no metales**.
9. De manera general tomando en cuenta la configuración electrónica de los elementos estos se distribuyen en la T.P.M. de la siguiente manera:

	Tipo de Elemento		Último Subnivel en la C.E.
a)	Metales		
	- Representativos	→	s^1, s^2
	- Transición	→	$d^1 \dots d^{10}$
	- Transición Interna	→	f^1, \dots, f^{14}
b)	No Metales	→	p^1, \dots, p^5
c)	Gases Nobles	→	p^6 Excepto He: $1s^2$

10. En la T.P.M. se pueden observar sólo 90 elementos naturales desde el ${}_{1}\text{H}$ hasta el ${}_{92}\text{U}$, en cambio los elementos ${}_{43}\text{Tc}$; ${}_{61}\text{Pm}$ y del ${}_{93}\text{Np}$ en adelante son artificiales, obtenidos mediante transmutaciones nucleares a partir del uranio, razón por la que son llamados elementos *transuránidos*.
11. Existen algunos elementos que por su uso o propiedades físicas o químicas específicas que presentan reciben cierta denominación, así:
 - a) **Metaloides:** Denominados también semimetales o pseudometales. Estos elementos poseen propiedades físicas intermedias de metales y no metales; se encuentran justamente en la frontera donde se unen metales y no metales.
Ej.: B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po, At.
 - b) **Anfóteros:** Son elementos duales que pueden actuar como metal y como no metal, según su valencia.
Ej.: Cromo, Molibdeno, Manganeso, Vanadio, Antimonio, Bismuto, etc.
 - c) **Metales de Acuñación:** Son aquellos que sirven para hacer monedas y joyas de orfebrería. Son los metales del grupo IB. (Cu, Ag, Au)
 - d) **Metales Puente:** Zn, Cd, Hg
 - e) **Metales Ferromagnéticos:** Son aquellos elementos que pertenecen al Grupo VIII B: Co, Fe, Ni, etc. Son atraídos por el imán.

2.5. Principales Familias en la Tabla Periódica:

I) Elementos Representativos (Grupos A):

Nº	Grup.	Nombre	Elem.	C.E. Externa
1	IA	Metales Alcalinos	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	ns^1
2	IIA	Metales Alcalinos térreos	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra	ns^2
13	IIIA	Térreos o Boroides	B, Al, Ga, In, Tl	$ns^2 np^1$
14	IVA	Carbonoides	C, Si, Ge, Sn, Pb	$ns^2 np^2$
15	VA	Nitrogenoides	N, P, As, Sb, Bi	$ns^2 np^3$
16	VIA	Anfígenos o Calcógenos	O, S, Se, Te, Po	$ns^2 np^4$
17	VIIA	Halógenos	F, Cl, Br, I, At	$ns^2 np^5$
18	VIIIA	Gases Nobles	Ne, Ar, Kr, Xe, Rn	$ns^2 np^6$

II) Metales de Transición (Grupo B):

Nº	Grup.	Nombre	Elem.	C.E. Externa
3	IIIB	Familia del Escandio	Sc, Y, La, Ac	$ns^2(n-1)d^1$
4	IVB	Familia del Titanio	Ti, Zr, Hf, Rf	$ns^2(n-1)d^2$
5	VB	Familia del Vanadio	V, Nb, Ta, Db	$ns^2(n-1)d^3$
6	VIB	Familia del Cromo	Cr, Mo, W, Sg	$ns^1(n-1)d^5$
7	VIIIB	Fam. del Manganeso	Mn, Tc, Re, Bh	$ns^2(n-1)d^5$
8	VIIIB	Ferromagnético	Fe, Ru, Os, Hs	$ns^2(n-1)d^6$
9	VIIIB	Ferromagnético	Co, Rh, Ir, Mt	$ns^2(n-1)d^7$
10	VIIIB	Ferromagnético	Ni, Pd, Pt.	$ns^2(n-1)d^8$
11	IB	Metales de acuñación	Cu, Ag, Au	$ns^1(n-1)d^{10}$
12	IIB	Metales Puente	Zn, Cd, Hg	$ns^2(n-1)d^{10}$

III) Metales de Transición Interna: (Pertenece al grupo IIIB) serie de los Lantánidos (periodo 6) y Actínidos (periodo 7)**3. PROPIEDADES GENERALES DE LOS ELEMENTOS:****3.1. Propiedades Generales de los Metales:****3.1.1. Propiedades Físicas:**

- Son sólidos a excepción del Hg que es líquido. El (Cs, Fr, Ga) son líquidos a $T > 27^\circ\text{C}$
- Poseen temperatura de fusión y temperatura de ebullición variables, generalmente altas.
Máxima en el tungsteno ($T_f = 3410^\circ\text{C}$)
Mínima en el mercurio ($T_f = -38,9^\circ\text{C}$)
- Poseen densidad variable, generalmente son altas debido a que sus átomos presentan empaquetamiento compacto
Máxima en el osmio ($\rho = 22,6 \text{ g/cm}^3$)
Mínima en el litio ($\rho = 0,53 \text{ g/cm}^3$)
- Son de consistencia dura y tenaz.
- Son maleables y dúctiles, siendo el oro el más maleable y dúctil.
- Poseen brillo metálico debido a que reflejan la luz.
- Son buenos conductores del calor.
- Poseen alta conductividad eléctrica a temperatura ambiental, propiedad que disminuye al aumentar la temperatura. Los mejores conductores son: Ag, Cu, Al y Mg.
- Sus moléculas son monoatómicas.
- Presentan coloración cuyas tonalidades varían de blanco al negro a excepción del oro – amarillento y cobre – rojizo.

3.1.2. Propiedades químicas:

- Se oxidan (pierden electrones) y por ello son agentes reductores.
- En sus compuestos se presentan generalmente como cationes.
- En su nivel externo presentan 1, 2, 3 ó 4 electrones.
- En la naturaleza la mayoría de los metales están formando sales y óxidos. Muy pocos metales están en estado libre o nativo (Cu, Ag, Au, Pt, etc.)
- Tienen bajo potencial de ionización y son electropositivos.

3.2. Propiedades Generales de los No Metales:

Son 22 elementos incluido los gases nobles (6), cuyas propiedades describiremos aparte:
H, B, C, N, O, F, Si, P, S, Cl, As, Se, Br, Te, I, At

3.2.1. Propiedades Físicas:

- Son malos conductores la electricidad. Excepto: Selenio, Grafito (Carbono)
- Son buenos aislantes térmicos porque no conducen al calor.
- Son opacos a la luz ordinaria, no poseen brillo metálico.
- No son dúctiles ni maleables, son quebradizos y frágiles en estado sólido.
- Algunos son di o poliatómicas (I_2 , Br_2 , H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , P_4)
- Son sólidos: B, C, Si, P, As, S, Se, Te, I_2 , At.
- Son gases: H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 y los gases nobles
- El Bromo (Br_2) es líquido
- Al disolverlos en un solvente como el tetracloruro de carbono presentan colores variados: cloro-verde amarillento; bromo - rojizo; Yodo - violeta (lila).

3.2.2. Propiedades Químicas:

- Cuando se unen con metales captan electrones, es decir, se reducen (ganan electrones formando aniones).
- Se denominan también oxidantes.
- Son electronegativos.
- Sus átomos se unen entre sí compartiendo electrones
- Tiene alto potencial de ionización

3.3. Propiedades Generales de los Gases Nobles:

- Son: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
- Son elementos químicamente estables por tener en su última capa $8e^-$ a excepción del He que tiene $2e^-$.
- No se combinan con ningún otro elemento en condiciones ordinarias. En condiciones extremas se logró reaccionar al Xe y Kr (altas temperaturas). Razón por el cual tomaron el nombre de gases nobles (antiguamente se denominaban gases inertes)
- Sus moléculas son monoatómicas.

3.4. Propiedades Generales de los Metaloides:

- Son 8 elementos: B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po, At, todos en estado sólido.
- Poseen propiedades intermedias entre metales y no metales, principalmente en lo que respecta a su conductividad eléctrica.
- La conductividad eléctrica es baja a temperatura ambiental y aumenta al aumentar la temperatura. Por esta razón se les utiliza en la fabricación de circuitos electrónicos.
 - El germanio se utiliza como material semiconductor, junto al silicio, en circuitos integrados de alta velocidad.
 - Se está planteando sustituir al silicio por germanio para hacer chips en miniaturas
 - Se les puede utilizar en paneles solares.
 - El óxido de silicio se usa en las lentes de las cámaras y microscopía y para la fabricación del núcleo de cables de fibra óptica.

3.5. Abundancia de los Elementos Químicos:

- a) **En el Universo:** El elemento más abundante es el hidrógeno
- b) **En la atmósfera:** El elemento más abundante es el Nitrógeno.
- c) **En la Corteza Terrestre:** El elemento más abundante es el oxígeno.
El elemento metálico más abundante es el Aluminio.
El elemento (sólido) no metálico más abundante es el Silicio.

3.6. Estado Natural de los elementos Químicos (a 20 °C):

Estado Natural	Metal	No Metal	Gas Noble
Gaseoso	----	H, N, O, F, Cl	Todos
Líquido	Hg	Br	-----
Sólido	Restantes	Restantes	-----

4. LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS:**4.1. Electronegatividad (En):**

Es la medida de la fuerza relativa con que un átomo atrae electrones de enlace hacia su núcleo al unirse químicamente con otro. El átomo más electronegativo jalará con más fuerza a los electrones de un enlace.

La electronegatividad se utiliza para describir cualitativamente el tipo de enlace químico que forman los átomos al combinarse.

La electronegatividad de los elementos se expresa en la escala de Pauling, donde:

- Elemento más electronegativo: Flúor (4,0 eV).
- Elementos menos electronegativos: Cesio y Francio (0,7 eV)
- Los gases nobles carecen de electronegatividad.

4.2. Carácter no Metálico (CNM):

Indica la tendencia que tienen los no metales para ganar electrones. Mide la capacidad para reducirse y su poder oxidante.

Los no metales poseen altas electronegatividades ($En > 2,2$), tal que a mayor electronegatividad mayor carácter no metálico. Así mismo, presentan afinidades electrónicas altas, ya que sus átomos tienden a ganar electrones formando iones negativos

4.3. Afinidad Electrónica (Ae):

Es la energía que libera (generalmente) o absorbe un átomo gaseoso y aislado cuando acepta a un electrón y se convierte en un ión negativo (carga -1).

Por lo general la afinidad electrónica es un proceso exotérmico a excepción de los átomos diamagnéticos los que implican procesos endotérmicos.

Así por ejemplo el Be absorbe energía para convertirse en ion negativo y lo mismo sucede con algunos gases nobles (Kr o Xe).

La Afinidad electrónica es una medida de la facilidad con que un átomo o especie química gana un electrón.

A mayor valor negativo indica que es más fácil que gane un electrón, es decir, los elementos con afinidades electrónicas muy negativas ganan electrones con facilidad para formar iones negativos (aniones).

Las afinidades electrónicas de aniones siempre son positivas.

Las afinidades electrónicas de los no metales son generalmente más altas que las de los metales.

4.4. Energía de Ionización (EI):

Es la mínima cantidad de energía que se suministra a un átomo gaseoso y aislado para quitarle un electrón de su nivel de más alta energía para convertirse en un ión con carga (+1) (cationes).

Se le denomina también Potencial de Ionización.

Para un elemento dado: 2da E.I. > 1ra E.I.

Los gases nobles tienen las primeras energías de ionización más altas.

4.5. Carácter Metálico (CM):

Indica tendencia que tiene los átomos del elemento metálico para perder electrones.

Mediante esta propiedad se conoce el poder reductor del elemento o su capacidad para oxidarse.

Los metales poseen bajas electronegatividades ($E_n < 1,0$), tal que a menor electronegatividad corresponde mayor carácter metálico. Así mismo, tienden a formar iones positivos, por tener energía de ionización baja.

Se le denomina también electropositividad.

Recuerde:

- ✓ Los metales alcalinos son los de mayor carácter metálico
- ✓ Los halógenos son los de mayor carácter no metálico.

4.6. Radio Atómico (R): Es la distancia media que existe entre los núcleos de dos átomos neutros iguales y adyacentes. Mediante esta propiedad se conoce el tamaño o volumen del átomo.

- **Radio Covalente:** Es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos idénticos unidos por enlace covalente simple.
- **Radio Iónico:** Es la distancia repartida adecuadamente entre los núcleos de los iones unidos por un enlace iónico.
- **Radio Metálico:** Es la mitad de la distancia existente entre los núcleos de dos átomos contiguos del metal sólido cristalino.

Recuerde:

- ✓ Para un mismo elemento se cumple que: Radio catión < radio neutro < radio anión

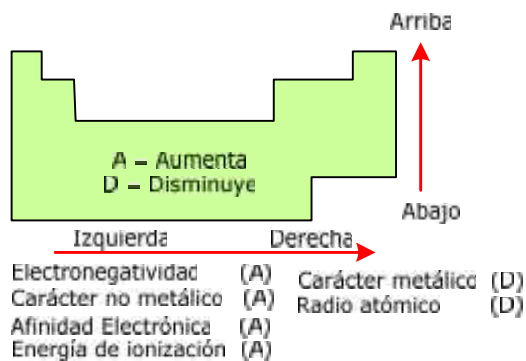
Ej.

Catión	Neutro	Anión
${}^3\text{Li}^+$	${}^3\text{Li}^0$	${}^3\text{Li}^-$
60 pm	152pm	> 152 pm

4.7. Variación de las Propiedades Periódicas de los Elementos en la Tabla Periódica

Las variaciones de las propiedades de los elementos dependen especialmente de la configuración de la capa externa o de valencia y de la distancia respecto al núcleo.

A continuación resumimos las variaciones de las propiedades periódicas de los elementos químicos según indica la flecha al avanzar en la tabla periódica.



PROBLEMAS RESUELTOS

01. Un elemento tiene 30 neutrones y su número de masa es al número de neutrones como 3 es a 2. ¿Qué características presenta dicho elemento?

Datos:

$$N = 30 \text{ y } \frac{A}{N} = \frac{3}{2}$$

Resolución:

Reemplazando datos tenemos: $\frac{A}{30} = \frac{3}{2} \Rightarrow A = 45$

Sabemos: $N = A - Z = 30 \Rightarrow 45 - Z = 30 \Rightarrow Z = 15$

La C.E. del elemento para $Z = 15$ es: $1s^2, 2s^2, 2p^6, \underline{3s^2}, \underline{3p^3}$

Características del elemento:

- Su número atómico es 15
- Tiene 5 electrones de valencia
- El elemento pertenece al tercer período y Grupo V A
- Es un elemento representativo
- Es un nitrogenoide
- Los números cuánticos del último electrón son $(3,1,+1,+1/2)$

02. Hallar el número atómico de un elemento del grupo I B y cuarto periodo.

Datos:

Grupo IB \Rightarrow tiene 1 electrón de valencia y termina en "d"
 Período 4 \Rightarrow le corresponde: s d p y el gas noble cercano es ${}_{18}\text{Ar}$
 $Z = ?$

Resolución:

Efectuando la C.E.: ${}_{18}[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ (es un elemento antiserrucho)

$$\# e^- = 18 + 1 + 10 = 29$$

Como es un átomo neutro $\Rightarrow Z = 29$

03. El último electrón configurado de un átomo presenta los siguientes números cuánticos: 4, 2, -1, -1/2. ¿A qué período y grupo pertenece el elemento?

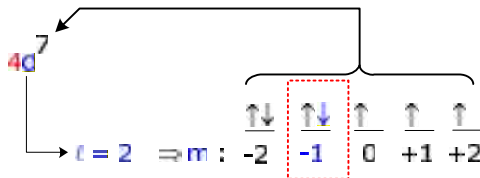
Datos:

Para el último electrón configurado: $n = 4; \ell = 2; m = -1; s = -1/2$
 Hallar Período y grupo

Resolución:

El último electrón configurado se encuentra en el nivel 4 y subnivel d: aplicando la regla de Hund determinamos que el electrón se encuentra ubicado en el orbital -1, luego distribuimos los electrones hasta aquel orbital, completándose 7 electrones. Así:

- $n = 4 \Rightarrow$ Nivel 4
- $l = 2 \Rightarrow$ Subnivel d
- $m = -1 \Rightarrow$ orbital $m = -1$
- $s = -1/2 \Rightarrow$ electrón que aparece ↓



Completamos la C.E. hasta $4d^7$: ${}_{36}[\text{Kr}] 5s^2 4d^7$

Según la C.E. dicho elemento pertenece al **periodo 5** (último nivel) y al **grupo VIII B** (termina en "d" y tiene 9 electrones de Valencia)

Recuerde:

- ✓ Los elementos que tienen 8, 9 y 10 electrones de valencia y terminan en "d" pertenecen al grupo VIII B.

04. Un elemento X pertenece al grupo VII A y al tercer período de la tabla periódica, además posee 18 neutrones. Determinar el número de masa de un átomo ${}_{24}\text{Y}$ que es isóbaro con X.

Datos:

- X pertenece al grupo VII A \Rightarrow tiene 7 e^- en su última capa.
- X pertenece al 3er periodo \Rightarrow el último nivel es 3
- X tiene 18 neutrones.

${}_{24}\text{Y}^A$ isóbaro con ${}_Z\text{X}_{18}$ (I)

$A = ?$

Resolución:

Para conocer A debemos conocer Z de X, el cual lo hallaremos utilizando la C.E. y los datos.

${}_{10}[\text{Ne}] 3s^2 3p^5 \Rightarrow Z = 17$

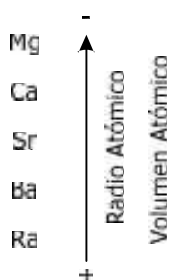
De (I): $A = Z + 18 \Rightarrow A = 17 + 18 = 35 \Rightarrow A = 35$

05. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene átomos con menor volumen atómico?

- a) Ba b) Ca c) Ra d) Sr e) Mg

Resolución:

Primero ordenamos a los elementos tal como se ubican en la T.P.



El radio atómico nos indicará el volumen de un átomo, y como éste disminuye de abajo hacia arriba, entonces el elemento que tiene átomos más pequeños es el **magnesio**

06. Un catión 2^+ es isoelectrónico con el ión Al^{3+} ($\text{Al} = 13$) ¿A qué periodo y grupo de la Tabla Periódica pertenece el elemento que dio origen al catión?

Datos:

${}_Z\text{X}^{2+}$ es isoelectrónico con ${}_{13}\text{Al}^{3+}$ (I)

Periodo y grupo = ¿?

Resolución:

$$\#e^- = Z - q$$

De (I): $Z - 2 = 13 - 3 \Rightarrow Z = 12$

Luego para el elemento X cuyo $Z = 12$, la C.E. es: ${}_{10}[\text{Ne}] 3s^2$

De ella se deduce que el átomo presenta 2 electrones de valencia y termina en "s" y tiene tres niveles.

Del cual concluimos que pertenece al **periodo 3 y grupo IIA**

07. Si el último electrón distribuido de un átomo tiene los siguientes números cuánticos: (4, 0, 0, +1/2). Hallar el grupo y período de dicho elemento.

Datos:

De los números cuánticos (N.C.) del último electrón, (4, 0, 0, +1/2):

$$n = 4, \ell = 0, m = 0, s = +1/2 \uparrow$$

Periodo y grupo = ¿?

Resolución:

Hacemos la C.E. hasta el cuarto nivel:

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p

$$n = 4 \Rightarrow \text{Nivel 4}$$

$$\ell = 0 \Rightarrow \text{Subnivel s}$$

$$m = 0 \Rightarrow \text{orbital } m = 0$$

$$s = +1/2 \Rightarrow \text{implica una posición } \uparrow$$

Entonces:

El último electrón se ubica en el orbital "s" del nivel 4: **4s**

Su C.E. es: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$

Por lo tanto el elemento es del **período 4 y grupo IA**

PROBLEMAS APLICATIVOS

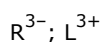
01. ¿Cuántos electrones de enlace (o valencia), tiene el ${}_{41}\text{Nb}$?
02. ¿Qué grupo tiene la siguiente distribución electrónica en su nivel de enlace: $ns^2 np^4$?
03. ¿A qué grupo pertenece el elemento de transición cuyo número de masa es 52 y el número de sus neutrones es 28?
04. ¿A qué familia pertenece y cuál es el número de neutrones de un átomo, si su número másico es 35 y los números cuánticos del electrón de mayor energía de su ion (-1) son: 3, 1, +1, -1/2?
05. Para un elemento en la Tabla Periódica; los números cuánticos del último electrón de valencia son: 3, 2, +2, +1/2. Determine su ubicación teniendo en cuenta que el máximo paramagnetismo permitido en su serie.
06. El elemento X pertenece al grupo VA y el tercer periodo o serie del sistema periódico. hallar su número atómico.
07. El ${}_{79}\text{Au}$ está en el grupo I B de la tabla periódica. ¿Cuál será su distribución electrónica correcta?
08. ¿Cuál es el número de protones que tiene un átomo de un elemento que se encuentra ubicado en el sexto periodo y grupo VI A de la T.P.?
09. Indique en que grupo y periodo se ubica un elemento X, si X^{3+} tiene 20 electrones.

10. La distribución electrónica de un átomo de un elemento químico termina en un subnivel perteneciente a la capa "O" y tiene un número de electrones igual al cuádruplo del valor de su número cuántico de momento angular. ¿Cuál es la ubicación del elemento en la T.P.?
11. Un anión divalente es isoelectrónico con el ión ${}_{22}\text{Ti}^{3+}$. ¿A qué período y grupo de la tabla Periódica pertenece el elemento que dio origen al anión?
12. Un elemento Y pertenece al grupo II A y al 3er. periodo, si se ioniza a Y^{2+} . ¿Cuántos electrones tiene?
13. ¿Cuántos elementos en la Tabla Periódica, tienen como máximo 5 niveles en su distribución electrónica al estado fundamental?
14. Un elemento X es isoelectrónico con B^{2+} . ¿Cuál será su período y grupo en la tabla periódica si a B le faltan 2 electrones para alcanzar la configuración electrónica del Radón?
15. Para el siguiente grupo de iones isoelectrónicos. ¿Cuál tendrá mayor radio iónico? Sc^{3+} , S^{2-} , P^{3-} , Ti^{4+} , Mn^{7+} . Sabiendo que sus números atómicos son: 21, 16, 15, 22 y 25 respectivamente
16. Escribir en orden creciente de los potenciales de ionización a los siguientes elementos: Br, Cl, I, F.

PROBLEMAS PROPUESTOS

17. ¿Qué grupo generalmente tiene la siguiente distribución electrónica en su nivel de enlace: $ns^2, (n-1)d^7$?
18. ¿Cuántos electrones de enlace o de valencia tiene el Talio ($Z = 81$)?
19. ¿A qué grupo pertenece el elemento de transición, cuyo número de masa es 63 y el número de sus neutrones es 35?
20. El número de masa y número de neutrones de un átomo de un elemento es 105 y 53 respectivamente. ¿Cuál es el periodo y grupo de la Tabla Periódica en el que está ubicado el elemento?
21. Un elemento X, pertenece al grupo IIB y al 5to periodo. ¿Cuál es su número atómico?
22. El átomo ${}^{53}\text{A}$ posee 30 neutrones y es isótopo con x^{2+} . Hallar su número atómico.
23. Determine el número de electrones en la capa N de un elemento que se encuentra en el cuarto periodo y en el grupo I B.
24. Un átomo tiene los siguientes número cuánticos para el último electrón $n = 3, \ell = 1, m = 0, s = -1/2$. ¿Cuál es el valor de n° atómico?
25. Calcular a qué grupo y periodo de la Tabla Periódica pertenece un átomo que tiene 63 de número de masa y se sabe que el número de neutrones excede en 5 al número de protones.
26. Un elemento se halla en el cuarto periodo y en el grupo II A. Calcular ¿Cuántos electrones "s" apareados tiene?
27. ¿Cuál es la familia pertenece el elemento que tiene 118 de número de masa y 69 neutrones?
28. El último electrón configurado de un átomo tienen: $n = 3, \ell = 2, m = 0, s = -1/2$. En qué periodo y grupo de la Tabla Periódica se encuentra:
29. Si se requiere reducir separadamente los iones: Na^+ , Li^+ , Cs^+ , K^+ . ¿Cuál es el orden creciente de la magnitud de energía que se libera al realizar estas reducciones.
30. De las especies que se dan a continuación, ordene según sus radios.
 Cl^{7+} ($Z=17$); N^{3-} ($Z=7$); Ne ($Z=10$)
31. El ión X^{3-} posee estructura de gas noble en su última capa, entonces dicho elemento "X" pertenece al grupo:

32. Se tiene dos especies con igual cantidad de electrones:



Si "L" es un calcógeno del quinto periodo. Determine el periodo y grupo del elemento "R".

33. Si el ión R^{2+} tiene igual cantidad de electrones con un elemento halógeno del periodo 5. Hallar el número atómico del átomo R.
34. Un elemento pertenece al grupo VB y periodo 4 tiene como número cuántico para su último electrón n, ℓ, m, s .
Hallar el valor numérico de la siguiente expresión. $J = \frac{(n+\ell)\ell^m}{s}$
35. En qué periodo y grupo de la tabla periódica se encontrará un elemento cuyo átomo presenta sólo 2 orbitales apareados pertenecientes al subnivel "p".
36. Si un elemento presenta tres isótopos en los cuales la suma de sus números de masa es 195 y el promedio aritmético de neutrones es 31. Determinar a qué familia pertenece el elemento.
37. Cierta elemento ocupa el séptimo lugar en la tabla periódica y presenta 3 isótopos con números de masa consecutivos. Si el más pesado presenta 10 neutrones. ¿Cuántos neutrones presenta el liviano?
38. ¿En qué grupos se ubican respectivamente el ${}_{31}\text{Ga}^{+3}$ y el ${}_{43}\text{Tc}^{+3}$?
39. Si un átomo tiene 15 electrones en los subniveles difusos. ¿en qué periodo y grupo de la tabla periódica se ubica?
40. Si un elemento se encuentra en el grupo VB, ¿Cuántos neutrones tendrá un átomo de este elemento cuyo número de masa es 187?
41. Cierta átomo de un elemento X es isóbaro del ${}_{25}\text{Mn}^{56}$. ¿En qué grupo y periodo se ubica el elemento "X", si su átomo tiene 32 neutrones?
42. En la tabla periódica, el Arsénico, elemento 33, tiene 4 elementos vecinos más próximos de números atómicos: 15, 32, 34 y 51. ¿Cuáles de estos tienen propiedades parecidas a las del Arsénico?
43. Un elemento radiactivo del grupo VII-A de la tabla sufre una desintegración radiactiva α , determine a que grupo pertenece el nuevo elemento formado en dicha desintegración.
44. Un elemento del cuarto período pertenece a la familia de los halógenos. Determinar su número de neutrones si su número de masa es 80.
45. Indique el periodo y grupo para un átomo cuyo número atómico sea mínimo sabiendo que posee 6 orbitales semillenos.
46. Un anión divalente es isoelectrónico con el Kriptón ${}_{36}\text{Kr}^{82}$, Indique la posición del anión en la tabla periódica.
47. Cierta átomo de un elemento tiene 5 electrones en el último nivel y presenta dos capas menos que el Rubidio ($Z = 37$) ¿a qué periodo y grupo de la tabla periódica actual pertenece?

Vive una buena y honorable vida, así cuando seas mayor y mires atrás podrás disfrutarla por segunda vez.

Dalai Lama

SEPARATA 05

ENLACE QUÍMICO

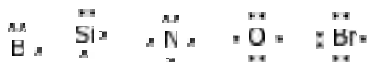
1. CONCEPTO DE ENLACE QUÍMICO:

El enlace químico es la fuerza que mantienen unidos a los átomos (enlace interatómico) formando moléculas o sistemas cristalinos (iónicos, metálicos o covalentes) y a moléculas (enlace intermolecular) formando estados condensados de la materia (sólido, líquido). Estas fuerzas son de naturaleza electromagnética (eléctrica y magnética), predominando la eléctrica.

1.1. Notación Lewis de los Elementos Representativos

Consiste en colocar alrededor del símbolo del elemento químico los electrones de valencia mediante (*) puntos o aspadas (x).

Ej.



1.2. Regla del Octeto:

Los elementos químicos al combinarse tratan de obtener ocho electrones en su capa de valencia, es decir, suelen alcanzar una configuración estable que corresponde a un gas noble. (Excepto el He)

Esta regla es la más importante y se aplica principalmente a los elementos representativos.

La regla del octeto precisa cuantos electrones utilizables son realmente electrones enlazantes y cuantos electrones son no compartidos.

$$\text{La relación matemática es: } r = p - q$$

Donde:

- r = # de electrones compartidos
- p = $8 \times [\text{\# de átomos (sin incluir al H)}] + 2 \times [\text{\# de Hidrógeno}]$
- q = # de electrones disponibles en las capas de valencia de todos los átomos
- s = # de electrones no compartidos = $q - r$

1.3. Pasos para Escribir los Diagramas Lewis de Moléculas y Compuestos:

- a) Se escribe primero el símbolo del átomo central de la estructura (esto si participan tres o más átomos) y se dispone los otros átomos en torno al átomo central.

Átomos centrales más comunes: C, N, P, S y en ocasiones el O (H_2O , N_2O , HOCl , O_3)

- b) Establecer el número total de electrones de valencia, sumando el número de electrones de valencia correspondiente a cada átomo de la molécula o ion.

- 1) Para un ion negativo, se suma a este total un número de electrones igual a la carga negativa del ion.
- 2) Para un ion positivo, resta de este total un número igual a la carga positiva del ion.

- c) Utiliza un enlace sencillo (un par de electrones) para conectar cada átomo al átomo central. Disponer los electrones restantes en torno a todos los átomos de modo que haya un octeto completo alrededor de cada átomo, excepto el hidrógeno que nunca tiene más de dos electrones.

En estructuras grandes que contiene hidrógeno como en el H_2SO_4 y HSO_4^- , el hidrógeno se une al oxígeno.

- d) Si el número total de electrones disponibles es inferior al número que se requiere para completar un octeto, se desplaza pares electrónicos no enlazantes (externos) en la estructura para crear uno o más enlaces dobles o triples.

- Si hacen falta dos electrones se necesitará formar un doble enlace.
- Si hacen falta cuatro electrones se necesitará formar un enlace triple o dos enlaces dobles.

1. 4. Clasificación de los Enlaces Químicos:

I) **Enlace Interatómico.** Son fuerzas que mantienen unidos a átomos, se clasifican en:

- a) Metálico
- b) Electrovalente o iónico
- c) Covalente

- > Normal u ordinario
- > Coordinado o dativo
- > Polar
- > Apolar
- > De múltiple covalencia

II) **Enlace Intermolecular o Fuerzas de Van der Waals.** Son fuerzas que mantienen unidos a las unidades estructurales de una sustancia y/o compuesto, se clasifican en:

- a) Enlace interiónico
- b) Interacción dipolo – dipolo (Fuerzas Keeson)
- c) Enlace puente hidrógeno (EPH)
- d) Fuerzas de London (dipolo instantáneo – dipolo inducido)

2. ENLACE INTERATÓMICO:

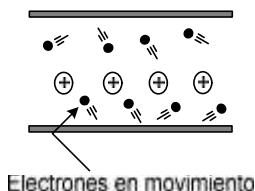
Es aquella fuerza de atracción entre 2 o más átomos que resulta como consecuencia de la transferencia o compartición mutua de electrones.

Este tipo de enlaces define las propiedades químicas de la sustancia.

2.1. Enlace metálico

Resulta de las atracciones electrostáticas entre los iones metálicos cargados positivamente y los electrones móviles que pertenecen en su conjunto al retículo metálico. Es decir, es la fuerza de atracción entre la nube electrónica circundante y los cationes metálicos sumergidos en el océano de electrones.

Las propiedades como el brillo metálico y la elevada conductividad térmica y eléctrica se deben al enlace metálico.



2.1.1. Características de una Sustancia Metálica:

- > Son relativamente blandos, pero tenaces.
- > Temperatura de fusión y ebullición variables.
- > Buenos conductores de calor y electricidad.
- > La mayoría de ellos son dúctiles y maleables.
- > Todo metal es muy electropositivo (puede perder fácilmente electrones).
- > Todos son sólidos. Excepto el Hg.
- > Su mínima porción es la celda cristalina unitaria.

2.2. Enlace Iónico o Electrovalente:

Se produce por una transferencia de electrones del menos electronegativo hacia el más electronegativo originando un catión y un anión respectivamente.

Los iones formados se unen por atracción electrostática.

Este enlace se produce debido a la transferencia de e⁻ del metal al no metal, siempre que la ΔEn ≥ 1,7.

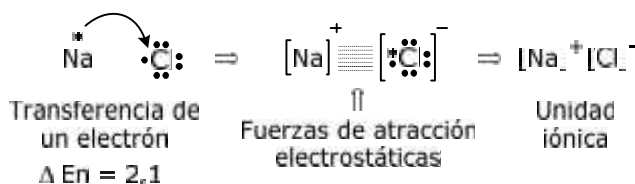
Generalmente el metal es del grupo IA o IIA y el no metal del grupo VIA o VIIA de la Tabla Periódica.

Ejemplo:



En (Na) = 0,9 y En (Cl) = 3,0

Entonces la ΔEn = 3,0 - 0,9 = 2,1 > 1,7.



2.2.1. Características de los compuestos con enlace iónico:

- Se encuentran en estado sólido.
- Presentan estructuras cristalinas cuyas redes contiene iones.
- Su mínima porción es la celda cristalina unitaria.
- Un compuesto iónico no presenta moléculas.
- En estado sólido son malos conductores del calor y la electricidad, pero cuando están fundidos o disueltos en agua si son buenos conductores.
- Son solubles en agua.
- Poseen elevados puntos de fusión y ebullición.

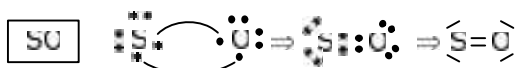
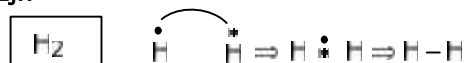
2.3. Enlace Covalente:

Es la atracción entre dos átomos, en lo posible no metálicos debido a la compartición mutua de uno o más partes de electrones entre los participantes, este enlace ocurre siempre que la $\Delta E_n < 1,7$.

Se produce por una compartición parcial o total de electrones en forma equitativa o desigual entre dos átomos.

Generalmente el enlace covalente se produce entre dos no metales.

Ej.:



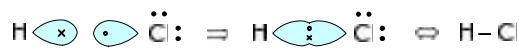
2.3.1. Características de los compuestos con enlace covalente.

- Se encuentran en estado sólido, líquido o gaseoso
- La mayoría son insolubles en disolventes polares.
- La mayoría de ellos se presenta como mínima porción a la molécula.
- En su estructura por lo general hay no metales.
- Las sustancias moleculares, presentan bajo punto de fusión y ebullición.
- Son malos conductores de la electricidad y el calor.
- Las disoluciones acuosas son malas conductoras de la electricidad. (excepto la de ácidos)
- Por lo general la mayoría son sólidos blandos y frágiles.

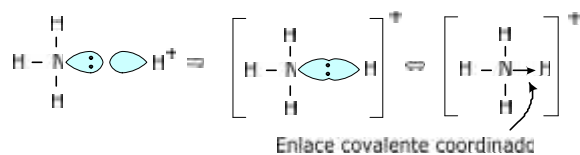
2.3.2. Tipos de enlace covalente.

Según el número de electrones aportados para formar el par enlazante.

a) **Enlace Covalente Normal u Ordinario:** Es aquel enlace donde el par de electrones es aportado por ambos átomos para formar el par enlazante. Se efectúa entre orbitales desapareados.

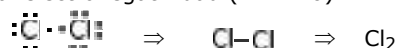


b) **Enlace Covalente coordinado o Dativo:** Es aquel enlace donde el par de electrones es aportado solamente por uno de los átomos (dador) y el otro simplemente los acepta (aceptor).



Según el grado de compartición del par electrónico enlazantes:

a) **Enlace Covalente Apolar o no Polar:** El par de electrones no tiende a ninguno de los átomos, es decir, es compartido equitativamente. Se forma entre átomos de un mismo elemento o elementos diferentes que tienen igual electronegatividad ($\Delta E_n = 0$)

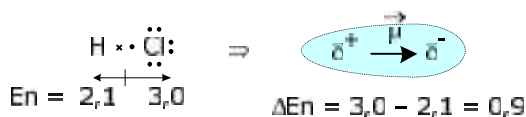


b) **Enlace Covalente Polar:** El par de electrones tiende o está más cerca del átomo de mayor electronegatividad.

Se forman polos debido a que la compartición de los electrones de enlace no es equitativa. Generalmente el enlace covalente polar se presentará cuando la diferencia de electronegatividades entre los átomos que forman el enlace es **menor a 1,7**. Es decir, se da entre no metales de diferente naturaleza siempre que la $\Delta E_n \neq 0$.

$0 < \Delta E_n < 1,7$

Ej.:



Según el número de pares electrónicos enlazantes:

a) **Enlace Covalente Simple:** Consiste en un par enlazante entre dos átomos. Es un enlace de primer orden, se representa por la letra sigma (σ).



b) **Enlace Múltiple de Pares de Electrones:**

Algunos átomos pueden compartir sus electrones por doble o triple covalencia.

Doble enlace: Si se comparten dos pares enlazantes. Donde uno es de tipo σ y el otro de tipo π . Es un enlace de segundo orden.



Triple enlace: Si se comparten tres pares enlazantes. Uno es de tipo σ y dos son de tipo π . Es un enlace de tercer orden.



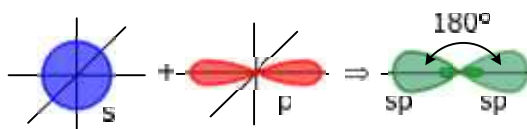
3. GEOMETRÍA MOLECULAR

3.1. Hibridación.

La hibridación consiste en la combinación de orbitales atómicos puros correspondientes a un mismo nivel pero diferente subnivel para formar orbitales moleculares híbridos de diferentes geometrías y orientación. De esta manera conseguir que el átomo presente el mayor número de enlaces covalentes.

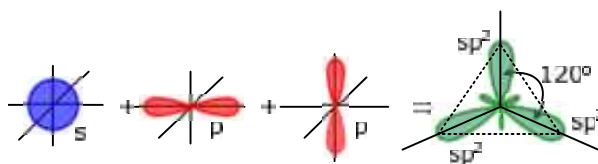
3.1.1. Hibridación sp (lineal o digonal).

Es la combinación de un orbital "s" con un orbital "p" formando 2 orbitales híbridos " sp ", que tienen una orientación en línea haciendo un ángulo de 180° .



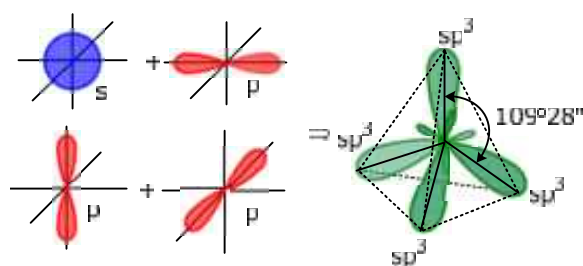
3.1.2. Hibridación sp^2 (coplanar o trigonal)

Es la combinación de un orbital "s" con dos orbitales "p" formando 3 orbitales híbridos sp^2 que tienen una orientación en un triángulo equilátero haciendo un ángulo de 120° .



3.1.3. Hibridación sp^3 (espacial o tetraédrico)

Es la combinación de un orbital "s" con tres orbitales "p" formando 4 orbitales híbridos sp^3 que tiene una orientación en un tetraedro regular haciendo un ángulo de $109^\circ 28'$.



Para determinar el tipo de hibridación en forma práctica para cada elemento se determina la suma del número de enlaces sigma alrededor del elemento más el número de pares electrónicos sin enlazar del mismo elemento.

$$\ddot{y} = \text{N}^\circ \text{ de enlaces sigma} + \text{N}^\circ \text{ de pares e- libres}$$

\ddot{y}	Hibridación	Geometría
2	sp	Líneal
3	sp ²	Trigonal o triangular plana
		Angular
4	sp ³	Tetraédrica
		Piramidal
		Angular
5	sp ³ d	Bipiramidal Trigonal
6	sp ³ d ²	Octaédrico

4. PARÁMETROS DE LA ESTRUCTURA MOLECULAR.

4.1. Energía de Enlace:

Es la energía involucrada al formar o disociar (romper) un enlace. Para el caso de moléculas poliatómicas se determina la energía de enlace promedio. Se expresa en kilojoules por mol (kJ/mol)

4.2. Longitud de enlace (ℓ).

Es la distancia promedio entre los núcleos de los átomos enlazados. Se expresa generalmente en picómetros (pm) o angstrom (Å).

4.3. Ángulo de enlace.

Es el ángulo promedio entre los ejes de enlace de un átomo con otros dos.

4.4. Momento Dipolar de Enlace ($\bar{\mu}$):

Es el módulo del vector momento dipolar que cuantifica la intensidad de polarización del enlace. El sentido del vector indica el desplazamiento de la densidad electrónica del átomo de menor a mayor electronegatividad. La magnitud del momento dipolar teórico (μ) se define como el producto de la carga (q), por la distancia entre los centros positivo y negativo:

$$\mu = q \times \ell$$

Donde:

q = carga en uec (unidad electrostática de carga)

ℓ = distancia en cm.

μ = Momento dipolar en Debye (D)

$q_e = 4,8 \times 10^{-10}$ uec
(Carga del electrón en el sistema C.G.S.)

1 D = 10^{-18} uec x cm

4.5. Porcentaje de Carácter Iónico (% C.I.):

Los enlaces covalentes heteroatómicos poseen cierto grado de carácter iónico (C.I.) y carácter covalente (C.C.), es decir presentan ciertas propiedades iónicas y propiedades covalentes. Se cumple que:

$$\% \text{ C.I.} + \% \text{ C.C.} = 100\%$$

Para evaluar el % C.I. se utiliza cualquiera de los dos siguientes métodos:

a) Fórmula de Smith – Hannay:

Existe una relación entre la diferencia de electronegatividades y el carácter iónico en el enlace mediante la ecuación de Smyth y Hannay.

Sea el enlace entre A-B

$$\% \text{ CI} = 16 \text{ UEn}_{(A-B)} + 3,5 (\text{UEn})^2_{(A-B)}$$

b) Comparando porcentualmente el momento dipolar real con el teórico.

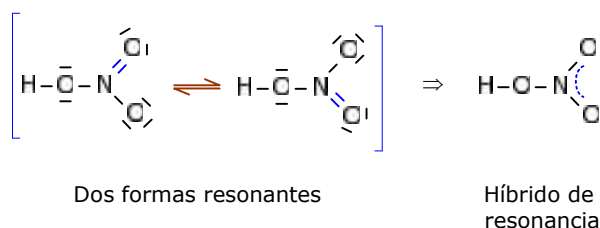
$$\%C.I. = \frac{\mu_{\text{real}}}{\mu_{\text{teórico}}} \times 100$$

El μ real se obtiene experimentalmente y es dato del problema.

5. FENÓMENO DE RESONANCIA:

Consiste en la deslocalización de electrones pi (π) o dativo, esto quiere decir que estos electrones no tienen una posición fija en la molécula porque pertenecen a más de dos núcleos enlazados y originan fuerzas adicionales al enlace simple localizado. Esto explica porque en ciertas sustancias que presentan enlaces simples y múltiples las energías de enlace y longitud de enlace son iguales. La resonancia describe una situación en la cual es posible escribir más de una estructura razonable para una molécula. Es decir, una misma molécula puede presentar dos o más formas resonantes.

Así por ejemplo en el ácido nítrico (HNO_3) tiene un doble enlace que se encontrará deslocalizado entre dos átomos de oxígeno, para este compuesto se tiene dos posibles estructuras a las cuales se les denomina estructuras resonantes que se puede representar por una sola denominada híbrido de resonancia en el cual mediante líneas punteadas se indicará la deslocalización del doble enlace.



6. CARGA FORMAL (CF):

Es una expresión matemática que se usa para determinar si una fórmula representa a una molécula neutra o a un ion.

$$CF = \#G - (a + b)$$

Donde:

- #G = # del grupo del elemento en la Tabla periódica
- a = # de enlaces
- b = # de electrones no compartidos

La carga formal de la molécula o ion es la suma de todas las cargas formales de los enlaces que la conforman.

Si la carga formal es cero, entonces la molécula es neutra; y si es positivo en un catión, si es negativo es un anión.

7. MOLÉCULAS POLARES Y NO POLARES:

7.1. Moléculas Apolares:

Características:

- El centro de los polos positivos coincide con el centro de los polos negativos.
- El momento dipolar es igual a cero.
- El análisis vectorial en la molécula determina un vector resultante igual a cero.
- Presentan enlace covalente polar o apolar
- En un campo eléctrico la molécula no oscila
- Las sustancias con este tipo de molécula son insolubles en agua.

Son moléculas apolares

- Moléculas es simétricas en torno al átomo central y este no tiene pares de electrones no enlazantes.

Ej. CH_4 (y todos los hidrocarburos), CCl_4 , CO_2 , BF_3 , etc.

- Moléculas homoatómicas.

Ej. P_4 , I_2 , O_2 , H_2 , etc.

7.2. Moléculas Polares:

Características:

- El centro de los polos positivos no coincide con el centro de los polos negativos.
- Se forma un dipolo.
- El análisis vectorial en la molécula determina un vector resultante diferente de cero.
- Presenta momento dipolar resultante (μ) diferente de cero.
- Presenta enlace covalente polar.
- En un campo eléctrico la molécula oscila al interactuar mediante fuerzas de atracción y repulsión.
- Las sustancias con este tipo de moléculas son solubles en agua.

Son moléculas polares

- Moléculas asimétricas.

Ej. HNO_3 , SO_2 , CH_3Cl , HCl , etc.

- Moléculas heteroatómicas cuyo átomo central presenta pares no enlazantes o sostiene elementos diferentes.

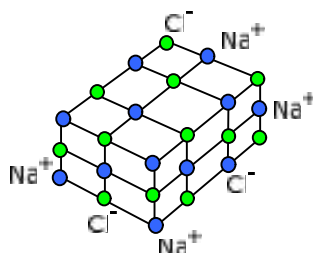
Ej. NH_3 , H_2O , etc.

8. ENLACE INTERMOLECULAR:

Son fuerzas de atracción que mantienen unidos a las moléculas de una sustancia sólida, líquida o gaseosa, es decir, son las fuerzas de naturaleza eléctrica entre los componentes individuales (átomos, moléculas, iones) de una sustancia. También se les llaman fuerzas de Van Der Waals. Los enlaces intermoleculares son más débiles que los enlaces interatómicos.

8.1. Enlace Interiónico:

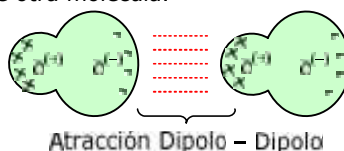
Los compuestos iónicos como NaCl , CaF_2 y Na_2SO_4 existen en estado sólido en forma de redes de iones simples, por ello los enlaces iónicos pueden considerarse como intermoleculares. La mayoría de los enlaces iónicos son muy fuertes haciendo que los compuestos iónicos posean puntos de fusión y ebullición muy elevados.



Estructura Cristalina del NaCl

8.2. Interacciones dipolo-dipolo (Fuerzas Keeson).

Llamados también "fuerzas intermoleculares de orientación", se producen a través de las interacciones electrostáticas de moléculas polares que presentan dipolos permanentes. La parte positiva ($\delta^{(+)}$) de una molécula se orienta con la parte negativa ($\delta^{(-)}$) de otra molécula.



Estas fuerzas aumentan el punto de fusión y ebullición de las sustancias. Así mismo, aumenta a medida que aumenta la diferencia de electronegatividades.

Ej.

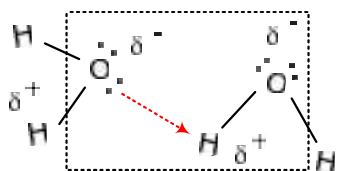


8.3. Enlace Puente Hidrógeno (EPH):

Se trata de un caso particular de las interacciones dipolo-dipolo muy fuertes que se dan entre moléculas polares, debido a enlaces eléctricos entre cargas positivas de los núcleos de un átomo de hidrógeno y ciertos electrones de los átomos como el F, O y N al que está unido.

La molécula debe tener pares de electrones no compartidos. También se presenta en sustancias que poseen grupos oxidrilo (OH).

Por ejemplo las moléculas de agua están unidas mediante enlaces puente hidrógeno.



Enlace puente hidrógeno

El grado de fuerza de los EPH aumenta en la medida que aumenta la diferencia de electronegatividades de los enlaces.

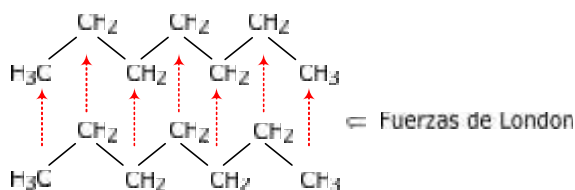
8.4. Fuerza de London:

Denominadas también **fuerzas de dispersión**, son uniones eléctricas débiles que se realizan entre moléculas covalentes no polares y se produce debido a la aparición de dipolos instantáneos e inducidos.

Las fuerzas de London son fuerzas residuales producidas por la atracción de los núcleos de una molécula con la nube electrónica de la otra molécula vecina y actúan en distancias extremadamente cortas (de 5 a 10 Å).

Estas fuerzas crecen al aumentar la masa molecular.

A ellas se deben la licuefacción (gas a líquido) y solidificación (líquido a sólido) de moléculas no polares como SO₃, CO₂, O₂, N₂, Br₂, H₂ y especies monoatómicas como los gases nobles a bajas temperaturas.

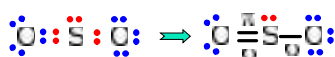


PROBLEMAS RESUELTOS

01. Determinar la geometría molecular del SO₂:

Resolución:

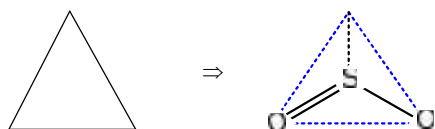
Primero se construye la configuración Lewis del compuesto:



El átomo central es el azufre.

Luego determinamos el número de sigma: $\Sigma = 2\sigma + 1$ par libre = 3 \Rightarrow Hibridación del azufre es sp²

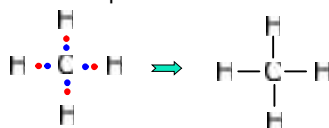
Se dibuja un triángulo equilátero y en el centro del triángulo se ubica el azufre y en dos vértices a los oxígenos.



La molécula es angular porque los átomos se distribuyen formando un ángulo.

02. Determinar la geometría molecular del CH₄:

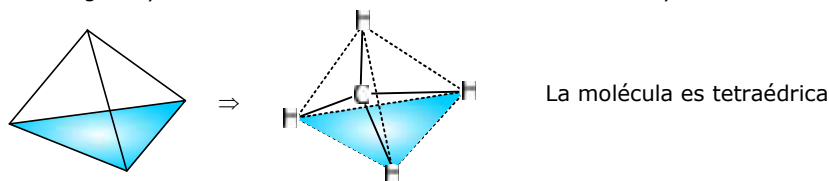
Primero se construye la configuración Lewis del compuesto:



Átomo central = Carbono

$\Sigma = 4\sigma + 0$ par libre = 4 \Rightarrow Hibridación del Carbono es sp³.

Se dibuja un tetraedro regular y en el centro del tetraedro se ubica el carbono y en los cuatro vértices hidrógeno.



03. Hallar la energía de enlace C-H en el metano (CH₄) a partir de la siguiente ecuación:



Resolución:

En el CH₄ existen 4 enlaces C-H.

La energía involucrada en la ecuación anterior es de disociación de los 4 enlaces C-H.

Entonces la energía de enlace C-H será: $E = \frac{1646,92 \text{ KJ/mol}}{4} = 411,73 \text{ KJ/mol}$

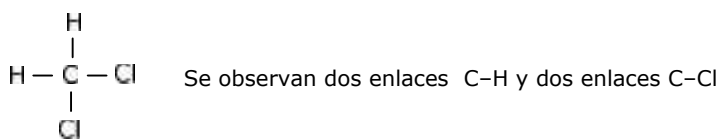
04. Hallar la energía total de enlace en la molécula CH₂Cl₂

Datos:

Enlace	Energía de enlace (KJ/mol)
C-H	412
C-Cl	327

Resolución:

Primero construimos la fórmula Lewis para encontrar la estructura del compuesto.



Luego tenemos:

$$\begin{array}{rcl} 2 \text{ (C-H)} & 2 \times 412 & = & 824 \text{ KJ/mol} \\ 2 \text{ (C-Cl)} & 2 \times 327 & = & 654 \text{ KJ/mol} \\ \text{Total} & & & \underline{1478 \text{ KJ/mol}} \end{array}$$

La energía total de enlace de la molécula CH₂Cl₂ es 1478 KJ/mol

05. Calcular el momento dipolar teórico en el enlace H-F, si la longitud de enlace es igual a 92 pm.

Datos:

$$\ell = 92 \text{ pm} = 92 \times 10^{-12} \text{ m} = 9,2 \times 10^{-9} \text{ cm}$$

Resolución:

$$\begin{aligned} \mu &= q \times \ell \\ &= 4,8 \times 10^{-10} \text{ uec} \times 9,2 \times 10^{-9} \text{ cm} = 44,16 \times 10^{-19} \text{ uec} \times \text{cm} = 4,416 \times (10^{-18} \text{ uec} \times \text{cm}) \Rightarrow \mu = 4,416 \text{ D} \end{aligned}$$

06. Calcular el porcentaje del carácter iónico del enlace C-H. En (C) = 2,5 y En (H) = 2,1

Dato:

$$\begin{aligned} \text{En (C)} &= 2,5 \\ \text{En (H)} &= 2,1 \\ \Delta \text{En} &= 2,5 - 2,1 = 0,4 \end{aligned}$$

Resolución:

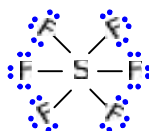
$$\% \text{ C.I.} = 16 \Delta \text{En} + 3,5 (\Delta \text{En})^2 = 16 (0,4) + 3,5 (0,4)^2 \Rightarrow \% \text{ C.I.} = 6,96 \%$$

07. Determinar si la fórmula SF₆ es un ion o molécula.

Resolución:

El Flúor tiene siete electrones de valencia y el azufre seis.

Desarrollando la configuración de Lewis para esta fórmula se tiene la siguiente estructura:



Grupos: S: VIA; F: VIIA

$$CF = \#G - (a + b)$$

$$CF(S) = 6 - (6 + 0) = 0$$

$$CF(F) = 7 - (1 + 6) = 0$$

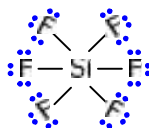
$$CF(\text{total}) = CF(S) + 6 CF(F) = 0 + 0 = 0$$

Entonces: SF₆ es una molécula.

08. Determinar si la fórmula SiF₆ es un ion o molécula.

Resolución:

Análogamente al ejercicio anterior determinamos primero su configuración Lewis.



Grupos: Si: IVA; F: VIIA

$$CF(Si) = 4 - (6 + 0) = -2$$

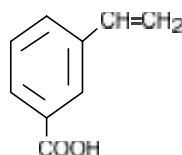
$$CF(F) = 7 - (1 + 6) = 0$$

$$CF(\text{total}) = CF(Si) + 6 CF(F) = -2 + 0 = -2$$

Entonces: SiF₆ es un ion con carga 2⁻: SiF₆²⁻

PROBLEMAS APLICATIVOS

01. Indicar el diagrama de Lewis de los siguientes compuestos moleculares: N₂O₃, H₃PO₄, H₂C₂O₄
02. Indicar el diagrama de Lewis de los siguientes compuestos iónicos: MgS, NaOH, NH₄Cl, CaO, K₂O.
03. Indicar el diagrama de Lewis de los siguientes iones: PO₄³⁻, NO₃⁻, S₂O₇²⁻
04. Cuántos enlaces covalentes normales y coordinados tienen las moléculas de: SO₃, H₃PO₄
05. ¿Cuántos enlaces iónicos covalentes normales y dativos respectivamente presenta el ortoantimoniato de Sodio, Na₃SbO₄?
06. Qué tipo de enlaces presentan los siguientes compuestos: Na₂O, H₂SO₄, CaSO₄
07. Indique el número de enlaces sigma (σ) y pi (π), que presenta la siguiente estructura respectivamente.



08. Indique en el trióxido de azufre (SO_3) ¿Cuántos orbitales sp^2 se presentan en su estructura?

09. Indique la geometría molecular de las siguientes especies químicas

- a) NH_3 b) H_3O^+ c) PF_5 d) SO_3 ; e) CO_2

10. De los siguientes compuestos, indique las moléculas apolares y apolares

- 1) NH_3 2) CO_2 3) H_2O 4) C_6H_6

11. Señale con (V) verdadero y (F) falso según corresponda.

- () Todas las interacciones dipolo-dipolo son altamente direccionales.
 () El enlace puente Hidrógeno explica el punto de ebullición el agua.
 () Las fuerzas de Van Der Waals actúan en distancias extremadamente largas.

12. El alcohol etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) tiene diversos usos en los campos de la industria. ¿Cuál es la energía de enlace total de dicha molécula?

Enlace	Energía de enlace (KJ/mol)
C-C	347
C-H	414
C-O	351
O-H	460

13. Indique el carácter iónico de los siguientes enlaces:

- 1) C - F 2) B - Cl 3) B - B

En: B=2,0; C=2,5; Cl=3,0; F=4,0;

14. Calcular el porcentaje de carácter covalente en la molécula A-B sabiendo que las electronegatividades de A y B son respectivamente 2,1 y 1,1.

15. El momento dipolar de la molécula de "NO" es 0,15 D y la longitud del enlace es de 1,15 . Calcular el # de carácter iónico (#CI) que tiene esta molécula, suponiendo que se trata de un enlace simple:

16. Un átomo A se une a otro átomo B formando la molécula A - B, si la longitud entre sus polos es 2 y la carga es $4,8 \times 10^{-10}$ ues. Hallar el momento dipolar.

17. Obtener la suma de las cargas formales del oxígeno en la molécula de ácido nítrico (HNO_3).

18. Indicar si las siguientes estructuras son iones o moléculas: BiO_3 , SF_6 , NH_4

PROBLEMAS PROPUESTOS

19. Indicar el diagrama de Lewis de los siguientes compuestos moleculares: N_2O_5 , SO_3 , H_3BO_3

20. Indicar el diagrama de Lewis de los siguientes compuestos iónicos: CaO , K_2O , Al_2O_3

21. Indicar el diagrama de Lewis de los siguientes iones: SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , NH_4^{1+}

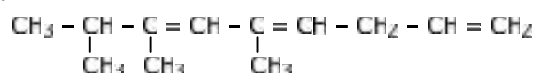
22. ¿Cuántos enlaces covalentes normales y coordinados tienen? H_2SO_4 , Cl_2O_7

23. ¿Cuáles de las siguientes moléculas tienen enlace doble? O_2 , CO_2 , O_3 , N_2 , C_2H_4 , CH_4 , H_2CO_3 , SO_2

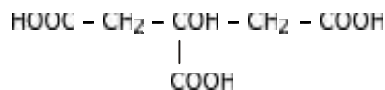
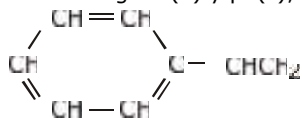
24. Los átomos A, B, C y D están en un mismo periodo, si tienen: 1, 3, 5, 7 electrones de valencia respectivamente. Hallar el tipo de enlace que forman C y D.

25. Qué tipo de enlaces presentan los siguientes compuestos: H_2O , $\text{Pb}(\text{OH})_4$, Al_2O_3

26. Señalar el número de enlaces σ y π en:



27. Indique el número de enlaces sigma (σ) y pi (π), que presenta las siguientes estructuras respectivamente.



28. Señale verdadero (V) o falso (F) con respecto al sulfato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

- Es un compuesto iónico.
- Presenta 4 enlaces dativos.
- Contiene 8 enlaces covalentes normales.

29. Indique la geometría molecular de las siguientes especies químicas

- a) NO_3^- b) PF_3 c) SO_3^{2-} d) H_2O

30. Un elemento químico "A" se une a otro elemento "B" formando el compuesto AB_3 si A presenta hibridación sp^3 y se observa sólo enlaces simples. ¿Qué forma tiene la molécula AB_3 ?

31. De los siguientes compuestos, indique las moléculas apolares y polares

- 1) CH_4 2) H_2SO_4 3) HCl 4) PF_3

32. Señale verdadero (V) o falso (F) con respecto al oxocloruro de Azufre (SOCl_2):

- Existen 3 enlaces covalentes Existen 2 enlaces polares y no apolares
- Existen 1 polar y un coordinado Existen 2 enlaces múltiples
- Existen 1 polar y un múltiple

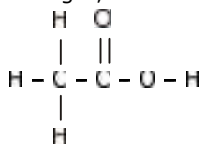
33. ¿Qué sustancias presentan moléculas polares y formas resonantes?

- 1) HNO_3 2) CO_2 3) HClO_4 4) CO_3^{2-}

34. Indique el valor de la energía en KJ/mol que la de absorber el etano (C_2H_6) para romper todos los enlaces interatómicos

Enlace	Energía de enlace (KJ/mol)
C - C	347
C - H	412

35. El ácido acético es una de los componentes del vinagre, la estructura de su molécula es:



Calcule la energía necesaria para romper todos los enlaces de un mol de moléculas del ácido acético.

Enlace	Energía de Enlace (KJ/mol)
C - H	414
C - C	347
C - O	351
C = O	745
O - H	460

36. Indique el carácter iónico de los siguientes enlaces:

- 1) N - C 2) F - B 3) H - O 4) H - N

En: B=2,0; C=2,5; N=3,0; H=2,1; F=4,0; O = 3,5

37. Calcular el porcentaje de carácter covalente en la molécula C-D sabiendo que las electronegatividades de C y D son respectivamente 2,0 y 0,8.

38. La longitud del dipolo del HCl es igual a $0,22 \times 10^{-8}$ cm. Calcular su momento dipolar en "Debye"

39. Determinar la carga formal para el átomo de nitrógeno en la siguiente estructura: $\text{O} = \text{N} = \text{C}$

40. Determinar la carga formal para el átomo de cloro y nitrógeno en las siguientes estructuras: HClO_2 y NH_4^+

41. Indicar si las siguientes estructuras son iones o moléculas: SO_4 , PCl_6 , SiO_4 , B_2O_3

"No le evitéis a vuestros hijos las dificultades de la vida, enseñadles más bien a superarlas."

Louis Pasteur

SEPARATA 06

NOMENCLATURA QUÍMICA INORGÁNICA

Estudia a todas las sustancias del reino mineral, agrupadas en funciones químicas, mencionando las reglas adecuadas para su obtención y nombre respectivo.

Existen 3 sistemas para dar nombre: **Tradicional o clásico, Stock y Sistemático (IUPAC)**

En el **sistema tradicional** se utilizan prefijos y sufijos como hipo...oso; ...oso; ...ico; per...ico; hipo...ito; ...ito; ...ato; per...ato; ...uro.

En el **sistema Stock** se utiliza números en romanos para señalar el estado de oxidación de un elemento multivalente.

En el **sistemático** se emplean prefijos numéricos para indicar la cantidad de átomos de cada elemento tales como mono, di, tri, tetra, etc.

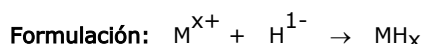
PRINCIPALES FUNCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS

1. FUNCIÓN HIDRURO:

Valencia de los principales elementos cuando se combinan con el H.

Grupo	IA / IB	IIA / IIB	IIIA / IIIB	IVA	VA	VIA	VIIA
Valencia	1	2	3	4	3	2	1

a) **Hidruros Metálicos:** El elemento químico que se combina con el hidrógeno es un metal. E.O. (H) = -1 (H^{1-} , ion hidruro). El metal actúa con su principal valencia (coincide con el número de grupo al que pertenece en la tabla periódica).



Nomenclatura: Para nombrar a los hidruros metálicos se utiliza preferentemente la nomenclatura stock y la nomenclatura sistemática.

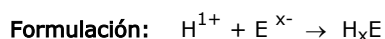
Fórmula	Clásico	Stock	Sistemático
NaH	Hidruro de sodio	Hidruro de sodio	Hidruro de sodio
SnH ₄	Hidruro estánnico	Hidruro de estaño (IV)	tetrahidruro de estaño
CuH	Hidruro cuproso	Hidruro de cobre (I)	monohidruro de cobre

b) **Hidruros No Metálicos:** El elemento químico que se combina con el hidrógeno es un no metal. Se les clasifica como especiales, anfígenos y haluros.

Hidruros especiales: Son hidruros de los no metales de los grupos IIIA, IVA y VA. Se incluye a los hidruros del Ge y Sb.

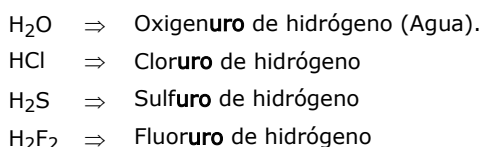
Fórm.	N. común	N. Sistemático
BH ₃	Borano	Trihidruro de boro
B ₂ H ₆	Diborano	Hexahidruro de diboro
CH ₄	Metano	Tetrahidruro de carbono
SiH ₄	Silano (monosilano)	Tetrahidruro de silicio
GeH ₄	Germano	Tetrahidruro de germanio
NH ₃	Amoniaco	Trihidruro de nitrógeno
N ₂ H ₄	Hidracina	Tetrahidruro de dinitrógeno
PH ₃	Fosfina o fosfamina	Trihidruro de fósforo
AsH ₃	Arsina o arsenamina	Trihidruro de arsénico
SbH ₃	Estibina o estibamina	Trihidruro de antimonio

Anfígenos y Haluros de Hidrógeno: (Grupos VIA y VIIA)



Nomenclatura: Se nombra anteponiendo a la palabra hidrógeno el radical del nombre del no metal terminado en uro.

Ej.

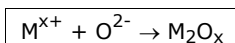


2. FUNCIÓN ÓXIDO:

Es una combinación binaria del oxígeno con un elemento, excepto flúor y gas noble.

- a) **Óxidos Básicos:** Se originan cuando un elemento metálico se combinan con el oxígeno, estos emplean uno o dos valencias. Son los **óxidos** propiamente dichos.

Obtención directa del óxido básico: M es el metal



Fórm.	Clásico	Stock	Sistemático
Na ₂ O	Óxido sódico	Óxido de sodio	Monóxido de disodio
FeO	Óxido ferroso	Óxido de hierro (II)	Monóxido de hierro
Ni ₂ O ₃	Óxido Niquélico	Óxido de Níquel (III)	Trióxido de diníquel

- b) **Óxidos Ácidos:** Se originan generalmente cuando los no metales se combinan con el oxígeno. Estos emplean en algunos casos hasta cuatro valencias. Son conocidos comúnmente como **anhídridos**.

Nomenclatura Clásica. Para dar nombre se coloca la palabra **anhídrido** y luego el nombre del elemento en latín o castellano utilizando los siguientes prefijos y sufijos de acuerdo a las valencias que tienen los elementos.

Nombre	1º E.O.	2º E.O.	3º E.O.	4º E.O.
Hipo..... oso			✓	✓
..... oso		✓	✓	✓
..... ico	✓	✓	✓	✓
Per ico				✓

Fórm.	Clásico	Stock	Sistemático
I ₂ O	Anhídrido hipoyodoso	Óxido de yodo (I)	Monóxido de diyodo
CO ₂	Anhídrido carbónico	Óxido de carbono (IV)	Dióxido de carbono
CrO ₃	Anhídrido crómico	Óxido de cromo (VI)	Trióxido de cromo
Cl ₂ O ₇	Anhídrido perclórico	Óxido de cloro (VII)	Heptóxido de dicloro

3. FUNCIÓN PERÓXIDO.

Son compuestos binarios iónicos que forma el oxígeno con algunos metales (principalmente de los grupos I A y IIA). Se caracteriza por contener una mayor cantidad de oxígeno de lo que permite la máxima valencia del metal (ICO). E.O. del Oxígeno es -1.

Teóricamente se formula añadiendo un átomo de oxígeno al óxido básico que posee el mayor grado de oxidación o también al reemplazar un ión óxido (O²⁻) de la función óxido, por un ión peróxido (O₂²⁻)



Nomenclatura: Se pone la palabra Peróxido seguido del nombre del metal.

Formulación	Fórm.	N. Clásico	N. Sistemático
K ₂ O + O	K ₂ O ₂	Peróxido de potasio	Dióxido de dipotasio
CuO + O	CuO ₂	Peróxido de cobre	Dióxido de cobre
Ni ₂ O ₃ + O	Ni ₂ O ₄	Peróxido de níquel	Tetraóxido de diníquel
MgO + O	MgO ₂	Peróxido de magnesio	Dióxido de magnesio

Las fórmulas de los peróxidos no se simplifican

4. FUNCIÓN HIDRÓXIDO.

Son compuestos ternarios que se caracterizan por la presencia del grupo OH⁻ (oxidrilo). Tienen carácter básico. El E. O. del OH⁻ es -1.

Formulación	Fórm.	Nombre
Na ¹⁺ (OH) ¹⁻	NaOH	Hidróxido Sódico
		hidróxido de Sodio
		Hidróxido de sodio
Cu ²⁺ (OH) ¹⁻	Cu(OH) ₂	Hidróxido cúprico
		hidróxido de cobre (II)
		Dihidróxido de cobre
Cu ¹⁺ (OH) ¹⁻	CuOH	Hidróxido cuproso
		hidróxido de cobre (I)
		Hidróxido de cobre
Fe ³⁺ (OH) ¹⁻	Fe(OH) ₃	Hidróxido férrico
		Hidróxido de hierro (III)
		Trihidróxido de hierro
Pb ²⁺ (OH) ¹⁻	Pb(OH) ₂	Hidróxido plumboso
		Hidróxido de plomo (II)
		Dihidróxido de plomo

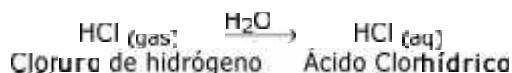
5. FUNCIÓN ÁCIDO:

Los ácidos son compuestos que se caracterizan por tener uno o más hidrógenos en su estructura molecular que al disolverse en agua se liberan en forma de catión H⁺ llamado "ion hidrógeno", "protón" o "hidrogenión"

Los ácidos inorgánicos muestran al hidrógeno en el lado izquierdo de su fórmula. Se clasifican en hidrácidos y oxácidos.

a) **Ácidos Hidrácidos:** Son los anfígenuros y haluros disueltos en agua, es decir, en solución acuosa.

Nomenclatura: Se cambia la terminación **uro** del anfígenuro o haluro por **hídrico** y se antepone la palabra genérica **ácido**.



Fórm.	Estado Natural (gas)	En solución (acuoso)
H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno	Ácido sulfhídrico
HBr	Bromuro de hidrógeno	Ácido Bromhídrico

b) **Ácidos Oxácidos:** son compuestos ternarios que provienen de la hidratación de los óxidos ácidos (Anhídrido). Presentan carácter ácido.

Formulaciones prácticas:

x: impar	x: par
$E_2O_x + H_2O \rightarrow HEO_{\frac{x+1}{2}}$	$E_2O_x + H_2O \rightarrow H_2EO_{\frac{x+2}{2}}$

Si: E = B, P, As, Sb, Bi
$E_2O_x + H_2O \rightarrow H_3EO_{\frac{x+3}{2}}$

Donde x es la valencia del elemento no metálico "E"

Nomenclatura:

La IUPAC considera conveniente utilizar la nomenclatura clásica para estos compuestos. Por lo cual se nombra de manera similar a los anhídridos.

Para nombrar a los ácidos oxácidos se cambia la palabra **anhídrido** por el de **ácido**.

Fórm.	Nombre	
H ₂ CO ₃	T	Ácido Carbónico
	S	Trioxocarbonato (IV) de hidrógeno
H ₂ SO ₄	T	Ácido Sulfúrico
	S	Tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno
HNO ₂	T	Ácido Nitroso
	S	Dioxonitrato (III) de hidrógeno

Clasificación de los Ácidos Oxácidos:

1. **Ácidos Polihidratados:** Son ácidos de ciertos elementos no metales o anfóteros, que provienen de la reacción de los anhídridos con más de una molécula de agua. Para nombrarlos en el sistema tradicional se utilizan los prefijos **meta**, **piro**, **orto** de acuerdo a la tabla dada a continuación

	Valencia Par	Valencia Impar
Elementos	C, Si, S	B, Al, P, As, Sb, Bi, V

Prefijo	Valencia Par del Elemento	Valencia Impar del Elemento
Meta.....	1 anh. + 1 H ₂ O	1 anh. + 1 H ₂ O
Piro.....	2 anh. + 1 H ₂ O	1 anh. + 2 H ₂ O
Orto.....	1 anh. + 2 H ₂ O	1 anh. + 3 H ₂ O

Ej. (1): SO₃ → E.O. (S) = +6, par:

SO ₃ + 1H ₂ O → H ₂ SO ₄	
Trad.	Ácido Meta sulfúrico o Ácido sulfúrico
Sis.	Tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno

SO ₃ + 2H ₂ O → H ₄ SO ₃	
Trad.	Ácido Orto sulfúrico
Sis.	Trioxosulfato (VI) de hidrógeno

2SO ₃ + H ₂ O → H ₂ S ₂ O ₇	
Trad.	Ácido Piro sulfúrico o Ácido dis sulfúrico
Sis.	Heptaoxodisulfato (VI) de hidrógeno

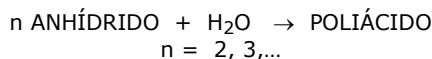
Ej. (2): P₂O₅ → E.O. (P) = +5, impar:

P ₂ O ₅ + 1H ₂ O → HPO ₃	
Trad.	Ácido Meta fosfórico
Sis.	Trioxofosfato (V) de hidrógeno

P ₂ O ₅ + 3H ₂ O → H ₃ PO ₄	
Trad.	Ácido Orto fosfórico o Ácido fosfórico
Sis.	Tetraoxofosfato (V) de hidrógeno

P ₂ O ₅ + 2H ₂ O → H ₄ P ₂ O ₇	
Trad.	Ácido Piro fosfórico
Sis.	Heptaoxodifosfato (V) de hidrógeno

2. **Poliácidos:** Son ácidos oxácidos que contienen más de un átomo del elemento no metálico principal. Se le identifican con los prefijos **di**, **tri**, **tetra**, **penta**, etc., que indican la cantidad de átomos del elemento no metálico principal correspondiente.



Ej.:

2 CO ₂ + H ₂ O → H ₂ C ₂ O ₅	
Trad.	Ácido di carbónico
Sis.	Pentaoxodicarbonato (IV) de hidrógeno

3 SO ₂ + H ₂ O → H ₂ S ₃ O ₄	
Trad.	Ácido Tri hiposulfuroso
Sis.	Tetraoxotrisulfato (II) de hidrógeno

2 N ₂ O ₅ + H ₂ O → H ₂ N ₄ O ₁₁	
Trad.	Ácido Tetra nítrico
Sis.	Undeaoxotetranitrato (V) de hidrógeno

6. NOMENCLATURA DE IONES

Los iones son átomos individuales (ion monoatómico) o un grupo de átomos (ion poliatómico) que poseen carga eléctrica neta debido a la pérdida o ganancia de electrones. Se clasifican en aniones y cationes.

a) Iones que generan funciones:

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
H ⁻	Hidruro	OH ⁻	Hidróxido	O ₂ ²⁻	Peróxido
H ⁺	Ácido	O ²⁻	Óxido	O ₂ ⁻	superóxido

b) Cationes: Son iones que tienen carga eléctrica positiva.

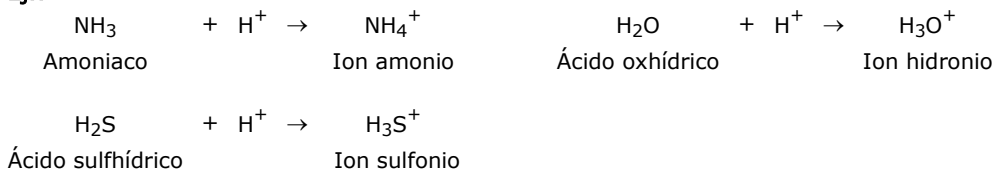
b.1. Cationes Metálicos: Los metales pierden electrones y forman iones positivos (cationes). La cantidad de electrones que pierde un metal está de acuerdo con su valencia o estado de oxidación con el que actúa. Para nombrarlos se utiliza nomenclatura stock y clásica.

Ej.

Catión	Nombre tradicional	Nombre stock
Na ⁺	Ion sódico	Ion sodio
Fe ²⁺	Ion ferroso	Ion hierro (II)
Fe ³⁺	Ion férrico	Ion hierro (III)

b.2. Cationes Onio: Son electropositivos, actúan como metales y proviene de agregar un protón (H⁺) a hidruros no metálicos, frecuentemente de los grupos VA y VIA.

Ej.:



c) Aniones:

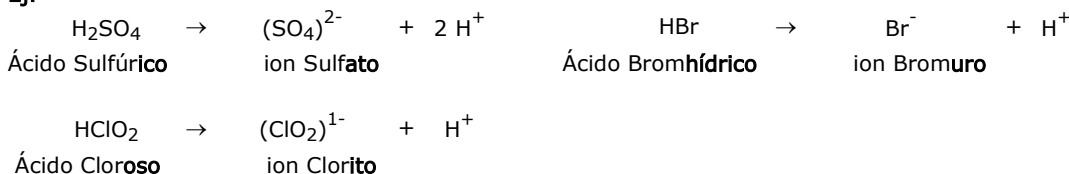
Los aniones provienen de un ácido que ha perdido parcial o totalmente sus núcleos de hidrógeno (H⁺) adquiriendo **carga eléctrica negativa** numéricamente igual al número de iones hidrógenos que ha perdido.

c.1. Neutros o normales: Se obtiene cuando el ácido original pierde todos sus núcleos de hidrógeno (H⁺).

Nomenclatura: Se cambia el sufijo del ácido generador del anión según la tabla.

Tipo de Ácido	Nombre del Anión
..... oso ito
..... ico ato
..... hídrico uro

Ej.



c.2. Hidrogenados o Ácidos: Se produce cuando los ácidos originales pierden en forma parcial sus núcleos de hidrógeno (H⁺). Se nombran de acuerdo a la nomenclatura tradicional teniendo en cuenta los siguientes prefijos, según a la cantidad de iones hidrógenos que queda en la fórmula.

Número de H ⁺ no sustituidos	N. Clásico
La mitad	Bi
1	ácido
2	diácido
3	triácido

Ej. (1):

Para los aniones provenientes del Ácido bórico (H_3BO_3)

Fórmula	N. Clásico	N. Sistemático
$(H_2BO_3)^{1-}$	Borato diácido	Dihidrógeno trioxoborato (III)
$(HBO_3)^{2-}$	Borato ácido	hidrógeno trioxoborato (III)

Ej. (2):

Para los aniones provenientes del Ácido carbónico (H_2CO_3)

Fórmula	N. Clásico	N. Sistemático
$(HCO_3)^{1-}$	carbonato ácido / bicarbonato	hidrógeno trioxocarbonato (IV)

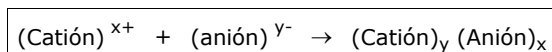
c.3. Algunas estructuras iónicas especiales:

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
CN^-	Cianuro	CNO^-	Cianato	$[Fe(CN)_6]^{4-}$	Ferrocianuro
CNS^-	Sulfocianato	$(C_2O_4)^{2-}$	Oxalato	$[Fe(CN)_6]^{3-}$	Ferricianuro

7. FUNCIÓN SAL:

Las sales son compuestos con estructura iónica que resultan al interactuar un catión con un anión.

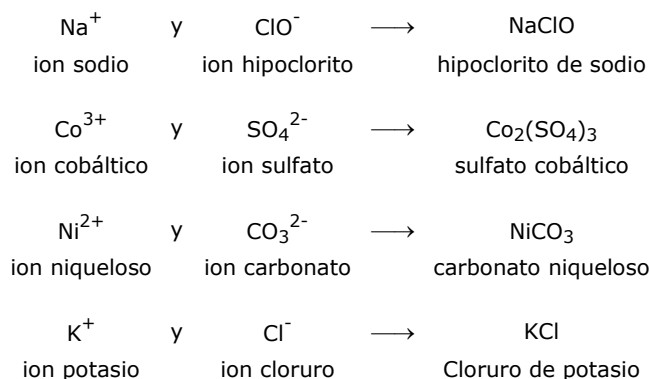
Formulación:



Si "x" e "y" son múltiplos se simplifican

Nomenclatura: Para nombrar a una sal se menciona primero el nombre del anión y luego del catión

Ej. :

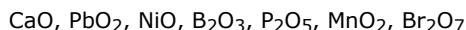


Ej.:

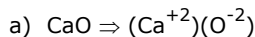
Fórm.	Nombre	
$CaCO_3$	T	Carbonato de calcio
	S	Trioxocarbonato (IV) de calcio
$NaHSO_4$	T	Bisulfato de sodio
	S	Hidrógenotetraoxosulfato (VI) de sodio
$Fe(NO_2)_2$	T	Nitrito ferroso
	S	dioxonitrato (III) de hierro (II)

PROBLEMAS RESUELTOS

01. Nombrar los siguientes compuestos empleando las nomenclaturas tradicional y sistemático:

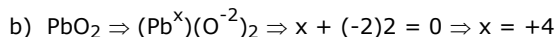


Los compuestos CaO, PbO₂, NiO corresponden a la función óxido básico donde el E.O. del oxígeno es -2. Por lo tanto hallaremos el E.O. del elemento metálico.



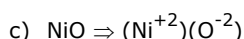
El calcio actúa con su única valencia +2:

N. tradicional: óxido de calcio
N. sistemática: monóxido de calcio



El plomo presenta E.O. +2, **+4**, actúa con su mayor valencia:

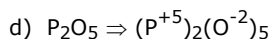
N. tradicional: óxido plúmbico
N. sistemática: dióxido de plomo



El Níquel presenta E.O. **+2**, +3, actúa con su menor valencia:

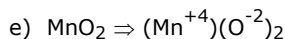
N. tradicional: óxido Niqueloso
N. sistemática: monóxido de níquel

Los compuestos P₂O₅, MnO₂, corresponden a la función óxido ácido donde el E.O. del oxígeno es -2. Por lo tanto hallaremos el E.O. del elemento no metálico.



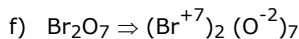
El fósforo presenta E.O. +1, +3, **+5**, actúa con su mayor valencia:

N. tradicional: anhídrido fofórico
N. sistemática: pentóxido de difósforo



El manganeso presenta E.O. +2, +3, **+4**, +6, +7. Con E.O. +4 actúa como no metal (es un anfótero):

N. tradicional: Anhídrido manganoso
N. sistemática: dióxido de manganeso



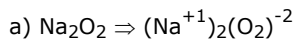
El fósforo presenta E.O. +1, +3, +5, **+7**, actúa con su mas alta valencia:

N. tradicional: anhídrido perbrómico
N. sistemática: heptóxido de dibromo

02. Nombrar los siguientes compuestos empleando las nomenclaturas tradicional y sistemático:

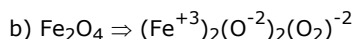


Los compuestos Na₂O₂, Fe₂O₄ corresponden a la función peróxido donde el E.O. del oxígeno es -1. El elemento metálico actúa con su mayor valencia.



El anión (O₂)⁻² es el ion peróxido:

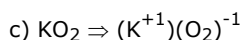
N. tradicional: peróxido de sodio
N. sistemática: dióxido de disodio



El Fe₂O₄ presenta dos oxígenos con E. O. -2 y el grupo (O₂)⁻² que el ion peróxido.

N. tradicional: peróxido de hierro
N. sistemática: tetróxido de dihierro

El compuesto KO₂ corresponde a la función superóxido donde el E.O. del oxígeno es -1/2. Esta función es formada solo por los metales alcalinos.



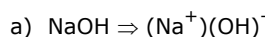
El anión (O₂)⁻¹ es el ion superóxido.

N. tradicional: superóxido de potasio
N. sistemática: dióxido de potasio

03. Nombrar los siguientes compuestos empleando las nomenclaturas tradicional y sistemático:



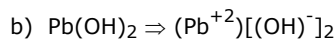
Los compuestos LiOH, Pb(OH)₂, V(OH)₃ corresponden a la función hidróxido donde el E.O. del grupo OH es -1. Por lo tanto hallaremos el E.O. del elemento metálico.



El sodio actúa con su única valencia +1:

N. tradicional: hidróxido de sodio

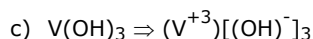
N. sistemática: hidróxido de sodio



El plomo presenta E.O. +2, +4, actúa con su menor valencia:

N. tradicional: hidróxido plumboso

N. sistemática: dihidróxido de plomo

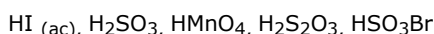


El vanadio presenta E.O. +2, +3, +4, +5 actúa con su mayor valencia metálica (es anfótero):

N. tradicional: hidróxido vanádico

N. sistemática: trihidróxido de vanadio

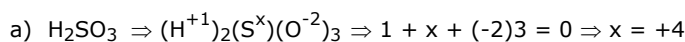
04. Nombrar los siguientes compuestos empleando las nomenclaturas tradicional y sistemático:



El compuesto HI_(ac) corresponde a la función ácido hidrácido donde el E.O. del yodo es -1.



Los compuestos H₂SO₃, HMnO₄ corresponden a la función ácido oxácido donde el E.O. del oxígeno es -2. Por lo tanto hallaremos el E.O. del elemento no metálico.

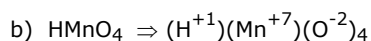


El azufre presenta E.O. +2, +4, +6, actúa con su valencia intermedia:

N. tradicional: ácido sulfuroso

En nomenclatura sistemática para los ácidos oxácidos la cantidad de oxígenos se indica empleando **prefijos numéricos** antes de la palabra **oxo** y la valencia del no metal se menciona en **números romanos** antecedido de la raíz del nombre del no metal terminado en el sufijo **ato** para todos los estados de oxidación del no metal.

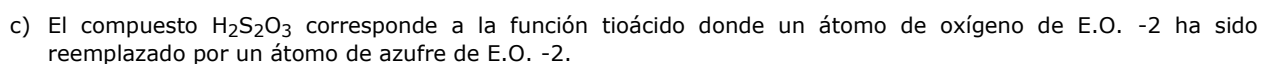
N. sistemática: El nombre de H₂SO₃ será trioxosulfato (IV) de hidrógeno



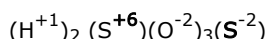
El manganeso presenta E.O. no metálico +4, +6, +7, actúa con su mayor valencia:

N. tradicional: ácido permangánico

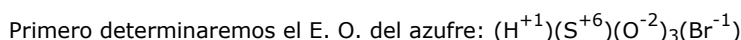
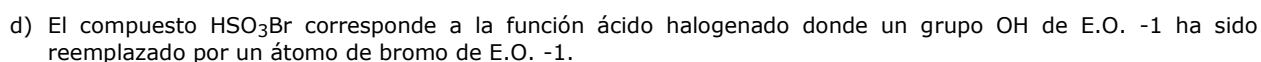
N. sistemática: tetraoxomanganato (VII) de hidrógeno



En el H₂S₂O₃, separamos un átomo de azufre y le asignamos E.O. igual a -2, luego determinamos el E. O. del otro azufre.

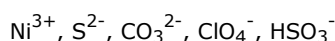


El azufre presenta E.O. +2, +4, +6, y está actuando con la mayor valencia y como ha sido reemplazado un oxígeno por un azufre se denominará ácido **tiosulfúrico**.



El azufre presenta E.O. +2, +4, +6, actúa con su mayor valencia. Al contener un átomo de bromo el nombre será ácido **Bromsulfúrico**

05. Nombrar los siguientes iones empleando las nomenclaturas tradicional y sistemático:



- a) Ni^{3+} , el níquel presenta estados de oxidación +2, **+3**, está actuando con su mayor valencia. **N. tradicional:** ion níquel
N. sistemática o Stock: ión níquel (III)
- b) S^{2-} , el azufre trabaja con E.O. -2. **N. tradicional o sistemática:** ion sulfuro

Los siguientes iones CO_3^{2-} , ClO_4^- , HSO_3^- corresponden a los oxianiones, por lo tanto tendremos que hallar el E.O. de los elementos no metálicos. El E. O. del oxígeno es -2.

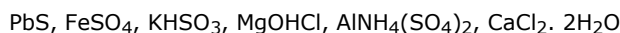
- c) $CO_3^{2-} \Rightarrow [(C^x)(O^{-2})_3]^{-2} \Rightarrow x+(-2)3 = -2 \Rightarrow x = +4$
El carbono presenta E.O. +2, **+4**, está actuando con su mayor valencia. **N. tradicional:** ion carbonato
N. sistemática o Stock: ión Trioxocarbonato (IV)

- d) $ClO_4^- \Rightarrow [(Cl^x)(O^{-2})_4]^{-1} \Rightarrow x+(-2)4 = -1 \Rightarrow x = +7$
El cloro presenta E.O. +1, +3, +5, **+7**, está actuando con su máxima valencia. **N. tradicional:** ion perclorato
N. sistemática: ión tetraoxoclorato (VII)

- e) $HSO_3^- \Rightarrow [(H^+)(S^x)(O^{-2})_3]^{-1} \Rightarrow 1+x+(-2)3 = -1 \Rightarrow x = +4$
El azufre presenta E.O. +2, **+4**, +6, actúa con su valencia intermedia y es un oxianión ácido porque contiene un átomo de H de E. O. +1.

N. tradicional: ion hidrógeno sulfito o ion bisulfito
N. sistemática: ión hidrógeno trioxosulfato (IV)

06. Nombrar los siguientes compuestos empleando las nomenclaturas tradicional y sistemático:



Los compuestos a nombrar son sales que están constituidos por aniones y cationes, como regla general, al constituir el nombre, primero se menciona al anión y luego al catión.

- a) $PbS \Rightarrow (Pb)^{2+}(S)^{2-}$
Cation: $Pb^{2+} \Rightarrow$ ion Plumboso / ion plomo (II) **N. tradicional:** Sulfuro plumboso
Anion: $S^{2-} \Rightarrow$ ion sulfuro **N. sistemática:** sulfuro de plomo (II)

- b) $FeSO_4 \Rightarrow (Fe)^{2+}(SO_4)^{2-}$
Cation: $Fe^{2+} \Rightarrow$ ion Ferroso / ion Hierro (II)
Anion: $SO_4^{2-} \Rightarrow [(S^x)(O^{-2})_4]^{-2} \Rightarrow x+(-2)4 = -2 \Rightarrow x = +6$

El azufre presenta E.O. +2, +4, **+6**, actúa con su mayor valencia, entonces el nombre del anión es: Sulfato o tetraoxosulfato (VI)

Luego nombre de la sal:

N. tradicional: Sulfato ferroso
N. sistemática: tetraoxosulfato (VI) de hierro (II)

- c) $KHSO_3 \Rightarrow (K)^+(H)^+(SO_3)^-$
Cation: $K^+ \Rightarrow$ ion potasio
Anion: $HSO_3^- \Rightarrow [(H^+)(S^x)(O^{-2})_3]^{-1} \Rightarrow 1+x+(-2)3 = -1 \Rightarrow x = +4$

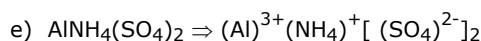
El azufre presenta E.O. +2, **+4**, +6, actúa con su valencia intermedia, entonces el nombre del anión es: hidrógeno sulfito o hidrógeno trioxosulfato (IV)

Luego nombre de la sal ácida:

N. tradicional: hidrógeno sulfito de potasio
N. sistemática: hidrógeno trioxosulfato (IV) de potasio

- d) $MgOHCl \Rightarrow (Mg)^{2+}(OH)^-(Cl)^-$
Cation: $Mg^{2+} \Rightarrow$ ion magnesio
Aniones: $(OH)^- \Rightarrow$ ion hidróxido (básico) **N. tradicional:** cloruro básico de magnesio
 $Cl^- \Rightarrow$ ion cloruro **N. sistemática:** hidroxicloruro de magnesio

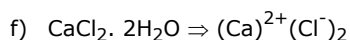
Luego nombre de la sal básica:



Luego nombre de la sal mixta:

Catión: $\text{Al}^{3+} \Rightarrow$ ion aluminio $\text{NH}_4^+ \Rightarrow$ ion amonioAnión: $\text{SO}_4^{2-} \Rightarrow$ ion sulfato

o tetraoxosulfato (VI)

N. tradicional: sulfato de amonio y aluminio**N. sistemática:** tetraoxosulfato (VI) de amonio y aluminio

Luego nombre de la sal hidratada:

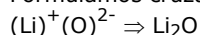
Catión: $\text{Ca}^{2+} \Rightarrow$ ion calcioAnión: $\text{Cl}^- \Rightarrow$ ion cloruro**N. tradicional:** cloruro de calcio dihidratado**N. sistemática:** dicloruro de calcio 2 hidrato

07. Formular los compuestos:

a) Óxido de Litio:

Catión: Litio $\Rightarrow \text{Li}^+$ Anión: óxido $\Rightarrow \text{O}^{2-}$

Formulamos cruzando las valencias como subíndices:



b) Óxido Férrico:

Catión: Férrico $\Rightarrow \text{Fe}^{3+}$ El hierro presenta E.O. +2, +3, el sufijo **ico** indica que esta actuando con +3.Anión: óxido $\Rightarrow \text{O}^{2-}$ Formulamos cruzando las valencias como subíndices: $(\text{Fe})^{3+}(\text{O})^{2-} \Rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$

c) Dióxido platino:

El compuesto esta formado por dos átomos de oxígeno y uno de platino. La fórmula es: PtO_2

d) Anhídrido selenioso:

Catión: Selenioso $\Rightarrow \text{Se}^{+4}$ El selenio presenta E.O. +4, +6, el sufijo **oso** indica que esta actuando con +4.Anión: Anhídrido $\Rightarrow \text{O}^{2-}$ Formulamos cruzando las valencias como subíndices: $(\text{Se})^{+4}(\text{O})^{2-} \Rightarrow \text{Se}_2\text{O}_4$ simplificando se tiene: SeO_2

e) Peróxido de hierro:

Los peróxidos se formulan agregando un átomo de oxígeno al óxido de mayor valencia. El hierro presenta E. O. +2, +3 entonces formará peróxidos con E. O. +3.

El óxido respectivo es: $(\text{Fe})^{3+}(\text{O})^{2-} \Rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ El peróxido será: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{O} \Rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_4$

Las fórmulas de los peróxidos no se simplifican.

f) Hidróxido níquelico:

El níquel presenta E.O. +2, +3, el sufijo **ico** indica que esta actuando con +3.Catión: ion níquelico $\Rightarrow \text{Ni}^{3+}$ Anión: ion hidróxido $\Rightarrow \text{OH}^-$ Formulamos cruzando las valencias como subíndices: $(\text{Ni})^{+3}(\text{OH})^- \Rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_3$

g) Hidróxido cromoso:

El cromo presenta E.O. +2, +3, +6, es un anfótero, sus E. O. metálicos son +2, +3, el sufijo **oso** indica que esta actuando con +2.Catión: ion cromoso $\Rightarrow \text{Cr}^{2+}$ Anión: ion hidróxido $\Rightarrow \text{OH}^-$ Formulamos cruzando las valencias como subíndices: $(\text{Cr})^{+2}(\text{OH})^- \Rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_2$

h) Ácido Selenhídrico:

Catión: ion ácido $\Rightarrow H^+$

El selenio presenta E.O. -2, +4, +6, el sufijo **hídrico** indica que esta actuando con -2.

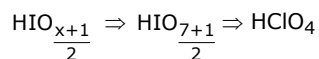
Anión: ion seleniuro $\Rightarrow Se^{2-}$

Formulamos cruzando las valencias como subíndices: $(H)^+(Se)^{-2} \Rightarrow H_2Se$

i) Ácido Periódico:

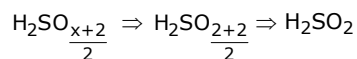
Los ácidos oxácidos simples tienen formulaciones prácticas según el E. O. que están actuando:

El prefijo per indica que el yodo está actuando con E.O. +7 (impar)



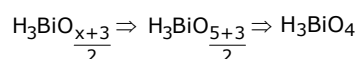
j) Ácido Hiposulfuroso:

El prefijo hipo indica que el azufre está actuando con E.O. +2 (par)



k) Ácido Bismútico

El sufijo ico indica que el bismuto está actuando con E.O. +5 (es anfótero), además para los ácidos oxácidos del B, P, As, Sb y Bi su formulación práctica es:



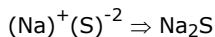
l) Sulfuro de sodio:

Es una sal haloidea

Catión: ion sodio $\Rightarrow Na^+$

Formulamos cruzando las valencias como subíndices:

Anión: ion sulfuro $\Rightarrow S^{2-}$



m) Permanganato de potasio:

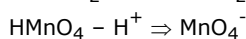
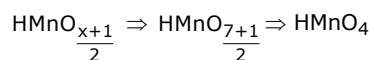
Es una sal oxisal:

Catión: ion potasio $\Rightarrow K^+$

Anión: ion permanganato

El Mn está actuando con E.O. +7

Primero formulamos el ácido permangánico, luego retiramos los H^+ para obtener el ion permanganato.



Formulamos cruzando las valencias como subíndices: $(K)^+(MnO_4)^- \Rightarrow KMnO_4$

n) Nitrito Férrico:

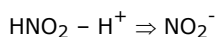
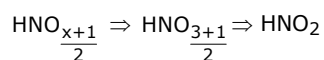
Es una sal oxisal:

Catión: ion férrico $\Rightarrow Fe^{3+}$

Anión: ion nitrito

El N está actuando con E.O. +3 (menor valencia)

Primero formulamos el ácido nitroso, luego retiramos los H^+ para obtener el ion nitrito.



Formulamos cruzando las valencias como subíndices: $(\text{Fe})^{+3}(\text{NO}_2)^- \Rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_2)_3$

o) Sulfato cúprico pentahidratado:

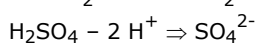
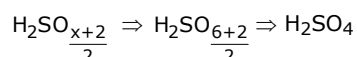
Es una sal oxisal hidratada

Catión: ion cúprico $\Rightarrow \text{Cu}^{2+}$

Anión: ion sulfato

El S está actuando con E.O. +6

Primero formulamos el ácido sulfúrico, luego retiramos los H^+ para obtener el ion sulfato.



Formulamos cruzando las valencias como subíndices: $(\text{Cu})^{+2}(\text{SO}_4)^{-2} \Rightarrow \text{CuSO}_4$

Agregamos las 5 aguas: $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$

PROBLEMAS APLICATIVOS

01. Indicar el nombre tradicional y Sistemático respectivo de cada fórmula.

A) ÓXIDOS y ANIDRIDOS

01) Al_2O_3 02) CrO_3 03) Fe_2O_3 04) N_2O_3 05) FeO 06) SO_3

B) PERÓXIDOS Y SUPERÓXIDOS

01) Ga_2O_4 02) CaO_2 03) BaO_2 04) Cs_2O_2 05) RbO_2 06) KO_2

D) HIDRÓXIDOS:

01) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 02) $\text{Al}(\text{OH})_3$ 03) $\text{Hg}_2(\text{OH})_2$ 04) $\text{Sn}(\text{OH})_4$ 05) $\text{Pt}(\text{OH})_2$ 06) $\text{Cr}(\text{OH})_2$

E) ÁCIDOS:

01) $\text{H}_2\text{S}_{(\text{ac})}$ 02) HNO_3 03) H_2SO_4 04) H_3PO_4 05) H_2CS_3 06) HSO_3Cl

D) IONES:

01) NH_4^+ 02) Fe^{2+} 03) Pb^{4+} 04) Cl^- 05) CN^- 06) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ 07) NO_2^- 08) HCO_3^-

E) SALES:

01) Mg_3N_2 02) NaCN 03) CaCO_3 04) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 05) $\text{Fe}(\text{HS})_3$ 06) NaClO
07) PbOHBr 08) NaH_2PO_3 09) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

02. Indicar la fórmula respectiva de cada nombre.

ÓXIDOS:

01) Óxido de Aluminio 02) Óxido mercurioso 03) Anhídrido sulfúrico 04) Trióxido de difósforo
05) Óxido auroso 05) Óxido crómico 07) Peróxido de calcio 08) Peróxido de Níquel

HIDRÓXIDOS:

01) Hidróxido de cinc 02) DiHidróxido de hierro 03) Hidróxido plumboso 04) Hidróxido de amonio

ÁCIDOS:

01) Ác. Bromhídrico 02) Ác. mangánico 03) Ác. Nitroso 04) Ác. fosfórico

SALES.

01) Yoduro cuproso 02) Dicromato níquelico 03) Nitrato cobáltico 04) Bicarbonato de sodio
05) Sulfito Mercúrico 06) Carbonato de calcio y mag.

PROBLEMAS PROPUESTOS

03. Indicar el nombre tradicional, Stock y Sistemático respectivo de cada fórmula.

A) ÓXIDOS

01) BeO 02) Fr₂O 03) CdO 04) SnO₂ 05) Cr₂O₃ 06) Au₂O₃ 07) Hg₂O 08) CrO
09) BaO 10) K₂O 11) CuO 12) Cu₂O 13) PbO 14) Sb₂O₃ 15) CoO 16) Co₂O₃
17) MgO 18) Na₂O 19) PtO 20) AuO 21) In₂O₃ 22) PtO₂ 23) MnO 24) HgO

B) ANHÍDRIDOS

01) P₂O₃ 02) N₂O₅ 03) SeO₃ 04) SO₂ 05) Cl₂O₇ 06) NO
07) SeO₂ 08) As₂O₅ 09) CO 10) I₂O₅ 11) Br₂O₅ 12) N₂O

c) PERÓXIDOS Y SUPERÓXIDOS

01) Li₂O₂ 02) CsO₂ 03) KO₂ 04) Al₂O₄ 05) Ni₂O₄ 06) RbO₂

D) HIDRÓXIDOS:

01) NH₄OH 02) Mn(OH)₂ 03) Rb(OH) 04) Au(OH)₃ 05) Zn(OH)₂ 06) Fe(OH)₃
07) AuOH 08) Sn(OH)₂ 09) Co(OH)₃ 10) Hg(OH)₂ 11) CuOH 12) Pt(OH)₄
13) Mn(OH)₃ 14) Pd(OH)₄ 15) Pd(OH)₂ 16) Pb(OH)₄ 17) Ni(OH)₂ 18) Mg(OH)₂
19) AgOH 20) Ba(OH)₂ 21) Pb(OH)₄ 22) Bi(OH)₃ 23) Pt(OH)₂ 24) Co(OH)₂

E) ÁCIDOS:

01) HBr_(ac) 02) H₃BiO₄ 03) HBrO₄ 04) HIO₃ 05) HBrO₃ 06) H₂Si₂O₅
07) HCl_(ac) 08) HBrO 09) HMnO₄ 10) H₂SeO₄ 11) H₂SeO₃ 12) H₂SO₂
13) HClO₄ 14) H₄As₂O₅ 15) HPO₃ 16) H₂SiO₃ 17) H₂TeO₄ 18) H₂Cr₂O₇

D) IONES:

01) H₃O⁺ 02) Co²⁺ 03) Bi³⁺ 04) Te²⁻ 05) Se²⁻ 06) HCr₂O₇⁻
07) Na⁺ 08) CrO₄²⁻ 09) IO₃⁻ 10) BrO⁻ 11) ClO₂⁻ 12) HTeO₃⁻
13) N³⁻ 14) BrO₄⁻ 15) IO₄⁻ 16) S₂O₇²⁻ 17) SeO₃²⁻ 18) TeO₄²⁻

E) SALES:

01) CuI₂ 02) MnCr₂O₇ 03) NaClO 04) CuCl₂ 05) Mg(BrO₂)₂ 06) NaHCO₃
07) CaH₂ 08) LiBrO 09) Ca₃(PO₃)₂ 10) AlPO₄ 11) Al₂(SiO₃)₃ 12) CaSO₄ · 2H₂O
13) NaBr 14) KMnO₄ 15) KHCr₂O₇ 16) Fe(NO₃)₂ 17) Na₂SeO₄ 18) KNaSO₄

04. Indicar la fórmula respectiva de cada nombre.

A) ÓXIDOS

- | | | | |
|-------------------------|---------------------------|----------------------------|--------------------------|
| 01) Oxido de sodio | 02) Oxido cúprico | 03) Oxido níquelico | 04) Oxido plumboso |
| 05) Oxido de Cesio | 06) Oxido de mercurio | 07) Oxido de cadmio | 08) Oxido de radio |
| 09) Oxido de galio | 10) Oxido cromoso | 11) Oxido de cinc | 12) Oxido de rubidio |
| 13) Oxido de calcio | 14) Oxido estañoso | 15) Oxido cuproso | 16) Oxido de Talio (III) |
| 17) Oxido plúmbico | 18) Oxido manganoso | 19) Oxido de Bario | 20) Oxido aúrico |
| 21) Oxido cobaltoso | 22) Oxido mangánico | 23) Oxido de plata | 24) Oxido cobáltico |
| 25) Oxido de magnesio | 26) Anhídrido mangánico | 27) Anhídrido arsénico | 28) Anhídrido sulfuroso |
| 29) Anhídrido nítrico | 30) Anhídrido hipocloroso | 31) Anhídrido antimonioso | 32) Anhídrido iódico |
| 33) Anhídrido arsenioso | 34) Anhídrido fosfórico | 35) Anhídrido teluroso | 36) Anhídrido perclórico |
| 37) Anhídrido de cromo | 38) Anhídrido selénico | 39) Anhídrido permangánico | 40) Anhídrido telurico |
| 41) Peróxido de Plomo | 42) Peróxido de aluminio | 43) Superóxido de cadmio | 44) Peróxido de Sodio |

B) HIDRÓXIDOS

- | | | |
|----------------------------------|-----------------------------|-------------------------|
| 01) Hidróxido de manganeso (III) | 02) Hidróxido manganoso | 03) Hidróxido de galio |
| 04) Hidróxido de sodio | 05) Hidróxido cobáltico | 06) Hidróxido cúprico |
| 07) Hidróxido de indio | 08) Hidróxido platínico | 09) Hidróxido argéntico |
| 10) Hidróxido de cromo (II) | 11) Hidróxido de oro (III) | 12) Hidróxido mercúrico |
| 13) Hidróxido ferroso | 14) tetrahidróxido de plomo | 15) Hidróxido de litio |

C) ÁCIDOS

- | | | | |
|---------------------|-------------------|------------------|----------------------|
| 1) Ac. Fluorhídrico | 02) Ac. Selenioso | 03) Ac. Iódico | 04) Ac. Fosforoso |
| 05) Ac. Sulfhídrico | 06) Ac. Dicrómico | 07) Ac. Teluroso | 08) Ac. Sulfúrico |
| 09) Ac. Selénico | 10) Ac. Arsenioso | 11) Ac. Nítrico | 12) Ac. permangánico |

D) SALES

- | | |
|---------------------------------|--|
| 01) Fluoruro crómico | 02) Sulfito de sodio |
| 03) Seleniuro cúprico | 04) Hidroxibromuro de bismuto |
| 05) Cloruro Férrico | 06) Hipoclorito de sodio |
| 07) Cianuro de calcio | 08) Fosfato ácido de amonio |
| 09) Sulfato de magnesio | 10) Bicarbonato de zinc |
| 11) Hidrógeno carbonato ferroso | 12) Nitrato níquelico |
| 13) Dicromato de potasio | 14) Sulfato de magnesio heptahidratado |
| 15) Bisulfato de Amonio | 16) tetraborato de sodio decahidratado |

Para reflexionar

Con el tiempo entenderás que si has herido duramente a una persona que te a amado con todo su ser, será muy probable que ese amor jamás vuelva hacer igual y con el pasar de los años comprenderemos que aun siendo feliz con un nuevo amor, lloraremos por aquel que dejamos ir.

SEPARATA 07

REACCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS

1. Concepto de Reacción Química:

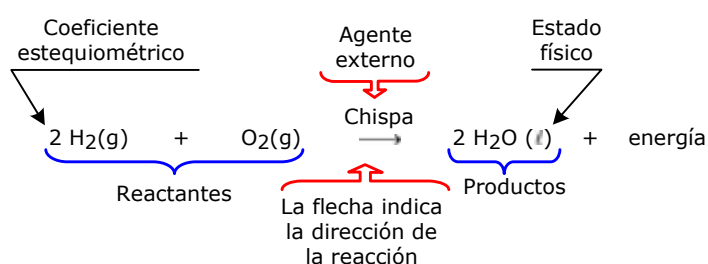
Esta parte de la química se encarga de estudiar los cambios estructurales que sufre la materia para dar origen a nuevas sustancias químicas.

1.1. Ecuación Química:

Es la forma abreviada y simbólica de representar a las reacciones químicas. En esta ecuación a las sustancias iniciales se le denomina **Reactantes** o **reaccionantes** y a las sustancias que se obtienen se le denomina **Productos** o **resultantes**.

1.2. Partes de una Ecuación química:

En el siguiente esquema mostramos las principales partes de una ecuación química:

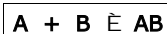


2. TIPOS DE REACCIÓN QUÍMICA:

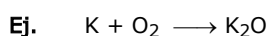
Las reacciones químicas que se presentan en la naturaleza son muy variadas y para clasificarlos se tomará en cuenta algunos aspectos tales como:

2.1. Por su Mecanismo de Reacción (formación de los productos):

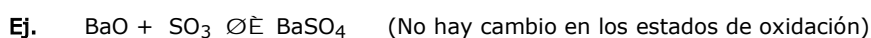
2.1.1. Reacciones de Composición: Es cuando se combinan dos o más sustancias para dar un solo compuesto. Son de la siguiente forma:



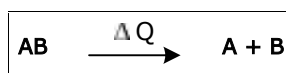
a) **De combinación o síntesis:** Cuando dos sustancias simples se unen en uno solo, con un intercambio o combinación de su E. O.



b) **De adición:** Cuando dos sustancias se unen en los subíndices de sus fórmulas.

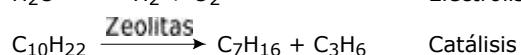
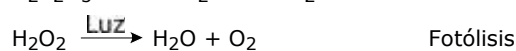
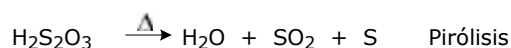


2.1.2. De Descomposición: Es una reacción inversa al anterior donde un compuesto por efecto de la energía o un catalizador se descompone en dos o más sustancias más pequeñas. Se produce cambios en el estado de oxidación si se obtienen sustancias simples. Son de la forma:



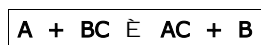
Las reacciones de descomposición pueden ser: **pirólisis** (descomposición por acción de la energía calorífica), **electrólisis** (descomposición por acción de la corriente eléctrica), **fotólisis** (descomposición por acción de la luz), **catálisis** (descomposición por acción de un catalizador), etc.

Ej.:

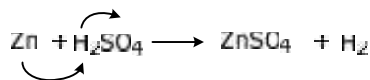


2.1.3. De Acuerdo al Grado de Sustitución:

a) **De Simple Sustitución o Desplazamiento simple:** Denominado también de simple desplazamiento. Sucede cuando un elemento más reactivo o activo desplaza a otro elemento menos reactivo, en un compuesto, ocupando su lugar. Se produce siempre con cambios en el estado de oxidación porque intervienen sustancias simples (elementos). Son de la siguiente forma:

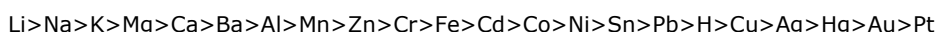


Ej.



“Serie electroquímica de tensiones” (Actividad química).

Ordenamiento decreciente de metales y no metales, según su propiedad de desplazar al siguiente de la serie, de su disolución.

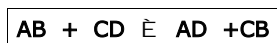


Se incrementa su reactividad química

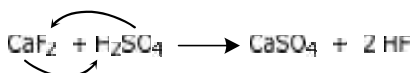
Para los anfígenos: S > Se > Te

Para los halógenos: F > Cl > Br > I

b) **De Sustitución Doble o Desplazamiento doble o Metátesis:** En este caso sucede un intercambio de grupos atómicos entre dos compuestos diferentes y de esta manera originan compuestos nuevos. No hay cambios en el estado de oxidación solo se produce un reordenamiento de grupos atómicos. Se lleva a cabo principalmente en medio acuoso. Son de la siguiente forma:



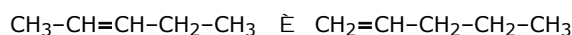
Ej.



Pertenecen a este tipo de reacciones las **reacciones de neutralización** (ácido-base Arrhenius) y las **reacciones de precipitación**.

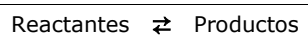
2.1.4. **Reacciones de reagrupamiento interno o isomerización:** Son aquellas reacciones donde la sustancia inicial sufre un cambio estructural interno dando lugar a una sustancia nueva de igual fórmula molecular (isómera).

Ej.



2.2. De acuerdo al Sentido de la Reacción:

2.2.1. **Reversible o Incompleta:** Es aquella reacción que se desplaza simultáneamente en ambos sentidos debido que luego de un tiempo, los productos formados pueden reaccionar para regenerar sus respectivas reactantes, tal que al final la reacción coexisten los reactantes y productos. Se encuentra en equilibrio dinámico. Se les reconoce por la doble flecha (⇌). El 95% de las reacciones que hay en la naturaleza son de este tipo. Son de la forma:



Ej.:

- (1) $NH_4OH \rightleftharpoons NH_3 + H_2O$
- (2) $N_2 + 3 H_2 \rightleftharpoons 2 NH_3$

2.2.2. **Irreversible o Completa:** Esta reacción sólo se realiza en un sólo sentido. Hasta que se acabe el o los reactantes. Se le reconoce por que en su ecuación lleva una sola flecha (→), de todas las reacciones que existen solo el 5% son de este tipo. Son de la forma:



Ej.:

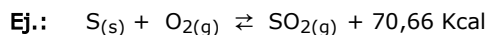
- (1) $O_2 + H_2 \rightarrow 2 H_2O$
- (2) $C_3H_8 + 5 O_2 \rightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$

2.3. De acuerdo a la Transferencia de la Energía:

En toda reacción química o proceso químico está involucrado un cambio energético, es decir que en una reacción química se libera o absorbe energía. Pueden ser de dos clases:

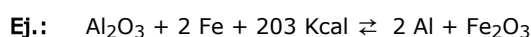
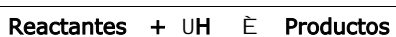
2.3.1. Reacción Exotérmica: Son aquellas reacciones donde:

- Se libera o emite energía al medio que lo rodea.
- La energía se encuentra como producto.
- El calor de reacción o cambio entalpía (ΔH) es negativa (El sistema químico pierde energía).
- La energía total de los productos es menor que la energía total de los reactantes.

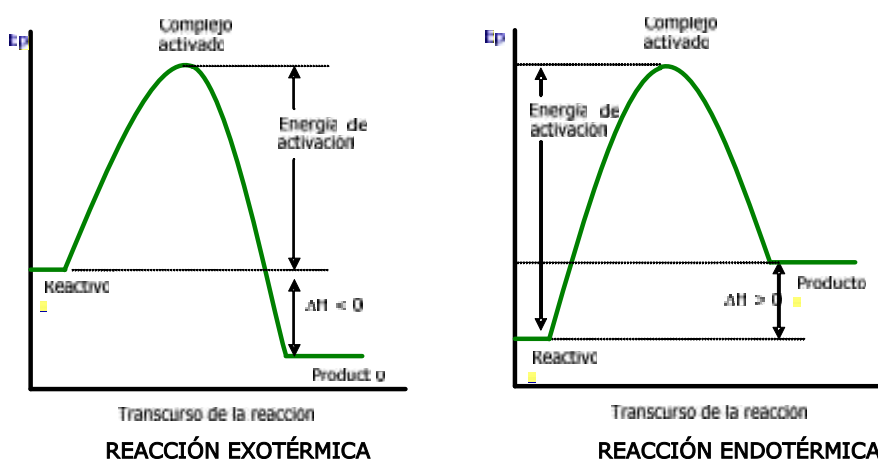


2.3.2. Endotérmica: Son aquellas reacciones donde:

- Se absorbe energía del medio que lo rodea.
- La energía se encuentra como reactante.
- El calor de reacción o cambio de entalpía (ΔH) es positivo (el sistema químico gana energía).
- La energía total de los productos es mayor que la energía total de los reactantes.

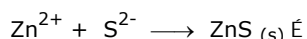


PERFILES DE REACCIONES EXOTÉRMICAS Y ENDOTÉRMICAS

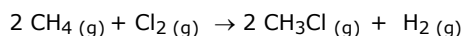


2.4. De acuerdo a la naturaleza de los reactantes:

2.4.1. Reacciones Iónicas: Ocurren generalmente en medio acuoso. Consiste en la interacción eléctrica de especies iónicas solvatadas en un disolvente (que puede ser el agua). Son reacciones muy rápidas y las más comunes en el laboratorio.



2.4.2. Reacciones Moleculares: Estas reacciones involucran sustancias covalentes (moléculas) y se caracterizan por ser muy lentas porque necesitan condiciones apropiadas (orientación de colisiones, energía cinética, catalizador, etc.)

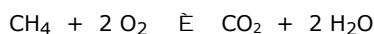


3. REACCIONES QUÍMICAS ESPECIALES

3.1. Reacción de Combustión:

Son reacciones exotérmicas donde una sustancia se consume con el oxígeno y como consecuencia desprende calor y/o luz. Son reacciones que se presentan principalmente en sustancias orgánicas, pueden ser completas o incompletas.

a) Completa: Si participa suficiente cantidad de oxígeno originando CO_2 y H_2O como los únicos productos. Se produce llama no luminosa.

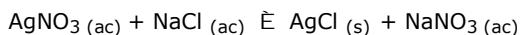


b) Incompleta: Ocurre cuando existe deficiencia de oxígeno y se produce C (hollín), CO y H_2O . Se produce llama luminosa. La luminosidad es debido a la incandescencia del hollín.



3.2. Reacción de Precipitación:

Son aquellas reacciones químicas donde, como producto se obtiene sustancias parcialmente solubles o insolubles en el medio de reacción (producto sólido), que debido a su mayor densidad cae al fondo del recipiente de reacción (precipitado).

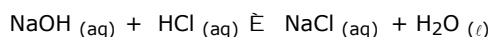


La siguiente tabla permite predecir la ocurrencia o no ocurrencia de las reacciones de precipitación, basándose en la solubilidad de los compuestos iónicos en agua.

	COMPUESTOS	SOLUBLES	INSOLUBLES
1	Sales del Grupo I A, NH_4^+	Todas	-----
2	Nitratos, Cloratos, Acetatos	Todas	-----
3	Cloruros, Bromuros, Ioduros	La mayoría	Los de Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+} y HgI_2
4	Sulfatos	La mayoría	Los de Ag^+ , Pb^{2+} , Hg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}
5	Óxidos	Grupo I A, Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}	La mayoría
6	Hidróxidos	Grupo I A, NH_4^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}	La mayoría
7	Carbonatos, fosfatos, Sulfitos, sulfuros	Grupo I A, NH_4^+	La mayoría

3.3. Reacción de Neutralización:

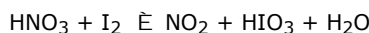
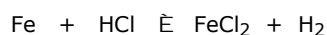
Son aquellas reacciones donde las sustancias iniciales son una base y un ácido que dan como producto una sal y agua.



3.4. Reacciones Redox:

Son aquellas reacciones donde ocurre transferencia de electrones lo que producen una variación en el estado de oxidación de los átomos.

En estas reacciones se verifican los procesos de oxidación y reducción.



3.4.1. Oxidación: Se verifica aumento en el estado de Oxidación, debido a la pérdida de electrones.



3.4.2. Reducción: Se verifica disminución en el estado de oxidación, debido a la ganancia de electrones.



3.4.3. Agente reductor: Es toda sustancia iónica, molecular o elemental que al oxidarse provoca que otra sustancia se reduzca, (dona e^-). Sustancia que se oxida.

3.4.4. Agente oxidante: Es toda sustancia iónica, molecular o elemental que al reducirse provoca que otra sustancia se oxide, (acepta e^-). Sustancia que se reduce.

3.4.5. Proceso Redox: Es aquel proceso químico donde ocurre simultáneamente una oxidación y reducción (reacción redox).

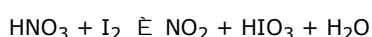


Características de las reacciones redox:

- Ocurren simultáneamente las semi reacciones de oxidación y reducción
- Se produce transferencia de electrones desde el átomo que se oxida hacia el átomo que se reduce.
- El número total de electrones ganados en una media reacción de reducción es igual al número total de electrones perdidos por la otra media reacción de oxidación.

3.4.6. Clasificación de Reacciones Redox:

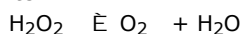
a) Intermolecular: Los elementos que se oxidan y reducen se encuentran en diferentes sustancias. En el ejemplo el nitrógeno del ácido nítrico se reduce y el yodo del yodo elemental se oxida.



b) **Intramolecular:** Los elementos que se oxidan y reducen son diferentes pero se encuentran en la misma sustancia. En el ejemplo el cloro y el oxígeno del clorato del potasio, KClO_3 se reduce y oxidan respectivamente.



c) **Dismutación o desproporción:** Un mismo elemento se oxida y se reduce. El ejemplo el oxígeno del peróxido de hidrógeno se oxida y reduce simultáneamente.



4. BALANCE DE ECUACIONES QUÍMICAS.

4.1. **Método del Estado de Oxidación:** Se aplica a ecuaciones redox complejas (Involucran de 5 a más sustancias), preferentemente con sustancias neutras.

Método General:

- 1º Identificar en la ecuación química al elemento que se oxida y al que se reduce verificando quienes han variado su estado de oxidación.
- 2º Luego se forma las semireacciones de oxidación y reducción.
- 3º Se hace el balance de masa y carga en cada semireacción.
- 4º Se igualan las cargas, la cantidad de electrones ganados deben ser igual a la cantidad de electrones perdidos, para ello se multiplica a cada semireacción por coeficientes mínimos enteros.
- 5º Se suman las semireacciones (los electrones se eliminarán).
- 6º Los coeficientes así obtenidos se colocan en la ecuación original.
- 7º Se termina el balance por tanteo.

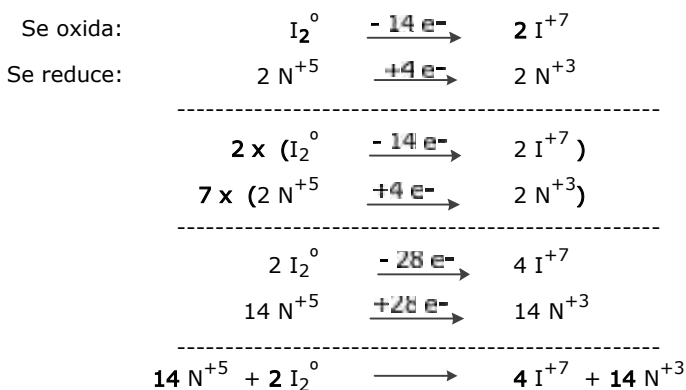
Ej. : Balancear: $\text{HNO}_3 + \text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_4 + \text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Resolución:

Indicamos primero los números de oxidación:



Luego escribimos las semireacciones con los elementos que han cambiado su estado de oxidación y conformamos la ecuación Redox.



Estos coeficientes encontrados lo trasladamos a la ecuación propuesta teniendo cuidado con el coeficiente del N^{+3} que debe dividirse entre 2 y luego completamos por tanteo el balance de los hidrógenos.



4.2. Método del Ion Electrón.

El balance de las ecuaciones redox por el método del ion electrón se aplica a ecuaciones iónicas y se puede realizar tanto en un medio ácido como en un medio básico o alcalino. Para realizar el balance deberá seguir los siguientes pasos o reglas:

- Ubicar los átomos que cambian de E.O. y plantear las semi-reacciones de reducción y de oxidación con los iones o moléculas que contienen a estos átomos
- Balance de átomos, en las semi-reacciones
 - Primero el balance de átomos redox (átomos que cambian de estado de oxidación)
 - Luego el balance de los átomos de oxígeno e hidrógeno

En Medio Ácido:

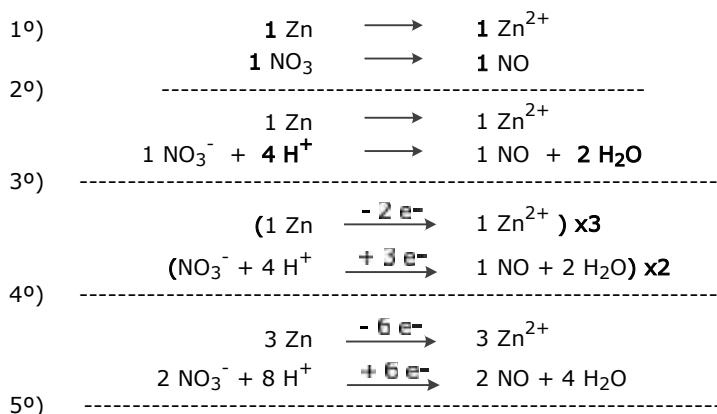
Por cada oxígeno que falte agregue una molécula de agua H_2O en el miembro de la ecuación que necesite oxígeno.

Por cada hidrógeno que falte agregue un ión hidrógeno H^{1+} en el miembro de la ecuación que necesite hidrógeno.

- Balance de electrones, en las semi-reacciones, agregando los electrones que se pierden o ganan en cada semi-reacción.
- Y si es necesario, multiplicar de manera cruzada las semi-reacciones hasta que el número de electrones que se pierde sea igual a los que se gana.
- Sumar las dos ecuaciones parciales, simplificando los términos comunes en ambos lados de la ecuación.

Ej.: Balancear en medio Ácido: $Zn + NO_3^- \rightarrow Zn^{2+} + NO$

Resolución:



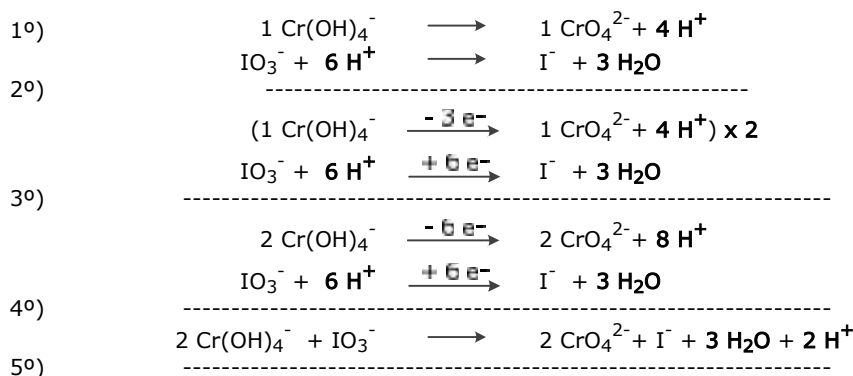
Ec. Balanceada: $3 \text{ Zn} + 2 \text{ NO}_3^- + 8 \text{ H}^+ \longrightarrow 3 \text{ Zn}^{2+} + 2 \text{ NO} + 4 \text{ H}_2\text{O}$

En Medio Básico:

Se balancea la ecuación tal como se indicó en medio ácido, al final del balance se añade a cada extremo de la ecuación iones hidróxidos OH^{1-} en una cantidad igual al número de H^+ para neutralizarlos y formar moléculas de agua. Y luego se corrige el balance de las mismas.

Ej.: Balancear en medio básico: $Cr(OH)_4^- + IO_3^- \rightarrow I^- + CrO_4^{2-}$

Resolución:



Agregamos OH^- : $2 \text{ Cr(OH)}_4^- + \text{IO}_3^- + 2 \text{ OH}^- \longrightarrow 2 \text{ CrO}_4^{2-} + \text{I}^- + 3 \text{ H}_2\text{O} + 2 \text{ H}^+ + 2 \text{ OH}^-$

Ec. Balanceada: $2 \text{ Cr(OH)}_4^- + \text{IO}_3^- + 2 \text{ OH}^- \longrightarrow 2 \text{ CrO}_4^{2-} + \text{I}^- + 5 \text{ H}_2\text{O}$

PROBLEMAS APLICATIVOS

01. Si ocurre una reacción química en forma natural o artificial, se evidencian cambios tales como:

- | | |
|-----------------------------------|--|
| a) Cambio de color, sabor u olor. | b) Liberación o absorción de energía calorífica. |
| c) Desprendimiento de un gas. | d) Formación de precipitados. |
| e) Todos los anteriores | |

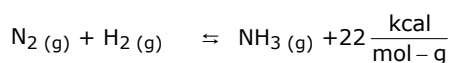
02. ¿Cuál de las siguientes reacciones corresponde al tipo de doble desplazamiento?

- | | | |
|--|--|---|
| a) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH}$ | b) $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$ | c) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ |
| d) $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$ | e) $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$ | |

03. ¿Cuál es una reacción de combustión incompleta?

- | | | |
|---|--|--|
| a) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | b) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ | c) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ |
| d) $\text{C}_4\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | e) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2$ | |

04. La ecuación no es:



- | | | |
|---------------------------|------------------------|---------------|
| a) redox intermolecular | b) exotérmica | c) reversible |
| d) combinación o síntesis | e) combustión completa | |

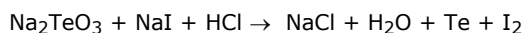
05. Balancear por tanteo las siguientes ecuaciones.

- 1) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 2) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{O}_2$

06. Balancear por el método del E.O. las siguientes ecuaciones neutras:

- 1) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
 2) $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{CH}_3\text{CHO} + \text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
 4) $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{S}_8 + \text{H}_2\text{O}$

07. Hallar el coeficiente del agua y yodo en la ecuación:



08. Balancear las siguientes ecuaciones iónicas.

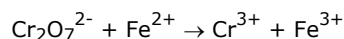
En Medio Ácido

- | | |
|--|---|
| 1) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+}$ | 2) $\text{MnO}_4^- + \text{HCOO}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{CO}_2$ |
| 4) $\text{I}^- + \text{IO}_4^- \rightarrow \text{I}_2$ | 4) $\text{CH}_3\text{CHO} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{Cr}^{3+}$ |

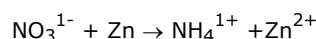
En Medio Básico o Alcalino

- | | |
|--|---|
| 1) $\text{N}_2\text{O}_4 + \text{Br}^- \rightarrow \text{NO} + \text{BrO}_3^-$ | 3) $\text{NH}_3 + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{Cr}^{3+}$ |
| 2) $\text{I}_2 \rightarrow \text{I}^- + \text{IO}_3^-$ | |

09. Balancear en medio ácido la siguiente reacción y señalar el coeficiente del agente oxidante.

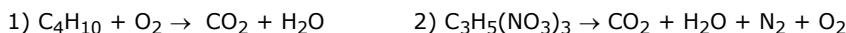


10. Balancear la siguiente reacción redox en medio básico y determine la suma de los coeficientes de los reactantes:

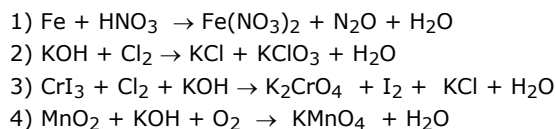


PROBLEMAS PROPUESTOS

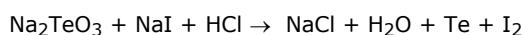
11. Balancear por tanteo las siguientes ecuaciones.



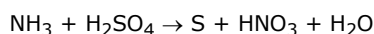
12. Balancear por el método del E.O. las siguientes ecuaciones neutras:



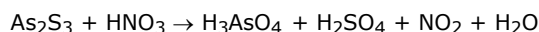
13. Hallar el coeficiente del agua y yodo en la ecuación:



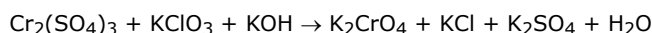
14. Balancear el siguiente proceso de óxido-reducción e indique la suma de todos los coeficientes:



15. Balancee el siguiente proceso óxido-reducción y dar la suma de agente oxidante + agente reductor:

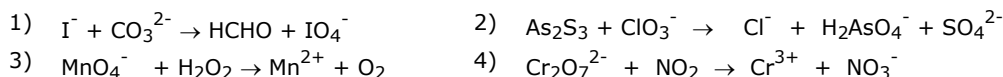


16. Balancear la siguiente reacción Redox e indicar la sumatoria de los coeficientes de los productos:

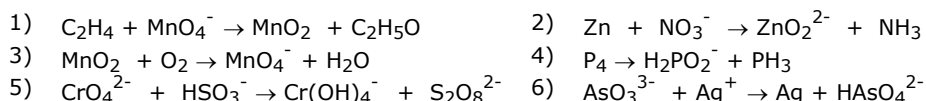


17. Balancear las siguientes ecuaciones iónicas.

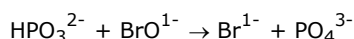
En Medio Ácido



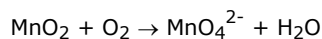
En Medio Básico o Alcalino



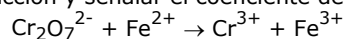
18. Luego de balancear en medio ácido, indique la relación entre el número de electrones transferidos y el coeficiente del agente reductor:



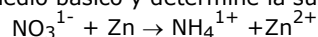
19. Cuáles son los coeficientes de los productos y de los reactantes de la siguiente reacción redox por el método del Ion electrón en medio básico.



20. Balancear en medio ácido la siguiente reacción y señalar el coeficiente del agente oxidante.



21. Balancear la siguiente reacción redox en medio básico y determine la suma de los coeficientes de los reactantes:



22. En una solución básica, los iones hipoclorito ClO^{1-} oxidan a los iones cromito, CrO_2^{1-} a iones cromato CrO_4^{2-} y se reducen a iones cloruro Cl^{1-} . Balancee la ecuación e indique el coeficiente del agua.

Los grandes espíritus siempre han encontrado una violenta oposición de parte de mentes mediocres.
Albert Einstein

SEPARATA 08

ESTEQUIOMETRÍA

1. UNIDADES QUÍMICAS DE MASA

1.1. Peso Atómico (PA)

Es el peso promedio de un conjunto de átomos de un mismo elemento. Y se calcula como el promedio ponderado de las masas de los isótopos teniendo en cuenta sus respectivas abundancias. Se encuentran tabuladas en las tablas periódicas.

1.2. Peso Molecular (\bar{M}):

Es la suma de los pesos atómicos de los elementos que forman a una sustancia simple o a una sustancia compuesta.

Para sustancias o compuestos iónicos el término que se utiliza que se utiliza es **peso fórmula (PF)** y se halla de la misma manera.

1.3. Mol:

Indica cantidad de sustancia que contiene tantas unidades estructurales (átomos, iones, moléculas, electrones, etc.) como átomos están contenidos en 12 gramos del isótopo de carbono-12. Es decir, un mol de cualquier sustancia contiene el mismo número de elementos estructurales. Este número es el número de Avogadro (N_A).

$$N_A = 6,023 \times 10^{23}$$

1.4. Átomo - Gramo (at-g):

Es la masa o peso expresado en gramos de un mol de átomos. Representa al Peso Atómico de un elemento químico expresado en gramos.

$$1 \text{ at - g} = \text{PA(g)} = 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

Para hallar el número de átomo - gramos:

$$n^\circ (\text{at - g}) = \frac{\text{masa(m)}}{\text{P.A}} = \frac{n^\circ \text{ átomos(N)}}{N_A}$$

1.5. Molécula-gramo (mol-g):

Es la masa o peso en gramos de un mol de moléculas. Representa al peso molecular expresado en gramos.

$$1 (\text{mol - g}) = \bar{M}(\text{g}) = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

Para hallar el número de molécula-gramo

$$n^\circ \text{ mol - g} = \frac{\text{masa}}{\bar{M}} = \frac{n^\circ \text{ moléculas}}{N_A}$$

1.6. Condiciones Normales (C.N.) Para Gases:

Son condiciones donde la presión que ejerce un gas es de una atmósfera y la temperatura en que se encuentra es de 0 °C (273 K).

1.7. Hipótesis de Avogadro:

Volúmenes iguales de 2 ó más gases a las mismas condiciones de P y T contiene igual número de moléculas e igual número de moles.

1.8. Volumen molar normal (V_m):

A condiciones normales el volumen molar normal es 22,4 L/mol es decir:

$$V_m = 22,4 \text{ L}$$

2. PESOS EQUIVALENTES.

2.1. Peso Equivalente de una Sustancia:

Para el caso de compuestos, se debe tener en cuenta el tipo de función química al que pertenece. El peso equivalente será igual a:

$$PE \text{ (sustancia)} = \frac{\bar{M}}{\phi}$$

Donde:

\bar{M} Peso molecular o peso fórmula de la sustancia o especie química

ϕ Es un factor de combinación y los valores que toma dependen de la sustancia e indica capacidad de reacción

Sustancia	ϕ (Eq/mol)
Ácido	Número de H ⁺ sustituibles
Hidróxido	Número de OH ⁻ sustituibles
Oxido	2 (Número de oxígeno)
Hidruro	Número de Hidrógenos
Sal	Carga total del catión o anión
Elemento	valencia
Ion	Carga
Reacciones Redox	Número de electrones transferidos

2.2. Equivalente Químico de una Sustancia (Eq)

Es la cantidad de un elemento que se combina, desplaza o equivale químicamente a 1 mol de átomos de hidrógeno (1,008 g) o también 1/2 mol de átomos de oxígeno (7,995 g). Para cálculos aproximados se consideran 1 g de hidrógeno y 8 g de oxígeno.

Esto significa que un equivalente químico de una sustancia tiene igual poder de combinación química que un equivalente de hidrógeno y/o oxígeno.

2.3. Equivalente-gramo (Eq-g):

Es una unidad química de masa que se define como la masa en gramos de un equivalente químico. Es el peso equivalente o equivalente químico expresado en gramos.

$$1 \text{ Eq-g} = PE \text{ (g)}$$

Ej.:

$$1 \text{ Eq-q (H}_2) = 1 \text{ g}$$

$$1 \text{ Eq-g (SO}_4^{2-}) = 48 \text{ g}$$

2.4. Número de equivalente - gramo (#Eq-g):

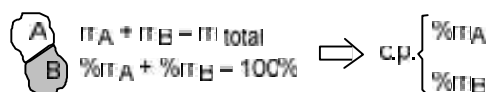
El número de equivalente gramo o número de equivalentes lo hallamos mediante la siguiente fórmula.

$$\# \text{ Eq (x)} = \frac{m(x)}{PE(x)}$$

3. COMPOSICIÓN CENTESIMAL DE UN COMPUESTO.

La composición centesimal de un compuesto es el porcentaje en masa de cada elemento que lo forma, respecto a la masa total (\bar{M}) de dicho compuesto químicamente puro.

Sea el compuesto A_xB_y :



$$\% m_A = \frac{m_A}{m_{total}} \cdot 100\%$$

$$\% m_B = \frac{m_B}{m_{total}} \cdot 100\%$$

4. FÓRMULA EMPÍRICA Y FÓRMULA MOLECULAR.

4.1. Fórmula Empírica (FE).

Se trata de una fórmula que solamente nos indica la relación de una combinación entre átomos que forman la molécula. Se señalan con menores números enteros posibles. La fórmula empírica no representa a la verdadera fórmula, a veces coincide con ella (compuestos inorgánicos)

4.1.1. Procedimiento para hallar la fórmula empírica:

- 1) Necesitamos conocer la CC del compuesto o datos que ayuden a obtener la composición porcentual del compuesto
- 2) Se determina el #at-g de cada elemento en base a la CC.

$$\# \text{at-g}(x) = \frac{m(x)}{PA(x)} = \frac{\%x}{PA(x)}$$

Si se tiene datos de la CC se asume que existen 100g de compuesto incógnita para que los porcentajes se conviertan en masas.

- 3) Los valores obtenidos de los #at-g deben ser enteros, de no ser así se realiza los siguientes pasos:
 - a) Dividir a todos entre el menor número de ellos, realizando aproximaciones convenientes. De no conseguir números enteros se continúa con el siguiente paso.
 - b) Multiplique a todos ellos por el menor número entero que permita obtener #at-g enteros.

4.2. Fórmula Molecular (FM):

Se trata de la fórmula verdadera del compuesto, en que se indica además de la relación de combinación entre los átomos, el número de átomos de cada elemento por molécula del compuesto.

Se cumple:

$\bar{M} = \alpha \bar{FE}$	α = Número entero y positivo \bar{M} = Peso molecular \bar{FE} = Peso fórmula empírica
-----------------------------	---

Para determinar la FM es necesario conocer la masa molar de esta fórmula o datos adicionales que nos permita determinarla.

Procedimientos:

- a) Se determina la FE del compuesto
- b) Se determina la masa molecular
- c) Hallamos α

$$r = \frac{FM}{FE} = \frac{\bar{M}}{\bar{FE}} = \frac{\text{atomicidad (FM)}}{\text{atomicidad (FE)}}$$

5. LEYES PONDERALES:

Relaciona la masa o moles de una sustancia con la masa o moles de otras sustancias en una ecuación química. Puede ser de 4 clases.

5.1. Ley de conservación de la masa (Antoine Lavoisier -1789)

En toda reacción química, la masa total de las sustancias que experimentan transformación es exactamente igual a la masa total de las nuevas sustancias o productos. Por lo tanto, la masa no se crea ni se destruye solamente se transforma

5.2. Ley de las Proposiciones Definidas (Joseph Proust - 1799):

En una reacción química ordinaria los reactantes se consumen en una proporción constante y definidos de masa, cualesquiera sean estas masas; cualquier exceso a dicha proporción dejará de consumirse.

Reacción Limitante (RL): Es aquella sustancia que ingresa al reactor químico en menor proporción estequiométrica y al agotarse limita la cantidad máxima del producto(s) obtenido(s).

$\frac{\text{Cantidad dato de reactivo}}{\text{Cantidad obtenida de la ecuación química}}$
--

- La menor relación: es para el REACTIVO LIMITANTE y todos los cálculos se hacen con él
- La mayor relación es para el REACTIVO EN EXCESO.

5.3. Ley de las Proporciones Recíprocas (Wenzel - Richter):

Si las masas de las sustancias A y B pueden reaccionar separadamente con la misma masa de una tercera sustancia "C", entonces si A y B reaccionan juntos, lo harán con la misma masa con que reaccionan con "C" o con masas, múltiplos o submúltiplos, a la mencionada.

5.4. Ley de las Proporciones Múltiples (Dalton):

Si dos sustancias simples reaccionan para generar dos o más sustancias de una misma función química, se observará que mientras que la masa de uno de ellos es constante, la masa del otro varía en relación de números enteros y sencillos.

6. LEYES VOLUMÉTRICAS.**6.1. Ley de las Relaciones Sencillas Gay-Lussac (1808):**

Cuando los gases se combinan a las mismas condiciones de presión y temperatura, entonces los volúmenes que se consumen de los reactantes son proporcionales a sus coeficientes estequiométricos.

El análisis de cada ley volumétrica es semejante al de cada ley ponderal.

6.2. Contracción Volumétrica:

Es la relación entre la disminución de los volúmenes y volúmenes reaccionantes de las sustancias gaseosas.

$$C = \frac{V_r - V_p}{V_r}$$

V_r = Suma de los volúmenes de los reactantes.

V_p = Suma de los volúmenes de los productos.

7. EFICIENCIA O PORCENTAJE DE RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN QUÍMICA (%R)

Se refiere a la cantidad de sustancias que se obtiene en la práctica después de una reacción química. Esto quiere decir que teóricamente esperamos obtener el 100% de una determinada sustancia, pero en la práctica por diversos factores ésta se reduce en un porcentaje menor. Entre los factores que reducen el 100% está la presencia de impurezas, fugas, instrumentos obsoletos, etc.

El rendimiento es la comparación porcentual entre la cantidad real o práctica obtenida y la cantidad teórica calculada de un producto determinado

$$\% R = \frac{\text{peso obtenido}}{\text{peso esperado}} \times 100$$

PROBLEMAS RESUELTOS

01. Hallar la masa de 5 at-g de fósforo (PA: P = 31)

Resolución:

$$\text{masa} = (\# \text{ at} - \text{g}) \cdot \text{PA} \Rightarrow \text{masa} = 5 \times 31 = 155 \text{ g}$$

02. Hallar la masa de una molécula de etano C_2H_6 . (PA: C = 12, H=1). Considere $N_A = 6 \times 10^{23}$

Datos:

$N = 1$ molécula

$m = ?$

Resolución:

$$\text{C}_2\text{H}_6: \bar{M} = 24 + 6 = 30$$

$$\frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} \Rightarrow m = \bar{M} \frac{N}{N_A} = 30 \cdot \frac{1}{6 \times 10^{23}} = 5 \times 10^{-23} \text{ g} \Rightarrow m = 5 \times 10^{-23} \text{ g}$$

03. Una molécula de C_3H_n pesa 7×10^{-23} g. Calcule el valor de n. Considere $N_A = 6 \times 10^{23}$

Datos:

$m = 7 \times 10^{-23}$ g
 $N = 1$ molécula
 Sustancia = C_3H_n

Resolución:

Hallamos el peso molecular de la sustancia: C_3H_n : $\bar{M} = 36 + n$

Luego:

$$\frac{\text{masa}}{\bar{M}} = \frac{n^\circ \text{ moléculas}}{N_A} \Rightarrow \frac{7 \cdot 10^{-23}}{36+n} = \frac{1}{6 \cdot 10^{23}} \Rightarrow 36 + n = 7 \times 10^{-23} \cdot 6 \times 10^{23} \Rightarrow 36 + n = 42 \Rightarrow n = 6$$

04. Una gota de alcohol (C_2H_5OH) tiene una masa de 230 mg ¿Cuántas moléculas de alcohol existen en la gota? (1mol = $1 N_A$)

Datos:

$m = 230$ mg = 0,23 g
 $N = ?$
 Sustancia: alcohol (C_2H_5OH)
 $\bar{M} (C_2H_5OH) = 46$ g/mol

Resolución:

$$\begin{array}{rcl} 46\text{g } C_2H_5OH & \text{-----} & 1 N_A \\ 0,23\text{g } C_2H_5OH & \text{-----} & N \end{array}$$

$$N = \frac{0,23 \text{ g } C_2H_5OH \times 1 N_A}{46 \text{ g } C_2H_5OH} = 0,005 N_A \text{ moléculas de alcohol}$$

05. Un recipiente de 250 mL vacío pesa 425 gramos. Si se llena con un gas a condiciones normales pesa 425,625 gramos. Calcular el peso molecular del gas.

Datos:

Masa recipiente vacío = 425 g
 Masa recipiente mas gas = 425,625 g
 $V = 250$ mL = 0,25 L

Resolución:

Masa gas = 425,625 g - 425 g = 0,625 g

A condiciones normales

$$n = \frac{m}{\bar{M}} = \frac{V}{V_m} \Rightarrow \bar{M} = \frac{m \cdot V_m}{V} = \frac{0,625 \text{ g} \cdot 22,4 \text{ L/mol}}{0,25 \text{ L}} = 56 \text{ g/mol} \Rightarrow \text{El peso molecular del gas es 56}$$

06. Un mineral que pesa 16 gramos contiene 4 gramos de sulfuro de cinc. Calcular el porcentaje de cinc en el mineral. (PA: S = 32, Zn = 65)

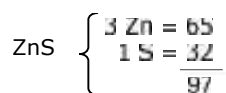
Datos:

Masa mineral = 16 g
 Masa ZnS = 4 g
 Hallar % Zn
 ZnS: $\bar{M} = 97$ g/mol

Resolución:

El ZnS está presente en el mineral.

Primero determinamos la cantidad de cinc en 4 gramos de sulfuro de cinc (ZnS).



$$m(\text{Zn}) = \frac{65}{97} \times 4 \text{ g} = 2,68 \text{ g}$$

$$\% \text{ Zn} = \frac{\text{masa Zn}}{\text{masa mineral}} \times 100$$

$$\% \text{ Zn} = \frac{2,68 \text{ g}}{16 \text{ g}} \cdot 100 = 16,75\%$$

07. El compuesto hidratado $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ contiene 55,90% de agua. Calcular el valor de x.
(PA: Na = 23, S = 32, O = 16, H = 1)

Datos:

$$\% \text{ H}_2\text{O} = 55,90\%$$

Sustancia: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$

Hallar x

Resolución:

Si el compuesto hidratado contiene 55,9% de agua entonces de compuesto anhídrido hay 44,1%. Para calcular el valor de x se establece una relación entre la sal anhidra y el agua de cristalización.

$$\text{Na}_2\text{SO}_4 : \bar{M} = 142 \text{ g/mol}$$

$$\text{H}_2\text{O} : \bar{M} = 18 \text{ g/mol}$$

$$\begin{array}{ll} 142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 & \dots\dots\dots 18x \text{ g H}_2\text{O} \\ 44,1 \% & \dots\dots\dots 55,9 \% \end{array}$$

$$\text{Resolviendo: } x = \frac{142 (55,9\%)}{18 (44,1)} = 10$$

08. Se ha determinado que la cafeína contiene 46,15 % de carbono, 5,49 % de hidrógeno, 17,58 % de oxígeno y 30,77 % de nitrógeno. Si su peso molecular es 364. Determinar su fórmula molecular.

Resolución:

Átomos	% m	PA	# at-g = $\frac{m}{PA}$	Se divide entre el menor	x2
C	46,15	12	$\frac{46,15}{12} = 3,85$	$\frac{3,85}{1,1} = 3,5$	7
H	5,49	1	$\frac{5,49}{1} = 5,49$	$\frac{5,49}{1,1} = 5$	10
O	17,58	16	$\frac{17,58}{16} = 1,1$	$\frac{1,1}{1,1} = 1$	2
N	30,77	14	$\frac{30,77}{14} = 2,2$	$\frac{2,2}{1,1} = 2$	4

$$\text{FE} = \text{C}_7\text{H}_{10}\text{O}_2\text{N}_4$$

Hallamos α:

$$\bar{M} = 364$$

$$\bar{\text{FE}} = 182$$

$$r = \frac{\bar{M}}{\bar{\text{FE}}} = \frac{364}{182} = 2$$

$$\text{FM} = 2 \text{ FE} = 2(\text{C}_7\text{H}_{10}\text{O}_2\text{N}_4) = \text{C}_{14}\text{H}_{20}\text{O}_4\text{N}_8$$

09. ¿Cuántos at-g de oxígeno existen 1550 g de fosfato de calcio (Ca₃(PO₄)₂)?

Datos:

masa (Ca₃(PO₄)₂) = 1550 g
hallar #at-g (O)

Resolución:

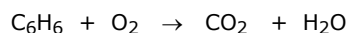
Hallamos el peso molecular del fosfato de calcio

$$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \left\{ \begin{array}{l} 3 \text{ Ca} = 3 \times 40 = 120 \\ 2 \text{ P} = 2 \times 31 = 62 \\ 8 \text{ O} = 8 \times 16 = 128 \\ \hline 310 \end{array} \right.$$

Observamos que en 310 g de fosfato de calcio están contenidos 8 at-g de Oxígeno. Entonces los at-g de oxígeno contenidos en 1550 g de fosfato de calcio serán:

$$\# \text{ at-g(O)} = 1550\text{g Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \times \frac{8 \text{ at-g(O)}}{310 \text{ g Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 40 \text{ at-g (O)}$$

10. ¿Cuántos gramos de oxígeno se necesita para la combustión completa de 780 g de C₆H₆ de acuerdo a la siguiente ecuación química?

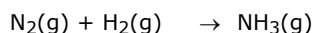


Resolución:

Balanceamos la ecuación química y hallamos los pesos moleculares de las sustancias involucradas, luego relacionamos el dato con la incógnita:

$$\begin{array}{ccccccc} \bar{M}=78 & & \bar{M}=32 & & & & \\ 2 \text{ C}_6\text{H}_6 & + & 15 \text{ O}_2 & \rightarrow & 12 \text{ CO}_2 & + & 6 \text{ H}_2\text{O} \\ 780 \text{ g} & & x & & & & \\ x=780\text{g C}_6\text{H}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6}{78 \text{ g C}_6\text{H}_6} \cdot \frac{15 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}_6\text{H}_6} \cdot \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \Rightarrow x = 2400 \text{ g (O}_2) \end{array}$$

11. ¿Cuántos gramos de Amoniaco se obtendrán al hacer reaccionar 50 g de hidrógeno con 50 gramos de nitrógeno de acuerdo a la siguiente reacción?



Resolución:

Balanceamos la ecuación, hallamos los pesos moleculares de las sustancias involucradas y establecemos las relaciones de la incógnita con los datos:

$$\begin{array}{ccccccc} \bar{M}=28 & & \bar{M}=2 & & \bar{M}=17 & & \\ \text{N}_2 & + & 3 \text{ H}_2 & \rightarrow & 2 \text{ NH}_3 & & \\ \text{Datos:} & 50 \text{ g} & 50 \text{ g} & & x & & \\ \text{De la} & 28 \text{ g} & 6 \text{ g} & & & & \\ \text{ecuac.} & & & & & & \end{array}$$

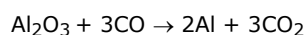
Como tenemos los datos de los dos reactivos debemos hallar el reactivo limitante dividiendo para cada reactivo, la cantidad dato entre la cantidad obtenida de la ecuación, la menor relación corresponde al reactivo limitante.

$$\begin{array}{ll} \text{Para el N}_2: \frac{50}{28} = 1,79 & \text{Reactivo limitante} \\ \text{Para el H}_2: \frac{50}{6} = 8,33 & \text{Reactivo en exceso} \end{array}$$

El reactivo limitante es el nitrógeno
Ahora realizamos los respectivos cálculos:

$$x = 50 \text{ g N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{28 \text{ g N}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol N}_2} \cdot \frac{17 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} \Rightarrow x = 60,71 \text{ g NH}_3$$

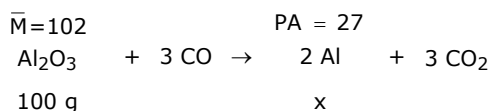
12. En el proceso de reducción de 100 g de Al_2O_3 por acción del monóxido de carbono se obtuvo 42,25 g aluminio metálico. Calcular el rendimiento del proceso.



Resolución:

Balanceamos la ecuación química y hallamos los pesos moleculares de las sustancias involucradas, luego relacionamos el dato con la incógnita:

Peso de Al obtenido: 42,25 g



Primeramente hallamos la masa de aluminio que se espera obtener (teórico):

$$x = 100 \text{ g Al}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol Al}}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} \cdot \frac{27 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} \Rightarrow x = 52,94 \text{ g (Al)}$$

$$\% \text{ Rend} = \frac{\text{Peso obtenido}}{\text{Peso esperado}} \times 100 = \frac{42,25 \text{ g}}{52,94 \text{ g}} \times 100 = 79,8 \%$$

El rendimiento del proceso es del 79,8 %

13. ¿Cuántos litros de aire se requiere para la combustión de 50 L de C_3H_8 , si el aire contiene 20 % en volumen de O_2 y está a condiciones normales (C.N.)?

Datos:

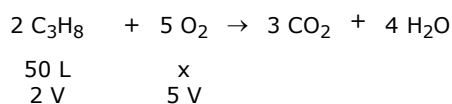
50 L de C_3H_8 ,

Composición del aire: 20 % O_2 en volumen.

Hallar el volumen de aire (V) en C. N.

Resolución:

Proponemos y balanceamos la ecuación química y luego relacionamos el dato con la incógnita.



Primero hallamos la cantidad de oxígeno (x) puro contenido en el aire requerido:

En la ecuación se observan que 2 volúmenes de propano reaccionan con 5 volúmenes de oxígeno.

(Nota: Cuando se trabaja con moles o volúmenes no es necesario utilizar los pesos moleculares de las sustancias.)

Ahora hallamos x:

$$x = 50 \text{ L C}_3\text{H}_8 \times \frac{5 \text{ V O}_2}{2 \text{ V C}_3\text{H}_8} = 125 \text{ L de O}_2 \text{ puro.}$$

Luego hallamos el volumen de aire requerido:

$$V = 125 \text{ L O}_2 \times \frac{100 \text{ L aire}}{20 \text{ L O}_2} = 625 \text{ L aire}$$

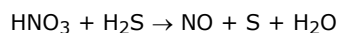
PROBLEMAS APLICATIVOS

01. ¿Cuántos átomos de plata existen en una joya que pesa 27g, si tiene aproximadamente 80% de plata pura?
02. El ácido fosfórico contiene 12 N_A átomos de oxígeno. Hallar la masa de dicha sustancia.
03. En una reacción química se produce 80 g de oxígeno. ¿Qué volumen ocupará si está medido en C.N.?
04. Un mineral contiene Fosfato de Calcio anhídrido e impurezas. Si el porcentaje de Fósforo en el mineral es 15% en peso. ¿Cuál es el porcentaje en peso del Fosfato de Calcio en el mineral?
(P.A.: Ca = 40; P = 31; O = 16)
05. Determinar el porcentaje de agua en el Borax. (Na₂B₄O₇·10H₂O)
06. El oxígeno representa el 60% en peso en el compuesto EO₃. ¿Cuál es la composición centesimal de los elementos en el compuesto CaEO₄, respectivamente? (P.A.: Ca=40; O=16)
07. Un compuesto orgánico contiene 32,00% de carbono, 42,66% de oxígeno, 6,67% de hidrógeno y 18,67% de nitrógeno. Si su masa molecular es de 75 ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?
08. Determine la fórmula molecular de un hidrocarburo si contiene 85,5 % de carbono y además un mol de compuesto pesa 112 g.
09. La fórmula empírica de un hidrocarburo es CH₂, la densidad del compuesto gaseoso medido a condiciones normales es 2,5 g/L. ¿Cuál es la fórmula real del hidrocarburo? (P.A: C = 12).
10. Hallar los pesos equivalentes de las siguientes sustancias: K₂O; H₂SO₄; Al(OH)₃; KBrO; KAl(SO₄)₂
11. Si 36 g de cierto elemento "A" se combinan con 2 at-g de otro elemento "B" cuya única valencia es 2. ¿cuál es la masa equivalente del elemento "A"?
12. ¿Cuántas toneladas de CO₂ se producen por la combustión de suficiente gas propano con 20 toneladas de gas oxígeno?
$$\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
13. Cuando reaccionan completamente 207 gramos de dióxido de nitrógeno (NO₂). ¿Cuánto moles de ácido nítrico se pueden producir?
$$\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO}$$
14. Se hace saltar una chispa en una mezcla que contiene 100 g H₂ y 100 g de O₂ de modo que se forme agua. Hallar la masa de agua formada.
15. Qué volumen de gas propano se necesita para obtener 75 litros de CO₂. (P.A.: C = 12; O = 16; H = 1)
$$\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
16. ¿Cuántos litros de aire se requiere para la combustión de 20 L de C₃H₈, si el aire contiene 20 % en volumen de O₂ si está a C.N.?
17. En la reacción: C₂H₅OH + O₂ → CO₂ + H₂O
Se hace participar 192g de cada reactante, determine el porcentaje de rendimiento si solo se obtiene 140,8g de CO₂.
18. Calcular el peso en kg de cal viva (CaO) que puede obtenerse calentando 200 kg de caliza que contiene 95% de CaCO₃. (P.A.: Ca = 40; C = 12; O = 16)

PROBLEMAS PROPUESTOS

19. ¿Cuántos átomos de oro existen en una joya que pesa 10g, si tiene aproximadamente 19,7% de oro puro?
20. ¿Cuántos gramos pesa una molécula de ácido nítrico HNO₃? (P.A.: N = 14; O = 16; H = 1)
21. ¿Cuánto at-g de Oxígeno contiene 20 g de CaCO₃? (P.A.: Ca = 40; C = 12; O = 16).

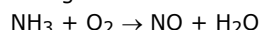
22. ¿Cuántos átomos en total existen en 3888 g de fosfito de Aluminio?
23. ¿Cuántos litros de O₂ en CN, se podrán a partir de 500 milimoles de Fosfato de Calcio?
24. Si el peso equivalente del H₂XO₃ es 31. Hallar el P-Eq del XO₂.
25. ¿Cuál es el peso equivalente del Hierro en la hematita? (Fe = 56)
26. Cierta cantidad de ácido perclórico es neutralizado por el hidróxido de calcio, ¿cuál será la composición centesimal del cloro en la sal formada? P.A.:Cl = 35,5; Ca = 40
27. El ácido benzoico es un polvo blanco, cristalino, que se emplea como conservante de alimentos. El compuesto contiene 68,8% de C, 5,0% de H y 26,2% de O; por masa. ¿Cuál es la fórmula empírica?
28. Cuántos gramos de ácido nítrico se requiere para obtener 160g de azufre de acuerdo a la siguiente ecuación química:



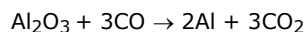
29. Qué peso de CaO se formará por la descomposición de 300 g de CaCO₃. (Ca = 40, C = 12, O = 16)
30. Cuántas moles de ion Mn²⁺ se producirán al hacer reaccionar 20 moles de MnO₄⁻ con 13 moles de H₂O₂ según la reacción siguiente:



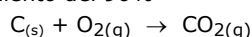
31. El amoníaco reacciona con el oxígeno, según la siguiente reacción:
- ¿Qué masa de NO se obtendrá al hacer reaccionar 672 L de NH₃ gaseoso en condiciones normales, con suficiente cantidad de oxígeno?



32. Si 250 g de éter sulfúrico (C₄H₁₀O) son quemados a condiciones normales con un 20% en volumen de oxígeno. Calcular el volumen de aire consumido para la combustión total del éter sulfúrico.
33. En el proceso de reducción de a la masa del Al₂O₃ por acción del monóxido de carbono se obtuvo aluminio metálico con una masa equivalente a la mitad de la masa del monóxido de carbono consumido. Determinar el rendimiento del proceso.



34. Determinar cuántos litros de dióxido de carbono gaseoso se producirán al quemar 0,1 kg de coque que contiene 84% de carbón, si la reacción tiene un rendimiento del 90%



"Hay que decir no a mil cosas para estar seguro de que no te estás equivocando o que intentas abarcar demasiado."

- *Steve Jobs*

SEPARATA 09

SOLUCIONES

1. CONCEPTO DE SOLUCIÓN:

Son mezclas homogéneas de dos o más sustancias puras en proporción variable del tamaño de átomos, moléculas o iones.

Características de una solución:

- Una solución resulta de mezclar dos o más sustancias en proporciones variables.
- Es un sistema químico homogéneo.
- Cualquier parte elemental de su volumen posee composición química y propiedades idénticas.
- Los componentes de una solución se denominan: soluto (sto) y solvente (ste).
- Si el solvente es el agua se denomina solución acuosa
- Si la solución es binaria (dos componentes) se denomina disolución y el solvente se denomina disolvente.
- El agua es conocida como disolvente universal debido a que disuelve a muchas sustancias y por sus propiedades particulares que le hacen un extraordinario solvente.

Otros solventes: alcohol etílico, acetona, éter etílico, benceno, sulfuro de carbono, cloroformo, ciclohexano, amoníaco líquido, etc.

Son ejemplos de soluciones:

- a) Entre sólidos: El latón (aleación de cobre y de zinc)
- b) Un sólido y un líquido: El azúcar en agua.
- c) Entre dos líquidos: La disolución de alcohol en agua.
- d) Entre dos gases: El aire puro, donde el nitrógeno hace el papel de solvente para los restantes gases (O₂, CO₂ vapor de agua, etc.)

2. TIPO DE SOLUCIONES:

2.1. De Acuerdo al Estado Físico:

- a) **Soluciones sólidas:** Ej.: aleaciones (bronce, latón, acero, etc.)
- b) **Soluciones Líquidas:** Ej.: salmuera, agua azucarada, agua potable, etc.
- c) **Soluciones Gaseosas:** Ej.: aire, gas natural, grisú.

2.2 De Acuerdo a la Cantidad de Solute:

- a) **Diluida:** Cantidad de soluto muy pequeña.
- b) **Concentrada:** Cantidad de soluto relativamente grande.
- c) **Saturada:** Solución que ha alcanzado máxima concentración a una temperatura dada. No admite más soluto.
- d) **Sobresaturada:** Es cuando se disuelve más soluto que en la solución saturada debido a ciertos factores mecánicos (Ej.: Agitación). Son inestables.

2.3. De Acuerdo a su Naturaleza:

- a) **Soluciones Ideales:** En una solución ideal no existe absorción o desprendimiento de calor y el volumen resultante es igual a la suma de los volúmenes de soluto y solvente.
- b) **Soluciones Reales:** Se originan fenómenos de disociación, solvatación y variación de volumen.

2.4. De acuerdo a su Conductividad eléctrica:

Soluciones Electrolíticas (Soluciones iónicas): El soluto es un electrolito que se disocia en medio acuoso en iones que permiten la conducción de la corriente eléctrica.

Ej.: Soluciones de sales, ácidos y bases.

Soluciones No electrolíticas (Moleculares): El soluto no se disocia en iones pero se encuentra disperso en la solución por solvatación. No permite la conducción de la corriente eléctrica.

Ej.: Soluciones de azúcar, etanol, etc.

3. SOLUBILIDAD (S):

La solubilidad nos indica la masa máxima en gramos que se puede disolver en 100 g de un determinado solvente a una determinada temperatura. Se determina en forma experimental.

Una solución saturada, es aquella que contiene disuelto la máxima cantidad de soluto a una cierta temperatura.

$$S = \frac{m(\text{solute})}{100g(\text{solvente})}$$

m = masa en gramos
(a una Temperatura dada)

3.1. Factores que modifican la solubilidad:

- Naturaleza de soluto y solvente
- Temperatura
- Presión (en especial para los solutos gaseosos)

Recuerde:

- ✓ La solubilidad nos indica la concentración de una solución saturada.
- ✓ La solubilidad depende de la temperatura, generalmente aumenta al aumentar ésta cuando se trata de solutos sólidos en solventes líquidos.
- ✓ Cuando el soluto es un gas y el solvente es un líquido la solubilidad generalmente disminuye al aumentar la temperatura, pero aumenta al aumentar la presión.

4. UNIDADES DE CONCENTRACIÓN:

Son formas de indicar la cantidad de un soluto presente en una solución. Estas pueden ser físicas o químicas.

4.1. Unidades Físicas:

No dependen de la naturaleza química de los componentes. Sólo se necesitan sus cantidades.

a) **Porcentaje en Peso (%W):** Es la masa o peso de soluto por cada 100 unidades de masa o peso de solución.

$$\%W = \frac{\text{masa (sto)}}{\text{masa (sol)}} \times 100$$

b) **Porcentaje en Volumen (%V):** Nos expresa el porcentaje en volumen del soluto con respecto al volumen total de la solución.

$$\%V = \frac{\text{volumen (sto)}}{\text{volumen (sol)}} \times 100$$

c) **Porcentaje peso/vol. (%(W/V)):** Nos indica el porcentaje de masa o peso de soluto por unidad de volumen de solución. Se aplica a soluciones diluidas de solutos sólidos en agua donde expresa la cantidad de gramos de soluto contenidos en 100 mililitros de solución.

$$\%(W/V) = \frac{\text{masa (sto)}}{\text{volumen (sol)}} \times 100$$

d) **Partes por Millón (ppm):** Indica el peso en gramos de soluto por un millón de gramos de la solución. Se aplica a soluciones muy diluidas. Esta unidad también se define como el peso en miligramos de soluto por cada litro de solución. (1 ppm = 1mg/L)

$$\# \text{ p.p.m.} = \frac{\text{masa sto (mg)}}{\text{volumen sol (L)}}$$

d) **Densidad (D):** Es la masa de un determinado volumen de solución.

$$D = \frac{\text{masa (sol)}}{\text{volumen (sol)}}$$

Unidades: g/mL (soluciones líquidas)
g/L (soluciones gaseosas)

e) **Relación del porcentaje en peso y la densidad de una solución:**

$$m(\text{sto}) = \frac{\%W_{(\text{sto})} \times D_{(\text{sol})} \times V_{(\text{sol})}}{100}$$

2. Unidades Químicas:

Dependen de la naturaleza química de las sustancias que constituyen la solución. Expresan relaciones con la masa molar y masa equivalente.

a) **Molaridad (M):** Indica el número de moles de soluto por cada litro de solución.

$$M = \frac{n_{\text{sto}}}{V_{\text{sol}}}$$

La siguiente fórmula es muy importante:

$$m_{(\text{sto})} = \bar{M}_{(\text{sto})} \times V_{(\text{sol})} \times M$$

b) **Normalidad (N):** Nos indica el número de equivalentes gramos de soluto por cada litro de solución.

$$N = \frac{\# \text{Eq} - g_{(\text{sto})}}{V_{\text{sol}}}$$

La siguiente fórmula es muy importante:

$$m_{(\text{sto})} = PE_{(\text{sto})} \times V_{(\text{sol})} \times N$$

c) **Relación entre Normalidad y Molaridad:**

$$N = \phi \cdot M$$

d) **Molalidad (m):** Indica el número de moles de soluto por cada Kg de solvente que tiene la solución.

$$m = \frac{n_{\text{sto}}}{W_{\text{ste}}}$$

5. APLICACIÓN DE SOLUCIONES:

5.1. **Dilución:** Consiste en obtener una nueva solución disminuyendo la concentración de una solución valorada, cuya concentración se conoce, agregando una determinada cantidad de solvente. La cantidad de soluto permanece constante.

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

C = Molaridad, Normalidad, densidad

Si la concentración se expresa en porcentaje en peso (%W) se cambia los volúmenes por masa.

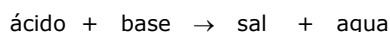
5.2. **Mezcla de soluciones de un mismo soluto:** Al mezclar soluciones de un mismo soluto, la cantidad de soluto en la solución final será igual a la suma de la cantidad de soluto en cada una de las soluciones mezcladas y el volumen total de la mezcla es también igual a la suma de los volúmenes de las soluciones iniciales.

$$C_1V_1 + C_2V_2 + C_3V_3 + \dots = C_mV_m$$

$$V_1 + V_2 + V_3 + \dots = V_m$$

Si la concentración se expresa en porcentaje en peso (%W) se cambia los volúmenes por masa.

5.3. **Neutralizaciones:** Se lleva en cabo en las valoraciones o titulaciones ácido base. Y consiste en la reacción entre un ácido con una base. Se aplica la ley del equivalente químico.



$$\# \text{Eq} (\text{ác}) = \# \text{Eq} (\text{b}) = \# \text{Eq} (\text{sal})$$

Si las sustancias están en solución:

$$N_{(\text{ác})}V_{(\text{ác})} = N_{(\text{ba})}V_{(\text{ba})}$$

Si alguna de las sustancias está en estado sólido se aplica la siguiente fórmula:

$$\# \text{Eq} (x) = \frac{m(x)}{PE(x)}$$

PROBLEMAS RESUELTOS

01. ¿Cómo prepara Ud. 200 gramos de una solución de NaCl a 20 % en peso?

Datos:

Masa de (sto) = ¿?
 Masa solución = 200 g
 %W = 20 %

Resolución:

Hallamos la cantidad necesaria de soluto:

Fórmula:
$$\%W = \frac{\text{masa(sto)}}{\text{masa(sol)}} \times 100$$

Despejando y Reemplazando:

$$\text{masa (sto)} = \frac{\%W \cdot \text{masa (sol)}}{100} = \frac{20 \cdot 200\text{g}}{100} = 40 \text{ g de NaCl}$$

Hallamos la cantidad necesaria de agua.

Para tener 200 g de solución se necesita: 200g - 40g = 160g de agua

Se prepararía disolviendo 40 gramos de NaCl en 160 gramos de agua.

02. En un litro de solución cuya densidad es igual a 1,8 g/cm³ existen 300 g de soluto. ¿Cuál es el porcentaje en peso?

Datos:

V = 1 L = 1000 cm³
 Densidad = 1,8 $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
 Masa soluto = 300 g

Resolución:

Hallamos la masa de la solución:

Fórmula:
$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

Despejando la incógnita y reemplazando datos:

$$\text{Masa (sol)} = \text{densidad (sol)} \cdot \text{Volumen (sol)} = 1,8 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times 1000 \text{ cm}^3 = 1800 \text{ g}$$

Hallamos el porcentaje en peso:

$$\%W = \frac{\text{masa(sto)}}{\text{masa(sol)}} \times 100 = \frac{300 \text{ g}}{1800 \text{ g}} \times 100 \% \Rightarrow \%W = 16,6 \%$$

03. Cuántos gramos de NaCl se necesitan para preparar 2,5 litros de suero salino, cuya concentración es de 0,9 % en p/v

Datos:

Masa de (sto) = ¿?
 Volumen (sol) = 2,5 L = 2500 mL
 %(p/v) = 0,9 %

Resolución:

Hallamos la masa de soluto:

Fórmula:
$$\%(W/V) = \frac{\text{masa(sto)}}{\text{Volumen(sol)}} \times 100$$

Despejando y Reemplazando:

$$\text{masa (sto)} = \frac{\%(\text{p/v}) \cdot \text{volumen (sol)}}{100} = \frac{0,9 \text{ g/mL} \cdot 2500 \text{ mL}}{100} = 22,5 \text{ g de NaCl}$$

Se necesita 22,5 g de NaCl

04. Hallar la molaridad de una solución de glucosa al 5 % (p/v).

Datos:

Concentración molar = ¿?

% (P/v) = 5 %

Soluto: glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), $\bar{M} = 180 \text{ g/mol}$

Resolución:

De la % m/v = 5 % se tiene lo siguiente:

Masa soluto = 5 g

Volumen (sol) = 100 mL = 0,1 L

Fórmula: $\text{masa (sto)} = \bar{M} \cdot V \cdot M$

Despejando la molaridad y reemplazando:

$$M = \frac{\text{masa (sto)}}{V \cdot \bar{M}} = \frac{5 \text{ g}}{0,1 \text{ L} \cdot 180 \text{ g/mol}} = 0,28 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

La sol. de glucosa al 5 % (p/v) es equivalente a 0,28 M

05. ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 1640 g de nitrato de calcio $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ en 5 litros de solución?

Datos:

m (sto) = 1640 g

V (sol) = 5 L

$\bar{M} [\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = 164 \text{ g/mol}$

Resolución:

Hallamos la molaridad:

Fórmula: $\text{masa (sto)} = \bar{M} \cdot V \cdot M$

Despejando la molaridad y reemplazando datos:

$$M = \frac{\text{masa (sto)}}{V \cdot \bar{M}} = \frac{1640 \text{ g}}{5 \text{ L} \cdot 164 \text{ g/mol}} = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 2 \text{ M}$$

06. ¿Qué cantidad de $\text{Ca}(\text{OH})_2$, en gramos estará disuelto en 250 mL de solución 0,3 N?

Datos:

Cantidad de soluto = ¿?

Sustancia: $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\bar{M} = 74 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ y tiene 2 grupos OH entonces $\phi = 2$

Resolución:

Hallamos el peso equivalente:

$$\text{PE} = \frac{\bar{M}}{\phi} = \frac{74 \text{ g/mol}}{2 \text{ Eq/mol}} = 37 \frac{\text{g}}{\text{Eq}}$$

Normalidad = 0,3 $\frac{\text{Eq}}{\text{L}}$

Volumen solución = 250 mL = 0,25 L

Hallamos la cantidad de soluto:

Fórmula: $\text{masa (sto)} = \text{PE} \cdot V \cdot N$

Reemplazando datos:

$$\text{Masa (Ca(OH)}_2) = 37 \frac{\text{g}}{\text{Eq}} \times 0,25 \text{ L} \times 0,3 \frac{\text{Eq}}{\text{L}} = 2,775 \text{ g de Ca(OH)}_2$$

Se requiere disolver 2,775 g de Ca(OH)₂ puro

07. Hallar la molaridad y normalidad de una solución de H₂SO₄ cuyo porcentaje en peso es de 90 % y la densidad 1,5 g/mL.

Datos:

Molaridad y normalidad = ¿?

Sustancia: H₂SO₄; $\bar{M} = 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$\phi = 2$ (tiene dos H)

D = 1,5 g/mL.

% W = 90 %

Resolución:

Hallamos el peso equivalente:

$$\text{PE} = \frac{\bar{M}}{\phi} = \frac{98 \text{ g/mol}}{2 \text{ Eq/mol}} = 49 \frac{\text{g}}{\text{Eq}}$$

Hallamos la masa de soluto:

Asumimos un litro de solución: V = 1000 mL = 1 L

Fórmula: $m(\text{sto}) = \frac{\%W_{(\text{sto})} \times D_{(\text{sol})} \times V_{(\text{sol})}}{100}$

Reemplazando datos se tiene:

$$m(\text{sto}) = \frac{90 \times 1,5 \text{ g/mL} \times 1000 \text{ mL}}{100} = 1350 \text{ g}$$

Hallamos la Molaridad:

Fórmula: $\text{masa (sto)} = \bar{M} \cdot V \cdot M$

Despejando la molaridad y reemplazando:

$$M = \frac{\text{masa (sto)}}{V \cdot \bar{M}} = \frac{1350 \text{ g}}{1 \text{ L} \times 98 \text{ g/mol}} = 13,78 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Hallamos la Normalidad:

Fórmula: $N = w \cdot M$

$$N = 2 \frac{\text{Eq}}{\text{mol}} \left(13,78 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right) = 27,56 \frac{\text{Eq}}{\text{L}}$$

La molaridad de la solución es 13,78 M y la normalidad 27,56 N.

08. Se tiene una disolución acuosa de KNO₃ 0,6 M. ¿Qué volumen de agua se debe adicionar para preparar 600 mL de KNO₃ 0,1 M?

Datos:

Inicial	final
C ₁ = 0,6 M	C ₂ = 0,1 M
V ₁ = x	V ₂ = 600 mL

Volumen (agua) = ¿?

Resolución:

Primero hallamos el volumen de la solución inicial (concentrada)

Fórmula: $C_1V_1 = C_2V_2$

Reemplazando datos:

$$(0,6 \text{ M}) \cdot (x) = (0,1\text{M}) \cdot (600 \text{ mL}) \Rightarrow x = 100 \text{ mL}$$

Ahora hallamos el volumen de agua:

$$V (\text{agua}) = 600 \text{ mL} - x = 600 \text{ mL} - 100 \text{ mL} = 500 \text{ mL}$$

Se necesita 500 mL de agua.

09. ¿Cuántos litros de una solución 4 M de H₂CO₃ se necesitan para unirse con 20 L de otra solución 1 M H₂CO₃ y forman una nueva solución 2,5 M de H₂CO₃?

Datos:

solución 1	Solución 2	Mezcla
C ₁ = 4 M	C ₂ = 1 M	C _m = 2,5 M
V ₁ = x	V ₂ = 20 L	V _m = 20 + x

Resolución:

Hallamos el volumen de la primera solución:

Fórmula: $C_1V_1 + C_2V_2 = C_mV_m$

Reemplazando datos: 4 M (x) + 1 M (20) = 2,5 M (20 +x)

Resolviendo se tiene: x = 20 L

Se necesitan 20 L de la solución H₂CO₃ 4 M

10. Calcule el número de mililitros de KOH 0,5 M que se requieren para neutralizar 25,0 mL de H₂SO₄ 0,6 M.

Datos:

Ácido: H ₂ SO ₄ (φ=2)	Base: KOH (φ = 1)
C _(ác) = 0,6 M	C _(ba) = 0,5 M
N _(ác) = 2 (0,6) = 1,2 N	N _(ba) = 1 (0,5) = 0,5 N
V _(ác) = 25 mL	V _(ba) = x

Resolución:

Hallamos el volumen de la base:

Fórmula: $N_{(ác)}V_{(ác)} = N_{(ba)}V_{(ba)}$

Reemplazando datos: 1,2 N (25 mL) = 0,5 N (x) ⇒ x = 60 mL de KOH

11. El ácido clorhídrico (HCl) se emplea para eliminar la acumulación de sarro en las calderas y para limpiar materiales. Si se dispone de 10 mL de una solución acuosa al 36,5% en peso de HCl cuya densidad es 1,16 g/mL, ¿qué volumen de NaOH 2,9 M se requiere para su neutralización?

Datos:

Sustancia: HCl

$\bar{M} = 36,5 \text{ g/mL}$, φ = 1 ⇒ PE = 36,5 g/Eq

V (HCl) = 10 mL

D = 1,16 g/mL

Sustancia: NaOH

C = 2,9 M = 2,9 N

V = ¿?

Resolución:

Hallamos la concentración de la solución ácida:

$$a) m(sto) = \frac{\%W_{(sto)} \times D_{(sol)} \times V_{(sol)}}{100} = \frac{36,5 \times 1,16 \text{ g/mL} \times 10 \text{ mL}}{100} = 4,234 \text{ g HCl}$$

Fórmula: $\boxed{\text{masa (sto)} = PE \cdot V \cdot N}$

Despejando la normalidad y reemplazando datos:

$$N = \frac{\text{masa (sto)}}{V \cdot PE} = \frac{4,234 \text{ g}}{0,01 \text{ L} \cdot 36,5 \text{ g/Eq}} = 11,6 \text{ Eq/L}$$

b) Hallamos el volumen de NaOH para neutralizar la solución ácida:

Ácido: HCl	Base: NaOH
$N_{(ác)} = 11,6 \text{ N}$	$N_{(ba)} = 2,9 \text{ N}$
$V_{(ác)} = 10 \text{ mL}$	$V_{(ba)} = x$

Fórmula: $\boxed{N_{(ác)}V_{(ác)} = N_{(ba)}V_{(ba)}}$

Reemplazando datos:

$$11,6 \text{ N} (10 \text{ mL}) = 2,9 \text{ N} (x) \Rightarrow x = 40 \text{ mL de NaOH}$$

12. ¿Cuál es la molaridad de una solución de ácido sulfhídrico de 320 mL que requiere 18 g de una solución de Ca(OH)_2 para su neutralización?

Datos:

Ácido: $\text{H}_2\text{S} (\phi=2)$	Base: $\text{Ca(OH)}_2 (\phi = 2)$
$M_{(ác)} = x$	$m_{(ba)} = 18 \text{ g}$
$V_{(ác)} = 320 \text{ mL} = 0,32 \text{ L}$	$\bar{M} = 74 \text{ g/mol}$
	$PE = \frac{74 \text{ g/mol}}{2 \text{ Eq/mol}} = 37 \text{ g/Eq}$

Resolución:

Hallamos la normalidad del ácido:

Fórmula: $\boxed{\# \text{ Eq}_{(ác)} = \# \text{ Eq}_{(ba)}}$

$$N_{(ác)}V_{(ác)} = \frac{m_{(ba)}}{PE_{(ba)}} \Rightarrow x (0,32 \text{ L}) = \frac{18 \text{ g}}{37 \text{ g/Eq}} \Rightarrow x = 1,52 \text{ Eq/L} = 1,52 \text{ N}$$

Hallamos la Molaridad del H_2S :

Fórmula: $\boxed{N=w.M}$

Reemplazando datos: $1,52 = 2 \cdot M$

$M = 0,76 \text{ mol/L}$

13. ¿Cuál es la molalidad de una solución de NaOH al 20% en peso?

Datos:

Sustancia: NaOH

$\bar{M} = 40 \text{ g/mol}$

$\%W = 20\%$

Resolución:

Asumimos 100 gramos de solución, entonces se tiene:

$\text{NaOH} = 20 \text{ g}$

$\text{H}_2\text{O} = 80 \text{ g} = 0,08 \text{ Kg}$

$$n(\text{sto}) = \frac{\text{masa}(\text{sto})}{M(\text{sto})} = \frac{20}{40} = 0,5 \text{ moles de NaOH}$$

Fórmula: $m = \frac{n_{\text{sto}}}{W_{\text{ste}}}$

Reemplazando datos:

$$m = \frac{n_{\text{sto}}}{W_{\text{ste}}} = \frac{0,5 \text{ moles}}{0,08 \text{ Kg}} = 6,25 \text{ molal}$$

La molalidad es 6,25

PROBLEMAS APLICATIVOS

01. El coeficiente de solubilidad de la sal de cocina es de 35%. ¿Qué cantidad de sal está contenida en 5 kg de solución saturada?
02. A 120 gramos de agua se agregan 80 gramos de NaOH. Determine el porcentaje en masa de soluto en esta solución
03. Se mezcla 25 mL de un soluto A con 75 mL de un solvente B, Hallar su concentración en porcentaje en volumen.
04. ¿Qué cantidad de soluto contiene tres litros de una solución de CuSO_4 al 2,5 %?
05. ¿Cuántos gramos de soluto se requieren para preparar un litro de urea, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, 0,5 M?
06. ¿Cuál es molaridad de una disolución acuosa que contiene 18,65 g de cloruro de potasio (KCl) en 250 mL de disolución?
07. ¿Cuál es la normalidad de la mezcla que contiene 37 g de hidróxido de calcio por litro de disolución?
08. Indicar la normalidad de una solución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,2 M.
09. ¿Cuántos gramos de Na_2CO_3 se deben pasar para preparar 250 mL de solución 0,5 N?
10. ¿Qué masa de agua se debe agregar a 6 litros de una solución de ácido nítrico 4 N para que su concentración final sea de 2,5 N?
11. ¿Qué volúmenes de HCl N/4 N/10 respectivamente, deben mezclarse para dar 6 Litros de HCl N/5?
12. Se neutralizan 20 mL de solución de NaOH 0,065 N con 16 mL de H_2SO_4 . ¿Cuál es la molaridad del ácido?
13. Se mezcla 2 L de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 5 N con 8 L de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 1 M. ¿Qué concentración normal posee la solución resultante?
14. ¿Cuál será la molaridad de una solución obtenida al agregar 100 cm^3 de H_2O a 400 cm^3 de una solución 3 molar de H_2SO_4 ?
15. ¿Cuántos gramos de CaCO_3 se necesitan para neutralizar 35 mL de H_2SO_4 0,8 N de acuerdo a la siguiente reacción? (P.F: $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g/mol}$)

$$\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

16. El coeficiente de solubilidad de la sal de cocina es de 35%. ¿Qué cantidad de sal está contenida en 5 kg de agua?
17. La solubilidad del KNO_3 es 155 g por 100 g de agua a 75°C . Si a 75°C se tiene 2,04 kg de una solución saturada, ¿qué peso de soluto contiene la solución?
18. Una solución contiene 4 gramos de soluto en 2 litros de solución, hallar su concentración expresada en porcentaje.
19. Se desean preparar 160 mL de una solución de K_2SO_4 al 5%. Hallar el peso de K_2SO_4 (soluto) que debe tomarse.
20. Si 5,5g de CaSO_4 se disuelve en 19,5g de agua. ¿Cuál es el porcentaje de la sal en la solución?

21. ¿Qué peso de soluto se necesita para producir 2,5 litros de disolución 1,2 M de NaOH?
22. Se tiene una solución 0,6 N de ácido sulfúrico que tiene 12,4g de este ácido. Calcular su volumen en litros.
23. Indicar la normalidad de una solución de H_3PO_4 2 M.
24. ¿Qué peso de Nitrato de Plata se necesitan para producir 100 mL de solución 0,01 M?
25. Hallar la molaridad de una solución formada por 490 g de H_2SO_4 en 2000 mL de solución. (S = 32; O = 16; H = 1)
26. Se tiene 250 mL de una disolución de Na_2SO_4 0,2 M ¿qué peso de soluto contiene la solución?
(P.A.: S = 32, Na = 23, O = 16)
27. 100 mL de una solución de carbonato de calcio contienen 40 g de soluto. La molaridad de la solución es: (PA: Ca = 40)
28. ¿Qué normalidad tiene una solución que contiene 5g de NaOH en 1 L de solución?
29. Calcule la normalidad de una solución acuosa de CaCl_2 0,6 M.
30. Cuál es la molaridad de una solución de $\text{Al}(\text{OH})_3$ al 6 N.
31. La concentración de una solución de ácido sulfúrico concentrado es 9 molar. Por consiguiente, su normalidad es:
32. Cuanto es el peso en gramos de una solución de HClO_4 al 20% en peso que se debe agregar a 400 g de otra solución de HClO_4 al 70% en peso para obtener una solución al 40% en peso.
33. Hallar la molaridad de una solución, si en 125 mL de ella se observan diluidos 4 g de NaOH. Datos: Na = 23; H = 1; O = 16
34. En 800 mL de una solución de cierta sustancia al 0,625 M existen 18,25 g de soluto de la sustancia Hallar el peso molecular del soluto.
35. ¿Cuál es la normalidad de una solución al diluir 200 cc de HCl 6 N, hasta un volumen de un litro?
36. Con soluciones de 1,2 M y 1,5 M de sulfato férrico se forman 150 ml de una solución de sulfato férrico al 8 N. Que volumen de solución al 1,2 M debe emplearse.
37. Para la neutralización de 2,7 g de un ácido se usaron 45 mL de una disolución de KOH al 0,3 N. calcular el Eq-g del ácido.

"Sólo existen dos días en el año que no se puede hacer nada. Uno se llama ayer y el otro mañana. Por lo tanto hoy es día ideal para amar, crecer, hacer y principalmente vivir "

Dalai Lama

SEPARATA 10

CINÉTICA QUÍMICA

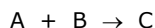
1. CONCEPTO:

Es una parte química que se encarga de estudiar la velocidad o rapidez con la que ocurren las reacciones químicas, el mecanismo de cómo consumen los reactantes y los factores que alteran la velocidad de una reacción química.

2. VELOCIDAD MEDIA DE REACCIÓN (v)

Es una medida del cambio de concentración que experimentan los reactantes o productos en un cierto intervalo de tiempo.

Por ejemplo para la siguiente ecuación química general:



$$v = \pm \frac{\Delta []}{\Delta t} ; \left(\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} , \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{min}} \right)$$

Donde:

$$\Delta [] = []_{\text{final}} - []_{\text{inicial}}$$

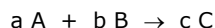
$$\Delta t = t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}$$

[] = Concentración Molar

3. RELACIÓN ENTRE LA VELOCIDAD DE REACCIÓN Y ESTEQUIOMETRÍA

La velocidad con la cual se consume un reactante y la velocidad de formación de los productos son proporcionales a los coeficientes estequiométricos.

Sea la reacción química:



$$\frac{V_A}{a} = \frac{V_B}{b} = \frac{V_C}{c}$$

4. FACTORES QUE ALTERAN LA CINÉTICA DE UNA REACCIÓN:

4.1. Temperatura

Para una masa constante de reaccionantes, el incremento de la temperatura producirá un aumento en la energía cinética de las sustancias gaseosas reaccionantes, produciéndose mayor número de choques moleculares por unidad de tiempo lo que conlleva a un aumento de la velocidad de reacción.

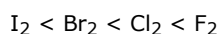
La putrefacción de la comida es mucho más lenta a temperaturas bajas, así es posible almacenar los alimentos por varios días en una refrigeradora, esto significa que a menor temperatura la velocidad de reacción es menor o viceversa.

Las reacciones endotérmicas se ven favorecidas por el incremento de la temperatura de reacción.

4.2. Naturaleza de los Reactantes

Cuando se adiciona sodio en agua la reacción es instantánea, pero si se adiciona hierro la reacción ocurre luego de varios días, esto significa que el sodio posee mayor reactividad química que el hierro frente al agua, por ello se consume con mayor velocidad con lo cual se concluye que a mayor reactividad química de un reactante mayor velocidad de reacción.

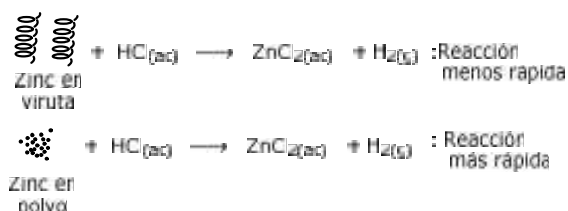
Orden de Reactividad en los Halógenos:



4.3. Grado de Subdivisión

Una medicina en forma de tableta se disuelve en el estómago y entra al torrente sanguíneo más lentamente que la misma medicina en forma de polvo fino, esto quiere decir que a mayor grado de subdivisión que posean los reactivos se consumirán con mayor rapidez.

Así por ejemplo, el Zinc en polvo reacciona más rápidamente con el ácido clorhídrico que el Zinc en viruta.

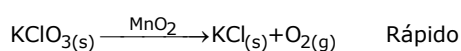
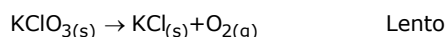


4.4. Efecto del Catalizador

Los catalizadores son sustancias químicas que modifican la velocidad de una reacción, sin que ella experimente un cambio químico neto, esto se debe a que modifican el mecanismo de una reacción y por lo cual su energía de activación cambia.

Los catalizadores positivos aceleran una reacción química mientras que los catalizadores negativos (inhibidores) disminuyen la velocidad de reacción.

Ejemplo:



El MnO_2 es un catalizador positivo.

4.5. Efecto de la Concentración

Las reacciones químicas se desarrollan con mayor rapidez si se aumenta la concentración de los reactivos, esto quiere decir que la velocidad de una reacción es directamente proporcional a la concentración molar de los reactivos (Ley de acción de masas).

5. LEY DE ACCIÓN DE MASAS: (Ley de Gulberg y Waage)

Nos indica que la velocidad de una reacción química es proporcional a las concentraciones de las sustancias reaccionantes.

Según la ley de acción de masas:

$$V \propto [\text{reactantes}]$$

5.1. Ecuación de velocidad o ecuación cinética.

Ecuación empírica que relaciona la velocidad de reacción con las concentraciones molares de los compuestos que participan en la reacción:

Sea la ecuación general:



$$v = k[A]^x[B]^y[C]^z \dots$$

Donde:

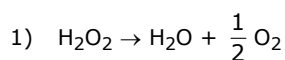
- v = Velocidad de reacción
- K = Constante de velocidad
- A, B, C, etc. = Sustancias reaccionantes
- x, y, z, ... = Orden de reacción parcial respecto a A, B, C ...
- x+ y+ z+ ...= Orden de reacción total

Recuerde:

- x, y, z, ... se determina experimentalmente.
- Para reacciones elementales x, y, z,... son coeficientes de la ecuación química balanceada.

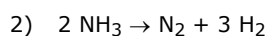
5.2. Constante de velocidad o constante cinética: K

- Depende de la reacción, de los catalizadores (cuando se usan), y de la temperatura.
- Su valor indica si la reacción es rápida o lenta
- Tiene unidades, que dependen del orden de la reacción:



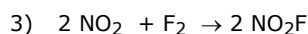
Ley de velocidad: $v = K [H_2O_2]$

- El orden con respecto a H_2O_2 es 1; el orden global es 1
- Reacción de primer orden respecto a H_2O_2 y de primer orden global



Ley de velocidad: $v = K$

- El orden con respecto a NH_3 es 0; el orden global es 0
- Reacción de orden cero global y con respecto a NH_3



Ley de velocidad: $v = K [NO_2][F_2]$

- El orden con respecto a NO_2 es 1 y con respecto a F_2 es 1; el orden global es 2
- Reacción total de segundo orden y de primer orden con respecto a NO_2 y a F_2

6. EQUILIBRIO QUÍMICO

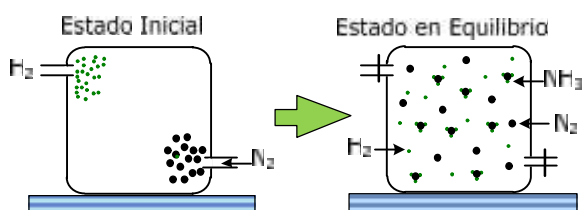
Es el estado que alcanza una reacción química reversible, donde la concentración de reactivos y productos se mantienen constantes, es decir que se iguala la velocidad de los reactivos y productos.

6.1. Características del Equilibrio Químico:

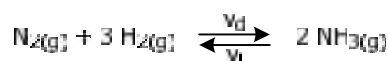
- Es un equilibrio dinámico
- La velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa y se están efectuando continuamente.
- Las concentraciones de todas las sustancias durante el equilibrio permanecen constantes.
- La reacción química alcanza espontáneamente el equilibrio.
- La naturaleza y propiedades del estado de equilibrio son las mismas sin importar la dirección desde el cual es alcanzando.
- La concentración en equilibrio es invariable aún en presencia de un catalizador o catalizadores.
- Algunas propiedades físicas también tienen un valor constante o uniforme durante el equilibrio.

Ej. En la reacción del Nitrógeno e hidrógeno para formar amoníaco.

1 mol de N_2 reaccionan con 3 moles de H_2 , formándose 2 moles de NH_3 , disminuyendo las cantidades iniciales de N_2 y H_2 que alcanza un estado en que sus concentraciones se mantienen constantes. De ello puede deducirse que en el producto formado, el NH_3 , es capaz de reaccionar entre sí para regenerar N_2 y H_2 . Entonces se dice que la reacción es reversible.



En el equilibrio, coexisten las tres sustancias gaseosas, en la cual el número de moles es constante y por ello su concentración y presión permanecen constantes.



En equilibrio: $v_d = v_i$

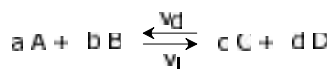
v_d = Velocidad de la reacción directa.

v_i = Velocidad de la reacción inversa.

6.2. CONSTANTE DE EQUILIBRIO DE CONCENTRACIÓN: (K_c)

Es el valor que caracteriza al estado de equilibrio de sustancias gaseosas y soluciones diluidas. Se evalúa con las concentraciones molares.

En la ecuación química general:



$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

K_c = Constante de equilibrio
(Para sistemas ideales)

[] = concentración molar

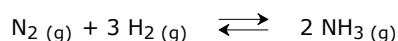
K_c se evalúa con las concentraciones molares en equilibrio y depende sólo de la temperatura.

6.2.1. Tipos de Equilibrio:

Equilibrio Homogéneo:

Un sistema es homogéneo cuando todos los componentes del sistema se hallan en una misma fase.

Ej.:

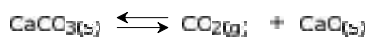


$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

Equilibrio heterogéneo:

Un sistema es heterogéneo cuando no todos los componentes del sistema están en una misma fase.

Ej.:



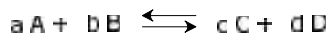
$$K_c = \frac{[CO_2][CaO]}{[CaCO_3]} = [CO_2]$$

Observación: La concentración de un sólido o líquido no afecta la constante de equilibrio. En condiciones estándar, la actividad de sólidos o líquidos puros es 1.

6.3. CONSTANTE DE EQUILIBRIO DE PRESIÓN: (K_p)

Es el valor que caracteriza al estado de equilibrio de sustancias gaseosas y se evalúa con las presiones parciales en atmósferas. Tiene características similares al K_c .

Para la reacción:



$$K_p = \frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b}$$

6.4. RELACIÓN ENTRE K_c y K_p :

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

Δn = cambio en el número de moles.

$\Delta n = (n_{\text{productos}} - n_{\text{reactantes}})$

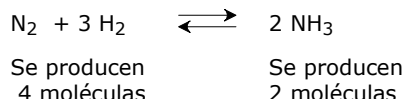
6.5. PRINCIPIO DE LE CHATELIER:

“Si una acción exterior modifica las propiedades del sistema en equilibrio, éste inmediatamente reaccionará o responderá para contrarrestar el cambio y restablecer el equilibrio”.

6.5.1. Factores externos sobre el equilibrio

a) Efecto de la Presión:

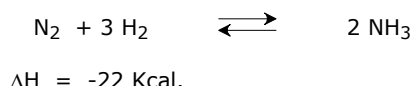
Ej.



- Al aumentar la presión el sistema se desplaza hacia la derecha, produciendo más NH₃.

b) Efecto de la Temperatura:

Ej.

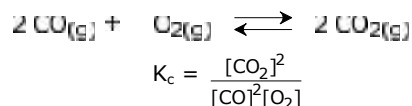


- Al aumentar la temperatura el sistema se desplaza hacia la izquierda (reacción exotérmica)
- El aumento de temperatura favorece a una reacción endotérmica (ΔH es positivo)

c) Efecto de la Concentración:

Si aumentamos la concentración de uno de los componentes del sistema en equilibrio, entonces el equilibrio se desplaza en aquel sentido (opuesto) donde se consume ese exceso de concentración introducido.

Ej. Sea la reacción:



Si añadimos CO el sistema se desplaza hacia la derecha reaccionando el incremento con O₂ para producir CO₂ y así mantener K_c constante.

PROBLEMAS RESUELTOS

01. De acuerdo a la siguiente reacción: R → P. Si al inicio de la reacción tenemos una concentración 4 M del reactante y después de 10 segundos su concentración es 3 M. ¿Cuál es la velocidad promedio con que desaparece el reactante, en ese lapso?

Datos:

[R]_{inicial} = 4 M
[R]_{final} = 3 M
Velocidad (R) = ¿?

Resolución:

Aplicando la fórmula: $v = \pm \frac{\Delta[x]}{\Delta t}$

$$v = - \frac{([R]_f - [R]_i)}{\Delta t} = - \frac{(3 \text{ M} - 4 \text{ M})}{10 \text{ s}} = - \left(- \frac{1 \text{ M}}{10 \text{ s}}\right) = 0,1 \frac{\text{M}}{\text{s}}$$

La velocidad con que desaparece el reactante es 0,1 M/s

02. En el sistema: CO_(g) + Cl_{2(g)} → COCl₂; la concentración de CO aumenta desde 0,03 mol.L⁻¹ hasta 0,12 mol.L⁻¹ y la del cloro desde 0,02 hasta 0,06 mol.L⁻¹. ¿Cuántas veces aumenta la velocidad directa?

Datos:

Concentración: (mol . L ⁻¹)	CO _(g)	Cl _{2(g)}
Inicial	0,03	0,02
Final	0,12	0,06



Ley de velocidad: $v = K[\text{CO}].[Cl_2]$

Resolución:

Aplicando la Ley de Velocidad:

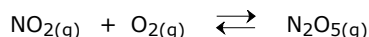
$$v_1 = K[0,03].[0,02] = K (0,0006) = 6 \times 10^{-4} K$$

$$v_2 = K[0,12].[0,06] = K (0,0072) = 72 \times 10^{-4} K = 12 (6 \times 10^{-4} K)$$

$$v_2 = 12 v_1$$

La velocidad directa aumenta 12 veces.

03. Considere la siguiente reacción:



Suponga que en momento determinado durante la reacción, el oxígeno molecular está reaccionando con una rapidez de 0,024 M/s.

a) ¿Con que rapidez se está formando el N_2O_5 ?

b) ¿Con que rapidez está reaccionando el NO_2 ?

Datos:

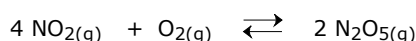
$$v(\text{O}_2) = 0,024 \text{ M/s}$$

$$v(\text{N}_2\text{O}_5) = ?$$

$$v(\text{NO}_2) = ?$$

Resolución:

De la ecuación balanceada aplicando la relación de velocidad - estequiometria:



$$\frac{v(\text{N}_2\text{O}_5)}{2} = \frac{v(\text{NO}_2)}{4} = \frac{v(\text{O}_2)}{1}$$

$$a) v(\text{N}_2\text{O}_5) = + 2 v(\text{O}_2) = + 2 (0,024 \text{ M/s}) = + 0,048 \text{ M/s}$$

$$b) v(\text{NO}_2) = - 4 v(\text{O}_2) = - 4 (0,024 \text{ M/s}) = - 0,096 \text{ M/s}$$

04. El carbón mineral se consume con una rapidez de 0,2 kg/min a 600°C. ¿Cuál es la velocidad de consumo del carbón mineral a 630°?

Datos:

Inicial	Final
$V_i = 0,2 \text{ kg/min}$	$V_f = ?$
$T_i = 600 \text{ }^\circ\text{C}$	$T_f = 630 \text{ }^\circ\text{C}$

Resolución:

Para la gran mayoría de reacciones la velocidad de reacción se duplica por cada 10 °C de incremento en la temperatura:

Temperatura	Velocidad
600 °C	0,2 kg/min
610 °C	0,4 kg/min
620 °C	0,8 kg/min
630 °C	1,6 kg/min

A 630 °C la velocidad de consumo del carbón será de 1,6 kg/min

05. Para la reacción sencilla: $A \rightarrow Q$; la velocidad de la reacción es $1,05 \times 10^{-2} \text{ mol/L.s}$; si $K = 3,5 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$, ¿cuál es la concentración de A en moles/L?

Datos:

$$v = 1,05 \times 10^{-2} \text{ mol/L.s}$$

$$K = 3,5 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$$

$$[A] = ?$$

Resolución:

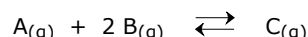
Ecuación química: $A \rightarrow Q$

Ley de velocidad: $v = K [A]$

$$[A] = \frac{v}{K} = \frac{1,05 \times 10^{-2} \text{ mol/L.s}}{3,5 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}} = 3 \text{ mol/L}$$

La [A] es 3 M

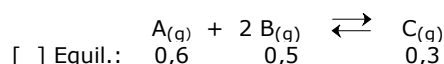
06. En el siguiente sistema en equilibrio:



Hallar K_c si las concentraciones son:

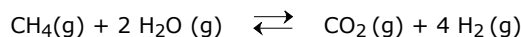
$$[A] = 0,6 \text{ mol/L}; [B] = 0,5 \text{ mol/L}; [C] = 0,3 \text{ mol/L}$$

Resolución:



$$K_c = \frac{[C]}{[A][B]^2} = \frac{0,3}{(0,6)(0,5)^2} = 2$$

07. Dado el siguiente sistema:



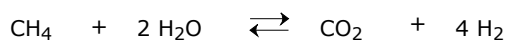
En el equilibrio se tiene 2 moles de H_2 , 3 moles de CO_2 , 1 mol de CH_4 y 1,6 moles de H_2O en un recipiente de 2 litros. ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio K_c ?

Datos:

$$V = 2L$$

$$K_c = ?$$

Resolución:

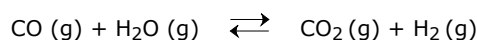


Equilibrio:	1 mol	1,6 mol	3 mol	2 mol
[]:	1/2	1,6/2	3/2	2/2
[]:	0,5 M	0,8 M	1,5 M	1 M

$$K_c = \frac{[CO_2][H_2]^4}{[CH_4][H_2O]^2} = \frac{[1,5][1]^4}{[0,5][0,8]^2} = 4,69$$

La constante de equilibrio K_c es 4,69

08. La constante de equilibrio, K_c , para la reacción, es 9:



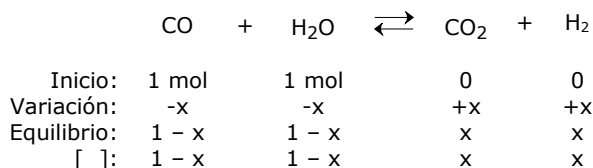
Si en un recipiente cerrado se introduce 1 mol de CO , 1 mol de vapor de agua y se deja establecer el equilibrio. ¿Cuántas moles de CO se tendrán?

Datos:

$$K_c = 9$$

Resolución:

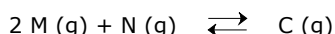
Asumimos $V = 1 \text{ L}$



$$K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{[x][x]}{[1-x][1-x]} = \frac{[x]^2}{[1-x]^2} = 9$$

$$\left(\frac{[x]}{[1-x]}\right)^2 = 3^2 \Rightarrow \frac{x}{1-x} = 3 \Rightarrow x = 0,75 \Rightarrow \text{El número de moles de CO es: } 1 - 0,75 = 0,25 \text{ moles}$$

09. El sistema a 600°C está en equilibrio:

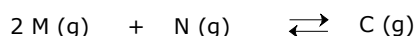


Siendo las presiones parciales 0,11 atm, 0,4 atm y 0,242 atm respectivamente. ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio K_p ?

Datos:

$K_p = ?$

Resolución:

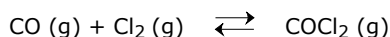


Equilibrio: 0,11 atm 0,4 atm 0,242 atm

$$K_p = \frac{P_C}{(P_M)^2 \cdot P_N} = \frac{0,242}{(0,11)^2(0,4)} = 50$$

La constante de equilibrio K_p es 50

10. El fosgeno es utilizado en la manufactura de los plásticos y se prepara a partir de CO y Cl_2 según:



Si inicialmente se tiene 2 moles de CO y 2 moles de Cl_2 ; hallar la constante de equilibrio K_c , si para alcanzar el estado de equilibrio se consume el 60% de CO; El volumen del reactor es 5 L:

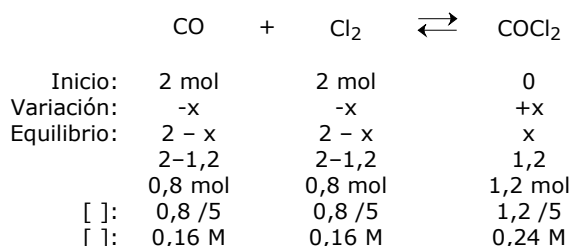
Datos:

$K_c = ?$

Se consume el 60% de CO

$V = 5 \text{ L}$

Resolución:



Hallamos x y reemplazamos en el cuadro.

$$x = \frac{60}{100} \cdot 2 \text{ mol(CO)} \Rightarrow x = 1,2 \text{ mol (CO)}$$

Ahora hallamos la constante K_c :

$$K_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}][\text{Cl}_2]} = \frac{[0,24]}{[0,16][0,16]} = 9,375 \Rightarrow \text{La constante de equilibrio } K_c \text{ es } 9,375$$

PROBLEMAS APLICATIVOS

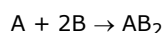
01. Señale si las siguientes proposiciones son falsa o verdaderas con relación a la velocidad de una reacción química

- () Cambia con el incremento de la temperatura
- () Varía con el empleo de catalizadores
- () Es menor al inicio de la reacción

02. Indique el valor de verdad (V) o falsedad (F) de cada una de las siguientes proposiciones:

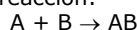
- () El valor de la constante de equilibrio para una determinada reacción depende sólo de la temperatura
- () La constante de equilibrio evalúa la tendencia de la formación de productos
- () El valor de la constante de equilibrio se expresa en unidades de mol/L

03. Para la ecuación química:



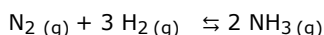
La ley de acción de masas es $V = K[A][B]^2$ ¿Qué sucede con la velocidad si las concentraciones de los reactantes se duplican?

04. Hallar el valor de la constante de velocidad de la reacción:



Si cuando las concentraciones de A y B son 0,05 mol/L y 0,01 mol/L, la velocidad de reacción es 5.10^{-5} mol/(L.min)

05. Considera la siguiente reacción:



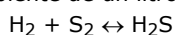
Si en cierto momento el hidrógeno reacciona a una velocidad de 0,075 M/s. ¿Cuál es la velocidad de formación del NH_3 ?

06. Si 5 kg de leña de eucalipto se consume con una rapidez de 0,1 kg/min a 480°C. ¿Cuál es la rapidez con la cual se consumiría a 520°C?

07.Cuál es la velocidad de la reacción: $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$

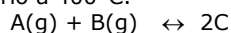
Al iniciarse con 2 mol-g de H_2 y 3 mol-g de I_2 , comparada con la que tiene cuando se haya consumido la mitad del H_2

08. En la siguiente reacción en equilibrio en un recipiente de un litro de capacidad a 527 °C.



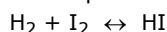
Se observan: 2 mol-g H_2 ; 1 mol-g S_2 y 0,8 mol-g H_2S . Calcular el K_c de la reacción en L/mol-g.

09. En un recipiente se tiene una mezcla de 1 mol de A y 1 mol de B, al reaccionar ambas sustancias se consumen 0,2 moles de A estableciéndose el siguiente equilibrio a 400°C.



Calcular: K_c

10. La siguiente reacción en equilibrio a 127 °C y en un recipiente de un litro de capacidad, tienen un $K_c = 9$



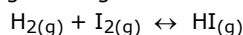
Si inicialmente se tiene 1 mol-g H_2 y 1 mol-g I_2 . Calcular la concentración de HI en el equilibrio.

11. A 900 K se inyecta en un recipiente a una presión "P" (atm) de $COCl_2(g)$. Cuando se alcanza el equilibrio, la presión total en el recipiente es $5/4 P$ (atm). Calcular el K_p en atm para la reacción.



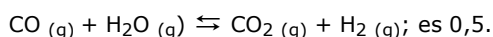
12. El $K_c = 1 \times 10^{-4}$ para $N_2 + O_2 \leftrightarrow NO$ a 3000 °C, si el reactor tiene 3 L de capacidad. Calcular la concentración de NO si se colocan 1,2 mol N_2 y 1,2 mol O_2 inicialmente.

13. El hidrógeno y el yodo reaccionan a 699 K según la siguiente reacción:

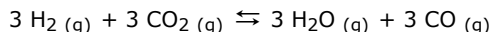


Si se coloca un mol de H_2 y un mol de I_2 en una vasija de 10 L y se permite que reaccionen. ¿Qué masa de HI estará presente en el equilibrio sabiendo que $K_c = 64$?

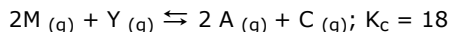
14. La constante de equilibrio K_c para la reacción:



Determine K_c para la reacción:



15. Considere la siguiente reacción reversible en equilibrio:

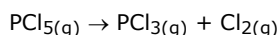


Si se tiene 4 mol de M, 11 mol de Y y 5,5 mol de C. ¿Cuál es la concentración molar de A, si el volumen del recipiente es 3 L?

16. En un sistema en equilibrio se tiene 2 mol de A y 8 mol de B. Si la presión de la mezcla en equilibrio es 10 atm. Calcular el K_p de la reacción:



17. En un recipiente de 2 litros a 27 °C; se tiene en equilibrio 8 mol de $\text{PCl}_5(\text{g})$, 2 mol de $\text{PCl}_3(\text{g})$ y 2 mol de $\text{Cl}_2(\text{g})$; determine K_c y K_p

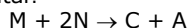


PROBLEMAS PROPUESTOS

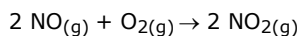
18. Indique la reacción química que se lleva a cabo con mayor rapidez

- | | |
|--|--|
| a) $\text{K}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{KOH}(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$ | b) $\text{Li}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{LiOH}(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$ |
| c) $\text{Na}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{NaOH}(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$ | d) $\text{Ca}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{ac}) + \text{H}_2$ |
| e) $\text{Mg}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2(\text{ac}) + \text{H}_2$ | |

19. Si "V" es la velocidad de una reacción química y "k" es la constante de velocidad específica. ¿Cuál es la expresión de la velocidad para la siguiente reacción elemental?

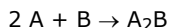


20. ¿Cómo cambiará la velocidad de la reacción:



Si el volumen del recipiente en que se realiza disminuye a la tercera parte?

21. ¿Cuántas veces variará la velocidad de la reacción:



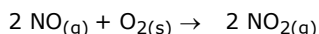
Si la concentración de A aumenta en 100% y la de B disminuye en 50%?

22. Para la reacción a 600 °C: $2\text{N}_2\text{O} \rightarrow 2\text{N}_2 + \text{O}_2$; la ley de velocidad es: $V_{\text{RX}} = K[\text{N}_2\text{O}]$, determine K si cuando la $[\text{N}_2\text{O}]$ es 10^{-3} mol/L. La V_{RX} es $1,5 \cdot 10^{-5}$ mol/L.s

23. La ley de velocidad para la hidrólisis del acetato de etilo con exceso de agua es:

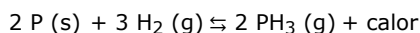
$V = K[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5]$; calcular la velocidad en mol/L.min cuando la concentración es 0,05 M de acetato, si $K = 0,013 \text{ min}^{-1}$

24. ¿En cuantas veces se incrementará la velocidad de la reacción?



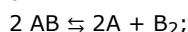
Si el volumen del recipiente en el cual se realiza dicha reacción disminuye 3 veces.

25. Se tiene el siguiente sistema en equilibrio



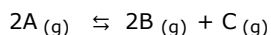
Indique la perturbación que incremente el rendimiento de la reacción.

26. Se quiere determinar el valor de K_c para la reacción:



Para lo cual se coloca 1 mol de AB en un recipiente de 20 litros. Una vez que se alcanza el equilibrio se miden la presión y temperatura del recipiente siendo estos valores 1,32 atm y 20°C respectivamente. ¿Cuál es el valor de K_c ?

27. A 727°C se tiene el siguiente equilibrio:

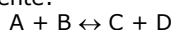


Las concentraciones en equilibrio son:

$[\text{A}] = 0,2\text{M}$; $[\text{B}] = 0,4\text{M}$ y $[\text{C}] = 0,5\text{M}$

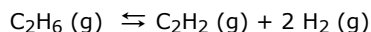
¿Qué valor tiene K_p a esta temperatura?
($R = 0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}$)

28. La constante de equilibrio K_c , de la reacción siguiente:

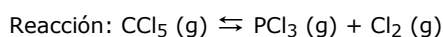


Es igual a 144 a 25°C , si se colocan 0,40 moles de A y 0,40 moles de B en un recipiente de 2,0 litros. ¿Cuál es la concentración molar en el equilibrio de A y D respectivamente?

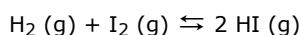
29. Se tiene la siguiente reacción en equilibrio a 250°C : $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$
Si $K_c = 50$. ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio K_c para la siguiente reacción a 250°C ?



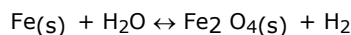
30. Se calienta 1,2 g de PCl_5 a 250°C en un recipiente de 0,5 L descomponiéndose en PCl_3 y Cl_2 . Si K_p a esa temperatura es 8,15. Calcule el valor de K_c y la masa de Cl_2 en el equilibrio



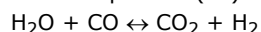
31. Una mezcla gaseosa, constituida inicialmente por 7,94 moles de hidrógeno y 5,30 moles de vapor de yodo, se calienta a 450°C formándose en el equilibrio 9,52 moles de HI. Determine:



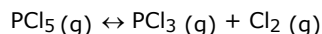
32. En una autoclave de 5 L se coloca una mezcla de limaduras de hierro y agua. La autoclave se cerró y se calentó a 1000°C . Alcanzando el equilibrio se encontró 1,1 g de H_2 y 42,5 g de H_2O . Hallar el K_c de la reacción:



33. Se introduce en un recipiente de 6 L a 1260 K, un mol-g de agua y un mol-g de CO, el 45 % del agua reaccionan con el monóxido de carbono. Hallar la constante de equilibrio (K_c) de la reacción.

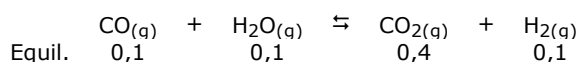


34. Para la siguiente reacción en equilibrio:



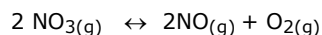
A 270°C , existen 0,32 mol-g PCl_5 ; 0,4 mol-g PCl_3 y 0,4 mol-g Cl_2 en un recipiente de 12 L de capacidad. Calcular el K_p del proceso en atm.

35. Se encontró que la composición de equilibrio para la siguiente reacción era:



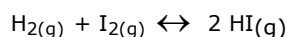
Se añadieron entonces 0,3 mol-g de H_2 en el reactor de 1 L. ¿Cuál será la nueva concentración de $\text{CO}_2(\text{g})$ una vez restablecido el equilibrio?

36. En un recipiente de 2 litros se coloca una mezcla de volúmenes iguales de NO_2 y O_2 , a 27°C y 1 atm. La mezcla se calienta a 327°C produciéndose la siguiente reacción:

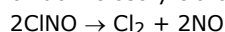


Si en el equilibrio se encuentran 0,003 moles de NO, ¿Cuál será la presión total de la mezcla en atmósferas? ($R = 0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}$)

37. Calcular el número de gramos de HI formados al mezclar 508 g de I_2 y 6g de H_2 en un recipiente de 1L y una temperatura de 443°C . $K_c = 50$. $\text{PM}(\text{I}) = 254$

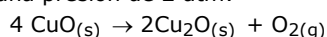


38. La disociación del cloruro de nitrosilo NOCl en óxido nitroso y cloro tiene lugar en un recipiente cerrado a 227°C



Las concentraciones de los tres gases en el punto de equilibrio son: $[\text{ClNO}] = 0,01$; $[\text{NO}] = 0,1$; $[\text{Cl}_2] = 0,001$. Hallar K_c a 227°C

39. Calcule K_p para el siguiente equilibrio a una presión de 2 atm:



Preocúpate más por tu conciencia que por tu reputación, porque tu conciencia es lo que eres, ese es tu problema. Tu reputación es lo que los otros piensan de tí, y lo que piensan los demás, es problema de ellos.

SEPARATA 11

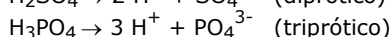
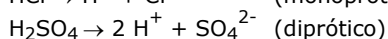
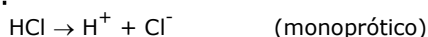
TEORÍA ÁCIDO BASE

Para explicar las propiedades que caracterizan a los ácidos y bases se han planteado diversas teorías en función a la composición y estructuras de estas sustancias.

1. TEORÍA DE SVANTE ARRHENIUS.

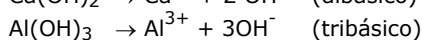
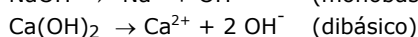
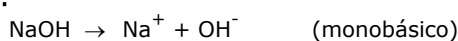
a) **Ácido:** Sustancia que posee átomos de hidrógeno que en solución acuosa los disocia como H^+

Ej.:



b) **Base:** Sustancia que contiene grupos oxidrilo y que en solución acuosa los disocia como OH^- .

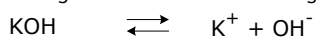
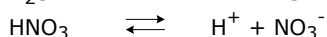
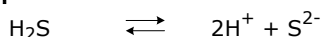
Ej.:



1.1. Teoría de Disociación de Arrhenius:

“Las sustancias (electrolitos) se disocian en dos o más partes cargadas de electricidad, llamados iones, resultando igual número de cargas positivas que negativas, por ese motivo la solución es eléctricamente neutra”.

Ej.:



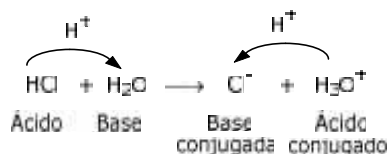
La Teoría de Arrhenius se limita a compuestos que presentan hidrógenos y grupos oxidrilos ionizables en medio acuoso.

2. TEORÍA DE BRONSTED – LOWRY.

a) **Ácido:** Sustancia química capaz de donar protones (H^+)

b) **Base:** Sustancia química capaz de aceptar protones (H^+)

Ej.:



Observando en la reacción directa del cloruro de hidrógeno (HCl) con el agua: El agua acepta un protón del HCl y se convierte en el ion hidronio (H_3O^+), mientras que el HCl al donar el protón se convierte en el ion cloruro (Cl^-).

Como resultado de la reacción se origina un nuevo ácido y una nueva base, a quienes se les denomina ácido conjugado y base conjugada.

Y según la reacción inversa ahora el ion hidronio (H_3O^+) será capaz de donar un protón al ion cloruro (Cl^-) para restituir el cloruro de hidrógeno (HCl) y convertirse nuevamente en agua (H_2O).

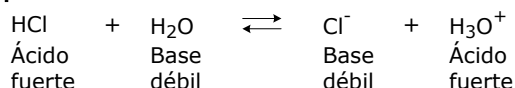
Si una sustancia es un ácido su conjugado es una base y viceversa.

De las definiciones sobre ácido y bases concluimos lo siguiente:

- Todo ácido Bronsted – Lowry debe tener por lo menos un hidrógeno ionizable.
- Toda base Bronsted – Lowry debe presentar en su estructura pares de electrones no enlazantes para formar el enlace covalente coordinado con el protón cedido por el ácido.
- No es necesario que el medio sea acuoso.

- La neutralización Bronsted – Lowry es una reacción de protólisis porque se produce transferencia de protones.
- El par conjugado ácido base de Bronsted – Lowry se diferencian en un protón.
- Un ácido fuerte genera una base conjugada débil y una base débil genera un ácido conjugado fuerte.

Ej.:



Sustancias Anfipróticas: Sustancias que se comportan como ácido y en otros casos como base: H_2O , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, iones complejos de metales pesados: Zn, Sn, Sb, etc.

3. TEORÍA DE G.N. LEWIS

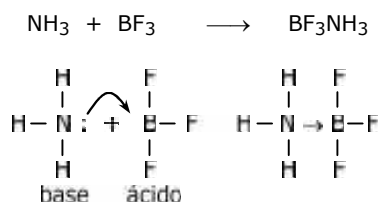
Teoría basada en la estructura electrónica e involucra la formación de un enlace covalente y se desarrolla no solo en medio acuoso.

a) **Ácido:** Sustancia química que puede aceptar un par de electrones para formar un enlace covalente dativo.

b) **Base:** Sustancia química que puede donar un par de electrones para formar un enlace covalente dativo

Ej.:

En la reacción del trifluoruro de boro con el amoniaco, este posee un par electrónico no enlazante que es cedido al trifluoruro de boro para formar el enlace covalente dativo de tal manera que el boro pueda completar su octeto.



Son ácidos Lewis:

- a) Aquellos compuestos cuyo átomo central no han completado su octeto.
 BeCl_2 , BH_3 , AlCl_3 , etc.
- b) Todos los iones positivos (pueden aceptar electrones).
 Ag^+ , Ca^{2+} , H^+ (cationes)
- c) Sustancias cuyo átomo central presenta uno o más enlaces múltiples.
 CO_2 , SO_2 , etc.

Son base Lewis:

- a) Aquellos compuestos cuyo átomo central tiene uno o dos pares de electrones no compartidos.
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, H_2O , $(\text{C}\equiv\text{N})^-$, OH^- , etc.
- b) Todos los aniones:
 Cl^- , S^{2-} , O^{2-} , SO_4^{2-} , etc.

4. FUERZA RELATIVA DE LOS ÁCIDOS Y BASES:

La fuerza de un ácido y de una base está dada por la capacidad de donar o aceptar un protón.

Ácido Fuerte:

Tienen mayor fuerza ácida, puede donar protones con mayor facilidad.
Se disocia completamente en un proceso irreversible (o casi irreversible).
Su base conjugada es débil.

Base Fuerte:

Tienen mayor fuerza básica, puede aceptar protones con mayor facilidad.
Se disocia completamente en un proceso irreversible (o casi irreversible).
Su ácido conjugado es débil.

Ácido Débil:

Tienen menor fuerza ácida, donan protones con dificultad.

Se disocia parcialmente en un proceso reversible, se encuentra en equilibrio químico. Su base conjugada es fuerte.

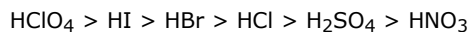
Base Débil:

Tienen menor fuerza básica, aceptan protones con dificultad.

Se disocia parcialmente en un proceso reversible, se encuentra en equilibrio químico. Su ácido conjugado es fuerte.

5. VARIACIÓN DE LA FUERZA RELATIVA DE ÁCIDOS Y BASES:

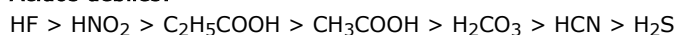
Ácidos fuertes:



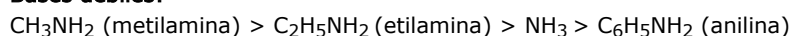
Bases fuertes:



Ácidos débiles:

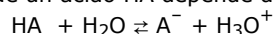


Bases débiles:



6. CONSTANTE DE ACIDEZ y BASICIDAD.

En disoluciones acuosas diluidas la fuerza de un ácido HA depende de la constante de equilibrio:



$$K_c = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} \Rightarrow K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

La $[\text{H}_2\text{O}]$ es aproximadamente constante se tiene la constante de acidez:

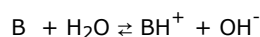
$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Según el valor de K_a hablaremos de ácidos fuertes o débiles:

- Si $K_a > 100 \Rightarrow$ El ácido es fuerte y estará disociado casi en su totalidad.
- Si $K_a < 1 \Rightarrow$ El ácido es débil y estará sólo parcialmente disociado.

Por ejemplo, el ácido acético ($\text{CH}_3\text{-COOH}$) es un ácido débil ya que su $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ M

Análogamente, en disoluciones acuosas diluidas la fuerza de una base BOH depende de la constante de equilibrio:



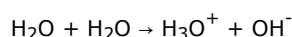
$$K_c = \frac{[\text{BH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} \Rightarrow K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

Se tiene la constante de basicidad:

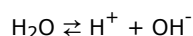
$$K_b = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

7. PRODUCTO IÓNICO DEL AGUA

El agua presenta una notable polaridad y encuentra disociada en iones en muy pequeña proporción constituyendo el equilibrio acido-base representado por:



Que de manera simplificada se representa como:



Esta reacción pone de manifiesto que el agua puede actuar como una base ganando protones para convertirse en H_3O^+ y, simultáneamente puede actuar como un ácido cediendo protones a otra molécula de agua para convertirse en OH^- es decir, el agua es una sustancia anfiprótica.

La constante de equilibrio para la disociación del agua es:

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

Como la concentración del agua es constante se tiene que:

$$K_c [H_2O] = [H^+][OH^-]$$

Conocido como es el producto iónico del agua y se representa por Kw. A 25 °C Kw tiene un valor de 10⁻¹⁴.

Por tanto:

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

Por lo que en agua pura: $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ M.

8. POTENCIAL HIDRÓGENO (pH):

Es una forma de medir el carácter ácido o básico de una sustancia química. Se evalúa con la concentración molar [] de los iones hidronio (H₃O⁺).

Fue propuesto por el bioquímico danés Soren Peer Lauritz Sorensen (1909) para soluciones diluidas donde la concentración molar del soluto es ≤ 1M.

8.1. Definiciones:

Acidez:

$$pH = -\log[H^+]$$

Basicidad:

$$pOH = -\log[OH^-]$$

Propiedades :

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

$$pH + pOH = 14$$

8.2. Escala de pH:

La escala de pH comprende intervalo desde cero para una solución muy ácida hasta 14 para una solución muy básica.

$$0 \leq pH < 7 \rightarrow \text{carácter ácido}$$

$$pH = 7 \rightarrow \text{carácter neutro}$$

$$7 < pH \leq 14 \rightarrow \text{carácter básico}$$

Intervalo de pH para algunas Sustancias Comunes

Sustancia	Intervalo de pH
Jugo gástrico	1,6 – 3,0
Refrescos	2,0 – 4,0
Jugo de limón	2,2 – 2,4
Vinagre	2,4 – 3,4
Cerveza	4,0 – 5,0
Orina (humana)	4,8 – 8,4
Saliva (humana)	6,5 – 7,5
Plasma sanguíneo (humano)	7,3 – 7,5
Leche de magnesia	10,5
Amoniaco casero	11 - 12

PROBLEMAS RESUELTOS

1. En el siguiente listado, indique la(s) sustancia(s) ácida(s) según la Teoría de Arrhenius:

- 1) NH₃ 2) NH₄Cl 3) HCl 4) HClO₄ 5) HNO₃

Resolución:

Según Arrhenius ácido son aquellas sustancias que se disocian en medio acuoso liberando iones de hidrógeno.

Los hidrógenos que se pueden liberar son aquellos que están unidos directamente a un elemento anfígeno o halógeno.

Son sustancias ácidas según Arrhenius: HCl, HClO₄, HNO₃

2. Indique los pares ácido-base conjugados, según la teoría de Bronsted – Lowry.

- 1) H₂CO₃ / CO₂ 2) H₂O / OH⁻ 3) OH⁻ / O²⁻ 4) H₂SO₄ / HSO₄⁻ 5) HCl / Cl₂

Resolución:

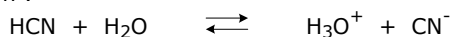
Según Bronsted – Lowry ácido son aquellas sustancias que pueden donar protones y darán origen a una base conjugada. Se diferencian en un protón (H⁺).

- 1) H₂CO₃ → HCO₃⁻ ⇒ no origina se CO₂
 2) H₂O → OH⁻
 3) OH⁻ → O²⁻ ⇒ no se origina O²⁻
 4) H₂SO₄ → HSO₄⁻
 5) HCl → Cl⁻ ⇒ no origina se Cl₂

Son pares conjugados ácido – base 2 y 4

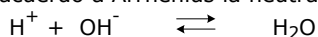
3. Dada las siguientes proposiciones. Son verdaderas:

- I. El NH₃ y PH₃ son bases según la teoría de Lewis
 II. En la reacción :



El ión CN⁻ es la base conjugada del H₂O.

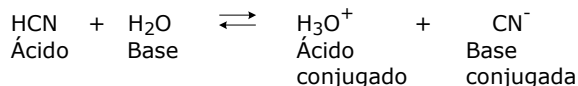
III. De acuerdo a Arrhenius la neutralización se representa por:



Resolución:

I. El NH₃ y la PH₃ tienen pares libres de electrones que pueden donar por lo tanto son bases según la teoría de Lewis

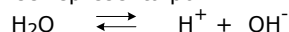
II. En la reacción ácido base:



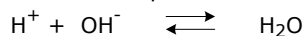
El HCN actúa como ácido y su base conjugada es el ión CN⁻

III. El agua se disocia débilmente:

De acuerdo a Arrhenius esta disociación se representa por:



Análogamente la neutralización lo representaremos por una ecuación inversa.



Son verdaderas las proposiciones I y III

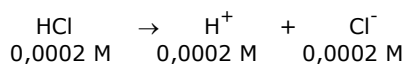
4. Hallar el pH de una solución de HCl 0,0002 M (log2 = 0,30)

Datos:

[HCl] = 0,0002 M
 pH = ¿?

Resolución:

El HCl es un ácido fuerte por lo tanto se disociará completamente



$$[\text{HCl}] = [\text{H}^+] = 0,0002 \text{ M} = 2 \times 10^{-4} \text{ M}$$

Aplicamos la fórmula: $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$

$$\text{pH} = -\log [2 \times 10^{-4}] = -\log 2 - \log 10^{-4} = -\log 2 - (-4) \log 10 = -0,30 + 4(1) = 3,7$$

El pH de la solución de HCl es 3,7

5. ¿Cuál es el pOH de la solución acuosa que contiene 2×10^{-5} moles del ión H^+ en 20 litros de solución a 25 °C?

Datos:

$$\# \text{ moles } \text{H}^+ = 2 \times 10^{-5}$$

$$\text{Volumen} = 20 \text{ L}$$

Resolución:

Hallamos la concentración de Hidrógeno.

$$[\text{H}^+] = \frac{n}{V} = \frac{2 \times 10^{-5} \text{ mol}}{20 \text{ L}} = 10^{-6} \text{ M}$$

Hallamos el pH aplicando la fórmula: $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$

$$\text{pH} = -\log [10^{-6}] = -(-6) \log 10 = 6$$

Hallamos el pOH aplicando la propiedad:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 6 = 8$$

El pOH de la solución es 8

6. Una solución de HCl tiene un pOH de 10 determinar la concentración de iones hidrógeno.

Datos:

$$\text{pOH} = 10$$

$$[\text{H}^+] = ?$$

Resolución:

Hallamos el pH aplicando la propiedad: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 10 \Rightarrow \text{pH} = 4$$

Hallamos la $[\text{H}^+]$ aplicando la fórmula: $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$

$$-\log[\text{H}^+] = 4 \Rightarrow \log_{10} [\text{H}^+] = -4 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-4}$$

La $[\text{H}^+]$ es 10^{-4} M

7. Se tiene una solución de ácido acético 0,1M. Hallar su pH si se encuentra disociado el 5 %.

Datos:

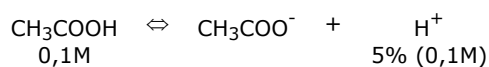
$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,1 \text{ M}$$

$$\text{Grado de disociación} = 5 \%$$

$$\text{pH} = ?$$

Resolución:

El ácido acético es un ácido débil por lo que se disociará parcialmente.



Hallamos la concentración de H^+ :

$$[\text{H}^+] = \frac{5}{100} \times 0,1 \text{ M} = 5 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Hallamos el pH aplicando la fórmula: $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$

$$pH = -\log(5 \times 10^{-3}) = -\log 5 - \log 10^{-3} = -0,70 + 3 = 2,3$$

El pH es 2,3

9. Se diluye 20 mL de HCl al 0,5 Molar con agua hasta obtener 100 mL de solución. Determinar el pH de la solución diluida.

Datos:

Inicial	Final
$V_1 = 20 \text{ mL}$	$V_2 = 100 \text{ mL}$
$C_1 = 0,5 \text{ M}$	$C_2 = x$

pH solución diluida = ¿?

Resolución:

Hallamos la concentración de la solución diluida aplicado la fórmula: $V_1 \cdot C_1 = V_2 \cdot C_2$

Reemplazando datos:

$$20 \text{ mL } (0,5\text{M}) = 100 \text{ mL } (x) \Rightarrow x = 0,1 \text{ M}$$

El HCl se disocia completamente (ácido fuerte): $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

$$[\text{HCl}] = [\text{H}^+] = 10^{-1} \text{ M}$$

Hallamos el pH de la solución aplicando la fórmula:

$$pH = -\log [\text{H}^+]$$

$$pH = -\log [10^{-1}] = 1 \Rightarrow \text{El pH de la solución es } 1$$

10. Se mezclan 25 mL de H_2SO_4 al 2M, con 75 mL de NaOH al 0,4M. Calcular el pH de la solución resultante. (Log 7 = 0,85)

Datos:

Solución ácida (H_2SO_4)	Solución básica (NaOH)
$V_{\text{ác}} = 25 \text{ mL}$	$V_{\text{ba}} = 75 \text{ mL}$
$C_{\text{ác}} = 2 \text{ M}$	$C_{\text{ba}} = 0,4 \text{ M}$
$\phi = 2$	$\phi = 1$

Volumen de la mezcla = 100 mL = 0,1 L

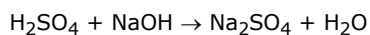
pH de la mezcla = ¿?

Resolución:

Utilizando la relación: $N = \phi M$ calculamos la normalidad de cada solución:

$$\text{Normalidad } \text{H}_2\text{SO}_4 = 2(2 \text{ M}) = 4 \text{ N}$$

$$\text{Normalidad NaOH} = 1(0,4 \text{ M}) = 0,4 \text{ N}$$



Neutralización:

$$\# \text{Eq-g}(\text{ácido}) = \# \text{Eq-g}(\text{base})$$

$$\# \text{Eq-g}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 25 \text{ mL} \times 4 \text{ N} = 100 \text{ mEq.}$$

$$\# \text{Eq-g}(\text{NaOH}) = 75 \text{ mL} \times 0,4 \text{ N} = 30 \text{ mEq.}$$

Se tiene un exceso de ácido:

$$\# \text{Eq } (\text{H}^+) = 100 - 30 = 70 \text{ mEq} \Leftrightarrow 70 \text{ mmoles} \Rightarrow n(\text{H}^+) = 7 \times 10^{-2} \text{ moles}$$

Hallamos la concentración de H^+ :

$$[\text{H}^+] = \frac{\# \text{moles}(\text{H}^+)}{\text{Volumen (sol)}} = \frac{7 \times 10^{-2} \text{ moles}}{0,1 \text{ L}} = 7 \times 10^{-1} \text{ M}$$

Hallamos el pH aplicando la fórmula: $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$

$$\text{pH} = -\log(7 \times 10^{-1}) = -\log 7 + \log 10$$

$$\text{pH} = -0,85 + 1 = 0,15$$

El pH de la solución resultante es 0,15

11. Determinar el pH de una disolución 0,2 M de HNO_2 sabiendo que $K_a(25^\circ\text{C}) = 4,5 \times 10^{-4}$ M

Resolución:

	HNO_2	\rightleftharpoons	NO_2^-	+	H^+
Inicial:	0,2 M		-		-
Variación:	-x		+ x		+ x
Equilibrio:	0,2 - x		x		x

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HNO}_2]} \Rightarrow [\text{H}^+][\text{NO}_2^-] = K_a \cdot [\text{HNO}_2]$$

Reemplazando datos: $x^2 = 4,5 \cdot 10^{-4} \cdot (0,2 - x)$

Como K_a es pequeño, entonces aproximamos: $0,2 - x \approx 0,2$, resolviendo se tiene:
 $x = 0,95 \cdot 10^{-2} \Rightarrow [\text{H}^+] = 0,95 \times 10^{-2}$

$$\text{pH} = -\log [0,95 \times 10^{-2}] \Rightarrow \text{pH} = 1,98$$

PROBLEMAS APLICATIVOS

01. Respecto a la teoría ácido-base, según Arrhenius indique la verdad o falsedad de las siguientes proposiciones:

- () Los ácidos en medio acuoso incrementan la concentración de los iones H^+
- () Las bases en medio acuoso, incrementa la concentración del ion OH^-
- () El ácido sulfúrico, es un ácido monoprótico.

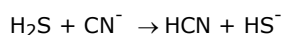
02. ¿Cuál de los siguientes ácidos es monoprótico?

- a) H_3PO_4 b) H_2SO_3 c) H_2CO_3 d) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ e) H_2Se

03. Indique la verdad (V) o falsedad (F) de cada una de las siguientes proposiciones según Bronsted y Lowry:

- () Las definiciones de Bronsted y Lowry con respecto a los ácidos y las bases se aplican también a soluciones que no son acuosas
- () Un par conjugado se diferencia por un protón
- () Una base es una especie capaz de capturar un protón

04. Respecto a la siguiente reacción, ácido-base Bronsted-Lowry, indique verdadero (V) o falso (F)



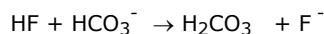
- () El H_2S y HCN son ácidos.
- () El HS^- dona un protón.
- () Son pares conjugados HCN y CN^-
- () El HS^- , es base conjugada del H_2S .

05. Se tienen las siguientes reacciones ácido-base según Bronsted-Lowry

- 1) $\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{HCl} + \text{NH}_3$
- 2) $\text{HCl} + \text{HI} \rightarrow \text{H}_2\text{Cl}^+ + \text{I}^-$
- 3) $\text{NH}_3 + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_2^-$
- 4) $\text{H}_2\text{O} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

¿Qué especies son consideradas anfóteras?

06. Se tiene la siguiente reacción ácido-base, según Bronsted-Lowry.



Indique la veracidad o falsedad de las siguientes proposiciones:

- Son ácidos: HF y H_2CO_3
- Aceptan protones F^- y HCO_3^-
- El ion F^- , es una base conjugada de HF
- Son pares conjugados HCO_3^- y F^-

07. Se tienen los siguientes ácidos débiles con sus respectivas constantes de disociación:

- 1) H_2SO_3 ; $K_a = 10^{-2}$
- 2) HNO_2 ; $K_a = 10^{-4}$
- 3) HCN ; $K_a = 10^{-10}$

¿Cuál de los ácidos posee la base conjugada más fuerte?

08. El jugo gástrico es una solución diluida que contiene HCl 0,001M. ¿Cuál será la concentración del ión hidróxido?

09. Calcule el pH de una solución en la cual la $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \times 10^{-6}$

10. Calcular el pOH de una solución donde la $[\text{OH}^-] = 0,016$ M. Dato: $\text{Log}2 = 0,3$

11. Hallar el pH de una solución acuosa de KOH 0,005M

12. ¿Cuál es el valor que tiene pH de una solución de H_2SO_4 0,008M?

13. Si se disuelven 19,6 g de ácido fosfórico en agua formándose una solución de 10 L. ¿Cuál es el valor de su pH?

14. Hallar el pH de una solución de ácido acético CH_3COOH 0,1 M. Sabiendo que su porcentaje de ionización es 1 %.

15. En una fiola de 500 mL se adiciona 0,15 mol de NaOH y 0,05 mol KOH, luego se adiciona agua hasta enrasar la fiola. ¿Cuál es el pH de la solución preparada?

16. El ácido acético es un ácido débil que se disocia parcialmente, hallar el pOH de la solución preparada con 20 mL de ácido acético cuya densidad es 1,12 g/mL diluida con agua hasta obtener 500 mL de solución y se encuentra disociada solo el 5 %.

17. Una solución 0,1 M de un ácido débil "HA" está ionizado en un 10%. ¿Cuál es el valor de la constante de acidez para este ácido?

18. La constante de ionización K_a del ácido acético es $1,8 \times 10^{-5}$. ¿Cuál será el porcentaje (%) de ionización de una solución 0,02 M de este ácido?

PROBLEMAS PROPUESTOS

19. Respecto a los ácidos y bases, indique veracidad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones:

- Los ácidos corroen los metales activos.
- Los hidróxidos del grupo IA se denominan álcalis.
- Son ácidos dipróticos: H_2CO_3 , HCCCH , H_2SO_3
- Todos los hidróxidos son utilizados como antiácidos caseros.

20. Respecto a la teoría ácido-base, según Arrhenius indique veracidad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones:

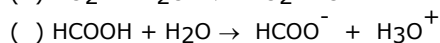
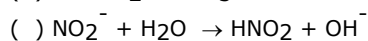
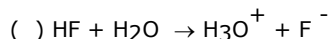
- Los ácidos en medio acuoso incrementan la concentración de los iones H^+
- Las bases en medio acuoso, incrementa la concentración del ion OH^-
- El ácido sulfúrico, es un ácido monoprótico.

21. Se tienen las siguientes disoluciones acuosas:

- 1) Soda cáustica
- 2) Jugo de limón
- 3) Agua de cal
- 4) H_2SO_4 0,1 M
- 5) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,01 M

Indique las disoluciones en la cual la fenolftaleína adquiere un color rojo – grosella

22. Indique la reacción en la cual, el agua cede un protón:



23. ¿Cuál es el pH de una solución 0,05 M de $\text{Ca}(\text{OH})_2$?

24. Si se disuelven 9,8 g de ácido sulfúrico en agua formándose una solución de 20 L. ¿Cuál es el valor de su pH?

25. ¿Cuál es el valor que tiene pOH de una solución de H_2SO_4 0,004M?

26. Una solución de detergente tiene un pOH = 2,4 ¿Cuál es la concentración del ion hidrógeno? $\text{Log}4 = 0,6$

27. El jugo de manzana recién preparado tiene un pH de 3,7. ¿Cuál es la concentración molar del ion hidróxido?

28. Si el pH de una solución de H_2SO_4 es 4, entonces la concentración de H^+ es:

29. Hallar el pH de una solución de CH_3COOH 0,01 Molar, si está ionizado en 4%:

30. Hallar el pOH de una solución de HCl 0,0002 M.

31. Si el pH de la leche agria es 6 ¿Cuál es la concentración de iones hidrógenos?

32. ¿Cuál es el pH de una disolución cuya concentración del H^+ es igual a $4,8 \times 10^{-6}$

33. Si se mezcla 10 mL de NaOH de 1 M con 20 mL de HCl 1 M. Determine el pH de la solución formada ($\text{log}3 = 0,48$).

34. Se disuelven 25 g de NaOH en agua y se prepara 500 mL de solución. ¿Cuál es el pH de la solución preparada?

35. El ácido nitroso es un ácido débil que se disocia parcialmente, hallar el pH de la solución preparada con 20 g de ácido puro diluida con agua hasta obtener 250 mL de solución si se encuentra disociada solo el 20 %.

36. Se disuelve 2 g de NaOH en agua destilada, obteniéndose 500 mL de solución. Calcular el pH de la solución.

37. En un recipiente se tienen 2 L de una solución acuosa cuyo pH = 2. Hallar el volumen de agua que debe agregarse para el pH varíe a 3.

38. Se disuelve 28 mg de KOH (P.F. = 56) en 500 mL de agua destilada, hallar el pH de la solución.

39. La constante de ionización del ácido benzoico es $6,25 \times 10^{-5}$. Determine el pH de una solución cuya concentración es 0,1 M.

40. Determinar el pH y el pOH de una disolución 0,2 M de NH_3 sabiendo que $K_b (25^\circ\text{C}) = 1,8 \times 10^{-5}$ M

Logaritmos comunes más utilizados:

$\text{Log } 2 = 0,30$ $\text{Log } 7 = 0,85$

$\text{Log } 3 = 0,48$ $\text{Log } 11 = 1,04$

$\text{Log } 5 = 0,70$ $\text{Log } 13 = 1,11$

"Sí lo puedes soñar, lo puedes lograr."

- Walt Disney

SEPATATA 12

QUÍMICA ORGÁNICA

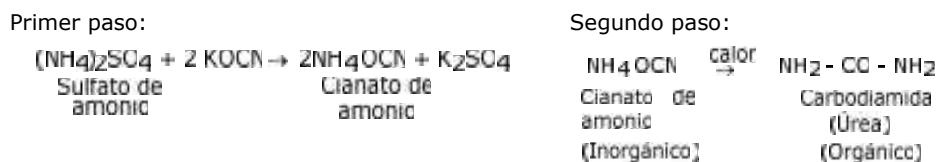
INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA ORGÁNICA

1. CONCEPTO DE QUÍMICA ORGÁNICA:

La química Orgánica es en nuestros días una de las más interesantes y enigmáticas de las ramas de la Química, debido al papel preponderante que cumple dentro de las diversas actividades del hombre. En la actualidad existen más de tres millones de compuestos orgánicos de gran utilidad para el hombre tales como: Antibióticos, pastillas, anestésicos, etc. (en medicina); aceites, vitaminas, azúcares, aminoácidos, etc. (en alimentación); fibras sintéticas, plásticos, combustibles, detergentes, polímeros, etc. (en industria) fertilizantes, insecticidas, hormonas vegetales (en agricultura).

La química orgánica estudia desde luego al carbono y a casi todos sus compuestos, ya sea de origen natural o artificial analizando su composición, estructura, propiedades físicas, químicas y biológicas; sus transformaciones y aplicaciones. Por ello que la química orgánica se llama también "Química del Carbono".

El alemán F. Wholer en 1828 fue el primero en obtener un compuesto orgánico a partir de sustancias inorgánicas. Obtuvo Urea (componente de la orina) según el siguiente proceso:



La síntesis de la urea destruyó la teoría vitalista propuesta por J. Berzelius que sostenía que sólo los seres vivos pueden producir compuestos orgánicos porque poseen "fuerza vital".

Posteriormente el alemán H. Kolbe en 1845 sintetiza el ácido acético. El francés Berthelot sintetizó grasa (1854) y el ruso A. M. Bútlorov sintetizó sacarina (1861).

1.1. Características de los Compuestos Orgánicos:

- La mayoría son combustibles por poseer C e H (excepto CCl₄).
- Son generalmente insolubles en agua por ser la mayoría compuestos apolares. Pero son solubles en solventes orgánicos (CCl₄, C₆H₆, éter, etc.)
- Son sensibles al calor, se descomponen a temperaturas relativamente bajas (400 °C).
- Realizan especialmente reacciones no iónicas, lentas y complejas. Requieren generalmente de catalizadores.
- El número de compuestos orgánicos supera grandemente al número de compuestos inorgánicos (10 a 1).
- Generalmente para una misma fórmula molecular existen varios compuestos (isómeros).
- Los compuestos orgánicos son gases, líquidos, sólidos de punto de fusión inferior a 400 °C.
- Pocos de ionizan o conducen la corriente eléctrica.
- Esencialmente son covalentes.
- Presentan series homólogas e isólogas.

1.2. Composición de los Compuestos Orgánicos:

Los compuestos orgánicos están constituidos por pocos elementos los cuales se les agrupa en tres categorías:

- a) **Elementos organógenos:** Son los principales elementos que constituyen la gran mayoría de las sustancias orgánicas, estos son: C, H, O y N
- b) **Elementos Secundarios:** F, Cl, Br, I, S, P, Na, K, Ca, Mg, etc.
- c) **Oligoelementos:** Son elementos que se encuentran en muy pequeñas cantidades, tales como: Zn, Cu, Fe, Mo, Mn, etc. pero cumplen funciones muy importantes dentro de los organismos.

2. EL ÁTOMO DE CARBONO:

El Carbono es un elemento no metálico que pertenece al grupo IV A, periodo 2, su número atómico es 6. El isótopo C-12 es el más abundante. Su isótopo C-14 es radiactivo y se utiliza para determinar la edad de los restos fósiles.

Su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^2$, tiene 4 electrones de valencia.

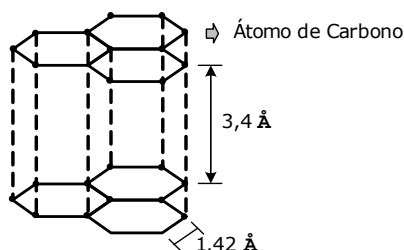
2.1. Estado Natural del Carbono:

En la naturaleza el carbono existe abundantemente bajo diferentes formas, como elemento libre y en estado de combinación.

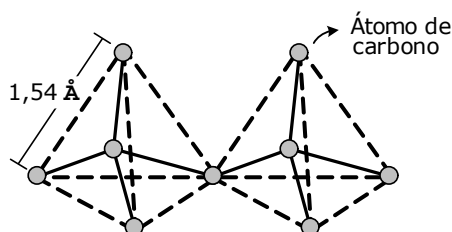
2.1.1. En estado de combinación: Se encuentra en todos los seres vivos, en el petróleo, en el grisú (mezcla de aire y metano), en el anhídrido carbónico, en los carbonatos que forman la corteza terrestre.

2.1.2. Como elemento libre: Se presenta tanto como sólido cristalino y como un sólido amorfo.

- a) **Carbono Natural Cristalino:** Son sustancias simples y existen en dos formas cristalinas denominadas alótropos.
Grafito: Es un sólido negro, suave, resbaloso, con brillo metálico, conductor de la electricidad, cuya densidad es $2,25 \text{ g/cm}^3$. Se utiliza como lubricante y en la fabricación de electrodos, su suavidad y su conductividad están relacionados con su estructura interna que son láminas con disposición hexagonal de los átomos de carbono que se encuentran hibridados en sp^2 .



Diamante: Es un sólido transparente, mal conductor de la electricidad y de mayor densidad que el grafito ($D = 3,51 \text{ g/cm}^3$). Es la sustancia natural de mayor dureza por lo que se usa para cortar vidrios, pulido de herramientas. La dureza del diamante se atribuye a su estructura interna tetraédrica de los átomos de carbono que se encuentran hibridados en sp^3 , y como resultado del enlace covalente, hace que la estructura sea muy rígida.



- b) **Carbono Natural Amorfo:** Se produce por la descomposición de las plantas por cientos y miles de años, proceso llamado también petrificación.

Mineral	% C		Aumenta	Uso
Antracita	90 - 96	↑	La antigüedad	Combustible industrial
Hulla	75 - 90			Combustible domestico
Lignito	65 - 75			Adorno
Turba	45 - 55			Abono

La antracita es el tipo de carbono natural más antiguo y de mayor poder calórico.

La hulla es el tipo de carbono más útil para el hombre. De su destilación seca se obtienen aromáticos y un residuo sólido denominado coque.

2.1.3. Carbonos Artificiales:

Es el resultado de cambios químicos a nivel doméstico e industrial de las sustancias que contienen carbono, se caracterizan por su estructura interna amorfa. Estos son:

El negro de humo: Se obtiene de la combustión incompleta de varios productos orgánicos. Se le denomina Hollín. Se le utiliza para fabricar tinta china y como colorante en la industria de los neumáticos.

El negro animal: Se obtiene de la combustión de huesos desengrasados en recipientes cerrados. Es un poderoso decolorante.

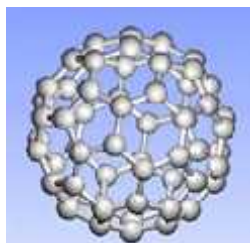
El carbón vegetal: Se obtiene de la combustión de madera en ausencia del aire. Llamado también carbón de leña.

El carbón de retorta: Carbono que queda incrustado en las paredes de las retortas de las fábricas: Es conductor de la electricidad.

El coque: Se obtiene por destilación seca de la hulla. Es un buen agente reductor por lo cual se usa en ciertas operaciones metalúrgicas.

Carbón activado: Forma micropulverizada del carbón de leña y del carbón animal, posee una superficie muy porosa, tiene gran poder adsorbente. Se le emplea como decolorante y en filtros para eliminar impurezas que dan mal sabor y olor al agua, aceite, etc. y también en el refinado del azúcar.

Fullerenos: Son moléculas cristalinas de carbono conformados por 60 carbonos encontrados en microcristales de hollín por R. Smalley (1985). Posteriormente se obtuvieron más fullerenos con más átomos de carbono: C₇₀, C₇₄, C₈₂, C₁₀₀, etc. El fullereno más estable es el C₆₀ al que también se le llama futboleno por su parecido a un balón de fútbol. Su aplicación está llena de expectativas interesantes.



Grafeno: es una fina lámina cuyo espesor es un átomo (grosor de 0,1 nm) compuesto totalmente de carbono. Su estructura nanométrica se basa en una malla o capa de átomos de carbono unidos en forma hexagonal con pequeñas ondulaciones dando la apariencia de un panal de abejas.

El grafeno en estado libre fue obtenido por primera vez en 2004 por los científicos Konstantin Novoselov y Andre Geim, mediante exfoliación micromecánica.

El grafeno es un semiconductor cuyas propiedades más destacadas son:

- Alta conductividad térmica y eléctrica.
- Alta elasticidad y dureza (es el material más duro jamás medido por encima del diamante).
- Resistividad eléctrica muy baja
- Soporta la radiación ionizante.
- Es muy ligero, como la fibra de carbono, pero más flexible.
- Consume menos electricidad para una misma tarea que otros materiales como el silicio.

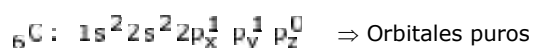
Estas propiedades hacen del grafeno el material del futuro, debido a sus potenciales aplicaciones desde usos electrónicos hasta la futura construcción de ascensores espaciales, pasando por la fabricación de corazas humanas en el ámbito de la seguridad.



2.2. Propiedades del Átomo de Carbono:

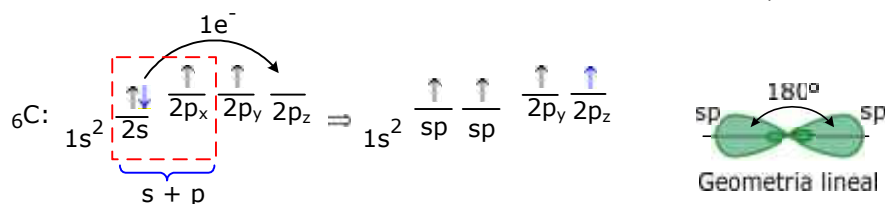
El átomo de carbono es uno de los muy pocos átomos que pueden formar enlaces químicos entre sí de diferentes maneras y variadas cadenas carbonatadas. Existen limitadas semejanzas con átomos como el Si, B, Ge y otros vecinos de la tabla periódica. Son dos las propiedades que le dan esta particularidad al átomo de carbono: Tetravalencia y Autosaturación.

2.2.1. La tetravalencia: En casi la totalidad de los compuestos orgánicos el carbono es tetravalente. Tiene la capacidad para realizar **cuatro enlaces covalentes** con átomos iguales o diferentes. Aunque existen casos muy escasos donde el carbono actúa como divalente o trivalente. Los orbitales del átomo de carbono en los compuestos orgánicos se encuentran **hibridados**, optando diferentes estructuras geométricas, de esta manera tiene **cuatro orbitales despareados** listos para formar los cuatro enlaces covalentes mediante enlaces simples, dobles o triples.

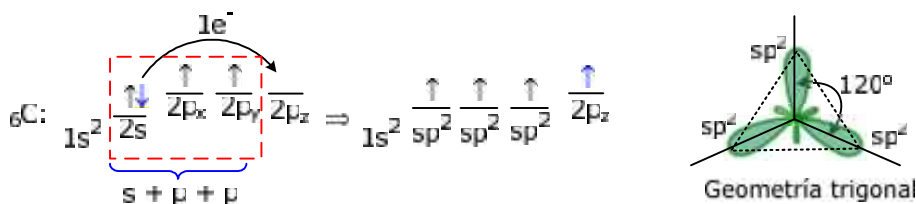


La **hibridación** es la combinación de dos o más orbitales del mismo nivel de energía, pero diferente subnivel.

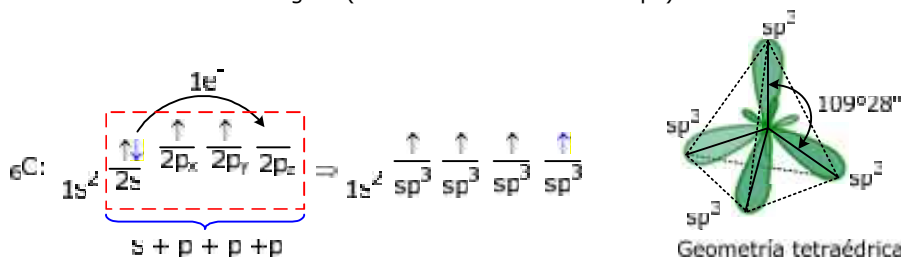
a) **Hibridación sp:** Se combinan un orbital "s" con un orbital "p" para producir dos orbitales híbridos sp de geometría lineal, el ángulo de enlace es de 180°. Mediante esta hibridación el átomo de carbono podrá realizar dos enlaces sigma (con los orbitales híbridos sp y dos enlaces pi (con los orbitales p_y y p_z).



b) **Hibridación sp²:** Se combinan un orbital "s" con dos orbitales "p" para producir tres orbitales híbridos sp² de geometría plana, el ángulo de enlace es de 120°. Mediante esta hibridación el átomo de carbono podrá realizar tres enlaces sigma (con los orbitales híbridos sp² y un enlaces pi (con el orbital p_z). Esta presente en el doble enlace.



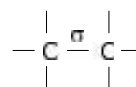
c) **Hibridación sp³:** Se combinan un orbital "s" con tres orbitales "p" para producir cuatro orbitales híbridos sp³ de geometría tetraédrica (espacial), el ángulo de enlace es de 109°28'. Mediante esta hibridación el átomo de carbono podrá realizar cuatro enlaces sigma (con los orbitales híbridos sp³).



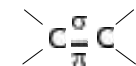
El carbono forma enlaces predominantemente covalentes (**Covalencia**) con otros elementos no metálicos. Existen pocos casos donde el carbono forma enlaces iónicos: CaC₂ (carburo de calcio), Ag₂C₂, etc. que son compuestos inorgánicos

2.2.2. **La autosaturación:** Es una propiedad casi exclusiva del átomo de carbono que consiste en realizar enlaces consigo mismo formando numerosas cadenas carbonatadas y para ello realiza tres diferentes maneras de uniones: enlace simple, enlace doble y enlace triple.

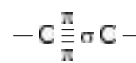
a) **Enlace Simple:** Enlace carbono - carbono que comparten un par de electrones, aquí se origina un enlace sigma porque se unen, híbridos sp³ - sp³



b) **Enlace doble:** Enlace carbono - carbono, los cuales comparten dos pares de electrones, aquí se origina un enlace σ (sp² - sp²) y un enlace π (p - p)



c) **Enlace Triple:** El enlace C-C comparte tres pares de electrones, se originan un enlace σ debido a que los híbridos que se unen son sp - sp y dos enlaces π (p_y-p_y; p_z-p_z)



Tipo de enlace	Tipo	Híbrido	Angulo de enlace C-C
Simple	C - C	sp ³ -sp ³	109,5°
Doble	C = C	sp ² -sp ²	120°
Triple	C ≡ C	sp-sp	180°
Doble vecinal	C=C=C	sp ² -sp-sp ²	180°

- **Enlace Sigma (†):** Son solapamientos de los orbitales enlazantes dirigidos en una línea, que es el eje de los orbitales. Ej.: s - s, s - p, p - p, sp³ - s, sp³ - sp³, etc.
- **Enlace Pi (f):** Se realiza un solapamiento de los orbitales enlazantes dirigidos en líneas paralelas entre sí. Ej.: p - p; p - d, d - d.

- Los enlaces sigma son fácil de formarse pero difícil de destruirse y por el contrario los enlaces pi son difícil de formarse pero fácil de destruirse.
- Esto quiere decir, que los **enlaces múltiples** (triples y dobles) son **más reactivos** que los **enlaces simples**. El enlace doble es más reactivo que el enlace triple por ser asimétrico.

2.3. Tipos de Cadena Carbonatadas:

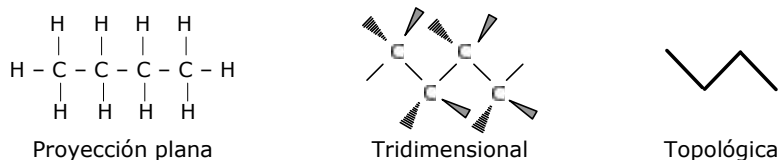
Los carbonos al unirse entre ellos forman cadenas abiertas por ambos extremos y otras veces cadenas cerradas de diferentes longitudes y formas.

2.3.1. Serie de cadena abierta, acíclica ó forménica. El tipo fundamental es el **metano**, CH₄ conocido también como formeno.

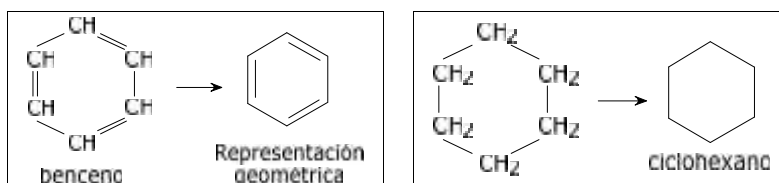
Ej.:

		Representación Topológica
Lineal saturada:	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	
Lineal insaturada:	CH ₃ -CH=CH-CH ₂ -CH ₃	
Ramificada saturada:	$\begin{matrix} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{matrix}$	
Ramificada insaturada:	$\begin{matrix} \text{CH}_3-\text{CH}=\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{matrix}$	

Debido a la geometría tetraédrica (los átomos de carbono están hibridados en sp³), la cadena carbonatada es realmente en zig-zag o doblada.



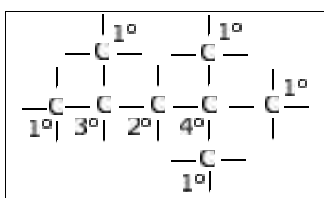
2.3.2. Serie de cadena cerrada, cíclica o aromática. El tipo fundamental es el 1,3,5 - ciclohexatrieno, C₆H₆ conocido también como **benzeno**.



2.4. Tipos de Carbono:

Preferentemente en los hidrocarburos saturados (solo con enlaces simples) los carbonos de acuerdo como se enlazan con otros carbonos se clasifican en:

- Carbono Primario:** Carbono unido sólo a un carbono. Tiene tres hidrógenos.
- Carbono Secundario:** Carbono unido a dos carbonos. Tiene dos hidrógenos.
- Carbono Terciario:** Carbono unido a tres carbonos. Tiene un hidrógeno.
- Carbono Cuaternario:** Carbono unido a cuatro carbonos. No tiene hidrógenos.



- Los hidrógenos unidos a cada tipo de carbono guardan la misma relación con el tipo de carbono al que esta enlazado.

Hidrógeno Primario: Unido a un carbono primario.
Hidrogeno secundario: Unido a un carbono secundario.
Hidrógeno terciario: Unido a un carbono terciario.
Hidrógeno cuaternario: No existe.

- Esta clasificación se sustenta en el grado de la reactividad de cada tipo de carbono y explica los tipos de producto en sus reacciones químicas.
- El orden creciente de reactividad es:

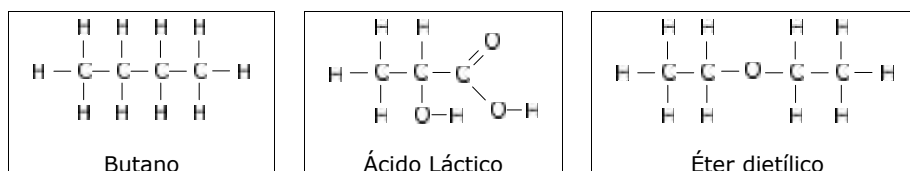
Carbono primario < carbono secundario < carbono terciario < carbono cuaternario.

3. TIPOS DE FÓRMULAS:

3.1. Fórmula Estructural o Desarrollada:

En este tipo de fórmulas se indica todos los enlaces interatómicos del compuesto orgánico. Se emplea para determinar el número de enlaces sigma y pi, la energía total de enlace, mecanismo de reacción, etc.

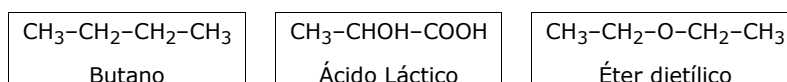
Ej.:



3.2. Fórmula Semidesarrollada:

Es aquella fórmula donde se representa los enlaces carbono-carbono del compuesto orgánico. Es la más empleada y se usa para determinar el nombre de la sustancia orgánica

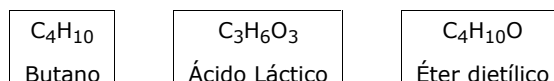
Ej.:



3.3. Global Molecular:

Es aquella fórmula donde se indica la cantidad total de átomos de cada elemento en el compuesto orgánico. Se usa principalmente para determinar la masa molecular, balance redox, entre otros. La fórmula global no es única para una compuesto debido a la existencia de isómeros.

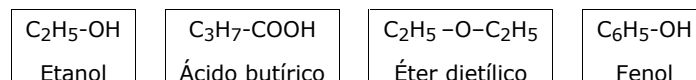
Ej.:



3.4. Global Funcional:

En este tipo de fórmula se indica el grupo funcional al que pertenece el compuesto orgánico. Se emplea en reacciones químicas donde participa el grupo funcional.

Ej.:



4. NOMENCLATURA SISTEMÁTICA.

La nomenclatura sistemática o IUPAC es la nomenclatura oficial preferentemente utilizada para nombrar a los compuestos orgánicos. Aunque para algunos compuestos, sobre todo los más sencillos se utilizan la nomenclatura común que han sido aceptados por la IUPAC.

- **IUPAC** (International Union of Pure and Applied Chemistry), es el máximo organismo Internacional de Química pura y aplicada.

4.1. Partes de la nomenclatura sistemática:

- Prefijo:** Indica el nombre y la ubicación de las ramificaciones. (Tabla 2)
- Raíz:** Indica el número de átomos de carbono (Tabla 1) de la cadena principal (Tabla 3).
- Sufijo:** Indica el grupo funcional de la cadena principal (Tabla 3)

Ej.:

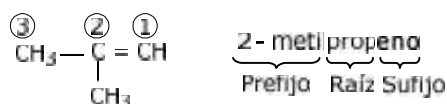


Tabla 1

RAICES PARA INDICAR EL NÚMERO DE CARBONOS

# átomos de C	Raíz	# átomos de C	Raíz	# átomos de C	Raíz	# átomos de C	Raíz
1	met	7	hep	20	eicos	30	triacont
2	et	8	oct	13	Tridec	31	hentricont
3	prop	9	Non	21	Heneicos	40	Tetracont
4	but	10	dec	22	Docos	41	Hentetracont
5	pent	11	undec	23	Tricos	100	hect
6	hex	12	dodec	25	Pentacos	112	dodecahect

Tabla 2

PRINCIPALES RAMIFICACIONES

Radical	Estructura	Radical	Estructura	Radical	Estructura
Metil	CH ₃ -	Etil	CH ₃ -CH ₂ -	Propil	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -
isopropil	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	ter-butil	$\begin{array}{c} \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	isobutil	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
sec-butil	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \end{array}$				

Tabla 3

ORDEN DE PRIORIDAD DE LOS PRINCIPALES GRUPOS FUNCIONALES

Nº	Función química orgánica	Grupo funcional	Prefijo (Como sustituyente)	Sufijo (Grupo principal)
1	Ácidos carboxílicos	-COOH	Carboxi-	-carboxílico u oico
2	Ácido sulfónico	-SO ₃ H	Sulfo-	-sulfónico
3	Sales	-COOM	carboxilato metálico	-oato metálico
4	Ésteres	-COOR	Alquilocarbonilo-	-oato de alquilo
5	Haluros de acilo	-COX	Haloformilo-	Haluro de ...-oilo
6	Amidas	-CONH ₂	Carbamoilo-	-amida
7	Hidrazidas	-CONH-NH ₂		-carbohidrazida
8	Imidas	-CO-NH-CO-		-imida
9	Nitrilos	-CN	Ciano-	-nitrilo
10	Aldehídos	-CHO	Formilo- Oxo-	-al -carbaldehído
11	Cetonas	-CO-	Oxo-	-ona
12	Alcoholes	-OH	Hidroxio-	-ol
13	Fenoles	-OH	Hidroxio-	-ol
14	Tioles	-SH	Mercapto-	-tiol
15	Aminas	-NH ₂	Amino-	-amina
16	Iminas	=NH	Imino-	-imina
17	Hidracinas	-NH-NH ₂	Hidrazino-	-hidrazina
18	Éteres	-O-	Sulfonil-	---
19	Sufuros	-SR	Alquitio-	---
20	Peróxidos	-O-OR	Alquidioxo-	---
21	Nitroderivados	-NO ₂	Nitro-	---
22	Haluros	-X	Haluro-	---
23	Doble enlace	$\begin{array}{c} \diagdown \quad \diagup \\ \text{C} = \text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \end{array}$...	-eno
24	Triple enlace	-C≡C-	...	-ino
25	Enlace simple	$\begin{array}{c} \quad \\ -\text{C}-\text{C}- \\ \quad \end{array}$...	-ano

PROBLEMAS RESUELTOS

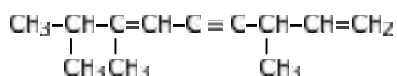
01. Con respecto a las propiedades químicas del átomo de carbono en compuestos orgánicos indicar la veracidad o falsedad de las siguientes proposiciones:

- I. Covalencia, puede ser polar o no polar
- II. Autosaturación, posibilita la formación de cadenas lineales, ramificadas y cíclicas.
- III. Hibridación: arreglo especial de orbitales atómicos de penúltimo nivel energético

Resolución:

- I. Los compuestos orgánicos forman principalmente enlaces covalentes y estos pueden ser polares, como por ejemplo los enlaces C-H, C-N, C-O, y no polares como el enlace C-C. Proposición verdadera.
- II. El átomo de carbono tiene la capacidad de enlazarse consigo mismo, para formar diversas cadenas carbonatadas. Proposición verdadera.
- III. La hibridación es la combinación de orbitales atómicos de un mismo nivel pero de diferente subnivel y se produce con orbitales de la capa de valencia, es decir, del **último** nivel energético. Proposición falsa.

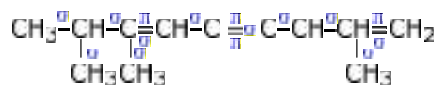
02. ¿Cuántos enlaces sigma y enlaces pi, existen en el compuesto:



Resolución:

Primero contamos los enlaces pi (π) que se encuentran en los dobles y triples enlaces, en un enlace doble hay un π y en el triple dos π .

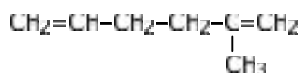
Para encontrar los enlaces sigma (σ), contamos los átomos de hidrógeno (forman solo enlaces σ) y lo sumamos los enlaces C-C.



El compuesto en mención presenta dos enlaces dobles y un enlace triple, por lo tanto presenta 4 enlaces π .

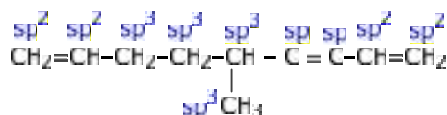
Presenta 18 hidrógenos y 11 enlaces C-C, por lo tanto tiene 29 enlaces σ .

03. Indica el número de carbonos digonales, trigonales y tetraédricos en el siguiente compuesto.



Resolución:

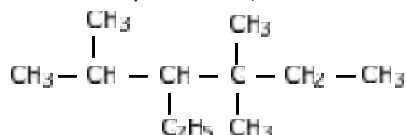
Los carbonos digonales son aquellos que están hibridizados en sp y están formando el triple enlace, los carbonos trigonales se encuentran hibridizados en sp^2 y están formando dobles enlaces y los carbonos tetraédricos están hibridizados en sp^3 y forman enlaces simples.



El compuesto orgánico presentado tiene:

- 4 carbonos que forman doble enlace, entonces hay 4 C trigonales
- 2 carbonos que forman triple enlace, entonces hay 2 C digonales
- 4 carbonos que forman enlace simple, entonces hay 4 C tetraédricos

04. Señale cuantos hidrógenos primarios, secundarios y terciarios, en ese orden hay en el siguiente compuesto:

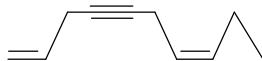


Resolución:

Los carbonos primarios están unidos a un carbono, los secundarios a dos carbonos, los terciarios a tres carbonos y los cuaternarios a cuatro carbonos y se aplica solo a carbonos tetraédricos, es decir, a aquellos que están formando enlaces simples.

En el compuesto orgánico presentado se tiene 6 carbonos primarios (CH₃)

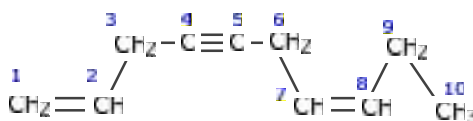
05. En la siguiente fórmula topológica es cierto



- 1) Hay 4 carbonos tetraédricos
- 2) Hay 4 enlaces π.
- 3) Hay 2 carbonos lineales.
- 4) La F.G. = C₁₀H₁₄
- 5) Hay 3 carbonos secundarios.

Resolución:

Transformamos la fórmula topológica en formula semidesarrollada teniendo en cuenta la tetravalencia del carbono y enumeramos los carbonos para identificarlos.



- 1) Los carbonos 3, 6, 8 y 9 forman enlaces simples, su hibridación es sp³, por lo tanto son 4 carbonos tetraédricos. (V)
- 2) Se tiene dos enlaces dobles (cada uno tiene un enlace π) y 1 enlace triple (tiene dos enlaces π), en total el compuesto presenta 4 enlaces π. (V)
- 3) Los carbonos 4 y 5 forman enlace triple, su hibridación es sp, por lo tanto son 2 carbonos lineales. (V)
- 4) La estructura presenta 10 carbonos y 14 hidrógenos entonces su fórmula molecular es C₁₀H₁₄. (V)
- 5) Los carbonos 3, 6 y 9 son carbonos secundarios (están unidos a dos carbonos). (V)

Todas las proposiciones son verdaderas.

PROBLEMAS APLICATIVOS

01. Señale V ó F según corresponda:

- () F. Wholler sintetizó la carbodiamida CO(NH₂)₂ úrea.
- () Los compuestos orgánicos contienen fósforo.
- () El carbono puede enlazarse consigo mismo formando cadenas.
- () Ejemplo de cadena carbonada puede haber a la vez enlace simple, doble y triple.

02. Indique el número de proposiciones no incorrectas con respecto a los compuestos orgánicos.

- () Están formados por moléculas donde los átomos están unidos por enlace covalente.
- () El carbono, el hidrógeno y oxígeno forman parte de todas sus estructuras.
- () Al arder producen amoniaco.
- () Se descomponen con facilidad cuando absorben hidrógeno.

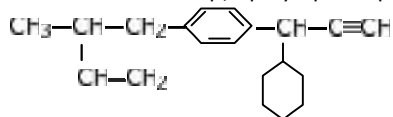
03. Respecto al carbono, indicar si verdadero (V) o falso (F):

- () Antracita, coke son formas alotrópicas del carbono.
- () La formación de cadenas lineales ramificadas o cíclicas se debe a la covalencia del carbono.
- () En sus compuestos el átomo de carbono puede poseer hibridación sp³, sp², sp.

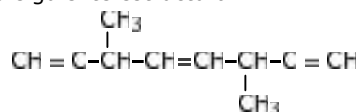
04. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- () Tetravalencia, propiedad por la cual el carbono sólo forma cuatro enlaces simples.
- () Covalencia, propiedad por la cual el carbono se une compartiendo electrones
- () Autosaturación. Explica la formación de cadenas carbonatadas.
- () Hibridación, unión de subniveles únicamente.

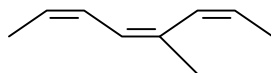
05. Indicar el número de átomos que presentan hibridación sp , sp^2 y sp^3 respectivamente.



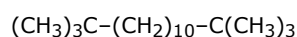
06. ¿Cuántos enlaces π , se presentan en la siguiente estructura:



07. Hallar el número de enlaces sigma y pi en:



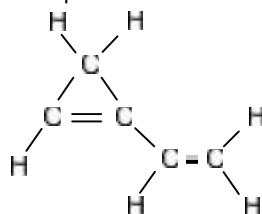
08. En el siguiente compuesto:



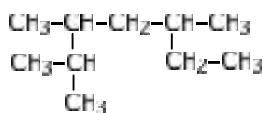
Calcular : $x = J + R + C - T$

J= Número de carbonos primarios
 C= Número de carbonos secundarios
 R= Número de carbonos terciarios
 T= Número de carbonos cuaternarios

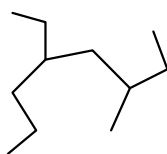
09. ¿Cuál fórmula topológica presenta el siguiente compuesto?



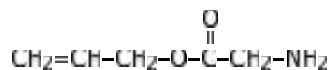
10. Hallar la fórmula topológica de la siguiente estructura:



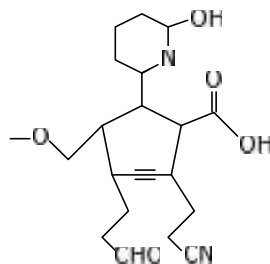
11. Hallar la fórmula semidesarrollada de la siguiente estructura:



12. Indicar las funciones químicas que contiene la siguiente molécula.



13. Indicar las funciones químicas que contiene la siguiente estructura



PROBLEMAS PROPUESTOS

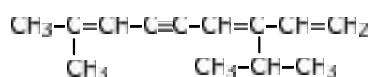
14. Respecto a los compuestos orgánicos, cuántas son no incorrectas:

- Solamente tienen origen en plantas
- Son solubles en agua pero no en benceno
- Sus reacciones son generalmente lentas
- Existen en menor cantidad que los compuestos inorgánicos

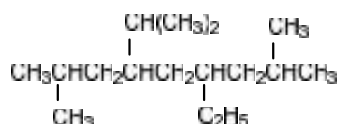
15. Indicar (V) o (F) según corresponda:

- Antracita, hulla, turba, grafito, son carbonos naturales amorfos.
- Respecto a su antigüedad antracita > hulla
- El negro de humo se usa en la industria de los neumáticos
- El carbón activado se utiliza como absorbente de impurezas

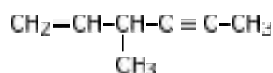
16. Indique el número de carbonos con hibridación sp , sp^2 y sp^3 en el siguiente hidrocarburo.



17. ¿Cuántos carbonos primarios, secundarios y terciarios posee el siguiente hidrocarburo?



18. Cuántos carbonos tetraédricos, triangulares planares y lineales hay en el compuesto, respectivamente



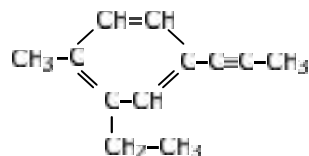
19. La síntesis de F. Wholer, trajo como consecuencias, indicar verdadero (V) o falso (F):

- Demostró que un compuesto orgánico puede obtenerse artificialmente.
- Los seres son necesarios para producir un compuesto orgánico.
- Aperturó un amplio campo de estudio y aplicación de los compuestos orgánicos.

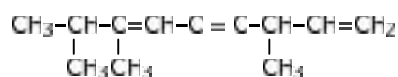
20. Respecto al carbono, indicar si verdadero (V) o falso (F):

- Se encuentran en forma cristalina como diamante y grafito y en forma amorfa como : antracita, hulla, lignito y turba
- El grafito es un sólido no metálico, gris oscuro, lubricante, que conduce la electricidad
- Presenta la propiedad de alotropía, covalencia, tetravalencia, autosaturación, hibridización
- Forma una cantidad de compuestos debido a la propiedad de la tetravalencia
- Pueden formar entre sí enlaces simples, dobles y triples

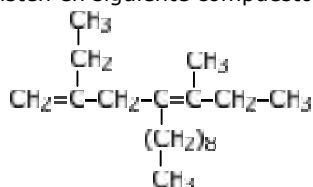
21. Indicar el número de átomos de carbono con hibridación sp , sp^2 y sp^3 en el siguiente hidrocarburo.



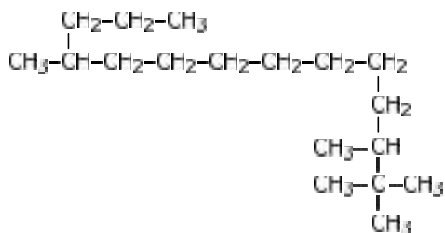
22. ¿Cuántos enlaces sigma y enlaces pi, existen en el compuesto:



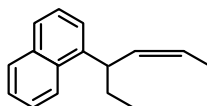
23. ¿Cuántos enlaces sigma y enlaces pi, existen en siguiente compuesto?



24. Indique el número de carbonos primarios, secundarios, terciarios y cuaternarios que presenta el siguiente compuesto:



25. Calcular el valor de $Q = \sqrt{T + S}$ en:



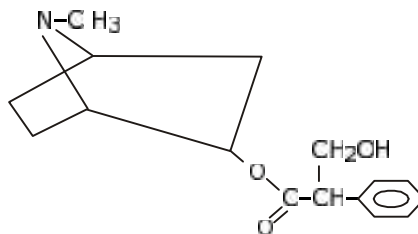
Siendo:

P = N° de carbonos primarios

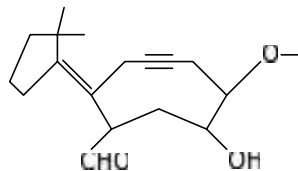
S = N° de carbonos secundarios

T = N° de carbonos terciarios

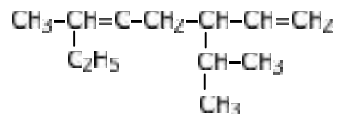
26. ¿Qué grupos funcionales están asociados a la Atropina?



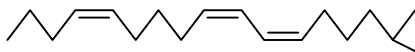
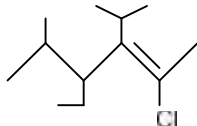
27. ¿Qué grupos funcionales presenta la siguiente estructura?



28. Determinar la fórmula topológica del siguiente compuesto orgánico:



29. Hallar las fórmulas semidesarrollada de las siguientes estructuras:



"Porque nadie puede saber por tí. Nadie puede crecer por tí. Nadie puede buscar por tí. Nadie puede hacer por tí lo que tú mismo debes hacer. La existencia no admite representantes."

Jorge Bucay

BIBLIOGRAFÍA.

1. AUCALLANCHI F, (2007), *Química*. Ed. Raccso Editores. Lima
2. ASIMOV, I., (1982), *Breve Historia de la Química*. Alianza Editorial. Madrid.
3. CHANG, R., (2010), *Química General*. 10ª ed. Mc Graw Hill. México D.F.
4. HUHEEY, J, (3003), *Química Inorgánica, Principios de estructura y reactividad* 4º ed.; Alfaomega, México.
5. COTTON, (2006), *Química Inorgánica Avanzada*, 4a ed.; Limusa
6. PETRUCCI R. H., HARWOOD W. S., HERRING F. G., (2011), *Química General*, 10ª ed.; Pearson.
7. WHITTEN K. W., GAILEY K. D., DAVIS R. E. (1992), *Química General*. Mac Graw-Hill.