



Opción B



Profesor: Jaime Espinosa
jaespimo@hotmail.com
<https://jaespimon.wordpress.com/>

Programa

Criterios de evaluación

ADAPTACIÓN DE LOS BLOQUES PRESCRIPTIVOS EN UNIDADES

SOBRE LOS EXÁMENES

LO MÁS IMPORTANTE

GLOSARIO DE TÉRMINOS DE FÍSICA

GLOSARIO DE TÉRMINOS DE QUÍMICA

UNIDAD 1. LAS MAGNITUDES FÍSICAS Y SU MEDIDA

El sistema métrico decimal

El sistema internacional de unidades

Conversiones de unidades con factores de conversión. Unidades compuestas

Magnitudes escalares y vectoriales.

Operaciones básicas con vectores. Suma, resta, producto por un escalar. Vectores de igual dirección o de direcciones perpendiculares

Ejemplos físicos de operaciones con vectores: composición de fuerzas y composición de velocidades

UNIDAD 2. CINEMÁTICA

2.1. Movimiento de un cuerpo

2.2. Posición de un cuerpo. Necesidad de un sistema de referencia.

2.3. Diferencia entre posición, distancia recorrida y desplazamiento.

2.4. Velocidad media y velocidad instantánea.

2.5. Concepto de aceleración

2.6. Estudio de algunos movimientos

2.6.1. Movimiento rectilíneo uniforme. (MRU)

2.6.2. Movimiento rectilíneo uniformemente variado o acelerado. (MRUA)

2.6.3. Movimientos con gravedad

Caída libre

Lanzamiento vertical

2.6.4. Movimiento circular uniforme (MCU)

2.6.5. La aceleración en los movimientos curvilíneos

EJERCICIOS RESUELTOS DE GRÁFICAS DE MOVIMIENTO

EJERCICIOS RESUELTOS DE CINEMÁTICA

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA. Opciones B y C

OTROS EJERCICIOS

UNIDAD 3. DINÁMICA

3.1. Fuerza y medidas de fuerza

3.2. Fuerzas resultantes

3.2.1. Fuerzas concurrentes

3.3. Leyes de Newton. Principios de la dinámica.

3.3.1. 1ª Ley de Newton. Principio de inercia.

3.3.2. 2ª Ley de Newton. Principio fundamental.

3.3.3. 3ª Ley de Newton. Principio de la acción y la reacción

3.4. Fuerza de rozamiento

3.5. Fuerza Peso

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA

EJERCICIOS

UNIDAD 4. TRABAJO. POTENCIA Y ENERGÍA

4.1. La energía

3.1.1. Introducción

- 3.1.2. Tipos de energía
- 4.2. Energía mecánica
- 4.3. Energía cinética
- 4.4. Energía potencial
- 4.5. Principio de conservación de la energía mecánica
- 4.6. Trabajo y potencia
 - 4.6.1. El Trabajo
 - 4.6.2. La potencia

**EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA. Opciones B y C
OTROS EJERCICIOS**

UNIDAD 5. ELECTROSTÁTICA Y CORRIENTE ELÉCTRICA

- 5.1. Electrostática
 - 5.1.1. Introducción
 - 5.1.2. ¿Qué es la carga eléctrica?
 - 5.1.3. Ley de Coulomb
 - 5.1.3.1. Fuerza Eléctrica
 - 5.1.3.2. Unidad de Carga Eléctrica
 - 5.1.4. Introducción al Concepto de Campo Eléctrico
 - 5.1.5. Introducción al Concepto de Potencial Eléctrico
- 5.2. La corriente eléctrica
 - 5.2.1. Aislantes y conductores
 - 5.2.2. Magnitudes de la corriente eléctrica
 - 5.2.2.1. Diferencia de potencial (ddp, voltaje o tensión eléctrica. También llamada “fuerza electromotriz: fem)
 - 5.2.2.2. Intensidad de corriente
 - 5.2.2.3. Resistencia: Ley de Ohm
 - 5.2.2.4. Instrumentos de medida
 - 5.2.3. Circuito eléctrico
 - 5.2.4. Generadores
 - 5.2.5. Efectos de la corriente eléctrica
 - 5.2.6. Energía y potencia eléctrica
 - 5.2.7. Tipos de circuitos eléctricos
 - 5.2.7.1. Circuitos en Serie
 - 5.2.7.2. Circuitos en Paralelo
 - 5.2.8. Transformaciones energéticas en un circuito

**EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA. Opciones B y C
OTROS EJERCICIOS**

UNIDAD 6. FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS Y ORGÁNICOS

- 6.1. LAS VALENCIAS DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS
- 6.2. FORMULACIÓN DE QUÍMICA INORGÁNICA
 - 6.2.1. Combinaciones binarias del Oxígeno: ÓXIDOS
 - 6.2.2. Combinaciones binarias del Hidrógeno
 - 6.2.3. Otras combinaciones binarias
 - 6.2.4. Hidróxidos
 - 6.2.5. Ácidos oxoácidos
 - 6.2.5. Sales
 - 6.2.6. Peróxidos
 - 6.2.7. REPASO. ESQUEMAS.
 - 6.2.8. EJEMPLOS RESUELTOS PARA PRACTICAR
 - 6.2.9. FORMULACIÓN DE QUÍMICA INORGÁNICA-Chuleta
- 6.3. FORMULACIÓN DE QUÍMICA ORGÁNICA
 - 6.3.1. Compuestos orgánicos
 - 6.3.2. Fórmulas moleculares, desarrolladas y semidesarrolladas:
 - 6.3.3. HIDROCARBUROS:

- 6.3.3.1. HIDROCARBUROS SATURADOS (ALCANOS): Todos los enlaces C - C son simples.
 - 6.3.3.2. ALQUENOS (HIDROCARBUROS INSATURADOS):
 - 6.3.3.3. ALQUINOS (HIDROCARBUROS INSATURADOS):
 - 6.3.3.4. HIDROCARBUROS CÍCLICOS Y AROMÁTICOS:
 - 6.3.4. HALUROS (HALOGENUROS):
 - 6.3.5. GRUPOS FUNCIONALES CON OXÍGENO
 - 6.3.6. GRUPOS FUNCIONALES CON NITRÓGENO
 - 6.3.7. ORDEN DE PREFERENCIA PARA LA ELECCIÓN DE GRUPO PRINCIPAL
 - 6.3.8. FORMULACIÓN QUÍMICA ORGÁNICA-Chuleta
- EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA. Opciones B y C
EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA. PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD > 25
FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA-OTROS EJERCICIOS

UNIDAD 7. EL ÁTOMO Y SUS ENLACES

- 7.1. La materia
 - 7.2. EL ÁTOMO
 - 7.2.1. Los distintos modelos atómicos
 - 7.2.2. Estructura del átomo. El núcleo y la corteza.
 - 7.2.3. Modelo atómico de Bohr
 - 7.2.4. Formación de iones
 - 7.2.5. Introducción al modelo mecánico cuántico
 - 7.2.6. A efectos prácticos: Estructura de la corteza del átomo.
 - 7.2.7. Configuración electrónica
 - 7.3. Sistema Periódico
 - 7.3.1. El Sistema periódico de Mendeleiev y Meyer. Nueva ordenación de Moseley.
 - 7.3.2. El Sistema Periódico o Tabla Periódica actual y la configuración electrónica de los elementos.
 - 7.3.3. Las propiedades periódicas.
 - 7.4. El enlace y las molècules
 - 7.4.1. ¿Por qué se unen los átomos?
 - 7.4.2. Tipos de Enlace
 - 7.4.3. Enlace Iónico
 - 7.4.4. Enlace Covalente
 - 7.4.4.1. El enlace covalente
 - 7.4.4.2. Diagramas de Lewis.
 - 7.4.4.3. Geometría de las moléculas
 - 7.4.5. Fuerzas intermoleculares
 - 7.5. Propiedades de los compuestos como consecuencia del enlace. Sólidos covalentes, sólidos atómicos, sólidos iónicos y sólidos metálicos.
- RESUMEN DEL ENLACE
EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA (Opciones B y C)

UNIDAD 8. REVISIÓN Y PROFUNDIZACIÓN DE LA TEORÍA ATÓMICOMOLECULAR

- 8.1. La clasificación de las sustancias: elementos, compuestos y mezclas
- 8.2. Leyes ponderales de la química. Teoría atómica de Dalton y justificación de las leyes ponderales
 - 8.2.1. Ley de Lavoisier o de conservación de la masa
 - 8.2.2. Ley de Proust o de las proporciones definidas
 - 8.2.3. Ley de las proporciones múltiples (o de Dalton).
 - 8.2.4. Ley de las proporciones recíprocas (o de Richter).
- 8.4. Ley de los volúmenes de combinación (o de Gay-lussac).
- 8.5. Hipótesis de Avogadro
- 8.6. Masa atómica y molecular
- 8.7. Concepto de mol
- 8.8. Disoluciones

- 8.8.1. Concepto
 - 8.8.2. Tipos de disoluciones
 - 8.8.3. Concentración de una disolución
 - 8.8.4. Formas de expresar la concentración de una disolución
 - 8.9. Ecuación de los gases ideales
 - 8.10. Ley de Dalton
 - 8.11. Composición centesimal. Fórmulas empíricas y moleculares
- RESUMEN-CHULETA**
EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA. Opciones B y C

UNIDAD 9. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS CON REACCIONES QUÍMICAS

- 9.1. Las reacciones químicas
 - 9.2. Tipos de reacciones químicas
 - 9.3. Ajuste de reacciones a partir de la ley de la conservación de la masa.
 - 9.4. Cálculos estequiométricos
- EJEMPLOS RESUELTOS**
RESUMEN-CHULETA
PROBLEMAS SEMIRESUELTOS
EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA. Opciones B y C
PAU > 25
OTROS

UNIDAD 10. INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA DEL CARBONO

- 10.1. El átomo de carbono
 - Posibilidades de combinación que tiene el carbono: existencia de cadenas ramificadas.
- 10.2. Los compuestos orgánicos
 - Posibilidad de enlaces múltiples consigo mismo o con otros elementos como el oxígeno, el nitrógeno.
- 10.2. Clasificación de las funciones orgánicas. Alcanos, alquenos y alquinos, hidrocarburos aromáticos sencillos, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres, aminas y compuestos halogenados



Opción B



Física y química

Programa

Bloque 1. Las magnitudes físicas y su medida

El sistema métrico decimal

El sistema internacional de unidades

Conversiones de unidades con factores de conversión. Unidades compuestas

Magnitudes escalares y vectoriales.

Operaciones básicas con vectores. Suma, resta, producto por un escalar. Vectores de igual dirección o de direcciones perpendiculares

Ejemplos físicos de operaciones con vectores: composición de fuerzas y composición de velocidades

Bloque 2. Cinemática y dinámica

Relatividad del movimiento. Trayectoria

Magnitudes para el estudio del movimiento: posición, distancia recorrida, velocidad, aceleración.

Estudio de las gráficas e-t y v-t en los movimientos uniformes y acelerados

Estudio analítico de los movimientos: uniforme rectilíneo, rectilíneo uniformemente acelerado y circular uniforme.

Análisis crítico de las concepciones pregalileanas de las relaciones entre fuerzas y movimientos y presentación de la idea de fuerza como interacción que produce variaciones en el estado de movimiento de los cuerpos

Principios de la dinámica. Introducción de la fuerza de rozamiento por deslizamiento.

Bloque 3. Trabajo. Potencia y energía

Definición operativa de la magnitud trabajo en el contexto de las transformaciones mecánicas. Su utilización en diferentes situaciones. Introducción del concepto de potencia.

Relaciones entre trabajo y energía introduciendo la energía cinética y las potenciales gravitatoria (en las proximidades de la superficie terrestre).

Bloque 4. Electrostática y corriente eléctrica

Revisión de la fenomenología de la electrización. Naturaleza eléctrica de la materia. Principio de conservación de la carga.

Interacción eléctrica. Ley de Coulomb. Estudio del campo eléctrico: Vector Intensidad de campo eléctrico. Potencial eléctrico. Diferencia de potencial entre dos puntos de un campo eléctrico.

Circuito eléctrico y magnitudes para su estudio cuantitativo: fuerza electromotriz, intensidad y resistencia. Ley de Ohm

Factores de los que depende la resistencia de un conductor

Ley de Ohm para un circuito completo. Asociaciones de resistencias

Trabajo y potencia eléctricos. Efecto Joule.

Bloque 5. Revisión y profundización de la teoría atómicomolecular

La clasificación de las sustancias: elementos, compuestos y mezclas

Leyes ponderales de la química. Teoría atómica de Dalton y justificación de las leyes ponderales

Las leyes volumétricas de Gay-Lussac y las hipótesis de Avogadro. El concepto de mol. Masas atómicas y moleculares

Composición centesimal. Fórmulas empíricas y moleculares
Magnitudes que rigen el comportamiento de los gases. Ecuación de los gases ideales
Algunas formas de expresar la concentración de las disoluciones.
Molaridad y tanto por cien en masa.

Bloque 6. El átomo y sus enlaces

Papel de los modelos atómicos en el avance de la química: modelos de Thomson y de Rutherford. Conceptos de masa atómica y número atómico. Partículas subatómicas. Isótopos y su representación. Modelo atómico de Bohr.

El modelo basado en la disposición de electrones en niveles sucesivos. Concepto de orbital. Los números cuánticos. Notación de los orbitales y configuración electrónica. Tabla periódica de los elementos y su interpretación electrónica.

El enlace iónico y el covalente a partir de la regla del octeto, utilizando los diagramas de Lewis. Enlaces múltiples en el covalente para justificar moléculas como la de oxígeno o la de nitrógeno. Introducción al enlace metálico
Fuerzas intermoleculares. Enlaces de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals.

Propiedades de los compuestos como consecuencia del enlace. Sólidos covalentes, sólidos atómicos, sólidos iónicos y sólidos metálicos.

Introducción de las reglas de la IUPAC para la formulación de los compuestos binarios más comunes. Nomenclatura y formulación IUPAC para compuestos inorgánicos sencillos.

Bloque 7. Cálculos estequiométricos con reacciones químicas

Modelo elemental de reacción a partir de las colisiones que provocan roturas y formación de nuevos enlaces.

Clasificación de algunos tipos de reacciones químicas: síntesis, descomposición, intercambio, combustión...

Ajuste de reacciones a partir de la ley de la conservación de la masa.

Información que se puede extraer de una reacción ajustada y realización de cálculos con cantidades de sustancia involucrada en una reacción química (cálculos estequiométricos). Cálculos con intervención de gases

Cálculos estequiométricos con reacciones en las que intervienen disoluciones.

Bloque 8. Introducción a la química del carbono

Posibilidades de combinación que tiene el carbono: existencia de cadenas ramificadas. Posibilidad de enlaces múltiples consigo mismo o con otros elementos como el oxígeno, el nitrógeno.

Clasificación de las funciones orgánicas. Alcanos, alquenos y alquinos, hidrocarburos aromáticos sencillos, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres, aminas y compuestos halogenados

Nomenclatura y formulación IUPAC para estos compuestos (limitados a compuestos con un grupo funcional).

Criterios de evaluación

Realizar cambios de unidades para diferentes magnitudes.

Componer fuerzas y velocidades para hallar gráficamente las resultantes y calcular sus módulos. Los vectores deberán tener igual dirección o direcciones perpendiculares

Realizar cálculos de magnitudes cinemáticas con movimientos lineales uniforme y uniformemente acelerado, y con el movimiento circular uniforme

Leer información presentada en gráficas e-t y v-t de movimientos uniformes y uniformemente acelerados tanto para interpretar su significado como para hacer cálculos.

Aplicar los principios de la dinámica: el segundo (ecuación fundamental de la dinámica) a situaciones sencillas (un solo cuerpo con movimiento en plano horizontal) y el tercero para dibujar el esquema de fuerzas aplicadas a un objeto.

Calcular trabajos de fuerzas solamente en casos de fuerzas constantes que llevan la misma dirección del movimiento. Usar el concepto de potencia para realizar cálculos.

Obtener los valores de energías cinéticas y potenciales y utilizar el principio de conservación de la energía para resolver situaciones que involucren energías cinética y potencial.

Calcular la fuerza entre dos cargas y la resultante de la fuerza que ejercen dos cargas sobre una tercera. Calcular la intensidad de campo eléctrico de una distribución de cargas. Las fuerzas o las intensidades de campo deben tener la misma dirección o direcciones perpendiculares.

Calcular el potencial eléctrico de una distribución de cargas y la diferencia de potencial entre dos puntos.

Aplicar la fórmula que relaciona la resistencia de un conductor con los factores de los que depende: resistividad, longitud y sección.

Calcular resistencias equivalentes a asociaciones en serie y en derivación y aplicar la ley de Ohm a un circuito completo para determinar la intensidad que circula por cada rama o la diferencia de potencial entre dos puntos del circuito.

Utilizar las fórmulas de la potencia eléctrica y la ley de Ohm para obtener valores de magnitudes eléctricas.

Determinar masas atómicas y fórmulas empíricas y moleculares. Determinar la composición centesimal de un compuesto a partir de su fórmula.

Utilizar el concepto de mol y calcular el número de moles presentes en una determinada cantidad de sustancia y viceversa.

Realizar cálculos con la ley de los gases ideales

Expresar la concentración de disoluciones en molaridad y en % en masa

Describir las sucesivas elaboraciones de modelos atómicos. Indicar el número de partículas que contienen un isótopo de un determinado elemento

Identificar combinaciones correctas e incorrectas de números cuánticos. Escribir configuraciones electrónicas de átomos

Dado un listado de fórmulas saber deducir el tipo de enlace que tienen e indicar sus propiedades. Representar estructuras de Lewis de sustancias sencillas que cumplan la regla del octeto

Formular y nombrar sustancias inorgánicas

Ajustar reacciones químicas interpretando el significado de los coeficientes de la reacción ajustada.

Realizar cálculos estequiométricos obteniendo número de moles, masas y volúmenes en caso de gases.

Hacer cálculos estequiométricos con intervención de disoluciones

Justificar el elevado número de compuestos de carbono por las posibilidades de combinación que tiene su estructura atómica. Distinguir las funciones orgánicas estudiadas describiendo la característica que permite clasificarlos en un grupo funcional o en otro

Formular y nombrar correctamente sustancias orgánicas. Alcanos, alquenos y alquinos, hidrocarburos aromáticos sencillos, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres, aminas y compuestos halogenados

ADAPTACIÓN DE LOS BLOQUES PRESCRIPTIVOS EN UNIDADES

UNIDAD 1. LAS MAGNITUDES FÍSICAS Y SU MEDIDA

El sistema métrico decimal

El sistema internacional de unidades

Conversiones de unidades con factores de conversión. Unidades compuestas

Magnitudes escalares y vectoriales.

Operaciones básicas con vectores. Suma, resta, producto por un escalar. Vectores de igual dirección o de direcciones perpendiculares

Ejemplos físicos de operaciones con vectores: composición de fuerzas y composición de velocidades

UNIDAD 2. CINEMÁTICA

Relatividad del movimiento. Trayectoria

Magnitudes para el estudio del movimiento: posición, distancia recorrida, velocidad, aceleración.

Estudio de las gráficas e-t y v-t en los movimientos uniformes y acelerados

Estudio analítico de los movimientos: uniforme rectilíneo, rectilíneo uniformemente acelerado y circular uniforme.

UNIDAD 3. DINÁMICA

Análisis crítico de las concepciones pregalileanas de las relaciones entre fuerzas y movimientos y presentación de la idea de fuerza como interacción que produce variaciones en el estado de movimiento de los cuerpos

Principios de la dinámica. Introducción de la fuerza de rozamiento por deslizamiento.

UNIDAD 4. TRABAJO. POTENCIA Y ENERGÍA

Definición operativa de la magnitud trabajo en el contexto de las transformaciones mecánicas. Su utilización en diferentes situaciones. Introducción del concepto de potencia.

Relaciones entre trabajo y energía introduciendo la energía cinética y las potenciales gravitatoria (en las proximidades de la superficie terrestre).

UNIDAD 5. ELECTROSTÁTICA Y CORRIENTE ELÉCTRICA

Revisión de la fenomenología de la electrización. Naturaleza eléctrica de la materia. Principio de conservación de la carga.

Interacción eléctrica. Ley de Coulomb. Estudio del campo eléctrico: Vector Intensidad de campo eléctrico. Potencial eléctrico. Diferencia de potencial entre dos puntos de un campo eléctrico.

Circuito eléctrico y magnitudes para su estudio cuantitativo: fuerza electromotriz, intensidad y resistencia. Ley de Ohm

Factores de los que depende la resistencia de un conductor

Ley de Ohm para un circuito completo. Asociaciones de resistencias

Trabajo y potencia eléctricos. Efecto Joule.

UNIDAD 6. FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS Y ORGÁNICOS

Introducción de las reglas de la IUPAC para la formulación de los compuestos binarios más comunes. Nomenclatura y formulación IUPAC para compuestos inorgánicos sencillos.

Nomenclatura y formulación IUPAC de compuestos orgánicos (limitados a compuestos con un grupo funcional).

UNIDAD 7. EL ÁTOMO Y SUS ENLACES

Papel de los modelos atómicos en el avance de la química: modelos de Thomson y de Rutherford. Conceptos de masa atómica y número atómico. Partículas subatómicas. Isótopos y su representación. Modelo atómico de Bohr.

El modelo basado en la disposición de electrones en niveles sucesivos. Concepto de orbital. Los números cuánticos. Notación de los orbitales y configuración electrónica. Tabla periódica de los elementos y su interpretación electrónica.

El enlace iónico y el covalente a partir de la regla del octeto, utilizando los diagramas de Lewis. Enlaces múltiples en el covalente para justificar moléculas como la de oxígeno o la de nitrógeno. Introducción al enlace metálico

Fuerzas intermoleculares. Enlaces de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals.

Propiedades de los compuestos como consecuencia del enlace. Sólidos covalentes, sólidos atómicos, sólidos iónicos y sólidos metálicos.

UNIDAD 8. REVISIÓN Y PROFUNDIZACIÓN DE LA TEORÍA ATÓMICOMOLECULAR

La clasificación de las sustancias: elementos, compuestos y mezclas

Leyes ponderales de la química. Teoría atómica de Dalton y justificación de las leyes ponderales

Las leyes volumétricas de Gay-Lussac y las hipótesis de Avogadro. El concepto de mol. Masas atómicas y moleculares

Composición centesimal. Fórmulas empíricas y moleculares

Magnitudes que rigen el comportamiento de los gases. Ecuación de los gases ideales

Algunas formas de expresar la concentración de las disoluciones.

Molaridad y tanto por cien en masa.

UNIDAD 9. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS CON REACCIONES QUÍMICAS

Modelo elemental de reacción a partir de las colisiones que provocan roturas y formación de nuevos enlaces.

Clasificación de algunos tipos de reacciones químicas: síntesis, descomposición, intercambio, combustión...

Ajuste de reacciones a partir de la ley de la conservación de la masa.

Información que se puede extraer de una reacción ajustada y realización de cálculos con cantidades de sustancia involucrada en una reacción química (cálculos estequiométricos). Cálculos con intervención de gases

Cálculos estequiométricos con reacciones en las que intervienen disoluciones.

UNIDAD 10. INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA DEL CARBONO

Posibilidades de combinación que tiene el carbono: existencia de cadenas ramificadas. Posibilidad de enlaces múltiples consigo mismo o con otros elementos como el oxígeno, el nitrógeno.

Clasificación de las funciones orgánicas. Alcanos, alquenos y alquinos, hidrocarburos aromáticos sencillos, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres, aminas y compuestos halogenados

SOBRE LOS EXÁMENES

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA

PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR

PARTE ESPECÍFICA OPCIÓN B TECNOLOGÍA.

Materia: FÍSICA Y QUÍMICA

Duración: 1h15'

RESPONDE A 5 DE LAS 6 CUESTIONES PROPUESTAS

CONTENIDOS DE LOS EXÁMENES

2017

1. Cinemática: mrua
2. Trabajo. Potencia.
3. Electricidad: Ley de Ohm. Potencia.
4. Átomo: Z, A, Configuración electrónica. Tipo de compuesto.
5. Estequiometría: Mol. Gases.
6. Estequiometría: Reacción.

2015

1. Cinemática: Cruce de vehículos.
2. Dinámica: Rozamiento.
3. Electricidad: Circuito.
4. Estequiometría: Disoluciones.
5. Estequiometría: Disoluciones.
6. Átomo: Z, A, Configuración electrónica.
6. Formulación: QI y QO

2013

1. Cinemática: mrua
2. Cinemática: Gráfica v-t
3. Electricidad: Ley de Ohm.
4. Átomo: Z, A, Configuración electrónica.
4. Formulación: QI y QO
5. Estequiometría: Gases.
6. Estequiometría: Reacción.

2011

1. Cinemática: mrua
2. Energía: Ec, Ep
3. Electricidad: Ley de Ohm.
4. Enlace: Lewis.
4. Formulación: QI y QO
5. Estequiometría: Gases.
6. Estequiometría: Reacción.

RESUMEN

- Átomo: Configuración electrónica.
Átomo: Z, A
Átomo: Z, A, Configuración electrónica.
Átomo: Z, A, Configuración electrónica.
Átomo: Z, A, Configuración electrónica.
Átomo: Z, A, Configuración electrónica. Tipo de compuesto.
Cinemática: Cruce de vehículos.
Cinemática: Gráfica e-t
Cinemática: Gráfica v-t

2016

1. Magnitudes: Cambios de unidades.
2. Cinemática: Gráfica v-t
3. Trabajo y Energía: Ec, Ep, W
4. Enlace: Tipos, Fuerzas intermoleculares.
5. Estequiometría: Disoluciones.
6. Átomo: Z, A, Configuración electrónica.
6. Formulación: QI y QO

2014

1. Cinemática: Movimiento vertical
2. Dinámica: Rozamiento.
3. Electricidad: Circuito.
4. Átomo: Configuración electrónica.
4. Formulación: QI y QO
5. Estequiometría: Mol, gases.
5. Estequiometría: Disoluciones
6. Estequiometría: Reacción.

2012

1. Cinemática: Gráfica e-t
2. Energía: Ep
3. Electricidad: Ley de Ohm.
4. Formulación: QI y QO
4. Enlce. Puente de H
5. Estequiometría: Gases.
6. Estequiometría: Reacción

2010

1. Cinemática: mrua
2. Energía: Ec, Potencia
3. Electricidad: Ley de Ohm.
4. Átomo: Z, A
4. Formulación: QI y QO
5. Estequiometría: Moles, Gases.
6. Estequiometría: Reacción.

- Cinemática: Gráfica v-t
Cinemática: Movimiento vertical
Cinemática: mrua
Cinemática: mrua
Cinemática: mrua
Cinemática: mrua
Dinámica: Rozamiento.
Dinámica: Rozamiento.
Electricidad: Circuito.

Electricidad: Circuito.
Electricidad: Ley de Ohm.
Electricidad: Ley de Ohm.
Electricidad: Ley de Ohm.
Electricidad: Ley de Ohm.
Electricidad: Ley de Ohm. Potencia.
Energía: Ec, Ep
Energía: Ec, Potencia
Energía: Ep
Enlace. Puente de H
Enlace: Lewis.
Enlace: Tipos, Fuerzas intermoleculares.
Estequiometría: Disoluciones
Estequiometría: Disoluciones.
Estequiometría: Disoluciones.
Estequiometría: Disoluciones.
Estequiometría: Gases.
Estequiometría: Gases.
Estequiometría: Gases.
Estequiometría: Mol, gases.
Estequiometría: Mol. Gases.
Estequiometría: Moles, Gases.
Estequiometría: Reacción.
Estequiometría: Reacción.
Estequiometría: Reacción.
Estequiometría: Reacción.
Estequiometría: Reacción.
Estequiometría: Reacción.
Formulación: QI y QO
Formulación: QI y QO
Formulación: QI y QO
Formulación: QI y QO
Formulación: Qi y QO
Formulación: QI y QO
Formulación: QI y QO
Magnitudes: Cambios de unidades.
Trabajo y Energía: Ec, Ep, W
Trabajo. Potencia.

LO MÁS IMPORTANTE

FÍSICA

Magnitudes: Cambios de unidades.

Cinemática

Gráfica e-t

Gráfica v-t

mrúa

Cruce de vehículos.

Movimiento vertical

Dinámica

Rozamiento.

Trabajo y Energía

Ec, Ep, W, P

Electricidad

Ley de Ohm.

Potencia.

Circuito.

QUÍMICA

Formulación: QI y QO

Átomo

Z, A

Configuración electrónica

Tipo de compuesto.

Enlace

Tipos

Lewis.

Puente de H

Fuerzas intermoleculares.

Estequiometría

Mol

Gases.

Disoluciones

Reacción.

FUENTES DE LOS APUNTES:



Otras webs que se citan en cada caso

Aportaciones del professor

GLOSARIO DE TÉRMINOS DE FÍSICA

- AC ó CA: Corriente alterna, se refiere a fenómenos eléctricos que oscilan regularmente en el tiempo.
- Aceleración - El aumento en la velocidad cada segundo. Se mide en metros por segundo, m/s².
- Aceleración: Variación de la magnitud, dirección y/o sentido del vector velocidad de un móvil en una unidad de tiempo.
- Acelerador: Máquina usada para acelerar partículas a altas velocidades (y por lo tanto a energías muy elevadas en relación con la energía de su masa en reposo).
- Aislante: Material que es mal conductor de la electricidad.
- Albedo: Relación entre la radiación reflejada y la incidente, habitualmente expresada en tanto por ciento.
- Albert Einstein (1879-1955) Uno de los grandes científicos del siglo XX, nació en el año 1879, Alemania. Murió el 18 de agosto de 1955 en los Estados Unidos.
- Amperio: Unidad de corriente eléctrica. Un flujo de un culombio de carga por segundo es un amperio.
- Amplitud - El alto de una onda. Desplazamiento máximo de cualquier fenómeno periódico.
- Amplitud: Distancia del punto medio al máximo (cresta) de una onda o al mínimo (valle).
- Ángulo crítico: Ángulo de incidencia mínimo para el cual un rayo de luz experimenta una reflexión total dentro de un medio.
- Ángulo de contacto: Ángulo entre la superficie de separación de dos fluidos no miscibles, y la superficie sólida con la que ambos están en contacto.
- Ángulo de incidencia: Ángulo que forma un rayo incidente con la normal a una superficie.
- Aniquilación: Proceso en el cual una partícula se encuentra con su antipartícula correspondiente, y ambas desaparecen. La energía se convierte a alguna otra forma, quizás como un par formado por una partícula diferente y su antipartícula (con sus respectivas energías), o tal vez como muchos mesones, o como un único bosón neutro. Las partículas producidas pueden ser cualquier combinación permitida, de acuerdo con los principios de conservación de la energía, del ímpetu y de todos los tipos de carga.
- Antimateria: Materia hecha de antifermiones. A los fermiones, que son partículas muy comunes en nuestro universo, los denominamos materia y a sus antipartículas, antimateria. En la teoría de partículas no existe una distinción a priori entre materia y antimateria. La asimetría que presenta el universo entre estas dos clases de partículas es uno de los misterios que aún no estamos completamente seguros de poder explicar.
- Antipartícula: Para cada tipo de fermión existe otro tipo de fermión, que tiene exactamente la misma masa, pero todas las cargas de signo opuesto (números cuánticos). Es la llamada antipartícula. Por ejemplo, la antipartícula de un electrón es una partícula de carga eléctrica positiva llamada positrón. Los bosones también tienen sus antipartículas, excepto aquellos que tienen todas sus cargas de valor nulo, como ocurre por ejemplo con el fotón o con un bosón compuesto obtenido a partir de un quark y su antiquark correspondiente. En este caso no hay manera de distinguir entre la partícula y la antipartícula; son el mismo objeto.
- Antiquark: La antipartícula de un quark.
- Astrofísica: La física de los objetos astronómicos, tales como estrellas y galaxias.
- Atomo - La partícula más pequeña de un elemento que puede tomar parte en una reacción.
- Banda de absorción: Intervalo de longitudes de onda (o frecuencias) del espectro electromagnético dentro del cual la energía radiante es absorbida por una sustancia.
- Barión: Un hadrón formado por tres quarks. Tanto el protón (uud) como el neutrón (udd) son bariones. Pueden también contener pares quark-antiquark adicionales.
- Barión: Partícula elemental pesada. Se denominan bariones los fermiones que tienen espín semi-entero y que interaccionan fuertemente entre sí, como los nucleones (neutrón y protón) y los hiperones.
- Barometría: Parte de la física que trata de la teoría del barómetro y de las medidas de la presión atmosférica.
- Barométrico: Perteneciente o relativo al barómetro.
- Barómetro: Instrumento utilizado para medir la presión atmosférica.
- Batería: Fuente de fuerza electromotriz, transforma la energía química en energía eléctrica. Aparato capaz de establecer una corriente eléctrica estable en un circuito al mantener una diferencia de potencial aproximadamente constante entre sus terminales.
- Becquerel: Símbolo Bq: Denominado así en honor a Antoine Henri Becquerel. Un becquerel es la actividad de una fuente radiactiva en la que se produce una transformación o una transición nuclear por segundo.
- Bimetal: Lámina formada por dos capas de metales diferentes unidas por compresión, con coeficientes de dilatación muy distintos, de modo que se puede utilizar como indicador térmico en un termostato cuando, al variar la temperatura, el bimetalo se dobla hacia uno u otro lado.
- Binario: Compuesto de dos unidades, elementos o guarismos.
- Bosón Z: Partícula portadora de las interacciones débiles. Aparece en todos los procesos débiles en los que no hay un cambio de sabor.
- Bosón: Una partícula que tiene momento angular intrínseco entero (spin) medido en unidades de h-barra (spin =0, 1, 2, ...). Todas las partículas son o fermiones o bosones. Las partículas asociadas con todas las interacciones fundamentales (fuerzas) son bosones. También son bosones las partículas compuestas por un número par de fermiones (quarks).
- Bosones W⁺, W⁻ : Partículas portadoras de las interacciones débiles. Aparecen en todos los procesos débiles en los que hay intercambio de carga eléctrica.
- BTU: Siglas de British Thermal Unit, unidad térmica británica que expresa la cantidad de calor necesaria para elevar en

un grado F la temperatura de una libra de agua a la presión de una atmósfera (atm). Equivale a 252,2 calorías.

- Calor específico Cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un gramo de una sustancia un grado Celsius.
- Calor Una forma de energía que fluye entre dos especímenes de materia debido a su diferencia de temperatura.
- Calor: Es un flujo de energía que se produce entre cuerpos que se hallan a diferente temperatura.
- Caloría Cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un gramo de agua de 14.5° C a 15.5°C 1 caloría = 4.184 joules.
- Cámara de muones: Las capas externas de un detector de partículas, capaces de registrar las trayectorias de partículas cargadas. Excepto por los neutrinos, que no tienen carga, sólo los muones que emergen del punto de colisión alcanzan esta capa.
- Cambio físico Aquel en el cual una sustancia pasa de un estado físico a otro, pero no se forman sustancias con diferente composición.
- Cambios físicos: son los cambios que tienen lugar sin que se altere la estructura y composición de la materia, es decir, las sustancias puras que la componen son las mismas antes y después del cambio.
- Campo magnético dipolar: Estructura de campo magnético particular que tiene polos "norte" y "sur" de los cuales parecen emerger campos de sentido opuesto.
- Campo magnético interplanetario: Campo magnético proveniente del Sol y acarreado por el viento solar, que permea toda la heliosfera.
- Campo magnético: Campo de fuerzas que ocupa el espacio alrededor de todo imán o alambre que conduce corriente.
- Capacidad calorífica La cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un cuerpo (de cualquier masa) un grado Celsius.
- Capacidad térmica: Capacidad calorífica; relación entre el calor absorbido (o liberado) por un sistema y la correspondiente elevación (o descenso) de la temperatura.
- Carga de color: La cantidad numérica que determina la intensidad con que la partícula participa en las interacciones fuertes. Los quarks y gluones tienen carga de color distinta de cero.
- Carga eléctrica: La magnitud que determina la intensidad con que la partícula participa en las interacciones electromagnéticas.
- Carga: Propiedad eléctrica a la cual se atribuyen las atracciones o repulsiones mutuas entre electrones o protones.
- Carga: Uno de los números cuánticos de una partícula. Determina si la partícula puede participar en un proceso de interacción determinado. Una partícula con carga eléctrica tiene interacciones eléctricas; una con carga fuerte tiene interacciones fuertes, etc.
- CERN: El mayor laboratorio, acelerador, europeo, internacional; está localizado cerca de Génova, Suiza.
- Colisionador: Acelerador en el cual dos haces, que viajan en direcciones opuestas, son guiados hasta enfrentarse para producir colisiones de alta energía, entre las partículas de un haz y las del otro.
- Combustión: es una reacción química de oxidación, en la cual generalmente se desprende una gran cantidad de energía, en forma de calor y luz, manifestándose visualmente como fuego.
- Condensación: cambio de estado de la materia que se encuentra en forma gaseosa a forma líquida.
- Conductor - Sustancia o cuerpo que ofrece poca resistencia al paso de calor o una corriente eléctrica.
- Confinamiento: Propiedad de la interacción fuerte; los quarks o los gluones nunca son hallados aislados sino solamente dentro de objetos compuestos de color neutro.
- Conservación de la carga: Principio que establece que, en cualquier proceso en que un grupo de partículas se transforma en otro, la carga eléctrica se conserva.
- Conservación: Cuando una cantidad (p.e. Carga eléctrica, energía, o el ímpetu) se conserva, vale lo mismo antes que después de una reacción entre partículas.
- Corriente - La razón de flujo de electricidad, medida en amperios.
- Cosmología: El estudio de la historia del universo.
- Coulomb - La unidad para carga eléctrica. Es la carga transportada en un segundo por una corriente de un amperio.
- Cuanto: La menor cantidad discreta de cualquier magnitud (plural cuantos).
- Decibelios - La unidad de la intensidad de sonido.
- Deformación: es el cambio en el tamaño o forma de un cuerpo debido a esfuerzos internos producidos por una o más fuerzas aplicadas sobre el mismo o la ocurrencia de dilatación térmica.
- Densidad Masa por unidad de volumen, $D = M/V$.
- Densidad - Masa por unidad de volumen, usualmente se expresa como g/ml.
- Derretirse: Cuando un sólido se transforma en líquido al calentarse, se dice que se ha derretido o fundido.
- Desplazamiento: Vector que une el punto de inicio del movimiento con el de llegada de un cuerpo que se ha movido.
- Dieléctrico, sobrecarga: Adición de carga eléctrica en un componente dieléctrico de un sistema electrónico debido a la incidencia de partículas cargadas energéticas. Esto puede perturbar y/o eliminar las señales electrónicas del sistema.
- Dieléctrico: Material que no conduce electricidad.
- Diferencia de potencial: Diferencia de potencial eléctrico (voltaje) entre dos puntos. La carga libre fluye cuando existe una diferencia.
- Difracción: Desviación de una onda en torno a una barrera, como un obstáculo o los bordes de una abertura.
- Dilatación: es el aumento de longitud, volumen o alguna otra dimensión métrica que sufre un cuerpo físico debido al aumento de temperatura que se provoca en él por cualquier medio.
- Dinámica: Corresponde a aquella parte de la física que se encarga de analizar la causa de los movimientos. A través de

la Dinámica, puede determinar cómo será éste y describirlo totalmente por medio de la Cinemática.

- Directividad: Propiedad de una antena de concentrar en un ángulo más o menos restringido la mayor parte de la energía electromagnética que es capaz de irradiar.
- Dispersión: Separación de la luz en colores según su frecuencia, por interacción con un prisma o una rejilla de difracción.
- Ebullición Cambio de estado de líquido a gas que se produce a una temperatura determinada y en toda la masa del líquido, se dice que el líquido hierve. Esto sucede porque, al aumentar la temperatura, las partículas del líquido adquieren más energía cinética, llega un momento en que todas son capaces de romper las fuerzas de unión del estado líquido y pasar al estado gaseoso.
- Ecuación de estado Ecuación fundamental del gas ideal $PV = nRT$, donde P = presión (atm), V = volumen (L), n = moles, T = temperatura absoluta y R = constante universal de los gases (0.082).
- Ecuación de Nerst Ecuación que relaciona el potencial de una celda, E , con el potencial estándar, E° , y las concentraciones de reactivos y productos.
- Efecto Doppler: Cambio en la frecuencia de una onda debido al movimiento de la fuente.
- Eléctricamente polarizado: Se aplica a un átomo o molécula cuyas cargas se alinean, siendo un lado más positivo o negativo que el opuesto.
- Electrodo: Consiste en un cuerpo conductor que está en comunicación por una parte, con el circuito, y por la otra, con un medio sobre el cual ejerce la corriente una acción química, o donde una acción química da origen a la corriente.
- Electroimán: Imán cuyo campo es producto de una corriente eléctrica.
- Electrón - volt: Unidad de energía, igual a la energía que un electrón (o protón) ganaría si es acelerado por un voltaje eléctrico de 1 volt.
- Electrón Partícula subatómica de carga negativa $1,6 \times 10^{-19}$ C y masa de $9,1 \times 10^{-28}$ g. los electrones se encuentran en movimiento en el átomo, distribuido en niveles energéticos alrededor del núcleo atómico. Los más externos se llaman electrones-valencia porque de ellos dependen las propiedades del elemento y participan directamente de los enlaces que pueda realizar.
- Electrón (e): La partícula, eléctricamente cargada, de menor masa y, por lo tanto, absolutamente estable. Es el leptón más común; tiene carga eléctrica -1.
- Electroósmosis: Flujo a través de medios porosos causado por diferencias de potencial eléctrico.
- Energía cinética: es aquella energía que posee debido a su movimiento. Se define como el trabajo necesario para acelerar un cuerpo de una masa determinada desde el reposo hasta la velocidad indicada.
- Energía Potencial - Energía de un objeto debido a su posición.
- Energía - Medida de la capacidad para realizar un trabajo. Se expresa en julios (J).
- Entropía - Medida del desorden de un sistema.
- Error sistemático Error cuya fuente y valor se conoce con exactitud. Afecta la medida en una sola dirección y también se denomina error determinado.
- Estado gaseoso: es el estado de agregación de la materia que no tiene forma ni volumen propio.
- Estado líquido: es un estado de agregación de la materia en forma de fluido altamente incompresible (lo que significa que su volumen es, muy aproximadamente, constante en un rango grande de presión).
- Estado sólido: es un estado de la materia que está caracterizado por un volumen y forma definidos (se resiste a la deformación).
- Evento: Lo que ocurre cuando dos partículas colisionan, o cuando una partícula decae. Las teorías de partículas predicen la probabilidad de que ocurran varios acontecimientos posibles, cuando se estudian muchas colisiones o decaimientos similares. No se puede predecir el resultado para un evento en particular.
- Experimento de blanco fijo: Un experimento en el cual el haz de partículas proveniente del acelerador impacta contra un blanco estacionario (o casi estacionario). El blanco puede ser un sólido, un tanque conteniendo líquido o gas, o un chorro de gas.
- Fábrica-B: Un acelerador diseñado para maximizar la producción de mesones B. Entonces se pueden estudiar, por medio de detectores especiales, las propiedades de los mesones.
- Factores de estabilidad nuclear: Son los factores de los que depende la estabilidad de un núcleo. Ellos son el cociente neutrón/protón y la paridad (número par o impar de protones y electrones).
- Fermilab: Fermi National Accelerator Laboratory en Batavia, Illinois (cerca de Chicago). Llamado así en honor al físico, pionero de la física de partículas, Enrico Fermi.
- Fermión: Cualquier partícula que tiene momento angular intrínseco (spin) impar semi entero ($1/2, 3/2, \dots$), medido en unidades de \hbar . Como una consecuencia de este momento angular peculiar, los fermiones obedecen una regla llamada el Principio de Exclusión, que establece que dos fermiones no pueden existir en el mismo estado al mismo tiempo. Muchas de las propiedades de la materia ordinaria surgen como consecuencia de esta regla. Los electrones, protones, y neutrones son todos fermiones, lo mismo que todas las partículas de materia fundamentales, tanto quarks como leptones.
- Física Espacial: El estudio de las condiciones y procesos a través de nuestro medio-ambiente espacial. Su dominio incluye el Sol, el medio interplanetario, la magnetósfera, la ionósfera, y la alta atmósfera.
- Física Nuclear: Ciencia que estudia la energía que deriva de la alteración del núcleo de los átomos.
- Física: Ciencia que estudia las propiedades de la materia en relación a la energía, y las leyes que tienden a modificar su estado sin alterar su naturaleza.
- Fisión: es la escisión del núcleo de un átomo acompañada de liberación de energía.
- Flotabilidad: Fuerza resultante, vertical y dirigida hacia arriba, ejercida por el agua sobre un cuerpo que se encuentra total

o parcialmente sumergido.

- Foco: En óptica, es el punto donde convergen los rayos de luz paralelos.
- Fotón: La partícula portadora de las interacciones electromagnéticas.
- Fotón: Descripción "particular" de la radiación electromagnética, que se puede comportar tanto como onda o partícula.
- Fragmentación: es un método de división asexual animal por el cual un individuo se divide en dos o más trozos, cada uno de los cuales es capaz de reconstruir un animal por completo.
- Frecuencia - El número de ondas o ciclos por segundo.
- Frecuencia: Número de sucesos (ciclos, vibraciones, oscilaciones o cualquier suceso repetitivo) por unidad de tiempo; se mide en hertz que es el inverso del período.
- Frente de ondas: Cresta, valle o cualquier porción continua de una onda bidimensional o tridimensional en la cual las vibraciones están en la misma etapa al mismo tiempo.
- Fricción - Una fuerza que se opone al movimiento de dos objetos en contacto.
- Fuerza - Cualquier acción que altera el estado de reposo de un cuerpo, o el estado de movimiento uniforme de un cuerpo. Se mide en Newtons (N).
- Fuerzas intermoleculares Fuerza atractivas y repulsivas existentes entre los núcleos de los átomos y los electrones que los rodean. Estas fuerzas dan lugar a grupos polarizados, dipolos, fuerzas de Van der Waals y puentes de hidrógeno.
- Fusión Cambio de estado de sólido a líquido que se produce a una temperatura y presión determinadas y es diferente en cada sustancia pura. Se ha de suministrar calor al sólido para que se rompan las uniones del estado sólido. Así las partículas tendrán más libertad de movimiento y serán capaces de fluir, característica del estado líquido. Gas real
- Galileo Galilei (1564- 1642) Astrónomo, filósofo, matemático y físico que estuvo relacionado estrechamente con la revolución científica.
- Galón: Medida de capacidad para líquidos usada en Gran Bretaña, donde equivale a cerca de 4,546 litros (L) y en América del Norte, donde equivale a algo menos de 3,785 litros (L).
- Galvánico: Dícese de las corrientes eléctricas producidas por una pila voltaica.
- Galvanismo: Fenómeno por el cual se establece una corriente eléctrica continua entre dos metales, como el cobre y el cinc, cuando se hallan separados por un líquido adecuado.
- Galvanómetro: Instrumento de precisión utilizado para la medida de corrientes eléctricas de pequeña intensidad.
- Gas real Todos los gases tal como existen. El comportamiento de un gas real se considera más o menos ideal a bajas presiones y elevadas temperaturas.
- Gas - Estado de la materia caracterizado por el movimiento al azar de partículas que están muy separadas.
- Gases ideales Gases que cumplen la ley general de los gases a cualquier temperatura. En un gas ideal o perfecto no hay fuerzas intermoleculares y el volumen ocupado por sus moléculas es despreciable frente al total. Si bien un gas cumple rigurosamente estas leyes, el hidrógeno, el nitrógeno y el helio se aproximan bastante a presiones bajas y temperaturas relativamente elevadas.
- Gauss: Símbolo G: Denominado así en honor a Carl Friedrich Gauss. Unidad de medida de la inducción magnética o campo magnético en el Sistema Cegesimal. Definición: Un gauss se define como un maxwell por centímetro cuadrado.
- Gel Coloide formado por una sustancia dispersa líquida y un medio de dispersión sólido. La sustancia dispersa presenta una estructura molecular de fibras trenzadas que encierran al medio de dispersión. El resultado es un coloide móvil y deformable. Se pueden encontrar geles elásticos, que tienen gran capacidad de regeneración, y geles rígidos que son irreversibles.
- Generación: Un grupo formado por un quark y un leptón de cada tipo de carga, agrupados conforme a su masa. La primer generación contiene los quarks up y down, el electrón y el neutrino del electrón.
- Gluón (g): La partícula portadora de las interacciones fuertes.
- Grado: Unidad de muy diversas escalas empíricas de medida. Centígrado: Cada una de las divisiones de la escala centígrada o Celsius de temperatura, en la que se toma como punto 0 el de fusión del hielo y como punto 100 el de ebullición del agua, dividiéndose este intervalo en 100 partes.
- Gramo: Símbolo g: Unidad fundamental de masa en el sistema cegesimal. Definición: El gramo se define como la masa de un centímetro cúbico de agua destilada a 4 grados C. Equivale a una milésima parte del kilogramo, unidad de masa del sistema internacional.
- Gravedad específica Relación entre la densidad de una sustancia y la densidad del agua pura a determinada temperatura, usualmente 4 °C.
- Gravedad: Fuerza con que la Tierra o cualquier otro astro atrae a los cuerpos situados sobre su superficie o cerca de ella. Aceleración que adquiere un cuerpo debida a la gravedad.
- Gravitación: Moverse un cuerpo a consecuencia de la atracción gravitatoria de otro. Descansar un cuerpo sobre otro.
- Gravitón: Partícula cuántica causante de las interacciones gravitatorias. El gravitón o cuanto de gravitación es una partícula elemental intranuclear, de masa nula y espín +2, que aparece por consideraciones formales al cuantificar el campo gravitatorio y cumple las leyes formuladas en la estadística de Bose-Einstein.
- Hadrón: Una partícula compuesta, formada por constituyentes que participan en las interacciones fuertes (quarks y/o gluones). Comprende los mesones y los bariones. Los hadrones participan en las interacciones fuertes residuales.
- Hato: Medida agraria = 2 leguas de radio y 12,5754 de perímetro. En Cuba = 226,068 km².
- Haz: El chorro de partículas producidas por un acelerador, usualmente apiñadas en grupos.
- Hectárea: Medida de superficie = 10000 m².
- Henry: Símbolo H: Denominado así en honor a Joseph Henry. Unidad de inductancia. Definición: Un Henry es la

inductancia eléctrica de un circuito cerrado en el que se produce una fuerza electromotriz de un volt o voltio cuando la corriente eléctrica que recorre el circuito varía uniformemente a razón de un ampere o amperio por segundo. Hertz o Hercio: Símbolo Hz: Denominado así en honor a Heinrich Rudolf Hertz. Unidad de frecuencia. Definición: Un hertz es la frecuencia de un fenómeno periódico cuyo período es un segundo.

- Heterogéneo Término que se aplica a los sistemas en los que existen varias fases. Un sistema heterogéneo no se considera una solución química.
- HF: Alta-frecuencia, se refiere a frecuencias de radio en el rango de 3-30 megahertz.
- Hidráulica: Parte de la física que estudia la mecánica de los fluidos.
- Hidrodinámica: Estudia el comportamiento de los líquidos en movimiento.
- Hidrostática: Parte de la hidráulica que estudia el equilibrio de los líquidos en reposo.
- Hiperón: Cada una de las partículas elementales cuya masa es superior a la del neutrón, pero de vida media corta.
- Holografía: Técnica de reproducción de imágenes de objetos, similar a la fotografía, que permite observar tridimensionalmente el objeto.
- Indestructible: incapaz de ser destruido o descompuesto.
- Inducción eléctrica: Acción que ejerce un campo eléctrico sobre un conductor.
- Inducción magnética: Poder imantador de un campo magnético.
- Inducción: Acción que ejerce un campo eléctrico o magnético sobre un conductor. La inducción electromagnética fue descubierta independientemente por Faraday y Henry. Establece que un campo magnético variable en el tiempo crea un campo eléctrico.
- Inercia - Tendencia de un cuerpo a permanecer en su mismo estado de movimiento ya sea de reposo o movimiento uniforme.
- Inercia: Propiedad de la materia que expresa la tendencia de todos los cuerpos a conservar su estado de reposo o movimiento rectilíneo uniforme.
- Inerte Término que se aplica a las sustancias químicas que prácticamente no reaccionan con ninguna otra o sólo lo hacen bajo condiciones extremas. Por ejemplo, los gases nobles.
- Intensidad de la corriente eléctrica: Cantidad de electricidad que pasa por segundo por la sección de un conductor.
- Intensidad luminosa: Flujo de luz emitido por una fuente luminosa en un ángulo sólido unitario.
- Intensidad: Grado de energía o magnitud de una fuerza física o anímica.
- Interacción débil: La interacción responsable de todos los procesos en los cuales cambia el sabor, y por lo tanto responsable de la inestabilidad de los quarks y leptones pesados, y de las partículas que los contienen. También han sido observadas interacciones débiles en las que no hay un cambio de sabor (o carga).
- Interacción electrodébil: En el Modelo Standard las interacciones electromagnéticas y débiles están relacionadas (unificadas); los físicos usan el término electrodébil para abarcar a las dos.
- Interacción electromagnética: La interacción debida a la carga eléctrica, incluyendo las interacciones magnéticas.
- Interacción fuerte: La interacción responsable de la ligadura de los quarks, antiquarks, y gluons para formar hadrones. Las interacciones fuertes residuales proveen la fuerza de ligadura nuclear.
- Interacción fundamental: En el Modelo Standard las interacciones fundamentales son la fuerte, la electromagnética, la débil, y la interacción gravitacional. De acuerdo con la teoría existe al menos una interacción fundamental más, que es responsable de las masas de las partículas fundamentales. Cinco tipos de interacciones son los necesarios para explicar todos los fenómenos físicos observados.
- Interacción gravitacional: La interacción entre partículas debida a su masa/energía.
- Interacción residual: Interacción entre objetos que no portan una carga pero que están formados por constituyentes que sí tienen esa carga. Aunque algunas sustancias químicas involucran iones eléctricamente cargados, la mayor parte de la química se debe a interacciones electromagnéticas residuales entre átomos eléctricamente neutros. La interacción residual fuerte entre protones y neutrones, debida a las cargas fuertes de sus quarks constituyentes, es la responsable de la ligadura del núcleo.
- Interacción: Un proceso en el cual una partícula decae o responde a una fuerza debida a la presencia de otra partícula (como en una colisión). También se llama así la propiedad subyacente de la teoría que causa tales efectos.
- Interferencia: Acción recíproca de las ondas, ya sea en el agua, ya en la propagación del sonido, del calor o de la luz, etc., de la que resulta, en ciertas condiciones, aumento, disminución o neutralización del movimiento ondulatorio.
- Ion: Átomo o agrupación de átomos que por pérdida o ganancia de uno o más electrones adquiere carga eléctrica.
- Joule (J): Unidad derivada del SI. El joule es el trabajo efectuado cuando el punto de aplicación de 1 newton se desplaza una distancia de 1 metro en la dirección de la fuerza.
- Julio - La unidad de energía. Se define como el trabajo hecho cuando una fuerza de un newton mueve un objeto a través de un metro de distancia.
- Kaón (K): Un mesón formado por un quark extraño (strange) y un antiquark-up (o anti-down), o bien por un un antiquark-extraño y un quark up (o down).
- Kelvin: Símbolo K: Denominado así en honor a William Thomson, (Lord Kelvin). Unidad de temperatura termodinámica del Sistema Internacional de Unidades (SI). Definición: El kelvin es la fracción $1/273,16$ de la temperatura termodinámica del punto triple del agua.
- Kiloamperímetro: Aparato eléctrico calibrado para que sea capaz de medir intensidades de corriente del orden de varios miles de amperios.
- Kilocaloría: Símbolo kcal: Unidad de medida de la energía calorífica equivalente a 1.000 calorías.

- Kilociclo: Unidad de frecuencia equivalente a 1.000 oscilaciones por segundo.
- Kilográmetro: Símbolo kgm: Unidad fundamental de energía o de trabajo en el sistema técnico. Definición: Un kilográmetro se define como el trabajo realizado por la fuerza de un kilopondio cuando el cuerpo a que está aplicada se desplaza un metro en su misma dirección y sentido. Equivale a 9,8 julios.
- Kilogramo por metro cúbico: Símbolo kg/m³: Unidad de masa en volumen. Definición: Un kilogramo por metro cúbico es la masa en volumen de un cuerpo homogéneo cuya masa es de un kilogramo y el volumen de un metro cúbico (m³).
- Kilogramo por segundo: Símbolo kg/s: Unidad de caudal másico de una corriente uniforme tal que, una sustancia de un kilogramo de masa atraviesa una sección determinada en un segundo.
- Kilogramo: Símbolo kg: Unidad de masa del Sistema Internacional de Unidades (SI). Definición: El kilogramo es igual a la masa del prototipo internacional del kilogramo. Patrón: Masa de un cilindro de platino e iridio que se conserva en la Oficina Internacional de Pesas y Medidas de Sèvres.
- Kilohercio: Símbolo khz: Unidad de frecuencia equivalente a mil oscilaciones por segundo.
- Kilolitro: Símbolo kl: Medida de capacidad que equivale a 1.000 litros o a un metro cúbico.
- La Oficina Internacional de Pesas y Medidas, ha designado al quilate métrico un peso de 200 mg, se entiende como unidad de peso para piedras preciosas, es decir, 1 quilate métrico = 0,2 g.
- Laser: Dispositivo para la generación de haces de luz coherente y la radiación generada por él. Su nombre se deriva de las palabras Light Amplification by Stimulated Emission of Radiation (amplificación de la luz por medio de emisión estimulada de radiaciones).
- Lente convergente: Lente cuya parte media es más gruesa y hace que los rayos de luz paralelos converjan en un foco.
- Lente: Disco de vidrio u otro material transparente limitado por dos superficies curvas, o una plana y otra curva, cuya forma hace que se refracte la luz que la atraviesa, y que forma imágenes reales o virtuales de los objetos que están en su campo óptico.
- Leptón: Un fermión fundamental que no participa en las interacciones fuertes. Los leptones eléctricamente cargados son: los electrones (e), los muones, las partículas tau, y sus antipartículas. Los leptones eléctricamente neutros son llamados neutrinos.
- Ley de Boyle Establece que a temperatura constante (proceso isotérmico), el volumen de una muestra de gas es inversamente proporcional a su presión.
- Ley de Faraday Ley enunciada por Faraday en 1833 como resultado de sus investigaciones acerca de la producción de cambios químicos con electricidad. "La masa de sustancia que se deposita en un electrodo de una celda electroquímica, es proporcional a la cantidad de corriente que circula por la celda".
- LHC: El Gran Colisionador de Hadrones del laboratorio CERN en Génova, Suiza. El LHC colisionará protones contra protones, a energías en el centro de masa del orden de los 14 tev. Cuando sea completado, en el año 2004, será el acelerador de partículas más poderoso del mundo. Se espera que permitirá descifrar muchos de los secretos de la física de partículas.
- Libra: Símbolo lb: Medida de fuerza utilizada en los países anglosajones.
- Linacs: Una abreviatura de acelerador lineal, es decir, un acelerador que no tiene curvas.
- Líquido - Estado de la materia en que las moléculas están cerca pero pueden cambiar su posición con facilidad.
- Litro: Símbolo L: Unidad de capacidad del sistema métrico decimal, equivalente al contenido de un decímetro cúbico.
- Longitud de onda - Distancia entre dos ondas sucesivas.
- Lumen: Símbolo lm: Unidad de flujo luminoso. Definición: Un lumen es el flujo luminoso emitido en un ángulo sólido de un estereorradián por una fuente puntual uniforme que, situada en el vértice del ángulo sólido, tiene una intensidad luminosa de una candela.
- Luminiscencia: Propiedad que poseen ciertos cuerpos de emitir luz sin que se dé elevación de temperatura.
- Lux: Símbolo lx: Unidad de iluminancia. Definición: Un lux es la iluminancia de una superficie que recibe un flujo luminoso de un lumen, uniformemente repartido sobre un metro cuadrado de la superficie.
- Luz - Radiación electromagnética con longitud de onda entre 4×10^{-7} y 7×10^{-7} metros.
- Luz: Radiación electromagnética cuya longitud de onda es capaz de impresionar la retina del ojo y provocar la sensación de visión. Claridad emitida por el Sol que ilumina los objetos y los hace visibles.
- Magnetismo: Conjunto de fenómenos atractivos y repulsivos producidos por los imanes y las corrientes eléctricas.
- Magnitud derivada: Se obtiene mediante expresiones matemáticas a partir de las magnitudes fundamentales (densidad, superficie, velocidad).
- Magnitud escalar: Magnitud que se describe mediante un número y una unidad.
- Magnitud fundamental: Se define por sí misma y es independiente de las demás (masa, tiempo, longitud, etc.).
- Magnitud vectorial: Magnitud que se describe con tres características cantidad, dirección y sentido.
- Masa en reposo: La masa en reposo (m) de una partícula es la masa dada por la energía de la partícula aislada (libre), en reposo, dividida por el cuadrado de la velocidad de la luz. Cuando los físicos de partículas usan la palabra "masa," siempre se refieren a la "masa en reposo" (m) del objeto en cuestión.
- Masa Medida de la cantidad de materia que posee un cuerpo. La masa es la misma en cualquier lugar donde se encuentre el cuerpo.
- Masa: Magnitud física que expresa la cantidad de materia que contiene un cuerpo. Su unidad en el Sistema Internacional es el kilogramo (kg).
- Materia oscura: Materia que existe en el espacio, pero que no es visible para nosotros porque no emite radiación como para observarla. El movimiento de las estrellas alrededor de los centros de sus galaxias implica que cerca del 90% de la

materia en una galaxia típica es oscura. Los físicos suponen que también existe materia oscura entre las galaxias, pero esto es más difícil de verificar.

- **Materia** Todo aquello que posee masa y ocupa un lugar en el espacio. Los rayos catódicos se componen de materia ya que son electrones.
- **Mecánica cuántica:** Las leyes físicas que se aplican en las escalas muy pequeñas. El rasgo esencial es que la carga eléctrica, el ímpetu, y el ímpetu angular, así como las otras cargas, vienen en cantidades discretas llamadas cuantos.
- **Mecánica:** Parte de la Física que estudia las fuerzas y los movimientos que éstas provocan.
- **Mesón:** Un hadrón formado por un número par de quarks. La estructura básica de la mayoría de los mesones es un quark y un antiquark.
- **Metro a la potencia menos uno:** Símbolo m^{-1} : Unidad de número de ondas. Definición: Un metro a la potencia menos uno es el número de ondas de una radiación monocromática cuya longitud de onda es igual a un metro.
- **Metro cuadrado:** Símbolo m^2 : Unidad de superficie. Definición: Un metro cuadrado es el área de un cuadrado de un metro de lado.
- **Metro cúbico por segundo:** Símbolo m^3/s : Unidad de caudal en volumen.
- **Mezcla** Combinación de varias sustancias tal que los componentes conservan sus propiedades y se pueden separar por métodos físicos. Si la mezcla esta formada por una sola fase, es una mezcla homogénea. Una mezcla homogénea sólida entre metales se denomina aleación, y si la fase resultante es líquida se denomina disolución. Si la mezcla esta formada por más de dos fases recibe el nombre de mezcla heterogénea, esta no es uniforme a la subdivisión y sus componentes se pueden apreciar a simple vista.
- **Modelo Standard:** Los físicos llaman así a la teoría de las partículas fundamentales y sus interacciones, descrita en estas páginas. Ha sido verificada ampliamente y es aceptada como correcta por los físicos de partículas.
- **Momento** - La masa de un objeto multiplicada por la velocidad.
- **Muón:** El segundo sabor de los leptones cargados (en orden creciente de masa); su carga eléctrica es -1 .
- **Neutra:** Tener una carga neta igual a cero. Si no se especifica lo contrario, usualmente se refiere a cargas eléctricas.
- **Neutralidad de carga:** Condición en que en una región del espacio el número de cargas positivas es igual al de electrones.
- **Neutrino:** Un leptón sin carga eléctrica. Los neutrinos participan solamente en las interacciones débiles y gravitacionales, y por eso son muy difíciles de detectar. Hay tres tipos conocidos de neutrinos; todos ellos son muy livianos y posiblemente tienen masa cero.
- **Neutrino:** Partícula neutra de masa en reposo igual a cero, forma parte del neutrón.
- **Neutrón** Partícula elemental situada en el núcleo del átomo, de masa $1,675 \cdot 10^{-24}$ g y sin carga eléctrica. Aunque en general los neutrones son estables en el interior de los átomos, en proceso radioactivos un neutrón se desintegra por dar un protón y un electrón.
- **Neutrón (n):** Un barión con carga eléctrica cero; es un fermión con una estructura básica de dos quarks down y un quark up (mantenidos juntos por gluones). El componente neutro de un núcleo atómico está hecho de neutrones. Los diferentes isótopos de un mismo elemento, son distinguibles por tener un número diferente de neutrones en sus núcleos.
- **Newton:** Símbolo N : Denominado así en honor a Isaac Newton. Unidad de fuerza. Definición: Un newton es la fuerza que, aplicada a un cuerpo que tiene una masa de un kilogramo, le comunica una aceleración de un metro por segundo cuadrado.
- **Núcleo atómico** Parte central del átomo que contiene la mayor parte de la masa y la carga positiva. El núcleo más sencillo es el del isótopo protio del elemento hidrógeno, que solo contiene un protón. La inestabilidad del núcleo da lugar a las reacciones nucleares o procesos radioactivos.
- **Núcleo:** protones y neutrones que interactúan fuertemente y conforman la parte central del átomo.
- **Número de Weber:** Parámetro adimensional que expresa la relación entre las fuerzas de inercia y las fuerzas de tensión superficial.
- **Ocular:** La lente de un telescopio más próxima al ojo; aumenta la imagen real de la primera lente.
- **Ohm:** Unidad de resistencia eléctrica.
- **Oleaje:** Rápido aumento o disminución del flujo o del nivel de agua. En el caso de un cauce se transmite como una onda longitudinal a lo largo de dicho cauce. Puede ser ondulante o rompiente.
- **Onda de choque:** Estructura que permanece en un medio (como el viento solar) enfrente de un obstáculo, cuando la rapidez del obstáculo es mayor que la rapidez de las ondas en el medio. El "frente-de-onda" permanece en el frente de la magnetósfera, y los choques interplanetarios preceden a las EMC rápidas en su trayecto desde el Sol. En un choque de este tipo, la densidad y temperatura aumentan, mientras que la velocidad decrece para permitir al medio fluir alrededor del obstáculo.
- **Onda electromagnética:** Onda que es en parte eléctrica y en parte magnética y transporta energía: La emiten las cargas eléctricas oscilantes.
- **Onda oscilatoria:** Onda en la que cada partícula individual oscila alrededor de un punto, con un desplazamiento en la dirección de traslación de la onda, muy pequeño o no permanente.
- **Onda:** Oscilación en el espacio y el tiempo; perturbación que se repite de manera regular y que se transmite progresivamente de una región de un medio a otra sin transporte de materia.
- **Onda-corta:** Se refiere técnicamente a las ondas de radio con longitudes menores a 80 metros, correspondiente a una frecuencia de 3.75 megahertz o más. A menudo se usa el término refiriéndose a frecuencias altas o HF.
- **Ondas mecánicas:** Son las ondas que se propagan a lo largo de un medio material, en el cual los elementos constitutivos del medio, oscilan.
- **Partícula fundamental:** Una partícula sin subestructura interna. En el Modelo Standard los quarks, leptones, fotones,

gluones, bosones W^+ , W^- , y Z son fundamentales. Todos los demás objetos están hechos a partir de éstos.

- Partícula o punto material: es un cuerpo puntiforme, que en la realidad no existe y que corresponde a la idealización matemática de un objeto cuyas dimensiones y orientación en el espacio son despreciables para la descripción particular del movimiento.
- Partícula secundaria: Partícula energética, como un electrón o un protón, que es producida cuando un rayo cósmico o partícula altamente energética colisiona con un átomo.
- Partícula subatómica: Cualquier partícula pequeña, comparada con el tamaño de un átomo.
- Partícula virtual: Una partícula que existe solamente por un lapso extremadamente corto y en un proceso intermediario. El principio de incerteza de Heisenberg permite una aparente violación de la conservación de energía. Sin embargo, si se observan solamente el decaimiento inicial de la partícula y el producto final del decaimiento, se ve que la energía se conserva.
- Partículas Elementales: Son todas aquellas que forman parte del microcosmo, constituido por átomos y núcleos, están definidas por sus propiedades de carga y masa (energía).
- Partículas energéticas: Electrones, iones, o átomos que tienen energías muy superiores a las esperadas considerando la temperatura del gas del cual provienen. En Física Espacial, "energético" generalmente significa energías de kilo- a giga-electronvolt.
- Pascal - Unidad para presión. Un pascal es un newton dividido entre un metro cuadrado.
- Patrón de interferencia: Patrón que se forma por la superposición de dos o más ondas que llegan a una región al mismo tiempo.
- Período: Tiempo que tarda la partícula en describir la oscilación completa.
- Peso Fuerza con que son atraídos los cuerpos hacia el centro de la tierra con aceleración igual a la de la gravedad, equivale al producto de la masa por la gravedad: $w = mg$. Un hombre en la luna pesa 1/6 de su peso en la tierra. Se mide en newtons.
- Pión: El tipo de mesón de menor masa; los piones pueden tener cargas eléctricas de +1, -1, o 0.
- Plasma Estado de la materia caracterizado porque todos sus átomos están ionizados, aunque el sistema es eléctricamente neutro. El plasma es un fluido, ya que los electrones y los iones positivos resultantes de la ionización circulan libre y caóticamente, de forma similar a como lo hacen moléculas de un gas.
- Por lo que respecta a diamantes, su peso suele expresarse por puntos, 100 puntos = 1 quilate.
- Posición final: Vector comprendido entre el origen de un sistema de coordenadas y el punto de llegada del móvil. La posición final es el vector que indica el punto hasta el cual llegó el móvil.
- Posición inicial: Vector comprendido entre el origen del sistema de referencia escogido y el punto de partida de un móvil
- Positrón (e^+): La antipartícula de un electrón.
- Ppm Partes por millón. Forma de medir concentraciones pequeñas. 300 ppm equivalen a 0,03%.
- Presión atmosférica Presión ejercida por la mezcla de gases que forman la atmósfera. Su valor es muy grande, pero como actúa en todas las direcciones se equilibra.
- Presión Fuerza por unidad de área. La presión, término más corrientemente aplicado a los gases, se expresa en atmósferas, mm de Hg (torr) o kilopascales.
- Presión parcial Presión ejercida por un gas y una mezcla de gases ideales. Equivale a la que haría este gas si en solitario y a la misma temperatura ocupara el mismo volumen que ocupa la mezcla.
- Proceso reversible Reacción química o cambio físico en la que los productos pueden reaccionar para volver a dar las sustancias iniciales, de modo que se establece un proceso dinámico en ambos sentidos. Se alcanza el equilibrio cuando las dos velocidades se igualan.
- Protón - Partícula subatómica de carga positiva que está presente en el núcleo de los átomos.
- Protón (p): El hadrón más común; es un barión con carga eléctrica +1 igual, opuesta a la del electrón. Los protones tienen una estructura básica de dos quarks up y un quark down (que se mantienen juntos a causa de los gluones). El núcleo de un átomo de hidrógeno es un protón. Un núcleo con carga eléctrica Z contiene Z protones; por eso el número de protones es lo que distingue los diferentes elementos químicos.
- Quanto: teoría matemática creada originalmente introducido por Max Planck (1900) Para explicar la radiación del cuerpo negro de los cuerpos más calientes.
- Quantum: Cantidad definida de energía liberada a adsorbida en un proceso.
- Quark bottom (b): El quinto quark (en orden creciente de masa); su carga eléctrica es $-1/3$.
- Quark charm (encanto) (c): El cuarto quark (en orden creciente de masa); tiene carga eléctrica $+2/3$.
- Quark down (d): El segundo sabor del quark (en orden creciente de masa); su carga eléctrica es $-1/3$.
- Quark extraño (s): El tercer sabor de un quark (en orden creciente de masa); tiene carga eléctrica $-1/3$.
- Quark top (t): El sexto sabor de los quarks (en orden creciente de masa); tienen carga eléctrica $2/3$. Su masa es mucho mayor que la de cualquier otro quark o leptón.
- Quark up (u): El sabor de menor masa de un quark; tiene carga eléctrica $2/3$.
- Quark (q): Un fermión fundamental que sufre las interacciones fuertes. Los quarks tienen carga eléctrica de $+2/3$ (up, charm, top) o bien $-1/3$ (down, strange, bottom) en unidades de la carga del protón.
- Quark: Uno de los componentes indivisibles de la materia según la teoría estándar.
- Quilate = 205,4 mg.
- Quintal Métrico: Unidad de peso = 100 kg.
- Quintal: Unidad de peso = 100 libras = 4 arrobas.

- Quiralidad: Base de las actividad óptica.
- Radiación electromagnética: Campos eléctricos y magnéticos oscilantes que se propagan a la velocidad de la luz. Ondas de radio, radiación infrarroja, luz, radiación ultravioleta, rayos-x, y rayos gama son algunas formas de radiación electromagnética. El elemento básico de esta radiación es el fotón.
- Radiación - Cualquier forma de energía que se mueve como ondas o rayos.
- Radiación, cinturón de: Regiones de partículas energéticas atrapadas en el campo magnético planetario. En la Tierra reciben el nombre de cinturones de Van Allen.
- Radiación, dosis de: Medida de la cantidad de exposición a la radiación. En caso de sobredosis puede producir daño microscópico en los materiales.
- Radiación: Forma de transporte de energía, ya sea por partículas masivas o fotones.
- Radio: Conjunto de dispositivos para transmitir a distancia la voz y la música, haciéndolas así asequibles simultáneamente a muchas personas.
- Radio-cintilación: Fluctuación de la amplitud o fase de una señal de radio producida por la estructura irregular del medio a través del cual se está propagando.
- Radiodifusión: Transmisión mediante ondas hertzianas de noticias, reportajes, música, etc., destinadas al público en general.
- Radio-ondas: Radiación electromagnética con longitud-de-onda de alrededor de 100 micrones (micrón = millonésima de un metro).
- Radiotelefonía: Sistema de comunicación telefónica por medio de ondas hertzianas.
- Radiotelegrafía: Sistema de comunicación telegráfica por medio de ondas hertzianas.
- Rastreo: La reconstrucción de la "traza" dejada en un detector por el pasaje de una partícula a través de él.
- Reflexión - El cambio en la dirección de un rayo de luz cuando rebota en un límite entre dos sustancias.
- Refracción - Cambio en la dirección de un rayo de luz cuando pasa de un medio a otro. Por ejemplo, de aire a agua.
- Resistencia - Oposición al flujo de una corriente eléctrica. A mayor resistencia tenga un alambre menos electricidad conduce. Se mide en ohms.
- Resonancia - Aumento en el tamaño de una vibración cuando un objeto es sujeto a una fuerza que cambia su frecuencia natural.
- Sabor: Nombre usado para designar los diferentes tipos de quarks (up, down, strange, charm --o encanto--, bottom, top) y para los diferentes tipos de leptones (electrón, muón, tau). Para cada sabor de un leptón existe el correspondiente sabor del neutrino. En otras palabras, el sabor es una cantidad que distingue los diferentes tipos de quarks/leptones. Los quarks y leptones de diferentes sabores tienen diferente masa. En el caso de los neutrinos todavía no sabemos si tienen masa o qué son las masas.
- Satélite - Objeto que se mueve en una órbita alrededor de un planeta.
- Sincrotrón: Un tipo de acelerador circular en el cual las partículas viajan en grupos sincronizados, en radios fijos.
- Sistema abierto: Es todo sistema que permite transferencia de masa y energía con el entorno.
- Sistema aislado: Todo sistema que no intercambia materia ni energía con el alrededor.
- Sistema cerrado: Un sistema cerrado sólo intercambia energía con el alrededor.
- Sistema de referencia: Uno o más puntos fijos elegidos por el observador para describir e movimiento de un objeto.
- Sistema de unidades: Conjunto mínimo de magnitudes fundamentales y derivadas, cuya unidad o patrón es arbitraria pero invariable con las cuales se puede dar una descripción cuantitativa consistente y precisas de todas las magnitudes de la física.
- Sistema multibanda: Sistema para la observación simultánea del mismo objeto (pequeño) con varias ondas filtradas, a través de las cuales se pueden registrar datos.
- Sistema multicanal: Sistema de exploración capaz de observar y registrar varios canales de datos simultáneamente, preferentemente a través del mismo objetivo.
- Sistema Porción particular del universo que va a ser objeto de estudio, éstos pueden ser abiertos o cerrados.
- SLAC: El centro donde se encuentra el acelerador lineal de Stanford (Stanford Linear Accelerator Center); localizado en Stanford, California.
- Solar, Física: Estudio de las condiciones y procesos a través del Sol y su atmósfera.
- Solidificación: Proceso de transformación de un líquido en sólido por desprendimiento de calor.
- Sólido - Estado de la materia en que las partículas están cerca y en posiciones fijas unas con otras.
- Spin: Ímpetu angular intrínseco, en unidades de h -barra, donde $h\text{-barra} = h/2\pi = 6.58 \times 10^{-34}$ Js.
- Subíndices Números enteros que aparecen en la fórmula química de un compuesto e indican el número relativo de átomos presentes en la molécula.
- Suspensión Dispersión coloidal de partículas sólidas en un líquido. Las partículas suspendidas son visibles con una lupa e incluso a simple vista. Una suspensión se caracteriza por tener una velocidad de sedimentación alta; esta velocidad aumenta con el tamaño de las partículas dispersas y es fácilmente separable por decantación o filtración.
- Sustancia Porción de materia pura de composición química definida e imposible de separar por métodos físicos. Las sustancias pueden ser elementos o compuestos.
- Tau: El tercer sabor de un leptón cargado (en orden creciente de masa); tiene carga eléctrica -1.
- Temperatura absoluta Temperatura basada en la escala Kelvin o absoluta de temperaturas, en la que se define un punto referencial, el cero absoluto, que equivale a $-273,16^\circ\text{C}$. La temperatura expresada en Kelvin se obtiene: $T(\text{K}) = t(^{\circ}\text{C}) + 273,16$.

- Temperatura - Medida de la energía cinética de las partículas.
- Temperatura: Medida del calor o frío que tiene una cosa.
- Tempestades magnéticas o geomagnéticas: Periodos en que el campo magnético medido en la tierra es perturbado fuertemente, la radiación del medio-ambiente se intensifica, se producen auroras, y las corrientes eléctricas en la ionósfera aumentan y son inducidas en la superficie.
- Tensión superficial Fuerza que actúa a lo largo de la superficie de un líquido y en dirección paralela a la misma. Es consecuencia de la fuerza atractiva que realizan las moléculas de un líquido sobre aquellas que se encuentran en la superficie de separación del mismo. Mientras que las moléculas del interior son atraídas por igual en todas las direcciones, las de la superficie solamente son atraídas hacia el interior.
- Tensión superficial: Tensión interfacial; energía superficial por unidad de área en la interfaz entre dos medios (por ejemplo, aire y agua), y que produce el fenómeno de la capilaridad.
- Teoría del big-bang: La teoría de un universo en expansión que comenzó como un medio infinitamente denso y caliente. El instante inicial se denomina el Big Bang.
- Teoría: Conjunto de leyes científicas que explican un determinado fenómeno.
- Termodinámica Rama científica que estudia la relación entre la energía, el calor transferido y el trabajo desarrollado en los procesos que tienen lugar en la naturaleza.
- Termodinámica: Estudio de los sistemas en relación a la factibilidad de los procesos que ocurren en ellos y a los intercambios de energía que en una transformación, cualquiera sea su naturaleza, tiene lugar entre el sistema y su entorno.
- Termología: Parte de la física que trata de todos los fenómenos en los que interviene el calor.
- Termómetro Instrumento utilizado para medir la temperatura de un cuerpo. Consta de un tubo de vidrio graduado que contiene un líquido dilatante, como mercurio o alcohol. Al aumentar la temperatura, el líquido se dilata y sube desde el bulbo en el que se encuentra.
- Termómetro: Instrumento que se utiliza para medir la temperatura.
- Tiempo de vida media Tiempo que tarda en consumirse la mitad de un reactivo en una reacción. En las reacciones de desintegración radiactiva el tiempo de vida media es una constante.
- Tiempo - Intervalo entre dos eventos.
- Trabajo - Fuerza multiplicada por desplazamiento. Se hace trabajo cuando una fuerza mueve un objeto.
- Transformador: Sistema que permite aumentar o reducir el voltaje por inducción electromagnética.
- Transmisor: Dícese del aparato que sirve para transmitir las señales eléctricas, telegráficas, telefónicas o radiadas.
- Trayectoria: Línea que une las sucesivas posiciones instantáneas ocupadas por un móvil. Todo cuerpo que manifiesta movimiento describe una trayectoria y es independiente del sistema de referencia utilizado.
- Traza: El registro de la trayectoria de una partícula cuando atraviesa un detector.
- Unidad de Corriente Eléctrica: El ampere (A) es la intensidad de corriente.
- Unidad de Intensidad Luminosa: La candela (cd) es la intensidad luminosa, en una dirección dada, de una fuente que emite radiación monocromática de frecuencia 540×10^{12} hertz y que tiene una intensidad energética en esta dirección de $1/683$ W por estereorradián (sr).
- Unidad de Longitud: El metro (m) es la longitud recorrida por la luz en el vacío durante un período de tiempo de $1/299\,792\,458$ s.
- Unidad de masa atómica Unidad de masa que equivale a $1/12$ de la masa de un átomo de ^{12}C . Por definición, un átomo de ^{12}C tiene una masa exacta de 12 u.
- Unidad de Masa: El kilogramo (kg) es la masa del prototipo internacional de platino iridiado que se conserva en la Oficina de Pesas y Medidas de París.
- Unidad de Temperatura Termodinámica: El Kelvin (K) es la fracción $1/273,16$ de la temperatura termodinámica del punto triple del agua.
- Unidad de Tiempo: El segundo (s) es la duración de $9\,192\,631\,770$ períodos de la radiación correspondiente a la transición entre dos niveles fundamentales del átomo Cesio 133.
- Unidad: Patrón de comparación de cualquier magnitud.
- Unidades derivadas: Ciertas unidades derivadas han recibido unos nombres y símbolos especiales. Estas unidades pueden así mismo ser utilizadas en combinación con otras unidades base o derivadas para expresar unidades de otras cantidades. Estos nombres y símbolos especiales son una forma de expresar unidades de uso frecuente.
- Unidades secundarias: Múltiplos y submúltiplos de las unidades fundamentales y derivadas.
- Valoración de residuos: Se denominan así a los procesos que permiten aprovechar los residuos para obtener de ellos nuevos productos u otros rendimientos útiles.
- Vapor Gas cuya temperatura está por debajo de la crítica. Un vapor puede licuarse por efecto de un aumento de la presión, pero un gas no.
- Vaporización: es el cambio de estado de líquido a gaseoso. Hay dos tipos de vaporización: la ebullición y la evaporación.
- Vatio - Unidad de potencia, igual a 1 Julio/seg. Un vatio es la potencia que resulta cuando se disipa un julio de energía en un segundo.
- Vector velocidad media o velocidad media vectorial de un móvil: Cociente entre su vector desplazamiento y el tiempo empleado por el móvil.
- Velocidad instantánea: La velocidad instantánea de un móvil es la que posee en un punto de su trayectoria.
- Velocidad Relativa: La velocidad relativa entre dos observadores es el valor de la velocidad de un observador medida por

el otro.

- Velocidad: Razón de cambio en la posición de un objeto. Se mide en metros/segundo.
- Viscosidad Propiedad que mide la resistencia interna de un fluido a que sus capas de moléculas se deslicen unas sobre otras.
- Voltio - Un voltio es la fuerza necesaria para llevar un amperio de corriente en contra de un ohm de resistencia. Es la unidad de diferencia en potencial.
- W: Símbolo que representa el Vatio.
- Watt: Unidad de potencia eléctrica del Sistema Internacional, correspondiente a 1 julio por segundo. Las potencias en watios = (corriente en amperios) (diferencia de potencial en voltios).
- Weierstrass: es un teorema que explica que si una función $f(x)$ está definida y es continua en un intervalo cerrado $[a, b]$, entonces $f(x)$ alcanza al menos un máximo y un mínimo absolutos en el intervalo $[a, b]$.
- y se forman otras con propiedades diferentes.
- Yarda: es una medida de longitud del Sistema Inglés.
- Yocto: es un prefijo que significa cuatrillonésimo.
- Yotta: es un prefijo que significa cuatrillón.
- Zepto: es un prefijo que significa miltrillonésimo.
- Zetta: es un prefijo que significa mil trillones.
- Zona esférica: una zona esférica es la parte de la esfera comprendida entre dos planos secantes paralelos.

GLOSARIO DE TÉRMINOS DE QUÍMICA

- **Ácido** Sustancia que libera iones hidrógeno en solución, neutraliza las bases y dona protones.
- **Agregación:** es el evento que algunas materias al ser modificadas sus condiciones de temperatura, presión pueden presentar diferentes estados o fases.
- **Agua desionizada** Destilada, desmineralizada, líquido blanco inoloro, carente de minerales e iones.
- **Aislante:** Material que es mal conductor de la electricidad.
- **Álcali** Cualquier sustancia que se disuelva para dar una solución básica.
- **Anfotérico** Sustancia que tiene en su molécula tanto carga positiva como negativa
- **Anión:** Ion cargado negativamente que se forma por la adición de electrones a átomos o moléculas.
- **Aniónico** Que tiene carga negativa
- **Átomo** La partícula más pequeña de un elemento.
- **Banda de absorción:** Intervalo de longitudes de onda (o frecuencias) del espectro electromagnético dentro del cual la energía radiante es absorbida por una sustancia.
- **Barómetro:** Instrumento utilizado para medir la presión atmosférica.
- **Batería:** Fuente de fuerza electromotriz, transforma la energía química en energía eléctrica. Aparato capaz de establecer una corriente eléctrica estable en un circuito al mantener una diferencia de potencial aproximadamente constante entre sus terminales.
- **Becquerel:** Símbolo Bq; Denominado así en honor a Antoine Henri Becquerel. Un becquerel es la actividad de una fuente radiactiva en la que se produce una transformación o una transición nuclear por segundo.
- **Bimetal:** Lámina formada por dos capas de metales diferentes unidas por compresión, con coeficientes de dilatación muy distintos, de modo que se puede utilizar como indicador térmico en un termostato cuando, al variar la temperatura, el bimetal se dobla hacia uno u otro lado.
- **Binario:** Compuesto de dos unidades, elementos o guarismos.
- **Calor:** Es un flujo de energía que se produce entre cuerpos que se hallan a diferente temperatura.
- **Caloría** Cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un gramo de agua de 14.5° C a 15.5°C 1 caloría = 4.184 joules.
- **Cambio físico** Aquel en el cual una sustancia pasa de un estado físico a otro, pero no se forman sustancias con diferente composición.
- **Cambio químico** Aquel en el cual se forman una o más sustancias nuevas.
- **Capa de valencia:** Capa electrónica externa de un átomo que contiene los electrones que participan en el enlace.
- **Capacidad calorífica** La cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un cuerpo (de cualquier masa) un grado Celsius.
- **Capacidad térmica:** Capacidad calorífica; relación entre el calor absorbido (o liberado) por un sistema y la correspondiente elevación (o descenso) de la temperatura.
- **Carga eléctrica:** La magnitud que determina la intensidad con que la partícula participa en las interacciones electromagnéticas.
- **Carga formal:** Carga sobre un átomo en una molécula o ion enlazado covalentemente; los electrones enlazantes se cuentan como si estuvieran igualmente compartidos entre los dos átomos enlazados.
- **Catión:** Ion cargado positivamente que se forma por la remoción de electrones de átomos ó moléculas.
- **Cátodo:** Filamento incandescente.
- **CERN:** El mayor laboratorio, acelerador, europeo, internacional; está localizado cerca de Génova, Suiza.
- **Colisionador:** Acelerador en el cual dos haces, que viajan en direcciones opuestas, son guiados hasta enfrentarse para producir colisiones de alta energía, entre las partículas de un haz y las del otro.
- **Combustión:** es una reacción química de oxidación, en la cual generalmente se desprende una gran cantidad de energía, en forma de calor y luz, manifestándose visualmente como fuego.
- **Composición porcentual** El porcentaje de masa de cada elemento en un compuesto.
- **Compuesto** Una sustancia formada por dos o más elementos en proporción fija. Los compuestos se pueden descomponer en sus elementos constituyentes.
- **Concentración** Cantidad de soluto por unidad de volumen o masa de disolvente o de solución.
- **Condensación:** cambio de estado de la materia que se encuentra en forma gaseosa a forma líquida.
- **Conductor** Sustancia o cuerpo que ofrece poca resistencia al paso de calor o una corriente eléctrica.
- **Conservación:** Cuando una cantidad (p.e. Carga eléctrica, energía, o el ímpetu) se conserva, vale lo mismo antes que después de una reacción entre partículas.
- **Cuanto:** La menor cantidad discreta de cualquier magnitud (plural cuantos).
- **Delicuesencia** Propiedad que presenta algunas sustancias muy solubles en agua de absorber agua del aire ambiental. Esto sucede si la presión del vapor de la disolución formada con la sustancia es más pequeña que la que la presión del vapor del agua presente en la atmósfera. La disolución tiende a concentrarse hasta que la presión del vapor de la disolución sea igual a la presión parcial del vapor de agua en el aire.
- **Densidad** Masa por unidad de volumen, $D = M/V$.
- **Derretirse:** Cuando un sólido se transforma en líquido al calentarse, se dice que se ha derretido o fundido.
- **Descomposición:** es la ruptura de moléculas largas formando así moléculas más pequeñas o átomos

- Dilución Acción de diluir con un diluyente, generalmente agua. Proceso para reducir la concentración de soluto en solución, agregando simplemente más disolvente a la solución.
- Disociación Separación de un compuesto en dos o más especies generalmente iónicas. Por ejemplo, el acetato de amonio, $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$, se disocia en agua en iones amonio y acetato.
- Ebullición Cambio de estado de líquido a gas que se produce a una temperatura determinada y en toda la masa del líquido, se dice que el líquido hierve. Esto sucede porque, al aumentar la temperatura, las partículas del líquido adquieren más energía cinética, llega un momento en que todas son capaces de romper las fuerzas de unión del estado líquido y pasar al estado gaseoso.
- Ecuación de estado Ecuación fundamental del gas ideal $PV = nRT$, donde P = presión (atm), V = volumen (L), n = moles, T = temperatura absoluta y R = constante universal de los gases (0.082).
- Ecuación de Nerst Ecuación que relaciona el potencial de una celda, E , con el potencial estándar, E° , y las concentraciones de reactivos y productos.
- Ecuación química Descripción de una reacción química mediante colocación de las fórmulas de los reactivos a la izquierda y las fórmulas de los productos a la derecha de una flecha, respectivamente.
- Efecto del ion común Disminución de la solubilidad de un electrolito cuando se añade al equilibrio un ion que éste contiene.
- Efervescencia: es el escape de gas de una disolución acuosa.
- Eléctricamente polarizado: Se aplica a un átomo o molécula cuyas cargas se alinean, siendo un lado más positivo o negativo que el opuesto.
- Electroafinidad (afinidad electrónica): Es la energía asociada a la capacitación de un electrón por la capa de valencia de un átomo.
- Electrodo: Consiste en un cuerpo conductor que está en comunicación por una parte, con el circuito, y por la otra, con un medio sobre el cual ejerce la corriente una acción química, o donde una acción química da origen a la corriente.
- Electrófilo: Especie que presenta alguna deficiencia de electrones o que tiene carga positiva y que se enlaza a átomos, particularmente carbono, en especies de alta densidad de carga electrónica o con carga negativa.
- Electrolito: Sustancia que se disocia en dos o más iones cuando se disuelve en agua.
- Electrón - volt: Unidad de energía, igual a la energía que un electrón (o protón) ganaría si es acelerado por un voltaje eléctrico de 1 volt.
- Electrón Partícula subatómica de carga negativa $1,6 \times 10^{-19}$ C y masa de $9,1 \times 10^{-28}$ g. los electrones se encuentran en movimiento en el átomo, distribuido en niveles energéticos alrededor del núcleo atómico. Los más externos se llaman electrones-valencia porque de ellos dependen las propiedades del elemento y participan directamente de los enlaces que pueda realizar.
- Electronegatividad: Capacidad de un átomo, en una molécula, para atraer los electrones hacia sí.
- Electrones de valencia Electrones del último nivel de energía. La teoría de Lewis propone que estos electrones son los más involucrados en la reactividad química.
- Electroósmosis: Flujo a través de medios porosos causado por diferencias de potencial eléctrico.
- Electroquímica Parte de la química que estudia las relaciones entre las reacciones químicas y la energía eléctrica que interviene en ellas. La electrólisis y las pilas son temas de estudios de la electroquímica.
- Energía Medida de la capacidad para realizar un trabajo. Se expresa en julios (J).
- Enlace covalente Enlace químico que resulta de la compartición de un par de electrones entre dos átomos.
- Enlace de puente de hidrógeno Enlace intermolecular débil formado entre un átomo de hidrógeno de una molécula polar y un átomo muy electronegativo que posee pares de electrones no compartidos de otra molécula del mismo tipo. Esto sólo sucede con el flúor, el nitrógeno y el oxígeno.
- Enlace iónico Enlace formado entre un átomo metálico y uno no metálico, en el que el metal transfiere por completo sus electrones de valencia al no metal. Por ejemplo: CaCl_2 , KBr .
- Entropía Medida del desorden de un sistema.
- Error sistemático Error cuya fuente y valor se conoce con exactitud. Afecta la medida en una sola dirección y también se denomina error determinado.
- Espacios intermoleculares: es el término utilizado en la química y física para referirse a los espacios existentes entre las moléculas, al estar éstas en un estado básico de la materia (sólido, líquido o gaseoso).
- Estable: Que no decae. Una partícula es estable si no existe proceso por el cual la partícula desaparece y en su lugar aparece una partícula diferente.
- Estado de equilibrio Estado en el que las propiedades macroscópicas del sistema se mantienen invariables con el tiempo.
- Estado gaseoso: es el estado de agregación de la materia que no tiene forma ni volumen propio.
- Estado líquido: es un estado de agregación de la materia en forma de fluido altamente incompresible (lo que significa que su volumen es, muy aproximadamente, constante en un rango grande de presión).
- Estado sólido: es un estado de la materia que está caracterizado por un volumen y forma definidos (se resiste a la deformación).
- Factores de estabilidad nuclear: Son los factores de los que depende la estabilidad de un núcleo. Ellos son el cociente neutrón/protón y la paridad (número par o impar de protones y electrones).
- Fermentación: es un proceso catabólico de oxidación incompleta, que no requiere oxígeno, siendo el producto final un compuesto orgánico.
- Fermilab: Fermi National Accelerator Laboratory en Batavia, Illinois (cerca de Chicago). Llamado así en honor al físico,

pionero de la física de partículas, Enrico Fermi.

- Flotabilidad: Fuerza resultante, vertical y dirigida hacia arriba, ejercida por el agua sobre un cuerpo que se encuentra total o parcialmente sumergido.
- Fórmula empírica Fórmula que informa de los elementos constituyentes y de la proporción en la que se encuentran, pero no de la cantidad real de átomos en una molécula o agrupación. Es la fórmula más simple.
- Fórmula estructural Fórmula que representa la disposición en el espacio de los enlaces entre los átomos que forman la molécula base o el ion. Es esta distribución se pueden observar los tipos de enlace y las propiedades. Para una misma fórmula molecular pueden existir diferentes fórmulas estructurales.
- Fotón: Descripción "particular" de la radiación electromagnética, que se puede comportar tanto como onda o partícula.
- Fracción molar Forma de expresar la concentración de una mezcla o disolución que indica existente entre los moles de soluto respecto de la suma de moles de la disolución.
- Fuerzas de Vander Waals Fuerza de tipo electrostático que aparecen en las interacciones entre las moléculas covalentes, sobre todo cuando presentan polaridad. Son mucho menos fuertes que los enlaces químicos. Aumenta su intensidad cuanto mayor sea la masa molecular.
- Fuerzas intermoleculares Fuerza atractivas y repulsivas existentes entre los núcleos de los átomos y los electrones que los rodean. Estas fuerzas dan lugar a grupos polarizados, dipolos, fuerzas de Van der Waals y puentes de hidrógeno.
- Fuerzas intermoleculares: se definen como el conjunto de fuerzas atractivas y repulsivas que se producen entre las moléculas como consecuencia de la polaridad que poseen las moléculas.
- Fusión Cambio de estado de sólido a líquido que se produce a una temperatura y presión determinadas y es diferente en cada sustancia pura. Se ha de suministrar calor al sólido para que se rompan las uniones del estado sólido. Así las partículas tendrán más libertad de movimiento y serán capaces de fluir, característica del estado líquido. Gas real
- Galvánico: Dícese de las corrientes eléctricas producidas por una pila voltaica.
- Galvanismo: Fenómeno por el cual se establece una corriente eléctrica continua entre dos metales, como el cobre y el cinc, cuando se hallan separados por un líquido adecuado.
- Gas Estado de la materia caracterizado por el movimiento al azar de partículas que están muy separadas.
- Gases ideales Gases que cumplen la ley general de los gases a cualquier temperatura. En un gas ideal o perfecto no hay fuerzas intermoleculares y el volumen ocupado por sus moléculas es despreciable frente al total. Si bien un gas cumple rigurosamente estas leyes, el hidrógeno, el nitrógeno y el helio se aproximan bastante a presiones bajas y temperaturas relativamente elevadas.
- Gases nobles Elementos gaseosos del grupo 18 de la tabla periódica, también denominados gases inertes. Son el helio, neón, argón, criptón, xenón y radón. Se caracterizan por tener 8 electrones en la última capa (excepto el helio que sólo tiene dos), lo que confiere gran inercia química. Su energía de ionización es muy alta y su afinidad es nula. Las únicas interacciones son debidas a las fuerzas de Van der Waals, que aumentan al incrementarse el número atómico. Los gases nobles se encuentran en pequeñas cantidades en la atmósfera.
- Gel Coloide formado por una sustancia dispersa líquida y un medio de dispersión sólido. La sustancia dispersa presenta una estructura molecular de fibras trenzadas que encierran al medio de dispersión. El resultado es un coloide móvil y deformable. Se pueden encontrar geles elásticos, que tienen gran capacidad de regeneración, y geles rígidos que son irreversibles.
- Gelatina Mezcla de proteínas de alto peso molecular solubles en agua. Es un componente importante del colágeno de la piel y de los huesos de los mamíferos. Se utiliza en la industria alimentaria y en la farmacéutica.
- Grado: Unidad de muy diversas escalas empíricas de medida. Centígrado: Cada una de las divisiones de la escala centígrada o Celsius de temperatura, en la que se toma como punto 0 el de fusión del hielo y como punto 100 el de ebullición del agua, dividiéndose este intervalo en 100 partes.
- Gramo: Símbolo g; Unidad fundamental de masa en el sistema cegesimal. Definición: El gramo se define como la masa de un centímetro cúbico de agua destilada a 4 grados C. Equivale a una milésima parte del kilogramo, unidad de masa del sistema internacional.
- Grupo de la tabla periódica Cada uno de los conjuntos de elementos de la tabla periódica que, situados en una columna, tienen propiedades parecidas y forman una familia. Químicamente se caracterizan por tener la misma configuración electrónica en la última capa del átomo, ésta es la causa de la similitud en sus propiedades.
- Grupo funcional Átomo o grupo de átomos que dan a un compuesto orgánico una serie de propiedades características. Las sustancias que poseen un grupo funcional reciben un nombre específico. Existen numerosos compuestos que contienen más de un grupo funcional; se denominan polifuncionales.
- Halógenos Familia de elementos pertenecientes al grupo VIIA de la tabla periódica. Forman sales con los elementos alcalinos y los alcalinotérreos y de allí su nombre.
- Haluros Combinaciones binarias de un halógeno con elementos más electropositivos. Se pueden dividir en dos grupos: haluros covalentes y haluros iónicos. El primero corresponde a las combinaciones del halógeno con un no metal, incluyendo la combinación entre dos halógenos o compuestos interhalogenados. Los segundos se dan especialmente en las combinaciones de halógeno con elemento alcalino o alcalino-térreo.
- Heterogéneo Término que se aplica a los sistemas en los que existen varias fases. Un sistema heterogéneo no se considera una solución química.
- Hidratación Combinación de las moléculas del agua con los iones o moléculas polares del soluto en el proceso de disolución. Se realiza mediante interacciones electrostáticas o a través de puentes de hidrógeno. El agua tiene un momento dipolar relativamente alto, es una molécula pequeña y su carga es alta, por lo que se consigue una acción envolvente eficaz.

- Hidrogenación Reacción de adición de una molécula de hidrógeno a un enlace múltiple carbono-carbono en presencia de catalizadores metálicos. Los dobles y triples enlaces aislados son los que reducen con mayor facilidad. Los alquenos conjugados y los sistemas aromáticos son más difíciles de hidrogenar.
- Inerte Término que se aplica a las sustancias químicas que prácticamente no reaccionan con ninguna otra o sólo lo hacen bajo condiciones extremas. Por ejemplo, los gases nobles.
- Ion: Átomo o agrupación de átomos que por pérdida o ganancia de uno o más electrones adquiere carga eléctrica.
- Isomería Fenómeno por el que algunos compuestos tienen la misma fórmula molecular pero distinta fórmula estructural, es decir, presentar una diferente disposición en el espacio de sus átomos. Estos compuestos tienen propiedades físicas y química distintas. La isomería plana es aquella en la que la diferente disposición de los enlaces se distribuye en el mismo plano. La estereoisomería es aquella en la que la distribución de los enlaces diferentes tiene lugar en espacio tridimensional.
- IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada.) Organismo encargado de definir políticas relacionadas con los términos propios del que hacer químico.
- Joule (J): Unidad derivada del SI. El joule es el trabajo efectuado cuando el punto de aplicación de 1 newton se desplaza una distancia de 1 metro en la dirección de la fuerza.
- Julio - La unidad de energía. Se define como el trabajo hecho cuando una fuerza de un newton mueve un objeto a través de un metro de distancia.
- Kelvin: Símbolo K: Denominado así en honor a William Thomson, (Lord Kelvin). Unidad de temperatura termodinámica del Sistema Internacional de Unidades (SI). Definición: El kelvin es la fracción $1/273,16$ de la temperatura termodinámica del punto triple del agua.
- Kilocaloría: Símbolo kcal: Unidad de medida de la energía calorífica equivalente a 1.000 calorías.
- Kilogramo por metro cúbico: Símbolo kg/m^3 : Unidad de masa en volumen. Definición: Un kilogramo por metro cúbico es la masa en volumen de un cuerpo homogéneo cuya masa es de un kilogramo y el volumen de un metro cúbico (m^3).
- Kilogramo: Símbolo kg: Unidad de masa del Sistema Internacional de Unidades (SI). Definición: El kilogramo es igual a la masa del prototipo internacional del kilogramo. Patrón: Masa de un cilindro de platino e iridio que se conserva en la Oficina Internacional de Pesas y Medidas de Sèvres.
- Laser: Dispositivo para la generación de haces de luz coherente y la radiación generada por él. Su nombre se deriva de las palabras Light Amplification by Stimulated Emission of Radiation (amplificación de la luz por medio de emisión estimulada de radiaciones).
- Ley de Boyle Establece que a temperatura constante (proceso isotérmico), el volumen de una muestra de gas es inversamente proporcional a su presión.
- Ley de Dalton: Ley según la cual, en una mezcla de gases que no reaccionan entre sí, la presión total ejercida por la mezcla es igual a la suma de las presiones parciales que ejercería cada uno de ellos si ocupara el volumen total del conjunto. Referida a las proporciones múltiples, la ley expone que los pesos de un elemento que se unen con el peso fijo de otro elemento para formar diferentes compuestos están entre sí en la relación de números enteros sencillos.
- Ley de Faraday Ley enunciada por Faraday en 1833 como resultado de sus investigaciones acerca de la producción de cambios químicos con electricidad. "La masa de sustancia que se deposita en un electrodo de una celda electroquímica, es proporcional a la cantidad de corriente que circula por la celda".
- Ley Periódica Las propiedades de los elementos químicos son función periódica de sus números atómicos.
- LHC: El Gran Colisionador de Hadrones del laboratorio CERN en Génova, Suiza. El LHC colisionará protones contra protones, a energías en el centro de masa del orden de los 14 tev. Cuando sea completado, en el año 2004, será el acelerador de partículas más poderoso del mundo. Se espera que permitirá descifrar muchos de los secretos de la física de partículas.
- Líquido Estado de la materia en que las moléculas están cerca pero pueden cambiar su posición con facilidad.
- Litro Símbolo L: Unidad de capacidad del sistema métrico decimal, equivalente al contenido de un decímetro cúbico.
- Longitud de onda Distancia entre dos ondas sucesivas.
- Luz Radiación electromagnética con longitud de onda entre 4×10^{-7} y 7×10^{-7} metros.
- Masa en reposo: La masa en reposo (m) de una partícula es la masa dada por la energía de la partícula aislada (libre), en reposo, dividida por el cuadrado de la velocidad de la luz. Cuando los físicos de partículas usan la palabra "masa," siempre se refieren a la "masa en reposo" (m) del objeto en cuestión.
- Masa Medida de la cantidad de materia que posee un cuerpo. La masa es la misma en cualquier lugar donde se encuentre el cuerpo. Su unidad en el Sistema Internacional es el kilogramo (kg). En química se usa el gramo (g)
- Masa molecular o peso molecular Es la suma de las masa atómica de cada uno de los átomos que constituyen a una molécula. El peso molecular en unidades de masa atómica es numéricamente igual al peso molar (mol) en gramos de un compuesto.
- Materia Todo aquello que posee masa y ocupa un lugar en el espacio. Los rayos catódicos se componen de materia ya que son electrones.
- Mecánica cuántica: Las leyes físicas que se aplican en las escalas muy pequeñas. El rasgo esencial es que la carga eléctrica, el ímpetu, y el ímpetu angular, así como las otras cargas, vienen en cantidades discretas llamadas cuantos.
- Metales alcalinos Denominación del conjunto de los elementos del grupo 1 de la tabla periódica. Se caracterizan por obtener un electrón en su orbital más externo. Son elementos metálicos blandos, buenos conductores del calor y de la electricidad. Además son ligeros y presentan puntos de fusión bajos.
- Metales alcalinotérreos Denominación del conjunto de los elementos del grupo 2 de la tabla periódica. Todos los elementos pertenecientes a este grupo tienen dos electrones en su orbital más externo. Sus propiedades físicas y químicas

son similares a la de los metales alcalinos, aunque son más densos y duros.

- **Metales** Conjunto de elementos que se caracterizan por presentar enlace metálico y una serie de características físicas y químicas comunes. Los metales presentan el 80% de los elementos de la tabla periódica y, en general, son sustancias sólidas cristalinas. Internamente los átomos del metal ocupan nodos de una red tridimensional, con los electrones de valencia compartidos por todos los átomos (enlace metálico).
- **Metaloides** Elemento con propiedades intermedias entre los metales y los no metales, por ejemplo: B, Si, Ge, Sb y Te
- **Mezcla** Combinación de varias sustancias tal que los componentes conservan sus propiedades y se pueden separar por métodos físicos. Si la mezcla está formada por una sola fase, es una mezcla homogénea. Una mezcla homogénea sólida entre metales se denomina aleación, y si la fase resultante es líquida se denomina disolución. Si la mezcla está formada por más de dos fases recibe el nombre de mezcla heterogénea, esta no es uniforme a la subdivisión y sus componentes se pueden apreciar a simple vista.
- **Mol** Cantidad de sustancia equivalente a la masa atómica o molécula expresada en gramos del elemento o compuesto y que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas (número de avogadro).
- **Molaridad** Forma de expresar la concentración de una disolución que indica el número de moles de soluto contenido en 1 litro de disolución. Se presenta por la letra M. Es la forma más habitual de expresar la concentración de las disoluciones, se la conoce también con el nombre molar o simplemente concentración.
- **Molécula** Agrupación de dos o más átomos unidos mediante enlace covalente que forma una partícula más pequeña que identifica a un compuesto o a un elemento en estado libre. Las moléculas más simples son las diatómicas, que corresponde a la forma estable de algunos elementos gaseosos como el hidrógeno.
- **Neutra**: Tener una carga neta igual a cero. Si no se especifica lo contrario, usualmente se refiere a cargas eléctricas.
- **Neutralización** Reacción química entre un ácido y una base tal que se obtiene $\text{pH}=7$. En esencia se trata la combinación del ión H_3O^+ con el ión OH^- para dar agua. La reacción de neutralización es una de las más importantes del análisis volumétrico.
- **Neutrón** Partícula elemental situada en el núcleo del átomo, de masa $1,675 \cdot 10^{-24}$ g y sin carga eléctrica. Aunque en general los neutrones son estables en el interior de los átomos, en un proceso radioactivo un neutrón se desintegra por dar un protón y un electrón.
- **Nivel de energía** Estado energético característico del electrón en un átomo. El nivel se representa mediante el número cuántico principal.
- **No metales** Conjunto de elementos que no presentan las propiedades de los metales. Se sitúan en la parte superior derecha de la tabla periódica. Pueden presentarse en cualquier estado físico. Sus propiedades son, en buena parte, inversas a las de los metales, son malos conductores eléctricos y térmicos, no tienen brillo metálico, no emiten electrones al ser calentados, ni al incidir luz sobre ellos, y no son dúctiles ni maleables en estado sólido.
- **Nomenclatura** Serie de normas establecidas a nivel internacional por la IUPAC para nombrar y representar las diferentes sustancias químicas.
- **Normalidad** Forma de expresar la concentración de una disolución que indica el número de equivalentes de soluto disueltos en un litro de disolución. Se presenta por la letra N. Se usa en análisis químico y reacciones ácido-base o redox, pero se tiende a sustituir por molaridad o concentración molar.
- **Nube electrónica** Región de carga negativa alrededor de un núcleo atómico, asociada con un determinado orbital atómico.
- **Núcleo atómico** Parte central del átomo que contiene la mayor parte de la masa y la carga positiva. El núcleo más sencillo es el del isótopo protio del elemento hidrógeno, que solo contiene un protón. La inestabilidad del núcleo da lugar a las reacciones nucleares o procesos radioactivos. Está formado por protones y neutrones, los cuales se mantienen unidos por las llamadas fuerzas nucleares.
- **Número atómico** Número de protones contenidos en el núcleo de un átomo. Se simboliza por Z. coincide numéricamente con el número de electrones de la corteza en estado neutro. El número atómico es la propiedad característica que permite identificar al elemento.
- **Número de Avogadro** Cantidad de partículas (átomos, moléculas, iones) contenidas en un mol de sustancias. Se representa por N_A y es igual a $6,023 \cdot 10^{23}$.
- **Número de oxidación** Cifra que se asigna a un átomo, una molécula o un ion y que refleja, cualitativamente, su estado de oxidación
- **Número másico** Número de protones más neutrones que tiene el núcleo de un átomo. Se simboliza por A, conocido el número atómico Z y el másico A, se puede determinar el número de neutrones.
- **Número másico**: Suma del número de protones y neutrones en un átomo específico.
- **Órbita** Trayectoria circular o elíptica descrita por el electrón alrededor del núcleo del átomo, según el modelo atómico de Borh, es un concepto determinista que ha sido sustituido en las modernas teorías cuánticas por el orbital.
- **Orbital** Región del espacio donde existe una cierta probabilidad de encontrar el electrón. También se representan como espacios de densidad electrónica.
- **Orden de reacción** Número al que están elevadas las concentraciones de las sustancias en la ecuación que permite el cálculo de la velocidad de reacción. Es un valor experimental que puede coincidir o no con los coeficientes estequiométricos de la reacción.
- **Ósmosis** Fenómeno que consiste en el paso del solvente de una solución de menor concentración a otra de mayor concentración que las separa una membrana semipermeable, a temperatura constante.
- **Oxidación**: es la reacción química a partir de la cual un átomo, ión o molécula cede electrones; entonces se dice que aumenta su estado de oxidación.

- Oxidante Sustancia que tiende a ganar electrones de otra sustancia, el reductor. El oxidante oxida a otras sustancias y a su vez se reduce, lo que disminuye su número de oxidación. La fortaleza de un oxidantes es relativa y depende de con quien reacciona y en qué medio se realiza, en medio ácido los oxidantes so más enérgecos.
- Óxidos Compuestos binarios formados por el oxígeno y otro elemento, en lo que el oxígeno actúa con número de oxidación -2. los óxidos metálicos resultan de combinar un metal con un oxígeno, son compuestos iónicos sólidos y tienen propiedades básicas. Los óxidos no metálicos son el resultado de combinar un elemento no metálico con el oxígeno, forman compuestos covalentes con enlaces polarizados hacia el oxígeno y se presentan como gases o como líquidos.
- Oxígeno Elemento químico de símbolo O, perteneciente al grupo 16 de la tabla periódica, de número atómico 8 y masa atómica 15,999. Es el elemento más abundante de la corteza terrestre, se presenta como un gas incoloro, inodoro e insípido. La molécula esta formada por dos átomos de oxígeno unidos mediante un enlace doble covalente muy fuerte, con comportamiento paramagnético. Se utiliza en la industria siderúrgica para la fabricación del acero, en la industria química para dar lugar a gran cantidad de compuestos oxigenados, como el metanol, en la industria aeroespacial como combustible, en soldadura y medicina.
- Oxoácido Compuestos ácidos que poseen átomos de oxígenos unidos al elemento central y en los que el hidrógeno causante de la acidez están unidos al oxígeno.
- Papel tornasol Cinta impregnada del indicador tornasol que sirve para verificar si una solución es ácida o básica. El tornasol rojo cambia a color azul en presencia de una base.
- Pares libres Electrones de valencia que no forman parte del enlace. También se denominan pares solitarios. Algunas veces, con ellos, el átomo forma enlaces dativos.
- Partícula fundamental: Una partícula sin subestructura interna. En el Modelo Standard los quarks, leptones, fotones, gluones, bosones W+, W-, y Z son fundamentales. Todos los demás objetos están hechos a partir de éstos.
- Partícula subatómica: Cualquier partícula pequeña, comparada con el tamaño de un átomo.
- Partículas energéticas: Electrones, iones, o átomos que tienen energías muy superiores a las esperadas considerando la temperatura del gas del cual provienen. En Física Espacial, "energético" generalmente significa energías de kilo- a giga-electronvolt.
- Peso Fuerza con que son atraídos los cuerpos hacia el centro de la tierra con aceleración igual a la de la gravedad, equivale al producto de la masa por la gravedad: $w = mg$. Un hombre en la luna pesa 1/6 de su peso en la tierra.
- Ph $pH = -\log \{ H^+ \}$. Menos el logaritmo de base 10 de la concentración molar de iones hidrógeno o hidronio (H_3O^+); $pH = \log 1/ \{ H^+ \}$. Indica la concentración de hidrogeniones o de iones hidroxilo en una solución acuosa. Puede tener valores de 0 a 14. Un pH de 7 corresponde a la neutralidad, la acidez a un pH menor de 7 y la alcalinidad a un pH mayor de 7.
- Pigmento: Material que absorbe luz de diversos colores de forma selectiva.
- Plasma Estado de la materia caracterizado porque todos sus átomos están ionizados, aunque el sistema es eléctricamente neutro. El plasma es un fluido, ya que los electrones y los iones positivos resultantes de la ionización circulan libre y caóticamente, de forma similar a como lo hacen moléculas de un gas.
- Por lo que respecta a diamantes, su peso suele expresarse por puntos, 100 puntos = 1 quilate.
- Ppm Partes por millón. Forma de medir concentraciones pequeñas. 300 ppm equivalen a 0,03%.
- Precipitación Reacción química consistente en la formación de un sólido dentro de una disolución. Puede producirse por evaporación parcial del disolvente de forma que la disolución resultante supere la saturación, por adición de una sal que contenga un ion común con la sustancia disuelta, o mediante la reacción química entre disoluciones solubles pero que contienen iones que dan lugar a sustancias insolubles.
- Precipitado Sustancia formada cuando un sólido se deposita en el fondo de un recipiente debido a que ha tenido lugar una reacción química o que se ha superado la saturación de la disolución.
- Presión atmosférica Presión ejercida por la mezcla de gases que forman la atmósfera. Su valor es muy grande, pero como actúa en todas las direcciones se equilibra.
- Presión parcial Presión ejercida por una gas y una mezcla de gases ideales. Equivale a la que haría este gas si en solitario y a la misma temperatura ocupara el mismo volumen que ocupa la mezcla.
- Presión Es la fuerza ejercida por unidad de área.
- Principio de Exclusión de Pauli: vea fermiones
- Principio de incertidumbre: El principio cuántico, formulado por primera vez por Heisenberg; establece que no es posible saber exactamente la posición x y el ímpetu p de un objeto al mismo tiempo. Lo mismo sucede con la energía y el tiempo.
- Proceso reversible Reacción química o cambio físico en la que los productos pueden reaccionar para volver a dar las sustancias iniciales, de modo que se establece un proceso dinámico en ambos sentidos. Se alcanza el equilibrio cuando las dos velocidades se igualan.
- Producto iónico Multiplicación de las concentraciones reales del catión y del anión en equilibrio, elevadas a la potencia apropiada. Si el producto iónico es mayor que el K_{ps} se formará un precipitado.
- Protón Partícula subatómica de carga positiva que está presente en el núcleo de los átomos. Un núcleo con carga eléctrica Z contiene Z protones; por eso el número de protones es lo que distingue los diferentes elementos químicos.
- Quanto: teoría matemática creada originalmente introducido por Max Plank (1900) Para explicar la radicación del cuerpo negro de los cuerpos mas calientes.
- Quelantes Sustancias químicas que provocan que partículas pequeñas se unan entre sí para formar una mayor que precipita con más facilidad. También se suelen llamar floculantes.

- Química Ambiental Área de la química que estudia el comportamiento y la conservación del medioambiente. Problemas como la lluvia ácida, la contaminación atmosférica urbana, aguas servidas, el efecto invernadero, la destrucción de la capa de ozono, el cambio climático, entre muchos otros, son los temas que aborda. Investigando los procesos químicos y las interacciones que tienen lugar en el medio ambiente global, o en alguno de sus compartimentos: la atmósfera, la hidrósfera, la litósfera y la biósfera.
- Química Ciencia que estudia la composición, la estructura y las propiedades de la materia, así como los cambios que se producen en ella.
- Química física Rama de la química que estudia las propiedades químicas de las sustancias desde el punto de vista físico. A nivel macroscópico lo hace mediante la cinética química y la termodinámica, mientras que a nivel atómico lo hace mediante la mecánica cuántica.
- Química inorgánica Rama de la química que estudia los elementos y los compuestos inorgánicos presentes en las rocas y los minerales, sus propiedades y reacciones que producen.
- Química orgánica Rama de la química que estudia los compuestos derivados del carbono; se han de exceptuar los carbonatos, que son compuestos inorgánicos. Los compuestos contienen básicamente carbono e hidrógeno, así como funciones orgánicas con elementos como el oxígeno, el nitrógeno.
- Quiralidad: Base de las actividad óptica.
- Radiación electromagnética: Campos eléctricos y magnéticos oscilantes que se propagan a la velocidad de la luz. Ondas de radio, radiación infrarroja, luz, radiación ultravioleta, rayos-x, y rayos gama son algunas formas de radiación electromagnética. El elemento básico de esta radiación es el fotón.
- Radiación, dosis de: Medida de la cantidad de exposición a la radiación. En caso de sobredosis puede producir daño microscópico en los materiales.
- Radio atómico Mitad de la distancia entre dos núcleos de un mismo elemento unidos entre sí. Se considera una propiedad periódica: aumenta hacia abajo dentro de su grupo y disminuye de izquierda a derecha en un período.
- Reacción Proceso por el cual uno o más elementos o compuestos químicos (reactivos) forman otras sustancias nuevas (productos).
- Reacción química Transformación que sufren sustancias químicas, denominadas reactivos, cuando dan lugar a nuevas sustancias, denominadas productos, con propiedades diferentes a las sustancias iniciales. Se produce una reorganización de los enlaces químicos que origina sustancias nuevas.
- Reducción Semirreacción en la cual la sustancia involucrada gana electrones. En una reducción hay una disminución del número de oxidación.
- Regla del octeto Regla que establece que al formarse un enlace, la mayoría de los átomos adquiere un grupo estable de ocho electrones en su último nivel (como en un gas noble).
- Relación estequiométrica Proporción en la que se combinan los reactivos de una reacción o proporción en la que se forman los productos. Para una reacción específica, la relación estequiométrica es una constante.
- Símbolo atómico o símbolo químico Es la representación simbólica que lo identifica universalmente y corresponde a la letra inicial mayúscula de su nombre latino seguida de una segunda letra minúscula, cuando es necesario .
- Sistema abierto: Es todo sistema que permite transferencia de masa y energía con el entorno.
- Sistema aislado: Todo sistema que no intercambia materia ni energía con el alrededor.
- Sistema cerrado: Un sistema cerrado sólo intercambia energía con el alrededor.
- Sistema químico Es toda porción de materia que interesa estudiar, delimitada por una superficie cerrada, real a ficticia, a través de la cual puede, o no, intercambiar materia y/o energía con su medio o alrededor.
- SLAC: El centro donde se encuentra el acelerador lineal de Stanford (Stanford Linear Accelerator Center); localizado en Stanford, California.
- Solidificación: Proceso de transformación de un líquido en sólido por desprendimiento de calor.
- Sólido Estado de la materia en que las partículas están cerca y en posiciones fijas unas con otras.
- Spin: Ímpetu angular intrínseco, en unidades de h -barra, donde $h\text{-barra} = h/2\pi = 6.58 \times 10^{-34}$ Js.
- Subíndices Números enteros que aparecen en la fórmula química de un compuesto e indican el número relativo de átomos presentes en la molécula.
- Sublimación Propiedad que tienen ciertos sólidos de evaporarse sin pasar por el estado líquido. El yodo se sublima a temperatura ambiente. La sublimación es un proceso endotérmico.
- Suspensión Dispersión coloidal de partículas sólidas en un líquido. Las partículas suspendidas son visibles con una lupa e incluso a simple vista. Una suspensión se caracteriza por tener una velocidad de sedimentación alta; esta velocidad aumenta con el tamaño de las partículas dispersas y es fácilmente separable por decantación o filtración.
- Sustancia Porción de materia pura de composición química definida e imposible de separar por métodos físicos. Las sustancias pueden ser elementos o compuestos.
- Temperatura absoluta Temperatura basada en la escala Kelvin o absoluta de temperaturas, en la que se define un punto referencial, el cero absoluto, que equivale a $-273,16^\circ\text{C}$. La temperatura expresada en Kelvin se obtiene: $T(\text{K}) = t(^{\circ}\text{C}) + 273,16$.
- Temperatura - Medida de la energía cinética de las partículas.
- Teoría: Conjunto de leyes científicas que explican un determinado fenómeno.
- Termodinámica Rama científica que estudia la relación entre la energía, el calor transferido y el trabajo desarrollado en los procesos que tienen lugar en la naturaleza.
- Termodinámica: Estudio de los sistemas en relación a la factibilidad de los procesos que ocurren en ellos y a los intercambios de energía que en una transformación, cualquiera sea su naturaleza, tiene lugar entre el sistema y su

entorno.

- **Termología:** Parte de la física que trata de todos los fenómenos en los que interviene el calor.
- **Termómetro** Instrumento utilizado para medir la temperatura de un cuerpo. Consta de un tubo de vidrio graduado que contiene un líquido dilatante, como mercurio o alcohol. Al aumentar la temperatura, el líquido se dilata y sube desde el bulbo en el que se encuentra.
- **Tiempo de vida media** Tiempo que tarda en consumirse la mitad de un reactivo en una reacción. En las reacciones de desintegración radiactiva el tiempo de vida media es una constante.
- **Unidad de Cantidad de Sustancia:** El mol es la cantidad de materia contenida en un sistema y que tiene tantas entidades elementales como átomos.
- **Unidad de masa atómica** Unidad de masa que equivale a $1/12$ de la masa de un átomo de ^{12}C . Por definición, un átomo de ^{12}C tiene una masa exacta de 12 u.
- **Unidad de masa atómica:** Es usada para comparar las masas relativas de los átomos
- **Unidad de Masa:** El kilogramo (kg) es la masa del prototipo internacional de platino iridiado que se conserva en la Oficina de Pesas y Medidas de París.
- **Unidad de Temperatura Termodinámica:** El Kelvin (K) es la fracción $1/273,16$ de la temperatura termodinámica del punto triple del agua.
- **Valencia de elemento** Se define como el número de átomos de hidrógeno que pueden unirse con un átomo de dicho elemento o ser sustituido por él. La valencia de un no metal se considera negativa si está combinada con metales o hidrógeno, y positiva cuando se combina con un no metal más electronegativo que él. Con el hidrógeno se toma la menor de las que posee con el oxígeno. No debe confundir valencia con estado o número de oxidación: En los compuestos: CH_4 , CHCl_3 y CCl_4 la valencia del carbono en todos ellos es 4 mientras que su estado o número de oxidación es: - 4, +2 y +4.
- **Valoración de residuos:** Se denominan así a los procesos que permiten aprovechar los residuos para obtener de ellos nuevos productos u otros rendimientos útiles.
- **Vapor** Gas cuya temperatura está por debajo de la crítica. Un vapor puede licuarse por efecto de un aumento de la presión, pero un gas no.
- **Vaporización:** es el cambio de estado de líquido a gaseoso. Hay dos tipos de vaporización: la ebullición y la evaporación.
- **Viscosidad** Propiedad que mide la resistencia interna de un fluido a que sus capas de moléculas se deslicen unas sobre otras.
- **Volátil** Término que se aplica a un líquido que se evapora con facilidad. Los líquidos volátiles tienen alta presión de vapor. Por ejemplo, acetona, éter.
- **Volumen molar** Volumen que ocupa 1 mol de la una sustancia. En el caso de sólidos y líquidos, este volumen depende de su densidad. En cambio, el volumen molar es el mismo para cualquier gas si las condiciones de presión y temperatura son las mismas, en condiciones normales, el volumen molar de un gas es de 22,4 l.
- **Volumen molar:** Cociente entre la masa de un mol de elemento y su densidad.

UNIDAD 1. LAS MAGNITUDES FÍSICAS Y SU MEDIDA

El sistema métrico decimal

El sistema internacional de unidades

Conversiones de unidades con factores de conversión. Unidades compuestas

Magnitudes escalares y vectoriales.

Operaciones básicas con vectores. Suma, resta, producto por un escalar. Vectores de igual dirección o de direcciones perpendiculares

Ejemplos físicos de operaciones con vectores: composición de fuerzas y composición de velocidades

<https://yosoytuprofe.com/2016/10/19/las-magnitudes-fisicas-y-sus-medidas/>

Podemos interpretar los fenómenos de la naturaleza gracias a que los cuerpos poseen propiedades que pueden ser **medidas**. Por ello, hoy estudiaremos las magnitudes físicas y sus medidas .

¿Qué es una magnitud física?

Una **magnitud física** es todo aquello que se puede medir. Entendiendo por **medir** la comparación de una magnitud con otra de la misma especie que se toma como unidad.

Debemos saber que existen dos tipos de magnitudes:

Las **magnitudes básicas o fundamentales**: son aquellas que se definen por sí mismas y son independientes de las demás. Ej: tiempo.

Las **magnitudes derivadas**: son aquellas que se obtienen a partir de las magnitudes fundamentales mediante expresiones matemáticas. Ej: velocidad= distancia/tiempo

Las **unidades de medida** son aquellos valores de referencia que nos sirven para comparar las magnitudes físicas y a la que se le asigna valor 1. El resultado de una medida **debe ir siempre** acompañado de su unidad de medida.

TABLA. Unidades básicas en el SI

Magnitud básica	Unidad	Abreviatura
Longitud	metro	m
Masa	Kilogramo	Kg
Tiempo	segundo	s
Temperatura	Kelvin	K
Intensidad de corriente	Amperio	A

El **metro** se define como la longitud igual a cierto número de veces (1650763,73) la longitud de onda en el vacío de la luz anaranjada que emite el Kriptón-86.

El **kilogramo** es la masa del kilogramo patrón que se conserva en Sévres y que es un cilindro de platino e iridio sancionado por la III Conferencia general de pesas y medidas.

El **segundo** se mide utilizando el movimiento de los electrones en los átomos. Es el tiempo que tarda un electrón del átomo de Cesio-133 en moverse entre dos niveles electrónicos (9192631270 periodos de la radiación correspondiente a la transición entre los niveles electrónicos del estado fundamental del Cesio).

El **Amperio** se define como la intensidad de corriente que circula por dos conductores rectilíneos y paralelos separados a una distancia de un metro cuando la fuerza mutua que actúa entre ellos es de $2 \cdot 10^{-7}$ Newton por metro de cada conductor en el vacío.

Una buena unidad de medida debe cumplir:

Ser siempre constante, no debe depender del tiempo ni de las personas que realice la medida.

Es universal, es decir, poder ser utilizada en cualquier parte del mundo.

Debe ser fácil de reproducir.

TABLA. Múltiplos y submúltiplos de las unidades del SI

Prefijo	Símbolo	Potencia
tera	T	10^{12}
giga	G	10^9
mega	M	10^6
kilo	k	10^3
hecto	h	10^2
deca	da	10^1
deci	d	10^{-1}
centi	c	10^{-2}
mili	m	10^{-3}
micro	μ	10^{-6}
nano	n	10^{-9}
pico	p	10^{-12}

Muchas veces es necesario transformar las unidades, bien porque no están en el SI, bien porque lo necesitemos por comodidad. Para realizar estas transformaciones de unas unidades a otras utilizamos los factores de conversión.

El factor de conversión es una fracción igual a la unidad que expresa la equivalencia entre dos unidades. Ej: $1000\text{m}/1\text{km}=1$

TABLA. Factores de conversión

$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$	$1 \text{ h} = 3600 \text{ s}$
$1 \text{ kp} = 9,8 \text{ N}$	$1 \text{ kWh} = 3,6 \cdot 10^6 \text{ J}$
$1 \text{ CV} = 735,5 \text{ W}$	$1 \text{ mol de gas (c.n.)} = 22,4 \text{ L}$

TABLA. Unidades derivadas en el SI

Magnitud	Unidad	Símbolo
Superficie	metro cuadrado	m ²
Volumen	metro cúbico	m ³
Densidad	kilogramo por metro cuadrado	kg. m ⁻³
Velocidad	metro por segundo	m.s ⁻¹
Aceleración	metro por segundo al cuadrado	m.s ⁻²
Fuerza	newton	N
Energía, trabajo	julio	J
Potencia	vatio	W
Carga eléctrica	culombio	C
Intensidad del campo magnético	newton por culombio	N.C ⁻¹
Potencial eléctrico	voltio	V
Resistencia eléctrica	ohmio	Ω

Factores de conversión para unidades compuestas

Los factores de conversión también sirven para convertir unidades compuestas como la velocidad, por ejemplo km/h en m/s, o el flujo de volumen, por ejemplo μL/min (microlitros por minuto) en mL/h (mililitros/hora).

Por ejemplo, vamos a convertir 200μL/min a mL/h. Lo primero es encontrar las igualdades que nos serán necesarias: ¿cuanto es un mili?, ¿cuanto es un micro?, ¿cuantos minutos hay en una hora?:

$$1\text{m} = 10^{-3} = 0,001$$

$$1\mu = 10^{-6} = 0,000001$$

$$1\text{h} = 60\text{min}$$

cada una de estas igualdades la convertiremos en un factor de conversión como ya sabemos hacer, una fracción que multiplicará a los 200μL/min. ¿Qué hay que poner en el numerador, y qué en el denominador?

Como queremos eliminar μ (micro) del numerador, tanderemos que poner la μ en el denominador, es decir, usaremos el factor 10⁻⁶/μ.

Como queremos eliminar los minutos para poner las horas, y los minutos están en el denominador, en el factor de conversión los minutos tendrán que aparecer en el numerador: 60min/h

Finalmente, como queremos poner los milis (m) en el numerador, pues ponemos el factor de conversión con m en el numerador, es decir 1m/10⁻³.

El resultado será

$$200 \cdot \mu\text{L}/\text{min} \cdot 10^{-6}/1\mu \cdot 60\text{min}/1\text{h} \cdot 1\text{m}/10^{-3} = 200 \cdot (10^{-6} \cdot 60)/10^{-3} \cdot (\mu \cdot \text{L} \cdot \text{min} \cdot \text{m})/(\text{min} \cdot \mu \cdot \text{h}) = 200\text{mL}/\text{h}$$

observar que los minutos y el prefijo μ se cancelan. Aplicando los factores de conversión nos olvidamos por completo de las habituales dudas ¿hay que multiplicar o dividir? que conducen a errores.

otros ejemplos

Queremos pasar 2 horas a minutos:

$$2 \text{ horas} \cdot \frac{60 \text{ minutos}}{1 \text{ hora}} = 120 \text{ minutos}$$

FACTOR DE CONVERSIÓN

Para convertir esta cantidad lo que hacemos es poner la unidad que queremos eliminar en el denominador y la unidad a la que queremos convertir en el numerador, para así poder multiplicar el 2 con el numerador que es 60 y

asi obtener el valor de 120 minutos

Queremos pasar 30 cm a m:

$$30 \cancel{\text{cm}} \cdot \frac{1 \text{ m}}{100 \cancel{\text{cm}}} = 0,3 \text{ m}$$

FACTOR DE CONVERSIÓN

Queremos pasar 120 km/h a m/s:

$$120 \frac{\cancel{\text{km}}}{\cancel{\text{hora}}} \cdot \frac{1000 \text{ m}}{1 \cancel{\text{km}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{hora}}}{3600 \text{ s}} = 33,3 \text{ m/s}$$

FACTOR DE CONVERSIÓN de km a m FACTOR DE CONVERSIÓN de horas a segundos

EJERCICIOS DE REPASO. CAMBIO DE UNIDADES

1.- Expresa en unidades del SI las siguientes medidas:

a) $20,3 \text{ dam}^2$. $20,3 \cancel{\text{dam}^2} \cdot \frac{1 \text{ m}^2}{10^2 \cancel{\text{dam}^2}} = 2,03 \cdot 10^{-1} \text{ m}^2$.

b) $2,5 \text{ mm}^3$. $2,5 \cancel{\text{mm}^3} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^9 \cancel{\text{mm}^3}} = 2,5 \cdot 10^{-9} \text{ m}^3$.

c) $1,7 \text{ g/cm}^3$. $1,7 \frac{\cancel{\text{g}}}{\cancel{\text{cm}^3}} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \cancel{\text{g}}} \cdot \frac{10^6 \cancel{\text{cm}^3}}{1 \text{ m}^3} = 1,7 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3$.

d) 72 km/h . $72 \frac{\cancel{\text{km}}}{\cancel{\text{h}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{h}}}{3600 \text{ s}} \cdot \frac{10^3 \text{ m}}{1 \cancel{\text{km}}} = 20 \text{ m/s}$.

2.- Expresa en unidades del SI las siguientes medidas. Utiliza la notación científica.

a) 20 km/min . $20 \frac{\cancel{\text{km}}}{\cancel{\text{min}}} \cdot \frac{10^3 \text{ m}}{1 \cancel{\text{km}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{min}}}{60 \text{ s}} = \frac{1}{3} \cdot 10^3 \text{ m/s}$.

b) 70 cm^3 . $70 \cancel{\text{cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^6 \cancel{\text{cm}^3}} = 7 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3$.

c) $1,3 \text{ g/ml}$. $1,3 \frac{\cancel{\text{g}}}{\cancel{\text{ml}}} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \cancel{\text{g}}} \cdot \frac{10^3 \cancel{\text{ml}}}{1 \cancel{\text{l}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{l}}}{1 \cancel{\text{dm}^3}} \cdot \frac{10^3 \text{ dm}^3}{1 \text{ m}^3} = 1,3 \text{ kg/m}^3$.

d) $63,5 \text{ cm}^2$. $63,5 \cancel{\text{cm}^2} \cdot \frac{1 \text{ m}^2}{10^4 \cancel{\text{cm}^2}} = 6,35 \cdot 10^{-3} \text{ m}^2$.

e) $245,8 \text{ dm}^3$. $245,8 \cancel{\text{dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \cancel{\text{dm}^3}} = 2,5 \cdot 10^{-1} \text{ m}^3$.

f) $0,8 \text{ g/cm}^3$. $0,8 \frac{\cancel{\text{g}}}{\cancel{\text{cm}^3}} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \cancel{\text{g}}} \cdot \frac{10^6 \cancel{\text{cm}^3}}{1 \text{ m}^3} = 8 \cdot 10^2 \text{ kg/m}^3$.

g) 5 cm^3 . $5 \cancel{\text{cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^6 \cancel{\text{cm}^3}} = 5 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$.

h) $0,02 \text{ g/cm}^3$. $0,02 \frac{\cancel{\text{g}}}{\cancel{\text{cm}^3}} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \cancel{\text{g}}} \cdot \frac{10^6 \cancel{\text{cm}^3}}{1 \text{ m}^3} = 2 \cdot 10^1 \text{ kg/m}^3$.

i) $0,05 \text{ km}^2$. $0,05 \cancel{\text{km}^2} \cdot \frac{10^6 \text{ m}^2}{1 \cancel{\text{km}^2}} = 5 \cdot 10^4 \text{ m}^2$.

3.- Realiza los siguientes cambios de unidades:

- a) 25 cm^3 a m^3 . $25 \cancel{\text{cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^6 \cancel{\text{cm}^3}} = 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3$.
- b) 5 kg/m^3 a g/cm^3 . $5 \frac{\cancel{\text{kg}}}{\cancel{\text{m}^3}} \cdot \frac{10^3 \text{ g}}{1 \cancel{\text{kg}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{m}^3}}{10^6 \cancel{\text{cm}^3}} = 5^{-3} \text{ g/cm}^3$.
- c) 10 km/h a m/s . $10 \frac{\cancel{\text{km}}}{\cancel{\text{h}}} \cdot \frac{10^3 \text{ m}}{1 \cancel{\text{km}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{h}}}{3600 \text{ s}} = \frac{1}{36} \cdot 10^2 \text{ m/s} = \frac{25}{9} \text{ m/s}$.
- d) 7 m/s a km/h . $7 \frac{\cancel{\text{m}}}{\cancel{\text{s}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{km}}}{10^3 \cancel{\text{m}}} \cdot \frac{3600 \cancel{\text{s}}}{1 \text{ h}} = 2,52 \cdot 10 \text{ km/h}$.
- e) 30 cm^2 a m^2 . $30 \cancel{\text{cm}^2} \cdot \frac{1 \text{ m}^2}{10^4 \cancel{\text{cm}^2}} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ m}^2$.
- f) $5 \cdot 10^{-4} \text{ t}$ a g . $5 \cdot 10^{-4} \cdot \frac{10^6 \text{ g}}{1 \text{ t}} = 5 \cdot 10^2 \text{ g}$.
- g) 10 kg/m^3 a g/cm^3 . $10 \frac{\cancel{\text{kg}}}{\cancel{\text{m}^3}} \cdot \frac{10^3 \text{ g}}{1 \cancel{\text{kg}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{m}^3}}{10^6 \cancel{\text{cm}^3}} = 1 \cdot 10^{-2} \text{ g/cm}^3$.
- h) 5 mg/cm^3 a kg/l . $5 \cdot \frac{\cancel{\text{mg}}}{\cancel{\text{cm}^3}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{kg}}}{10^6 \cancel{\text{mg}}} \cdot \frac{10^3 \cancel{\text{cm}^3}}{1 \cancel{\text{dm}^3}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{dm}^3}}{1 \text{ l}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ kg/l}$.
- i) 120 m/s a cm/h . $120 \frac{\cancel{\text{m}}}{\cancel{\text{s}}} \cdot \frac{3600 \cancel{\text{s}}}{1 \text{ h}} \cdot \frac{10^2 \text{ cm}}{1 \cancel{\text{m}}} = 4,32 \cdot 10^7 \text{ cm/h}$.

Fuentes:

<https://www.fisicapractica.com/magnitudes.php>

<https://www.fisic.ch/contenidos/elementos-b%C3%A1sicos-1/vectores/>

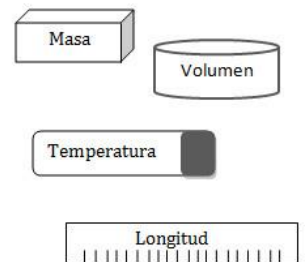
Magnitudes escalares y vectoriales

Las magnitudes son propiedades físicas que pueden ser medidas, como por ejemplo temperatura, longitud, fuerza, corriente eléctrica, etc. Encontramos dos tipos de magnitudes, las escalares y las vectoriales.

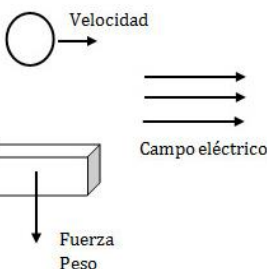
Magnitudes escalares

Las magnitudes escalares tienen únicamente como variable a un número que representa una determinada cantidad. Son aquellas que quedan definidas exclusivamente por un módulo, es decir, por un número acompañado de una unidad de medida. Es el caso de masa, tiempo, temperatura, distancia. Por ejemplo, 5,5 kg, 2,7 s, 400 °C y 7,8 km, respectivamente.

La masa de un cuerpo, que en el Sistema Internacional de Unidades se mide en kilogramos, el volumen, que se mide en metros cúbicos, la temperatura o la longitud, son algunos ejemplos de magnitudes escalares.



Magnitudes vectoriales

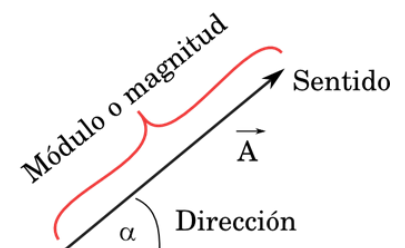


En muchos casos las magnitudes escalares no nos dan información completa sobre una propiedad física.

Por ejemplo una fuerza de determinado valor puede estar aplicada sobre un cuerpo en diferentes sentidos y direcciones. Tenemos entonces las magnitudes vectoriales que, como su nombre lo indica, se representan mediante vectores, es decir que además de un módulo (o valor absoluto) tienen una dirección y un sentido.

Ejemplos de magnitudes vectoriales son la velocidad, la fuerza, la aceleración y el campo eléctrico.

Todas las magnitudes vectoriales se representan gráficamente mediante vectores, que se simbolizan a través de una flecha.



Vector

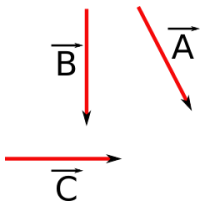
Un vector tiene tres características esenciales: módulo, dirección y sentido. Para que dos vectores sean considerados

iguales, deben tener **igual módulo, igual dirección e igual sentido.**

Los vectores se representan geoméricamente con flechas y se le asigna por lo general una letra que en su parte superior lleva una pequeña flecha de izquierda a derecha como se muestra en la figura.

Imagen 1: Muestra las principales características de un vector

Imagen 2: Vectores con igual módulo, pero distintas direcciones



Módulo: está representado por el tamaño del vector, y hace referencia a la intensidad de la magnitud (número). Se denota con la letra solamente **A** o **|A|**

Vectores de igual módulo. Todos podrían representar, por ejemplo, una velocidad de 15 km/h, pero en distintas direcciones, por lo tanto todos tendrían **distinta velocidad.**

Vectores de distinto módulo. Se espera que el vector de menor tamaño represente por ejemplo una velocidad menor que la de los demás.

Vectores de distinto módulo: Así, los vectores de la figura podrían representar velocidades de 20 km/h, 5 km/h y 15 km/h, respectivamente.

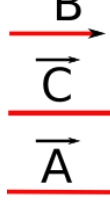


Imagen 3: Muestra tres vectores de distinto módulo, pero igual dirección y sentido

Dirección: corresponde a la inclinación de la recta, y representa al ángulo entre ella y un eje horizontal imaginario (ver figura 2) . También se pueden utilizar los ejes de coordenadas cartesianas (**x, y y z**) como también los puntos cardinales para la dirección.

Vectores de distinto módulo: Dos vectores tienen la misma dirección cuando la inclinación de la recta que los representa es la misma, es decir, cuando son paralelos.

Vectores de igual dirección: Sin importar hacia dónde apuntan o cuál es su tamaño, los vectores de la figura son paralelos, por lo que tienen la misma dirección. (figura 3)

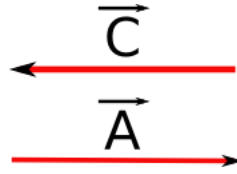
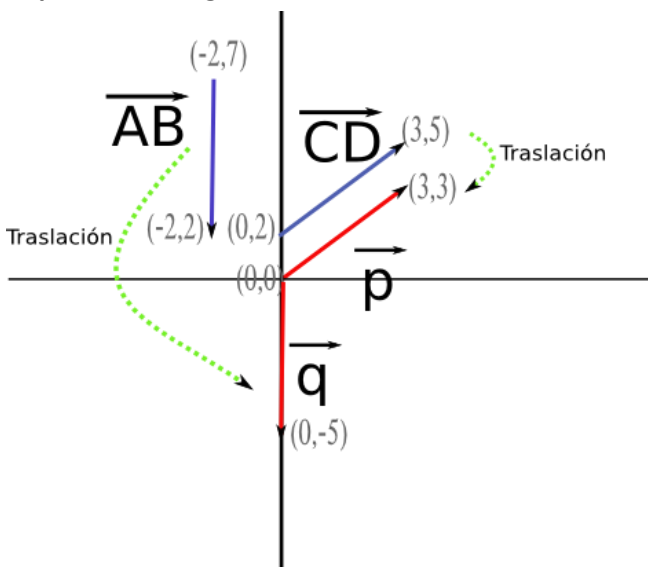


Imagen 4: Representa dos vectores con igual módulo, dirección, pero sentidos contrarios.

Sentido: está indicado por la punta de la flecha. (**signo positivo que por lo general no se coloca, o un signo negativo**). No corresponde comparar el sentido de dos vectores que no tienen la misma dirección, de modo que se habla solamente de vectores con el mismo sentido

o con sentido opuesto.

Representación geométrica de un Vector



Ya has aprendido que los vectores son definidos a través de tres características, que son: **módulo, dirección y sentido.** Aunque su posición en el espacio no es uno de los componentes para definirlo, el estudio de los vectores se facilita si los ubicamos en un sistema de coordenadas cartesianas que nos ayude a tener mayor precisión, de manera de poder representarlos de una forma algebraica como de una manera geométrica.

Imagen 5: Muestra la traslación de los vectores al origen

Una de las características es que cuando tenemos un vector que no está en el origen de nuestro plano cartesiano, lo podemos trasladar, de manera que siempre el origen sea el (0,0) y así facilitar nuestros cálculos, pues sólo necesitaremos el punto final para determinarlo.

En el dibujo anterior hemos llamado **p** al vector **CD** trasladado. Por otro lado hemos llamado **q** al

vector **AB** trasladado. Si sus puntos de origen se trasladan al origen, veremos que el vector que antes tenía como coordenadas **(0,2)** y **(3,5)** ha sido traslado, de manera que sólo debemos identificar el punto final que en este caso corresponde a **(3,3)**. De igual forma se ha procedido para el vector **q**.

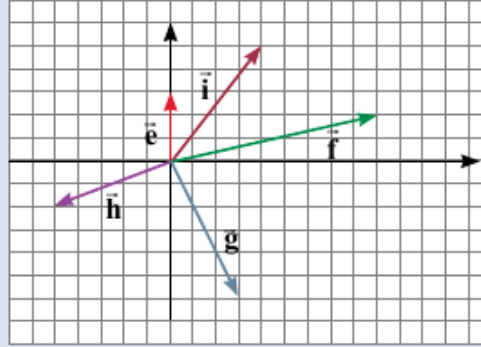
Actividad modelada

Grafica los vectores \vec{e} (0, 3), \vec{f} (9, 2), \vec{g} (3, -6), \vec{h} (-5, -2), y \vec{i} (4, 5), calcula el módulo de cada uno de ellos y ordénalos en forma creciente.

Los vectores mencionados se encuentran graficados en la figura, y a continuación se calculará el módulo de ellos.

El módulo del vector \vec{e} es trivial, puesto que es igual a 3 unidades, y para obtenerlo basta con contar los cuadritos en el plano cartesiano.

Un caso más interesante tenemos en cualquiera de los demás vectores. El módulo del vector \vec{f} , por ejemplo, se calcula como la hipotenusa de un triángulo rectángulo de catetos 2 y 9 unidades:



$$\sqrt{2^2 + 9^2} = \sqrt{4 + 81} = \sqrt{85} = 9,2u$$

Observa que en todos los casos el módulo corresponde a la hipotenusa de un triángulo cuyos catetos son los valores absolutos de las componentes cartesianas del punto final del vector cuando este se inicia en el origen.

Así, por ejemplo, el vector \vec{g} tiene componentes (3, -6), por lo que su módulo es la hipotenusa de un triángulo rectángulo de catetos 3 u y 6 u, es decir, su módulo es $\sqrt{9 + 36} = \sqrt{45} = 6,7u$.

Continuando con el mismo procedimiento para los demás vectores, se tendría que el orden creciente de los vectores según su módulo es:

- | | |
|---|---|
| 1. \vec{e} , módulo = $\sqrt{9}u = 3u$ | 4. \vec{i} , módulo = $\sqrt{41} = 6,4u$ |
| 2. \vec{h} , módulo = $\sqrt{29}u = 5,4u$ | 5. \vec{f} , módulo = $\sqrt{85}u = 9,2u$ |
| 3. \vec{g} , módulo = $\sqrt{45}u = 6,7u$ | |

Operaciones geométricas vectoriales

Al igual que los números, los vectores pueden operarse entre sí, a través de la suma, la resta, la multiplicación por un escalar, la división por un escalar, producto punto y producto cruz. Estos dos últimos son propios de los vectores.

Suma geométrica de vectores

Al sumar dos vectores se obtiene otro vector (vector suma o resultante). Para obtener el vector suma es necesario recurrir a lo que se conoce como "regla del paralelogramo". Esto es, se construye un paralelogramo que tenga los vectores como lados y se traza la diagonal del mismo para obtener el vector suma.

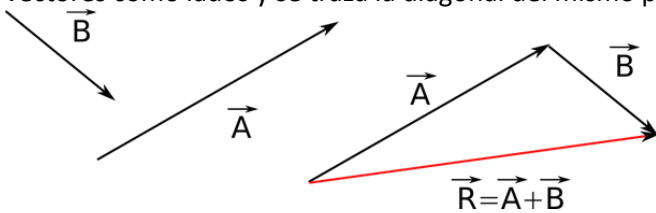


Imagen 6: Muestra la suma de vectores

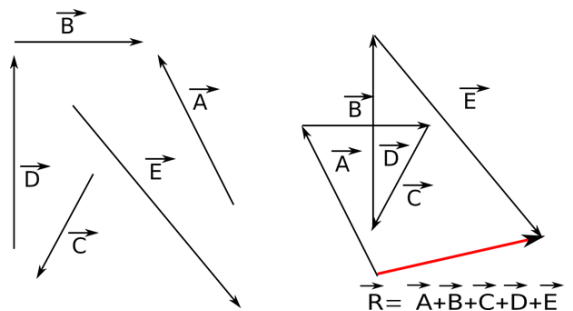
Si queremos sumar $A + B$, se dibuja uno a continuación del otro, trasladándolo. El vector resultante es el que va desde el punto inicial del primero vector hasta el final del último.

Cabe destacar que la suma es conmutativa es decir:

$$A + B = B + A$$

Cuando se quiere sumar más de un vector, se procede de la misma forma anterior, pero ahora se colocan uno a continuación del otro hasta el último. Luego la recta que une el inicio del primer vector con el término del último es el vector resultante.

Imagen 7: Muestra la suma de más de dos vectores



Resta geométrica de vectores

Para la resta se procede de la misma forma que la suma, pero el vector que resta se debe dibujar con sentido contrario, o sea el signo negativo cambia el sentido del vector. Luego el vector resultante es el que va desde el punto inicial del primer vector, hasta el final del vector que se le cambio el sentido.

Cabe mencionar que la resta no es conmutativa

$\mathbf{A} - \mathbf{B}$ es distinto a $\mathbf{B} - \mathbf{A}$

$\mathbf{A} - \mathbf{B} = -(\mathbf{B} - \mathbf{A})$

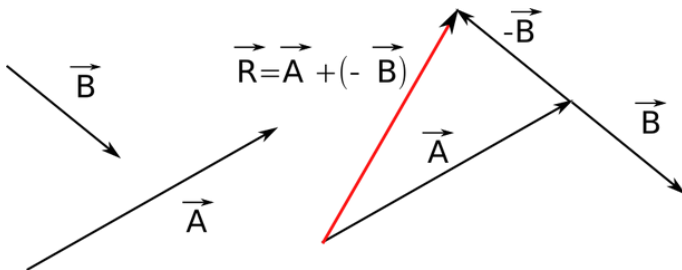
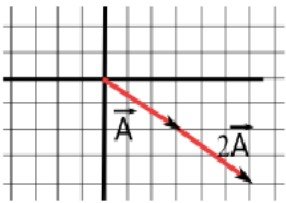
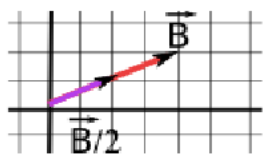
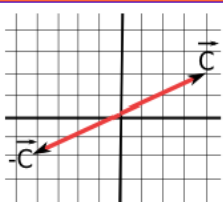


Imagen 8: Muestra la resta de dos vectores

Multiplicación de un escalar por un vector

Multiplicación por un número positivo mayor que 1	Multiplicación por un número positivo menor que 1 y mayor que cero
<p>En este caso el vector que se multiplica aumenta de módulo según el valor del escalar que multiplica y su dirección y sentido nunca cambian.</p> <p>Ejemplo: sea el vector $\mathbf{A} = (3,-2)$ el cual se multiplica por 2, entonces tenemos:</p> <p><i>Forma algebraica</i> $2 \cdot (3,-2) = (6,-4)$</p> <p><i>Forma geométrica</i></p> 	<p>En este caso el escalar que multiplica al vector, hace que el módulo disminuya en cierto valor manteniendo su dirección y sentido.</p> <p>Ejemplo: Sea el vector $\mathbf{B} = (4,2)$ si lo multiplicamos por 0,5, entonces tenemos:</p> <p><i>Forma algebraica</i> $0,5 \cdot (4,2) = (2,1)$</p> <p><i>Forma geométrica</i></p> 
Multiplicación por un -1	
<p>En este caso, al multiplicar un vector por el escalar -1, o cualquier número negativo cambia el sentido del vector y si es un número mayor o menor que 1 cambia el tamaño del módulo también.</p> <p>Ejemplo: Sea $\mathbf{C} = (4,2)$ y se multiplica por -1, entonces tenemos que:</p> <p>$-1 \cdot (4,2) = (-4,-2)$</p> 	

Representación algebraica de un vector

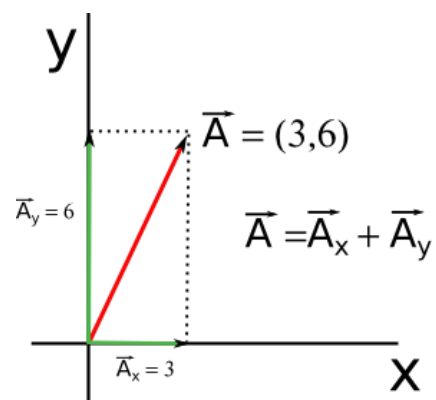
Componentes rectangulares

Se basa en escribir un vector como suma de otros dos los cuales son ortogonales (perpendiculares entre si), para ello se apoya en el plano cartesiano, los vectores que se suman estén en alguno de los ejes. Las componentes rectangulares se llaman así porque se fundamenta en la construcción de un rectángulo.

imagen 9: Todo vector se puede escribir como la suma de otro dos ortogonales

En la imagen se puede ver que el vector \mathbf{A} , no es más que la suma de un vector en el eje "X" y otro en el eje "Y". Cada uno de estos vectores se le conoce con el nombre de componente, así el vector \mathbf{A}_x es la componente "X" del vector \mathbf{A} .

Para poder escribir correctamente estos vectores debemos introducir los vectores unitarios, los cuales se detallan a



continuación.

Vectores Unitarios

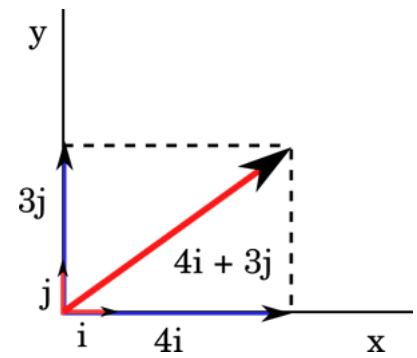
Imagen 10: Vector escrito según sus componentes

Se caracterizan porque su módulo es 1, por lo tanto sólo indican dirección. Como estamos trabajando con el plano cartesiano tendremos los siguientes vectores unitarios asociados a cada uno de los ejes.

$$\hat{u} = \frac{\vec{v}}{|\vec{v}|}$$

$\hat{u} = (\hat{u}_x, \hat{u}_y, \hat{u}_z)$ a cada vector unitario según el eje de coordenadas se le simboliza así:

$$\hat{u} = (\hat{i}, \hat{j}, \hat{k})$$



Suma y resta de manera algebraica

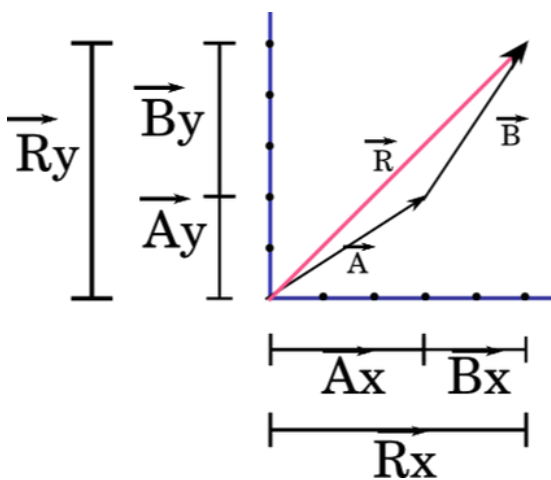


Imagen 11: suma algebraica de vectores

Sean dos vectores **A** y **B** que se quieren sumar, entonces procedemos de la manera gráfica que sabemos, lo que nos da como resultado el vector **R**.

Ahora lo que haremos es escribir tanto el vector **A** como el **B** según sus componentes, entonces nos damos cuenta que la suma de la componente "X" del vector **A** y **B**, es la componente "X" del vector **R** y así también con el eje "Y".

Por lo tanto para sumar vectores de manera algebraica se debe escribir cada vector según sus componentes y luego sumar las componentes "X" e "Y" de los vectores, el resultado será el vector resultante según sus componentes, con las cuales se puede sacar el módulo del vector **R**.

Sea los vectores:

$$\vec{A} = A_x \hat{i} + A_y \hat{j}$$

$$\vec{B} = B_x \hat{i} + B_y \hat{j}$$

$$\vec{A} + \vec{B} = (A_x + B_x) \hat{i} + (A_y + B_y) \hat{j}$$

$$\vec{R}_x = (A_x + B_x) \hat{i}$$

$$\vec{R}_y = (A_y + B_y) \hat{j} \quad \text{así}$$

$$\vec{R} = R_x \hat{i} + R_y \hat{j} \quad \text{y el módulo es: } |\vec{R}| = \sqrt{R_x^2 + R_y^2}$$

Ejemplo 1: Dados los vectores $A=(3,4)$ y $B=(1,-2)$ ¿Cuál es el vector resultante?

$$\vec{A} = 3\hat{i} + 4\hat{j}$$

$$\vec{B} = 1\hat{i} - 2\hat{j}$$

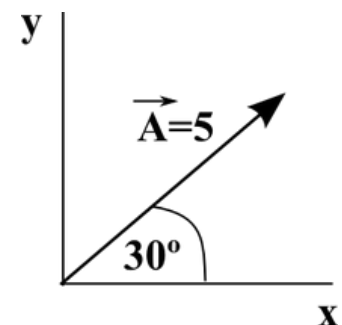
$$\vec{R} = \vec{A} + \vec{B} = (3+1)\hat{i} + (4-2)\hat{j}$$

$$\vec{R} = 4\hat{i} + 2\hat{j} \quad \text{y el módulo es: } |\vec{R}| = \sqrt{4^2 + 2^2} = \sqrt{20} = 2\sqrt{5}$$

Componentes de un vector

Cálculo de las componentes de un vector

Como no hemos dado cuenta para sumar o restar y operar con los vectores es necesario escribirlos en sus componentes, para ello utilizaremos las proporciones trigonométricas.



Entonces al aplicar estas proporciones tenemos para el vector A que:

$$\vec{A} = 5 \cos 30^\circ \hat{i} + 5 \sin 30^\circ \hat{j}$$

$$\vec{A} = 5 \cdot \frac{\sqrt{3}}{2} \hat{i} + 5 \cdot \frac{1}{2} \hat{j}$$

$$\vec{A} = 0,77 \hat{i} + 2,5 \hat{j}$$

Componente x es **5 cos 30**

Componente y es **5 sen 30**

El vector **A** según sus componentes es

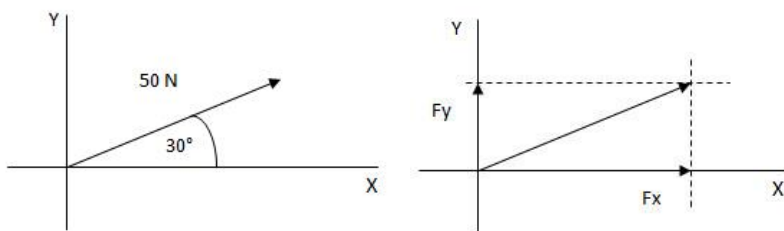
Composición y descomposición de fuerzas

La composición y la descomposición de fuerzas son los procedimientos que consisten en transformar una fuerza en sus dos componentes rectangulares (descomposición) o sus dos componentes rectangulares en una fuerza (composición).

Descomposición de fuerzas

La descomposición de fuerzas en componentes rectangulares consiste en hallar las proyecciones de una fuerza sobre sus dos ejes cartesianos. Es decir que se transforma una fuerza en otras dos que se encuentren sobre los ejes y que sumadas dan la fuerza original.

Por ejemplo, una fuerza de 50 N con un ángulo de 30° la podemos representar de la siguiente manera:



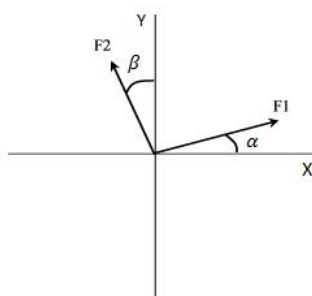
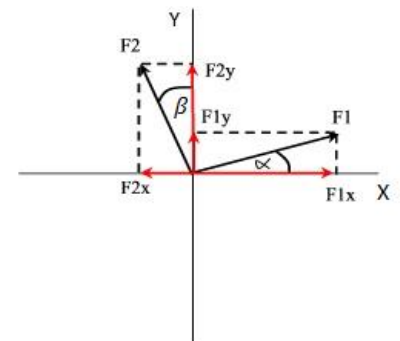
Lo que hacemos entonces es proyectar cada fuerza dada sobre los ejes X e Y, reemplazándola de esta manera por dos fuerzas perpendiculares entre sí que sumadas dan la fuerza original.

Debido a que entre las fuerzas y los ejes se forman triángulos rectángulos, descomponer una fuerza consiste en hallar dos catetos a partir del valor de la hipotenusa y de algún ángulo. Por lo tanto para llevar a cabo la descomposición se aplican relaciones trigonométricas.

También podemos componer fuerzas. Es decir a partir de dos fuerzas hallar una sola. Es equivalente a tener dos catetos de un triángulo y buscar la hipotenusa. Esto se hace utilizando el teorema de Pitágoras (para hallar el largo) y relaciones trigonométricas para hallar el ángulo.

Ejemplo de descomposición con más de una fuerza

Si tenemos varias fuerzas podemos descomponer cada una sobre sus ejes y luego hacer una sumatoria por eje en el caso de que lo que queramos hacer sea sumarlas.



En el siguiente ejemplo se tienen dos fuerzas y se calculan las dos componentes rectangulares para cada una.

$$F_1 = 100 \text{ newton} \quad \alpha = 20^\circ \text{ del eje X}$$

$$F_2 = 80 \text{ newton} \quad \beta = 20^\circ \text{ del eje Y}$$

$$\cos \alpha = \frac{F_{1X}}{F_1} \quad F_{1X} = F_1 \cdot \cos \alpha$$

$$\sin \alpha = \frac{F_{1Y}}{F_1} \quad F_{1Y} = F_1 \cdot \sin \alpha$$

$$\sin \beta = \frac{F_{2X}}{F_2} \quad F_{2X} = F_2 \cdot \sin \beta$$

$$\cos \beta = \frac{F_{2Y}}{F_2} \quad F_{2Y} = F_2 \cdot \cos \beta$$

Proyectamos las fuerzas sobre los ejes

Para la F1: Planteamos las siguientes relaciones trigonométricas

Despejamos las componentes sobre los ejes X e Y

Para la F2: Planteamos las mismas relaciones trigonométricas para la fuerza número 2

Despejamos las componentes sobre cada eje

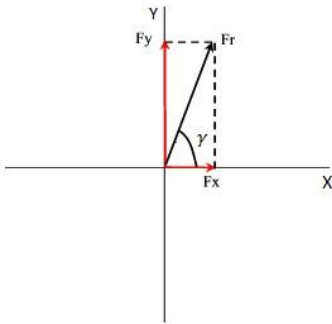
Luego de tener cada componente separada podemos hacer la sumatoria sobre cada eje y obtenemos una fuerza total F_x para el eje X y otra F_y para

$$\Sigma F_x = +F_{1X} - F_{2X}$$

$$\Sigma F_y = +F_{1Y} + F_{2Y}$$

el eje Y.

Composición de fuerzas



Para hallar la resultante total hay que realizar el procedimiento inverso, es decir componer las dos fuerzas.

El módulo se calcula como la raíz cuadrada de cada componente al cuadrado:

$$F = \sqrt{F_x^2 + F_y^2}$$

El ángulo se puede calcular con la tangente:

$$\text{Tg } \gamma = \frac{F_y}{F_x}$$

$$\gamma = \text{Arc Tg} \left(\frac{F_y}{F_x} \right)$$

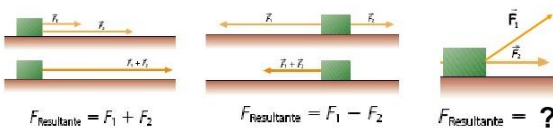
<https://es.slideshare.net/chemaportaceli/vectores-3346540>

FUERZA RESULTANTE

A menudo ocurre que dos o más fuerzas actúan sobre un cuerpo. Piensa, por ejemplo, en dos caballos que tiran de un carro. En este caso, cuando dos o más fuerzas actúan a la vez, sus efectos se suman.

En otras ocasiones, los efectos se restan, por ejemplo, dos niños disputándose un paquete de chucherías.

El conjunto de las fuerzas se puede sustituir entonces por una sola fuerza llamada **FUERZA RESULTANTE**.



COMPOSICIÓN DE FUERZAS

Para componer dos o más fuerzas existen dos métodos, aunque no siempre aplicaremos ambos. Son:

Gráfico

Se colocan las fuerzas una a continuación de la otra respetando sus correspondientes direcciones y sentidos ("se transportan"). La resultante será el vector determinado por el punto de aplicación inicial y el extremo del último vector dibujado. Cuando se aplica a dos vectores se le suele llamar también "método del paralelogramo"; para más de dos vectores, "método del polígono". Seguro que eres capaz de deducir el porqué...

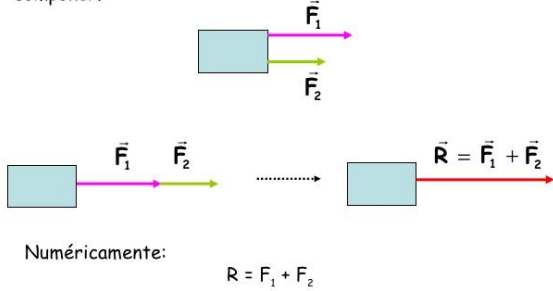


Numérico

Dependiendo de las direcciones y sentidos de las fuerzas a componer tendremos que sumar los módulos, restarlos o realizar operaciones más complejas.

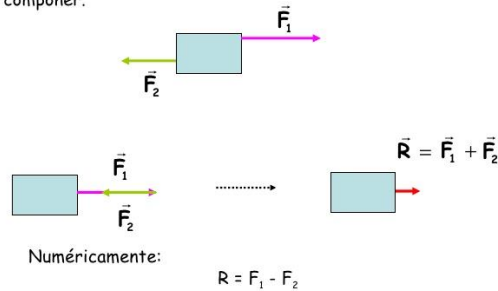
a) Misma dirección

a.1) **Mismo sentido:** se suman los módulos de los vectores a componer.



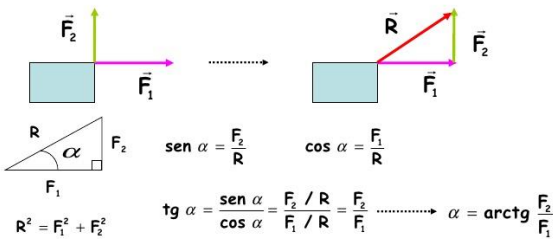
a) Misma dirección

a.2) **Sentidos contrarios:** se restan los módulos de los vectores a componer.



b) Distinta dirección

b.1) **Perpendiculares:** se aplica el método gráfico y usamos el teorema de Pitágoras sobre el triángulo que determinan los dos vectores y su resultante. Obviamente, el triángulo es rectángulo (para los despistados).



b) Distinta dirección

b.2) **No perpendiculares:** se aplica el método gráfico exclusivamente. El método numérico se dejará para cursos más avanzados.

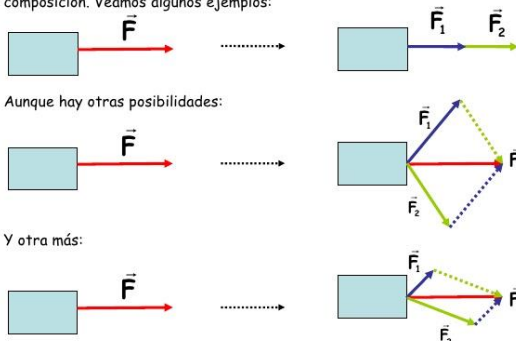


En caso que hubiera que componer más de un vector, lo haríamos sucesivamente, uno a uno:



DESCOMPOSICIÓN DE FUERZAS

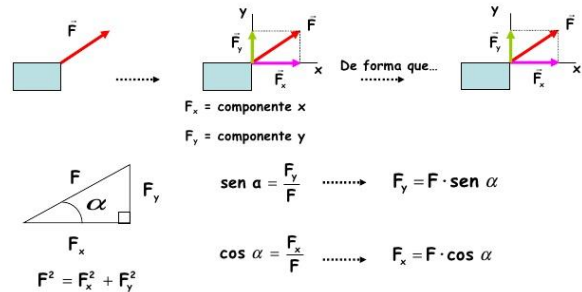
Descomponer un vector consiste en encontrar otros vectores (normalmente dos) cuya composición nos de el vector inicial. Esencialmente, es el proceso contrario al de la composición. Veamos algunos ejemplos:



DESCOMPOSICIÓN DE FUERZAS

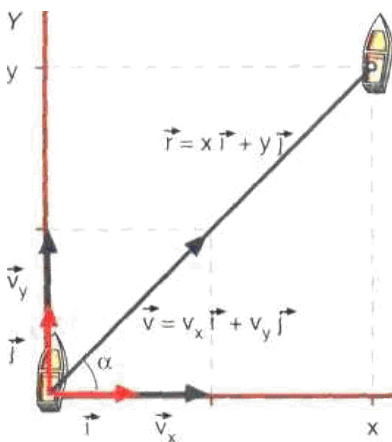
Entonces, ¿cuál es la forma correcta de descomponer un vector? Pues todas. En realidad hay infinitas maneras de descomponer un vector y todas son correctas pues cumplen la definición de descomposición vectorial.

Nosotros vamos a estudiar una llamada **DESCOMPOSICIÓN NORMAL**, en la que los vectores obtenidos (**componentes**), son perpendiculares entre sí.



Composición de dos movimientos perpendiculares

Imaginemos una barca con la que el remero pretende cruzar el río perpendicularmente a las orillas. La barca es desviada por la corriente del río de manera que su trayectoria es una recta que forma un ángulo α con la orilla.



El movimiento real de la barca está compuesto por:

Un MRU perpendicular a las orillas del río, debido al esfuerzo de los remeros.

Un MRU paralelo a las orillas, debido a la corriente del río.

Vector velocidad.

El móvil sale del punto O sometido a la vez a las velocidades constantes v_x y v_y , perpendiculares, siendo v la velocidad resultante. Ésta es la suma

vectorial de v_x y v_y : $\vec{v} = v_x \vec{i} + v_y \vec{j}$ y su módulo vale $|\vec{v}| = \sqrt{v_x^2 + v_y^2}$

PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR JUNIO

2016

1. Realiza los siguientes cambios de unidades (0,2 puntos por apartado):

- a) 450 m² a cm²
- b) 142 nm a m
- c) 34 °C a K
- d) 1 día a seg
- e) 250 mL a m³

- f) 30 m/s a km/h
- g) 67,9 kg a mg
- h) 0,8 mA a μ A
- i) 980 g/L a kg/m³
- j) 7,2 GV a kV

UNIDAD 2. CINEMÁTICA

Relatividad del movimiento. Trayectoria

Magnitudes para el estudio del movimiento: posición, distancia recorrida, velocidad, aceleración.

Estudio de las gráficas e-t y v-t en los movimientos uniformes y acelerados

Estudio analítico de los movimientos: uniforme rectilíneo, rectilíneo uniformemente acelerado y circular uniforme.

2.1. Movimiento de un cuerpo

2.2. Posición de un cuerpo. Necesidad de un sistema de referencia.

2.3. Diferencia entre posición, distancia recorrida y desplazamiento.

2.4. Velocidad media y velocidad instantánea.

2.5. Concepto de aceleración

2.6. Estudio de algunos movimientos

2.6.1. Movimiento rectilíneo uniforme. (MRU)

2.6.2. Movimiento rectilíneo uniformemente variado o acelerado. (MRUA)

2.6.3. Movimientos con gravedad

Caída libre

Lanzamiento vertical

2.6.4. Movimiento circular uniforme (MCU)

2.6.5. La aceleración en los movimientos curvilíneos

EJERCICIOS RESUELTOS DE GRÁFICAS DE MOVIMIENTO

EJERCICIOS RESUELTOS DE CINEMÁTICA

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA. Opciones B y C

OTROS EJERCICIOS

2.1. Movimiento de un cuerpo

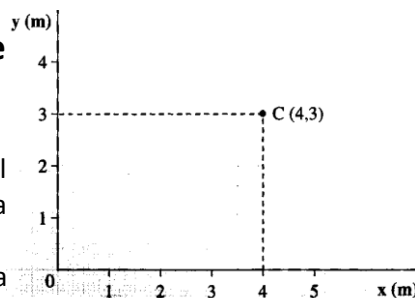
Decimos que un cuerpo está en movimiento cuando cambia de posición a lo largo del tiempo con respecto a un punto de referencia que consideramos fijo.

Pero el movimiento de un cuerpo es un concepto relativo, puesto que su posición se determina en cada instante con relación a un punto de referencia que hemos seleccionado; de tal modo que un cuerpo puede estar en movimiento respecto a un sistema de referencia y en cambio estar en reposo a otro.

2.2. Posición de un cuerpo. Necesidad de un sistema de referencia.

Para determinar la posición de un cuerpo es necesario establecer previamente el sistema de referencia que vamos utilizar. Con frecuencia se utiliza como sistema de referencia un sistema de ejes de coordenadas. Observa la figura anterior:

La posición del cuerpo se determina por sus coordenadas x e y . En la figura anterior la posición del cuerpo sería $x = 4$, $y = 3$.



Si al transcurrir el tiempo las coordenadas del cuerpo varían, decimos que ha cambiado de posición y, por tanto, que está en movimiento. Si se mantienen con el mismo valor durante cierto tiempo, diremos que está en reposo.

La línea descrita por el cuerpo en su movimiento, se conoce con el nombre de **trayectoria**.

Según la forma de la trayectoria, los movimientos se pueden clasificar en: **rectilíneos**, cuando la trayectoria es una recta, y **curvilíneos**, cuando es una curva. Si la curva descrita es una circunferencia el movimiento se conoce con el nombre de **movimiento circular**.

2.3. Diferencia entre posición, distancia recorrida y desplazamiento.

La **posición de un cuerpo** es la distancia medida sobre la trayectoria desde el origen de referencia hasta el punto donde se encuentra el cuerpo.

En la **distancia recorrida** hay que tener en cuenta la posición inicial del cuerpo y medir la distancia recorrida sobre la trayectoria desde la posición inicial hasta la posición final. La distancia recorrida entre dos puntos es la distancia real, medida sobre la trayectoria, que el cuerpo recorre.

El **desplazamiento** es la diferencia entre la posición final del cuerpo y la posición inicial. El valor del desplazamiento entre dos puntos coincide con el de la distancia recorrida, si el cuerpo no cambia de sentido en su movimiento y la trayectoria es rectilínea. Pero si durante el recorrido se produce un cambio de sentido los valores obtenidos para el desplazamiento y la distancia recorrida serán diferentes.

2.4. Velocidad media y velocidad instantánea.

Para conocer la rapidez con que se realiza un movimiento hay que tener en cuenta, la distancia recorrida y el tiempo que se ha tardado en recorrerla.

A la magnitud que nos permite conocer la distancia recorrida por unidad de tiempo se le da el nombre de **velocidad**. La unidad de velocidad en el Sistema Internacional (SI) es el metro por segundo (m/s), aunque con frecuencia en la vida cotidiana se hable de kilómetros hora (km/h).

La velocidad que obtenemos al dividir la distancia total recorrida (e) por el tiempo que se ha empleado en recorrerla (t), se conoce con el nombre de **velocidad media**.

$$V_m = e / t \quad \text{donde:}$$

v_m es la velocidad media del móvil en m/s.

e es la distancia total recorrida en m.

t es el tiempo empleado en recorrer la distancia e .

A la velocidad media que posee el cuerpo en un punto determinado de su trayectoria, o en un instante determinado, se la conoce con el nombre de **velocidad instantánea**.

EJEMPLOS:

1. Un móvil recorre 60 metros en 5 segundos. ¿Cuál es su velocidad?

$$V = e / t = 60 \text{ m} / 5 \text{ s} = 12 \text{ m} / \text{s}$$

2. Un avión realiza un vuelo de 3600 km a la velocidad media de 800 km/h. Calcula el tiempo invertido en el mismo.

$$V = e / t \quad t = e / v = 3600 \text{ km} / 800 \text{ km/h} = 4,5 \text{ h}$$

2.5. Concepto de aceleración

Su sentido es el siguiente: la aceleración es positiva cuando la velocidad aumenta y negativa si la velocidad disminuye.

Por tanto, la **aceleración** mide la **variación de velocidad por unidad de tiempo**.

Para calcular la aceleración, dividimos la variación de la velocidad entre el tiempo que ha tardado en producirse la variación. A esta aceleración se le llama **aceleración media**.

$$a = (V_2 - V_1) / (t_2 - t_1)$$

donde:

a es la aceleración media

v_2 es la velocidad final en m/s

v_1 es la velocidad inicial en m/s

t_2 es el tiempo final en s

t_1 es el tiempo inicial en s

La unidad de aceleración en el Sistema Internacional es el metro por segundo al cuadrado (m/s^2).

EJEMPLO:

Una moto que circula a 72 km/h acelera alcanzando al cabo de 10 s una velocidad de 90 km/h. Calcula la aceleración de la moto.

$$V_1 = 72 \text{ km/h} = 20 \text{ m/s}$$

$$V_2 = 90 \text{ km/h} = 25 \text{ m/s}$$

$$t_2 - t_1 = 10 \text{ s}$$

$$a = (25 - 20) / 10 = 5 / 10 = 0,5 \text{ m} / \text{s}^2$$

2.6. Estudio de algunos movimientos

2.6.1. Movimiento rectilíneo uniforme. (MRU)

Un **movimiento rectilíneo uniforme** es aquel que lleva un cuerpo cuando su trayectoria es una recta y mantiene su velocidad constante durante el intervalo de tiempo considerado.

Las características de este tipo de movimiento son las siguientes:

- La trayectoria es rectilínea.
- Al ser la velocidad constante, su valor en cada punto (velocidad instantánea) coincide con el valor de la velocidad media.
- La aceleración es cero, dado que no se producen variaciones de la velocidad.
- El móvil recorre distancias iguales en tiempos iguales.

Si el móvil parte del origen de referencia, su posición en cualquier instante se puede obtener a partir de la definición de la velocidad media:

$$v = e / t$$

$$e = v \cdot t$$

Análisis de tablas de datos y gráficas

Las gráficas nos permiten describir el movimiento de un cuerpo, durante un cierto tiempo. Dos gráficas, que se utilizan con mucha frecuencia, son las que relacionan la posición con el tiempo ($e-t$) y la velocidad con el tiempo ($v-t$).

Para construir una gráfica se sitúa en el eje vertical (**ordenadas**) la variable dependiente (posición, velocidad,...) y en el eje horizontal (**abscisas**) la variable independiente (generalmente el tiempo). A continuación se dibujan los puntos

correspondientes a cada par de valores de la tabla y se traza la curva que mejor se ajuste a los puntos.

2.6.2. Movimiento rectilíneo uniformemente variado o acelerado. (MRUA)

Un **movimiento rectilíneo uniformemente acelerado** es el que lleva un móvil cuando su trayectoria es línea recta y su aceleración se mantiene constante y *positiva* durante el intervalo de tiempo considerado.

Un **movimiento rectilíneo uniformemente decelerado** es el que lleva un móvil cuando su trayectoria es línea recta y su aceleración se mantiene constante y *negativa* durante el intervalo de tiempo considerado.

Las características de este tipo de movimiento son las siguientes:

- La trayectoria es rectilínea
- Al ser la aceleración constante, la aceleración instantánea coincide con el valor de la aceleración media.
- Se producen variaciones de la velocidad iguales en tiempos iguales.

La ecuación que nos permite conocer la velocidad del cuerpo en cualquier instante se puede obtener a partir de la definición de la aceleración media:

donde:

a es la aceleración media (m/s^2).

v_2 es la velocidad final en m/s .

v_1 es la velocidad inicial en m/s .

t es el intervalo de tiempo final (s).

Haciendo cálculos con la ecuación del espacio recorrido para el movimiento rectilíneo uniforme y teniendo en cuenta que la velocidad media es variable, se obtiene que la distancia recorrida por el cuerpo será:

donde:

e es la distancia total recorrida (m).

v_1 es la velocidad inicial (m/s).

t es el intervalo de tiempo final (s).

a es la aceleración media (m/s^2) A las velocidades v_1 y v_2 se les suele llamar, respectivamente, velocidad inicial (v_0) y velocidad final (v), de manera que las ecuaciones del movimiento rectilíneo variado serán:

$$a = \frac{v_2 - v_1}{t_2 - t_1} = \frac{v_2 - v_1}{t} \Rightarrow v_2 - v_1 = at \Rightarrow v_2 = v_1 + at$$

$$e = v_1 \cdot t + \frac{1}{2} \cdot at^2$$

$$v = v_0 + a \cdot t \cdot v$$

$$e = v_0 \cdot t + \frac{1}{2} \cdot at^2$$

EJEMPLO:

Un móvil parte del reposo con una aceleración constante de 1 m/s^2 . Calcular la velocidad al cabo de un minuto y el espacio recorrido en ese tiempo.

$$v = v_0 + a \cdot t \cdot v$$

$$v_0 = 0 \text{ m/s porque está en reposo.}$$

$$a = 0,5 \text{ m/s}^2.$$

$$t = 1 \text{ min} = 60 \text{ s}$$

$$v = v_0 + a \cdot t \cdot v = 0 + 0,5 \cdot 60 = 30 \text{ m/s}$$

$$e = v_0 \cdot t + \frac{1}{2} \cdot at^2 = 0 \cdot 60 + \frac{1}{2} \cdot 0,5 \cdot 60^2 = 900 \text{ m}$$

2.6.3 Movimientos con gravedad

Caída libre

Cuando dejamos caer un cuerpo desde una cierta altura de la superficie terrestre, observamos que cae libremente con movimiento en el cual su velocidad aumenta progresivamente.

Es importante destacar la influencia que tiene el rozamiento con la atmósfera en la caída de los cuerpos.

Cuando el rozamiento es nulo o de valor despreciable, todos los cuerpos tardan el mismo tiempo en caer desde la misma altura. El movimiento es, por tanto, uniformemente acelerado y el valor de la aceleración (**g**), aproximadamente, es de **$9,8 \text{ m/s}^2$**

Sus ecuaciones son:



$$a = v / t \quad v = a \cdot t \quad v = 9,8 t$$

$$e = \frac{1}{2} 9,8 t^2$$

EJEMPLO:

Desde una cierta altura se deja caer un objeto, tardando 15 s en llegar al suelo. Calcular la velocidad con que llega al suelo y la altura desde la que cayó.

$$v = 9,8 t = 9,8 \cdot 15 = 147 \text{ m/s}$$

$$e = \frac{1}{2} 9,8 t^2 = \frac{1}{2} 9,8 \cdot 15^2 = 1102,5 \text{ m}$$

Lanzamiento vertical

Si en vez de soltar el cuerpo lo lanzamos verticalmente hacia arriba, se puede comprobar que la velocidad disminuye uniformemente a medida que va subiendo el cuerpo, hasta que llega un momento que su velocidad es cero. Si consideramos despreciable el rozamiento con la atmósfera, el movimiento es uniformemente acelerado y el valor de la aceleración coincide con el de la caída libre, pero con signo negativo, aproximadamente $-9,8 \text{ m/s}^2$ en las proximidades de la superficie de la Tierra.

Sus ecuaciones en esta ocasión son:

$$0 = v_0 - 9,8 t$$

$$e = v_0 t + \frac{1}{2} (-9,8) t^2$$

EJEMPLO:

Se lanza una pelota hacia arriba con un velocidad de 29,4 m/s. Calcular la altura máxima que alcanza el objeto respecto al punto de lanzamiento y el tiempo que tardará en alcanzarla.

$$0 = v_0 - 9,8 t \Rightarrow v_0 = 9,8 t \Rightarrow t = \frac{v_0}{9,8} = \frac{29,4}{9,8} = 3 \text{ s}$$

$$e = v_0 \cdot t + \frac{1}{2} (-9,8) \cdot t^2 = 29,4 \cdot 3 + \frac{1}{2} (-9,8) \cdot 3^2 = 88,2 - 44,1 = 44,1 \text{ m}$$

2.6.4. Movimiento circular uniforme (MCU)

Se define como **movimiento circular** aquél cuya trayectoria es una circunferencia.

El **movimiento circular**, llamado también **curvilíneo**, es otro tipo de movimiento sencillo.

Estamos rodeados por objetos que describen movimientos circulares: un disco compacto durante su reproducción en el equipo de música, las manecillas de un reloj o las ruedas de una motocicleta son ejemplos de movimientos circulares; es decir, de cuerpos que se mueven describiendo una circunferencia.

A veces el movimiento circular no es completo: cuando un coche o cualquier otro vehículo toma una curva realiza un movimiento circular, aunque nunca gira los 360° de la circunferencia.

La experiencia nos dice que todo aquello que da vueltas tiene movimiento circular. Si lo que gira da siempre el mismo número de vueltas por segundo, decimos que posee **movimiento circular uniforme (MCU)**.

Ejemplos de cosas que se mueven con movimiento circular uniforme hay muchos:

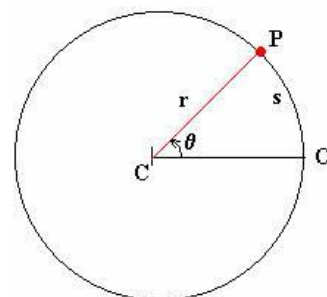
La tierra es uno de ellos. Siempre da una vuelta sobre su eje cada 24 horas. También gira alrededor del sol y da una vuelta cada 365 días. Un ventilador, los viejos tocadiscos, la rueda de un auto que viaja con velocidad constante, son otros tantos ejemplos.

Pero no debemos olvidar que también hay objetos que giran con **movimiento circular variado**, ya sea acelerado o decelerado.

El movimiento circular en magnitudes angulares

La descripción de un **movimiento circular** puede hacerse bien en función de **magnitudes lineales** ignorando la forma de la trayectoria (y tendremos velocidad y aceleración tangenciales), o bien en función de **magnitudes angulares** (y tendremos velocidad y aceleración angulares). Ambas descripciones están relacionadas entre sí mediante el valor del radio de la circunferencia trayectoria.

Al trabajar con magnitudes angulares es imprescindible entender lo relativo a una



unidad de medida angular conocida como **radián** .

El radián

Si tenemos un ángulo cualquiera y queremos saber cuánto mide, tomamos un transportador y lo medimos. Esto nos da el ángulo medido en grados. Este método viene de dividir la circunferencia en 360°, y se denomina sexagesimal.

(Para usar la calculadora en grados hay que ponerla en **DEG**, Degrees, que quiere decir grados en inglés).

El sistema de grados sexagesimales es **una** manera de medir ángulos, pero hay otros métodos, y uno de ellos es usando radianes.

Ahora veamos el asunto de medir los ángulos pero en **radianes** .

Para medir un ángulo en radianes se mide el largo del arco (s) abarcado por el ángulo θ de la figura. Esto se puede hacer con un centímetro, con un hilo o con lo que sea. También se mide el radio del círculo.

Para obtener el valor del ángulo (θ) en radianes usamos la fórmula:

$$\theta_{(\text{rad})} = \frac{\text{arco}}{\text{radio}} \text{ y tenemos el ángulo medido en radianes}$$

Hacer la división del arco sobre radio significa ver cuántas veces entra el radio en el arco. Como el radio y el arco deben medirse en la misma unidad, el radián resulta ser **un número sin unidades** .

Esto significa que el valor del ángulo en radianes solo me indica cuántas veces entra el radio en el arco. Por ejemplo, si el ángulo θ mide 3 radianes, eso significa que el radio entra 3 veces en el arco abarcado por ese ángulo.

Su quisiéramos calcular o conocer al valor del arco, hacemos:

$$\text{arco} = \theta_{(\text{rad})} \cdot \text{radio}$$

¿A cuántos grados equivale un radián?

Pero el valor de un ángulo en radianes se puede expresar (convertir) en grados. En una **circunferencia** entera (360°)

el arco entero es el **perímetro**, que es igual a $(2\pi \cdot r)$. Así, a partir de la fórmula

$$\theta_{(\text{rad})} = \frac{\text{arco}}{\text{radio}} \text{ es que } 360^\circ \text{ equivalen a:}$$

$$360^\circ = \frac{2\pi \cdot r}{r} = 2\pi \text{ rad}$$

$$\Rightarrow 1 \text{ rad} = \frac{360^\circ}{2\pi} = \frac{360^\circ}{2(3,14)} = \frac{360^\circ}{6,28} = 57,3^\circ$$

Un ángulo de un radián equivale a un ángulo de 57,3°.

Para usar la calculadora en radianes hay que ponerla en " **RAD**

Para convertir grados en radianes podemos usar la equivalencia: $360^\circ = 2\pi \text{ rad}$

Periodo y frecuencia

La principal característica del movimiento circular uniforme es que en cada vuelta o giro completo de 360°, equivalente a un ciclo, se puede establecer un punto fijo como inicio y fin del ciclo.

En física, los ciclos son también llamados revoluciones para un determinado tiempo.

El **periodo (T)** de un movimiento circular es el tiempo que tarda una partícula o un cuerpo en realizar una vuelta completa, revolución o ciclo completo.

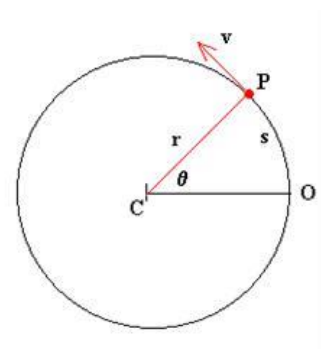
Por ejemplo, el periodo de rotación de la tierra es 24 horas. El periodo de rotación de la aguja grande del reloj es de 1 hora. La unidad utilizada para el periodo es el segundo o, para casos mayores, unidades mayores.

Conocida la frecuencia (en ciclos o revoluciones por segundo) se puede calcular el periodo (T) mediante la fórmula:

$$T = \frac{1}{F} \quad T = \frac{\text{seg}}{\text{ciclo}}$$

Se denomina **frecuencia (F)** de un movimiento circular al número de revoluciones,

vueltas o ciclos completos durante la unidad de tiempo. La unidad utilizada para cuantificar (medir) la frecuencia de un movimiento es el **hertz (Hz)**, que indica el número de revoluciones o ciclos por cada segundo.



Para su cálculo, usamos la fórmula

$$F = \frac{1}{T} \quad F = \frac{\text{ciclos}}{\text{seg}} \quad \text{o hertz:}$$

(En ocasiones se usa, en vez de **hertz**, seg^{-1} o s^{-1}). Nótese que la frecuencia (F) es la inversa del periodo (T).

Una vez situado el origen O describimos el movimiento circular mediante las siguientes magnitudes angulares.

Posición angular (θ)

Podemos imaginar, como ejemplo, que se tiene una piedra amarrada a una cuerda y la movemos en círculos de radio r. En un instante de tiempo t el móvil (en nuestro caso la piedra) se encuentra en el punto P. Su posición angular (lo que la piedra ha recorrido en la circunferencia) viene dada por el ángulo θ , formado por el punto P, el centro de la circunferencia C y el origen O (desde donde empezó a girar la piedra).

La velocidad angular (ω)

Cuando un objeto se mueve en una circunferencia, llevará una velocidad, ya que recorre un espacio, pero también **recorre un ángulo**.

Para tener una idea de la rapidez con que algo se está moviendo con movimiento circular, se ha definido la velocidad angular (ω) como el número de vueltas que da el cuerpo por unidad de tiempo.

Si un cuerpo tiene gran velocidad angular quiere decir que da muchas vueltas por segundo.

De manera sencilla: en el movimiento circular la velocidad angular está dada por la cantidad de vueltas que un cuerpo da por segundo.

Otra manera de decir lo mismo sería: en el movimiento circular la velocidad angular está dada por el ángulo recorrido (θ) dividido por unidad de tiempo. El resultado está en grados por segundo o en rad por segundo.

$$\text{velocidad angular } \omega = \frac{\Delta\theta \leftarrow \text{ángulo recorrido}}{\Delta t \leftarrow \text{tiempo empleado}} \quad \omega = \frac{\theta}{t}$$

ω = velocidad angular en rad/seg.

θ = desplazamiento angular en rad.

t = tiempo en segundos en que se efectuó el desplazamiento angular.

La velocidad angular también se puede determinar si sabemos el tiempo que tarda en dar una vuelta completa o periodo (T):

$$\omega = \frac{2\pi}{T} \quad \text{Como } T = \frac{1}{F} \text{ entonces } \omega = \frac{2\pi}{\frac{1}{F}} = 2\pi \cdot \frac{F}{1} = 2\pi F \frac{\text{rad}}{\text{seg}}$$

Aquí debemos apuntar que una misma velocidad angular se puede expresar de varias maneras diferentes.

Por ejemplo, para las lavadoras automáticas o para los motores de los autos se usan las **revoluciones por minuto (rpm)**. También a veces se usan las **rps (revoluciones por segundo)**.

También se usan los **grados por segundo** y los **radianes por segundo**.

Es decir, hay muchas unidades diferentes de velocidad angular. Todas se usan y hay que saber pasar de una a otra, lo que se hace aplicando una regla de 3 simple.

Por ejemplo, pasar una velocidad de 60 rpm a varias unidades diferentes:

$$60 \text{ rpm} = \frac{1 \text{ rev}}{\text{seg}} = \frac{360^\circ}{\text{seg}} = \frac{2\pi \text{ rad}}{\text{seg}}$$

La más importante de todas las unidades de velocidad angular es **radianes por segundo**. Esta unidad es la que se usa en los problemas.

Nota importante:

Según lo anterior es correcto, entonces, decir que la velocidad angular es

$$\omega = \frac{\text{radianes}}{\text{segundo}}$$

, pero resulta que el radián es sólo un número comparativo, por lo mismo que la palabra radián

suele no ponerse y en la práctica la verdadera unidad es $\frac{1}{\text{seg}}$, que también puede ponerse como $\frac{1}{\text{s}}$, e incluso como s^{-1} .

En efecto, muchas veces la velocidad angular se expresa en segundos elevado a menos uno (s^{-1}) y para quienes no lo saben resulta incomprensible.

La velocidad tangencial (v)

Aparte de la **velocidad angular**, también es posible definir la **velocidad lineal** de un móvil que se desplaza en círculo. Por ejemplo, imaginemos un disco que gira. Sobre el borde del disco hay un punto que da vueltas con movimiento circular uniforme.

Ese punto tiene siempre una velocidad lineal que es tangente a la trayectoria. Esa velocidad se llama **velocidad tangencial**.

Para calcular la velocidad tangencial hacemos: espacio recorrido sobre la circunferencia (o arco recorrido) dividido por el tiempo empleado, que expresamos con la fórmula:

$v_t = \frac{\text{arco}}{t} = \frac{\theta_{(\text{rad})} \cdot r}{t}$ pero como $\frac{\theta_{(\text{rad})}}{t} = \omega$ entonces $v_t = \omega \cdot r$ que se lee velocidad tangencial es igual a velocidad angular multiplicada por el radio.

Como la velocidad angular (ω) también se puede calcular en función del periodo (T) con la fórmula $\omega = \frac{2\pi}{T}$ y la velocidad tangencial siempre está en función del radio, entonces la fórmula $v_t = \omega \cdot r$ se convierte

en $v_t = \frac{2\pi r}{T}$ que se lee: la velocidad tangencial es igual a 2 pi multiplicado por el radio (r) y dividido por el periodo (T).

Además, como ω (velocidad angular) se expresa en $\frac{1}{\text{seg}}$ y el radio se expresa en metros, las unidades de la velocidad tangencial serán metros por segundo (m/seg).

2.6.5. La aceleración en los movimientos curvilíneos

En los movimientos curvilíneos o circulares **la dirección cambia a cada instante**. Y debemos recordar que la velocidad considerada como vector v podrá variar (acelerar o decelerar) cuando varíe sólo su dirección, sólo su módulo o, en el caso más general, cuando varíen ambos.

La aceleración asociada a los cambios en dirección

En razón de la aseveración anterior, y desde un punto de vista sectorial (distancia), un **movimiento circular uniforme** es también un **movimiento acelerado**, aun cuando el móvil recorra la trayectoria a ritmo constante.

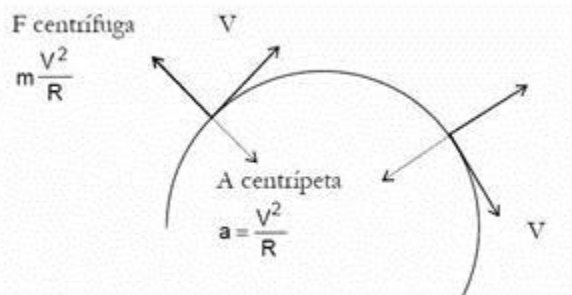
La dirección del vector velocidad, que es tangente a la trayectoria, va cambiando a lo largo del movimiento, y esta variación de v que afecta sólo a su dirección da lugar a una aceleración, llamada **aceleración centrípeta**.

Acercación centrípeta

Cuando se estudió la aceleración en el **movimiento rectilíneo**, dijimos que ella no era más que el **cambio constante** que experimentaba la velocidad por **unidad de tiempo**. En este caso, la velocidad cambiaba únicamente en **valor numérico** (su módulo o rapidez), no así en **dirección**.

Ahora bien, cuando el móvil o la partícula realiza un **movimiento circular uniforme**, es lógico pensar que en cada punto el valor numérico de la velocidad (su módulo) es el mismo, en cambio es fácil darse cuenta de que la dirección del vector velocidad va cambiando a cada instante.

La variación de dirección del vector lineal origina una aceleración que llamaremos **aceleración centrípeta**. Esta aceleración tiene la dirección del radio y apunta siempre hacia el



centro de la circunferencia.

Como deberíamos saber, cuando hay un cambio en alguno de los componentes del vector velocidad tiene que haber una **aceleración**. En el caso del movimiento circular esa aceleración se llama **centrípeta**, y lo que la provoca es el cambio de dirección del vector velocidad angular.

Acercación centrípeta.

Veamos el dibujo de la derecha:

El vector velocidad tangencial cambia de dirección y eso provoca la aparición de una aceleración que se llama aceleración centrípeta, que apunta siempre hacia el centro.

La **aceleración centrípeta** se calcula por cualquiera de las siguientes dos maneras:

$$a_c = \frac{v^2}{R} = \omega^2 \cdot r$$

La aceleración asociada a los cambios en su módulo (rapidez)

Ya sabemos que un movimiento circular, aunque sea uniforme, posee la aceleración centrípeta debida a los cambios de dirección que experimenta su vector velocidad. Ahora bien, si además la velocidad del móvil varía en su magnitud (módulo) diremos que además posee **aceleración angular**.

Resumiendo: si un móvil viaja en círculo con velocidad variable, su aceleración se puede dividir en dos componentes: una aceleración de la parte radial (la aceleración centrípeta que cambia la *dirección* del vector velocidad) y una aceleración angular que cambia la *magnitud* del vector velocidad, además de una aceleración tangencial si consideramos solo su componente lineal.

Como corolario, podemos afirmar que un **movimiento circular uniforme** posee solo **aceleración centrípeta** y que un **movimiento circular variado** posee **aceleración centrípeta** y, además, **aceleraciones angular y tangencial**.

EJEMPLOS

1. Un móvil con trayectoria circular recorrió 820° ¿Cuántos radianes son?

Sabemos que 1 rad = 57,3°

$$\text{Entonces } \frac{820^\circ}{57,3^\circ} = 14,31 \text{ radianes}$$

2. Un tractor tiene una rueda delantera de 30 cm de radio, mientras que el radio de la trasera es de 1 m. ¿Cuántas vueltas habrá dado la rueda trasera cuando la delantera ha completado 15 vueltas?

En este ejercicio la longitud (distancia, espacio) que recorre cada rueda en una vuelta corresponde al perímetro de cada una (**perímetro del círculo**), cuya fórmula es $P = 2 \cdot \pi \cdot r$, entonces:

$$P_1 = 2 \cdot \pi \cdot 0,3 \text{ m} = 1,884 \text{ m}$$

$$P_2 = 2 \cdot \pi \cdot 1 \text{ m} = 6,28 \text{ m}$$

Entonces, si en una vuelta la rueda delantera recorre 1,884 metro, en 15 vueltas recorrerá: $15 \cdot 1,884 \text{ m} = 28,26 \text{ m}$

¿Cuántas veces la rueda trasera ha tenido que girar (dar una vuelta) para recorrer esa distancia de 28,26 m?

Dividimos esa distancia por la distancia recorrida en una vuelta por la rueda trasera:

$$28,26 \text{ m} : 6,28 \text{ m} = 4,5 \text{ vueltas.}$$

Por lo tanto, la rueda trasera ha tenido que dar cuatro vueltas y media para recorrer la misma distancia que la delantera ha recorrido en 15 vueltas.

3. Un automóvil, cuyo velocímetro indica en todo instante 72 km/h, recorre el perímetro de una pista circular en un minuto. Determinar el radio de la misma. Si el automóvil tiene una aceleración en algún instante, determinar su módulo, dirección y sentido.

Si la pista es circular, la velocidad que tiene el auto es la velocidad tangencial. Si da una vuelta a la pista en un minuto, significa que su periodo (T) es de un minuto.

$$\text{Ahora, como } \omega = \frac{2\pi}{T}, \text{ entonces: } \omega = \frac{2\pi}{60} = \frac{6,28}{60} = 0,104 \frac{1}{s} \text{ velocidad angular.}$$

Por otro lado, la velocidad tangencial es 20 m/s (72 km/h), reemplazando en la fórmula:

$$v_t = \omega \cdot r \quad \text{Tenemos} \quad 20 \frac{\text{m}}{\text{s}} = 0,104 \frac{1}{\text{s}} \cdot r \quad \text{Calculamos r:} \quad r = \frac{20 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{0,104 \frac{1}{\text{s}}} = 192 \text{ m}$$

R = 192 m Radio de la pista

Ahora, aunque su velocidad (rapidez) sea constante, igual tiene aceleración centrípeta, cuyo módulo es

$$a_c = \omega^2 \cdot r = \left(0,104 \frac{1}{\text{s}}\right)^2 \cdot 192 \text{ m} = 0,010816 \frac{1}{\text{s}^2} \cdot 192 \text{ m} = 2,08 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}$$

Aceleración centrípeta, dirigida hacia el centro de la pista.

4. Un automóvil recorre la circunferencia de 50 cm de radio con una frecuencia F de 10 Hz.

Determinar:

a) el periodo.

b) la velocidad angular.

c) su aceleración.

Sabemos que

$$\omega = 2\pi \cdot F, \text{ entonces } \omega = 2\pi \cdot F = 2 \cdot \pi \cdot 10 \frac{1}{\text{s}} = 62,8 \frac{1}{\text{s}}, \text{ velocidad angular (039)}$$

$$T = \frac{1}{F} = \frac{1}{10 \frac{1}{\text{s}}} = 0,1$$

El período T es s (Período)

Conocemos la velocidad angular y el radio, podemos calcular la velocidad tangencial:

$$v_t = \omega \cdot r = 62,8 \frac{1}{\text{s}} \cdot 0,5 \text{ m} = 31,4 \frac{\text{m}}{\text{s}}, \text{ velocidad tangencial.}$$

Su aceleración va a ser la aceleración centrípeta, que siempre esta apuntando hacia el centro de la circunferencia. El

módulo de esta aceleración se puede calcular por cualquiera de las siguientes dos fórmulas: $a_c = \frac{v^2}{R} = \omega^2 \cdot r$

$$a_c = \omega^2 \cdot r$$

$$a_c = \left(62,8 \frac{1}{\text{s}}\right)^2 \cdot 0,5 \text{ m}$$

$$a_c = 3.943,84 \frac{1}{\text{s}^2} \cdot 0,5 \text{ m} = 1.972 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}$$

Usando la segunda:

5. ¿Cuál es la aceleración que experimenta un niño que viaja en el borde de un carrusel que tiene 2 m de radio y que da una vuelta cada 8 segundos?

Si el niño da 1 vuelta cada 8 segundos su velocidad angular va a ser:

$$\omega = \frac{2\pi}{t}$$

$$\omega = \frac{2(3,14)}{8 \text{ s}} = 0,785 \frac{1}{\text{s}}$$

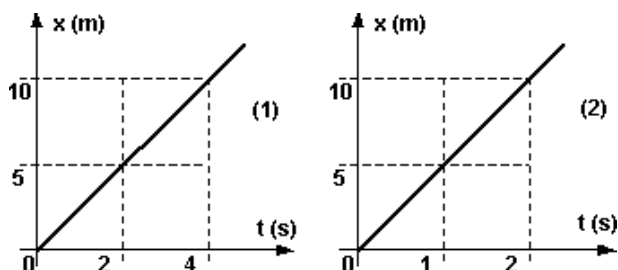
$$a_c = \left(0,785 \frac{1}{\text{s}}\right)^2 \cdot 2 \text{ m}$$

$$a_c = 0,62 \frac{1}{\text{s}^2} \cdot 2 \text{ m} = 1,23 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}$$

Para calcular la aceleración centrípeta tenemos $a_c = \omega^2 \cdot r$ Entonces:

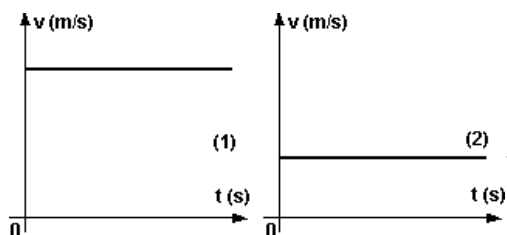
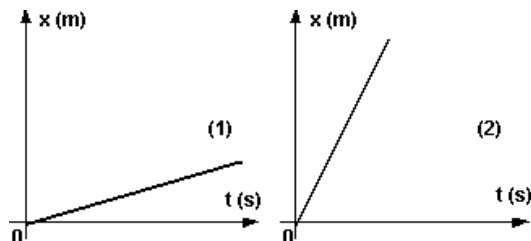
Es la aceleración centrípeta del niño.

EJERCICIOS RESUELTOS. GRÁFICAS DE MOVIMIENTO

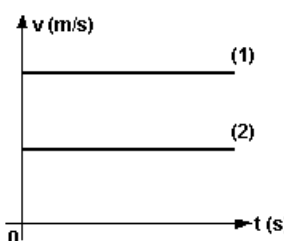


Problema nº 1) De estos dos gráficos, ¿cuál representa el movimiento más veloz? ¿Por qué?

Problema nº 2) ¿Cuál de los dos movimientos representado, el (1) o el (2), tiene mayor velocidad? ¿Por qué?



Problema nº 3) ¿Cuál de los dos movimientos representado, el (1) o el (2), tiene mayor velocidad? ¿Por qué?

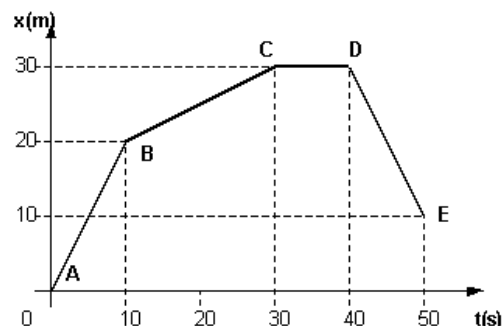


Problema nº 4) ¿Cuál de los dos movimientos representado, el (1) o el (2), tiene mayor velocidad? ¿Por qué?

Problema nº 5) ¿A cuántos m/s equivale la velocidad de un móvil que se desplaza a 72 km/h?

Problema nº 6) Un móvil viaja en línea recta con una velocidad media de 1.200 cm/s durante 9 s, y luego con velocidad media de 480 cm/s durante 7 s, siendo ambas velocidades del mismo sentido: ¿cuál es el desplazamiento total en el viaje de 16 s?

Problema nº 7) Para la gráfica de la figura, interpretar cómo ha variado la velocidad y hallar la distancia recorrida en base a ese diagrama.



Desarrollo problema 1

Para analizar o comparar gráficos siempre se debe tener en cuenta lo que se representa en cada eje, así como la escala y las unidades en cada eje.

Son gráficos de posición en función del tiempo y se representan rectas, por lo tanto se trata de dos movimientos con velocidad constante, en éste caso la pendiente de la recta es la velocidad, para el caso:

$$\Delta v = \Delta x / \Delta t \quad \Delta v_1 = \Delta x_1 / \Delta t_1 \quad \Delta v_1 = 10 \text{ m} / 4 \text{ s} \quad \Delta v_1 = 2,5 \text{ m/s}$$

$$\Delta v_2 = \Delta x_2 / \Delta t_2 \quad \Delta v_2 = 10 \text{ m} / 2 \text{ s} \quad \Delta v_2 = 5 \text{ m/s}$$

El gráfico (2) representa un movimiento más veloz.

Desarrollo problema 2

Para analizar o comparar gráficos siempre se debe tener en cuenta lo que se representa en cada eje, así como la escala y las unidades en cada eje. Como no tiene los ejes graduados no se puede emitir un resultado. OTRA EXPLICACIÓN EN CLASE

Desarrollo problema 3

Para analizar o comparar gráficos siempre se debe tener en cuenta lo que se representa en cada eje, así como la escala y las unidades en cada eje. Como no tiene los ejes graduados no se puede emitir un resultado. OTRA EXPLICACIÓN EN CLASE

Desarrollo problema 4

Para analizar o comparar gráficos siempre se debe tener en cuenta lo que se representa en cada eje, así como la escala y las unidades en cada eje.

En éste caso se representan dos movimientos en un mismo gráfico, por lo tanto no importa si los ejes no están graduados, el movimiento más veloz es el (1).

Desarrollo problema 5

$$v = 72 \frac{\text{km}}{\text{h}} \cdot \frac{1\text{h}}{3600\text{s}} \cdot \frac{1000\text{m}}{1\text{km}} = 72 \frac{1}{3600\text{s}} \cdot \frac{1000\text{m}}{1} = 20 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

Desarrollo problema 6

Datos:

$$v_1 = 1.200 \text{ cm/s} \quad t_1 = 9 \text{ s}$$

$$v_2 = 480 \text{ cm/s} \quad t_2 = 7 \text{ s}$$

a) El desplazamiento es: $e = v \cdot t$

$$\text{Para cada lapso de tiempo:} \quad e_1 = (1200 \text{ cm/s}) \cdot 9 \text{ s} \quad e_1 = 10800 \text{ cm}$$

$$e_2 = (480 \text{ cm/s}) \cdot 7 \text{ s} \quad e_2 = 3360 \text{ cm}$$

El desplazamiento total es: $e_t = e_1 + e_2 = 10800 \text{ cm} + 3360 \text{ cm} = \mathbf{14160 \text{ cm}} = 141,6 \text{ m}$

Desarrollo problema 7

A partir de la pendiente de cada tramo de recta obtenemos la velocidad.

$$v_{AB} = \Delta e_{AB} / \Delta t_{AB} = (20 \text{ m} - 0 \text{ m}) / (10 \text{ s} - 0 \text{ s}) = \mathbf{2 \text{ m/s}}$$

$$v_{BC} = \Delta e_{BC} / \Delta t_{BC} = (30 \text{ m} - 20 \text{ m}) / (30 \text{ s} - 10 \text{ s}) = \mathbf{0,5 \text{ m/s}}$$

$$v_{CD} = \Delta e_{CD} / \Delta t_{CD} = (30 \text{ m} - 30 \text{ m}) / (40 \text{ s} - 30 \text{ s}) = \mathbf{0 \text{ m/s}}$$

$$v_{DE} = \Delta e_{DE} / \Delta t_{DE} = (10 \text{ m} - 30 \text{ m}) / (50 \text{ s} - 40 \text{ s}) = \mathbf{-2 \text{ m/s}}$$

(la velocidad nunca puede quedarse con signo negativo. Hay que explicar qué significa el signo)

$$\Delta e_{AE} = e_E - e_A = 10 \text{ m} - 0 \text{ m} = \mathbf{10 \text{ m}}$$

Esto se debe a que el móvil regresa por el mismo camino.

EJERCICIOS RESUELTOS. CINEMÁTICA

Problema n° 1) Desde un 5° piso de un edificio se arroja una piedra verticalmente hacia arriba con una velocidad de 90 km/h, ¿cuánto tardará en llegar a la altura máxima? Usar $g = 10 \text{ m/s}^2$

Desarrollo problema 1

Datos:

$$v_0 = 90 \text{ km/h} \quad v_0 = 25 \text{ m/s}$$

Ecuaciones:

$$(1) v_f = v_0 + g \cdot t$$

$$(2) e = v_0 \cdot t + \frac{1}{2} g \cdot t^2$$

$$(3) v_f^2 - v_0^2 = 2 \cdot g \cdot h$$

Para $v_f = 0$ empleamos la ecuación (1): $0 = v_0 + g \cdot t$

$$t = -v_0/g = -(25 \text{ m/s}) \cdot (-10 \text{ m/s}^2) = 2,5 \text{ s}$$

Problema n° 2) Se lanza una pelota hacia arriba y se recoge a los 2 s, calcular: ¿Con qué velocidad fue lanzada? ¿Qué altura alcanzó?

Desarrollo problema 2

Datos:

$$t = 2 \text{ s}$$

Ecuaciones:

$$(1) v_f = v_0 + g \cdot t$$

$$(2) e = v_0 \cdot t + \frac{1}{2} g \cdot t^2$$

$$(3) v_f^2 - v_0^2 = 2 \cdot g \cdot h$$

Los 2 s se componen de 1 s hasta alcanzar la altura máxima ($v_f = 0$) y 1 s para regresar, de la ecuación (1):

$$0 = v_0 + g \cdot t \quad v_0 = -g \cdot t$$

$$v_0 = -(-10 \text{ m/s}^2) \cdot (1 \text{ s}) = 10 \text{ m/s}$$

De la ecuación (2):

$$e = (10 \text{ m/s}) \cdot (1 \text{ s}) + (1/2) \cdot (-10 \text{ m/s}^2) \cdot (1 \text{ s})^2 = 5 \text{ m}$$

Problema n° 3) ¿Cuál será la distancia recorrida por un móvil a razón de 90 km/h, después de un día y medio de viaje?

Desarrollo problema 3

Datos:

$$v = 90 \text{ km/h}$$

$$t = 1,5 \text{ día} = 1,5 \cdot 24 \text{ h} = 36 \text{ h} \quad v = e/t \quad e = v \cdot t \quad e = (90 \text{ km/h}) \cdot 36 \text{ h} \quad e = 3240 \text{ km}$$

Problema n° 4) Un ciclista que va a 30 km/h, aplica los frenos y logra detener la bicicleta en 4 segundos. Calcular: ¿Qué desaceleración produjeron los frenos? ¿Qué espacio necesito para frenar?

Desarrollo problema 4

Datos:

$$v_0 = 30 \text{ km/h} = (30 \text{ km/h}) \cdot (1000 \text{ m}/1 \text{ km}) \cdot (1 \text{ h}/3600 \text{ s}) = 8,33 \text{ m/s} \quad v_f = 0 \text{ km/h} = 0 \text{ m/s} \quad t = 4 \text{ s}$$

Ecuaciones:

$$(1) v_f = v_0 + a \cdot t$$

$$(2) e = v_0 \cdot t + \frac{1}{2} a \cdot t^2$$

$$\text{De la ecuación (1): } v_f = v_0 + a \cdot t \quad 0 = v_0 + a \cdot t \quad a = -v_0/t \quad a = (-8,33 \text{ m/s})/(4 \text{ s}) = -2,08 \text{ m/s}^2$$

Con el dato anterior aplicamos la ecuación (2):

$$e = (8,33 \text{ m/s}) \cdot (4 \text{ s}) + (-2,08 \text{ m/s}^2) \cdot (4 \text{ s})^2/2 \quad e = 16,67 \text{ m}$$

Problema n° 5) Un auto parte del reposo. A los 5 s posee una velocidad de 90 km/h. Si su aceleración es constante, calcular: ¿Cuánto vale la aceleración? ¿Qué espacio recorrió en esos 5 s? ¿Qué velocidad tendrá los 11 s?

Desarrollo problema 5

Datos:

$$v_0 = 0 \text{ km/h} = 0 \text{ m/s}$$

$$v_f = 90 \text{ km/h} = (90 \text{ km/h}) \cdot (1000 \text{ m}/1 \text{ km}) \cdot (1 \text{ h}/3600 \text{ s}) = 25 \text{ m/s} \quad t = 5 \text{ s}$$

Ecuaciones:

$$(1) v_f = v_0 + a \cdot t$$

$$(2) e = v_0 \cdot t + \frac{1}{2} a \cdot t^2$$

$$\text{De la ecuación (1): } v_f = a \cdot t \quad t = v_f/a \quad a = (25 \text{ m/s})/(5 \text{ s}) \quad a = 5 \text{ m/s}^2$$

$$\text{De la ecuación (2): } e = v_0 \cdot t + a \cdot t^2/2 \quad e = a \cdot t^2/2 \quad e = (5 \text{ m/s}^2) \cdot (5 \text{ s})^2/2 \quad e = 62,5 \text{ m}$$

$$\text{Para } t = 11 \text{ s aplicamos la ecuación (1): } v_f = (5 \text{ m/s}^2) \cdot (11 \text{ s}) = 55 \text{ m/s}$$

CINEMÁTICA

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA

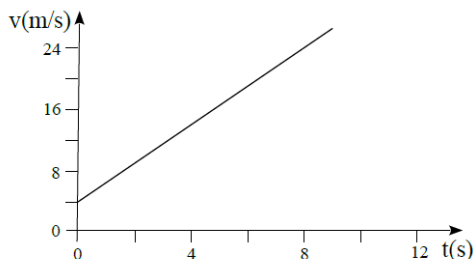
Opción B (Física y Química)

2017

1. Un automóvil circula a 90 km/h durante 7 min. ¿Qué distancia habrá recorrido en ese tiempo? A continuación, el vehículo frena bruscamente, deteniéndose en 10 s ¿Cuál ha sido la aceleración y la distancia de frenada? (2 puntos)

2016

2. La gráfica siguiente representa la variación de la velocidad de un móvil con el tiempo. Responde razonadamente a las siguientes preguntas (0,4 puntos por apartado).



- ¿Cuál es su velocidad inicial? ¿Y en el instante $t = 8$ s?
- ¿Cuál es la velocidad media durante los 8 primeros segundos?
- ¿Cuál es su aceleración?
- ¿De qué tipo de movimiento se trata? ¿Por qué?
- ¿Cuál es la distancia recorrida por el móvil desde $t = 0$ a $t = 8$ s?

2015

3. Desde dos poblaciones, A y B, que distan 8,00 km, salen al encuentro dos vehículos. El primero parte de A desde el reposo con una aceleración constante de 0,600 m/s². El segundo sale de B, 20,0 s más tarde, con una velocidad constante de 81,0 km/h. Suponiendo que la carretera entre ambos pueblos sea rectilínea, calcula:

- El instante en que se encontrarán.
- La velocidad que llevará cada vehículo en el instante de encuentro.

2014

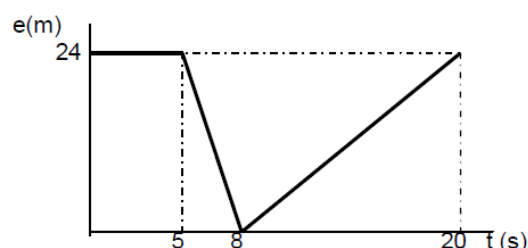
4. Se lanza verticalmente hacia arriba, desde el suelo, un cuerpo con una velocidad de 30 m/s. Calcula: a) La altura a la que se encuentra dos segundos después. b) La altura máxima alcanzada. Tomar $g = 10$ m/s²

2013

5. Calcular la distancia recorrida por un coche que viaja a 120 km/h y frena parándose en 12 segundos.

2012

6.



A partir de la gráfica espacio-tiempo adjunto:

- Para cada tramo: describir el tipo de movimiento y calcular su velocidad
- Calcular la velocidad media del móvil en los 20 segundos representados

2011

7. Un automóvil se mueve a 108 km/h. a) ¿Qué distancia recorre entre las 09h 37min y las 09h 45 min. b) Cuando son las 09h 45 min el conductor levanta el pie del acelerador y el automóvil tarda 30 segundos en detenerse. ¿Qué distancia ha recorrido en esos 30 segundos?

2010

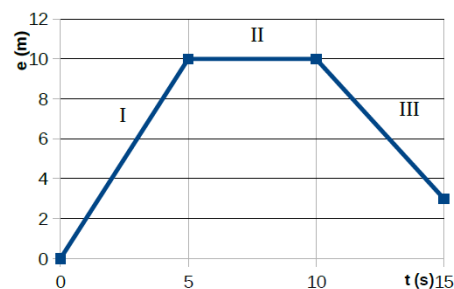
8. Un coche circula con una velocidad de 120 km/h. En un instante dado el conductor frena y el coche reduce su velocidad hasta 80 km/h en 5 segundos. Calcular: a) El valor de la aceleración, que se supone constante. b) la distancia recorrida en los 5 segundos de frenada.

Opción C (Física)

2017

9. Observa el gráfico espacio-tiempo y contesta las preguntas:

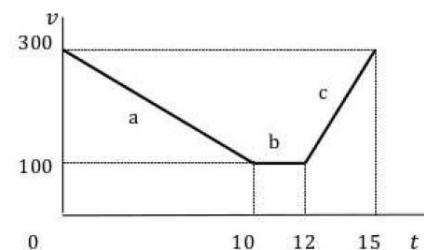
- Que distancia se ha recorrido en cada tramo? (0,5 puntos)
- Que velocidad lleva el objeto en cada tramo? (1 punto)
- Indica el tipo de movimiento en cada tramo. (0,5 puntos)



2015

10. Se deja caer una bola de acero desde la terraza de un edificio de 80 m de altura. Suponiendo que el rozamiento entre la bola y el aire es despreciable, calcula:

- El tiempo que tarda la bola en llegar al suelo.
- La velocidad con la que impacta con el suelo.



2014

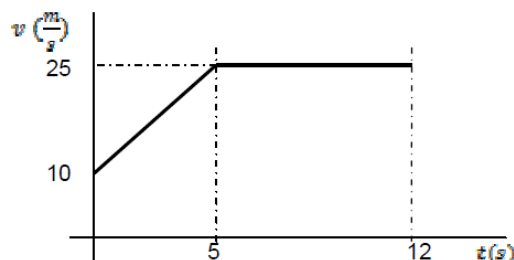
11. Un coche circula con una velocidad de 120 km/h. En un instante dado el conductor frena y el coche reduce su velocidad hasta 80 km/h en 4 segundos.

Calcular: a) El valor de la aceleración, que se supone constante. b) la distancia recorrida en los 4 segundos de frenada.

12. La gráfica adjunta velocidad-tiempo tiene tres etapas. Las unidades son del sistema internacional. Para cada etapa, describe el movimiento del móvil y calcula su aceleración

2013

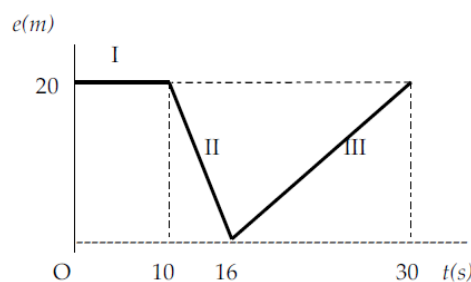
13. Un automóvil viaja a 108 km/h cuando el conductor ve un obstáculo en la carretera e inmediatamente aplica los frenos. Calcula la distancia recorrida por el coche hasta que se detiene si el tiempo de respuesta del conductor ha sido de 0,8 s y la aceleración de frenado es de 5 m/s^2



2012

14. A partir de los datos del gráfico velocidad-tiempo adjunto:

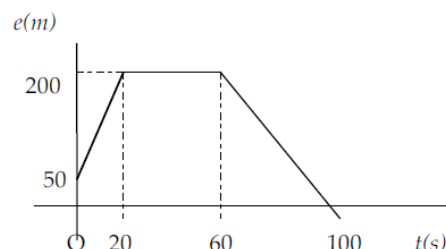
- Para cada tramo, calcula la aceleración y di el tipo de movimiento que representa
- Calcula la velocidad media en los 12 segundos representados



2011

15. El gráfico adjunto representa la variación de la posición con el tiempo de un móvil.

- ¿Qué distancia recorre el móvil en cada tramo?
- Calcula la velocidad en cada tramo y describe el tipo de movimiento que efectúa en cada uno.



2010

16. El gráfico adjunto representa la variación de la posición con el tiempo de un móvil.

- ¿Qué distancia recorre el móvil en cada tramo?
- Calcula la velocidad en cada tramo y describe el movimiento que efectúa en cada uno de ellos.

OTROS EJERCICIOS

1. La distancia que separa dos señales consecutivas de una carretera recta es de 60 metros. Calcular el tiempo que emplea un móvil en recorrer dicha distancia si su velocidad es constante e igual a 72 km/h.
2. Un automóvil circula por una carretera recta, pasa por el kilómetro 145 y al cabo de medio minuto pasa por el kilómetro 175. ¿Cuál ha sido la velocidad media del automóvil durante ese intervalo, expresada en m/s y en km/h?
3. Un ciclista marcha con una velocidad constante por un camino recto que mide 6 km. ¿Cuál es su velocidad en m/s si tarda en recorrer dicho tramo 10 minutos?
4. Calcular el espacio que recorre en un minuto una motocicleta que circula a una velocidad constante de 108 km/h.
5. Un móvil parte del reposo con una aceleración constante de 20 cm/s^2 . Calcular su velocidad al cabo de un minuto y el espacio recorrido en ese tiempo. Expresar los resultados en el sistema internacional.
6. Una moto que circula a 72 km/h acelera alcanzando al cabo de 5 segundos una velocidad de 90 km/h. Calcular la aceleración de la moto y el espacio recorrido en ese intervalo de tiempo.
7. Una automóvil que circula a 108 km/h frena durante 4 segundos recorriendo 45 m hasta detenerse. Determinar la deceleración, producida al frenar.
8. Un coche lleva una velocidad de 90 km/h, velocidad que alcanza en medio minuto tras partir del reposo. Si en ese tiempo ha recorrido dos kilómetros y medio, calcula la aceleración experimentada por el coche.
9. Un automóvil marcha a 60 km/h pero el conductor decide al cabo de dos minutos de trayecto doblar su velocidad. Calcula la aceleración experimentada y la distancia que ha recorrido.
10. Un coche circula por una carretera a 90 km/h. Al observar un control de la policía frena y se detiene para mostrar su documentación. Si el coche ha empleado 70 metros para lograr detenerse, calcula el tiempo transcurrido hasta pararse si su deceleración ha sido de -3 m/s^2 .
11. Desde una cierta altura se deja caer un objeto, que tarda 10 s en llegar al suelo. Calcular la velocidad con la que llega al suelo y la altura desde la que cayó.
12. Se lanza un objeto verticalmente hacia arriba con una velocidad de 19,6 m/s. Calcular la altura máxima que alcanza el objeto respecto al punto de lanzamiento y el tiempo que tarda en alcanzarla.
13. Desde el tercer piso de un edificio se deja caer una pelota que tarda 5 segundos en hacer al suelo. ¿Qué altura tiene este tercer piso? ¿Con qué velocidad llega al suelo?
14. Se deja caer una piedra desde un puente ¿A qué altura sobre la superficie del agua estará el puente si la piedra tarda 3 segundos en llegar al superficie del agua?
15. Disparando verticalmente una bola de cañón con una velocidad inicial de 588 m/s. ¿Qué altura máxima alcanzará?
16. Una bala se dispara verticalmente hacia arriba con una velocidad de 196 m/s. Calcula:
 - a) Al cabo de cuánto tiempo se detendrá.
 - b) La altura máxima que alcanzará.
 - c) Cuánto tiempo empleará en caer.
17. Calcular la altura máxima de un proyectil lanzado verticalmente hacia arriba con una velocidad de 539 m/s y el tiempo que tardará en subir.

18. Lanzamos un proyectil verticalmente hacia arriba con una velocidad de 400 km/h. Calcula:

- a) La altura que alcanza dos segundos después.
- b) La altura que alcanza como máximo.
- c) El tiempo que tarda el proyectil en volver a su posición de origen.

UNIDAD 3. DINÁMICA

Análisis crítico de las concepciones pregalileanas de las relaciones entre fuerzas y movimientos y presentación de la idea de fuerza como interacción que produce variaciones en el estado de movimiento de los cuerpos

Principios de la dinámica. Introducción de la fuerza de rozamiento por deslizamiento.

3.1. Fuerza y medidas de fuerza

3.2. Fuerzas resultantes

3.2.1. Fuerzas concurrentes

3.3. Leyes de Newton. Principios de la dinámica.

3.3.1. 1ª Ley de Newton. Principio de inercia.

3.3.2. 2ª Ley de Newton. Principio fundamental.

3.3.3. 3ª Ley de Newton. Principio de la acción y la reacción

3.4. Fuerza de rozamiento

3.5. Fuerza Peso

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA

EJERCICIOS

3.1. Fuerza y medidas de fuerza

Todas las ciencias admiten como verdad universal que hay una causa para cada efecto. La de los cambios en el movimiento se llama fuerza. Una fuerza es capaz de: iniciar y/o modificar un movimiento, cambiar la forma de los objetos. Del segundo efecto de las fuerzas, la deformación, trataremos en otro tema. En el primero debemos incluir: producción de movimiento, detención, alteración de su dirección, variación de su rapidez y cambio de sentido. Los datos de identidad de las fuerzas son su intensidad, dirección y sentido, por lo tanto la fuerza es una magnitud vectorial.

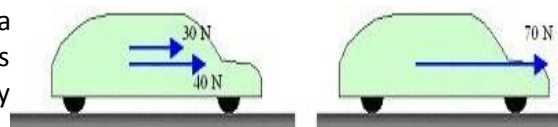
3.2. Fuerzas resultantes

A menudo, sobre un mismo cuerpo intervienen varias fuerzas simultáneamente. Mediante un balance de dichas fuerzas se puede averiguar cómo será el movimiento al que dan lugar. Esto es así porque del balance se obtiene una fuerza, la fuerza resultante, que contiene toda la información del movimiento que origina el conjunto. La simbolizaremos con F_R o F_T

3.2.1. Fuerzas concurrentes

Las fuerzas que, además de actuar sobre un mismo objeto, comparten el punto de aplicación se llaman fuerzas concurrentes. Pueden ser:

Fuerzas en la misma dirección y sentido. La resultante de un sistema formado de dos fuerzas de la misma dirección y el mismo sentido, es una fuerza con la misma dirección y sentido que las componentes, y su módulo es igual a la suma de los módulos de las componentes.



Fuerzas en la misma dirección y en sentidos contrarios. La resultante de un sistema formado por 2 fuerzas de la misma dirección y sentidos contrarios, es una fuerza con la misma dirección que las componentes, su sentido coincide con el de la componente de mayor módulo, y su módulo es igual a la diferencia entre los módulos de las componentes.



Si la resultante obtenida tiene signo negativo, procederemos a realizar el valor absoluto. Ejemplo:

$$F_2 - F_1 = |-3| = 3 \text{ N}$$

3.3. Leyes de Newton. Principios de la dinámica.

En el epígrafe anterior has aprendido que para modificar un movimiento es necesario aplicar una fuerza.

3.3.1. 1ª Ley de Newton. Principio de inercia.

La inercia es la tendencia de los cuerpos a conservar su estado de reposo o movimiento. El físico Isaac Newton construyó la primera de las tres leyes con las que explicó el movimiento.

“Todo cuerpo permanece en su estado de reposo o movimiento uniforme siempre que no exista una fuerza sobre él”.

Esta ley se denomina *Principio de Inercia* porque establece que los cuerpos ofrecen una inercia (resistencia) a los cambios de velocidad. Así, por ejemplo:

Si estamos de pie en un autobús que está parado, cuando éste arranca, nuestro cuerpo tiende a irse hacia atrás; pues “por inercia” nuestro cuerpo tiende a seguir en reposo.

Si estamos de pie en un autobús que está en movimiento, cuando éste frena bruscamente, nuestro cuerpo tiende a irse hacia delante; pues, “por inercia” nuestro cuerpo tiende a seguir con la velocidad que llevaba.

3.3.2. 2ª Ley de Newton. Principio fundamental.

“Siempre que se aplique sobre un cuerpo una fuerza (o un conjunto de ellas cuya resultante no sea igual a cero) se le imprimirá una aceleración con la misma dirección y sentido que la fuerza que la origina y un módulo proporcional a su intensidad”.

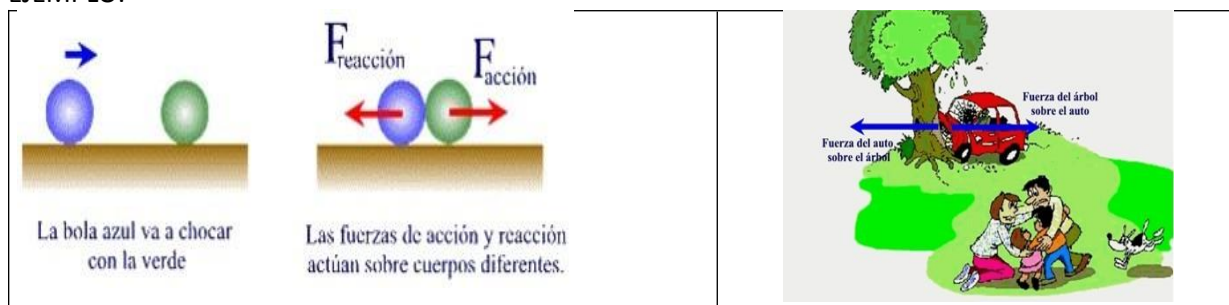
La 2ª ley de Newton se expresa: $F = m \cdot a$

La unidad de la fuerza es el Newton (N), que es igual a $1 \text{ kg} \cdot \text{m}/\text{s}^2$

3.3.3. 3ª Ley de Newton. Principio de la acción y la reacción

“Cuando un objeto ejerce una fuerza (acción) sobre otro, el segundo ejerce sobre el primero una fuerza (reacción) de la misma intensidad y dirección, pero de sentido contrario”.

EJEMPLO:



3.4. Fuerza de rozamiento

Supongamos que sobre un objeto, que se encuentra en reposo sobre una superficie horizontal, aplicamos una fuerza horizontal F lo suficientemente pequeña para que el objeto continúe en reposo.

Sobre el objeto actuará otra fuerza opuesta a F para que la resultante sea nula.

Esta fuerza es la **fuerza de rozamiento (Froz)** y corresponde a la interacción entre las superficies en contacto (la del objeto y la de apoyo).

La fuerza de rozamiento actúa cuando un cuerpo se desliza o tiende a deslizarse por una superficie material.

Se define como la fuerza que la superficie opone al deslizamiento del cuerpo.

La dirección de la fuerza de rozamiento coincide con la dirección hacia la que tiende a deslizarse o se desliza el cuerpo, y su sentido es opuesto al deslizamiento.



EJEMPLOS:

1. Si un objeto no tiene aceleración, ¿cuánto debe valer la fuerza de rozamiento con el suelo si la fuerza con la que tiramos de él es 10 N?

La fuerza de rozamiento tendrá que ser de 10 N pero en sentido contrario, para que la resultante sea nula. En ese caso la aceleración es nula.

2. En el ejemplo anterior, si tiramos de él con una fuerza de 5 N más que antes, ¿cuál es la masa del objeto si se mueve con una aceleración de $2 \text{ m}/\text{s}^2$?

$$F_R = F - F_{\text{roz}} = 15 - 10 = 5 \text{ N} \quad a = 2 \text{ m}/\text{s}^2 \quad F_R = m \cdot a \Rightarrow m = \frac{F_R}{a} = \frac{5}{2} = 2,5 \text{ kg}$$

3. Un objeto de 10 kg está parado sobre el suelo cuando ejercemos una fuerza de 20 N.

¿Cuánto vale la fuerza de rozamiento?

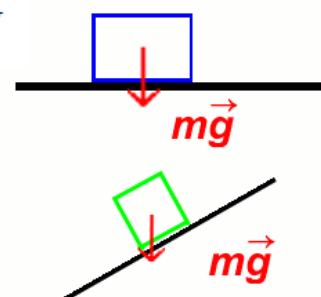
¿Cuánto vale la aceleración?

Si ahora tiene una aceleración de $1 \text{ m}/\text{s}^2$, ¿qué fuerza estamos ejerciendo sobre él?

La fuerza de rozamiento tendrá que ser 20 N para que el objeto esté parado.

Si está parado la aceleración es $0 \text{ m}/\text{s}^2$

$$F_R = F - F_{\text{roz}} = m \cdot a = 10 \cdot 1 = 10 \text{ N}$$



$$F_R = F - F_{roz} = 10 \text{ N} \quad F = F_{roz} + 10 = 20 + 10 = 30 \text{ N}$$

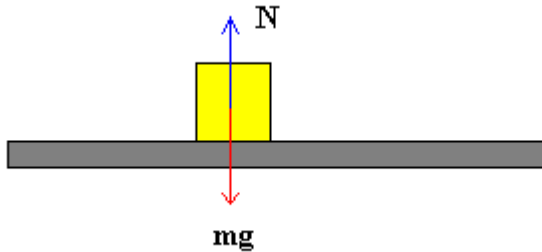
La fuerza de rozamiento F_{roz} es proporcional a la fuerza normal N .

$$F_{roz} = \mu N$$

La constante de proporcionalidad μ es un número sin dimensiones que se denomina coeficiente de rozamiento que depende de la naturaleza de cada material y es siempre menor que 1.

La fuerza normal

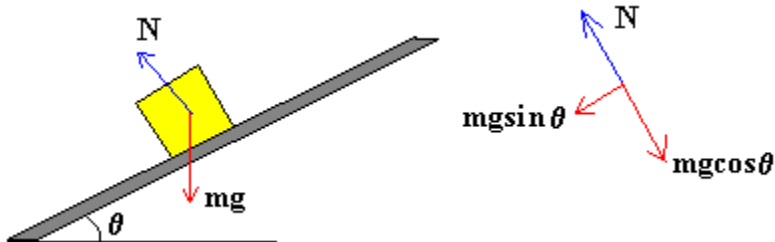
La fuerza normal, reacción del plano o fuerza que ejerce el plano sobre el bloque depende del peso del bloque, la inclinación del plano y de otras fuerzas que se ejerzan sobre el bloque tal como vamos a ver en estos ejemplos.



Supongamos que un bloque de masa m está en reposo sobre una superficie horizontal, las únicas fuerzas que actúan sobre él son el peso mg y la fuerza y la fuerza normal N . De las condiciones de equilibrio se obtiene que la fuerza normal N es igual al peso mg
 $N=mg$

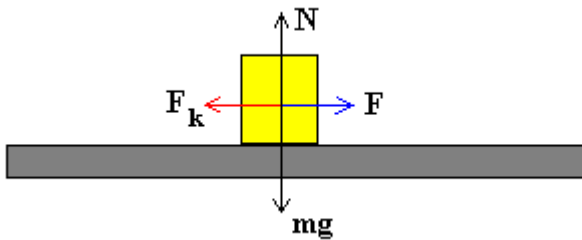
Si ahora, el plano está inclinado un ángulo ϑ , el bloque está en equilibrio en sentido perpendicular al plano inclinado por lo que la

fuerza normal N es igual a la componente del peso perpendicular al plano, $N=mg \cdot \cos\vartheta$



El bloque se mueve

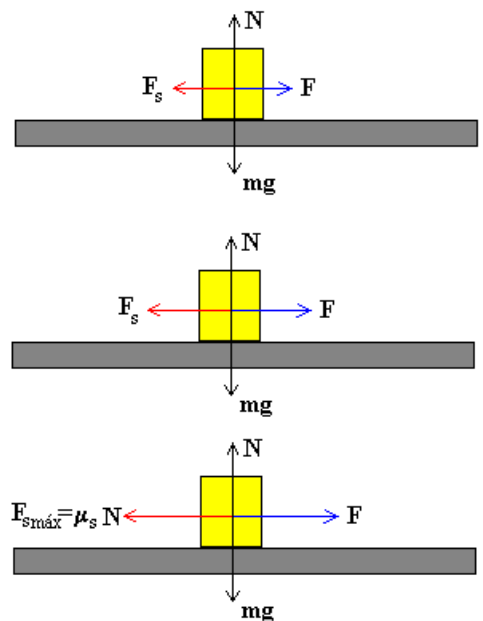
En la figura, se muestra un bloque arrastrado por una fuerza F horizontal. Sobre el bloque actúan el peso mg , la fuerza normal N que es igual al peso y la fuerza de rozamiento F_{roz} entre el bloque y el plano sobre el cual desliza. Si el bloque desliza con velocidad constante la fuerza aplicada F será igual a la fuerza de rozamiento F_{roz} .



El bloque está en reposo

También existe una fuerza de rozamiento entre dos objetos que no están en movimiento relativo.

Como vemos en la figura, la fuerza F aplicada sobre el bloque aumenta gradualmente, pero el bloque permanece en reposo. Como la aceleración es cero la fuerza aplicada es igual y opuesta a la fuerza de rozamiento F_{roz} .



3.5. Fuerza Peso

El movimiento que adquiere un cuerpo al caer libremente se debe a la atracción de la Tierra sobre el mismo. El Peso de un cuerpo es la fuerza con la que la tierra atrae al cuerpo. $P = m \cdot g$

Masa. Unidad de medida: kg

Aceleración de la gravedad $g = (9,8 \text{ m/s}^2)$.

$1 \text{ kg} \cdot \text{m/s}^2 = 1 \text{ newton (N)}$.

La dirección del peso siempre es vertical y su sentido descendente (dirigido hacia el suelo).

DINÁMICA
EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
OPCIÓN B FÍSICA Y QUÍMICA

2017

2016

2015

1. Un hombre tira de un trineo de 70 kg con una fuerza de 100 N, mediante una cuerda que forma un ángulo de 28° con la horizontal. El coeficiente de rozamiento entre el trineo y la nieve es de 0,10.

Calcula:

a. La fuerza normal ejercida por la superficie sobre el trineo.

b. La aceleración que experimentará el trineo.

Dato: $g = 9,81 \text{ m/s}^2$.

2014

2. Lanzamos un bloque de madera de masa por un suelo horizontal, con el que tiene un coeficiente de rozamiento al deslizamiento $\mu=0,2$, con una velocidad inicial de 5 m/s. a) Calcula la aceleración de frenado del bloque. , b)¿Qué velocidad tendrá al cabo de 1 s? *Tomar $g= 10 \text{ m/s}^2$*

2013

2012

2011

2010

OTROS EJERCICIOS

1. Hallar la fuerza que tienen que actuar sobre una masa de 30 kg para que le proporcione una aceleración de 500 cm/s^2 .
2. Hallar la masa de un cuerpo, si al aplicarle una fuerza de 98 N adquiere una aceleración de 2 m/s^2 .
3. ¿Qué aceleración adquirirá un cuerpo de 5 kg al actuar sobre él una fuerza de 10 N?
4. Sobre un cuerpo actúan simultáneamente dos fuerzas de intensidades 3 N y 4 N. Si dichas fuerzas tienen la misma dirección y sentido, ¿cuál es la intensidad de la fuerza resultante?
5. Sobre un cuerpo de 10 kg de masa, actúa una fuerza de 300 N durante 5 segundos. Hallar:
 - a) La aceleración comunicada al cuerpo.
 - b) Su velocidad al cabo de 5 s.
 - c) El espacio recorrido por el cuerpo en esos 5 s.
6. Un cuerpo de 60 kg está sometido a una fuerza de 150 N durante 10 segundos. Calcula la velocidad alcanzada al cabo de ese tiempo y el espacio recorrido.
7. Una fuerza de 100 N es capaz de mover una carga de 20 kg, si el rozamiento con la superficie de contacto es de 15 N calcula el espacio recorrido tras 15 segundos y la velocidad alcanzada.
8. ¿Cuánto tiempo tiene que actuar una fuerza de 100 N sobre un cuerpo de 25 kg de masa para comunicarle una velocidad de 25 m/s?
9. Calcular el valor de la fuerza que hace un levantador de pesas cuando levanta 150 kg en los siguientes casos:
 - a) Cuando eleva las pesas a velocidad constante.
 - b) Cuando eleva las pesas con una aceleración de 1 m/s^2 .
 - c) Cuando baja las pesas con una aceleración de 4 m/s^2 .
10. Calcula la fuerza que debe realizar un pistón neumático para levantar una carga de 1200 N en los siguientes casos:
 - a) Si sube la carga con una aceleración de 200 cm/s^2 .
 - b) Si realiza la acción a la velocidad constante de 3 m/s.
11. Si un camión de 14000 kg de masa marcha por una carretera recta a la velocidad constante de 90 km/h, ¿cuánto vale la resultante de las fuerzas que actúan sobre el camión? ¿Por qué?
12. Un cuerpo de 20 kg se mueve con aceleración de 2 m/s^2 gracias a la acción de una fuerza de 18000 N.
 - a) Calcula el rozamiento que experimenta el cuerpo con la superficie de contacto.
 - b) La velocidad que alcanza pasados 13 segundos.
13. Un cuerpo de 5 kg está apoyado sobre una superficie horizontal. El cuerpo comienza a moverse cuando le ejercemos una fuerza horizontal de 50 N. si el rozamiento es de 4 N, calcula la aceleración experimentada por el cuerpo y la distancia recorrida tras 6 segundos en movimiento.
14. Calcular la aceleración que adquiere un cuerpo de 20 kg de masa, situado sobre una superficie horizontal, al aplicarle una fuerza horizontal de 300 N, en los siguientes casos:
 - a) El objeto está sobre ruedas y el rozamiento es despreciable.
 - b) La fuerza de rozamiento entre las superficies en contacto es de 100 N.
15. Un cuerpo de 5 kg de masa está apoyado sobre una superficie horizontal. El cuerpo comienza a moverse cuando ejercemos una fuerza lateral de 10 N. Determina el rozamiento con la superficie de contacto si la aceleración experimentada es de 1 m/s^2 .
16. Un cuerpo se mueve por una superficie recta y horizontal con una velocidad constante de 90 km/h. La fuerza de rozamiento con la superficie es de 1200 N.
 - a) Averigua la fuerza gracias a la cual se mueve el cuerpo.
 - b) Calcula la distancia que recorre en 30 segundos.

UNIDAD 4. TRABAJO. POTENCIA Y ENERGÍA

Definición operativa de la magnitud trabajo en el contexto de las transformaciones mecánicas. Su utilización en diferentes situaciones. Introducción del concepto de potencia.

Relaciones entre trabajo y energía introduciendo la energía cinética y la potenciales gravitatoria (en las proximidades de la superficie terrestre).

4.1. La energía

3.1.1. Introducción

3.1.2. Tipos de energía

4.2. Energía mecánica

4.3. Energía cinética

4.4. Energía potencial

4.5. Principio de conservación de la energía mecánica

4.6. Trabajo y potencia

4.6.1. El Trabajo

4.6.2. La potencia

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA. Opciones B y C

OTROS EJERCICIOS

4.1. La energía

4.1.1. Introducción

Al mirar a nuestro alrededor se observa que las plantas crecen, los animales se trasladan y que las máquinas y herramientas realizan las más variadas tareas. Todas estas actividades tienen en común que precisan del concurso de la energía.

La energía es una propiedad asociada a los objetos y sustancias y se manifiesta en las transformaciones que ocurren en la naturaleza.

La energía se manifiesta en los cambios físicos, por ejemplo, al elevar un objeto, transportarlo, deformarlo o calentarlo.

La energía está presente también en los cambios químicos, como al quemar un trozo de madera o en la descomposición de agua mediante la corriente eléctrica.

Se trata de una magnitud física y por lo tanto, medible. La unidad de energía en el Sistema Internacional es el julio (J), la misma que el trabajo.

Un julio es la energía necesaria para elevar un peso de 1 newton (N) hasta un 1 metro (m): $1 J = 1 N \cdot 1 m$

El kilojulio (KJ), se utiliza mucho también, así como el kilovatio por hora (Kw·h) que equivale a $3,6 \cdot 10^6 J$.

4.1.2. Tipos de energía

Energía eléctrica: es causada por el movimiento de las cargas eléctricas en el interior de los materiales conductores. Esta energía produce, fundamentalmente, 3 efectos: luminoso, térmico y magnético. Ej.: La transportada por la corriente eléctrica en nuestras casas y que se manifiesta al encender una bombilla.

Energía térmica: La Energía térmica se debe al movimiento de las partículas que constituyen la materia. Un cuerpo a baja temperatura tendrá menos energía térmica que otro que esté a mayor temperatura.

La transferencia de energía térmica de un cuerpo a otro debido a una diferencia de temperatura se denomina calor.

La **Energía química** es la que se produce en las reacciones químicas. Una pila o una batería poseen este tipo de energía. Ej.: La que posee el carbón y que se manifiesta al quemarlo.

La **Energía nuclear** es la energía almacenada en el núcleo de los átomos y que se libera en las reacciones nucleares de fisión y de fusión. Ej.: la energía del uranio, que se manifiesta en los reactores nucleares.

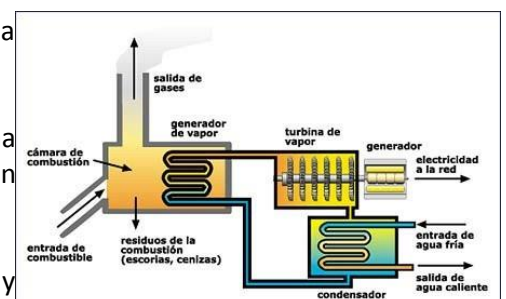
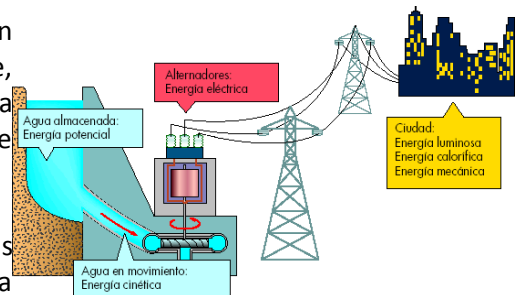
Energía luminosa, radiante o electromagnética: se trata de la energía de las ondas electromagnéticas como: los rayos infrarrojos, los rayos de luz, los rayos ultravioletas, los rayos X, etc. La mayor parte de este tipo de energía la recibimos del Sol.

Energía sonora: está relacionada con la transmisión por el aire de ciertas ondas, vibraciones o sonidos (ondas materiales o mecánicas) que son perceptibles por el oído humano haciendo posible entre otras cosas la comunicación.

Energía nuclear: proviene de las reacciones nucleares que se producen bien de forma espontánea en la naturaleza o bien de forma artificial en las centrales nucleares.

4.2. Energía mecánica

La energía mecánica de un cuerpo está constituida por la suma de dos componentes; la energía que dicho cuerpo



adquiere por el hecho de moverse, denominada Energía de movimiento o Energía cinética (E_c), y la energía que posee en virtud de la posición que ocupa, a la que llamamos Energía de posición o Energía potencial (E_p).

$$E_m = E_p + E_c$$

4.3. Energía cinética

El valor de la energía cinética (E_c) de un cuerpo que se esté moviendo va a depender de la masa de dicho cuerpo y de la velocidad con que éste se desplace. Así, una persona de 80 kg poseerá el doble de energía cinética que otra de 40 kg cuando ambas se muevan a la misma velocidad.

La medida matemática de la energía cinética se obtienen mediante la siguiente ecuación: $E_c = \frac{1}{2} m v^2$ donde m representa el valor de la masa del cuerpo en kg y v es la velocidad a la que se desplace expresada en m/s.

4.4. Energía potencial

El valor de la energía potencial (E_p) de este mismo cuerpo cuando esté en reposo, va a depender tanto de la masa como de la altura a la que esté situado con respecto al suelo. Así, un cuerpo de 80 kg poseerá mayor energía potencial que otro de 40 kg si ambos se encuentran situados a la misma altura. Obtenemos el valor matemático de la energía potencial mediante la siguiente ecuación: $E_p = m g h$ donde m representa el valor de la masa del cuerpo en kg, g es la aceleración de la gravedad cuyo valor se considera constante: $9,8 \text{ m/s}^2$, h es el valor de la altura a la que esté situado el cuerpo, expresada en metros.

El aumento de energía cinética de un cuerpo implica una disminución equivalente de su energía potencial y viceversa, de esta manera la energía mecánica de dicho cuerpo se mantiene constante.

El valor de la energía mecánica vendrá expresado en julios.

EJEMPLOS:

1. Calcula el valor de la energía cinética de un objeto de 10 kg de masa cuando lleva una velocidad de 2 m/s.

$$m = 10 \text{ kg} \quad v = 2 \text{ m/s}$$

$$E_c = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2 = \frac{1}{2} \cdot 10 \cdot 2^2 = \frac{1}{2} \cdot 10 \cdot 4 = 20 \text{ J}$$

2. Calcula el valor de la energía potencial de un objeto de 2 kg de masa cuando se encuentra a una altura de 5 m.

$$m = 2 \text{ kg} \quad g = 9,8 \text{ m/s}^2 \quad h = 5 \text{ m}$$

$$E_p = m g h = 2 \cdot 9,8 \cdot 5 = 98 \text{ J}$$

4.5. Principio de conservación de la energía mecánica

En la realización de todos nuestros quehaceres cotidianos; subir y bajar escaleras, ir a comprar, limpiar, caminar... consumimos una determinada cantidad de energía. Pero lo que identificamos como consumo es más bien una transformación, nos movemos porque transformamos la energía química que nos aportan los alimentos en energía mecánica (movimiento muscular).

El principio de conservación de la energía mecánica dice:

“La energía mecánica de un cuerpo se conserva cuando sobre él sólo actúa el peso”.

Si sobre un cuerpo actúa la fuerza de rozamiento la energía mecánica se ve disminuida en la cantidad que representa dicha fuerza.

EJEMPLOS:

Un objeto de 1 kg se lanza verticalmente hacia arriba, con una velocidad de 10 m/s. ($g = 10 \text{ m/s}^2$) calcula:

a) La energía mecánica del objeto en el momento de lanzarlo.

b) La energía cinética y la velocidad del objeto cuando éste se encuentra a una altura de 2 m.

c) La energía potencial cuando el objeto alcanza su altura máxima, y la medida de dicha altura.

a)

$$m = 1 \text{ kg} \quad v = 10 \text{ m/s} \quad g = 10 \text{ m/s}^2 \quad h = 0 \text{ m}$$

$$E_m = E_c + E_p = \frac{1}{2} m v^2 + m g h = \frac{1}{2} 1 \cdot 10^2 + 0 = 50 \text{ J}$$

b)

$$m = 1 \text{ kg} \quad g = 10 \text{ m/s}^2 \quad h = 2 \text{ m} \quad v = ?$$

Con la altura podemos conocer la energía potencial: $E_p = m g h = 1 \cdot 10 \cdot 2 = 20 \text{ J}$

Teniendo en cuenta el principio de conservación de la energía, en este momento la energía mecánica es 50 J (calculado en el apartado anterior). Entonces: $E_m = E_c + E_p \quad 50 = E_c + 20 \quad E_c = 30 \text{ J}$

Además, utilizando la fórmula de la energía cinética podemos calcular la velocidad $v = 7,75 \text{ m/s}$.

c)

$$m = 1 \text{ kg} \quad v = 0 \text{ m/s} \quad g = 10 \text{ m/s}^2 \quad h = ?$$

$E_m = E_c + E_p \quad 50 = E_c + E_p$ pero como la velocidad es cero cuando llega a la altura máxima, la energía cinética es cero y la energía potencial es igual a la energía mecánica. $E_p = 50 \text{ J}$

A partir de la fórmula de la energía potencial se puede calcular la altura máxima $h_{\text{máx}} = 5 \text{ m}$.

4.6. Trabajo y potencia

4.6.1. El Trabajo

La realización de cualquier trabajo exige el empleo de cierta dosis de energía. Pero bajo el punto de vista de la Física, por mucha energía que apliquemos en mover un objeto, si no somos capaces de desplazarlo, no habremos realizado ningún trabajo.

Según esta disciplina, para realizar un trabajo es necesario que al aplicar una fuerza sobre un cuerpo logremos que dicho cuerpo se desplace. Así realizamos trabajo cuando tiramos del carro de la compra, levantamos objetos,...

El valor del **trabajo** (T o W) realizado, cuando el cuerpo se desplace en la misma dirección en que se aplica la fuerza, se calcula mediante la ecuación: **$W = F e \cos\alpha$** donde:

W es el trabajo en julios (J)

F es la fuerza en newtons (N)

e es el desplazamiento (posición final menos posición inicial) en metros

α es el ángulo formado entre la fuerza y el desplazamiento producido.

Si el trabajo se realiza en la misma dirección del movimiento: **$W = F e$** (EXPLICACIÓN EN CLASE)

Tan importante como la cantidad de trabajo efectuado es la velocidad con que este se efectúe. Para ello existe en Física una magnitud denominada **Potencia**.

4.6.2. La potencia

La **potencia** se define como la velocidad con la que se realiza un trabajo. La potencia es el trabajo realizado por unidad de tiempo. Su ecuación es: **$P = W / t$** donde:

W es el trabajo realizado y se mide en julios

t es el tiempo empleado, en segundos

P es la potencia, cuya unidad en el sistema internacional es el julio por segundo (J/s) a la que también se le llama vatio (w).

El vatio resulta ser una unidad muy pequeña por lo que normalmente se utilizan múltiplos de ella, tales como el kilovatio (Kw) que equivale a 1000 vatios o el caballo de vapor (c.v.) que son 735 vatios.



EJEMPLO:

Para desplazar un objeto 5 m hemos tenido que aplicar una fuerza equivalente a 40 N durante 50 segundos. Calcular el valor del trabajo realizado y la potencia consumida.

$$F = 40 \text{ N} \quad e = 5 \text{ m} \quad t = 50 \text{ s}$$

$$W = F e = 40 \cdot 5 = 200 \text{ J}$$

$$P = W / t = 200 \text{ J} / 50 \text{ s} = 4 \text{ W}$$

TRABAJO Y ENERGÍA

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA

Opción B: Física y Química

2017

1. Un coche de 1250 kg, inicialmente en reposo, arranca con una aceleración de $0,8 \text{ m/s}^2$, desplazándose 1 km por una carretera horizontal que se supone sin rozamiento. .Que trabajo realiza el motor? .Cual ha sido su potencia? (2 puntos)

2016

2. Se deja caer un cuerpo de 12 kg desde una altura de 40 m. Supón despreciable la resistencia del aire. Determina (0,5 puntos por apartado):

- La energía potencial cuando está a una altura de 30 m.
- La energía cinética que tiene en ese instante y su velocidad.
- El trabajo que efectúa cuando choca contra el suelo.
- La velocidad con la que llega al suelo.

Dato: $g = 9,81 \text{ m/s}^2$.

2015

3. Un hombre tira de un trineo de 70 kg con una fuerza de 100 N, mediante una cuerda que forma un ángulo de 28° con la horizontal. El coeficiente de rozamiento entre el trineo y la nieve es de 0,10.

Calcula:

- La fuerza normal ejercida por la superficie sobre el trineo.
- La aceleración que experimentará el trineo.

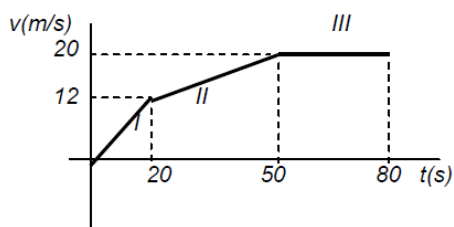
Dato: $g = 9,81 \text{ m/s}^2$.

2014

4. Lanzamos un bloque de madera de masa por un suelo horizontal, con el que tiene un coeficiente de rozamiento al deslizamiento $m=0,2$, con una velocidad inicial de 5 m/s. a) Calcula la aceleración de frenado del bloque. , b)¿Qué velocidad tendrá al cabo de 1 s? Tomar $g= 10 \text{ m/s}^2$

2013

5.



2. La gráfica adjunta corresponde a la variación de la velocidad con el tiempo de un móvil de 1200 kg de masa que se mueve con movimiento rectilíneo.

Calcula la fuerza resultante que actúa sobre el móvil en cada uno de los tres tramos.

2012

6. Un montacargas eleva un peso de 1500 Kg N al piso 15 de un edificio, siendo 3'2 m la altura de cada piso.

- Calcúlese la energía potencial de dicho peso a esa altura.
- Debido a una mala manipulación el peso cae a la calle. Calcúlese la velocidad de llegada al suelo, considerando despreciable el rozamiento con el aire.

Tomar $g= 9'8 \text{ m/s}^2$

2011

7. a) Calcula la energía cinética de un avión de 5 toneladas de masa, moviéndose a una velocidad de 756 km/h . b) Calcula a qué altura debe volar el avión para que su energía potencial valga lo mismo que la energía cinética del

apartado a. Toma $g = 9,8 \text{ m/s}^2$

2010

8. El motor de un automóvil de es capaz de comunicarle una aceleración de durante partiendo del reposo. a) Despreciando rozamientos, determina la energía cinética del automóvil a final de los 12 s. b) ¿Cuál es la potencia desarrollada por el motor en CV? Datos: $1 \text{ CV} = 736 \text{ W}$

Opción C: Física

2017

9. Un coche de 1250 kg, inicialmente en reposo, arranca con una aceleración de $0,8 \text{ m/s}^2$, desplazándose 1 km por una carretera horizontal que se supone sin rozamiento. .Que trabajo realiza el motor? .Cual ha sido su potencia? (2 puntos)

2016

10. Se deja caer un cuerpo de 12 kg desde una altura de 40 m. Supón despreciable la resistencia del aire. Determina (0,5 puntos por apartado):

- La energía potencial cuando está a una altura de 30 m.
- La energía cinética que tiene en ese instante y su velocidad.
- El trabajo que efectúa cuando choca contra el suelo.
- La velocidad con la que llega al suelo.

Dato: $g = 9,81 \text{ m/s}^2$.

2015 (NO HACERLO, SÓLO PARA LA OPCIÓN C: FÍSICA)

11. Un hombre tira de un trineo de 70 kg con una fuerza de 100 N, mediante una cuerda que forma un ángulo de 28° con la horizontal. El coeficiente de rozamiento entre el trineo y la nieve es de 0,10.

Calcula:

- La fuerza normal ejercida por la superficie sobre el trineo.
- La aceleración que experimentará el trineo.

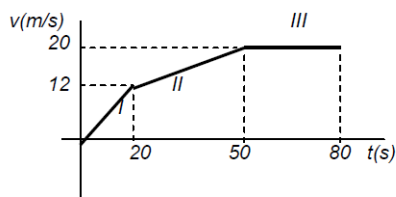
Dato: $g = 9,81 \text{ m/s}^2$.

2014 (NO HACERLO, SÓLO PARA LA OPCIÓN C: FÍSICA)

12. Lanzamos un bloque de madera de masa por un suelo horizontal, con el que tiene un coeficiente de rozamiento al deslizamiento $m=0,2$, con una velocidad inicial de 5 m/s. a) Calcula la aceleración de frenado del bloque. , b) ¿Qué velocidad tendrá al cabo de 1 s? Tomar $g = 10 \text{ m/s}^2$

2013

13.



2. La gráfica adjunta corresponde a la variación de la velocidad con el tiempo de un móvil de 1200 kg de masa que se mueve con movimiento rectilíneo.

Calcula la fuerza resultante que actúa sobre el móvil en cada uno de los tres tramos.

2012

14. Un montacargas eleva un peso de 1500 Kg N al piso 15 de un edificio, siendo 3'2 m la altura de cada piso.

- Calcúlese la energía potencial de dicho peso a esa altura.
- Debido a una mala manipulación el peso cae a la calle. Calcúlese la velocidad de llegada al suelo, considerando despreciable el rozamiento con el aire.

Tomar $g = 9,8 \text{ m/s}^2$

2011

15. a) Calcula la energía cinética de un avión de 5 toneladas de masa, moviéndose a una velocidad de 756 km/h . b) Calcula a qué altura debe volar el avión para que su energía potencial valga lo mismo que la energía cinética del apartado a. Toma $g = 9,8 \text{ m/s}^2$

2010

16. El motor de un automóvil de es capaz de comunicarle una aceleración de durante partiendo del reposo. a) Despreciando rozamientos, determina la energía cinética del automóvil a final de los 12 s. b) ¿Cuál es la potencia desarrollada por el motor en CV? Datos: $1 \text{ CV} = 736 \text{ W}$

OTROS EJERCICIOS

1. ¿Cuál es la energía cinética de un camión de 10 toneladas de masa, cuando se mueve con una velocidad de 72 km/h?
2. La energía cinética de un automóvil de 1200 kg de masa es 375000 J. ¿Cuál es su velocidad media en km/h?
3. Calcular la energía potencial de un lámpara de 2 kg de masa, que cuelga del techo 2,5 m respecto del suelo.
4. ¿A qué altura hay que colocar un objeto de 5 kg de masa, para que su energía potencial sea 2450 J?
5. Un objeto de 500 g se lanza verticalmente hacia arriba, con una velocidad de 20 m/s. Considerando la gravedad 10 m/s^2 , calcula:
 - a) La energía mecánica del objeto en el momento de lanzarlo.
 - b) La energía cinética y la velocidad del objeto cuando éste se encuentra a una altura de 15 m.
 - c) La energía potencial cuando el objeto alcanza su altura máxima, y la medida de dicha altura.
6. Desde una altura de 80 m se lanza verticalmente hacia abajo un objeto de 200 g de masa con una velocidad inicial de 5m/s. Considerando la gravedad 10 m/s^2 , calcula:
 - a) La energía mecánica en el momento de lanzarlo.
 - b) La energía cinética y la velocidad del objeto cuando se encuentre a una altura de 50 m.
 - c) La energía potencial y la altura del objeto cuando lleve una velocidad de 35 m/s.
 - d) La energía cinética y la velocidad del objeto en el momento de llegar al suelo.
7. Desde una altura de 8 metros se deja caer un objeto de 1 kg de masa y llega al suelo con una velocidad de 12 m/s. Calcular:
 - a) La energía mecánica en el momento de soltarlo.
 - b) La energía mecánica del objeto en el momento de llegar al suelo.
 - c) La energía perdida debido al rozamiento con el aire.
8. Se lanza un cuerpo de 4 kg verticalmente hacia arriba, con una velocidad inicial de 8 m/s. Si se pierde una energía de 10,4 J por efecto del rozamiento con el aire, calcular la altura máxima que alcanza.
9. ¿A qué altura se encuentran una de otra, dos macetas de 10 kg y 20 kg respectivamente si ambas poseen la misma energía potencial?
10. Para desplazar 8 m un automóvil aparcado en segunda fila hemos tenido que aplicar una fuerza equivalente a 64 N durante 40 segundos. Calcular el valor del trabajo realizado y la potencia consumida.
11. Hallar el trabajo realizado por una fuerza de 60 N, cuando desplaza su punto de aplicación 12 metros en la dirección de la fuerza.
12. Sabiendo que una persona realiza un trabajo de 1000 J en un recorrido de 50 m, ¿cuál es el valor de la fuerza ejercida por la persona?
13. Una fuerza realiza un trabajo de 100 J al trasladar un cuerpo durante 5 segundo. Calcula la potencia ejercida por dicha fuerza.
14. ¿Cuánto tiempo tarda un motor de 100 w de potencia en realizar un trabajo de 1000 J?
15. ¿Qué cantidad de energía consume un motor de 100 w en un minuto?

UNIDAD 5. ELECTROSTÁTICA Y CORRIENTE ELÉCTRICA

Revisión de la fenomenología de la electrización. Naturaleza eléctrica de la materia. Principio de conservación de la carga.

Interacción eléctrica. Ley de Coulomb. Estudio del campo eléctrico: Vector Intensidad de campo eléctrico. Potencial eléctrico. Diferencia de potencial entre dos puntos de un campo eléctrico.

Circuito eléctrico y magnitudes para su estudio cuantitativo: fuerza electromotriz, intensidad y resistencia. Ley de Ohm

Factores de los que depende la resistencia de un conductor

Ley de Ohm para un circuito completo. Asociaciones de resistencias

Trabajo y potencia eléctricos. Efecto Joule.

5.1. Electrostática

5.1.1. Introducción

5.1.2. ¿Qué es la carga eléctrica?

5.1.3. Ley de Coulomb

5.1.3.1. Fuerza Eléctrica

5.1.3.2. Unidad de Carga Eléctrica

5.1.4. Introducción al Concepto de Campo Eléctrico

5.1.5. Introducción al Concepto de Potencial Eléctrico

5.2. La corriente eléctrica

5.2.1. Aislantes y conductores

5.2.2. Magnitudes de la corriente eléctrica

5.2.2.1. Diferencia de potencial (ddp, voltaje o tensión eléctrica. También llamada “fuerza electromotriz: fem)

5.2.2.2. Intensidad de corriente

5.2.2.3. Resistencia: Ley de Ohm

5.2.2.4. Instrumentos de medida

5.2.3. Circuito eléctrico

5.2.4. Generadores

5.2.5. Efectos de la corriente eléctrica

5.2.6. Energía y potencia eléctrica

5.2.7. Tipos de circuitos eléctricos

5.2.7.1. Circuitos en Serie

5.2.7.2. Circuitos en Paralelo

5.2.8. Transformaciones energéticas en un circuito

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA. Opciones B y C

OTROS EJERCICIOS

5.1. Electroestática

<https://www.fiscalab.com/tema/electrostatica-intro#contenidos>

5.1.1. Introducción

Desde que los griegos descubrieron las curiosas propiedades del ámbar al ser frotado, hasta los actuales nanoconductores, el estudio de la electricidad ha ocupado algunas de las mentes más lúcidas de la humanidad.

La **electroestática** es la rama de la Física que estudia las interacciones entre cuerpos cargados eléctricamente que se encuentran en reposo. En este tema estudiaremos los fundamentos y leyes que gobiernan la **electricidad** y descubriremos que la carga eléctrica es una propiedad intrínseca de la materia, al igual que lo es la masa.

¿Has probado a frotar un bolígrafo de plástico en un jersey de lana y acercarlo a un grupo de pequeños papeles? Si no lo has hecho todavía podrás comprobar que los trocitos de papel son atraídos por tu bolígrafo e incluso algunos pueden quedar suspendidos en él.



Esta fuerza de atracción capaz de vencer la fuerza de la gravedad, denominada **fuerza eléctrica**, es y ha sido objeto de estudio por numerosos científicos a lo largo de la historia.

Y es que esta capacidad que poseen algunos objetos al ser rozados, ya era conocida por los antiguos griegos. En concreto, Tales de

Mileto (s. VII a.C.) comprobó que al frotar ciertos cuerpos con un paño aparecían ciertas fuerzas "inexplicables" y que eran mucho más intensas en el ámbar, en griego, *elektron*.

Sin embargo, no se comienza a comprender estos fenómenos hasta la llegada del Renacimiento. A principios del siglo XVII, William Gilbert (1554-1603) descubrió numerosos materiales que poseían un comportamiento similar al ámbar, a los que llamó "eléctricos". Basándose en este hecho, estableció una clasificación que diferenciaba entre sustancias eléctricas y no eléctricas. Años más tarde, dicha clasificación fué rechazada por Charles François de Cisternay du Fay (1698-1739), quién descubrió que existen dos tipos de electricidad estableciendo la teoría del doble fluido eléctrico: vítreo (opuesto al ámbar) o resinoso (como el ámbar).

Por otro lado Benjamin Franklin (1706-1790), en el siglo XVIII estableció que la electricidad era un fluido que puede encontrarse en exceso (carga positiva) o en defecto (carga negativa), estableciendo así lo que se conoce como la teoría del fluido eléctrico único. Sin embargo en ese mismo siglo, Michael Faraday (1791-1867), determinó que Franklin estaba parcialmente equivocado y que la electricidad no se trataba de un fluido si no de partículas con carga.



Benjamin Franklin



Michael Faraday



Ernest Rutherford

Esa carga fué bautizada por el físico George Johnstone Stoney (1826-1911) como **electrón** (en honor al ámbar), aunque no sería hasta 1897 cuando Joseph John Thomson (1856-1940) lo descubre por medio de una serie de experimentos con rayos catódicos. Posteriormente, Ernest Rutherford encontró otra partícula subatómica con carga opuesta al electrón que llamó **protón**.

Hoy en día sabemos que la **materia es intrínsecamente eléctrica** porque las partículas que componen los átomos poseen esta propiedad.

Todos estos estudios condujeron a una importante conclusión, y es que:

La interacción que se produce entre dos cuerpos electrizados por frotamiento, denominada **interacción electrostática**, puede ser de carácter atractivo o repulsivo.

5.1.2. ¿Qué es la carga eléctrica?

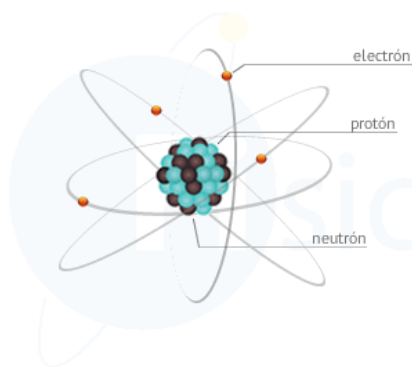
En la física moderna, la **carga eléctrica** es una propiedad intrínseca de la materia responsable de producir las interacciones electrostáticas.

En la actualidad no se sabe qué es o por qué se origina dicha carga, lo que si se conoce es que **la materia ordinaria se**

compone de átomos y estos a su vez se componen de otras partículas llamadas protones (p^+) y electrones (e^-). Los primeros se encuentran en lo que se denomina núcleo del átomo y los segundos, en lo que se denomina corteza, girando entorno al núcleo. Dado que se encuentran en la periferia, estos se fugan (se pierden) o ingresan (se ganan) con facilidad.

Al igual que existen dos tipos de electrización (atractiva y repulsiva), existen dos tipos de carga (positiva y negativa). Los electrones poseen carga negativa y los protones positiva, aunque son idénticas en valor absoluto. Robert Millikan, en 1909 pudo medir el valor de dicha carga, simbolizado con la letra e, estableciendo que:

$$e = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ culombios (C)}$$



Modelo Básico del Átomo

Los átomos se componen de un núcleo y una corteza.

El núcleo está formado por protones (carga positiva) y neutrones (carga neutra).

En la corteza se encuentran los electrones (carga negativa) orbitando entorno al núcleo.

Propiedades de la carga eléctrica

1. Dado que la materia se compone de protones y electrones, y su carga es e, podemos deducir que **la carga eléctrica es una magnitud cuantizada**, o lo que es lo mismo, la carga eléctrica de cualquier cuerpo es siempre un **múltiplo del valor de e**.

2. En cualquier caso, la carga eléctrica de un cuerpo se dice que es:

Negativa, cuando tiene más electrones que protones.

Positiva, cuando tiene menos electrones que protones.

Neutra, cuando tiene igual número de electrones que de protones.

3. En cualquier fenómeno físico, la carga del sistema que estemos estudiando es idéntica antes y después de que ocurra el fenómeno físico, aunque se encuentre distribuida de otra forma. Esto constituye lo que se conoce como el **principio de conservación de la carga**: **La carga ni se crea ni se destruye ya que su valor permanece constante**.

4. Las cargas pueden circular libremente por la superficie de determinados cuerpos. Aquellos que permiten dicho movimiento reciben el nombre **conductores** y aquellos que no lo permiten se denominan **aislantes**.

5. La fuerza de atracción o repulsión entre dos cargas, tal y como establece la ley de Coulomb, depende del inverso del cuadrado de la distancia que los separa.

	Carga
Protón	$1,67 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
Neutrón	0
Electrón	$-1,67 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

5.1.3. Ley de Coulomb

5.1.3.1. Fuerza Eléctrica

En 1785, Charles Augustin de Coulomb (1736-1806), físico e ingeniero francés que también enunció las leyes sobre el rozamiento, presentó en la Academia de Ciencias de París, una memoria en la que se recogían sus experimentos realizados sobre cuerpos cargados, y cuyas conclusiones se pueden resumir en los siguientes puntos:

Los cuerpos cargados sufren una **fuerza de atracción o repulsión** al aproximarse.

El valor de dicha **fuerza es proporcional al producto del valor de sus cargas**.

La fuerza es de **atracción** si las cargas son de **signo opuesto** y de **repulsión** si son del **mismo signo**.

La fuerza es **inversamente proporcional** al cuadrado de la distancia que los separa.

Estas conclusiones constituyen lo que se conoce hoy en día como la **ley de Coulomb**.

La **fuerza eléctrica** con la que se atraen o repelen dos cargas puntuales en reposo es directamente proporcional al producto de las mismas, inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que las separa y actúa en la dirección de la recta que las une.

$$\text{Ley de Coulomb} \Rightarrow F = K \frac{q_1 q_2}{r^2}$$

$$\text{Ley Gravitacion Universal} \Rightarrow F = G \frac{m_1 m_2}{r^2}$$

$$F = K \cdot Q \cdot q / r^2$$

donde:

F es la fuerza eléctrica de atracción o repulsión. En el S.I. se mide en Newtons (N).

Q y q son los valores de las dos cargas puntuales. En el S.I. se miden en Culombios (C).

r es el valor de la distancia que las separa. En el S.I. se mide en metros (m).

K es una constante de proporcionalidad llamada constante de la ley de Coulomb. No se trata de una constante universal y depende del medio en el que se encuentren las cargas. En concreto para el vacío k es aproximadamente $9 \cdot 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 / \text{C}^2$ utilizando unidades en el S.I.

Si te fijas bien, te darás cuenta que si incluyes el signo en los valores de las cargas, el valor de la fuerza eléctrica en esta expresión puede venir acompañada de un signo. Este signo será:

positivo. cuando la fuerza sea de repulsión (las cargas se repelen).

negativo. cuando la fuerza sea de atracción (las cargas se atraen).

Por tanto, si te indican que dos cargas se atraen con una fuerza de 5 N, no olvides que en realidad la fuerza es -5 N, porque las cargas se atraen.

EJEMPLOS:

1. ¿Con que fuerza se atraen o se repelen un electrón y un protón situados a 10^{-7} m de distancia? ¿Qué indica el signo de la fuerza que has obtenido? (datos: $q_e = -1.6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $q_p = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $K = 9 \cdot 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 / \text{C}^2$)

Datos

$$q_e = -1.6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

$$q_p = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

$$r = 10^{-7} \text{ m}$$

Aplicando la expresión de la fuerza eléctrica de la ley de Coulomb, obtenemos que:

$$F = K \cdot q_e \cdot q_p / r^2 \quad F = 9 \cdot 10^9 \cdot 1.6 \cdot 10^{-19} \cdot -1.6 \cdot 10^{-19} / (10^{-7})^2 \quad F = -2.30 \cdot 10^{-14} \text{ N}$$

El signo negativo en la fuerza indica que las cargas se atraen, ya que son cargas de distinto signo.

2. Una carga de $3 \times 10^{-6} \text{ C}$ se encuentra 2 m de una carga de $-8 \times 10^{-6} \text{ C}$, ¿Cuál es la magnitud de la fuerza de atracción entre las cargas?

$$F = K \frac{q_1 \cdot q_2}{d^2} \quad F = \left[9 \times 10^9 \frac{\text{Nm}^2}{\text{C}^2} \right] \frac{(3 \times 10^{-6} \text{ C}) \cdot (-8 \times 10^{-6} \text{ C})}{(2 \text{ m})^2} \quad F = -54 \times 10^{-3} \text{ N} = -0.054 \text{ N}$$

3. Una carga de $-5 \times 10^{-7} \text{ C}$ ejerce una fuerza a otra carga de 0.237 N a una distancia de 3.5 metro, ¿cuál es el valor de la segunda carga?

$$F = K \frac{q_1 \cdot q_2}{d^2} \quad q_2 = \frac{F \cdot d^2}{K \cdot q_1} \quad q_2 = \frac{(0.237 \text{ N})(3.5 \text{ m})^2}{\left[9 \times 10^9 \frac{\text{Nm}^2}{\text{C}^2} \right] \cdot -5 \times 10^{-7} \text{ C}} \quad q_2 = -0.644 \times 10^{-3} \text{ C}$$

4. ¿Cuál es la distancia a la que debemos colocar dos cargas puntuales en el vacío o en el aire, $q_1 = 4 \mu\text{C}$ y $q_2 = -4 \mu\text{C}$, para que se atraigan con una fuerza de 4.8 N? $K = 9 \cdot 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 / \text{C}^2$)

PARA REALIZAR EN CLASE

5.1.3.2. Unidad de Carga Eléctrica

En el Sistema Internacional de Unidades (S.I.) la carga eléctrica (q) es una magnitud derivada cuya unidad recibe el nombre de culombio (C), en honor al físico francés Charles-Augustin de Coulomb. Para definirla se hace uso de la intensidad de corriente eléctrica que es una magnitud fundamental en el S.I. y cuya unidad es el amperio (A). De esta forma:

Un **culombio** (C) es la cantidad de carga eléctrica que atraviesa cada segundo (s) la sección de un conductor por el que circula una corriente eléctrica de un amperio (A).

$$1 \text{ C} = 1 \text{ A} \cdot \text{s}$$

Un culombio es una unidad de carga muy grande por lo que es común utilizar submúltiplos de esta. A continuación puedes encontrar algunos de los más utilizados:

$$\text{Miliculombio. } 1 \text{ mC} = 10^{-3} \text{ C}$$

Microculombio. $1 \mu\text{C} = 10^{-6} \text{ C}$

Nanoculombio. $1 \text{ nC} = 10^{-9} \text{ C}$

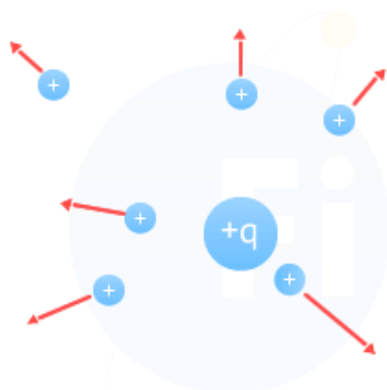
Picoculombio. $1 \text{ pC} = 10^{-12} \text{ C}$

La cantidad de electricidad Q se calcula así: $Q = I \cdot t$ donde I es la intensidad de la corriente en amperios (A) y t el tiempo en segundos (s)

5.1.4. Introducción al Concepto de Campo Eléctrico

Tal y como establece la ley de Coulomb, la fuerza eléctrica es una fuerza a distancia. Si tenemos una carga positiva q y situamos próxima a ella otra carga positiva q' , que llamaremos carga testigo, q' sufrirá de forma instantánea la acción de una fuerza eléctrica de repulsión que la obligará a moverse.

Si lo piensas bien, esto se cumple en todas las direcciones del espacio alrededor de la carga q , por tanto es lógico pensar que la propia carga crea un área de influencia donde hace notar su presencia independientemente de la carga testigo.



campo eléctrico

Si situamos una carga $+q$, esta ejerce una influencia en el espacio que la rodea, provocando que cualquier carga testigo que situemos sufra una fuerza eléctrica, independientemente de donde se sitúe.

Para explicar la instantaneidad con la que se aplican las fuerzas a distancia y dicha área de influencia, el físico inglés Michael Faraday (1791-1867) introdujo el concepto de campo de fuerzas. En concreto, para el caso de la fuerza eléctrica:

Un **campo eléctrico** es la perturbación que genera una carga eléctrica en el espacio que la rodea, de tal forma que si introducimos una carga testigo en dicho campo actuará sobre ella una fuerza eléctrica.

Las magnitudes que describen a los campos eléctricos son:

La intensidad del campo eléctrico en un punto

El potencial eléctrico en un punto.

Intensidad del Campo Eléctrico

Para determinar la existencia o inexistencia de un determinado campo eléctrico, así como sus características, es necesario introducir dentro de él una carga q' que nos sirva de testeador. Esta carga q' se denomina carga de prueba o carga testigo y por convenio siempre se considera positiva.

Si la carga testigo sufre la acción de una fuerza eléctrica, querrá decir que se encuentra en el seno de un campo eléctrico y gracias a ella podremos cuantificarlo por medio de una nueva magnitud denominada intensidad del campo eléctrico.

La **intensidad del campo eléctrico** ($E \rightarrow$) en un punto es una magnitud vectorial que representa la fuerza eléctrica ($F \rightarrow$) que actúa por unidad de carga testigo positiva, q' , situada en dicho punto.

$$E \rightarrow = F \rightarrow / q' \quad \mathbf{E} = \mathbf{F} / q'$$

La unidad de intensidad del campo eléctrico en el Sistema Internacional (S.I.) es el newton por culombio (N/C).

Así, la intensidad del campo eléctrico, llamada más comunmente campo eléctrico (de forma simplificada), es un vector que tiene la misma dirección y sentido que la fuerza eléctrica que actúa sobre la carga testigo positiva. Además, su módulo se puede obtener mediante la siguiente expresión: $E = F/q'$

EJEMPLO

Una carga de $5 \times 10^{-6} \text{ C}$ se introduce a una región donde actúa un campo de fuerza de 0.04 N . ¿Cuál es la

intensidad del campo eléctrico en esa región?

$$E = \frac{F}{q} = \frac{0.04N}{5 \times 10^{-6}C} = 8000 \frac{N}{C}$$

5.1.5. Introducción al Concepto de Potencial Eléctrico

Si introducimos una carga q' en el seno de un campo eléctrico, la carga sufrirá la acción de una fuerza eléctrica y como consecuencia de esto, adquirirá cierta energía potencial eléctrica (también conocida como energía potencial electrostática). Si lo vemos desde una perspectiva más simple, podemos pensar que el **campo eléctrico crea un área de influencia** donde cada uno de sus puntos tienen la propiedad de poder **conferir una energía potencial** a cualquier carga que se sitúe en su interior.

A partir de este razonamiento, se establece una nueva magnitud escalar propia de los campos eléctricos denominada **potencial eléctrico** y que representa la energía potencial electrostática que adquiere una unidad de carga positiva si la situamos en dicho punto.

El **potencial eléctrico** en un punto del espacio de un campo eléctrico es la **energía potencial eléctrica** que adquiere una **unidad de carga positiva** situada en dicho punto.

$$V = E_p / q'$$

donde:

V es el potencial eléctrico en un punto del campo eléctrico. Su unidad en el S.I. es el julio por culombio (J/C) que en honor a Alessandro Volta recibe el nombre de Voltio.

E_p es la energía potencial eléctrica que adquiere una carga testigo positiva q' al situarla en ese punto.

El hecho de que todas las magnitudes sean escalares, permite que el estudio del campo eléctrico sea más sencillo. De esta forma, si conocemos el valor del potencial eléctrico V en un punto, podemos determinar que la energía potencial eléctrica de una carga q situada en él es: **$E_p = V \cdot q$**

Potencial eléctrico creado por una carga puntual

Tal y como estudiamos en el apartado de intensidad del campo eléctrico, una única carga q es capaz de crear un campo eléctrico a su alrededor.

El potencial eléctrico del campo eléctrico creado por una carga puntual q se obtiene por medio de la siguiente expresión:

$$V = K \frac{Q}{r}$$

donde:

V es el potencial eléctrico en un punto.

K es la constante de la ley de Coulomb.

q es la carga puntual que crea el campo eléctrico.

r es la distancia entre la carga y el punto donde medimos el potencial.

Si observas detenidamente la expresión puedes darte cuenta de que:

Si la carga q es positiva, la energía potencial es positiva y el potencial eléctrico V es positivo.

Si la carga q es negativa, la energía potencial es negativa y el potencial eléctrico V es negativo.

Si no existe carga, la energía potencial y el potencial eléctrico es nulo.

El potencial eléctrico no depende de la carga testigo q' que introducimos para medirlo.

EJEMPLO

¿Cuál es el potencial eléctrico creado por una carga puntual de -2 mC en un punto situado a 5 metros de ella en el vacío?

$$V = K \frac{Q}{r} \quad V = 9 \cdot 10^9 \cdot (-2) \cdot 10^{-3} / 5 = - 18 \cdot 10^6 / 5 = - 3,6 \cdot 10^6 \text{ V}$$

5.2. La corriente eléctrica

	Carga
Protón	$1,67 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
Neutrón	0
Electrón	$-1,67 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

5.2.1. Aislantes y conductores

En ciertos materiales los átomos comparten sus electrones. Al poder moverse con libertad los electrones de unos átomos a otros, estos materiales son buenos **conductores** de la electricidad. Es el caso de los metales.

Por el contrario, en otras sustancias los electrones están más fuertemente ligados a los núcleos. En este caso la electricidad no se conduce con facilidad y el material se denomina **aislante**. Este es el caso del plástico, del vidrio,...

5.2.2. Magnitudes de la corriente eléctrica

La **corriente eléctrica** es el movimiento de electrones a lo largo de los conductores.

Hay tres magnitudes que la corriente eléctrica nos obliga a conocer para poder explicar el movimiento de los electrones. Se trata de la **diferencia de potencial**, la **intensidad** y la **resistencia**.

5.2.2.1. Diferencia de potencial (ddp, voltaje o tensión eléctrica. También llamada “fuerza electromotriz: fem)

Si en los dos extremos de un hilo conductor no hay el mismo número de cargas negativas, estas se desplazan con la intención de igualar el nivel de cada uno. Ese desplazamiento es la corriente eléctrica.

Como ves esa diferencia, denominada **diferencia de potencial** o **tensión**, es imprescindible para que los electrones se muevan. Esta magnitud se mide en **voltios (V)**. Los generadores se encargan de mantener continuamente el desnivel de electrones entre los extremos de un circuito eléctrico.

Un ejemplo de generador, de uso cotidiano, es la pila.

5.2.2.2. Intensidad de corriente

La cantidad de electrones que se desplazan cada unidad de tiempo por el recorrido eléctrico se llama intensidad. La intensidad se mide en amperios (A).

Su ecuación es: $I = Q / t$ donde:

I es la intensidad de corriente en amperios (A)

t es el tiempo en segundos (s)

Q es la carga eléctrica en culombios (C)

EJEMPLO:

Calcula la intensidad de corriente eléctrica si por un punto del conductor pasan 90 culombios en 1 minuto.

$Q = 90 \text{ C}$

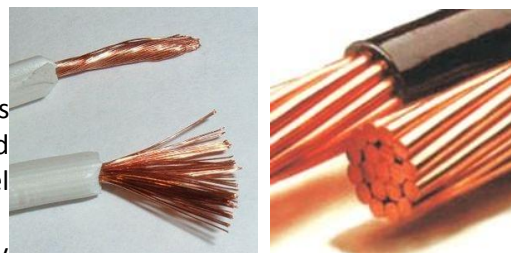
$t = 1 \text{ min} = 60 \text{ s}$

$I = Q / t = 90 \text{ C} / 60 \text{ s} = 1,5 \text{ A}$

5.2.2.3. Resistencia: Ley de Ohm

Para medir la corriente eléctrica hay que tener en cuenta las características del cable conductor, ya que de ellas depende la velocidad del paso de electrones. La mayor o menor oposición que ofrece el conductor al paso de cargas negativas se denomina **resistencia**.

La resistencia se origina por el choque de los electrones con los átomos y depende de:



- el **material** del que esté hecho. No todos los metales conducen igual de bien. Los que mejor lo hacen son la plata y el cobre. El precio del primero ha hecho del cobre el material más usado con fines eléctricos.
- el **grosor** del cable. Cuanto mayor sea su sección, la intensidad de corriente es también mayor.
- la **longitud** del conductor. La intensidad de corriente se ve disminuida cuanto más largo es el cable.

La unidad de la resistencia es el **ohmio** (Ω).

La Ley de Ohm afirma que:

“el cociente entre la diferencia de potencial (V) aplicada a los extremos de un conductor y la intensidad (I) que circula por él es una cantidad constante denominada resistencia (R)”

La ecuación que representa la ley de Ohm es: $R = V / I$ $V = I R$ donde:

V es la diferencia de potencial en voltios (V)

R es la resistencia en ohmios (Ω)

I es la intensidad de corriente en amperios (A)

EJEMPLO:

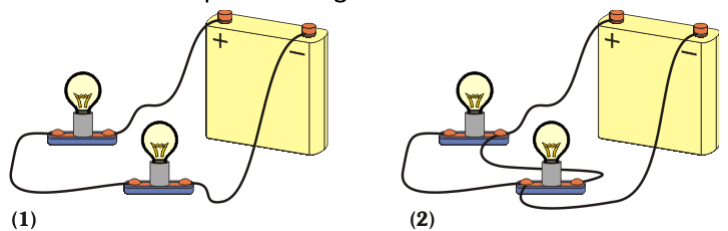
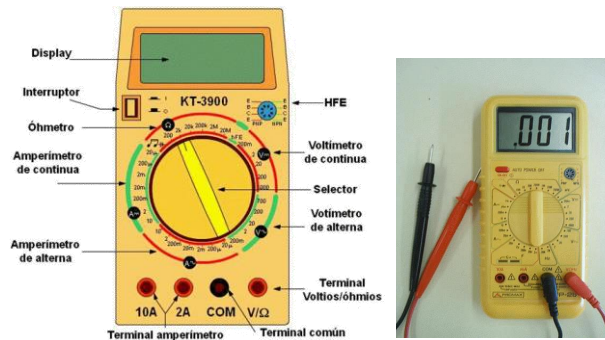
¿Cuál es la resistencia de un conductor por el que circula una corriente de 10 amperios con una diferencia de potencial de 220 voltios?

$$I = 10 \text{ A} \qquad V = 220 \text{ V} \qquad R = V/I = 220\text{V}/10\text{A} = 22 \Omega$$

5.2.2.4. Instrumentos de medida

Para medir las diferentes magnitudes eléctricas, existen instrumentos específicos siendo los más utilizados el voltímetro, el amperímetro y el polímetro.

Voltímetro.-Mide el voltaje o tensión eléctrica. El aparato se conecta en paralelo con el componente o generador cuya tensión se quiere medir. La resistencia interna del aparato es muy alta de modo que a través de él casi no circula corriente. Suele tener varias escalas, voltios o milivoltios siendo preciso elegir la escala adecuada a la tensión que se va a medir. Si trabajamos con tensiones muy elevadas debemos tener cuidado para no dañarlo.



CConexión de bombillas en serie (1) y en paralelo (2)

Amperímetro.- Mide la intensidad de la corriente

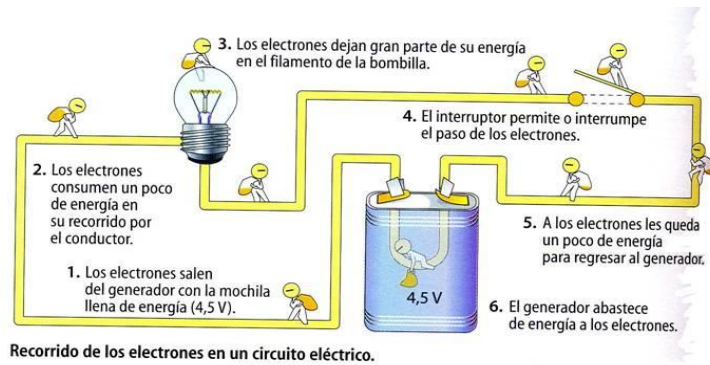
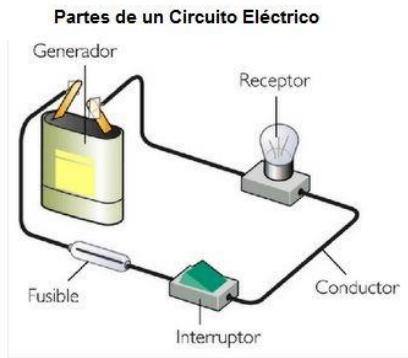
Se conecta en serie con el circuito. La resistencia interna del aparato es muy pequeña por lo que apenas afecta a la corriente

del circuito. También aquí debemos seleccionar la escala adecuada a la intensidad que vamos a trabajar. Si conectamos el aparato en paralelo podemos dañarlo.

Polímetro.- Es más avanzado que los anteriores, nos permite medir tensión, intensidad, resistencia,... en diferentes escalas de medida. Puede ser analógico o digital.

5.2.3. Circuito eléctrico

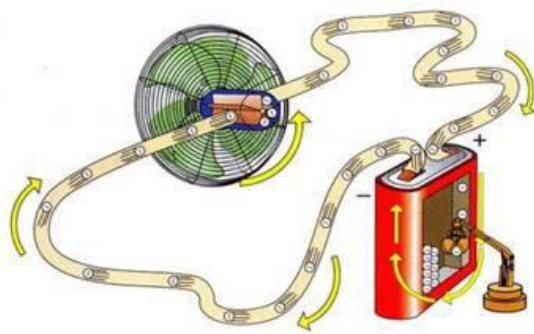
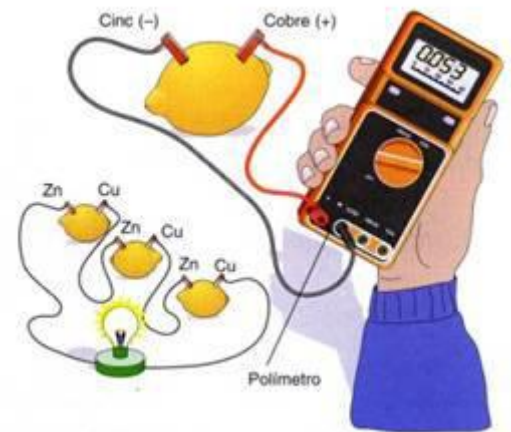
Conjunto de operadores unidos de tal forma que permitan el paso de corriente eléctrica para conseguir algún efecto útil (luz, calor, movimiento,...). Los elementos básicos de un circuito eléctrico son:



Cable conductor	Interruptor	Pila	Batería
Bombilla	Amperímetro	Voltímetro	Condensador
Resistencia	Resistencia	Resistencia variable	Elemento termoelectrónico
Termistor o resistencia térmica	RDL (resistencia dependiente de la luz)	Diodo sentido permitido (convencional)	Inductancia
Fuente de corriente alterna	Motor	Diodo emisor de luz	Toma de tierra

5.2.4. Generadores

La obtención de energía eléctrica se puede producir de varias formas, por frotamiento, presión, luz, acción de campos magnéticos, reacciones químicas,... Los métodos más utilizados son los dos últimos. El uso de la energía química para la producción de energía eléctrica se da en las pilas.

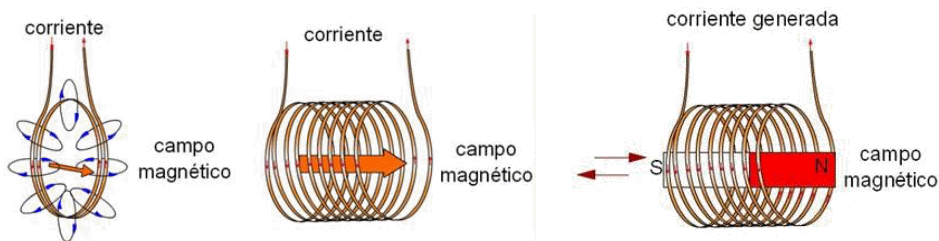


Ciertas sustancias naturales tienen la propiedad de generar corriente eléctrica en su interior gracias a la reacción química que se produce entre sus componentes. Si tomamos varios limones y unas chapas de cobre y cinc podremos fabricar una pila de voltaje muy bajo, se trata de una pila muy básica. Las pilas y baterías comerciales son generadores químicos de energía eléctrica que utilizan elementos capaces de desarrollar un flujo de electrones más intenso.

Hans Christian Oesterd (1777-1851), físico danés, observó, mediante un experimento que la aguja de una brújula situada cerca de una corriente eléctrica se desviaba. Esto le llevó a una conclusión muy sencilla:

La corriente eléctrica pasando a través de un conductor actúa como un imán.

Michael Faraday (1791-1867) se enteró del experimento de Oesterd y se le ocurrió la siguiente idea: ¿es posible que el movimiento de un imán genere corriente eléctrica? Para comprobar esta hipótesis construyó una bobina, arrollamiento de un cable conductor y situó un imán en su interior. Produjo el movimiento de uno respecto al otro y observó que se generaba un flujo eléctrico, a este fenómeno lo denominó inducción magnética, base del funcionamiento de las dinamos.



Si enrollamos un cable alrededor de un hierro (un tornillo, varillas,...) tendremos una bobina mucho más potente ya que el hierro facilita la circulación del campo magnético por el interior de la bobina. Este diseño se denomina electroimán y tiene múltiples aplicaciones, timbres, grúa industrial, ...

Los alternadores y las dinamos son máquinas eléctricas que transforman la energía mecánica de rotación, que reciben a través de su eje en energía eléctrica alterna y continua respectivamente.

El alternador.- Cuando un conductor se desplaza a través de un campo magnético se genera en este una corriente eléctrica inducida.

La dinamo y el motor.- Empleando un imán y una espira con unos anillos colectores es posible generar corriente eléctrica alterna, si sustituimos los anillos colectores por un solo anillo dividido en dos partes aisladas entre sí tendremos una dinamo. En este caso la corriente circula en un solo sentido, corriente continua (bicicletas)

La dinamo es una máquina reversible puede trabajar como generador o como motor. Como generador transforma la energía mecánica en energía eléctrica y como motor transforma la energía eléctrica en mecánica de rotación.

5.2.5. Efectos de la corriente eléctrica

- Efecto luminosos
- Efecto térmico o efecto Joule.- Cuando la corriente eléctrica atraviesa un conductor aumenta su temperatura. Este efecto no es deseado en los conductores. La cantidad de calor producida en un conductor depende de las características de éste, es decir, de su resistencia, del tiempo y de la cantidad de corriente que circula por el mismo.
- Efecto magnético.- Como ya vimos descubierto por Oesterd
- Efecto químico.- Cuando la corriente eléctrica atraviesa disoluciones electrolíticas o conductoras.
- Efectos fisiológicos.- Efectos que produce la corriente eléctrica sobre los seres vivos. Se pueden clasificar en:
 - Efectos beneficiosos, aparatos para tratamientos en medicina, electrocardiogramas, electrocirugía, electrodiálisis...
 - Efectos perjudiciales producen electrocución. Paradas cardiorespiratorias, quemaduras,...

5.2.6. Energía y potencia eléctrica

La energía o trabajo eléctrico, W , es el producto de la fuerza electromotriz (voltaje o tensión) necesaria para transportar las cargas eléctricas por el valor de estas cargas. Se mide en Julios (J).

$$E = W = (fem) \cdot (carga) = V q = V I t$$

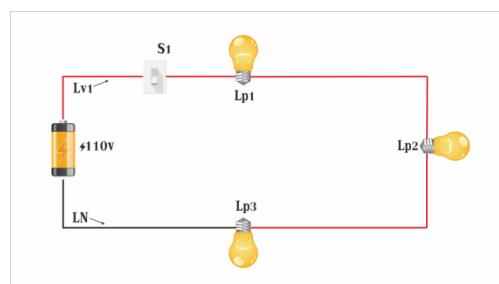
La potencia eléctrica podemos definirla como la cantidad de energía eléctrica generada o transformada por unidad de tiempo.

$$P = \frac{W}{t} = \frac{V \cdot I \cdot t}{t} = V \cdot I$$

Luego, también se cumple: $E = V I t = P \cdot t$

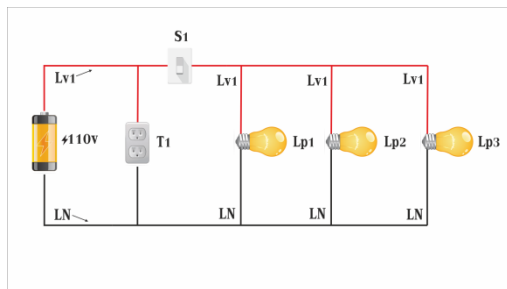
5.2.7. Tipos de circuitos eléctricos

En un circuito eléctrico, hay tres formas de conectar los generadores y los receptores: en serie, en paralelo y mixto.



Serie.- Los elementos de un circuito están conectados en serie cuando se colocan uno a continuación de otro

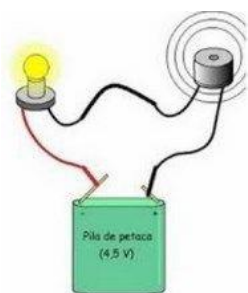
formando una cadena, de modo que la corriente que circula por un determinado elemento será la misma que para el resto.



Paralelo.- Los elementos de un circuito están conectados en paralelo cuando todos ellos están conectados a los mismos puntos y por tanto, a todos se les aplica el mismo voltaje o tensión.

5.2.7.1. Circuitos en Serie

Las características de los circuitos en serie son:



Los elementos están conectados como los eslabones de una cadena (el final de uno con el principio del otro). La salida de uno a la entrada del siguiente y así sucesivamente hasta cerrar el circuito. Veamos una bombilla y un timbre conectados en serie:

Todos los elementos que se conectan en serie tienen la misma intensidad, o lo que es lo mismo, la misma intensidad recorre todos los elementos conectados en serie. Fíjate que la intensidad que sale de la pila es la misma que atraviesa cada receptor.

$$I_t = I_1 = I_2 = I_3 \dots$$

La tensión total de los elementos conectados en serie es la suma de cada una de las tensiones en cada elemento: $V_t = V_1 + V_2 + V_3 \dots$

La resistencia total de todos los receptores conectados en serie es la suma de la resistencia de cada receptor.

$$R_t = R_1 + R_2 + R_3 \dots$$

Si un elemento de los conectados en serie deja de funcionar, los demás también. Date cuenta que si por un elemento no circula corriente, al estar en serie con el resto, por los demás tampoco ya que por todos pasa la misma corriente o intensidad (es como si se cortara el circuito).

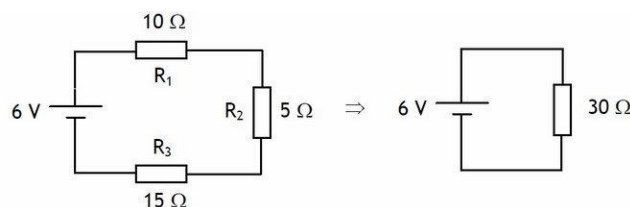
Veamos cómo se resuelve un circuito en serie con 3 resistencias

Ejercicios de Circuitos en Serie

Lo primero será calcular la resistencia total. Esta resistencia total también se llama resistencia equivalente, porque podemos sustituir todas las resistencias de los receptores en serie por una sola cuyo valor será el de la resistencia total. Fíjate en el circuito siguiente:

$$R_t = R_1 + R_2 + R_3 = 10 + 5 + 15 = 30 \Omega.$$

El circuito equivalente quedaría como el de la derecha con una sola resistencia de 30 ohmios.



Ahora podríamos calcular la Intensidad total del circuito. Según la ley de ohm:

$$I_t = V_t / R_t = 6 / 30 = 0,2 \text{ A que resulta que como todas las intensidades en serie son iguales:}$$

$$I_t = I_1 = I_2 = I_3 = 0,2 \text{ A. Todas valen 0,2 amperios.}$$

Ahora solo nos queda aplicar la ley de ohm en cada receptor para calcular la tensión en cada uno de ellos:

$$V_1 = I_1 \times R_1 = 0,2 \cdot 10 = 2V$$

$$V_2 = I_2 \times R_2 = 0,2 \cdot 5 = 1V$$

$$V_3 = I_3 \times R_3 = 0,2 \cdot 15 = 3V$$

Ahora podríamos comprobar si efectivamente la suma de las tensiones es igual a la tensión total:

$V_t = V_1 + V_2 + V_3 = 2 + 1 + 3 = 6V$ Como ves resulta que es cierto, la suma es igual a la tensión total de la pila 6 Voltios.

Recuerda: Para tener un circuito resuelto por completo es necesario que conozcas el valor de R, de I y de V del circuito total, y la de cada uno de los receptores.

Como ves ya tenemos todos los datos del circuito, por lo tanto ¡Ya tenemos resuelto nuestro circuito en serie!

Puede que nos pidan calcular las potencias en el circuito. En este caso sabiendo la fórmula la potencia que es:

$$P = V \cdot I$$

$$P_t = V_t \cdot I_t = 6 \cdot 0,2 = 1,2W$$

$$P_1 = V_1 \cdot I_1 = 2 \cdot 0,2 = 0,4W$$

$$P_2 = V_2 \cdot I_2 = 1 \cdot 0,2 = 0,2W$$

$$P_3 = V_3 \cdot I_3 = 3 \cdot 0,2 = 0,6W$$

Fíjate que en el caso de las potencias la suma de las potencias de cada receptor siempre es igual a la potencia total (en serie y en paralelo) $P_t = P_1 + P_2 + P_3$.

Si no se piden la energía consumida en un tiempo determinado solo tendremos que aplicar la fórmula de la energía:

$$E = P \cdot t$$

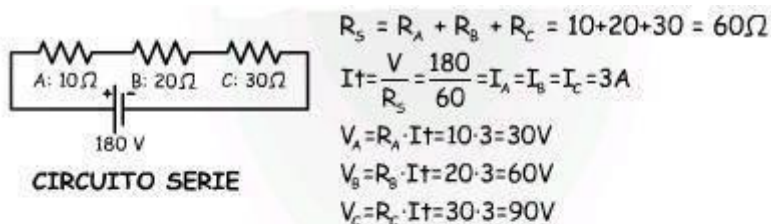
Por ejemplo vamos a hacerlo para 2 horas.

$$E_t = P \cdot t = 1,2 \times 2 = 2,4 \text{ wh (vatios por hora)}$$

Si nos piden en kWh (kilovatios por hora) antes de aplicar la fórmula tendremos que pasar los vatios de potencia a kilovatios dividiendo entre mil.

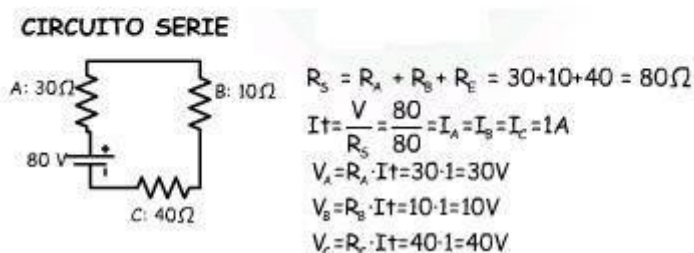
$$P = 0,0012 \cdot 2 = 0,0024 \text{ kWh}$$

También podríamos calcular la energía de cada receptor: $E_1 = P_1 \times t$; $E_2 = P_2 \times t$..., pero eso ya lo dejamos para que lo hagas tu solito.



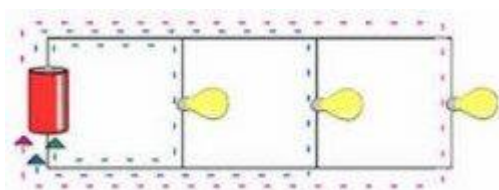
Aquí tienes otros dos circuitos en serie resueltos:

Ojo que no te despiste la colocación de las resistencias en el segundo circuito, si te fijas están una a continuación de otra, por lo tanto están en serie.



5.2.7.2. Circuitos en Paralelo

Las características de los circuitos en paralelo son:



Los elementos tienen conectadas sus entradas a un mismo punto del circuito y sus salidas a otro mismo punto del circuito.

Todos los elementos o receptores conectados en paralelo están a la misma tensión, por eso: $V_t = V_1 = V_2 = V_3 \dots$

La suma de la intensidad que pasa por cada una de los receptores es la intensidad total:

$$I_t = I_1 + I_2 + I_3 \dots$$

OJO no te confundas, si te fijas es al revés que en serie.

La resistencia total o equivalente de los receptores conectados en paralelo se calcula con la siguiente fórmula:

$$\frac{1}{R_e} = \frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2} + \frac{1}{R_3} + \dots + \frac{1}{R_n}$$

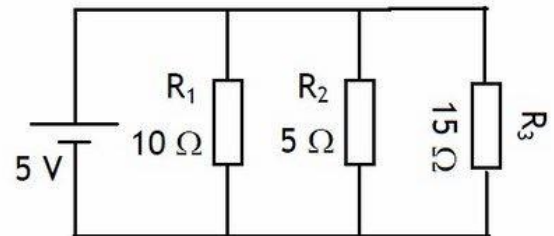
$$R_t = \frac{1}{\frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2} + \frac{1}{R_3} + \dots}$$

Si un receptor deja de funcionar, los demás receptores siguen funcionando con normalidad. Este es el principal motivo por lo que la mayoría de los receptores se conectan en paralelo en las instalaciones.

Vamos a calcular un circuito en paralelo.

Ejercicios de Circuitos en Paralelo

Podríamos seguir los mismos pasos que en serie, primero resistencia equivalente, luego la I_t , etc. En este caso vamos a seguir otros pasos y nos evitaremos tener que utilizar la fórmula de la resistencia total.



Sabemos que todas las tensiones son iguales, por lo que:

$$V_t = V_1 = V_2 = V_3 = 5 \text{ V}; \text{ todas valen 5 voltios.}$$

Ahora calculamos la intensidad en cada receptor con la ley de Ohm; $I = V / R$.

$$I_1 = V_1 / R_1 = 5/10 = 0,5 \text{ A}$$

$$I_2 = V_2 / R_2 = 5/5 = 1 \text{ A}$$

$$I_3 = V_3 / R_3 = 5/15 = 0,33 \text{ A}$$

La intensidad total del circuito será la suma de todas las de los receptores.

$$I_t = I_1 + I_2 + I_3 = 0,5 + 1 + 0,33 = 1,83 \text{ A}$$

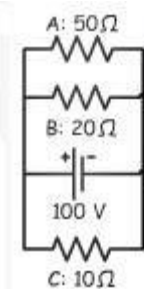
Date cuenta que la I_3 realmente es 0,333333333... por lo que cometeremos un pequeño error sumando solo 0,33, pero es tan pequeño que no pasa nada.

¿Nos falta algo para acabar de resolver el circuito? Pues NO, ¡Ya tenemos nuestro circuito en paralelo resuelto! ¿Fácil no?.

Repito que podríamos empezar por calcular R_t con la fórmula, pero es más rápido de esta forma. Si quieres puedes probar de la otra manera y verás que te dará lo mismo.

Para calcular las potencias y las energías se hace de la misma forma que en serie.

Aquí, otro circuito en paralelo resuelto:



$$I_A = \frac{V}{R_A} = \frac{100}{50} = 2 \text{ A}$$

$$I_B = \frac{V}{R_B} = \frac{100}{20} = 5 \text{ A}$$

$$I_C = \frac{V}{R_C} = \frac{100}{10} = 10 \text{ A}$$

$$I_t = I_A + I_B + I_C = 17 \text{ A}$$

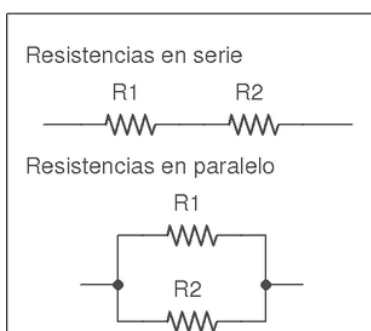
CIRCUITO PARALELO

Recuerda:

$$V = I \cdot R$$

$$R = V / I$$

$$I = V / R$$

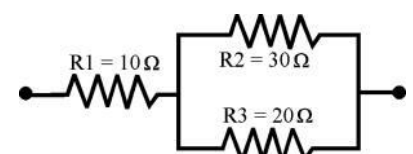


- En serie: $R_{eq} = R_1 + R_2 + R_3 \dots$

- En paralelo: $\frac{1}{R_{eq}} = \frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2} + \frac{1}{R_3} \dots$

- Mixto: según posición, combinación de las anteriores.

Mixto (LO VEREMOS EN CLASE)



$R_{eq} = R_1 + R_2 + \dots + R_n$

Ejemplo:

$= 100\Omega + 300\Omega$
 $= 400\Omega$

$R_{eq} = \frac{1}{\frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2} + \dots + \frac{1}{R_n}}$

Ejemplo:

$\frac{1}{\frac{1}{20\Omega} + \frac{1}{30\Omega} + \frac{1}{30\Omega}} = 8.57\Omega$

5.2.8. Transformaciones energéticas en un circuito

Un circuito se compone en esencia de un generador y de receptores que son accionados mediante interruptores. El generador se encarga de transformar energía no eléctrica en eléctrica para suministrarla al circuito. La energía eléctrica en sí no tiene utilidad práctica. Para que se pueda utilizar es preciso que sea transformada en otros tipos de energía. Ésta es la misión de los receptores. Veamos algunos ejemplos:

- Las lámparas transforman energía eléctrica en luminosa y calorífica.
- Los motores (lavadoras, bombas, grúas, etc.) transforman la energía eléctrica en mecánica.
- Los altavoces transforman la energía eléctrica en sonora.
- Las estufas, los calentadores y, en general, todos los aparatos que hacen elevar la temperatura llevan una resistencia que transforma la energía eléctrica en calorífica.

El trabajo realizado por la corriente eléctrica, es decir, la energía eléctrica transformada en no eléctrica por un receptor vendrá dado por la expresión:

$W = V \cdot Q$ donde:

T es el trabajo realizado en julios (J)

V es la diferencia de potencial en voltios (V)

Q es la carga eléctrica en culombios (C)

$W = V \cdot Q = V \cdot I \cdot t = P \cdot t$

O bien: $W = V \cdot Q = V \cdot I \cdot t = I \cdot R \cdot I \cdot t = I^2 \cdot R \cdot t$ (en Julios)

Esta última expresión, constituye la **Ley de Joule**, cuyo enunciado dice: *“La energía calorífica desprendida de una resistencia es directamente proporcional a la resistencia, al cuadrado de la intensidad y al tiempo”*.

Para medir la energía eléctrica “consumida”, y que pagamos los consumidores en el recibo de luz, se emplea el kilovatio-hora (KWh):

$1 \text{ KWh} = 3.600.000 \text{ J}$

Otras unidades de uso común para medir la energía calorífica son la caloría (cal) y la kilocaloría (Kcal):

$1 \text{ J} = 0,24 \text{ cal}$

$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$

$1 \text{ kcal} = 1000 \text{ cal}$

EJEMPLO:

¿Cuántos julios de calor genera una corriente de 0,3 amperios que atraviesa una resistencia de 48 Ω durante una hora?

$R = 48 \Omega \quad I = 0,3 \text{ A} \quad t = 1 \text{ h} = 3600 \text{ s}$

$W = R \cdot I^2 \cdot t = 48 \cdot 0,3^2 \cdot 3600 = 15.552 \text{ J}$

ELECTROSTÁTICA Y ELECTRICIDAD

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA

Opción B: Física y Química

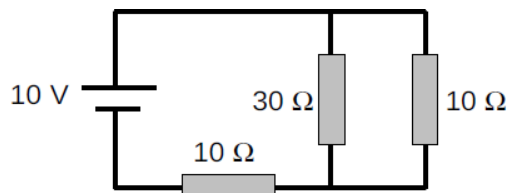
2017

1. El circuito eléctrico de una habitación tiene conectadas en serie, cinco bombillas de 500Ω de resistencia. Si la instalación tiene una diferencia de potencial de 220 V , calcula la intensidad que circula y la potencia desarrollada. (2 puntos)

2015

2. Sea un circuito con dos resistencias en paralelo de 10Ω y 30Ω , que se conectan en serie a otra resistencia 10Ω y a una batería de 10 V , calcula:

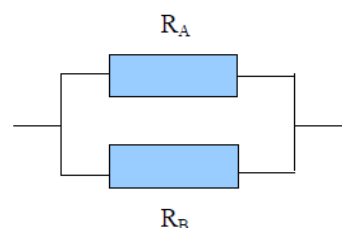
- La intensidad de la corriente eléctrica en el circuito.
- La potencia suministrada por la batería.



2014

3. Se tienen dos resistencias de $R_A = 8 \text{ W}$ y $R_B = 20 \text{ W}$, asociadas en paralelo. Si por la primera pasa una intensidad de 2 A .

- ¿Cuál es la ddp aplicada en bornes de la asociación?
- Cuál es la intensidad total que circula por la asociación?



2012

4. Por una resistencia de 12 W circula una corriente de $1,5 \text{ A}$. ¿Cuál será el valor de la intensidad si intercalamos entre A y B otra resistencia de 20 W conectada en serie a la primera?

2011

5. Un calentador eléctrico tiene 4 resistencias de nichrome de 10 W en serie. El calentador está diseñado para usarlo a 220 V de tensión. Calcula la potencia que desarrolla y la intensidad que circula.

2010

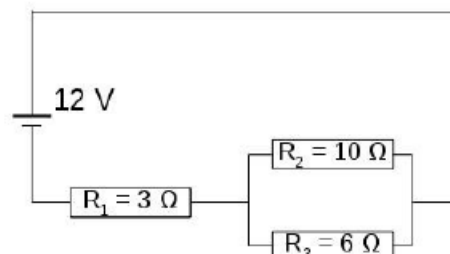
6. Por una resistencia de 2 ohmios circula una corriente de 6 A . ¿Cuál será el valor de la intensidad si añadimos al circuito otra resistencia de 8 ohmios conectada en serie a la primera?

Opción C: Física

2017 (NO HACER, SÓLO PARA LA OPCIÓN C: FÍSICA)

7. Dos cargas $q_1 = +2 \mu\text{C}$ y $q_2 = -5 \mu\text{C}$, se encuentran separadas 10 cm . Calcula el valor, la dirección y el sentido del campo eléctrico en el punto medio de la recta que une ambas cargas. DATOS: $K = 9 \cdot 10^9 \text{ Nm}^2/\text{C}^2$. (2 puntos)

8. Para el circuito de la figura, con $R_1 = 3 \Omega$; $R_2 = 10 \Omega$ y $R_3 = 6 \Omega$. Calcula la resistencia equivalente, la intensidad total que circula por el circuito y la potencia eléctrica. (2 puntos)



2015 (NO HACER, SÓLO PARA LA OPCIÓN C: FÍSICA)

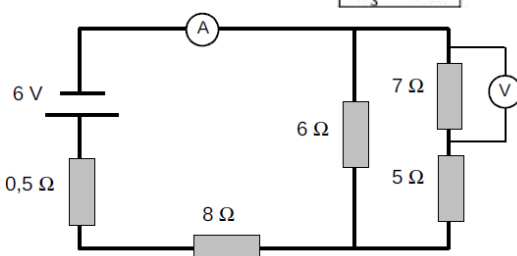
9. Dos cargas de $+10 \text{ nC}$ y -10 nC respectivamente están en el vacío, separadas por una distancia de $2,5 \text{ m}$. Calcula:

- El vector campo eléctrico (módulo, dirección y sentido) en el punto medio entre ambas cargas.
- El potencial eléctrico en dicho punto.

Dato: $K_0 = 9,0 \cdot 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2/\text{C}^2$

10. Dado el esquema del circuito de la figura, determina las lecturas del amperímetro y del voltímetro.

Razona tus respuestas.



2014 (NO HACER, SÓLO PARA LA OPCIÓN C: FÍSICA)

11. En tres de los vértices de un cuadrado de 4 cm. de lado hay tres cargas cuyos valores y signos están en el esquema. Calcula el potencial eléctrico en el cuarto vértice.

12. Un circuito está formado por un generador de 16 V de fem y 6Ω de resistencia interna, y una resistencia externa de 44Ω . Calcular: a) la intensidad de corriente que circula y b) La ddp en bornes del generador

2013 (NO HACER, SÓLO PARA LA OPCIÓN C: FÍSICA)

13. Dos partículas positivas con cargas de 12 nC se encuentran separadas 30 cm.

a) Calcula el potencial eléctrico en un punto P de la recta que une ambas cargas y que está a 10 cm de una de ellas;

b) Calcula de nuevo el potencial en el mismo punto P pero con la carga situada a 10 cm siendo de signo negativo. *Dato: $K = 9 \cdot 10^9$ S.I.*

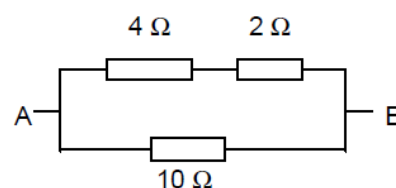
14. Un hilo metálico tiene 120Ω de resistencia. Se corta en tres trozos de igual longitud y se conectan en paralelo. ¿Cuál es el valor de la resistencia de la asociación en paralelo construida?

2012

15. Dos cargas positivas, iguales, situadas en el aire y a 5 cm de distancia se repelen con una fuerza de 38 N . Calcula el valor de las cargas *Dato: $K = 9 \cdot 10^9$ S.I.*

16. a) Hallar la resistencia equivalente de la asociación de la figura

b) Calcular la intensidad total y la intensidad que circula por cada rama si la diferencia de potencia entre los bornes de la asociación A y B es de 15 V



2011 (NO HACER, SÓLO PARA LA OPCIÓN C: FÍSICA)

17. Dos cargas de $Q_1 = +6 \mu C$ y $Q_2 = -2 \mu C$ y están situadas en el eje X, la positiva en +6 cm y la negativa en -6 cm

. ¿Cuál es el valor, dirección y sentido de la fuerza sobre una carga $q = -2 \mu C$ situada en el origen?
Dato : $K = 9 \times 10^9$ Nm²/C²

18. Se dispone de dos bombillas con las siguientes especificaciones (24V, 75W) y (24V, 60W) . **a)** Calcular la resistencia de cada bombilla. **b)** Si ambas bombillas se conectan en paralelo a una fuente de alimentación de 24 V , ¿qué intensidad circulará por cada una de ellas? **c)** Calcular la intensidad que circulará por cada bombilla si se conectan en serie a la misma fuente de 24 V

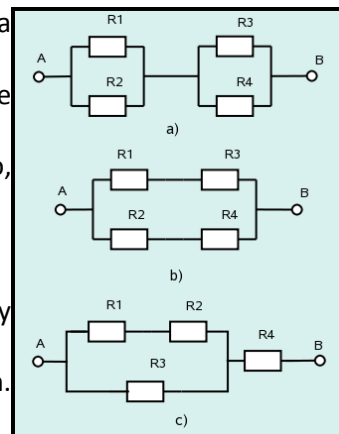
2010 (NO HACER, SÓLO PARA LA OPCIÓN C: FÍSICA)

19. Dos cargas eléctricas A, B, cuyos valores son $q_A = +30 \mu C$ y $q_B = +15 \mu C$ distan entre sí 50 cm. Calcular la intensidad del campo eléctrico en el punto medio de la recta que une ambas cargas e indica su orientación *Dato : $K = 9 \times 10^9$ Nm²/C²*

20. Un electrodoméstico tiene dos resistencias de nichrome de 30Ω en paralelo. Calcular la intensidad que circula por el electrodoméstico y la potencia que desarrolla cuando se conecta a la red de 220 V.

OTROS EJERCICIOS

1. ¿Cuál será la intensidad de la corriente eléctrica si por un punto de un conductor pasan 150 culombios en un minuto?
2. Por un conductor circula una corriente de 5 amperios de intensidad. ¿Cuál es la carga que pasa por el conductor en 5 minutos?
3. ¿Cuánto tiempo han de pasar 600 culombios para que la intensidad de corriente sea 10 amperios?
4. ¿Cuál es la resistencia de un conductor por el que circula una corriente de 20 amperios si su diferencia de potencial es de 220 voltios?
5. Calcula la diferencia de potencial de una corriente de 4 amperios que atraviesa una circuito de 50 ohmios de resistencia.
6. Calcular la intensidad que circula por una resistencia de 15Ω cuando se conecta a un diferencial de 75 V.
7. La resistencia equivalente a otras dos, iguales entre sí y asociadas en paralelo, es de 5Ω . ¿Cuál es el valor de cada resistencia?
8. Calcular la resistencia equivalente para los siguientes casos:
 $R_1 = 5 \Omega$, $R_2 = 2 \Omega$, $R_3 = 4 \Omega$ y $R_4 = 3 \Omega$.
9. ¿Qué potencia tiene un calentador si su diferencia de potencial es de 220 V y su intensidad 10 A?
10. Una plancha eléctrica de 600 w se conecta a una red de 125 V de tensión. Calcular:



- a) La intensidad de corriente que la recorre.
 - b) La carga eléctrica que circula por la plancha en 5 min
11. Una bombilla lleva las siguientes inscripciones: 60 w –120 V. Calcula:
 - a) La intensidad que circula por ella.
 - b) Su resistencia
 - c) La intensidad que circularía por ella, si se conectase a una red de 240 V.
 12. En nuestra casa tenemos contratada con la compañía eléctrica, una potencia de 2,2 Kw. La tensión de la red es de 220 V.
 - a) ¿Cuál será la intensidad de corriente que nos llega?
 - b) Si en la cocina disponemos de una lavadora de 2000 w, dos lámparas de 60 w, una freidora de 1000 w y una batidora de 150 w, ¿qué aparatos no podríamos conectar a la vez?
 13. Si la potencia contratada con la compañía eléctrica es de 3300 w, razona en cuáles de los siguientes casos saltaría “el automático”, si conectamos a la vez los siguientes receptores:
 - a) Lavadora de 2300 w, grill de 1000 w y televisión de 100 w.
 - b) Seis lámparas de 60 w cada una y una secadora de 2800 w.
 - c) Una aspiradora de 900 w, una batidora de 150 w y un microondas de 1100 w.
 14. Para desayunar necesitamos conectar todos los días los siguientes aparatos eléctricos: un tostador con una potencia de 700 w durante 3 minutos; un microondas de 800 w durante 2 minutos y una lámpara de 60 w durante 20 minutos. Si el kilovatio-hora está a 9 céntimos de euro, ¿cuánto nos cuesta la energía utilizada para desayunar durante un mes (tendiendo en cuenta que el mes tiene 30 días)?
 15. Una lámpara lleva la inscripción 220 V-110 w. Calcula:
 - a) La intensidad de la corriente que circula por la lámpara.
 - b) La resistencia del filamento.
 - c) El coste mensual si la encendemos tres horas diarias y el kilovatio-hora cuesta 9 céntimos de euro.

UNIDAD 6. FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS Y ORGÁNICOS

Introducción de las reglas de la IUPAC para la formulación de los compuestos binarios más comunes. Nomenclatura y formulación IUPAC para compuestos inorgánicos sencillos.

Nomenclatura y formulación IUPAC de compuestos orgánicos (limitados a compuestos con un grupo funcional).

6.1. LAS VALENCIAS DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

6.2. FORMULACIÓN DE QUÍMICA INORGÁNICA

6.2.1. Combinaciones binarias del Oxígeno: ÓXIDOS

6.2.2. Combinaciones binarias del Hidrógeno

6.2.3. Otras combinaciones binarias

6.2.4. Hidróxidos

6.2.5. Ácidos oxoácidos

6.2.5. Sales

6.2.6. Peróxidos

6.2.7. REPASO. ESQUEMAS.

6.2.8. EJEMPLOS RESUELTOS PARA PRACTICAR

6.2.9. FORMULACIÓN DE QUÍMICA INORGÁNICA-Chuleta

6.3. FORMULACIÓN DE QUÍMICA ORGÁNICA

6.3.1. Compuestos orgánicos

6.3.2. Fórmulas moleculares, desarrolladas y semidesarrolladas:

6.3.3. HIDROCARBUROS:

6.3.3.1. HIDROCARBUROS SATURADOS (ALCANOS): Todos los enlaces C - C son simples.

6.3.3.2. ALQUENOS (HIDROCARBUROS INSATURADOS):

6.3.3.3. ALQUINOS (HIDROCARBUROS INSATURADOS):

6.3.3.4. HIDROCARBUROS CÍCLICOS Y AROMÁTICOS:

6.3.4. HALUROS (HALOGENUROS):

6.3.5. GRUPOS FUNCIONALES CON OXÍGENO

6.3.6. GRUPOS FUNCIONALES CON NITRÓGENO

6.3.7. ORDEN DE PREFERENCIA PARA LA ELECCIÓN DE GRUPO PRINCIPAL

6.3.8. FORMULACIÓN QUÍMICA ORGÁNICA-Chuleta

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA. Opciones B y C

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA. PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD > 25

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA-OTROS EJERCICIOS



6.1. LAS VALENCIAS DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Introducción

La valencia, también conocida como *número de valencià* o *número de oxidación*, es una medida de la cantidad de enlaces químicos formados por los átomos de un elemento químico.

Tipos de valencia

Valencia positiva máxima:

Es el número positivo que refleja la máxima capacidad de combinación de un átomo.

Valencia negativa

Es el número negativo que refleja la capacidad que tiene un átomo de combinarse con otro pero que esté actuando con valencia positiva.

Definición IUPAC

La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) ha hecho algunos intentos de llegar a una definición desambigua de valencia. La versión actual, adoptada en 1994, es la siguiente: La valencia es el máximo número de átomos univalentes (originalmente átomos de hidrógeno o cloro) que pueden combinarse con un átomo del elemento en consideración, o con un fragmento, o para el cual un átomo de este elemento puede ser sustituido.

SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS FÍSICA Y QUÍMICA 1.º BACHILLERATO

Configuración electrónica	Grupo		Subniveles														p ¹		p ²		p ³		p ⁴		p ⁵		p ⁶	
	s ¹	s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶	13	14	15	16	17	18				
1s	1																								2	4,00		
2s2p	2	3 Li 6,94 +1	4 Be 9,01 +2																						10	20,18		
3s3p	3	11 Na 22,99 +1	12 Mg 24,31 +2																									
4s3d4p	4	19 K 39,10 +1	20 Ca 40,08 +2	21 Sc 44,96 +3	22 Ti 47,87 +2, +3, +4	23 V 50,94 +2, +3, +4, +5	24 Cr 52,00 +2, +3, +4, +6	25 Mn 54,94 +2, +3, +4, +6, +7	26 Fe 55,85 +2, +3	27 Co 58,93 +2, +3	28 Ni 58,69 +2, +3	29 Cu 63,55 +1, +2	30 Zn 65,41 +2	31 Ga 69,72 +3	32 Ge 72,64 +2, +4	33 As 74,92 +3, +5, -3	34 Se 78,96 +4, +6, -2	35 Br 79,90 +1, +3, +5, +7, -1	36 Kr 83,80 0									
5s4d5p	5	37 Rb 85,47 +1	38 Sr 87,62 +2	39 Y 88,91 +3	40 Zr 91,22 +2, +3, +4	41 Nb 92,91 +3, +5	42 Mo 95,94 +2, +3, +4, +6	43 Tc 98 +4, +6, +7	44 Ru 101,07 +2, +3, +4	45 Rh 102,91 +2, +3, +4	46 Pd 106,42 +2, +3	47 Ag 107,87 +1	48 Cd 112,41 +2	49 In 114,82 +3	50 Sn 118,71 +2, +4	51 Sb 121,76 +3, +5, -3	52 Te 127,60 +4, +6, -2	53 I 126,90 +1, +3, +5, +7, -1	54 Xe 131,29 0									
6s4f5d6p	6	55 Cs 132,91 +1	56 Ba 137,33 +2	57 La 174,97 +3	58 Ce 175,05 +2, +3, +4	59 Pr 173,05 +3, +4	60 Nd 175,05 +2, +3, +4	61 Pm 144,24 +3, +4	62 Sm 150,36 +2, +3	63 Eu 151,96 +2, +3	64 Gd 157,25 +2, +3	65 Tb 158,93 +3, +4	66 Dy 162,50 +2, +3	67 Ho 164,93 +3	68 Er 167,26 +2, +3	69 Tm 168,93 +2, +3	70 Yb 173,04 +2, +3											
7s5f6d7p	7	87 Fr 223 +1	88 Ra 226 +2	89 Ac 227 +3	90 Th 232,04 +2, +3, +4	91 Pa 231,04 +3, +4, +5, +6	92 U 238,03 +3, +4, +5, +6	93 Np 237 +3, +4, +5, +6	94 Pu 244 +3, +4, +5, +6	95 Am 243 +3, +4, +5, +6	96 Cm 247 +3	97 Bk 247 +3, +4	98 Cf 251 +3	99 Es 252 +3	100 Fm 257 +2, +3	101 Md 258 +2, +3	102 No 259 +2, +3											

Lantánidos 6

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
138,91	140,12	140,91	144,24	(145)	150,36	151,96	157,25	158,93	162,50	164,93	167,26	168,93	173,04
Lantano	Cerio	Praseodimio	Neodimio	Prometio	Samario	Europio	Gadolinio	Terbio	Disprobio	Holmio	Erbio	Tulio	Iterbio

Actínidos 7

89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No
227	232,04	231,04	238,03	237	244	243	247	247	251	252	257	258	259
Actinio	Torio	Protactinio	Uranio	Neptunio	Plutonio	Americio	Curio	Berkelio	Californio	Einsteinio	Fermio	Mendelevio	Nobelio

Legend:

- Negro - sólido
- Azul - líquido
- Rojo - gas
- Violeta - artificial
- Metales
- Semimetales
- No metales
- Gases nobles

Annotations:

- Número atómico: 1
- Masa atómica (u)*: 1,01
- Densidad (g cm⁻³): 0,00009
- Número de oxidación: +1, -1
- Símbolo: H
- Nombre: Hidrógeno

*Un número entre paréntesis indica el número de masa atómica del isótopo conocido de vida media más larga.

VARIOS ESQUEMAS PARA APRENDERSE LAS VALENCIAS

GRUPO IA		GRUPO IIA		GRUPO IIIA		GRUPO IVA	
H	1	Be	2	B	3	C	2, 4
Li	1	Mg	2	Al	3	Si	4
Na	1	Ca	2			Ge	2, 4
K	1	Sr	2			Sn	2, 4
Rb	1	Ba	2			Pb	2, 4
Cs	1	Ra	2				

GRUPO VA		GRUPO VIA		GRUPO VIIA	
N	1, 2, 3, 4, 5	O	2	F	1
P	1, 3, 5	S	2, 4, 6	Cl	1, 3, 5, 7
As	3, 5	Se	2, 4, 6	Br	1, 3, 5, 7
Sb	3, 5	Te	2, 4, 6	I	1, 3, 5, 7
Bi	3, 5				

ELEMENTOS DE TRANSICIÓN							
Cu	1, 2	Zn	2	Fe	2, 3	Pd	2, 4
Ag	1	Cd	2	Co	2, 3	Pt	2, 4
Au	1, 3	Hg	1, 2	Ni	2, 3		
Ti	2, 3, 4	Mn	2, 3, 4, 5, 6, 7				
Cr	2, 3, 4, 5, 6	V	2, 3, 4, 5				

Valencias de los elementos químicos más usuales

Metales (+)

ELEMENTO	SÍMBOLO	VALENCIA
Litio	Li	1
Sodio	Na	1
Potasio	K	1
Rubidio	Rb	1
Cesio	Cs	1
Francio	Fr	1
Berilio	Be	2
Magnesio	Mg	2
Calcio	Ca	2
Estroncio	Sr	2
Bario	Ba	2
Radio	Ra	2
Cinc	Zn	2
Cadmio	Cd	2
Cobre	Cu	1, 2
Mercurio	Hg	1, 2
Aluminio	Al	3
Oro	Au	1, 3
Hierro	Fe	2, 3
Cobalto	Co	2, 3
Níquel	Ni	2, 3
Estaño	Sn	2, 4
Plomo	Pb	2, 4
Platino	Pt	2, 4
Iridio	Ir	2, 4
Cromo	Cr	2, 3, 6
Manganeso	Mn	2, 3, 4, 6, 7

No metales (+/-)

Telurio	Te	- 2, 2, 4, 6
Nitrógeno	N	- 3, 1, 2, 3, 4, 5
Fósforo	P	- 3, 1, 3, 5
Arsénio	As	- 3, 3, 5
Antimonio	Sb	- 3, 3, 5
Boro	B	- 3, 3
Bismuto	Bi	- 3, 3, 5
Carbono	C	- 4, 2, 4
Silicio	Si	- 4, 4

**VALENCIAS MÁS FRECUENTES
DE
ELEMENTOS QUÍMICOS MÁS CONOCIDOS**

NO METALES					
GRUPO 17 (Halógenos)			GRUPO 15 (Nitrogenoides)		
Flúor	F	-1	Nitrógeno	N	-3 +1, +2, +3, +4, +5
Cloro	Cl	-1 +1, +3, +5, +7	Fósforo	P	-3 +3, +5
Bromo	Br		Arsénico	As	
Yodo	I		Antimonio	Sb	
Astato	At		Bismuto	Bi	
GRUPO 16 (Anfígenos)			GRUPO 14 (Carbonoides)		
Oxígeno	O	-2	Carbono	C	-4 +2, +4
Azufre	S	-2 +2, +4, +6	Silicio	Si	-4 +4
Selenio	Se				
Teluro	Te				
GRUPO 13 (Térreos)					
Hidrógeno	H	-1, +1	Boro	B	-3 +3

METALES					
GRUPO 1 (Alcalinos)			GRUPO 2 (Alcalino-térreos)		
Litio	Li	+1	Berilio	Be	+2
Sodio	Na		Magnesio	Mg	
Potasio	K		Calcio	Ca	
Rubidio	Rb		Estrocio	Sr	
Cesio	Cs		Bario	Ba	
Francio	Fr		Radio	Ra	
Mercurio	Hg	+1, +2	Cinc	Zn	+2
Cobre	Cu		Cadmio	Cd	
Estaño	Sn	+2, +4	Hierro	Fe	+2, +3
Plomo	Pb		Cobalto	Co	
Platino	Pt		Niquel	Ni	
Paladio	Pd				
Oro	Au	+1, +3	Manganeso*	Mn	+2, +3, +4, +6, +7
Plata	Ag	+1	Cromo**	Cr	+2, +3, +6
Aluminio	Al	+3			

Las combinaciones binarias del hidrógeno con oxígeno, nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, carbono y silicio tienen nombres comunes:

H ₂ O	Agua	NH ₃	Amoníaco
PH ₃	Fosfina	AsH ₃	Arsina
SbH ₃	Estibina	CH ₄	Metano
SiH ₄	Silano		

Las combinaciones del hidrógeno con F, Cl, Br, I, S, Se y Se se denominan hidrácidos debido a que tales compuestos, al disolverse en agua, dan disoluciones ácidas. El hidrógeno actúa con valencia +1 y va delante.

Fórmula	Nombre sistemático	(en disolución acuosa)
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
H ₂ Te	Telururo de hidrógeno	Ácido telurhídrico

6.2.3. Otras combinaciones binarias

Las combinaciones binarias, que no sean ni óxidos ni hidruros, son las formadas por no metales con metales. Para formularlos se escribe a la izquierda el símbolo del metal, por ser el elemento más electropositivo. Para nombrarlos se le añade al nombre del no metal el sufijo -uro. Algunos ejemplos son:

CaF ₂	Fluoruro de calcio	FeCl ₂	Cloruro de hierro(II)
FeCl ₃	Cloruro de hierro(III)	CuBr	Bromuro de cobre(I)
CuBr ₂	Bromuro de cobre(II)	AlI ₃	Yoduro de aluminio
MnS	Sulfuro de manganeso(II)	MnS ₂	Sulfuro de manganeso(IV)
V ₂ S ₅	Sulfuro de vanadio(V)	Mg ₃ N ₂	Nitruro de magnesio
Ni ₂ Si	Siliciuro de níquel(II)	CrB	Boruro de cromo(III)

6.2.4. Hidróxidos

En este apartado vamos a ver unos compuestos formados por la combinación del anión hidroxilo (OH⁻) con diversos cationes metálicos (+). El OH al tener valencia -1 va detrás. El modo de nombrar estos hidróxidos es:

LiOH	Hidróxido de litio
Ba(OH) ₂	Hidróxido de bario
Fe(OH) ₂	Hidróxido de hierro (II)

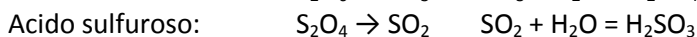
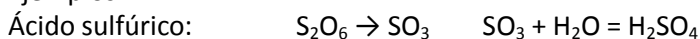
Fe(OH) ₃	Hidróxido de hierro (III)
Cr(OH) ₂	Hidróxido de cromo (II)
NH ₄ (OH)	Hidróxido de amonio

6.2.5. Ácidos oxoácidos

Son compuestos capaces de ceder protones que contienen oxígeno en la molécula. Presentan la fórmula general:

$H_a X_b O_c$ en donde X es normalmente un no metal, aunque a veces puede ser también un metal de transición con un estado de oxidación elevado. Para nombrar los oxoácidos utilizaremos la nomenclatura tradicional con los sufijos -oso e -ico, nomenclatura que está admitida por la IUPAC. Para formarlos se formula primero el óxido, se simplifica si se puede y se les suma H₂O y se simplifica si se puede.

Ejemplos:



Veremos más ejemplos en clase

Oxoácidos del grupo de los halógenos

Los halógenos que forman oxoácidos son: cloro, bromo y yodo. En los tres casos los números de oxidación pueden ser +I, +III, +V y +VII. Al tener más de dos estados de oxidación junto a las terminaciones -oso e -ico, utilizaremos los prefijos hipo- (que quiere decir menos que) y per- (que significa superior), tendremos así los siguientes oxoácidos:

4 valencias	3 valencias	2 valencias
Hipo-oso		
-Oso	-Oso	-Oso
-ico	-ico	-ico
Per-ico	Per-ico	

HClO	Ácido hipocloroso	HClO ₂	Ácido cloroso
HClO ₃	Ácido clórico	HClO ₄	Ácido perclórico
HBrO	Ácido hipobromoso	HBrO ₂	Ácido bromoso
HBrO ₃	Ácido brómico	HBrO ₄	Ácido perbrómico
HIO ₃	Ácido yódico	HIO ₄	Ácido peryódico

Oxoácidos del grupo VIA

De los oxoácidos de azufre, selenio y telurio, los más representativos son aquellos en los que el número de oxidación es +IV y +VI. Para estos ácidos se utilizan los sufijos -oso e -ico.

H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso	H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico
H ₂ SeO ₃	Ácido selenioso	H ₂ SeO ₄	Ácido selénico
H ₂ TeO ₃	Ácido teluroso	H ₂ TeO ₄	Ácido telúrico

Oxoácidos del grupo VA

Los ácidos más comunes del nitrógeno son el ácido nitroso y el ácido nítrico en los que el nitrógeno presenta número de oxidación +III y +V, respectivamente.

HNO ₂	Ácido nitroso	HNO ₃	Ácido nítrico
------------------	---------------	------------------	---------------

Los ácidos de fósforo más comunes son el fosfónico (antes llamado fosforoso, en el que el fósforo presenta número de oxidación +III) y el fosfórico (número de oxidación +V). Ambos ácidos son en realidad ortoácidos, es decir, contienen tres moléculas de agua en su formación. El prefijo "orto" no se dice.

$P_2O_3 + 3H_2O = H_6 P_2O_6 = H_3PO_3$	Ácido fosforoso
$P_2O_5 + 3H_2O = H_6 P_2O_8 = H_3PO_4$	Ácido fosfórico

No es necesario utilizar los términos ortofosfónico y ortofosfórico.

Oxoácidos del carbono y del silicio

El estado de oxidación, en ambos casos, es de +IV. Los más comunes son:

H_2CO_3	Ácido carbónico
H_4SiO_4	Ácido ortosilícico

6.2.5. Sales

Podemos considerar como sales los compuestos que son el resultado de la unión de una especie catiónica cualquiera con una especie aniónica distinta de H^- , OH^- y O^{2-} . Algunas sales ya las hemos visto cuando tratamos de las combinaciones binarias no metal-metal. Por ejemplo, compuestos como el KCl (cloruro de potasio) y Na_2S (sulfuro de sodio) son sales. Cuando el anión procede de un oxoácido debemos recordar que, los aniones llevan el sufijo -ito o -ato según del ácido del que procedan. Para nombrar las sales basta tomar el nombre del anión y añadirle detrás el nombre del catión, tal como puede verse en los siguientes ejemplos:

Sal	Oxoanión de procedencia	Nombre
NaClO	ClO^-	Hipoclorito de sodio
NaClO ₂	ClO_2^-	Clorito de sodio
NaClO ₃	ClO_3^-	Clorato de sodio
NaClO ₄	ClO_4^-	Perclorato de sodio
K_2SO_3	SO_3^{-2}	Sulfito de potasio
K_2SO_4	SO_4^{-2}	Sulfato de potasio

Cationes y Aniones

Cationes

Cuando un átomo pierde electrones (los electrones de sus orbitales más externos, también llamados electrones de valencia) adquiere, como es lógico, una carga positiva neta. Para nombrar estas "especies químicas" basta anteponer la palabra catión o ion al nombre del elemento. En los casos en que el átomo puede adoptar distintos estados de oxidación se indica entre paréntesis. Algunos ejemplos son:

H^+	Ión hidrógeno	Li^+	Ión litio
Cu^+	Ión cobre (I)	Cu^{+2}	Ión cobre (II)
Fe^{+2}	Ión hierro (II)	Fe^{+3}	Ión hierro (III)
Sn^{+2}	Ión estaño (II)	Pb^{+4}	Ión plomo (IV)

Hay bastantes compuestos –como, por ejemplo, el amoníaco– que disponen de electrones libres, no compartidos. Estos compuestos se unen al catión hidrógeno, para dar una especie cargada positivamente. Para nombrar estas especies cargadas debe añadirse la terminación -onio tal como se ve en los siguientes ejemplos:

NH_4^+	ión amonio
PH_4^+	ión fosfonio
AsH_4^+	ión arsonio
H_3O^+	ión oxonio

Aniones

Se llaman aniones a las “especies químicas” cargadas negativamente. Los aniones más simples son los monoatómicos, que proceden de la ganancia de uno o más electrones por un elemento electronegativo. Para nombrar los iones monoatómicos se utiliza la terminación –uro, como en los siguientes ejemplos:

H^-	ión hidruro	S^{-2}	ión sulfuro
F^-	ión fluoruro	Se^{-2}	ión seleniuro
Cl^-	ión cloruro	N^{-3}	ión nitruro
Br^-	ión bromuro	P^{-3}	ión fosfuro
I^-	ión yoduro	As^{-3}	ión arseniuro

Los aniones poliatómicos se pueden considerar como provenientes de otras moléculas por pérdida de uno o más iones hidrógeno. El ion de este tipo más usual y sencillo es el ion hidroxilo (OH^-) que procede de la pérdida de un ion hidrógeno del agua. Sin embargo, la gran mayoría de los aniones poliatómicos proceden –o se puede considerar que proceden– de un ácido que ha perdido o cedido sus hidrógenos. Para nombrar estos aniones se utilizan los sufijos –ito y –ato según que el ácido de procedencia termine en –oso o en –ico, respectivamente.

HClO	Ácido hipocloroso	ClO^-	ión hipoclorito
H_2SO_3	Ácido sulfuroso	SO_3^{-2}	ión sulfito
HClO_3	Ácido clórico	ClO_3^-	ión clorato
HClO_4	Ácido perclórico	ClO_4^-	ión perclorato
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	SO_4^{-2}	ión sulfato

A menudo, para “construir” el nombre del anión, no se reemplazan simplemente las terminaciones oso-ico por ito-ato, sino que la raíz del nombre se contrae. Por ejemplo, no se dice iones sulfurito y sulfurato sino iones sulfito y sulfato.

6.2.6. Peróxidos

La formación de estos compuestos se debe a la posibilidad que tiene el oxígeno de enlazarse consigo mismo para formar el grupo peróxido: -O-O- o bien O_2^{2-}

Este grupo da lugar a compuestos como:

H_2O_2	Peróxido de hidrógeno
Li_2O_2	Peróxido de litio
Na_2O_2	Peróxido de sodio
BaO_2	Peróxido de bario

CuO ₂	Peróxido de cobre (II)
ZnO ₂	Peróxido de Zinc

6.2.7. REPASO. ESQUEMAS.

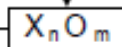
METALES	
Número de oxidación	Elementos
+ 1	Li, Na, K, Rb, Cs y Ag
+2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba ; Zn y Cd
+3	B, Al
+1, +2	Cu y Hg
+1, +3	Au
+2 , +3	Fe, Co, Ni
+2, +3, +6 (cromatos y dicromatos)	Cr
+2 , +3, (+4), +6 (manganatos), +7 (permanganatos)	Mn
+2, +4	Pt, Pb, Sn
NO METALES	
Número de oxidación	Elementos
-1	F
- 1, +1	H
- 2	O
-2 , +4, +6	S, Se, Te
- 3, +3, +5,	N, P, As, Sb
- 4 , +4	C, Si
-1, +1, +3, +5, +7	Cl, Br, I
GRUPOS POLIATÓMICOS	
+1	NH ₄ ⁺ ión (catión) amonio
- 1	CN ⁻ ión (anión) cianuro

Combinaciones binarias
(combinaciones de dos elementos)

OXIDOS = Elemento - Oxígeno

No metal + Oxígeno = Óxido no metálico

CO₂ ; SO₃ ; N₂O₅ ; CO ; Cl₂O₃ ; NO₂



Metal + Oxígeno = Óxido metálico

Fe₂O₃ ; Li₂O ; CaO ; Ag₂O ; Al₂O₃

N^{os} de oxidación

O : -2

Metales: el suyo

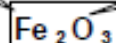
No metales: n^{os} oxid. +

Para formular:

Óxido de hierro (III)

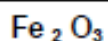
Elemento a la izquierda

Oxígeno a la derecha



Intercambiar n^{os} de oxidación (sin signo)

Para nombrar:



Palabra óxido

Nomenclatura de Stock

Óxido de hierro (III)

Nombre del elemento

Estado de oxidación escrito en números romanos y entre paréntesis

Nomenclatura sistemática

Palabra óxido

Nombre del elemento

Trióxido de dihierro

Prefijo numeral que indica el número de oxígenos

Prefijo numeral que indica el número de átomos del elemento (si es distinto de uno)

Combinaciones binarias
(combinaciones de dos elementos)

PERÓXIDOS = Metal (generalmente alcalino o alcalino-térreo) - Grupo O_2^{-2} (grupo peróxido)

BaO_2 ; CaO_2 ; Li_2O_2 ; Ag_2O_2 ; Na_2O_2 ; Hg_2O_2 — X_nO_2 — La fórmula es simplificable, siempre que se respete la agrupación (O_2)

N ^{os} de oxidación	O: -1
	Metales: el suyo

Para formular:

Peróxido de sodio

Elemento a la izquierda — Grupo peróxido O_2^{-2} a la derecha

Na_2O_2

Intercambiar n^{os} de oxidación (sin signo). No es simplificable, ya que si dividimos los subíndices por dos, desaparecería la agrupación (O_2)

Peróxido de bario

Truco para formular peróxidos:
1. Formula el óxido:
 Na_2O
2. Añade un oxígeno más:
 Na_2O_2
Ten en cuenta que no se puede simplificar "si desaparece" el grupo (O_2)

Elemento a la izquierda — Grupo peróxido O_2^{-2} a la derecha

$Ba_2(O_2)_2 = Ba_2O_4 = BaO_2$

Intercambiar n^{os} de oxidación (sin signo). Es simplificable, ya que si dividimos los subíndices por dos sigue presente la agrupación (O_2)

Para nombrar

K_2O_2

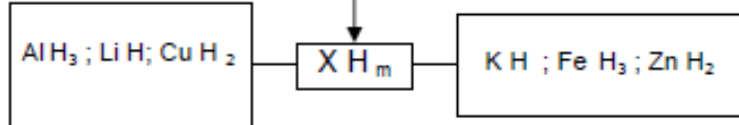
Palabra peróxido — Nombre del elemento

Peróxido de potasio

H_2O_2 = Peróxido de hidrógeno o agua oxigenada

Combinaciones binarias
(combinaciones de dos elementos)

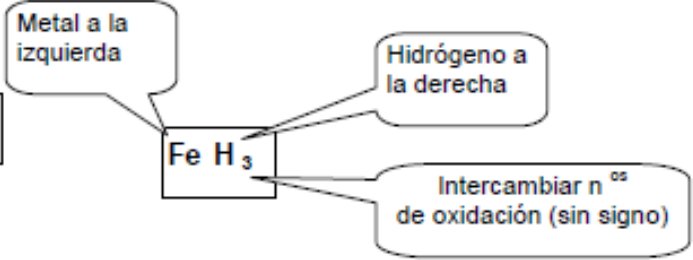
HIDRUROS = Metal - Hidrógeno



N ^{os} de oxidación	H : - 1
	Metales: el suyo

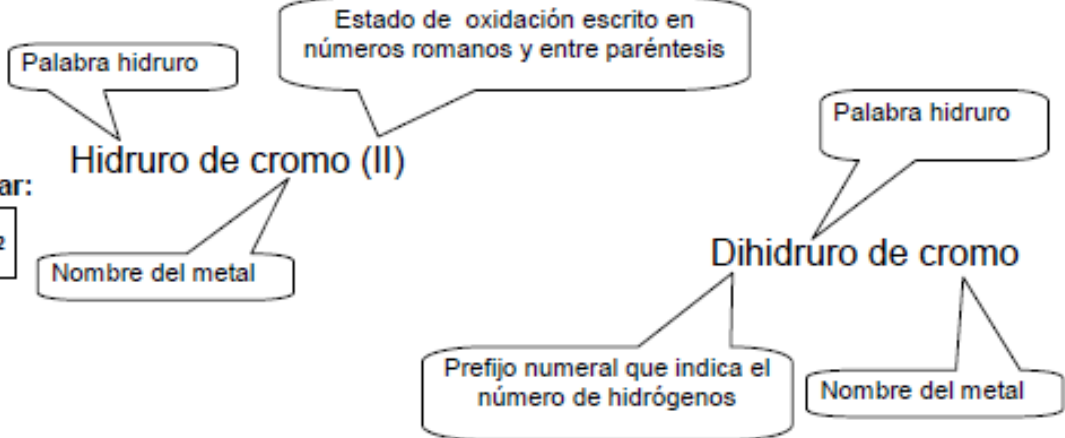
Para formular:

Hidruro de hierro (III)



Para nombrar:

CrH_2



Los hidruros no metálicos no se nombran como tales, todos ellos tienen nombres especiales, no sistemáticos:

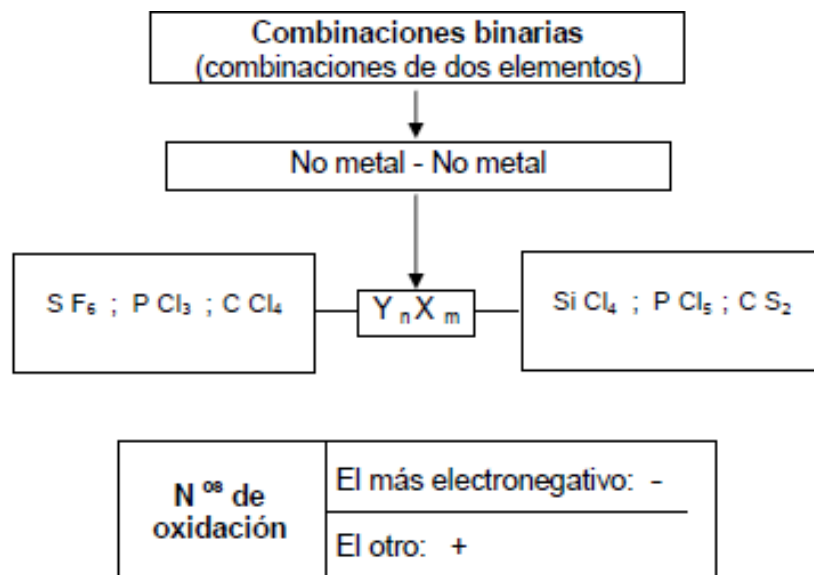
CH_4 : Metano
 SiH_4 : Silano
 NH_3 : Amoniacó
 PH_3 : Fosfina
 AsH_3 : Arsina
 SbH_3 : Estibina

Las combinaciones binarias del hidrógeno con los no metales del grupo de los anfígenos y halógenos no se consideran hidruros. En ellos se invierte el orden entre el H y el elemento y se nombran de la siguiente forma (el segundo nombre: ácido... , se usa para disoluciones acuosas del gas)

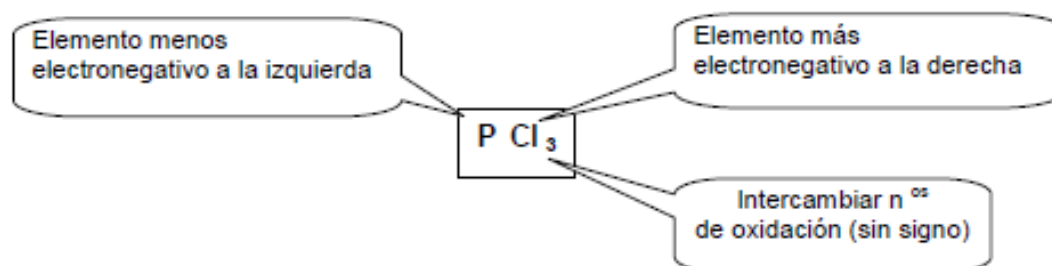
HF : Fluoruro de hidrógeno o ácido fluorhídrico
 HCl : Cloruro de hidrógeno o ácido clorhídrico
 HBr : Bromuro de hidrógeno o ácido bromhídrico
 HI : Ioduro de hidrógeno o ácido iodhídrico
 H_2S : Sulfuro de hidrógeno o ácido sulfhídrico

N^{os} oxidación: H : +1 ; halógenos, anfígenos : est oxid (-)

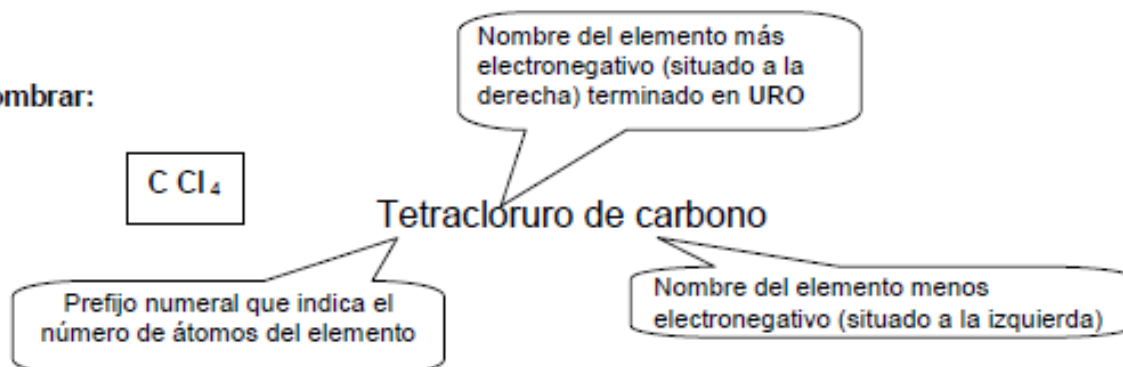
Los cuatro son gases y cuando se disuelven en agua se comportan como ácidos (de ahí el nombre: ácidos hidrácidos)

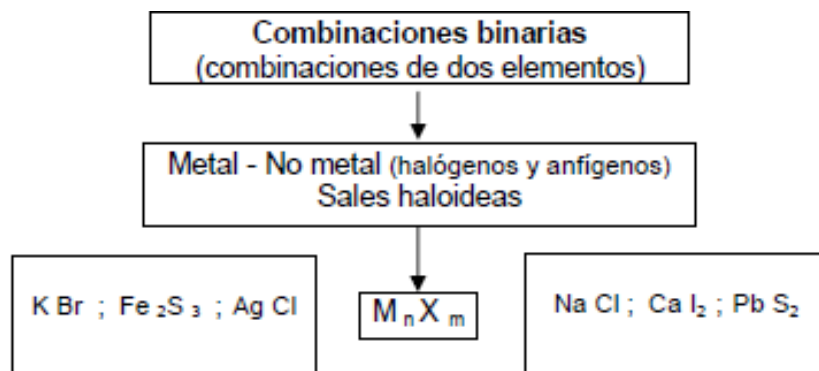


Para formular:



Para nombrar:

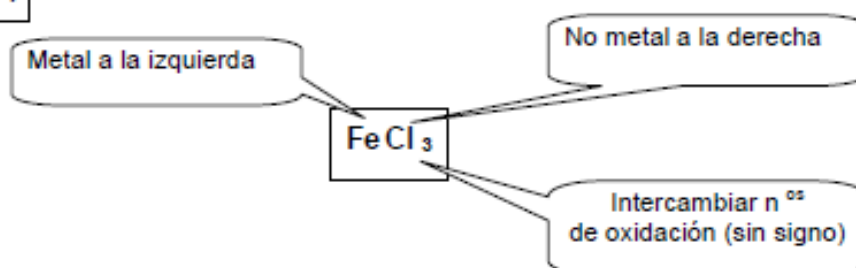




N ^º de oxidación	No metal: -
	Metal: el suyo

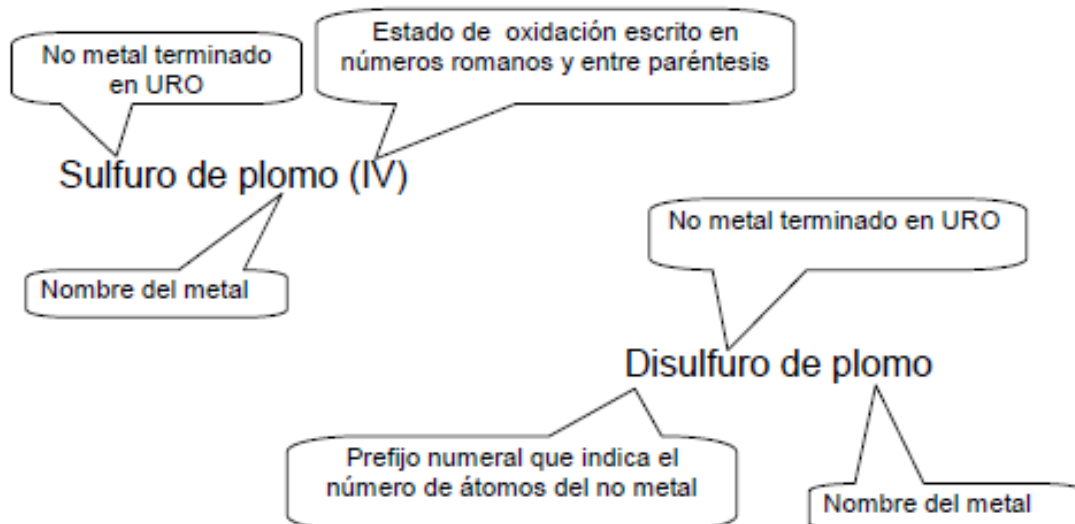
Para formular:

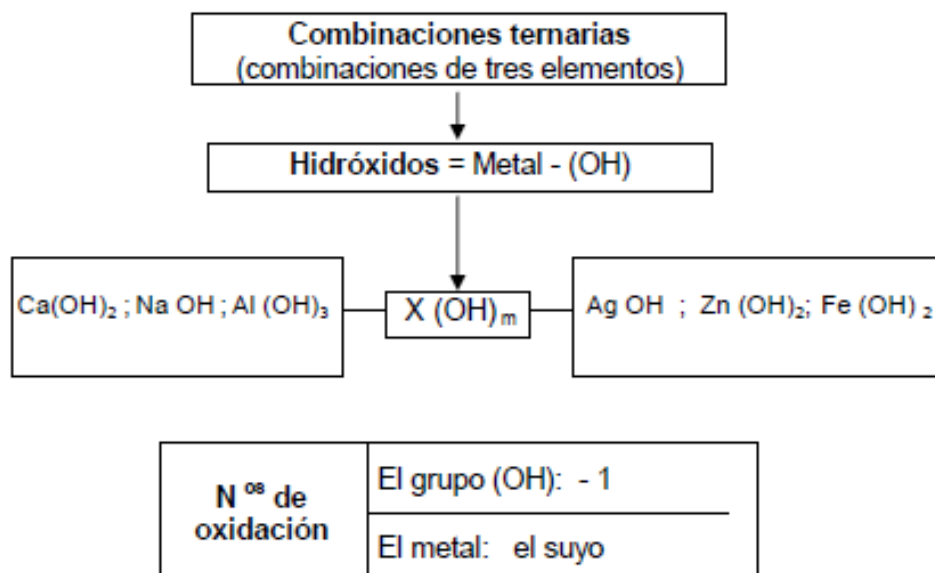
Cloruro de hierro (III)



Para nombrar:

PbS₂



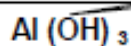


Para formular:

Hidróxido de aluminio

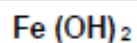
Metal a la izquierda

Grupo (OH) a la derecha



Intercambiar n^{os} de oxidación (sin signo)

Para nombrar:



Palabra hidróxido

Palabra hidróxido

Nombre del metal

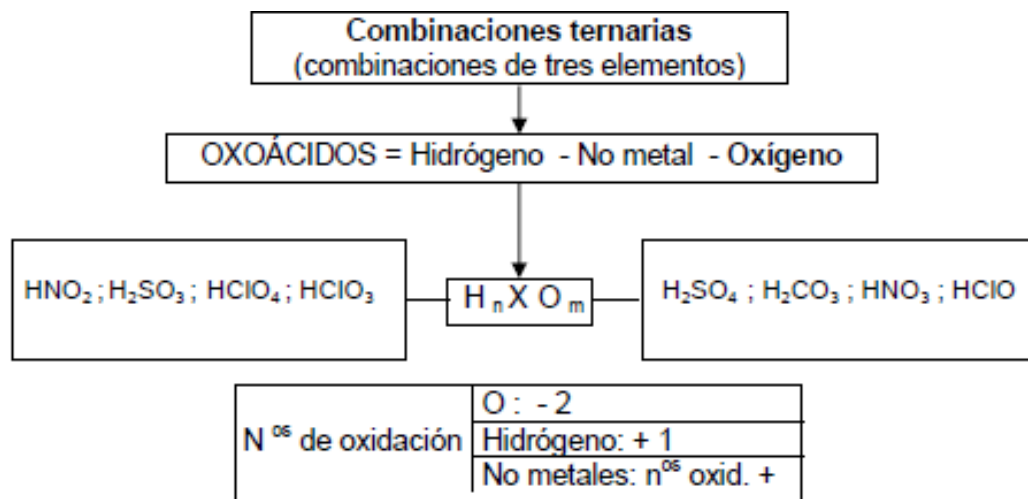
Hidróxido de hierro (II)

Dihidróxido de hierro

Nombre del metal

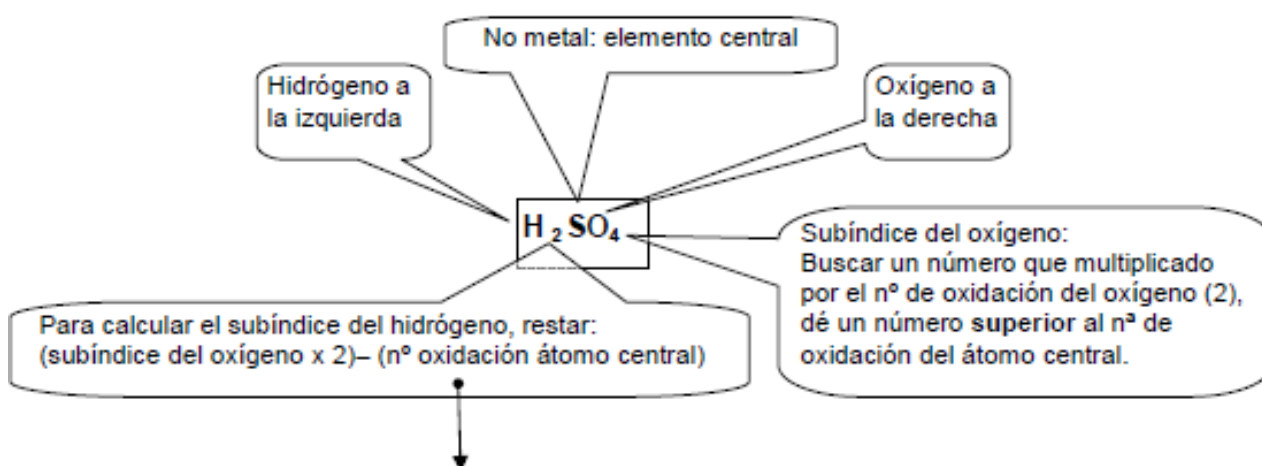
Estado de oxidación del metal en números romanos y ente paréntesis.

Prefijo numeral que indica el número de grupos (OH)



Para formular:

Ácido sulfúrico

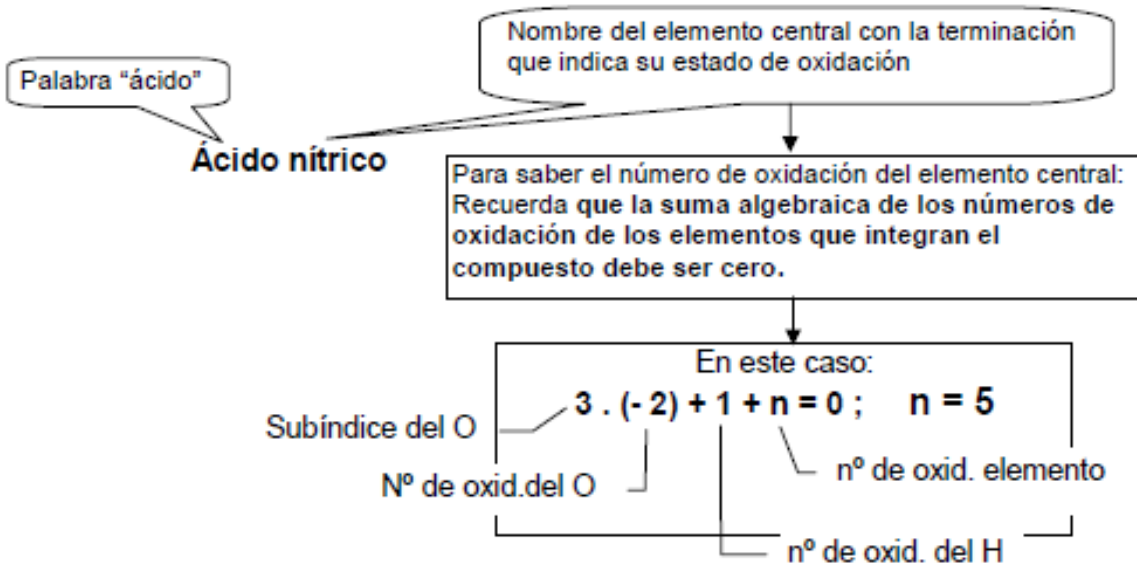
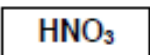


La terminación del átomo central nos indica su estado de oxidación:

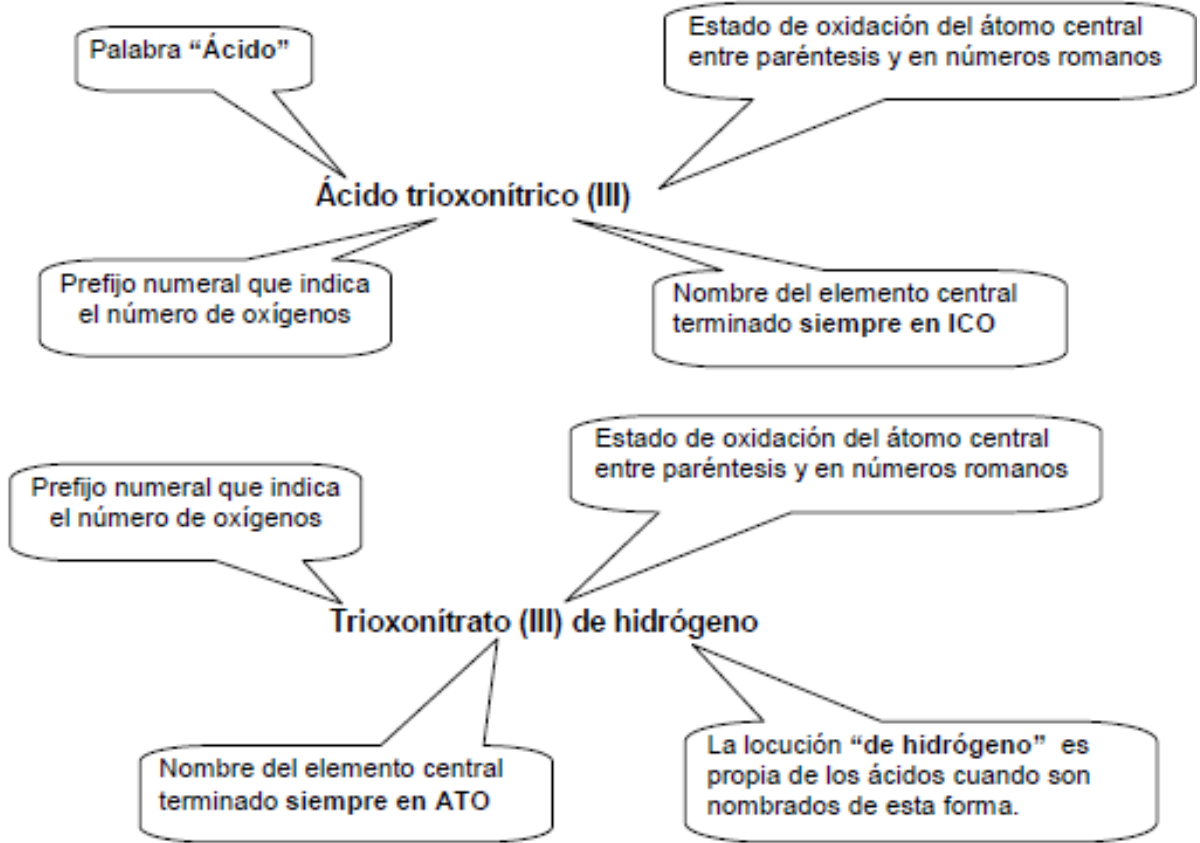
- Si tiene estado de oxidación fijo:
Nombre terminado en ICO. Ejem: ácido carbónico.
- Si tiene dos estados de oxidación:
Nombre terminado en ICO : n^o de oxidación mayor. Ejem: ácido sulfúrico.
Nombre terminado en OSO: n^o de oxidación menor. Ejem: ácido sulfuroso.
- Si tiene varios estados de oxidación (halógenos):

HIPO...OSO	+ 1.	Ejem: ácido hipocloroso
OSO	+ 3.	Ejem: ácido cloroso.
ICO	+ 5.	Ejem: ácido clórico.
PER... ICO	+ 7.	Ejem: ácido perclórico

Para nombrar:



Nomenclatura sistemática



Ácidos polihidratados. Regla general

Prefijo		Elementos
Meta	Óxido +1 H ₂ O	Sólo: P,As,Sb,B
Piro	Óxido +2 H ₂ O	
Orto	Óxido +3 H ₂ O	Excepto: P,As,Sb,B

Si no se utiliza prefijo, se supone que es el meta, con excepción del fósforo:
 ácido fosfórico \equiv ácido ortofosfórico \equiv H₃PO₄ y **el boro:** ácido bórico \equiv ácido ortobórico \equiv H₃BO₃

Hay algunos metales que también forman ácidos, como el cromo y el manganeso:

Valencia	Fórmula	N. tradicional
6	CrO ₃ + H ₂ O = H ₂ CrO ₄	Ácido crómico
6	Cr ₂ O ₆ + H ₂ O = H ₂ Cr ₂ O ₇	Ácido dicrómico

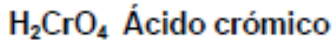
Valencia	Fórmula	N. tradicional
6	MnO ₃ + H ₂ O = H ₂ MnO ₄	Ácido mangánico
7	Mn ₂ O ₇ + H ₂ O = H ₂ Mn ₂ O ₈ = HMnO ₄	Ácido permangánico

Ácidos del cromo y manganeso:

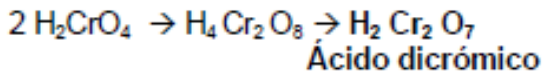
El cromo y el manganeso, a pesar de ser metales, en sus estados de oxidación más altos forman oxoácidos.

A partir de los ácidos formados se obtienen las sales correspondientes: cromatos, dicromatos, manganatos y permanganatos que son productos muy usados en los laboratorios.

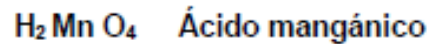
Cromo. Estado de oxidación +6:



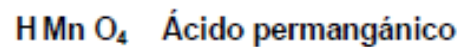
El ácido crómico puede dimerizarse y sufrir la pérdida de una molécula de agua dando lugar al ácido dicrómico:



Manganeso. Estado de oxidación +6

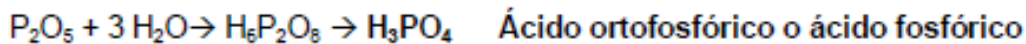
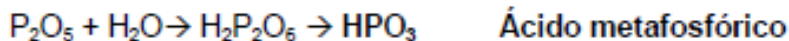
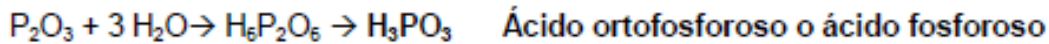
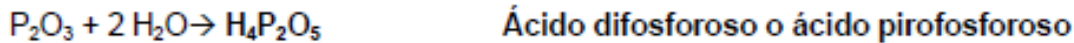
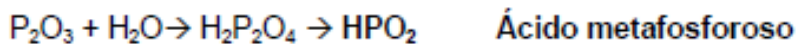


Manganeso. Estado de oxidación +7



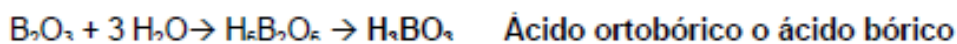
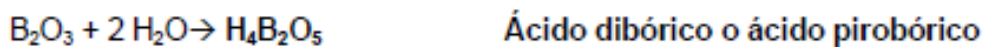
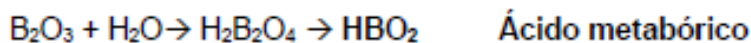
Ácidos del fósforo (arsénico y antimonio):

Los óxidos de estos elementos pueden dar origen a tres ácidos distintos que difieren en el grado de hidratación:



Ácidos del boro

A partir del óxido bórico, y de forma idéntica a lo visto con el fósforo, se pueden obtener tres ácidos distintos:

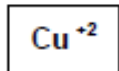


IONES
 Átomos (iones monoatómicos) o conjunto de átomos (iones poliatómicos) con carga eléctrica

Iones con carga eléctrica positiva:
CATIONES

Iones con carga eléctrica negativa:
ANIONES

Cationes monoatómicos: cationes metálicos



cación (ión) cobre (II)

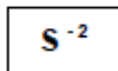
Nombre del metal

Palabra cación (ión)

Carga eléctrica en números romanos y entre paréntesis

Aniones monoatómicos: aniones no metálicos

Para nombrar:



Anión (ión) **sulfuro**

Palabra anión (ión)

Nombre del no metal terminado en URO

Para formular:

Anión cloruro

Estado de oxidación negativo como superíndice



Símbolo no metal

Cationes poliatómicos



ión (cación) amonio



ión (cación) hidronio

Aniones poliatómicos

Son los grupos atómicos que resultan de quitar los hidrógenos a los oxoácidos

Para nombrar:

Obtener el estado de oxidación del átomo central: la suma algebraica de los estados de oxidación debe ser igual a la carga del ión:



$n + 4(-2) = -2$; $n = +6$
 (+6) : ico -> ato -> anión sulfato

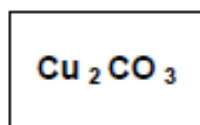
Para formular:

Determinar el estado de oxidación del átomo central a partir de la terminación. Escribir el ácido correspondiente, quitarle los hidrógenos y obtener el anión:

Anión nitrato:

ato : (+5) -> ácido nítrico : HNO_3 -> NO_3^- ión nitrato

Para nombrar:



Nombre del anión

Nombre del metal indicando su estado de oxidación entre paréntesis y con números romanos (si es necesario)

Carbonato de cobre (I)

Para nombrar los aniones:

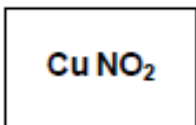
1. Busca el ácido del cual deriva.
2. Cambia la terminación según:

Ácido	Anión
oso	→ ito
ico	→ ato

Ejemplos:

Ácido carbónico H_2CO_3	→	Anión carbonato $(\text{CO}_3)^{-2}$
Ácido nítrico HNO_3	→	Anión nitrato $(\text{NO}_3)^{-}$
Ácido sulfúrico H_2SO_4	→	Anión sulfato $(\text{SO}_4)^{-2}$
Ácido nitroso HNO_2	→	Anión nitrito $(\text{NO}_2)^{-}$

Nomenclatura sistemática



Prefijo numeral que indica el número de oxígenos

Estado de oxidación del átomo central entre paréntesis y en números romanos

Dioxonitrato (III) de cobre (I)

Nombre del elemento central terminado siempre en ATO

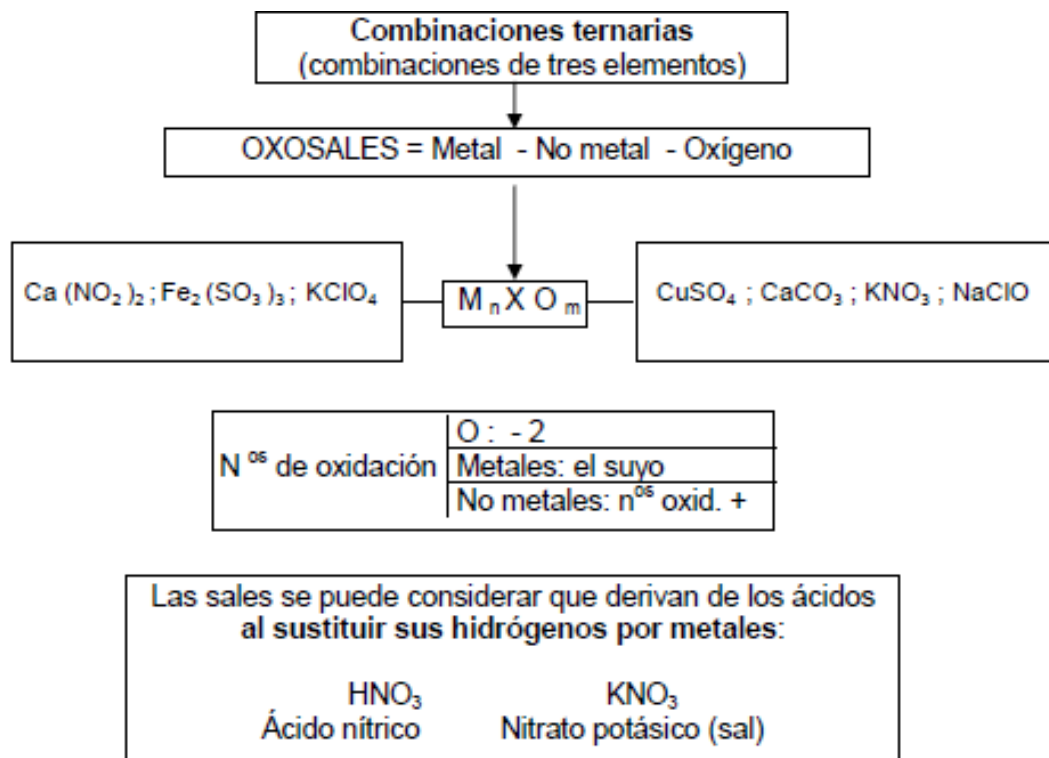
Nombre del metal y estado de oxidación entre paréntesis (si es necesario)

Existen otras sales que no tienen oxígeno, las llamadas sales haloideas. Éstas provienen de los ácidos hidrácidos (sin oxígeno) por sustitución del hidrógeno por un metal.

Ácido	Sal
HCl	→ NaCl
HBr	→ KBr
H_2S	→ Na_2S

Observarás que, en realidad, las sales haloideas son combinaciones binarias no metal – metal y, por tanto, se nombran y formulan como éstas:

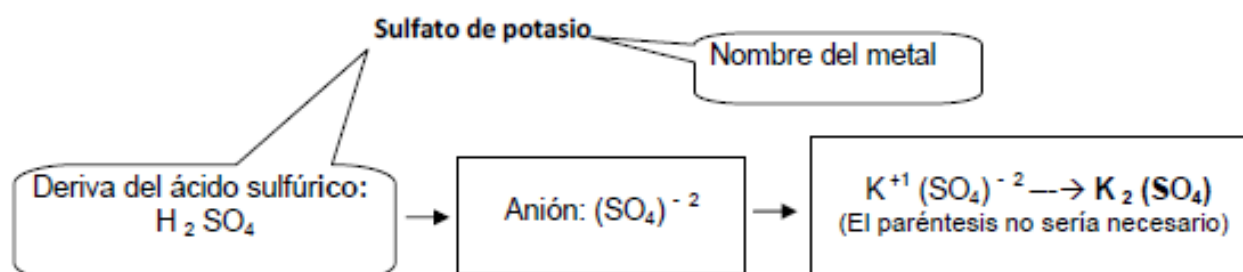
NaCl	: Cloruro de sodio
KBr	: Bromuro de potasio
Na_2S	: Sulfuro de sodio



Para formular:

1. **Identifica el ácido del cual proviene la sal procediendo de la siguiente manera:**
 - ▶ Sustituye la terminación del no metal según el siguiente código:

Sal	Ácido
ato	→ ico
ito	→ oso
 - ▶ Escribe el ácido correspondiente.
2. **Quítale los hidrógenos al ácido. Lo que queda es un ión (anión). Enciérralo entre paréntesis. Su carga es negativa e igual al número de hidrógenos que has quitado al ácido. Considera la carga como el número de oxidación del conjunto.**
3. **Escribe el metal a la izquierda y el anión a la derecha e intercambia sus números de oxidación como si fuera una combinación binaria.**



³La valencia es la capacidad de combinación. El n° de oxidación o n° de valencia es el que se calcula aplicando una serie de reglas. No son lo mismo, aunque a veces se utilicen como sinónimos. Es preferible utilizar el n° de oxidación para nomenclatura.

Ej. En los compuestos: CH_4 , CH_3Cl , CCl_4 , la valencia del C es 4; sin embargo, su n° de oxidación es: -4, -2 y +4, respectivamente.

MUY IMPORTANTE**HAY QUE SABERSE DE MEMORIA LOS SIGUIENTES ÁCIDOS****HClO : Ácido hipocloroso****HClO₂: Ácido cloroso****HClO₃: Ácido clórico****HClO₄: Ácido perclórico****Lo mismo con el Br y el I****H₂SO₃: Ácido sulfuroso****H₂SO₄: Ácido sulfúrico****Lo mismo con el Se y el Te****HNO₂: Ácido nitroso****HNO₃: Ácido nítrico****H₂CO₃: Ácido carbónico****H₃PO₄: Ácido fosfórico (P₂O₅+ 3H₂O = H₆P₂O₈)****Lo mismo con el As y el Sb****H₂Cr₂O₇: Ácido dicrómico****HMnO₄: Ácido mangánico****6.2.8. EJEMPLOS RESUELTOS PARA PRACTICAR**

1.- Óxido de litio	Li ₂ O
2.- Trióxido de dialuminio	Al ₂ O ₃
3.- Pentaóxido de dinitrógeno	N ₂ O ₅
4.- Óxido de cloro (I)	Cl ₂ O
5.- Hidruro de calcio	CaH ₂
6.- Seleniuro de hidrógeno	H ₂ Se
7.- Hidruro de arsénico (III)	AsH ₃
8.- Triyoduro de cobalto	CoI ₃

9.- Peróxido de cobre (I)		Cu ₂ O ₂
10.- Hidróxido de cobre (I)		Cu(OH)
11.- Cloruro de bromo (I)		BrCl
12.- Ácido brómico		HBrO ₃
13.- Ácido sulfuroso		H ₂ SO ₃
14.- Fosfato de calcio		Ca ₃ (PO ₄) ₂
15.- Dicromato de aluminio		Al ₂ (Cr ₂ O ₇) ₃
16.- Hidrogenosulfuro de oro (III)		Au(HS) ₃
17.- Hidrogenocarbonato de plata		AgHCO ₃
18.- Hipobromito de hierro (II)		Fe(IO) ₂
19.- Perclorato de berilio		Be(ClO ₄) ₂
20.- Permanganato potásico		KMnO ₄
21.- Hidrogenosulfato de hierro (III)		Fe(HSO ₄) ₃
22.- Nitrato de plomo (IV)		Pb(NO ₃) ₄
23.- Hipobromito de oro (III)		Au(BrO) ₃
24.- Ácido mangánico		HMnO ₄
25.- ácido hipoyodoso		HIO
HNO ₃	Trioxonitrato (V) de hidrógeno	Ácido nítrico
Cl ₂ O ₅	Pentaóxido de dicloro	Óxido de cloro (V)
FeO	Óxido de Hierro	Óxido de hierro (II)
SnH ₂	Dihidruro de Estaño	Hidruro de Estaño (II)
Mg ₃ N ₂	Dinitruro de Trimagnesio	Nitruro de magnesio
FeCl ₃	Tricloruro de hierro	Cloruro de hierro (III)
Sr(OH) ₂	Hidróxido de Estroncio	Trihidróxido de estroncio
Na ₂ O ₂	Peróxido de Sodio	Dióxido de sodio
CH ₄	Metano	Tetrahidruro de carbono
IF ₇	Heptafluoruro de Iodo	Fluoruro de Iodo (VII)
H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno	Ácido sulfhídrico

$\text{NH}_4(\text{OH})$	Hidróxido de amonio	Hidróxido de amonio
HClO_3	Trioxoclorato (V) de hidrógeno	Ácido clórico
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Bis-tetraoxofosfato (V) de Calcio	Fosfato cálcico
CuCrO_4	Tetraoxocromato (VI) de cobre (II)	Cromato de cobre (II)
H_2MnO_4	Tetraoxomanganato (VI) de hidrógeno	Ácido mangánico
$\text{Ca}(\text{HS})_2$	Hidrogenosulfuro de Calcio	Hidrogenosulfuro de calcio
MgO_2	Peróxido de magnesio	Dióxido de magnesio
$\text{Au}(\text{HSO}_4)_3$	Hidrogenotetraoxosulfato (VI) de oro (III)	Hidrogenosulfato de hierro (III)
HPO_3	Trioxofosfato (V) de hidrógeno	Ácido trioxofosfórico (V)
$\text{Na}(\text{HCO}_3)$	Hidrogenocarbonato (IV) de Sodio	Hidrogenocarbonato de sodio
$\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	Dihidrogenotetraoxofosfato (V) de Hierro (II)	Dihidrogenofosfato de hierro (II)
LiHS	Hidrogenosulfuro de Litio	Hidrogenosulfuro de litio
AlPO_4	Tetraoxofosfato (V) de aluminio	Fosfato de aluminio
KNO_2	Dioxonitrato (III) de potasio	Nitrito potásico

6.2.9. FORMULACIÓN DE QUÍMICA INORGÁNICA-Chuleta

Se intercambian las valencias AB: Metal con no metal: A es (+), B es (-) siempre "B-uro de A"
AlCl₃ cloruro de aluminio

Compuestos del H (1+, 1-)

H⁺ Al ser (+), siempre irá delante, se unirá con otro (-) que irá detrás y que se nombrará como "-uro"

HCl cloruro de hidrógeno

H⁻ Al ser (-), siempre irá detrás y se nombrará como "-uro", se unirá con otro que será (+) NaH hidruro de sodio

Los "-uros" siempre utilizan la valencia (-):

Cl, Br, I (1-, 1+, 3+, 5+, 7+): La valencia 1- es la de "-uro" CaBr₂ bromuro de calcio S, Se, Te (2-, 4+, 6+): La valencia 2- es la de "-uro" Al₂S₃ sulfuro de aluminio N, P, As, Sb (3-, 3+, 5+): La valencia 3- es la de "-uro" Mg₃N₂

nitruro de magnesio

Óxidos: Siempre el O con 2-, que se unirá con uno que sea + Li₂O Óxido de litio Monóxido de dilitio

PbO₂ Óxido de plomo (IV) Dióxido de plomo

Especiales

Las combinaciones binarias del hidrógeno con oxígeno, nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, carbono y silicio tienen nombres comunes:

H O Agua

2

NH₃ Amoníaco No hay que confundirlo con el amonio NH₄⁺ con una valencia 1+, que es como si fuera un "elemento" que se combinará con otro: (NH₄)₂S sulfuro de amonio.

Ácidos hidrácidos (acaban en "hídrico")

Son los compuestos del H⁺ disueltos en agua: HCl(ac) ácido clorhídrico

Hidróxidos (llevan el OH con una valencia negativa 1-) Se unen con metales de valencia +

LiOH: Hidróxido de litio Ba(OH)₂: Hidróxido de bario NH₄(OH): Hidróxido de amonio

Ácidos oxoácidos

Se forman formulando el óxido y añadiéndole agua; ácido carbónico: C₂O₄ → CO₂, CO₂ + H₂O = H₂CO₃ En el grupo del P, As, Sb se añaden 3 H₂O: P₂O₅ + 3H₂O = H₆P₂O₈ = H₃PO₄ ácido fosfórico

Pero lo mejor es aprenderse la lista de los ácidos más comunes. Recordad las valencias: Cl, Br, I: 1- (-uro), 1+ (hipo-oso), 3+ (-oso), 5+ (-ico), 7+ (per-ico)

S, Se, Te: 2- (-uro), 4+ (-oso), 6+ (-ico)

HClO: Ácido hipocloroso HClO₂: Ácido cloroso HClO₃: Ácido clórico HClO₄: Ácido perclórico Lo mismo con el Br y el I

H₂SO₃: Ácido sulfuroso H₂SO₄: Ácido sulfúrico

Lo mismo con el Se y el Te

HNO₂: Ácido nitroso HNO₃: Ácido nítrico H₂CO₃: Ácido carbónico H₃PO₄: Ácido fosfórico (P₂O₅ +

3H₂O = H₆P₂O₈)

Lo mismo con el As y el Sb

H₂Cr₂O₇: Ácido dicrómico HMnO₄: Ácido mangánico

Sales

Proceden de los ácidos oxoácidos (los anteriores) que han perdido o cedido sus hidrógenos. Para nombrar las sales se utilizan los sufijos -ito y -ato según que el ácido de procedencia termine en -oso o en -ico, respectivamente.

HClO: Ácido hipocloroso ClO⁻: Ión hipoclorito NaClO: Hipoclorito de sodio

H₂SO₄: Ácido sulfúrico SO₄²⁻: Ión sulfato K₂SO₄: Sulfato de potasio

H₂CO₃: Ácido carbónico CO₃²⁻: Ión carbonato Na₂CO₃: Carbonato de sodio

H₂CO₃: Ácido carbónico HCO₃¹⁻: Ión hidrogenocarbonato NaHCO₃: Hidrogenocarbonato de sodio

Ácido	Fórmula	Valencia del átomo central	Anión	Valencia del anión	Nombre del anión
hipocloroso	HClO	+1	ClO ⁻	-1	hipoclorito
bromoso	HBrO ₂	+3	BrO ₂ ⁻	-1	bromito
periódico	HIO ₄	+7	IO ₄ ⁻	-1	periodato
selenioso	H ₂ SeO ₃	+4	SeO ₃ ⁻	-2	selenito
telúrico	H ₂ TeO ₄	+6	TeO ₄ ⁻	-2	telurato
nítrico	HNO ₃	+5	NO ₃ ⁻	-1	nitrato
antimónico	H ₃ SbO ₄	+5	SbO ₄ ⁻³	-3	antimoniato
carbónico	H ₂ CO ₃	+4	CO ₃ ⁻²	-2	carbonato
silícico	H ₂ SiO ₃	+4	SiO ₃ ⁻²	-2	silicato
crómico	H ₂ CrO ₄	+6	CrO ₄ ⁻²	-2	cromato
dicrómico	H ₂ Cr ₂ O ₇	+6	Cr ₂ O ₇ ⁻²	-2	dicromato
mangánico	H ₂ MnO ₄	+6	MnO ₄ ⁻²	-2	manganato
permangánico	HMnO ₄	+7	MnO ₄ ⁻	-1	permanganato

6.3. FORMULACIÓN DE QUÍMICA ORGÁNICA

6.3.1. Compuestos orgánicos

Los compuestos orgánicos son denominados así porque son los constituyentes de la materia orgánica (sustancias de las que están formados los organismos vivos).

- Hidrocarburos: alcanos, alquenos, alquinos. Radicales. Hidrocarburos cíclicos y aromáticos. El benceno y sus derivados. Haluros
- Compuestos orgánicos con oxígeno: alcoholes, éteres, aldehidos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres.
- Compuestos orgánicos con nitrógeno: nitroderivados, aminas, amidas, nitrilos.

Propiedades generales de los compuestos orgánicos:

- Son compuestos covalentes (forman moléculas).
- Son poco solubles en agua, pero solubles en disolventes orgánicos.
- No conducen la corriente eléctrica.
- Poseen poca estabilidad térmica. Se descomponen o inflaman fácilmente al ser calentados.
- Por lo general, reaccionan lentamente.

El principal elemento en los compuestos orgánicos es el **carbono**. De hecho, la química orgánica es también llamada Química del carbono. Aparece en todos los compuestos. Estos son los elementos que usaremos en formulación orgánica:

Carbono, C, valencia 4

Hidrógeno, H, val. 1

Oxígeno, O, val. 2

Nitrógeno, N, val. 3

En bastante menor proporción: Fósforo (P), azufre (S), Halógenos (F, Cl, Br, I) y algunos metales.

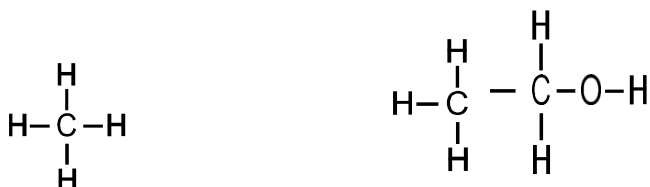
6.3.2. Fórmulas moleculares, desarrolladas y semidesarrolladas:

Para representar la fórmula química de un compuesto orgánico, podemos hacerlo de tres formas diferentes:

Fórmula molecular: Expresión parecida a los compuestos inorgánicos. Se indica el símbolo de cada elemento y el número de átomos de cada uno.

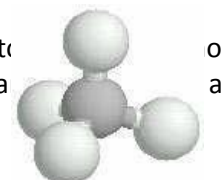
Ej: CH₄ C₂H₆ C₂H₆O

Fórmula desarrollada: Se indican todos los enlaces entre átomos.



Fórmula semidesarrollada: Es la que más vamos a utilizar. Sólo se indican los enlaces entre átomos (normalmente sólo los enlaces dobles o triples). Los átomos de otros elementos unidos a cada carbono se indican a continuación de éste.

Los ejemplos anteriores: CH₄ CH₃CH₂OH



6.3.3. HIDROCARBUROS:

Son los compuestos orgánicos más simples. Son combinaciones de C y H.

El carbono tiene facilidad para formar cadenas largas haciendo enlaces con otros átomos de carbono. El resto de los enlaces posibles se completan con átomos de hidrógeno.

Un átomo de carbono puede unirse a otro de tres formas diferentes:

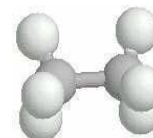
Compartiendo un par de electrones (enlace simple, C – C)

Compartiendo dos pares de electrones (enlace doble, C = C)

Compartiendo tres pares de electrones (enlace triple, C ≡ C)

El resto de los enlaces los hace con átomos de hidrógeno.

Se distinguen dos tipos de hidrocarburos: saturados (todos los enlaces entre átomos de carbono son simples, y contiene el mayor número de átomos de hidrógeno posibles) e insaturados (existe al menos un doble o triple enlace entre átomos de carbono).



6.3.3.1. HIDROCARBUROS SATURADOS (ALCANOS): Todos los enlaces C - C son simples.

Se nombran atendiendo al número de átomos de carbono en la molécula, según la lista y añadiendo la terminación -ANO:

1: Met-	2: Et-	3: Prop-	4: But-	5: Pent-	6: Hex-
7: Hept-	8: Oct-	9: Non-	10: Dec-	11: Undec-	12: Dodec-

Ejemplos: CH₄: Metano C₂H₆: Etano C₃H₈: propano C₄H₁₀: butano
(en general: C_n H_{2n+2})

En fórmula semidesarrollada:	Metano:	CH ₄
	Etano:	CH ₃ - CH ₃
	Propano:	CH ₃ - CH ₂ - CH ₃
	Butano:	CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₃

Veremos en clase fórmulas desarrolladas

Radicales: Se forman cuando el átomo final de una cadena no forma sus cuatro enlaces, quedando con un electrón sin enlazar. Por ejemplo: -CH₃ -CH₂ CH₃

Esta característica hace que sean muy reactivos, y tiendan a unirse a otras cadenas de carbono, sustituyendo a un hidrógeno.

Nomenclatura: Igual que los alcanos, pero para diferenciarlos, la terminación es -il (o -ilo):

CH ₃	metil
CH ₂ CH ₃	etil
CH ₂ CH ₂ CH ₃	propil
CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	butil

Hidrocarburos ramificados: Si el hidrocarburo presenta varias ramas, en primer lugar hay que localizar la rama principal (será la cadena más larga posible que podamos construir, esté o no en línea recta). El resto serán cadenas secundarias (radicales).

Lo veremos en clase

A la hora de nombrar el hidrocarburo, se siguen los siguientes pasos:

1.- Se elige la cadena principal:

La cadena que tenga el mayor número de cadenas laterales.

La cadena cuyas cadenas laterales tengan los localizadores más bajos.

La cadena que tenga el máximo número de átomos de carbono en las cadenas laterales más pequeñas. La cadena que tenga cadenas laterales lo menos ramificadas posibles.

Una vez elegida la cadena principal.

1.-A cada átomo de carbono se le asigna un nº (localizador), comenzando por uno de los extremos, de forma que a los radicales les correspondan los menores localizadores posibles, en el caso que por ambos lados los localizadores tuviesen el mismo valor, se sigue el criterio de empezar a numerar basándonos en el orden alfabético de los radicales. Ejemplo (etil y propil se numeraría por el lado que dé el número más bajo al etil (orden alfabético)).

2.-Se van nombrando los radicales por orden alfabético (sin tener en cuenta los prefijos), separados por guiones.

Delante de cada radical se coloca el localizador que le corresponde. La terminación que corresponde a los radicales es -il. (metil, propil, butil, según el nº de carbonos que tenga). Si existe más de un radical del mismo tipo, se indica con di, tri... (dimetil, trimetil, etc). Si tenemos dos metilos que como hemos dicho se indican como dimetil, se ponen tantos localizadores como metilos tengamos separados por comas, 3,4-dimetil. Esto se extiende a cualquier radical.
3.- Finalmente se nombra la cadena principal, como hidrocarburo (propano, butano...)

6.3.3.2. ALQUENOS (HIDROCARBUROS INSATURADOS):

Poseen al menos un doble enlace entre átomos de Carbono $C = C$ La terminación que les corresponde es -eno. (eteno, propeno, buteno)

A la hora de nombrar, hay que asignarle localizadores a los carbonos donde están los dobles enlaces (de forma que sean los menores posibles). Ejemplos:

$CH_3 - CH = CH - CH_2 - CH_3$. Se nombra 2-penteno

$CH_3 - CH = CH - CH = CH_2$. Se nombra 1,3-pentadieno

Si en el compuesto existen radicales, la cadena principal será aquella que contenga los dobles enlaces, sea o no la más larga. Los radicales se nombran de la misma manera que hemos visto en los alcanos.

6.3.3.3. ALQUINOS (HIDROCARBUROS INSATURADOS):

Poseen al menos un triple enlace entre átomos de carbono $C \equiv C$. La terminación que les corresponde es -ino.



Las reglas que se siguen a la hora de nombrar y formular son las mismas que para los dobles enlaces. Ejemplos: $CH_3 - C \equiv C - CH_2 - CH_3$. Se nombra 1-butino

$CH_3 - CH_2 - CH \equiv CH - CH_3$. Se nombra 2-pentino

Compuestos en los que existen dobles y triples enlaces en la misma fórmula. En este caso:

Localizadores: Se comienza a numerar la cadena de forma que correspondan los menores localizadores a dobles y triples enlaces indistintamente. En caso de igualdad, tienen preferencia los dobles enlaces.

Nombre: A la hora de nombrar la cadena principal, se nombra como un alqueno, y al final se indican dónde están los triples enlaces.

Ejemplos: $CH_2=CH - C \equiv C - CH_3$

1-penten-3-ino

$CH_3 - CH=CH - CH_2 - C \equiv CH$

4-hexen-1-ino

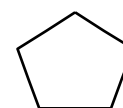
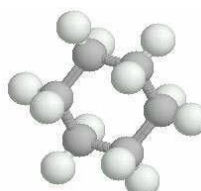
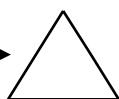
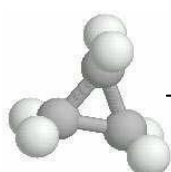
$CH_2=CH - C \equiv C - C \equiv CH$

1-hexen-3,5-diino

$CH_2=CH - CH=CH - C \equiv CH$

1,3-hexadien-5-ino

6.3.3.4. HIDROCARBUROS CÍCLICOS Y AROMÁTICOS:

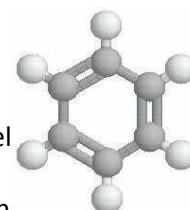
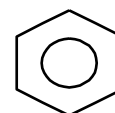


Estos hidrocarburos están constituidos por una cadena de átomos de carbono que se cierra sobre sí misma (un ciclo). Pueden tener enlaces simples, dobles o triples entre átomos de carbono. El resto de los enlaces se completan con átomos de hidrógeno o con radicales.

Se representan simplídicamente mediante un polígono. Cada vértice representa a un átomo de carbono. Se indican además los dobles o triples enlaces.

Nomenclatura: Se nombran como cadenas, colocando al principio la palabra ciclo. Los compuestos anteriores se nombrarán ciclopropano, ciclobutano, ciclopentano

EL BENCENO. Compuestos aromáticos:



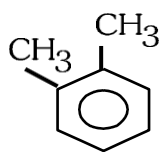
El benceno un caso particular de hidrocarburo cíclico, con tres dobles enlaces alternados. Sería el 1,3,5-ciclohexatrieno, pero siempre se utiliza su nombre propio, benceno.

Cada Carbono está unido a un átomo de Hidrógeno, por lo que el benceno podrá incluir un radical en cada vértice. El benceno puede unirse a otras cadenas de carbono, actuando como radical. Se nombra entonces fenil. Como posee un átomo de hidrógeno unido a cada carbono, puede unirse un radical a cada vértice del hexágono. Se nombran normalmente, colocándoles los menores localizadores posibles, y nombrándolos por orden alfabético.

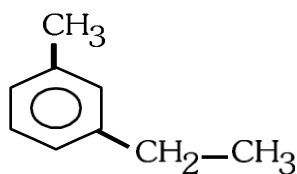
BENCENO C₆H₆



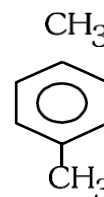
Cuando son dos los radicales que están unidos, existe una forma alternativa de nombrarlos: mediante los prefijos o- (orto), m- (meta) y p- (para).



o-dimetilbenceno
posición 1,2



m-etilmetilbenceno
posición 1,3

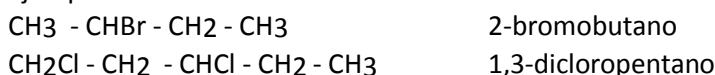


p-dimetilbenceno
posición 1,4

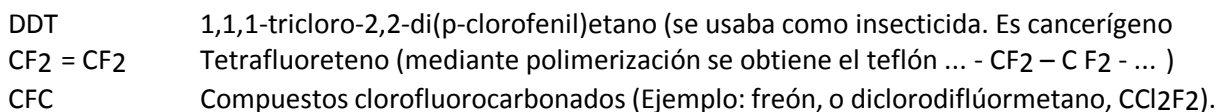
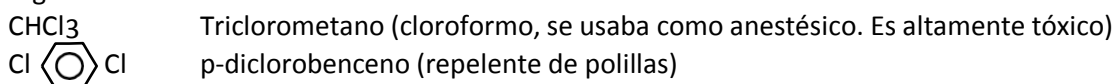
6.3.4. HALUROS (HALOGENUROS):

Incluyen uno o varios átomos de elementos del grupo 17 o VII (halógenos: F, Cl, Br, I, con valencia 1) Se nombran siempre como radicales, indicando el localizador y el nombre del elemento.

Ejemplos:



Algunos haluros conocidos:



Se usaban como refrigerantes y propelentes de sprays, hasta que se descubrió que atacaban la capa de ozono).

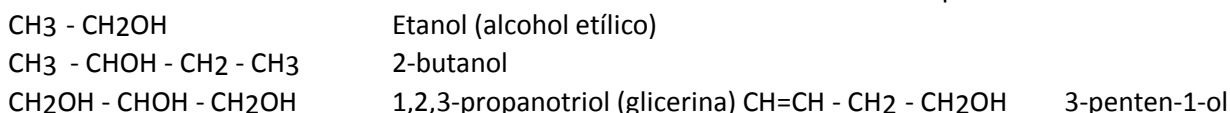
6.3.5. GRUPOS FUNCIONALES CON OXÍGENO

ALCOHOLES

Poseen al menos un grupo -OH en la molécula (grupo alcohol) -OH

A la hora de nombrar, se le coloca un localizador, de forma que sea el menor posible, independientemente de cómo estén los radicales.

Se nombran haciendo terminar en **-ol** el nombre del hidrocarburo. Delante se ponen los localizadores. Ejemplos:



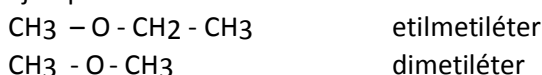
Si en algún compuesto el grupo alcohol no es el grupo principal, se nombrará como radical (hidroxi-)

ÉTERES

Constituidos por un átomo de oxígeno al que se unen dos radicales R - O - R

Para nombrarlos, se nombran los radicales por orden alfabético, seguidos de la palabra **éter**. (Otra forma de nombrarlos: se nombran las cadenas, separadas por - oxi -)

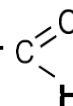
Ejemplos:



CH₃ - CH₂ - O - CH₂ - CH₃ dietiléter (éter dietílico) (uso como anestésico)

ALDEHIDOS

Cadenas con un átomo de oxígeno unido mediante doble enlace a un átomo de carbono (grupo carbonilo) de un extremo de la cadena.



La estructura de ese extremo será - CHO.

A la hora de nombrar, se busca la cadena principal como si fuera un hidrocarburo normal, pero comenzando siempre por el grupo aldehído. Se hace terminar el nombre de la cadena en **-al**.

Ejemplos:

HCHO Metanal (formaldehído)

CH₃ - CHO Etanal

CHO - CH₂ - CHO Propanodial

Si en algún compuesto el grupo aldehído no es el grupo principal, se nombrará como radical (formil-)

CETONAS

Cadenas con un átomo de oxígeno unido con doble enlace a un átomo de carbono que no esté en los extremos. El grupo funcional tendrá la forma - CO - .

Para nombrar, hay que indicar localizadores para los grupos carbonilo que haya en la cadena (como siempre, de forma que sean los menores posible). Se hace terminar el nombre de la cadena en **-ona**.

Ejemplos:

CH₃ - CO - CH₃ Propanona (acetona)

CH₃ - CH₂ - CO - CH₃ Butanona

CH₃ - CH₂ - CH₂ - CO - CH₃ 2-Pentanona

ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Cadenas en las que, en un extremo, aparece un grupo ácido (carboxilo, - COOH.)

Se numera la cadena comenzando por el grupo ácido.

La forma de nombrarlo es la siguiente: Ácido (cadena) + oico Ejemplos:

HCOOH ácido metanoico (ácido fórmico)

CH₃ - COOH ácido etanoico (ácido acético)

CH₃ - CH₂ - CH₂ - COOH ácido butanoico (ácido butírico)

COOH - CH₂ - CH₂ - COOH ácido butanodioico

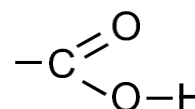


- COOH

ácido benzoico

CH₃ - CHOH - COOH

ácido 2-hidroxipropanoico (ácido láctico)

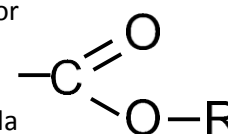


ÉSTERES

Proviene de ácidos, en los que se ha sustituido el hidrógeno final por un radical. Así, por ejemplo, del ácido etanoico, sustituyendo H por un metil (-CH₃)

CH₃ - COOH CH₃ - COO - CH₃

Para nombrar estos compuestos, se comienza por la cadena procedente del ácido, de la siguiente forma: (cadena)- ato de (radical)-ilo



Ejemplos:

CH₃ - COO - CH₃ etanoato de metilo

HCOO - CH₂ - CH₃ metanoato de etilo



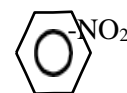
benzoato de fenilo

Los ésteres se obtienen mediante la reacción entre un ácido orgánico y un alcohol, produciéndose el éster y agua.

6.3.6. GRUPOS FUNCIONALES CON NITRÓGENO

NITRODERIVADOS

Proviene de una cadena de carbono a la que se ha unido un grupo nitro (- NO₂). En estos compuestos el grupo nitro se nombra siempre como radical. Ejemplo: nitrobenzeno



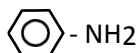
AMINAS

Proviene del amoníaco (NH₃), sustituyendo uno o más hidrógenos por radicales. (-NH₂)

Para nombrarlas, se nombran en primer lugar los radicales por orden alfabético, terminando con la palabra amina. Según el número de radicales que se unan al nitrógeno, hablaremos de amina primaria (1 radical), amina secundaria (2 radicales), amina terciaria (3 radicales).

Ejemplos:

CH₃-NH₂ metilamina
CH₃ - CH₂ - NH- CH₃ etilmetilamina



fenilamina (anilina)

AMIDAS

Estos compuestos poseen en un extremo de la cadena un grupo funcional formado por un átomo de oxígeno unido al C mediante doble enlace, y un grupo amina (- NH₂). El grupo resultante es - CONH₂.

Nomenclatura. Se nombra la cadena (incluyendo radicales), haciéndola terminar en amida.

HCONH₂ metanamida
CH₃ - CHCl - CH₂ - CONH₂ 3-clorobutanamida

NITRILOS

Poseen un átomo de nitrógeno unido mediante triple enlace a un extremo de la cadena.

grupo ciano: - C ≡ N o bien -CN

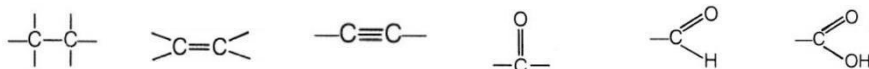
Se nombran haciendo terminar en nitrilo el nombre de la cadena. Ejemplos:

HCN metanonitrilo (ácido cianhídrico)
CN - CH₂ - CH₂ - CN butanodinitrilo

6.3.7. ORDEN DE PREFERENCIA PARA LA ELECCIÓN DE GRUPO PRINCIPAL (No nos va a hacer falta, pero por si acaso...)

Nombre	Grupo	Sufijo grupo principal	Prefijo como grupo secundario
1. Ácidos	- COOH	-oico	
2. Ésteres	- COO -	-oato de -	
3. Amidas	- CONH ₂	-amida	
4. Nitrilos	- CN	-nitrilo	
5. Aldehidos	- CHO	-al	
6. Cetonas	- CO -	-ona	
7. Alcoholes	- OH	-ol	hidroxi-
8. Aminas	- NH ₂	-amina	
9. Éteres	- O -	-éter	

6.3.8. FORMULACIÓN QUÍMICA ORGÁNICA-Chuleta



El carbono siempre tiene cuatro valencias en todos los tipos de compuestos que pueden estar distribuidas de varias formas:

Prefijos para todos los compuestos según el número de átomos de carbono:

Met-: 1C (-C-), Et-: 2C (-C-C-), Prop-: 3C (-C-C-C-), But-: 4C (-C-C-C-C-), Pent-: 5C (-C-C-C-C-C-), etc

Los sufijos ("terminaciones") dependen del tipo de compuesto.

Cuando hay radicales ("ramas") o funciones orgánicas se debe indicar la posición delante de cada sustituyente o radical (el carbono dónde está) con un número o localizador.

Cuando hay radicales o funciones iguales se utilizan los prefijos di-, tri-, etc.

Los radicales se nombran en orden alfabético. En el orden alfabético de los prefijos de los grupos funcionales y radicales no se tienen en cuenta los prefijos numéricos de cantidad (di, tri, tetra,...)

Los numerales que se refieren a la misma función repetida varias veces se separan con comas. Los numerales se separan de las letras con un guión. El resto del nombre se escribe de forma continua.

Una vez que se han puesto las ramas o las funciones todo carbono debe tener sus 4 valencias. Se completan con H.

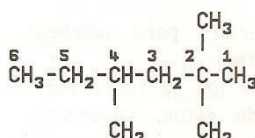
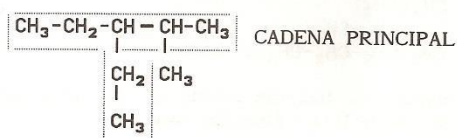
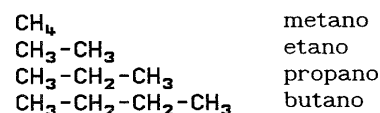
Hidrocarburos

Si sólo tienen se acaban en -ano.

Si hay dobles enlaces en -eno.

Si hay triples enlaces en -ino.

La fórmula general de los de simple enlace es C_nH_{2n+2}

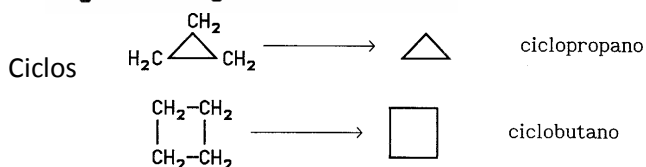
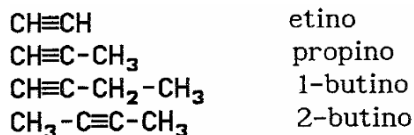
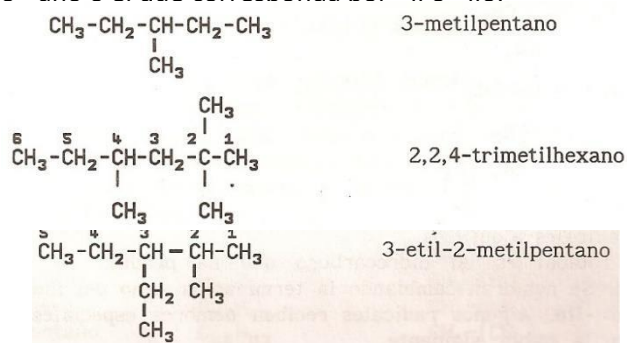
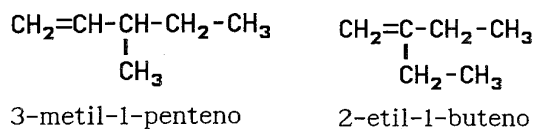


Elección de la cadena principal, que será: la más larga, la que contenga más ramificaciones, etc.

Se numera desde el lado donde caigan más cerca las ramas (igual para otras funciones).

Las cadenas secundarias se nombran como radicales, precedidos por el localizador de la cadena principal en que se encuentran.

A los radicales (ramificaciones) se les nombra cambiando el sufijo -ano o el que corresponda por -il o -ilo.



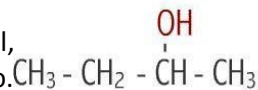
OTRAS FUNCIONES ORGÁNICAS

Nombre	Representación	NOMENCLATURA O SUFIJO
Alcoholes	-OH	-ol

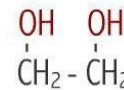
Éteres	-O-	-éter (-oxi-)
Aldehidos	-CH=O	-al
Cetonas	R-CO-R	-ona
Ácidos carboxílicos	-COOH	ácido ...-oico,
Ésteres	-COOR	-ato de ...-ilo
Aminas	-NH ₂	-amina

Alcoholes (R-OH)

Se nombra la cadena hidrocarbonada con la terminación -ol, anteponiendo un número que indica la posición del grupo alcohólico.



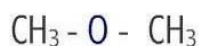
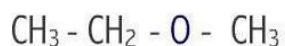
butanol 1,



2-etanodiol

Éteres (R-O-R')

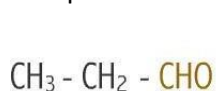
Se nombran los dos sustituyentes seguidos de la palabra éter.



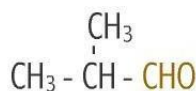
Etilmetiléter (o etanooximetano) Dimetiléter (o metanooximetano)

Aldehídos (R-CHO)

El grupo aldehído siempre se va a localizar en el extremo de la cadena carbonada, mientras que un grupo cetona siempre se encuentra en el interior. La terminación es -al.



Propanal



2.metilpropanal

Cetonas (R-CO-R')

La terminación es -ona.



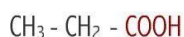
Propanona



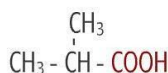
2-pentanona

Ácidos carboxílicos (R-COOH)

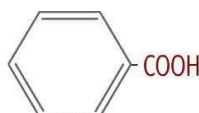
Se antepone la palabra ácido al nombre del compuesto, que tendrá a su vez la terminación -oico



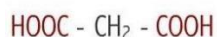
Ácido propanoico



Ácido 2-metilpropanoico



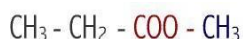
Ácido benzoico



Ácido propanodioico

Ésteres (R-COO-R')

Se nombra el anión del ácido que da origen al éster terminado en -ato seguido del nombre del grupo unido al oxígeno del grupo con la terminación -ilo.



Propanoato de metilo



Eetanoato de propilo

Aminas (Derivan del amoniaco NH₃) (-NH₂) (-NH-)

(El N siempre tiene 3 valencias)



Metilamina

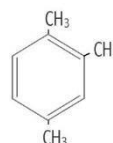


Etilmetilamina

El benceno y sus derivados (C₆H₆)

Benceno (C₆H₆) 1,2,4-trimetilbenceno

C₆H₅-CH₃: Metilbenceno o Tolueno



EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
OPCIÓN B FÍSICA Y QUÍMICA

2017

2016

b) Escribe el nombre o la fórmula química de los siguientes compuestos:

- a) ◦ HBrO_3
- b) ◦ AsH_3
- c) ◦ KMnO_4
- d) ◦ $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CO}-\text{CH}_3$
- e) ◦ $\text{CH}_3-\text{NH}-\text{CH}_3$
- f) ◦ Sulfuro de hierro(II)
- g) ◦ Trióxido de dibismuto
- h) ◦ Ácido sulfuroso
- i) ◦ Metano
- j) ◦ 2-hexanol

2015

b. Escribe el nombre o la fórmula química de los siguientes compuestos:

- AlBr_3
- HClO_4
- Na_2CO_3
- $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$
- $\text{C}_6\text{H}_5-\text{COOH}$
- Hidróxido de zinc
- Dicloruro de pentaoxígeno
- Peróxido de hidrógeno
- Ciclopropano
- 2-etil-5-metiloctano

2014

b) Nombra: $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$; $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$; FeO ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; ZnCO_3

Formula: a) óxido de estaño (IV) ; b) ácido perclórico; c) 3-etil-6-metil-2-hepteno ; d) 1,4-diclorobenceno; e) trimetilamina

2013

b) Completa la tabla escribiendo la fórmula o el nombre según corresponda:

Fórmula	Nombre
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	etano
$\text{CH}_3-\text{CHOH}-\text{CH}_3$	diéter
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CHO}$	2-hexanona
	ácido propanoico
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$	

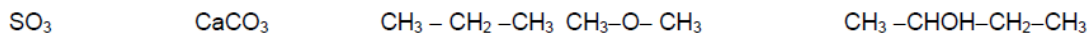
2012

a) Formular o nombrar, según corresponda

Monóxido de carbono; hidróxido cesio ; ácido hipoyodoso ; 2-metil-1,5-hexanodiol ; butanal
 BaO ; NaClO_4 ; $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$; $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
 $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

2011

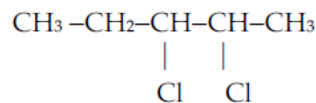
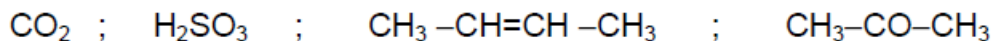
b) Formula o nombra:



Hidróxido de cinc ; Óxido de estaño (IV) ; ácido nitroso ; eteno ; ácido propanóico

2010

b) Formular o nombrar:



Hidróxido de bario ; Óxido de Plomo (IV) ; Carbonato de magnesio ; metilbenceno ;
2-metilbutanal

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR OPCIÓN C QUÍMICA

2017

2015

Escribe el nombre o la fórmula, según corresponda, de los siguientes compuestos:

SiO_2	Trifluoruro de fósforo
HCl	Sulfuro de hierro (II)
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	Metano
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	Ácido propanoico
$\text{CH}_3 - \text{NH}_2$	1,2-dicloroetano

2014

Formula o nombra (según el caso) los siguientes compuestos:

HNO_3	Carbonato de calcio
SO_2	Ioduro de cobre (II)
CH_4	Ácido clorhídrico
CH_3COOH	1-Buteno
CH_3COCH_3	1,2-Dimetilbenceno
CH_3NH_2	Metanol

2013

2012

2011

2010

Nombra los compuestos siguientes: H_2O_2 , CuH_2 ; $\text{Al}(\text{OH})_3$; CaCl_2 ; HNO_3 ; K_2MnO_4 ; BaSO_4 ; FeCl_3

**EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD > 25**

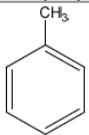
2017

b) Formule o nombre, según convenga: (1 punto)

b-1)	Cr ₂ O ₃	
b-2)	KMnO ₄	
b-3)	NaCN	
b-4)	Fosfato de sodio	
b-5)	Sulfuro de calcio	
b-6)	2-clorobutano	
b-7)	Propanal	
b-8)	1-pentanol	
b-9)	CH ₃ -CH ₂ -O-CH ₂ -CH ₃	
b-10)	CH ₃ -COOH	

2016

b) Formule o nombre, según convenga: (1 punto)

b-1)	Ca(OH) ₂	
b-2)	Hidrógenosulfato de sodio	
b-3)	HBrO	
b-4)	Hg(NO ₃) ₂	
b-5)	Óxido de estaño(IV)	
b-6)	$\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_3 \\ & & & & & & & & \\ & & \text{CH}_3 & & & & \text{CH}_3 & & \end{array}$	
b-7)	1,2-propanodiol	
b-8)		
b-9)	Metil-fenil-éter	
b-10)	CH ₃ -COOCH ₃	

2015 No salió

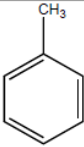
2014

1-a) Nomeneu o formuleu, segons convinga, els compostos següents: (1 punt)

Nombre	Fórmula
1,6-heptadiè	
Butanal	
2-metil-3-etil-pentà	
	CH ₃ -CH ₂ -O-CH ₃
	CH ₃ -CH ₂ -COOH
	KClO ₃
	K ₃ PO ₄
Òxid de plom(IV)	
Hidròxid de bari	
Fluorur d'alumini	

2013

1-a) Nomene o formule, segons convinga, els compostos següents: (1 punt)

Nom	Fórmula
2-butanol	
2,3,3-trimetilpentà	
Pentanal	
	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -O-CH ₃
	
Hidrogenocarbonat sòdic	
Sulfur de coure(II)	
Pentaòxid de difòsfor	
	Ca(OH) ₂
	HIO ₄

2012

3. Formule y nombre según corresponda los siguientes compuestos (1 pto)

Tricloruro de aluminio; ácido ortofosfórico; amoniaco; 2-pentanona; ácido propanodioico
CaCO₃; IK ; CH₃-CO-CH₃ ; CH₃-CH₂-CH₂-CH₃ ; C₆H₅-CH₃

2011

3. Formular y nombrar según corresponda los siguientes compuestos: (1,5 puntos)

Na₂SO₄; CuO; HNO₃; CH₃-CH₂OH; CH₂=CH₂

Ácido fosfórico; tricloruro de aluminio; butanal; ácido butanoico; 1-pentino

2010

3.- Formule ó nombre según proceda (1 punto)

Ca(OH) ₂ .	óxido de cobre (II)
Al ₂ O ₃ .	hidróxido de aluminio (III)
H ₂ SO ₄ .	butano
CH ₃ -CO-CH ₃ .	benceno
CH ₃ -COOH	ácido propanoico

2009

3.- Formular o nombrar según corresponda: (1'5 puntos)

Al(OH)₃ ; F₂ O₃ ; H₂ CO₃ ; CH₃ - CH₂ - CH₃ ; C₆ H₅ - CH₃

Acido nítrico ; fosfato tripotásico ; propanona ; ácido propanodioico ; 1-butino.

2008

3.- Formular o nombrar según corresponda, los siguientes compuestos (1 punto)

Hidróxido de litio	CH ₃ -CHOH-CH ₃ .
Tricloruro de fósforo	CH ₃ -CO-CH ₃ .
Sulfito potásico	CH ₃ -CH=CH-CH ₃ .
NaHCO ₃ .	metil-benceno
H ₃ PO ₄ .	metil-oxi-metil

2007

3.- Formular o nombrar, según corresponda: (2 ptos)

NaHCO₃ ; Li(OH) ; H₃ PO₄ ; Tricloruro de fosforo ; Hidróxido amónico.

Butano ; Metil-benceno ; Acido etanoico ; CH₃ -COO - CH₃ ; CH₃ -CH₂ -CHO.

2006

3.- Formular o nombrar , según corresponda: (0'1 pto cada formula)

Tricloruro de aluminio

2-pentanona

ácido ortofosfórico

ácido propanodioico

amoníaco

$\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$.

CaCO_3 .

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$.

IK

$\text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_3$.

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA-OTROS EJERCICIOS

Formule o nombre los siguientes compuestos:

Óxido de hierro(III)	
Sulfuro de zinc	
Ácido dicrómico	
Trioxidonitrato de litio	
Azano	
Trihidroxidoboro*	
Dioxidano	
Hidrogenocarbonato de calcio	
Peróxido de litio	
Hidróxido de calcio	

*Indique las fórmulas tradicional y aditivo-sistemática

AgHSeO ₄	
NaBrO ₃	
H ₃ SbO ₃	
SiO ₂	
CuH ₂	
SF ₆	
LiOH	
PH ₃	
(NH ₄)HS	
BaO ₂	

UNIDAD 7. EL ÁTOMO Y SUS ENLACES

Papel de los modelos atómicos en el avance de la química: modelos de Thomson y de Rutherford. Conceptos de masa atómica y número atómico. Partículas subatómicas. Isótopos y su representación. Modelo atómico de Bohr.

El modelo basado en la disposición de electrones en niveles sucesivos. Concepto de orbital. Los números cuánticos. Notación de los orbitales y configuración electrónica. Tabla periódica de los elementos y su interpretación electrónica.

El enlace iónico y el covalente a partir de la regla del octeto, utilizando los diagramas de Lewis. Enlaces múltiples en el covalente para justificar moléculas como la de oxígeno o la de nitrógeno. Introducción al enlace metálico

Fuerzas intermoleculares. Enlaces de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals.

Propiedades de los compuestos como consecuencia del enlace. Sólidos covalentes, sólidos atómicos, sólidos iónicos y sólidos metálicos.

7.1. La materia

7.2. EL ÁTOMO

7.2.1. Los distintos modelos atómicos

7.2.2. Estructura del átomo. El núcleo y la corteza.

7.2.3. Modelo atómico de Bohr

7.2.4. Formación de iones

7.2.5. Introducción al modelo mecánico cuántico

7.2.6. A efectos prácticos: Estructura de la corteza del átomo.

7.2.7. Configuración electrónica

7.3. Sistema Periódico

7.3.1. El Sistema periódico de Mendeleiev y Meyer. Nueva ordenación de Moseley.

7.3.2. El Sistema Periódico o Tabla Periódica actual y la configuración electrónica de los elementos.

7.3.3. Las propiedades periódicas.

7.4. El enlace y las moléculas

7.4.1. ¿Por qué se unen los átomos?

7.4.2. Tipos de Enlace

7.4.3. Enlace Iónico

7.4.4. Enlace Covalente

7.4.4.1. El enlace covalente

7.4.4.2. Diagramas de Lewis.

7.4.4.3. Geometría de las moléculas

7.4.5. Fuerzas intermoleculares

7.5. Propiedades de los compuestos como consecuencia del enlace. Sólidos covalentes, sólidos atómicos, sólidos iónicos y sólidos metálicos.

RESUMEN DEL ENLACE

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA (Opciones B y C)

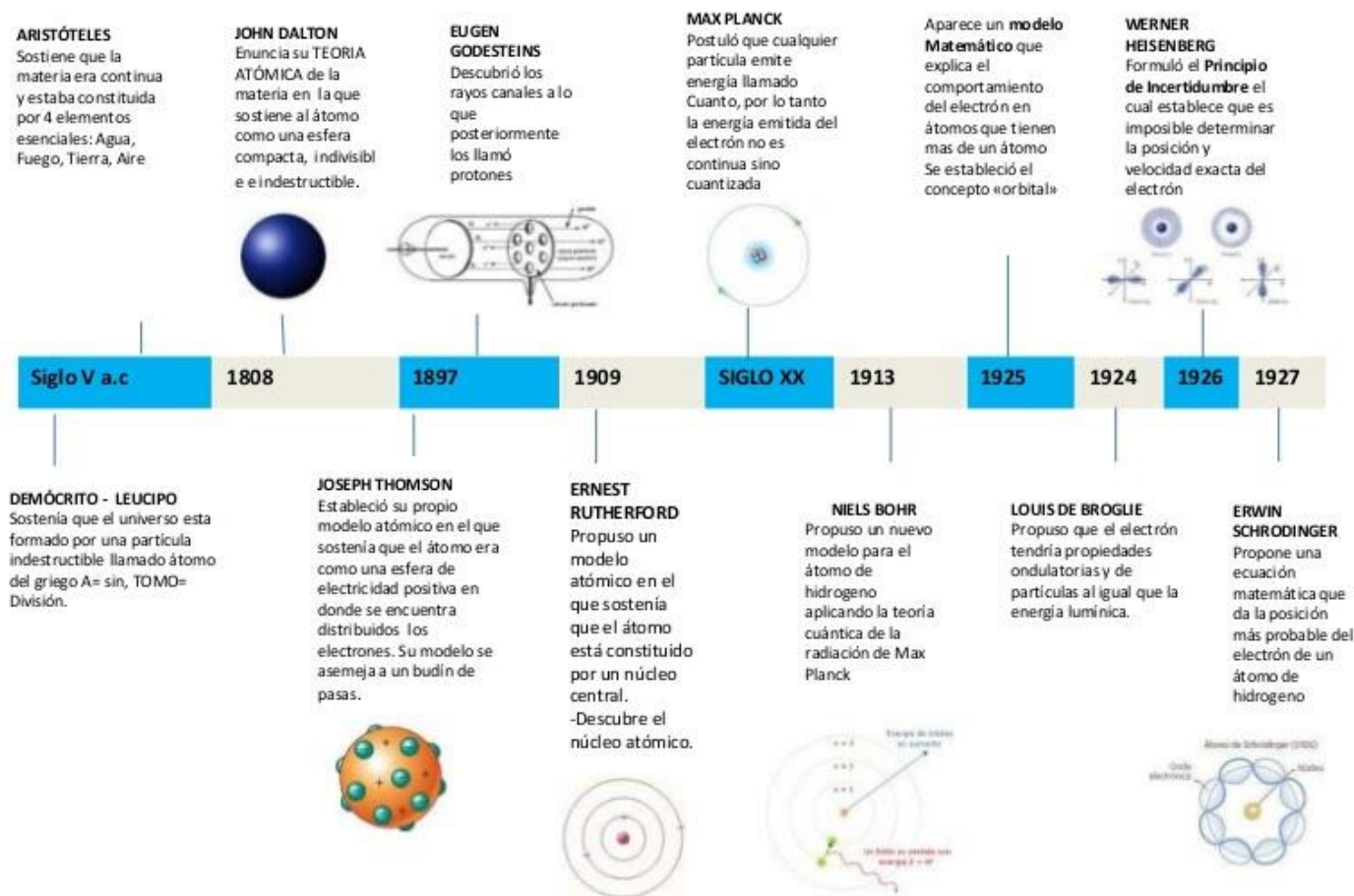
7.1. La materia








Cualquier sistema que nos propongamos estudiar estará formado por materia y energía. Conocer la estructura de la materia es uno de los dos intereses principales de la química (el otro es conocer como esta materia puede transformarse). Hoy sabemos que la materia, esto es, todas las sustancias que podemos encontrar en el Universo, está constituida por átomos. Ahora bien ¿cuál es la estructura de estas unidades de materia? ¿Son estas partículas indivisibles o están constituidas por entidades más pequeñas? El conocimiento de estos aspectos de la estructura del átomo se hace imprescindible ya que son el fundamento del comportamiento químico de todos los sistemas.

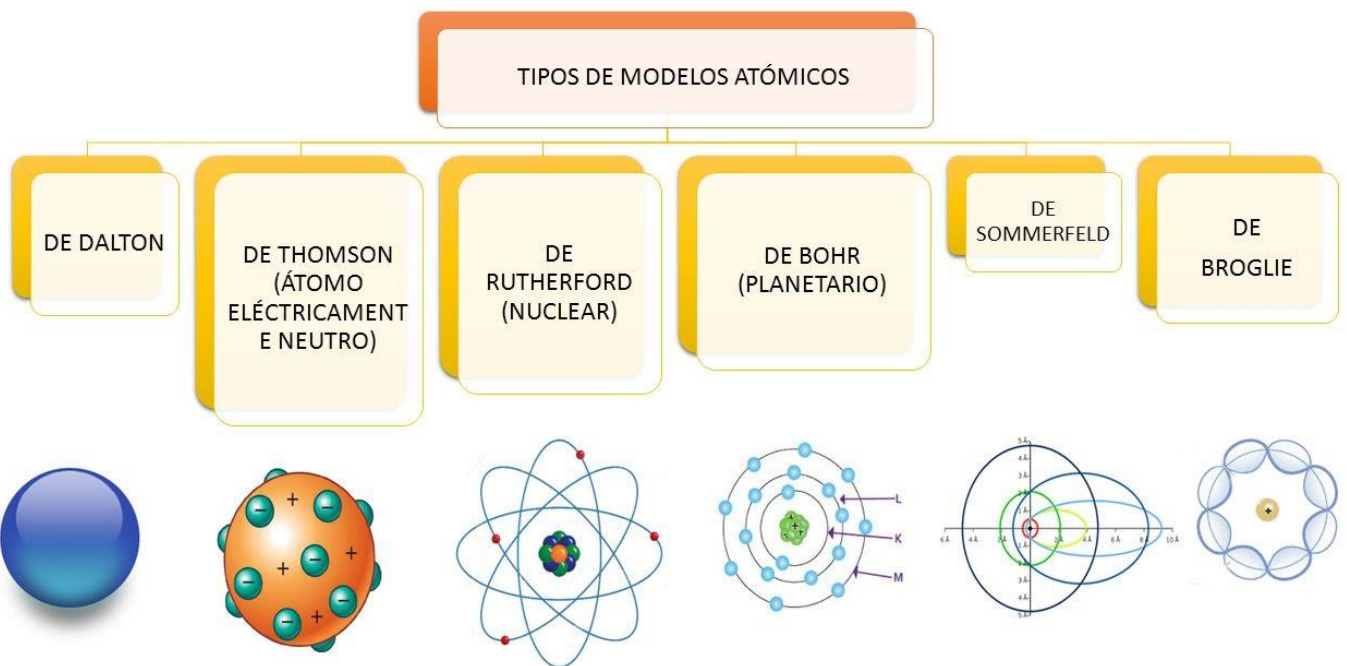
7.2. EL ÁTOMO

7.2.1. Los distintos modelos atómicos

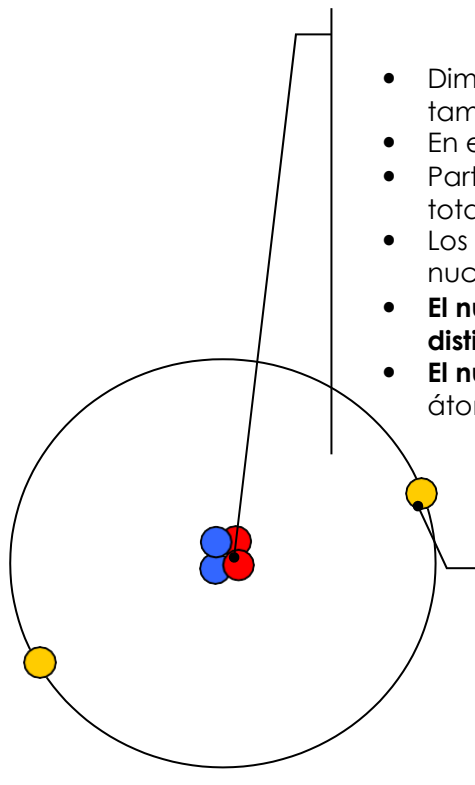
EVOLUCIÓN DEL MODELO ATÓMICO



Año	Científico	Descubrimientos experimentales	Modelo atómico
1808	 John Dalton	Durante el s XVIII y principios del XIX algunos científicos habían investigado distintos aspectos de las reacciones químicas, obteniendo las llamadas leyes clásicas de la Química . 	La imagen del átomo expuesta por Dalton en su teoría atómica , para explicar estas leyes, es la de minúsculas partículas esféricas, indivisibles e inmutables, iguales entre sí en cada elemento químico. 
1897	 J.J. Thomson	Demostró que dentro de los átomos hay unas partículas diminutas, con carga eléctrica negativa, a las que se llamó electrones . 	De este descubrimiento dedujo que el átomo debía de ser una esfera de materia cargada positivamente, en cuyo interior estaban incrustados los electrones. (Modelo atómico de Thomson .) 
1911	 E. Rutherford	Demostró que los átomos no eran macizos, como se creía, sino que están vacíos en su mayor parte y en su centro hay un diminuto núcleo . 	Dedujo que el átomo debía estar formado por una corteza con los electrones girando alrededor de un núcleo central cargado positivamente. (Modelo atómico de Rutherford .) 
1913	 Niels Bohr	Espectros atómicos discontinuos originados por la radiación emitida por los átomos excitados de los elementos en estado gaseoso. 	Propuso un nuevo modelo atómico, según el cual los electrones giran alrededor del núcleo en unos niveles bien definidos. (Modelo atómico de Bohr .) 



7.2.2. Estructura del átomo. El núcleo y la corteza.



Núcleo

- Dimensiones muy reducidas (10^{-14} m) comparadas con el tamaño del átomo (10^{-10} m).
- En el núcleo radica la masa del átomo.
- Partículas: **protones y neutrones** (nucleones). El número total de nucleones viene dado por el **número másico, A**.
- Los nucleones están unidos muy fuertemente por la llamada "fuerza nuclear fuerte".
- **El número de protones del núcleo es lo que distingue a un elemento de otro.**
- **El número atómico, Z**, nos da el número de protones del átomo y el número de la casilla que éste ocupa en el S.P.

Corteza

- Los electrones orbitan en torno al núcleo.
- Los electrones (carga -) son atraídos por el núcleo (carga +).
- **El número de electrones coincide con el de protones, por eso los átomos, en conjunto, no tienen carga eléctrica.**

- Los átomos de elementos distintos se diferencian en que tiene distinto número de protones en el núcleo (distinto Z).
- Los átomos de un mismo elemento no son exactamente iguales, aunque todos poseen el mismo número de protones en el núcleo (igual Z), pueden tener distinto número de neutrones (distinto A).
- El número de neutrones de un átomo se calcula así: $n = A - Z$
- Los átomos de un mismo elemento (igual Z) que difieren en el número de neutrones (distinto A), se denominan **isótopos**.
- Todos los isótopos tienen las mismas propiedades químicas, solamente se diferencian en que unos son un poco más pesados que otros. Muchos isótopos pueden desintegrarse espontáneamente emitiendo energía. Son los llamados **isótopos radioactivos**

CARACTERÍSTICAS DE LAS PARTÍCULAS ATÓMICAS

Protón: $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27}$ kg = 1,007 u ; $q_p = + 1,60 \cdot 10^{-19}$ C

Neutrón: $m_n = 1,68 \cdot 10^{-27}$ kg = 1,009 u ; $q_n = 0$

Electrón: $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31}$ kg = 0,0005 u ; $q_e = - 1,60 \cdot 10^{-19}$ C

Observa que $m_p \approx 1800 m_e$

$m_p \approx m_n$

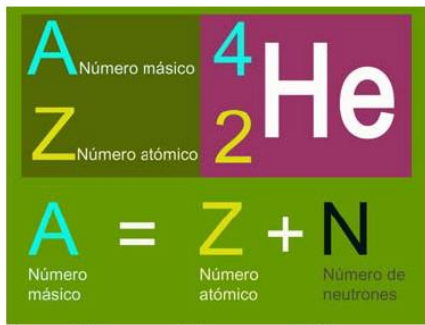
$q_p = q_e$ (aunque con signo contrario)

De las tres partículas subatómicas mencionadas, a los electrones se les considera partículas fundamentales. No es así a los protones y a los neutrones, ya que actualmente se sabe que, a su vez, están formados por otras partículas, que sí se consideran fundamentales y que se han denominado **quarks**. Distintas combinaciones de dos tipos de quarks forman los protones y los neutrones. Por tanto, podemos decir que **toda la materia visible del universo está formada por unas partículas fundamentales denominadas quarks y electrones**.

Lo que determina el tipo de átomo es el número de protones

Cada uno de los diferentes **elementos químicos** está constituido por un único tipo de átomo. El tipo de átomo viene determinado por el número de protones que haya en su núcleo. Así por ejemplo, los átomos con un protón son los átomos de hidrógeno; con dos protones, los átomos de Helio; con tres protones, los átomos de Litio, etc. El nombre de cada uno de estos elementos lo podemos representar de forma abreviada, mediante su **símbolo químico** (H, He,

Li, ...).



7.2.3. Modelo atómico de Bohr

Según Bohr los electrones de un átomo solamente pueden estar en órbitas determinadas. Niels Bohr fue un físico danés que después de finalizar su doctorado, comenzó a trabajar en el equipo de Rutherford, en los Laboratorios Cavendish de Cambridge.



En el año 1911, se celebró el primer Congreso Solvay de científicos, que se hizo famoso pues a él asistieron casi todos los que en el siglo XX dejaron una huella en el trascendental cambio que trajo a la ciencia el descubrimiento de los átomos.

Entre estos genios de la física estaba Ernest Rutherford, el cual, cuando regresó a Cambridge, a su Laboratorio Cavendish, habló con tanto entusiasmo acerca de la nueva teoría de los cuantos, que sus argumentos lograron impresionar profundamente a su joven ayudante, Niels Bohr.

Niels Bohr se puso manos a la obra, para incluir la teoría de los cuantos en el modelo atómico de su maestro Rutherford.

Niels Bohr sabía que las principales objeciones al modelo atómico de Rutherford eran que, de acuerdo a las leyes electromagnéticas de Maxwell, los electrones irradiarían su energía en forma de ondas electromagnéticas y, por lo tanto, describirían órbitas espirales que los irían acercando al núcleo hasta chocar contra él. Por lo cual, no había ninguna esperanza de que los átomos de Rutherford se mantuvieran estables ni que produjeran las nítidas líneas espectrales observadas en los espectroscopios.

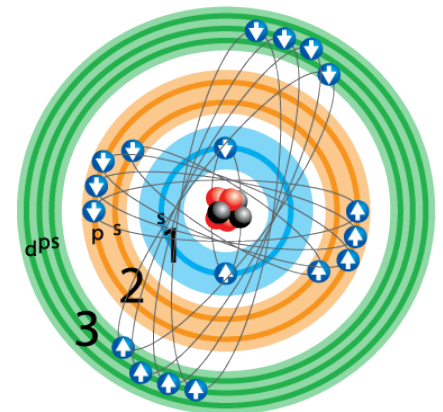


Tomando como punto de partida el modelo de Rutherford, Niels Bohr trató de incorporar en él la teoría de “cuantos de energía” desarrollada por Max Planck y el efecto fotoeléctrico observado por Albert Einstein.

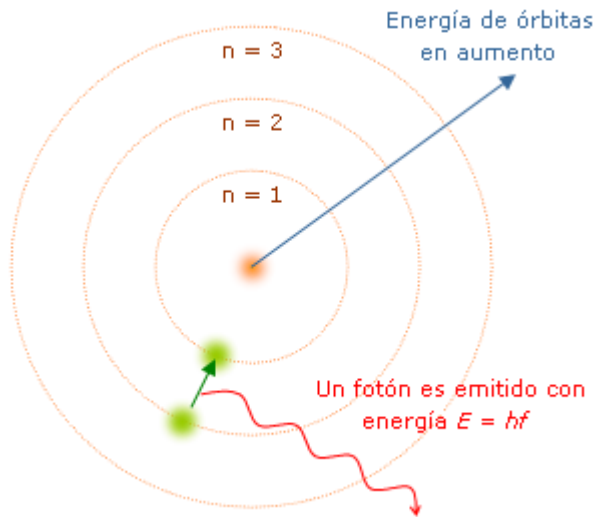
En 1913, Bohr postuló la idea de que el átomo es un pequeño sistema solar con un pequeño núcleo en el centro y una nube de electrones que giran alrededor del núcleo. Hasta aquí, todo es como en el modelo Rutherford.

Lo original de la teoría de Bohr es que afirma:

- que los electrones solamente pueden estar en órbitas fijas muy determinadas, negando todas las demás.
- que en cada una de estas órbitas, los electrones tienen asociada una determinada energía, que es mayor en las órbitas más externas.
- que los electrones no irradian energía al girar en torno al núcleo.
- que el átomo emite o absorbe energía solamente cuando un electrón salta de una órbita a otra.
- que estos saltos de órbita se producen de forma espontánea.
- que en el salto de una órbita a otra, el electrón no pasa por ninguna órbita intermedia.

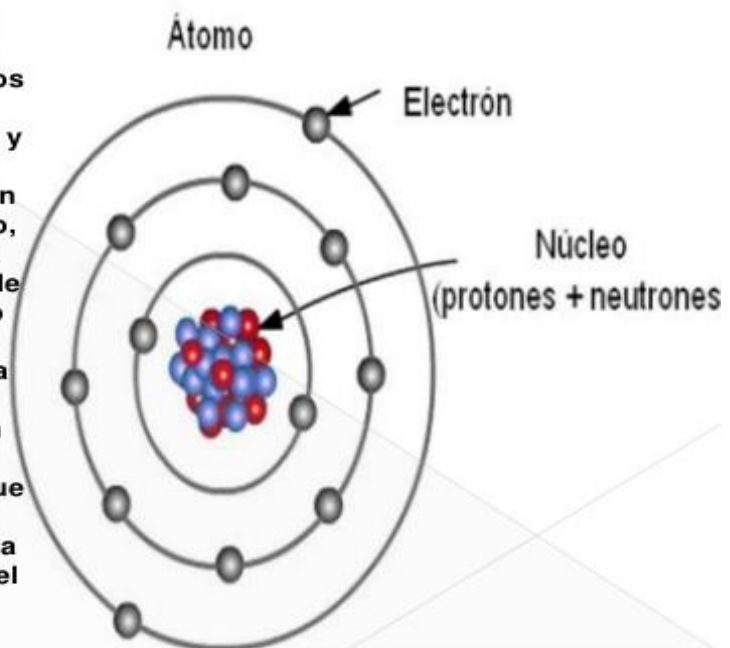


La característica esencial del modelo de Bohr es que, según él, los electrones se ubican alrededor del núcleo únicamente a ciertas distancias bien determinadas. El por qué de esta disposición se estableció más tarde, cuando el desarrollo de la mecánica cuántica alcanzó su plena madurez.

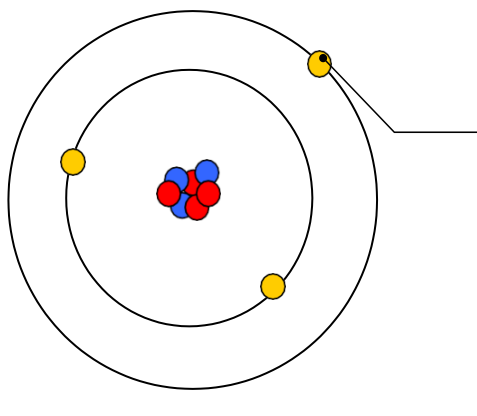


Modelo atómico de bohr

Bohr se basó en el átomo de hidrógeno para hacer el modelo que lleva su nombre. Bohr intentaba realizar un modelo atómico capaz de explicar la estabilidad de la materia y los espectros de emisión; Describió el átomo de hidrógeno con un protón en el núcleo, y girando a su alrededor un electrón. En este modelo los electrones giran en órbitas circulares alrededor del núcleo, ocupando la órbita de menor energía posible, o la órbita más cercana posible al núcleo, electromagnetismo clásico predecía que una partícula cargada moviéndose de forma circular emitiría energía por lo que los electrones deberían colapsar sobre el núcleo en breves instantes de tiempo; Para superar este problema Bohr supuso que los electrones solamente se podían mover en órbitas específicas, cada una de las cuales caracterizada por su nivel energético.



7.2.4. Formación de iones



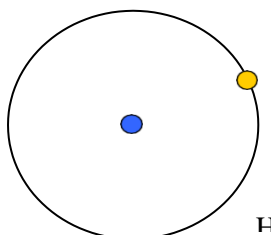
Ión: átomo, o conjunto de átomos con carga eléctrica

Si se comunica energía a un electrón puede "saltar" del átomo venciendo la fuerza de atracción que lo une al núcleo. Esto es tanto más fácil cuanto más alejado se encuentre del núcleo.

Al quitar un electrón el átomo queda con **carga (+)**, ya que ahora hay un protón más en el núcleo que electrones en la corteza. El átomo ya no es eléctricamente neutro, tiene carga. Es **un ión**. A los iones positivos se les denomina **cationes**.

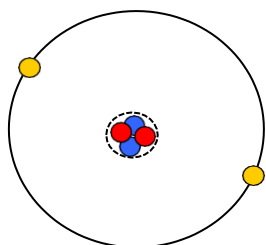
En determinadas condiciones un átomo puede captar un electrón. Sucede, entonces, que al haber un electrón de más el átomo queda cargado negativamente. Es un ión negativo o **anión**.

<p>El proceso de obtener iones con carga (+) o cationes no puede hacerse añadiendo protones en el núcleo. Los nucleones están muy firmemente unidos y el proceso de arrancar o introducir uno en el núcleo implica poner en juego una cantidad enorme de energía (reacción nuclear)</p>	<div style="display: flex; align-items: center; justify-content: center;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; margin-right: 10px;">Símbolo átomo</div> <div style="margin-right: 10px;">—</div> <div style="text-align: center;"> X^n </div> <div style="margin-left: 10px;">\</div> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; margin-left: 10px;">Carga</div> </div>	<p>Ejemplos</p> <p>Li⁺</p> <p>O²⁻</p>
---	---	---



Si al isótopo más abundante del hidrógeno se le arranca su único electrón lo que queda es un protón:
 $H - e \rightarrow H^+$

De aquí que una de las formas de referirnos al protón sea



Si al átomo de He se le arrancan sus dos electrones obtenemos el núcleo de He con carga + 2. Es lo que se llama una **"partícula α "**



7.2.5. Introducción al modelo mecánico cuántico

"Debemos dejar en claro que cuando se trata de átomos, el lenguaje solo se puede usar como en la poesía." —Niels Bohr

La materia se comienza a comportar muy extraño a nivel subatómico. Algo de este comportamiento es tan contraintuitivo que solo podemos hablar de él con símbolos y metáforas, como en la poesía. Por ejemplo, ¿qué significa decir que un electrón se comporta como una partícula y como una onda? O que un electrón no existe en una posición en particular, sino que está *disperso* en todo el átomo? Si estas preguntas te parecen extrañas, ¡es porque lo son! Pero resulta que tenemos buena compañía. El físico Niels Bohr también dijo, "cualquiera que no se sorprenda por la teoría cuántica, no la ha entendido". Así que si te sientes confundido cuando estés aprendiendo sobre la mecánica cuántica, acuérdate que los científicos que originalmente la desarrollaron estuvieron igual de confundidos.

Bohr obtuvo una ecuación que predecía correctamente los varios niveles de energía en el átomo de hidrógeno, lo cual corresponde directamente a las líneas de emisión en el espectro del hidrógeno. El modelo de Bohr también fue exitoso para predecir los niveles de energía de otros sistemas de un solo electrón. Sin embargo, falló en explicar la estructura electrónica en átomos que contuvieran más de un electrón. Mientras que algunos físicos inicialmente trataron de adaptar el modelo de Bohr para hacerlo útil para sistemas más complicados, al final concluyeron que era necesario un modelo completamente diferente.

Dualidad onda partícula y la longitud de onda de De Broglie

Otro gran desarrollo en mecánica cuántica fue liderado por el físico francés Louis de Broglie. Con base en el trabajo de Planck y Einstein que mostró cómo las ondas de luz podían exhibir propiedades de partícula, De Broglie tuvo la hipótesis de que las partículas también podrían tener propiedades de ondas.

Ondas estacionarias

Un problema importante con el modelo de Bohr era que trataba electrones como partículas que existían en órbitas definidas con precisión. Con base en la idea de De Broglie de que las partículas podían mostrar comportamiento como de onda, el físico austriaco **Erwin Schrödinger** teorizó que el comportamiento de los electrones dentro de los átomos se podía explicar al tratarlos matemáticamente como ondas de materia. Este modelo, que es la base del entendimiento moderno del átomo, se conoce como el **modelo mecánico cuántico** o *de las ondas mecánicas*.

El hecho de que solo haya ciertos estados o energías permitidas que un electrón puede tener es similar a una *onda estacionaria*. Por ejemplo, cuando se jala una cuerda en una guitarra, la cuerda vibra en la forma de una onda estacionaria como la que se muestra a continuación.

La ecuación de Schrödinger

Podrías preguntar ¿cómo se relacionan las ondas estacionarias con los electrones?

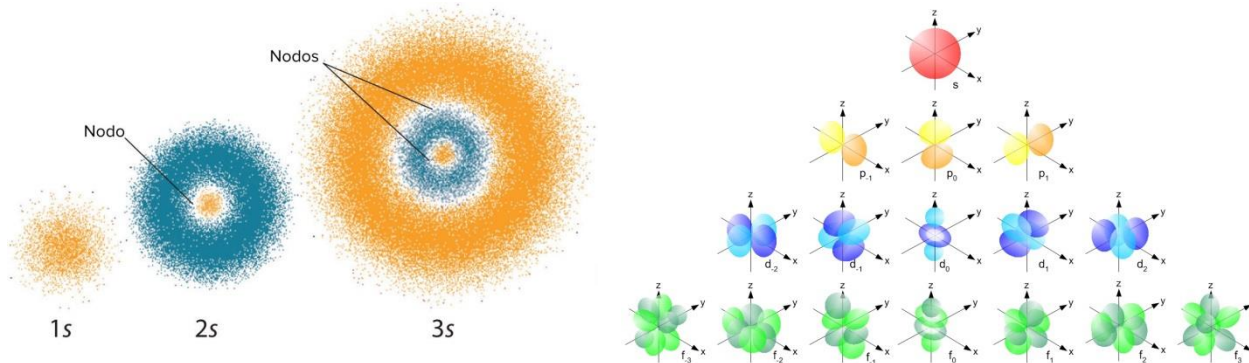
En un nivel muy simple, podemos pensar en los electrones como ondas estacionarias de materia que tienen ciertas energías permitidas. Schrödinger formuló un modelo del átomo que suponía que los electrones podían ser tratados como ondas de materia.

Interpretar exactamente lo que nos dicen las funciones de onda es un poco complicado. Debido al **principio de incertidumbre de Heisenberg**, es imposible saber tanto la posición como la energía de un electrón dado. Como se necesita conocer la energía de un electrón para predecir la reactividad química de un átomo, los químicos generalmente aceptan que solo podemos aproximar la ubicación del electrón.

¿Cómo hacen los químicos para aproximar la ubicación del electrón?

Las funciones de onda que se obtienen de la ecuación de Schrödinger para un átomo específico también se llaman **orbitales atómicos**. Los químicos definen un orbital atómico como **la región dentro de un átomo que envuelve donde es probable que se encuentre el electrón el 90% del tiempo**.

La densidad de probabilidad para un electrón se puede visualizar en diferentes formas.



Esquema que muestra las formas generales de los orbitales s, p, d y f.

Espín del electrón: el experimento Stern-Gerlach

El último fenómeno cuántico que discutiremos es el del *espín del electrón*. En 1922, el físico alemán Otto Stern y Walther Gerlach hipotetizaron que los electrones se comportan como pequeñas barras magnéticas, cada una con un polo norte y sur.

Una consecuencia del espín del electrón es que un máximo de dos electrones puede ocupar cualquier orbital dado, y los dos electrones que ocupan el mismo orbital deben tener espín opuesto. Esto también se llama el **principio de exclusión de Pauli**

7.2.6. A efectos prácticos: Estructura de la corteza del átomo.

- Los electrones del átomo se distribuyen en órbitas o capas alrededor del núcleo, aunque no todas las órbitas (y en consecuencia los valores de energía asociados) pueden existir (postulados de Bohr).
- La última capa, o capa más externa, recibe el nombre de **“capa de valencia”** y los electrones situados en ella **“electrones de valencia”**.
- Según la teoría cuántica un electrón no puede poseer valores arbitrarios de energía cuando orbita alrededor del núcleo, hay valores permitidos y valores prohibidos. **La energía está “cuantizada”**.
- El valor de la energía para un electrón situado en una determinada órbita depende de tres números cuánticos:

n Número cuántico principal.

l Número cuántico secundario.

m_l Número cuántico magnético.

Cuantiza (fija) el radio mayor de la órbita (elipse).

Cuantiza (fija) el radio menor de la órbita (elipse).

Cuantiza (fija) la orientación de la órbita en el espacio.

Si ahora consideramos al electrón como una partícula situada en determinada órbita, a la energía de la órbita hemos de sumar una energía propia del electrón (podemos imaginar que el electrón gira sobre su propio eje). Esta energía está también cuantizada (es decir, no puede tomar cualquier valor) y es función de un cuarto número cuántico, m_s , llamado "**número cuántico de spin**".

En resumen, la energía de un electrón situado en una órbita depende de cuatro números cuánticos: tres que fijan el valor de la energía de la órbita considerada; n , l y m_l y el número cuántico de spin, m_s , que cuantiza la energía propia del electrón:

Como no todos los valores de energía son posibles, los números cuánticos deberán tener sólo ciertos valores:

El número cuántico principal (n) puede tomar valores enteros: $n = 1, 2, 3, 4, 5, \dots$

El número cuántico secundario (l) puede tomar valores desde 0 hasta $n - 1$: $l = 0 \dots n - 1$

El número cuántico magnético (m_l) toma valores desde $-l$ a $+l$, incluyendo el valor cero: $-l \dots 0 \dots +l$

El número cuántico de spin (m_s) sólo puede tomar dos valores $-1/2$ y $+1/2$

A la hora de ir llenando con electrones los distintos estados de energía disponibles hay que tener en cuenta el llamado

Principio de Exclusión de Pauli: "No pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales".

Para $n = 1$ (primera órbita), l sólo puede tomar un valor: $l = 1 - 1 = 0$. En consecuencia $m_l = 0$ y $s = +1/2$ y $-1/2$. Luego para la primera órbita existen dos posibles valores de energía para el electrón:

Energía	n	l	m_l	m_s
$E(1,0,0,1/2)$	1	0	0	$+1/2$
$E(1,0,0,-1/2)$				$-1/2$

Para $n = 2$ (segunda órbita), l puede tomar valores desde cero hasta $l = 2 - 1 = 1$. Por tanto, dos valores: $l = 0, 1$.

Para $l = 0$, y según lo visto más arriba, existen dos posibles valores de energía:

Energía	n	l	m_l	m_s
$E(2,0,0,1/2)$	2	0	0	$+1/2$
$E(2,0,0,-1/2)$				$-1/2$

Para $l = 1$, m_l puede tomar tres valores: $-1, 0, 1$, y teniendo en cuenta los dos valores posibles para el número cuántico de spin, tendremos un total de seis estados de energía distintos:

Energía	n	l	m_l	m_s
$E(2,1,-1,1/2)$	2	1	-1	$+1/2$
$E(2,1,-1,-1/2)$				$-1/2$
$E(2,1,0,1/2)$			0	$+1/2$
$E(2,1,0,-1/2)$				$-1/2$
$E(2,1,1,1/2)$			1	$+1/2$
$E(2,1,1,-1/2)$				$-1/2$

Para $n = 3$ (tercera órbita), l puede tomar valores desde cero hasta $l = 3 - 1 = 2$. Por tanto, tres valores: $l = 0, 1$ y 2

Para $l = 0$ y $l = 1$ ya se ha visto que son posibles dos y seis estados de energía. Para $l = 2$, m_l puede tomar cinco valores: $-2, -1, 0, +1, +2$, y teniendo en cuenta los dos valores posibles para el número cuántico de spin, tendremos un total de diez estados de energía distintos.

Para $n = 4$ (cuarta órbita), l puede tomar valores desde cero hasta $l = 4 - 1 = 3$. Cuatro valores: $l = 0, 1, 2$ y 3

Para $l = 3$ m_l puede tomar siete valores: $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$, y teniendo en cuenta los dos valores posibles

para el número cuántico de espín, tendremos un total de catorce estados de energía distintos.

Por razones históricas a los estados de energía correspondientes a los distintos valores del número cuántico secundario, l , se les denomina con las letras s , p , d y f y según lo visto se concluye que en un estado “ s ” puede haber como máximo dos electrones, seis en uno “ p ”, diez en un “ d ” y catorce en un “ f ”:

l	Letra	Max. e
0	s	2
1	p	6
2	d	10
3	f	14

Orbitales Atómicos

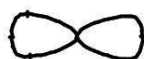
Los electrones no se encuentran pululando aleatoriamente por todo el espacio alrededor del núcleo, sino que se mueven por zonas determinadas del espacio denominadas **orbitales atómicos**. Los orbitales atómicos se diferencian entre sí por su forma y su tamaño. Los orbitales atómicos del “mismo” tamaño se agrupan en *capas electrónicas*.

Por otro lado, en función de su forma los orbitales se clasifican en **orbitales s , orbitales p , orbitales d y orbitales f** . Los orbitales s son esféricos, los orbitales p tienen, más o menos, forma de ocho, y los orbitales d y f tienen formas más complicadas. El centro de todos los orbitales coincide con la posición del núcleo. La distribución de orbitales por capas electrónicas es como sigue:

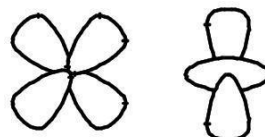
- hay 1 orbital s por capa
- hay 3 orbitales p por capa, empezando a partir de la segunda
- hay 5 orbitales d por capa, empezando a partir de la tercera
- hay 7 orbitales f por capa, empezando a partir de la cuarta



orbital s



orbital p



orbitales d

En cada orbital puede haber hasta un máximo de 2 electrones, aunque puede ocurrir que el orbital esté semiocupado (1 electrón) o vacío (0 electrones). Por tanto, en la primera capa puede haber un máximo de 2 electrones, en la segunda capa un máximo de 8, en la tercera un máximo de 18, en la cuarta un máximo de 32, etc.

EJERCICIOS

b) Indique, razonadamente, cuáles de las siguientes combinaciones de números cuánticos son conjuntos válidos y cuáles no lo son, para un átomo de oxígeno en su estado fundamental. (1 punto)

	n	l	m_l	m_s
i)	1	0	1	1/2
ii)	2	1	-1	1/2
iii)	2	3	1	-1/2
iv)	3	1	1	-1/2

Datos: número atómico: $Z(O) = 8$.

1.- a) Explicar sucintamente, el significado de los cuatro números cuánticos: n , l , m , s . (1 pto)

b) De las siguientes notaciones cuánticas indicar cuales son verdaderas y cuales no, indicando en este caso, el error cometido:

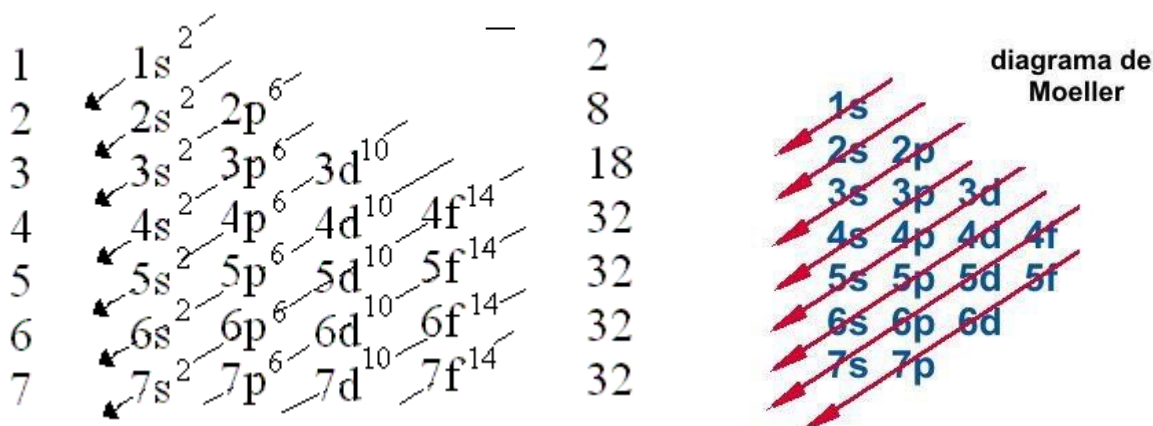
$(1, 0, 0, -\frac{1}{2})$; $(2, 0, 1, +\frac{1}{2})$; $(2, 2, 0, -1/2)$; $(1, 0, 0, 1)$ (1 pto)

7.2.7. Configuración electrónica

Una vez que conocemos los distintos niveles de energía en los que pueden situarse los electrones y el concepto de

orbital, el siguiente paso será calcular su energía y ordenarlos según un orden creciente. Cuando se trata de hacer eso se comprueba que **en condiciones normales (ausencia de campos magnéticos) los valores de energía dependen únicamente de los valores de los números cuánticos n y l.**

Para recordar el orden de energía (de menor a mayor) se recurre al llamado **diagrama de Möeller:**



Orden de energía creciente: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p... (Este orden obedece a que la suma que representa la energía $n + l$ sea mínima) (EN CLASE)

Se puede observar que a partir de la tercera capa estados con un valor de n superior (por ejemplo el 4s) tienen menos energía que otros con un valor de n inferior (por ejemplo el 3d). Con todos estos datos la configuración electrónica de un átomo (esto es, la distribución de sus electrones entre los estados de energía posibles) se obtiene siguiendo las siguientes normas:

Para obtener la configuración electrónica de un átomo:

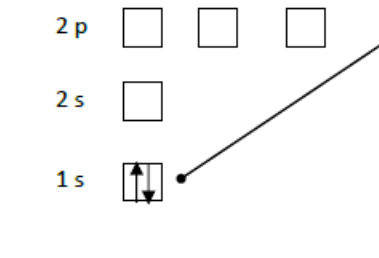
1. **Considerar el número de electrones que se deben distribuir.** Recordar que el número de electrones en un átomo neutro viene dado por el número atómico Z.
2. **Los electrones se van distribuyendo entre los estados de energía posibles llenando primero los de menor energía.** Cuando un nivel se complete, pasar al siguiente (recordar el principio de exclusión y para establecer el orden de llenado usar el diagrama de Möeller).
3. **La configuración final debe darse ordenada por capas.**

Ejemplos		
S	Z = 16	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^4$
Ar	Z = 18	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6$
Ti	Z = 22	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3 d^2 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^2 4s^2$
Ga	Z = 31	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3 d^{10} 4 p^1 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^1$
Br	Z = 35	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3 d^{10} 4 p^5 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^5$

Si queremos afinar un poco más en la configuración electrónica deberemos usar el **Principio de Máxima Multiplicidad o Regla de Hund que establece que a la hora de ocupar estados de energía degenerados (por ejemplo los tres estados "p") los electrones tienden a situarse lo más desapareados posible.**

Apliquemos esto para el átomo de nitrógeno (Z=7). Representaremos los estados posibles por cuadrados y el valor del espín por una flecha que apunta hacia arriba cuando el espín valga +1/2 y hacia abajo cuando valga -1/2

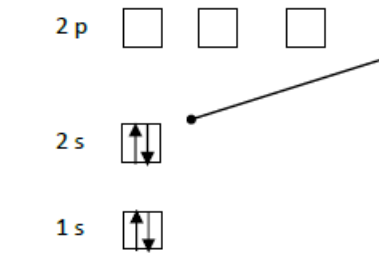
Apliquemos esto para el átomo de nitrógeno ($Z=7$). Representaremos los estados posibles por cuadrados y el valor del spin por una flecha que apunta hacia arriba cuando el spin valga $+1/2$ y hacia abajo cuando valga $-1/2$



Los dos primeros electrones se sitúan en el estado de energía más bajo. Como han de respetar el principio de exclusión se colocan con "espines contrarios".

Los valores de los números cuánticos serán (n, l, m_l, s) :

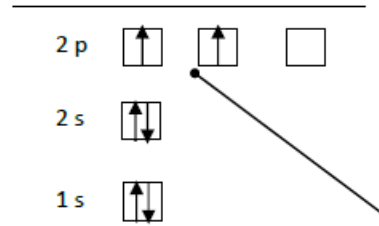
$$(1, 0, 0, +1/2)$$



Los dos siguientes electrones se sitúan en el siguiente estado de energía. Para respetar el Principio de Exclusión se colocan con "espines contrarios".

Los valores de los números cuánticos serán (n, l, m_l, s) :

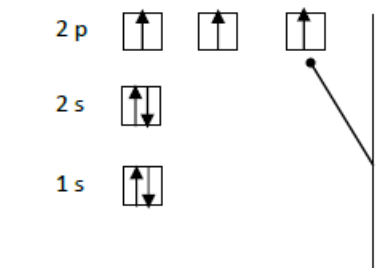
$$(2, 0, 0, +1/2)$$



El quinto electrón puede situarse en cualquiera de los tres niveles de energía $2p$, ya que todos ellos tienen la misma. Supongamos que se sitúa en el primero $(2, 1, 0, +1/2)$. El próximo electrón tiene ahora dos posibilidades: situarse en el mismo estado que el electrón precedente, para lo cual debería de "invertir" su spin para no tener los cuatro números cuánticos iguales, o situarse en otro nivel $2p$ (de igual energía) con el mismo spin. Esta última es la opción energéticamente más favorable (regla de Hund).

Los valores de los números cuánticos para los electrones quinto y sexto serán entonces $(n, l, m_l, s): (2, 1, 0, +1/2) (2, 1, 0, -1/2)$

El séptimo electrón repetirá lo dicho para el sexto. Esto es, se coloca en el tercer nivel $2p$ (de igual energía) con el mismo spin que los precedentes.

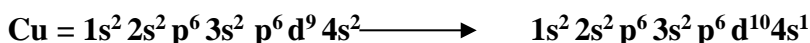
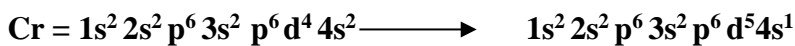


Los valores de los números cuánticos para los tres últimos electrones serán entonces $(n, l, m_l, s): (2, 1, -1, +1/2) (2, 1, 0, +1/2) (2, 1, 1, +1/2)$

Sabemos que la configuración $ns2p6$ (configuración de gas noble) en la última capa es especialmente estable.

Aunque la estabilidad es considerablemente menor que la correspondiente a la estructura de gas noble, también presentan una estabilidad considerable las estructuras que se corresponden con los niveles p o d llenos o semilenos. Para alcanzarlas algunos elementos pueden promocionar electrones desde niveles de energía inferior a niveles superiores. Este efecto se observa, sobre todo, entre los metales de transición, en los cuales los niveles $(n-1)d$ y ns están muy próximos energéticamente.

EJEMPLOS:



Este efecto es muy importante en la química del carbono el cual, a pesar de tener la estructura $1s^2 2s^2 p^2$, presenta la configuración $1s^2 2s^1 p^3$ en la mayoría de sus combinaciones. La energía empleada en promocionar un electrón desde un nivel $2s$ al $2p$ se compensa con creces al formar cuatro enlaces en vez de dos.

ALGUNOS EJEMPLOS RESUELTOS

1

CUESTIÓN 1.- Contesta para cada uno de los siguientes elementos de la tabla periódica: A ($Z = 30$), B ($Z = 35$) y C ($Z = 1$).

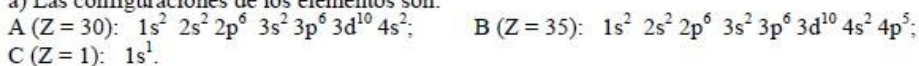
a) Sus configuraciones electrónicas.

b) Sus valencias iónicas.

b) Para las siguientes combinaciones entre ellos, determina cuáles son posibles y qué tipo de enlace forman: A con B; B con B y C con B.

Solución:

a) Las configuraciones de los elementos son:



b) La valencia iónica de un elemento es la que resulta de sumar o restar electrones de su capa de valencia para conseguir configuración electrónica estable del gas noble más próximo, o quedarse como protón.

Luego, la valencia iónica del elemento A es + 2 (se restan 2 electrones); las de B - 1, + 1, + 3, + 5, + 7 (se suma 1 electrón y se restan 1, 3, 5 y 7 electrones) y las de C - 1 y + 1 (se resta y suma un electrón).

c) La combinación entre A, elemento alcalino térreo y B, halógeno es posible, dándose entre ellos el enlace el iónico. La fórmula del compuesto es AB_2 .

La combinación entre átomos del elemento B también es posible, siendo el enlace que unen los átomos el covalente, pues los átomos enlazados comparten el par de electrones que los unen.

Átomos del elemento B, halógeno y del C, hidrógeno, se unen mediante enlace covalente, pues el par de electrones que los unen pertenece a ambos átomos. Debido a la diferencia de electronegatividad entre los átomos, el enlace se encuentra muy polarizado y goza de una apreciable participación iónica.

2.

b) ¿Cuál o cuáles de las siguientes combinaciones son conjuntos válidos de números cuánticos, para un electrón de un átomo de carbono en su estado fundamental? Razona la respuesta e indica por qué no son válidas el resto de combinaciones.

	n	l	m_l	m_s
b.1	1	0	1	1/2
b.2	2	0	0	-1/2
b.3	2	2	-1	-1/2
b.4	3	1	-1	1/2

Solución:

a) La configuración electrónica de la capa de valencia $4s^2 3d^{10} 4p^3$, pone de manifiesto que el átomo que la posee se encuentra situado en el 4º período, n = 4, y por tener 3 electrones en el orbital 4p, pertenece a la familia del nitrógeno, grupo 15 (12 + 3 electrones p).

Para adquirir configuración electrónica del gas noble siguiente ha de ganar 3 electrones, por lo que adquiere un estado de oxidación - 3.

b) La única combinación de números cuánticos para un electrón de un átomo de carbono en su estado fundamental es $(2, 0, 0, -\frac{1}{2})$, pues estos valores son los permitidos para uno de los electrones situado en un orbital 2s.

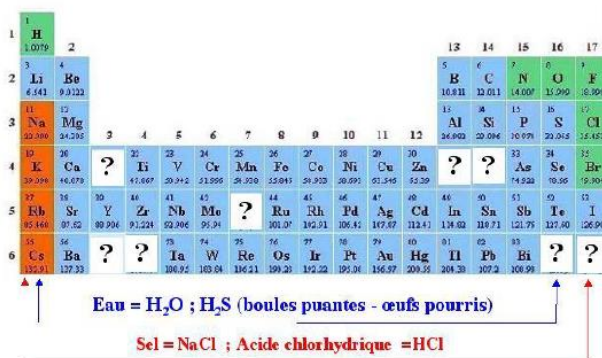
La combinación b.1 no es válida porque para n = 1 y l = 0, m_l nunca puede tomar un valor distinto de 0.

La combinación b.3 no es válida porque nunca el valor de l puede ser el mismo que el de n, 2.

La combinación b.4 no es válida por no presentar el átomo de carbono en su estado fundamental ningún electrón con n = 3.

7.3. Sistema Periódico

Le tableau périodique de Mendeleiev (1869)



7.3.1. El Sistema periódico de Mendeleiev y Meyer. Nueva ordenación de Moseley.

La ley química que dice que las propiedades de todos los elementos son las funciones periódicas de sus masas atómicas se desarrolló independientemente por dos químicos, en 1869 por el ruso **Dimitri Mendeleiev** y en 1870 por el alemán **Julius Lothar Meyer**. La llave del éxito de sus esfuerzos era el reconocer que un número de elementos no habían sido descubiertos hasta ahora y que los lugares vacantes deben dejarse para tales elementos en la clasificación, logrando incluso predecir las propiedades químicas y físicas de los elementos aún no descubiertos a partir de sus posiciones en la tabla.

En 1913, el físico inglés **Henry G. J. Moseley** realizó el primer estudio detallado de los espectros característicos de rayos X emitidos por 38 elementos diferentes. Quedó claro que el número atómico es una magnitud más fundamental que la masa atómica y posiblemente la clave para el establecimiento de una clasificación periódica de los elementos. Antes de su muerte a los 28 años durante la Primera Guerra Mundial, Moseley llegó a dos conclusiones importantes. En primer lugar, que el número atómico es una medida de la carga positiva del núcleo de un átomo y segundo, el establecimiento de una nueva ley periódica: **Las propiedades de los elementos son una función periódica de sus números atómicos.**

Así, los elementos se reordenaron de acuerdo a sus números atómicos Z.

7.3.2. El Sistema Periódico o Tabla Periódica actual y la configuración electrónica de los elementos.

La Tabla Periódica o Sistema Periódico actual más utilizado por la comunidad científica internacional es la versión del Premio Nobel de Química **Glenn T. Seaborg** propuesto en 1967, en su versión de tabla corta.

Tabla periódica de los elementos

Propiedades de Hierro (Fe):

- Número atómico: 26
- Masa atómica: 55.845
- Configuración electrónica: $[Ar] 3d^4 4s^2$
- Estados de oxidación: +2, +3, +4, +6
- Electronegatividad: 1.83
- Simbolo químico: Fe
- Nombre: Hierro

Legenda de grupos:

- metales alcalinos
- alcalinotérreos
- otros metales
- metales de transición
- lantánidos
- actínidos
- metaloides
- no metales
- halógenos
- gases nobles
- elementos desconocidos
- isótopos de elementos radiactivos entre paréntesis

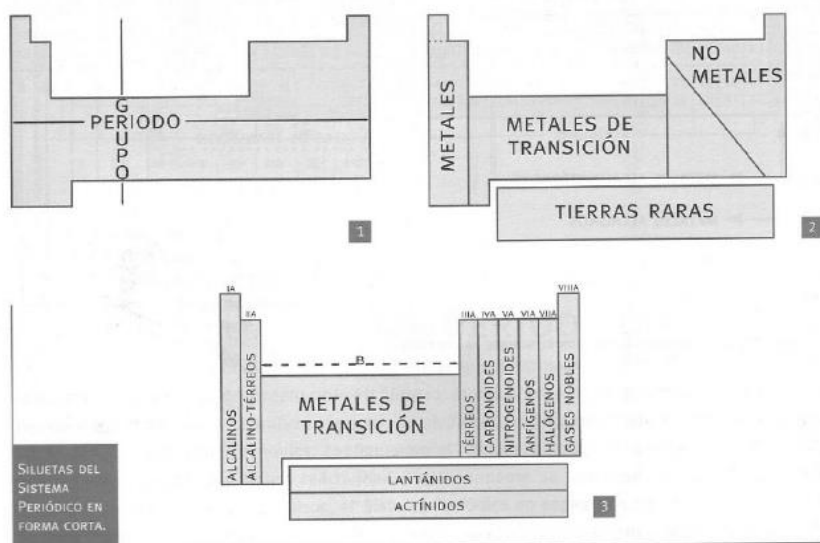
Notas:

- 1 kJ/mol = 96.485 eV.
- * Todos los elementos tienen un estado de oxidación implícito cero.
- Los estados de oxidación de los elementos 103, 111, 112, 113, 114, 115, 116, 117 y 118 son predicciones.
- Las configuraciones electrónicas de los elementos 103, 106, 107, 108, 109, 110, 111, 112, 113, 114, 115, 116, 117 y 118 son predicciones.

El este Sistema Periódico existen 7 **periodos** horizontales, 18 **grupos** o familias verticales y otro grupo constituido por dos series de elementos (lantánidos y actínidos) que se pone aparte.

Los periodos se designan por su número (periodo 1, periodo 2, etc). Los grupos, a su vez se designan mediante nombres que aluden o bien al primero de los elementos del grupo (alcalinos, alcalinotérreos, térreos, etc) o bien a alguna propiedad característica del mismo (gases inertes o nobles, halógenos -generadores de sales-, etc). Cada vez existe una tendencia más acusada a numerar los 18 grupos del Sistema Periódico correlativamente del 1 al 18 (grupo 1, grupo 2, etc), pero también se suelen dividir en 8 grupos A y 8 grupos B, uno de los cuales es triple representados con números romanos (grupos IA, IB, IIA, IIB, et). Dentro de estos grupos, los dos primeros y los seis últimos se denominan **elementos representativos** (grupos A) y el resto **metales de transición** (grupos B). Además están los **elementos de transición interna** o **tierras raras** que aunque no estén en disposición vertical pueden considerarse como dos familias similares, los **lantánidos** (siguientes al lantano) y los **actínidos** (siguientes al actinio).

Hasta que no se dispuso de una visión clara sobre la estructura electrónica de los átomos no se pudo dar una explicación de por qué existen tales familias o grupos ni del motivo por el cual las propiedades de los elementos varían de manera periódica.



Efectivamente, es la **configuración electrónica**, o forma en que se distribuyen los electrones en el átomo, lo que determina las propiedades de los elementos.

Si clasificáramos los elementos según su configuración electrónica, nos sería fácil apreciar que, según el orbital que se está llenando, quedarían agrupados en cuatro grandes bloques, que podemos llamar *s*, *p*, *d* y *f*. Los grupos 1 y 2 de los elementos representativos forman el bloque *s*, los grupos del 3 al 12, el bloque *d*, los grupos del 13 al 17, el bloque *p* y los lantánidos y actínidos el bloque *f*.

Así, en los elementos del primer grupo (el de los metales alcalinos) la configuración electrónica de todos ellos tiene un hecho relevante en común, y es que el último electrón ocupa un orbital **s**. De modo análogo, todos los elementos del último grupo, el de los gases nobles, tienen los mismos electrones en su último nivel (8 electrones) ocupando completamente un orbital **s** (dos electrones) y tres orbitales **p** (seis electrones). Entre ambos grupos, la configuración electrónica de los elementos representativos va llenando gradualmente dichos orbitales (alcalino-térreos s_2 , térreos o boroideos s_2p_1 , carbonoideos s_2p_2 , etc.). La característica común de los metales de transición consiste en que una vez han llenado el último orbital **s**, comienzan a llenar un orbital **d** (desde el Sc, $Z=21$, hasta el Zn, $Z=30$, desde el Y, $Z=39$, hasta el Cd, $Z=48$, y desde el Hf, $Z=72$, hasta el Hg, $Z=80$), mientras que en los elementos de transición interna, lantánidos y actínidos, lo que llenan es un orbital **f** (desde el La, $Z=57$, hasta el Lu, $Z=71$, y desde el Ac, $Z=89$, hasta el Lr, $Z=103$). La existencia de familias o grupos en el Sistema Periódico queda pues justificada gracias a la configuración electrónica. Igualmente se observa que el periodo en que se encuentra cada elemento coincide con el número de niveles que posee. Así en los elementos del primer periodo (que sólo son el H y el He) hay un único nivel, en los del segundo periodo (Li, Be, B, C, N, O, F y Ne) hay dos niveles, en los del tercer periodo hay tres, y así sucesivamente hasta el periodo 7 en que existen 7 niveles. El átomo de **Ge**, por ejemplo, se encuentra en el cuarto periodo y dispone por lo tanto de 4 niveles, y como pertenece al grupo de los carbonoideos, en dicho cuarto y último nivel tendrá lleno el orbital **s** con dos electrones y en los tres orbitales **p** tendrá otros dos (en total cuatro), de manera que su último nivel tendrá la configuración $4s^2 p_2$. La presencia de los periodos del Sistema Periódico también encuentra pues justificación en el marco de la configuración electrónica de los átomos.

Es importante destacar que más del 80% de los elementos químicos que se encuentran a la izquierda de la “escalera” del Sistema Periódico tienen propiedades metálicas, son **metales** y los que se encuentran en el lado superior derecho son netamente **no metales**. Hay una media docena de elementos cuyas propiedades son intermedias, situados en la “escalera” que se llaman **metaloides o semimetales**: boro, silicio, germanio, arsénido, antimonio y telurio.

ACTIVIDAD DESARROLLADA					
Indicar a qué grupo y periodo pertenecen los siguientes elementos: ^{12}Mg , ^{27}Co , ^{36}Kr , ^{38}Sr , ^{46}Pd , ^{53}I .					
Configuración electrónica	Capa de valencia	Nº de electrones de valencia	Última capa n	Periodo	Grupo
Mg ($Z=12$): $[\text{Ne}] 3s^2$	$3s^2$	2	3	3º	2 o IIA
Co ($Z=27$): $[\text{Ar}] 3d^7 4s^2$	$3d^7 4s^2$	9	4	4º	9 u VIIIB
Cl ($Z=17$): $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	$3s^2 3p^5$	7	3	3º	17 o VIIA
Sr ($Z=38$): $[\text{Ar}] 5s^2$	$5s^2$	2	5	5º	2 o IIA

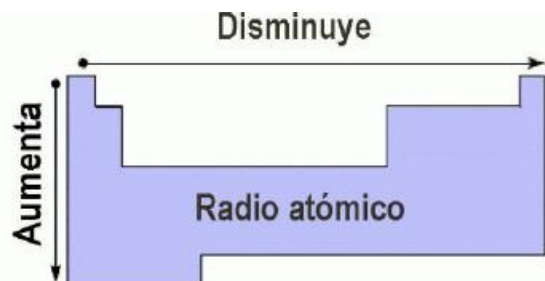
7.3.3. Las propiedades periódicas.

La ordenación y coherencia del Sistema Periódico está pues, como acabamos de ver, estrechamente relacionada con la configuración electrónica de los átomos de los elementos que lo integran. Es posible, sin embargo, ir todavía más allá y justificar la periodicidad de las propiedades de dichos elementos. Para ello escogeremos algunas de estas como más significativas.

Volumen atómico o radio atómico.

Es fácil ver que, en un mismo **grupo**, el **volumen del átomo aumenta al aumentar el número atómico**. Esto se debe a que los electrones se sitúan en niveles cada vez más alejados del núcleo (más capas).

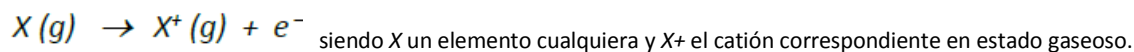
En un mismo **período**, el **volumen disminuye al aumentar el número atómico**. La razón es que los electrones se van situando conforme aumenta el número atómico en un mismo nivel energético, pero la carga positiva del núcleo va igualmente aumentando y la atracción es cada vez mayor, produciendo una disminución del volumen.



H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi		

Energía de ionización.

La energía o potencial de ionización de un átomo es la energía necesaria para arrancar un electrón de este átomo en estado gaseoso. Es decir:



Si representamos los valores de la primera energía de ionización en función del número atómico, es fácil percatarse, a la vista de la misma, que la energía de ionización es una propiedad periódica, y además de que las mayores energías de ionización corresponden a los gases inertes y las menores a los metales alcalinos. Es claro pues que aquellos tienen una estabilidad peculiar poco frecuente, mientras que los alcalinos tienen gran tendencia a perder su electrón exterior y transformarse en cationes, ya que se precisa muy poca energía para ello.

En general, en un mismo **grupo** o familia los potenciales de ionización **disminuyen al aumentar el número atómico**, lo que es debido a que el último electrón se coloca en orbitales cada vez más alejados del núcleo (y recordemos que aunque la carga del núcleo también aumenta, la atracción electrostática disminuye con el *cuadrado* de la distancia), y a que la carga negativa de los otros electrones, cada vez más numerosos, apantalla la acción del núcleo sobre los electrones externos.

En un mismo **período**, y salvo algunas irregularidades correspondientes a átomos con subniveles llenos o semillenos (lo que les proporciona una estabilidad adicional), las energías de ionización **aumentan al aumentar el número atómico**. Esto se debe a que el último electrón de todos los elementos del mismo período se sitúa en el mismo nivel energético, pero la carga del núcleo es cada vez mayor y por lo tanto la atracción que éste ejerce sobre los electrones también lo es.

Puesto que en todos los elementos (menos en el hidrógeno) se puede arrancar más de un electrón, podemos referirnos al primer, segundo, tercer,... potencial de ionización. El electrón que más fácilmente se arranca es, lógicamente, el primero, y por ello el primer potencial de ionización es menor que el segundo, éste menor que el tercero, etc.

Energías de ionización (kJ / mol)

H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At

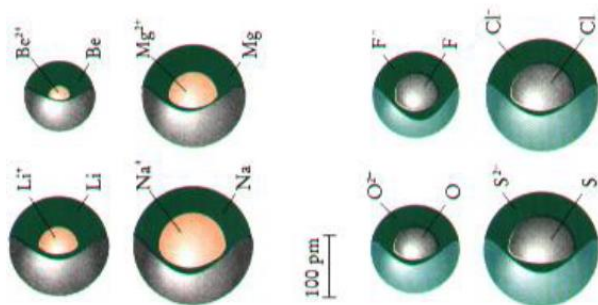
Elemento	I_1	I_2	I_3	I_4
Na	496	4560		
Mg	738	1450	7730	
Al	577	1816	2744	11,600

H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At

Electronegatividad.

La electronegatividad es una medida de la mayor o menor atracción de un átomo sobre un par de electrones mediante los que está enlazado con otro átomo. Está relacionada con la energía de ionización y con la afinidad electrónica.

Para establecer esta medida, el norteamericano Linus Pauling propuso una escala arbitraria asignando al flúor, el átomo más electronegativo, un valor de **4,0**, y calculando las de los demás en relación a él.



Comparación entre los elementos y sus respectivos cationes o aniones:

ALGUNOS EJERCICIOS

CUESTIÓN 1.- Considera los elementos A, B, C y D de números atómicos $Z(A) = 17$, $Z(B) = 18$, $Z(C) = 19$, $Z(D) = 20$. A partir de las configuraciones electrónicas de estos elementos responde, razonadamente, a las cuestiones siguientes:

- Ordena los elementos A, B, C y D en orden creciente de su primera energía de ionización.
- Escribe la configuración electrónica del ión más estable que formará cada uno de estos elementos.

2

CUESTIÓN 1.- Considera los elementos A, B, C y D de números atómicos A ($Z = 2$), B ($Z = 11$), C ($Z = 17$) y D ($Z = 34$), responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Escribe la configuración electrónica de cada uno de estos elementos e indica el grupo y período al que pertenecen.
- Clasifica cada uno de los elementos en las siguientes categorías: metal, no metal o gas noble.
- Ordena los elementos según valor creciente de su primera energía de ionización.

7.4. El enlace y las moléculas

7.4.1. ¿Por qué se unen los átomos?

Los átomos se unen para buscar una **mayor estabilidad** consiguiendo así un estado de **mínima energía**. Se consigue que la energía de la molécula formada es menor que la suma de las energías de los átomos aislados. La formación de enlaces conlleva un desprendimiento de energía.

Enlace químico

Es la unión entre átomos o moléculas originando estructuras más estables que los átomos o moléculas de partida, así como las interacciones que mantienen unidos a los átomos que forman la molécula.

Nivel de valencia

Es el nivel más externo en la configuración electrónica de los átomos y juega un papel decisivo en el enlace químico.

Regla del octeto

Los gases nobles presentan la configuración electrónica más estable, pues su nivel de valencia está completo (tienen 8 electrones en el último nivel). Por esto, los gases nobles no se unen con otros átomos. Los demás elementos tienen incompleto el nivel de valencia y tienden a la configuración electrónica del gas noble más cercano, consiguiendo una mejor configuración electrónica de los átomos que forman la molécula, bien: Cediendo o captando electrones, es decir, transfiriéndose electrones de un átomo a otro, formándose así iones positivos o negativos que se atraen por fuerzas electrostáticas (**ENLACE IÓNICO**). Compartiendo pares de electrones (**ENLACE COVALENTE**)

7.4.2. Tipos de Enlace

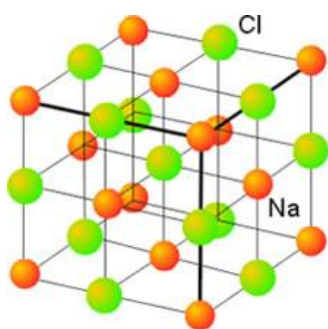
Existen varios tipos de enlace entre átomos, y que se forme un tipo u otro depende de la configuración electrónica de su nivel más externo, conocido como *nivel o capa de valencia*. En general, mediante el enlace los elementos representativos tienden a alcanzar la estructura del gas noble más cercano (s^2p^6).

El *enlace iónico* surge cuando se unen un átomo de la parte izquierda de la tabla periódica (elementos con baja energía de ionización y, por tanto, con tendencia a formar cationes) con un elemento de la parte derecha (elementos con alta afinidad electrónica y, por tanto, con tendencia a formar aniones). En este caso se produce la cesión de electrones del metal al no metal originándose los iones correspondientes, que se atraen mutuamente debido a que poseen cargas opuestas.

El *enlace covalente* se origina al unirse dos átomos de la parte derecha de la tabla periódica (elementos con alta afinidad electrónica y con alta energía de ionización). Como ninguno tiene tendencia a ceder electrones y formar un catión, lo que hacen es compartir electrones entre ambos; de esta manera ninguno pierde electrones, ninguno los gana, pero ambos alcanzan la configuración de gas noble.

Cuando se unen metales entre sí, elementos de las zonas izquierda y central de la tabla periódica (elementos con baja energía de ionización y con baja afinidad electrónica), también se produce la compartición de electrones, pero de una manera peculiar que da origen a un tercer tipo de enlace, el *enlace metálico*.

7.4.3. Enlace Iónico



Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ Na+: $1s^2 2s^2 2p^6$

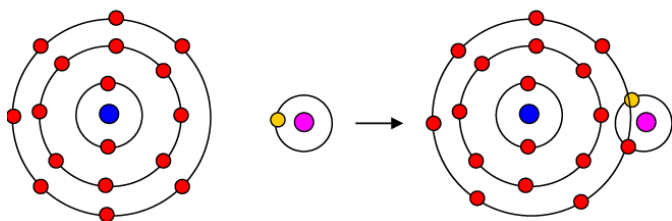
Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^5$ Cl-: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^6$

Puede observarse que ambos iones presentan la estructura del gas noble más cercano.

En los sólidos formados mediante enlace iónico, conocidos como *sólidos iónicos*, no existen verdaderas moléculas, sino estructuras tridimensionales teóricamente infinitas, donde cada ion está rodeado por iones de signo contrario y ejerce una atracción en todas las direcciones del espacio. La fórmula NaCl no representa a una molécula, sino que indica la estequiometría del compuesto.

7.4.4. Enlace Covalente

7.4.4.1. El enlace covalente

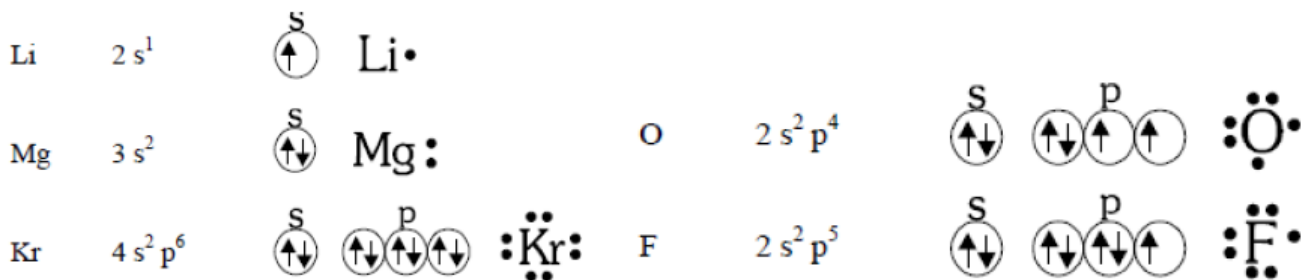


Los no metales se unen entre sí mediante enlace covalente. Éste implica que dichos átomos comparten uno o más pares de electrones, alcanzando así la estructura del gas noble más cercano (con alguna excepción, como determinados compuestos de boro). A diferencia de lo que ocurre en el enlace iónico, en el enlace covalente se forman verdaderas moléculas.

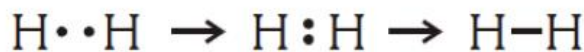
La descripción más sencilla del enlace covalente se realiza mediante las *representaciones o estructuras de Lewis*. En éstas, cada átomo enlazado se representa mediante su símbolo químico, y se disponen a su alrededor los electrones de su capa de valencia agrupados por orbitales, procurando mantener el máximo número de electrones solitarios; los átomos enlazados compartirán tantos electrones como sean necesarios para alcanzar la estructura de gas noble (8 electrones a su alrededor, excepto para el hidrógeno que necesita 2). Cada par de electrones compartido se sitúa en la zona intermedia entre ambos átomos, y representa un enlace covalente.

7.4.4.2. Diagramas de Lewis.

Los diagramas de Lewis constituyen una forma sencilla de representar simbólicamente cómo están distribuidos los electrones de la última capa en un átomo. Lo veremos con varios ejemplos.



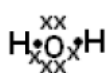
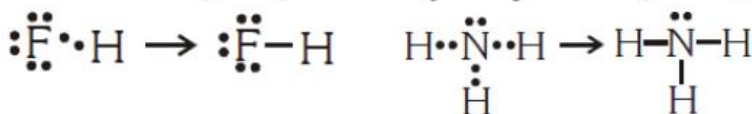
Veamos esto con una molécula sencilla, la de hidrógeno (H_2)



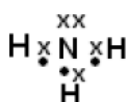
Otros ejemplos: O_2 , N_2 (moléculas homooatómicas)



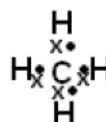
H F , H_2O , NH_3 (moléculas heteroatómicas)



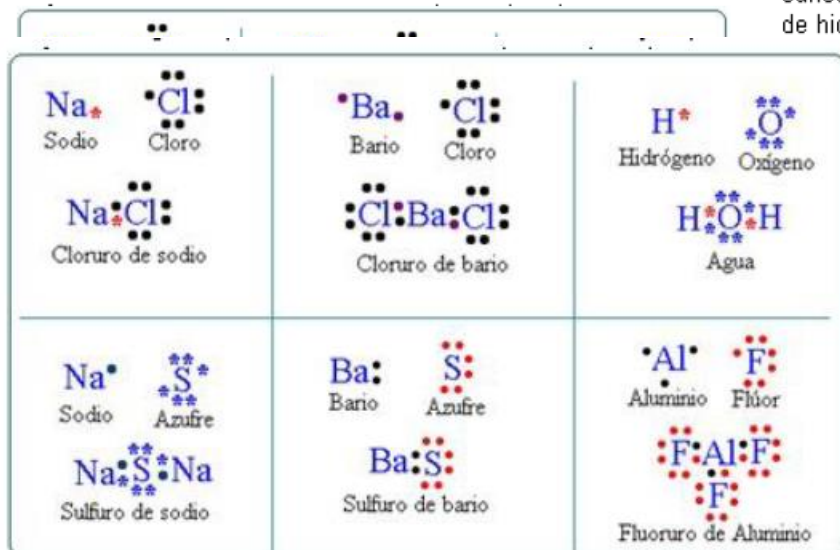
El **oxígeno** se combina con **dos** átomos de hidrógeno para



... sin embargo el **nitrógeno** se combina con **tres**, ya que



... en el caso del **carbono** son necesarios **cuatro** átomos de hidrógeno



7.4.4.3. Geometría de las moléculas

La geometría de las moléculas puede justificarse mediante el modelo de Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia (RPECV). Según este modelo, los pares electrónicos de la capa de valencia del átomo central (tanto pares de enlace como pares solitarios) tenderán a estar lo más alejado posible entre sí. Una vez conocida la disposición de todos los pares electrónicos, la forma de la molécula depende de la situación de sus átomos, sin tener en cuenta la ubicación de los pares de electrones solitarios que pudiera haber.

Tipo de molécula	Forma	Disposición electrónica [†]	Geometría [†]	Ejemplos
AB	Molécula diatómica			HF, O ₂
AB ₂	Lineal			BeCl ₂ , HgCl ₂ , CO ₂
AB ₂ E ₁	Angular			NO ₂ ⁻ , SO ₂ , O ₃
AB ₂ E ₂	Angular			H ₂ O, OF ₂
AB ₃ E ₀	Triangular plana			BF ₃ , CO ₃ ²⁻ , NO ₃ ⁻ , SO ₃
AB ₃ E ₁	Pirámide trigonal			NH ₃ , PCl ₃
AB ₄ E ₀	Tetraédrica			CH ₄ , PO ₄ ³⁻ , SO ₄ ²⁻ , ClO ₄ ⁻

Nome e fórmula da substância	Modelo molecular	Nuvem electrónica	Fórmula de estrutura	Geometria molecular
Cloro Cl ₂			$1,99 \times 10^{10}$ m 	lineal
Água H ₂ O				angular
Tricloreto de boro BCl ₃				triangular plana
Amoniaco NH ₃				piramidal
Metano CH ₄				tetraédica

Geometría molecular (Ángulo)	Nº de pares electrones	Nº de pares enlace	Ejemplo	Estructura de Lewis	Modelo de esferas
Lineal (180°)	2	2	BeF ₂ F—Be—F		
Planar trigonal (triangular) (120°)	3	3	BH ₃ 		
Tetraédrica (109,5°)	4	4	CH ₄ 		
Pirámide trigonal (107°)	4	3	NH ₃ 		
Angular (104,5°)	4	2	H ₂ O 		

A partir de la forma geométrica de la molécula se deduce si la molécula es polar o no polar.

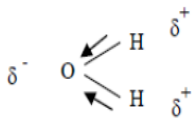
En el enlace covalente no se forman iones, las moléculas son neutras. Sin embargo puede darse el caso de que la carga no esté repartida por igual en toda la molécula. Veamos un par de ejemplos. **H₂** (molécula con átomos del mismo elemento): Comparten un par de electrones. Al ser iguales los núcleos, ambos atraen por igual al par de electrones de enlace, con lo que la carga eléctrica estará repartida por igual entre los dos átomos (la molécula es simétrica). No podemos dividir la molécula en dos partes, una con exceso de carga positiva y otra con exceso de carga negativa. Una sustancia constituida por moléculas de este tipo se dice que es **apolar**. **H Cl** (molécula con átomos de distinto elemento): También comparten un par de electrones, pero, a diferencia del ejemplo anterior, el Cl es más electronegativo (3,0) que el hidrógeno (2,1), por lo que atrae más al par de electrones de enlace. Como consecuencia, habrá una mayor concentración de electrones alrededor del núcleo de Cl. En esa zona de la molécula existirá más carga negativa que positiva. Se habla de que existe una *carga parcial negativa*, (δ^-), que es siempre menor que la carga de un electrón. En la otra zona, en los alrededores del núcleo de H, existe más carga positiva que negativa (*carga parcial positiva*, δ^+). Ambas cargas parciales son iguales en valor absoluto (la molécula es neutra). Una molécula que presenta esa separación de cargas se denomina **dipolo** que produce un **momento dipolar (μ)**, que es un vector que va desde la carga positiva a la negativa.

Si el momento dipolar total de la molécula es cero, la sustancia es **apolar**. Podemos tener enlaces polares, pero con un momento total igual a cero.

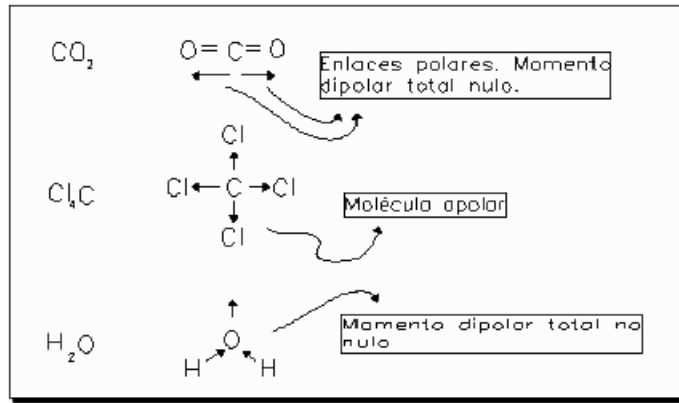
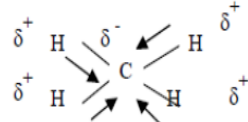
PASOS PARA DEDUCIR LA POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS

- Estructura de Lewis, • Si tienen o no enlaces polares. • Estudiar la geometría de la molécula si es necesario. • Para estudiar la polaridad de una molécula $\Sigma\mu$

Molécula polar H₂O

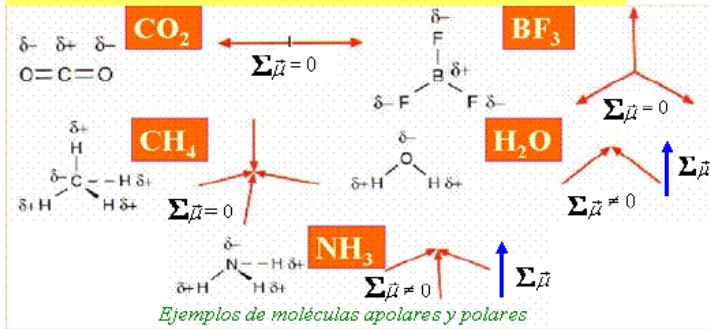


Molécula apolar CH₄



Polaridad de las Moléculas

Molécula covalente	enlace	molécula	Ej.
Entre átomos iguales	NO POLAR	NO POLAR	O ₂
Entre át. de distinta E.N. Sin simetría	POLAR	POLAR	HCl
Entre át. de distinta E.N. Con simetría	POLAR	NO POLAR	CH ₄



Polaridad de las Moléculas (EJEMPLOS)

	CO ₂	BCl ₃	H ₂ O	NH ₃
Estructura de Lewis				
Geometría molecular	Lineal 	Triangular plana 	Angular 	Piramidal triangular
Enlaces polarizados	2 Los $\vec{\mu}$ se anulan.	3 Los $\vec{\mu}$ se anulan.	2 Hay $\vec{\mu}$ resultante.	3 Hay $\vec{\mu}$ resultante.
Momento dipolar resultante	$\mu_r = 0$ No polarizada	$\mu_r = 0$ No polarizada	$\mu_r = 1,87 \text{ D}$ Dipolo 	$\mu_r = 1,46 \text{ D}$ Dipolo

7.4.5. Fuerzas intermoleculares

Son fuerzas que actúan entre moléculas o entre iones y moléculas. Estas fuerzas son generalmente más débiles que las fuerzas intramoleculares (enlace químico).

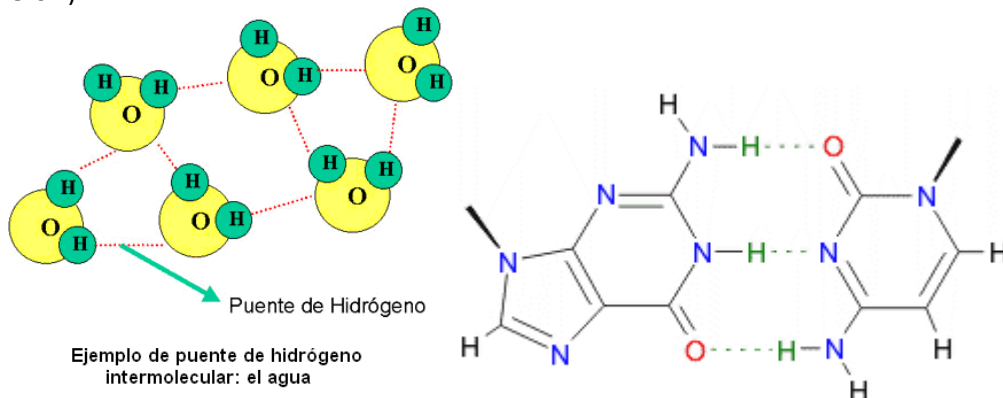
Las fuerzas intermoleculares son más fuertes en estado sólido que en estado líquido y en estado líquido más fuertes que en estado gaseoso.

Tipos de fuerzas intermoleculares

Fuerzas dipolo-dipolo son las fuerzas de atracción que actúan entre las moléculas polares, es decir, entre moléculas que poseen momentos dipolo. Son más fuertes cuanto mayor es el momento bipolar.

Fuerzas de dispersión (van der Waals) son fuerzas de atracción que se originan por los dipolos inducidos en los átomos o moléculas (ion-dipolo inducido; dipolo-dipolo inducido; dipolo inducido-dipolo inducido).

Enlace de hidrógeno es un tipo de interacción dipolo-dipolo que ocurre cuando un átomo de hidrógeno es enlazado a un átomo fuertemente electronegativo como el nitrógeno, el oxígeno o el flúor. El átomo de hidrógeno posee una carga positiva parcial y puede interactuar con otros átomos electronegativos en otra molécula (nuevamente, con N, O o F):



El orden decreciente en lo relativo a fuerzas de enlace intermoleculares es: enlaces hidrógeno > dipolo-dipolo > fuerzas de dispersión.

7.5. Propiedades de los compuestos como consecuencia del enlace. Sólidos covalentes, sólidos atómicos, sólidos iónicos y sólidos metálicos.

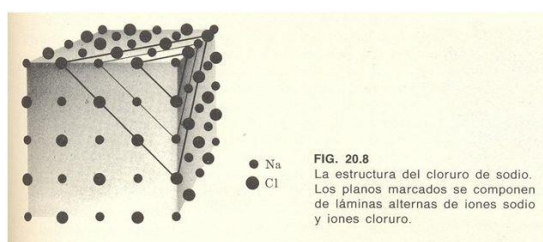
	MOLECULARES	COVALENTES	IONICOS	METALICOS
Partículas de la celda unidad	Moléculas (o átomos)	Átomos	Aniones, cationes	Iones metálicos con "nubes de electrones"
Fuerzas mas fuertes entre las partículas	London, dipolo-dipolo, y enlaces de hidrogeno	Enlace covalentes	Electrostáticas	Enlaces metálicos (atracción eléctrica entre cationes y electrones)
Propiedades	Blandos, malos conductores eléctricos y térmicos, bajo peso molecular	Muy duros, malos conductores eléctricos y térmicos, alto peso molecular	Duros, frágiles, malos conductores eléctricos y térmicos, alto peso molecular	De blandos a muy duros, buenos conductores del calor y la electricidad, amplio rango de pesos moleculares
Ejemplos	P4, S8, H2O	C (diamante), SiO2 (cuarzo)	NaCl, CaBr2, K2SO4 (sales típicas)	Li, K, Ca, Cu, Cr, Ni (metales)

Propiedades	TIPO DE ENLACE			
	Iónico	Covalente	Metálico	Van der Waals
Térmicas	Punto fusión alto C. Dilat. Bajo Fundido iónico.	P. fusión elevado C. Dilat. Bajo Fundido molecular	P. fusión variable c. dilat. Elevado	p. fusión bajo c. dilat. Elevado
Mecánicas	Cristales Duros Enlace Fuerte	Cristales duros Enlace fuerte	Cristales maleables Enlace fuerza variable	Cristales blandos Enlace débil
Electricas	Aislantes medios Conductividad por iones en liqu.	Aislantes en estado solido y liquido. Conduct baja	Conductividad alta	Aislantes en estado solido y liquido
Ópticas	Absorbe luz Soln. También	Indice refracción elevado Absorción diferente según estado	Opacos. Prop idénticas en estado liquido	Prop. De moléculas individuales
Estructurales	Num coordinación elevado Enlaces direccionales varios	Num. Coordinación elevado. Enlaces direccionales limitados	Num coordinación elevado. Enlaces direccionales preferenciales.	Num coordinación elevado. Enlaces direccionales preferenciales.

Tipo de sólido	Iónico	Metálico	Covalente 3D	Molecular
Unidad estructural	Ion	Átomo	Átomo	Molécula
Enlace entre unidades	Enlace iónico	Enlace metálico	Enlace covalente	Fuerzas de Van der Waals
Dureza	Duro	Amplia gama	Duro	Blando
Punto de fusión	Alto (600 a 3000 °C)	Amplia gama (-39 a 3400 °C)	Alto (1200 a 4000 °C)	Bajo (-272 a 400 °C)
Conductividad	Aislante en sólido pero conductor fundido o en disolución.	Conductor	Aislante o semiconductor	Aislante
Generalmente se presenta en	Compuestos de los metales y no metales	Metales de la mitad izquierda	No metales del centro	No metales de la derecha
Ejemplos	KI, Na ₂ CO ₃ , LiH	Na, Zn, bronce	Diamante, Si, SiO ₂	O ₂ , C ₆ H ₆ , H ₂ O

SÓLIDOS IÓNICOS

Las unidades que se repiten periódicamente son iones. Cada ión de un signo dado está enlazado por la fuerza coulombica a todos los iones de signo opuesto del cristal. La energía de cohesión en estos cristales es muy grande (del orden de los 1000 kJ.mol⁻¹), esta es la causa por la cual tienen T_f y T_e grandes. Tienden generalmente a ser duros y quebradizos. La explicación para esto se puede encontrar en la naturaleza de las fuerzas coulombicas.



8

SÓLIDOS MOLECULARES

La unidad que se repite es un átomo o molécula químicamente identificable sin carga neta. La cohesión en estos cristales es debida a las fuerzas de Van der Waals, como consecuencia de esto generalmente las T_f y T_e son bajas.

En general los cristales moleculares tienden a ser blandos, compresibles y fácilmente deformables. Estas propiedades se deben a que las fuerzas de Van der Waals son débiles y no-direccionales.

Los cristales moleculares suelen ser muy buenos aislantes eléctricos. Las moléculas no tienen carga eléctrica neta y los electrones se encuentran localizados alrededor de un grupo específico de átomos. Consecuentemente no hay partículas cargadas que estén libres para moverse en un campo eléctrico.

10

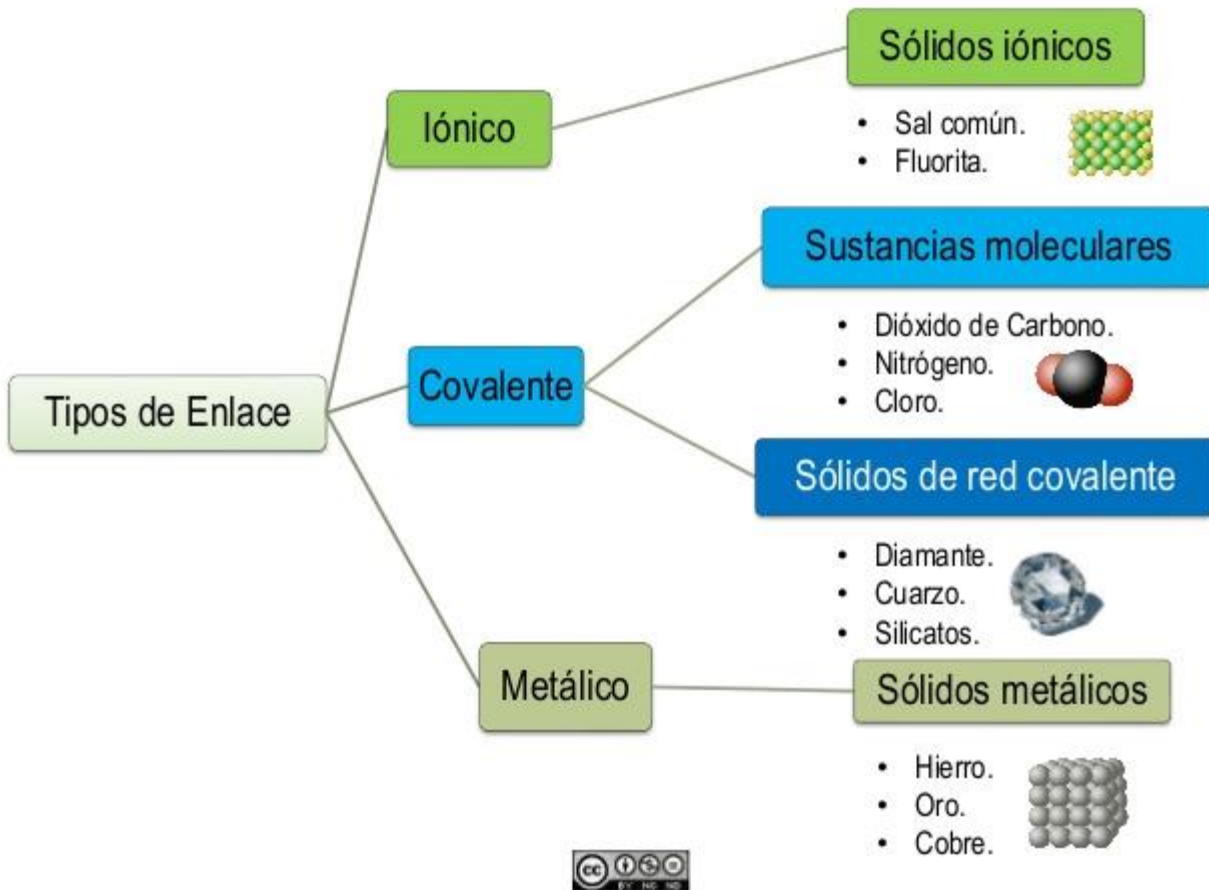
SÓLIDOS METÁLICOS

Se caracterizan por su brillo, reflectividad, altas conductividades térmica y eléctrica y por su maleabilidad (facilidad con que se pueden estirar, forjar y doblar sin romperse). Ejemplos típicos son Ag, Au, Cu, etc.

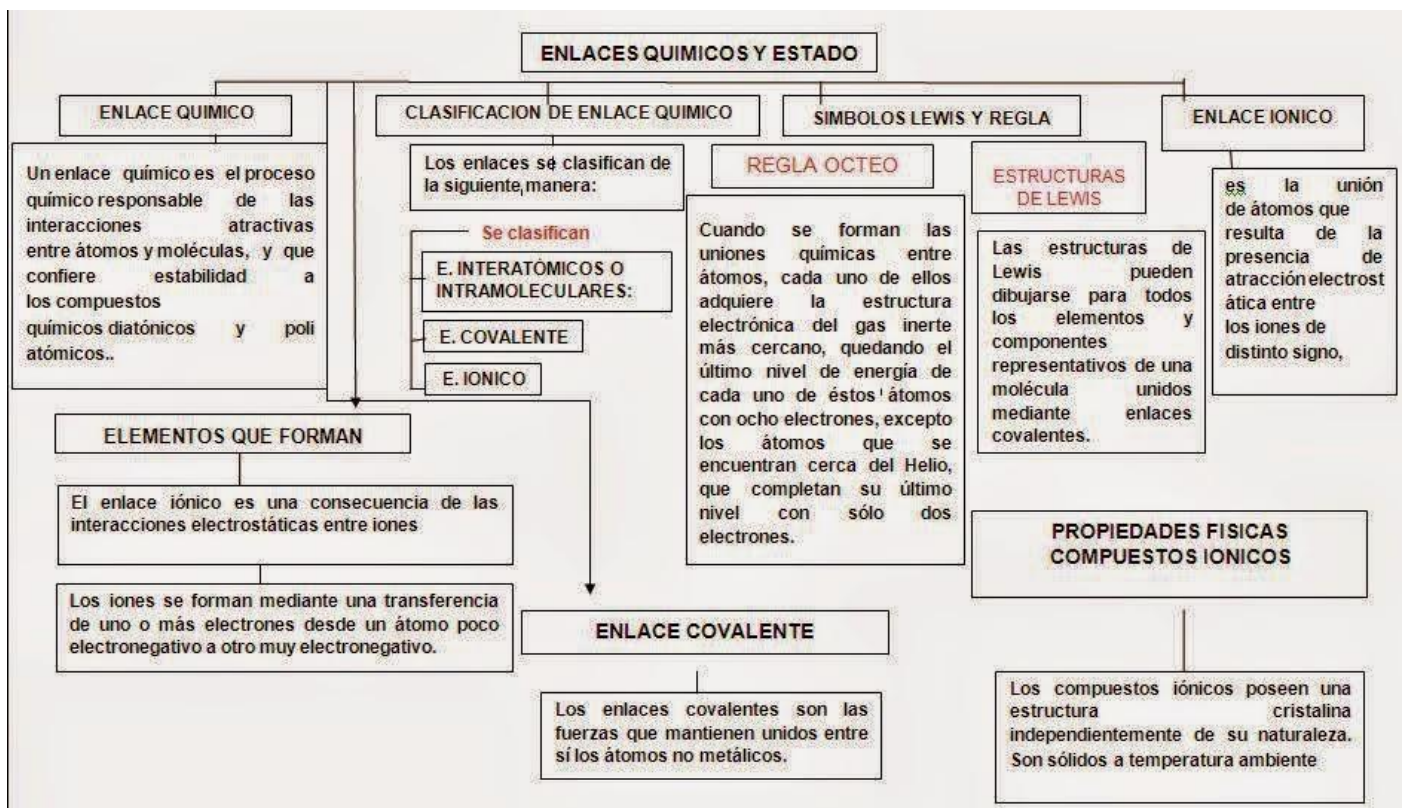
La mayoría de los metales carece de una o más de estas características. Por ejemplo, el W es quebradizo y consecuentemente no es maleable. El Pb es muy maleable pero no es un buen conductor de la electricidad.

La estructura electrónica de los metales se puede representar por un modelo de electrón libre, en la cual los electrones de valencia no están localizados sobre ningún átomo o conjunto de átomos, sino que le “pertenecen” a todo el cristal. En una representación simplificada se considera que es un conjunto de iones positivos sumergidos en un “mar” de electrones.

21



RESUMEN DEL ENLACE



EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
OPCIÓN B FÍSICA Y QUÍMICA

2017

1. a) Completa la tabla siguiente: (1 punto)

Elemento	Z	A	electrones	protones	neutrones	representación	Configuración electrónica
Carbono						$^{12}_6\text{C}$	
Litio	3				4		$1s^2 2s^1$
Oxígeno						$^{16}_8\text{O}^{2-}$	
Cloro	17	35					$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Magnesio			10	12	12		

2. b) Expresa el tipo de compuesto que se formara entre los pares de elementos de la tabla anterior que se indican a continuación, su formula y el nombre del compuesto:

b.1) carbono y oxígeno (0,5 puntos) b.2) cloro y magnesio (0,5 puntos)

2016

3. Indica qué enlace químico o fuerza intermolecular debe vencerse en cada caso. Explica brevemente sus características. (0,4 puntos por apartado).

- Evaporar agua.
- Disolver cloruro de potasio.
- Fundir dióxido de silicio.
- Fundir aluminio
- Evaporar nitrógeno líquido.

4. a) Completa la tabla siguiente:

Átomo o ión	Calcio	Litio	Cloro	Carbono	Carbono
Nº de protones			17	6	
Nº de neutrones			18		
Nº de electrones					
Nº atómico		3			
Nº másico		7		12	14
Carga neta			-1	+4	0
Representación	$^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$				
Configuración electrónica		$1s^2 2s^1$			

2015

5. a) Completa la tabla siguiente:

Átomo o ion	Potasio	Berilio	Flúor	Oxígeno	Oxígeno
Nº de protones			9	8	
Nº de neutrones			10	8	10
Nº de electrones					
Nº atómico		4			
Nº másico		9			
Carga neta			-1	-2	0
Representación	$^{39}_{19}\text{K}^+$				
Configuración electrónica		$1s^2 2s^2$			

2014

6. a) Dados los elementos de configuraciones electrónicas: [W] = $1s^2 2s^2 2p^4$

[X] = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ [Y] = $1s^2 2s^2 2p^6 2s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$. Razona la validez o no de las siguientes afirmaciones:

- a1) Pertenecen al mismo periodo;
- a2) Pertenecen al mismo grupo;
- a3) Y pertenece al 4º periodo
- a4) El número atómico de X es 14.
- a5) Y es el elemento más electronegativo
- b) Nombra: $CH_3-CO-CH_2-CH_2-CH_3$; $CH_3-O-CH_2-CH_2-CH_3$; FeO ; $Ba(OH)_2$; $ZnCO_3$
Formula: a) óxido de estaño (IV) ; b) ácido perclórico; c) 3-etil-6-metil-2-hepteno ;
d) 1,4-diclorobenceno; e) trimetilamina

2013

7. a) Si un átomo tiene 18 electrones y 20 neutrones. ¿Cuál será su número atómico y su número másico?.
Escribe su configuración electrónica. y justifica de qué tipo de elemento se trata.

2012

8. b) Describe en qué consiste la fuerza intermolecular denominada puente de hidrógeno (o enlace de hidrógeno) y cita ejemplos de moléculas que lo presenten.

2011

9. a) Representa la estructura de Lewis de las moléculas N_2 , CO_2 y PCl_3 y especifica el número de pares de electrones solitarios que hay en cada una de ellas.

Números atómicos: N(7); C(6); O(8); P(15); Cl(17)

2010

10. a) ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tienen los siguientes isótopos del hidrógeno y del carbono: ?



PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR

OPCIÓN C QUÍMICA

2017

11. La configuración electrónica del Calcio (Ca) es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. Indica:

- a) Su número atómico. (0,5 puntos)
- b) El periodo y grupo en el que se encuentra. (0,5 puntos)
- c) Justifica cuál es su valencia iónica. (0,5 puntos)
- d) Justifica el tipo de enlace que forma con los no metales del grupo 17. (0,5 puntos)

2015

12. a) Escribe la configuración electrónica del cloro (Z = 17) y del calcio (Z = 20).

- b) Indica el grupo y el periodo de cada elemento.
- c) Explica cuál de los dos tendrá mayor energía de ionización.

13. Identifica el tipo de fuerzas intermoleculares de cada una de las especies que se nombran y explica las siguientes observaciones:

- a) A temperatura ambiente el flúor (F_2) y el cloro (Cl_2) son gases, el bromo (Br_2) es líquido i el yodo (I_2) es sólido.
- b) La temperatura de ebullición del agua (H_2O) es mayor que la de su homólogo el sulfuro de hidrógeno (H_2S)

2014

14. Completa la siguiente tabla:

	Z	A	Protones	Neutrones	Electrones
Li	3	7			
F		19	9		
Cl	17			20	
Ca				22	20

15. a) Clasifica las siguientes sustancias como sólido iónico, sólido covalente, sustancia molecular o metal: C (diamante), Fe (hierro), CaCl₂ (cloruro de calcio), SO₃ (trióxido de azufre) y NH₃ (amoníaco).
 b) Cita una propiedad representativa de cada tipo.

2013

16. Sabiendo que la configuración electrónica de un isótopo del elemento Flúor(F) es 1s² 2s²2p⁵ y que tiene un número másico A=19. Se desea saber:

- a) El número atómico del flúor.
 b) El número de protones, neutrones y electrones.
 c) La posición que ocupa el flúor en la tabla periódica.
 d) Cómo es la electronegatividad del Flúor. ¿por qué?

17. Considerando las moléculas F₂, HF y CH₄

- a) Dibuja las estructuras de Lewis de las moléculas.
 b) Justifica si las moléculas anteriores presentan enlaces covalentes polares y cómo es la polaridad de cada molécula.

Datos: Los números atómicos de los elementos H, C y F, son 1, 6 y 9 respectivamente.

2012

18. De entre las sustancias siguientes: 1) carbono (diamante); 2) dióxido de carbono; 3) cloruro de sodio; 4) agua; 5) cobre

Se pide escoger la sustancia más representativa de: (Justifica tu respuesta)

- a) Una sustancia que tiene enlaces de hidrógeno.
 b) Una sustancia sólida de alta conductividad eléctrica tanto en estado sólido como líquido.
 c) Un sólido covalente de muy alto punto de fusión.
 d) Una sustancia ligada por fuerzas de Van der Waals, que sublima a 78°C bajo cero.
 e) Una sustancia que no conduce en estado sólido que se transforma en conductora al fundir.

2011

19. Completa la siguiente tabla:

Completa la siguiente tabla:

Nombre	Símbolo	Z	A	protones	neutrones	configuración electrónica
	Mg			12	12	
Litio		3	7			1s ² 2s ¹
Argón		18			22	

20. Justifica qué tipo de atracción o enlace químico ha de romperse para:

- a) fundir cloruro sódico
 b) fundir oro
 c) vaporizar agua
 d) vaporizar diamante

2010

21. Dados los elementos Cl y Na de números atómicos 17 y 11 respectivamente. Se pide:

Escribe la configuración electrónica para cada uno de ellos.

A la vista de la configuración externa justifica qué tipo de enlace formarán al unirse y porqué.

UNIDAD 8. REVISIÓN Y PROFUNDIZACIÓN DE LA TEORÍA ATÓMICOMOLECULAR

La clasificación de las sustancias: elementos, compuestos y mezclas

Leyes ponderales de la química. Teoría atómica de Dalton y justificación de las leyes ponderales

Las leyes volumétricas de Gay-Lussac y las hipótesis de Avogadro. El concepto de mol. Masas atómicas y moleculares

Composición centesimal. Fórmulas empíricas y moleculares

Magnitudes que rigen el comportamiento de los gases. Ecuación de los gases ideales

Algunas formas de expresar la concentración de las disoluciones.

Molaridad y tanto por cien en masa.

8.1. La clasificación de las sustancias: elementos, compuestos y mezclas

8.2. Leyes ponderales de la química. Teoría atómica de Dalton y justificación de las leyes ponderales

8.2.1. Ley de Lavoisier o de conservación de la masa

8.2.2. Ley de Proust o de las proporciones definidas

8.2.3. Ley de las proporciones múltiples (o de Dalton).

8.2.4. Ley de las proporciones recíprocas (o de Richter).

8.4. Ley de los volúmenes de combinación (o de Gay-Lussac).

8.5. Hipótesis de Avogadro

8.6. Masa atómica y molecular

8.7. Concepto de mol

8.8. Disoluciones

8.8.1. Concepto

8.8.2. Tipos de disoluciones

8.8.3. Concentración de una disolución

8.8.4. Formas de expresar la concentración de una disolución

8.9. Ecuación de los gases ideales

8.10. Ley de Dalton

8.11. Composición centesimal. Fórmulas empíricas y moleculares

RESUMEN-CHULETA

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA. Opciones B y C

8.1. La clasificación de las sustancias: elementos, compuestos y mezclas

ELEMENTO: Sustancia que está constituida por una sola clase de átomos (o sustancia que no puede descomponerse en otras sustancias más sencillas por medio de una reacción química).

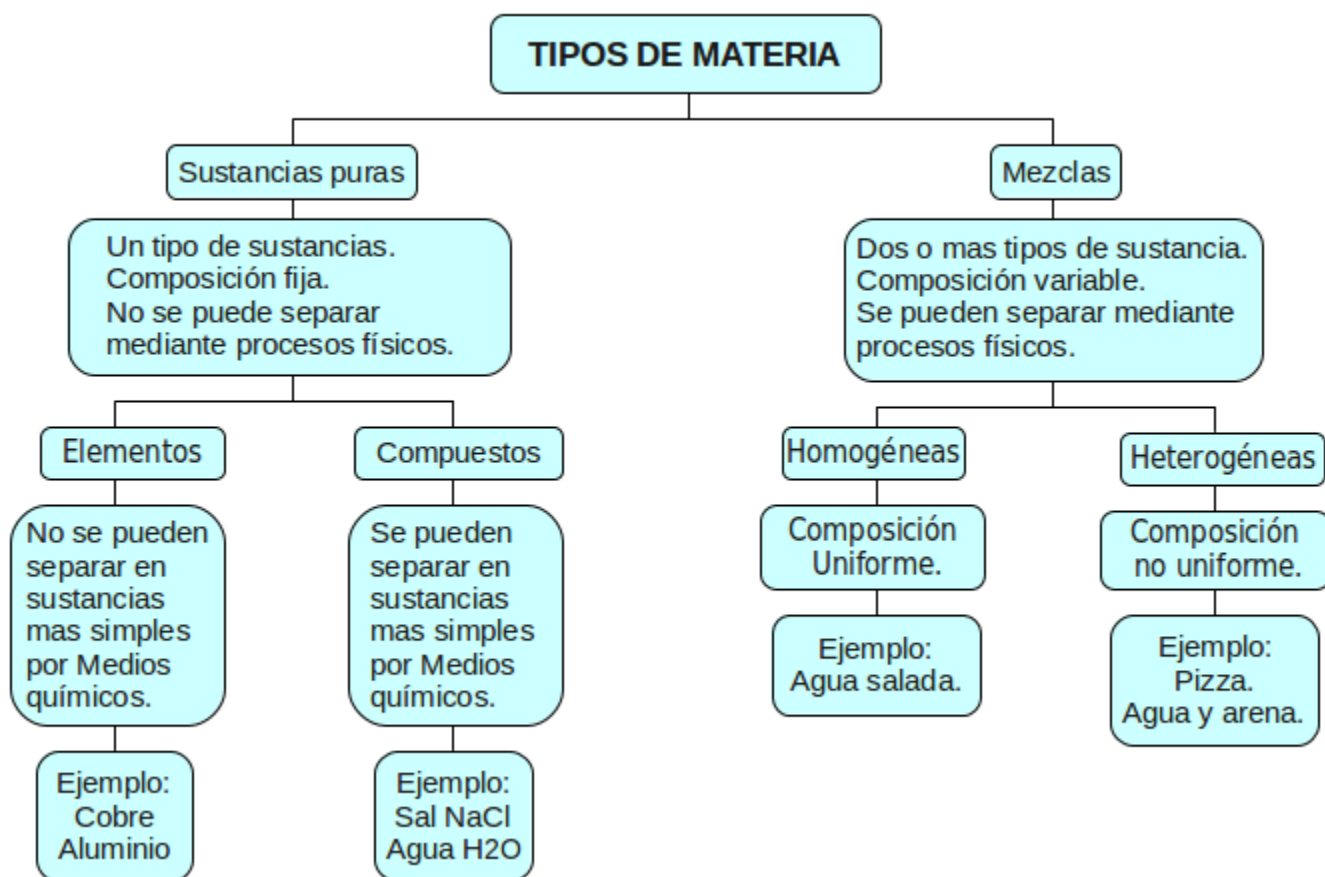
COMPUESTO: Sustancia formada por átomos de dos o más elementos químicos unidos químicamente en proporciones definidas.

SUSTANCIA: Forma de materia que tiene una composición constante o definida y unas propiedades distintivas.

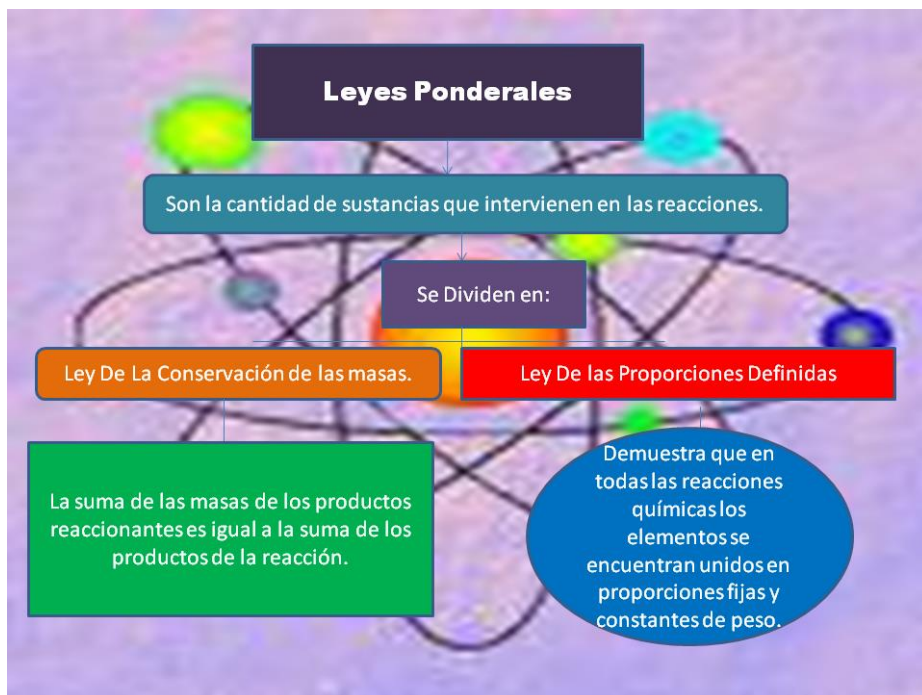
MEZCLA: Combinación de dos o más sustancias en la cual las sustancias conservan sus propiedades características.

MEZCLA HOMOGÉNEA: La composición de la mezcla es la misma en toda la disolución (material) y existe uniformidad de propiedades en toda la mezcla.

MEZCLA HETEROGÉNEA: La composición de la mezcla y las propiedades de la misma no son uniformes



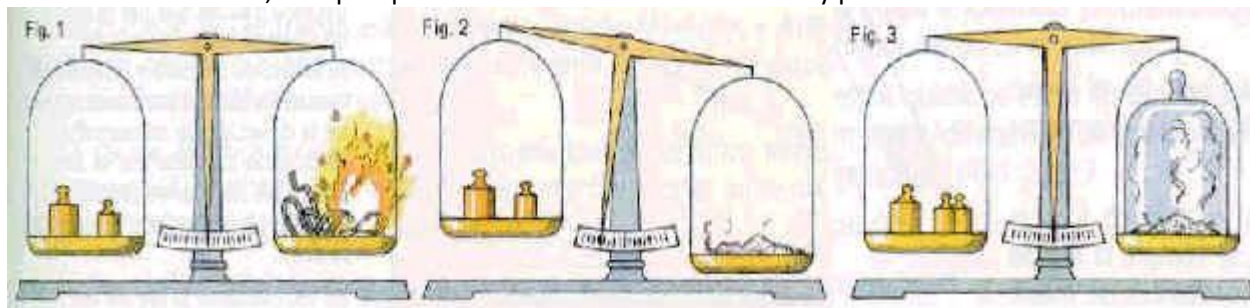
8.2. Leyes ponderales de la química. Teoría atómica de Dalton y justificación de las leyes ponderales



8.2.1. Ley de Lavoisier o de conservación de la masa

En toda reacción química la masa de los reactivos que intervienen es igual a la masa de los productos que aparecen; lo que quiere decir que en un sistema cerrado sin intercambio con el exterior, la masa contenida en él permanece constante aunque se produzcan reacciones químicas en su interior.

Esta ley se considera enunciada por LAVOISIER, pues si bien era utilizada como hipótesis de trabajo por los químicos anteriores a él se debe a LAVOISIER su confirmación y generalización. Un ensayo riguroso de esta ley fue realizado por LANDOLT en 1893-1908, no encontrándose diferencia alguna en el peso del sistema antes y después de verificarse la reacción, siempre que se controlen todos los reactivos y productos.



8.2.2. Ley de Proust o de las proporciones definidas

Toda sustancia está formada por elementos que están presentes siempre en la misma proporción; lo que viene a decir que en una reacción química, la proporción en masa entre las distintas sustancias que aparecen en la reacción será siempre la misma, ya que la masa de los átomos no puede cambiar, y el número de átomos presentes tampoco.

Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación en peso constante independientemente del proceso seguido para formarlo.

Esta ley también se puede enunciar desde otro punto de vista

Para cualquier muestra pura de un determinado compuesto los elementos que lo conforman mantienen una proporción fija en peso, es decir, una proporción ponderal constante.

Así, por ejemplo, en el agua los gramos de hidrógeno y los gramos de oxígeno están siempre en la proporción 1/8, independientemente del origen del agua.

Estos delicados análisis fueron realizados sobre todo por el químico sueco BERZELIUS (1779 - 1848). No obstante, será el francés PROUST, en 1801, quien generalice el resultado enunciando la ley a la que da nombre.

La ley de las proporciones definidas no fue inmediatamente aceptada al ser combatida por BERTHOLLET, el cual, al establecer que algunas reacciones químicas son limitadas, defendió la idea de que la composición de los compuestos era variable. Después, de numerosos experimentos pudo reconocerse en 1807 la exactitud de la ley de Proust. No

obstante, ciertos compuestos sólidos muestran una ligera variación en su composición, por lo que reciben el nombre de «berthóllidos». Los compuestos de composición fija y definida reciben el nombre de «daltónidos» en honor de DALTON.

8.2.3. Ley de las proporciones múltiples (o de Dalton).

Las cantidades de un mismo elemento que se unen con una cantidad fija de otro elemento para formar en cada caso un compuesto distinto están en la relación de números enteros sencillos.

La ley de Proust no impide que dos o más elementos se unan en varias proporciones para formar *varios* compuestos. Así, por ejemplo, el oxígeno y el cobre se unen en dos proporciones y forman dos óxidos de cobre que contienen 79,90 % y 88,83 % de cobre. Si calculamos la cantidad de cobre combinado con un mismo peso de oxígeno, tal como 1g, se obtiene en cada caso:

$$\frac{79,90 \text{ g de cobre}}{20,10 \text{ g de oxígeno}} = 3,975 \approx 4 \qquad \frac{88,83 \text{ g de cobre}}{11,17 \text{ g de oxígeno}} = 7,953 \approx 8$$

Las dos cantidades de cobre son, muy aproximadamente, una doble de la otra y, por tanto, los pesos de cobre que se unen con un mismo peso de oxígeno para formar los dos óxidos están en la relación de 1 es a 2.

El enunciado de la *ley de las proporciones múltiples* se debe a DALTON, en 1803 como resultado de su teoría atómica y es establecida y comprobada definitivamente para un gran número de compuestos por BERZELIUS en sus meticulosos estudios de análisis de los mismos.

8.2.4. Ley de las proporciones recíprocas (o de Richter).

Los pesos de diferentes elementos que se combinan con un mismo peso de un elemento dado, dan la relación de pesos de estos Elementos cuando se combinan entre sí o bien múltiplos o submúltiplos de estos pesos.

Así, por ejemplo, con 1g de oxígeno se unen: 0,1260 g de hidrógeno, para formar agua; 4,4321 g de cloro, para formar anhídrido hipocloroso; 0,3753 g de carbono para formar gas carbónico, 1,0021 g de azufre, para formar gas sulfuroso, y 2,5050 g de calcio, para formar óxido cálcico. Pero los elementos hidrógeno, cloro, carbono, azufre y calcio pueden a su vez combinarse mutuamente y cuando lo hacen se encuentra, *sorprendentemente*, que estas cantidades, *multiplicadas en algún caso por números enteros sencillos*, son las que se unen entre sí para formar los correspondientes compuestos

Esta ley llamada también de las proporciones equivalentes fue esbozada por RICHTER en 1792 y completada varios años más tarde por WENZEL.

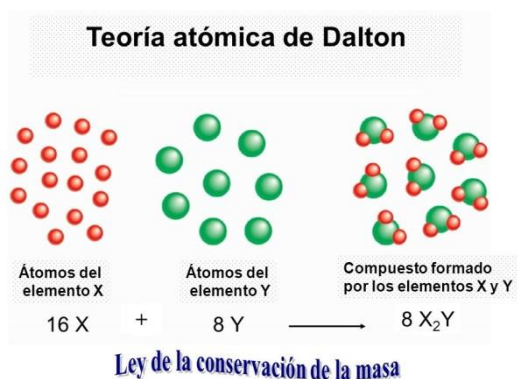
La ley de las proporciones recíprocas conduce a fijar a cada elemento un peso relativo de combinación, que es el peso del mismo que se une con un peso determinado del elemento que se toma como tipo de referencia.

Al ser el oxígeno el elemento que se combina con casi todos los demás se tomó inicialmente como tipo 100 partes en peso de oxígeno; la cantidad en peso de cada elemento que se combinaba con estas 100 partes en peso de oxígeno era su peso de combinación. El menor peso de combinación que así se encontraba era el del hidrógeno, por lo que fue natural tomar como base relativa de los pesos de combinación de los elementos el valor 1 para el hidrógeno; en esta escala el oxígeno tiene el valor 7,9365 (según las investigaciones últimamente realizadas) y otros elementos tienen también valores algo inferiores a números enteros. Pero puesto que el hidrógeno se combina con muy pocos elementos y el peso de combinación de éstos tenía que encontrarse en general a partir de su combinación con el

oxígeno, se decidió finalmente tomar nuevamente el oxígeno como base de los pesos de combinación redondeando su peso tipo a 8,000; el del hidrógeno resulta ser igual a 1,008 y el de varios elementos son ahora números aproximadamente enteros.

Estos pesos de combinación se conocen hoy como **pesos equivalentes**. *El peso equivalente de un elemento (o compuesto) es la cantidad del mismo que se combina o reemplaza -equivalente químicamente- a 8,000 partes de oxígeno o 1,008 partes de hidrógeno. Se denomina también equivalente químico.*

Debido a la ley de las proporciones múltiples algunos elementos tienen varios equivalentes.



2.1

8.3. Teoría atómica de Dalton

En 1808, John Dalton publicó su teoría atómica, que retomaba las antiguas ideas de Leucipo y Demócrito pero basándose en una serie de experiencias científicas de laboratorio.

La **teoría atómica de Dalton** se basa en los siguientes enunciados:

- La materia está formada por átomos, que son partículas indivisibles e indestructibles.
- Todos los átomos de un mismo elemento químico son iguales en masa y propiedades y diferentes de los átomos de cualquier otro elemento.
- Los compuestos se forman por combinaciones de átomos de diferentes elementos.

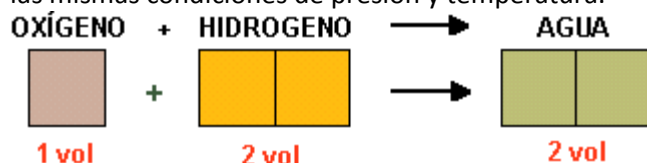
8.4. Ley de los volúmenes de combinación (O de Gay-Lussac).

Muchos de los elementos y compuestos son gaseosos, y puesto que es más sencillo medir un volumen que un peso de gas era natural se estudiaran las relaciones de volumen en que los gases se combinan.

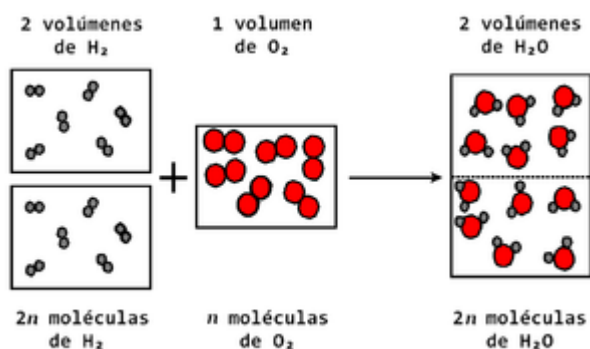
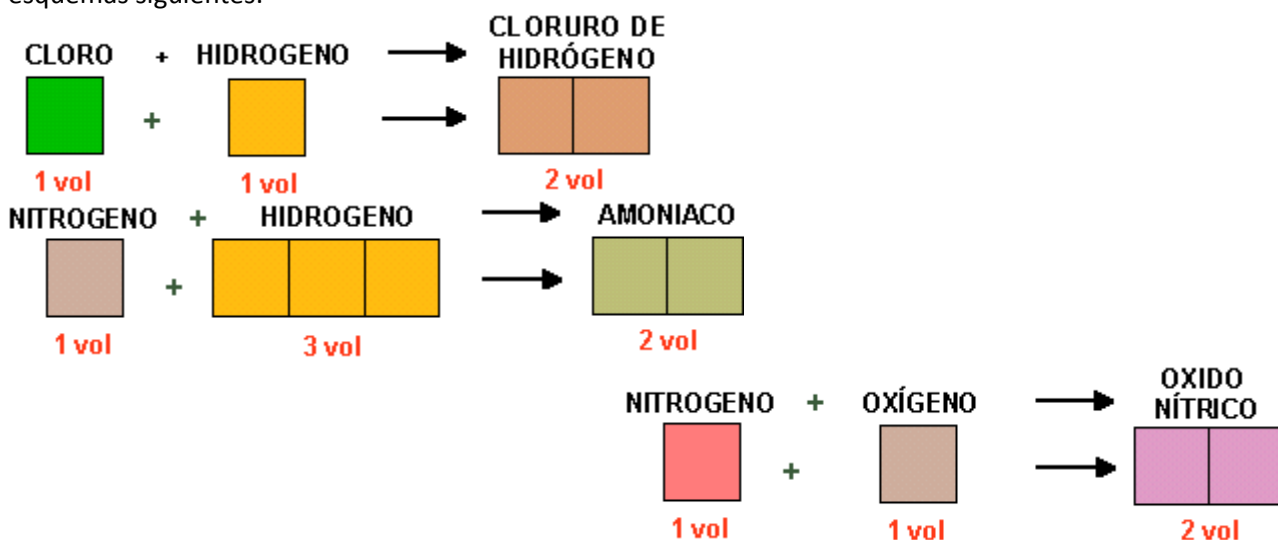
En cualquier reacción química los volúmenes de todas las sustancias gaseosas que intervienen en la misma, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, están en una relación de números enteros sencillos.



GAY-LUSSAC formuló en 1808 la *ley de los volúmenes de combinación* que lleva su nombre. Al obtener vapor de agua a partir de los elementos (sustancias elementales) se había encontrado que un volumen de oxígeno se une con dos volúmenes de hidrógeno formándose dos volúmenes de vapor de agua; todos los volúmenes gaseosos medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.



Esta relación sencilla entre los volúmenes de estos cuerpos gaseosos reaccionantes no era un caso fortuito pues GAY-LUSSAC mostró que se cumplía en todas las reacciones en que intervienen gases tal como muestran los esquemas siguientes:



GAY-LUSSAC observó que el volumen de la combinación gaseosa resultante era inferior o a lo más igual a la suma de los volúmenes de las sustancias gaseosas que se combinan.

La ley *no* se aplica a la relación entre los volúmenes de los cuerpos sólidos y líquidos reaccionantes tal como el volumen de azufre que se une con el oxígeno para formar óxido sulfuroso.

8.5. Hipótesis de Avogadro

Los gases ideales cumplen la **hipótesis de Avogadro** que establece que "una **cantidad de cualquier tipo de gas**, en un **mismo volumen**, a la **misma temperatura y la misma presión**, contiene el **mismo número de moléculas**, independientemente del tipo de gas que sea".

En **condiciones normales** (0°C y 1 atm), 1 mol de gas ideal (que contiene N_A moléculas), ocupa 22,4 litros, independientemente del tipo de gas que haya dentro del recipiente.

El volumen de un gas ideal en unas determinadas condiciones de presión y temperatura, se calcula a través de la ecuación general de los gases ideales que veremos después.

8.6. Masa atómica y molecular

Debido a las dimensiones tan reducidas de los átomos y de las moléculas, y a que las masas de ambos son del orden de 10^{-27} Kg, inapreciables por las más modernas y precisas balanzas analíticas, para poder trabajar con comodidad, se ha definido la unidad de masa atómica (uma) como la doceava parte de la masa del isótopo de carbono 12, al cual se le asigna la masa de 12 umas. Esta escala de masas atómicas, inicialmente daba el valor 1 a la masa del átomo más ligero que existe, el Hidrógeno. Es una escala de masas relativas. Las masas atómicas se representan con el símbolo Ar.

La masa molecular se obtiene teniendo en cuenta la masa atómica de cada elemento que integra el compuesto y el número de átomos que interviene. Las masas moleculares se representan con el símbolo M.

Masa del $NH_3 = 1 \cdot 14 + 3 \cdot 1 = 17$ umas. $M(NH_3) = 17$ uma

8.7. Concepto de mol

Es un concepto fundamental de la Química, y nos permite pasar de la química macroscópica, a la química atómica y molecular (submicroscópica).

Número de Avogadro (N_A): es el número de átomos contenidos en 12 g del isótopo de Carbono 12 y tiene un valor $N_A = 6,022 \times 10^{23}$

Mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc.) como átomos hay en 12 g del isótopo de Carbono 12. Por tanto, un mol de átomos contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos; un mol de moléculas contiene $6,022 \times 10^{23}$ moléculas; y un mol de iones contiene $6,022 \times 10^{23}$ iones, etcétera.

La masa de un mol expresada en gramos se define como masa molar (M). La masa molar coincide con el valor de la masa molecular, aunque la primera se expresa en gramos mientras que la segunda se expresa en umas. Así, un mol de amoníaco pesa 17 gramos, mientras que una molécula de amoníaco pesa 17 umas. En un mol de amoníaco, por otra parte, existen $6,022 \times 10^{23}$ moléculas.

Sobre el MOL

La materia está constituida por partículas: átomos o iones, que podemos encontrar formando sustancias elementales o compuestos, por ejemplo, moléculas. El tamaño de los átomos o iones y de las moléculas es muy pequeño, lo que implica que cada vez que manejemos porciones de materia, gramos de cualquier sustancia, tenemos millones de estas unidades fundamentales en nuestras manos. Desde un punto de vista químico nos resultará muy conveniente manejar las cantidades de sustancias conociendo el número de estas unidades estructurales que las forman, es decir, nos interesa saber cuántos átomos, cuantos iones, cuantas moléculas, ... hay en nuestro sistema de trabajo. Una forma muy cómoda de manejar estas cantidades es darle un nombre a un número concreto, y elevado, de ellas, por ejemplo: a cada $6,022 \times 10^{23}$ las vamos a llamar mol: un mol de átomos, un mol de moléculas, un mol de iones... ¿Y por qué cogemos estos grupos de $6,022 \times 10^{23}$ elementos? Porque, como veremos, este número tiene un significado químico muy especial: la masa de un grupo de $6,022 \times 10^{23}$ átomos o moléculas es numéricamente igual a la masa de uno de esos átomos o de una de esas moléculas (uma), pero en unidades de gramos. Es decir: el mol nos proporciona el factor de conversión entre unidades de masa atómica y gramos.

El mol es una forma muy útil, desde el punto de vista químico, de contar las entidades constituyentes de la materia.

El concepto de mol lleva implícito dos aspectos fundamentales:

- en primer lugar, y el más importante, se trata de un factor de conversión entre unidades de masa en

gramos (g) y unidades de masa atómica (uma).

• por otro lado, cuando hablamos de un mol estamos hablando de un número de unidades, es decir, podemos hablar de un mol de átomos, un mol de iones, un mol de electrones, un mol de moléculas, etc. 1 mol de átomos de un elemento concreto contiene exactamente un número de átomos igual al Número de Avogadro ($N_A = 6,022 \times 10^{23}$).



Mol:

Definición oficial: Número de átomos que hay exactamente en 12 gramos de carbono-12. En general, es la unidad para la medida de cantidad de sustancia seleccionada por el Sistema Internacional (SI). El número de unidades que representa es el Número de Avogadro (6.022×10^{23}).

Número Avogadro (NA):

Número de unidades que hay en un mol.

$6.02214179 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ Nos aporta el factor de conversión entre cantidad de sustancia y cantidad de masa.

Cantidad de sustancia

Número de partículas, de entidades químicas, que encontramos en una determinada cantidad de muestra.

Cantidad de masa

Cantidad de materia contenida en una determinada cantidad de muestra.

Conocemos la cantidad de sustancia de una muestra mediante la medida de la cantidad de masa de esa muestra: contamos átomos, iones, moléculas ..., mediante su peso

Estos dos aspectos mencionados, implícitos en el concepto de mol, son ambos la consecuencia de conocer cuanto pesa un átomo, o visto de otra forma, cuantas partículas atómicas podemos encontrar en una masa concreta de una muestra. Si pesamos $6,022 \times 10^{23}$ átomos de carbono-12, estos nos pesarán justamente 12 gramos. Si pesamos $6,022 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno-1, pesarán 1 gramo. Si pesamos $6,022 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno-16, pesarán 16 gramos. Es decir, podemos de forma general decir que $6,022 \times 10^{23}$ átomos de cualquier elemento pesan una cantidad en gramos igual en magnitud a la masa atómica de ese elemento. De esta forma, se ha elegido este número, N_A , por su importante significado químico: podemos manejar cantidad de partículas (cantidad de sustancia) de una muestra de forma que no tengamos que utilizar cifras tan astronómicas, y que, sobre todo, nos permita conocer el número de estas entidades que existen en una muestra, simplemente pesando, en una balanza, una determinada cantidad de masa.

Ejemplos resueltos:

1 mol de átomos de C-12 contiene $6,02 \times 10^{23}$ de átomos de C-12

1 mol de moléculas de H₂O contiene $6,02 \times 10^{23}$ de moléculas H₂O

2 mol de iones Cl⁻ contiene $2 \cdot (6,02 \times 10^{23})$ de iones cloruro

¿ Cuántos átomos de Nitrógeno hay en 0,35 moles de moléculas de urea, (NH₂)₂CO?

Como 1 mol de (NH₂)₂CO ----- 6,02x10²³ moléculas de urea (NH₂)₂CO

0,35 moles de (NH₂)₂CO -----x

$$x = 2,1 \times 10^{23} \text{ moléculas de urea (NH}_2\text{)}_2\text{CO}$$

1 molécula de urea (NH₂)₂CO -----tiene 2 átomos de N

2,1x10²³ moléculas de urea (NH₂)₂CO.-----x

$$x = 4,2 \times 10^{23} \text{ átomos de N}$$

Si queremos hallar el número de moles (n) de un elemento o compuesto del que tenemos su masa es preferible aplicar directamente la fórmula:

Para elementos: $n = m / A_r$

Para compuestos: $n = m / M$

Donde m es la masa en gramos

Ejemplos:

Solución

a) Como en un mol de dióxido de carbono hay el número de Avogadro de moléculas de dióxido de carbono, en 0'5 moles habrá:

$$\frac{1 \text{ mol CO}_2}{6023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2} = \frac{0'5 \text{ moles}}{x}$$

$$x = 3'011 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2$$

b) La masa de dióxido de carbono, será:

$$M_m(\text{CO}_2) = 44 \text{ g}$$

En 0'5 moles de CO₂, calcule:

a) El número de moléculas de CO₂

b) La masa de CO₂.

c) El número total de átomos.

Datos. Masas atómicas: C = 12; O = 16.

$$\frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} = \frac{0'5 \text{ moles}}{x}; x = 22 \text{ g de CO}_2$$

c) Como en cada molécula hay tres átomos (uno de carbono y dos de oxígeno), el número total de átomos será:

$$\frac{1 \text{ mol CO}_2}{3 \times 6023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = \frac{0'5 \text{ moles}}{x}$$

$$x = 9'034 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

Solución

a) Como en un mol de dióxido de carbono hay el número de Avogadro de moléculas de dióxido de carbono, en 0'5 moles habrá:

$$\frac{1 \text{ mol CO}_2}{6023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2} = \frac{0'5 \text{ moles}}{x}$$

$$x = 3'011 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2$$

b) La masa de dióxido de carbono, será:

$$M_m(\text{CO}_2) = 44 \text{ g}$$

En 0'5 moles de CO₂, calcule:

a) El número de moléculas de CO₂

b) La masa de CO₂.

c) El número total de átomos.

Datos. Masas atómicas: C = 12; O = 16.

$$\frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} = \frac{0'5 \text{ moles}}{x}; x = 22 \text{ g de CO}_2$$

c) Como en cada molécula hay tres átomos (uno de carbono y dos de oxígeno), el número total de átomos será:

$$\frac{1 \text{ mol CO}_2}{3 \times 6023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = \frac{0'5 \text{ moles}}{x}$$

$$x = 9'034 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

b) ¿Cuántos átomos de aluminio hay en 0'5 g de este elemento?

c) ¿Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 0'5 g de tetracloruro de carbono?

Datos. Masas atómicas: C = 12; Na = 23; Al = 27; Cl = 35'5.

Solución

a) Aplicamos el concepto de mol:

$$1 \text{ mol Na} = 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na} = 23 \text{ g}$$

Por tanto:

$$1 \text{ át. Na} = \frac{23 \text{ g}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ át.}} = 3'81 \cdot 10^{-23} \text{ g/át. Na}$$

b) El número de átomos de aluminio puede calcularse de la siguiente expresión:

$$M_m(\text{Al}) = 27 \text{ g}$$

$$\frac{27 \text{ g Al}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ át. Al}} = \frac{0'5 \text{ g Al}}{x}; x = 1'11 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Al}$$

c) Aplicamos el concepto de mol:

$$M_m(\text{Cl}_4\text{C}) = 154 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol Cl}_4\text{C} = 6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas Cl}_4\text{C} = 154 \text{ g}$$

Por tanto:

$$\frac{154 \text{ g Cl}_4\text{C}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas Cl}_4\text{C}} = \frac{0'5 \text{ g}}{x}; x = 1'96 \cdot 10^{21} \text{ moléculas Cl}_4\text{C}$$

8.8. Disoluciones

8.8.1. Concepto

Una disolución es una mezcla homogénea (los componentes no se pueden distinguir a simple vista) de dos a más sustancias.

En las disoluciones hay que distinguir el **soluto**, el **disolvente** y la propia **disolución**

- **Soluto**, es la sustancia que se disuelve.
- **Disolvente**, es la sustancia en la que se disuelve el soluto.
- **Disolución**, es el conjunto formado por el soluto y el disolvente

En aquellos casos en los que pueda existir duda sobre quién es el soluto y quién el disolvente se considera disolvente al componente que está en mayor proporción y soluto al que se encuentra en menor proporción.

8.8.2. Tipos de disoluciones

Hay muchos tipos de disoluciones. Se mencionan a continuación las más importantes:

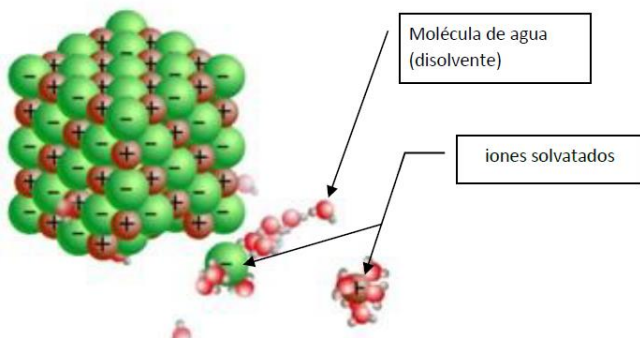
Disoluciones sólido - líquido.

Ejemplos: azúcar y agua. El soluto es el sólido y el disolvente el líquido.

alcohol y agua. Si preparamos una disolución mezclando 250 cm³ de alcohol y 500 cm³ de agua, el soluto será el alcohol y el disolvente el agua.

Disoluciones líquido- gas. Ejemplo: oxígeno y agua. El soluto es el gas, el disolvente el líquido.

Disoluciones gas – gas. Ejemplo: el aire. Se considera soluto el oxígeno (21%) y disolvente el nitrógeno (79%) (se considera que el aire está formado sólo por oxígeno y nitrógeno).



La disolución de un sólido es un proceso bastante complejo que implica la rotura de los enlaces existentes entre los iones del sólido que abandonan el cristal y se rodean de moléculas del disolvente (**solvatación**).

La solvatación de los iones es un proceso exotérmico, gracias al cual la disolución del sólido es un proceso espontáneo.

¿Cuánto soluto se puede disolver en una cantidad dada de disolvente?

Podemos contestar que una cantidad máxima. Si vamos añadiendo soluto (p.e. azúcar) poco a poco, observamos que al principio se disuelve sin dificultad, pero si seguimos añadiendo llega un momento en que el disolvente no es capaz de disolver más soluto y éste permanece en estado sólido, “posado” en el fondo del recipiente. La cantidad máxima de soluto que se puede disolver recibe el nombre de solubilidad y depende de varios factores:

- De quién sea el soluto y el disolvente. Hay sustancia que se disuelven mejor en unos disolventes que en

otros.

- De la temperatura. Normalmente la solubilidad de una sustancia aumenta con la temperatura.

8.8.3. Concentración de una disolución

Como las disoluciones se pueden preparar mezclando cantidades variables de soluto y disolvente, se hace necesario establecer una forma para poder indicar estas cantidades, lo que se conoce con el nombre de **concentración de la disolución**.

Una manera (muy poco precisa) de indicar la concentración de una disolución es con las palabras: diluida, concentrada y saturada.

- **Disolución diluida:** aquella que contiene una cantidad pequeña de soluto disuelto.
- **Disolución concentrada:** si tiene una cantidad considerable de soluto disuelto.
- **Disolución saturada:** la que no admite más soluto (ver más arriba)

8.8.4. Formas de expresar la concentración de una disolución

Es fácil de entender que expresar la concentración de una disolución usando los términos diluida, concentrada o saturada es muy impreciso, por eso se hace necesario dar un valor numérico, lo que se conoce con el nombre de *concentración de la disolución*.

Una forma muy usada para expresar la concentración de una disoluciones son los g/L :

$$\text{Concentración en g/L} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{litro de disolución}}$$

Observar que en la definición se dice **litro de disolución** (conjunto de disolvente y soluto) no de disolvente.

EJEMPLOS

Ejemplo 1

Indica los pasos a seguir para preparar 150 cm³ de disolución de sal común de concentración 15 g/L.

Solución:

Según la definición de concentración en gramos litro dada más arriba, la disolución a preparar contendrá 15 g de sal común en 1 litro de disolución.

Calculo la cantidad de sal que contendrán los 150 cm³ de disolución:

$$150 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \frac{15 \text{ g sal}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} = 2,25 \text{ g de sal}$$

Para preparar la disolución se han de seguir los siguientes pasos:

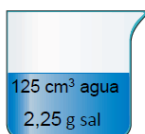
Se pesan en la balanza 2,25 g de sal.

En un vaso se echa una cantidad de agua inferior a 150 cm³. Por ejemplo, 125 cm³. Se disuelve la sal en el agua. Al final del proceso se puede observar que el volumen ya no es 125 cm³ sino algo más, debido a la presencia del soluto disuelto.

Se completa con agua hasta los 150 cm³.

2,25 g sal

1. Pesar el soluto



2. Disolver en un volumen de disolvente menor que el de la disolución que hay que preparar.



150cm³ disolución

3. Completar con más disolvente hasta el volumen de disolución pedido.

Ejemplo 2

Disponemos de 500 cm³ de una disolución de azúcar en agua cuya concentración es de 20 g/l. Si queremos tener 7 g de azúcar ¿qué volumen de disolución deberemos tomar?

Solución:

Aprovechamos el dato de concentración para calcular la cantidad de soluto solicitada:

$$7 \text{ g azúcar} \frac{1 \text{ litro disolución}}{20 \text{ g azúcar}} = 0,35 \text{ l disolución} = 350 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

Ejemplo 3

Preparamos una disolución de bicarbonato en agua, tal que su concentración sea de 25 g/l. Si tomamos 125 cm³ de esta disolución ¿qué cantidad de bicarbonato estaremos tomando?

$$125 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \frac{25 \text{ g bicarbonato}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} = 3,13 \text{ g bicarbonato}$$

Otra forma de expresar la concentración, quizás la más característica, es la molaridad.

Se define molaridad (M) como moles de soluto por litro de disolución.

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litro de disolución}}$$

Ejemplo 4

Se desean preparar 250 cm³ de una disolución de cloruro potásico en agua, cuya concentración sea 0,30 M. Realizar los cálculos necesarios e indicar cómo se procedería.

Solución:

Una disolución 0,30 M es la que contiene 0,30 moles de soluto por litro de disolución. Calculamos por tanto la cantidad de soluto necesario:

$$250 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \frac{0,30 \text{ moles KCl}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ disol.}} \frac{74,6 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 5,6 \text{ g KCl}$$

Disolveríamos 5,6 g de KCl en 200 cm³ de agua. Una vez disuelto lo transvasamos a un matraz aforado de 250 cm³ y completamos, enrasando con cuidado, hasta 250 cm³.

Ejemplo 5

Para cierta reacción química necesitamos tomar 5,4 g de sulfato de cobre (II) y se dispone de una disolución de dicha sal de concentración 1,50 M. Calcular el volumen de disolución que sería necesario tomar.

Solución:

$$5,4 \text{ g CuSO}_4 \frac{1 \text{ moles CuSO}_4}{159,6 \text{ g CuSO}_4} \frac{1000}{1,50 \text{ mol CuSO}_4} = 22,6 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

Factor que convierte gramos en moles.

Factor que convierte moles de soluto en cm³ de disolución.

Una alternativa a este método de realizarlo mediante factores de conversión es aplicar la expresión:

Molaridad (M) = n / V donde "n" es el número de moles y "V" el volumen total de toda la disolución en litros.

LO VEREMOS EN CLASE.

Aunque la molaridad sea la forma más común de expresar la concentración de una disolución en química, también se usa bastante el tanto por ciento en peso. Se define el tanto por ciento en peso como los gramos de soluto que hay por 100 g de disolución.

$$\text{Tanto por ciento en peso (\%)} = \frac{\text{g soluto}}{100 \text{ g disolución}}$$

Normalmente esta forma de expresar la concentración viene complementada por el dato de la densidad de la disolución que permite transformar gramos de disolución en cm³.

Ejemplo 6.

Se dispone de una disolución de ácido clorhídrico de concentración 35 % (d= 1,18 g/cm³).

Determinar el volumen de la misma que se debe tomar si se desea que contenga 10,5 g de HCl

Calcular su concentración en moles/L.

Solución:

$$10,5 \text{ g HCl} \cdot \frac{100 \text{ g disol.}}{35,0 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ disol.}}{1,18 \text{ g disol.}} = 25,4 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

El dato de densidad permite transformar gramos de disolución en cm³.

Factor que convierte gramos de soluto en gramos de disolución.

$$\frac{35,0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol.}} \cdot \frac{1,18 \text{ g disol.}}{1 \text{ cm}^3 \text{ disol.}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ disol.}}{1 \text{ L disol.}} = 11,32 \frac{\text{moles HCl}}{\text{L}} = 11,32 \text{ M}$$

El dato de densidad permite transformar gramos de disolución en cm³.

Factor que convierte gramos de soluto en moles.

Ejemplo 7

Se dispone de ácido nítrico del 70% (d = 1,41 g/cm³) y se desea preparar 250 cm³ de una disolución 2,5 M. Indicar cómo se procedería.

Solución:

Primero calculamos la cantidad de soluto (HNO₃) necesario para preparar 250 cm³ de disolución de concentración 2,5 M

$$250 \text{ cm}^3 \text{ disol.} \cdot \frac{2,5 \text{ moles HNO}_3}{1000 \text{ cm}^3 \text{ disol.}} = 0,625 \text{ moles HNO}_3 \quad 0,625 \text{ moles HNO}_3 \cdot \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 39,4 \text{ g HNO}_3$$

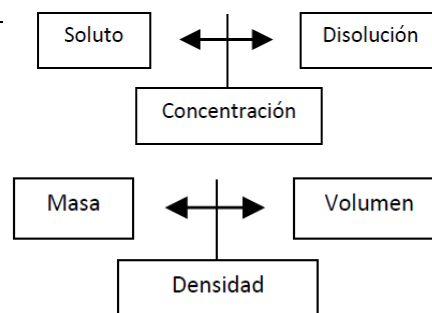
Calculamos ahora el volumen de ácido del 70% que contenga esa cantidad de HNO₃

$$39,4 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g ácido}}{70 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ ácido}}{1,41 \text{ g ácido}} = 39,9 \text{ cm}^3 \text{ ácido}$$

Para preparar la disolución deberemos medir 39,9 cm³ de ácido del 70 %, echar agua (unos 150 cm³) en un matraz aforado de 250 cm³ y verter el ácido sobre el agua. A continuación añadir más agua con cuidado hasta completar los 250 cm³.

A la hora de resolver problemas de disoluciones conviene tener en cuenta algunas cosas:

La mayor parte de los problemas se reducen a transformar *soluto* en *disolución* o a la inversa. La clave para hacerlo está en el *dato de concentración* que es el factor de conversión que permite realizar la transformación buscada:



La dificultad estriba, normalmente, en que las unidades del soluto o de la disolución no coinciden con las del dato de concentración y es necesario realizar una transformación previa para poder introducir el factor de conversión facilitado por el dato de concentración.

Siendo un dato fundamental en la resolución del problema planteado es imprescindible explicitar con claridad cuál es el significado del dato de concentración.

El dato de densidad de la disolución permite pasar de masa (g) de disolución a volumen (mL) de disolución.

Es conveniente tener claro la diferencia entre el dato de densidad (expresado normalmente en g/mL) y la concentración si está expresada en g/L o en g/mL

El dato de densidad se refiere siempre a la disolución y nos informa de cuál es la masa de la unidad de volumen. Si tenemos, por ejemplo, una disolución de ácido sulfúrico cuya densidad sea 1,80 g/mL, podemos asegurar que si medimos 1 mL de la misma su masa será 1,80 g. O bien, que 250 mL (por ejemplo) tendrán una masa de 450 g.

Ejemplo. 8

Se necesitan 1,30 moles de ácido nítrico (HNO₃). ¿Qué volumen de ácido del 36% y d = 1,22 g/mL deberemos tomar?

Solución:

El problema radica en pasar de soluto (HNO₃) a disolución (del 36%).

Analicemos el dato de concentración:

Ácido del 36% significa que de 100 g de disolución (que llamaremos "ácido") 36 g son de ácido nítrico puro (HNO₃) y

el resto (64 g) de agua. Es decir: $\frac{36 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g ácido}}$

Partamos del dato (1,30 moles de HNO₃). Si tratamos de convertirlo en disolución (ácido) usando el dato de concentración (ver arriba), vemos que no es posible, ya que en éste el soluto no está expresado en moles sino en gramos. En consecuencia hemos de introducir un factor de conversión previo que transforme moles en gramos:

$$1,30 \text{ moles HNO}_3 \cdot \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g ácido}}{36 \text{ g HNO}_3} = 227,5 \text{ g ácido}$$

Dato de partida Factor intermedio para transformar moles en gramos Dato de concentración

Para llegar a la solución buscada sólo nos resta transformar gramos de ácido en mL de ácido, para lo cual usamos el dato de densidad:

$$227,5 \text{ g ácido} \cdot \frac{1 \text{ ml ácido}}{1,22 \text{ g ácido}} = 186,5 \text{ ml}$$

Dato de densidad.

El problema puede resolverse en un sólo paso enlazando todos los factores según se muestra a continuación:

$$1,30 \text{ moles HNO}_3 \cdot \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g ácido}}{36 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ ml ácido}}{1,22 \text{ g ácido}} = 186,5 \text{ ml ácido}$$

A la hora de preparar una disolución el primer dato que deberemos de tener es la cantidad de soluto necesario. Si no nos lo dan, ese será el primer cálculo. Una vez obtenido estamos en el caso típico de pasar de soluto a disolución.

Ejemplo. 9

Se desea preparar 250 mL de una disolución 0,5 M a partir de otra 6,5 M. Indicar el procedimiento

Solución:

El primer paso será saber la cantidad de soluto necesario partiendo del dato dado en el enunciado, 250 mL de disolución (paso de disolución a soluto):

$$250 \text{ ml disolución} \cdot \frac{0,5 \text{ moles soluto}}{1000 \text{ ml disol}} = 0,125 \text{ moles soluto}$$

Ahora transformamos moles de soluto en volumen de la segunda disolución (paso de soluto a disolución):

$$0,125 \frac{\text{moles soluto}}{\text{moles soluto}} \frac{1000 \text{ ml disol}}{6,5 \text{ moles soluto}} = 19,2 \text{ ml disolución}$$

Como en el ejemplo anterior el problema se puede resolver en un solo paso (dis1= disolución 0,5 M y dis2 = disolución 6,5 M)

$$250 \text{ ml dis1} \frac{0,5 \text{ moles soluto}}{1000 \text{ ml dis1}} \frac{1000 \text{ ml dis2}}{6,5 \text{ moles soluto}} = 19,2 \text{ ml dis2}$$

Procedimiento:

Medimos 19,2 mL de la disolución 6,5 M. Esos 19,2 mL contienen 0,125 moles de soluto.

Añadimos agua hasta completar 250 mL de disolución. La disolución obtenida contendrá, por tanto, 0,125 moles de soluto en 250 mL de disolución (será 0,5 M)

8.9. Ecuación de los gases ideales

Volumen molar

Un mol de cualquier gas, en condiciones normales de presión (1 atm) y temperatura (0 °C = 273 K) ocupa siempre un volumen de 22,4 litros y a este volumen se le llama volumen molar.

Ecuación de los gases ideales

P.V= n.R.T

Es la llamada *ecuación de estado para los gases perfectos o ideales*, ya que relaciona las cuatro variables que caracterizan el estado de un gas:

Presión (P). Medida en atmósferas (atm) (1 atm = 760 mm = 101.325 Pa)

Volumen (V). Medido en litros (L)

Número de moles (n)

Temperatura. Medida en kelvin (K) (K = 273+ C)

R es una constante, llamada constante de los gases perfectos, que vale: 0,082 atm.L/mol.K

Si queremos hallar el número de moles de un gas (del que no sabemos la masa, pero sí su volumen, presión y temperatura), despejamos n

$$n = (P.V) / (R.T)$$

Ejemplo 1

¿Cuál será el volumen ocupado por 0,50 moles de un gas medido a 20 °C y 760 mm de presión?

Solución:

$$P V = n R T$$

$$V = \frac{n R T}{P} = \frac{0,50 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K mol}} \cdot 293 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 12,01 \text{ L}$$

Ejemplo 2

Se recogen 1,25 moles de CO₂ en un recipiente de 20 L y a una temperatura de 25 °C. ¿Cuál será la presión ejercida por el gas?

Solución:

$$P V = n R T$$

$$P = \frac{n R T}{V} = \frac{1,25 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K mol}} \cdot 298 \text{ K}}{20 \text{ L}} = 1,53 \text{ atm}$$

La ecuación para los gases perfectos se puede escribir de otras formas equivalentes.

Por ejemplo, si tenemos a gramos de un gas cuya masa molar es M g/mol, podemos calcular los moles de gas haciendo: $n = \frac{a}{M}$

Por tanto, podemos escribir:

$$P V = \frac{a}{M} R T$$

Donde:

a = gramos de gas

M = masa molar del gas (g/mol)

Partiendo de la ecuación anterior:

$$P V = \frac{a}{M} R T$$

Operando, obtenemos:

$$P M = \frac{a}{V} R T = d R T$$

$$P M = d R T$$

Donde:

d = densidad del gas en g/L

$$P V = \frac{a}{M} R T; \quad a = \frac{M P V}{R T} = \frac{44,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1,052 \text{ atm} \cdot 1,5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 291 \text{ K}} = 2,91 \text{ g}$$

8.10. Ley de Dalton

En una mezcla gaseosa, cada uno de los gases presentes actúa de forma independiente. La presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales de sus componentes:

$$P_T = \sum P_i \quad P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

8.11. Composición centesimal. Fórmulas empíricas y moleculares

Ejemplo

Estamos analizando una muestra en cuya composición intervienen el carbono, el hidrógeno, el nitrógeno y el oxígeno. Descomponemos 100 gramos de esta sustancia y pesando por separado cada uno de los componentes vemos que hay un 49.48% de C; 5.19% de H; 28.85% de N y 16.48% de O ¿Podemos conocer la fórmula empírica de este compuesto? Si sabemos que su masa molar es $194.19 \text{ g mol}^{-1}$ ¿Cuál será su fórmula molecular?

Consideramos las masas atómicas como: H = 1.0079; C = 12.0107; N = 14.0067 y O = 15.9994

Solución:

Gramos de cada elemento en cada 100 gramos de muestra:

49.48 g de C

5.19 g H

28.85 g N

16.48 g O

Convertimos a moles de cada elemento esas cantidades de gramos:

Para el carbono:

$$49.48 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol at. C}}{12.0107 \text{ g de C}} = 4.12 \text{ moles at. C}$$

Para el hidrógeno:

$$5.19 \text{ g de H} \times \frac{1 \text{ mol at. H}}{1.0079 \text{ g de H}} = 5.15 \text{ moles at. H}$$

Para el nitrógeno:

$$28.85 \text{ g de N} \times \frac{1 \text{ mol at. N}}{14.0067 \text{ g de N}} = 2.06 \text{ moles at. N}$$

Para el oxígeno:

$$16.48 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol at. O}}{15.9994 \text{ g de O}} = 1.03 \text{ moles at. O}$$

Relación entre moles de cada elemento (dividimos todos por el número más

Relación entre moles de cada elemento (dividimos todos por el número más pequeño de moles):

$$\text{C: } 4.12 / 1.03 = 4$$

$$\text{H: } 5.15 / 1.03 = 5$$

$$\text{N: } 2.06 / 1.03 = 2$$

$$\text{O: } 1.03 / 1.03 = 1$$

Por tanto, la relación entre el número de moles de los distintos elementos que forman este compuesto, es decir, la fórmula empírica, será: $\text{C}_4\text{H}_5\text{N}_2\text{O}$

(en este caso todos han resultado ser número enteros, si no resulta así, multiplicaríamos todos por un factor de forma que consigamos la relación entre el número de moles en forma de números enteros y más sencillos posibles)

Podemos comprobar que la Masa Molecular M_r de este compuesto será:

$$4(12.0107) + 5(1.0079) + 2(14.0067) + 15.9994 = 97.0951$$

Sabiendo que la masa molar de este compuesto es $194.19 \text{ g mol}^{-1}$ (o lo que es lo mismo, la masa de una molécula de este compuesto es de 194.19 uma):

$$97,0951 \cdot n = 194,19, \text{ de donde } n = 2$$

Es decir, en cada molécula tendremos 2 veces esa fórmula empírica.

Por tanto, la fórmula molecular de este compuesto será:

$$(\text{C}_4\text{H}_5\text{N}_2\text{O}) \cdot 2 = \text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$$

RESUMEN-CHULETA

Masa atómica (A_r): Nos la dan siempre como dato

Masa molecular (M_r): La suma de las A_r en un compuesto. $M_r(\text{NH}_3) = 1 \times 14 + 3 \times 1 = 17$ umas.

Número de Avogadro: es el número de átomos contenidos en 12 g del isótopo de Carbono 12 y tiene un valor $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ Sirve para "contar".

UN MOL DE LO QUE SEA CONTIENE EL Nº DE AVOGADRO DE LO QUE SEA

UN MOL ES LA A_r (PARA ÁTOMOS) O LA M_r (PARA MOLÉCULAS) EXPRESADA EN GRAMOS

LUEGO LA A_r (PARA ÁTOMOS) O LA M_r (PARA MOLÉCULAS) EN GRAMOS CONTIENE EL Nº DE AVOGADRO DE ÁTOMOS O DE MOLÉCULAS

CUALQUIER DATO QUE NOS DEN SIEMPRE, SIEMPRE, SIEMPRE LO DEBEMOS PASAR A MOLES Y DE MOLES A LO QUE NOS PIDAN.

PARA HALLAR EL NÚMERO DE MOLÉCULAS SE MULTIPLICA EL Nº DE MOLES (n) POR EL Nº DE AVOGADRO. UNA VEZ HALLADO EL Nº DE MOLÉCULAS SI NOS PREGUNTAN EL Nº DE ÁTOMOS, SE MULTIPLICA EL Nº DE MOLÉCULAS POR EL Nº DE ÁTOMOS QUE TIENE LA MOLÉCULA.

Formas de hallar el número de moles (n)

Compuestos de los que nos dan masa (m) en gramos

Normalmente son sólidos que se pueden pesar, a veces también líquidos... o sea si conocemos su masa m

$n = m/M_r$ m (masa en g), M_r (masa molecular, la suma de las A_r)

Si necesitamos hallar la masa (m) a partir del número de moles (n): **$m = n \cdot M_r$**

Gases

Los gases no se suelen pesar por lo que normalmente no conocemos su masa, sin embargo solemos conocer la presión P , la temperatura T y el volumen V .

Sólo para gases: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ P = presión en atm, (1 atm = 760 mm Hg)

V = volumen de la vasija que contiene el gas o volumen del gas (en litros, L)

n = número de moles

R = constante de los gases, que nos darán, ($R = 0,082$ atm.L / mol.K)

T = temperatura en K ($K = ^\circ\text{C} + 273$)

$$n = P \cdot V / R \cdot T$$

De la fórmula general $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ se podría despejar el V , la P o la T , si es que nos las pidieran.

Disoluciones

Normalmente conoceremos la concentración expresada en molaridad (M)

Molaridad. **$M = n / V$**

V siempre en litros (L)

Luego **$n = M \cdot V$**

Caso especial y muy, muy, muy importante

En las disoluciones es necesario conocer la molaridad M , para despejar el número de moles; pero en muchas ocasiones, especialmente en los ácidos no nos dan la molaridad, sino la riqueza y la densidad de la disolución. Esto es lo normal y se repite en todos los problemas. A partir de esos datos debemos deducir el número de moles " n ".

Ejemplo 1

Se dispone de una disolución de ácido clorhídrico de concentración 35 % ($d = 1,18$ g/cm³).

Determinar el volumen de la misma que se debe tomar si se desea que contenga 10,5 g de HCl

Calcular su concentración en moles/L.

Solución:

/L.

$$10,5 \cancel{\text{ g HCl}} \frac{100 \cancel{\text{ g disol.}}}{35,0 \cancel{\text{ g HCl}}} \frac{1 \cancel{\text{ cm}^3 \text{ disol}}}{1,18 \cancel{\text{ g disol}}} = 25,4 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

El dato de densidad permite transformar gramos de disolución en

Factor que convierte gramos de soluto en gramos de disolución.

b)

$$\frac{35,0 \cancel{\text{ g HCl}}}{100 \cancel{\text{ g disol}}} \frac{1,18 \cancel{\text{ g disol}}}{1 \cancel{\text{ cm}^3 \text{ disol}}} \frac{1 \cancel{\text{ mol HCl}}}{36,5 \cancel{\text{ g HCl}}} \frac{1000 \cancel{\text{ cm}^3 \text{ disol}}}{1 \text{ L disol}} = 11,32 \frac{\text{ moles HCl}}{\text{ L}} = 11,32 \text{ M}$$

El dato de densidad permite transformar gramos de disolución en cm^3 .

Factor que convierte gramos de soluto en moles.

Ejemplo 2

Se necesitan 1,30 moles de ácido nítrico (HNO_3). ¿Qué volumen de ácido del 36% y $d = 1,22 \text{ g/mL}$ deberemos tomar?

Solución:

El problema radica en pasar de soluto (HNO_3) a disolución (del 36%).

Analicemos el dato de concentración:

Ácido del 36% significa que de 100 g de disolución (que llamaremos "ácido") 36 g son de ácido nítrico puro (HNO_3) y el resto (64 g) de agua. Es decir: $\frac{36 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g ácido}}$

Partamos del dato (1,30 moles de HNO_3). Si tratamos de convertirlo en disolución (ácido) usando el dato de concentración (ver arriba), vemos que no es posible, ya que en éste el soluto no está expresado en moles sino en gramos. En consecuencia hemos de introducir un factor de conversión previo que transforme moles en gramos:

$$1,30 \cancel{\text{ moles HNO}_3} \frac{63 \cancel{\text{ g HNO}_3}}{1 \cancel{\text{ mol HNO}_3}} \frac{100 \cancel{\text{ g ácido}}}{36 \cancel{\text{ g HNO}_3}} = 227,5 \text{ g ácido}$$

Dato de partida

Dato de concentración

Factor intermedio para transformar moles en gramos

Para llegar a la solución buscada sólo nos resta transformar gramos de ácido en mL de ácido, para lo cual usamos el dato de densidad:

$$227,5 \cancel{\text{ g ácido}} \frac{1 \cancel{\text{ ml ácido}}}{1,22 \cancel{\text{ g ácido}}} = 186,5 \text{ ml}$$

Dato de densidad.

El problema puede resolverse en un sólo paso enlazando todos los factores según se muestra a continuación:

$$1,30 \cancel{\text{ moles HNO}_3} \frac{63 \cancel{\text{ g HNO}_3}}{1 \cancel{\text{ mol HNO}_3}} \frac{100 \cancel{\text{ g ácido}}}{36 \cancel{\text{ g HNO}_3}} \frac{1 \cancel{\text{ ml ácido}}}{1,22 \cancel{\text{ g ácido}}} = 186,5 \text{ ml ácido}$$

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
OPCIÓN B FÍSICA Y QUÍMICA

2017

1. Cuantos moles de dióxido de carbono gaseoso (CO_2) habra en 200 g? ¿Que volumen ocuparan a 1,8 atm y 33 °C? (2 puntos) DATOS: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L}/(\text{mol} \cdot \text{K})$; Masas atómicas: C = 12 u; O = 16 u

2016

2. Halla la cantidad de ácido clorhídrico comercial, del 38,0% de riqueza y de densidad 1,19 g/mL, que se necesita para preparar 50,0 mL de disolución 1,00 M. *Datos:* $\text{Ar}(\text{H}) = 1,01 \text{ u}$; $\text{Ar}(\text{Cl}) = 35,45 \text{ u}$.

2015

3. Disponemos de una botella que contiene una disolución acuosa de amoníaco, NH_3 . La etiqueta indica que su concentración es del 25,0% en masa y su densidad de 907 g/L.

a. Determina la molaridad de la disolución.

b. Expresa su concentración en g/cm^3 .

Datos: $\text{Ar}(\text{H}) = 1,01 \text{ u}$; $\text{Ar}(\text{N}) = 14,01 \text{ u}$.

2014

4. a) Calcula la masa molar de un gas a partir de los siguientes datos: a la temperatura de 30°C y a la presión de 310 mmHg, 1,02 g de cierto gas ocupan un volumen de 1 L. *Datos:* $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L}/\text{K} \cdot \text{mol}$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$

b) Disolvemos 2 g de NaCl en agua suficiente hasta alcanzar los 100 mL. Expresa su concentración en g/L y en mol/L. (*Masas atómicas:* $\text{Na} = 23 \text{ u}$; $\text{Cl} = 35,5 \text{ u}$.)

2013

5. Un volumen de 30 L de un gas ha sido envasado a 2 atmósferas y a la temperatura de 25 °C. Calcula el volumen del recipiente en el que el gas estaría a una presión de 1 atm y una temperatura de 40 °C

2012

6. Se tienen 15 moles de oxígeno gaseoso (O_2), se pide:

a) El volumen que ocuparán a 600 mmHg y 30°C

b) La presión que ejercerán si ocupan un volumen de 6 L a 50°C

Datos: ; $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$ (milímetros de mercurio)

2011

7. a) Calcula el volumen que ocupan 4 moles de gas butano en condiciones normales.

b) Calcula el volumen que ocuparán los mismos 4 moles a 980 mmHg de presión y 35°C de temperatura.

Datos: ; $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$ (milímetros de mercurio)

2010

8. Calcula a) la masa que tienen 12 moles de Na_2SO_3 . b) los gramos que tendremos en 120 L de CO_2 medidos en condiciones normales. Masas atómicas: $\text{Na} = 23 \text{ u}$; $\text{S} = 32 \text{ u}$; $\text{O} = 16 \text{ u}$; $\text{C} = 12 \text{ u}$;

PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
OPCIÓN C QUÍMICA

2017

9. Se disuelven 10 gramos de hidróxido de sodio en 2 litros de agua. Calcula:

a) La concentración de la disolución en g/L. (0,6 puntos)

b) La molaridad de la disolución. (0,7 puntos)

c) La nueva molaridad que tendrá si posteriormente se duplica el volumen de agua.

(0,7 puntos)

Datos: M atómicas: Na = 23 u ; O= 16 u y del H =1 u

10. Ordena de mayor a menor número de moles:

i) 300 litros de CO₂ a la presión de 1 atmósfera y temperatura 0°C.

ii) 300 g de CO₂

iii) $6,02 \cdot 10^{24}$ moléculas CO₂

Datos: M atómicas: O= 16 u y del C =12 u. R= 0,082

K · mol

2015

11

Pregunta 1. Completa la siguiente tabla si se sabe que 1 gramo de hidrógeno reacciona exactamente con 8 gramos de oxígeno para dar agua.

Hidrógeno + Oxígeno → Agua		
1 g	8 g	
2 g		18 g
		36 g
1 g	10 g	

12. a) Calcula qué volumen ocuparán 2,5 moles de dióxido de azufre (SO₂) en condiciones normales.

b) ¿cuál será su masa?.

c) Razona (no calcules) si 2,5 moles de trióxido de azufre (SO₃) ocuparán un volumen mayor, igual o menor que los 2,5 moles del dióxido de azufre.

Datos: Ar O = 16 u. Ar S = 32u.

2014

13. Se disuelven 30 g de cloruro de sodio (NaCl) en 500 g de agua. Podemos considerar que el volumen final de la disolución son 500 mL. Calcula la concentración de esta disolución expresada en % en masa y en molaridad. Ar Na = 23 u. Ar Cl= 35,5 u.

2013

14. Ordena de mayor a menor número de moles de metano (CH₄) las siguientes cantidades:

a) 100 g de metano, b) 22,4 litros de metano en C.N. y c) $18,06 \cdot 10^{23}$ moléculas de metano

Datos: Ar(C)= 12 u y Ar(H) =1 u

2012

15. Si tenemos 300 gramos de dióxido de carbono (CO₂) en condiciones normales de presión y temperatura se desea saber: a) El número de moles y b) el volumen que ocupa en condiciones normales.

Datos M atómicas: del O:16 u y del C: 12 u. $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$

16. El magnesio en la naturaleza presenta tres isótopos estables: el primero de masa atómica 24 u y abundancia 78,70%, el segundo de masa atómica 25 y abundancia 10,13 y el resto del magnesio corresponde al isótopo de masa atómica 26 u. Averigua la masa atómica media:

17. Completa la tabla siguiente sabiendo que 4 gramos de azufre reaccionan en proporción estequiométrica con 7 gramos de hierro para formar sulfuro de hierro (II).

Azufre + Hierro → sulfuro de hierro (II)

	Azufre	+	Hierro	→ sulfuro de hierro (II)
Caso 1	4 g		7 g	
Caso 2	8 g			22 g
Caso 3	3 g		7 g	
Caso 4	4 g		10 g	

2011

18. Averigua la composición centesimal del carbonato de sodio Na_2CO_3 .

Datos: Matómicas: Na 23 u ; C:12 u y O: 16 u.

2010

19. Calcula el volumen ocupado por un gas a 20 °C y 3 atm de presión, si a 150°C y 10 atm ocupa 200 litros.

UNIDAD 9. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS CON REACCIONES QUÍMICAS

Modelo elemental de reacción a partir de las colisiones que provocan roturas y formación de nuevos enlaces.

Clasificación de algunos tipos de reacciones químicas: síntesis, descomposición, intercambio, combustión...

Ajuste de reacciones a partir de la ley de la conservación de la masa.

Información que se puede extraer de una reacción ajustada y realización de cálculos con cantidades de sustancia involucrada en una reacción química (cálculos estequiométricos).

Cálculos con intervención de gases

Cálculos estequiométricos con reacciones en las que intervienen disoluciones.

9.1. Las reacciones químicas

9.2. Tipos de reacciones químicas

9.3. Ajuste de reacciones a partir de la ley de la conservación de la masa.

9.4. Cálculos estequiométricos

EJEMPLOS RESUELTOS

RESUMEN-CHULETA

PROBLEMAS SEMIRESUELTOS

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA. Opciones B y C

PAU > 25

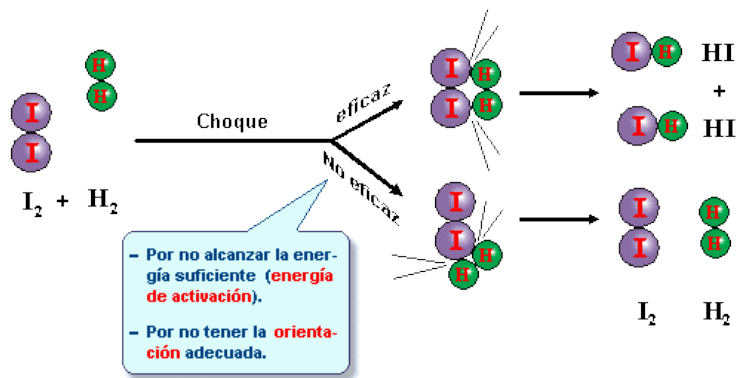
OTROS

9.1. Las reacciones químicas

Las sustancias que hay antes de producirse el cambio y que desaparecen se llaman **REACTIVOS**.

Las sustancias que hay después de producirse el cambio y que aparecen o se generan se llaman **PRODUCTOS**.

Teoría de colisiones



La teoría de colisiones es un modelo para explicar los mecanismos de las reacciones químicas.

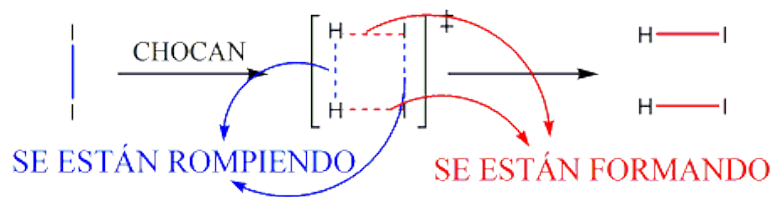
Según esta teoría para que se produzca una reacción deben cumplirse tres condiciones:

- Las moléculas de los reactivos tienen que chocar entre sí.
- Estos choques deben de producirse con energía suficiente de forma que se puedan romper y formar enlaces químicos.
- En el choque debe haber una orientación adecuada para que los enlaces que se tienen que

romper y formar estén a una distancia y posición viable.



ESTADO DE TRANSICIÓN



Cuando se produce un cambio químico, se **rompen** determinados enlaces de los reactivos y se **forman** nuevos enlaces en los productos.

Por tanto, un **cambio químico** consiste en un proceso en el que los átomos **cambian la forma en la que se unen**.

En los cambios químicos se produce la transformación de unas sustancias en otras diferentes y por lo tanto pueden tener propiedades diferentes. Ya hemos señalado que es un proceso de ruptura de unos enlaces (de los reactivos) y la formación de nuevos enlaces (de los productos). La ruptura de enlaces siempre exige la aportación de energía (proceso endotérmico) y la formación de enlaces desprende energía (proceso exotérmico). En una reacción se unen los dos procesos y el resultado global puede ser endotérmico o exotérmico.

9.2. Tipos de reacciones químicas

En forma general se pueden clasificar las reacciones químicas en:

Reacciones de síntesis o combinación. Dos o más sustancias simples se combinan para dar un producto más complejo. Oxidación del fósforo: $P_4(s) + 3 O_2(g) \rightarrow 2 P_2O_3(g)$



Reacciones de descomposición. Un compuesto se transforma por acción del calor o de la electricidad en dos o más compuestos: $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$

Reacciones de desplazamiento. Un elemento más activo reemplaza a otro menos activo en un compuesto: $Cu(s) + AgNO_3(ac) \rightarrow CuSO_4(ac) + Ag(s)$

Reacciones de doble desplazamiento. Particularmente comunes para reacciones iónicas en solución; se intercambian átomos o grupos atómicos para dar una sal insoluble. Precipitación del yoduro de plomo: $Pb(NO_3)_2(ac) + 2 NaI(ac) \rightarrow PbI_2(s) + 2 NaNO_3(ac)$

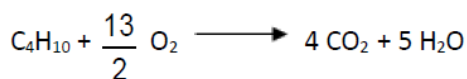
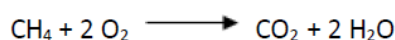
Reacciones de oxidación y reducción, o reacción redox. Ocurren cuando algunos átomos experimentan un aumento en su estado de oxidación, proceso denominado **oxidación** y otros experimentan una disminución en su estado de oxidación, denominada **reducción**. Reacción de un metal con un ácido: $\text{Zn (s)} + 2 \text{HCl (ac)} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \text{ (ac)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$

Reacciones de neutralización o ácido-base. Cuando reacciona un ácido con una base para formar agua más un compuesto iónico llamado sal. $\text{Ca(OH)}_2 \text{ (ac)} + \text{HCl(ac)} \rightarrow \text{CaCl}_2 \text{ (ac)} + 2 \text{H}_2\text{O (l)}$

Reacciones de combustión. Químicamente son oxidaciones, pero al contrario que éstas son reacciones que transcurren muy rápidamente y con un desprendimiento notable de energía



Siempre que se queme un hidrocarburo (compuesto que contiene únicamente carbono e hidrógeno) se obtiene CO_2 y agua:



9.3. Ajuste de reacciones a partir de la ley de la conservación de la masa.

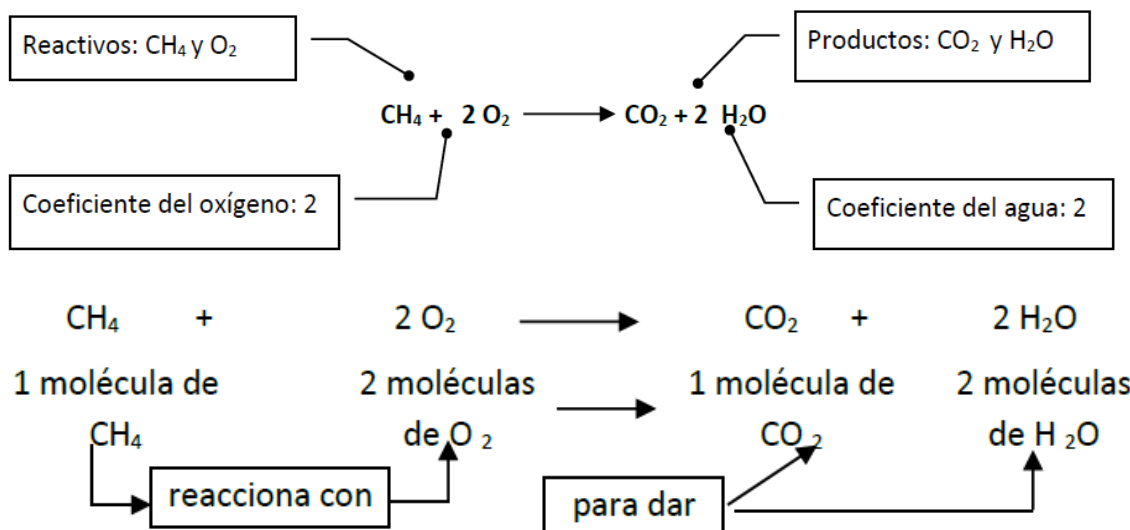
Para representar abreviadamente las reacciones químicas se utilizan las ecuaciones químicas:

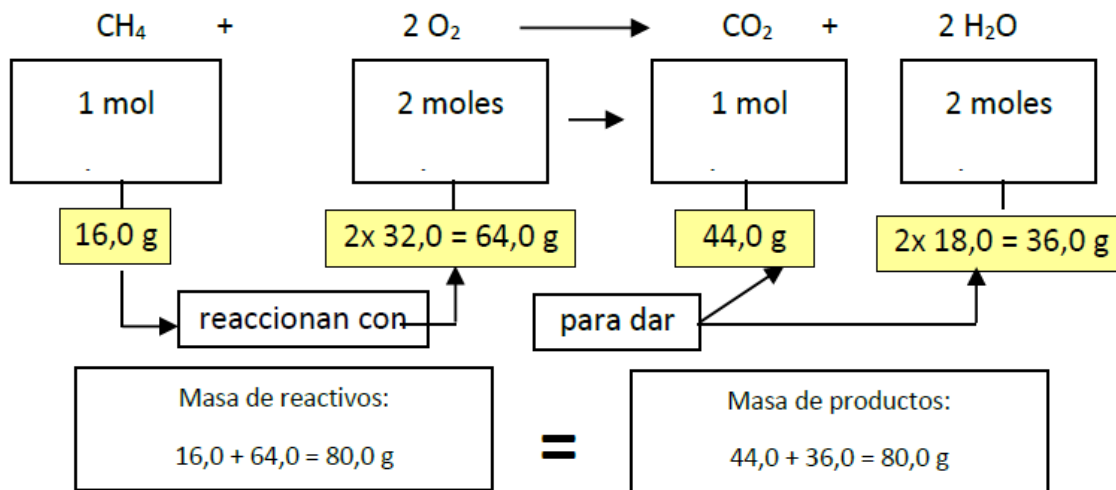
Reactivos → Productos

El proceso de ajustar (o igualar) la ecuación de la reacción consiste en colocar números delante de las fórmulas (coeficientes) para garantizar que exista el mismo número de átomos en los reactivos que en los productos, ya que en una reacción química no pueden desaparecer o crearse átomos. O lo que es lo mismo:

En una reacción química la masa permanece constante (Ley de Conservación de la Masa o Ley de Lavoisier).

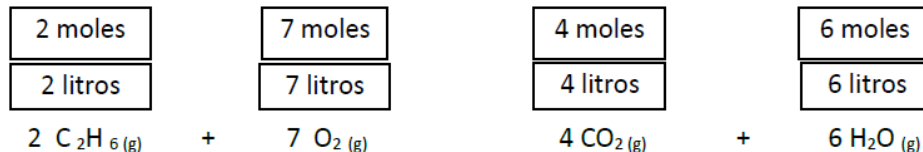
Con ello garantizamos que los reactivos están en las proporciones justas (*cantidades estequiométricas*) para reaccionar.





“En una reacción química la masa se conserva. Esto es, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos”. (Ley de Lavoisier)

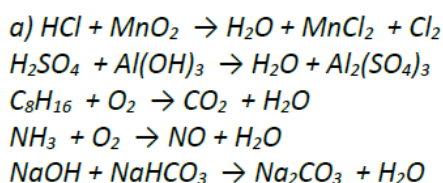
En el caso de que las sustancias sean gases, y siempre que se midan en las mismas condiciones de presión y temperatura, la relación en moles se puede establecer como relación en volumen: **“Volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de P y T contienen el mismo número de moléculas (Hipótesis de Avogadro)**



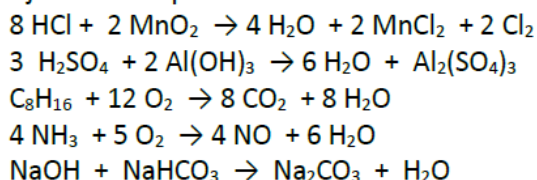
Si consideramos un gas y el volumen se mide a 1 atm de presión y 0 °C (condiciones normales), 1 mol ocupa 22,4 litros.

Ajuste de reacciones químicas

Ajustar las siguientes reacciones químicas:



Ajustándolas por tanteo sería:



9.4. Cálculos estequiométricos

Cálculos masa - masa

El dato está expresado en gramos y la incógnita la piden también en gramos.

Ejemplo: ¿Cuántos gramos de dicloruro de manganeso se obtienen cuando reaccionan 7,5 g de ácido clorhídrico?



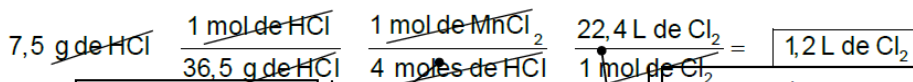
Factor leído en la ecuación ajustada. Nos transforma dato (HCl) en incógnita (MnCl₂)

Cálculos masa - volumen

El dato está expresado en gramos y la incógnita, por ser un gas, piden su volumen en litros. Ejemplo: ¿Qué volumen de cloro se obtendrá cuando reaccionen 7,5 g de ácido clorhídrico?

- Si se mide en c. n.
- Si se mide a 1,5 atm y 50 °C

Cálculo del volumen de Cl₂ medido en c.n.

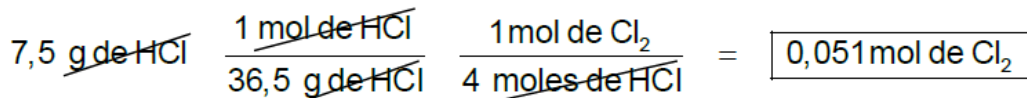


Factor leído en la ecuación ajustada

Esta relación se puede usar únicamente cuando el gas esté medido en c. n.

Cálculo del volumen de Cl₂ medido a 1,5 atm y 50 °C

Primero se calcula el número de moles de producto y a continuación se usa la ecuación de los gases:



$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,051 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot 323 \text{ K}}{1,5 \text{ atm}} = 0,901 \text{ L} = 901 \text{ cm}^3$$

Cálculos volumen - volumen

Si las sustancias consideradas están en fase gaseosa la relación establecida por la ecuación ajustada puede considerarse relación en volumen, siempre que los gases estén medidos en las mismas condiciones de P y T (volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de P y T contienen el mismo número de moles)

Ejemplo: Calcular los litros de amoníaco que se obtendrán cuando reaccionan 0,5 L de H₂ (se supone que ambos gases están medidos a igual P y T)



Cálculos con rendimiento distinto del 100%

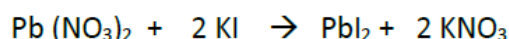
Lo más frecuente es que, debido a razones diversas, a la hora de la realización práctica de una reacción química las cantidades obtenidas sean distintas de las calculadas teóricamente. Se define el rendimiento de la reacción como:

$$r = \frac{\text{gramos reales}}{100 \text{ gramos teóricos}}$$

Ejemplo: El nitrato de plomo (II) reacciona con el yoduro potásico para dar un precipitado amarillo de yoduro de plomo (II).

- Plantear y ajustar la ecuación correspondiente al proceso
- Cuando se hacen reaccionar 15,0 g de nitrato de plomo (II) se obtienen 18,5 g de yoduro de plomo (II) ¿Cuál es el rendimiento del proceso?

Ecuación ajustada:



Gramos de yoduro de plomo (II) que deberían obtenerse teóricamente:

$$15,0 \text{ g Pb}(\text{NO}_3)_2 \frac{1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2}{331,2 \text{ g Pb}(\text{NO}_3)_2} \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2} \frac{461,0 \text{ g PbI}_2}{1 \text{ mol PbI}_2} = 20,9 \text{ g PbI}_2$$

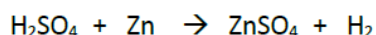
Cálculo del rendimiento:

$$\frac{18,5 \text{ g PbI}_2 \text{ reales}}{20,9 \text{ g PbI}_2 \text{ teóricos}} \frac{100,0 \text{ g PbI}_2 \text{ teóricos}}{100,0 \text{ g PbI}_2 \text{ teóricos}} = 88,5 \frac{\text{g PbI}_2 \text{ reales}}{100,0 \text{ g PbI}_2 \text{ teóricos}} = 88,5 \%$$

Cálculos con rendimiento distinto del 100%

Ejemplo: El ácido sulfúrico reaccionan con 10,3 g de zinc para dar sulfato de zinc e hidrógeno

- Plantear y ajustar la ecuación correspondiente al proceso
- Calcular la cantidad de sulfato de zinc obtenida si el rendimiento para el proceso es de un 75 %



Cantidad de sulfato de zinc que se debería obtener (teórico)

$$10,3 \text{ g Zn} \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol Zn}} \frac{161,5 \text{ g ZnSO}_4}{1 \text{ mol ZnSO}_4} = 25,4 \text{ g ZnSO}_4$$

$$25,4 \text{ g ZnSO}_4 \text{ teóricos} \frac{75 \text{ g ZnSO}_4 \text{ reales}}{100 \text{ g ZnSO}_4 \text{ teóricos}} = 19,1 \text{ g ZnSO}_4 \text{ reales}$$

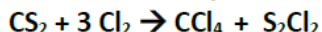
Factor que considera el rendimiento de la reacción.

Procesos con reactivo limitante

A la hora de llevar a cabo una reacción química puede suceder que uno de los reactivos esté en exceso, entonces la reacción transcurrirá mientras exista algo del otro reactivo. Una vez que éste se acaba la reacción se para, quedando el exceso del primero sin reaccionar. El reactivo que al agotarse hace que la reacción se detenga se denomina **reactivo limitante**.

Los cálculos se efectúan considerando las cantidades que reaccionan.

Ejemplo: Una mezcla de 100,0 g disulfuro de carbono y 200,0 g de cloro (gas) se pasa a través de un tubo de reacción caliente produciéndose la reacción:



Calcular la cantidad de S_2Cl_2 que se obtendrá

Como dan cantidades para ambos reactivos, vemos si están en cantidades estequiométricas (justas):

$$100,0 \text{ g } \cancel{\text{CS}_2} \frac{1 \text{ mol } \text{CS}_2}{76,2 \text{ g } \cancel{\text{CS}_2}} = 1,31 \text{ mol } \text{CS}_2$$

$$200,0 \text{ g } \cancel{\text{Cl}_2} \frac{1 \text{ mol } \text{Cl}_2}{71,0 \text{ g } \cancel{\text{Cl}_2}} = 2,82 \text{ moles } \text{Cl}_2$$

Como (según se lee en la ecuación química) 1 mol de CS_2 reacciona con 3 moles de Cl_2 , para reaccionar con 1,31 moles de CS_2 se necesitarían: $1,31 \times 3 = 3,93$ moles de Cl_2 . Por tanto, como sólo existen 2,82 moles de Cl_2 :

Reactivo en exceso (no reacciona todo): CS_2 . Reactivo limitante (reacciona todo) : Cl_2

A la hora de efectuar los cálculos ha de tenerse presente que parte del CS_2 quedará sin reaccionar. Por tanto, ha de usarse, bien el reactivo limitante (reacciona totalmente), o bien la parte que reacciona del reactivo en exceso:

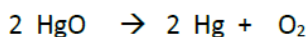
Usando el reactivo limitante:

$$2,82 \text{ mol } \cancel{\text{Cl}_2} \frac{1 \text{ mol } \text{S}_2\text{Cl}_2}{3 \text{ mol } \cancel{\text{Cl}_2}} \frac{135,0 \text{ g } \text{S}_2\text{Cl}_2}{1 \text{ mol } \text{S}_2\text{Cl}_2} = 126,9 \text{ g } \text{S}_2\text{Cl}_2$$

Reactivos impuros

Si los reactivos que se emplean en la reacción no son puros ha de tenerse en cuenta el dato de pureza y realizar los cálculos sólo con la parte de la muestra que reacciona.

Ejemplo: Al calentar el óxido de mercurio (II) se descompone en oxígeno (gas) y mercurio metálico. Calcular la cantidad de mercurio metálico que podremos obtener al descomponer 20,5 g de un óxido del 80 % de pureza.



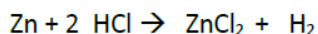
Parte de la muestra no es HgO. Por eso hablamos de "óxido" cuando nos referimos a la muestra impura

$$20,5 \text{ g de } \cancel{\text{óxido}} \frac{80 \text{ g de } \cancel{\text{HgO}}}{100 \text{ g de } \cancel{\text{óxido}}} \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{HgO}}}{216,8 \text{ g } \cancel{\text{HgO}}} \frac{2 \text{ mol } \cancel{\text{Hg}}}{2 \text{ mol } \cancel{\text{HgO}}} \frac{200,6 \text{ g } \text{Hg}}{1 \text{ mol } \text{Hg}} = 15,2 \text{ g Hg}$$

Factor que convierte los gramos de muestra en gramos de Hg O

Determinación de la pureza de un reactivo

Basándonos en la cantidad de productos obtenidos (o de reactivos que reaccionan) se puede establecer la pureza de un reactivo o su contenido en determinada sustancia (riqueza) Ejemplo: Una muestra impura de 50,0 g de zinc reacciona con 53,7 g de ácido clorhídrico. Calcular el % de zinc presente en la muestra (riqueza)



La cantidad de zinc presente en la muestra se puede calcular a partir del ácido consumido suponiendo que las impurezas no reaccionan con el ácido:

$$53,7 \text{ g HCl} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 48,1 \text{ g Zn}$$

El cálculo de la pureza se reduce a calcular un tanto por ciento:

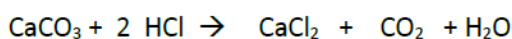
$$\frac{48,1 \text{ g Zn}}{50,0 \text{ g muestra}} \frac{100,0 \text{ g muestra}}{100,0 \text{ g muestra}} = 96,2 \frac{\text{g Zn}}{100,0 \text{ g muestra}} = 96,2 \% \text{ Zn}$$

Relación entre el Zn puro y la masa total de muestra

Factor para calcular el tanto por ciento. Recordar que por el "100" del denominador no se divide ya que forma parte de la unidad final.

Reactivos en disolución

Lo común es que los reactivos que se utilizan se encuentren en forma de disolución acuosa y que se trabaje directamente con cantidades de disolución y no de soluto: Ejemplo: Se hacen reaccionar 6,5 g carbonato cálcico con ácido clorhídrico 1,5 M. Calcular la cantidad de ácido 1,5 M necesario para reacción completa.



$$6,5 \text{ g de CaCO}_3 \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,1 \text{ g CaCO}_3} \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución}}{1,5 \text{ mol HCl}} = 86,7 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

Reactivos en disolución

Una forma muy corriente de expresar la concentración de una disolución es en tanto por ciento en peso (masa). Si se pretende operar con volumen de disolución es preciso, además, conocer la densidad de la disolución. Ejemplo: Se hacen reaccionar 4,5 g de zinc con ácido clorhídrico del 35% en peso y 1,18 g/cm³ de densidad. Calcular el volumen de ácido necesario para reacción completa.



$$4,5 \text{ g Zn} \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Zn}} \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{100,0 \text{ g ácido}}{35,0 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ ácido}}{1,18 \text{ g ácido}} = 12,2 \text{ cm}^3 \text{ ácido (disolución)}$$

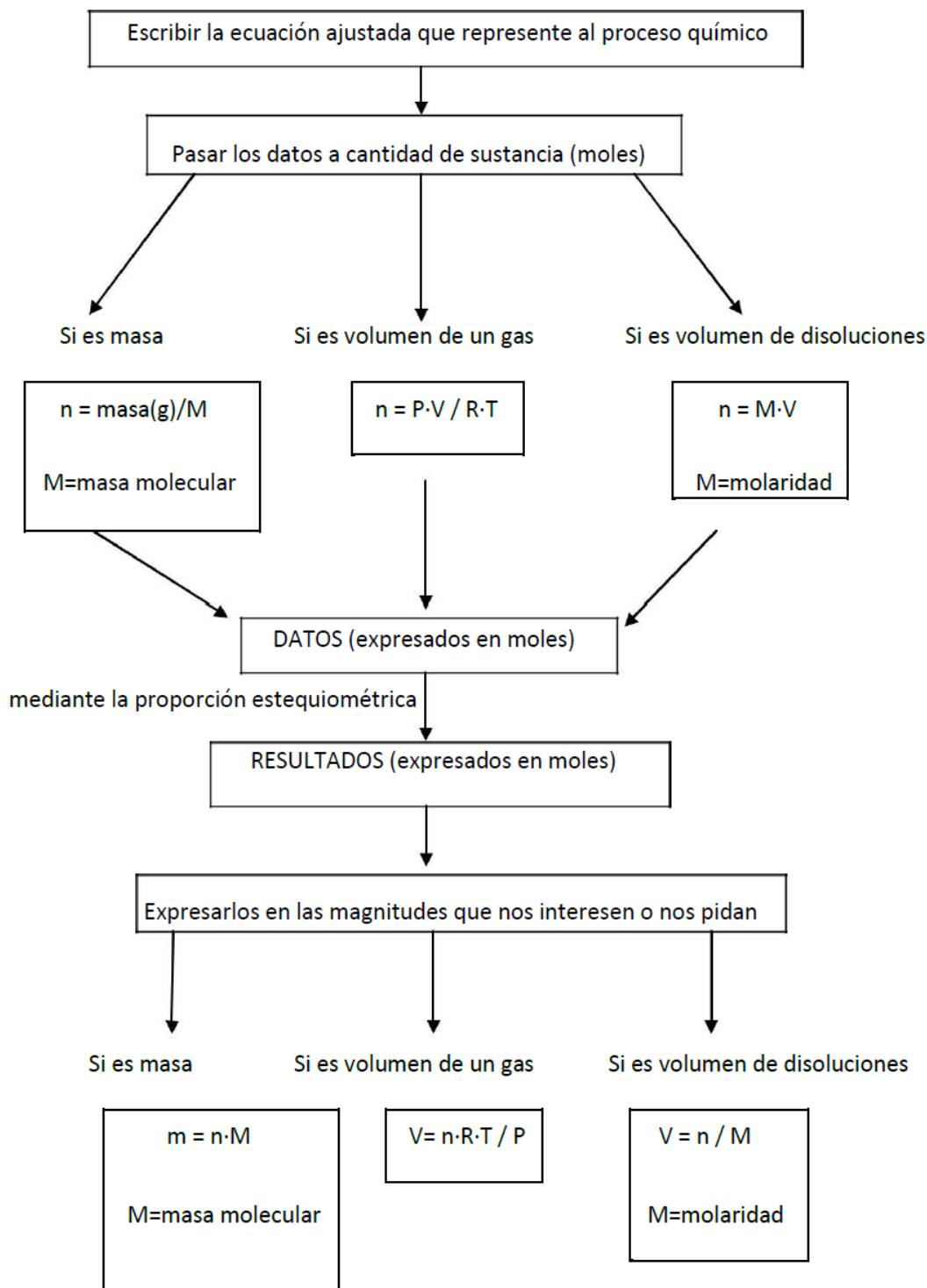
Factor que convierte moles de HCl en gramos de HCl

Usando la definición de concentración en tanto por ciento en peso se puede convertir gramos de HCl (soluto) en gramos de ácido (disolución)

El dato de densidad permite convertir gramos (masa) en cm³ (volumen) de disolución

Cálculos estequiométricos-Esquema

La resolución de la mayoría de los cálculos estequiométricos más simples se facilita si procedemos según el siguiente esquema:



RESUMEN-CHULETA

Pasos-Estequiometria

En una reacción química se sigue el siguiente procedimiento:

Se ajusta la reacción logrando que la suma de los átomos de los reactivos sea igual a la suma de los átomos en los productos.

Se calcula la masa molecular tanto de los reactivos, como de los productos.

Se determina el reactivo limitante, es decir aquella sustancia que por encontrarse en menor proporción se consume antes.

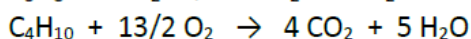
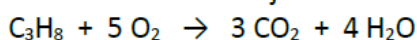
Se establecen relaciones estequiométricas entre el reactivo limitante y cada uno de los reactivos y productos, teniendo en cuenta tanto los coeficientes de ajuste, como las masas moleculares de cada uno de los reactivos y productos.

No obstante lo anterior, debemos tener en cuenta que los coeficientes estequiométricos nos determinan la relación que existen entre los moles y los reactivos que reaccionan; por lo que el mol de cada uno de ellos podemos expresarlo tanto en moles, como en gramos, etc.

Debéis recordar que la COMBUSTIÓN es la reacción con el oxígeno (O₂)

Así la combustión de los hidrocarburos siempre da CO₂ y H₂O

Estas reacciones se ajustan en el orden C H O.



PROBLEMAS

A. PROBLEMAS GUIADOS

1. Reaccionan 32 g de hidrógeno con exceso de nitrógeno para formar amoníaco; ¿qué masa de amoníaco se formará? Ar (N=14, H=1)

La reacción ajustada sería: $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$

Según la reacción ajustada por cada 3 mol de hidrógeno que reaccionan se forman 2 moles de amoníaco

Si hay exceso de nitrógeno significa que reaccionan totalmente los 32 g de hidrógeno.

Hay que calcular: Nº moles de H₂ que reaccionan

 Nº moles de NH₃ que se forman

Dato: 32 g de H₂, lo pasamos a moles: $n(\text{H}_2) = 32 / 2 = 16 \text{ mol de H}_2$

Hacemos la proporción ("regla de tres"):

3 mol de H₂ forman 2 mol de NH₃

16 mol de H₂ formarán x mol de NH₃ de donde $x = 2 \cdot 16 / 3 = 32/3 = 10,67 \text{ mol de NH}_3$

Se forman 10,67 mol de NH₃, pero nos pregunta la masa:

$n = m / M_r$ $m = n \cdot M_r = 10,67 \cdot 17 = 181,3 \text{ g de NH}_3$

2. Reaccionan 20 g de nitrógeno con 32 g de hidrógeno para formar amoníaco, calcula:

a) La masa de amoníaco que se formará.

b) La cantidad sobrante del reactivo en exceso.

Ar (N=14, H=1)

La reacción ajustada sería: $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$

El número de moles presentes de cada uno de los reactivos es:

Ahora no hay exceso de uno de ellos. Lo normal es que uno se gaste y del otro sobre. Hay que calcular siempre el que se gasta, que se llama "reactivo limitante" que es quien gobierna la reacción.

Cálculo del reactivo limitante

Como los reactivos que tenemos no están en la misma proporción que indica la reacción (3 mol de hidrógeno por cada uno de nitrógeno) uno de los reactivos se agotará (reactivo limitante) antes de que se agote totalmente el otro.

En este caso, el reactivo limitante será el nitrógeno.

Lo comprobaremos:

Luego, los 0,714 mol de nitrógeno reaccionarán totalmente con:

Y sobrarán sin reaccionar $16 - 2,142 = 13,858$ mol de hidrógeno.

Cantidad de NH_3 que se formará

Según la reacción por cada mol de N_2 que reacciona se obtienen 2 mol de NH_3 . Como reaccionan 0,714 mol de N_2 se formarán:

Que corresponden a una masa de:

Según hemos visto anteriormente sobran 13,858 mol de hidrógeno, que corresponden a una masa de:

3. Se hizo reaccionar, a altas temperaturas, 6,4 g de azufre con 6,5 g de hierro, originándose sulfuro de hierro (II).

a) ¿Cuál es el reactivo limitante?

b) ¿Qué cantidad de producto se ha formado?

c) ¿Qué cantidad de reactivo en exceso quedó al final de la reacción?

Ar: S=32, Fe=56

Pasos a seguir y pistas

La reacción ajustada sería:...

El número de moles presentes de cada uno de los reactivos es:...

Como la proporción en que se combinan es de 1 mol de S por cada mol de Fe, el reactivo que limita la reacción será el Fe ya que hay el menor número de moles.

Se combinarán 0,116 mol de Fe con 0,116 mol de S y sobrarán $0,2 - 0,116 = 0,084$ mol de S.

Como por cada mol de Fe se forma un mol de FeS, como han reaccionado 0,116 moles de Fe se habrán formado 0,116 moles de FeS que corresponde a una masa de...

Sobran 0,084 moles de S que corresponde a una masa de:...

4. Se quema al aire libre 1 kg de mineral cuya riqueza en carbono es del 90 %. Halla:

- El volumen de dióxido de carbono formado en la combustión completa del mineral, en condiciones normales.
- El volumen de oxígeno, en c.n., necesario para la combustión completa.
- El volumen de aire necesario (volumen de oxígeno en el aire = 21 %).

Datos: Ar: C=12, O=16. El aire contiene un 21% en volumen de oxígeno.

Pasos a seguir y pistas

La reacción ajustada sería:...

La cantidad de carbono puro que se quema será:...

Que corresponde a un número de moles igual a:...

Como por cada mol de C que se quema se forma un mol de CO_2 , se habrán formado 75 moles de CO_2 , que ocuparán un volumen en c.n. igual a:...

Como por cada mol de C que se quema son necesarios un mol de O_2 , se habrán quemado también 75 moles de O_2 que ocuparán también en c.n. 1678,95 L.

Como en el aire hay un 21 % de oxígeno, para quemar 1678,95 L de oxígeno harán falta de aire:

5. Calcula la cantidad mínima de mineral de cinc del 20 % de pureza que se necesita para que reaccione totalmente con 0,5 L de disolución 1 M de HCl. Los productos de la reacción son cloruro de cinc e hidrógeno.

Ar: Zn=65,4, H=1, Cl=35,5.

Pasos a seguir y pistas

La reacción ajustada será:...

El número de moles de HCl que reaccionan será:...

Según la reacción el número de moles de Zn necesarios será la mitad de los que reaccionan de HCl, es decir, 0,25 mol que corresponden a una masa de:...

Como el mineral tiene una riqueza del 20 % en Zn la cantidad de mineral que habrá que quemar será de:...

6. El carbonato de calcio de las rocas calizas se descompone, al ser calentado, en óxido de calcio y dióxido de carbono. Calcula:

a) La cantidad de óxido de calcio que se puede obtener a partir de la descomposición de 1 kg de roca caliza que contiene un 70 % de carbonato de calcio.

b) El volumen de dióxido de carbono obtenido a 17 °C y 740 mmHg de presión.

Ar: C=12, O=16, Ca=40. R = 0,082 atm.L / mol.K

Pasos a seguir y pistas

La reacción ajustada sería:...

La masa de carbonato puro que se descompone será:...

Que corresponde a un número de moles igual a:...

Como por cada mol de carbonato que se descomponen se obtiene 1 mol de CaO, se habrán obtenido 7 moles de CaO que corresponden a una masa de:...

El número de moles de dióxido que se obtendrán será también de 7 moles, que ocuparán un volumen de:...

7. El gas hidrógeno se obtiene industrialmente haciendo reaccionar una mezcla de metano (CH_4) con vapor de agua.

Como producto de la reacción se obtiene también dióxido de carbono. Calcula:

a) El volumen de agua que habría que vaporizar para que reaccione con 80 g de metano. Densidad del agua = 1 g/mL.

b) El volumen de gas hidrógeno que se obtendrá a 80 °C y 5 atm de presión.

Ar: H=1, O=16, C=12. R = 0,082 atm.L / mol.K

Pasos a seguir y pistas

La reacción ajustada será:...

El número de moles de metano que reaccionan será:...

Según la reacción por cada mol de metano se necesitan 2 moles de agua, por lo tanto, habrán reaccionado 10 moles de agua que corresponden a una masa de:...

Que ocuparán un volumen de:...

Según la reacción por cada mol de metano que reacciona se obtienen 4 de hidrógeno, por lo tanto, se habrán obtenido 20 moles de hidrógeno que ocuparán un volumen de:...

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA

OPCIÓN B FÍSICA Y QUÍMICA

2017

1. El sodio (Na) reacciona con el agua (H₂O) de forma muy exotérmica, generando hidrógeno (H₂) e hidróxido de sodio (NaOH). Escribe y ajusta la reacción. Si se utilizan 115 g de Na con una pureza del 85%, determina la masa de hidrógeno que se formará. (2 puntos) DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u; H = 1 u

2016

2015

2. Se introducen en un depósito 10 L de metano, CH₄ (g), y 10 L de oxígeno, O₂ (g), en condiciones normales, y se hace saltar una chispa provocando la rápida combustión del metano. Calcula las masas de las sustancias producto de la reacción. Datos: Ar(H) = 1,01 u; Ar(C) = 12,01 u y Ar(O) = 16,00 u.

2014

3. Teniendo en cuenta la reacción: CaCO₃ + 2 HCl → CaCl₂ + CO₂ + H₂O ¿Qué volumen de ácido clorhídrico 0'5 M es necesario para reaccionar con 500 g de carbonato de calcio? Masas atómicas: Ca = 40 u.; C = 12 u.; Cl = 35,5 u.; O = 16 u.; H = 1 u.

2013

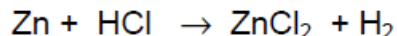
4. En la combustión del gas propano, (C₃H₈), éste reacciona con el oxígeno del aire produciendo dióxido de carbono y agua, además de desprender calor según la reacción: C₃H₈ + O₂ → CO₂ + H₂O

a). Escribe la reacción ajustada, analiza si esta reacción es endotérmica o exotérmica.

b) Calcula la masa de agua que se producirá en la combustión de 220 gramos de propano. Datos: Ar H(1) ; C(12) ; O(16)

2012

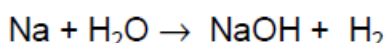
5. Tratamos una muestra de cinc con ácido clorhídrico del 82 % de riqueza. La reacción es



Ajusta la reacción y calcula el volumen de hidrógeno desprendido en C.N. si se precisan 32 g de ácido para que reaccione todo el cinc. Datos: Matómicas: H=1 u y Cl= 35,5 u.

2011

6. El sodio reacciona con agua según la reacción



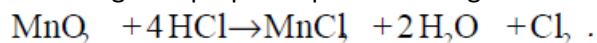
a) Ajusta la reacción

b) Hacemos reaccionar 10g de sodio metálico con agua. Determina la masa de hidrógeno que se formará.

Matómicas: Na=23 u ; H=1 u.

2010

7. El cloro gas se prepara a partir de la siguiente reacción química:



Averigua el volumen de cloro (gas) en C.N. que se obtendrá a partir de 15 g de MnO₂ con el HCl necesario.

Datos: Matómicas: Mn=54,9 u ; O= 16 u.

PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR

OPCIÓN C

QUÍMICA

2017

8. En la reacción de combustión del butano C₄H₁₀ se desprenden 2400 KJ/mol.

a) Escribe y ajusta la reacción. (0,7 puntos)

b) Si se queman 200 g de butano, calcula la energía desprendida. (0,7 puntos)

c) En el caso anterior. ¿Cuántos litros de dióxido de carbono se producen medidos a la presión de 1 atmósfera y temperatura 0°C? (0,6 puntos)

Datos M atómicas: H= 1 u ; C= 12 u y O=16 u

2015

2014

2013

2012

2011

9. El metal hierro (Fe) reacciona con el gas cloro(Cl_2) para formar tricloruro de hierro (FeCl_3). Se pide:

a) Escribe y ajusta la reacción. Indica de qué tipo de reacción se trata.

b) ¿Cuántos gramos de FeCl_3 se obtienen cuando reaccionan 200 gramos de Cl_2 con un exceso de Fe?

Datos Matómicas: Fe: 55,7 u y Cl: 35,5 u

2010

10. Calcula cuántos gramos de O_2 se necesitan para quemar 500 g. de metano (CH_4) $\text{Ar}(\text{C})= 12$; $\text{Ar}(\text{H})= 1$;

$\text{Ar}(\text{O}_2)= 32$

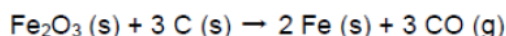
PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

16. PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

2017

Problema 1 (5 puntos)

La obtención de hierro se lleva a cabo mediante la reducción de los óxidos de hierro presentes en minerales como hematites o magnetita utilizando coque (en su mayoría carbono) en los hornos de fundición. La reacción que tiene lugar en estos hornos se puede representar mediante la ecuación:



A partir de 1 tonelada de mineral de hierro (suponga que todo el hierro está en forma de Fe_2O_3) se obtienen 543 kg de Fe.

- Determine la pureza (expresada en % en peso de Fe_2O_3) del mineral utilizado en el horno. (2 puntos)
- ¿Qué volumen (en m^3) ocupará el CO generado si se recoge a 22°C y 720 mmHg? (1,5 puntos)
- Calcule la cantidad (en kg) de C empleada para obtener los 543 kg de Fe. (1,5 puntos)

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Masas atómicas relativas: C = 12; O = 16; Fe = 56.

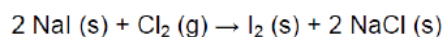
760 mmHg = 1 atm.

17. PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

2016

Problema 1 (5 puntos)

El yodo (I_2) es un sólido que se obtiene por tratamiento de salmueras con cloro (Cl_2) según la reacción:



- Calcule la cantidad (en kg) de yodo que se obtiene a partir de 100 kg de NaI. (2 puntos)
- ¿Qué volumen (en litros) ocuparán 50 kg de Cl_2 a una temperatura de 127°C y a una presión de 1900 mmHg? (1,5 puntos)
- Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción. Indique si se trata de una reacción exotérmica o endotérmica. (1,5 puntos)

Datos:

Masas atómicas relativas: Na = 23; Cl = 35,5; I = 126,9.

$\Delta H_f^\circ [\text{NaI} (\text{s})] = -310,97 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{NaCl} (\text{s})] = -411,15 \text{ kJ/mol}$.

$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

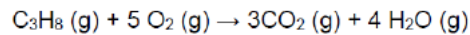
760 mmHg = 1 atm.

18. PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

2015

Problema 1 (5 puntos)

Por combustión de propano, C_3H_8 , con suficiente cantidad de oxígeno, se obtienen 300 litros de CO_2 medidos a 0,96 atm y 285 K según la reacción de combustión:



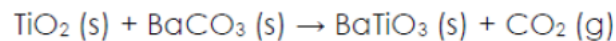
- Calcule el número de moles de todas las sustancias que intervienen en la reacción y el número de moléculas de agua obtenidas en las condiciones indicadas. **(1,5 puntos)**
- Calcule la masa, en gramos, de propano que ha reaccionado. **(1,5 puntos)**
- Calcule el volumen, en litros, de aire necesario, medido en condiciones normales (1 atm y 273 K), suponiendo que la composición volumétrica del aire es 20% de oxígeno y 80% de nitrógeno. **(2 puntos)**

Datos: masas atómicas relativas: C = 12; H = 1; R = 0,082 atm·L/(K·mol); $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$.

19. PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría 2014

Problema 1 (5 puntos)

El titanato de bario ($BaTiO_3$) se utiliza para fabricar auriculares y detectores de sonido. Se obtiene según la reacción:



Si reaccionan 2,5 kg de TiO_2 con 9000 g de $BaCO_3$

- Indique cuál será el reactivo limitante. **(1,25 puntos)**
- Si la reacción transcurre de manera completa, ¿cuál será el volumen formado (en litros) de CO_2 , medido a una temperatura de 25 °C y a una presión de 2280 mmHg? **(1,25 puntos)**
- Calcule la cantidad (en kg) obtenida de $BaTiO_3$. **(1,25 puntos)**
- Determine la variación de entalpía estándar de la reacción. Indique si se trata de una reacción exotérmica o endotérmica. **(1,25 puntos)**

Datos:

Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ti = 48; Ba = 137,34.

R = 0,082 atm L mol⁻¹ K⁻¹.

760 mmHg = 1 atm.

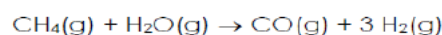
Entalpías de formación estándar, ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): $TiO_2(s) = -944,7$; $BaCO_3(s) = -1216$; $BaTiO_3(s) = 136,6$;

$CO_2(s) = -393,5$.

20. PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría 2013

Problema 1 (5 puntos)

El dihidrógeno, $H_2(g)$ puede utilizarse como un combustible alternativo para los automóviles. Se puede obtener a partir de metano según la reacción:



Hacemos reaccionar 1000 g de metano con 1800 g de agua. Conteste a las siguientes cuestiones:

- Identifique el reactivo limitante. **(1,25 puntos)**
- ¿Qué cantidad, en gramos, de dihidrógeno se obtendrá si el rendimiento es del 100 %? **(1,25 puntos)**
- Calcule el volumen, en litros, de $CO(g)$ obtenido, determinado a 20 °C y 1,2 atm de presión. **(1,25 puntos)**
- Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción. Indique si se trata de un proceso exotérmico o endotérmico. **(1,25 puntos)**

Datos:

Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

Entalpías de formación estándar, ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): $CO(g) = -110,5$; $CH_4(g) = -74,8$; $H_2O(g) = -241,8$;

$H_2(g) = 0$.

R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

21. PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría 2012

Problema

Una muestra de cobre electrolítico de 6,5 gramos, se hace reaccionar con 7,5 mL de ácido sulfúrico de densidad 1,87 g/mL y del 85% de riqueza según la ecuación:



Determine:

- Cual es el reactivo limitante (0,5 pts)
- La cantidad que sobra del reactivo en exceso (1,0 pto)
- La cantidad en gramos que se forma de sulfato de cobre II (1 pto)
- Los gramos de hidrógeno que se producen (1 pto)
- El volumen que ocupará el hidrógeno producido si se recoge bajo una presión de 1340 mm Hg y a la temperatura de 127°C (1,5 pts)

Datos: $R = 0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}$

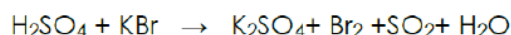
Masas atómicas relativas: $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$; $\text{S} = 32$; $\text{Cu} = 63,5$

22. PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

2011

Problema

El ácido sulfúrico reacciona con KBr para dar sulfato de potasio, bromo libre, dióxido de azufre y agua



- Ajustar la reacción de oxidación-reducción (1,5 puntos)
- Indicar cuál es el compuesto oxidante y cuál el reductor (1,5 puntos)
- Calcular los litros de dióxido de azufre, medidos en condiciones normales, que se obtienen a partir de 50 gr de KBr. (2 puntos)

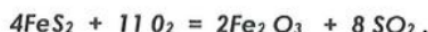
Masas atómicas relativas: $\text{K} = 39$, $\text{Br} = 80$

23. PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

2010

Problema

En el proceso de tostación de la pirita (FeS_2) a la presión de una atmósfera y a la temperatura de 0° C, se hacen reaccionar 240 g de pirita con 92'2L de oxígeno, teniendo lugar la reacción:



Se desea conocer:

- Cual es el reactivo limitante (2 puntos)
- que cantidad de dióxido de azufre (SO_2) se obtiene (1'5 puntos)
- Del reactivo que esta en exceso, cuanto queda por reaccionar (1'5 puntos)

Datos.- P.at. $\text{O} = 16$; $\text{S} = 32$; $\text{Fe} = 56$.

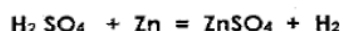
Constante de los gases $R = 0'082 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}$

24. PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

2009

Problema

El ácido sulfúrico, reacciona con el zinc metálico, según la ecuación



Si se hacen reaccionar 16'35 gramos de zinc con 23'65 gramos de ácido sulfúrico, se desea saber: a) cual es el reactivo limitante en este proceso (1 punto), b) que cantidad de sulfato de zinc se forma (1 punto), c) cuantos gramos de hidrógeno se obtienen (1 punto) d) que volumen de gas hidrógeno se recoge si trabajamos a la presión de 650 mmHg y a la temperatura de 30°C (2 puntos).

Datos: $R = 0'082 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}$; 1 atmosfera = 760 mmHg;

Pesos atómicos: $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$; $\text{S} = 32$; $\text{Zn} = 65$.

B. OTROS PROBLEMAS

8. Al reaccionar 500 g de nitrato de plomo (II) con 920 g de yoduro de potasio, se obtiene yoduro de plomo (II), así como nitrato de potasio. ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Qué cantidad de yoduro de plomo (II) se obtiene?

Ar: N = 14, O=16, Pb=207, I=127, K=39.

9. Al reaccionar 50 g de hidruro de calcio con suficiente agua, se forman hidróxido de calcio e hidrógeno.

a) La cantidad de hidróxido de calcio que se forma.

b) El volumen que se obtiene de hidrógeno medido a 780 mmHg y 35 °C.

Ar: H=1, Ca=40, O=16. R = 0,082 atm.L / mol.K

10. Hacemos pasar 100 cm³ de H₂S(g), medidos a 20 °C y 1 atm, a través de una disolución que contiene exceso de cloruro de cobre (II). Determina la masa de sulfuro de cobre (II) que se formará sabiendo que también se produce cloruro de hidrógeno. Ar: H=1, S=32, Cl=35,5, Cu=63,5. R = 0,082 atm.L / mol.K

11. Una de las formas industriales de obtener el nitrato de potasio, muy utilizado como fertilizante, es mediante la reacción de doble sustitución $KCl + NaNO_3 \rightarrow KNO_3 + NaCl$. Si se agregan 100 kg de KCl(s) de 98 % de riqueza a 400 L de disolución caliente de NaNO₃ del 40 % y densidad 1,256 g/cm³. Indica:

Cuál de los reactivos actúa como limitante.

Qué cantidad de reactivo queda en exceso.

La cantidad de nitrato de potasio obtenida, si el rendimiento de la reacción es del 80 %.

Ar: K=39, Cl=35,5, Na=23, N=14, O=16

UNIDAD 10. INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA DEL CARBONO

Posibilidades de combinación que tiene el carbono: existencia de cadenas ramificadas. Posibilidad de enlaces múltiples consigo mismo o con otros elementos como el oxígeno, el nitrógeno.

Clasificación de las funciones orgánicas. Alcanos, alquenos y alquinos, hidrocarburos aromáticos sencillos, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres, aminas y compuestos halogenados

10.1. El átomo de carbono

Posibilidades de combinación que tiene el carbono: existencia de cadenas ramificadas.

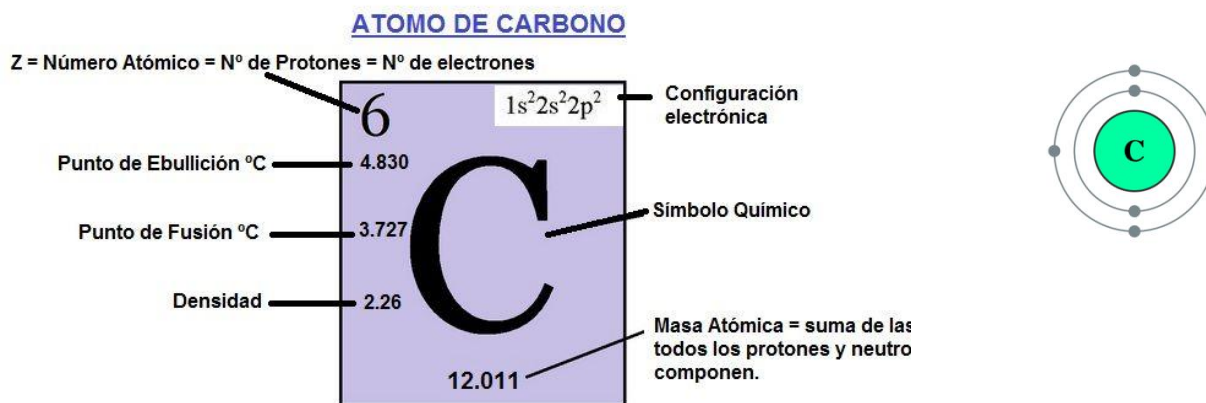
10.2. Los compuestos orgánicos

Posibilidad de enlaces múltiples consigo mismo o con otros elementos como el oxígeno, el nitrógeno.

10.3. Clasificación de las funciones orgánicas. Alcanos, alquenos y alquinos, hidrocarburos aromáticos sencillos, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres, aminas y compuestos halogenados

10.1. El átomo de carbono

Posibilidades de combinación que tiene el carbono: existencia de cadenas ramificadas.



¿Por qué el carbono da tantos compuestos distintos?

El carbono da multitud de compuestos diferentes porque sus átomos tienen la capacidad de unirse tanto entre sí como con otros muchos elementos.

Los átomos de carbono tienen un tamaño similar a otros elementos muy abundantes (nitrógeno, oxígeno, hidrógeno). Además, tienen 4 electrones en su capa más externa, lo que les permite formar una gran variedad de orbitales atómicos con gran poder enlazante.

El átomo de carbono ($Z = 6$), debido a su configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^2$, presenta una importante capacidad de combinación. Los átomos de carbono pueden unirse entre sí formando estructuras complejas y enlazarse a átomos o grupos de átomos que confieren a las moléculas resultantes propiedades específicas. La enorme diversidad en los compuestos del carbono hace de su estudio químico una importante área del conocimiento puro y aplicado de la ciencia actual.

Durante mucho tiempo la materia constitutiva de los seres vivos estuvo rodeada de no pocas incógnitas. Frente a la materia mineral presentaba, entre otras, una característica singular, su capacidad de combustión. Parecía como si los únicos productos capaces de arder hubieran de proceder de la materia viviente. En los albores de la química como ciencia se advirtió, además, que si bien la materia procedente de organismos vivos podía degradarse en materia mineral por combustión u otros procesos químicos, no era posible de ninguna manera llevar a cabo en el laboratorio el proceso inverso.

Argumentos de este estilo llevaron a Berzelius, a comienzos del siglo XIX, a sugerir la existencia de dos tipos de materia en la naturaleza, la materia orgánica o materia propia de los seres vivos, y la materia inorgánica. Para justificar las diferencias entre ambas se admitió que la materia orgánica poseía una composición especial y que su formación era debida a la intervención de una influencia singular o «fuerza vital» exclusiva de los seres vivos y cuya manipulación no era posible en el laboratorio. La crisis de este planteamiento, denominado vitalismo, llevó consigo el rápido desarrollo de la química de la materia orgánica en los laboratorios, al margen de esa supuesta «fuerza vital».

En la actualidad, superada ya la vieja clasificación de Berzelius, se denomina química orgánica a la química de los derivados del carbono e incluye el estudio de los compuestos en los que dicho elemento constituye una parte esencial, aunque muchos de ellos no tengan relación alguna con la materia viviente.

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

Estado fundamental del carbono



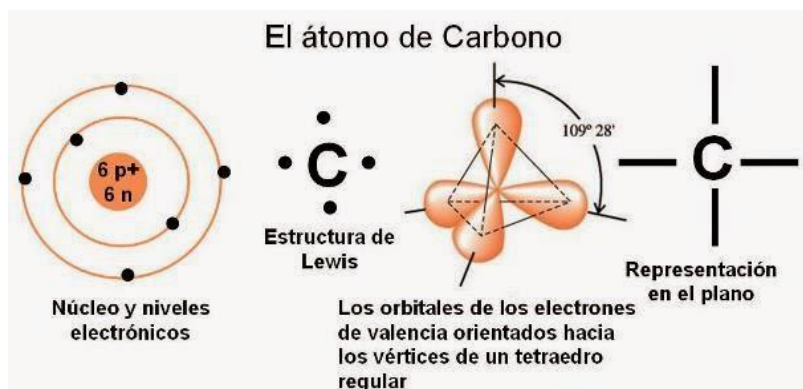
Estado excitado del carbono



El átomo de carbono constituye el elemento esencial de toda la química orgánica, y dado que las propiedades químicas de elementos y compuestos son consecuencia de las características electrónicas de sus átomos y de sus moléculas, es necesario considerar la configuración electrónica del átomo de carbono para poder comprender su singular comportamiento químico.

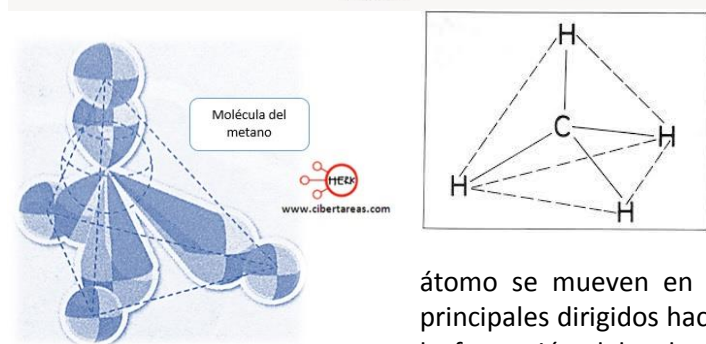
Se trata del elemento de número atómico $Z = 6$. Por tal motivo su configuración electrónica en el estado fundamental o no excitado es $1s^2 2s^2 2p^2$. La existencia de cuatro electrones en la última capa sugiere la posibilidad bien de ganar otros cuatro convirtiéndose en el ion C^{4-} cuya

configuración electrónica coincide con la del gas noble Ne, bien de perderlos pasando a ion C^{4+} de configuración electrónica idéntica a la del He. En realidad una pérdida o ganancia de un número tan elevado de electrones indica una dosis de energía elevada, y el átomo de carbono opta por compartir sus cuatro electrones externos con otros átomos mediante enlaces covalentes. Esa cuádruple posibilidad de enlace que presenta el átomo de carbono se denomina tetravalencia.



Enlaces

Los cuatro enlaces del carbono se orientan simétricamente en el espacio de modo que considerando su núcleo situado en el centro de un tetraedro, los enlaces están dirigidos a lo largo de las líneas que unen dicho punto con cada uno de sus vértices. La formación de enlaces covalentes puede explicarse, recurriendo al modelo atómico de la mecánica cuántica, como debida a la superposición de orbitales o nubes electrónicas correspondientes a dos átomos iguales o diferentes.



Así, en la molécula de metano CH_4 (combustible gaseoso que constituye el principal componente del gas natural), los dos electrones internos del átomo de C, en su movimiento en torno al núcleo, dan lugar a una nube esférica que no participa en los fenómenos de enlace; es una nube pasiva. Sin embargo, los cuatro electrones externos de dicho

átomo se mueven en el espacio formando una nube activa de cuatro lóbulos principales dirigidos hacia los vértices de un tetraedro y que pueden participar en la formación del enlace químico.

Cuando las nubes electrónicas de los cuatro átomos de hidrógeno se acercan suficientemente al átomo de carbono, se superponen o solapan con los lóbulos componentes de su nube activa, dando lugar a esa situación favorable energéticamente que denominamos enlace.

Todos los enlaces C—H en el metano tienen la misma longitud $1,06 \text{ \AA}$ ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$) y forman entre, sí ángulos iguales de 109° . Tal situación define la geometría tetraédrica característica de los enlaces del carbono. La propiedad que presentan los átomos de carbono de unirse de forma muy estable no sólo con otros átomos, sino también entre sí a través de enlaces C—C, abre una enorme cantidad de posibilidades en la formación de moléculas de las más diversas geometrías, en forma de cadenas lineales, cadenas cíclicas o incluso redes cúbicas. Este es el secreto tanto de la diversidad de compuestos orgánicos como de su elevado número.

10.2. Los compuestos orgánicos

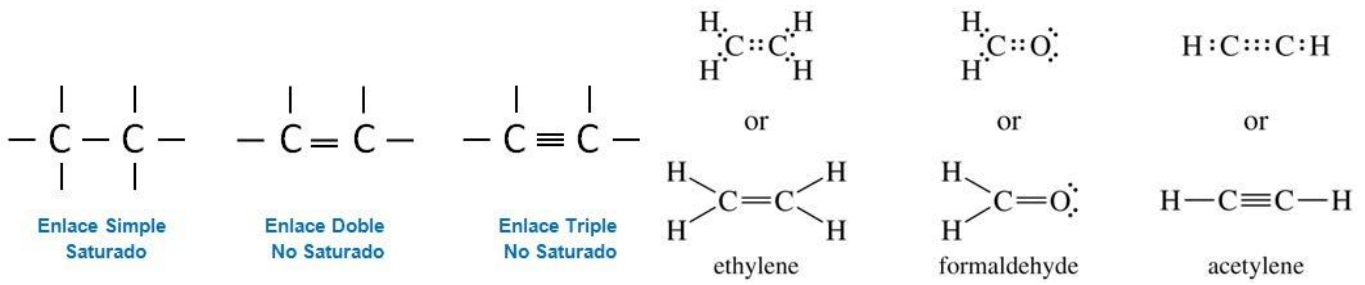
Posibilidad de enlaces múltiples consigo mismo o con otros elementos como el oxígeno, el nitrógeno.

El número de compuestos de carbono es enorme y sobrepasa con mucho al del conjunto de los compuestos del resto de los elementos químicos. Contrariamente a lo que se pensaba a principios del siglo XIX, la síntesis de un nuevo compuesto orgánico es una tarea fácil y anualmente se preparan cientos de miles de nuevos compuestos. Como consecuencia de ello, mientras que el número de compuestos inorgánicos conocidos apenas sí sobrepasa el medio millón, de los 12.000 compuestos orgánicos que se conocían en 1880, en 1910 se había pasado a los 150.000, al medio millón en 1940 y a los 5.000.000 en 1980. En la actualidad se debe haber duplicado la última cantidad, ya que el ritmo de aumento anual es de aproximadamente unos 500.000 nuevos compuestos.

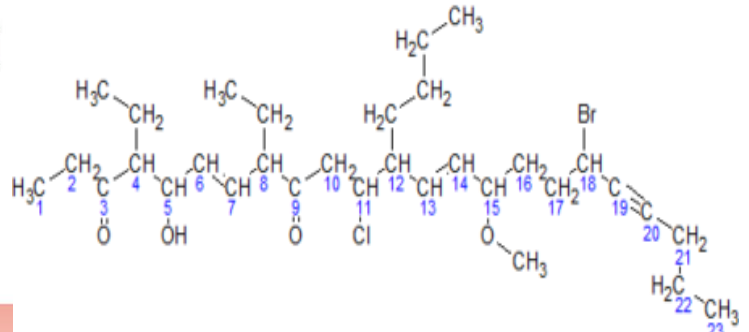
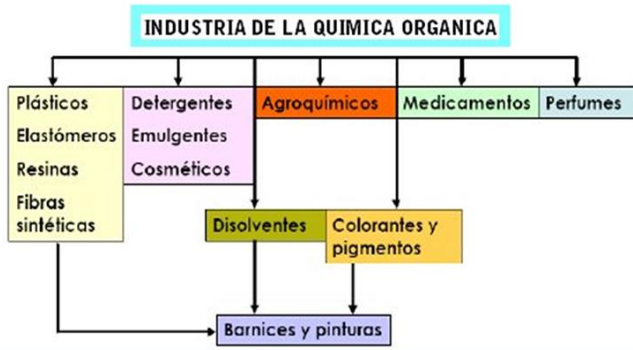
La causa de la existencia de un número tan elevado de compuestos de carbono se debe al carácter singular de este elemento, que puede:

- Formar enlaces fuertes con los más variados elementos, tanto con los muy electronegativos como con los de carácter metálico más acentuado.
- Unirse consigo mismo con enlaces covalentes fuertes, formando largas cadenas lineales, ramificadas o cíclicas.
- Formar enlaces múltiples (dobles y triples) consigo mismo o con otros elementos.

Como consecuencia de estas características existen muchos compuestos con la misma composición pero distinta estructura, fenómeno muy frecuente en química orgánica que se conoce con el nombre de *isomería*.



Campo de acción de la Química Orgánica en la industria



18-bromo-12-butyl-11-cloro-4,8-dietil-5-hidroxi-15-metoxi-6,13-dien-19-in-3,9-diona-tricosano

10.3. Clasificación de las funciones orgánicas. Alcanos, alquenos y alquinos, hidrocarburos aromáticos sencillos, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres, aminas y compuestos halogenados

YA VISTO ANTERIORMENTE.

Recordatorio.

<i>Fórmula</i>	<i>Función</i>	<i>Sufijo</i> (si es grupo principal)	<i>Prefijo</i> (si es sustituyente)
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$	Ácidos	oico	carboxil*
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{R}' \end{array}$	Ésteres (o sales)	oato	alcoxicarbonil** ariloxicarbonil**
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{NH}_2 \end{array}$	Amidas	amida	carbamoil*
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$	Aldehídos	al	oxo formil*
$\begin{array}{c} \text{R}-\text{C}-\text{R}' \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$	Cetonas	ona	oxo
$\text{R}-\text{C}\equiv\text{N}$	Nitrilos	nitrilo	ciano*
$\text{R}-\text{CH}_2\text{OH}$	Alcoholes	ol	hidroxil
$\text{R}-\text{NH}_2$	Aminas	amina	amino, aza
$\text{R}-\text{O}-\text{R}'$	Éteres	oxi	oxa
$\text{R}-\text{X}$	Derivados halogenados	—	fluoro, cloro, bromo, yodo
$\text{R}-\text{NO}_2$	Derivados nitrogenados	—	nitro
$\begin{array}{l} \text{R}=\text{R}' \text{ (R}=\text{R}'\text{—)} \\ \text{R}\equiv\text{R}' \text{ (R}\equiv\text{R}'\text{—)} \end{array}$	Hidrocarburos no saturados	eno (enilo) ino (inilo)	—
$\text{R}-\text{R}' \text{ (R—)}$	Hidrocarburos saturados	ano (ilo)	—

* Incluye el carbono del grupo funcional.

** Incluye los carbonos del grupo funcional y del radical.

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
PARTE ESPECÍFICA OPCIÓN B TECNOLOGÍA.
Materia: FÍSICA Y QUÍMICA
Duración: 1h15'
RESPONDE A 5 DE LAS 6 CUESTIONES PROPUESTAS

2017

1. Un automovil circula a 90 km/h durante 7 min. .Que distancia habra recorrido en ese tiempo? A continuacion, el vehiculo frena bruscamente, deteniendose en 10 s ¿Cual ha sido la aceleracion y la distancia de frenada? (2 puntos)
2. Un coche de 1250 kg, inicialmente en reposo, arranca con una aceleracion de 0,8 m/s², desplazandose 1 km por una carretera horizontal que se supone sin rozamiento. .Que trabajo realiza el motor? .Cual ha sido su potencia? (2 puntos)
3. El circuito electrico de una habitacion tiene conectadas en serie, cinco bombillas de 500 Ω de resistencia. Si la instalacion tiene una diferencia de potencial de 220 V, calcula la intensidad que circula y la potencia desarrollada. (2 puntos)

4. a) Completa la tabla siguiente: (1 punto)

Elemento	Z	A	electrones	protones	neutrones	representación	Configuración electrónica
Carbono						$^{12}_6\text{C}$	
Litio	3				4		$1s^2 2s^1$
Oxígeno						$^{16}_8\text{O}^{2-}$	
Cloro	17	35					$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Magnesio			10	12	12		

- b) Expresa el tipo de compuesto que se formara entre los pares de elementos de la tabla anterior que se indican a continuacion, su formula y el nombre del compuesto:

b.1) carbono y oxígeno (0,5 puntos) b.2) cloro y magnesio (0,5 puntos)

5. .Cuantos moles de dióxido de carbono gaseoso (CO₂) habra en 200 g? ¿Que volumen ocuparan a 1,8 atm y 33 oC? (2 puntos)

DATOS: R = 0,082 atm · L/(mol · K); Masas atomicas: C = 12 u; O = 16 u

6. El sodio (Na) reacciona con el agua (H₂O) de forma muy exotermica, generando hidrogeno (H₂) e hidroxido de sodio (NaOH). Escribe y ajusta la reaccion. Si se utilizan 115 g de Na con una pureza del 85%, determina la masa de hidrogeno que se formara. (2 puntos)

DATOS: Masas atomicas: Na = 23 u; H = 1 u

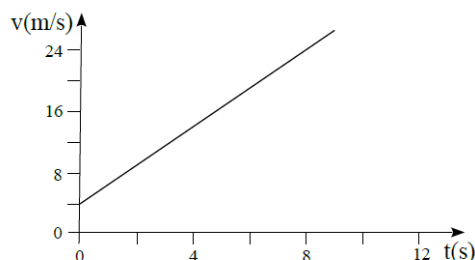
2016

Realiza los siguientes cambios de unidades (0,2 puntos por apartado):

- a) 450 m² a cm²
- b) 142 nm a m
- c) 34 °C a K
- d) 1 día a seg
- e) 250 mL a m³

- f) 30 m/s a km/h
- g) 67,9 kg a mg
- h) 0,8 mA a μA
- i) 980 g/L a kg/m³
- j) 7,2 GV a kV

2. La gráfica siguiente representa la variación de la velocidad de un móvil con el tiempo. Responde razonadamente a las siguientes preguntas (0,4 puntos por apartado).



- a) ¿Cuál es su velocidad inicial? ¿Y en el instante t = 8 s?
- b) ¿Cuál es la velocidad media durante los 8 primeros segundos?
- c) ¿Cuál es su aceleración?
- d) ¿De qué tipo de movimiento se trata? ¿Por qué?
- e) ¿Cuál es la distancia recorrida por el móvil desde t = 0 a t = 8 s?

3. Se deja caer un cuerpo de 12 kg desde una altura de 40 m. Supón despreciable la resistencia del aire. Determina (0,5 puntos por apartado):

- a) La energía potencial cuando está a una altura de 30 m.
- b) La energía cinética que tiene en ese instante y su velocidad.
- c) El trabajo que efectúa cuando choca contra el suelo.
- d) La velocidad con la que llega al suelo.

Dato: g = 9,81 m/s².

4. Indica qué enlace químico o fuerza intermolecular debe vencerse en cada caso. Explica brevemente sus características. (0,4 puntos por apartado).

- a) Evaporar agua.
- b) Disolver cloruro de potasio.
- c) Fundir dióxido de silicio.
- d) Fundir aluminio
- e) Evaporar nitrógeno líquido.

5. Halla la cantidad de ácido clorhídrico comercial, del 38,0% de riqueza y de densidad 1,19 g/mL, que se necesita para preparar 50,0 mL de disolución 1,00 M. Datos: Ar(H) = 1,01 u; Ar(Cl) = 35,45 u.

6.

a) Completa la tabla siguiente:

Átomo o ión	Calcio	Litio	Cloro	Carbono	Carbono
Nº de protones			17	6	
Nº de neutrones			18		
Nº de electrones					
Nº atómico		3			
Nº másico		7		12	14
Carga neta			-1	+4	0
Representación	⁴⁰ ₂₀ Ca ²⁺				
Configuración electrónica		1s ² 2s ¹			

b) Escribe el nombre o la fórmula química de los siguientes compuestos:

- a) ◦ HBrO₃
- b) ◦ AsH₃
- c) ◦ KMnO₄
- d) ◦ CH₂=CH-CO-CH₃
- e) ◦ CH₃-NH-CH₃
- f) ◦ Sulfuro de hierro(II)
- g) ◦ Trióxido de dibismuto
- h) ◦ Ácido sulfuroso
- i) ◦ Metano
- j) ◦ 2-hexanol

Pregunta 1

Desde dos poblaciones, A y B, que distan 8,00 km, salen al encuentro dos vehículos. El primero parte de A desde el reposo con una aceleración constante de 0,600 m/s². El segundo sale de B, 20,0 s más tarde, con una velocidad constante de 81,0 km/h. Suponiendo que la carretera entre ambos pueblos sea rectilínea, calcula:

- El instante en que se encontrarán.
- La velocidad que llevará cada vehículo en el instante de encuentro.

Pregunta 2

Un hombre tira de un trineo de 70 kg con una fuerza de 100 N, mediante una cuerda que forma un ángulo de 28° con la horizontal. El coeficiente de rozamiento entre el trineo y la nieve es de 0,10.

Calcula:

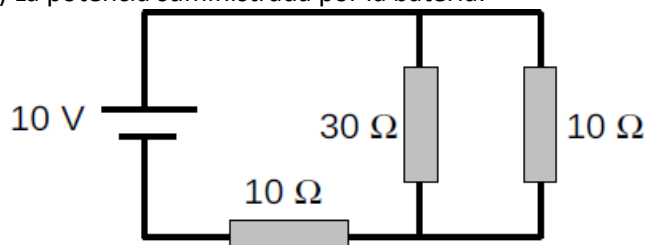
- La fuerza normal ejercida por la superficie sobre el trineo.
- La aceleración que experimentará el trineo.

Dato: $g = 9,81 \text{ m/s}^2$.

Pregunta 3

Sea un circuito con dos resistencias en paralelo de 10 Ω y 30 Ω, que se conectan en serie a otra resistencia 10 Ω y a una batería de 10 V, calcula:

- La intensidad de la corriente eléctrica en el circuito.
- La potencia suministrada por la batería.



Pregunta 4

Disponemos de una botella que contiene una disolución acuosa de amoníaco, NH₃. La etiqueta indica que su concentración es del 25,0% en masa y su densidad de 907 g/L.

- Determina la molaridad de la disolución.
- Expresa su concentración en g/cm³.

Datos: Ar(H) = 1,01 u; Ar(N) = 14,01 u.

Pregunta 5

Se introducen en un depósito 10 L de metano, CH₄ (g), y 10 L de oxígeno, O₂ (g), en condiciones normales, y se hace saltar una chispa provocando la rápida combustión del metano. Calcula las masas de las sustancias producto de la reacción.

Datos: Ar(H) = 1,01 u; Ar(C) = 12,01 u y Ar(O) = 16,00 u.

Pregunta 6

a) Completa la tabla siguiente:

Átomo o ion	Potasio	Berilio	Flúor	Oxígeno	Oxígeno
Nº de protones			9	8	
Nº de neutrones			10	8	10
Nº de electrones					
Nº atómico		4			
Nº másico		9			
Carga neta			-1	-2	0
Representación	${}_{19}^{31}\text{K}^{+}$				
Configuración electrónica		1s ² 2s ²			

b. Escribe el nombre o la fórmula química de los siguientes compuestos:

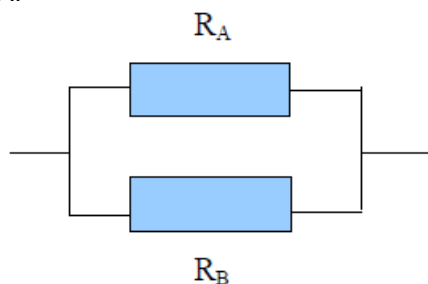
- o AlBr_3
- o HClO_4
- o Na_2CO_3
- o $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$
- o $\text{C}_6\text{H}_5-\text{COOH}$
- o Hidróxido de zinc
- o Dicloruro de pentaoxígeno
- o Peróxido de hidrógeno
- o Ciclopropano
- o 2-etil-5-metiloctano

2014

1) Se lanza verticalmente hacia arriba, desde el suelo, un cuerpo con una velocidad de 30 m/s. Calcula: a) La altura a la que se encuentra dos segundos después. b) La altura máxima alcanzada. *Tomar $g = 10 \text{ m/s}^2$*

2) Lanzamos un bloque de madera de masa por un suelo horizontal, con el que tiene un coeficiente de rozamiento al deslizamiento $m=0,2$, con una velocidad inicial de 5 m/s. a) Calcula la aceleración de frenado del bloque. , b)¿Qué velocidad tendrá al cabo de 1 s? *Tomar $g = 10 \text{ m/s}^2$*

3) Se tienen dos resistencias de $R_A = 8\Omega$ y $R_B = 20\Omega$, asociadas en paralelo. Si por la primera pasa una intensidad de 2 A.



- a) ¿Cuál es la ddp aplicada en bornes de la asociación?
- b) ¿Cuál es la intensidad total que circula por la asociación?

4) a) Dados los elementos de configuraciones electrónicas: $[\text{W}] = 1s^2 2s^2 2p^4$

$[\text{X}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ $[\text{Y}] = 1s^2 2s^2 2p^6 2s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$. Razona la validez o no de las siguientes afirmaciones:

- a1) Pertenecen al mismo periodo;
 - a2) Pertenecen al mismo grupo;
 - a3) Y pertenece al 4º periodo
 - a4) El número atómico de X es 14.
 - a5) Y es el elemento más electronegativo
 - b) Nombra: $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$; $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$; FeO ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; ZnCO_3
- Formula: a) óxido de estaño (IV) ; b) ácido perclórico; c) 3-etil-6-metil-2-hepteno ;
d) 1,4-diclorobenceno; e) trimetilamina

5)

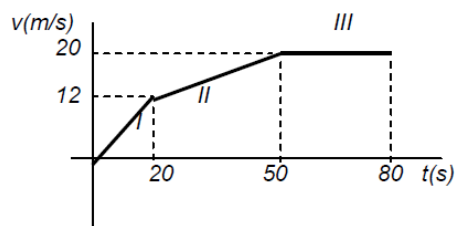
a) Calcula la masa molar de un gas a partir de los siguientes datos: a la temperatura de 30°C y a la presión de 310 mmHg , 1,02 g de cierto gas ocupan un volumen de 1 L. *Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{K}\cdot\text{mol}$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$*

b) Disolvemos 2 gr. de NaCl en agua suficiente hasta alcanzar los 100 mL. Expresa su concentración en g/L y en mol/L. (*Masas atómicas: $\text{Na} = 23 \text{ u.}$; $\text{Cl} = 35,5 \text{ u.}$*)

6) Teniendo en cuenta la reacción: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ¿Qué volumen de ácido clorhídrico 0'5 M es necesario para reaccionar con 500 g de carbonato de calcio? *Masas atómicas: $\text{Ca} = 40 \text{ u.}$; $\text{C} = 12 \text{ u.}$; $\text{Cl} = 35,5 \text{ u.}$; $\text{O} = 16 \text{ u.}$; $\text{H} = 1 \text{ u.}$*

2013

1. Calcular la distancia recorrida por un coche que viaja a 120 km/h y frena parándose en 12 segundos.



2. La gráfica adjunta corresponde a la variación de la velocidad con el tiempo de un móvil de 1200 kg de masa que se mueve con movimiento rectilíneo.

Calcula la fuerza resultante que actúa sobre el móvil en cada uno de los tres tramos.

3. Por una resistencia de 5 ohm circula una corriente de 3 A. ¿Qué resistencia deberemos conectar en serie para que la intensidad se reduzca a 0,5 A?

4. a) Si un átomo tiene 18 electrones y 20 neutrones. ¿Cuál será su número atómico y su número másico?. Escribe su configuración electrónica. y justifica de qué tipo de elemento se trata.

b) Completa la tabla escribiendo la fórmula o el nombre según corresponda:

Fórmula	Nombre
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$	etano
$\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$	dietiléter
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$	2-hexanona
	ácido propanoico
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2$	

5. Un volumen de 30 L de un gas ha sido envasado a 2 atmósferas y a la temperatura de 25 °C. Calcula el volumen del recipiente en el que el gas estaría a una presión de 1 atm y una temperatura de 40 °C

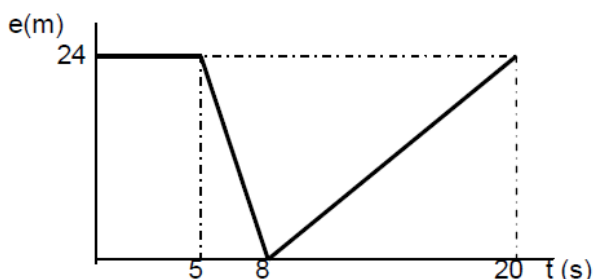
6. En la combustión del gas propano, (C_3H_8), éste reacciona con el oxígeno del aire produciendo dióxido de carbono y agua, además de desprender calor según la reacción: $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

a). Escribe la reacción ajustada, analiza si esta reacción es endotérmica o exotérmica.

b) Calcula la masa de agua que se producirá en la combustión de 220 gramos de propano. Datos: Ar H(1) ; C(12) ; O(16)

2012

1)



A partir de la gráfica espacio-tiempo adjunto:

a) Para cada tramo: describir el tipo de movimiento y calcular su velocidad

b) Calcular la velocidad media del móvil en los 20 segundos representados

2) Un montacargas eleva un peso de 1500 Kg N al piso 15 de un edificio, siendo 3'2 m la altura de cada piso.

a) Calcúlese la energía potencial de dicho peso a esa altura.

b) Debido a una mala manipulación el peso cae a la calle. Calcúlese la velocidad de llegada al suelo, considerando despreciable el rozamiento con el aire.

Tomar $g = 9'8 \text{ m/s}^2$

3) Por una resistencia de 12 W circula una corriente de 1,5 A. ¿Cuál será el valor de la intensidad si intercalamos

entre A y B otra resistencia de 20 W conectada en serie a la primera?

4) a) Formular o nombrar, según corresponda

Monóxido de carbono; hidróxido cesio ; ácido hipoyodoso ; 2-metil-1,5-hexanodiol ; butanal
BaO ; NaClO₄ ; CH₃-CH=CH-CH=CH-CH₃ ; CH₃-CH₂-O-CH₂-CH₃
CH₃-CH₂-CO-CH₂-CH₃

b) Describe en qué consiste la fuerza intermolecular denominada puente de hidrógeno (o enlace de hidrógeno) y cita ejemplos de moléculas que lo presenten.

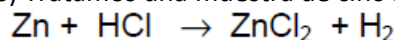
5) Se tienen 15 moles de oxígeno gaseoso (O₂), se pide:

a) El volumen que ocuparán a 600 mmHg y 30°C

b) La presión que ejercerán si ocupan un volumen de 6 L a 50°C

Datos: ; 1atm=760 mmHg (milímetros de mercurio)

6) Tratamos una muestra de cinc con ácido clorhídrico del 82 % de riqueza. La reacción es



Ajusta la reacción y calcula el volumen de hidrógeno desprendido en C.N. si se precisan 32 g de ácido para que reaccione todo el cinc. Datos: Matómicas: H=1 u y Cl= 35,5 u.

2011

Cuestión 1. Un automóvil se mueve a 108 km/h. a)¿Qué distancia recorre entre las 09h 37min y las 09h 45 min. b) Cuando son las 09h 45 min el conductor levanta el pie del acelerador y el automóvil tarda 30 segundos en detenerse. ¿Qué distancia ha recorrido en esos 30 segundos?

Cuestión 2. a) Calcula la energía cinética de un avión de 5 toneladas de masa, moviéndose a una velocidad de 756 km/h . b) Calcula a qué altura debe volar el avión para que su energía potencial valga lo mismo que la energía cinética del apartado a. Toma g= 9'8 m/s²

Cuestión 3. Un calentador eléctrico tiene 4 resistencias de nichrome de 10 W en serie. El calentador está diseñado para usarlo a 220 V de tensión. Calcula la potencia que desarrolla y la intensidad que circula.

Cuestión 4.

a) Representa la estructura de Lewis de las moléculas N₂ , CO₂ y PCI₃ y especifica el número de pares de electrones solitarios que hay en cada una de ellas.

Números atómicos: N(7); C(6); O(8); P(15); Cl(17)

b) Formula o nombra:

SO₃ CaCO₃ CH₃ - CH₂ -CH₃ CH₃-O- CH₃ CH₃ -CHOH-CH₂-CH₃

Hidróxido de cinc ; Óxido de estaño (IV) ; ácido nitroso ; eteno ; ácido propanóico

Cuestión 5.

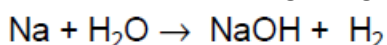
a) Calcula el volumen que ocupan 4 moles de gas butano en condiciones normales.

b) Calcula el volumen que ocuparán los mismos 4 moles a 980 mmHg de presión y 35°C de temperatura.

Datos: ; 1atm=760 mmHg (milímetros de mercurio)

Cuestión 6.

El sodio reacciona con agua según la reacción



a) Ajusta la reacción

b) Hacemos reaccionar 10g de sodio metálico con agua. Determina la masa de hidrógeno que se formará.

Matómicas: Na=23 u ; H=1 u.

2010

Cuestión 1.

Un coche circula con una velocidad de 120 km/h. En un instante dado el conductor frena y el coche reduce su velocidad hasta 80 km/h en 5 segundos. Calcular: a) El valor de la aceleración, que se supone constante. b) la distancia recorrida en los 5 segundos de frenada.

Cuestión 2.

El motor de un automóvil es capaz de comunicarle una aceleración de durante partiendo del reposo. a) Despreciando rozamientos, determina la energía cinética del automóvil a final de los 12 s. b) ¿Cuál es la potencia desarrollada por el motor en CV? Datos: $1CV=736W$

Cuestión 3.

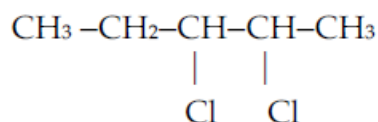
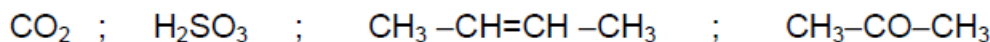
Por una resistencia de 2 ohmios circula una corriente de 6 A. ¿Cuál será el valor de la intensidad si añadimos al circuito otra resistencia de 8 ohmios conectada en serie a la primera?

Cuestión 4.

a) ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tienen los siguientes isótopos del hidrógeno y del carbono: ?



b) Formular o nombrar:



Hidróxido de bario ; Óxido de Plomo (IV) ; Carbonato de magnesio ; metilbenceno ;
2-metilbutanal

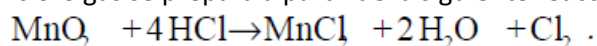
Cuestión 5.

Calcula a) la masa que tienen 12 moles de Na_2SO_3 . b) los gramos que tendremos en 120 L de CO_2 medidos en condiciones normales

Masas atómicas: Na = 23 u.; S = 32 u.; O = 16 u. ; C = 12u.;

Cuestión 6.

El cloro gas se prepara a partir de la siguiente reacción química:



Averigua el volumen de cloro (gas) en C.N. que se obtendrá a partir de 15 g de MnO_2 con el HCl necesario.

Datos: Masas atómicas: Mn=54,9 u ; O= 16 u.

