

FUNDAMENTACIÓN DEL CURSO

- En este Curso Introductorio de Química priorizaremos que los alumnos dispongan de los elementos que le permitan relacionar, procesar y transferir adecuadamente los conocimientos adquiridos, más que acumular información
- Se incluyen en forma sencilla los temas básicos de química: estructura atómica, tabla periódica, enlaces químicos, formulación de compuestos inorgánicos, estado gaseoso y estequiometría de las reacciones químicas.
- Se desarrollaron tanto los conceptos teóricos principales como así también amplia ejercitación de los temas fundamentales para el abordaje de la problemática de Química General e Inorgánica que es la asignatura correlativa en la carrera.

OBJETIVOS

- Conocimiento y comprensión de la perspectiva de las Ciencias Químicas para interpretar los fenómenos que ocurren en la naturaleza.
- Resolución de situaciones problemáticas que involucren el manejo de técnicas básicas de laboratorio.
- Favorecer la afirmación de que las convicciones científicas pueden ser refutadas o perfeccionadas por hechos nuevos.
- Habituar a la crítica de los métodos empleados y a la contrastación de los resultados obtenidos
- Preparación y nivelación de los alumnos para introducirlos en las Ciencias Químicas con complejidad creciente.
- Revisión e interpretación de los fenómenos que ocurren en la naturaleza, a través del manejo y comprensión de conceptos y fundamentos químicos ya adquiridos en el nivel medio.

CONTENIDOS

UNIDAD 1: SISTEMAS MATERIALES

Sistema Material: definición. Concepto de materia y energía. Propiedades de la materia: Intensivas y extensivas Estados de agregación de la materia. Cambios de estado: variación de los parámetros presión, volumen y temperatura. Estado Sólido, Líquido y Gaseoso: características. Clasificación de Sistemas Materiales: Homogéneos y Heterogéneos. Sistemas dispersos (dispersiones groseras, finas, coloidales y moleculares). Criterio de homogeneidad. Métodos de separación de fases y fraccionamiento. Sustancia pura. Simples y compuestas. Fenómenos físicos y químicos. Elementos. Alotropía. Composición Centesimal.

Actividades:

- Resolución de problemas.
- Trabajo práctico de Laboratorio: Mostración y uso del material de laboratorio.
- Trabajo práctico de Laboratorio: Separación de fases y componentes para diferentes Sistemas materiales y compuestos.
- Resolución de situaciones problemáticas sencillas.

UNIDAD 2: ESTRUCTURA ATÓMICA Y TABLA PERIÓDICA

Concepto de electrón, protón, neutrón. Número Atómico. Número Másico. Isótopo. Concepto de Ión. Átomo de Böhr. Nociones de Teoría Cuántica. Clasificación Periódica de los elementos. Elementos representativos y de transición. Propiedades Periódicas. Radio Atómico. Energía de Ionización. Afinidad electrónica. Electronegatividad.

Actividades:

- Manejo y uso de Tabla Periódica.
- Resolución de situaciones Problemáticas sencillas.

UNIDAD 3: COMPUESTOS QUÍMICOS INORGÁNICOS.

Concepto de número de oxidación. Uniones Químicas: Iónicas y Covalentes. Estructuras de Lewis. Compuestos Químicos: Óxidos Básicos y Óxidos Ácidos, Hidruros, Hidróxidos, Ácidos. Reacciones de Formación. Sales. Reacciones de Disociación electrolítica. Reacciones de Neutralización.

Actividades:

- Formulación de diferentes compuestos.
- Nombrar y representar distintos tipos de Uniones.
- Laboratorio: Reconocimiento de características ácidas y básicas de diferentes sustancias y reacciones de neutralización.

UNIDAD 4: ÁTOMOS Y COMBINACIONES DE ÁTOMOS. ESTADO GASEOSO

Teoría Atómica de Dalton. Ley de Avogadro. Masas atómicas y moleculares relativas. Concepto de Mol. Volumen Molar. Número de Avogadro. El estado gaseoso: Teoría cinético molecular. Leyes de los gases ideales. Ecuación de estado. Densidad de un gas. Ecuación general de los gases ideales. Ley de Dalton de las presiones parciales.

Actividades:

- Interpretación de las diferentes teorías.
- Resolución de situaciones problemáticas sencillas.

UNIDAD 5: ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES

Escritura y balanceo de ecuaciones químicas. Distintos tipos de reacciones químicas: Síntesis, descomposición, óxido reducción, de precipitación, de sustitución, de neutralización. Cantidades de reactivos y productos. Pureza de reactivos. Reactivo limitante. Rendimiento de las reacciones.

Actividades:

- Resolución de situaciones problemáticas sencillas.

BIBLIOGRAFÍA

Bibliografía Recomendada

- Cátedra de Química General e Inorgánica. CURSO INTRODUCTORIO DE QUÍMICA. Apuntes Teórico-Prácticos. Bs. As., 2016
- Angelini M. y col. Temas de Química General. Buenos Aires, EUDEBA, 1994.
- Biasioli-Weitz, Química Inorgánica, Kapeluz, Bs As.
- Brown. Química. La ciencia central, Pearson: 9na edición. 2004.
- Chang R. Química. McGraw-Hill. 7ª. Edición, 2005.
- Fernández Serventi H., Química Inorgánica, Losada S.A., Bs. As.
- Mautino J., Química Inorgánica, Stella, Bs As.
- Milone. Química General e Inorgánica, Estrada, .Bs. As.

Unidad de revisión: Magnitudes y Sistemas de medidas.

Determinar cuál/es es/son la/s opción/es correcta/s en cada caso.

1- Un paquete de un kilogramo de azúcar contiene:

- a) 100 g
- b) 1000 cm^3
- c) 1000 g
- d) 1.106 mg

2- Las distancias pueden ser expresadas en:

- a) Cm
- b) Mg
- c) dm^2
- d) km

3- Un litro de leche equivale a:

- a) $500 \text{ cm}^3 + 500 \text{ cm}^3$
- b) 0,5 L + 0,5 L
- c) $\frac{1}{2} \text{ L} + \frac{1}{2} \text{ L}$
- d) $\frac{1}{4} \text{ dm}^3 + \frac{1}{4} \text{ dm}^3 + \frac{1}{4} \text{ dm}^3 + \frac{1}{4} \text{ dm}^3$

4- Las dimensiones de un terreno de 400 m^2 podrían ser:

- a) 4 m de ancho y 10 m de largo
- b) 10 m^2 de ancho y 40 m^2 de largo
- c) 10 m de ancho y 40 m de largo
- d) 20 cm de ancho y 20 cm de largo.

5- Al medir el volumen de un cuerpo se tiene en cuenta:

- a) 1 dimensión
- b) 2 dimensiones
- c) 3 dimensiones.

6- En el laboratorio hay una caja con 60 tubos de ensayo, esta cantidad equivale a:

- a) 30 unidades
- b) 6 decenas
- c) 5 docenas
- d) 0,06 centenas

7- El valor 0,0378m tiene:

- a) 3 cifras significativas
- b) 4 cifras significativas
- c) 5 cifras significativas
- d) 6 cifras significativas.

8- La expresión en notación científica del número 0,04278 es:

- a) $42,78 \cdot 10^{-3}$
- b) $4,278 \cdot 10^3$
- c) $4,278 \cdot 10^{-2}$
- d) $4,278 \cdot 10^2$

9- El orden creciente de los valores: A: 0,000345 g; B: $9,22 \cdot 10^{-3}$ g; C: $8,2 \cdot 10^2$ g; D: $7,6 \cdot 10^{-2}$ g es:

- a) A,B,C,D
- b) A,D,C,B
- c) A,B,D,C
- d) C,D,B,A

10- La hectárea es una unidad de la magnitud:

- a) Longitud
- b) Volumen
- c) Superficie
- d) capacidad

UNIDAD 1: SISTEMAS MATERIALES

ACTIVIDADES DE SÍNTESIS

1. ¿Cuáles son las formas ó estados en que se presenta la materia?
2. ¿Cómo son los cambios ó procesos que relacionan los distintos estados de la materia?
3. ¿Cómo defines densidad?
4. ¿A qué denominamos sistema material?
5. ¿Qué propiedades permiten identificar un sistema material?
6. ¿Cómo se define un sistema homogéneo?
7. ¿Qué es un sistema heterogéneo?
8. ¿Qué son fases y componentes de un sistema material?
9. ¿En qué casos aplicas métodos de separación de fases, cuáles conoces?
10. ¿Qué son métodos de fraccionamiento?
11. ¿Cómo diferencias una sustancia pura de una mezcla?
12. ¿Cuál es la diferencia entre un fenómeno físico y uno químico?

EJERCITACIÓN

1. Si el hierro tiene una densidad a temperatura ambiente de $7,86 \text{ g/cm}^3$. ¿Qué masa tiene una pieza de hierro de 270 cm^3 .(Expresar el resultado en kg)
2. a- ¿Cuál es la densidad de un aceite mezcla a una temperatura determinada si 300 g del mismo ocupan 366 cm^3 ? .b- Si al elevar la temperatura el aceite sufre una dilatación, ¿Qué ocurre con el valor de la densidad?
3. A temperatura ambiente el aluminio tiene una densidad de $2,70 \text{ g/cm}^3$. ¿Qué volumen ocupa a esa temperatura una muestra de aluminio cuya masa es 41,8 kg?
4. En un recipiente se colocan las siguientes sustancias prácticamente inmiscibles entre si, todas a temperatura ambiental
 - 400 g de hierro(s) ($\delta = 7,86 \text{ g/cm}^3$)
 - 1 dm^3 de agua (l) ($\delta = 1,00 \text{ g/cm}^3$)
 - 3800 mg de cloroformo (l) ($\delta = 1,50 \text{ g/cm}^3$)
 - 15,0 L de oxígeno (g) ($\delta = 1,31 \cdot 10^{-3} \text{ g/cm}^3$)

- a) Clasificar el sistema
 - b) Indicar cuáles son sustancias simples y cuales compuestas
 - c) Determinar la masa del sistema y el porcentaje en masa que ocupan los líquidos en el recipiente.
- 5.** Si 0,500 litros de un líquido tienen una masa de 580 g. ¿Cuál es su densidad? Exprese el resultado en g/mL
- 6.** Calcular la masa de un cuerpo, expresada en kg, que ocupa un volumen de 230 cm^3 si su densidad es $2,85 \text{ g/cm}^3$
- 7.** Calcular el volumen de un cuerpo cuya masa es de 1 kg y su densidad es $3,8 \text{ g/cm}^3$
- 8.** La densidad del diamante es $3,51 \text{ g/cm}^3$ y la del grafito $2,22 \text{ g/cm}^3$, ambas sustancias son variedades del carbono puro. ¿Qué volumen ocupan 10 g de carbono en cada una de las variedades mencionadas?
- 9.** La densidad del diamante es $3,51 \text{ g/cm}^3$. ¿Cuál es el volumen de un quilate de diamante? (la masa de un quilate es 0,200 g).
- 10.** Determinar cuál será la densidad del cobre, expresada en g/cm^3 , sabiendo que una esfera de este metal de 43 cm de diámetro tiene una masa de 371 kg.
- 11.** Se tienen cubos de hierro de 2,34 cm de arista, sabiendo que la densidad del material es $7,86 \text{ g/cm}^3$, ¿cuántos cubos se necesitan reunir para acumular un kg de hierro?
- 12.** Un trozo de hierro cuya masa es 250g ocupa un volumen de 31.766 mm^3 . Calcular su densidad expresando el resultado en g/cm^3
- 13.** Se dispone de una lata cilíndrica de un metro de altura y 42 cm de radio
- a) ¿Qué cantidad de líquido expresada en litros puede caber en el recipiente mencionado?
 - b) Si el líquido contenido fuera:
 - Agua ($\delta = 1,00 \text{ g/cm}^3$)
 - Etanol ($\delta = 0,780 \text{ g/cm}^3$)
 - Aceite ($\delta = 0,920 \text{ g/cm}^3$)
- ¿Qué masa máxima de cada uno de los materiales podrían introducirse en forma individual en el recipiente?

- 14.** ¿Cuál es la masa de una sustancia sabiendo que su densidad es de $1,149 \text{ g/cm}^3$ y que ocupa un volumen de $16,9 \text{ ml}$? Expresar el resultado en kg
- 15.** Un agua mineral contiene 23 mg de sodio por cada litro. Si tenemos en cuenta que la densidad del agua mineral es aproximadamente $1,00 \text{ g/cm}^3$.
- ¿Cuál es el % en masa del sodio en el agua?
 - ¿Qué tipo de sistema es el agua mineral?
 - ¿Qué método se puede utilizar para obtener agua pura?
- 16.** Una manteca tiene 82% de materia grasa ¿qué masa de grasa hay en un pan de dicha manteca de 500 g ? Expresar la respuesta en m
- 17.** Si una leche entera tiene un 13% de materia sólida de los cuales $3,5 \%$ es grasa. ¿Cuál es la masa de grasa en 10 kg de leche?
- 18.** El vapor de agua contiene $88,81\%$ de oxígeno y el resto de hidrógeno.
Determinar la cantidad de hidrógeno que habrá en 100 g de vapor de agua.
- 19.** Madame Curie para obtener 1 g de uranio necesitó 1 tonelada de Pechblenda (un mineral que contiene uranio en su composición). ¿Qué porcentaje de uranio hay en promedio en la Pechblenda?
- 20.** En el organismo humano el 60% es agua, de esa proporción el 15% es agua intersticial, el 40% agua intracelular y el 5% restante agua intravascular o plasma.
De acuerdo a esta distribución, determinar la masa de agua intracelular (expresar en g) en una persona de 85 kg . (El porcentaje de agua en la masa corporal puede variar con la edad y nivel de hidratación del organismo)
- 21.** El peltre es una aleación de 85% de estaño, $7,3\%$ de cobre, 6% de bismuto y el resto de antimonio. ¿Cuál es la masa de antimonio contenida en una cuchara de peltre de medio kg?
- 22.** El acero es una aleación de hierro y carbono, pero variando el porcentaje de carbono el acero adquiere diferente resistencia clasificándose de la siguiente manera
- Con $0,2\%$ de carbono se tienen aceros blandos (clavos o cadenas)
 - Con $0,6\%$ de carbono se tienen aceros medios (rieles o vigas)
 - Con 1% de carbono se tienen aceros de alta calidad (cuchillos o resortes)

Responder

- a) ¿Cuál es la masa de carbono en un clavo de acero blando de 1,5 g?
 - b) ¿Qué masa de carbono se encuentra presente en un riel de 4,8 Tn?
 - c) ¿Cuál es la masa de carbono en una hoja de cuchillo de 380 g?
- 23.** El latón es una aleación que contiene 67% de cobre y el resto es cinc. ¿Qué masa de latón se puede obtener con 500 g de cobre?
- 24.** Determinar cuál de los sistemas propuestos es homogéneo y cuál heterogéneo, justificando la respuesta. Indicar además el número de fases y componentes:
- a) Sal disuelta en agua
 - b) Agua (l) con dos cubos de hielo.
 - c) Dióxido de carbono sólido
 - d) Solución acuosa salina con 3 granallas de cinc y sal precipitada
- 25.** Proponer qué métodos emplearía para separar los componentes de los siguientes sistemas (indicar en orden).
- a) Solución acuosa de cromato de potasio, azufre en polvo (no miscible en agua) y limaduras de hierro.
 - b) Arena, cloruro de sodio y granallas de cinc.
 - c) Agua, Cloroformo (no miscible en agua) y 3 bolitas de cobre.
- 26.** Dados los siguientes componentes: Agua - Cloruro de sodio - Glucosa (soluble en agua)- Cuarzo- Plomo- Dióxido de carbono- Nitrógeno. Proponer sistemas con las siguientes características
- a) 1 fase líquida- 1 fase sólida- 4 componentes
 - b) 1 fase líquida -1 fase gaseosa- 5 componentes
 - c) 2 fases sólidas - 1 fase líquida- 1 fase gaseosa- 2 componentes.
 - d) 2 fases sólidas- 1 fase gaseosa- 4 componente
- 27.** Se tiene un sistema heterogéneo formado por 150.000 mg de limaduras de hierro, 0.08 hg de hielo, 360 dg de sal disueltos en 800 cm³ de agua líquida. Indicar:
- a) Masa de agua total (en g) presente en el sistema.
 - b) Porcentaje de hierro presente en la muestra
 - c) ¿Cuántas fases hay en dicho sistema?
 - d) ¿Qué volumen ocupa la solución si la densidad de la misma es 0.928 g/cm³?

UNIDAD 2: ESTRUCTURA ATÓMICA y TABLA PERIÓDICA

ACTIVIDADES DE SÍNTESIS

1. Comparar la masa y la carga del electrón, el protón y el neutrón.
2. ¿Qué significa para un átomo estar en estado energético fundamental?
3. ¿Qué representan las órbitas en el modelo de Böhr?
4. Definir número atómico y número másico.
5. ¿Qué son los isótopos?
6. ¿Por qué la masa atómica relativa de un elemento es un número decimal?
7. ¿Qué es la configuración electrónica de un átomo y cómo se obtiene según el modelo Böhr?
8. ¿Qué entiendes por elemento?
9. ¿Qué propiedad de los elementos se utilizó en principio para clasificarlos?
10. ¿A qué se denomina electrones de valencia?
11. ¿Qué característica de los elementos se usa en la actualidad para ordenarlos?
12. ¿Qué es lo que caracteriza a los elementos de un mismo período y de un mismo grupo?
13. ¿Cuántos períodos y grupos forman la tabla periódica?
14. ¿Cómo se clasifican los elementos de acuerdo a su configuración electrónica?
15. ¿Cómo se ubican los elementos en la tabla periódica conociendo su número atómico?
16. ¿Cómo se ubican en la tabla periódica y cuáles son las características fundamentales de los elementos metálicos y no metálicos?
17. ¿Cómo y por qué se forman los iones? ¿Qué tipo de iones hay?
18. Indicar la ecuación de formación de un catión monovalente y la de un anión divalente.
19. Explicar por qué las especies K^{+1} , Ar y Cl^{-1} son isoelectrónicas.
20. Explicar cómo varían los radios atómicos

EJERCITACIÓN

1. Indicar el tipo y número de partículas elementales que forman los siguientes átomos

a)	b)	c)	d)
$^{58}_{27}Co$	$^{32}_{16}S$	$^{85}_{37}Rb$	$^{96}_{42}Mo$

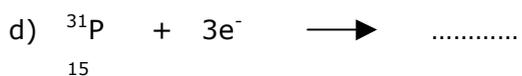
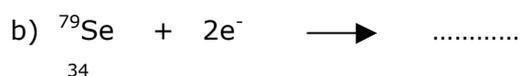
2. Determinar si hay isótopos presentes entre los siguientes átomos e identificar a los elementos con su símbolo

a)	b)	c)	d)	e)	f)
$^{35}_{17}A$	$^{65}_{30}B$	$^{80}_{35}C$	$^{66}_{30}D$	$^{36}_{17}E$	$^{80}_{34}F$

3. Completar el siguiente cuadro (Se puede emplear la Tabla periódica)

Símbolo	A	Z	N°p ⁺	N°e ⁻	N°n	Carga
Se	79					0
	35	17				1-
			56		81	2+
Al	27					3+
	75			36		3-
	36			18		0

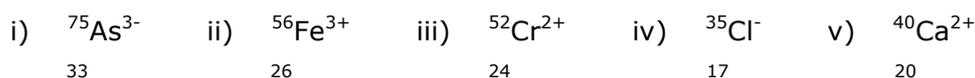
4. Completar las siguientes semi-ecuaciones, clasificar las partículas obtenidas e indicar la composición de cada una



5. ¿Cómo se clasifican los siguientes iones?

a) ¿Cuál es la composición de cada uno?

b) Determinar si hay presencia de partículas isoelectrónicas



6. Un átomo de un elemento X pierde 3 electrones y se transforma en una partícula isoelectrónica con el neón. Señalar cuál es la opción correcta en cada caso

a) El número de protones de la partícula obtenida es:

10, 7, ó 13

b) La carga de la partícula es:

3⁻, 3, ó 0

c) Si el A del átomo es 27 ¿Cuántos neutrones tiene en su núcleo?

17, 14, ó 13

7. Un anión divalente de un elemento X es isoelectrónico con el tercer gas noble. ¿Cuál es el número másico de X si tiene 17 neutrones en su núcleo?

- 8.** Sin ayuda de la tabla periódica, determinar a qué grupo y período pertenecen los siguientes elementos:
- Tiene configuración electrónica: 2-8-7
 - Tiene 24 protones
 - Es el segundo metal alcalino
 - Forma un catión divalente isoelectrónico con el tercer gas noble
- 9.** ¿En qué grupo y período se encuentra un elemento cuyo anión trivalente tiene configuración electrónica: 2-8-8²?
- 10.** a) ¿Cuántos neutrones tiene un átomo de ^{80}X si su anión monovalente es isoelectrónico con el cuarto gas noble?
b) ¿A qué grupo y período pertenece el elemento X?
c) ¿Cuál es el Z del anión de X?
- 11.** Un elemento que pertenece al grupo VA y período 3 tiene en su núcleo 16 neutrones. Determinar (sin mirar la tabla):
a) Número másico, b) Configuración electrónica, c) Tipo de ión estable que tiende a formar
- 12.** Un elemento perteneciente al grupo VIA y período 3 tiene mayor, menor o igual radio atómico que otro que pertenece al grupo VIA y período 4. Justificar.
- 13.** Ordenar los siguientes elementos según radio atómico creciente y justificar:
- A es un elemento alcalino que pertenece al: Grupo: I, período 6.
 - B forma un anión divalente isoelectrónico con el tercer gas noble.
 - C tiene configuración electrónica : 2-8-5
 - D tiene A = 40 y su número de protones coincide con el de neutrones.
- 14.** ¿El elemento X que tiene 7 electrones en el nivel 4 posee mayor, menor o igual E.I que Y cuyos últimos 2 electrones se ubican en el nivel 6? Justificar
- 15.** ¿Cuántos elementos del período 5 tienen menor E.I que el Te?
- 16.** ¿Cuál es el ión estable más probable que tienden a formar los siguientes elementos?

Na, S, Cl, Ca, Al., O, N

UNIDAD 3: UNIONES QUÍMICAS. COMPUESTOS QUÍMICOS INORGÁNICOS

ACTIVIDADES DE SÍNTESIS

1. ¿Qué es una unión química?
2. ¿Qué representan las estructuras de Lewis?
3. ¿Cómo se define electronegatividad? ¿Cómo varía a lo largo de la tabla periódica?
4. ¿Qué tipos de enlaces químicos conoce? ¿Qué criterio se utiliza para caracterizarlos?
5. ¿Qué características tiene el enlace iónico? ¿Entre qué elementos de la tabla es más frecuente este enlace? ¿Qué elementos tienen tendencia a formar compuestos iónicos?
6. ¿Por qué los compuestos iónicos normalmente no se llaman moléculas?
7. Explicar las diferencias entre los compuestos moleculares y los iónicos
8. ¿Qué diferencia existe entre un enlace covalente simple, uno covalente doble y uno covalente triple?
9. ¿Cómo se explica la unión metálica?
10. ¿Qué similitudes y diferencias se dan entre los enlaces covalentes y los covalentes dativos?
11. ¿Qué relación existe entre la polaridad de una molécula biatómica y la diferencia de electronegatividad?
12. ¿Qué tipo de unión química caracteriza a los metales puros y a las aleaciones metálicas?
13. ¿Cómo es la estructura interna de este tipo de materiales?
14. ¿Qué propiedades generales predominan en los metales? ¿Cómo se relacionan con el tipo de unión?

EJERCITACIÓN

Uniones Químicas

1. Determinar cuáles de los siguientes materiales son metales puros y cuales aleaciones.
a) Cobre b) Oro c) Oro (18 quilates) d) Bronce e) Acero f) Hierro g) Magnesio
2. Determinar si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas. Justificar.
a) Las sustancias iónicas pueden ser simples o compuestas.
b) Dos elementos con baja electronegatividad forman sustancias covalentes.

- c) Siempre la baja diferencia de electronegatividad entre dos elementos determina unión covalente.
- d) La unión iónica consiste en la transferencia de electrones del elemento más electronegativo al menos electronegativo.
- e) La unión covalente consiste en compartir electrones y protones
- 3.** Indicar para las siguientes sustancias el tipo de unión química y la estructura de Lewis.
a) CaF_2 b) K_3N c) NaBr d) Cs_2S e) Al_2O_3 f) PbF_4 .
- 4.** Indicar para las siguientes sustancias el tipo de unión química, estructura de Lewis y fórmula desarrollada.
a) NH_3 b) N_2 c) I_2 d) I_2O e) CCl_4 f) SO_2 g) P_2O_3 h) N_2O_5 i) Br_2O_7 .
- 5.** Para las siguientes sustancias determinar diferencia de electronegatividad, tipo de unión química, estructura de Lewis, y fórmula desarrollada según corresponda.
a) MgF_2 b) I_2O_3 c) KBr d) Li_3N e) Fe_2O_3 f) CH_4
- 6.** Escribir la estructura de Lewis e indicar las uniones presentes de las siguientes especies:
a) HNO_3 b) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ c) H_2SO_4 d) LiOH e) H_3PO_4 f) $\text{Al}(\text{OH})_3$ g) K_2SO_3
h) $\text{Al}(\text{ClO}_4)_3$ i) MgCO_3
- 7.** Escribir la estructura de Lewis de los siguientes iones:
a) NO_3^- b) ClO_4^- c) PO_4^{3-} d) HCO_3^- e) SO_3^{2-}
- 8.** a) Un elemento X que pertenece al grupo II A forma los siguientes compuestos, escribir la estructura de Lewis y el tipo de unión en cada caso:
a) XCl_2 b) XO c) X_3N_2
b) Identificar a X con su símbolo y nombre sabiendo que tiene sus últimos electrones en el nivel 5.
- 9.** Dados los siguientes enlaces determinar un orden creciente de polaridad y representar el sentido del momento dipolar. Justificar
a) C-C b) C-H c) C-F d) C-I
- 10.** Establecer el estado de oxidación de cada elemento en las siguientes sustancias:
a) N_2 b) I_2O c) NH_3 d) PbH_4 e) Br_2O_7
f) NaOH g) SO_3 h) $\text{Al}(\text{OH})_3$ i) H_2SO_4 j) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Compuestos Binarios

1. Escribir la fórmula y/o nombre de los siguientes óxidos según corresponda:

a- Óxido férrico		f- SO_3	
b- Óxido de níquel (II)		g- I_2O	
c- Heptóxido de dicloro		h- Br_2O_5	
d- Óxido de calcio		i- PbO_2	
e- Óxido fosfórico		j- Co_2O_3	

2. Escribir la ecuación de formación de los siguientes óxidos: SO_3 , Óxido fosfórico, Óxido férrico,

3. Nombrar en forma tradicional y moderna (Nº de stock) las siguientes sustancias:

a- CuH_2		b- H_2S	
c- AlH_3		d- SnH_4	
e- HCl		f- HBr	
g- NaH		h- NiH_2	

4. Establecer diferencias y/o similitudes entre las sustancias anteriores y agrupar por tipos de compuestos.

5. Nombrar los siguientes compuestos:

a- NH_3		b- CH_4	
c- PH_3		d- AsH_3	
e- SiH_4		f- H_2O	
g- BH_3		h- SbH_3	

6. Escribir la ecuación de formación de los siguientes compuestos NH_3 , CH_4 , PH_3

7.Cuál es la diferencia fundamental entre estos compuestos y los hidrácidos? ¿Cuál es la semejanza entre estos compuestos y los hidrácidos?

8. Escribir la fórmula y/o nombre de las siguientes sales según corresponda.

a- Seleniuro de potasio		b- BaCl ₂	
c- Bromuro férrico		d- NiF ₃	
e- Sulfuro estánnico		f- PbCl ₄	
g- Nitruro de aluminio		h- KI	
I- Cloruro de níquel (II)		j- CuS	

9. Escribir las ecuaciones balanceadas de disociación electrolítica de las sales del item 6 y nombrar los iones obtenidos

10. Completar el cuadro que figura a continuación:

Fórmula	Nombre tradicional	Nombre por N ^a Stock
	Amoníaco	
Cu ₂ O		
		Bromuro de oro (III)
HCl		
	Hidruro de potasio	
		Oxido de yodo(VII)
PbH ₄		

Compuestos Ternarios

11. Nombrar los siguientes oxoácidos y escribir las ecuaciones de disociación total y/o parciales balanceadas y nombrar los iones obtenidos.

Fórmula	Nombre	Ecuación de Disociación
a- H ₂ SO ₄		
b- HNO ₃		
c- H ₃ PO ₄		
d- HBrO ₂		
e- H ₂ CO ₃		

12. Formular las siguientes sustancias:

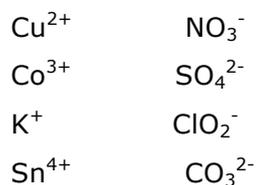
a- Ácido nitroso		b- Sulfato (IV) de hidrógeno	
c- Clorato (VII) de hidrógeno		d- Ácido perclórico	
e- Ácido metafosfórico		f- Iodato (III) de hidrógeno	

13. Escribir la fórmula y/o nombre según corresponda.

a- Hidróxido férrico		e- Ni(OH) ₃	
b- Hidróxido de calcio		f- LiOH	
c- Hidróxido de cobalto(III)		g- Cu(OH) ₂	
d- Hidróxido de sodio		h- Al(OH) ₃	

14. Seleccionar del ítem 13 los hidróxidos de metales representativos y escribir la ecuación de disociación electrolítica balanceada de los mismos.

15. A partir de los siguientes iones lograr la máxima cantidad de combinaciones posibles para formar oxosales, escribir la fórmula de las mismas y nombrarlas:



16. Formular o nombrar los siguientes compuestos según corresponda:

a- Mg(NO ₃) ₂		e- Perclorato cúprico	
b- Al ₂ (SO ₄) ₃		f- Cromato de plata	
c- K ₂ SO ₃		g- Sulfato de amonio	
d- Ca ₂ (PO ₄) ₂		h- Bicarbonato de sodio	

17. Completar las ecuaciones de neutralización y balancear



18. Nombrar los siguientes iones:

- a) MnO_4^{2-} b) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ c) ClO_3^- d) MnO_4^- e) BrO^- f) PO_4^{3-}
 g) Fe^{3+} h) Co^{2+} i) Pb^{4+} j) Fe^{2+} k) Mn^{2+} l) Cu^+

19. Completar el siguiente cuadro:

Fórmula	Nombre tradicional	Nombre N°stock
$\text{Fe(NO}_2)_3$		
	Hipoclorito de calcio	
		Iodato(III) de plomo(IV)
	Hidróxido ferroso	
H_3PO_3		
		Carbonato de hidrógeno
Ni(OH)_3		

UNIDAD 4: MAGNITUDES ATÓMICO MOLECULARES

ESTADO GASEOSO

Magnitudes Atómico-Moleculares

ACTIVIDADES DE SÍNTESIS

1. ¿Cuáles son los postulados de Dalton sobre la naturaleza de las partículas gaseosas (sustancias simples y compuestas)?
2. ¿Qué propuso Dalton como escala de masas relativas de átomos? ¿Qué patrón utilizó, y con qué dificultades se encontró?
3. ¿Qué propone la hipótesis molecular de Avogadro? Enunciar la hipótesis.
4. ¿Cuál es la unidad de masa atómica?
5. ¿Cuál es la masa (en uma) de un átomo de carbono 12.
6. ¿Por qué su masa atómica relativa es 12,01 uma en lugar de 12.00?
7. Definir "mol" , cuál es su unidad en los cálculos?
8. ¿Qué representa el número de Avogadro?
9. ¿Qué indica un mol de átomos de calcio?
10. Definir "masa molar" (M) ¿Cuáles son sus unidades?
11. Cuál es la masa molecular relativa de (M_r) del ácido sulfúrico y cuál su masa molar (M)
12. Explicar cuál es la diferencia conceptual entre una y otra unidad.

EJERCITACIÓN

1. Calcular la masa molar y la masa de una molécula (o unidad fórmula), expresada en gramos (g) y en unidades de masa atómica (u) para cada una de las siguientes sustancias:

a- HCl

b- SO₃

c- CH₄

d- HNO₃

e- H₃PO₄

f- Ca(OH)₂

g- Al₂(SO₄)₃

h- C₆H₁₂O₆

2. ¿Cuál es la masa de 3,5 mol de P₂O₅?

3. ¿Cuál es el número de moles y el número de átomos presentes en 150 g de hierro?

4. a) ¿Cuál es el número de moléculas presentes en 300 g de glicerina ($C_3H_8O_3$)?
b) ¿Qué masa expresada en gramos de etanol (C_2H_6O) tendría el mismo número de moléculas?
5. Si una molécula de H_2SO_4 tiene una masa de $1,63 \cdot 10^{-22}$ g ¿Cuál es la masa de 1 mol de moléculas?
6. Reunidas $5,80 \cdot 10^{24}$ moléculas de NH_3
a) ¿Cuál es la masa de dicha cantidad?
b) ¿Cuántas centenas de moléculas están presentes?
c) ¿Cuántos moles de moléculas corresponden a dicha masa?
d) ¿Cuál es el número de átomos de hidrógeno de la masa en cuestión?
- 7- La masa de un átomo de un elemento **X** es $2,66 \cdot 10^{-23}$ g.
a) ¿Cuál es la masa de un mol de átomos de **X**?
b) ¿Cuál es la masa de una molécula H_2X ?
- 8- Sabiendo que $5,00 \cdot 10^{24}$ moléculas de TCl_2 tienen una masa de 664 g
a) ¿Cuál es la masa molar de la sustancia?
b) ¿Cuántos átomos de cloro hay en dicha masa?
c) Identificar el elemento T (usar tabla periódica) e indicar su masa atómica relativa.
- 9- Si un recipiente contiene 900 cm^3 de etanol (C_2H_6O) cuya densidad es $0,78 \text{ g/cm}^3$. Determinar si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas y justificar en cada caso:
a) En el recipiente están presentes 15,2 mol de etanol.
b) En el recipiente hay un total de 9 mol de átomos.
c) La masa de carbono presente es 183 g.
d) En el recipiente hay $9,19 \cdot 10^{24}$ moléculas.
10. En un recipiente se colocan 3 cubos de hielo iguales en 250 cm^3 de agua líquida densidad ($d=1 \text{ g/cm}^3$)
¿Cuál es la masa de cada cubo de hielo si en el recipiente hay un total de $1,037 \cdot 10^{25}$ moléculas de agua? (no considerar el vapor de agua)
11. Dadas las siguientes afirmaciones determinar cuáles son correctas y cuáles no y justificar en cada caso:
a) La masa de 1mol de átomos de Cu es 63,5 u

- b) El número de átomos de Ag presentes en 1 mol es mayor que el número de átomos presentes en 40 g de Ca
- c) El número de átomos de flúor en 3,5 moles de F_2 es igual que el número de átomos de flúor en 7 mol de HF.
- d) La masa de 1 molécula de SO_2 es 64 g.
- e) El número de moléculas de CO_2 presentes en 44 g es el doble que el número de átomos de hidrógeno en 34 g de H_2S .

12. Calcular:

- a) ¿Qué cantidad de materia (mol) hay en $1,80 \cdot 10^{24}$ moléculas de H_2 (g)?
- b) ¿Cuántos átomos de hidrógeno están presentes en 34g de H_2O_2 ?
- c) ¿Qué masa de oxígeno hay en $6,02 \cdot 10^{24}$ moléculas de O_2 ?

13. Se dispone de 380 gramos de Br_2O_7 Calcular en dicha masa de compuesto:

- a) ¿Cuántos moles de átomos de bromo hay?
- b) ¿Qué cantidad de materia (mol) está presente?
- c) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay?
- d) ¿La masa expresada en gramos de $9,08 \cdot 10^{24}$ moléculas del mismo?
- e) La masa expresada en gramos de 1 molécula del compuesto

Estado Gaseoso

ACTIVIDADES DE SÍNTESIS

1. ¿Qué significa que los gases ejercen presión? ¿Cómo se mide la presión?
2. ¿Qué es gas ideal? ¿Cuál es la diferencia con un gas real?
3. ¿Cuáles son las variables que deben considerarse para la deducción de las leyes del estado gaseoso?
4. Explicar brevemente cuáles son las leyes de los gases ideales.
5. Definir volumen molar e indicar cuáles son las CNPT.
6. En qué circunstancia se utiliza la Ley de las Presiones Parciales de Dalton.
7. ¿Qué es presión parcial? Definir fracción molar.
8. ¿Cuáles son los postulados de la Teoría Cinética de los Gases?
9. Explicar la relación entre la Energía Cinética de las moléculas con su masa molar y la temperatura.
10. Graficar la curva de distribución de velocidades moleculares de Maxwell. Explicar brevemente.

EJERCITACIÓN

1. En un recipiente cerrado de tapa móvil se introduce una cierta cantidad de gas N_2 a una presión de 10 atm y a una temperatura de $30^\circ C$. Determinar si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas y justificar
 - a) Si la temperatura aumenta, la energía cinética de las moléculas aumenta.
 - b) Si la temperatura aumenta al doble sin variar el volumen, la presión aumenta al doble.
 - c) Si se mantiene la temperatura constante y se aumenta la presión, el volumen disminuye.
 - d) Si se aumenta la cantidad de gas en el recipiente sin variar la temperatura y el volumen, la presión aumenta.
2. En un recipiente de 4 dm^3 se almacenan 1,5 mol de NH_3 (g) a $25^\circ C$. ¿Cuál es la presión dentro del recipiente?
3. Si 3 millones de moléculas ocupan en recipiente rígido un volumen de 10 dm^3 a cierta temperatura y presión, ¿1,5 millones de moléculas a igual temperatura y presión en el mismo recipiente ocupan 5 dm^3 ? ¿Por qué?
4. En un recipiente de 0,5 L se almacenan 1,20 g de O_2 (g). ¿Cuál es la temperatura del sistema si la presión en el recipiente es 1,8 atm? Expresar la respuesta en $^\circ C$.
5. Un reactor de 3500 cm^3 contiene N_2O_4 gaseoso a $40^\circ C$ y 1,2 atm?
 - a) ¿Qué cantidad de materia (mol) hay?
 - b) ¿Cuál es la masa de gas presente?
 - c) ¿Qué masa de SO_2 ejercería la misma presión a igual temperatura y volumen?
6. Calcular
 - a) El volumen que ocuparán 6,52 mol de una sustancia en estado gaseoso que se encuentra a $25^\circ C$ de temperatura y 1,3 atmósferas de presión.
 - b) La temperatura que tendrá un sistema donde se almacenan 3,2 g de O_2 (g) sabiendo que el recipiente es de 500 ml y soporta una presión de 1368 mmHg. Expresar el resultado en K
7. En un recipiente de 5 dm^3 se introducen $8,30 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_3 a $15^\circ C$ ¿Qué presión soporta el recipiente?

- 8.** Un tanque de 19 dm^3 contiene $47,1 \text{ g}$ de un gas desconocido de fórmula X_2 a una presión de $1,5 \text{ atm}$ y 280 K
- ¿Cuál es la masa atómica relativa del elemento X?
 - ¿Cuál es la identidad de X (usar la tabla periódica)?
- 9.** Un recipiente de 6000 cm^3 contiene $\text{H}_2\text{S} (\text{g})$ a 27°C y presión normal.
- ¿Cuál es la masa de gas?
 - ¿Cuántas moléculas están presentes en el recipiente?
 - Si en el mismo recipiente a la misma temperatura se coloca igual cantidad de moléculas $\text{CO}_2 (\text{g})$ ¿Cuál es la presión en el recipiente?
- 10.** La densidad de un cierto gas X_3 en CNPT es $2,14 \cdot 10^{-3} \text{ g/cm}^3$. ¿Qué volumen ocupan $3,5$ mol de dicho gas si $\text{Ar } X=16$?
- 11.** ¿Cuál es la masa molar de un gas si a 0°C y 1 atm tiene una densidad de $1,43 \text{ g/cm}^3$?
- 12.** Un recipiente rígido contiene 34 dm^3 de $\text{NH}_3 (\text{g})$ medidos en CNPT. Calcular
- La cantidad de materia (mol) contenida en el recipiente.
 - La presión ejercida por el amoníaco.
- 13.** Indicar con verdadero o falso las afirmaciones dadas, justificando cada una de ellas.
- El volumen ocupado por 69 g de $\text{NO}_2 (\text{g})$ es mayor que el que ocupan $9,03 \cdot 10^{23}$ moléculas de $\text{SO}_2 (\text{g})$ en iguales condiciones.
 - El número de átomos que hay en $89,6 \text{ dm}^3$ de H_2 gaseoso en C.N.P.T. es menor al número de moléculas que hay en 1 mol de moléculas de Cl_2 gaseoso en CNPT.
 - El volumen ocupado por $0,25 \text{ mol}$ de $\text{O}_3(\text{g})$ medidos en CNPT es de 5600 mL
- 14.** Sabiendo que $8,17 \cdot 10^{24}$ moléculas de un gas ocupan un volumen de 308 litros a 860 mmHg y 39°C de temperatura. Calcular:
- La cantidad de materia (mol) presente en dicho volumen
 - El volumen que ocupan dichas moléculas si la presión se duplica y la temperatura se mantiene constante.
 - ¿En las condiciones iniciales qué volumen ocupan 5 mol de gas?

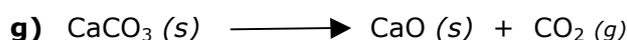
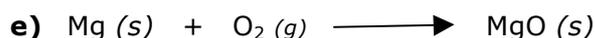
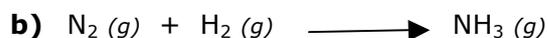
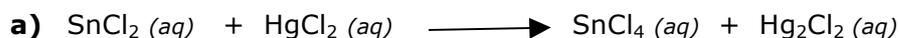
UNIDAD 5: ESTEQUIOMETRÍA de las REACCIONES QUÍMICAS

ACTIVIDADES DE SÍNTESIS

1. ¿Qué es una reacción química? Definir reactivos y productos.
2. ¿Cómo se simboliza? ¿Cuál es la diferencia entre una ecuación química y una reacción química?
3. ¿Cuándo decimos que una ecuación química está igualada? ¿Qué ley se obedece al balancear una ecuación química?
4. ¿Qué tipo de reacciones química conoces?
5. ¿Qué estudia la estequiometría de una reacción química?
6. ¿Qué representan los coeficientes estequiométricos?
7. ¿Qué significa que un reactivo sea el limitante? ¿Por qué es importante su detección previamente?
8. Explicar la diferencia entre rendimiento teórico y rendimiento real. ¿Cuáles pueden ser las causas de esas diferencias?
9. ¿Qué es rendimiento porcentual?
10. ¿Qué significa pureza de un reactivo?

EJERCITACIÓN

1. Balancear las siguientes ecuaciones químicas:



2. Señalar en las ecuaciones dadas aquellas que representen: Reacciones de neutralización, de síntesis, de descomposición, de precipitación, de combustión, de desplazamiento, de óxido-reducción.

3. Determinar si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas. Justificar en cada caso:

a) La masa de las sustancias que reaccionan es igual a la masa de las sustancias que se producen.

b) La cantidad de átomos presentes en las sustancias que reaccionan es igual a la cantidad de átomos en los productos

c) La cantidad de moléculas presentes en las sustancias que reaccionan coincide con la cantidad de moléculas que forman los productos.

4. Se hacen reaccionar 30 g de Zn con cantidad suficiente de oxígeno. Determinar:

a) La ecuación de oxidación balanceada

b) Masa de óxido obtenida

c) La cantidad de oxígeno (mol) que reacciona.

5. Dada la siguiente ecuación



Si se obtienen 3 mol de agua. Calcular:

a) Masa de sal que se forma simultáneamente

b) La cantidad de ácido (mol) que reaccionó

c) La masa de hidróxido de calcio que reaccionó

6. Se prepara gas hilarante (N_2O) por calentamiento de 60,0 g de nitrato de amonio según la ecuación:



Calcular:

a) La cantidad de óxido (mol) que se obtiene.

b) El número de moléculas de agua que se forman simultáneamente

7. Reacciona aluminio con ácido clorhídrico de acuerdo a la siguiente ecuación:

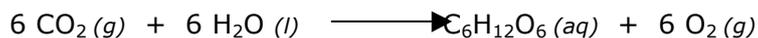


Si como resultado de la reacción se obtuvieron 534 g de sal, calcular:

a) La cantidad de Al (mol) que reaccionó.

b) Volumen de gas formado si se lo mide en C.N.P.T

8. La reacción siguiente representa el proceso de fotosíntesis



Si la cantidad de CO_2 utilizados es 3,5 mol:

- ¿Qué cantidad de H_2O (mol) debe reaccionar con dicha cantidad de gas?
- ¿Qué masa de glucosa se obtiene?
- ¿Qué volumen de oxígeno se desprende a 25°C y $1,02 \text{ atm}$?

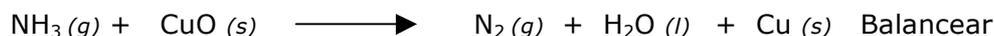
9. Se obtuvieron 3 mol de SO_3 de acuerdo con la ecuación:



Calcular:

- El volumen de oxígeno que reaccionó medidos en CNPT
- La masa de SO_2 que se combinó.

10. Se hacen reaccionar 97 g de monóxido de cobre de 80% de pureza con cantidad suficiente de amoníaco, según la ecuación:



Calcular:

- La masa de agua obtenida.
- El volumen del gas obtenido en CNPT.

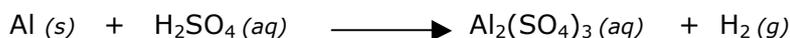
11. Para obtener hierro se ponen a reaccionar 200 g de Fe_2O_3 (pureza 60%) con suficiente cantidad de monóxido de carbono de acuerdo a la siguiente ecuación:



Calcular:

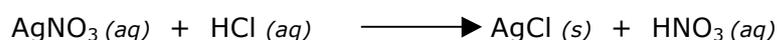
- Cantidad de hierro(mol) obtenido
- Volumen de CO_2 desprendido a una temperatura de 100°C y a una presión de $1,5 \text{ atm}$.

12. Dada la siguiente reacción:

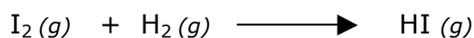


- ¿Qué masa de ácido sulfúrico se necesita para hacer reaccionar totalmente 1kg de aluminio con 10% de impurezas?
- ¿Qué cantidad de mol de hidrógeno se obtiene?

13. ¿Cuántos moles de HNO_3 se obtendrán cuando reaccionan 50 g de AgNO_3 de 89% de pureza con exceso de HCl ?



14. Se ponen a reaccionar 3 moles de I_2 con 8 mol de H_2 , de acuerdo a la siguiente reacción:



Calcular:

- La masa del reactivo que quedó en exceso.
- La cantidad máxima de HI que se podría obtener en esas condiciones.

- 15.** Se hacen reaccionar 4 moles de hidrógeno con 11,2 L de oxígeno medidos a presión de 2 atmósferas y temperatura normal según la ecuación:



Calcular:

- ¿Qué reactivo está en exceso y cuántos moles del mismo quedan sin reaccionar?
- Si se aumenta la masa del reactivo en exceso cambiaría la masa de agua obtenida

- 16.** El butano contenido en una garrafa se quema en presencia de oxígeno obteniéndose de la reacción dióxido de carbono y agua. Si se ponen a reaccionar 10 kg de butano con 7 mol de oxígeno gaseoso, según la siguiente reacción:



Determinar:

- Ecuación balanceada de la reacción mencionada
- Masa que reacciona de cada reactivo
- Número de mol de reactivo que queda sin reaccionar
- Número de mol de agua obtenidos

- 17.** Se hacen reaccionar 8,40 moles de NH_3 con cantidad suficiente de CuO , de acuerdo a la siguiente ecuación:



Sabiendo que la misma se produce con un 80% de rendimiento. Calcular:

- El volumen de nitrógeno producido, medidos en CNPT.
- La masa de cobre (g) obtenido

- 18.** Por reacción de 35 g de CaCO_3 con exceso de HCl se puede obtener CO_2 sabiendo que se produce con un 70% de rendimiento; según lo indica la reacción:



Calcular:

- La cantidad de CO_2 (mol) producido.
- La masa de la sal obtenida

- 19.** En un recipiente de 10 dm³ se hacen reaccionar 7 mol de N_2 con la cantidad estequiométrica de H_2 . Si la reacción a una temperatura determinada rinde un 60 %. Determinar:

- a) Ecuación balanceada de la reacción
- b) Masa de amoníaco producida.
- c) Masa de amoníaco producida si se duplica la masa de H₂

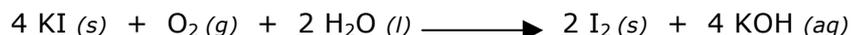
20. Se calientan 200 g de cloruro de amonio 85 % de pureza y se produce su descomposición térmica con un rendimiento de 70 % de acuerdo a la siguiente reacción:



Calcular:

- a) Cantidad de amoníaco (mol) producido.
- b) Masa de cloruro de hidrógeno formada

21. Se hace reaccionar una muestra de 350 g de KI que contiene 90 g de impurezas inertes con 0,5 mol de oxígeno gaseoso y cantidad suficiente de agua. La ecuación que representa dicho proceso es:



Calcular:

- a) El porcentaje de pureza de KI
- b) ¿Qué masa de uno de los reactivos queda sin reaccionar?
- c) Sabiendo que se obtienen 1,2 mol de KOH, cuál es el rendimiento de la reacción.
- d) Cantidad de iodo (mol) obtenido simultáneamente.

22. Se introducen en un recipiente 50 g de cobre que contiene 10 g de impureza inerte con suficiente cantidad de ácido nítrico. Se produce la reacción representada por la ecuación:



Calcular:

- a) Porcentaje de pureza de cobre (Cu).
- b) Cantidad de ácido nítrico (mol) que reacciona.
- c) El volumen de dióxido de nitrógeno que se produce a una presión de 380 mm de Hg y una temperatura de 50° C.
- d) ¿Cuál es la masa de nitrato cúprico obtenido?

23. Se hacen reaccionar 200 gramos de una muestra de Mg₂Si de 80 % de pureza con suficiente cantidad de ácido HCl según la siguiente reacción:



Calcular:

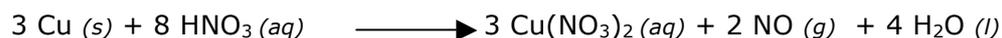
- a) ¿Qué masa de MgCl_2 se obtiene si la reacción se produce con un rendimiento del 90%
- b) Calcular el volumen obtenido simultáneamente de SiH_4 a 1,5 atm y 20°C

24. Se desea preparar sulfato de amonio para ser utilizado como fertilizante a partir de la siguiente reacción:



Si se ponen a reaccionar 5 mol de NH_3 con 196 g de H_2SO_4 y se sabe que la reacción a la temperatura de trabajo rinde un 93 %, determinar:

- a) La masa de reactivo que queda sin reaccionar
 - b) La cantidad de sal (mol) obtenida
 - c) Si la masa de producto aumenta, disminuye o no varía si la cantidad de reactivo limitante se duplica
- 25.** Se hacen reaccionar 95,25 gramos de cobre con exceso de ácido nítrico, obteniéndose 1,6 mol de agua según:



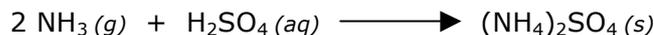
Calcular:

- a) El rendimiento de la reacción.
 - b) El volumen de NO (g) obtenido a 27°C y 1,2 atm de presión.
- 26.** Por reacción de 15 g de CaCO_3 con exceso de HCl se puede obtener 3 dm³ de CO_2 (g) medidos a 0,96 atm de presión y 22°C de temperatura ; según lo indica la reacción:



Calcular:

- a) El rendimiento de la reacción
 - b) La cantidad de sal (mol) obtenida.
- 27.** Cuando se utilizan 95 dm³ de amoníaco, medidos a 0°C y 760 mmHg; se obtienen 264 g del fertilizante $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. La ecuación que lo representa es la siguiente:



Calcular:

- a) La cantidad de H_2SO_4 (mol) que reaccionó.
 - b) El rendimiento de la reacción
- 28.** Numerosos antiácidos contienen hidróxido de aluminio que neutraliza el ácido contenido en el jugo gástrico. La reacción que se produce puede representarse mediante la siguiente ecuación química



Se hace reaccionar una pastilla de antiácido que contiene 0.780 g de hidróxido de aluminio con 0.05 mol de ácido clorhídrico.

Calcular:

- ¿Cuál es el reactivo en exceso y que masa queda sin reaccionar?
- Calcular la masa de sal obtenida
- ¿Cuál es el número de iones de aluminio obtenidos?
- Si el rendimiento de la reacción fuera del 90% que masa de sal se obtendría.

29. Para la obtención de MnCl_2 se hacen reaccionar 232 g de MnO_2 con cantidad suficiente de HCl según la reacción:



Calcular:

- La cantidad de agua (mol) producida.
- El volumen de Cl_2 desprendido si se trabaja en CNPT y el rendimiento es del 80%.

30. Se introducen en un recipiente 100 g de cobre con 80% de pureza y 6 mol de ácido nítrico en solución concentrada. Se produce la reacción representada por la ecuación:



Calcular:

- La masa de reactivo en exceso
- El volumen de dióxido de nitrógeno que se produce a una presión de 0,5 atm y una temperatura de 50 °C

31. La piedra caliza es un mineral que contiene un 92% de CaCO_3 . A partir de ese mineral se desean obtener 270 g de CaCl_2 según la siguiente reacción:



- Calcular la masa de piedra caliza necesaria
- ¿Qué volumen de gas se obtiene simultáneamente en CNTP?

32. Se desean obtener 10 litros de hidrógeno en CNPT de acuerdo a la siguiente reacción:



Calcular el número de moles de CO que serán necesarios si el rendimiento de la reacción es del 80%.

32. Se hacen reaccionar 163 g de MnO_2 impuro con cantidad en exceso de HCl, sabiendo que se obtuvieron 1,35 mol de MnCl_2 y que la reacción funciona de acuerdo a la siguiente ecuación (no balanceada)



con un rendimiento del 80%, calcular:

- a) La pureza del dióxido de manganeso
- b) La masa de agua obtenida
- c) La cantidad de cloro (mol) que se hubieran obtenido con un rendimiento del 100%