



**Libro de Química 1
Nivelación**

Dra. Nelly Flores

Libro de Química 1

Nivelación

Dra. Nelly Flores

Este libro ha sido debidamente examinado y valorado en la modalidad doble par ciego con fin de garantizar la calidad científica del mismo.

© Publicaciones Editorial Grupo Compás
Guayaquil - Ecuador
compasacademico@icloud.com
<https://repositorio.grupocompas.com>



Flores, N. (2024) Libro de Química 1 Nivelación. Editorial Grupo Compás

© Dra. Nelly Flores

ISBN: 978-9942-33-847-1

El copyright estimula la creatividad, defiende la diversidad en el ámbito de las ideas y el conocimiento, promueve la libre expresión y favorece una cultura viva. Quedan rigurosamente prohibidas, bajo las sanciones en las leyes, la producción o almacenamiento total o parcial de la presente publicación, incluyendo el diseño de la portada, así como la transmisión de la misma por cualquiera de sus medios, tanto si es electrónico, como químico, mecánico, óptico, de grabación o bien de fotocopia, sin la autorización de los titulares del copyright.

PRESENTACIÓN

Queridos estudiantes,

Bienvenidos a este libro, diseñado especialmente para ustedes, los valientes aventureros que comienzan su viaje en el fascinante mundo de la química. Sabemos que la química puede parecer el "cuco" de las materias en el curso de nivelación, pero nuestro objetivo es convertir ese miedo en curiosidad y, eventualmente, en dominio.

Este libro no pretende ser un compendio exhaustivo de toda la química, sino una guía práctica y accesible que les ayudará a navegar por los conceptos básicos sin sentirse abrumados por una avalancha de información. Hemos seleccionado las fuentes más actualizadas y relevantes para asegurarnos de que obtengan el conocimiento esencial sin perderse en detalles innecesarios.

Hemos incluido una serie de ejercicios que combinan química y razonamiento matemático para mejorar sus habilidades de resolución de problemas. Encontrarán las soluciones al final de cada ejercicio, ya que, según mi experiencia como docente, los estudiantes rara vez revisan las últimas páginas del libro para buscar respuestas.

En este libro, también encontrarán ejercicios resueltos con un grado de dificultad medio, que muestran más de una solución posible. Esto se debe a que muchos libros de texto presentan ejercicios resueltos demasiado simples en comparación con los ejercicios de práctica reales. Sin embargo, los últimos ejercicios del libro están diseñados para desafiar incluso a los más preparados; si logran resolverlos, podrán considerarse verdaderos genios.

Con dedicación, estudio continuo, y práctica con los ejercicios de este texto, podrán superar sus temores y mejorar sus habilidades en química. Estamos seguros de que, con un poco de esfuerzo y una gran dosis de curiosidad, ustedes también podrán dominar el "cuco" llamado Química.

¡Buena suerte y feliz aprendizaje!

CONTENIDO

1.	LA MATERIA.....	1
	1.1 Mezclas Homogéneas: Las Soluciones.....	2
	1.2 Estados de la materia: sólido, líquido, gaseoso.....	2
	1.3 Estados de la Materia y Sus Transiciones.....	3
2.	MATEMÁTICAS Y LA QUÍMICA	11
	2.1 Factores de conversión unitarios.....	11
	2.2 Factores de conversión y porcentajes	13
3.	UNIDADES.....	19
	3.1 Escalas de Temperatura	19
	3.2 Densidad	20
	3.2.1 Gravedad específica o peso específico	22
	3.3 Presión atmosférica y su relación con la altura	24
4.	CONCENTRACIONES FÍSICAS	28
	4.1 Definición de Pureza.....	28
	4.2 Definición de concentración	30
	4.3 Concentración masa/masa %m/m.....	30
	4.4 Concentración masa/volumen (m/V)	32
	4.5 Concentración volumen/volumen %V/V	34
	4.6 Concentración partes por millón (ppm)	38
5.	TEORÍAS ATÓMICAS	45
	5.1 Teoría de Dalton	45
	5.2 Modelo de Thompson	45
	5.3 Modelo de Rutherford.....	46
	5.4 Modelo de Bohr	46
	5.5 Modelo de Sommerfield	46
	5.6 Modelo de Schrödinger.....	47
6.	EL ÁTOMO.....	54

6.1 Estructura del Átomo	54
6.2 Número atómico, (Z).....	55
6.3 Número másico, (A).....	56
6.4 Isótopos	57
6.5 Molécula.....	58
6.6 Iones	59
6.7 Iones positivos, cationes.....	60
6.8 Iones negativos, aniones.....	61
6.9 Iones compuestos	62
7. UNIDADES QUÍMICAS	67
7.1 Masa atómica (u.m.a)	67
7.2 Masa Molecular (MM).....	67
7.3 Átomo gramo at-g.....	68
7.4 Mol.....	69
7.5 Relación entre mol y átomo gramo.....	70
7.6 Relación entre molécula y átomo.....	70
7.7 Diferencia entre mol y molécula; átomo y átomo-gramo	71
7.8 Volumen Molar.....	73
8. QUÍMICA CUÁNTICA	76
8.1 Números cuánticos	76
8.2 Representación de las configuraciones electrónicas. El diagrama de orbitales.	80
8.3 Distribución electrónica	82
8.3.1 Principio de Aufbau o de construcción	82
9. LA TABLA PERIÓDICA.....	91
9.1 Orbitales de valencia	92
9.2 Elementos por grupos o familias.....	93
9.3 Propiedades de los elementos en la tabla periódica	97

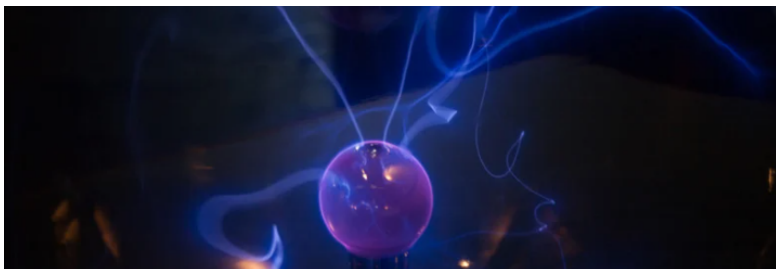
9.3.1	Radio atómico	97
9.3.2	Afinidad electrónica.....	97
9.3.3	Energía de ionización (EI)	98
9.3.4	Electronegatividad	98
9.3.5	Propiedades magnéticas.....	98
9.3.6	Carácter metálico y no metálico	101
9.3.7	Variación de las propiedades de la tabla periódica 102	
10.	ENLACES	108
10.1	Regla del octeto	108
10.4	Enlace metálico.....	109
10.5	Enlace iónico	110
10.6	Enlace covalente y su clasificación	111
10.6.1	Enlace covalente no polar	111
10.6.2	Enlace covalente polar	111
10.4.5	Enlace covalente coordinado	112
10.4.6	Enlaces covalentes múltiples	112
10.5	Estructuras de Lewis.....	113
10.5.1	Representación de enlaces iónicos.....	114
10.5.2	Representación del enlace covalente	116
10.5.3	Excepciones a la regla del octeto.....	117
10.5.4	Cálculos para plantear estructuras de Lewis con enlaces covalentes.....	119
10.5.5	Representación de moléculas que tienen enlaces covalentes y iónicos	122
11.	NOMENCLATURA QUÍMICA	126
11.1	Clases de nomenclaturas.....	127
11.1.1	Nomenclatura Sistemática o IUPAC	127
11.1.2	Nomenclatura Stock.....	127

11.1.3	Nomenclatura Tradicional.....	127
11.2	Número de oxidación y valencia.....	129
11.3	COMPUESTOS IÓNICOS.....	133
11.3.1	Óxidos metálicos.....	133
11.3.2	Peróxidos.....	134
11.3.3	Hidruros metálicos.....	134
11.3.4	Hidróxidos.....	135
11.3.5	Sales Halógenas.....	136
11.3.6	Ácidos oxácidos u oxoácidos.....	137
11.3.7	Ácidos especiales derivados de metales de transición 140	
11.3.8	Sales de ácidos oxácidos/ Sales Oxisales.....	141
11.3.9	Sales ácidas.....	141
11.3.10	Sales Básicas.....	142
11.3.11	Sales Dobles.....	143
11.4	COMPUESTOS MOLECULARES COVALENTES ..	144
11.4.4	Anhídridos: Óxidos no metálicos: Óxidos ácidos	144
11.4.5	Compuestos especiales.....	145
11.4.6	Ácidos Hidrácidos.....	146
11.4.7	Hidruros no metálicos.....	146
11.5	Reglas para reconocer los compuestos químicos.....	147
12.	REACCIONES QUÍMICAS.....	159
12.1	Clasificación de las reacciones químicas.....	160
12.1.1	Reacción de síntesis, de adición o combinación....	160
12.1.2	Reacciones de descomposición.....	160
12.1.3	Reacciones Iónicas.....	160
12.1.4	Reacciones de sustitución o desplazamiento.....	161
12.1.5	Reacciones de doble desplazamiento.....	161

12.1.6	Reacciones exotérmicas.....	161
12.1.7	Reacciones endotérmicas.....	161
12.1.8	Reacciones Redox.....	161
12.1.9	Reacciones de combustión.....	163
13.	IGUALACIÓN DE REACCIONES.....	166
13.1	Método de simple inspección.....	166
13.2	Método de número de oxidación o redox.....	167
13.3	Método del ion electrón.....	171
13.4	Método algebraico.....	179
14.	LEYES DE LOS GASES.....	189
14.1	Gases y sus propiedades.....	189
14.1.1	Gas.....	189
14.1.2	Vapor.....	190
14.1.3	Presión de un gas.....	190
14.1.4	Volumen de los gases y vapores.....	193
14.2	Ley de Boyle.....	193
14.3	Ley de Gay Lussac.....	195
14.4	Ley de Charles.....	197
14.5	Ley combinada de los gases.....	200
14.1	Ley de Avogadro.....	202
14.6	Ley de los gases ideales.....	203
14.7	Densidad de los gases.....	203
14.8	Mezclas de gases.....	205
14.8.1	Ley de las presiones parciales.....	208
14.8.2	Ley de los volúmenes parciales.....	211
14.9	Recolección de gases sobre agua.....	214
15.	ESTEQUIOMETRÍA.....	221
15.1	Ley de la conservación de la materia.....	221

15.2 Ley de las proporciones definidas.....	222
14.3 Ley de los volúmenes de combinación o de Gay Lussac 223	
15.4 Reactivo limitante	224
15.5 Pureza de un reactivo	228
15.6 Rendimiento porcentual	230
16. MATERIALES DE LABORATORIO	239
17. BIBLIOGRAFÍA	250
18. ANEXOS	251

LA MATERIA



LA MATERIA: FUNDAMENTOS BÁSICOS

La materia es todo lo que nos rodea: tiene masa, ocupa un volumen en el espacio y está influenciada por las energías del universo. Se clasifica en dos grandes categorías: sustancias puras y mezclas.

SUSTANCIAS PURAS

Las sustancias puras pueden ser elementos o compuestos:

-Elementos: Son sustancias que no pueden descomponerse en otras más simples. Ejemplos de elementos incluyen el hierro, el carbono y el azufre.

- Compuestos: Son sustancias formadas por moléculas de la misma especie, como la sacarosa (azúcar común) y el cloruro de sodio (sal de mesa).

MEZCLAS

Las mezclas son combinaciones de dos o más sustancias que se unen sin reaccionar químicamente entre sí. Se dividen en dos tipos: mezclas homogéneas y heterogéneas.

-Mezclas Homogéneas

En las mezclas homogéneas, los componentes se mezclan de manera tan uniforme que

es difícil distinguir a simple vista cada uno de ellos. Estas mezclas se pueden separar mediante métodos químicos, como la destilación y la

cromatografía. Ejemplos comunes incluyen las soluciones y los coloides.

-Mezclas Heterogéneas

En las mezclas heterogéneas, los componentes no se mezclan de manera uniforme, por lo que es fácil identificar cada uno de ellos a simple vista. Los componentes de estas mezclas se pueden

separar mediante métodos físicos y mecánicos, como la selección manual, la tamización, la decantación y la imantación.

Conocer estos conceptos básicos sobre la materia y sus clasificaciones les proporcionará una sólida base para adentrarse en el fascinante mundo de la química.

MEZCLAS HOMOGÉNEAS: LAS SOLUCIONES

Las soluciones son un tipo de mezcla homogénea compuesta por dos componentes principales: el solvente y el soluto.

Componentes de una Solución

a) Solvente:

El solvente es la sustancia presente en mayor cantidad en una solución, en la cual se disuelve el soluto. Generalmente, los solventes son líquidos. Una forma de identificar el solvente es observando el estado final de la solución; si la solución es líquida, entonces el solvente también lo era. El solvente suele ser la sustancia que no es de interés principal en la solución.

b) Soluto:

El soluto es el componente menos abundante de la solución y puede ser un sólido, líquido o gas. Es la sustancia que se disuelve en el solvente.

c) Ejemplos:

- En una solución acuosa de cloruro de sodio (NaCl), los componentes son agua (H₂O) y NaCl, donde el cloruro de sodio es el soluto.

- En una solución acuosa de ácido nítrico, los componentes son agua y ácido nítrico, donde el ácido nítrico es el soluto.
- En una solución de ácido sulfúrico concentrado al 98%, el ácido sulfúrico (la sustancia de interés) es el soluto, mientras que el agua (no es de interés) es el solvente.

DIVERSIDAD DE SOLUCIONES

Aunque las soluciones acuosas son las más comunes, no son el único tipo. Los solventes pueden ser sólidos, líquidos o gases, ampliando considerablemente la variedad de soluciones posibles.

Tabla 1. Tipos de soluciones según el estado final de la solución

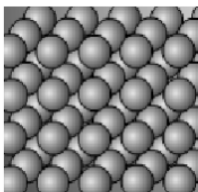
Soluta Solvente		Ejemplo	Tipo de solución
Gas	Líquido	Coca Cola	Gas- líquido
Líquido	Líquido	Alcohol antiséptico	Líquido- líquido
Sólido	Líquido	Suero oral	Sólido- líquido
Sólido	Sólido	Acero AISI 316	Sólido- sólido



ESTADOS DE LA MATERIA: SÓLIDO, LÍQUIDO, GASEOSO

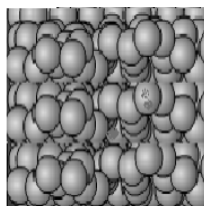
Si se analiza la materia a condiciones ambientales ($P=1\text{atm}$ y $T=25^\circ\text{C}$). Esta se presenta en tres estados: sólido, líquido y gaseoso. Si se analiza a condiciones de Presión y temperatura diferentes se pueden encontrar más estados de la materia, pero se analizarán en este caso los estados en los que encontramos los reactivos en un laboratorio de química básica:

ESTADO SÓLIDO



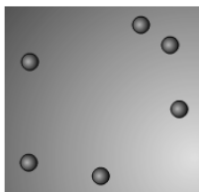
Las sustancias con fuerzas intermoleculares fuertes tienen partículas que vibran pero no se trasladan, lo que les permite adquirir una forma estable con pocos espacios intermoleculares. Estas sustancias adoptan formas fijas, que pueden ser cristalinas o amorfas. No se ven afectadas por la presión y son incompresibles, aunque sí son sensibles a la temperatura, especialmente si esta supera su punto de fusión.

ESTADO LÍQUIDO



Las sustancias con fuerzas intermoleculares medias tienen partículas que tanto vibran como se trasladan, lo que les permite amoldarse al recipiente que las contiene. Debido a este movimiento de traslación, estas sustancias presentan fluidez y viscosidad. No se ven afectadas por la presión y son incompresibles, pero son sensibles a la temperatura.

ESTADO GASEOSO



Las sustancias con fuerzas intermoleculares bajas tienen moléculas muy separadas entre sí, con gran energía cinética, ocupando el máximo espacio disponible y llenando completamente cualquier recipiente en el que se

encuentren. Los gases, en particular, exhiben movimientos de rotación y traslación, lo que les confiere fluidez y viscosidad. Estas sustancias son altamente compresibles y su comportamiento se ve significativamente afectado por la presión y la temperatura.

ESTADOS DE LA MATERIA Y SUS TRANSICIONES

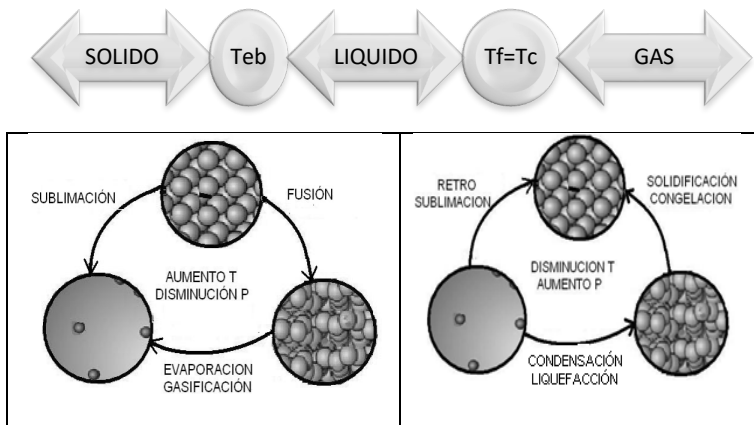


Gráfico 1. Cambios de estado

La materia en la naturaleza puede presentarse en uno o más estados simultáneamente, dependiendo de la temperatura y la presión. La presión, en particular, afecta significativamente a los gases.

Antes de estudiar los cambios de estado, es necesario definir algunos términos clave:

Vapor: Líquido que se ha evaporado y se encuentra en estado gaseoso; al enfriarse, vuelve a su estado líquido.

- **Temperatura de Ebullición (Teb):** La temperatura a la cual un líquido empieza a formar burbujas de vapor cuando se calienta. Esta temperatura depende de la presión atmosférica: a mayor presión, mayor temperatura de ebullición y viceversa.

Los gases verdaderos tienen temperaturas de ebullición menores a -100°C y, por ello, permanecen en estado gaseoso a condiciones ambientales.

- **Temperatura de Fusión (T_f):** La temperatura a la cual un sólido comienza a derretirse formando las primeras gotas de líquido.
- **Temperatura de Congelación (T_c):** La temperatura a la cual un líquido comienza a solidificarse. Esta temperatura es numéricamente igual a la temperatura de fusión.

CAMBIOS DE ESTADO

- **Sublimación:** Transición de sólido a gas sin pasar por el estado líquido, generalmente debido a cambios de temperatura. Ejemplos: yodo sólido, pastillas ambientales, y hielo seco (CO_2 sólido).

- **Fusión:** Cambio de estado de sólido a líquido por aumento de temperatura. Ejemplos: el derretimiento del hielo a 0°C , y la fundición del hierro a más de 1538°C .

- **Evaporación/Vaporización:** Fenómeno superficial donde las partículas de las capas superiores de un líquido adquieren suficiente energía para escapar a la atmósfera. Ejemplos: la evaporación del agua del mar y la gasolina en las gasolineras.

- **Retro-Sublimación:** Cambio de gas a sólido sin pasar por el estado líquido, como el yodo gaseoso que vuelve a su estado sólido.

- **Solidificación:** Cambio de estado de líquido a sólido por disminución de temperatura. Ejemplos: la congelación del agua a 0°C , y la congelación del licor a temperaturas por debajo de -120°C .

- **Condensación:** Cambio de vapor a líquido cuando la temperatura disminuye. Ejemplo: la formación de rocío a partir del vapor de agua.

- **Licuefacción:** Cambio de gas a líquido mediante compresión y enfriamiento, requiriendo gran cantidad de energía. Ejemplo: el gas licuado del petróleo (GLP) en bombonas de gas doméstico.

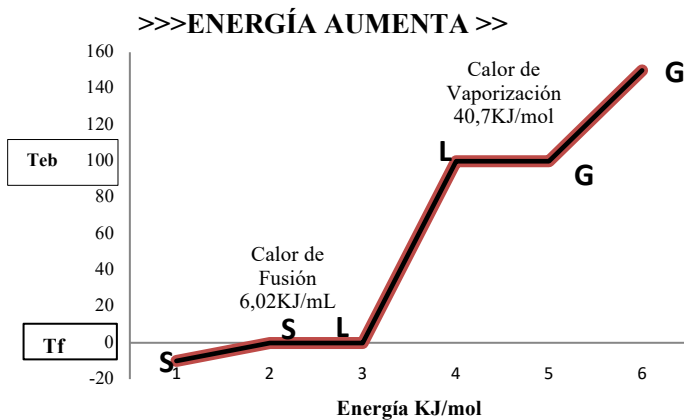


Gráfico 2. Cambio de estado del agua a 760mmHg

CUESTIONARIO UNIDAD 1**1. ¿Qué es un vapor?**

- a) Un gas que ha sido comprimido
- b) Un sólido que ha sido calentado
- c) Un líquido evaporado en estado gaseoso
- d) Una mezcla de líquidos

Respuesta: c) Un líquido evaporado en estado gaseoso

2. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre la temperatura de ebullición es correcta?

- a) Es la temperatura a la cual un gas se condensa
- b) Es la temperatura a la cual un sólido se derrite
- c) Es la temperatura a la cual un líquido empieza a formar burbujas de vapor
- d) Es la temperatura a la cual un líquido se solidifica

Respuesta: c) Es la temperatura a la cual un líquido empieza a formar burbujas de vapor

3. ¿Qué sucede con la temperatura de ebullición cuando aumenta la presión atmosférica?

- a) Aumenta
- b) Disminuye
- c) Permanece constante
- d) No afecta la ebullición

Respuesta: a) Aumenta

4. ¿Qué es la temperatura de fusión?

- a) La temperatura a la cual un líquido se convierte en gas
- b) La temperatura a la cual un sólido comienza a derretirse
- c) La temperatura a la cual un gas se convierte en líquido
- d) La temperatura a la cual un líquido se congela

Respuesta: b) La temperatura a la cual un sólido comienza a derretirse

5. ¿Qué es la sublimación?

- a) Cambio de sólido a líquido
- b) Cambio de líquido a gas
- c) Cambio de sólido a gas sin pasar por el estado líquido
- d) Cambio de gas a sólido

Respuesta: c) Cambio de sólido a gas sin pasar por el estado líquido

6. ¿Cuál de los siguientes es un ejemplo de sublimación?

- a) Fusión del hielo
- b) Evaporación del agua
- c) Yodo sólido convirtiéndose en gas
- d) Condensación del vapor de agua

Respuesta: c) Yodo sólido convirtiéndose en gas

7. ¿Qué describe la retro-sublimación?

- a) Cambio de líquido a gas
- b) Cambio de gas a líquido
- c) Cambio de gas a sólido sin pasar por el estado líquido
- d) Cambio de sólido a gas

Respuesta: c) Cambio de gas a sólido sin pasar por el estado líquido

8. ¿Qué es la condensación?

- a) Cambio de líquido a gas
- b) Cambio de sólido a líquido
- c) Cambio de vapor a líquido
- d) Cambio de gas a sólido

Respuesta: c) Cambio de vapor a líquido

9. ¿Qué es la licuefacción?

- a) Cambio de gas a líquido mediante compresión y enfriamiento
- b) Cambio de sólido a líquido
- c) Cambio de líquido a gas
- d) Cambio de gas a sólido

Respuesta: a) Cambio de gas a líquido mediante compresión y enfriamiento

10. ¿Cuál de los siguientes elementos se encuentra típicamente en estado gaseoso a condiciones ambientales debido a su baja temperatura de ebullición?

- a) Hierro
- b) Agua
- c) Cloruro de sodio
- d) Nitrógeno

Respuesta: d) Nitrógeno

11. Dadas las siguientes condiciones:

$P=760\text{mmHg}$ y $T= 100^{\circ}\text{C}$

$P=760\text{mmHg}$ y $T= -250^{\circ}\text{C}$

$P=760\text{mmHg}$ y $T= 2500^{\circ}\text{C}$

$P=760\text{mmHg}$ y $T= 1000^{\circ}\text{C}$

Explicar en qué estado se encuentran las siguientes sustancias: Hg, Fe, H₂O, N, H.

Respuesta: Para determinar el estado de las sustancias dadas las condiciones de presión y temperatura, debemos considerar sus puntos de fusión y ebullición a la presión estándar de 760 mmHg. Aquí están los puntos de fusión y ebullición de cada sustancia:

Mercurio (Hg): Punto de fusión: -39°C , Punto de ebullición: 357°C

Hierro (Fe): Punto de fusión: 1538°C , Punto de ebullición: 2862°C

Agua (H₂O): Punto de fusión: 0°C , Punto de ebullición: 100°C

Nitrógeno (N₂): Punto de fusión: -210°C , Punto de ebullición: -196°C

Hidrógeno (H₂): Punto de fusión: -259°C, Punto de ebullición: -253°C

Vamos a analizar cada sustancia en las condiciones dadas:

Condición a) P = 760 mmHg y T = 100°C

Hg (Mercurio): Líquido (100°C está entre su punto de fusión y ebullición)

Fe (Hierro): Sólido (100°C está por debajo de su punto de fusión)

H₂O (Agua): Gas (100°C es su punto de ebullición)

N₂ (Nitrógeno): Gas (100°C está por encima de su punto de ebullición)

H₂ (Hidrógeno): Gas (100°C está por encima de su punto de ebullición)

Condición b) P = 760 mmHg y T = -250°C

Hg (Mercurio): Sólido (-250°C está por debajo de su punto de fusión)

Fe (Hierro): Sólido (-250°C está por debajo de su punto de fusión)

H₂O (Agua): Sólido (-250°C está por debajo de su punto de fusión)

N₂ (Nitrógeno): Sólido (-250°C está por debajo de su punto de fusión)

H₂ (Hidrógeno): Sólido (-250°C está por debajo de su punto de fusión)

Condición c) P = 760 mmHg y T = 2500°C

Hg (Mercurio): Gas (2500°C está por encima de su punto de ebullición)

• Fe (Hierro): Líquido (2500°C está entre su punto de fusión y ebullición)

• H₂O (Agua): Gas (2500°C está por encima de su punto de ebullición)

• N₂ (Nitrógeno): Gas (2500°C está por encima de su punto de ebullición)

• H₂ (Hidrógeno): Gas (2500°C está por encima de su punto de ebullición)

Condición d) P = 760 mmHg y T = 1000°C

- *Hg (Mercurio): Gas (1000°C está por encima de su punto de ebullición)*
- *Fe (Hierro): Sólido (1000°C está por debajo de su punto de fusión)*
- *H₂O (Agua): Gas (1000°C está por encima de su punto de ebullición)*
- *N₂ (Nitrógeno): Gas (1000°C está por encima de su punto de ebullición)*
- *H₂ (Hidrógeno): Gas (1000°C está por encima de su punto de ebullición).*

MATEMÁTICAS Y LA QUÍMICA

FACTORES DE CONVERSIÓN UNITARIOS

Un factor de conversión es una relación entre dos cantidades equivalentes expresadas en diferentes unidades, cuyo valor es siempre igual a uno.

$$1\text{Kg} = 1000\text{g} \quad 1\text{gal} = 3,785\text{L}$$

Podemos transformar estas igualdades en factores de conversión unitarios:

$$\frac{1\text{Kg}}{1000\text{g}} = 1 \qquad \frac{1\text{gal}}{3,785\text{L}} = 1$$

$$\frac{1000\text{g}}{1\text{Kg}} = 1 \qquad \frac{3,185\text{L}}{1\text{gal}} = 1$$

Las ventajas de los factores de conversión radican en que pueden utilizarse en cualquier dirección. Además, estos factores no solo se aplican a igualdades, sino también a relaciones aproximadas, por ejemplo:

Un litro de pintura puede cubrir 10 metros cuadrados; también, un coche puede recorrer 400 kilómetros con 50 litros de gasolina. Estos datos no son igualdades exactas sino comparaciones útiles de las cuales se pueden derivar factores unitarios.

$$1\text{L pintura} \cong 10\text{ m}^2$$

$$400\text{ Km} \cong 50\text{ L gasolina}$$

$$\frac{1\text{L pintura}}{10\text{m}^2} = 1$$

$$\frac{400\text{Km}}{50\text{L gasolina}} = 1$$

$$\frac{10\text{m}^2}{1\text{L pintura}} = 1$$

$$\frac{50\text{L gasolina}}{400\text{Km}} = 1$$

EJEMPLOS:

Determinar cuántos mm hay en 30Km

$$30\text{Km} * \frac{1000\text{m}}{1\text{Km}} * \frac{100\text{cm}}{1\text{m}} * \frac{10\text{mm}}{1\text{cm}} = 300000000\text{mm}$$

Determinar el volumen en pulg³ de un cristal cúbico de sal NaCl si cada arista mide 2mm

$$V_{\text{cubo}} = a^3$$

$$1\text{pulg} = 2,54\text{cm} \text{ y } 1\text{cm} = 10\text{mm}$$

$$V = 2\text{mm} * \frac{1\text{cm}}{10\text{mm}} * \frac{1\text{pulg}}{2,54\text{cm}} = 0,078\text{pulg}$$

$$V_{\text{cubo}} = 0,078\text{pulg} \times 0,078\text{pulg} \times 0,078\text{pulg} = 4,88 \times 10^{-4} \text{pulg}^3$$

Otra forma:

$$V_{\text{cubo}} = 2\text{mm} \times 2\text{mm} \times 2\text{mm} = 8\text{mm}^3$$

$$V = 8\text{mm}^3 * \frac{1\text{cm}}{10\text{mm}} * \frac{1\text{cm}}{10\text{mm}} * \frac{1\text{cm}}{10\text{mm}} * \frac{1\text{pulg}}{2,54\text{cm}} * \frac{1\text{pulg}}{2,54\text{cm}} * \frac{1\text{pulg}}{2,54\text{cm}}$$

$$V = 4,88 \times 10^{-4} \text{pulg}^3$$

$$V = 8\text{mm}^3 * \left(\frac{1\text{cm}}{10\text{mm}} \right)^3 * \left(\frac{1\text{pulg}}{2,54\text{cm}} \right)^3 = 4,88 \times 10^{-4} \text{pulg}^3$$

FACTORES DE CONVERSIÓN Y PORCENTAJES

Cuando se habla de porcentajes, se refiere a una unidad dividida en cien partes iguales, de las cuales se toma una cierta cantidad. Por ejemplo, al decir 20%, significa que se han tomado 20 unidades de las cien disponibles inicialmente.

Un ejemplo común es la aleación conocida como acero, compuesta por 90% de hierro y 1% de manganeso.

$$90\% = \frac{90\text{gFe}}{100\text{g acero}} * 100\% \qquad 1\% = \frac{1\text{g Mn}}{100\text{g aleación}} * 100\%$$

$$90\% = \frac{97\text{lbFe}}{100\text{lb acero}} * 100\% \qquad 1\% = \frac{1\text{lb Mn}}{100\text{lb aleación}} * 100\%$$

$$90\% = \frac{97\text{TONFe}}{100\text{TON acero}} * 100\% \qquad 1\% = \frac{1\text{ TON Mn}}{100\text{ TON aleación}} * 100\%$$

EJEMPLOS:

Convertir 800TON en gramos. Si se conoce que 1TON=200lb y que 1lb=454,5g.

$$\frac{1\text{TON}}{200\text{lb}} = 1 \qquad \frac{200\text{lb}}{1\text{TON}} \qquad \frac{1\text{lb}}{454,5\text{g}} = 1 \qquad \frac{1\text{lb}}{454,5\text{g}} = 1$$

$$800\text{TON} * \frac{200\text{lb}}{1\text{TON}} = 160000\text{lb}$$

$$160000\text{lb} * \frac{454,5\text{g}}{1\text{lb}} = 72720000\text{g}$$

Pero también se pueden utilizar varios factores a la vez:

$$800\text{TON} * \frac{200\text{lb}}{1\text{TON}} * \frac{454,5\text{g}}{1\text{lb}} = 72720000\text{g}$$

Calcular los pie³ que hay en 5m³

$$5\text{m}^3 * \frac{35,3165\text{pie}^3}{1\text{m}^3} = 176\text{pie}^3$$

Otra forma si no se saben bien las equivalencias

$$5\text{m}^3 * \left[\frac{1\text{pie}}{0,3048\text{m}} \right]^3 = 176\text{pie}^3$$

Se requiere obtener 550Kg de colágeno para lo cual se hidrolizan 2000lb de cuero, si de cada libra de cuero se obtienen 50g de colágeno. ¿Se obtendrán lo que se requiere?

$$2000 \text{ lb cuero} * \frac{50 \text{ g colágeno}}{1 \text{ lb carne}} * \frac{1 \text{ Kg proteína}}{1000 \text{ g proteína}} = 100 \text{ Kg proteína}$$

Las 2000lb de cuero generan 100Kg de colágeno por lo tanto no se producen lo requerido.

Un deportista corre 5 kilómetros cada día, quemando aproximadamente 500 calorías por kilómetro recorrido.

a) ¿Cuántos kilómetros debe correr el deportista para perder 20kg, considerando que cada gramo de grasa animal equivale a 150 calorías?

b) ¿Cuántos meses tomará perder 20kg?

$$20\text{Kg grasa} * \frac{1000\text{g}}{1\text{Kg}} * \frac{150\text{Kcal}}{1\text{g grasa}} * \frac{1\text{Km}}{200\text{Kcal}} = 15000\text{Km}$$

$$\text{b) } 15000\text{Km} * \frac{1\text{día}}{5\text{Km}} * \frac{1 \text{ mes}}{30 \text{ días}} = 100 \text{ meses}$$

La aleación conocida como bronce contiene 10% Sn, 89% Cu y 1% Ag. Si una estatua de bronce pesa 1765Kg. ¿Cuánto cobre, estaño y plata contiene la estatua?

$$1765\text{Kg bronce} * \frac{10\text{Kg Sn}}{100 \text{ Kg bronce}} = 176.5 \text{ Kg Sn}$$

$$1765 \text{ Kg bronze} * \frac{89 \text{ Kg Cu}}{100 \text{ Kg bronze}} = 1570,85 \text{ Kg Cu}$$

$$1765 \text{ Kg bronze} * \frac{1 \text{ Kg Ag}}{100 \text{ Kg bronze}} = 17,65 \text{ Kg Ag}$$

CUESTIONARIO UNIDAD 2

1. ¿Cuántos litros hay en 3 galones?
Respuesta: 11,355 litros.
2. ¿Cuántas libras hay en 5 kilogramos?
Respuesta: 11,023 libras.
3. ¿Cuántos metros hay en 500 pies?
Respuesta: 152,4 metros.
4. ¿Cuántos centímetros hay en 2 pulgadas?
Respuesta: 5,08 centímetros.
5. Determinar cuál de las siguientes opciones contiene más volumen de líquido:
Respuesta: a) Piscina 900 m³.
a) Una piscina llena de agua con dimensiones de 30x15x2 m.
b) Un silo esférico de radio 5,9 pies lleno de petróleo.
c) 100 barriles de cerveza.
6. Comparar la velocidad de dos organismos:
Respuesta: a) La ameba llegará primero.
a) Una ameba que mide 2x10⁻⁸ km.
b) Una bacteria que mide 6,10 μm de longitud.
c) Un cabello humano 1250 pm.
d) Una enzima de 12456 nm.
7. Calcular la cantidad de caliza procesada inicialmente para obtener 300 toneladas de óxido de calcio (CaO), sabiendo que la caliza extraída tiene un 35% de calcita y se obtiene 56% de CaO por cada 100 g de calcita.
Respuesta: 1530,61 toneladas.

8. Determinar la velocidad a la que gira la segunda rueda dentada, si la primera rueda gira a 25 revoluciones por minuto.
Respuesta: 16,67 revoluciones por minuto.
9. Calcular el costo total de utilizar el microondas versus el GLP para hervir una taza de agua diariamente durante un año.
Respuesta: El microondas cuesta \$30,1 más.
10. Determinar cuántas décadas tomaría acabar con la reserva mundial de petróleo, considerando el consumo actual.
Respuesta: 11 décadas.
11. Calcular la producción mensual de dióxido de carbono (CO_2) en Ecuador, considerando el número de autos y su consumo promedio.
Respuesta: $2,24 \times 10^5 \text{ kg CO}_2$ por mes.
12. Calcular cuántas calorías reales aporta una barra de chocolate de 30 g, considerando su contenido de grasas.
Respuesta: $4,2 \times 10^5$ calorías reales.
13. Convertir 25 hectómetros en nanómetros.
Respuesta: $2,5 \times 10^{12} \text{ nm}$.
14. Convertir 30 m/s a kilómetros por hora y millas por hora.
Respuesta: 108 km/h y 67,12 millas/h.
15. Calcular cuántos átomos hay en 200 g de calcio y cuántas moles representan.
Respuestas: a) $3,01 \times 10^{24}$ átomos; b) 5 moles.
16. Calcular el número de esferas y el porcentaje de espacio vacío en un recipiente que contiene esferas de 10 mm de radio.
Respuestas: a) 800 esferas; b) 16,22% de espacio vacío.

17. Determinar cuántos átomos de hidrógeno cabrían en 1km si se pudieran alinear en línea y cuántos gramos de hidrógeno representan.
Respuestas: a) $1,88 \times 10^{13}$ átomos; b) $3,13 \times 10^{-11}$ gramos.
18. Calcular cuánto tiempo tomaría viajar desde la Tierra al Sol a diferentes velocidades.
Respuestas: a) 5,77 días; b) 17,06 años; c) $1,66 \times 10^{-5}$ años luz.
19. Determinar la cantidad de NaOH necesaria para reaccionar con 80 g de HCl.
Respuesta: 88,89 g de NaOH.
20. Comparar la producción de gasolina y gasóleo de un barril de crudo entre los años 1920 y la fecha actual.
Respuesta: La producción de gasolina aumentó del 27,4% al 56,6%, mientras que la producción de gasóleo disminuyó del 49,7% al 18,9%.

UNIDADES

Masa	1Kg.	1000g.	2.04lb	6.024x10 ²⁶ u.m.a
	1u.m.a	1,66x10 ⁻²⁷ Kg		
	454g	1lb		
Longitud	1m.	1000cm	3,28pie	39,37pulg.
	1pie	30,48cm	0,3048m	12pulg
Volumen	1m ³	1x10 ⁹ cm ³	1000l	0,028pie ³
	1l	1000cm ³	0,264gal	1x10 ⁻³ m ³
	1gal	3785 cm ³	3,785l	
Área	1m ²	1x10 ⁶ cm ²	10,758pie ²	1549,9pulg ²
Fuerza	1N	9.8Kgf		
Energía	1J	0,239cal	2,77x10 ⁻⁷ KWh	9,41x10 ¹⁸ eV
	1cal	4,184J		
	1Ev	1,602x10 ⁻¹⁹ J		
	1KWh	3600KJ		
Presión	1atm	760mmHg	101325Pa	14,69psi

Tabla 2. Unidades Físicas

ESCALAS DE TEMPERATURA

Existen dos escalas de temperatura principales: las absolutas y las relativas. Las escalas absolutas, como la Kelvin o la Rankine, tienen un punto de cero absoluto, donde todas las partículas materiales se solidifican y todo movimiento, incluso a nivel atómico, cesa por completo. En contraste, las escalas relativas, como la Celsius y la Fahrenheit, establecen su punto de cero basándose en la temperatura de congelación de alguna sustancia de referencia. En la escala Celsius, por ejemplo, el cero corresponde a la temperatura de congelación del agua pura al nivel del mar.

$$\frac{T^{\circ}\text{C}-0^{\circ}\text{C}}{100^{\circ}\text{C}-0^{\circ}\text{C}} = \frac{T^{\circ}\text{F}-32^{\circ}\text{F}}{212^{\circ}\text{F}-32^{\circ}\text{F}} = \frac{T^{\circ}\text{K}-273^{\circ}\text{K}}{373^{\circ}\text{K}-273^{\circ}\text{K}}$$

La variación de temperatura o $\Delta T = T_2 - T_1 = T_f - T_i$, también se puede medir:

$$\frac{\Delta T^{\circ}\text{C}}{100^{\circ}\text{C}} = \frac{\Delta T^{\circ}\text{F}}{180^{\circ}\text{F}} = \frac{\Delta T^{\circ}\text{K}}{100^{\circ}\text{K}}$$

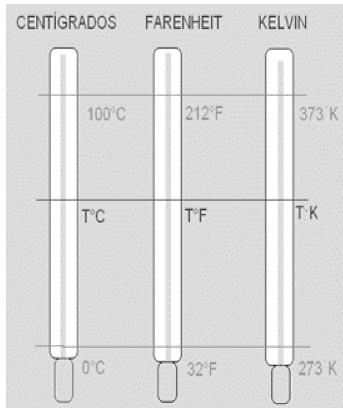


Gráfico 3. Escalas de Temperatura

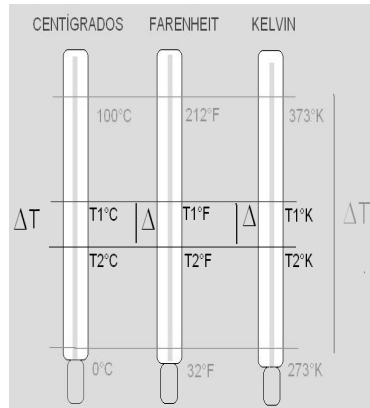


Gráfico 4. Variación de temperatura

Relaciones de las que se puede derivar las siguientes ecuaciones:

$$T^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9}(T^{\circ}\text{F} - 32) \quad T^{\circ}\text{F} = \frac{9}{5}T^{\circ}\text{C} + 32 \quad T^{\circ}\text{C} = T^{\circ}\text{K} - 273 \quad T^{\circ}\text{K} = \frac{5}{9}T^{\circ}\text{F} - 255,2$$

DENSIDAD

La densidad es una propiedad de la materia que se define como la relación entre la masa de una sustancia y el volumen que ocupa. Se expresa mediante la fórmula:

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \quad \delta = \frac{m}{V} \quad \text{Unidades} \left[\frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \right]$$

donde δ representa la densidad, m es la masa y V es el volumen. Las unidades típicas de densidad son g/cm^3 .

Por ejemplo, la densidad del hierro es la relación entre su masa y el volumen que ocupa. En soluciones acuosas, la densidad se calcula de manera similar, considerando la masa y el volumen de la solución completa. En general, la densidad de un sólido es mayor que la de un líquido, y la de un líquido es mayor que la de un gas.

$$\delta \text{ Hierro} = \frac{\text{masa hierro}}{\text{volumen ocupa hierro}} \quad \delta \text{ solución} = \frac{\text{masa solución}}{\text{volumen solución}}$$

La ecuación de densidad muestra que, a mayor volumen, menor densidad, y a mayor masa, mayor densidad, aunque la relación entre masa y volumen puede variar considerablemente entre diferentes sustancias. Por ejemplo, una libra de algodón ocupa más volumen que una libra de plomo, y un kilogramo de azúcar en polvo ocupa más volumen que un kilogramo de tierra.

La densidad también puede variar con la temperatura, pero las tablas de densidad suelen presentar valores calculados a una temperatura específica. Por ejemplo, la densidad del agua a 4°C es igual a 1 g/cm³. En la Tabla 3 se muestran las densidades de algunas sustancias a esta temperatura estándar.

Gravedad específica o peso específico

La gravedad específica es la variación de la densidad de una sustancia con respecto al agua, se expresa como.

$$S = \frac{\delta_{\text{sustancia}}}{\delta_{\text{agua a } 4^{\circ}\text{C}}}$$

Tabla 3. Densidades de algunas sustancias

DENSIDAD	g/cm ³	Kg/m ³ g/l
Aire	0,00128	1,28
Nitrógeno	0,001145	1,145
Petróleo	0,8	800
Benceno	0,88	880
Agua	1	1000
Aluminio	2,7	2700
Hierro	7,86	7860
Cobre	8,9	8900
Plomo	11,34	11340
Mercurio	13,54	13540

EJEMPLOS:

Calcular la masa en libras (lb) de aceite necesaria para llenar un equipo, considerando que el peso del equipo lleno con el aceite al 25% de su capacidad es 0.22 kg y el peso del recipiente vacío es 67 g. La densidad del aceite es de 0.79 kg/m³.

$$m_{\text{aceite}} = m_{\text{aceite+rec}} - m_{\text{rec}}$$

$$m_{\text{aceite}} = 0,22\text{Kg} * \frac{2,2\text{lb}}{1\text{Kg}} - 67\text{g} * \frac{1\text{lb}}{454\text{g}} = 0,34\text{lb}$$

$$\frac{0,34\text{lb}}{25\%} * 100\% = 1,36\text{lb} \quad \frac{1}{4} \text{ es } 25\%$$

¿Cuántos kilogramos de aire se necesitan para llenar una habitación con dimensiones de 3 x 4,5 x 2,5 metros? Además, ¿cuál es el volumen de la habitación en pies cúbicos?

$$V=3\text{m}\times 4,5\text{m}\times 2,5\text{m}=33,75\text{m}^3$$

$$33,75\text{m}^3 * \left[\frac{1\text{pie}}{0,3048\text{m}} \right]^3 = 1191,9\text{pie}^3$$

$$m=\delta * V = 1,28 \frac{\text{Kg}}{\text{m}^3} * 33,75\text{m}^3 = 43,2\text{Kg aire}$$

En un solo renglón:

$$3\text{m} \times 4,5\text{m} \times 2,5\text{m} = 33,75\text{m}^3 * \frac{1,28\text{Kg}}{\text{m}^3} = 43,2\text{Kg}$$

El aire en la habitación contiene un 21% de oxígeno. Calcular la cantidad de oxígeno en kilogramos en la habitación del problema anterior.

$$\frac{33,75\text{m}^3}{100\%} * 21\% = 7,09\text{m}^3$$

Se dispone de 50 toneladas de carbono que se usarán en una fundición, pero no se pueden utilizar hasta seis meses después, cuando finalice la fundición actual. Calcular las dimensiones del almacén necesario para almacenar el hierro, si el largo del almacén es 2 veces el ancho y 1,1 veces la altura. La densidad del hierro es $7,86 \text{ g/cm}^3$.

$$V_{\text{almacén}} = \text{largo}(l) \times \text{ancho}(a) \times \text{altura}(h), \quad l=2a=1,1h$$

$$500\text{Ton} * \frac{2000\text{lb}}{1\text{Ton}} * \frac{1\text{Kg}}{2,2\text{lb}} * \frac{1000\text{g}}{1\text{Kg}} = 454545454,5\text{g}$$

$$V = \frac{m}{\delta} = \frac{454545454,5\text{g}}{7,86 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 57830210\text{cm}^3$$

$$V = l * \frac{l}{2} * \frac{l}{1,1} \rightarrow l = \sqrt[3]{2,2 * V}$$

$$l = \sqrt[3]{2,2 \cdot V} = \sqrt[3]{2,2 \times 57830210 \text{cm}^3} = 502,9 \text{cm}$$

$$a = \frac{502,9 \text{cm}}{2} = 251,45 \text{cm} \quad h = \frac{502,9 \text{cm}}{1,1} = 457,2 \text{cm}$$

PRESIÓN ATMOSFÉRICA Y SU RELACIÓN CON LA ALTURA

La presión atmosférica es la fuerza ejercida por la atmósfera sobre los objetos y la superficie terrestre. Esta presión varía con la altitud debido a la distribución del aire en la atmósfera. A medida que aumentamos en altura, la cantidad de aire sobre nosotros disminuye, lo que reduce la presión atmosférica. Esto se debe a que, a mayor altura, la columna de aire sobre nosotros es más delgada y ejerce menos peso sobre la superficie terrestre.

$$a) P = 101325 \text{e}^{-0,0001184 \times H} \quad H < 1000 \text{m}$$

$$b) P = 101325(1 - 2,2556 \times 10^{-5} \times H)^{5,2561} \quad H > 1000 \text{m}$$

Donde P es la presión atmosférica en Pascales y H es la altura en metros.

Se pueden medir la presión en diferentes escalas:

$$1 \text{atm} = 101,32 \text{KPa}$$

$$1 \text{bar} = 0,99995 \text{atm}$$

$$1 \text{psi} = 0,068 \text{atm}$$

$$1 \text{atm} = 14,6959 \text{psi}$$

GRADOS API Y GRAVEDAD ESPECÍFICA °API

La escala API evalúa el peso relativo de los productos de petróleo comparado con el agua. Aquellos con un grado API por debajo de 10 son más densos que el agua y tienden a hundirse, mientras que los que tienen un grado API superior a 10 son menos densos y flotan sobre ella.

$$^{\circ}\text{API} = \frac{141,5}{S} - 131,5$$

Donde: S = gravedad específica a 15,55°C ó 60°F

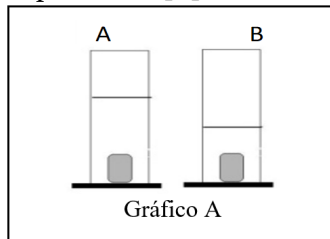
Calcular a cuántos grados API tiene el agua.

$$S = \frac{\delta_{\text{sustancia}}}{\delta_{\text{agua a } 15,5^{\circ}\text{C}}} = \frac{1 \text{ g/cm}^3}{1 \text{ g/cm}^3} = 1$$

$$^{\circ}\text{API} = \frac{141,5^{\circ}\text{API}}{1} - 131,5 = 10^{\circ}\text{API}$$

EJERCICIOS DE PRÁCTICA

1. ¿En qué punto la temperatura en grados Fahrenheit es exactamente el doble que la temperatura en grados Celsius? [-255°F]
2. Se ha desarrollado una nueva escala de temperatura, llamada temperatura °H, utilizando alcohol metílico como referencia, donde la temperatura de fusión del metanol es -97,8°C (correspondiente a 0°H) y el punto de ebullición es 64,7°C (correspondiente a 90°H). Escribir una ecuación que relacione la escala °H con °F. [$T^{\circ}H = 0,345(T^{\circ}F + 144,04)$]
3. Se ha creado una nueva escala de temperatura, la temperatura °Y, basada en el agua, donde la temperatura de fusión del agua es 0°C (correspondiente a -110°Y) y el punto de ebullición es 100°C (correspondiente a 110°Y). Escribir una ecuación que relacione la escala °Y con °K. [$^{\circ}K = 5/11 ^{\circ}Y + 323$]
4. En el Gráfico A, dado dos cuerpos A y B, analizar y concluir, si la masa de A es la mitad de la masa de B: a) ¿Cuál material es más ligero?, b) ¿Cuál es más denso?, c) ¿Cuál ocupa mayor volumen?, d) ¿Cuál pesa más? [A].



5. En el Gráfico 5, dados los cuerpos A y B si la masa de A es igual a la masa de B. a) ¿Cuál es más denso?, b) ¿Cuál ocupa mayor volumen? [B, A]
6. Si la gravedad específica de un líquido es 1,0679 y si la densidad del petróleo es 850 Kg/m³, según la clasificación API, ¿cuál sustancia flota sobre el agua? [el líquido desconocido tiene 1,003°API].
7. Calcular cuántos kilogramos hay en 1200 pies cúbicos de petróleo de 12,5°API. [$3,3 \times 10^4$ Kg]

8. Un camión puede transportar máximo 700 quintales por viaje, determinar cómo deberá transportar 15000 botellas de aceite de soya de 1 litro cada una, siendo la densidad del aceite $0,987 \text{ g/cm}^3$. (1 quintal = 46 Kg) [460 viajes y 32624 botellas por viaje].

9. El aceite de oliva extra virgen contiene máximo 1 g de ácido linoléico por cada 100 g de aceite. Se lleva al laboratorio de alimentos una muestra de aceite de oliva con las siguientes características: 500 mL, peso específico 0,978. El análisis químico determinó que el aceite contenía 10 g de ácido linoléico. ¿Puede el analista concluir que el aceite es aceite de oliva extra virgen? [No, porque el aceite contiene 2,02% de ácido].

10. En el laboratorio se quiere medir la densidad de un sólido irregular. Se utiliza una probeta llena con 50 mL de agua; después de colocar el sólido, el volumen en la probeta aumentó a 67,5 mL. Si la masa del sólido es 23 g: a) Determinar la densidad del sólido, b) ¿Cambiará la densidad del sólido si la prueba se realiza con una probeta llena de aceite con una densidad de $0,987 \text{ g/mL}$? Explicar. [1,31 g/mL]

CONCENTRACIONES FÍSICAS

DEFINICIÓN DE PUREZA

La pureza es la proporción de la sustancia deseada (la sustancia pura) en una muestra. La fórmula para calcular la pureza:

$$\text{pureza} = \frac{\text{cantidad de sustancia pura}}{\text{cantidad total de la muestra}} * 100\%$$

- La **cantidad de sustancia pura** es la cantidad de la sustancia deseada sin impurezas.
- La **cantidad total de la muestra** incluye tanto la sustancia pura como las impurezas.

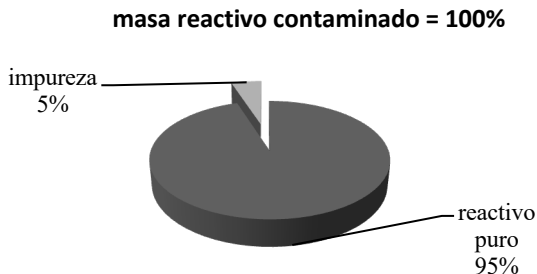


Gráfico 5. Composición y pureza

Un alambre de cobre contiene un 90% de cobre puro, 9,5% de zinc y 0,5% de impurezas, lo que significa que, de cada 100 gramos del alambre, 90 gramos son de cobre puro, 9,5 gramos son de zinc y 0,5 gramos son impurezas.

EJEMPLO:

Si una muestra de 2 kg de cloruro de potasio contiene un 6% de impurezas, calcula cuántos kilogramos de cloruro de potasio puro hay y ¿cuántos gramos de impurezas contiene?

$$100\% = \text{Masa total} = 2\text{Kg} = 2000\text{g}$$

$$\% \text{impureza} = 6\%$$

$$\% \text{ pureza} = 100 - 6\% = 94\%$$

$$\frac{2000\text{g}}{100\%} \cdot 94\% = 1880 \text{ g KCl puro}$$

$$\frac{2000\text{g}}{100\%} \cdot 6\% = 120 \text{ g impureza}$$

Otra forma:

$$2000\text{g} - 1880 \text{ g KCl puro} = 120\text{g impurezas}$$

Calcular la cantidad de dicromato de potasio puro que hay en 50lb de un dicromato al 95,6% de pureza.

$$\% \text{pureza} = 95,6\%$$

$$\% \text{impureza} = 100\% - 95,6\% = 4,4\%$$

$$100\% = \text{masa total} = 50\text{lb} \cdot \frac{454\text{g}}{1\text{lb}} = 22700\text{g}$$

$$\frac{50\text{lb}}{100\%} \cdot 95,6\% = 47,8\text{lb}$$

Si dispones de una muestra de 2kg de cloruro de potasio con un contenido del 6% en impurezas, determina la cantidad en kilogramos de cloruro de potasio que es puro y cuántos gramos de impurezas contiene.

$$\% \text{impurezas} = 6\%$$

$$\% \text{sulfato de cobre puro} = 100\% - 6\% = 94\%$$

$$\frac{250\text{g sulfato}}{94\%} \cdot 94\% = 263,3 \text{ g material del frasco}$$

DEFINICIÓN DE CONCENTRACIÓN

La concentración se refiere a la cantidad de un componente específico presente en toda una mezcla. En el contexto de soluciones, que son mezclas homogéneas, la concentración representa la cantidad de soluto (compuesto de interés) presente en toda la solución (toda la mezcla).

Por ejemplo, consideremos una solución acuosa de Cloruro de Sodio (NaCl), donde el NaCl actúa como soluto y el agua (H₂O) como solvente. La concentración sería la cantidad de NaCl disuelto en toda la solución (NaCl más H₂O). De manera similar, en una solución acuosa de Sulfato de Calcio (CaSO₄), donde el CaSO₄ es el soluto y el agua el solvente, la concentración se refiere a la cantidad de CaSO₄ en toda la solución.

CONCENTRACIÓN MASA/MASA %M/M

La concentración de una solución puede expresarse en términos de partes de masa del soluto por cada 100 partes de masa de solución. Esto se calcula usando la siguiente fórmula:

$$\% \frac{m}{m} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa de solución (g)}} \times 100\% \quad \text{unidades [\%]}$$

Es importante tener en cuenta que la masa de la solución es la suma total de la masa del solvente y la masa del soluto.

$$\text{masa}_{\text{solución}} = \text{masa}_{\text{soluto}} + \text{masa}_{\text{solvente}}$$

¡el porcentaje en masa se sobreentiende, si vemos una etiqueta con una solución y dice 95% se entiende que es concentración en masa!

EJEMPLO:

Supongamos que tenemos una solución preparada disolviendo 20 gramos de azúcar en 80 gramos de agua (solvente). Calcular el porcentaje en masa de la sal en la solución.

$$\% \frac{m}{m} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa de solución (g)}} \times 100\% = \frac{20g}{20 + 80} = 100\%$$

Una solución acuosa de Na_2SO_4 pesa 400g si el porcentaje de masa es 2,5% ¿Cuántos gramos de soluto Na_2SO_4 hay en la solución?

Soluto = Na_2SO_4

%m/m = 2,5%

Masa de solución = 400g

Masa de soluto = ?

$$\% \frac{m}{m} = \frac{\text{Masa de soluto}}{\text{Masa de solución}} \times 100\%$$

$$2,5\% = \frac{m_{\text{SO}_4\text{Na}_2}}{400 \text{ g}} * 100\%$$

$$m_{\text{soluto}} = 10\text{g Na}_2\text{SO}_4$$

Otra forma: utilizando factores de conversión

$$2,5\% = \frac{2,5\text{g Na}_2\text{SO}_4}{100\text{g solución}}$$

$$400\text{g solución} * \frac{2,5\text{g Na}_2\text{SO}_4}{100\text{g solución}} = 10\text{g Na}_2\text{SO}_4$$

Para preparar una solución de KCl al 10% m/m, se mezclaron 500 g de agua con la cantidad necesaria de KCl. Calcular la cantidad de soluto presente.

Soluto = KCl

$$\% \frac{m}{m} = 10\% = \frac{10 \text{ g KCl}}{100\text{g solución}}$$

$m_{\text{solución}} = ?$

$m_{\text{soluto}} = ?$

$$10\% = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 100\%$$

$$m_{\text{soluto}} \neq m_{\text{solución}}$$

$$m_{\text{solución}} = m_{\text{asoluto}} + m_{\text{asolvente}} = m_{\text{aKCl}} + 500\text{g}$$

$$m_{\text{soluto}} = \left(\% \frac{m}{m} \right) \frac{m_{\text{solución}}}{100\%} = (10\%) \left(\frac{m_{\text{soluto}} + 500\text{g}}{100\%} \right)$$

$$m_{\text{soluto}} = 0,1(m_{\text{soluto}} + 500\text{g})$$

$$m_{\text{soluto}} = 0,1m_{\text{soluto}} + 50$$

$$m_{\text{soluto}} = m_{\text{ClNa}} = 50/0,9 = 55,55\text{g KCl}$$

CONCENTRACIÓN MASA/VOLUMEN (M/V)

Esta concentración es útil cuando el soluto es sólido y el solvente es líquido, ya que es difícil medir el volumen de los sólidos. Estas soluciones se preparan pesando la cantidad necesaria de soluto y añadiendo el solvente hasta alcanzar el volumen final de la solución. Por lo tanto, no se puede determinar el volumen del soluto ni del solvente por separado. Para esto, es necesario utilizar el concepto de densidad. Se expresa como la cantidad en gramos de soluto que existen en 100mL de una solución, según la siguiente fórmula:

$$\frac{m}{V} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{volumen solución}} \quad \text{unidades } \left[\frac{\text{g}}{\text{l}} \right]$$

$$\delta_{\text{solución}} = \frac{\text{masa solución}}{\text{volumen solución}} \quad \text{unidades } \left[\frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \right]$$

Utilizando esta ecuación se puede calcular el volumen de la solución.

¡Ojo no confundir volumen de la solución con volumen del solvente!

La concentración m/V no es lo mismo que la densidad

$$\frac{\text{masa solución}}{\text{volumen solución}} \neq \frac{\text{masa}}{\text{volumen solución}}$$

EJEMPLOS:

Para preparar una solución, se disuelven 23 g de NaCl en agua y se agrega agua lentamente mientras se agita, hasta alcanzar un volumen total de 727 mL. ¿Cuál es la concentración de la solución resultante?

Soluto = NaCl

$m_{\text{soluto}} = m_{\text{ClNa}} = 23\text{g}$

$V_{\text{solución}} = 727\text{mL} = 0,727\text{L}$; no es igual al volumen del agua.

$$\frac{m}{V} = \frac{23\text{g}}{727\text{mL}} = \frac{23\text{g}}{0,721\text{l}} = 31,6 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$\frac{m}{V} = 31,6 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Se dispone de 5 litros de una solución acuosa de CaSO_4 con una concentración de 15 g/L. ¿Cuál es la cantidad de soluto presente en la solución?

$$\text{Soluto} = \text{CaSO}_4$$

$$V_{\text{solución}} = 5\text{l}$$

$$m/V = 15\text{g/L}$$

$$m_{\text{soluto}} = m_{\text{CaSO}_4} = ?$$

$$\frac{m}{V} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{volumen solución}}$$

$$m_{\text{soluto}} = \frac{m}{V} * V_{\text{solución}} = \frac{15\text{g CaSO}_4}{1\text{solución}} * 5\text{L solución} = 75\text{g CaSO}_4$$

Otra forma. Utilizando factores de conversión

$$m/V = 15 \frac{\text{g}}{\text{L}} = \frac{15\text{g CaSO}_4}{1\text{L solución}}$$

$$5\text{L solución} * \frac{15\text{g CaSO}_4}{1\text{L solución}} = 75\text{g CaSO}_4$$

Se prepara una solución disolviendo 23 g de NaCl en agua y añadiendo lentamente 727 mL de agua mientras se agita. ¿Cuál es la concentración de la solución, si la densidad es de 1,05 g/mL?

$$\text{Soluto} = \text{NaCl}$$

$$m_{\text{soluto}} = m_{\text{NaCl}} =$$

$$23\text{g}$$

$$V_{\text{solución}} = ?$$

$$V_{\text{solvente}} = 727$$

$$\text{mL H}_2\text{O}$$

$$\delta_{\text{solución}} = 1,05$$

$$\text{g/mL}$$

$$\frac{m}{V} = \frac{\text{masa NaCl}}{\text{volumen solución}}$$

$$\delta_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{V_{\text{H}_2\text{O}}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

$$1 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = \frac{\text{masa H}_2\text{O}}{727\text{mL}} \rightarrow \text{masa H}_2\text{O} = 727\text{g}$$

$$m_{\text{solución}} = m_{\text{soluto}} + m_{\text{solvente}} = 23\text{g} + 727\text{g} = 750\text{g}$$

$$\delta_{\text{solución}} = \frac{m_{\text{solución}}}{V_{\text{solución}}} = 1,05 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

$$V_{\text{solución}} = \frac{750\text{g}}{1,05\text{g/mL}} = 721,15\text{ mL}$$

$$\frac{m}{V} = \frac{23\text{g NaCl}}{721,15\text{ mL}} * \frac{1000\text{mL}}{1\text{L}} = 31,9 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Una aleación es una solución sólido-sólido. El bronce, por ejemplo, es una aleación compuesta principalmente de cobre y estaño. Si un bronce contiene un 37% en masa de cobre, ¿cuánto cobre hay en 45 libras de bronce?

$$m_{\text{Cu}} = \% \frac{m}{m} * \frac{\text{masa bronce}}{100\%} = 37\% * \frac{45\text{lb}}{100\%} = 16,65\text{lb Cu}$$

Otra forma:

$$37\% = \frac{37\text{g Cu}}{100\text{g bronce}} = \frac{37\text{lb Cu}}{100\text{lb bronce}}$$

$$45\text{lb}_{\text{bronce}} * \frac{37\text{lb Cu}}{100\text{lb bronce}} = 16,65\text{lb Cu}$$

Calcular cuánto estaño hay en el bronce.

$$m_{\text{bronce}} = m_{\text{Cu}} + m_{\text{Sn}}$$

$$m_{\text{Sn}} = 45\text{lb} - 16,65\text{lb}$$

$$m_{\text{Sn}} = 28,35\text{lb}$$

Otra forma:

$$100\% = 37\% + \%_{\text{Sn}} \rightarrow \%_{\text{Sn}} = 63\%$$

$$63\% = \frac{m_{\text{Sn}}}{45\text{lb}} * 100\%$$

$$m_{\text{Sn}} = 28,35\text{lb}$$

CONCENTRACIÓN VOLUMEN/VOLUMEN %V/V

Se expresa con la siguiente fórmula:

$$\% \frac{V}{V} = \frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen solución}} * 100\% \quad \text{unidades [\%]}$$

Es mejor usar este tipo de concentración en el caso de soluciones donde los componentes son líquidos. No se puede asumir que los volúmenes son aditivos en estas soluciones.

EJEMPLOS:

Se prepara una solución de 825 mL de H₂O y CO₂, siendo una solución gas-líquido, con una concentración del 4 %. ¿Cuánto CO₂ hay en la solución?

$$V/V = 4\%$$

$$V_{\text{solución}} = 825\text{ mL}$$

$$4\% = \frac{\text{volumen soluto}}{825\text{mL}} * 100\%$$

$$V_{\text{CO}_2} = ?$$

$$V_{\text{soluta}} = 33 \text{ mL de CO}_2$$

Otra forma: factores de conversión

$$\frac{V}{V} = 4\% = \frac{4 \text{ mL CO}_2}{100 \text{ mL solución}}$$

$$825 \text{ mL solución} * \frac{4 \text{ mL CO}_2}{100 \text{ mL solución}} = 33 \text{ mL de CO}_2$$

Se prepara una solución de etanol-agua con una concentración del 14,5%. ¿Cuánta cantidad de etanol hay en 40 galones de la solución?

Soluta= etanol

$$\frac{V}{V} = 14,5\% = \frac{14,5 \text{ gal etanol}}{100 \text{ gal solución}}$$

$$14,5\% = \frac{V \text{ etanol}}{40 \text{ gal}} * 100\%$$

$$V_{\text{solución}} = 40 \text{ gal}$$

$$V \text{ etanol} = 5,8 \text{ gal}$$

$$V_{\text{etanol}} = ?$$

Otra forma: factores de conversión

$$\text{Concentración \%V/V} = 14,5\% = \frac{14,5 \text{ gal etanol}}{100 \text{ gal solución}}$$

$$40 \text{ gal solución} * \frac{14,5 \text{ gal etanol}}{100 \text{ gal solución}} = 5,8 \text{ galones etanol}$$

Se preparan 500 g de una solución de ácido sulfúrico-agua al 38% m/m de H₂SO₄. Calcular el volumen de ácido sulfúrico puro que contiene la solución, sabiendo que la densidad del ácido es de 1,02 g/cm³.

$$\frac{m}{m} = 38\% = \frac{38 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g solución}}$$

$$m_{\text{solución}} = 500 \text{ g}$$

$$\delta_{\text{ácido}} = 1,02 \text{ g/cm}^3$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = ?$$

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = ?$$

$$38\% = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{500 \text{ g}} * 100\%$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{38\% * 500 \text{ g}}{100\%} = 190 \text{ g}$$

$$\delta_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{H}_2\text{SO}_4}}$$

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{190 \text{ g}}{1,02 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 183,6 \text{ cm}^3$$

Otra forma: Aplicando factores de conversión

$$500 \text{ g solución} \frac{38 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g solución}} \frac{\text{cm}^3 \text{H}_2\text{SO}_4}{1,02 \text{ g ácido}} = 183,6 \text{ cm}^3 \text{H}_2\text{SO}_4$$

Se prepara una solución acuosa de FeCl_3 con una concentración de 10 g/L, pero el soluto contiene un 7 % de impurezas. Calcular la cantidad de soluto impuro que se debe pesar para preparar 15 litros de la solución.

$$\begin{aligned} \text{Soluto} &= \frac{10 \text{ g}}{\text{L}} = \frac{m \text{ Cl}_3\text{Fe}}{15 \text{ L}} \rightarrow m \text{ FeCl}_3 = 150 \text{ g FeCl}_3 \text{ puro} \\ m/V &= 10 \\ \text{g/L} & \\ V_{\text{solución}} &= \frac{150 \text{ g}}{93 \%} * 100\% = 161,3 \text{ g FeCl}_3 \text{ impuro} \\ 15 \text{ L} & \\ m_{\text{soluto}} &= \\ m \text{ FeCl}_3 & \end{aligned}$$

Otra forma, factores de conversión

$$15 \text{ L solución} \frac{10 \text{ g FeCl}_3}{\text{L solución}} \frac{100\%}{93\%} = 161,3 \text{ g FeCl}_3 \text{ impuro}$$

Se prepara una solución al 4 % V/V de metanol CH_3OH y H_2O . ¿Cuánto alcohol metílico se debe medir para preparar 40 galones de la solución?

$$\begin{aligned} \text{Soluto: CH}_3\text{OH} & \\ V_{\text{solución}} &= 40 \text{ gal} & 4\% &= \frac{V_{\text{alcohol}}}{151,4 \text{ L}} * 100\% \\ \frac{3,785 \text{ l}}{1 \text{ gal}} &= 151,4 \text{ L} & V_{\text{alcohol}} &= 4\% \frac{151,4 \text{ L}}{100\%} = 6,06 \text{ L alcohol} \\ V_{\text{soluto}} &= V_{\text{alcohol}} & & \end{aligned}$$

Otra forma: utilizando factores de conversión:

$$\text{Concentración V/V} = 4 \% = \frac{4 \text{ mL alcohol}}{100 \text{ mL solución}} = \frac{4 \text{ L alcohol}}{100 \text{ L solución}}, \text{ etc}$$

$$151,4 \text{ L solución} * \frac{4 \text{ mL alcohol}}{100 \text{ mL solución}} = 6,06 \text{ L alcohol}$$

Se mezclan dos soluciones, A y B, para preparar la solución C, cuya densidad es de 1,19 g/cm³.

a) Calcular la masa de la solución C,

- b) Calcular la cantidad del soluto en la solución C,
 c) Calcular la concentración de la solución C.
 (Todas las soluciones son de ClNa-H₂O).

SOLUCIÓN	VOLUMEN cm ³	CONCENTRACION g/l	DENSIDAD g/cm ³
A	1500	9	1,25
B	2000	12	1,12
C		¿?	1,19

$V_C \neq V_A + V_B$ los volúmenes no son aditivos

$$m_{\text{ClNa}} = V_{\text{solución}} \cdot \frac{M}{V} \quad m_{\text{solución}} = V_{\text{solución}} \delta_{\text{solución}}$$

Solución

$$m_A = V_A \delta_A = 1500 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1,25 \text{ g}}{\text{cm}^3} = 1875 \text{ g}$$

$$m_B = V_B \delta_B = 2000 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1,12 \text{ g}}{\text{cm}^3} = 2240 \text{ g}$$

$$m_C = V_C \delta_C = m_A + m_B = 1875 + 2240 = 4115 \text{ g}$$

$$V_C = \frac{m_C}{\delta_C} = \frac{4115 \text{ g}}{1,19 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 3457,98 \text{ cm}^3$$

Soluto: NaCl

$$m_{\text{A ClNa}} = 1500 \text{ cm}^3 \cdot \frac{9 \text{ g}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} = 13,5 \text{ g}$$

$$m_{\text{B ClNa}} = 2000 \text{ cm}^3 \cdot \frac{12 \text{ g}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} = 24 \text{ g}$$

$$m_{\text{C ClNa}} = V_C \cdot \frac{M}{V} = m_{\text{A ClNa}} + m_{\text{B ClNa}} = 13,5 + 24 = 37,5 \text{ g}$$

$$\frac{M}{V} = \frac{m_{\text{C ClNa}}}{V_C} = \frac{37,5 \text{ g}}{3457,98 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} = 10,84 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

CONCENTRACIÓN PARTES POR MILLÓN (PPM)

La concentración en partes por millón (ppm) es una unidad de medida utilizada para expresar la cantidad de una sustancia presente en una mezcla o solución en relación con un millón de partes de la mezcla total. Se usa comúnmente para medir contaminantes en el aire, agua y otros medios. El uso de ppm es práctico para medir concentraciones muy bajas de sustancias, lo cual es común en estudios ambientales, análisis químicos y otras áreas científicas.

1 ppm = 1 parte de soluto por 1, 000,000 partes de solución

$$1\text{ppm} = \frac{1\text{mg}}{1\text{kg}}$$

En soluciones líquidas

$$1\text{ppm} = \frac{1\text{mg}}{1\text{L}}$$

EJEMPLOS:

Si una muestra de agua contiene 2 ppm de plomo, significa que hay 2 miligramos de plomo por cada litro de agua (ya que 1 litro de agua tiene aproximadamente 1 millón de miligramos). Es decir, en 1 millón de miligramos de agua, hay 2 miligramos de plomo.

Si el aire en una ciudad tiene una concentración de 0.5 ppm de monóxido de carbono (CO), significa que por cada millón de partes de aire, hay 0.5 partes de monóxido de carbono. En términos de volumen, si se toman 1 millón de litros de aire, habría 0.5 litros de monóxido de carbono.

Si un análisis del suelo revela que contiene 10 ppm de nitrógeno, esto indica que hay 10 miligramos de nitrógeno por cada kilogramo de suelo.

EJERCICIOS DE PRÁCTICA 3

1. Si se pesan 40 g de nitrato de plata (AgNO_3) con una pureza del 56% y se prepara una solución acuosa de 2 litros, ¿cuál es la concentración final de la solución en masa/volumen (m/V)? [11,2 g/L]
2. Si se pesan 6,5 moles de dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) con una pureza del 95 % y se prepara una solución acuosa de 15 litros, ¿cuál es la concentración final de la solución en masa/volumen (m/V)? [121 g/L]
3. Al mezclar 10 litros de metanol con 50 litros de agua, ¿cuál es la concentración final de la solución en volumen/volumen (V/V) si la densidad de la solución final es 1,098 g/mL y la densidad del metanol es de 0,792? [19%]
4. Para preparar 50 litros de una solución de sulfato de cobre (CuSO_4) con una concentración de 10 g/L, ¿cuánto sulfato de cobre puro se debe pesar si el reactivo tiene una pureza del 98,7%? [506,58 g de CuSO_4]
5. Si se tiene un ácido sulfúrico con una concentración del 21% v/v y una densidad de 1,01 g/cm³, ¿se puede considerar que este ácido es concentrado, si un ácido concentrado tiene una concentración mayor o igual al 37% v/v/? [No]
6. ¿Cuál es la concentración en moles/litro (M) del ácido sulfúrico (H_2SO_4) si su concentración es del 37 % m/m y su densidad es de 0,99 g/cm³ en lugar de 1,01 g/cm³? [3,81 M]
7. ¿Cómo se prepararían 6 litros de una solución con 3 moles/litro de dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) si el reactivo tiene una pureza del 87,8%? [6021,9 g]
8. Si un cubo de hielo con una densidad de 0,917 g/cm³ y de 2,5 pulgadas de lado se derrite, ¿cuántos mililitros de agua se obtendrán si la densidad del agua es de 1 g/cm³? [Se obtendrán 234,8 cm³ de agua]

9. Completar una tabla de composición de un alimento sólido, incluyendo la masa y el porcentaje en masa de varios componentes.

1 porción 60 g		
Componente	Masa	%m/m
Total grasa saturada	15 g	
Total grasa insaturada	6 g	
Total grasa trans	0 g	
Colesterol	20 mg	
Total carbohidratos	31 g	
Fibra	1g	
Azúcares	1.55 g	
Proteína	5 g	
Micronutrientes		
Hierro	15 mg	
Sodio	340 mg	
Calcio	40 mg	
Potasio	25 mg	
Magnesio	1.5 mg	
Ceniza	8.5 mg	

10. Si el aire contiene un 21% de oxígeno en volumen y el oxígeno tiene una densidad de 1,31 g/L, ¿cuál es el volumen de una habitación que contiene suficiente aire para contener 55 Kg de oxígeno? [200000 litros]
11. ¿A qué temperatura en °F es exactamente el doble que la temperatura en °C? [320°F].
12. ¿Cuál es la composición en %m/m del aire, considerando que contiene un 21% de oxígeno, un 78% de nitrógeno y un 1% de otros gases, y que la densidad del oxígeno es de 1.31 g/l y del nitrógeno es de 1,145 g/L?.

La composición en %m/m del aire sería aproximadamente:
[nitrógeno: 71,45%]

Componente	%v/v	%m/m
Oxígeno	21	
Nitrógeno	78	
Otros gases	1	

13. Una persona adulta respira aproximadamente 8500 litros de aire al día. La concentración de plomo en el aire de las ciudades muy contaminadas es de 7×10^{-6} ppm. Suponga que el 75% del plomo está presente en partículas menores de 1×10^{-6} m de diámetro y que solo el 50% de estas partículas de menor tamaño son retenidas en los pulmones. Calcule la masa de plomo absorbido por una persona adulta durante un año. [8,14 mg de Pb].
14. Se quiere preparar 250 ml de una solución acuosa de concentración 2 moles/litro de $K_2Cr_2O_7$.
 - a) Calcular la cantidad de dicromato de potasio a pesar,
 - b) si el $K_2Cr_2O_7$ disponible tiene un 99,998% de pureza,
 - c) si el $K_2Cr_2O_7$ disponible tiene un 98,543% de pureza cuánto $K_2Cr_2O_7$, d) si en el laboratorio experimentalmente se pesó 151,2 g de $K_2Cr_2O_7$ cuál es el error inducido en el caso b) [a)147 g $K_2Cr_2O_7$, b) 147g, c)149,17g c) 1,3%].
15. Se quiere preparar 500 ml de una solución acuosa 10 %m/m de ácido sulfúrico, si la densidad de la solución es 1,09 g/ml.
 - a) Calcular la cantidad de ácido necesario. b) Calcular la molaridad de la solución. c) Calcular el volumen de ácido necesario si la densidad del ácido es de 0,987 g/cm³ [a)54,5g, b) 1.11M, c) 55,2 ml]
16. Ya en el laboratorio se hicieron los cálculos para preparar la solución del problema 13 pero no se pueden medir los 55,2ml sino solo 56 ml. basándose en este dato calcule la molaridad real de la solución. [1,12M]

17. Se pesa 12,6g de NaClO hipoclorito de sodio del 97,56% de pureza y se aforó con agua hasta 500ml. Calcular la concentración en moles por litro. [0,33mol/L]
18. Describir como prepararía en el laboratorio 250 ml de una solución acuosa de sulfato de cobre 10 g/L si el sulfato de cobre es 95 % puro. [2,63g sulfato].
19. Describir como prepararía 1000 g de un suplemento vitamínico que contenga 1500 ppm de Fe, 3400 ppm de Zn, 34000 ppm de Ca, 12 % de betacaroteno y el resto son excipientes. [120 g de betacaroteno].
20. Describir como prepararía en el laboratorio 500 mL de una solución alcohol metílico-agua 25 g/L, si el alcohol metílico que hay en el laboratorio tiene una pureza de 15°. Asumir que la densidad del alcohol es igual a la del agua. (° grado alcohólico es igual a la concentración V/V) [medir 83,3 mL del alcohol impuro y aforar con agua hasta 500 mL].
21. Describir como prepararía 1 litro de una solución 20M de ácido sulfúrico. [No se puede]. CLAVE: calcular la cantidad de ácido necesaria para preparar 1 litro de solución 20 mol/L se dará cuenta que no es posible.
22. Se quiere preparar 25 galones de una solución acuosas de sulfato cúprico.
CuSO₄-H₂O de 12 g/L de concentración. Calcular la cantidad de CuSO₄ a pesar si el reactivo tiene una pureza del 96,7%. [1174,25g CuSO₄].
23. Cuál es la concentración m/m final de la solución A, si se pesan 5,6 moles de NaClO hipoclorito de sodio con un 5,6% de impurezas y se preparan 6000cm³ de la solución. La densidad de la solución final es 1,12 g/cm³. [441,53g NaClO, 6,57%].
24. Cuánto dicromato de potasio se deberá pesar si se quiere preparar 6 litros de una solución cuya concentración sea de 2 g/L de dicromato de potasio en agua si la sal tiene una pureza del 89,8%. [13,36g K₂Cr₂O₇].

25. El aire contiene 21 % en volumen de oxígeno y su densidad es 1,28 Kg/m³. El oxígeno tiene una densidad de 1,31 g/L ¿cuál es el volumen del aire (en litros), contenido en una habitación en la que hay 90 Kg de oxígeno? [327153 L aire].
26. Se pesa 18 g de NaCl 86,56% puro y se afora con agua hasta los 500 mL. Calcular la concentración m/m y m/v de la solución, si la densidad final de la solución es 1,09 g/cm³. [2,86%, 31,16g/L].
27. Calcular la concentración final de 15 litros de una solución acuosa de sulfato de sodio NaSO₄ que se prepara mezclando las soluciones A y B que también son soluciones acuosas de sulfato de sodio. (los volúmenes no son aditivos). [VB= 9,11 L, concentración C = 6,6 g/L].
- | SOLUCIÓN | VOLUMEN mL | g NaSO ₄ / L solución | DENSIDAD g/mL | Masa NaSO ₄ | Masa solución |
|----------|------------|----------------------------------|---------------|------------------------|---------------|
| A | 4500 | 10 | 1,20 | | |
| B | | 6 | 1,30 | | |
| C | 15000 | | 1,15 | | |
28. ¿Cuál es la composición de una disolución si se disuelve 250 g de hidróxido de potasio (KOH) en 4 kg de agua en términos de %m/m? [5,88%]
29. ¿Cuántos gramos de H₃PO₄ se necesitan para preparar 10 g de disolución al 10 %m/m? [1g]
30. Se prepara una disolución mezclando 0,200 moles de NaOH y 0,500 kg de agua. ¿Cuál es el % m/m de la disolución? [7,4%]
31. Una disolución acuosa de NaCl al 5%, contiene 50 g de sal ¿Cuál es la cantidad de disolución obtenida? [500 g]

32. Cuántos litros de la solución A y de la solución B se necesitan para preparar 20 Kg de solución C. (Ahora asumir que todas las soluciones son soluciones acuosas de dicromato de potasio). (no puede asumir que los volúmenes son aditivos).

SOLUCIÓN	CONCENTRACION	DENSIDAD g/mL
A	15 g/L	1,2
B	19 %m/m	1,5
C	17 g/L	1,3

33. Tienes una solución acuosa en la que se disolvieron 0,005 g de cloruro de sodio (NaCl) en 1 litro de agua. ¿Cuál es la concentración de cloruro de sodio en la solución en partes por millón (ppm)? [5ppm]
34. Se encontró que una muestra de aire contiene 0,0003 gramos de dióxido de azufre (SO₂) en un volumen total de 1 metro cúbico de aire. Sabiendo que la densidad del aire es aproximadamente 1,225 kg/m³, calcular la concentración de dióxido de azufre en partes por millón (ppm). [0,245ppm].

TEORÍAS ATÓMICAS

Se expone un pequeño resumen de las teorías atómicas que serán de utilidad en este curso.

TEORÍA DE DALTON

La Teoría de Dalton, desarrollada por John Dalton en el siglo XIX, es considerada una de las primeras teorías científicas sobre la estructura atómica. Dalton postuló que los elementos están formados por partículas indivisibles llamadas átomos, los cuales son las unidades básicas de la materia y conservan sus propiedades químicas. Según esta teoría, los átomos de diferentes elementos tienen diferentes masas y propiedades, y se combinan en proporciones fijas para formar compuestos químicos. Dalton también propuso que durante las reacciones químicas, los átomos se reorganizan y se combinan en nuevas configuraciones, pero los átomos individuales no se crean ni se destruyen. Además sostiene que los elementos químicos están formados por partículas muy pequeñas e indivisibles llamadas átomos. Todos los átomos de un elemento químico son iguales. Los átomos de diferentes elementos químicos son diferentes. Los átomos mantienen su identidad en los cambios químicos y no se destruyen. Los compuestos se forman cuando átomos de diferentes elementos se combinan entre sí formando moléculas.

MODELO DE THOMPSON

El Modelo de Thompson, propuesto por J.J. Thomson a fines del siglo XIX, sugirió por primera vez la existencia de electrones dentro del átomo. Thompson propuso un modelo de "pastel de pasas" en el cual los electrones, con carga negativa, se distribuyen uniformemente dentro de una esfera de carga positiva, similar a las pasas en un pastel. Este modelo revolucionario implicaba que los átomos no eran indivisibles, como se creía en la época de Dalton, y que contenían partículas subatómicas. El descubrimiento posterior de protones y neutrones condujo a la modificación de este modelo, en el cual el átomo era una especie de pudín formado por una masa positiva en la que se encontraban insertados los electrones, este modelo no tuvo en cuenta la existencia de protones ni de neutrones que fueron descubiertos posteriormente, solo cargas positivas y negativas.

MODELO DE RUTHERFORD

El Modelo de Rutherford, propuesto por Ernest Rutherford en 1911, se basó en experimentos de dispersión de partículas alfa a través de láminas delgadas de oro. Este modelo postulaba que los átomos tienen un núcleo central denso y cargado positivamente, donde la mayoría de la masa del átomo está concentrada, rodeado por electrones que orbitan a gran distancia del núcleo. Esta teoría sugirió por primera vez que la mayor parte del átomo es espacio vacío. Sin embargo, el modelo de Rutherford enfrentaba un problema importante: según las leyes de la física clásica, los electrones en órbita alrededor del núcleo deberían perder energía y colapsar en el núcleo, lo que contradecía las observaciones experimentales. Se basa en un experimento, al bombardear una lámina de oro con partículas alfa, pudo notar que una parte de los rayos atravesaba la lámina y otra parte rebotaba, concluyendo que un átomo es prácticamente vacío, en el que casi toda la masa se concentra en una región muy pequeña llamada núcleo.

MODELO DE BOHR

El Modelo de Bohr, propuesto por Niels Bohr en 1913, introdujo la idea de niveles de energía cuantizados para los electrones en el átomo. Bohr postuló que los electrones orbitan alrededor del núcleo en órbitas circulares o elípticas, pero solo pueden ocupar ciertos niveles de energía discretos, o "capas", alrededor del núcleo. Además, Bohr propuso que los electrones pueden saltar entre estas capas de energía mediante la absorción o emisión de fotones de luz, lo que explica la emisión de líneas espectrales observadas en los espectros de emisión de los átomos. El Modelo de Bohr ayudó a explicar con éxito el espectro del átomo de hidrógeno, pero tenía limitaciones para átomos más grandes. En el modelo de Rutherford (núcleo y corteza), explica que los electrones deben estar girando en determinadas órbitas alrededor del núcleo y sólo en esas órbitas. Las órbitas que él supuso eran circulares lo que calzó muy bien para el átomo de hidrógeno.

MODELO DE SOMMERFELD

El Modelo de Sommerfeld, propuesto por Arnold Sommerfeld en 1916, extendió el Modelo de Bohr al introducir órbitas elípticas y orbitales más complejos para los electrones. Sommerfeld incorporó la idea de que los electrones pueden moverse en órbitas

inclinadas y excéntricas alrededor del núcleo, en lugar de solo órbitas circulares como sugirió Bohr. Además, Sommerfeld introdujo el concepto de números cuánticos adicionales para describir completamente los estados de los electrones en el átomo, lo que permitió explicar fenómenos espectroscópicos más complicados que no podían ser explicados completamente por el Modelo de Bohr. el modelo de Bohr calculando que las órbitas que siguen los electrones alrededor del núcleo no son circulares para todos los átomos, como lo predijo Bohr, sino elípticas.

MODELO DE SCHRÖDINGER

El Modelo de Schrödinger, desarrollado por Erwin Schrödinger en la década de 1920, es parte de la mecánica cuántica y es fundamental para nuestra comprensión moderna de la estructura atómica. Schrödinger formuló una ecuación matemática, conocida como la ecuación de Schrödinger, que describe la distribución de probabilidad de encontrar un electrón en una determinada órbita; básicamente describe al átomo como: un núcleo que contiene los nucleones, rodeado de una nube de electrones. La ecuación de Schrödinger predice matemáticamente los lugares más probables donde se pueden encontrar los electrones y la forma de los orbitales por donde estos se mueven. Esta teoría además describe a los electrones como partículas y como ondas.

CUESTIONARIO**1. ¿Quién propuso la Teoría de Dalton sobre la estructura atómica?**

- a) Ernest Rutherford
- b) John Dalton
- c) Niels Bohr
- d) J.J. Thomson

Respuesta: b) John Dalton

2. ¿Qué modelo propuso J.J. Thomson para la estructura del átomo?

- a) Modelo de Rutherford
- b) Modelo de Bohr
- c) Modelo de Thompson
- d) Modelo de Schrödinger

Respuesta: c) Modelo de Thompson

3. ¿Cuál fue el experimento crucial que llevó a Ernest Rutherford a proponer su modelo atómico?

- a) Experimento de la doble rendija
- b) Experimento de la gota de aceite
- c) Experimento de la lámina de oro
- d) Experimento de la radiactividad

Respuesta: c) Experimento de la lámina de oro

4. ¿Qué aspecto del modelo de Rutherford fue posteriormente modificado por el modelo de Bohr?

- a) La existencia de protones
- b) La distribución de electrones en niveles de energía
- c) La existencia de neutrones
- d) La presencia de espacio vacío en el átomo

Respuesta: b) La distribución de electrones en niveles de energía

5. ¿Cuál es una contribución clave del Modelo de Bohr a nuestra comprensión de la estructura atómica?

- a) La existencia de protones y neutrones en el núcleo
- b) La descripción de electrones en órbitas elípticas
- c) La existencia de capas de energía cuantizadas para los electrones
- d) La existencia de niveles de energía para los protones

Respuesta: c) La existencia de capas de energía cuantizadas para los electrones

6. ¿Qué ampliación realizó el Modelo de Sommerfeld sobre el Modelo de Bohr?

- a) Introducción de la idea de neutrones
- b) Incorporación de órbitas inclinadas y excéntricas para los electrones
- c) Propuesta de la ecuación de Schrödinger
- d) Descripción de los electrones como ondas estacionarias

Respuesta: b) Incorporación de órbitas inclinadas y excéntricas para los electrones

7. ¿Qué ecuación matemática formuló Erwin Schrödinger en su modelo atómico?

- a) Ecuación de Maxwell
- b) Ecuación de Newton
- c) Ecuación de Einstein
- d) Ecuación de Schrödinger

Respuesta: d) Ecuación de Schrödinger

8. ¿Qué propuso J.J. Thomson sobre la distribución de carga dentro del átomo?

- a) Los electrones están incrustados en una esfera de carga positiva
- b) Los electrones orbitan en niveles de energía cuantizados
- c) Los protones y electrones tienen cargas opuestas
- d) Los electrones orbitan en órbitas elípticas

Respuesta: a) Los electrones están incrustados en una esfera de carga positiva

9. ¿Cuál fue la contribución más significativa del Modelo de Rutherford a la comprensión de la estructura atómica?

- a) La introducción de los electrones
- b) La propuesta de niveles de energía cuantizados
- c) La descripción del núcleo atómico
- d) La descripción de la distribución de carga dentro del átomo

Respuesta: c) La descripción del núcleo atómico

10. ¿Qué modelo atómico propuso por primera vez la existencia de partículas subatómicas?

- a) Modelo de Rutherford
- b) Modelo de Bohr
- c) Modelo de Dalton
- d) Modelo de Schrödinger

Respuesta: c) Modelo de Dalton

CUESTIONARIO SIN RESPUESTAS

Subrayar el ítem correcto

1. Cuál es el modelo atómico más antiguo

- a) Modelo Thompson
- b) Modelo de Dalton
- c) Modelo de Sommerfield
- d) Modelo cuántico Schrödinger

2. Cuál modelo atómico asevera lo siguiente:

La materia es eléctricamente neutra, lo que hace pensar que, además de cargas negativas (electrones), existen partículas con cargas positivas.

- a) Modelo Thompson
- b) Modelo de Sommerfield
- c) Modelo de Rutherford
- d) Modelo cuántico Schrödinger

3. Cuál modelo asevera por primera vez lo siguiente:

El átomo está constituido por una zona central, a la que se le llama núcleo, en la que se encuentra concentrada toda la carga positiva y casi toda la masa del núcleo.

- a) Modelo Thompson
- b) Modelo de Dalton
- c) Modelo de Sommerfield
- d) Modelo de Rutherford

4. Cuál modelo asevera por primera vez lo siguiente:

En cualquiera de los estados energéticos alrededor del núcleo, el electrón se mueve siguiendo una órbita circular y los electrones al cambiar de órbita liberan o toman energía.

- a) Modelo cuántico
- b) Modelo de Bohr
- c) Modelo de Rutherford
- d) Modelo cuántico Schrödinger

5. Cuál modelo asevera por primera vez lo siguiente:

Se abandona la concepción de los electrones como esferas diminutas con carga que giran en torno al núcleo, se describe a los electrones por medio de una función de onda

- a) Modelo cuántico
- b) Modelo de Bohr
- c) Modelo de Rutherford
- d) Modelo cuántico Schrödinger

6. En el experimento de Rutherford:

- a) La mayoría de partículas se desviaban
- b) Todas las partículas se desviaban
- c) Algunas partículas se desviaban otras no
- d) Se determinó que los átomos eran estructuras huecas, vacías.

7. En el experimento de Rutherford

- a) Se bombardeó una lámina de oxido de zinc con rayos canales
- b) Se bombardeó una lámina de oro muy fina con partículas alfa
- c) Se bombardeó una lámina de oro muy fina con rayos canales

8. El modelo de Bohr describe perfectamente:

- a) Modelo cuántico del hidrógeno de Schrödinger
- b) Modelo del átomo de hidrógeno
- c) Modelo de los átomos más pequeños.

9. Quién mejoró la teoría de las órbitas circulares de Bohr

- a) Schrödinger
- b) Sommerfield y las órbitas elípticas
- c) Dalton

10. El comportamiento de los átomos:

- a) Se rige a un modelo atómico único.
- b) No se rige por leyes de ningún tipo.
- c) No se ha podido llegar a una teoría completa que describa el átomo

d) No se puede predecir el comportamiento del átomo.

11. Según Bohr el átomo

a) Se parecía a un sistema solar y se regía por las leyes de la física clásica

Tenía un núcleo denso y electrones que lo rodeaban en órbitas fijas

b) Los átomos se mantenían unidos por la fuerza de la electricidad

12. Cuando los electrones se aceleran irradian energía y poco a poco se hundirían necesariamente en el núcleo. Cómo compensó esto Bohr.

a) Con la teoría de Max Planck, cantidades discretas de radiación.

b) Con experimentación

c) El electrón podría existir en órbitas sin irradiar energía.

EL ÁTOMO

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

Las partículas atómicas son las unidades fundamentales que componen los átomos, las cuales incluyen protones, neutrones y electrones.

Los protones son partículas con carga positiva que se encuentran en el núcleo del átomo. Tienen una masa aproximadamente igual a la del neutrón y están presentes en todos los átomos, determinando la identidad del elemento químico.

Los neutrones son partículas neutras que también residen en el núcleo atómico. Tienen una masa similar a la del protón y son importantes para estabilizar el núcleo mediante interacciones nucleares fuertes.

Los electrones son partículas con carga negativa que orbitan alrededor del núcleo en regiones conocidas como "capas" o "niveles de energía". Tienen una masa mucho menor que la del protón o el neutrón y están involucrados en las interacciones químicas entre átomos.

La distribución y el comportamiento de estas partículas determinan las propiedades físicas y químicas de los átomos, así como su capacidad para formar enlaces químicos y participar en reacciones químicas. El estudio de las partículas atómicas y su comportamiento ha sido fundamental para el desarrollo de modelos teóricos sobre la estructura atómica, como el modelo de Dalton, el modelo de Rutherford-Bohr y la mecánica cuántica, que han contribuido significativamente a nuestra comprensión del mundo subatómico.

Tabla 4. Partículas más estables del átomo

Partículas	Símbolo	Masa		Carga	
		Real (Kg)	Relativa	Real (coulomb)	Relativa
Protón	p	$1,6726 \cdot 10^{-27}$	1	$+ 1,602 \cdot 10^{-19}$	+1
Neutrón	n	$1,675 \cdot 10^{-27}$	1	0	0
Electrón	e	$9,109 \cdot 10^{-31}$	0	$- 1,602 \cdot 10^{-19}$	-1

Se utiliza el siguiente sistema de símbolos para representar un átomo o conjunto de átomos:



Donde X será el símbolo del elemento, Z es el número atómico y A, el número másico.

NÚMERO ATÓMICO, (Z)

El número atómico es una propiedad fundamental de un átomo y representa el número de protones que tiene en su núcleo. Es un valor único para cada elemento químico y determina su identidad. Por ejemplo, un átomo con un número atómico de 6 tiene seis protones en su núcleo y es el elemento carbono, mientras que un átomo con un número atómico de 1 tiene un solo protón en su núcleo y es el elemento hidrógeno.

El número atómico también define la ubicación del elemento en la tabla periódica de los elementos. Los elementos están dispuestos en orden creciente de número atómico, lo que significa que los elementos con números atómicos más bajos se encuentran en la parte superior de la tabla periódica, mientras que los elementos con números atómicos más altos se encuentran en la parte inferior. Además, el número atómico también determina el número de electrones en un átomo neutro, ya que en un átomo neutro el número de electrones es igual al número de protones. por ejemplo: entre el hidrógeno y el helio, la diferencia entre el hidrógeno y el helio es que el hidrógeno (Z=1) tiene un protón y el helio (Z=2) tiene dos protones.

$$Z = p$$

NÚMERO MÁSIICO, (A)

El número másico, también conocido como masa atómica, es la suma de los protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo. Se representa comúnmente con el símbolo (A). Matemáticamente, el número másico se calcula:

$$A = Z + n$$

Dónde: (A) es el número másico, (Z) es el número atómico, que representa el número de protones en el núcleo del átomo, (n) es el número de neutrones en el núcleo del átomo.

El número másico es importante porque determina la masa total del átomo y, por lo tanto, su estabilidad y comportamiento en reacciones nucleares. Además, se utiliza para calcular la masa molar de un elemento o compuesto químico. La masa atómica se expresa típicamente en unidades de masa atómica unificada (u) o kilogramos (kg).

$$A = p + n$$

EJEMPLOS:

- ${}^{78}_{34}\text{Se}$ El elemento es el Selenio (Se), $Z = 34$, $A = 78$
 34 protones
 $n = A - Z = 78 - 34 = 44$ neutrones.
 $e = p$ ya que el átomo es neutro, 34 p y 34 e.
- ${}^{11}_5\text{B}$ El elemento es el boro (B), $Z = 5$; $A = 11$,
 5 protones 5 electrones
 $n = A - Z = 11 - 5 = 6$ neutrones.
- ${}^{62}_{29}\text{Cu}$ El elemento es el cobre (Cu), $Z = 29$; 29 protones, $A = 62$,
 $n = A - Z = 62 - 29 = 33$.
 Este átomo tiene 29 electrones y 29 protones.

ISÓTOPOS

Los isótopos son variantes de un mismo elemento químico que tienen el mismo número de protones, pero diferentes números de neutrones en su núcleo. Aunque esto conduce a ligeras diferencias en masa y propiedades físicas, comparten comportamiento químico debido a su idéntico número atómico. Por ejemplo, el hidrógeno tiene tres isótopos principales: protio (sin neutrones), deuterio (un neutrón) y tritio (dos neutrones), todos con un protón en su núcleo y propiedades químicas similares.

Dados los isótopos del Boro $^{11}_5B$ y $^{10}_5B$. Ambos son del mismo elemento (Boro) dado que los dos tienen de número atómico 5.

$$\begin{aligned} ^{11}_5B: A = p + n \quad 11 = 5 + n \quad n = 11 - 5 = 6 \text{ neutrones} \\ ^{10}_5B: A = p + n \quad 10 = 5 + n \quad n = 10 - 5 = 5 \text{ neutrones} \end{aligned}$$

Por tanto, los isótopos del mismo elemento se diferencian en el número de neutrones.

Si un elemento tiene varios isótopos, la masa atómica es el promedio de las masas de los isótopos por su abundancia en la naturaleza, según la siguiente fórmula:

$$MA = \frac{MA_1X_1 + MA_2X_2 + \dots + MA_nX_n}{100}$$

Donde: MA_n es la masa atómica de cada isótopo, X es la abundancia de cada isótopo, MA es la masa atómica promedio del átomo que se encuentra escrito en la tabla periódica moderna.

MOLÉCULA

Una molécula es la unidad más pequeña de una sustancia que aún conserva las propiedades químicas de esa sustancia. Está compuesta por dos o más átomos que están unidos mediante enlaces químicos. Estos átomos pueden ser del mismo elemento o de elementos diferentes.

Las moléculas pueden ser de naturaleza simple, como el oxígeno molecular (O_2), formado por dos átomos de oxígeno unidos entre sí, o más complejas, como las moléculas de hidrocarburos o proteínas.

EJEMPLOS

La molécula $NaCl$, contiene 1 átomo de sodio y 1 átomo de cloro. 2 átomos en total

La molécula $C_{12}H_{22}O_{11}$, contiene 12 átomos de carbono, 22 átomos de hidrógeno y 11 átomos de hidrógeno. 45 átomos en total.

La molécula $K_2Cr_2O_7$, contiene dos átomos de potasio, 2 átomos de cromo, 7 átomos de oxígeno. 11 átomos en total.

IONES

Los iones son átomos o moléculas que han perdido o ganado uno o más electrones, adquiriendo así una carga eléctrica positiva o negativa. Los iones cargados positivamente se llaman cationes, mientras que los cargados negativamente se conocen como aniones. Los iones juegan un papel fundamental en las reacciones químicas y en la conductividad eléctrica. Los átomos neutros tienen igual número de protones (carga +) como electrones (carga -), entonces el átomo es neutro. Cuando un átomo gana o pierde electrones durante las reacciones químicas, se carga eléctricamente.

Representación de los iones:



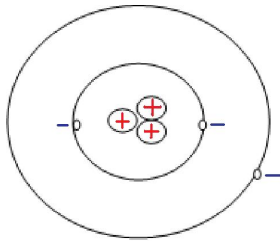
Donde: X es el elemento del que proviene el ión; $\pm C$ es la carga del ión sea + o - y C es el número de electrones que ganó o perdió el elemento.

N	Carga 0	Elemento neutro
Ca⁺²	carga +2	Perdió 2e
S⁻²	Carga -2	Ganó 2e
(NO₃)⁻¹	Carga -1	El grupo quedó con 1e exceso

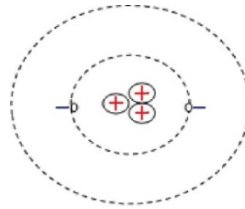
IONES POSITIVOS, CATIONES

Son átomos que han perdido electrones, es decir son átomos que tienen menos cargas negativas (e) que positivas (p). Cada electrón es una carga (-), por lo que cuando un átomo pierde un electrón éste pierde una carga negativa; quedando más protones (+) en el núcleo que electrones (-), creando una carga final (+).

LITIO, $Z=3$, 3 protones, 3 electrones



pierde
1e
→



Carga+	3p	+3
Carga-	3e	-3
Carga total		0
Átomo neutro		Li

Carga+	3p	+3
Carga -	2e	-2
Carga total		+1

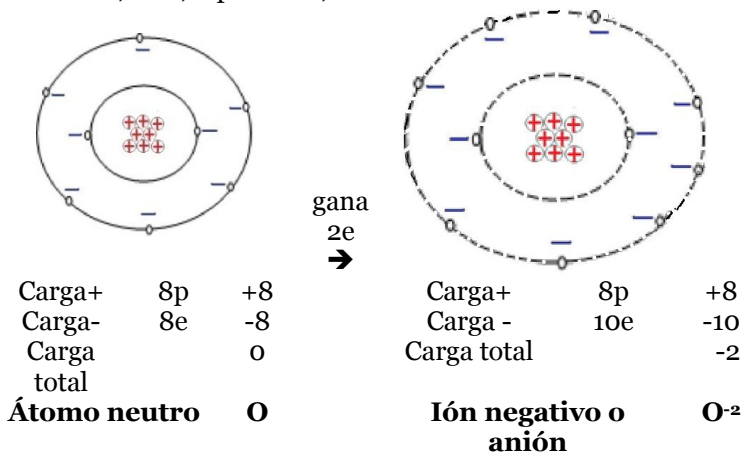
Ión positivo o Li⁺¹ catión

Ejemplos: todos los metales forman cationes, Ca⁺² ión calcio, catión calcio, K⁺¹ ión potasio, catión potasio, Mn⁺² ión manganeso, catión manganeso, Mn⁺³ ión mangánico, catión mangánico.

IONES NEGATIVOS, ANIONES

Son átomos que han ganado electrones. Cada electrón que ganan es una carga negativa en exceso para el átomo.

OXÍGENO, $Z=8$, 8 protones, 8 electrones



Cuando un átomo atrae un electrón de carga (-), las cargas (-) de la corteza del átomo son mayores a las cargas (+) de los protones del núcleo. Creando una carga final (-)

Ejemplos: todos los no metales forman aniones, Se^{-2} ión selenio, anión selenio, anión oxígeno, F^{-1} ión fluoruro, anión fluoruro, N^{-3} ión nitruro, anión nitruro.

IONES COMPUESTOS

Son iones que se generan por la ruptura de enlaces de una molécula, ya sea en disolución o mediante una reacción química. Cuando las moléculas se rompen, una parte atrae más electrones y queda cargada negativamente (anión), mientras que la otra parte pierde electrones y queda cargada positivamente (catión).

NO_3^{-1} anión nitrato

NH_4^{+1} catión amonio

Ejemplo: esta molécula $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^{-1}$ se rompe en dos iones uno positivo y otro negativo cuando se disuelve en agua.

ÁTOMO NEUTRO

$$Z = e = p$$

IONES

$$Z = p$$

$$Z \neq e$$

CATIONES

$$e_{\text{ión}} = Z - \text{carga}$$

$$e_{\text{ión}} = p - \text{carga},$$

$$e < p$$

ANIONES

$$e_{\text{ión}} = Z - \text{carga}$$

$$e_{\text{ión}} = p - \text{carga},$$

$$e > p$$

EJEMPLOS:



En esta representación se muestra el ión seleniuro.

El número atómico $Z=34$; 34 protones, $A=78$, $n = A-Z= 78-34 = 44$ neutrones. El número de electrones $e = Z- \text{carga} = 34 - (-2) = 36$ e; 34 electrones (que superan a los 34 protones) debido a dos cargas negativas que ganó el elemento al convertirse en anión.

Calcular el número atómico de cada elemento e ión.

		Carga	Z	*p	e _{ión} = p-carga	e
Átomo	S	0	16	16	16 - 0	16
Anión	S ⁻²	-2		16	16 - (-2)	18
Átomo	Ca	0	20	20	20 - 0	20
Catión	Ca ⁺²	+2		20	16 - (+2)	14

***el número de protones nunca cambia solo los electrones**

Calcular el número de protones y electrones del catión carbono y el anión carbono. Si el número atómico del carbono es 6.

C	Z=6	Carga	p	E
C	Carbono	0	6	6
C ⁺²	Catión carbono	+2	6	4
C ⁻²	Anión carbono	-2	6	8

Catión C⁺²; e_{ión} = Z - carga = 6 - (+2) = 4

Anión C⁻²; e_{ión} = Z - carga = 6 - (-2) = 8

Completar la siguiente tabla

Isótopo	Masa (u.m.a)	Abundancia (%)	Masa atómica (u.m.a)	Nombre elemento	E	N
$^{12}_6\text{Y}$	12,000	98,89	[12,01]	[Z=6] [C]	[6]	[6]
$^{13}_6\text{Y}$	13,003	1,11			[6]	[7]

$$MA = \frac{MA_1X_1 + MA_2X_2 + \dots + MA_nX_n}{100} \text{ como hay 2 isótopos } n=2$$

$$MA = \frac{MA_1X_1 + MA_2X_2}{100}$$

$$MA = \frac{12,000\text{uma} \cdot 98,89\% + 13,003\text{uma} \cdot 1,11\%}{100\%} = 12,01\text{uma}$$

$^{13}_6\text{Y}$; Z=6, A=13, n=7 y $^{12}_6\text{Y}$; Z=6, A=12, n=6, Z=6 del Carbono

EJERCICIOS DE PRÁCTICA 4

1. Un átomo tiene tres isótopos cuyas masas atómicas son 20 u.m.a, 21 u.m.a y 22 u.m.a. La abundancia del isótopo intermedio es 0,26 % y del final es 9,73 %. Determinar si el elemento es el Flúor, el Neón o el Sodio. [Ne]
2. Completar la siguiente tabla, entregar el ejercicio con los respectivos cálculos:

Isótopo	Masa (u.m.a)	Abundancia (%)	Masa atómica (u.m.a)	Nombre elemento	e	n
$^{35}_{17}\text{Y}$	34,968	75,530	35,457	2	3	4
$^{37}_{17}\text{Y}$	1	24,470			5	6

[1:36,966; 2: cloro; 3:17; 4:18; 5:17; 6:20]

3. Los isótopos $^{235}_{92}\text{X}$ y $^{238}_{92}\text{X}$ tienen:
 - a) Igual número de neutrones y carga nuclear
 - b) Igual número de electrones o número atómico
 - c) El elemento es el Uranio
 - d) Igual masa atómica del elemento.
4. La abundancia de los isótopos del cloro es: 19 átomos de $^{35}_{17}\text{X}$ y 6 átomos de $^{37}_{17}\text{X}$. Si las masas de cada isótopo son 34,97 y 36,97 respectivamente, entonces:
 - a) El elemento es:
 - b) El porcentaje de abundancia del $^{35}_{17}\text{X}$ es 24%
 - c) El elemento es el cloro
 - d) El elemento es el argón [Cloro, no, si, no]
5. La masa atómica promedio de un elemento es 6,941u.m.a y las masas atómicas de los isótopos ^6_3X es 6,0151 y ^7_3X es 7,016. En consecuencia, el isótopo más abundante será:
 - a) ^6_3X es el isótopo más abundante
 - b) ^7_3X es el isótopo más abundante
 - c) El elemento es el litio
 - d) El elemento es el helio [no, si, si, no]

6. Una especie química tiene una masa atómica de 88 y 50 neutrones y 36 electrones. Determinar:
- El nombre del elemento;
 - La especie química perdió electrones
 - El elemento ganó electrones
 - La especie química es un catión
 - La especie química es un anión
- [Sr^{+2}]

7. Complete la siguiente tabla:

Símbolo	Z	A	P	e	n	Carga
Na^{+1}						
Ca^{+2}						
Sc						
Sc^{+3}						
Al						
Al^{+3}						
Fe^{+2}						
Fe^{+3}						

8. Completar la siguiente tabla:

Símbolo	Z	A	P	e	n	Carga
N^{-3}						
Se^{-2}						
F^{-1}						
O^{-2}						

9. Completar la tabla con la siguiente información. Cada letra representa un elemento diferente

Especie	nombre	A	p	e	n
A	1		50		67
B^{+2}	2	90	38		
C^{-1}	3	80		36	
D	4	32		16	
E^{+2}	5	128			54

[^1Sn ; $^2\text{Sr}^{+2}$; $^3\text{Br}^{-1}$; ^4S ; $^5\text{W}^{+2}$ no existe]

10. Completar con cálculos la siguiente tabla sabiendo que B, C y D son isótopos de un mismo elemento. Determinar el nombre del elemento. [Oxígeno]

Especie	Z	A	p	n	e
B		16			
C				10	
D		17		9	

UNIDADES QUÍMICAS

MASA ATÓMICA (U.M.A)

La masa atómica promedio de un elemento es la masa de uno de sus átomos, medida en unidades de masa atómica (u o uma). Una unidad de masa atómica equivale a $1,66 \times 10^{-27}$ kg, lo que representa la doceava parte de la masa del isótopo de carbono-12. Las masas atómicas promedio de los elementos se encuentran en la tabla periódica.

1 átomo hidrógeno tiene una masa de 1 u.m.a	1 átomo H = 1u.m.a
1 átomo de oxígeno tiene una masa 16 u.m.a	1 átomo O = 16u.m.a
1 átomo de carbono tiene una masa de 12 u.m.a	1 átomo C = 12u.m.a

MASA MOLECULAR (MM)

El peso molecular de una sustancia es la suma de las masas atómicas de todos los átomos en una molécula. Se mide en unidades de masa atómica (u.m.a.). Para facilitar los cálculos y las mediciones en química, el peso molecular también se expresa en gramos por mol (g/mol).

La razón por la que se utiliza gramos por mol es la siguiente:

- **Mol:** Un mol es una cantidad que contiene ($6,022 \times 10^{23}$) (el número de Avogadro) partículas, ya sean átomos, moléculas o iones. Este número es elegido porque, a escala macroscópica, permite relacionar la masa de una sustancia con su cantidad de moléculas o átomos.

- **Gramos:** Cuando hablamos de gramos por mol, estamos expresando cuánto pesa un mol de una sustancia en gramos. Por ejemplo, si el peso molecular del agua (H_2O) es aproximadamente 18 u.m.a, esto significa que un mol de agua pesa aproximadamente 18 gramos.

Expresarlo en gramos por mol hace que sea práctico trabajar con cantidades macroscópicas de sustancias químicas en el laboratorio y facilita los cálculos estequiométricos en las reacciones químicas.

Esto permite a los químicos medir y reaccionar cantidades precisas de sustancias de manera conveniente.

$$\text{MM C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 12 \times 12 \text{ u.m.a} + 22 \times 1 \text{ u.m.a} + 11 \times 16 \text{ u.m.a} = 342 \text{ u.m.a}$$

$$\text{MM C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 342 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 6 \times 12 \text{ u.m.a} + 12 \times 1 \text{ u.m.a} + 6 \times 16 \text{ u.m.a} = 180 \text{ u.m.a}$$

$$\text{MM C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM NaCl} = 1 \times 23 \text{ u.m.a} + 1 \times 35,45 \text{ u.m.a} = 58,45 \text{ u.m.a}$$

$$\text{MM NaCl} = 58,45 \text{ g/mol}$$

ÁTOMO GRAMO AT-G

Es la masa de un mol de átomos de un elemento, expresada en gramos. Esta masa es numéricamente igual a la masa atómica del elemento, pero con unidades de gramos en lugar de unidades de masa atómica.

$$1 \text{ at-g H} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de H} = 1 \text{ g}$$

$$1 \text{ at-g O} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de O} = 16 \text{ g}$$

$$1 \text{ at-g C} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de C} = 12 \text{ g}$$

EJEMPLOS:

Calcular cuántos gramos hay en 6 at-g de Cu

$$6 \text{ at-g Cu} * \frac{64 \text{ g Cu}}{1 \text{ at-g Cu}} = 384 \text{ g Cu}$$

Calcular cuántos átomos hay en 6 at-g de Cu

$$6 \text{ at-g Cu} * \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos Cu}}{1 \text{ at-g Cu}} = 3,6 \times 10^{24} \text{ átomos Cu}$$

Calcular cuántos gramos de Cu hay en $4,5 \times 10^{25}$ átomos de Cu

$$4,5 \times 10^{25} \text{ átomos Cu} * \frac{1 \text{ at-g Cu}}{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos Cu}} * \frac{64 \text{ g Cu}}{1 \text{ at-g Cu}} = 4782,4 \text{ g Cu}$$

Otra forma: aplicando definición de átomo y u.m.a

$$4,5 \times 10^{25} \text{ átomos Cu} * \frac{64 \text{ u.m.a}}{\text{átomos Cu}} * \frac{1,66 \times 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u.m.a}} = 4782,4 \text{ gCu}$$

MOL

Es igual a $6,022 \times 10^{23}$ partículas. En el caso de los compuestos es igual a $6,022 \times 10^{23}$ moléculas, en el caso de átomos es igual a $6,022 \times 10^{23}$ átomos y su masa es equivalente a la masa molecular o la masa atómica expresada en gramos.

$$1 \text{ mol de iones Ca}^{+2} = 6,022 \times 10^{23} \text{ iones Ca}^{+2}$$

$$1 \text{ mol de iones Ag}^{+1} = 6,022 \times 10^{23} \text{ iones Ag}^{+1}$$

$$1 \text{ mol de electrones} = 6,022 \times 10^{23} \text{ electrones}$$

EJEMPLOS:

$$1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas de C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 342 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol NaCl} = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas de NaCl} = 58,45 \text{ g}$$

Calcular cuántos gramos hay en 2 moles de $\text{SO}_4 \text{ Fe}$

$$\text{MMFeSO}_4 = 32 + 16 \times 4 + 56 = 152$$

$$2 \text{ mol}_{\text{FeSO}_4} * \frac{152 \text{ g FeSO}_4}{1 \text{ mol FeSO}_4} = 304 \text{ g FeSO}_4$$

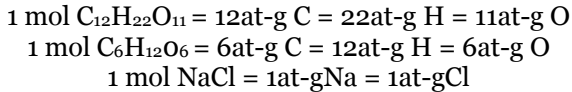
Calcular cuántas moléculas hay en 2 moles de FeSO_4

$$2 \text{ mol FeSO}_4 * \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas FeSO}_4}{1 \text{ mol SO}_4 \text{ Fe}} = 1,20 \times 10^{24} \text{ moléculas}$$

FeSO_4

RELACIÓN ENTRE MOL Y ÁTOMO GRAMO

La mol contiene átomos-gramo de elementos



EJEMPLOS:

Calcular cuántos at-g de Fe hay en 2 moles de $FeSO_4$

$$2 \text{ moles } FeSO_4 * \frac{1 \text{ at-g Fe}}{1 \text{ mol } FeSO_4} = 2 \text{ at-g Fe}$$

Calcular cuántos at-g de O hay en 2 moles de $FeSO_4$

$$2 \text{ mol } FeSO_4 * \frac{4 \text{ at-g O}}{1 \text{ mol } FeSO_4} = 8 \text{ at-g O}$$

Calcular cuántos átomos de Fe que hay en 2 moles de $FeSO_4$

$$\begin{aligned}
 &2 \text{ mol} * \\
 &\frac{1 \text{ at-g Fe}}{1 \text{ mol } FeSO_4} * \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos Fe}}{1 \text{ at-g Fe}} = 1,20 \times 10^{24} \text{ átomos de Fe}
 \end{aligned}$$

1.6 RELACIÓN ENTRE MOLÉCULA Y ÁTOMO

Las moléculas contienen átomos

1 molécula $C_{12}H_{22}O_{11}$ = 12 átomos C = 22 átomos H = 11 átomos O

1 molécula $C_6H_{12}O_6$ = 6 átomos C = 12 átomos H = 6 átomos O

1 molécula de NaCl = 1 átomo Na = 1 átomo Cl

DIFERENCIA ENTRE MOL Y MOLÉCULA; ÁTOMO Y ÁTOMO-GRAMO

$$\begin{array}{ll}
 1 \text{ átomo H} = 1 \text{ u.m.a} & 1 \text{ at-g H} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de H} = 1 \\
 & \text{g} \\
 1 \text{ átomo O} = 16 \text{ u.m.a} & 1 \text{ at-g O} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de O} = 16 \\
 & \text{g} \\
 1 \text{ átomo C} = 12 \text{ u.m.a} & 1 \text{ at-g C} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de C} = 12 \\
 & \text{g}
 \end{array}$$

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ molécula } C_{12}H_{22}O_{11} = 45 \text{ átomos} = 342 \text{ u.m.a} \\
 1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11} = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas } C_{12}H_{22}O_{11} = 342 \text{ g}
 \end{array}$$

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ molécula } C_6H_{12}O_6 = 24 \text{ átomos} = 180 \text{ u.m.a} \\
 1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6 = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas } C_6H_{12}O_6 = 180 \text{ g}
 \end{array}$$

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ molécula de NaCl} = 2 \text{ átomos} = 58,45 \text{ u.m.a} \\
 1 \text{ mol NaCl} = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas NaCl} = 58,45 \text{ g}
 \end{array}$$

EJEMPLOS:

Calcular los átomos de O que hay en 2 mol de $FeSO_4$

$$2 \text{ mol } FeSO_4 * \frac{4 \text{ at-g Fe}}{1 \text{ mol } FeSO_4} * \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ at-g Fe}} = 4,82 \times 10^{24} \text{ átomos O}$$

Calcular en donde existe más masa de Hierro (Fe)

- a) 20 at-g Fe = 1120g Fe
- b) 2×10^{45} átomos de Fe = 1859,8g Fe
- c) 20 mol de $FeSO_4$ = 1120g Fe
- d) 20 gramos de $FeSO_4$ = 7,37g Fe
- e) $6,5 \times 10^{25}$ moléculas de $FeSO_4$ = 6044g Fe

a) 20 at-g Fe

$$20 \text{ at-g Fe} * \frac{56 \text{ g Fe}}{1 \text{ at-g Fe}} = 1120 \text{ g Fe}$$

b) 2×10^{25} átomos de Fe

$$2 \times 10^{25} \text{ átomos Fe} * \frac{1 \text{ at-g Fe}}{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos Fe}} * \frac{56 \text{ g Fe}}{1 \text{ at-g Fe}} = 1859,8 \text{ g Fe}$$

c) 20 moles de FeSO_4

$$20 \text{ mol } \text{FeSO}_4 * \frac{1 \text{ at-g Fe}}{1 \text{ mol } \text{FeSO}_4} * \frac{56 \text{ g Fe}}{1 \text{ at-g Fe}} = 1120 \text{ g Fe}$$

Otra forma:

$$20 \text{ mol } \text{FeSO}_4 * \frac{152 \text{ g } \text{FeSO}_4}{1 \text{ mol } \text{FeSO}_4} * \frac{56 \text{ g Fe}}{152 \text{ g } \text{FeSO}_4} = 1120 \text{ g Fe}$$

d) 20 gramos de FeSO_4

$$20 \text{ g } \text{FeSO}_4 * \frac{1 \text{ mol } \text{FeSO}_4}{152 \text{ g } \text{FeSO}_4} * \frac{1 \text{ at-g Fe}}{1 \text{ mol } \text{FeSO}_4} * \frac{56 \text{ g Fe}}{1 \text{ at-g Fe}} = 7,37 \text{ g Fe}$$

Otra forma:

$$20 \text{ g } \text{FeSO}_4 * \frac{56 \text{ g Fe}}{152 \text{ g } \text{FeSO}_4} = 7,37 \text{ g Fe}$$

e) $6,5 \times 10^{25}$ moléculas de FeSO_4

$$6,5 \times 10^{25} \text{ moléculas } \text{FeSO}_4 * \frac{1 \text{ mol } \text{FeSO}_4}{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas } \text{FeSO}_4} * \frac{1 \text{ at-g Fe}}{1 \text{ mol } \text{FeSO}_4} * \frac{56 \text{ g Fe}}{1 \text{ at-g Fe}} = 6044 \text{ g Fe}$$

Otra forma:

$6,5 \times 10^{25}$ moléculas

$$\text{FeSO}_4 * \frac{152 \text{ g } \text{FeSO}_4}{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas } \text{FeSO}_4} * \frac{56 \text{ g Fe}}{152 \text{ g } \text{FeSO}_4} = 6044 \text{ g Fe}$$

Otra forma: utilizando la definición de átomo.

$6,5 \times 10^{25}$ moléculas

$$\text{FeSO}_4 * \frac{1 \text{ átomo Fe}}{1 \text{ molécula } \text{FeSO}_4} * \frac{56 \text{ u.m.a}}{1 \text{ átomo Fe}} * \frac{1,66 \times 10^{-24} \text{ g Fe}}{1 \text{ u.m.a}} = 6044 \text{ g Fe}$$

$$=6044 \text{ g Fe}$$

VOLUMEN MOLAR

El volumen molar es el volumen ocupado por un mol de una sustancia. En condiciones normales de temperatura y presión (0 °C y 1 atmósfera de presión), el volumen molar de un gas ideal es de 22,4 litros.

1 mol de $\text{H}_2 = 6,022 \times 10^{23}$ moléculas de $\text{H}_2 = 2 \text{ g} = 22,4$ litros a C.N.

1 mol de F = $6,022 \times 10^{23}$ átomos de F = 19 g = 22,4 litros a C.N.

1 mol de $\text{CO}_2 = 6,022 \times 10^{23}$ moléculas de $\text{CO}_2 = 44 \text{ g} = 22,4$ litros a C.N.

EJEMPLO:

Calcular cuántas moles y cuántas moléculas hay en 500L de cloro gaseoso a condiciones normales.

$$500 \text{ L} * \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{22,4 \text{ L}} = 3,11 \times 10^{26} \text{ moléculas}$$

Se tienen $4,6 \times 10^{27}$ moléculas de aire, el aire contiene un 21% de oxígeno. Calcular cuántos litros de oxígeno hay en condiciones normales.

$$4,6 \times 10^{27} \text{ moléculas aire} * \frac{22,4 \text{ L}}{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}} * \frac{21 \%}{100 \%} = 35932 \text{ L}$$

EJERCICIOS DE PRÁCTICA 5

1. ¿En que literal se puede calcular una mayor masa de calcio?
 - a) 25 at-g de calcio
 - b) 25 gramos de calcio
 - c) 25×10^{12} átomos de calcio
 - d) 30 moles de calcio**

2. Escoger el literal correcto, ¿100 moles de KMnO_4 contienen?:
 - a) gramos de KMnO_4
 - b) at-g de K
 - c) at-g de O
 - d) átomos de Mn
 - e) átomos en total
[15799g KMnO_4 , 100at-g K, 400at-g O, $6,022 \times 10^{25}$ átomos Mn, $3,61 \times 10^{26}$ átomos]

3. Mayor número de átomos de azufre existen en:
 - a) 18 g azufre**
 - b) 300 g de sulfato de plomo II.
 - c) 15 at-g de azufre
 - d) 15×10^{23} átomos de azufre

4. A condiciones normales, 75 litros de una mezcla de 34% oxígeno, 45% metano y el resto nitrógeno, contiene:
 - a) átomo-gramo de O
 - b) moléculas de O_2
 - c) átomos de O
 - d) mol de O_2
[2,28 at-g O; $6,85 \times 10^{23}$ moléculas O_2 ; $1,37 \times 10^{24}$ átomos O; 1,14 mol]

5. En 6 litros de una solución acuosa de KMnO_4 hay 1,6 moles KMnO_4 /litro solución, existen:
 - a) moles de KMnO_4
 - b) at-g de K
 - c) moléculas de KMnO_4
 - d) átomos de Mn
[9,6 mol, 9,6 at-g K, $5,78 \times 10^{24}$ moléculas KMnO_4 , $5,78 \times 10^{24}$ átomos de Mn]

6. En 12 litros de una solución acuosa de glucosa $C_6H_{12}O_6$ que contiene 3,4 moles glucosa/L solución, existen:
- moles de glucosa
 - moléculas de glucosa
 - gramos de glucosa
 - at-g de C
- [40,8 mol, $2,46 \times 10^{25}$ moléculas, 7344 g, 244,8 at-g]
7. En 300 mililitros de una solución acuosa de etanol C_2H_5OH de concentración 10g/L, cuya densidad es 1,01 g/cm³, existen:
- moles de etanol
 - at-g de C.
 - mL de etanol puro. Si la densidad del etanol puro es 0,97g/cm³
 - g de etanol puro
- [0,065 mol, 0,13 g, 3,09 mL, 3g]
8. Un químico muy tóxico es venenoso a una concentración de 280 mg/Kg. Si se inyectan 0,05 moles del tóxico a una persona de 56 kg. Calcular si la dosis es tóxica para el individuo. $MM_{\text{tóxico}}=79\text{g/mol}$. [la cantidad inyectada equivale a una dosis de 70,5 mg/Kg que no es tóxica]
9. Cuando en el aire existe una concentración de metano mayor a 5 g de CH_4 por cada 100 g de aire, la mezcla se vuelve altamente explosiva. Si en un pantano por medio de la descomposición química de la materia orgánica se liberan 6000 moles de metano, y se mezclan con 210 m³ de aire a condiciones normales, calcular si la mezcla final será explosiva. La $MM_{\text{aire}}=28\text{ g/mol}$. [la mezcla no es explosiva]
10. Un recipiente de 250 mL que está lleno las 3/5 partes con metanol CH_3OH al 15 %V/V. Calcular la cantidad de moléculas de metanol que hay en el recipiente $\delta_{\text{metanol}}=0,7915\text{ g/cm}^3$. [$3,35 \times 10^{23}$ moléculas]

QUÍMICA CUÁNTICA

NÚMEROS CUÁNTICOS

El modelo actual del átomo describe al electrón no solo como una partícula de materia, sino también como una entidad de energía que se mueve alrededor del núcleo a altísimas velocidades, sin poder localizarse en un lugar fijo de manera precisa.

En la década de 1920, el físico Erwin Schrödinger, mediante la mecánica ondulatoria y matemática compleja, desarrolló ecuaciones que permitieron determinar la posición probable de un electrón en tres dimensiones. Estas ecuaciones, conocidas como la ecuación de Schrödinger, llevaron al concepto de orbitales, regiones del espacio donde es más probable encontrar un electrón.

Las soluciones a estas ecuaciones implican cuatro números cuánticos, que describen las propiedades de los electrones en un átomo:

1. **El número cuántico principal (n):** Indica el nivel de energía principal del electrón y su distancia promedio del núcleo. Este espacio teórico que rodea al núcleo se divide en niveles que hasta la fecha son 7. Al número cuántico principal se le asignan valores del 1 al 7.
2. **El número cuántico secundario (l):** Describe la forma del orbital y su subcapa, a cada nivel se lo subdivide en subniveles, existen n-1 subniveles por nivel.

l = 0: s=sharp orbital (esférico)

l = 1: p = principal orbital (en forma de lóbulos)

l = 2: d = diffuse orbital (forma de trébol)

l = 3: f = fundamental orbital (forma compleja)

3. **El número cuántico magnético (m):** Determina la orientación espacial del orbital dentro de una subcapa. Los electrones además de girar alrededor del núcleo giran en su propio eje, cualquier carga eléctrica que rota produce un campo magnético, el número cuántico magnético indica la

orientación de la nube de electrones alrededor del núcleo atómico. Existen desde $-l, \dots, 0, \dots, +l$ números cuánticos magnéticos.

4. **El número cuántico spin (s):** indica el sentido de rotación de un electrón en su propio eje y puede asumir los valores de $+1/2$ y $-1/2$

Los números cuántico n , l y m indican el **orbital** donde se encuentra el electrón. Un orbital es una región del espacio o nivel energético cercano al núcleo atómico donde es más posible hallar un electrón.

Representación Mediante Casillas:

La representación mediante casillas es una herramienta útil para visualizar y entender la distribución electrónica en los átomos, así como las propiedades magnéticas y las interacciones químicas. Facilita la comprensión de cómo los electrones ocupan los orbitales y cómo se configuran según los principios fundamentales de la mecánica cuántica.

La dirección de cada electrón se representa por los cuatro números cuánticos,

n, l, m, s

Los orbitales se representan como casillas y cada casilla representa un orbital, y cada flecha dentro de la casilla representa un electrón. Las casillas se agrupan según los subniveles (s, p, d, f).

Se sigue el **principio de exclusión de Pauli**, que establece que no puede haber dos electrones con los mismos cuatro números cuánticos en el mismo átomo. Dos electrones pueden tener tres números cuánticos n , l , m iguales, lo que significa que dos electrones pueden estar en el mismo orbital, pero con un sentido de giro spin (s) diferente. Los electrones se irán acomodando según el valor creciente de energía que se mide como $n + l$, y cuando dos niveles presentan igual $n + l$ se llena primero el orbital con menor n .

Se sigue **la regla de Hund**, que establece que los electrones ocupan los orbitales de la misma energía (degenerados) de manera que se maximice el número de electrones con el mismo spin. Los electrones ocupan inicialmente los orbitales de forma desapareada, porque cargas similares se repelen, por lo tanto, un átomo tiende a tener tantos electrones desapareados como sea posible. **Corolario Hund** nos dice que los orbitales “d” a medio llenar (5e) o completamente llenos (10e), son más estables, por lo que se dan saltos de los orbitales “s” más cercanos a los orbitales “d” para sumir esta configuración.

Tabla 5. Números cuánticos y sus valores

(n)	(l) o a (n-1)	n° e	m - 1,...,0,...,1	REPRESENTACION subniveles		
1	0 S	1s	2			
2	0 s	2s	2	s		
	1 p	2p			6	
3	0 s	3s	2	p		
	1 p	3p			6	
	2 d	3d				10
4	0 s	4s	2	d		
	1 p	4p			6	
	2 d	4d				10
	3 f	4f				
5	0 s	5s	2	f		
	1 p	5p			6	
	2 d	5d				10
	3 f	5f				
6	0 S	6s	2	f		
	1 p	6p			6	
	2 d	6d				10
	3 f	6f				
7	0 S	7s	2	f		
	1 p	7p			6	

EJEMPLOS:

Para el nitrógeno (N), que tiene 7 electrones:

Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^3$

1s: $\uparrow\downarrow$

2s: $\uparrow\downarrow$

2p: $\uparrow\uparrow\uparrow$

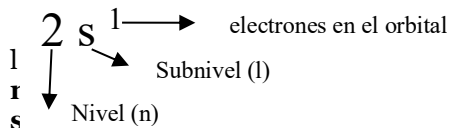
Aquí, el 1s orbital tiene 2 electrones con spin opuesto ($\uparrow\downarrow$).

El 2s orbital también tiene 2 electrones con spin opuesto ($\uparrow\downarrow$).

El 2p subnivel tiene 3 electrones, cada uno en un orbital p diferente, con el mismo spin (\uparrow), siguiendo la regla de Hund.

Dada las siguiente dirección del último electrón de un átomo 2, 0, 0, + $\frac{1}{2}$ que es igual a $2s^1$.

Donde: $n = 2$



Para encontrar los valores m y s, se tiene que realizar un diagrama de orbitales y ubicar ordenadamente cada electrón.

REPRESENTACIÓN DE LAS CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS. EL DIAGRAMA DE ORBITALES.

- Se representa cada nivel con su propio número.
- Cada subnivel se descompone en orbitales que se representarán con cajones cuadrados como se ve en la Tabla 5.
- Cada orbital (cajón) se llena máximo con dos electrones.
- El número magnético m se dibuja debajo de cada cajón.
- Los electrones en los orbitales se dibujan como flechas. La flecha apuntando hacia arriba \uparrow si el spin es $+1/2$ y con la flecha apuntando hacia abajo \downarrow si el spin es $-1/2$.
- Por convención primero ingresan los electrones con spin positivo.

EJEMPLOS:

Un electrón está ubicado en el tercer nivel, en el subnivel p, con un momento magnético 0, con un spin positivo. Dibujar la dirección de dicho electrón.

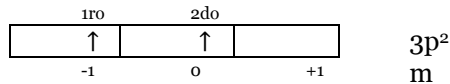
La dirección final del electrón es: $n, l, m, s = 3, 1, 0, +1/2 = 3p$

$$n = 3$$

$$l = p = 1$$

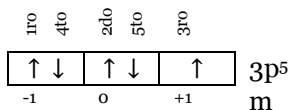
$$m = 0$$

$$s = +1/2$$

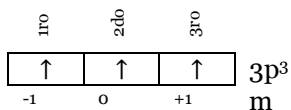


¡En la gráfica también se indica el orden de llenado de los orbitales y como el número $m=0$ los electrones solo pueden caer en la segunda casilla, y como el spin es positivo el nivel finalmente se llena con 2 electrones!

La dirección de un electrón es: 3, 1, 0, - 1/2. Graficar la dirección del electrón.

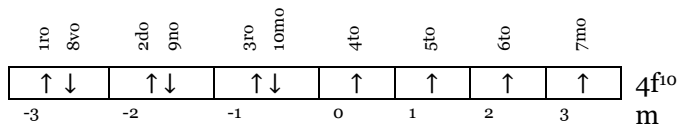


Indicar la dirección del último electrón dada la dirección $3p^3$.



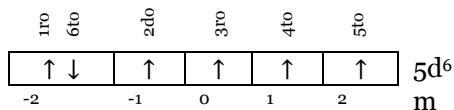
La dirección del electrón es: $n=3, l=p=1, m=1, s=+ 1/2$ entonces 3, 1, 1, + 1/2.

Indicar la dirección del último electrón dada la dirección $4f^{10}$



La dirección del electrón es: $n=4, l=f=3, m=-1, s=- 1/2$, entonces 4, 3, -1, - 1/2.

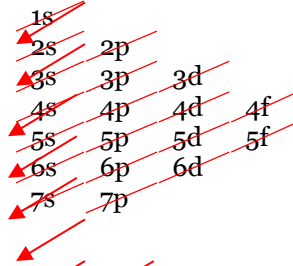
Escribir la dirección del penúltimo electrón dada la dirección $5d^6$.



El penúltimo electrón es el 5to y su dirección es $n=5, l=d=3, m=2, s=+ 1/2$, entonces su dirección es: 5, 3, 2,+1/2.

DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA

La distribución electrónica es la disposición de los electrones alrededor del núcleo de un átomo. Describe cómo se distribuyen los electrones en los distintos niveles de energía y subniveles orbitales dentro de un átomo. Esta distribución está determinada por los números cuánticos de los electrones y sigue reglas específicas basadas en los principios de la mecánica cuántica.



1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p.

Principio de Aufbau o de construcción

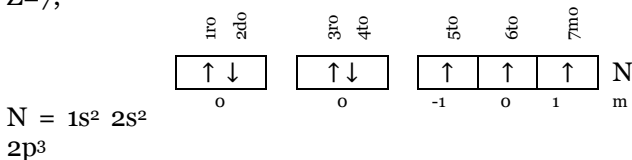
Este método arregla los electrones de manera abreviada a la regla de las diagonales utilizando la configuración de los gases nobles.

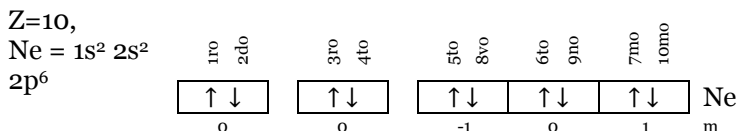
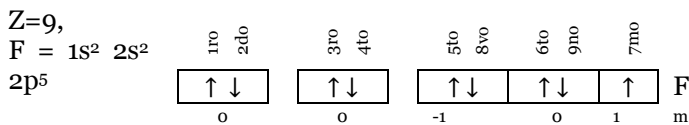
$Z=1$, $H = 1s^1$ que es el nivel más bajo de energía.

$Z=2$, $He = 1s^2$ porque el nivel s que tiene un orbital y se llena máximo con dos electrones.

$Z=3$, $Li = 1s^2 2s^1$ como el nivel 1s está lleno el tercer electrón debe ir al orbital de energía más baja disponible.

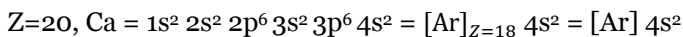
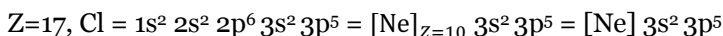
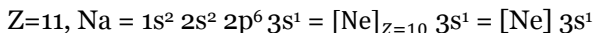
$Z=7$,





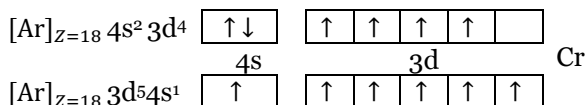
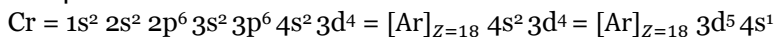
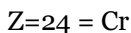
¡Los electrones que se añaden a la capa electrónica del número cuántico principal más alto, y que se ubican en los orbitales exteriores, los de la capa de valencia, son los **electrones de valencia**.

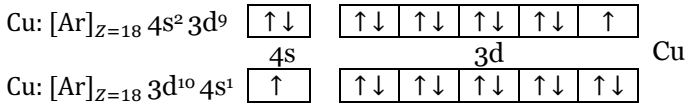
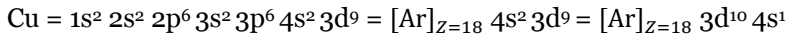
Z de 11 hasta 20, se escribe también de forma abreviada, con el gas noble que están antes del elemento en la tabla periódica, seguido de los electrones que completan su número atómico.



Z de 21 hasta 30, los electrones se ubican en orbitales d, hay que tener en cuenta el corolario de Hund.

$Z=21$, $Sc = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1 = [Ar]_{Z=18} 4s^2 3d^1 = [Ar]_{Z=18} 3d^1 4s^2$, ambas formas son adecuadas, pero $[Ar] 3d^1 4s^2$ representa la capa externa de valencia para la ionización y pérdida de electrones. En este caso se ordena los últimos niveles en forma ascendente de los valores n.

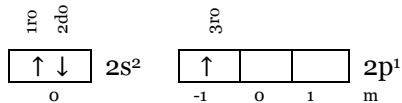




Z de 87 en adelante inicia una serie de elementos que ocupan la capa 7p elementos que han sido descubiertos recientemente y de los que aún no se conocen sus propiedades.

EJEMPLOS:

La dirección del penúltimo electrón es 2, 0, 0, $-1/2$, encuentre el último electrón y su dirección.



Como el penúltimo electrón llenó el nivel 2s el último electrón deberá ubicarse obligadamente en el siguiente nivel 2p, por tanto, la dirección del último electrón es $n=2, l=p=1, m=-1, s=+1/2$.

Un átomo tiene 15 electrones en su tercer nivel, describir que elemento es.

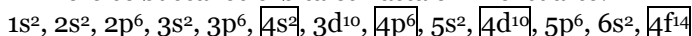
$1s^2, 2s^2, 2p^6, \underline{3s^2}, \underline{3p^6}, 4s^2, \underline{3d^{10}}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^6, 7s^2, 5f^{14}, 6d^{10}, 7p^6$. El orden de llenado completo, solo hay tres orbitales en el tercer nivel.

$1s^2, 2s^2, 2p^6, \underline{3s^2}, \underline{3p^6}, 4s^2, \underline{3d^7}$ son todos los orbitales hasta el tercer nivel. Por lo tanto, $Z=27$ que corresponde al Co.

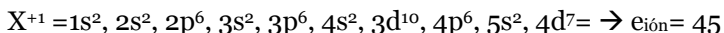
Un átomo que perdió 1 electrón presenta 16 electrones en su cuarto nivel, describir que elemento es.

Un átomo que perdió un electrón es un catión $\rightarrow X^{+1}$

Primero se busca los orbitales hasta el nivel cuarto.



$X^{+1} = 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, \boxed{4s^2}, 3d^{10}, \boxed{4p^6}, 5s^2, \boxed{4d^8}$ el nivel 4f no tiene electrones para llenar así que no se lo toma en cuenta.



$Z = e_{i\text{ón}} + \text{carga} = 45 + (+2) = 47$ que corresponde a la plata Ag y si existe el catión Ag^{+1} .

Escribir la configuración electrónica de los siguientes elementos y sus iones:

METALES

CATIONES: Los cationes o iones positivos se forman a partir de los elementos de los grupos 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12 de la tabla periódica.

	Z	$e_{i\text{ÓN}}$	CONFIGURACIÓN	AUFBAU
Na	11	11	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$	$[\text{Ne}]3s^1$
Na^{+1}		10	$1s^2, 2s^2, 2p^6$	$[\text{Ne}]$
Li	3	3	$1s^2, 2s^1$	$[\text{He}] 2s^1$
Li^{+1}		2	$1s^2$	$[\text{He}]$
Sr	38	38	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2$	$[\text{Kr}] 5s^2$
Sr^{+2}		36	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6$	$[\text{Kr}]$
Be	4	4	$1s^2, 2s^2$	$[\text{He}] 2s^2$
Be^{+2}		2	$1s^2$	$[\text{He}]$
Al	13	13	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$	$[\text{Ne}] 3s^2, 3p^1$
Al^{+3}		10	$1s^2, 2s^2, 2p^6$	$[\text{Ne}]$

Estos iones adquieren la configuración electrónica del gas noble que está antes del elemento en mención.

METALES DE TRANSICIÓN

Los grupos del 3 al 12 se denominan metales de transición en los cuales los niveles ns y nd tienen casi el mismo nivel de energía, por lo tanto, los electrones de los niveles ns saltan antes que los electrones de los niveles nd.

	Z	e	CONFIGURACIÓN	AUFBAU
Fe	26	26	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^6$	$[\text{Ar}] 4s^2, 3d^6$
Fe^{+2}	24	24	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^0, 3d^6$	$[\text{Ar}] 3d^6, 4s^2$
Fe^{+3}	23	23	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^0, 3d^5$	$[\text{Ar}] 3d^5, 4s^0$
Cu^{+1}	28	28	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^0, 3d^{10}$	$[\text{Ar}] 3d^{10}, 4s^0$
Cu^{+2}	27	27	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^0, 3d^9$	$[\text{Ar}] 3d^9, 4s^0$

Estos iones no adquieren la configuración de ningún gas noble.

NO METALES

ANIONES: Los aniones o iones negativos se forman de los elementos de los grupos 13, 14, 15, 16 y 17 de la tabla periódica.

	Z	E	CONFIGURACION	AUFBAU
P	15	15	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$	$[\text{Ne}] 3s^2, 3p^3$
P^{-3}	18	18	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$	$[\text{Ne}] 3s^2, 3p^6 = [\text{Ar}]$
O	8	8	$1s^2, 2s^2, 2p^4$	$[\text{He}] 2s^2, 2p^4$
O^{-2}	10	10	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$	$[\text{He}] 2s^2, 2p^6 = [\text{Ne}]$
S	16	16	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2, 3p^4$
S^{-2}	18	18	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$	$[\text{Ne}] 3s^2, 3p^6 = [\text{Ar}]$
F	9	9	$1s^2, 2s^2, 2p^5$	$[\text{He}] 2s^2, 2p^5$
F^{-1}	10	10	$1s^2, 2s^2, 2p^6$	$[\text{He}] 2s^2, 2p^6 = [\text{Ne}]$

Estos iones adquieren la configuración electrónica del gas noble que está después del elemento analizado.

EJERCICIOS DE PRÁCTICA 6

1. Completar la siguiente tabla para los siguientes isótopos:

Elemento	Z	A	P	n	e	elemento	Configuración electrónica
X		25		13			
X				12			
X		26					

[Mg, $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$]

2. Completar la siguiente tabla:

especie	Z	A	p	n	e	elemento	Configuración electrónica
A				42	56	¹	[Kr] $5s^1 4d^5$
D ⁺²		90				²	[Kr] $5s^0$
H		131		54		³	
G ⁻²		32		16	18	⁴	
E ⁻¹		72				⁵	[Ar] $4s^2, 3d^{10}, 4p^6 = [Kr]$

[¹ Mo; ² Sr, ³ Ir; ⁴ S; ⁵ Br]

3. Un elemento X al perder 2 electrones adquiere la configuración del Argón. Describa que elemento es utilizando la configuración del elemento. [Ca]
4. Dadas las siguientes direcciones del último electrón de un elemento, determinar el elemento y dibujar el diagrama de orbitales del último electrón.
- $3p^2$
 - $4d^5$
 - $2s^2$
 - $4f^3$
- [a: Si; b: Tc; c: Be; d: Pr]
5. Dadas las siguientes direcciones determinar que elemento es.
- Penúltimo electrón $2,0,0, - 1/2$
 - Último electrón $2,1,-1, - 1/2$
 - Último electrón $5,2, -2, + 1/2$
 - Penúltimo electrón $3,3,3, + 1/2$
 - Penúltimo electrón $3,1,2, - 1/2$

[a:B; b:O; c:Lu; d: no existe, e: no existe]

6. En el cuarto nivel energético de un elemento hay 18 electrones, $A=160$ a) Qué elemento es y cuántos electrones neutrones presenta. [Sm, 98]
7. Un elemento X gana dos electrones, el ión tiene un número másico $A=79$ y 45 neutrones. Determinar la configuración electrónica a) del elemento, b) del ión. [Ar] $4s^2, 3d^{10}, 4p^4$; b:[Kr]]
8. Un ión tiene la siguiente configuración $Z^n = [\text{Kr}]$, explicar que elementos pueden ser Z. [$n=-3$ As, $n=-2$ Se, $n=-1$ Br, $n=+1$ Rb, $n=+2$ Sr]
9. Dado el elemento cuyo último electrón está en el orbital $4p^5$.
 - a) Determinar qué elemento es.
 - b) Determinar la dirección n, l, m, s del penúltimo electrón
 - c) Determinar la dirección n, l, m, s del último electrón
 - d) Qué tipo de iones formará.
 [Br; $4,1,-1,-1/2$; $4,1,0,-1/2$, aniones]
10. Un catión X^{+2} tiene 30 neutrones en su núcleo y 54 electrones
 - a) Calcular el número másico del catión.
 - b) Determinar que elemento es X.
 - c) Determinar la dirección del penúltimo electrón del elemento.
 - d) Determinar la dirección del penúltimo electrón del ion X^{+2} .
 [A=86; Ba; $6,0,0,+1/2$; $5,1,0,-1/2$]
11. Señalar y demostrar, cuál/es de la serie de números cuánticos (n, l, m, s) que a continuación se indican es correcto. Justifique.
 - a) $7, -1, 0, +1/2$
 - b) $5, 2, 0, -1/2$
 - c) $4, 0, 1, +1/2$
 - d) $5, 6, 0, -1/2$
 - e) $6, 3, 3, +1/2$ [b, e]

12. Un elemento puede formar dos iones, la suma de los electrones de X^{+2} y X^{+3} dan el Z del antimonio y la resta de los electrones de X^{+2} y X^{+3} dan el Z del hidrógeno.
- Determinar que elemento es X
 - Determinar la configuración electrónica de ambos iones.
[Ni, [Ar] $4s^2 3d^6$; [Ar] $4s^2 3d^5$]
13. Un anión X^{-1} tiene 24 electrones repartidos en orbitales “p”, determinar
- Que elemento es X.
 - Cuál es la dirección n, l, m, s del último electrón del elemento.
 - Cuál es la dirección n, l, m, s del penúltimo electrón del ión X.
 - Cuál es la dirección del antepenúltimo electrón del ión X.
[Iodo; 5,1,0,- $\frac{1}{2}$; 5,1,-1,- $\frac{1}{2}$; 5,1,1,+ $\frac{1}{2}$]
14. Un elemento Z y el ión X^{+2} terminan su configuración electrónica en el subnivel $3d^6$, por lo tanto.
- El elemento Z y el X son:
 - El elemento Z presenta ___ electrones solitarios (desapareados) y el elemento X ___ electrones solitarios.
 - La dirección 3, 2, -2,- $\frac{1}{2}$ corresponde al ___ electrón del elemento Z y del ión X^{+2} . Graficar.
 - El elemento Z puede formar iones positivos o negativos.
[Z:Fe, X:Co; 4e, 2e; último e, cationes]
15. Dados los siguientes gráficos señalar los electrones que se indican en las siguientes direcciones:
- 5,2,0,- $\frac{1}{2}$

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
----	----	----	----	----	----	----
 - 4,1,1,+ $\frac{1}{2}$

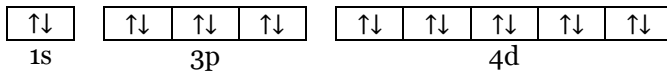
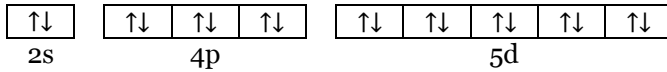
6f						
----	--	--	--	--	--	--
 - 6,3,-2, - $\frac{1}{2}$

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
----	----	----	----	----	----	----
 - 2,0,0,+ $\frac{1}{2}$

4f						
----	--	--	--	--	--	--
 - 1,0,0,- $\frac{1}{2}$
 - 4,3,1, + $\frac{1}{2}$

g) 3, 1, 0, -
 $\frac{1}{2}$

h) 4, 2, -2, +
 $\frac{1}{2}$



16. El número másico A del ión X^{+3} es 59, si en la tercera capa 3d presenta 5 electrones desapareados.
- Que elemento es X.
 - La dirección del último electrón del elemento X
 - Calcular el número de neutrones del elemento
 - Qué tipo de ión formará el elemento X.

LA TABLA PERIÓDICA

La tabla periódica es una organización sistemática de los 131 elementos químicos, dispuestos en filas horizontales llamadas períodos y columnas verticales llamadas grupos o familias. Esta organización se basa en las propiedades periódicas de los elementos, que se repiten regularmente a medida que se aumenta el número atómico.

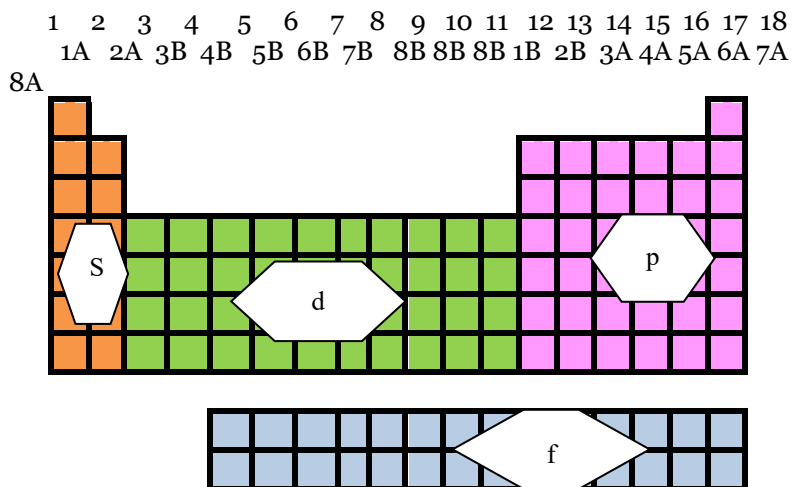


Gráfico 6. Distribución de los grupos dentro de la Tabla periódica

Esta organización está dada gracias a las aportaciones dadas por Mendeleiev y Meyer, quienes ordenaron a los elementos de acuerdo al número atómico creciente. La tabla actual consta de 7 filas o períodos –que corresponden a los 7 niveles cuánticos principales- y 18 columnas o grupos que corresponden a las familias que agrupan elementos con características químicas y configuraciones similares.

Las familias según la configuración electrónica:

FAMILIA A
GRUPOS 1,2
13,14,15,16,17

Bloque s, corresponde a los grupos 1 y 2, en estos grupos el último orbital lleno es un “ns”.

Bloque p, corresponde a los grupos 13 a 17, en estos grupos el último orbital lleno es un “np”.

FAMILIA B
3,4,5,6,7,8,9,
10,11,12

Bloque d, corresponde a los grupos 3 a 12, en estos grupos el último orbital lleno es un “(n-1) d”.

LANTANIDOS
ACTINIDOS

Bloque f, corresponde a los lantánidos y actínidos, están fuera de la tabla, en estos grupos el último orbital lleno es “(n-2) f”.

ORBITALES DE VALENCIA

Los orbitales de valencia son los últimos orbitales en los que se encuentran los electrones de un elemento. El período de la tabla periódica indica el número cuántico principal más alto de estos orbitales de valencia.

Los electrones de valencia son aquellos que ocupan los últimos orbitales de un átomo y tienen la capacidad de interactuar con otros átomos durante las reacciones químicas o al formar iones. Son estos electrones los que determinan las propiedades químicas y la capacidad de un átomo para formar enlaces con otros átomos.

ELEMENTOS POR GRUPOS O FAMILIAS

Se presenta en la Tabla 6 la clasificación de los elementos por grupos y la configuración electrónica de sus últimos orbitales.

- Dada la configuración electrónica de un elemento, primero ubicar los orbitales de valencia, los últimos.
- Para ubicar el periodo o la fila, se escoge el número cuántico principal más alto entre los orbitales de valencia.
- Para ubicar el bloque, se ve cuál es el último orbital en la configuración electrónica s, p, d, f.
- La familia se determina ubicando el bloque y los electrones de valencia. Si está en el bloque “s” o “p” el elemento está en la familia A. Si el elemento está en el bloque “d” el elemento está en la Familia B.
- El número de electrones en lo/s orbital/es de valencia indican si el elemento está en la 1ra, 2da, ..., 8va Familia A o B.
- En el caso de elementos que terminan en orbitales “f”, el orbital de valencia es el orbital “f”. en estos orbitales pueden darse saltos entre los últimos orbitales f y d superiores.

Tabla 6. Clasificación de los elementos por grupos y familias

	PROPIEDADES	ELEMENTOS	ORBITALES VALENCIA	ELECTRONES VALENCIA	
FAMILIA A	METALES ALCALINOS	H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	ns ¹	1	1 A
	METALES ALCALINO-TERREOS	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra	ns ²	2	2 A
	NO METALES BOROIDEOS	B, Al, Ga, In, Tl	ns ² np ¹	3	3 A
	NO METALES CARBONOIDES	C, Si, Ge, Sn, Pb	ns ² np ²	4	4 A
	NO METALES NITROGENOIDES	N, P, As, Sb, Bi	ns ² np ³	5	5 A

FAMILIA B	NO METALES ANFÍGENOS	O, S, Se, Te	$ns^2 np^4$	6	6 A
	NO METALES HALÓGENOS	F, Cl, Br, I	$ns^2 np^5$	7	7 A
	GASES NOBLES GASES RAROS	Ne, Ar, Kr, Xe, Rn	$ns^2 np^6$	8	8 A
	METALES DE TRANSICIÓN	Cu, Ag, Au	$(n-1)d^{10} ns^1$	(11) 1	1 B
		Zn, Cd, Hg	$(n-1)d^{10} ns^2$	(12) 2	2 B
		Sc, Y	$(n-1)d^1 ns^2$	3	3 B
		Ti	$(n-1)d^2 ns^2$	4	4 B
		V, Nb, Ta	$(n-1)d^3 ns^2$	5	5 B
		Cr, Mo	$(n-1)d^5 ns^1$	6	6 B
		Mn	$(n-1)d^5 ns^2$	7	7 B
Fe Co Ni, Pd, Pt		$(n-1)d^6 ns^2$ $(n-1)d^7 ns^2$ $(n-1)d^8 ns^2$	8 (9) 8 (10) 8	8 B	
Familia La Familia Ac	Ce, Pr, Nd Th, Pa, U	4f 5f	Variable		

EJEMPLOS:

Sin utilizar la tabla periódica, determinar el número atómico, de un elemento que presenta sus 4 últimos electrones en el periodo 4, y en el bloque p.

$4p^4$ el último electrón, X: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^4$
Z=34

Nivel $\rightarrow 4p \rightarrow$ Bloque $4 \rightarrow$ Familia

Periodo = $n = 4$

Bloque = $p =$ Familia A

Bloque $p =$ Orbital $p =$ grupo del 13 al 17

4 electrones de valencia = 4A

Sin utilizar la tabla periódica, dada la dirección del último electrón del ión X^{+2} es $3d^4$. Determinar el bloque, el grupo, la familia, el periodo y el número atómico del elemento X.

Orbital d , bloque $d =$ Familia B

X^{+2} : $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^4 \rightarrow e_{\text{ión}} = 24$

$Z = e_{\text{ión}} + \text{carga} = 24 + (+2) = 26$ por lo tanto

X: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, \underline{4s^2, 3d^6}$
 $4s^2, 3d^6$

Periodo = $n = 4$ "mayor entre 4 y 3".

Según configuración: $ns(n-1)d \rightarrow n-1 = 3 \rightarrow n = 4$ periodo.

Bloque = $d =$ Familia B, "último orbital en la configuración".

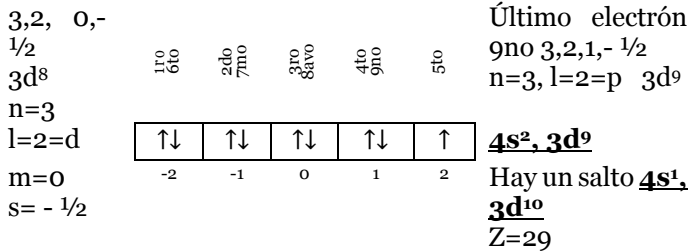
8 electrones de valencia \rightarrow Familia 8B, columna 8 por $ns^2(n-1)d^6$.

Dados los números atómicos 12, 15, 37, 41, 50, 62. Determinar el bloque, periodo, familia y el número de electrones de valencia.

Z	Configuración	Periodo n	Bloque	e	No. familia	Familia
12	$1s^2, 2s^2, 2p^6,$ $3s^2$	3	s	2	2	A
15	$1s^2, 2s^2, 2p^6,$ $3s^2, 3p^3$	3	p	5	5	A
37	[Kr] $5s^1$	5	s	1	1	A
41	[Kr], $5s^2, 4d^3$	$n-1=4$ 5	d	5	5	B
50	[Kr] $5s^2$, $4d^{10}$, $5p^2$	5	p	4	4	A
62	[Xe] $6s^2$, $4f^6$	$n-2=4$ 6	f	6	La	La
92	[Rn] $7s^2$, $5f^4$	$n-2=5$ 7	f	4	Ac	Ac

Dada la dirección del penúltimo electrón de un elemento 3,2, 0,-
1/2.

- a) Escribir la configuración electrónica del átomo y el número atómico: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, \underline{4s^2, 3d^9}$
b) Indicar el periodo, bloque, grupo y familia del elemento.



Bloque d, ns¹ (n-1)d¹⁰, n=4= periodo
Familia B, 1 e valencia, Familia 1B

Un elemento X tiene el último orbital 4p entonces,

- a) el periodo es el 5to
b) el grupo es el 1A
c) el elemento se halla en el bloque p
d) el número atómico del elemento podría ser 34

4p → n=4=periodo

Orbital "p" → bloque p → Familia A

No se pueden contar los electrones que tiene el elemento por lo tanto no se conoce Z, pero, si se llega hasta el nivel 4p

X: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^1$ → Z=31

X: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^2$ → Z=32

X: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^3$ → Z=33

X: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^4$ → Z=34

PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS EN LA TABLA PERIÓDICA

Cuando los elementos se agrupan de acuerdo con su masa atómica creciente, muchas de sus propiedades se repiten de forma periódica. Además, hay una estrecha relación entre la configuración electrónica y las propiedades químicas de los elementos.

Radio atómico

Se puede definir como la distancia desde el núcleo hasta el electrón más externo del átomo, es imposible medir, pero si calcular y se mide en Amstrongs. El radio aumenta de arriba hacia abajo y de derecha a izquierda.

Radio iónico

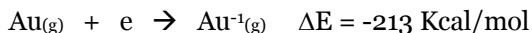
El radio iónico es la distancia promedio entre el núcleo del ion hasta el electrón más alejado del núcleo de modo que el radio del catión será menor que el radio del átomo y el radio del anión será mayor que el radio del átomo.

Afinidad electrónica

Algunas propiedades son más fáciles de medirse en los elementos, en su estado gaseoso, la afinidad electrónica indica la cantidad de energía que se libera al momento que un elemento gaseoso gana un electrón. Por convenciones toda energía que sale de un proceso (exotérmico, libera calor) se anota con signo negativo.



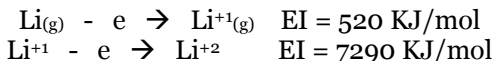
Los átomos metálicos pueden formar iones negativos en estado gaseoso pero liberan menor energía así:



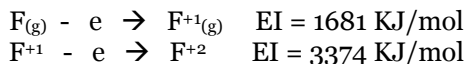
Los elementos del 2, 12 grupo Mn, los gases nobles y otros no tienen tendencia a ganar electrones. Si se utiliza el valor absoluto de la afinidad electrónica, mientras mayor el valor absoluto de la afinidad electrónica mayor tendencia a ganar electrones y más difícil arrancarle un electrón al átomo.

Energía de ionización (EI)

La energía de Ionización, es la cantidad de energía que se necesita para arrancarle un electrón a un átomo en estado gaseoso. Los metales tienden a perder más fácilmente electrones de la capa de valencia.



Como se puede ver para arrancar un electrón se requiere de menos energía que para arrancar un segundo electrón. Porque los electrones se van apegando sucesivamente más al núcleo y éste ejerce mayor atracción a los electrones restantes; por lo que existen energías primeras, segundas, terceras, etc. de ionización.



En el caso de los no metales se requiere de gran energía para arrancar el primer electrón por lo tanto es muy difícil que los no metales pierdan electrones.

Electronegatividad

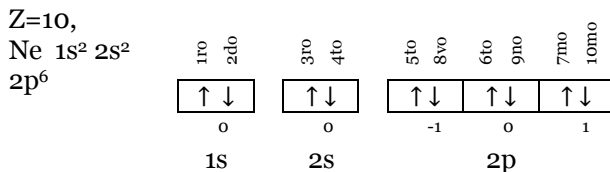
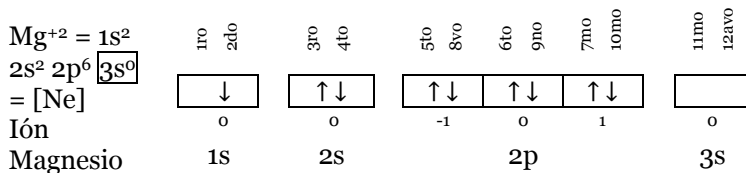
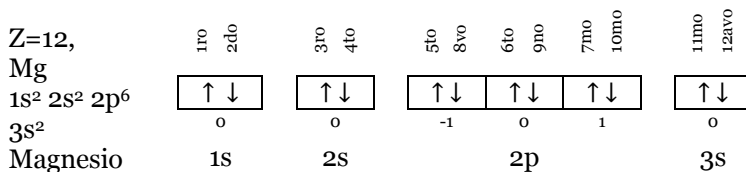
La electronegatividad es la capacidad que tiene un átomo a atraer los electrones hacia su núcleo durante un enlace químico. Es una propiedad adimensional y Pauling es quien calculó las electronegatividades relativas de los átomos por primera vez. Los no metales tienen alta electronegatividad y los metales baja electronegatividad. La escala de Pauling varía entre 0 y 4, siendo el elemento Flúor el más electronegativo.

Propiedades magnéticas

Un electrón que tiene una carga eléctrica y a su vez gira en su propio eje produciendo un campo magnético que tiene dirección.

Diamagnetismo

Los elementos que tienen todos sus electrones apareados cancelan mutuamente sus campos magnéticos opuestos. En la configuración electrónica se nota que un elemento es diamagnético si no presenta electrones solitarios o desapareados.



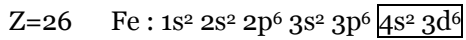
Un elemento diamagnético no produce campo magnético y por lo tanto es débilmente repelido por un campo magnético externo.

Paramagnetismo

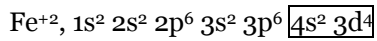
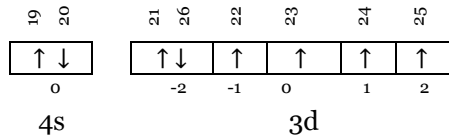
En la configuración electrónica se sabe que un elemento o ion es paramagnético si presenta de 1 a 3 electrones desapareados o solitarios en los respectivos orbitales.

Ferromagnetismo

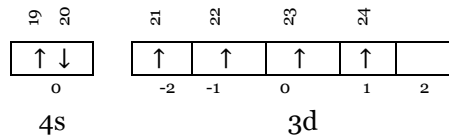
Propiedad que presentan los elementos a ser fuertemente atraídos por campos magnéticos. Estos elementos pueden producir imanes permanentes, aunque el campo magnético externo sea retirado. Utilizando la configuración electrónica se puede saber que un elemento es ferro magnético si presenta más de tres electrones desapareados o solitarios en sus respectivos orbitales.



El Hierro tiene 4 electrones desapareados y es ferromagnético.



el ion tiene 4 electrones desapareados y también es ferro magnético.



Carácter metálico y no metálico

Según este criterio los elementos se dividen en metales, no metales y metaloides. Los metales y no metales presentan propiedades opuestas mientras que los metaloides propiedades intermedias entre los metales y no metales. La mayoría de los elementos son metales, 17 son no metales y 8 son metaloides. El cambio del carácter metálico se indica en el Gráfico 8.

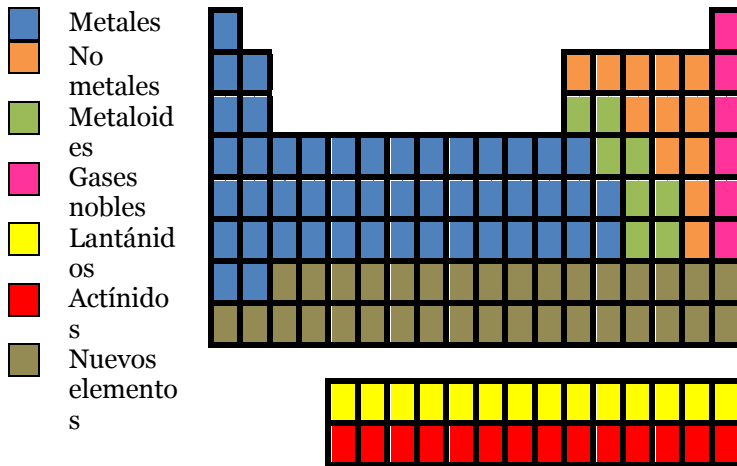


Gráfico 7. Tabla Periódica. Carácter Metálico

Variación de las propiedades de la tabla periódica

Como se ve en la Gráfico 9, la afinidad electrónica, la energía de ionización y la electronegatividad aumentan en los periodos de izquierda a derecha, mientras que en los grupos aumentan de abajo hacia arriba.

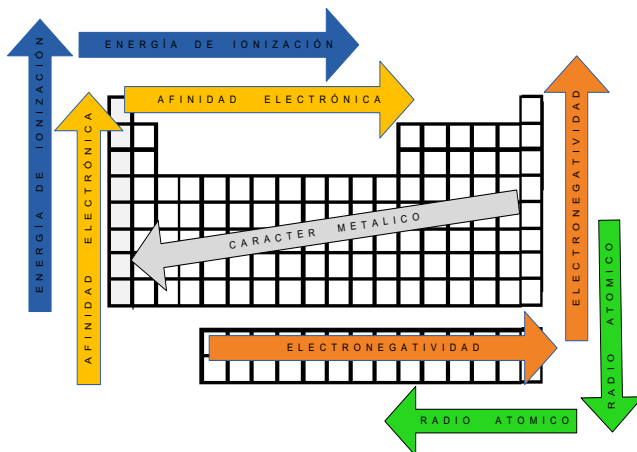


Gráfico 8. Aumento en las propiedades de la tabla periódica

El radio atómico y el carácter metálico aumenta en los periodos de derecha a izquierda y en los grupos de arriba hacia abajo.

Basándose en las propiedades de la tabla periódica se puede definir a los metales y a los no metales:

METAL	<p>Brillo metálico</p> <p>Se les puede dar formas. Son dúctiles y maleables</p> <p>Buenos conductores del calor y de la electricidad</p> <p>Ceden o pierden electrones cationes (iones positivos)</p> <p>Estados de oxidación positivos para formar enlaces iónicos</p>	<p>No brillo metálico</p> <p>Son frágiles no se les puede moldear</p> <p>Malos conductores del calor y de la electricidad</p> <p>Ganan o quitan electrones aniones (iones negativos)</p> <p>Estados de oxidación negativos para formar enlaces iónicos</p>
	<p>Comparten electrones entre metales “mar electrones” Forman enlaces metálicos</p> <p>Baja energía de ionización Baja afinidad electrónica Baja electronegatividad</p>	<p>NO METAL</p> <p>Comparten electrones estados oxidación positivos Forman enlaces covalentes</p> <p>Alta energía de ionización Alta afinidad electrónica Alta electronegatividad</p>

EJERCICIOS DE PRÁCTICA

1. Un elemento tiene 10 electrones en su 4 nivel.
 - a) determinar el grupo, periodo y familia del elemento,
 - b) que tipo de iones formará,
 - c) describa la dirección electrónica del último electrón en el ión que forma. [FAMILIA 4B]
2. Sin utilizar la tabla periódica, determinar el periodo, grupo, familia, de un elemento que presenta sus 5 últimos electrones en el periodo 4 y en el bloque p. [FAMILIA 7A]
3. Dada la dirección del último electrón del ión $X^{+2}:3d^4$. Sin utilizar la tabla periódica, determinar el bloque, el grupo, la familia, el periodo y el número atómico del elemento X. [PERIODO 4, BLOQUE D].
4. Dada la dirección del penúltimo electrón de un elemento $4,1, 1,+ 1/2$.
 - a) Escribir la configuración electrónica del átomo y el número atómico.
 - b) Indicar el periodo, bloque, grupo y familia del elemento. [PERIODO 4, FAMILIA 6A].
5. Dada la dirección del penúltimo electrón de un elemento $5,1, 0,+ 1/2$.
 - a) Escribir la configuración electrónica del átomo y el número atómico,
 - b) Indicar el periodo, bloque, grupo y familia del elemento. Justifique todas sus respuestas. [Z=51].
6. Un elemento X tiene el último orbital 5s entonces, el elemento está en:
 - a) el periodo 5to,
 - b) la familia A,
 - c) el elemento se halla en la columna 16,
 - d) el número atómico probable del elemento es 37. [Z=37 Y Z=38].

7. Un elemento tiene sus últimos electrones en las siguientes posiciones penúltimo $4,1,1,-\frac{1}{2}$, determinar el bloque, periodo, grupo y familia del elemento. [$Z= 37$].
8. El elemento A tiene sus últimos electrones en las siguientes direcciones penúltimo $4,1,1,-\frac{1}{2}$ y el último $5,0,0,+\frac{1}{2}$, el elemento D es consecutivo al elemento A. Determinar, periodo, bloque y familia de los elemento A y D. [$Z=34$ Y $Z=35$].
9. El elemento puede ganar 1 electrón y solo 1 electrón para formar iones negativos y está en el cuarto periodo. Determinar si el elemento está en a) el grupo p, b) tiene 7 electrones de valencia, c) está en la familia 6A, d) Determinar que elemento es. Justifique cada respuesta. [$Z= 35$].
10. Un elemento puede perder 1 electrón y solo un electrón para formar iones positivos y está en el cuarto periodo. Determinar si el elemento está en a) el grupo s, b) tiene 1 electrones de valencia, c) está en la familia 1B, d) Determinar si el elemento es la plata. Justifique cada respuesta.
11. El elemento es un alcalino-térreo, a) cuántos electrones puede ganar el elemento, b) cuáles son los últimos orbitales, c) está en la columna 6, d) está en la familia B. [a)ninguno, b) ns^2 , c) columna 2].
12. Sin utilizar la tabla periódica ordenar en orden ascendente de radio atómico los siguientes elementos: B, C, O, N, F, Cl, Na, Be.
13. Sin utilizar la tabla periódica ordenar en orden descendente de electronegatividad los siguientes elementos Ca, Mg, F, Se.
14. Sin utilizar la tabla periódica determinar cuál elemento tiene mayor electronegatividad. Elemento A: 4to periodo, Familia A, bloque p, tres electrones de valencia. Elemento X: 4to periodo, Familia A, bloque s, 1 electrón de valencia. [A no metal].

15. Sin utilizar tabla periódica determinar cuál elemento tiene mayor radio atómico. Elemento A: 4to periodo, Familia A, bloque s, un electrón de valencia. Elemento X: 6to periodo, Familia A, bloque s, un electrón de valencia. [X].
16. Sin utilizar la tabla periódica determinar cuál elemento es metal, no metal y gas noble. Elemento A: 4to periodo, Familia B, bloque d, seis electrones de valencia. Elemento X: 5to periodo, Familia A, bloque p, ocho electrones valencia. Elemento Z: 3er período, Familia A, bloque p, seis electrones de valencia. RESP: [X es un gas noble].
17. Determinar cuál/es de los elementos tiene baja energía de ionización. Determinar cuál/es elementos forman aniones y cuál/es cationes. Elemento X: 6to periodo, Familia A, bloque p, ocho electrones valencia. Elemento Z: 3er período, Familia A, bloque p, seis electrones de valencia. [Z]
18. Dados los números atómicos: 15, 19, 25, 46. Determinar que elemento tiene mayor electronegatividad. Que elemento presenta mayor radio atómico. Qué elemento presenta mayor energía de ionización. [Z=15 > electronegativo y energía de ionización, Z= 19 >radio atómico].
19. Sin utilizar tabla periódica, dado el ión X^{+1} , que tiene 78 electrones, determinar carácter metálico, energía de ionización alta o baja, afinidad electrónica alta o baja. [X METAL].
20. Sin utilizar tabla periódica, dado el ión X^{-2} , que tiene 36 electrones, determinar carácter metálico, energía de ionización alta o baja, afinidad electrónica alta o baja. [NO METAL].

21. Cuáles elementos son diamagnéticos y cuáles paramagnéticos.

Elemento X: 4to periodo, bloque s, 1 electrón de valencia.
[PARAMAGNÉTICO]

Elemento D: 6to periodo, bloque p, ocho electrones valencia.
[DIAMAGNETICO]

Elemento Z: 3er período, bloque p, seis electrones de valencia. [PARAMAGNETICO]

Elemento A: 4to periodo, bloque d, tres electrones de valencia. [PARAMAGNÉTICO]

22. Con los elementos descritos en el ejercicio 10 describir qué tipo de enlace formarán.

a) X-X

b) D- D

c) Z-Z

d) A-A

e) X-D

f) X-Z

g) X-A

h) D-Z

i) D-A

j) Z-A.

[X metal, D: gas noble, Z: no metal, A: metal transición.

ENLACE IONICO: metal-no metal, ENLACE METALICO:
metal-metal, ENLACE COVALENTE: no metal- no metal]

ENLACES

Un enlace químico es una fuerza que mantiene unidos a los átomos dentro de una molécula o compuesto químico. Estos enlaces se forman cuando los átomos comparten, ceden o reciben electrones para alcanzar una configuración electrónica más estable.

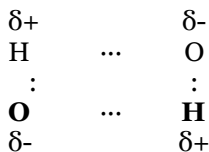
REGLA DEL OCTETO

Los átomos en las reacciones químicas tienden a adoptar la configuración electrónica propia del gas noble que tiene ocho electrones de valencia en sus orbitales saturados o llenos ns^2 y np^6 , ya sea formando iones o compartiendo electrones, es decir formando enlaces para crear estructuras más estables.

Aunque algunos átomos adquieren configuraciones más estables con más o menos electrones, ejemplos: el hidrógeno 2e [He], el boro 6e el fósforo hasta con 10e y algunos elementos de transición que pueden completar 12e en su capa de valencia.

Enlace de hidrógeno

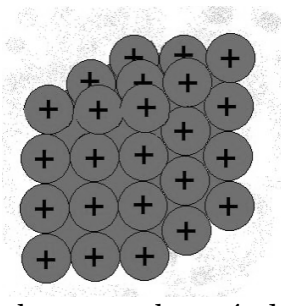
Es una fuerza atractiva entre un átomo de hidrógeno ligeramente positivo y un átomo electronegativo, como oxígeno, nitrógeno o flúor.



Enlace de van der Waals

Son fuerzas débiles de atracción entre moléculas neutras que se deben a las fluctuaciones temporales de las cargas eléctricas.

ENLACE METÁLICO



La unión química en los metales se establece a través del enlace metálico, donde los iones metálicos positivos se organizan en una red tridimensional, mientras que los electrones de valencia se desplazan libremente por esta estructura.

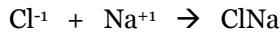
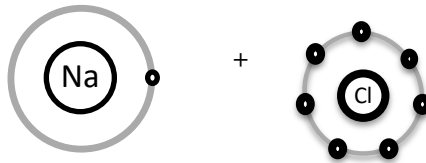
Este fenómeno se explica mediante dos teorías principales: la teoría del mar de electrones y la teoría de bandas. Ambas teorías sostienen que los electrones no están vinculados a átomos individuales, sino que pertenecen a toda la estructura metálica. Por lo tanto, estos electrones pueden moverse libremente a través de la red de iones metálicos.

Este movimiento libre de electrones es crucial para entender por qué los metales son excelentes conductores de calor y electricidad. Los electrones pueden transportar energía térmica y carga eléctrica a través de la estructura metálica de manera eficiente debido a su movilidad dentro del material. Esto contribuye a las muchas aplicaciones prácticas de los metales en la conducción de electricidad en cables eléctricos y en la disipación de calor en aplicaciones de refrigeración.

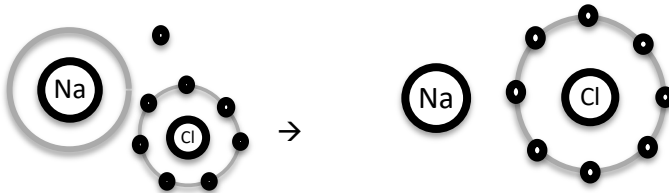
ENLACE IÓNICO

Este tipo de enlace se produce entre iones, donde un elemento cede uno o más electrones y otro elemento los acepta. Este enlace puede formarse entre elementos metálicos y no metálicos, permitiendo que cada elemento complete su configuración electrónica.

Un ejemplo clásico de este tipo de enlace es la reacción entre el cloro y el sodio. En esta reacción, el sodio cede un electrón al cloro, formando un ion sodio positivo (Na^+) y un ion cloruro negativo (Cl^-). Esta transferencia de electrones resulta en la formación de una unión iónica entre los dos elementos.



$\text{Na} = [\text{Ne}] 3s^1$	$\text{Cl} = [\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
$\text{NaCl} = [\text{Ne}] 3s^2 3p^6 [\text{Ne}] 3s^0$	
$\text{NaCl} = [\text{Ar}] [\text{Ne}]$	



Metal No metal
El metal cede todos los electrones y el no metal los gana

Na^{+1} O^{-2}
El metal al perder sus electrones se carga positivamente
El no metal al ganar electrones se carga negativamente

ENLACE COVALENTE Y SU CLASIFICACIÓN

El enlace covalente se forma entre elementos con alta electronegatividad, principalmente no metales. En este tipo de enlace, los átomos comparten pares de electrones para completar sus octetos. Existen varios tipos de enlaces covalentes:

- Covalente no polar
- Covalente polar
- Covalente coordinado
- Enlaces múltiples

Enlace covalente no polar

Este tipo de enlaces se dan entre elementos con electronegatividades muy similares de modo que su diferencia sea menor a 2, habiendo un compartimiento igual de electrones sin presencia de polos en el enlace.



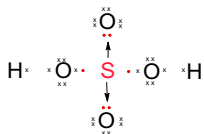
Enlace covalente polar

Este tipo de enlaces se dan entre elementos cuyas electronegatividades son muy diferentes; de modo que, el elemento más electronegativo acerque con mayor fuerza los electrones compartidos hacia su propio núcleo y haya un compartimiento desigual de electrones lo que provoca de polos aparentes en la molécula.

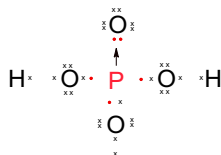


Enlace covalente coordinado

En el enlace covalente coordinado, un único átomo contribuye con ambos electrones necesarios para formar un par, a diferencia de otros enlaces covalentes donde cada átomo contribuye con un solo electrón a la vez.



Aquí el S aporta dos pares de electrones a los O para completar dos enlaces covalentes



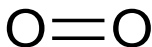
Aquí el P aporta dos electrones a un O y a los otros tres O solo le aporta un electrón a cada uno.

Enlaces covalentes múltiples

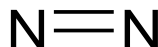
Para completar su octeto, los átomos pueden compartir más de un par de electrones en un enlace covalente. Cuando comparten un par de electrones, se llama enlace covalente simple; si comparten dos pares, se llama enlace doble; y si comparten tres pares, se denomina enlace triple.



Enlace covalente simple



Enlace covalente doble


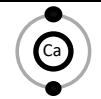
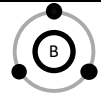
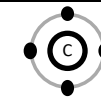
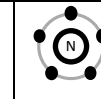
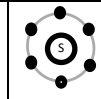
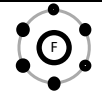


Enlace covalente triple

ESTRUCTURAS DE LEWIS

Las estructuras de Lewis son representaciones visuales de los enlaces químicos iónicos y covalente; la distribución de los electrones de valencia en una molécula o un ion. Utilizan símbolos de elementos y puntos para mostrar los electrones de valencia y los enlaces entre átomos. Estas estructuras son útiles para predecir la geometría molecular y entender las propiedades químicas de las sustancias.

Tabla 7. Electrones que dibujar para cada átomo según la Familia

						
+1	+2	+3	±4	-3	-2	-1
IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
H, Na, K, Rb, Cs, Fr, Ag	Be, Mg, Ca, Sr Ra, Ba Zn, Cd	B, Al, Y, Sc	C, Si, Ge	N, P, As, Sb	O, S, Se, Te	F, Cl, Br, I
Hg Au Cu	Hg, Au Cu, Fe Ni, Co Cr, Mn Pb, Sn	Fe, Ni Co, Cr Mn	Mn Pb Sn		Cr+6 Mn+ 6	Mn+ 7

Para dibujar la estructura de un átomo o un ión:

- Los elementos que conforman la molécula con su símbolo.
- Alrededor del elemento, se dibujan sus electrones de valencia (mediante puntos, cruces, equis, asteriscos, etc.). para colocar los electrones ver la Tabla 7.
- Finalmente se representan los enlaces mediante líneas, que unen dos electrones a la vez por cada enlace.

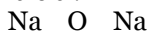
¡Las estructuras de Lewis no sirven para representar al enlace metálico!

Representación de enlaces iónicos

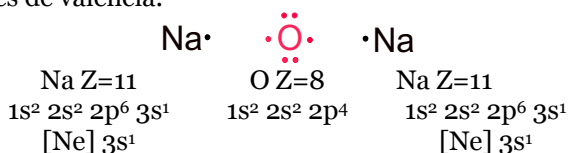
Para representar las estructuras de Lewis que contengan uno o más enlaces iónicos se pueden seguir los siguientes pasos:

Dibujar la estructura de Lewis del óxido de sodio Na_2O .

Escribir todos los elementos que participan en la molécula. En este caso dos átomos de sodio Na y un átomo de oxígeno O. Se deben colocar los elementos alternando unos con otros, de modo que dos átomos iguales no se enlacen entre sí.

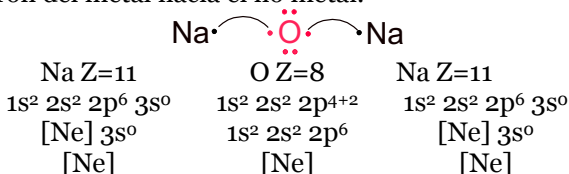


Rodear a cada elemento con sus electrones de valencia ver Tabla 7. **Metal:** Na un electrón de valencia y **No Metal:** O (VIA) seis electrones de valencia.

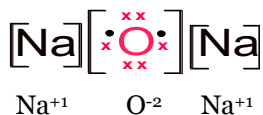


Según se puede ver que para que el oxígeno complete su octeto necesita de dos electrones que le ceden cada sodio.

Dibujar el enlace iónico por medio de \frown que representa el salto del electrón del metal hacia el no metal.



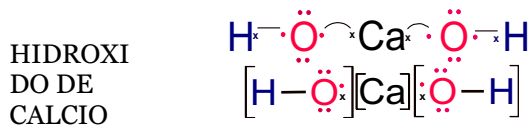
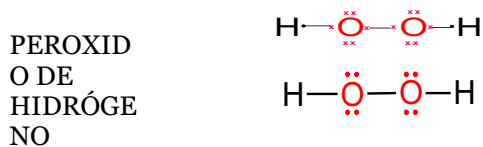
Para simplificar la estructura de Lewis se puede representar de la siguiente manera.



En esta representación se puede ver como el oxígeno ha ganado dos electrones y se carga como ión O^{-2} y cada sodio al perder un electrón se ha cargado Na^{+1}

EJEMPLO:

Escribir las estructuras de Lewis de las siguientes moléculas:



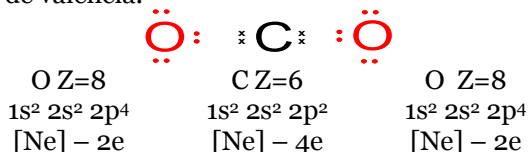
Representación del enlace covalente

Dibujar la estructura de Lewis del anhídrido carbónico CO₂

Colocar todos los átomos presentes en la molécula, un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno, de forma alterna de modo que dos átomos iguales no se enlacen entre sí.



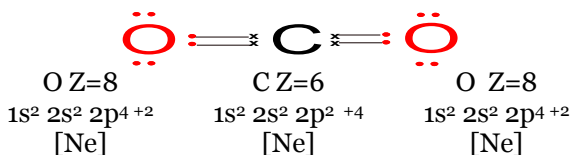
Rodear a cada elemento con sus electrones de valencia **No Metal:** C (IVA) cuatro electrones de valencia, **No Metal:** O (VIA) seis electrones de valencia.



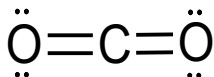
En esta molécula se enlazan no metales y ninguno cede electrones lo único que pueden hacer para completar el octeto es compartir electrones de modo que cada uno al final complete su octeto.

Dibujar el enlace covalente por medio de **—** que une a ambos electrones en el enlace, esta línea significa que un no metal comparte un electrón con otro no metal, o sea el enlace covalente.

Para



simplificar la estructura de Lewis se puede representar de la siguiente manera.



En este caso no hay cargas o formación de iones puesto que ningún elemento gana o pierden electrones, sino que los comparten.

Excepciones a la regla del octeto

No todos los elementos de la tabla periódica cumplen con la ley del octeto entre estos elementos se encuentran:

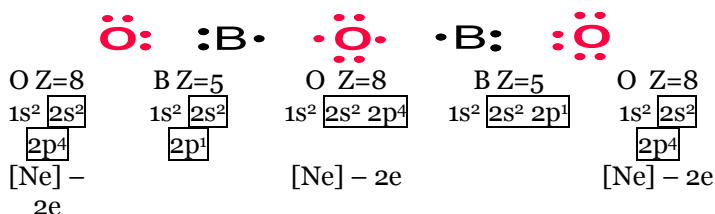
- Los metales de transición (Familia B).
- El hidrógeno H, que adquiere la configuración del gas noble más cercano el Helio He $1s^2$.
- El boro B, que adquiere su forma más estable con seis electrones.
- El fósforo P, que adquiere su forma más estable con ocho electrones, pero también puede alojar en su capa de valencia hasta diez electrones.

EJEMPLO:

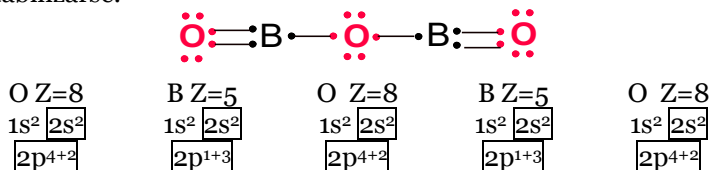
Dibujar la estructura de Lewis del anhídrido de boro: B_2O_3
Colocar todos los átomos presentes en la molécula, alternándolos.



Rodear a cada elemento con sus electrones de valencia **No Metal:**
B (IIIA) tres electrones de valencia, **No Metal:** O (VIA) seis electrones de valencia.



El oxígeno tiende a adquirir la configuración del Neón cuando gana dos electrones. Pero el boro solo necesita seis electrones para estabilizarse.



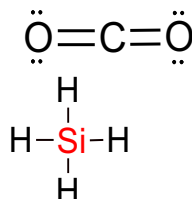
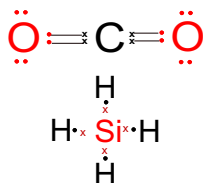
El boro y el oxígeno comparten electrones de modo que el oxígeno completa su octeto y el boro completa seis electrones de valencia.

Para simplificar la estructura de Lewis se puede representar de la siguiente manera.

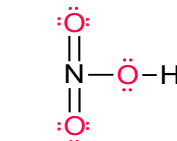
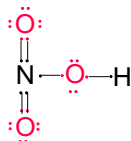


Dibujar la estructura de Lewis del anhídrido carbónico, silano, ácido nítrico y ácido fluorhídrico.

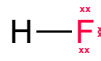
Anhídrido
carbónico
Hidruro no
metálico
Silano



Ácido oxácido
Ácido nítrico



Ácido hidrácido
Ácido fluorhídrico



Cálculos para plantear estructuras de Lewis con enlaces covalentes

Para saber si el número de enlaces en una estructura de Lewis es correcto o no, se puede realizar los siguientes cálculos:

- **Electrones necesarios (EN):** Casi todos los elementos necesitan ocho electrones, salvo las excepciones estudiadas.
- **Electrones disponibles (ED):** son los electrones de valencia y dependen de la familia del elemento, el hidrógeno dispone de un electrón 1A, el boro dispone de tres electrones 3A, etc.
- **Electrones compartidos (EC):** son los electrones que entrarán a formar enlaces covalentes.

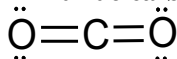
$$EC = EN - ED$$

- **# enlaces covalentes (#):** $EC/2$
- **Electrones libres o a repartir:** son los electrones que quedan sin enlazar.

$$EL = ED - EC$$

EJEMPLO: Verificar con cálculos si las siguientes estructuras covalentes están bien dibujadas.

Anhídrido carbónico



$$EN = \frac{2 \times 8e}{\text{O}} + \frac{1 \times 8e}{\text{C}} = 24e$$

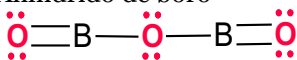
$$ED = \frac{2 \times 6e}{\text{O}} + \frac{1 \times 4e}{\text{C}} = 16e$$

$$EC = 24e - 16e = 8e$$

$$\# = 8e/2 = 4 \text{ enlaces}$$

$$EL = 16e - 8e = 8e \text{ libres}$$

Anhídrido de boro



$$EN = \frac{3 \times 8e}{\text{O}} + \frac{2 \times 6e}{\text{B}} = 36e$$

$$ED = \frac{3 \times 6e}{\text{O}} + \frac{2 \times 3e}{\text{B}} = 24e$$

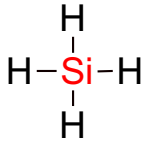
$$EC = 36e - 24e = 12e$$

$$\# = 12e/2 = 6 \text{ enlaces}$$

$$EL = 24e - 12e = 12e \text{ libres}$$

$$EN = \frac{4 \times 2e}{\text{H}} + \frac{1 \times 8e}{\text{Si}} = 16e$$

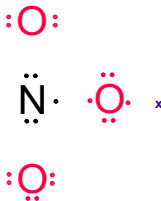
Silano



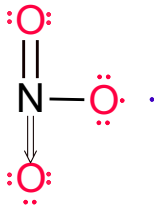
$$\begin{array}{l} \text{H} \quad \text{C} \\ \text{ED} = \underline{4 \times 1e} + \underline{1 \times 4e} = 8e \\ \text{EC} = 16e - 8e = 8e \\ \# = 8e/2 = 4 \text{ enlaces} \\ \text{EL} = 8e - 8e = 0e \text{ libres} \end{array}$$

Dibujar la estructura de Lewis del anión sulfato: $(\text{NO}_3)^{-1}$

Colocar alrededor de cada átomo sus electrones de valencia y un electrón extra por cada carga negativa del anión.



Dibujar los enlaces covalentes necesarios



$$\text{EN} = \underline{1 \times 8e} + \underline{3 \times 8e} = 32e$$

N O

$$\text{ED} = \underline{1 \times 5e} + \underline{3 \times 6e} = 23e + \boxed{1e} = 24e$$

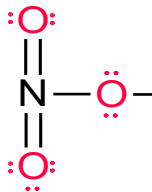
$$\text{EC} = 32e - 24e = 8e$$

$$\# = 8e/2 = 4 \text{ enlaces}$$

$$\text{EL} = 24e - 8e = 16e \text{ libres}$$

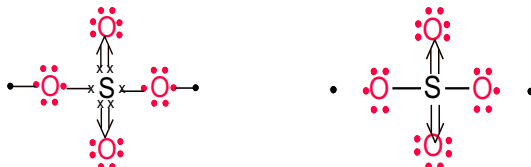
$\boxed{1e}$ 1electrón extra que indica que el anión se quedó con un electrón extra y que a un átomo del anión le hace falta 1e para completar el octeto indica un enlace covalente coordinado o dativo

Otra forma de dibujar el anión, el enlace covalente coordinado se representa como doble enlace, pero se puede diferenciar del enlace doble observando los electrones libres.



Dibujar las estructuras de Lewis del anión sulfato y del anión clorato y además comprobar la estructura con cálculos.

Sulfato
 SO_4^{-2}



$$\text{EN} = \frac{1 \times 8e}{\text{S}} + \frac{4 \times 8e}{\text{O}} = 40e$$

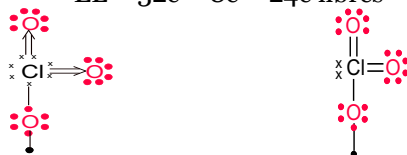
$$\text{ED} = \frac{1 \times 6e}{\text{S}} + \frac{4 \times 6e}{\text{O}} = 30e + \boxed{2e} = 32e$$

$$\text{EC} = 40e - 32e = 8e$$

$$\# = 8e/2 = 4 \text{ enlaces}$$

$$\text{EL} = 32e - 8e = 24e \text{ libres}$$

Clorato
 $(\text{ClO}_3)^{-1}$



$$\text{EN} = \frac{1 \times 8e}{\text{Cl}} + \frac{3 \times 8e}{\text{O}} = 32e$$

$$\text{ED} = \frac{1 \times 7e}{\text{Cl}} + \frac{3 \times 6e}{\text{O}} = 25e + \boxed{1e} = 26e$$

$$\text{EC} = 32e - 26e = 6e$$

$$\# = 6e/2 = \mathbf{3 \text{ enlaces}}$$

$$\text{EL} = 26e - 6e = \mathbf{20e \text{ libres}}$$

En esta estructura el enlace covalente coordinado o dativo se representa como un enlace doble

Representación de moléculas que tienen enlaces covalentes y iónicos

Dibujar la estructura de Lewis del peróxido de litio, Li_2O_2 .

Colocar dos átomos de litio y dos átomos de oxígeno. **En los peróxidos los oxígenos se enlazan entre sí, con un enlace covalente simple.**



Colocar alrededor de cada átomo sus electrones de valencia.



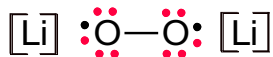
Dibujar los enlaces iónicos.



Completar los octetos de los no metales mediante enlaces covalentes.



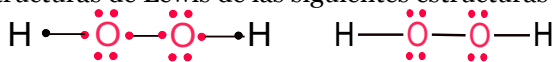
Otra forma de representar la estructura de Lewis



EJEMPLOS:

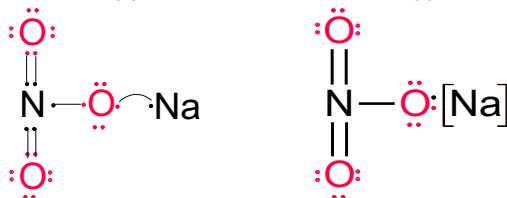
Dibujar las Estructuras de Lewis de las siguientes estructuras

Peroxido

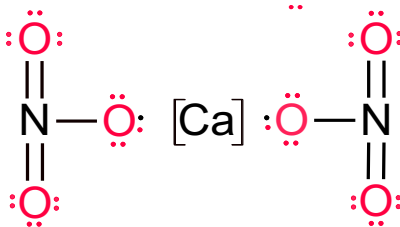


Sal oxisal

Nitrato de sodio



Nitrato de calcio



EJERCICIOS DE PRÁCTICA

1. Determinar el grupo de la tabla periódica pertenece X si su estructura de Lewis es:



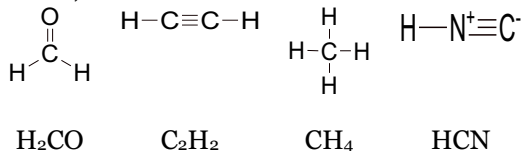
2. Escriba la estructura de Lewis de las siguientes estructuras y además determinar: número de enlaces simples, dobles, triples, enlaces coordinados y número de electrones libres

- | | |
|--|-----------------------------------|
| a) $(\text{NH}_4)^{+1}$ | b) $(\text{As}_2\text{O}_5)^{-4}$ |
| c) $(\text{SO}_3)^{-2}$ | d) $(\text{HCO}_3)^{-1}$ |
| e) $(\text{MnO}_4)^{-1}$ | f) $(\text{BrO})^{-1}$ |
| g) $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{-2}$ [tratar al cromo como un no metal] | h) $(\text{IO}_2)^{-1}$ |
| i) $(\text{BrO})^{-1}$ | j) $(\text{HPO}_4)^{-2}$ |

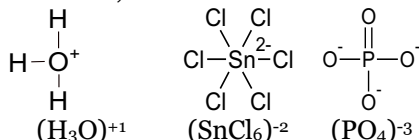
3. Escriba la estructura de Lewis de las siguientes moléculas y además determinar: número de enlaces simples, dobles, triples, enlaces coordinados y número de electrones libres.

- | | | | |
|---|--------------------------|----------------------------|---------------------------|
| a) Br_2 | b) SbH_3 | c) H_2Se | d) KClO_4 |
| e) butano,
C_4H_{10} | f) HClO | g) HClO_4 | h) Cl_2Mg |
| i) CO_3Mg | j) Na_3N | k) H_2SO_3 | l) FNa |

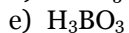
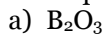
4. Dadas las estructuras covalentes de Lewis. Determinar: número de enlaces simples, dobles, triples, enlaces coordinados, número de electrones libres.



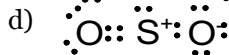
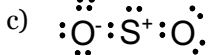
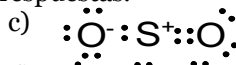
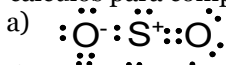
5. Dados las estructuras de Lewis de los siguientes iones. Determinar número de enlaces simples, dobles, triples, enlaces coordinados, número de electrones libres.



6. Dadas las siguientes sustancias, cuáles presentan al menos un átomo que viola la Ley del Octeto.



7.Cuál de las siguientes estructuras está mal dibujada. Realizar cálculos para comprobar sus respuestas.



NOMENCLATURA QUÍMICA

La nomenclatura química indica cómo dar nombre a los compuestos químicos y a las diferentes sustancias existentes en el planeta para identificarlas fácilmente y de tal manera que sean conocidas con el nombre asignado en todos los lugares donde puedan ser utilizados.

Para aprender correctamente la nomenclatura y formulación química es necesario:

- Saber los **símbolos** de todos los elementos químicos de la Tabla Periódica.
- Saber los elementos que están incluidos en los **18 grupos** de la Tabla Periódica.
- Localizar cualquier **elemento químico** en su **grupo** correspondiente.
- Saber qué elementos son **metales** y cuáles son **no metales**.
- Conocer el **significado** y los **números de oxidación** de los elementos químicos.

**Compuestos
iónicos**

Óxidos
Peróxidos
Hidruros metálicos
Sales
halógenas/haloideas
Sales oxisales
Hidróxidos

**Compuestos
covalentes**

Ácidos hidrácidos
Ácidos oxácidos

¡En los compuestos iónicos los metales trabajan con sus estados de oxidación positivos y los no metales con sus estados de oxidación negativos. En los compuestos covalentes los metales trabajan con sus estados de oxidación positivos y los no metales con sus estados de oxidación positivos!

CLASES DE NOMENCLATURAS

Para nombrar los compuestos químicos inorgánicos se siguen las normas IUPAC (unión Internacional de Química pura y aplicada). Se aceptan tres tipos de nomenclaturas para los compuestos inorgánicos, la sistemática, la nomenclatura Stock y la nomenclatura Tradicional o Antigua.

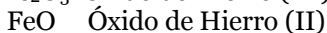
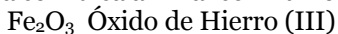
Nomenclatura Sistemática o IUPAC

Para nombrar los compuestos se cuenta los átomos presentes en la molécula utilizando los prefijos, se nombra primero los aniones y luego los cationes.

1	Mono	CO	Monóxido de carbono
2	Di	CO ₂	Dióxido de carbono
3	Tri	H ₃ Al	Trihidruro de aluminio
4	Tetra	Fe ₃ O ₄	Tetraóxido de trihierro
5	Penta	Br ₂ O ₅	Pentaóxido de dibromo
6	Hexa	Cl ₂ O ₇	heptaóxido de dicloro
7	Hepta		

Nomenclatura Stock

Cuando el elemento que forma el compuesto tiene más de una valencia, la valencia se indica al final con números romanos.



Nomenclatura Tradicional

En esta nomenclatura para poder distinguir con qué valencia funcionan los elementos, se utilizan una serie de prefijos y sufijos.

Metales:

Au ⁺¹	Auroso	V ⁺²	Vanadioso	Fe ⁺²	Ferroso
Au ⁺³	Aúrico	V ⁺³	Vanádico	Fe ⁺³	Férrico

Cu ⁺¹	Cuproso	Nb ⁺²	Niobioso	Co ⁺²	Cobaltoso
Cu ⁺²	Cúprico	Nb ⁺³	Nióbico	Co ⁺³	Cobáltico
Hg ⁺¹	Mercurioso	Cr ⁺²	Cromoso	Ni ⁺²	Niqueloso
Hg ⁺²	Mercúrico	Cr ⁺³	Crómico	Ni ⁺³	Niquélico
Ti ⁺²	Titanioso	Mn ⁺²	Manganesoso		
Ti ⁺⁴	Titánico	Mn ⁺³	Mangánico		

No metales:

Prefijos--- sufijos	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
HIPO---OSO			+1	+2	+1
OSO		+2	+3	+4	+3
ICO	+3	+4	+5	+6	+5
PER---ICO					+7

S Familia VIA

H₂SO₃ ácido sulfurooso porque el S trabaja con +4

H₂SO₄ ácido sulfúrico porque el S trabaja con +6

Fe Hierro, metal de valencia variable

FeO óxido ferrooso porque el Hierro trabaja con +2

Fe₂O₃ óxido férrico porque el Hierro trabaja con +3

NÚMERO DE OXIDACIÓN Y VALENCIA

La valencia iónica de un elemento es un número con signo que corresponde a la carga de alguno de los iones que el elemento forma en compuestos iónicos estables, donde se presenta como un ion monoatómico. Algunos elementos, como los gases nobles, no poseen valencia iónica alguna. Otros, como el potasio y el bromo, tienen una única valencia iónica (+1 para el potasio y -1 para el bromo). Además, hay metales que pueden tener varias valencias iónicas.

La valencia covalente, o covalencia, es el número de electrones de valencia que un elemento utiliza para formar enlaces covalentes. Por lo tanto, siempre es un número positivo, ya que no es posible formar -1 enlaces covalentes. Elementos como los gases nobles no tienen valencia covalente (o es 0), mientras que muchos otros tienen una sola, como el los elementos de la familia IV A, cuya valencia covalente es 4. Algunos elementos, como el nitrógeno, pueden tener varias valencias covalentes (3 y 5).

El número de oxidación, que a menudo se confunde con la "valencia", es un número asignado a cada elemento en un compuesto, de acuerdo con ciertas reglas. En un ion, ya sea monoatómico o poliatómico, la suma de los números de oxidación debe ser igual a la carga del ion. Este número puede ser positivo, negativo o cero. Algunos elementos, como el helio, solo tienen un número de oxidación (0), mientras que otros, como el cloro, tienen varios: -1, 0, +1, +3, +5 y +7. En los procesos redox, el cambio en el número de oxidación implica la transferencia de un número de electrones igual a la variación del número de oxidación. Por ejemplo, cuando el cloro cambia de ion cloruro (número de oxidación -1) a hipoclorito (número de oxidación +1), participan dos electrones.

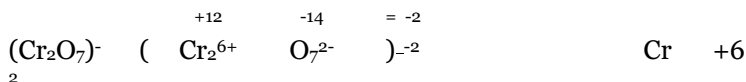
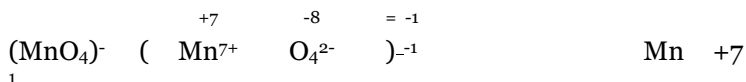
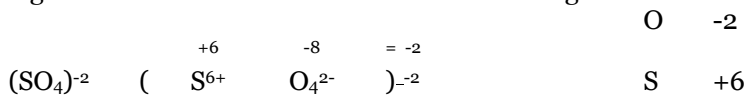
En algunos casos, como el del carbono, es posible calcular números de oxidación fraccionarios. Por ejemplo, en el pentano, el número de oxidación es $8/3$. En los compuestos orgánicos, cada carbón puede presentar un estado de oxidación y al calcular el estado de oxidación de esta manera, lo máximo que se obtiene es un

promedio de todos los estados de oxidación de todos los carbonos presentes en la molécula.

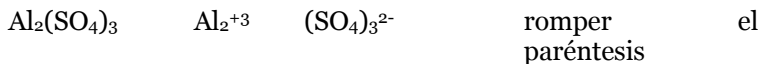
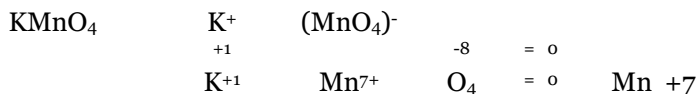
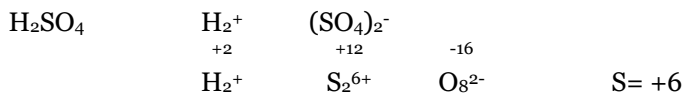
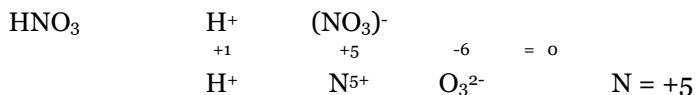
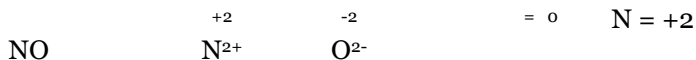
En resumen:

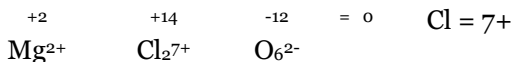
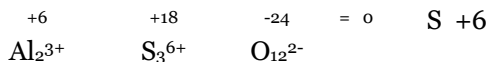
1. El número de oxidación, en el enlace iónico, indica el número de electrones que van a ser cedidos o ganados.
2. El número de oxidación en los enlaces covalentes indica el número de enlaces covalentes que puede formar el átomo para completar su octeto o estabilizarse químicamente.
3. El número de oxidación en los iones simples indica la carga efectiva del ion.
4. El número de oxidación en los iones poliatómicos (ver ANEXO II), indica la carga efectiva del ion.
5. Todas las moléculas presentan estado de oxidación total o cero.
6. El número de oxidación de una sustancia elemental o elemento químico es cero.
7. Para el H el número de oxidación es +1 si está acompañado de no metales y -1 si está acompañado de metales.
8. Para el F el número de oxidación es -1 en todos sus compuestos.
9. Para el O los números de oxidación son, -2 en todos los compuestos, a menos que se combine con el F donde trabaja con +2; y estado de oxidación -1 en los peróxidos O^{-1} ó $(O_2)^{-2}$
10. El número de oxidación del carbono en los compuestos formados por la unión de varios átomos de C se determina de la siguiente forma: a) el C es cero respecto a otro C, b) negativo respecto al H y c) positivo respecto a los grupos que contengan O y N.
11. Los no metales adoptan sus estados de oxidación negativos cuando forman compuestos iónicos.
12. Para los elementos se presentan los estados de oxidación más comunes en la Tabla 8.

Iones: Los iones tienen carga eléctrica por lo tanto la suma de las cargas de cada elemento en el ion debe dar la carga total del ion.



Moléculas: Se coloca el estado de oxidación sobre los elementos más conocidos como el O^{-2} y el H^{+1} y multiplica el estado de oxidación por cada subíndice para calcular la carga neta. Si se desconoce el estado de oxidación de un elemento se puede calcular porque la suma de las cargas netas en una molécula debe dar cero.





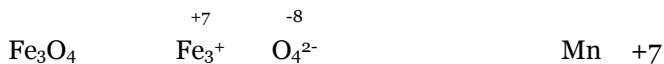
Compuestos especiales

El "número de oxidación" es un valor teórico utilizado para llevar un control de los electrones. Es una forma de comparar la cantidad de electrones "poseídos" por un átomo en una molécula o ion, en relación con la cantidad de electrones de valencia que tiene el átomo según se muestra en la tabla periódica.

Átomos: Na⁰, F⁰, Ca⁰, Fe⁰, Mg⁰, etc. Estos elementos representan elementos de la misma naturaleza unidos por medio de enlaces metálicos.

Moléculas diatómicas: O₂⁰, H₂⁰, N₂⁰, Cl₂⁰, I₂⁰, etc.

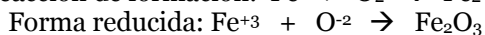
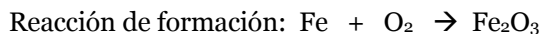
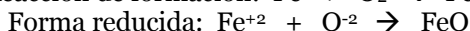
Gases nobles: He, Ne, Xe, Ar, Rn, Kr.



COMPUESTOS IÓNICOS

Óxidos metálicos

Reacción de formación: metal + oxígeno



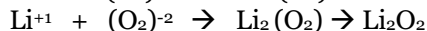
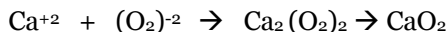
OXIDO	METAL VALENCIA					TERMINACIÓN
	VARIABLE					
	+1	+1	+2	+2	+3	OSO
	+2	+3	+3	+4	+5	ICO

	Nombre Tradicional	Nombre Stock	Nombre IUPAC
Li_2O	Óxido de litio	Óxido de litio	Monóxido de di litio
K_2O	Óxido de potasio	Óxido de potasio	Monóxido de di potasio
Cr_2O_3	Óxido crómico	Óxido de cromo(III)	Trióxido de di cromo
CrO	Óxido cromoso	Óxido de cromo(II)	Monóxido de cromo
FeO	Óxido ferroso	Óxido de hierro(II)	Monóxido de hierro
Fe_2O_3	Óxido férrico	Óxido de hierro(III)	Trióxido de di hierro

Peróxidos

Se forman con metales de la Familia IA y IIA.

Reacción de formación: metal + (O₂)⁻² → peróxido

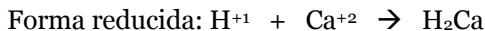
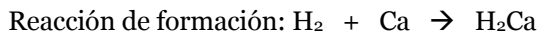


	Nombre Stock y Tradicional	Nombre IUPAC
Li ₂ O ₂	Peróxido de litio	Dióxido de di litio
K ₂ O ₂	Peróxido de potasio	Dióxido de di potasio
MgO ₂	Peróxido de magnesio	Dióxido de magnesio
CaO ₂	Peróxido de calcio	Dióxido de calcio
BaO ₂	Peróxido de bario	Dióxido de bario

1.6.2 Hidruros metálicos

Combinación del H con metales.

Reacción de formación: hidrógeno + metal → hidruro



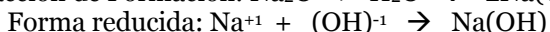
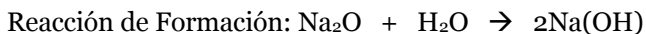
Fórmula	Nombre Stock Tradicional	Fórmula	Nombre Stock Tradicional
GeH ₄	hidruro de	KH	hidruro de
SnH ₄	germanio	BeH ₂	potasio
PbH ₄	hidruro de estaño	MgH ₂	hidruro de
LiH	hidruro de plomo	CaH ₂	berilio
NaH	hidruro de litio	AlH ₃	hidruro de
	hidruro de sodio		magnesio
			hidruro de
			calcio
			hidruro de
			aluminio

Los hidruros de los metales de transición, preferentemente los de los grupos IIIB (grupo del Sc ó 3) a VIIIB difieren bastante de los hidruros anteriores. La mayoría de ellos no son verdaderos hidruros.

Hidróxidos

Son compuestos formados por combinación del anión hidróxido (OH)⁻¹ y un catión.

Reacción de formación: óxido metálico + agua → hidróxido



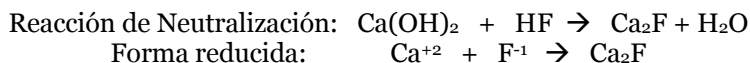
	Metal valencia variable					Terminación
HIDRÓXIDO	+1	+1	+2	+2	+3	OSO
	+2	+3	+3	+4	+5	ICO

Fórmula	Nombre Tradicional	Nombre Stock	Nombre IUPAC
NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
Mg(OH) ₂	Hidróxido de magnesio	Hidróxido de magnesio	Hidróxido de magnesio
Al(OH) ₃	Hidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio
Fe(OH) ₂	Hidróxido ferroso	Hidróxido de hierro(II)	Trihidróxido de hierro
Fe(OH) ₃	Hidróxido férrico	Hidróxido de hierro(III)	Dihidróxido de hierro

Sales Halógenas

Metales y no metales

Reacción de formación: hidróxido + ácido hidrácido → sal halógena + agua



NO METAL <u>URO</u>	METAL VALENCIA VARIABLE					TERMINACION
	+1	+1	+2	+2	+3	
	+2	+3	+3	+4	+5	OSO ICO
	Nombre Tradicional	Nombre Stock	Nombre IUPAC			
CaF ₂	Fluoruro de calcio	Fluoruro de calcio	Difluoruro de calcio			
Mg ₃ N ₂	Nitruro de magnesio	Nitruro de magnesio	Dinitruro de trimagnesio			
FeCl ₂	Cloruro ferroso	Cloruro de hierro(II)	Dicloruro de hierro			
FeCl ₃	Cloruro férrico	Cloruro de hierro(III)	Tricloruro de hierro			
CuBr	Bromuro cuproso	Bromuro de cobre(I)	Bromuro de cobre			
CuBr ₂	Bromuro cúprico	Bromuro de cobre(II)	Dibromuro de cobre			

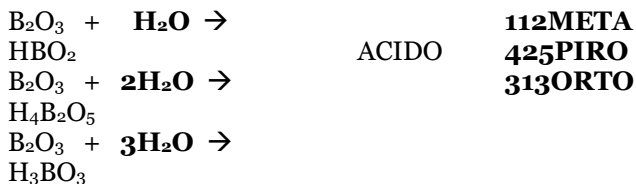
Ácidos oxácidos u oxoácidos

Fórmula general: **HaNoMbOc**

El H, hidrógeno trabaja con el estado de oxidación +1, el NoM, el no metal trabaja con un estado de oxidación positivo y el O, oxígeno trabaja con el estado de oxidación -2.

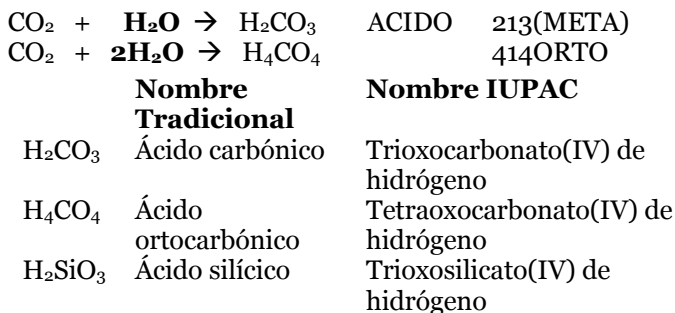
Reacción de formación: ANHÍDRIDO + AGUA

ÁCIDOS DE LA FAMILIA IIIA B(+3)



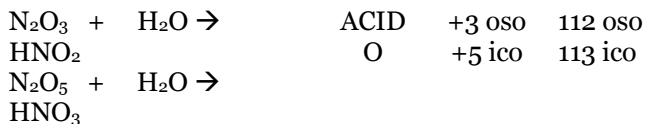
	Nombre tradicional	Nombre IUPAC
HBO_2	Ácido meta bórico	Dioxoborato(III) de hidrógeno
H_3BO_3	Ácido (orto) bórico	Trioxoborato(III) de hidrógeno

ÁCIDOS DE LOS NO METALES DE LA FAMILIA IVA C +4, Si +4

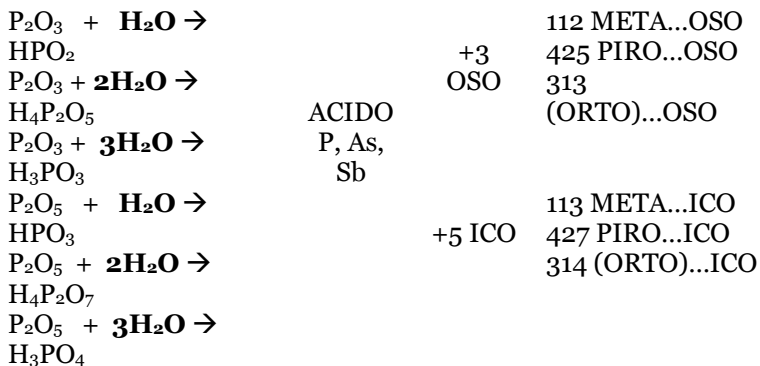


H_4SiO_4 Ácido ortosilícico Tetraoxosilicato(IV) de hidrógeno

ÁCIDOS DE LOS NO METALES DE LA FAMILIA VA N, P, As, Sb (+3,+5)



	Nombre tradicional	Nombre Stock
HNO_2	Ácido nitroso	Ácido dioxonítrico(III)
HNO_3	Ácido nítrico	Ácido trioxonítrico(V)
H_3PO_4	Ácido fosfórico	Ácido tetraoxofosfórico(V)
H_3AsO_4	Ácido ortoarsénico	Ácido tetraoxoarsénico(V)
H_3AsO_3	Ácido ortoarsenioso	ácido trioxoarsénico(III)



	Nombre tradicional	IUPAC
HNO_2	Ácido nitroso	Dioxonitrato(III) de hidrógeno

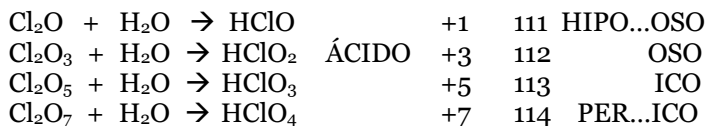
HNO ₃	Ácido nítrico	Trioxonitrato(V) de hidrógeno
H ₃ PO ₄	Ácido fosfórico	Tetraoxofosfato(V) de hidrógeno
H ₃ AsO ₄	Ácido ortoarsénico	Tetraoxoarseniato(V) de hidrógeno
H ₃ AsO ₃	Ácido ortoarsenioso	Trioxoarseniato(III) de hidrógeno

ÁCIDOS DE LOS NO METALES DE LA FAMILIA VIA S, Se (+4,+6)



	Nombre Tradicional	IUPAC
H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso	Trioxosulfato(IV) de hidrógeno
H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico	Tetraoxosulfato(VI) de hidrógeno
H ₂ SeO ₃	Ácido selenioso	Trioxoseleniato(IV) de hidrógeno
H ₂ SeO ₄	Ácido selénico	Tetraoxoseleniato(VI) de hidrógeno

ÁCIDOS DE LOS NO METALES DE LA FAMILIA VIIA Cl, Br, I, (El Flúor no forma ácidos oxácidos)



	Nombre tradicional	IUPAC
HClO	Ácido hipocloroso	Oxoclorato(I) de hidrógeno
HBrO	Ácido hipobromoso	Oxobromato(I) de hidrógeno

HIO	Ácido hipoyodoso	Oxoyodato(I) de hidrógeno
HClO ₂	Ácido cloroso	Dioxoclorato(III) de hidrógeno
HClO ₃	Ácido clórico	Trioxoclorato(V) de hidrógeno

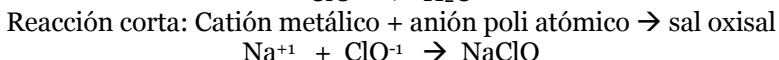
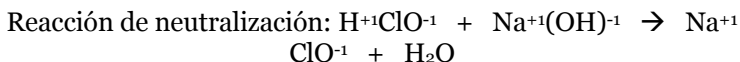
Ácidos especiales derivados de metales de transición

Existen elementos metálicos de transición que tienen más de cuatro electrones de valencia y por lo tanto no ceden electrones por lo que comparten electrones para completar su octeto. Estos metales son el Mn, Cr, Mo, W.

	Nombre Tradicional	Nombre IUPAC	
H ₃ MnO ₄	Ácido mangánico	Tetraoxomanganato(VI)	de
HMnO ₄	Ácido permangánico	Tetraoxomanganato(VII)	de
H ₂ CrO ₄	Ácido crómico	Tetraoxocromato(VI)	de
H ₂ Cr ₂ O ₇	Ácido dicrómico	Heptaoxidicromato(VI)	de
H ₂ MoO ₄	Ácido molibdico	Tetraoxomolibdato(VI)	de

Sales de ácidos oxácidos/ Sales Oxisales

Reacción de formación: ácido oxácido + hidróxido →
sal oxisal + agua

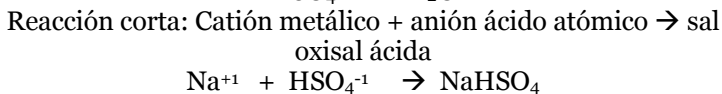
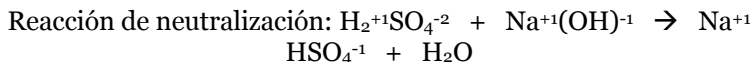


Nombre Tradicional: nombre del anión + nombre del metal

Fórmula	Nombre tradicional	Nombre Stock
NaClO	Hipoclorito de sodio	Hipoclorito de sodio
NaClO ₂	Clorito de sodio	Clorito de sodio
NaClO ₃	Clorato de sodio	Clorato de sodio
NaClO ₄	Perclorato de sodio	Perclorato de sodio
CuClO ₂	Clorito cuproso	Clorito de cobre(I)
Cu(ClO ₂) ₂	Clorito cúprico	Clorito de cobre (II)

Sales ácidas

Reacción de formación: ácido oxácido + hidróxido →
sal oxisal ácida + agua



Nombre Tradicional: nombre del anión + nombre del metal

Durante la reacción de neutralización los hidrógenos del ácido no son totalmente reemplazados por átomos metálicos. Se nombra igual que las sales neutras intercalando la palabra ácido con los prefijos **mono**, **di**, **tri** según el número de hidrógenos presentes en la sal.

	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura IUPAC
NaHS	Sulfuro ácido de sodio	Hidrogeno sulfuro de sodio
NaHSO ₄	Sulfato ácido de sodio Bisulfato de sodio	Hidrogeno sulfato de sodio
Fe(HSO ₄) ₃	Sulfato tri ácido férrico Bisulfato férrico	Hidrógeno sulfato de hierro(III)
NaHCO ₃	Carbonato ácido de sodio Bicarbonato de sodio	Hidrógeno carbonato de sodio

Sales Básicas

Reacción de formación: ácido oxácido + hidróxido →
sal oxisal básica + agua

Reacción de neutralización: $H^{+1}Cl^{-1} + Ca^{+2}(OH)_{2}^{-1} \rightarrow Ca^{+2} OH^{-1}Cl + H_2O$

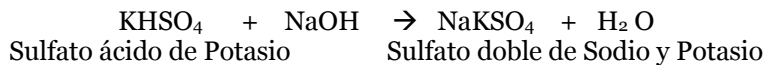
Reacción corta: Cation metálico + anion básico → sal oxisal básica

Durante la reacción de neutralización los OH⁻¹ de la base no han reaccionado. Su nomenclatura es igual a las sales neutras colocando la palabra “básico” después del nombre del anion y la palabra (mono, di, tri) “hidroxi”, según el numero de hidroxilos presentes.

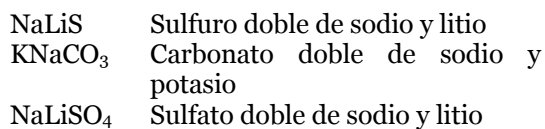
	IUPAC	SISTEMICA
Mg(OH)Cl	Cloruro básico de magnesio	Subcloruro de magnesio
[Fe(OH) ₂] ₂ S	Sulfuro tetra básico férrico	Subsulfuro férrico
Al(OH)(SO ₄)	Sulfato básico de aluminio	Subsulfato de aluminio
Al(OH)(NO ₃) ₂	Nitrato básico de aluminio	Subnitrato de aluminio
Al(OH)(CO ₃)	Carbonato básico de aluminio	Subcarbonato de aluminio

Sales Dobles

Se producen por la reacción entre una sal ácida y un hidróxido que contenga un metal distinto al que están en la sal se forma la sal doble.



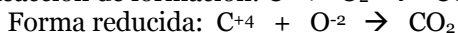
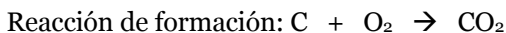
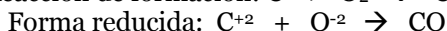
Se nombra igual que las sales neutras, pero colocando la palabra *doble* luego del nombre del anión y nombrando los dos metales.



COMPUESTOS MOLECULARES COVALENTES

Anhídridos: Óxidos no metálicos: Óxidos ácidos

Reacción de formación: no metal + oxígeno → anhídrido



	+2, +1	HIPO...OSO
	+4, +3	OSO
ANHÍDRIDO	+6, +5	ICO
	+7	PER...ICO

	ANTIGUA	STOCK	IUPAC
Cl_2O	Anhídrido hipocloroso	Óxido de cloro(I)	Monóxido de dicloro
Cl_2O_3	Anhídrido cloroso	Óxido de cloro(III)	Trióxido de dicloro
Cl_2O_5	Anhídrido clórico	Óxido de cloro(V)	Pentaóxido de dicloro
Cl_2O_7	Anhídrido perclórico	Óxido de cloro(VII)	Heptaóxido de dicloro

NO_x SO_x	ANTIGUA	STOCK	IUPAC
N_2O	Anhídrido hiponitroso	Óxido de nitrógeno(I)	Óxido de dinitrógeno
NO	-----	Óxido de nitrógeno(II)	Óxido de nitrógeno
N_2O_3	Anhídrido nitroso	Óxido de nitrógeno (III)	Trióxido de dinitrógeno
NO_2	-----	Óxido de nitrógeno (IV)	Dióxido de nitrógeno
N_2O_4	-----	-----	Tetróxido de dinitrógeno

N_2O_5	Anhídrido nítrico	Óxido de nitrógeno(V)	Pentóxido de dinitrógeno
SO_2	Anhídrido sulfuroso	Óxido de azufre(IV)	Dióxido de azufre
SO_3	Anhídrido sulfúrico	Óxido de azufre(VI)	Trióxido de azufre

Compuestos especiales

No metal con no metal.

Reacción de formación: no metal + no metal \rightarrow sal no metálica



Estas combinaciones se nombran igual que las anteriores, es decir, añadiendo la **terminación -uro al elemento más electronegativo**. El elemento más electronegativo lleva la valencia negativa (en este caso los no metales).

Tabla 8. Tabla de electronegatividad de los no metales

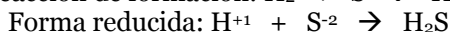
F	C	B	I	S	S	T	N	P	A	S	C	S	G	B
l	r	I	S	e	e	N	P	A	S	C	S	G	B	
4.	3.	2.	2.	2.	2.	2	3.	2	2.	1.	2.	1.	1.	2.
0	0	8	5	5	4	.1	0	.1	0	9	5	8	8	0

	Tradicional	Stock	IUPAC
BrF_3	Fluoruro de bromo	Fluoruro de bromo (III)	Trifluoruro de bromo
$I Br_3$	Bromuro iodico	Bromuro de yodo(III)	Tribromuro de yodo
IF_7	Fluoruro periódico	Fluoruro de yodo(VII)	Heptafluoruro de yodo
SF_4	Fluoruro sulfúrico	Fluoruro de azufre (IV)	Tetrafluoruro de azufre
SiC	Carburo silíceo	Carburo de silicio	Carburo de silicio
BP	Fosfuro de bromo	Fosfuro de boro	Fosfuro de boro

Ácidos Hidrácidos

Combinaciones del H^{+1} con los elementos no metálicos F, Cl, Br, I, S, Se y Te.

Reacción de formación: hidrógeno + no metal \rightarrow ácido hidrácido



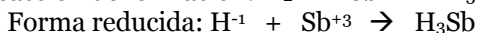
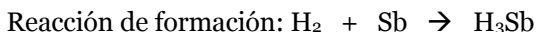
No metal + URO y no metal HÍDRICO

	Nombre tradicional/Stock	IUPAC
HF	fluoruro de hidrógeno	ácido fluorhídrico
HCl	cloruro de hidrógeno	ácido clorhídrico
HBr	bromuro de hidrógeno	ácido bromhídrico
HI	yoduro de hidrógeno	ácido yodhídrico
H ₂ S	sulfuro de hidrógeno	ácido sulfhídrico
H ₂ Se	seleniuro de hidrógeno	ácido selenhídrico

Hidruros no metálicos

Combinación del H con no metales Sb, N, As, Si, C.

hidrógeno + no metal \rightarrow hidruro no metálico

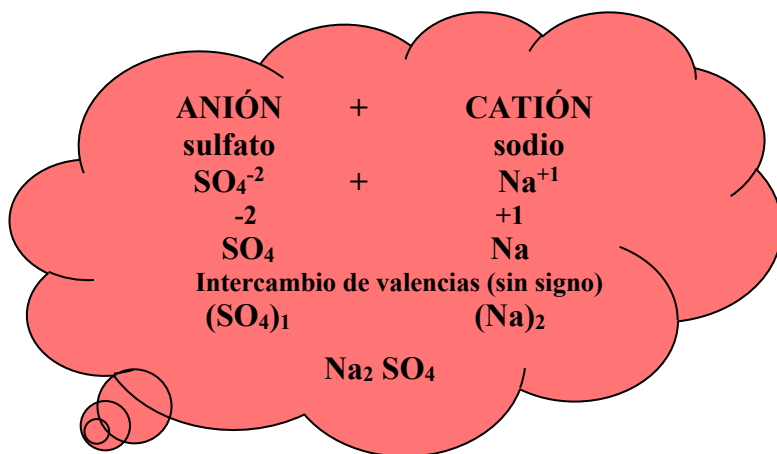


	Tradicional	IUPAC	
SbH ₃	Estibamina	Trihidruro	de
NH ₃	Amoniaco	amonio	
PH ₃	Fosfina	trihidruro	de
AsH ₃	Arsenamina	nitrógeno	
SiH ₄	Silano	trihidruro de fósforo	
CH ₄	Metano	trihidruro	de
		arsénico	
		tetrahidruro	de
		silicio	

tetrahidruro de
carbono

REGLAS PARA RECONOCER LOS COMPUESTOS QUÍMICOS

Utilizando los aniones y cationes se puede dar nombre a los diferentes compuestos químicos, en sí la tabla de aniones ANEXO facilita la nomenclatura porque al combinar un anión y un catión se puede formular y nombrar varias moléculas.



EJEMPLOS:

Óxidos:	$\text{O}^{-2} + \text{Ca}^{+2} \rightarrow \text{CaO}$	Óxido de calcio
Peróxidos	$(\text{O}_2)^{-2} + \text{Ca}^{+2} \rightarrow \text{CaO}_2$	Peróxido de calcio
Ácidos hidrácidos	$\text{H}^{+1} + \text{Cl}^{-1} \rightarrow \text{HCl}$	Ácido clorhídrico
Ácido oxácido	$\text{H}^{+1} + (\text{ClO})^{-1} \rightarrow \text{HClO}$	Ácido hipocloroso
Sales halógenas	$\text{Na}^{+1} + \text{Cl}^{-1} \rightarrow \text{NaCl}$	Cloruro de sodio
Sales oxisales	$\text{Na}^{+1} + (\text{ClO})^{-1} \rightarrow \text{NaClO}$	Hipoclorito de sodio

RESUMEN DE NOMENCLATURA

DADA LA FÓRMULA			DADO EL NOMBRE DEL COMPUESTO	
Compuestos binarios con O	O ⁻²	Acompañado de un metal	OXIDO METALICO OXIDO BASICO	Terminación: Oso, ico Nombre: Óxido
	O ⁻²	Acompañado de un no metal	ANHIDRIDO OXIDO NO METALICO OXIDO ACIDO	Terminación: Osos, ico Nombre: Anhídrido
	O ⁻¹	Acompañado de un metal IA o IIA	PEROXIDO	Nombre: Peróxido
Compuestos binarios con H	H ⁺¹	Acompañado de un no metal F, Cl, Br, I, S, Se	ACIDO HIDRACIDO	Terminación: Hídrico Uro de hidrógeno
	H ⁻¹	Acompañado de metal	HIDRURO METÁLICO	Nombre: Hidruro
	H ⁻¹	Acompañado de N ⁺³ , P ⁺³ , As ⁺³ , Sb ⁺³ , C ⁺⁴ , Si ⁺⁴ , Ge ⁺⁴	HIDRURO NO METÁLICO	Nombre: Especial para cada compuesto
Compuesto binario	F ⁻¹ , Cl ⁻¹ , Br ⁻¹ , I ⁻¹ , S ⁻² , Se ⁻²	No metal Acompañado de un metal	SAL HALÓGENA	Terminación: Uro de metal

	MNM	No metal acompañado no metal	COMPUESTOS ESPECIALES	Terminación: Uro de no metal
Compuestos ternarios	$H_xNM_yO_z$ $(NM_yO_z)^{-x}$ H^{+1}	Metal, no metal y oxígeno Anión poliatómico acompañado de H^{+1}	ACIDO OXACIDO	Terminación: Oso, ico Nombre: Ácido
	$M_xNM_yO_z$ $(NM_yO_z)^{-x}$ M^{+n}	Anión poliatómico acompañado de metal	SAL OXISAL	Terminación: Ito, ato Nombre: Anión + metal

Listado cationes

Nombre IUPAC	Símbolo	Nombre
Catión aluminio	Al ³⁺	Catión aluminio
Catión bario	Ba ²⁺	Catión bario
Catión berilio	Be ²⁺	Catión berilio
Catión cesio	Cs ⁺	Catión cesio
Catión calcio	Ca ²⁺	Catión calcio
Catión cromo (II)	Cr ²⁺	Catión
Catión cromo	Cr ³⁺	Catión crómico
Catión cromo (VI)	Cr ⁶⁺	Catión crómico
Catión cobalto	Co ²⁺	Catión
Catión cobalto	Co ³⁺	Catión cobáltico
Catión cobre (I)	Cu ⁺	Catión cuproso
Catión cobre (II)	Cu ²⁺	Catión cúprico
Catión estroncio	Sr ²⁺	Catión
Catión estaño (II)	Sn ²⁺	Catión
Catión estaño	Sn ⁴⁺	Catión
Catión hierro (II)	Fe ²⁺	Catión ferroso
Catión hierro (III)	Fe ³⁺	Catión férrico
Catión galio	Ga ³⁺	Catión galio
Catión helio	He ²⁺	(partícula α)
Catión hidrógeno	H ⁺	Catión
Catión mercurio	Hg ₂ ²⁺	Catión
Catión mercurio	Hg ²⁺	Catión
Catión potasio	K ⁺	Catión potasio
Catión litio	Li ⁺	Catión litio

Nombre IUPAC	Símbolo	Nombre
Catión magnesio	Mg ²⁺	Catión
Catión	Mn ²⁺	Catión
Catión	Mn ³⁺	Catión
Catión	Mn ⁴⁺	Catión
Catión	Mn ⁷⁺	Catión
Catión níquel (II)	Ni ²⁺	Catión
Catión níquel	Ni ³⁺	Catión
Catión plata	Ag ⁺	Catión
Catión plomo (II)	Pb ²⁺	Catión
Catión plomo (IV)	Pb ⁴⁺	Catión
Catión rubidio	Rb ⁺	Catión rubidio
Catión sodio	Na ⁺	Catión sodio
Catión zinc	Zn ²⁺	Catión zinc
Catión amonio	NH ₄ ⁺	
Catión hidronio	H ₃ O ⁺	
Catión nitronio	NO ₂ ⁺	

Listado de aniones

Nombre	Fórmula
Arseniuro	As ³⁻
Azida	N ₃ ⁻
Bromuro	Br ⁻
Carburo	C ⁴⁻
Cloruro	Cl ⁻
Fluoruro	F ⁻
Fosfuro	P ³⁻
Hidruro	H ⁻
Nitruro	N ₃ ⁻
Óxido	O ²⁻
Peróxido	O ₂ ²⁻
Sulfuro	S ²⁻
Yoduro	I ⁻

Listado de oxoaniones

Nombre	Fórmula
Arseniato	AsO ₄ ³⁻
Arsenito	AsO ₃ ³⁻
Borato	BO ₃ ³⁻
Bromato	BrO ₃ ⁻
Hipobromito	BrO ⁻
Carbonato	CO ₃ ²⁻
Hidrógencarbonato	
Bicarbonato	HCO ₃ ⁻
Carbonato ácido	
Clorato	ClO ₃ ⁻
Perclorato	ClO ₄ ⁻
Clorito	ClO ₂ ⁻
Hipoclorito	ClO ⁻
Cromato	CrO ₄ ²⁻
Dicromato	Cr ₂ O ₇ ²⁻
Yodato	IO ₃ ⁻
Nitrato	NO ₃ ⁻
Nitrito	NO ₂ ⁻
Fosfato	PO ₄ ³⁻
Hidrógenofosfato	HPO ₄ ²⁻
Dihidrógenofosfato	H ₂ PO ₄ ⁻
Permanganato	MnO ₄ ⁻
Fosfito	PO ₃ ³⁻
Sulfato	SO ₄ ²⁻
Tiosulfato	S ₂ O ₃ ²⁻
Hidrógenosulfato	
Bisulfato	HSO ₄ ⁻
Sulfato ácido	

Sulfito	SO_3^{2-}
Hidrógenosulfito	
Bisulfito	HSO_3^-
Sulfito ácido	
Acetato	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$
Formiato	HCO_2^-
Oxalato	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
Hidrógenoxalato	
Bioxalato	HC_2O_4^-
Hidrógenosulfuro	
Bisulfuro	HS^-
Telururo	Te^{2-}
Amiduro	NH_2^-
Cianato	OCN^-
Tiocianato	SCN^-
Cianuro	CN^-
Hidróxido	OH^-

EJERCICIOS DE PRÁCTICA

1. Escribir el nombre a los siguientes compuestos:

OXIDOS	ANHIDRID	PEROXIDO	HIDROXI
Cs_2O	OS	S	DO
NiO	N_2O_3	MgO_2	Ba(OH)_2
CuO	P_2O_5	Li_2O_2	Cu(OH)
ZnO	Br_2O_5	Rb_2O_2	Ni(OH)
HgO	NO_2	BaO_2	Cd(OH)_2
	SO_2	RaO_2	K(OH)
ACIDOS			
OXACIDOS	ÁCIDOS	ÁCIDO	SALES
HMnO_4	OXÁCIDOS	HIDRÁCID	OXISALE
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\text{H}_4\text{B}_2\text{O}_5$	O	S
HCN	H_2SO_4	H_2S	Ba(IO)_2
H_2SeO_3	H_3PO_3	H_2Se	$\text{Ra(CO}_3)$
HNO_2	$\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$	HF	$\text{Ag(BrO}_3)$
	H_3PO_4	HCl	$\text{Be(IO}_4)_2$
			$\text{Sr(SiO}_2)$
SALES	SALES	SALES	SALES
HALOIDEA	OXISALES	ACIDAS	BÁSICAS
Cl_2Mg	$\text{Cs}_4(\text{P}_2\text{O}_5)$	$\text{Na(HCO}_3)$	Ca(OH)F
F_3Cr	$\text{Be}_3(\text{BO}_3)_2$	$\text{Ca(HSO}_4)_2$	$[\text{Be(OH)}]_2\text{S}$
IAg	$\text{Al}_4(\text{As}_2\text{O}_7)_3$	$\text{Al(H}_2\text{PO}_4)_3$	$[\text{Al(OH)}_2]\text{Cl}$
Br_2Zn	$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$	$\text{Ba(HSO}_4)_2$	Mg(OH)Br
SCa	$\text{Ir(Sb}_2\text{O}_7)$	$\text{Li(HCO}_3)$	$[\text{Al(OH)}](\text{S}$
			$\text{O}_4)$
ESPECIAL	HIDRUROS		
ICl	H_2Cu		
N_5I_3	HCs		
As_2S_5	NH_3		
FBr	BiH_3		
SN	H_3Cr		

2. Escribir la fórmula de los siguientes compuestos

ÓXIDOS

Óxido de plata
 Óxido de cobre II
 Dióxido de manganeso
 Trióxido de di aluminio
 Óxido cobáltico

PERÓXIDOS

Dióxido de berilio
 Peróxido de francio
 Peróxido de hidrógeno
 Peróxido de magnesio
 Peróxido de estroncio

HIDRÓXIDOS

Hidróxido de cesio
 Hidróxido férrico
 Hidróxido de cobre II
 Hidróxido de plata
 Hidróxido de zinc

ÁCIDOS OXÁCIDOS

Ácido hipobromoso
 Ácido perclórico
 Ácido sulfúrico
 Ácido ítrico
 Ácido carbónico

SALES HALÓGENAS

Cloruro crómico
 Flururo de calcio
 Bromuro niquélico
 Sulfuro de amonio
 Ioduro de potasio
 Sulfuro de aluminio

SALES OXISALES

Piroantimoniato de sodio
 Ortocarbonato de manganeso
 IV

ANHÍDRIDOS

Anhídrido hipobromoso
 Anhídrido selenioso
 Dióxido de silicio
 Monóxido de nitrógeno
 Anhídrido nítrico

HIDRUROS

Hidruro de sodio
 Hidruro de plata
 Hidruro de calcio
 Fosfamina
 Estibamina

ÁCIDOS HIDRÁCIDOS

Ácido iodhídrico
 Ácido clorhídrico
 Ácido fluorhídrico
 Ácido bromhídrico
 Ácido bromhídrico

ÁCIDOS OXÁCIDOS

Ácido metaarsenioso
 Ácido piro antimónico
 Ácido orto carbónico
 Ácido metabórico
 Ácido hipofosforoso

ESPECIALES

Nitruro de arsenioso
 Fluoruro hipocloroso
 Fluoruro nitroso
 Pentasulfuro de di
 arsénico
 Pentaóxido de di
 nitrógeno
 Carburo silísico

SALES OXISALES

Sulfato de berilio

Metanatimonito de bario
 Pirofosfato de rubidio
 Arseniato de manganeso IV

SALES ÁCIDAS

Bicarbonato de potasio
 Carbonato ácido de platino
 Bisulfato de plomo IV
 Sulfato ácido de cadmio
 Fosfato ácido estannico

Nitrato de oro
 Clorato férrico
 Vanadato de cesio
 Dicromato de aluminio

SALES BÁSICAS

Cloruro básico ferroso
 Sulfuro básico de
 magnesio
 Nitrato básico de hierro II
 Sulfato básico crómico
 Sulfuro básico de plata

3. Ejercicios miscelaneos. Completar la tabla (nombrar o formular)

Nombre de compuesto	Formula	Tipo de compuesto
Hidróxido de magnesio	$Mg(OH)_2$	Hidróxido
	$BeSO_3$	
Amoniaco		
	$H_4Sb_2O_7$	
Yodito férrico		
	$KClO_4$	
Ácido fosfórico		
	N_2O_7	
Clorato mangánico		
	$NiSO_4$	
Sulfito cromoso		
	K_2S	
Nitrato de estroncio		
	$CsOH$	
Bromuro de cesio		
	H_2O_2	
Ácido ortoarsenioso		
	$LiMnO_4$	
Ácido sulfúrico		
	H_3PO_4	
Óxido de cobalto		
	Co_2O_3	
Pentóxido de dinitrógeno		
	N_2O_3	

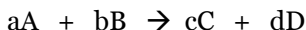
Nombre de compuesto	Formula	Tipo de compuesto
Trióxido de azufre	Cl_2O_3	
Pentasulfuro de divanadio	CaF_2	
Siliciuro de diníquel	Hg_3N_2	
Fosfuro de boro	As_2Se_3	
Tribromuro de yodo	B_2S_3	
Ácido ortosilícico	H_3AsO_3	
Ácido nitroso	ZnO_2	
Peróxido de cobre(II)	KO_2	
Trihidróxido de hierro	BaO_2	
Sulfato de litio y potasio	$\text{AlBi}(\text{CO}_3)_3$	
Bicarbonato de cesio	NO_3Na	
Arseniato plúmbico	$\text{Ca}(\text{ClO})_2$	
Sulfito férrico	HK	
Fluoruro de sodio	$\text{Al}(\text{OH})_3$	
Nitruro de calcio	Fe_3O_4	
Óxido salino de cobre	NH_4NO_3	
Dicromato de amonio	NO_2	
Cloruro férrico	Cl_2Fe	
Fosfato de potasio	$\text{Li}_2(\text{SO}_4)$	

4. Sean A, D, X e Z elementos de la tabla periódica. Si X, Z forman el anión poliatómico $(XZ_3)^{-2}$. Si el ion $(XZ_3)^{-2}$ reaccionara con los siguientes iones A^{+1} , A^{+2} y D^{+2} .
- Describe que elementos pueden ser X, Z, A, D.
 - Escriba los estados de oxidación con los que participan los elementos en el anión.
 - Escriba la configuración electrónica de los iones que formaran x, y, a, d, además describa a que gases nobles se parecerán estos iones. Si Ne= $10(2p^6)$, Ar= $18(3p^6)$, Kr= $36(4p^6)$, Xe= $54(5p^6)$, Rn= $86(6p^6)$.
 - Escribir el nombre de al menos cinco moléculas formadas entre los iones y cationes dados.
5. Dada la siguiente tabla consultar el nombre comercial de los siguientes compuestos y al menos un uso.

NOMBRE	NOMBRE COMERCIAL	USOS
Fluoruro de sodio		
Nitrato de plata		
Nitrito de potasio		
Hipoclorito de sodio		
Carburo de silicio		
Hidróxido de magnesio		
Perclorato de potasio		
Ácido clorhídrico		
Hidróxido de calcio		
Ácido acético		

REACCIONES QUÍMICAS

Una reacción química, es un fenómeno donde se produce la formación de sustancias químicas distintas de las iniciales. Por ejemplo, el ácido clorhídrico al combinarse con hidróxido de sodio origina dos compuestos: cloruro de sodio y agua; cuyas propiedades son totalmente distintas al ácido (HCl) y a la base (NaOH). Este proceso, se puede representar esquemáticamente por medio de una ecuación química:

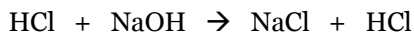
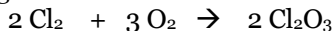


Donde:

- Flecha produce \rightarrow
- Las letras A y B representan las sustancias llamadas reactivos, a la derecha antes de la flecha produce.
- Las letras C y D las sustancias llamadas productos de la reacción, después de la flecha produce.
- Las letras minúsculas a, b, c y d representan los coeficientes estequiométricos de la reacción que indican la cantidad en moles necesarias para que la reacción se lleve a cabo en cantidades exactas.

Las condiciones para que una ecuación química sea válida, son las siguientes:

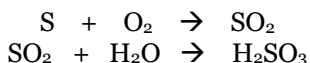
- La reacción tiene que producirse en la vida real.
- Las fórmulas de las sustancias químicas deben estar correctamente escritas.
- Que cumpla con la ley de la conservación de la materia, la energía y la carga



CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

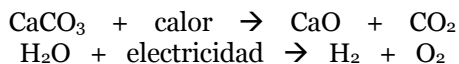
Reacción de síntesis, de adición o combinación

Se presenta cuando dos o más sustancias se combinan para formar un solo compuesto. Ejemplo: Formación de anhídridos, Formación de ácidos oxácidos.



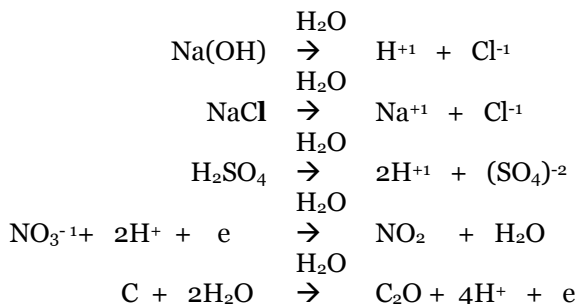
Reacciones de descomposición

Es la inversa de la síntesis, donde de un solo compuesto se obtienen 2 o más sustancias, generalmente se emplea energía para la descomposición.



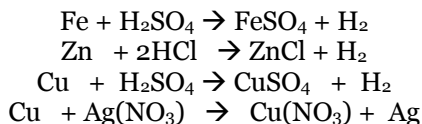
Reacciones Iónicas

Son reacciones en medio acuoso, donde los ácidos y las bases se ionizan, las moléculas se “rompen” hasta obtener sus grupos funcionales o iones.



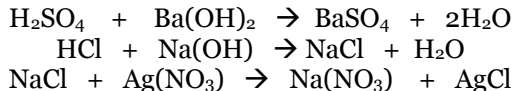
Reacciones de sustitución o desplazamiento

Las reacciones de desplazamiento, también conocidas como reacciones de sustitución, son un tipo de reacción química en la cual un átomo o grupo de átomos de una molécula es reemplazado por otro átomo o grupo de átomos. Se dan especialmente entre metales que desplazan al metal menos activo.



Reacciones de doble desplazamiento

Se presenta cuando dos sustancias reactantes se descomponen e intercambian sus átomos o grupos funcionales. Reacción de neutralización ácido base en donde H^+ que se desprenden del ácido se combinan con iones $(\text{OH})^-$ que se liberan de las bases.



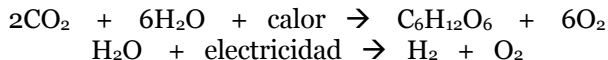
Reacciones exotérmicas

Son aquellas reacciones que liberan calor y a veces luz. Reacciones de este tipo son las reacciones de combustión.



Reacciones endotérmicas

Son aquellas que para iniciar deben absorber algún tipo de energía externa. Un ejemplo típico es la electrólisis.



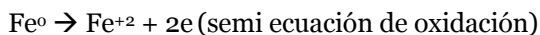
Reacciones Redox

El término REDOX proviene de dos palabras: Reducción y Oxidación. Son aquellas reacciones en las cuales uno o más elementos se oxidan y otros a la vez se reducen; donde se producen ganancia y pérdida de electrones o una variación en el número de oxidación de los átomos.



En este ejemplo, el estado de oxidación del hierro (Fe) varía de 0 a +2 por consiguiente a aumentado su número de oxidación, en cambio el estado de oxidación del hidrógeno (H) varía de +1 a 0 por lo tanto ha disminuido su número de oxidación.

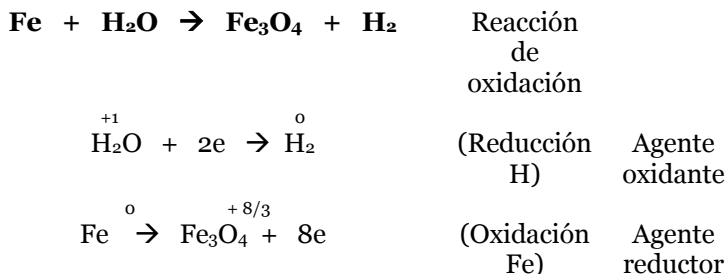
La oxidación, es un fenómeno donde se produce pérdida de electrones (cargas negativas) o un aumento en el número de oxidación.



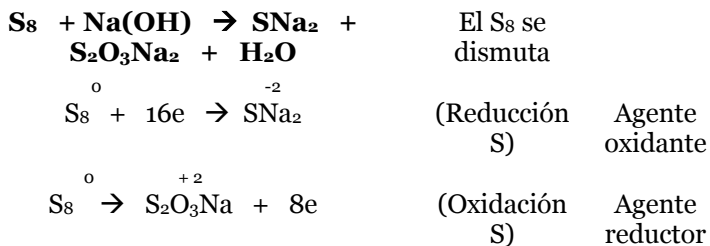
La Reducción, es un fenómeno donde se produce ganancia de electrones o una disminución en el número de oxidación.



A la sustancia que contiene el elemento que se reduce se denomina **Agente Oxidante** y a la sustancia que contiene el elemento que se oxida se llama **Agente Reductor**.

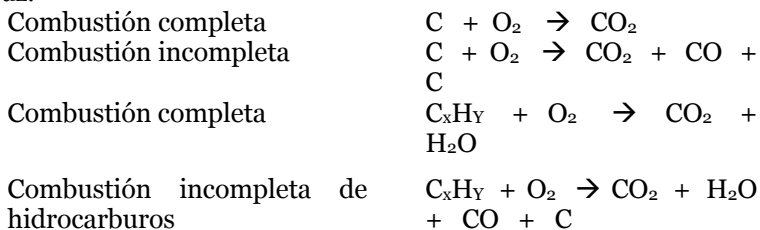


En algunas ecuaciones una sustancia puede actuar como oxidante y como reductor a la vez éstas son las **reacciones de dismutación**.



Reacciones de combustión

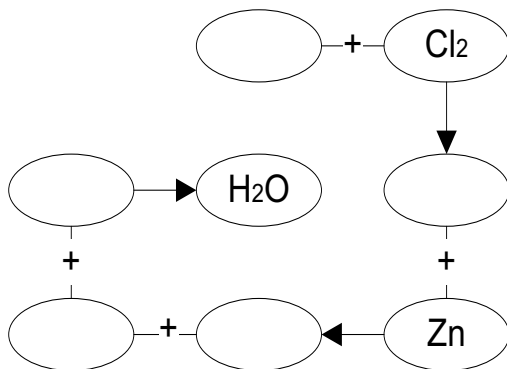
La combustión es un tipo de reacción de oxidación que va acompañada de gran desprendimiento de calor, muchas veces con luz.



En el ejemplo anterior, el C (carbono) ejemplifica el carbono presente en la celulosa o en hidrocarburos combustibles.

EJERCICIOS DE PRÁCTICA

1. Del ejercicio 5,6 y 7 separar cada reacción y clasificarlas según lo estudiado en este capítulo.
2. Escribir cinco ejemplos de cada tipo de reacción estudiada.
3. ¿Qué son calores de reacción?
4. Escribir una aplicación en la vida real de las reacciones estudiadas.
5. En los gráficos completar las fórmulas y nombres que hagan falta en los óvalos para completar las reacciones químicas.



6. Completar los óvalos vacíos con la fórmula y en la parte inferior con los nombres

IGUALACIÓN DE REACCIONES

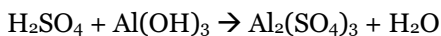
Para que una ecuación química esté balanceada o igualada, es crucial que la cantidad de átomos de cada elemento en los reactivos sea igual a la cantidad en los productos. Esto garantiza el cumplimiento de la Ley de Conservación de la Materia. Además, es fundamental analizar las cargas totales en los reactivos y en los productos para verificar el cumplimiento de la Ley de Conservación de la Carga. De esta manera, aseguramos que la ecuación química represente correctamente la transformación de los reactantes en productos sin crear ni destruir materia ni carga eléctrica en el proceso.

En este apartado se estudiarán tres métodos para el ajuste de ecuaciones químicas:

- Método de simple inspección
- Método del número de oxidación
- Método el ion electrón
- Método algebraico

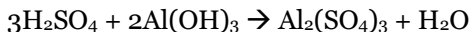
MÉTODO DE SIMPLE INSPECCIÓN

Este método se recomienda para reacciones con pocos reactivos y pocos productos. Para un mejor balance de la ecuación: primero igualar los metales, los metales de transición, luego los no metales, el hidrógeno y finalmente el oxígeno.

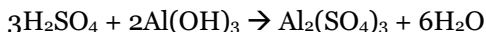


		Reactivos	Productos
Metal	-	-	-
Metal de	-	-	-
No metal	Al	2 x1	2
No metal	S	3 x1	3
Hidrógeno	H	5	2
Oxígeno	O	7	13

Como hay dos átomos de Al en el producto y sólo uno en los reactivos, se multiplica por 2 al $\text{Al}(\text{OH})_3$. En el producto aparecen 3 átomos de azufre y uno en los reactivos, luego se multiplica por 3 al H_2SO_4 .



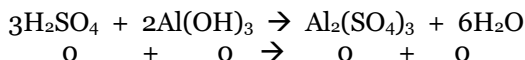
En el reactivo ahora en total existen 12 átomos de hidrógeno, mientras en el producto sólo hay dos, en consecuencia, se multiplica por 6 al H_2O .



		Reactivos	Productos
Metal	-	-	-
Metal de	-	-	-
No metal	Al	2	2
No metal	S	6	3
Hidrógeno	H	12	12
Oxígeno	O	18	18

Como verificación, la cantidad total de átomos de oxígeno en ambas partes debe ser la misma para que la ecuación esté correctamente igualada.

Al final se verifica la carga en el reactivo o cero y el producto o.

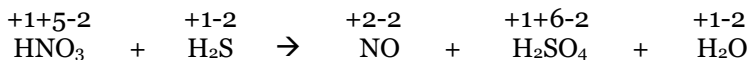


MÉTODO DE NÚMERO DE OXIDACIÓN O REDOX

Este método sólo es aplicable a reacciones REDOX. Para igualar cualquier reacción REDOX por este método, se puede seguir el mismo procedimiento que con el siguiente ejemplo:

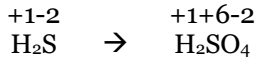


Colocar los estados de oxidación de cada átomo en la reacción.

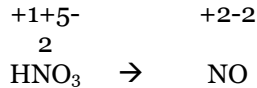


Se identifica los átomos que sufren variación en el número de oxidación, es decir, se busca un elemento que se oxida y otro que se reduzca.

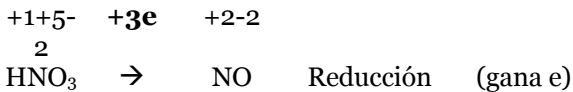
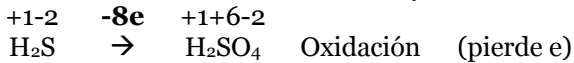
Para nuestro ejemplo el elemento que se oxida es el azufre porque su estado de oxidación cambia de -2 a +6, oxidándose en 8 unidades,



y el elemento que se reduce es el nitrógeno su estado de oxidación cambia de +5 a +2, reduciéndose en 3 unidades.

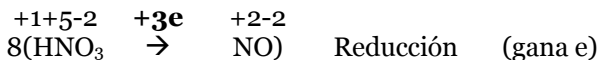
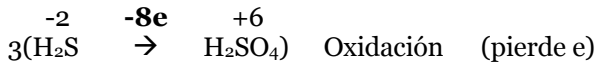


Se separan en semiecuaciones de oxidación y reducción

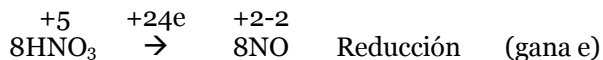
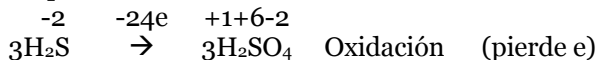


Se igualan los elementos que se oxidan y reducen en las semiecuaciones, en este ejemplo hay un azufre S en cada lado de las semiecuaciones y un nitrógeno N por lo tanto no se añaden más coeficientes.

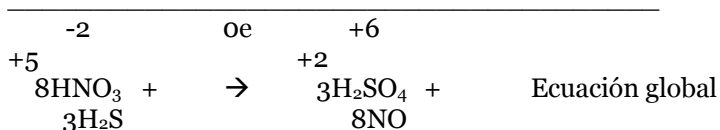
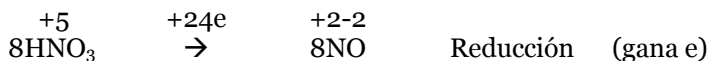
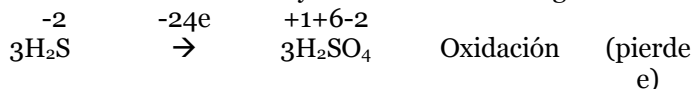
Se intercambian los números hallados el 3 de la reducción pasa a la semiecuación de la oxidación, y el 8 de la oxidación pasa a la semiecuación de reducción.



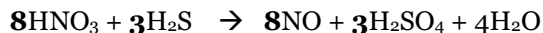
Multiplicar por cada miembro de las semiecuaciones.



Sumar ambas semiecuaciones y obtener la ecuación global.



Traspasar los coeficientes de la ecuación global a la ecuación inicial.



Finalmente se completa el ajuste de la ecuación por simple inspección sobre la base de los coeficientes hallados, multiplicando $4x \text{H}_2\text{O}$. Si los coeficientes hallados no son útiles se los puede cambiar.

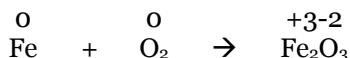
La ecuación ajustada es:



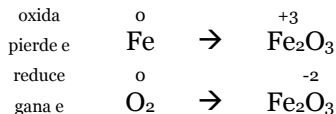
EJEMPLOS:

Dada la ecuación: $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ igualar por el método de estados de oxidación

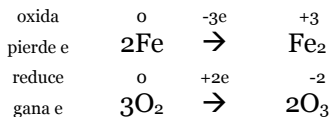
Colocar los estados de oxidación sobre cada elemento.



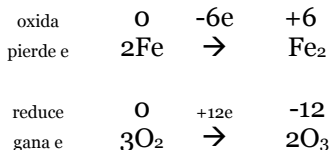
Separar en semiecuaciones.



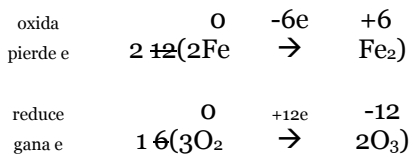
Igualar elementos añadiendo coeficientes donde sea necesario.



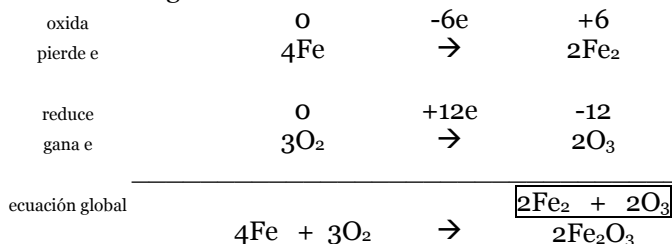
Analizar cuántos electrones se ganan o se pierden. En la ecuación de oxidación hay 2Fe con carga 0, por tanto la carga total es $2 \times 0 = 0$; en el producto hay Fe_2 con carga +3, por lo tanto la carga total es $2 \times 3 = +6$. En la ecuación de reducción hay 3O_2 cada O tiene una carga 0, por lo tanto la carga total es $3 \times 2 \times 0 = 0$; en el producto hay 2O_3 cada O tiene una carga -2, por lo tanto la carga total es $2 \times 3 \times -2 = -12$.



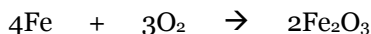
Intercambiar las cargas ganadas y pérdidas para igualar las semiecuaciones y si se puede simplificar.



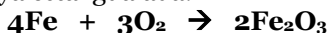
Obtener la ecuación global



Traspasar los coeficientes hallados en la ecuación global a la ecuación inicial e igualar lo que falta por el método de simple inspección.



Pero esta reacción ya está igualada:



MÉTODO DEL ION ELECTRÓN

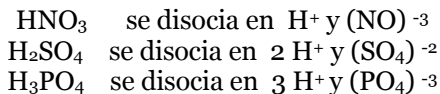
La mayor parte de las ecuaciones que ocurren en el laboratorio, se realizan en disolución acuosa, ésta puede ser ácida, básica o neutra. Para igualar estos casos los reactivos y los productos se separan en sus iones para proceder a la igualación.

En su mayoría los óxidos reaccionan con el agua para producir hidróxidos; el resto de óxidos son poco solubles en agua; por lo tanto son pocos los óxidos metálicos que liberan iones en medio acuosos.

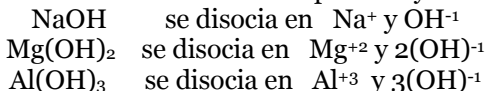
Los anhídridos u óxidos no metálicos en su mayoría son gases y con el agua reaccionan para producir ácidos oxácidos; por lo tanto, en medio acuoso no liberan iones.

Para entender este método se debe tener claro como ciertos compuestos se separan en iones en medio acuosos.

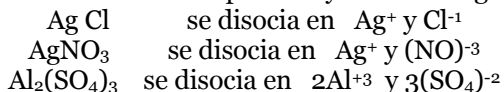
Los ácidos se disocian en H⁺ y el anión negativo:



Los hidróxidos se disocian en el catión positivo y el OH^{-1} :



Las sales se disocian en catión positivo y el anión negativo:



El peróxido de hidrógeno en medio acuoso y en reacciones se disocia:



El método del ión-electrón es, en general, un poco más largo (pero no más difícil) que los métodos anteriores; sin embargo, por ser más sistemático, es menos probable que conduzca a error. Además, este método es más práctico, que el método del número de oxidación y se evita el determinar los números de oxidación de cada elemento.

Pasos para igualar ecuaciones por el método del ion-electrón

1.- Si la ecuación está en forma molecular pasarla a forma iónica. Aquí hay que tener en cuenta que los elementos libres, los óxidos, el H_2O y el H_2O_2 no se disocian sólo los compuestos iónicos.

Dada la ecuación
 $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ (Molecular)

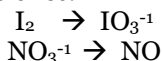
Se pasa a su forma iónica:



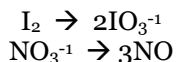
Se nota que uno de los reactivos es un ácido oxácido, por lo que la reacción se da en medio ácido. Si en una reacción existen ácidos la

reacción se da en medio ácido y si en los reactivos hay un hidróxido o una base la reacción se da en medio básico.

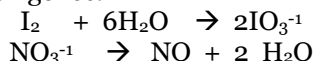
2.- Se escribe por separado las semiecuaciones iónicas parciales del agente oxidante y el agente reductor. Se puede ayudar por medio de los estados de oxidación sobre cada elemento en la reacción. En este caso es más fácil la separación solo se busca donde hay I y N para separar en semiecuaciones.



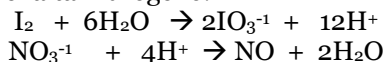
3.- Se balancea por tanteo (inspección) los átomos distintos de H y O.



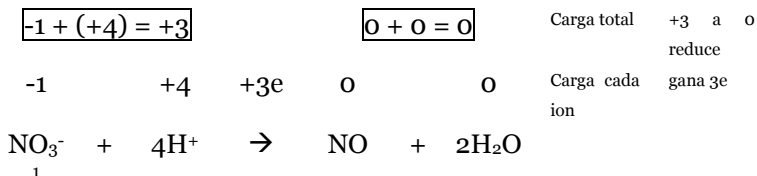
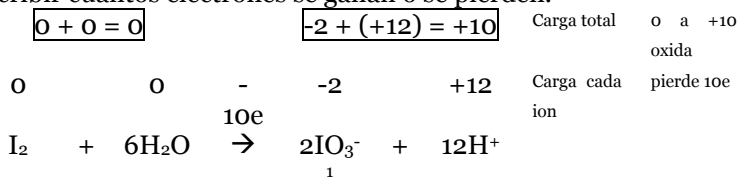
4.- Igualar los átomos de oxígenos agregando moléculas de H₂O para balancear los oxígenos.



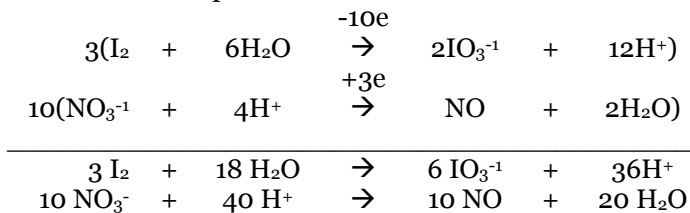
5.- Igualar los átomos de hidrógeno, añadiendo H⁺ (iones hidrógeno) donde falta hidrógeno.



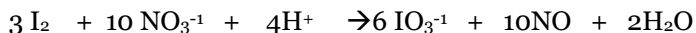
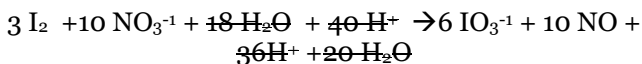
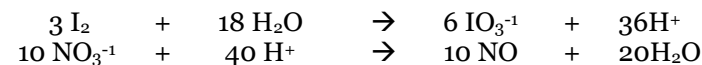
6.- Contar la carga total en ambos lados de cada ecuación parcial y escribir cuántos electrones se ganan o se pierden.



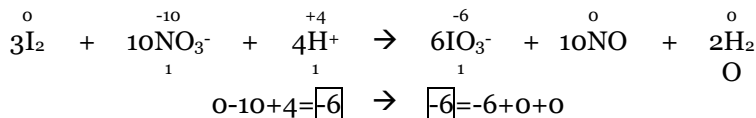
7.- Igualar el número de electrones perdidos con los electrones ganados, multiplicando las ecuaciones parciales por el número de electrones necesario para esto.



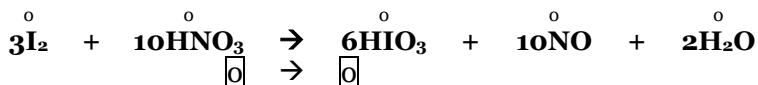
8.- Sumar las dos semireacciones eliminando términos repetidos en el reactivo y el producto, con lo cual se obtendrá la ecuación finalmente balanceada.



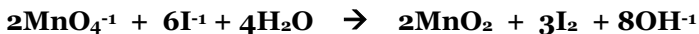
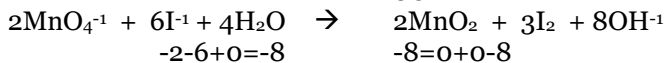
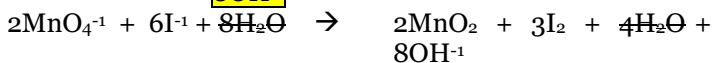
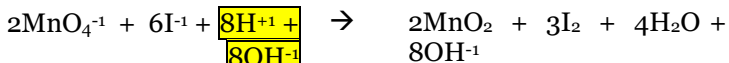
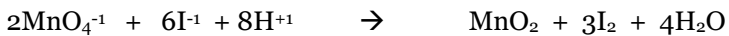
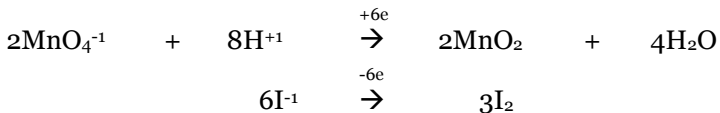
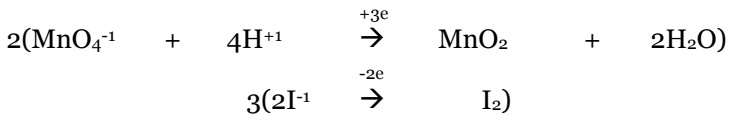
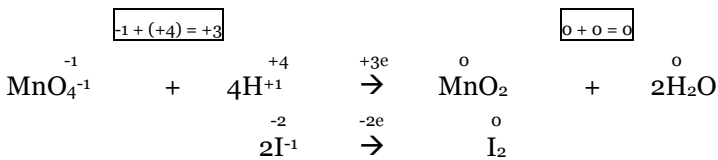
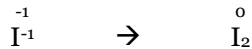
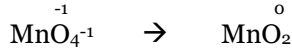
Comprobar la carga en el reactivo y la carga en el producto, ya que al igualar se añadieron H^{+1} y H_2O es decir se sumaron átomos y también cargas positivas con el H^{+1} .



Si la ecuación fue dada originalmente en forma molecular; se trasladan estos coeficientes a la ecuación molecular y se revisa si la ecuación está igualada o no.

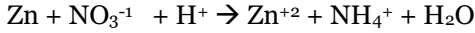


Dada la reacción iónica $\text{MnO}_4^{-1} + \text{I}^{-1} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{I}_2 + \text{OH}^{-1}$ igualarla en medio básico.

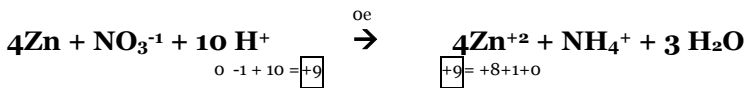
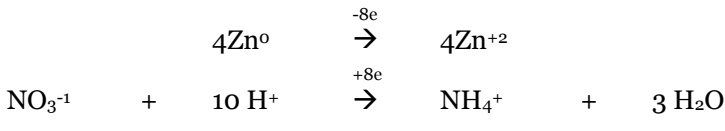
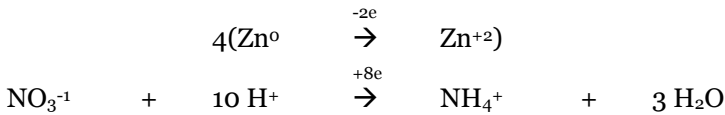
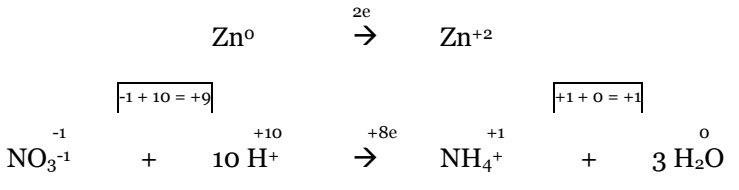


EJEMPLOS:

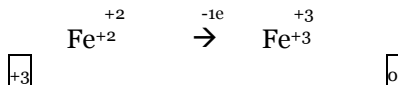
Igualar por el método del ión-electrón las siguientes reacciones:

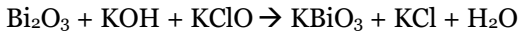
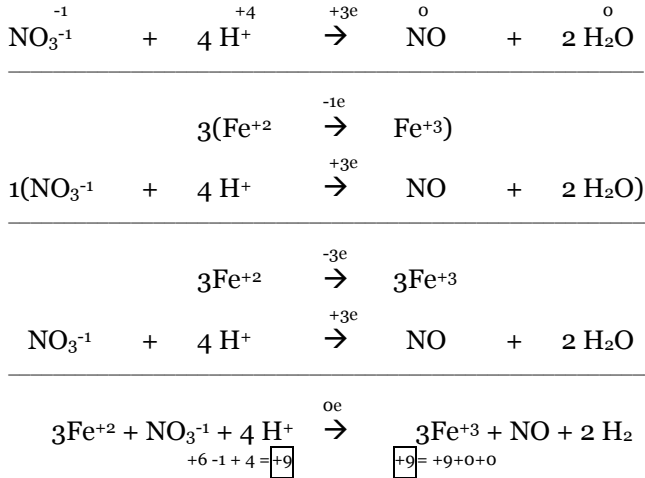


La ecuación está en forma iónica y está en medio ácido por contener iones hidrógenos H^+ . Escribir las semiecuaciones iónicas del agente oxidante y reductor.

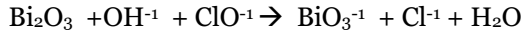
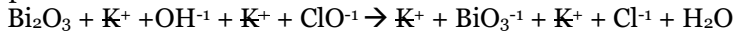


- $\text{Fe}^{+2} + \text{NO}_3^{-1} \rightarrow \text{Fe}^{+3} + \text{NO}$ (solución ácida), está en solución ácida no tiene los iones de H^+ pero al igualar añadir los iones de H^+ y H_2O .

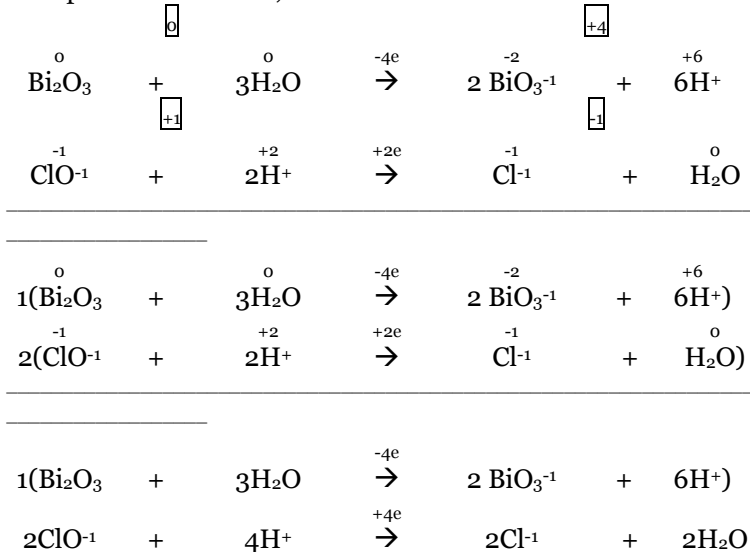


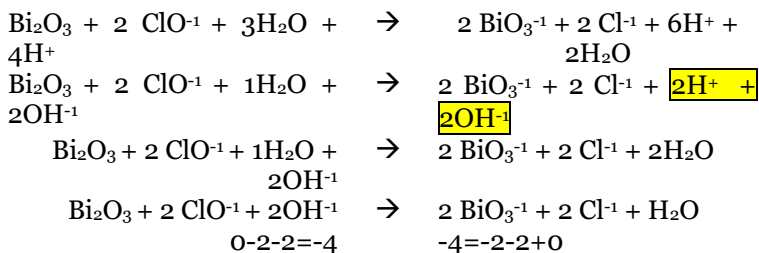


Separar en iones:

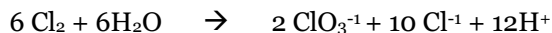
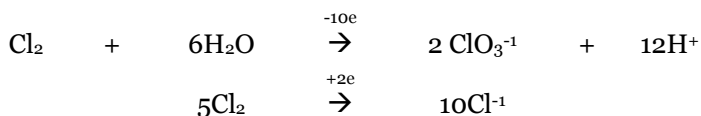
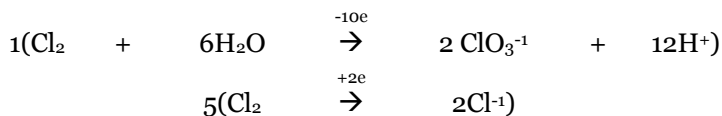
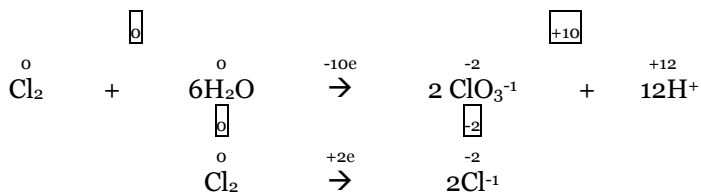
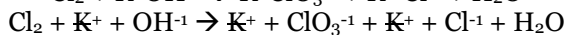


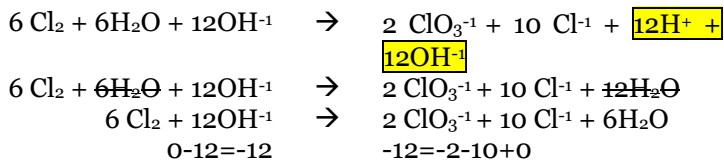
por la presencia de OH^- , la reacción se da en medio básico.





Dada la reacción de dismutación en solución básica por la presencia de KOH.





Simplificando tenemos:



y trasladamos estos coeficientes a la ecuación molecular:



MÉTODO ALGEBRAICO

Para igualar todo tipo de ecuaciones químicas (exceptuando las ecuaciones iónicas).

1.-Escribir correctamente la ecuación.



2.-El siguiente paso es colocar coeficientes desconocidos frente a cada molécula.



Todos los coeficientes deben ser mayores a cero $a > 0$, $b > 0$, $c > 0$, $d > 0$, $e > 0$

3.-Realizar un balance de cada elemento presente en el reactivo y en los productos.

Iodo: (I) $a \text{ I}_2$: $a \times 2 = 2a$ en el reactivo y $c \text{ HIO}_3$: $c \times 1 = c$ en el producto, proceda de la misma manera por cada elemento.

Iodo $2a = c$, recordando la ley de Lavoisier "Conservación de la materia y energía". Nada se crea ni se destruye solo se transforma.

Oxígeno: (O) $b \text{ HNO}_3$: $b \times 3 = 3b$ en el reactivo y $c \text{ HIO}_3$: $+ d \text{ NO} + e \text{ H}_2\text{O}$; $3 \times c = 3c$ más $d \times 1 = d$ más $e \times 1 = e$.

$$\begin{array}{lll}
 \text{Iodo} & 2a=c & (1) \\
 \text{Hidrógeno} & b=c+2e & (2) \\
 \text{Nitrógeno} & b=d & (3) \\
 \text{Oxígeno} & 3b=3c+d+e & (4)
 \end{array}$$

4.-Una vez planteadas las ecuaciones, resolver las ecuaciones dando un valor entero positivo a cualquier letra por ejemplo se le puede asignar a "a" el valor de "1";

$$a=1 \quad \mathbf{c=2a}$$

$$c=2$$

$$b = 2a + 2e \text{ de (1) y (2) de donde } e = (b - 2a)/2^*$$

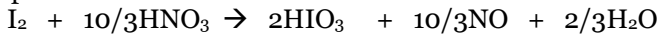
$$3b = 6a + b + e \text{ de (4) y (3) de donde } e = 2b - 6a$$

$$\text{De * y } b = \frac{10}{3}a$$

$$B = \frac{10}{3}a \quad b = d = \frac{10}{3}a \quad e = \frac{2}{3}a$$

$$\text{Finalmente, } b = 10/3, d = 10/3, e = 2/3$$

Reemplazar en la ecuación inicial



Ejemplo si se multiplica a toda la ecuación por "3" para eliminar números fraccionarios



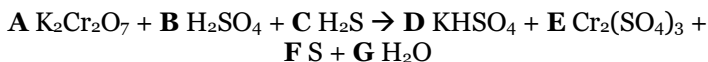
EJEMPLOS:

Igualar la siguiente reacción:

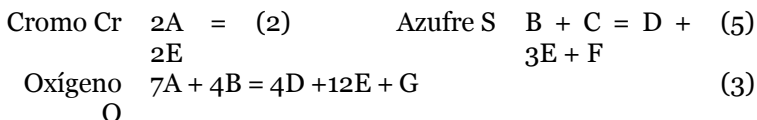
Dicromato de potasio + ácido sulfúrico + ácido sulfhídrico \rightarrow sulfato ácido de potasio + sulfato crómico + azufre atómico + agua



Si tratamos de igualar por el método del estado de oxidación la reacción se complica por la cantidad de moléculas participantes en la reacción.



$$\begin{array}{llll}
 \text{Potasio K} & 2A & = & (1) \\
 & D & & \\
 \text{Hidrógeno} & 2B + 2C = D + & & (4) \\
 & H & 2G &
 \end{array}$$



Se generaron cinco ecuaciones, pero hay seis incógnitas A, B, C, D, E, F y G. el sistema de ecuaciones no tiene una solución única para todas las variables. Una o varias de las incógnitas estarán en función de una de las incógnitas.

$$\text{Sea } A = 2$$

$$4 = D \qquad (1)$$

$$2 = E \qquad (2)$$

$$14 + 4B = 4D + G \qquad (3)$$

$$2B + 2C = 4 + 2G \qquad (4)$$

$$B + C = 10 + F \qquad (5)$$

$$B = \frac{G + 26}{4} \qquad (3')$$

$$C = \frac{4 + 2G - 2B}{4} \qquad (4')$$

$$C = \frac{34 - G}{4} \qquad (6) = (4 \text{ y } 3')$$

$$B + C = \frac{4 + 2G}{2} = 2 + G \qquad (4'')$$

$$2 + G = 10 + F \qquad (7) = (4'' \text{ Y } 5)$$

$$F = G - 8$$

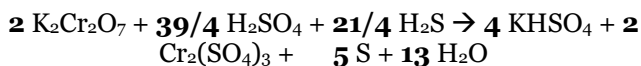
$$B + C - 10 - F = 2B + 2C - 4 - 2G \qquad (8) = (4 \text{ Y } 5)$$

$$-10 - G + 8 = \frac{G + 26}{4} + C - 4 - 2G \qquad (9) = (8 \text{ Y } 3')$$

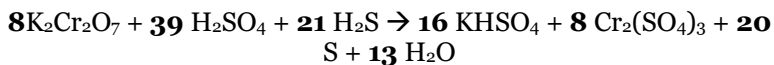
$$C = \frac{3G - 18}{4} \qquad (9)$$

$$\frac{34 - G}{4} = \frac{3G - 18}{4} \qquad (10) = (6 \text{ y } 9)$$

$$A = 2 \quad D = 4 \quad E = 2 \quad G = 13 \quad C = 21/4 \quad F = 5 \quad B = 39/4$$

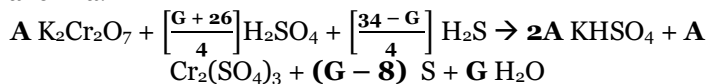


Eliminamos los fraccionarios multiplicando todo por 4



comprobación	K	Cr	S	H	O
R	16	16	60	120	212
P	16	16	60	120	212

Otra forma:



Las soluciones son infinitas, todo se soluciona al dar valores a A y G, ya que ambas incógnitas no dependen una de otra, recordando que $A > 0$ y $G > 9$.

EJERCICIOS DE PRÁCTICA

Igualar las siguientes reacciones por el método de estados de oxidación, escribir la reacción, igualar, y describir cuál es el elemento/s que se oxida/n, cuál es el elemento/s que se reduce/n, cuál es el agente oxidante y cuál es el agente reductor.

1. Cuando reacciona el $\text{KMnO}_4(\text{aq})$ con el $\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g})$, $\text{MnCl}_2(\text{aq})$, $\text{KCl}(\text{aq})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. [$2\text{KMnO}_4(\text{aq}) + 16\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow 5\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{MnCl}_2(\text{aq}) + 2\text{KCl}(\text{aq}) + 8\text{H}_2\text{O}(\text{l})$].
2. $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
[$\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$]
3. Las reacciones que se producen en el "airbag" de un automóvil se inician por un impulso eléctrico en una mezcla formada de tres sustancias (NaN_3 , KNO_3 , SiO_2), que libera un volumen de nitrógeno gas que llena el AIRBAG.
 $\text{NaN}_3 \rightarrow \text{Na} + \text{N}_2$ [$2\text{NaN}_3 \rightarrow 2\text{Na} + 3\text{N}_2$]
 $\text{Na} + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} + \text{K}_2\text{O} + \text{N}_2$
 $[10\text{Na} + 2\text{KNO}_3 \rightarrow 5\text{Na}_2\text{O} + \text{K}_2\text{O} + \text{N}_2]$
 $\text{Na}_2\text{O} + \text{K}_2\text{O} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{K}_2\text{SiO}_3$
 $[\text{Na}_2\text{O} + \text{K}_2\text{O} + 2\text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{K}_2\text{SiO}_3]$
4. $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ [$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$]
5. $\text{MgCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
[$\text{MgCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$]
6. $\text{As}_2\text{S}_5 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
[$\text{As}_2\text{S}_5 + 40\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{H}_3\text{AsO}_4 + 5\text{H}_2\text{SO}_4 + 40\text{NO}_2 + 12\text{H}_2\text{O}$]
7. $\text{Cu} + \text{HNO}_3$ (DILUIDO) $\rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
[$3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3$ (DIL) $\rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$]
8. $\text{Cu} + \text{HNO}_3$ (CONC) $\rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
[$\text{Cu} + 4\text{HNO}_3$ (CONC) $\rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$]
9. $\text{MnO} + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
[$2\text{MnO} + 5\text{PbO}_2 + 10\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{HMnO}_4 + 5\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O}$]
10. $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (reacción de combustión completa)
11. $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO} + \text{C}$ (reacción de combustión incompleta)

[$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$] (reacción de combustión completa); [$6\text{CH}_4 + 9\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 12\text{H}_2\text{O} + 2\text{CO} + 2\text{C}$] (reacción de combustión incompleta)

12. Ioduro de cromo(III) + hidróxido de potasio + cloro gaseoso \rightarrow cromato de potasio + periodato de potasio + cloruro de potasio + agua [Ioduro de cromo(III) + 32hidróxido de potasio + 27cloro gaseoso \rightarrow cromato de potasio + 3periodato de potasio + 27cloruro de potasio + 16 agua]
13. Sulfuro de cadmio + yodo sólido + ácido clorhídrico \rightarrow cloruro de cadmio + ácido yodhídrico + azufre sólido [Sulfuro de cadmio + 2iodo sólido + 2ácido clorhídrico \rightarrow 2cloruro de cadmio + 2ácido yodhídrico + azufre sólido]
14. Sulfuro de cobre(II) + ácido nítrico \rightarrow nitrato de cobre(II) + azufre + agua + monóxido de nitrógeno [3Sulfuro de cobre(II) + 4ácido nítrico \rightarrow 3nitrato de cobre(II) + 3azufre + 2agua + monóxido de nitrógeno]
15. Cloruro ferroso + peróxido de hidrógeno + ácido clorhídrico \rightarrow cloruro férrico + agua [2Cloruro ferroso + peróxido de hidrógeno + 2ácido clorhídrico \rightarrow 2cloruro férrico + 2agua]
16. Carbonato de calcio + ácido clorhídrico produce cloruro de calcio + agua + dióxido de carbono [Carbonato de calcio + 2ácido clorhídrico \rightarrow cloruro de calcio + agua + dióxido de carbono]
17. Hierro + cloruro de cobre (II) \rightarrow cloruro férrico + cobre metálico [2Hierro + 3cloruro de cobre (II) \rightarrow 2cloruro férrico + 3cobre metálico]
18. Cloro gaseoso + ioduro de potasio \rightarrow cloruro de potasio + yodo di molecular [Cloro gaseoso + 2ioduro de potasio \rightarrow 2cloruro de potasio + yodo di molecular]
19. Dicromato de potasio + cloruro estañoso + ácido clorhídrico \rightarrow cloruro crómico + cloruro estánico + cloruro de potasio + agua [Dicromato de potasio + 3cloruro estañoso + 14ácido clorhídrico \rightarrow 2cloruro crómico + 3cloruro estánico + 2cloruro de potasio + 7agua]
20. Sulfito de sodio + ioduro de sodio + ácido clorhídrico \rightarrow cloruro de sodio + azufe + yodo sólido + agua [Sulfito de sodio + 4ioduro de sodio + 6ácido clorhídrico \rightarrow 6cloruro de sodio + azufe + 4iodo sólido + 3agua]
21. El mejor método para preparar oxígeno puro es mediante la descomposición del permanganato de potasio sólido, al

- vacío y a 215°C, del que se obtiene oxígeno gas, dióxido de manganeso sólido y manganato de potasio sólido. Escribir e igualar la reacción. [3permanganato de potasio → 2oxígeno gas + 2dióxido de manganeso + manganato de potasio]
22. Ioduro de potasio + ácido sulfúrico concentrado → ácido sulfhídrico + agua + yodo sólido + sulfato de potasio
[4Ioduro de potasio + 5ácido sulfúrico concentrado → ácido sulfhídrico + 4agua + 4yodo sólido + 4sulfato de potasio]
23. Ácido nítrico + ácido iodhídrico → monóxido de nitrógeno + yodo gas + agua [2Ácido nítrico + 6ácido iodhídrico → 2monóxido de nitrógeno + 3yodo gas + 4agua]
24. Ferricianuro de potasio $K_3Fe(CN)_6$ + óxido crómico + hidróxido de potasio → ferrocianato de potasio $K_4Fe(CN)_6$ + cromato de potasio + agua [6Ferricianuro de potasio $K_3Fe(CN)_6$ + óxido crómico + 10hidróxido de potasio → 6ferrocianato de potasio $K_4Fe(CN)_6$ + 2cromato de potasio + 5agua]
25. Sulfato de manganeso (II) + tiosulfato de potasio + 2agua → óxido de manganeso (IV) + 2ácido sulfúrico + sulfato de potasio [Sulfato de manganeso (II) + tiosulfato de potasio + 2agua → óxido de manganeso (IV) + 2ácido sulfúrico + sulfato de potasio]

Igualar las siguientes reacciones en medio ácido salvo excepciones por el método del ión electrón.

- $C + HNO_3 \rightarrow CO_2 + NO_2 + H_2O$ [$C + 4 HNO_3 \rightarrow CO_2 + 4 NO_2 + 2 H_2O$]
- $Cl_2 + KOH \rightarrow KClO_3 + KCl + H_2O$
[$3Cl_2 + 6KOH \rightarrow KClO_3 + 5KCl + 3 H_2O$]
- $I_2 + HNO_3 \rightarrow HIO_3 + NO + H_2O$
[$3I_2 + 10HNO_3 \rightarrow 6HIO_3 + 10NO + 2H_2O$]
- $C + HNO_3 \rightarrow CO_2 + NO_2 + H_2O$
[$C + 4 HNO_3 \rightarrow CO_2 + 4 NO_2 + 2 H_2O$]
- $ClO_3^{-1} + I^{-1} \rightarrow Cl^{-1} + I_2$ (solución básica)
[$ClO_3^{-1} + 6 I^{-1} + 3 H_2O \rightarrow Cl^{-1} + 6 I_2 + 6 OH^{-1}$]
- $MnO_4^{-1} + I^{-1} \rightarrow Mn^{+2} + I_2$ [$2MnO_4^{-1} + 10I^{-1} + 16H^+ \rightarrow 2Mn^{+2} + 5I_2 + 8H_2O$]
- $BrO_3^{-1} + N_2H_4 \rightarrow Br^{-1} + N_2$ [$2BrO_3^{-1} + 3N_2H_4 \rightarrow 2Br^{-1} + 3N_2 + 6H_2O$]

8. $P_4 + NO_3^{-1} \rightarrow H_2PO_4^{-1} + NO$ [$8H^+ + 8H_2O + 3P_4 + 20NO_3^{-1} \rightarrow 12H_2PO_4^{-1} + 20NO$]
9. $CN^{-1} + MnO_4^{-1} \rightarrow MnO_2 + CNO^{-1}$
[$2H^+ + 3CN^{-1} + 2MnO_4^{-1} \rightarrow H_2O + 2MnO_2 + 3CNO^{-1}$]
10. $Fe(OH)_2 + O_2 \rightarrow Fe(OH)_3$ [$2H_2O + 4 Fe(OH)_2 + O_2 \rightarrow 4 Fe(OH)_3$]
11. $S_2O_4^{-2} \rightarrow S_2O_3^{-2} + HSO_3^{-1}$ (medio ácido)
[$H_2O + 2 S_2O_4^{-2} \rightarrow S_2O_3^{-2} + 2HSO_3^{-1}$]
12. $P_4 \rightarrow H_2PO_2^{-1} + PH_3$ (medio básico)
[$3OH^{-1} + 3H_2O + P_4 \rightarrow 3H_2PO_2^{-1} + PH_3$]
13. $Sn^{+2} + Cr_2O_7^{-2} \rightarrow Sn^{+4} + Cr^{+3}$ (medio ácido)
[$14H^+ + 3Sn^{+2} + Cr_2O_7^{-2} \rightarrow 7H_2O + 3Sn^{+4} + 2Cr^{+3}$]
14. $S_8 \rightarrow S^{-2} + S_2O_3^{-2}$ (medio básico) [$12OH^{-1} + S_8 \rightarrow 6H_2O + 4S^{-2} + 2S_2O_3^{-2}$]
15. $As_2S_3 + H_2O_2 \rightarrow AsO_4^{-3} + SO_4^{-2}$ (medio básico)
[$12OH^{-1} + As_2S_3 + 14H_2O_2 \rightarrow 20H_2O + 2AsO_4^{-3} + 3SO_4^{-2}$]
16. $Zn + (NO_3)^{-1} \rightarrow Zn^{+2} + (NH_4)^+$ (medio ácido)
[$7H_2O + 4Zn + (NO_3)^{-1} \rightarrow 10OH^{-1} + 4Zn^{+2} + (NH_4)^+$]
17. $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$ (medio ácido)
[$Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + H_2O$]
18. $HMnO_4 + AsH_3 + H_2SO_4 \rightarrow H_3AsO_4 + MnSO_4 + H_2O$ (medio ácido) [$8HMnO_4 + 5AsH_3 + 8H_2SO_4 \rightarrow 5H_3AsO_4 + 8MnSO_4 + 12H_2O$]
19. $IBr + BrO_3^{-1} \rightarrow IO_3^{-1} + Br^{-1}$ (medio ácido)
[$3H_2O + 3IBr + 2BrO_3^{-1} \rightarrow 3IO_3^{-1} + 5Br^{-1} + 6H^+$]
20. $ClO^{-1} + Fe(OH)_3 \rightarrow Cl^{-1} + (FeO_4)^{-1}$ (medio básico)
[$OH^{-1} + 2ClO^{-1} + Fe(OH)_3 \rightarrow 2H_2O + 2Cl^{-1} + (FeO_4)^{-1}$]
21. $ClO_2 \rightarrow (ClO_2)^{-1} + ClO_3$ (medio básico)
[$20OH^{-1} + 3ClO_2 \rightarrow H_2O + 2(ClO_2)^{-1} + ClO_3$]
22. $(SO_3)^{-2} + (MnO_4)^{-1} \rightarrow (SO_4)^{-2} + MnO_2$ (medio básico)
[$H_2O + 3(SO_3)^{-2} + 2(MnO_4)^{-1} \rightarrow 2OH^{-1} + 3(SO_4)^{-2} + 2MnO_2$]
23. $CH_3OH + (MnO_4)^{-1} \rightarrow CO_2 + (MnO_4)^{-2}$ (medio básico)
[$6OH^{-1} + CH_3OH + 6(MnO_4)^{-1} \rightarrow 5H_2O + CO_2 + 6(MnO_4)^{-2}$]
24. $CrI_3 + H_2O_2 \rightarrow H_2O + CrO_4^{-2} + IO_4^{-1}$ (medio básico)
[$10OH^{-1} + 2CrI_3 + 27H_2O_2 \rightarrow 32H_2O + 2CrO_4^{-2} + 6IO_4^{-1}$]
25. $As_2O_3 + MnO_4^{-1} \rightarrow H_3AsO_4 + Mn^{+2}$ (medio ácido)
[$5As_2O_3 + 4MnO_4^{-1} + 9H_2O + 12H^+ \rightarrow 10H_3AsO_4 + 4Mn^{+2}$]

Igualar las siguientes reacciones químicas por el método algebraico

1. $\text{NH}_3 + \text{CO}_2 \rightarrow (\text{NH}_2)_2\text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ [$2\text{NH}_3 + \text{CO}_2 \rightarrow (\text{NH}_2)_2\text{CO} + \text{H}_2\text{O}$]
2. $16\text{H}_2\text{S} + 8\text{SO}_2 \rightarrow 3\text{S}_8 + 16\text{H}_2\text{O}$ [$16\text{H}_2\text{S} + 8\text{SO}_2 \rightarrow 3\text{S}_8 + 16\text{H}_2\text{O}$]
3. $\text{NH}_3 + \text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{HCN} + \text{H}_2\text{O}$ [$2\text{NH}_3 + 2\text{CH}_4 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{HCN} + 6\text{H}_2\text{O}$]
4. $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ [$2\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$]
5. $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{CaSO}_4 + \text{HF}$
[$2\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F} + 7\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 7\text{CaSO}_4 + 2\text{HF}$]
6. $4\text{Au} + 8\text{CNK} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{KAu}(\text{CN})_2 + 4\text{KOH}$
[$4\text{Au} + 8\text{CNK} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{KAu}(\text{CN})_2 + 4\text{KOH}$]
7. $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + \text{PCl}_3 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_3\text{OCl} + \text{H}_3\text{PO}_3$
[$3\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + \text{PCl}_3 \rightarrow 3\text{C}_2\text{H}_3\text{OCl} + \text{H}_3\text{PO}_3$]
8. $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + \text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_4 \rightarrow (\text{C}_6\text{H}_5\text{N})_2 + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O}$
[$2\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + 4\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_4 \rightarrow (\text{C}_6\text{H}_5\text{N})_2 + 4\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$]
9. $2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 6\text{KNO}_3 + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
[$2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 6\text{KNO}_3 + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$]
10. Alcoholímetro: $3\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 2\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 11\text{H}_2\text{O}$
[Alcoholímetro: $3\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 2\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 11\text{H}_2\text{O}$]
11. $\text{Fe}_3\text{Br}_8 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaBr} + \text{CO}_2 + \text{Fe}_3\text{O}_4$
[$\text{Fe}_3\text{Br}_8 + 4\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 8\text{NaBr} + 4\text{CO}_2 + \text{Fe}_3\text{O}_4$]
12. Dada la reacción de descomposición de la nitroglicerina
 $4\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9 \rightarrow 6\text{N}_2 + 12\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ [Dada la reacción de descomposición de la nitroglicerina $4\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9 \rightarrow 6\text{N}_2 + 12\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$]
13. Ioduro de plata + hierro \rightarrow ioduro ferroso + plata
[2Ioduro de plata + hierro \rightarrow Ioduro ferroso + 2plata]
14. Ioduro ferroso + cloro gas \rightarrow cloruro férrico + yodo sólido
[2Ioduro ferroso + 3cloro gas \rightarrow 2cloruro férrico + 4yodo]
15. Metano + cloro gas \rightarrow tetra cloruro de carbono + ácido clorhídrico [Metano + 4cloro gas \rightarrow tetra cloruro de carbono + 4ácido clorhídrico]
16. $10\text{HI} + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{I}_2 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$ [$10\text{HI} + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{I}_2 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$]

17. La combustión incompleta del 2,2,4-trimetilpentano C_8H_{18} .
18. La combustión completa del 2,2,4-trimetilpentano uno de los componentes de la gasolina. [$2C_8H_{18} + 25O_2 \rightarrow 16CO_2 + 18H_2O$]
19. Sulfato de aluminio + dicromato de potasio \rightarrow dicromato de aluminio + sulfato de potasio. [Sulfato de aluminio + 3dicromato de potasio \rightarrow dicromato de aluminio + 3sulfato de potasio].
20. Anhídrido arsénico + óxido plúmbico \rightarrow arseniato plúmbico. [2 Anhídrido arsénico + 3 óxido plúmbico \rightarrow arseniato plúmbico].

LEYES DE LOS GASES

GASES Y SUS PROPIEDADES

Gas

Un gas es un estado de la materia sin forma ni volumen fijos, cuyas moléculas están en constante movimiento y se expanden para llenar completamente cualquier recipiente.

En la naturaleza existen gases verdaderos, que son aquellos que se comportan de acuerdo con las leyes del gas ideal a bajas presiones y altas temperaturas, donde las fuerzas intermoleculares son insignificantes y las colisiones entre moléculas son elásticas. Ejemplos comunes incluyen el helio, hidrógeno y oxígeno., es el caso de los gases nobles, He, Ne, Ar, Kr, Rn, Xe y otros gases como F₂, Cl₂, O₂, N₂.

Básicamente, todos los compuestos pueden pasar al estado gaseoso si se alcanzan las condiciones adecuadas de presión y temperatura. Esto incluye procesos como la sublimación, donde una sustancia sólida se convierte directamente en gas sin pasar por el estado líquido, como ocurre con el bromo (Br₂) y el yodo (I₂). Asimismo, muchas otras sustancias pueden formar vapores bajo las condiciones correctas.

En esta unidad se trabajará con gases ideales, o sea, gases que cumplen las siguientes condiciones:

- a. Los gases no tienen forma ni volumen definidos; ocupan el volumen del recipiente que los contiene. Por lo tanto, el volumen de un gas es el mismo que el del recipiente.
- b. No hay pérdida de energía en los choques entre moléculas gaseosas; es decir, las colisiones son elásticas.
- c. Los gases chocan contra las paredes del recipiente que los contiene de forma uniforme en toda su superficie.
- d. Un gas se mezcla con otros gases de manera uniforme.

e. La densidad de los gases es pequeña en comparación con los líquidos; generalmente, se mide en g/L.

f. Se pueden despreciar las fuerzas gravitatorias y de atracción intermoleculares en los gases.

g. Todos los gases están completamente definidos si se conocen su volumen, temperatura, número de moles y presión.

Vapor

Se define como vapor a cualquier líquido que a condiciones adecuadas de presión y temperatura se evapora y pasa al estado gaseoso.

La diferencia entre un gas verdadero y un vapor es que el vapor cambia al estado líquido rápidamente si se vuelve a las condiciones iniciales.

Presión de un gas

La presión se define como fuerza ejercida sobre un cuerpo por unidad de área.

$$P = \frac{F}{A}$$

La presión de un gas es debida al choque de las moléculas gaseosas contra la superficie de las paredes del recipiente que los contiene y se asume que la aplicación de todas las fuerzas ejercidas se realiza de forma uniforme sobre toda el área.

Presión manométrica (P_{man}), es la presión que ejercen las moléculas del gas o vapor cuando están confinadas en recipientes cerrados. La presión manométrica se mide con el manómetro.

Presión de succión o vacío, es la presión medida en un recipiente cerrado cuando se extrae o succiona el gas contenido de tal manera que al final la presión dentro del recipiente es menor a la presión atmosférica. Las presiones manométricas de succión llevan un signo negativo.

Presión atmosférica (P_{atm}), la presión atmosférica es la fuerza ejercida por las moléculas del aire atmosférico sobre un cuerpo. No sentimos esta presión porque las moléculas de aire son extremadamente pequeñas y los líquidos y gases en nuestro cuerpo ejercen una presión hacia afuera que equilibra la presión atmosférica. Para más información, consulte el capítulo 4.3.

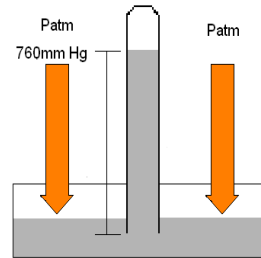


Gráfico 9. Barómetro

Presión absoluta (P_{abs}), es la presión total ejercida sobre un sistema, medida con respecto al vacío absoluto. Se define como la suma de la presión atmosférica y la presión manométrica (la presión medida con respecto a la presión atmosférica). Matemáticamente, se expresa como:¹

$$P_{abs} = P_{man} + P_{atm}$$

Presión de los líquidos, La presión de los líquidos se calcula utilizando la fórmula:

$$P = \delta gh$$

Donde:

- P es la presión del líquido.
- δ es la densidad del líquido.
- g es la aceleración debido a la gravedad (aproximadamente 9,81 m/s² en la superficie de la Tierra.
- h es la altura o profundidad del líquido.

Esta fórmula se deriva del principio de que la presión en un punto dentro de un fluido en reposo es directamente proporcional a la densidad del fluido, la gravedad y la altura de la columna de fluido sobre ese punto.

¹ Una presión absoluta cero implica "vacío absoluto", no hay ni un átomo que sea capaz de ejercer presión sobre una superficie.

EJEMPLOS:

En el barómetro del Gráfico 9, se ve una columna de 540 mm de mercurio determinar la presión medida:

De la Tabla 3 la densidad del mercurio es 13540 Kg/m³ y la densidad del agua es 10000 g/cm³. La altura de las columnas será:

$$P = \delta gh$$

$$P_{\text{Hg}} = \delta gh = 13540 \frac{\text{Kg}}{\text{m}^3} * 9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} * 540 \text{ mmHg} * \frac{1 \text{ mHg}}{1000 \text{ mmHg}} = 71653,7$$

$$\frac{\text{N}}{\text{m}^2}$$

$$P_{\text{agua}} = \delta gh = 10000 \frac{\text{Kg}}{\text{m}^3} * 9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} * 540 \text{ mm} * \frac{1 \text{ m}}{1000 \text{ mm}} = 52920 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}$$

Si la presión atmosférica es 102500 Pa, ¿cuál sería la altura de una columna si el líquido analizado es agua?

$$h = \frac{P}{\delta g} = \frac{102500 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}}{13540 \frac{\text{Kg}}{\text{m}^3} * 9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}} = 0,77 \text{ mHg} = 772,5 \text{ mmHg}$$

$$h = \frac{P}{\delta g} = \frac{102500 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}}{10000 \frac{\text{Kg}}{\text{m}^3} * 9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}} = 1,045 \text{ mH}_2\text{O} = 1045 \text{ mmH}_2\text{O}^2$$

En un manómetro de un cilindro de acetileno, para soldadura, se registra una presión de 55 psi, si el cilindro está en Quito donde la presión atmosférica es 544 mmHg. Calcular la presión absoluta (Pa) del gas dentro del cilindro.

b) realizar el mismo cálculo si el cilindro se encuentra a en Guayaquil³.

$$P_{\text{abs}} = P_{\text{man}} + P_{\text{atm}}$$

$$P_{\text{abs Quito}} = 55 \text{ psi} * \frac{101325 \text{ Pa}}{14,7 \text{ psi}} + 544 \text{ mmHg} * \frac{101325 \text{ Pa}}{760 \text{ mmHg}} = 379107 \text{ Pa}$$

² En este ejercicio se puede ver que se necesitan columnas de agua más altas para medir las mismas presiones que con columnas de mercurio. Razón por lo que en los barómetros se utilizó Hg un líquido con alta densidad.

³ La presión atmosférica estándar en Guayaquil y en cualquier lugar sobre el nivel del mar s.n.m es 1atm = 101325Pa = 760mmHg

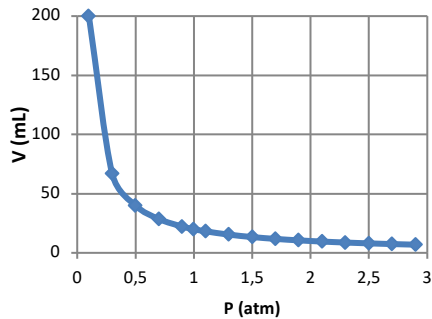
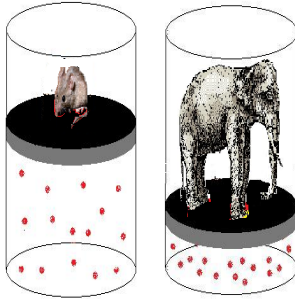
$$P_{\text{abs Guayaquil}} = 55 \text{ psi} * \frac{101325 \text{ Pa}}{14,7 \text{ psi}} + 760 \text{ mmHg} * \frac{101325 \text{ Pa}}{760 \text{ mmHg}} = 379107 \text{ Pa}$$

1.6.3 Volumen de los gases y vapores

En el caso de los gases, estos ocupan completamente el recipiente que los contiene, por lo que su volumen es igual al volumen del recipiente. A diferencia de los sólidos y líquidos, los gases tienen un volumen variable, especialmente cuando el recipiente es elástico, como ocurre con un émbolo o un pistón.

LEY DE BOYLE

La ley de Boyle establece que, a temperatura y número de moles constantes, el volumen de un gas es inversamente proporcional a la presión. Esta relación es más notable cuando el recipiente que lo contiene es flexible y puede cambiar de tamaño.



$$P_1 \quad V_1$$

$$P_2 \quad V_2$$

$$n = \text{cte} \quad T = \text{cte}$$

Gráfico 10. Ley de Boyle

$$PV = K_1$$

$$\begin{matrix} P_2 > P_1 \\ V_2 < V_1 \end{matrix}$$

$$P \propto \frac{1}{V}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Si aumenta la presión se comprime el sistema, si disminuye la presión el sistema se expande a condiciones de temperatura constante (condiciones isotérmicas).

EJEMPLOS:

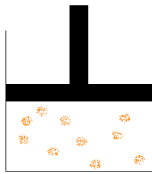
Se comprime un gas de forma isotérmica, si el manómetro conectado al recipiente marca inicialmente $P_1 = 10 \text{ atm}$ y con un volumen de 10 L , calcular el volumen final si la presión que marca el manómetro finalmente es $P = 20 \text{ atm}$.

$$P_1 = 10 \text{ atm} + 1 \text{ atm} = 11 \text{ atm} \quad V_1 = 10 \text{ L}$$

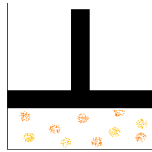
$$P_2 = 20 \text{ atm} + 1 \text{ atm} = 21 \text{ atm}$$

Isotérmico $T_1 = T_2 = \text{cte}$ y $n = \text{cte}$ porque no hay otra indicación

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$



$P_1 \quad V_1$



$P_2 \quad V_2$

$$\begin{aligned} \frac{P_1 V_1}{P_2} &= V_2 \\ \frac{11 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{21 \text{ atm}} &= V_2 \\ V_2 &= 5,24 \text{ L} \end{aligned}$$

Comprobación

$$\text{Compresión } P_2 > P_1 \rightarrow V_2 < V_1$$

Se almacena oxígeno en un tanque de 25 L a una presión de 1200 lbf/pulg^2 . Se deja escapar a la atmósfera el gas sin cambiar la temperatura. Calcular el volumen final que ocupará el gas cuando escape.

Datos:

$$P_1 = 1200$$

$$\text{lbf/pulg}^2$$

$$V_1 = 25 \text{ L}$$

$$P_2 = 1 \text{ atm}$$

$$V_2 = ?$$

$P_2 = 1 \text{ atm}$ si se deja escapar a la atmósfera,

$$P_2 = 1 \text{ atm} \cdot \frac{14,7 \text{ psi}}{1 \text{ atm}} = 14,7 \text{ psi}$$

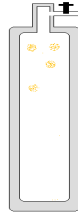
Isotérmico $T = \text{cte}$ y $n = \text{cte}$ porque no hay otra indicación

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

⁴ En las ecuaciones de las leyes de los gases se trabaja con Presiones absolutas ($P_{\text{abs}} = P_{\text{man}} + P_{\text{atm}}$) y Temperaturas absolutas ($^{\circ}\text{K}$). Si no se explica lo contrario utilizar la presión atmosférica estándar 1 atm .

$T = \text{cte}$
 $1 \text{ psi} = 1 \text{ lbf/pulg}^2$

=1



$P_1 V_1$

Comprobación

Compresión $P_2 > P_1 \rightarrow V_2 < V_1$

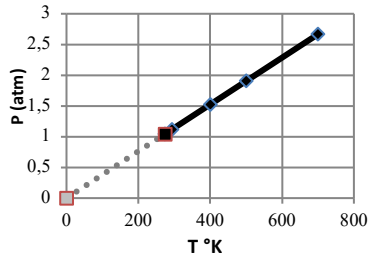
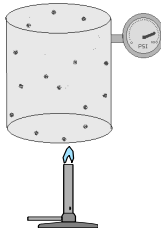
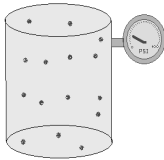
$$\frac{P_1 V_1}{P_2} = V_2$$

$$\frac{1200 \text{ psi} * 25 \text{ L}}{14,7 \text{ psi}} = V_2$$

$$V_2 = 2040,8 \text{ L}$$

LEY DE GAY LUSSAC

La ley de Gay-Lussac establece que, a volumen y número de moles constantes, la presión de un gas sobre el recipiente que lo contiene es directamente proporcional a la temperatura. Esta relación es más evidente en recipientes rígidos que impiden la expansión del gas.



$T_1 \quad P_1$

$T_2 \quad P_2$

$V = \text{cte}$ y $n = \text{cte}$

Gráfico 11. Ley de Gay Lussac

$P \propto T$

$T_2 > T_1$
 $P_2 > P_1$

$\frac{P}{T} = K_2$

$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

EJEMPLOS:

Un tanque de gas de cocina contiene 15 L de GLP a una presión de 21 psi y temperatura ambiente. El tanque puede soportar hasta 50 psi antes de explotar. Si ocurre un incendio y la temperatura alcanza los 200°C:

- a) Determinar si el tanque explotará o no.
 b) Calcular a qué temperatura explotaría.

$$T_1 = 25^\circ\text{C} + 273^\circ\text{C} = 298^\circ\text{K} \quad V_1 = 15 \text{ L} \quad P_1 = 21 \text{ psi} \quad T_1 = 25^\circ\text{C}$$

$$T_2 = 200^\circ\text{C} + 273^\circ\text{C} = 473^\circ\text{C} \quad V_2 = 15 \text{ L} \quad P_2 = ? \quad T_2 = 200^\circ\text{C}$$

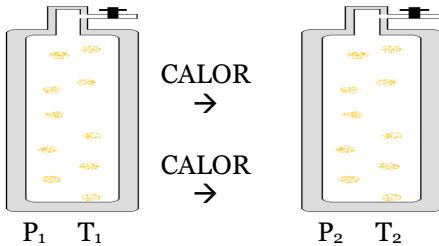
$V = \text{cte}$, porque un cilindro de gas de acero no se expande..

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$P_2 = \frac{P_1}{T_1} * T_2$$

$$P_2 = \frac{21 \text{ psi}}{298^\circ\text{K}} * 473^\circ\text{K} = 33,33 \text{ psi}$$

- a) Conclusión la presión a $T = 200^\circ\text{C}$ es 33,33 psi como la presión máxima que soporta el cilindro metálico es de 50 psi, el cilindro no explota.



$$T_2 = \frac{T_1}{P_1} * P_2$$

$$T_2 =$$

$$\frac{298 \text{ K}}{21 \text{ psi}} * 50 \text{ psi} = 709,5 \text{ K}$$

$$T_2 = 709,5 - 273 = 436,5 \text{ K}$$

- b) Para que el cilindro explote se debe alcanzar $436,5^\circ\text{K}$. para que $P > 50 \text{ psi}$

Si dejamos un cilindro de acero con un espesor de 5 cm lleno de helio dentro de un congelador a -45°C , e inicialmente el cilindro mostraba una presión de 3,1 atm en condiciones ambientales, determinemos lo que ocurrirá.

$$T_1 = 25^\circ\text{C}$$

$$P_{\text{man1}} = 3,1 \text{ atm}$$

$$T_2 = -45^\circ\text{C}$$

$$P_2 = ?$$

$$V = \text{cte}$$

$$T_1 = 25^\circ\text{C} + 273^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = -45^\circ\text{C} + 273 = 228 \text{ K}$$

$$P_1 = 3,1 \text{ atm} + 1 \text{ atm} = 4,1 \text{ atm}$$

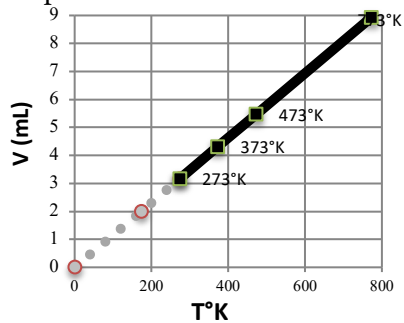
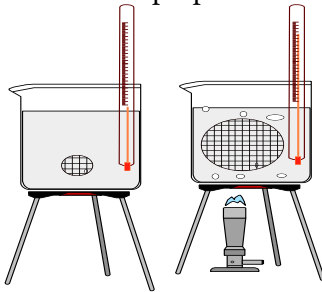
$$\text{El helio no se congela a } -45^\circ\text{C} \text{ sino a } -272,2^\circ\text{C}$$

$$P_2 = \frac{4,1 \text{ atm}}{298 \text{ K}} * 228 \text{ K} = 3,14 \text{ atm}$$

Comprobación: como V y n son constantes
 $P_2 < P_1$ y $T_2 < T_1 \rightarrow P \propto T$

1.1 LEY DE CHARLES

La ley de Charles establece que, a presión constante y con el número de moles del gas constante, el volumen que ocupa el gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta del sistema.



$$T_1 \quad V_1$$

$$T_2 \quad V_2$$

Gráfico 12. Ley de Charles

$$\begin{aligned} T_2 &> T_1 \\ V_2 &> V_1 \end{aligned}$$

$$V \propto T$$

$$\frac{V}{T} = K_3$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

EJEMPLOS:

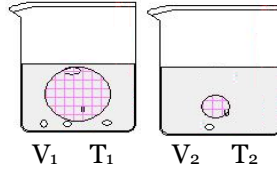
Analizando un globo lleno de aire, $V_1 = 3 \text{ m}^3$ a condiciones ambientales, a) se calienta el globo en agua caliente progresivamente desde la temperatura ambiente, 25°C , pasando por 30°C , 40°C , 55°C , 68°C , 77°C , 99°C . Calcular el volumen del globo a cada temperatura.

$$T_1 = 25^\circ\text{C} + 273^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = 200^\circ\text{C} + 273^\circ\text{C} =$$

$$473^\circ\text{C}$$

N°	T (°C)	T (K)	V (m³)
1	25	298	3,00
2	30	303	3,05
3	40	313	3,15
4	55	328	3,30
5	68	341	3,43
6	77	350	3,52
7	99	372	3,74



$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$V_2 = \frac{V_1}{T_1} * T_2$$

$$V_2 = \frac{3 \text{ m}^3}{298 \text{ K}} * 303 \text{ K} = 3,05 \text{ m}^3$$

$$V_3 = \frac{V_1}{T_1} * T_3 = \frac{V_2}{T_2} * T_3$$

$$V_3 = \frac{3 \text{ m}^3}{298 \text{ K}} * 313 \text{ K} = \frac{3,05 \text{ m}^3}{303} * 313 \text{ K} = 3,15 \text{ m}^3$$

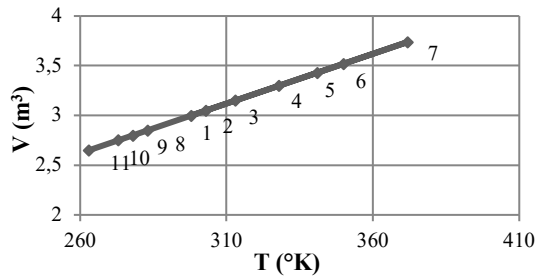
Se tiene un globo lleno con aire caliente a 99°C y luego se enfría, pasando por 10°C, 5°C, 0°C, -10°C. Calcular el volumen del globo a cada temperatura. Realizar un diagrama V vs T para los casos a y b.

N°	T (°C)	T (K)	V (m³)
8	10	283	2,85
9	5	278	2,80
10	0	273	2,75
11	-10	263	2,65

$$V_8 = \frac{V_7}{T_7} * T_8$$

$$V_8 = \frac{V_1}{T_1} * T_8$$

$$V_8 = \frac{3,74 \text{ m}^3}{372 \text{ K}} * 283^\circ \text{K} = 2,85 \text{ m}^3$$



Calcular la temperatura a la cual el volumen de un globo lleno de dióxido de carbono se comprimiría hasta tres veces su volumen inicial, dado que la temperatura inicial del globo es de 17°C .

Datos:

$$T_1 = 17^{\circ}\text{C} = 290\text{K}$$

$$V_1$$

$$T_2 = ?$$

$$V_2 = ?$$

Compresión $V_2 < V_1$, entonces $V_2 =$

$$\frac{V_1}{3} \text{ y } V_1 = 3V_2$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\frac{3V_2}{T_1} = \frac{V_2}{290\text{K}}$$

$$T_1 = 96,6\text{K} = -176,3^{\circ}\text{C}$$

LEY COMBINADA DE LOS GASES

En condiciones reales los gases no se mantienen a presión, volumen o temperatura constantes. Siempre hay cambios en las propiedades de los gases, si se analiza una misma cantidad de gas se puede combinar las tres leyes de los gases y obtener una ecuación combinada así:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad n = \text{cte}$$

Esta ley resulta muy útil para los estudiantes ya que en la mayoría de los problemas donde la cantidad de gas se mantenga constante se puede utilizar.

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad \text{si } n = \text{cte y } P = \text{cte}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{Ley de Charles}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad \text{si } n = \text{cte y } V = \text{cte}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{Ley de Gay Lussac}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad n = \text{cte y } T = \text{cte} \quad P_1 V_1 =$$

$$P_2 V_2 \quad \text{Ley de Boyle}$$

EJEMPLOS:

Un globo aerostático a condiciones ambientales ocupa un volumen de 230 pie³, conforme asciende a las capas superiores de la atmósfera la temperatura y la presión desciende. Si las condiciones en la atmósfera superior son: temperatura 4°C y presión 0,6 atm. Calcular el volumen que adquiere el globo aerostático en la atmósfera superior. (Asumir que no se escapa nada del gas del globo).

Datos:

$$T_1 = 25^\circ\text{C}$$

$$P_1 = 1 \text{ atm}$$

$$V_1 = 230 \text{ pie}^3$$

$$T_2 = 4^\circ\text{C} = 277\text{K}$$

$$P_2 = 0,6 \text{ atm}$$

$$V_2 = ?$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad n = \text{cte}$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2}$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2}$$

$$V_2 = \frac{1 \text{ atm} * 230 \text{ pie}^3 * 277 \text{ K}}{298 \text{ K} * 0,6 \text{ atm}} = 356,3 \text{ pie}^3$$

El volumen del globo aumenta en las condiciones de la atmósfera superior razón por la cual los globos aerostáticos son fabricados de materiales flexibles que permiten la expansión de los gases.

Durante la combustión de la gasolina en los cilindros del motor de un vehículo se producen 10 moles de gases de combustión que están a presión 6atm y a 600°C, luego salen por la válvula de escape, pero antes de salir a la atmósfera son enfriados hasta 22°C. Cuánto se expande el gas de combustión.

Datos:

$$n = 10 \text{ moles}$$

$$P_1 = 6 \text{ atm}$$

$$T_1 = 600^\circ\text{C} = 873\text{K}$$

$$V_1 = ?$$

$$P_2 = 1 \text{ atm}$$

$$T_2 = 22^\circ\text{C} = 295\text{K}$$

$$V_2 = ?$$

Ley combinada de los gases

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{P_1 T_2}{T_1 P_2}$$

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{6 \text{ atm} * 295 \text{ K}}{1 \text{ atm} * 873 \text{ K}} = 2,02$$

La relación entre el volumen final y el inicial se conoce como factor de compresión y como el factor de compresión es mayor a uno

$$V_2 = 2,02 V_1$$

Los gases se expanden hacia la atmósfera.

LEY DE AVOGADRO

La ley de Avogadro establece que, a temperatura y presión constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional a la cantidad de gas presente, medida en moles.

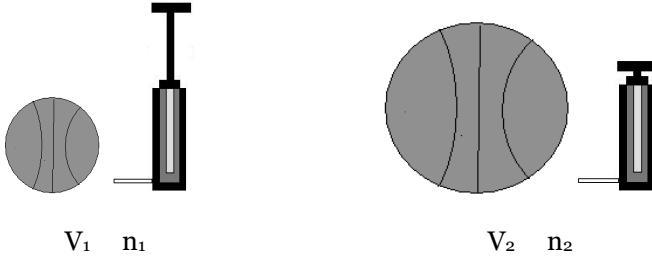


Gráfico 13. Ley de Avogadro

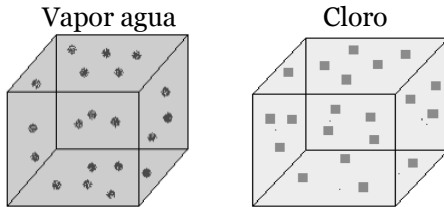
$$\begin{aligned} n_2 &> n_1 \\ V_2 &> V_1 \end{aligned}$$

$$V \propto n$$

$$\frac{V}{n} = K_4$$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Hipótesis de Avogadro



CONDICIONES NORMALES (CN)
 $P = 1 \text{ atm}$ y $T = 0^\circ\text{C}$
 Todo gas ocupa
 $22,4 \text{ litros} = 5,93 \text{ galones}$
 Esto equivale a 1 mol

$$\text{CN } 22,4 \text{ L}_{\text{vapor}} = 1 \text{ mol}_{\text{agua}} \quad \text{CN } 22,4 \text{ L}_{\text{cloro}} = 1 \text{ mol}_{\text{cloro}}$$

Gráfico 14. Hipótesis de Avogadro

EJEMPLOS:

Un globo relleno con 230 pie^3 de un gas, se deja volar libremente y llega hasta las capas superiores de la atmósfera. Si la atmósfera superior está a condiciones normales. Calcular la cantidad en moles de gas que hay en el globo aerostático. (Asumir que no se escapa nada del gas del globo).

Datos:	$\frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1}$	$P = \text{cte}$
$n = ?$		
$P_1 = 1 \text{ atm}$		
$T_1 = 25^\circ\text{C} = 298\text{K}$		
$V_1 = ?$	$V_2 = 230 \text{ pie}^3 * \frac{273\text{K}}{298\text{K}} = 210,7 \text{ pie}^3$	
$P_2 = 1 \text{ atm}$	$210,7 \text{ pie}^3 * \frac{28,31 \text{ L}}{1 \text{ pie}^3} = 5965 \text{ L}$	
$T_2 = 0^\circ\text{C} = 273\text{K}$		
$V_2 = ?$		
$P = \text{cte}$	CN $5965 \text{ L} * \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = 266,29 \text{ mol}$	

LEY DE LOS GASES IDEALES

Mediante la ley combinada de los gases y los principios anunciados por Avogadro se obtiene una ecuación en la cual se pueden calcular las condiciones finales de un gas si varía su temperatura, moles, volumen y presión.

$$\frac{PV}{nT} = \text{cte}$$

Para saber el valor de la constante K, se somete a un gas ideal a condiciones normales es decir $P=1\text{atm}$, $T=273^\circ\text{K}$, $V=1 \text{ mol}$, $n=1 \text{ mol}$.

$$\frac{1 \text{ atm} * 22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol} * 273\text{K}} = 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} = \text{cte}$$

Este valor es constante para todos los gases ya que a condiciones normales los gases tienen iguales características. Ahora K adquiere el nombre de constante universal de los gases ideales y su símbolo es R.

$$PV = nRT$$

Esta ley puede también escribirse de la siguiente manera, ya que

$$n = \frac{m}{PM}$$

$$PV = \frac{m}{MM} RT$$

DENSIDAD DE LOS GASES

Los gases tienen densidades muy bajas en comparación a otras sustancias y las unidades más comúnmente utilizadas son (g/L) o

(Kg/m³). Para calcular la densidad se puede utilizar la ley de los gases ideales.

$$\delta = \frac{m}{V} \quad PV = nRT = \frac{m}{MM} RT$$

$$\delta = \frac{P \cdot MM}{RT} = \frac{m}{V}$$

La densidad de los gases depende de la presión y la temperatura a la que se analice el gas por lo tanto la densidad de los gases es variable.

EJEMPLOS:

a) Calcular la cantidad de CO₂ que existe a T = 34°C, P = 2,3 atm y V = 7,6 L.

b) Calcular la densidad del gas y,

c) Calcular la densidad del gas a condiciones normales

Datos:

T = 34°C

P = 2,3atm

V = 7,6l

MM_{CO₂} = 44g/mol

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{2,3 \text{ atm} \cdot 7,6 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot 307\text{K}} = 0,69 \text{ mol}$$

$$\delta = \frac{P \cdot MM}{RT} = \frac{2,3 \text{ atm} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot 307\text{K}} = 4,02 \frac{\text{g}}{\text{l}}$$

c)

P = 1 atm

T = 0°C = 273K

$$\delta = \frac{P \cdot MM}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot 273\text{K}} = 1,97 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Calcular la masa de gas cloro contenido en un cilindro cuyas dimensiones son radio igual a 3 pulgadas y altura 45 cm, a una presión de 35 psi; este gas se descomprime un 30 % y se enfría a 240K, calcular la densidad del cloro a las condiciones iniciales.

Datos:

P₁ = 35 psi =

2,38 atm

T₁ = ?

P₂ = ?

T₂ = ?

n = cte

$$PV = \frac{m}{MM} RT \quad \text{falta la temperatura}$$

Descompresión ↓ P en un 30 %

$$P - 0.3P = 0.7P$$

$$V = \pi r^2 h = \pi (3 \text{ pulg})^2 \cdot 45 \text{ cm} \frac{1 \text{ pulg}}{2,54 \text{ cm}} = 500,9 \text{ pulg}^3$$

V = cte

MM Cl₂=

71 g/mol

P₁= 2,38

atm

T₁=?

$$500,9 \text{ pulg}^3 * \frac{0,0164 \text{ L}}{1 \text{ pulg}^3} = 8,2 \text{ L}$$

$$m = \frac{PVMM}{RT}$$

$$m = \frac{0,7(2,38 \text{ atm}) * 8,2 \text{ L} * 71 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{\frac{0,082 \text{ atm L}}{\text{°K mol}} * 240\text{K}} = 48,1 \text{ g}$$

$$\delta_2 = \frac{m}{V} = \frac{48,1 \text{ g}}{8,2 \text{ L}} = 5,86 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad n \text{ y } V \text{ ctes}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{0,7P_1}{240\text{K}}$$

$$T_1 = 342,86\text{K}$$

$$\delta_1 = \frac{P * MM}{RT} = \frac{2,38 \text{ atm} * 71 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{Kmol}} * 342,86\text{K}} = 6,01 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

MEZCLAS DE GASES

Los gases no existen solos en la naturaleza sino en forma de mezclas con otros gases, un ejemplo típico es el aire que respiramos, que en realidad es una mezcla de varios gases:

Tabla 9. Composición volumétrica del aire

Gases		% Volumen
Nitrógeno	N ₂	78,00
Oxígeno	O ₂	21,00
Argón	Ar	0,93
Dióxido de carbono	CO ₂	0,03
Otros	----	0,04

Al tener varios gases que están mezclados entre sí, pero que no reaccionan químicamente, tanto la presión, el volumen de la mezcla dependerán de la cantidad de cada gas en la mezcla y la temperatura a la que se encuentran.

Fracción volumétrica, la fracción volumétrica o fracción en volumen es la relación entre el volumen de uno de los componentes de la mezcla con respecto al volumen total de toda la mezcla.

$$X_{vi} = \frac{V_i}{V_T}$$

$$1 = X_{v1} + X_{v2} + X_{v3} + \dots + X_{vn}$$

Composición volumétrica, es la composición de la mezcla expresada en porcentaje, e igual a la fracción volumétrica por 100%.

$$\%X_{vi} = \frac{V_i}{V_T} * 100\%$$

$$100\% = \%X_{v1} + \%X_{v2} + \%X_{v3} + \dots + \%X_{vn}$$

EJEMPLOS:

Si se tienen 6700 cm³ de una mezcla de gases que contiene 1000 cm³ de nitrógeno, 0,45 litros de oxígeno, 0,1 pie³ de hidrógeno y el resto dióxido de carbono.

a) Calcular la fracción molar de dióxido de carbono,

b) Calcular la composición volumétrica del gas.

Primero pasar todos los volúmenes de los gases a las mismas unidades.

$$0,45\text{L} * \frac{1000 \text{ cm}^3}{1\text{L}} = 450 \text{ cm}^3$$

$$0,1\text{pie}^3 * \frac{28315,38 \text{ cm}^3}{1\text{pie}^3} = 2831,54 \text{ cm}^3$$

$$X_{vO_2} = \frac{V_{N_2}}{V_T} = \frac{450 \text{ cm}^3}{6700 \text{ cm}^3} = 0,07$$

$$X_{vH_2} = \frac{V_{H_2}}{V_T} = \frac{2831,54 \text{ cm}^3}{6700 \text{ cm}^3} = 0,42$$

$$X_{vN_2} = \frac{V_{N_2}}{V_T} = \frac{1000 \text{ cm}^3}{6700 \text{ cm}^3} = 0,15$$

$$X_{vCO_2} = 1 - X_{vN_2} - X_{vO_2} - X_{vH_2}$$

$$X_{vCO_2} = 1 - 0,15 - 0,42 - 0,07 = 0,36$$

Hay que recordar que no se pueden sumar los volúmenes en líquidos, gases y sólidos.

a) $\%X_{vN_2} = X_{vN_2} * 100\%$ $\%X_{vN_2} = 0,15 * 100\% = 15,00\%$

Gases Composición Volumétrica

N ₂	15,00%
O ₂	7,00%
H ₂	42,00%
CO ₂	36,00%

Fracción molar, la fracción molar es la relación entre las moles de uno de los componentes de la mezcla con respecto a las moles totales de toda la mezcla.

$$X_i = \frac{n_i}{n_T}$$

$$1 = X_1 + X_2 + X_3 + \dots + X_n$$

EJEMPLO:

Si se tienen 150 moles de una mezcla de gases que contiene 10 moles de nitrógeno, 45 moles de oxígeno, 40 moles de hidrógeno y 55 moles de dióxido de carbono.

$$X_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_T} = \frac{10 \text{ mol}}{150 \text{ mol}} = 0,06 \qquad X_{H_2} = \frac{n_{H_2}}{n_T} = \frac{40 \text{ mol}}{150 \text{ mol}} = 0,27$$

$$X_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_T} = \frac{45 \text{ mol}}{150 \text{ mol}} = 0,30 \qquad X_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}}{n_T} = \frac{55 \text{ mol}}{150 \text{ mol}} = 0,37$$

$$1 = X_{N_2} + X_{O_2} + X_{H_2} + X_{CO_2}$$

$$0,06 + 0,27 + 0,30 + 0,37 = 1$$

Se mezclan 10 g de A y 2 moles de C a condiciones ambientales con 15 L de B a 67 psi de presión. Si el gas A y B están en proporción volumétrica 1:3; la mezcla se volverá peligrosamente explosiva. Si el gas B y C están en relación molar 2:5, entonces, B y C reaccionarán químicamente. Determinar si la mezcla es explosiva, reactiva o inocua. ($MM_A = 45\text{g/mol}$, $MM_B = 12\text{g/mol}$, $MM_C = 62\text{g/mol}$)

Datos:	$n_A = \frac{m_A}{MM_A} = \frac{10 \text{ g}}{45 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,22 \text{ mol}$	$X_A = \frac{0,2}{5,04} = 0,04$
$m_A = 10$ g	$n_B = \frac{PV}{RT} = \frac{4,6 \text{ atm} * 15 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} * 298\text{K}} = 2,82 \text{ mol}$	$X_B = \frac{2,82}{5,04} = 0,56$
$V_B = 15 \text{ L}$		
$P_B = 67$ psi = 4,6 atm	$n_C = 2 \text{ moles}$	$X_C = \frac{2,00}{5,04} = 0,40$
$n_C = 2$ mol	$n_T = 5,04 \text{ moles}$	
$T = 25^\circ\text{C}$ = 298K		

$$V_A = \frac{n_A RT}{P} = \frac{0,22 \text{ mol} * \frac{0,082 \text{ atm L}}{\text{K mol}} * 298^\circ\text{K}}{\text{Latm}} = 5,37\text{L}$$

$$V_B = 15\text{L}$$

$$V_C = \frac{n_C RT}{P} = \frac{2 \text{ mol} * \frac{0,082 \text{ atm L}}{\text{K mol}} * 298^\circ\text{K}}{\text{L atm}} = 48,87\text{L}$$

$$\text{Relación volumétrica } \frac{A}{B} = \frac{V_A}{V_B} = \frac{5,37}{15} \cong \frac{1}{3}$$

$$\text{Relación molar } \frac{B}{C} = \frac{X_B}{X_C} = \frac{0,56}{0,40} = \frac{7}{5}$$

La relación volumétrica es casi 1/3 o 0,333 la mezcla gaseosa es explosiva

Masa molecular de mezcla de gases (MM_M), la masa molecular de una mezcla es la aportación de las masas moleculares de todos los gases que componen la mezcla multiplicada por su fracción molar.

$$MM_m = X_1 MM_1 + X_2 MM_2 + X_3 MM_3 + \dots + X_n MM_n$$

Donde MM_m es la masa molecular de la mezcla y MM_n es la masa molecular de cada componente de la mezcla, X_n es la fracción molar de cada componente.

EJEMPLO:

Se mezclan 10 moles de nitrógeno, 45 moles de oxígeno, 40 moles de hidrógeno y 55 moles de dióxido de carbono.

a) Calcular la masa molecular de la mezcla.

MM N ₂ = 2x14 = 28 g/mol	n _T = 10 + 45 + 40 + 55 =
MM O ₂ = 2x16 = 32 g/mol	150 mol
MM H ₂ = 1x1 = 2 g/mol	X N ₂ = 10/150 = 0,06
MM CO ₂ = 1x12 + 2x16 = 44 g/mol	X O ₂ = 45/150 = 0,30
	X H ₂ = 40/150 = 0,27
	X CO ₂ = 55/150 = 0,37

$$MM_m = X_{N_2} MM_{N_2} + X_{O_2} MM_{O_2} + X_{H_2} MM_{H_2} + X_{CO_2} MM_{CO_2}$$

$$MM_M = 0,06 * 28 + 0,30 * 32 + 0,27 * 2 + 0,37 * 44 = 29,83 \text{ g/mol}$$

1.1.1 Ley de las presiones parciales

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$

Si se tiene una mezcla de n gases a una misma temperatura y volumen, la presión total de la mezcla es igual a la suma de las presiones parciales de todos los n gases dentro de la mezcla.

Presión parcial, se define como presión parcial de un gas a la presión que ejercerían las moles de dicho gas si estuviera solo en el recipiente que contiene a la mezcla y a la misma temperatura de la mezcla.

$$P_i = X_i \cdot P_T$$

$$P_i = \frac{n_i RT}{V}$$

Donde:

P_i = presión parcial de uno de los gases de la mezcla

P_T = presión total, también se puede representar P_1, P_2, P_i, P_f .

X_i = fracción molar

n_i = número de moles de uno de los gases de la mezcla

Dalton luego de varios experimentos demostró que dentro de una mezcla gaseosa cada gas se comporta de una manera independiente, es decir que cada gas ejerce su propia presión en un contenedor rígido y cerrado.

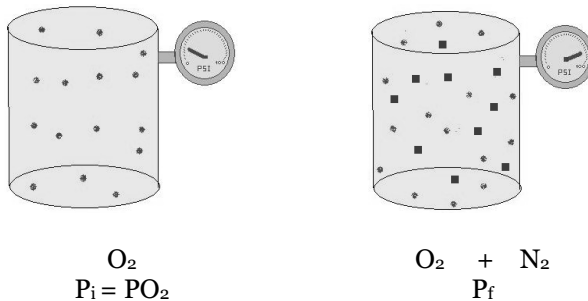


Gráfico 15. Ley de las presiones parciales

En el Gráfico 15 se puede ver que en el cilindro inicialmente hay 15 moles de oxígeno (representados por puntos); a continuación, se

mezclan con 10 moles de nitrógeno (representado por cuadrados), mientras se mantiene la temperatura constante. Una vez se mezclan completamente los gases, se observa un aumento en la presión del manómetro. Si las condiciones de temperatura no cambian y como el volumen no aumenta, se puede calcular la presión total en el cilindro a las condiciones finales.

$$P_i = \frac{n_{O_2} RT}{V} = P_{O_2}$$

$$P_f = \frac{n_T RT}{V} = \frac{(n_{O_2} + n_{N_2}) RT}{V}$$

Así la presión parcial del nitrógeno:

$$P_{N_2} = \frac{n_{N_2} RT}{V}$$

$$P_f = \frac{(n_{O_2}) RT}{V} + \frac{(n_{N_2}) RT}{V}$$

$$P_f = P_{O_2} + P_{N_2}$$

EJEMPLO:

Se mezclan 100 g de metano que está a 65psi y $T=50^\circ\text{C}$ con 20 L de butano a 80 psi y $T=45^\circ\text{C}$. ambos gases se mezclan en un cilindro metálico de 5 L de capacidad y 60°C .

a) Calcular las presiones parciales del metano y el butano.

En los ejercicios de mezcla primero calcular la composición

Primer método:

$$P_{CH_4} = X_{CH_4} * P_T$$

$$n_{CH_4} = \frac{25\text{g}}{16\frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,56\text{mol}$$

$$n_{C_4H_{10}} = \frac{PV}{RT} = \frac{5,4\text{ atm} * 20\text{ L}}{0,082\frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} * 318\text{K}} = 4,1\text{ mol}$$

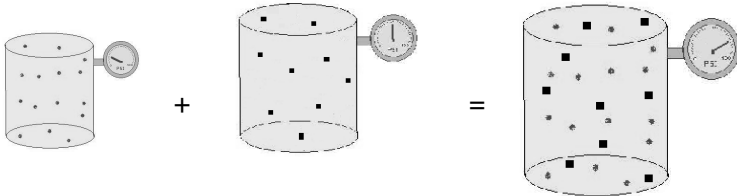
$$n_T = n_{CH_4} + n_{C_4H_{10}} = 5,66\text{mol}$$

$$P_T = \frac{n_T RT}{V} = \frac{5,66\text{ mol} * 0,082\frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} * 333\text{K}}{50\text{ L}} = 3,09\text{ atm}$$

$$X_{CH_4} = \frac{n_{CH_4}}{n_T} = \frac{1,56}{5,66} = 0,28 \quad X_{C_4H_{10}} = \frac{n_{C_4H_{10}}}{n_T} = \frac{4,1}{5,66} = 0,72$$

$$P_{CH_4} = X_{CH_4} P = 0,28 * 3,09\text{ atm} = 0,87\text{ atm}$$

$$P_{C_4H_{10}} = X_{C_4H_{10}} P = 0,72 * 3,09 \text{ atm} = 2,22 \text{ atm}$$



CH_4	C_4H_{10}	$CH_4 + C_4H_{10}$
$P_{CH_4} = 65 \text{ psi} = 4,4 \text{ atm}$	$P_{C_4H_{10}} = 80 \text{ psi} = 5,4 \text{ atm}$	$V_T = 50 \text{ L}$
$T_{CH_4} = 50^\circ C = 323K$	$T_{C_4H_{10}} = 45^\circ C = 318K$	$n_T = n_{CH_4} + n_{C_4H_{10}} = 13,5 \text{ mol}$
$m_{CH_4} = 25 \text{ g}$	$V_{C_4H_{10}} = 20 \text{ L}$	$T = 60^\circ C = 333K$
$n_{CH_4} = 1,56 \text{ mol}$	$n_{C_4H_{10}} = 4,1 \text{ mol}$	$P_T = ?$
$V_{CH_4} = 9,4 \text{ L}$		

Otro razonamiento aplicando la definición de Presión Parcial

$$P_{CH_4} = \frac{n_{CH_4} RT}{V_T} = \frac{1,56 \text{ mol} * 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} * 333K}{50 \text{ L}} = 0,86 \text{ atm}$$

$$P_{C_4H_{10}} = \frac{n_{C_4H_{10}} RT}{V_T} = \frac{4,10 \text{ mol} * 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} * 333K}{50 \text{ L}} = 2,23 \text{ atm}$$

Otro razonamiento: aplicando las leyes de los gases, se asume como si el gas cambia de sus condiciones iniciales (1) y a condiciones de la mezcla (2).

$$\frac{n_{CH_4} = \text{cte}}{\frac{P_{1CH_4} V_{1CH_4}}{T_1} = \frac{P_{2CH_4} V_{2CH_4}}{T_2}} \quad \frac{n_{C_4H_{10}} = \text{cte}}{\frac{P_{1C_4H_{10}} V_{1C_4H_{10}}}{T_1} = \frac{P_{2C_4H_{10}} V_{2C_4H_{10}}}{T_2}}$$

$$\frac{4,4 \text{ atm} * 9,4 \text{ L}}{323K} = \frac{P_{2CH_4} * 50 \text{ L}}{333K} \quad \frac{5,4 \text{ atm} * 20 \text{ L}}{318^\circ K} = \frac{P_{2C_4H_{10}} * 50 \text{ L}}{333K}$$

$$P_{2CH_4} = 0,86 \text{ atm} \quad P_{2C_4H_{10}} = 2,23 \text{ atm}$$

1.1.2 Ley de los volúmenes parciales

$$V_T = V_1 + V_2 + V_3 + \dots + V_N$$

Si se tiene una mezcla de n gases a una misma temperatura, para que la presión total de la mezcla se mantenga constante el volumen total de la mezcla aumenta o disminuye y es igual a la suma de los volúmenes parciales de todos los gases dentro de la mezcla.

Volumen parcial, se define como volumen parcial de un gas como el volumen que ocupan las moles de dicho gas si estuviera solo a la presión de la mezcla manteniendo la misma temperatura.

$$V_i = X_{v_i} \cdot V_T$$

Donde:

V_i = volumen parcial de uno de los gases de la mezcla

$$V_i = \frac{n_i RT}{P}$$

V_T = volumen total, también se puede representar V_1, V_2, V_i, V_f .

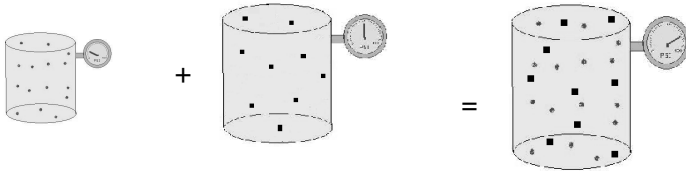
X_{v_i} = fracción volumétrica

n_i = número de moles de uno de los gases de la mezcla

EJEMPLO:

Se mezclan 100 g de metano que está a 65 psi y $T=50^\circ\text{C}$ con 20 L de butano a 80 psi y $T=45^\circ\text{C}$. ambos gases se mezclan en un cilindro metálico de 5 L de capacidad y 60°C .

a) Calcular las presiones parciales del metano y el butano.



$$P_{\text{CH}_4} = 65 \text{ psi} =$$

$$4,4 \text{ atm}$$

$$T_{\text{CH}_4} = 50^\circ\text{C} =$$

$$323 \text{ K}$$

$$m_{\text{CH}_4} = 25 \text{ g}$$

$$n_{\text{CH}_4} = 1,56 \text{ mol}$$

$$V_{\text{CH}_4} = 9,4 \text{ L}$$



$$P_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 80 \text{ psi} = 5,4$$

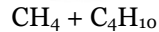
$$\text{atm}$$

$$T_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 45^\circ\text{C} =$$

$$318 \text{ K}$$

$$V_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 20 \text{ L}$$

$$n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 4,1 \text{ mol}$$



$$V_T = 50 \text{ L}$$

$$n_T$$

$$= n_{\text{CH}_4} + n_{\text{C}_4\text{H}_{10}}$$

$$13,5 \text{ mol}$$

$$T = 60^\circ\text{C} = 333 \text{ K}$$

$$P_T = 3,09 \text{ atm}$$

Otro razonamiento aplicando la definición de Presión Parcial

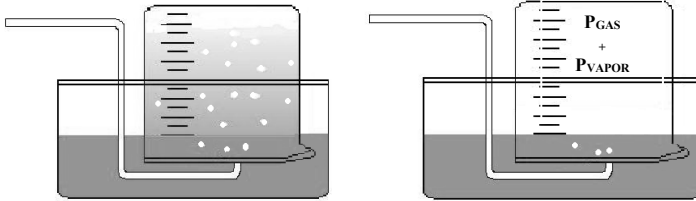
$$V_{\text{CH}_4} = \frac{n_{\text{CH}_4} RT}{P_T} = \frac{1,56 \text{ mol} * 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} * 333\text{K}}{3,09 \text{ atm}} = 13,79 \text{ L}$$

$$V_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} RT}{P_T} = \frac{4,10 \text{ mol} * 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} * 333\text{K}}{3,09 \text{ atm}} = 36,23 \text{ L}$$

Otro razonamiento: aplicando las leyes de los gases, se asume como si el gas cambia de sus condiciones iniciales (1), luego a condiciones de la mezcla (2).

$$\begin{aligned} n_{\text{CH}_4} &= \text{cte} & n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} &= \text{cte} \\ \frac{P_{1\text{CH}_4} V_{1\text{CH}_4}}{T_1} &= \frac{P_{2\text{CH}_4} V_{2\text{CH}_4}}{T_2} & \frac{P_{1\text{C}_4\text{H}_{10}} V_{1\text{C}_4\text{H}_{10}}}{T_1} &= \frac{P_{2\text{C}_4\text{H}_{10}} V_{2\text{C}_4\text{H}_{10}}}{T_2} \\ \frac{4,4 \text{ atm} * 9,4 \text{ L}}{323\text{K}} &= \frac{3,09 \text{ atm} * V_{2\text{CH}_4}}{333\text{K}} & \frac{5,4 \text{ atm} * 20 \text{ L}}{318\text{K}} &= \frac{3,09 \text{ atm} * V_{2\text{C}_4\text{H}_{10}}}{333\text{K}} \\ V_{2\text{CH}_4} &= 13,79 \text{ L} & P_{2\text{C}_4\text{H}_{10}} &= 36,6 \text{ L} \end{aligned}$$

RECOLECCIÓN DE GASES SOBRE AGUA



Para recoger los gases producidos en una reacción química sobre agua, se llena un recipiente en el que se pueda medir el volumen y se invierte para evitar que ingrese aire y se conecta a una fuente que libere un gas.

Conforme el gas ingresa al recipiente va arrastrando pequeñas gotas de agua que se mezclan con el gas que ingresa. Todo esto hasta que se llegue a un equilibrio en el nivel del líquido dentro y fuera del recipiente.

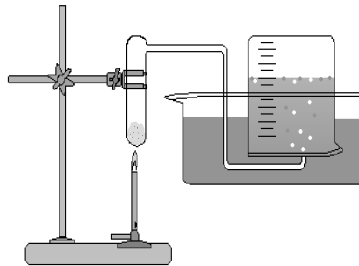
Aplicando la Ley de Dalton

$$P_{\text{gas húmedo}} = P_{\text{gas seco}} + P_{\text{vapor}}$$

La presión de vapor es una variable que depende únicamente de la temperatura a la que se recoja el gas, como se muestra en el ANEXO 8

EJEMPLO:

Se quiere conocer la cantidad en gramos de dióxido de carbono que se produce después de descomponer carbonato de calcio. Si se recoge el gas sobre agua a 30°C , el volumen de gas obtenido es 340 mL y la presión total 820 mmHg.



$T=30^{\circ}\text{C}$, en la Tabla 16 a $T=30^{\circ}\text{C}$, la presión de vapor es: $P_{\text{vapor}} = 31,844 \text{ mmHg}$.

$$P_{\text{gas húmedo}} = P_{\text{gas seco}} + P_{\text{vapor}}$$

$$P_{\text{CO}_2 \text{ húmedo}} = P_{\text{CO}_2} + P_{\text{vapor}}$$

$$P_{\text{CO}_2} = P_{\text{CO}_2 \text{ húmedo}} - P_{\text{vapor}}$$

$$P_{\text{CO}_2} = 820 \text{ mmHg} - 31,84 \text{ mmHg} = 788,16 \text{ mmHg}$$

$$788,16 \text{ mmHg} * \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 1,037 \text{ atm}$$

Como es un gas en el que no hay cambios de P, V, T, n, se puede utilizar la ley de los gases ideales.

$$MM_{\text{CO}_2} = 1 \times 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g/mol}$$

$$PV = \frac{m}{MM} RT$$

$$T = 30 + 273 = 303 \text{ K}$$

$$m_{\text{CO}_2} = \frac{P_{\text{CO}_2} V MM_{\text{CO}_2}}{RT}$$

$$V = 340 \text{ mL} * \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,34 \text{ L}$$

$$m_{\text{CO}_2} = \frac{1,037 \text{ atm} * 0,34 \text{ L} * 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} * 303 \text{ K}} = 0,62 \text{ g CO}_2$$

EJERCICIOS DE PRÁCTICA

1. Describir detalladamente un objeto de la vida real que aplique las leyes de los gases estudiados en estos capítulos y como se aplica.
2. Utilizando las leyes de los gases demostrar bajo qué condiciones se pueden escribir las siguientes ecuaciones:
 - b) $\frac{n_1}{P_1} = \frac{n_2}{P_2}$
 - c) $\frac{\delta_1}{P_1} = \frac{\delta_2}{P_2}$
 - d) $\delta_1 T_1 = \delta_1 T_2$
3. La presión de una llanta medida con un manómetro a condiciones ambientales es 30psi luego de recorrer 40Km se vuelve a medir la presión de la llanta y asciende a 55psi. Calcular la temperatura final de la llanta. Asumir que no hay cambio en el volumen de la llanta.[125°C]
4. Se pulveriza un componente de la gasolina (2,2,4-trimetilpentano) C_8H_{18} , a temperatura y presión ambiental, si quemamos 7 L de gasolina, de densidad 0,704 g/mL, con el aire suficiente se producen 345,76 moles de dióxido de carbono y 388,98 moles de vapor de agua que salen a $P=1,2$ atm y $T=800^\circ C$. Calcular la presión parcial de cada gas en el producto. [$PCO_2=0,564$ atm; $PH_2O=0,636$ atm].
5. Se hierve y evapora un volumen de agua en un recipiente cerrado de 6litros de capacidad, la presión manométrica es 78psi. a) Determinar la cantidad en gramos de vapor que hay encerrado, b) calcular el volumen de agua que había al inicio. [22,28; 22,28cm³]
6. Una mezcla de gases en relación molar 2:5 CH_4 y C_2H_6 ocupa un volumen de 20 pie³, a una determinada P y T. Se mezcla estos gases con 7 moles de O_2 y se obtienen 25 pie³ de mezcla medidos en las mismas condiciones de P y T. Calcular la composición molar de la mezcla final. [$XCH_4=0,21$; $XC_2H_6=0,51$; $XO_2=0,28$]
7. Una mezcla de gases constituida por 65 g de SO_2 ; y X g de CO_2 se halla en un recipiente cerrado de 0,12 pie³ de volumen a la temperatura de 300K. Calcular a) la presión inicial de la mezcla y si la presión parcial del CO_2 es 3,37 atm; b) la presión parcial del SO_2 después de comprimir un 40% la mezcla,

isotérmicamente. $[x_{CO_2}=20,42g; \quad P_i=20,42atm; \quad P_{SO_2}=10,37atm]$

8. En la fermentación de la glucosa $C_6H_{12}O_6$ se produce 30 % de CH_3CH_2OH y CO_2 . Si por cada Kilo de glucosa se liberan 560 cm^3 de los gases de fermentación a condiciones ambientales. Si por cada litro de etanol se produce un litro de dióxido de carbono, calcular el volumen parcial del CO_2 si se procesan 500TON de glucosa. $[1,4 \times 10^5]$

9. Dados los siguientes datos.

a) Graficar

b) Reconocer que ley de los gases está representando en cada tabla

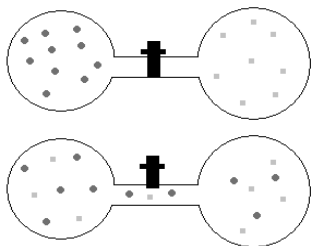
c) Completar cada tabla

T °C	V (mL)
63	20
65	31
68	47
70	54
120	
145	
P= 1 atm	n= 1 mol

T °C	P (psi)
25	14.7
78	47.7
206	164.7
400	
450	
V= 2l	n= 1mol

V (mL)	P (psi)
7,84	150
10	117,6
20	58,8
30	39,2
45	26,13
65	
80	
T= 25°C	n=1 mol

10. En una botella de vidrio herméticamente cerrada hay 6 moles



de nitrógeno a $P=0,5$ atm y temperatura ambiental. Cuánto helio hay que introducir en la botella para que la presión aumente a 0,8 atm a condiciones ambientales. $[3,6 \text{ mol}]$

11. Dada la Gráfica, en el equipo de vidrio se tienen 20 L de un gas medidos a $P=5$ atm y en el otro recipiente se tienen 23 L de otro gas medidos a $P=2$ atm. Calcular la presión final cuando se abre la válvula y se mezclen los gases si la temperatura permanece constante. $[3,39 \text{ atm, descarte el volumen de la válvula que conecta ambos recipientes}]$

12. En las bebidas gaseosas el dióxido de carbono disuelto en la bebida está comprimido a 3 atm aproximadamente. Al destapar la botella por un minuto se libera el gas a la atmósfera; si se

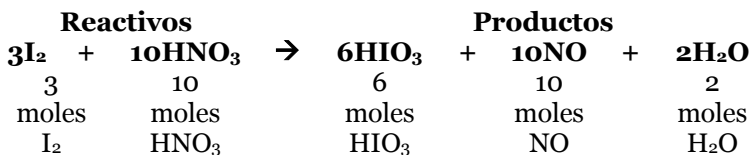
- escapa un 35% del gas que había al inicio, calcular la presión final a la que está sometido el gas dentro de la botella. [1,95 atm].
13. Para que un objeto se eleve en la atmósfera su densidad debe ser menor a la del aire. Si analizamos las condiciones ambientales de Quito $P=544$ mmHg y $T=20^{\circ}\text{C}$. Calcular si a) un globo lleno con helio a condiciones normales flota, b) un globo lleno con dióxido de carbono a condiciones ambientales flota, c) un globo lleno con una mezcla 50 % molar He- CO_2 si flota a condiciones ambientales, d) un globo con aire a $P=544$ mmHg y 40°C flota, e) si el globo en el literal a, b, c, d no flota calcular a la misma presión la temperatura a la cuál flotará el globo. Despreciar el peso del globo. [el globo con CO_2 no flota a temperaturas menores a $447,12\text{K}$, los demás si flotan]
 14. Se recoge 450 cm^3 de CO_2 húmedo a $T=90^{\circ}\text{C}$ la presión atmosférica es 760 torr, calcular que sucede si se enfría la mezcla 10°C a presión constante. [la XCO_2 aumenta de $0,3\text{L}$ a $0,53\text{ L}$]
 15. En un recipiente con un émbolo móvil se encierra inicialmente 186 g de helio a 560 mmHg de presión y 80°C , se deja escapar 100 L del gas hasta que la presión disminuye a la cuarta parte. Cuánto se deberá cambiar la temperatura del sistema para que el volumen se mantenga constante. [93°K]
 16. Se quiere determinar la presión barométrica de forma indirecta, para lo cual se recoge 6 pie^3 de un gas producto de una reacción química sobre agua a 15°C . Mediante cálculos estequiométricos se determina que la reacción produjo exactamente $4,5\text{ mol}$ del gas. a) ¿Cuál es la presión barométrica?, b) ¿Cuál es la altitud a la cual se realizó el experimento? [484 mmHg ; 3649 m]
 17. Un buzo se sumerge a 90 pie de profundidad en el mar. Si los pulmones retienen un máximo de 3500 mL de aire por respiración a presión atmosférica, calcular en el mar a 90 pies de profundidad ¿cuánto volumen ocupa el aire en los pulmones?, b) y si el buzo sube 25 pies desde el fondo del mar hacia la superficie rápidamente, ¿cuánto se expandirá el aire en los pulmones?, c) Si el volumen del aire en los pulmones se expande $1,5$ veces rápidamente se corre el riesgo de romper las delicadas paredes celulares del pulmón y el buzo corre hasta riesgo de muerte. ¿Qué le sucederá al buzo si desde el fondo del mar sube 25 pies ? (Sugerencia $P=\delta gh$, $\delta_{\text{MAR}}=1,03\text{ g/cm}^3$) [1282]

- mL; 1759 mL; 1,37 veces se expande y por tanto el buzo está en peligro].
18. El cuerpo trabaja bien si la presión parcial del oxígeno es 0,2 atm en los pulmones, los buzos llevan aire comprimido mezclado con helio, ya que si la presión parcial del nitrógeno excede 1 atm éste se disuelve en la sangre causando una intoxicación peligrosa, en cambio el helio es insoluble en la sangre y por eso se utiliza en los tanques de buceo para diluir el nitrógeno. Calcular cuánto helio se debe mezclar con 10 litros de aire contenidos en un tanque de buceo; tal que, si el buzo se sumerge a 80 pies de profundidad el nitrógeno no se disuelve en la sangre y causa narcolepsia. Asumir que el helio y el aire están a igual P y T al mezclarse [$>9,5l$ de He].
19. Dibuje los gases dados a las siguientes condiciones:
- Condición inicial: se tiene un globo lleno de helio al ambiente, condición final: se enfría isobáricamente el globo a -23°C .
 - Condición inicial: en un recipiente de vidrio de 1000 mL se encierra 10 g CO_2 sólido a -5°C , condición final: se lleva el recipiente al ambiente. El recipiente de vidrio soporta máximo 6 atm de presión
 - Condición inicial: en un émbolo se encierran 60 mL de aire a 45°C y 1,3 atm, condición final: se calienta 5°C más y se descomprime un 30 %.
 - Condición inicial: un recipiente de 500 mL de aerosol lleno con butano a 15 psi de presión, condiciones finales: se lanza el recipiente a la flama 200°C aproximadamente. El recipiente soporta 21 psi máximo.
 - Condición inicial: 3 moles de CO_2 a 40°C y 23 psi, condición final: se añaden 100 g de Ne, la presión en el contenedor se reduce a 10 psi. El recipiente es de acero de 5 cm de espesor.
 - Condición inicial: 3 moles de CO_2 a 40°C y 23 psi, condición final: se añaden 100 g de Ne, la presión en el contenedor se reduce a 10 psi y se calienta a 80°C , el recipiente es flexible.
20. Se quema metano en exceso de oxígeno según la reacción: $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ y se recogen 15 g de los gases de combustión sobre agua a una presión de 750 mmHg y a 35°C . la relación molar de los gases de combustión es 2 mol H_2O :1 mol CO_2 , calcular la presión total de los gases de

combustión y la presión parcial del dióxido de carbono. [$P_T=707,82$ mmHg; $PCO_2=354$ mmHg]

ESTEQUIOMETRÍA

La estequiometría es la parte de la química que se encarga de estudiar las relaciones entre los reactivos y productos durante una reacción química. Las relaciones estequiométricas entre los reactivos y productos están dadas por los coeficientes de la reacción igualada.



De donde se pueden sacar las siguientes relaciones estequiométricas:

3 moles I₂ reaccionan con 10 moles de HNO₃

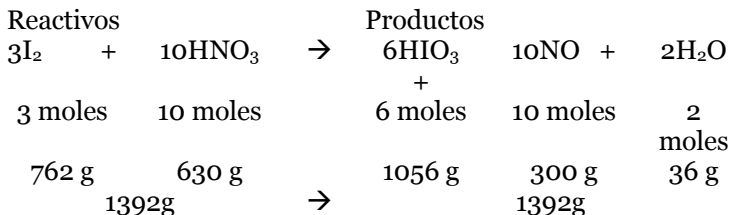
$$\frac{3 \text{ mol I}_2}{10 \text{ mol HNO}_3} \text{ o } \frac{10 \text{ mol HNO}_3}{3 \text{ mol I}_2}$$

3 moles iodo producen 6 moles HIO₃

$$\frac{3 \text{ mol I}_2}{6 \text{ mol HIO}_3} \text{ o } \frac{6 \text{ mol HIO}_3}{3 \text{ mol I}_2}$$

LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA

Lavoisier determina “la masa y la energía no se crean ni se destruyen solo se transforman”.



REACTIVOS:

$$3 \text{ moles I}_2 * \frac{254 \text{ g I}_2}{1 \text{ mol I}_2} + 10 \text{ moles HNO}_3 * \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ moles HNO}_3} = 1392 \text{ g}$$

PRODUCTOS:

$$6 \text{ mol HIO}_3 * \frac{176 \text{ g HIO}_3}{1 \text{ mol HIO}_3} + 10 \text{ mol NO} * \frac{30 \text{ g NO}}{1 \text{ mol NO}} + 2 \text{ mol H}_2\text{O} * \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS

La ley de las proporciones definidas o ley de Proust establece que "Cuando dos o más elementos reaccionan y forman un nuevo compuesto estos lo hacen siempre en una relación de masa constante".

Por ejemplo, la molécula de Fe_2O_3 que está conformada por 2 átomos de Fe y 3 átomos de O.

$$\text{MM Fe}_2\text{O}_3 = 2 \text{ átomos Fe} * \frac{55,8 \text{ u.m.a}}{1 \text{ átomo Fe}} + 3 \text{ átomos O} * \frac{15,9 \text{ u.m.a}}{1 \text{ átomo O}}$$

$$\text{MM Fe}_2\text{O}_3 = 159,3 \text{ u.m.a}$$

Una molécula de Fe_2O_3 pesa 159,3 u.m.a y contiene 111,6 u.m.a de Fe y 47,7 u.m.a de O.

$$\% \text{Fe} = \frac{111,6 \text{ u.m.a}}{159,3 \text{ u.m.a}} * 100 \% = 70,06 \% \quad \% \text{O} = \frac{47,7 \text{ u.m.a}}{159,3} * 100 \% = 29,94 \%$$

Lo que implica que en la molécula de Fe_2O_3 existe un 70,06 % de hierro y 29,94 % de Oxígeno.

EJEMPLO:

Se tiene 500 g de Fe_2O_3 , compruebe que cumple la ley de proporciones definidas.

$$500 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 * \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159,3 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} = 3,139 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3$$

1mol de Fe₂O₃ contiene 2 moles de Fe y 3 moles de O.
159,3 g de Fe₂O₃ contiene 111,6 g de Fe y 47,7 g de O.

$$m\text{Fe} = 3,139 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 * \frac{2 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} * \frac{55,8 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 350,31 \text{ g Fe}$$

$$m\text{O} = 3,139 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 * \frac{3 \text{ mol O}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} * \frac{15,9 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} = 149,73 \text{ g O}$$

$$\% \text{ Fe} = \frac{350,31 \text{ g}}{500 \text{ g}} * 100 \% = 70,06 \% \quad \% \text{ O} =$$

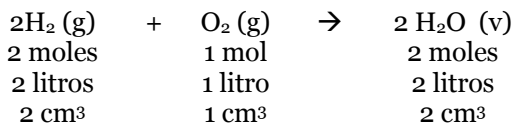
$$\frac{149,73 \text{ g}}{500 \text{ g}} * 100 \% = 29,94 \%$$

Datos que coinciden con el postulado de la Ley de Proust.

LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN O DE GAY LUSSAC

Si tanto los reactivos como los productos son gases o vapores, a una misma Presión y Temperatura las relaciones estequiométricas se pueden dar en volúmenes. P,

T



$$2 \text{ litros H}_2 \text{ reaccionan con } 1 \text{ litro O}_2 ; \frac{2 \text{ litros H}_2}{1 \text{ litro O}_2} \text{ o } \frac{1 \text{ litro O}_2}{2 \text{ litros H}_2}$$

$$2 \text{ litros H}_2 \text{ producen } 2 \text{ litros H}_2\text{O} ; \frac{2 \text{ litros H}_2}{2 \text{ litros H}_2\text{O}} \text{ o } \frac{2 \text{ litros H}_2\text{O}}{2 \text{ litros H}_2}$$

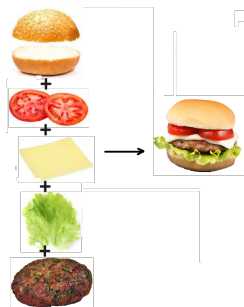
$$1 \text{ litro O}_2 \text{ producen } 2 \text{ litros H}_2\text{O} ; \frac{1 \text{ litro O}_2}{2 \text{ litros H}_2\text{O}} \text{ o } \frac{2 \text{ litros H}_2\text{O}}{1 \text{ litro O}_2}$$

REACTIVO LIMITANTE

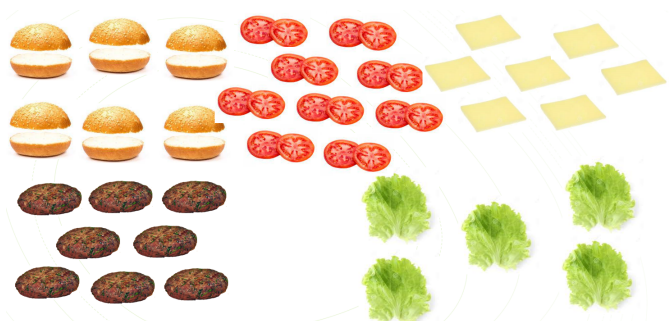
En las reacciones químicas reales, uno o más reactivos, entran en una cantidad superior a la requerida por la relación estequiométrica, es decir trabajan con un reactivo en exceso. Un ejemplo son las reacciones de combustión de hidrocarburos, en las cuáles el oxígeno debe estar en exceso para quemar totalmente los hidrocarburos.

El reactivo limitante, es por tanto el reactivo que está en menor cantidad estequiométrica, el que se consume primero y el que se acaba durante la reacción química, esto implica que limitará la reacción.

Para realizar los cálculos estequiométricos, siempre hay que determinar el reactivo limitante puesto que este es el que dará el máximo de productos reales en la reacción.

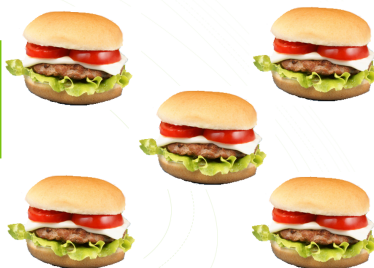


¿cuántas hamburguesas se pueden preparar dados los siguientes ingredientes?



REACTIVO LIMITANTE LECHUGA

6 panes
18 rodajas tomate
7 rodajas de queso
8 carnes
5 lechugas

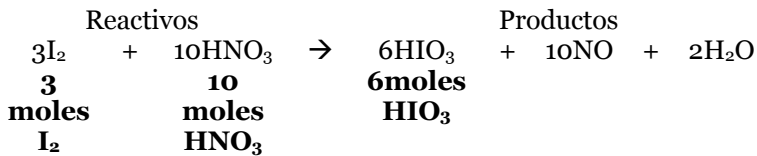


Pasos para resolver un problema de estequiometria son:

- Escribir la ecuación química e identificar el estado de cada reactivo.
- Igualar la ecuación.
- Identificar los compuestos que participan en el problema y calcular su peso molecular.
- Calcular las moles de las sustancias que participan en el problema.
- Identificar el reactivo limitante y el reactivo en exceso.
- Realizar los cálculos usando la masa del reactivo, limitante utilizando las relaciones estequiométricas.

EJEMPLOS:**CÁLCULO DE UN PRODUCTO A PARTIR DE LOS REACTIVOS**

Si se hace reaccionar 200 g de I_2 con 200 g de HNO_3 . Calcular cuánto HIO_3 se producirá en gramos.



$$MM I_2 = 2 \times 127 = 254 \frac{g I_2}{mol I_2}$$

$$MM HNO_3 = 1 \times 1 + 1 \times 14 + 3 \times 16 = 63 \frac{g HNO_3}{mol HNO_3}$$

$$MM HIO_3 = 1 \times 1 + 1 \times 127 + 3 \times 16 = 176 \frac{g HIO_3}{mol HIO_3}$$

$$200 g I_2 * \frac{1 mol I_2}{254 g I_2} = 0,787 mol I_2$$

$$200 g HNO_3 * \frac{1 mol HNO_3}{63 g HNO_3} = 3,17 mol HNO_3$$

Cálculo del reactivo limitante (Se toma uno de los datos de los reactivos).

$$0,79 mol I_2 * \frac{10 mol HNO_3}{3 mol I_2} = 2,63 mol HNO_3$$

Lo que se acabó de calcular implica que 0,79 moles de I_2 reaccionarán por completo con 2,63 moles HNO_3 , según este ejercicio hay 3,17 moles HNO_3 suficiente y de hecho en exceso.

El reactivo limitante RL = I_2

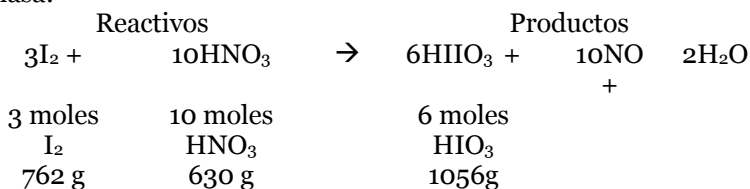
El reactivo exceso RE = HNO_3

Cálculo del producto HIO_3 (siempre se calcula en base al reactivo limitante).

$$0,787 \text{ mol I}_2 * \frac{6 \text{ mol HIO}_3}{3 \text{ mol I}_2} = 1,574 \text{ mol HIO}_3$$

$$1,574 \text{ mol HIO}_3 * \frac{176 \text{ g HIO}_3}{1 \text{ mol HIO}_3} = 277,02 \text{ g HIO}_3$$

Otra forma de cálculo utilizando la relación estequiométrica en masa:



Se necesita la siguiente relación estequiométrica:

$$3 \text{ mol I}_2 * \frac{254 \text{ g I}_2}{1 \text{ mol I}_2} = 762 \text{ g I}_2$$

$$10 \text{ mol HNO}_3 * \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 630 \text{ g HNO}_3$$

$$6 \text{ mol HIO}_3 * \frac{176 \text{ g HIO}_3}{1 \text{ mol HIO}_3} = 1056 \text{ g HIO}_3$$

Cálculo del reactivo limitante. (Se toma uno de los datos de los reactivos).

$$200 \text{ g I}_2 * \frac{630 \text{ g HNO}_3}{762 \text{ g I}_2} = 165,35 \text{ g HNO}_3$$

Lo que se acabó de calcular implica que 200 g de I_2 reaccionarán por completo con 165,35 g HNO_3 , según este ejercicio hay 200 g HNO_3 es decir lo suficiente y de hecho más del necesario (exceso).

El reactivo limitante RL = I_2

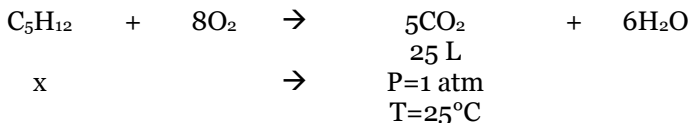
El reactivo exceso RE = HNO_3

Cálculo del producto HIO_3 (siempre se calcula en base al reactivo limitante).

$$200 \text{ g I}_2 * \frac{1056 \text{ g HIO}_3}{762 \text{ g I}_2} = 277,17 \text{ g HIO}_3$$

CÁLCULO DE UN REACTIVO A PARTIR DE UN PRODUCTO

Dada la reacción de combustión C_5H_{12} con exceso de oxígeno se producen 25 L de CO_2 a $P=1\text{atm}$ y $T=25^\circ\text{C}$. Calcular la cantidad de pentano que se necesitó para producir los 25 L de CO_2 .



Cambio los datos a las moles:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} * 25 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} * 298 \text{ K}} = 1,02 \text{ mol CO}_2$$

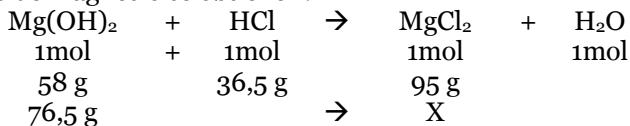
En este caso no es necesario calcular el reactivo limitante.

$$1,02 \text{ mol CO}_2 * \frac{1 \text{ mol C}_5\text{H}_{12}}{5 \text{ mol CO}_2} = 0,204 \text{ mol C}_5\text{H}_{12}$$

PUREZA DE UN REACTIVO

No existen reactivos 100% puros por lo general y debido a procedimientos de obtención de los reactivos estos tienen una determinada pureza. Por lo tanto, en los cálculos estequiométricos hay que tomar en cuenta esto.

Se hacen reaccionar 90 g de hidróxido de magnesio al 85 % con la cantidad necesaria de ácido clorhídrico. ¿Cuántos gramos de cloruro de magnesio se obtienen?



Calcular la cantidad real de NaOH que reaccionará.

$$85\% = \frac{85 \text{ g NaOH puro}}{100 \text{ g NaOH impuro}}$$

$$90 \text{ g Mg(OH)}_2 \text{ impuro} * \frac{85 \text{ g Mg(OH)}_2 \text{ puro}}{100 \text{ g Mg(OH)}_2 \text{ impuro}} = 76,5 \text{ g Mg(OH)}_2 \text{ puro}$$

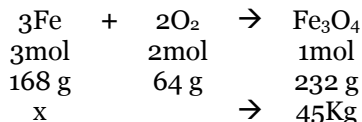
$$\text{MM Mg(OH)}_2 = 1 \times 24 + 2 \times 16 + 2 \times 1 = 58 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM MgCl}_2 = 1 \times 24 + 2 \times 35,5 = 95 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM HCl} = 1 \times 1 + 1 \times 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$$

$$76,5 \text{ g Mg(OH)}_2 * \frac{95 \text{ g MgCl}_2}{58 \text{ g Mg(OH)}_2} = 125,3 \text{ g MgCl}_2$$

Se tiene una aleación que contiene 95 % Hierro y 5 % otros componentes. Se oxida con el tiempo. Al final quedan 45 kg de óxido salino de Hierro. Calcular cuánta aleación había al inicio.



$$\text{MM Fe} = 56 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM O}_2 = 2 \times 16 = 32 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM Fe}_3\text{O}_4 = 3 \times 56 + 4 \times 16 = 232 \text{ g/mol}$$

$$45 \text{ kg Fe}_3\text{O}_4 * \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} * \frac{168 \text{ g Fe}}{232 \text{ g Fe}_3\text{O}_4} = 32586,2 \text{ g Fe}$$

Esta es la cantidad de hierro puro que había al inicio, pero se necesita saber la cantidad de aleación.

$$32586,2 \text{ g Fe} * \frac{100 \text{ g aleación}}{95 \text{ g Fe}} = 34301 \text{ g}$$

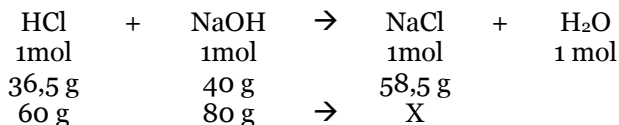
RENDIMIENTO PORCENTUAL

Debido a varias razones, los reactivos producen menos producto del calculado (teórico). Si se divide la cantidad real de productos para la cantidad calculada de productos se obtiene el rendimiento real de la reacción. Esta relación también se puede dar entre los reactivos realmente consumidos para los reactivos calculados.

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} * 100\%$$

EJEMPLO:

Se hace reaccionar 60 g de HCl con 80 g NaOH y se producen 82 g de NaCl el rendimiento de la reacción.



$$\text{MM Na(OH)} = 1 \times 23 + 1 \times 16 + 1 \times 1 = 40 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM NaCl} = 1 \times 23 + 1 \times 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM HCl} = 1 \times 1 + 1 \times 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$$

Primero calcular el rendimiento teórico:

Cálculo del reactivo limitante.

$$60 \text{ g HCl} * \frac{40 \text{ g NaOH}}{36,5 \text{ g HCl}} = 65,75 \text{ g NaOH}$$

Para que todos los 60 g de HCl reaccionen por completo necesitan 65,75 g NaOH como se tienen 80 g de NaOH se tiene suficiente NaOH y de hecho hay un exceso de NaOH.

RL: HCl

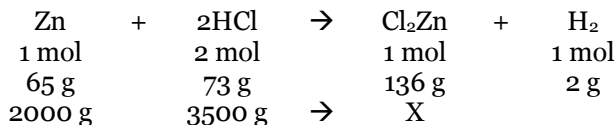
Cálculo del rendimiento teórico

$$60 \text{ g HCl} * \frac{58,5 \text{ g ClNa}}{36,5 \text{ g HCl}} = 96,16 \text{ g ClNa}$$

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} * 100 \%$$

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{82 \text{ g ClNa}}{96,16 \text{ g ClNa}} * 100 \% = 85,27 \%$$

Cuánto cloruro de zinc se obtendrá si se hace reaccionar 3500 g de ácido clorhídrico con 2000 g de zinc si el rendimiento de la reacción es del 86 %.



$$\text{MM Zn} = 65 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM HCl} = 1 \times 1 + 1 \times 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM Cl}_2\text{Zn} = 2 \times 35,5 + 1 \times 65 = 136 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM H}_2 = 2 \times 1 = 2 \text{ g/mol}$$

Cálculo del reactivo limitante:

$$3500 \text{ g HCl} * \frac{65 \text{ g Zn}}{73 \text{ g HCl}} = 3116,43 \text{ g Zn}$$

Para que todo el HCl reaccione por completo se necesitan 3116,43 g Zn, como según este problema solo hay 2000 g de Zn no hay suficiente Zn por lo que el Zn limitará la reacción. Por otro lado, hay exceso de HCl.

RL: Zn

Rendimiento teórico:

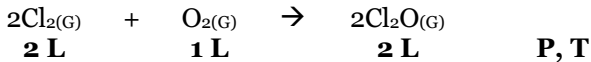
$$2000 \text{ g Zn} * \frac{136 \text{ g Cl}_2\text{Zn}}{65 \text{ g Zn}} = 4184,6 \text{ g Cl}_2\text{Zn}$$

$$\text{rendimiento real} = \frac{\% \text{ rendimiento} * \text{rendimiento teórico}}{100\%}$$

$$\text{rendimiento real} = \frac{86\% * 4184,6 \text{ g Cl}_2\text{Zn}}{100\%} = 3598,7 \text{ g Cl}_2\text{Zn}$$

REACCIONES GASEOSAS Y LEY DE VOLUMENES DE COMBINACIÓN

Dada la reacción entre el cloro gas y el oxígeno gas produce anhídrido hipocloroso, a condiciones ambientales. Calcular los litros de anhídrido que se producen si reaccionan 14l de cloro con 5l de oxígeno, b) Calcular la cantidad de anhídrido en moles a condiciones normales.



Se puede aplicar la ley de volúmenes parciales. Cálculo del reactivo limitante:

$$14\ \text{L Cl}_2 * \frac{1\ \text{L O}_2}{2\ \text{L Cl}_2} = 7\ \text{L O}_2$$

Los 14 L de cloro reaccionarán y se acabarán con 7 L de oxígeno; como hay 5 L de oxígeno, no hay suficiente oxígeno; por lo tanto, el oxígeno limitará la reacción.

RL: O₂

$$5\ \text{L O}_2 * \frac{2\ \text{L Cl}_2\text{O}}{1\ \text{L O}_2} = 10\ \text{L Cl}_2\text{O}$$

- c) cálculo del volumen del anhídrido a C.N. P=1atm y T=0°C y las condiciones ambientales P=1atm y T= 25°C.

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad n=\text{cte}$$

$$\frac{1\ \text{atm} * 10\ \text{L}}{298\ \text{K}} = \frac{1\ \text{atm} * V_2}{273\ \text{K}} \quad ; \quad V_2 = 9,16\ \text{L}$$

$$n = 9,16\ \text{L} * \frac{1\ \text{mol}}{22,4\ \text{L}} = 0,41\ \text{mol Cl}_2\text{O}$$

Otro razonamiento:

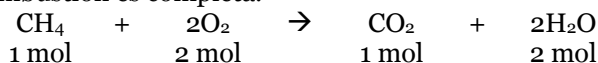
$$n_1 = \frac{PV}{RT} = \frac{1\ \text{atm} * 10\ \text{L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} * 298\ \text{K}} = 0,41\ \text{mol}$$

$$n_2 = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} * 9,16 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} * 273 \text{ K}} = 0,41 \text{ mol}$$

$n = \text{cte}$ solo varía el volumen

CÁLCULO DE REACCIONES DE COMBUSTIÓN

Se quema 15 moles de metano con 18 moles de oxígeno, a) calcular la cantidad de productos formados si la reacción de combustión es completa.



Cálculo del reactivo limitante

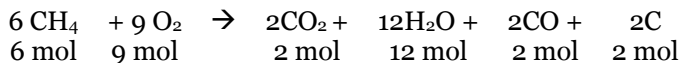
$$15 \text{ mol CH}_4 * \frac{2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol CH}_4} = 30 \text{ mol O}_2$$

Las 15 mol de metano reaccionarán completamente con 30 mol de oxígeno, pero según este problema solo hay 18 mol de oxígeno, entonces el oxígeno limitará la reacción química. RL: O₂

$$18 \text{ mol O}_2 * \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol O}_2} = 9 \text{ mol CO}_2$$

$$18 \text{ mol O}_2 * \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol O}_2} = 18 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Se quema 15 moles de metano con 18 moles de oxígeno, a) calcular la cantidad de productos formados si la reacción de combustión es incompleta.



Cálculo del reactivo limitante.

$$15 \text{ mol CH}_4 * \frac{9 \text{ mol O}_2}{6 \text{ mol CH}_4} = 22,5 \text{ mol O}_2$$

Las 15 mol de metano reaccionarán completamente con 22,5 mol de oxígeno, pero según este problema solo hay 18 mol de oxígeno, entonces el oxígeno limitará la reacción química. RL: O₂

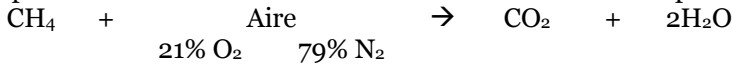
$$18 \text{ mol O}_2 * \frac{2 \text{ mol CO}_2}{9 \text{ mol O}_2} = 4 \text{ mol CO}_2$$

$$18 \text{ mol O}_2 * \frac{12 \text{ mol H}_2\text{O}}{9 \text{ mol O}_2} = 24 \text{ mol H}_2\text{O}$$

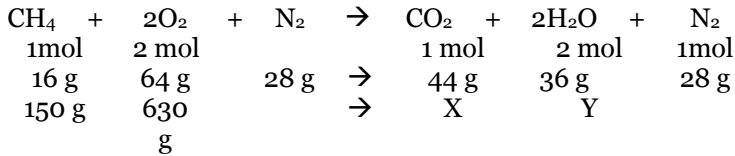
$$18 \text{ mol O}_2 * \frac{2 \text{ mol CO}}{9 \text{ mol O}_2} = 4 \text{ mol CO}$$

$$18 \text{ mol O}_2 * \frac{2 \text{ mol C}}{9 \text{ mol O}_2} = 4 \text{ mol C}$$

Se quema 150 g de metano con 680 g de aire, a) Calcular la cantidad de productos formados si la reacción de combustión es completa.



A menos que se indique lo contrario el nitrógeno no reacciona químicamente con el oxígeno, el nitrógeno sale como parte del producto sin ningún cambio en su estructura química.



MM CH₄ = 1x12 + 4x1 = 16 g/mol Cálculo de la cantidad de oxígeno:

MM O₂ = 2x16 = 32 g/mol

MM N₂ = 2x14 = 28 g/mol

MM CO₂ = 1x12 + 2x16 = 44 g/mol

MM H₂O = 2x1 + 1x16 = 18 g/mol

$$3000 \text{ g aire} * \frac{21 \text{ g O}_2}{100 \text{ g aire}} = 630 \text{ g O}_2$$

$$3000 \text{ g aire} - 630 \text{ g O}_2 = 2370 \text{ g N}_2$$

Cálculo del reactivo limitante

$$150 \text{ g CH}_4 * \frac{64 \text{ g O}_2}{16 \text{ g CH}_4} = 600 \text{ g O}_2$$

Los 150 g de metano reaccionaran por completo con 600 g de oxígeno, en el problema hay 630 g de oxígeno, hay oxígeno en exceso. Sobrarán 30g de oxígeno sin reaccionar. RL = CH₄

$$150 \text{ g CH}_4 * \frac{44 \text{ g CO}_2}{16 \text{ g CH}_4} = 412,5 \text{ g CO}_2$$

$$150 \text{ g CH}_4 * \frac{36 \text{ g H}_2\text{O}}{16 \text{ g CH}_4} = 600 \text{ g H}_2\text{O}$$

Comprobación de la ley de Lavoisier, tomando los datos del ejercicio anterior demostrar que se cumple la Ley de Conservación de la materia y energía.

$$\begin{aligned} m_{\text{reactivos}} &= m_{\text{productos}} \\ m_{\text{metano}} + m_{\text{aire}} &= m_{\text{anhídrido}} + m_{\text{agua}} + m_{\text{nitrógeno}} + m_{\text{oxígeno}} \\ 150 \text{ g} + 3000 \text{ g} &= 412,5 \text{ g} + 337,5 \text{ g} + 2370 \text{ g} + 30 \text{ g} \\ 3150 \text{ g} &= 3150 \text{ g} \end{aligned}$$

EJERCICIOS DE PRÁCTICA

1. ¿Qué masa en lb de FeS se necesitan para preparar 15 moles de H₂S?, dada la reacción $\text{FeS} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{FeCl}_2$ [2,9lb]
2. ¿Cuánto carbón se necesita para reducir 12lb de As₂O₃ dada la reacción? $\text{As}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{C}(\text{s}) \rightarrow 2\text{As}(\text{s}) + 3\text{CO}(\text{g})$ [2,2lb]
3. Dada la siguiente ecuación química, no balanceada: $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2$. Calcular la cantidad de H₂ producido, cuando se hace reaccionar 100 g de Al con 4,0 mol de HCl. [4g]
4. ¿Cuántas moles de O₂ pueden obtenerse durante la reacción de descomposición de 2000 g de KClO₃? [2,45 mol O₂]
5. Si se hace reaccionar 28 m³ de cloro con 15 m³ de hidrógeno, calcular la masa de productos formados en litros si la reacción se da a P y T constantes (Sugerencia: utilizar la ley de los volúmenes parciales) [30 m³].
6. Si se hace reaccionar 64 g de metano con 355 g de cloro, de acuerdo con la ecuación: $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CCl}_4 + \text{HCl}$. Calcular la composición volumétrica de la mezcla de productos formados a P= 0,7atm y T= 300K. [X_{HCl}=0,8]
7. Dada la siguiente reacción química: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{SO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$. Determinar la cantidad de sulfito ácido de calcio obtenido si reaccionan 80 moles de hidróxido de calcio con 50 moles de dióxido de azufre. [25 mol].
8. La soda cáustica: NaOH, se prepara comercialmente mediante la reacción de carbonato de sodio: CaCO₃ con cal apagada: Ca(OH)₂. Determine la masa de soda cáustica que se puede obtener al hacer reaccionar 100 kg de carbonato de sodio de 95 % de pureza con exceso de cal apagada. [91,55 kg NaOH].
9. El alambre de plomo comercial tiene una composición: 98,7% Pb, 1,3% Cu. Al hacer reaccionar 15 mol de sulfuro de hidrógeno gaseoso con 160 g de este alambre, a) Calcular el volumen de hidrógeno que se obtiene, si se recoge el hidrógeno a 35°C y 1 atm de presión. b) Calcular el hidrógeno producido si el rendimiento es del 65%. $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb} \rightarrow \text{PbS} + \text{H}_2$ [a: 19,45 L; b:12,64 L]
10. Al calentar el clorato de potasio al 89% de pureza se descompone en cloruro de potasio y oxígeno. Si al calentar 500 TON de clorato de potasio se obtuvo 178 TON de cloruro de potasio, a) Calcular la cantidad de clorato inicial y si el rendimiento de la reacción es del 96%. b) Comprobar la ley de conservación de la materia y energía. [314,43 TON KClO₃]

11. Al hacer reaccionar óxido nítrico con oxígeno se obtiene dióxido de nitrógeno. Determine el volumen de dióxido de nitrógeno obtenido al hacer reaccionar 50 pie³ de monóxido de nitrógeno con 80 pie³ de oxígeno, si el rendimiento de la reacción es de 92 %. Considere que todos los gases están medidos a P= 1 atm y T= 45°C. b) Calcule la cantidad del producto a condiciones normales. [46 pie³ NO₂; 39,5 pie³ a CN]
12. El hidróxido de calcio es neutralizado por ácido sulfúrico. Si reaccionan 100 g de NaOH con 100 g de H₂SO₄ y se producen 100 g de CaSO₄, calcular el rendimiento de la reacción. [72%]
13. Dadas las reacciones que se producen en un airbag, cuánto NaN₃ se necesita en cada equipo airbag para llenar una bolsa de 15 litros de capacidad a condiciones ambientales. [0,38 mol NaN₃]
14. Para determinar la cantidad de etanol en la sangre, un método indirecto es medir el etanol en el aliento. El alcohol de la sangre se difunde a través de los pulmones y llega al aliento, de modo que en 1 mL de sangre hay la misma cantidad de etanol que en 2100 mL de aliento. Para determinar el etanol en la sangre se utiliza la reacción: $3\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 2\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 11\text{H}_2\text{O}$. Determinar la cantidad de K₂Cr₂O₇ que reaccionará si se hace la prueba a un conductor que presenta la máxima concentración permitida 0,02% de etanol en la sangre. Asumir que los pulmones exhalan 4600 mL [1,47 mg]
15. ¿Cuántos gramos de ClNa se producirán si reaccionan 50mL de H₂ y 60 mL de Cl₂ a C.N. y el producto luego se neutraliza con NaOH? [4,46 mol ClNa]
16. ¿Calcular la cantidad de clorato de potasio que se descomponen si se recogen 500 mL de los productos de la reacción sobre agua a T= 60°C y P=555 mmHg? [0,8 g KClO₃]
17. Dada la reacción: $\text{KBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HKSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Br} + \text{H}_2\text{O}$. Calcular las cantidades de productos formados si se hacen reaccionar 100g de bromuro de potasio, 200 g de dióxido de manganeso y 150 g de ácido sulfúrico. [0,84 mol HKSO₄; 0,42 mol MnSO₄].
18. El gas GLP, es una mezcla 50% propano C₃H₈ y butano 50% C₄H₁₀. Si se quema GLP en presencia del oxígeno exacto requerido, se produce CO₂ y H₂O. a) ¿Cuánto CO₂ se produce si se quema 110 moles de GLP? b) ¿Cuántos litros de oxígeno medido a T=10°C y P=0,89atm se necesita para la reacción?, c)

Si el GLP reacciona con aire ¿Cuántos litros de aire se necesita durante la reacción a $T=10^{\circ}\text{C}$ y $P=0,89\text{ atm}$?, c) ¿Cuánto CO_2 se produce si se quema 110 moles de GLP con el aire calculado en c)? [275 mol CO_2 , 11831 L; 34,14 m^3 ; 11,83 m^3]

19. Cuando 10 pie³ de acetileno se quema con el aire exacto se produce la siguiente reacción: $\text{C}_2\text{H}_2\text{ g} + \text{O}_2\text{ g} \rightarrow \text{CO}_2\text{ g} + \text{H}_2\text{O g}$. Calcular la composición de los gases producto de la combustión a P y T cte. [$X_{\text{N}_2}=0,75$, $X_{\text{CO}_2}=0,16$, $X_{\text{H}_2\text{O}}=0,07$]

20. Durante la reacción $\text{Ag}_2\text{O} \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})} + \text{O}_2$ se recogen 4500 mL de oxígeno sobre agua a $T=45^{\circ}\text{C}$ y presión 640 mmHg. El oxígeno posteriormente reacciona con 300litros de metano a las mismas condiciones de presión y temperatura. Calcular la composición volumétrica de los gases resultantes. Asuma reacción de combustión completa.

MATERIALES DE LABORATORIO

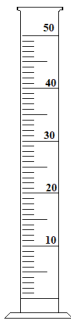
El laboratorio es un entorno esencial para la investigación científica y el aprendizaje en disciplinas como la química, la biología y la física. Dentro de este espacio, los materiales de laboratorio juegan un papel crucial al permitir la realización de experimentos, la observación de fenómenos y la obtención de datos precisos y reproducibles. Estos materiales abarcan una amplia variedad de equipos e instrumentos, cada uno diseñado con un propósito específico que facilita distintas operaciones experimentales.

Los materiales de laboratorio se dividen generalmente en dos grandes categorías: materiales de vidrio y materiales que no son de vidrio. Los primeros, se destacan por su capacidad de soportar altas temperaturas, su resistencia a la corrosión química y su transparencia, que permite la observación directa de las reacciones y procesos. Por otro lado, los materiales que no son de vidrio, como el trípode, el soporte universal y las balanzas, son esenciales para proporcionar soporte, seguridad y precisión en las medidas.

Cada uno de estos materiales debe ser manejado con conocimiento y cuidado, ya que el uso incorrecto no solo puede comprometer la precisión de los resultados, sino también la seguridad del laboratorio y sus usuarios. Por ejemplo, el manejo inadecuado de una probeta puede resultar en mediciones imprecisas, mientras que un mechero Bunsen mal utilizado puede causar accidentes. Así, el conocimiento detallado de los usos, las recomendaciones, las medidas disponibles y los cuidados necesarios para cada material es fundamental para el desarrollo de una práctica de laboratorio efectiva y segura.

A lo largo de esta guía breve, se describirán en detalle los materiales de laboratorio más comunes, proporcionando información clave sobre sus aplicaciones, el mantenimiento adecuado y las precauciones a tener en cuenta. Esta comprensión de los materiales de laboratorio no solo facilitará su uso eficiente y seguro, sino que también fomentará una apreciación más amplia del rigor y la precisión necesarios en el trabajo científico.

MATERIAL DE LABORATORIO DE VIDRIO



Probeta

Usos: Medir volúmenes precisos de líquidos.

Recomendaciones: Utilizar para medir líquidos no corrosivos y evitar medir volúmenes calientes para evitar roturas por choque térmico.

Medidas: 10 ml, 25 ml, 50 ml, 100 ml, 250 ml, 500 ml, 1 L.

Cuidados: Lavar y secar adecuadamente después de cada uso.

No calentar directamente sobre la llama.



Pipeta Volumétrica

Usos: Medir y transferir volúmenes exactos de líquidos.

Recomendaciones: Utilizar para volúmenes específicos y asegurarse de que esté limpia y sin residuos antes de usar.

Medidas: 1 ml, 2 ml, 5 ml, 10 ml, 25 ml.

Cuidados: Lavar inmediatamente después de su uso.

No usar para líquidos viscosos o con sólidos en suspensión.



Pipeta Graduada

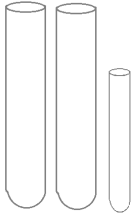
Usos: Medir volúmenes variados de líquidos.

Recomendaciones: Utilizar con una perilla o pipeteador para evitar succionar con la boca.

Medidas: 1 ml, 2 ml, 5 ml, 10 ml, 25 ml.

Cuidados: Lavar y enjuagar bien.

No dejar residuos de líquidos dentro.



Tubos de Ensayo

Usos: Realizar reacciones químicas, pruebas y cultivos.

Recomendaciones: Utilizar tapones apropiados si es necesario.

Medidas: Diversos diámetros y longitudes.

Cuidados: Lavar y esterilizar si es necesario.

No exponer a cambios bruscos de temperatura.



Cajas Petri

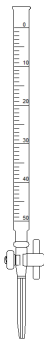
Usos: Cultivo de microorganismos.

Recomendaciones: Mantener estériles antes de su uso.

Medidas: Diámetros de 60 mm, 90 mm, 150 mm.

Cuidados: Esterilizar antes y después de su uso.

No destaparlas innecesariamente.



Bureta

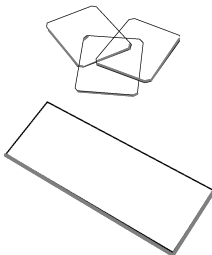
Usos: Títulos y mediciones precisas de volúmenes líquidos.

Recomendaciones: Asegurarse de que la llave funcione correctamente.

Medidas: 25 ml, 50 ml, 100 ml.

Cuidados: Lavar después de cada uso.

No dejar líquidos dentro después del uso.



Portaobjetos

Usos: Preparación de muestras para microscopía.

Recomendaciones: Limpiar bien antes de colocar la muestra.

Medidas: Estándar de 76 mm x 26 mm.

Cuidados: Evitar rayaduras y mantener limpios.



No tocar la superficie central con los dedos.

Micropipeta

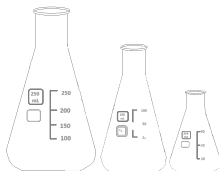
Usos: Transferir pequeños volúmenes de líquidos con alta precisión.

Recomendaciones: Utilizar puntas desechables.

Medidas: Varían, comúnmente de 0.1 μ l a 1000 μ l.

Cuidados: Calibrar regularmente y limpiar adecuadamente.

No sumergir en líquidos ni usar sin punta.



Erlenmeyer

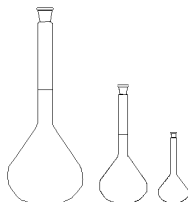
Usos: Mezcla, almacenamiento y calentamiento de líquidos.

Recomendaciones: Utilizar tapas si es necesario.

Medidas: 50 ml, 100 ml, 250 ml, 500 ml, 1 L.

Cuidados: Lavar y secar después de usar.

No calentar directamente sin agitar.



Matraz Aforado

Usos: Preparar soluciones con volúmenes exactos.

Recomendaciones: Asegurarse de llegar a la marca de aforo.

Medidas: 50 ml, 100 ml, 250 ml, 500 ml, 1 L.

Cuidados: Lavar cuidadosamente para no borrar la marca.

No usar para medir volúmenes aproximados.

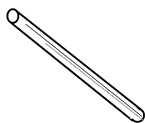


Agitador-Calentador

Usos: Calentar y agitar soluciones.

Recomendaciones: Utilizar con varillas de agitación magnética.

Medidas: Variadas según el tamaño del plato y capacidad de calentamiento.



Cuidados: Mantener limpio y seco.

No usar sin líquido.

Varilla de Agitación

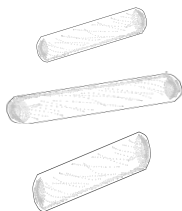
Usos: Mezclar soluciones manualmente.

Recomendaciones: Utilizar de acuerdo al tamaño del recipiente.

Medidas: Diversos tamaños.

Cuidados: Lavar después de usar.

No usar para raspar superficies.



Barra de Agitación

Usos: Agitar soluciones en conjunto con un agitador magnético.

Recomendaciones: Asegurarse de que sea del tamaño adecuado para el recipiente.

Medidas: Diversos tamaños y formas.

Cuidados: Limpiar y secar después de usar.

No dejar en soluciones corrosivas por mucho tiempo.



Vasos de Precipitación

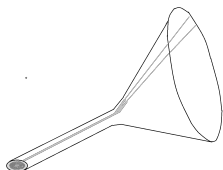
Usos: Mezclar y calentar soluciones, realizar reacciones químicas.

Recomendaciones: Utilizar pinzas para manejar si están calientes.

Medidas: 10 ml, 50 ml, 100 ml, 250 ml, 500 ml, 1 L.

Cuidados: Lavar y secar bien después de usar.

No someter a cambios bruscos de temperatura.



Embudo

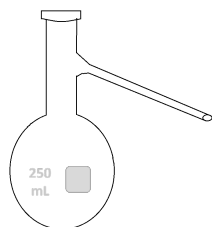
Usos: Filtrar y transferir líquidos.

Recomendaciones: Utilizar con papel de filtro cuando sea necesario.

Medidas: Diámetros variados.

Cuidados: Lavar después de cada uso.

No usar con sólidos gruesos que puedan obstruir.



Balón de Destilación

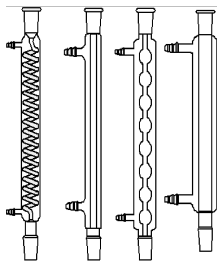
Usos: Realizar destilaciones.

Recomendaciones: Utilizar con refrigerantes adecuados.

Medidas: 50 ml, 100 ml, 250 ml, 500 ml, 1 L.

Cuidados: Lavar y secar después de usar.

No calentar sin solución dentro.



Refrigerantes

Usos: Condensar vapores en procesos de destilación.

Recomendaciones: Asegurarse de que las conexiones estén bien selladas.

Medidas: Diversos tamaños y formas.

Cuidados: Limpiar adecuadamente para evitar obstrucciones.

No usar sin circulación de agua.

Cristalizadores

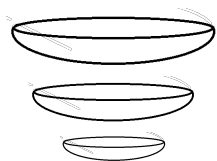
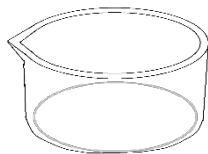
Usos: Cristalizar sustancias químicas.

Recomendaciones: Utilizar en condiciones controladas.

Medidas: Variadas según la capacidad.

Cuidados: Lavar y secar bien.

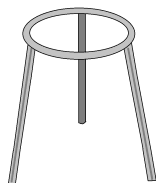
No golpear ni someter a cambios bruscos de temperatura.



Luna reloj

Se emplea para evaporar líquidos, pesar sólidos y como tapa de vasos de precipitados, además de contener sustancias que pueden ser parcialmente corrosivas. Su función principal es el pesaje de muestras sólidas, aunque también se usa para pesar muestras húmedas; es decir pesar el filtrado.

Materiales de laboratorio que no son de vidrio:



Trípode

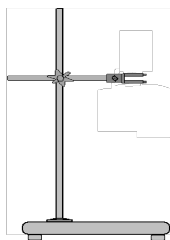
Usos: Sostener recipientes durante calentamientos.

Recomendaciones: Utilizar con malla de amianto.

Medidas: Tamaños variados.

Cuidados: Limpiar después de usar.

No sobrecargar con peso excesivo.



Soporte Universal

Usos: Sostener diferentes equipos y aparatos.

Recomendaciones: Asegurar firmemente las pinzas y aros.

Medidas: Altura ajustable.

Cuidados: Mantener limpio y en buen estado.

No usar con cargas inestables.



Malla de Amianto

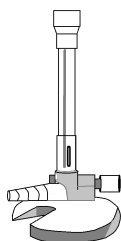
Usos: Distribuir uniformemente el calor.

Recomendaciones: Colocar sobre el trípode.

Medidas: Tamaños estándar.

Cuidados: Revisar que no esté dañada.

No exponer a llamas directas sin soporte.



Mechero Bunsen

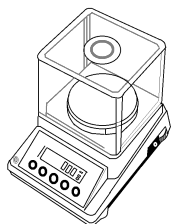
Usos: Fuente de calor.

Recomendaciones: Utilizar en un lugar bien ventilado.

Medidas: Estándar.

Cuidados: Limpiar los orificios de aire regularmente.

No dejar encendido sin supervisión.



Balanza Analítica

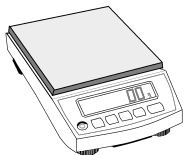
Usos: Medir masas con alta precisión.

Recomendaciones: Calibrar regularmente.

Medidas: Varía según la capacidad y precisión.

Cuidados: Mantener en una superficie estable y limpia.

No pesar sustancias sin recipiente adecuado.



Balanza

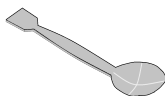
Usos: Medir masas en general.

Recomendaciones: Calibrar según necesidad.

Medidas: Diferentes capacidades.

Cuidados: Mantener limpia y nivelada.

No sobrecargar con peso excesivo.



Cucharilla

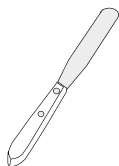
Usos: Manipular pequeñas cantidades de sólidos.

Recomendaciones: Utilizar para transferencias precisas.

Medidas: Tamaños pequeños.

Cuidados: Lavar después de cada uso.

No usar para raspar superficies duras.



Espátula

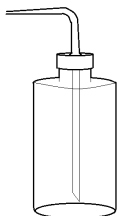
Usos: Manipular y transferir sólidos.

Recomendaciones: Elegir el tamaño adecuado para la tarea.

Medidas: Variadas.

Cuidados: Limpiar después de usar.

No usar para mezclar sustancias líquidas.



Lavafrascos (Pisseta)

Usos: Lavar material de vidrio con precisión.

Recomendaciones: Llenar con agua destilada.

Medidas: Capacidades variadas.

Cuidados: Mantener limpia.

No usar con líquidos corrosivos.



Termómetro

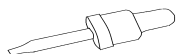
Usos: Medir temperaturas.

Recomendaciones: Manejar con cuidado.

Medidas: Diferentes rangos de temperatura.

Cuidados: Guardar en lugar seguro.

No exponer a temperaturas fuera de su rango.



Cuentagotas

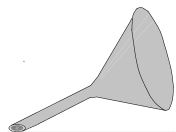
Usos: Transferir pequeños volúmenes de líquidos.

Recomendaciones: Usar con precisión.

Medidas: Capacidades pequeñas.

Cuidados: Lavar y secar bien.

No usar con líquidos corrosivos.



Embudo de Plástico

Usos: Transferir líquidos o sólidos.

Recomendaciones: Utilizar para sustancias no corrosivas.

Medidas: Diferentes diámetros.

Cuidados: Lavar después de usar.

No usar con sustancias calientes.



Pinzas de Tubos de Ensayo

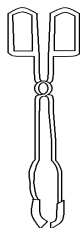
Usos: Sostener tubos de ensayo.

Recomendaciones: Asegurarse de un buen agarre.

Medidas: Variedad de tamaños.

Cuidados: Limpiar adecuadamente.

No usar para tubos calientes sin comprobar.



Pinzas Mufla

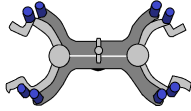
Usos: Sostener crisoles y otros materiales al calentarlos.

Recomendaciones: Utilizar en conjunto con soporte universal.

Medidas: Diferentes tamaños.

Cuidados: Revisar estado antes de usar.

No forzar a sostener objetos demasiado grandes.



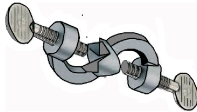
Pinzas para Bureta

Usos: Sostener buretas durante titulaciones.
Recomendaciones: Asegurar firmemente al soporte universal.

Medidas: Estándar.

Cuidados: Mantener en buen estado.

No sobreajustar para evitar romper la bureta.



Doble Nuez

Usos: Conectar y ajustar aparatos al soporte universal.

Recomendaciones: Ajustar adecuadamente sin excederse.

Medidas: Estándar.

Cuidados: Revisar estado de las roscas.

No usar con herramientas que dañen la rosca.



Aro Metálico

Usos: Sostener embudos y otros equipos.

Recomendaciones: Asegurar bien al soporte universal.

Medidas: Diversos diámetros.

Cuidados: Limpiar y revisar el estado.

No usar sin adecuada fijación.



Escobillas

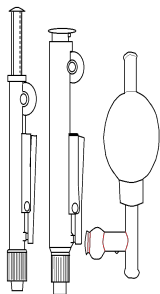
Usos: Limpiar material de vidrio.

Recomendaciones: Usar el tamaño adecuado para cada pieza.

Medidas: Variedad de tamaños y formas.

Cuidados: Lavar y secar después de usar.

No usar escobillas duras que puedan rayar el vidrio.



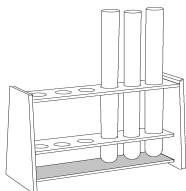
Propipeta

Usos: se utiliza para succionar y dispensar líquidos de manera segura cuando se usa con una pipeta.

Medidas: no tiene medidas específicas, sino que se adapta a diferentes pipetas.

Cuidados: limpiar adecuadamente después de cada uso para evitar contaminación cruzada. Revisar periódicamente las válvulas y componentes internos para asegurar un funcionamiento óptimo.

Lo que no se debe hacer: no utilizar la propipeta para succionar líquidos corrosivos o que puedan dañar los componentes internos, tampoco aplicar fuerza excesiva al ajustar la propipeta a la pipeta, ya que esto puede dañar ambos dispositivos.



Gradilla

Usos: sirve para sostener y organizar tubos de ensayo durante experimentos o almacenamiento.

Medidas: generalmente disponibles para 6, 12, 24 tubos o más, en diferentes tamaños de cavidades para acomodar diferentes diámetros de tubos de ensayo.

Cuidados: limpiar regularmente para evitar la acumulación de residuos químicos.

Revisar que no tenga partes rotas o deterioradas que puedan comprometer la estabilidad de los tubos de ensayo.

Lo que no se debe hacer: no sobrecargar la gradilla con más tubos de los que puede sostener de manera segura. No utilizar gradillas dañadas o inestables, ya que esto puede provocar accidentes o derrames.

BIBLIOGRAFÍA

Brown, L., LeMay, H., Bursten, B., Burdge, J., (2014). Química la Ciencia Central. 12ava ed., México D.F., México, Pearson.

Carrasco, L., (2013). Química experimental: Aplicaciones, 5a. ed., Lima, Perú, Macro EIRL.

Castillejos, S., (2006). Conocimientos Fundamentales de Química, 1ra ed., México D.F., México, Pearson Educación.

Chang, R., (2017). Química, 12ava. ed., México D. F. – México, McGraw-Hill.

García, V., (2004). Aprendiendo Química con Microsoft Office, 1ra ed., Buenos Aires , Argentina, Omicron System.

Moore, J. W., (2000). El mundo de la química, 2a. ed., México D. F. – México, Pearson.

Pauling, L. (1967). Química General: Una introducción a la química descriptiva y a la moderna teoría química, 9a. ed. 1a. reimpresión. Madrid, España, Pearson.

Petrucci, R., (2017). Química General, 11ava ed., Madrid, España, Pearson.

Woodfield, B., (2009). Laboratorio Virtual de Química General, 3ra ed., México D.F., México, Pearson Educación.

ANEXOS

ANEXO 1. Abundancia de isótopos naturales

Elemento	Isótopo	Masa (u.m.a)	Abundancia (%)	Masa atómica (u.m.a)
Hidrógeno	¹ H	1,007825	99,985	1,00798
	² H	2,014000	0,015	
Boro	¹⁰ B	10,012900	19,780	10,81200
	¹¹ B	11,009310	80,220	
Carbono	¹² C	12,000000	98,890	12,01114
	¹³ C	13,003350	1,110	
Oxígeno	¹⁶ O	15,994910	99,759	15,99940
	¹⁷ O	16,998840	0,037	
	¹⁸ O	17,997200	0,204	
Sodio	²³ Na	22.989800	100.000	22.98980
Neón	²⁰ Ne	19,992440	89,970	20,19000
	²¹ Ne	20,993850	0,300	
	²² Ne	21,991380	9,730	
Cloro	³⁵ Cl	34,968850	75,530	35,45700
	³⁷ Cl	36,966000	24,470	
Estaño	¹¹² Sn	111,904826	0,970	118,71000
	¹¹⁴ Sn	113,902784	0,660	
	¹¹⁵ Sn	114,903348	0,340	
	¹¹⁶ Sn	115,901747	14,540	
	¹¹⁷ Sn	116,902956	7,680	
	¹¹⁸ Sn	117,901609	24,220	
	¹¹⁹ Sn	118,903311	8,590	
	¹²⁰ Sn	119,902199	32,580	
	¹²² Sn	121,903440	4,630	
¹²⁴ Sn	123,905274	5,790		
Magnesio	²⁴ Mg	23,985000	78,990	24,31000

	²⁵ Mg	24,985800	10,000	
	²⁶ Mg	25,985800	11,010	
Cobre	⁶³ Cu	62,929600	69,200	63,55000
	⁶⁵ Cu	64,927800	30,800	
Bromo	⁷⁹ Br	78,918300	50,690	80,00000
	⁸¹ Br	80,916300	49,310	
Elemento	Isótopo	Masa (u.m.a)	Abundancia (%)	Masa atómica (u.m.a)
Estroncio	⁸⁴ Sr	83,913400	0,500	87,62000
	⁸⁶ Sr	85,909400	9,900	
	⁸⁷ Sr	86,908900	7,000	
	⁸⁸ Sr	87,905600	82,600	

ANEXO 2. Iones de Compuestos especiales

No	Compuestos especiales		
1	H ⁺¹	Ácido	H
2	N ⁻³	Nitruro	N
3	P ⁻³	Fosfuro	P
4	O ⁻²	Óxido	O
5	O ⁻¹	Peróxido	O
6	OH	Hidróxido	O, H
7	CN ⁻¹	Cianhídrico	C, N
8	(NH ₄) ⁺¹	Amonio	N, H

ANEXO 3. Aniones especiales de metales de transición

No	Iones	Sales Oxisales	
1	(MnO ₄) ⁻³	Manganato	Mn+5
2	(MnO ₄) ⁻¹	Permanganato	Mn+7
3	(ZnO ₂) ⁻²	Zincato	Zn+2
4	(CrO ₄) ⁻²	Cromato	Cr+6
5	(Cr ₂ O ₇) ⁻²	Dicromato	Cr+6
6	(VO ₃) ⁻¹	Vanadato	V+5

ANEXO 4. Aniones de ácidos hidrácidos y sales haloideas

No	Iones	Ácidos hidrácidos	Sales haloideas
1	F ⁻¹	Fluorhídrico	Fluoruro
2	Cl ⁻¹	Clorhídrico	Cloruro
3	Br ⁻¹	Bromhídrico	Bromuro
4	I ⁻¹	Iodhídrico	Ioduro
5	S ⁻²	Sulfhídrico	Sulfuro
6	Se ⁻²	Selenhídrico	Seleniuro

ANEXO 5. Aniones de ácidos oxácidos y sales oxisales

No	Aniones	Ácidos oxácidos	Sales oxisales	Clave
1	(BO ₃) ⁻³	Orto bórico	Ortoborato	313
2	(BO ₂) ⁻¹	Meta bórico	Metaborato	112
3	(AlO ₂) ⁻¹	Aluminato	Aluminato	112
4	(CO ₃) ⁻²	Carbónico	Carbonato	213
5	(HCO ₃) ⁻¹	-----	Bicarbonato	
6	(SiO ₃) ⁻²	-----	Silicato	213
7	(SiO ₄) ⁻⁴	-----	Ortosilicato	214
8	(NO ₂) ⁻¹	Nitroso	Nitrito	414
9	(NO ₃) ⁻¹	Nítrico	Nitrato	112
10	(PO ₂) ⁻³	Hipo fosforoso	Hipofosfito	312
11	(PO ₂) ⁻¹	Meta fosforoso	Metafosfito	112
12	(P ₂ O ₅) ⁻⁴	Piro fosforoso	Pirofosfito	425
13	(PO ₃) ⁻³	(Orto)Fosforoso	(Orto) Fosfito	313
14	(PO ₃) ⁻¹	Meta fosfórico	Metafosfato	113
15	(P ₂ O ₇) ⁻⁴	Piro fosfórico	Pirofosfato	427
16	(PO ₄) ⁻³	(Orto) fosfórico	(Orto) fosfato	314
17	(As ₂ O ₅) ⁻⁴	Piro arsenioso	Piroarsenito	425
18	(AsO ₃) ⁻³	(orto) Arsenioso	Arsenito	313
19	(AsO ₂) ⁻¹	Meta arsenioso	Metaarsenito	112
10	(As ₂ O ₇) ⁻⁴	Piro arsénico	Piroarseniato	427
21	(AsO ₄) ⁻³	(orto) arsénico	(Orto) arseniato	314
22	(SbO ₂) ⁻¹	Meta antimonioso	Metaantimonito	112

23	$(\text{SbO}_4)^{-3}$	(Orto) antimónico	(orto) antimoniato	314
24	$(\text{SbO}_3)^{-1}$	meta antimónico	Metaantimoniato	113
25	$(\text{Sb}_2\text{O}_7)^{-4}$	Piro antimónico	Piroantimoniato	427
26	$(\text{BiO}_3)^{-1}$	-----	Bismutato	113
27	$(\text{SO}_3)^{-2}$	Sulfuroso	Sulfito	213
28	$(\text{SO}_4)^{-2}$	Sulfúrico	Sulfato	214
29	$(\text{HSO}_4)^{-2}$	-----	Bisulfato	
30	$(\text{SeO}_3)^{-2}$	-----	Selenito	213
31	$(\text{SeO}_4)^{-2}$	-----	Seleniato	214
32	F El flúor no forma ácidos oxácidos ni sales oxisales			
33	$(\text{ClO})^{-1}$	Hipo cloroso	Hipoclorito	111
34	$(\text{ClO}_2)^{-1}$	Cloroso	Clorito	112
34	$(\text{ClO}_3)^{-1}$	Clórico	Clorato	113
36	$(\text{ClO}_4)^{-1}$	Per clórico	Perclorato	114
37	$(\text{BrO})^{-1}$	Hipo bromoso	Hipobromito	111
38	$(\text{BrO}_3)^{-1}$	Bromico	Bromato	113
39	$(\text{IO})^{-1}$	Hipo Iodoso	Hipoyodito	111
40	$(\text{IO}_3)^{-1}$	Yodico	Yodato	113
41	$(\text{IO}_4)^{-1}$	Per yodico	Per yodato	114

***esta tabla es de mucha utilidad en el aprendizaje de nomenclatura química**

ANEXO 6. Presión de vapor de agua vs. temperatura

T (°C)	P(mmHg)	T (°C)	P(mmHg)	T (°C)	P(mmHg)
0	4,636	35	42,180	70	233,700
5	6,536	40	55,328	75	289,104
10	9,196	45	71,896	80	355,072
15	12,768	50	92,492	85	433,58
20	17,556	55	118,028	90	525,768
25	23,788	60	149,134	95	633,916
30	31,844	65	187,568	100	760,000

ANEXO 7. Iones ácidos

Iones	Nombres
$(\text{HSO}_4)^{-1}$	ion hidrógenosulfato / ión sulfato ácido
$(\text{HPO}_4)^{-2}$	ion hidrógenofosfato / ión fosfato ácido
$(\text{H}_2\text{PO}_4)^{-1}$	ion dihidrógenofosfato ion / ión fosfato di ácido
$(\text{HCO}_3)^{-1}$	Ión hidrógenocarbonato / bicarbonato

ANEXO 8. Tabla de múltiplos y submúltiplos








Prefijo	Símbolo	Valor numérico
Exa	E	10^{18}
Peta	P	10^{15}
Tera	T	10^{12}
Giga	G	10^9
Mega	M	10^6
Kilo	K	10^3
hecto	H	10^2
Deca	Da	10^1
unidad		1
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}

ANEXO 9. Magnitudes y sus unidades SI y Sistema Inglés

Magnitud	Unidades		Nombre	Singlés	Símbolo	nombre
Área	m ²	m ²	Metro cuadrado	pulg ²	pulg ²	Pulgada cuadrada
Volumen	m ³	m ³	Metro cúbico	pie ³	pie ³	Pie cúbico
Velocidad	m/s	m/s	Metro por segundo	pie/s	pie/s	Pie por segundo
Aceleración	m/s ²	m/s ²	Metro por segundo cuadrado	pie/s ²	pie/s ²	Pie por segundo cuadrado
Densidad	Kg/m ³	Kg/m ³	Kilogramo por metro cúbico	Lb/pie ³	Lb/pie ³	Libra por pie cúbico
Fuerza	Kg m/s ²	N	Newton	Lb pie/s ²	lbf	Libra fuerza
Presión	N/m ²	Pa	Pascal	Lbf/pulg ²	psi	Pie por pulgada cuadrada
Energía	Nm	J	Joule	Lbfpie	ergio	ergio
Potencia	J/s	W	Watt	Ergio/s	HP	Caballo de fuerza

ANEXO 10. Tabla Periódica de los elementos

IA 1	IIA 2											IIIA 13	IVA 14	VA 15	VIA 16	VIIA 17	VIIIA 18
1 +1 H 1		VIII B										5 +3 B 10,81	6+2±4 C 12,01	7+1±3+5 N +2+4 14	8-feb O -1 15,99	9-enc F 18,99	2 He 4
3 +1 Li 6,94	4 +2 Be 9,01																10 Ne 20,18
11 +1 Na 22,99	12 +2 Mg 24,31	IIIB 3	IVB 4	VB 5	VIB 6	VII B 7	8	9	10	IB 11	II B 12	13 +3 Al 26,98	14+2+4 Si 28,08	15 ±3+5 P 30,97	16+4+6 S ±2 32,07	17+1+3 Cl+5+7 35,45	18 Ar 39,95
19 +1 K 39,09	20 +2 Ca 40,08	21+3 Sc 44,96	22 +3 Ti+4 47,87	23+2+3 V 50,94	24+2+3 Cr 51,99	25 +2+3 Mn+6+7 54,94	26+2+3 Fe 55,85	27+2+3 Co 58,93	28+2+3 Ni 58,69	29+1+2 Cu 63,55	30 +2 Zn 65,39	31 +3 Ga 69,72	32+2+4 Ge -4 72,64	33 ±3+5 As 74,92	34+4+6 Se ±2 78,96	35 +1+3 Br+5+7 79,9	36 Kr 83,8
37 +1 Rb 85,47	38 +2 Sr 87,62	39+3 Y 88,91	40 +3 Zr 91,22	41+3+5 Nb 92,91	42 Mo 95,94	43 Tc 98	44 Ru 101,07	45 Rh 102,91	46 Pd 106,42	47 +1 Ag 107,87	48 +2 Cd 112,41	49 +3 In 114,82	50+2+4 Sn 118,71	51±3+5 Sb 121,76	52+4+6 Te ±2 127,6	53 +1+3 I +5+7 126,9	54 Xe 131,2
55 +1 Cs 132,91	56 +2 Ba 137,33	71 Lu	72 Hf 178,49	73 +5 Ta 180,95	74 W 183,84	75 Re 186,21	76 Os 190,23	77 Ir 192,22	78 Pt 195,08	79 +1 Au 196,97	80+1+2 Hg 200,59	81+1+3 Tl 204,38	82+2+4 Pb 207,2	83 ±3+5 Bi 208,98	84+4+6 Po±2 208,98	85 +1+3 At+5+7 209,99	86 Rn 222
87 +1 Fr 232,02	88 +2 Ra 226,03																

	Metales
	Metaloides
	No metales
	Gases nobles
	Lantánidos
	Actínidos
	Sintéticos

57 +3 La 138,91	58 Ce 140,11	59 Pr 140,91	60 Nb 144,24	61 Pm 145	62 Sm 150,36	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,93	66 Dy 162,5	67 Ho 164,93	68 Er 167,26	69 Tm 168,93	70 Yb 173,04
89 +3 Ac 227,03	90 Th 232,04	91 Pa 231,04	92 U 238,03	93 Np 237,05	94 Pu 244,06	95 Am 243,06	96 Cm 247,07	97 Bk 247,07	98 Cf 251,08	99 Es 252,02	100 Fm 257,1	101 Md 258,10	102 No 259,1

ISBN: 978-9942-33-847-1



compAs
Grupo de capacitación e investigación pedagógica

   @grupocompas.ec
compasacademico@icloud.com