



Opción C



Profesor: Jaime Espinosa

jaespimo@hotmail.com

<https://jaespimon.wordpress.com/>

ÍNDICE DE CONTENIDOS

Programa

Criterios de evaluación

ADAPTACIÓN DE LOS BLOQUES PRESCRIPTIVOS EN UNIDADES

TIPOS DE PREGUNTAS EN LOS EXÁMENES

CONTENIDOS MÁS IMPORTANTES

GLOSARIO DE TÉRMINOS QUÍMICOS

UNIDAD 1. FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS Y ORGÁNICOS

1.1. LAS VALENCIAS DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

1.2. FORMULACIÓN DE QUÍMICA INORGÁNICA

1.2.1. Combinaciones binarias del Oxígeno: ÓXIDOS

1.2.2. Combinaciones binarias del Hidrógeno

1.2.3. Otras combinaciones binarias

1.2.4. Hidróxidos

1.2.5. Ácidos oxoácidos

1.2.5. Sales

1.2.6. Peróxidos

1.2.7. REPASO. ESQUEMAS.

1.2.8. EJEMPLOS RESUELTOS PARA PRACTICAR

1.2.9. FORMULACIÓN DE QUÍMICA INORGÁNICA-Chuleta

1.3. FORMULACIÓN DE QUÍMICA ORGÁNICA

1.3.1. Compuestos orgánicos

1.3.2. Fórmulas moleculares, desarrolladas y semidesarrolladas:

1.3.3. HIDROCARBUROS:

1.3.3.1. HIDROCARBUROS SATURADOS (ALCANOS): Todos los enlaces C - C son simples.

1.3.3.2. ALQUENOS (HIDROCARBUROS INSATURADOS):

1.3.3.3. ALQUINOS (HIDROCARBUROS INSATURADOS):

1.3.3.4. HIDROCARBUROS CÍCLICOS Y AROMÁTICOS:

1.3.4. HALUROS (HALOGENUROS):

1.3.5. GRUPOS FUNCIONALES CON OXÍGENO

1.3.6. GRUPOS FUNCIONALES CON NITRÓGENO

1.3.7. ORDEN DE PREFERENCIA PARA LA ELECCIÓN DE GRUPO PRINCIPAL

1.3.8. 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 2. EL ÁTOMO

2.1. La materia

2.2. EL ÁTOMO

2.2.1. Los distintos modelos atómicos

2.2.2. Estructura del átomo. El núcleo y la corteza.

2.2.3. Modelo atómico de Bohr

2.2.4. Formación de iones

2.2.5. Introducción al modelo mecánico cuántico

2.2.6. A efectos prácticos: Estructura de la corteza del átomo.

2.2.7. Configuración electrónica

2.3. Sistema Periódico

2.3.1. El Sistema periódico de Mendeleiev y Meyer. Nueva ordenación de Moseley.

2.3.2. El Sistema Periódico o Tabla Periódica actual y la configuración electrónica de los elementos.

2.3.3. Las propiedades periódicas.

UNIDAD 3. EL ENLACE QUÍMICO

3.1. El enlace y las moléculas

3.1.1. ¿Por qué se unen los átomos?

3.1.2. Tipos de Enlace

3.2. Enlace iónico

3.3. Enlace Covalente

3.3.1. El enlace covalente

3.3.2. Diagramas de Lewis.

3.3.3. Geometría de las moléculas

3.4. Fuerzas intermoleculares

3.5. 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 4. REVISIÓN Y PROFUNDIZACIÓN DE LA TEORÍA ATÓMICOMOLECULAR

4.1. La clasificación de las sustancias: elementos, compuestos y mezclas

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

4.2.1. Ley de Lavoisier o de conservación de la masa

4.2.2. Ley de Proust o de las proporciones definidas

4.2.3. Ley de las proporciones múltiples (o de Dalton).

4.2.4. Ley de las proporciones recíprocas (o de Richter).

4.4. Ley de los volúmenes de combinación (o de Gay-Lussac).

4.5. Hipótesis de Avogadro

4.6. Masa atómica y molecular

4.7. Concepto de mol

4.8. Disoluciones

4.8.1. Concepto

4.8.2. Tipos de disoluciones

4.8.3. Concentración de una disolución

4.8.4. Formas de expresar la concentración de una disolución

4.9. Ecuación de los gases ideales

4.10. Ley de Dalton

4.11. Composición centesimal. Fórmulas empíricas y moleculares

RESUMEN-CHULETA

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA. Opciones B y C

UNIDAD 5. CAMBIOS ENERGÉTICOS EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

5.1. Las reacciones químicas

5.2. Tipos de reacciones químicas

5.3. Reacciones endotérmicas y exotérmicas

5.4. La entalpía

5.5. Cálculo de la entalpía de una reacción

5.5.1. Mediante las entalpías estándar de formación

5.5.2. Mediante la Ley de Hess

5.5.3. Cálculo de la energía de una reacción a partir de las energías de enlace

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA

EXÁMENES PAU > 25

UNIDAD 6. CAMBIOS MATERIALES EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

6.1. Las reacciones químicas

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

6.3. Cálculos estequiométricos

EJEMPLOS RESUELTOS

RESUMEN-CHULETA
PROBLEMAS SEMIRESUELTOS
EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA. Opciones B y C
PAU > 25
OTROS

UNIDAD 7. REACCIONES ÁCIDO-BASE

- 7.1. Teorías de Ácidos y Bases
 - 7.1.1. Teoría de Arrhenius
 - 7.1.2. Teoría de Brönsted y Lowry
- 7.2. Fuerza relativa de Ácidos y Bases
- 7.3. Autoionización del agua
- 7.4. Concepto de pH
- 7.5. Cálculo de pH de ácidos y bases fuertes
- 7.6. Reacciones de neutralización

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
EXÁMENES PAU > 25

UNIDAD 8. REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

- 8.1. Reacciones de oxidación-reducción (REDOX)
- 8.2. Definición de oxidación y reducción.
- 8.3. Número de oxidación o estado de oxidación (N.O.)
- 8.4. Oxidaciones y reducciones. Semirreacciones
- 8.5. Ajuste de reacciones redox (método del ion-electrón)

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
EXÁMENES PAU > 25

UNIDAD 9. INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA DEL CARBONO

- 9.1. El átomo de carbono
- 9.2. Los compuestos orgánicos
- 9.3. Clasificación de las funciones orgánicas. Alcanos, alquenos y alquinos, hidrocarburos aromáticos sencillos, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres, aminas y compuestos halogenados
- 9.4. Concepto de isomería. Isomería de cadena, de posición y de función

RESUMEN DE TODO

Programa

Bloque 1. Revisión y profundización de la teoría atómicomolecular

Análisis de algunas sustancias habituales en la naturaleza. Los tres estados físicos y sus modelos.

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 2. El átomo y sus enlaces

Papel de los modelos atómicos en el avance de la química: modelos de Thomson y de Rutherford. Experiencia 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.

Variación periódica de las propiedades atómicas

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 3. Cambios energéticos y materiales en las reacciones químicas

Modelo elemental de reacción a partir de las colisiones que provocan roturas y formación de nuevos enlaces. Existencia de reacciones endotérmicas y exotérmicas con este modelo.

Cálculo de la energía de una reacción a partir de las energías de enlace

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.

Concepto de reacción de formación y de calor de formación. Cálculo de calores de reacción a partir de los calores de formación de las sustancias involucradas.

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 reactivos impuros. Rendimiento de una reacción. Procesos químicos que ocurren con reactivo limitante.

Cálculos estequiométricos con reacciones en las que intervienen disoluciones.

Reacciones ácido-base. Conceptos de ácido y base de Arrhenius y de Brønsted-Lowry. Ácidos y bases fuertes. Concepto de pH. Reacciones de neutralización.

Reacciones de oxidación-reducción. Asignación de número de oxidación. Cambios en los números de oxidación. Oxidante y reductor

Bloque 4. 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).

Concepto de isomería. Isomería de cadena, de posición y de función

Criterios de evaluación

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 los isótopos. Calcular la masa atómica de un elemento a partir de la abundancia isotópica.

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

Comparar, razonadamente mediante una utilización comprensiva de la tabla periódica (elementos representativos), algunas propiedades atómicas y deducir la fórmula de compuestos binarios que puedan formarse.

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 de calores de reacción: a partir de energías de enlace y a partir de calores de formación.

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

Hacer cálculos estequiométricos con reactivos impuros, con rendimientos y con estimación de reactivos limitantes.

Hacer cálculos estequiométricos con intervención de disoluciones.

Calcular el pH de disoluciones de ácidos o bases fuertes. Hacer cálculos con reacciones de neutralización.

Identificar reacciones de oxidación-reducción justificando quien es el elemento oxidante y el reductor.

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.

Distinguir la isomería de cadena, posición y función, y representar los posibles isómeros de una fórmula.

ADAPTACIÓN DE LOS BLOQUES PRESCRIPTIVOS EN UNIDADES

UNIDAD 1. 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 2. EL ÁTOMO

Papel de los modelos atómicos en el avance de la química: modelos de Thomson y de Rutherford. Experiencia 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.

Variación periódica de las propiedades atómicas

UNIDAD 3. EL ENLACE QUÍMICO

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 4. REVISIÓN Y PROFUNDIZACIÓN DE LA TEORÍA ATÓMICOMOLECULAR

Análisis de algunas sustancias habituales en la naturaleza. Los tres estados físicos y sus modelos.

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 5. CAMBIOS ENERGÉTICOS EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

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

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

Existencia de reacciones endotérmicas y exotérmicas con este modelo.

Cálculo de la energía de una reacción a partir de las energías de enlace

Concepto de reacción de formación y de calor de formación. Cálculo de calores de reacción a partir de los calores de formación de las sustancias involucradas.

UNIDAD 6. CAMBIOS MATERIALES EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

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 reactivos impuros. Rendimiento de una reacción. Procesos químicos que ocurren con reactivo limitante.

Cálculos estequiométricos con reacciones en las que intervienen disoluciones.

UNIDAD 7. REACCIONES ÁCIDO-BASE

Reacciones ácido-base. Conceptos de ácido y base de Arrhenius y de Brønsted-Lowry. Ácidos y bases fuertes.

Concepto de pH. Reacciones de neutralización.

UNIDAD 8. REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

Reacciones de oxidación-reducción. Asignación de número de oxidación. Cambios en los números de oxidación.

Oxidante y reductor

UNIDAD 9. 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.

Concepto de isomería. Isomería de cadena, de posición y de función

TIPOS DE PREGUNTAS EN LOS EXÁMENES

PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR

PARTE ESPECÍFICA OPCIÓN C CIENCIAS.

Materia: QUÍMICA

Duración: 1h15'

RESPONDE A 5 DE LAS 6 PREGUNTAS PROPUESTAS

2017

1. Estequiometría básica: Disoluciones
2. Estequiometría básica: Moles, gases.
3. Átomo: Configuración electrónica.
4. Termoquímica: Entalpía
5. Termoquímica. Estequiometría: Reacción combustión
6. Orgánica: Isómeros

2015

1. Estequiometría: Leyes ponderales
2. Estequiometría básica: Moles, gases.
3. Átomo: Configuración electrónica. El
4. Enlace: Fuerzas intermoleculares
5. Ácidos y bases: pH. Neutralización.
6. Formulación QI y QO

2014

1. Estequiometría básica: Disoluciones
2. Átomo: Z, A
3. Átomo: Configuración electrónica. EN
4. Enlace: Tipos y propiedades
5. Termoquímica. Estequiometría: Reacción combustión
6. Formulación QI y QO

2013

1. Estequiometría básica: Moles, gases.
2. Átomo: Configuración electrónica, Z, A, EN
3. Enlace: Moléculas. Lewis. Polaridad.
4. Ácidos y bases: pH.
5. Termoquímica: Entalpía
6. Orgánica: Hidrocarburos. Isómeros.

2012

1. Estequiometría básica: Moles, gases.
2. Átomo: Isótopos.
3. Estequiometría: Leyes ponderales
4. Enlace: Tipos y propiedades
5. Redox: Tipos.
6. Orgánica: Hidrocarburos. Isómeros.

2011

1. Estequiometría: Composición centesimal.
2. Átomo: Configuración electrónica, Z, A
3. Enlace: Tipos.
4. Estequiometría: Redox
5. Termoquímica. Estequiometría: Reacción combustión
6. Orgánica: Hidrocarburos. Isómeros.

2010

1. Estequiometría bàsica: Moles, gases.
2. Àtomo: Configuraci3n electr3nica.
3. Formulaci3n: QI
4. Estequiometría: reacci3n.
5. Àcidos y bases: Neutralizaci3n
6. Orgànica: Is3meros.

CONTENIDOS MÀS IMPORTANTES

FORMULACI3N

3 veces de 7

Formulaci3n QI y QO

Formulaci3n QI y QO

Formulaci3n: QI

ÀTOMO

8 veces de 7

Àtomo: Configuraci3n electr3nica, Z, A

Àtomo: Configuraci3n electr3nica, Z, A, EN

Àtomo: Configuraci3n electr3nica.

Àtomo: Configuraci3n electr3nica.

Àtomo: Configuraci3n electr3nica. El

Àtomo: Configuraci3n electr3nica. EN

Àtomo: Is3topos.

Àtomo: Z, A

ENLACE

5 veces de 7

Enlace: Fuerzas intermoleculares

Enlace: Mol3culas. Lewis. Polaridad.

Enlace: Tipos y propiedades

Enlace: Tipos y propiedades

Enlace: Tipos.

ESTEQUIOMETRÍA

12 veces de 7

Estequiometría bàsica: Disoluciones

Estequiometría bàsica: Disoluciones

Estequiometría bàsica: Moles, gases.

Estequiometría bàsica: Moles, gases.

Estequiometría bàsica: Moles, gases.

Estequiometría bàsica: Moles, gases.

Estequiometría bàsica: Moles, gases.

Estequiometría: Composici3n centesimal.

Estequiometría: Leyes ponderales

Estequiometría: Leyes ponderales

Estequiometría: Reacci3n.

Estequiometría: Redox

TERMOQUÍMICA

5 veces de 7

Termoquímica. Estequiometría: Reacci3n combusti3n

Termoquímica. Estequiometría: Reacci3n combusti3n

Termoquímica. Estequiometría: Reacci3n combusti3n

Termoquímica: Entalpía

Termoquímica: Entalpía

ÀCIDOS Y BASES

3 veces de 7

Ácidos y bases: Neutralización

Ácidos y bases: pH.

Ácidos y bases: pH. Neutralización.

REDOX

1 vez de 7

Redox: Tipos.

ORGÁNICA

5 veces de 7

Orgánica: Hidrocarburos. Isómeros.

Orgánica: Hidrocarburos. Isómeros.

Orgánica: Hidrocarburos. Isómeros.

Orgánica: Isómeros

Orgánica: Isómeros.

GLOSARIO DE TÉRMINOS QUÍMICOS

- **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).
- **Delicuescencia** 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. En 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 para 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 Bohr, 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

umenta 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 (H₃O⁺); $pH = \log 1/ \{ H^+ \}$. 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. 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).

1.1. LAS VALENCIAS DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

1.2. FORMULACIÓN DE QUÍMICA INORGÁNICA

1.2.1. Combinaciones binarias del Oxígeno: ÓXIDOS

1.2.2. Combinaciones binarias del Hidrógeno

1.2.3. Otras combinaciones binarias

1.2.4. Hidróxidos

1.2.5. Ácidos oxoácidos

1.2.5. Sales

1.2.6. Peróxidos

1.2.7. REPASO. ESQUEMAS.

1.2.8. EJEMPLOS RESUELTOS PARA PRACTICAR

1.2.9. FORMULACIÓN DE QUÍMICA INORGÁNICA-Chuleta

1.3. FORMULACIÓN DE QUÍMICA ORGÁNICA

1.3.1. Compuestos orgánicos

1.3.2. Fórmulas moleculares, desarrolladas y semidesarrolladas:

1.3.3. HIDROCARBUROS:

1.3.3.1. HIDROCARBUROS SATURADOS (ALCANOS): Todos los enlaces C - C son simples.

1.3.3.2. ALQUENOS (HIDROCARBUROS INSATURADOS):

1.3.3.3. ALQUINOS (HIDROCARBUROS INSATURADOS):

1.3.3.4. HIDROCARBUROS CÍCLICOS Y AROMÁTICOS:

1.3.4. HALUROS (HALOGENUROS):

1.3.5. GRUPOS FUNCIONALES CON OXÍGENO

1.3.6. GRUPOS FUNCIONALES CON NITRÓGENO

1.3.7. ORDEN DE PREFERENCIA PARA LA ELECCIÓN DE GRUPO PRINCIPAL

1.3.8. 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



1.1. 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	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	
Subniveles	Periodo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1s	1																			2 4,00 He Helio
2s2p	2	3 6,94 Li Litio	4 9,01 Be Berilio											5 10,81 B Boro	6 12,01 C Carbono	7 14,01 N Nitrógeno	8 16,00 O Oxígeno	9 19,00 F Flúor	10 20,18 Ne Neón	
3s3p	3	11 22,99 Na Sodio	12 24,31 Mg Magnesio											13 26,98 Al Aluminio	14 28,09 Si Silicio	15 30,97 P Fósforo	16 32,07 S Azufre	17 35,45 Cl Cloro	18 39,95 Ar Argón	
4s3d4p	4	19 39,10 K Potasio	20 40,08 Ca Calcio	21 44,96 Sc Escandio	22 47,87 Ti Titanio	23 50,94 V Vanadio	24 52,00 Cr Cromo	25 54,94 Mn Manganeso	26 55,85 Fe Hierro	27 58,93 Co Cobalto	28 58,69 Ni Níquel	29 63,55 Cu Cobre	30 65,41 Zn Zinc	31 69,72 Ga Galio	32 72,64 Ge Germanio	33 74,92 As Arsénico	34 78,96 Se Selenio	35 79,90 Br Bromo	36 83,80 Kr Kriptón	
5s4d5p	5	37 85,47 Rb Rubidio	38 87,62 Sr Estroncio	39 88,91 Y Itrio	40 91,22 Zr Circonio	41 92,91 Nb Niobio	42 95,94 Mo Molibdeno	43 98,91 Tc Tecnecio	44 101,07 Ru Rutenio	45 102,91 Rh Rodio	46 106,42 Pd Paladio	47 107,87 Ag Plata	48 112,41 Cd Cadmio	49 114,82 In Indio	50 118,71 Sn Estaño	51 121,76 Sb Antimonio	52 127,60 Te Teluro	53 126,90 I Yodo	54 131,29 Xe Xenón	
6s4f5d6p	6	55 132,91 Cs Cesio	56 137,33 Ba Bario	71 174,97 Lu Lutecio	72 178,49 Hf Hafnio	73 180,95 Ta Tantalio	74 183,84 W Volframio	75 186,21 Re Renio	76 187,04 Os Osmio	77 192,22 Ir Iridio	78 195,08 Pt Platino	79 196,97 Au Oro	80 200,59 Hg Mercurio	81 204,38 Tl Talio	82 207,19 Pb Plomo	83 208,98 Bi Bismuto	84 209 Po Polonio	85 210 At Astatino	86 222 Rn Radón	
7s5f6d7p	7	87 223 Fr Francio	88 226 Ra Radio	103 262 Lr Laurencio	104 261 Rf Rutherfordio	105 262 Db Dubnio	106 266 Sg Seaborgio	107 264 Bh Bohrío	108 277 Hs Hassio	109 268 Mt Meitnerio	110 271 Ds Darmstadtio	111 272 Rg Roentgenio	112 285 Uub Ununbium	113 285 Uut Ununtrium	114 289 Uuq Ununquadium	115 289 Uup Ununpentium	116 289 Uuh Ununhexium	El descubrimiento de los elementos del 112 al 116 no ha sido confirmado por la IUPAC.		
Lantánidos 6		57 138,91 La Lantano	58 140,12 Ce Cerio	59 140,91 Pr Praseodimio	60 144,24 Nd Neodimio	61 145 Pm Prometio	62 150,36 Sm Samario	63 151,96 Eu Europio	64 157,25 Gd Gadolinio	65 158,93 Tb Terbio	66 162,50 Dy Disprosio	67 164,93 Ho Holmio	68 167,26 Er Erbio	69 168,93 Tm Tulio	70 173,04 Yb Iterbio					
Actínidos 7		89 227 Ac Actinio	90 232,04 Th Torio	91 231,04 Pa Protactinio	92 238,03 U Uranio	93 237 Np Neptunio	94 248 Pu Plutonio	95 248 Am Americio	96 247 Cm Curio	97 247 Bk Berkelio	98 251 Cf Californio	99 251 Es Einstenio	100 257 Fm Fermio	101 258 Md Mendelevio	102 259 No Nobelio					

■ Negro - sólido ■ Azul - líquido ■ Rojo - gas
■ Violeta - artificial ■ Metales ■ Semimetales ■ No metales ■ Gases nobles

*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	+2, +4	Cadmio	Cd	+2, +3
Estaño	Sn		Hierro	Fe	
Plomo	Pb		Cobalto	Co	
Platino	Pt		Niquel	Ni	
Paladio	Pd	+1, +3	Manganeso*	Mn	+2, +3, +4, +6, +7
Oro	Au		Cromo**	Cr	+2, +3, +6
Plata	Ag	+1			
Aluminio	Al	+3			

1.2. FORMULACIÓN DE QUÍMICA INORGÁNICA

1.2.1. Combinaciones binarias del Oxígeno: ÓXIDOS

Deben nombrarse como óxidos tanto las combinaciones de oxígeno con metales como con no metales. Para formularlos se escribe siempre, a la izquierda, el elemento más electropositivo (más metal), intercambiándose los números de oxidación del oxígeno (-2) y del otro elemento.



Siempre se escribe en orden contrario a como se nombra. O sea se empieza a nombrar por el final de la fórmula. Y siempre el negativo va detrás. Esto sirve para todos los compuestos binarios. Fijaros bien en los ejemplos.

Algunos ejemplos son:

	Nomeclatura de Stock	Nomenclatura Sistemática
Li ₂ O	Óxido de litio	Monóxido de dilitio
Cu ₂ O	Óxido de cobre (I)	Monóxido de dicobre
Cr ₂ O ₃	Óxido de cromo (III)	Trióxido de dicromo
Al ₂ O ₃	Óxido de aluminio	Trióxido de dialuminio
SiO ₂	Óxido de silicio	Dióxido de silicio
N ₂ O	Óxido de nitrógeno (I)	Monóxido de dinitrógeno

FeO	Óxido de hierro (II)	
MgO	Óxido de magnesio	
CaO	Óxido de calcio	
PbO ₂	Óxido de plomo (IV)	
N ₂ O ₃	Óxido de nitrógeno (III)	
Cl ₂ O ₅	Óxido de cloro (V)	

Fijaros bien en las dos formas de nombrar-los

1.2.2. Combinaciones binarias del Hidrógeno

Los compuestos derivados de la combinación del hidrógeno con los restantes elementos son muy dispares, dada la peculiaridad del hidrógeno (puede ceder fácilmente su único electrón, pero también captar un electrón de otro átomo para adquirir la estructura electrónica del helio).

Las combinaciones del hidrógeno **con metales** se denominan hidruros, (El H actúa con valencia -1 y va detrás) algunos ejemplos son:

LiH	Hidruro de litio	AlH ₃	Hidruro de aluminio
NaH	Hidruro de sodio	GaH ₃	Hidruro de galio
KH	Hidruro de potasio	GeH ₄	Hidruro de germanio
CsH	Hidruro de cesio	SnH ₄	Hidruro de estaño
BeH ₂	Hidruro de berilio	PbH ₄	Hidruro de plomo(IV)
MgH ₂	Hidruro de magnesio	CuH ₂	Hidruro de cobre(II)
CaH ₂	Hidruro de calcio	NiH ₃	Hidruro de níquel (III)

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

1.2.3. 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)

1.2.4. 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)

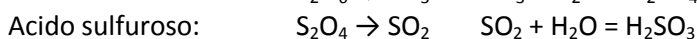
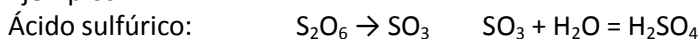
Fe(OH) ₃	Hidróxido de hierro (III)
Cr(OH) ₂	Hidróxido de cromo (II)
NH ₄ (OH)	Hidróxido de amonio

1.2.5. 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

1.2.5. 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.

1.2.6. Peróxidos

La formación de estos compuestos se debe a la posibilidad que tiene el oxígeno de enlazarse consigo mismo para formar el grupo peróxido: $-\text{O}-\text{O}-$ 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

1.2.7. REPASO. ESQUEMAS.

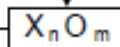
METALES	
Número de oxidación	Elementos
+ 1	Li, Na, K, Rb, Cs y Ag
+2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba ; Zn y Cd
+3	B, Al
+1, +2	Cu y Hg
+1, +3	Au
+2 , +3	Fe, Co, Ni
+2, +3, +6 (cromatos y dicromatos)	Cr
+2 , +3, (+4), +6 (manganatos), +7 (permanganatos)	Mn
+2, +4	Pt, Pb, Sn
NO METALES	
Número de oxidación	Elementos
-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

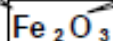
No metales: n^{os} oxid. +

Para formular:

Óxido de hierro (III)

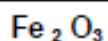
Elemento a la izquierda

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

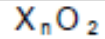
Prefijo numeral que indica el número de oxígenos

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



La fórmula es simplificable, siempre que se respete la agrupación (O_2)

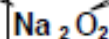
N ^{os} de oxidación	O: -1
	Metales: el suyo

Para formular:

Peróxido de sodio

Elemento a la izquierda

Grupo peróxido O_2^{-2} a la derecha



Intercambiar n^{os} de oxidación (sin signo). No es simplificable, ya que si dividimos los subíndices por dos, desaparecería la agrupación (O_2)

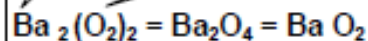
Peróxido de bario

Truco para formular peróxidos:

- Formula el óxido:
 Na_2O
 - 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



Intercambiar n^{os} de oxidación (sin signo). Es simplificable, ya que si dividimos los subíndices por dos sigue presente la agrupación (O_2)

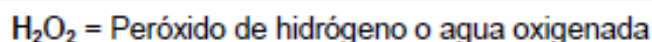
Para nombrar



Palabra peróxido

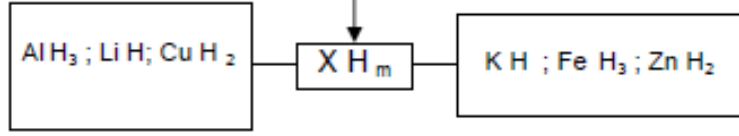
Nombre del elemento

Peróxido de potasio



Combinaciones binarias
(combinaciones de dos elementos)

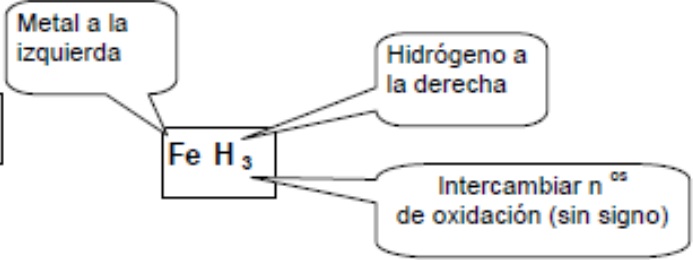
HIDRUROS = Metal - Hidrógeno



N ^{os} de oxidación	H : - 1
	Metales: el suyo

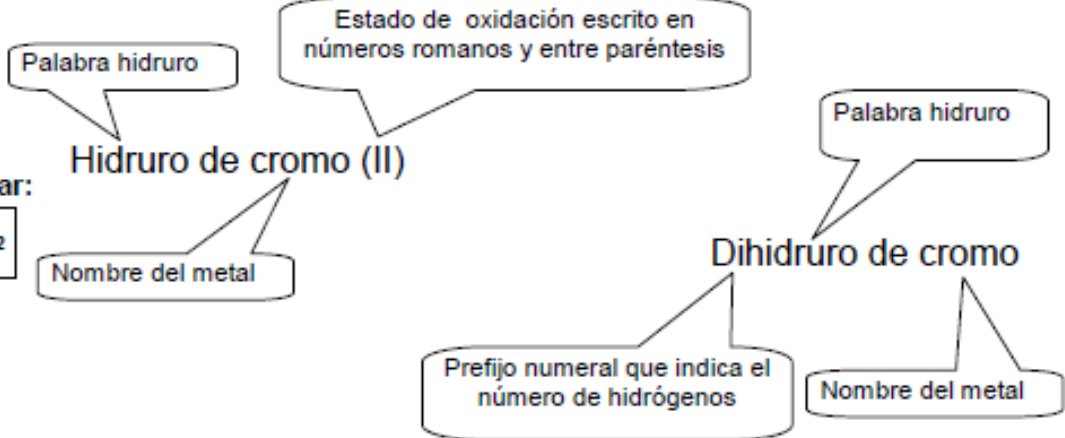
Para formular:

Hidruro de hierro (III)



Para nombrar:

CrH_2



Los hidruros no metálicos no se nombran como tales, todos ellos tienen nombres especiales, no sistemáticos:

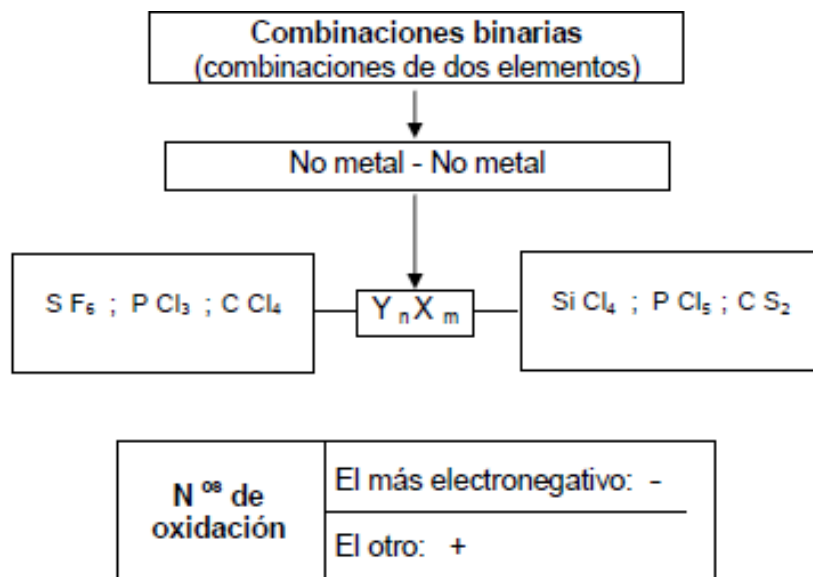
CH_4 : Metano
 SiH_4 : Silano
 NH_3 : Amoníaco
 PH_3 : Fosfina
 AsH_3 : Arsina
 SbH_3 : Estibina

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)

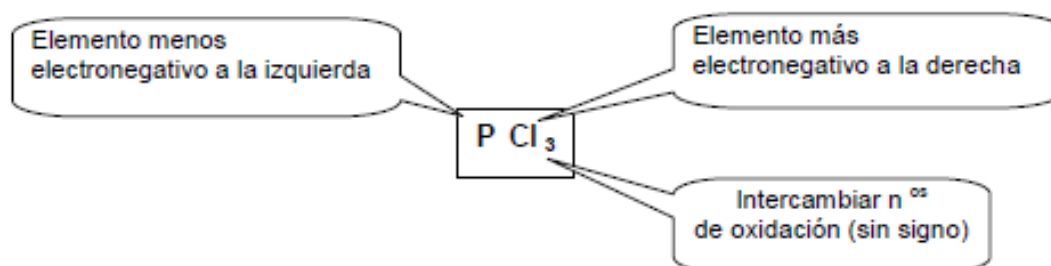
HF : Fluoruro de hidrógeno o ácido fluorhídrico
 HCl : Cloruro de hidrógeno o ácido clorhídrico
 HBr : Bromuro de hidrógeno o ácido bromhídrico
 HI : Ioduro de hidrógeno o ácido iodhídrico
 H_2S : Sulfuro de hidrógeno o ácido sulfhídrico

N^{os} oxidación: H : +1 ; halógenos, anfígenos : est oxid (-)

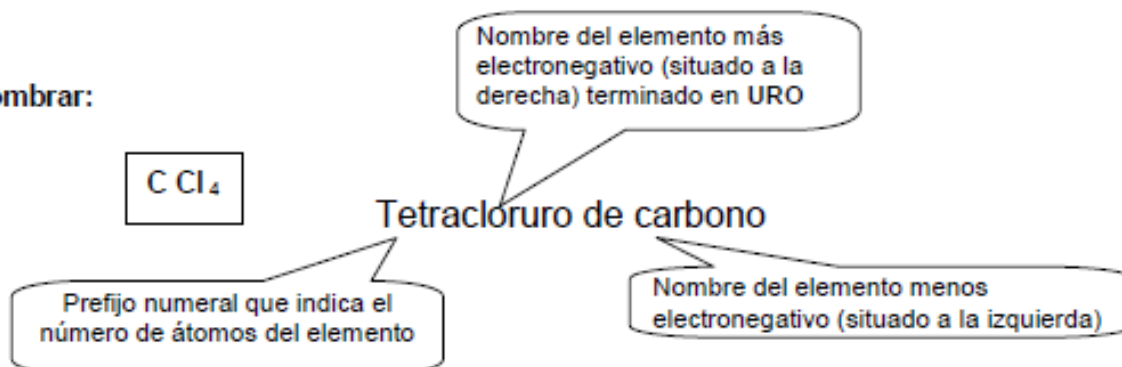
Los cuatro son gases y cuando se disuelven en agua se comportan como ácidos (de ahí el nombre: ácidos hidrácidos)

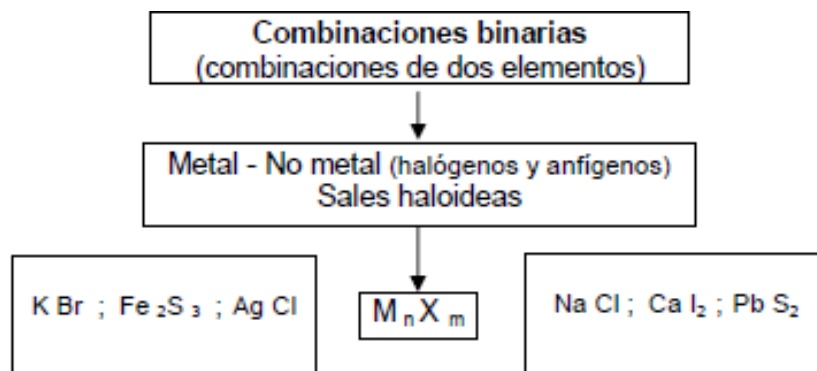


Para formular:



Para nombrar:

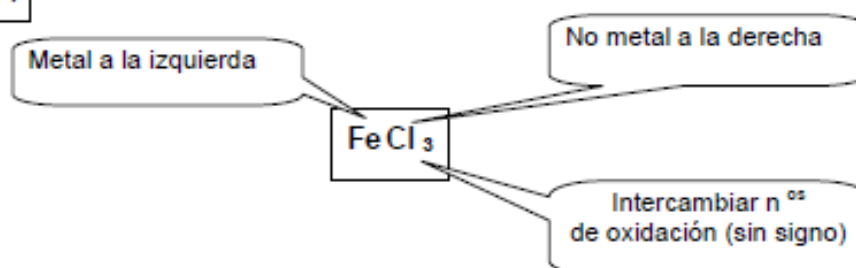




N ^º de oxidación	No metal: -
	Metal: el suyo

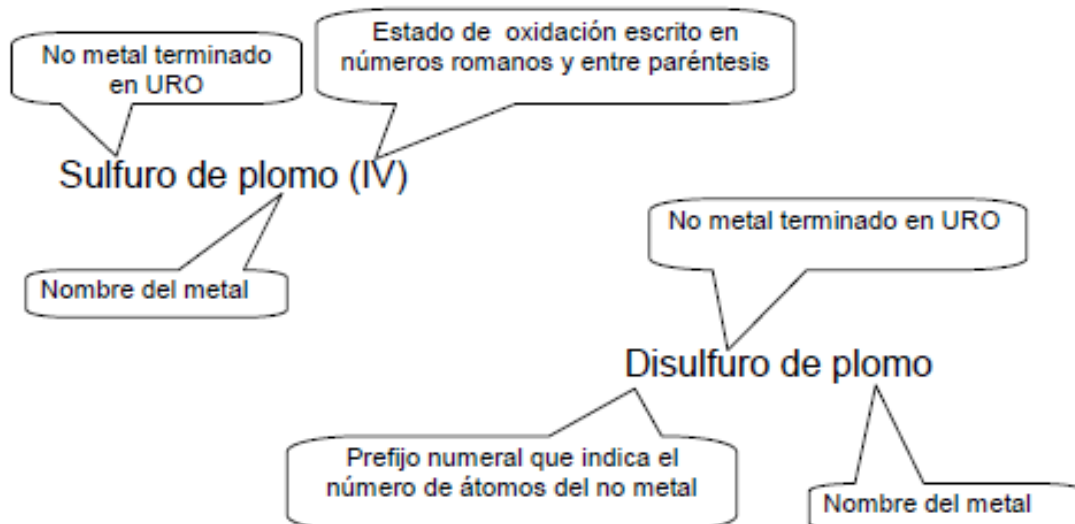
Para formular:

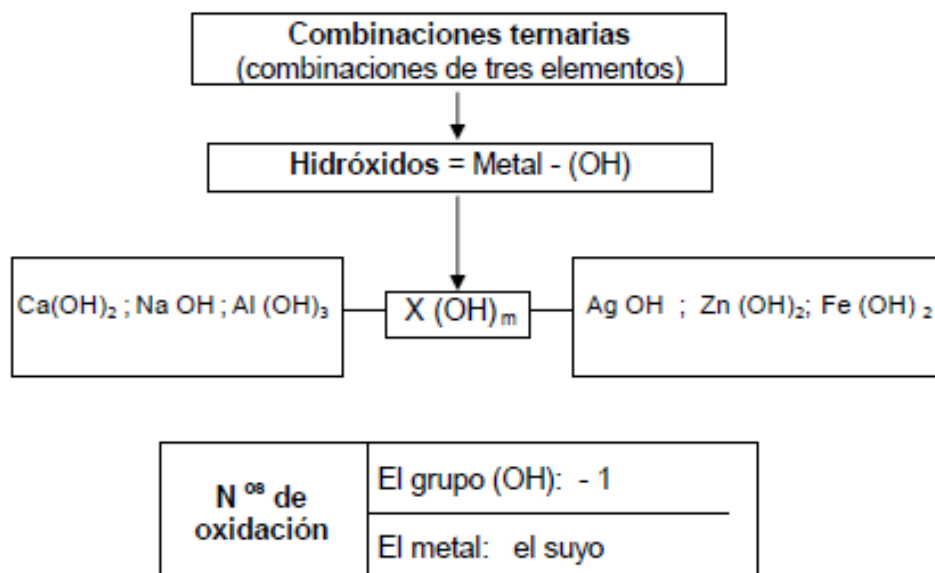
Cloruro de hierro (III)



Para nombrar:

PbS₂



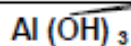


Para formular:

Hidróxido de aluminio

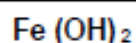
Metal a la izquierda

Grupo (OH) a la derecha



Intercambiar n^{os} de oxidación (sin signo)

Para nombrar:



Palabra hidróxido

Palabra hidróxido

Nombre del metal

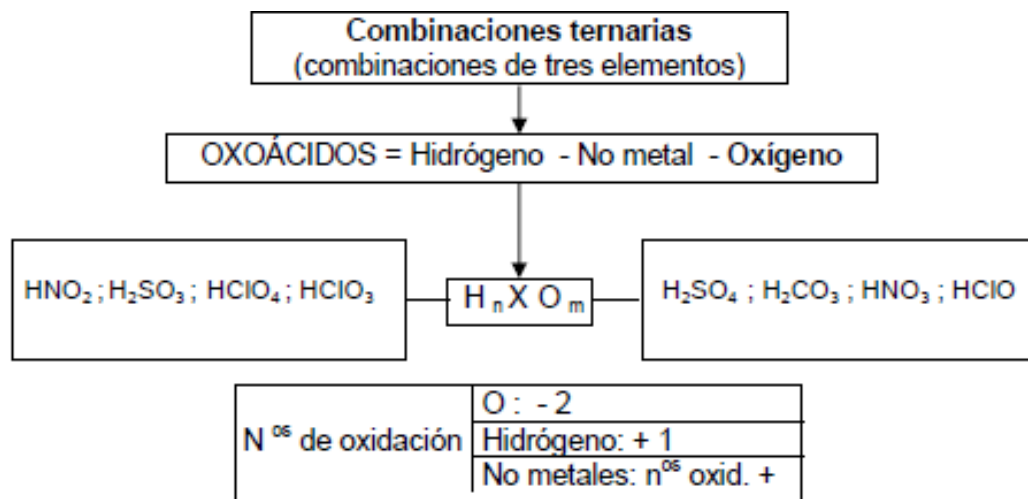
Hidróxido de hierro (II)

Nombre del metal

Estado de oxidación del metal en números romanos y ente paréntesis.

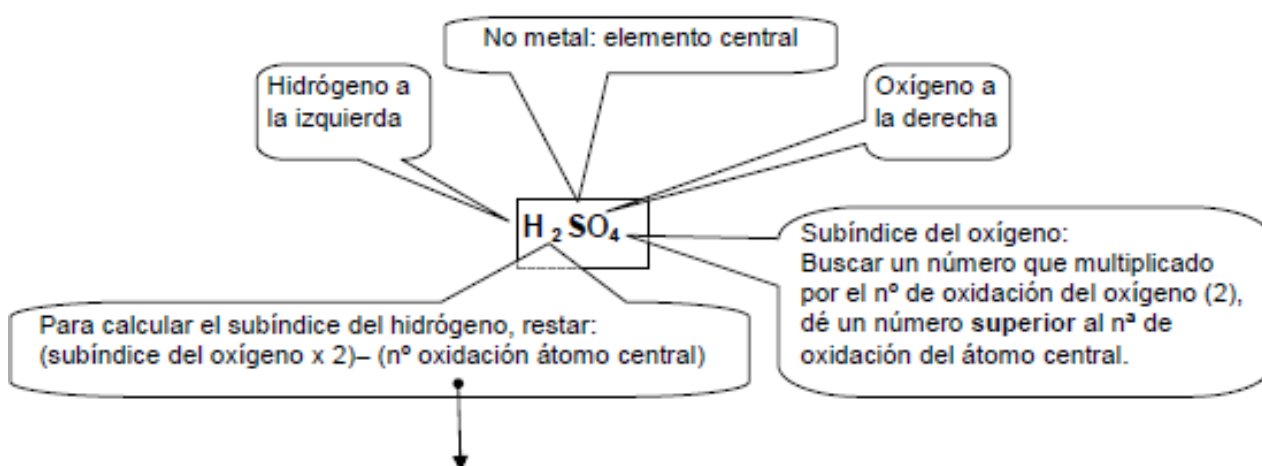
Dihidróxido de hierro

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:



Palabra "ácido"

Ácido nítrico

Nombre del elemento central con la terminación que indica su estado de oxidación

Para saber el número de oxidación del elemento central: Recuerda que la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos que integran el compuesto debe ser cero.

En este caso:

$$3 \cdot (-2) + 1 + n = 0; \quad n = 5$$

Subíndice del O N° de oxid. del O n° de oxid. elemento n° de oxid. del H

Nomenclatura sistemática

Palabra "Ácido"

Ácido trioxonítrico (III)

Estado de oxidación del átomo central entre paréntesis y en números romanos

Prefijo numeral que indica el número de oxígenos

Nombre del elemento central terminado siempre en ICO

Prefijo numeral que indica el número de oxígenos

Trioxonitrato (III) de hidrógeno

Estado de oxidación del átomo central entre paréntesis y en números romanos

Nombre del elemento central terminado siempre en ATO

La locución "de hidrógeno" es propia de los ácidos cuando son nombrados de esta forma.

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

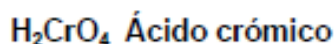
Valencia	Fórmula	N. tradicional
6	MnO ₃ + H ₂ O = H ₂ MnO ₄	Ácido mangánico
7	Mn ₂ O ₇ + H ₂ O = H ₂ Mn ₂ O ₈ = HMnO ₄	Ácido permangánico

Ácidos del cromo y manganeso:

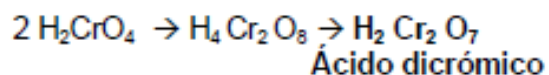
El cromo y el manganeso, a pesar de ser metales, en sus estados de oxidación más altos forman oxoácidos.

A partir de los ácidos formados se obtienen las sales correspondientes: cromatos, dicromatos, manganatos y permanganatos que son productos muy usados en los laboratorios.

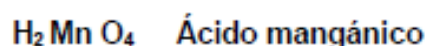
Cromo. Estado de oxidación +6:



El ácido crómico puede dimerizarse y sufrir la pérdida de una molécula de agua dando lugar al ácido dicrómico:



Manganeso. Estado de oxidación +6

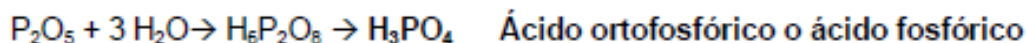
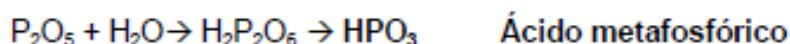
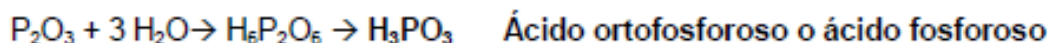
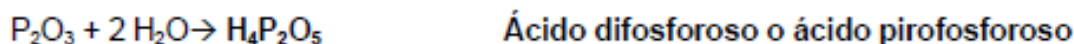
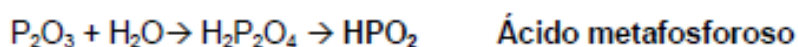


Manganeso. Estado de oxidación +7



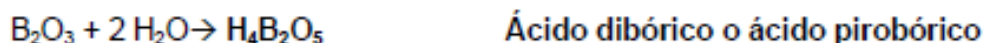
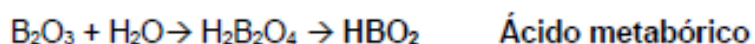
Ácidos del fósforo (arsénico y antimonio):

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:

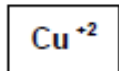


IONES
 Átomos (iones monoatómicos) o conjunto de átomos (iones poliatómicos) con carga eléctrica

Iones con carga eléctrica positiva:
CATIONES

Iones con carga eléctrica negativa:
ANIONES

Cationes monoatómicos: cationes metálicos



cación (ión) cobre (II)

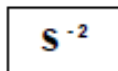
Nombre del metal

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



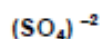
ión (cación) hidronio

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

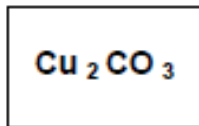
Para formular:

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:

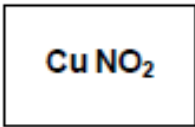
1. Busca el ácido del cual deriva.
2. Cambia la terminación según:

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

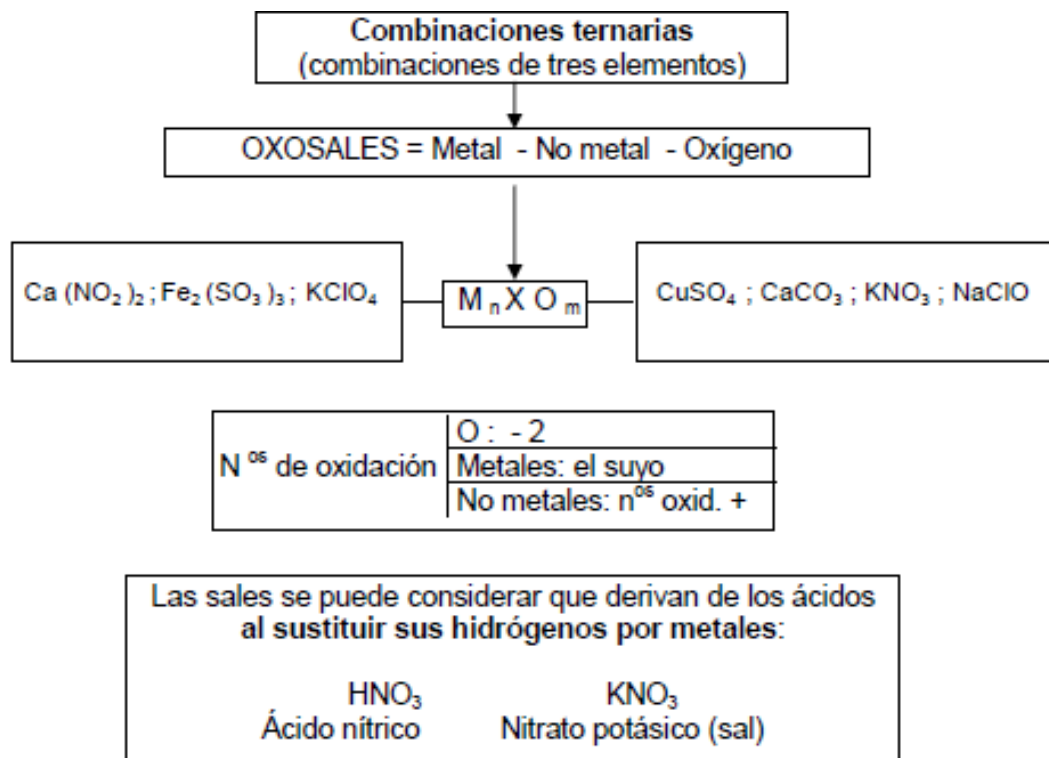
Nombre del metal y estado de oxidación entre paréntesis (si es necesario)

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:

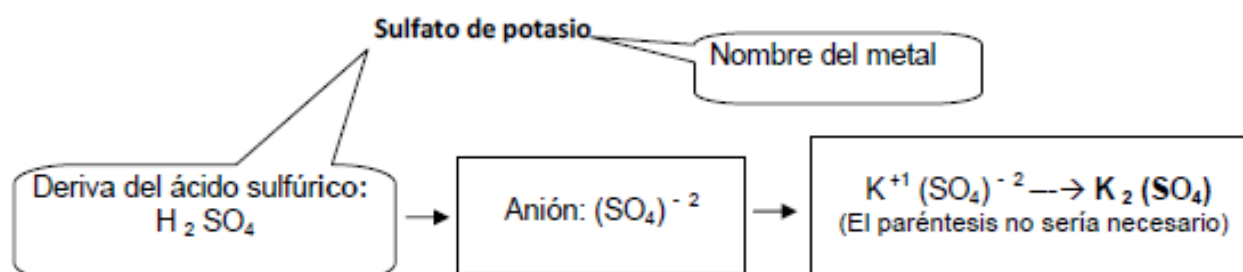
NaCl	: Cloruro de sodio
KBr	: Bromuro de potasio
Na_2S	: Sulfuro de sodio



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. **Quitale 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^o de oxidación o n^o 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^o de oxidación para nomenclatura.

Ej. En los compuestos: CH_4 , CH_3Cl , CCl_4 , la valencia del C es 4; sin embargo, su n^o 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 ($P_2O_5 + 3H_2O = H_6P_2O_8$)****Lo mismo con el As y el Sb****H₂Cr₂O₇: Ácido dicrómico****HMnO₄: Ácido mangánico****1.2.8. 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

1.2.9. 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:

H₂O 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

1.3. FORMULACIÓN DE QUÍMICA ORGÁNICA

1.3.1. 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.

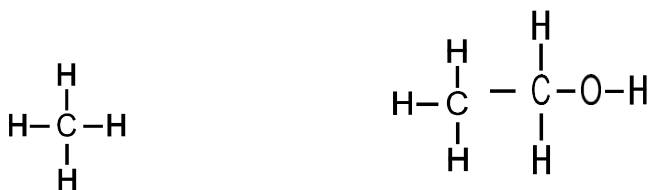
1.3.2. Fórmulas moleculares, desarrolladas y semidesarrolladas:

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.

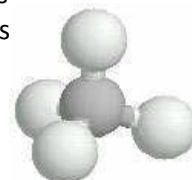
Ej: CH₄ C₂H₆ C₂H₆O

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 de carbono (normalmente sólo los enlaces dobles o triples). Los átomos de otros elementos unidos a cada carbono se ponen a continuación de éste.

Los ejemplos anteriores: CH₄ CH₃CH₂OH



1.3.3. 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:

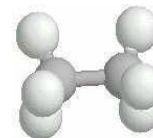
Compartiendo un par de electrones (enlace simple, C – C)

Compartiendo dos pares de electrones (enlace doble, $C = C$)

Compartiendo tres pares de electrones (enlace triple, $C \equiv C$)

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).



1.3.3.1. 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: CH_4 : Metano

C_2H_6 : Etano

C_3H_8 : propano

C_4H_{10} : 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: $-CH_3$ $-CH_2$ CH_3

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...)

1.3.3.2. 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.

1.3.3.3. 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: $C \equiv C - CH_2 - CH_3$. Se nombra 1-butino

$CH_3 - CH_2 - CH \equiv CH - CH_3$. Se nombra 2-pentino

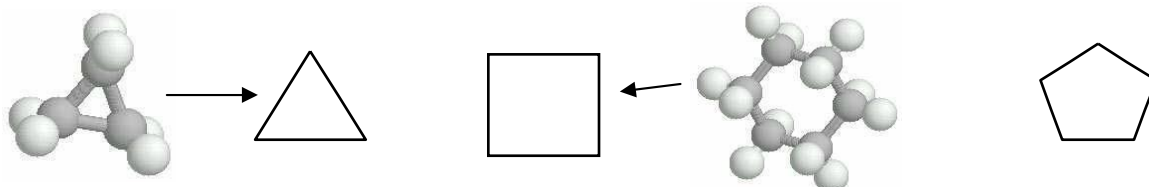
Compuestos en los que existen dobles y triples enlaces en la misma fórmula. En este caso:

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

1.3.3.4. 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 simplificada mediante un polígono. Cada vértice representa a un átomo de carbono. Se indican además los dobles o triples enlaces.

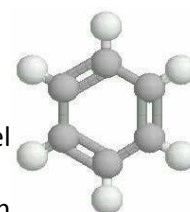
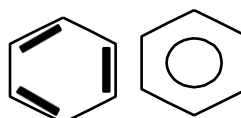
Nomenclatura: Se nombran como cadenas, colocando al principio la palabra ciclo. Los compuestos anteriores se nombrarán ciclopropano, ciclobutano, ciclopentano

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.

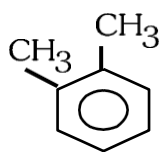
Cada Carbono está unido a un átomo de Hidrógeno, por lo que el benceno podrá incluir un radical en cada vértice. El benceno puede unirse a otras cadenas de carbono, actuando como radical. Se nombra entonces fenil. Como posee un átomo de hidrógeno unido a cada carbono, puede unirse un radical a cada vértice del hexágono. Se nombran normalmente, colocándoles los menores localizadores posibles, y nombrándolos por orden alfabético. **BENCENO**

C_6H_6

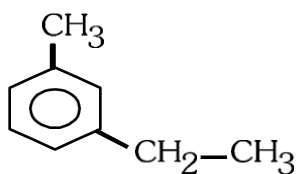




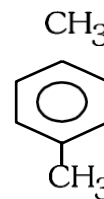
Cuando son dos los radicales que están unidos, existe una forma alternativa de nombrarlos: mediante los prefijos o- (orto), m- (meta) y p- (para).



o-dimetilbenceno
posición 1,2



m-etilmetilbenceno
posición 1,3

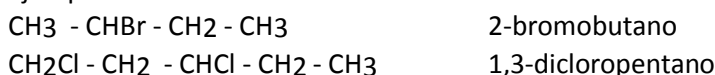


p-dimetilbenceno
posición 1,4

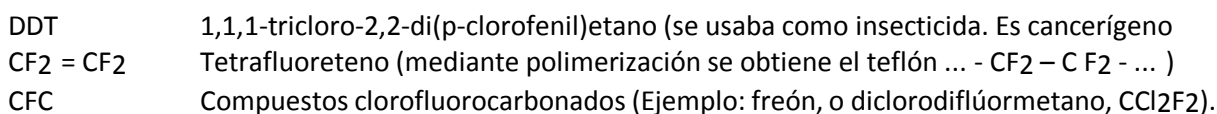
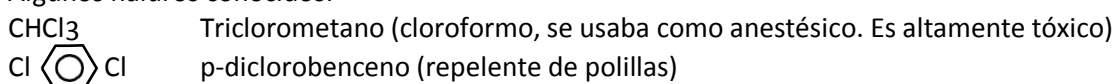
1.3.4. HALUROS (HALOGENUROS):

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).

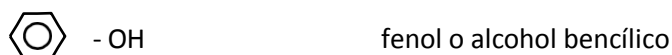
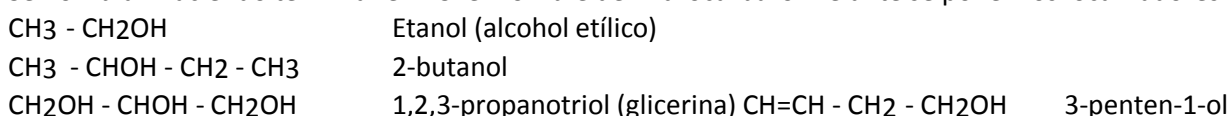
1.3.5. GRUPOS FUNCIONALES CON OXÍGENO

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:



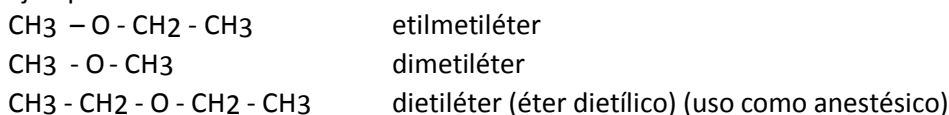
Si en algún compuesto el grupo alcohol no es el grupo principal, se nombrará como radical (hidroxi-)

ÉTERES

Constituidos por un átomo de oxígeno al que se unen dos radicales R - O - R

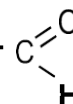
Para nombrarlos, se nombran los radicales por orden alfabético, seguidos de la palabra **éter**. (Otra forma de nombrarlos: se nombran las cadenas, separadas por - oxi -)

Ejemplos:



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

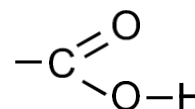


-COOH

ácido benzoico

CH₃ - CHOH - COOH

ácido 2-hidroxipropanoico (ácido láctico)

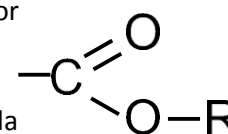


ÉSTERES

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



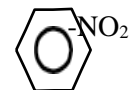
benzoato de fenilo

Los ésteres se obtienen mediante la reacción entre un ácido orgánico y un alcohol, produciéndose el éster y agua.

1.3.6. 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



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

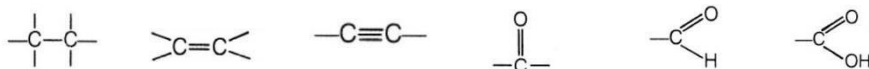
Se nombran haciendo terminar en nitrilo el nombre de la cadena. Ejemplos:

HCN metanonitrilo (ácido cianhídrico)
 CN - CH₂ - CH₂ - CN butanodinitrilo

1.3.7. 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	

1.3.8. 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.

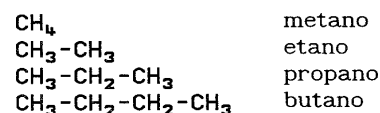
Una vez que se han puesto las ramas o las funciones todo carbono debe tener sus 4 valencias. Se completan con H.

Hidrocarburos

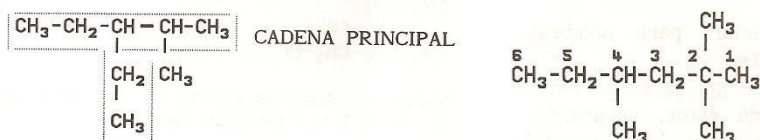
Si sólo tienen se acaban en -ano.

Si hay dobles enlaces en -eno.

Si hay triples enlaces en -ino.



La fórmula general de los de simple enlace es $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$

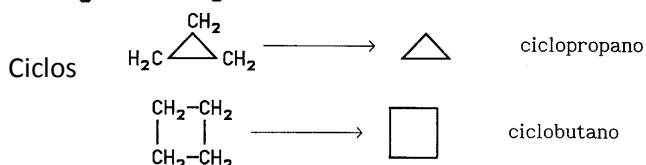
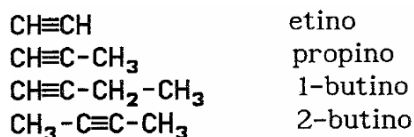
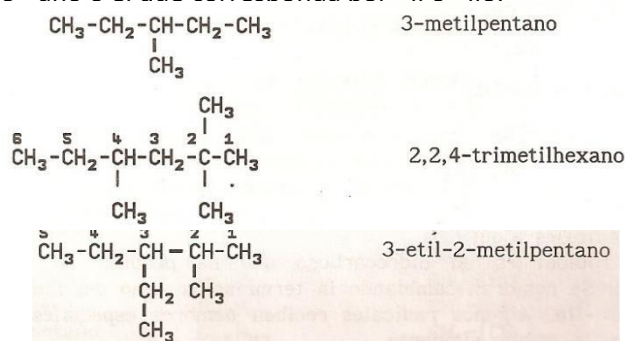
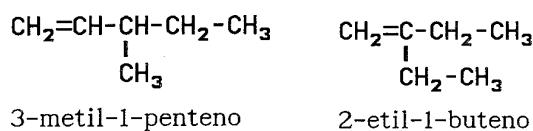


Elección de la cadena principal, que será: la más larga, la que contenga más ramificaciones, etc.

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.



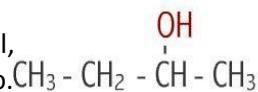
OTRAS FUNCIONES ORGÁNICAS

Nombre	Representación	NOMENCLATURA O SUFIJO
Alcoholes	-OH	-ol

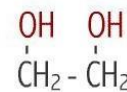
Éteres	-O-	-éter (-oxi-)
Aldehidos	-CH=O	-al
Cetonas	R-CO-R	-ona
Ácidos carboxílicos	-COOH	ácido ...-oico,
Ésteres	-COOR	-ato de ...-ilo
Aminas	-NH ₂	-amina

Alcoholes (R-OH)

Se nombra la cadena hidrocarbonada con la terminación -ol, anteponiendo un número que indica la posición del grupo alcohólico.



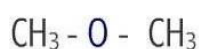
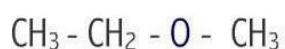
butanol 1,



2-etanodiol

Éteres (R-O-R')

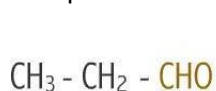
Se nombran los dos sustituyentes seguidos de la palabra éter.



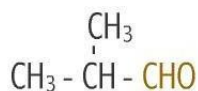
Etilmetiléter (o etanooximetano) Dimetiléter (o metanooximetano)

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.



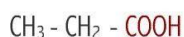
Propanona



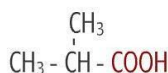
2-pentanona

Ácidos carboxílicos (R-COOH)

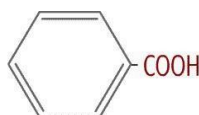
Se antepone la palabra ácido al nombre del compuesto, que tendrá a su vez la terminación -oico



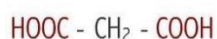
Ácido propanoico



Ácido 2-metilpropanoico



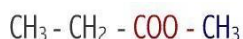
Ácido benzoico



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



Etanoato de propilo

Aminas (Derivan del amoniaco NH₃) (-NH₂) (-NH-)

(El N siempre tiene 3 valencias)



Metilamina

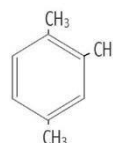


Etilmetilamina

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) ◦ | |
| b) HBrO ₃ | g) ◦ Sulfuro de hierro(II) |
| c) ◦ AsH ₃ | h) ◦ Trióxido de dibismuto |
| d) ◦ KMnO ₄ | i) ◦ Ácido sulfuroso |
| e) ◦ CH ₂ =CH-CO-CH ₃ | j) ◦ Metano |
| f) ◦ CH ₃ -NH-CH ₃ | k) ◦ 2-hexanol |

2015

b. Escribe el nombre o la fórmula química de los siguientes compuestos:

- | | |
|---|-----------------------------|
| o AlBr ₃ | o Hidróxido de zinc |
| o HClO ₄ | o Dicloruro de pentaoxígeno |
| o Na ₂ CO ₃ | o Peróxido de hidrógeno |
| o CH ₂ =CH-CH ₃ -CH ₂ OH | o Ciclopropano |
| o C ₆ H ₅ -COOH | o 2-etil-5-metiloctano |

2014

b) Nombra: CH₃-CO-CH₂-CH₂-CH₃ ; CH₃-O-CH₂-CH₂-CH₃ ; FeO ; Ba(OH)₂ ; ZnCO₃

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
CH ₃ -CH ₂ -CH ₃	
	eteno
CH ₃ -CHOH-CH ₃	
	dietiléter
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CHO	
	2-hexanona
	ácido propanoico
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -NH ₂	

2012

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

2011

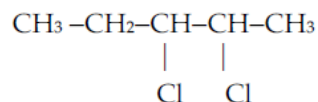
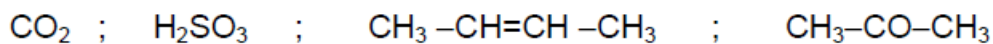
b) Formula o nombra:

SO₃ CaCO₃ CH₃ - CH₂ -CH₃ CH₃-O- CH₃ CH₃ -CHOH-CH₂-CH₃

Hidróxido de cinc ; Óxido de estaño (IV) ; ácido nitroso ; eteno ; ácido propanoico

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
CH_3-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**

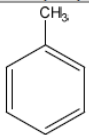
2017

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)	Oxido 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

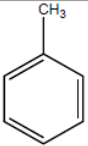
2014

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

$\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$.

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 2. EL ÁTOMO

Papel de los modelos atómicos en el avance de la química: modelos de Thomson y de Rutherford. Experiencia 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.

Variación periódica de las propiedades atómicas

2.1. La materia

2.2. EL ÁTOMO

2.2.1. Los distintos modelos atómicos

2.2.2. Estructura del átomo. El núcleo y la corteza.

2.2.3. Modelo atómico de Bohr

2.2.4. Formación de iones

2.2.5. Introducción al modelo mecánico cuántico

2.2.6. A efectos prácticos: Estructura de la corteza del átomo.

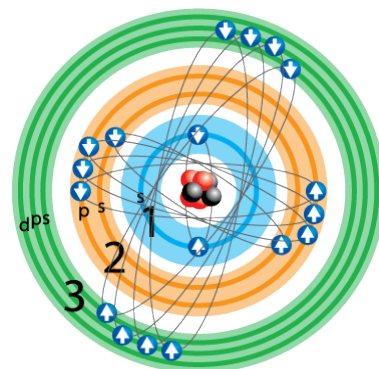
2.2.7. Configuración electrónica

2.3. Sistema Periódico

2.3.1. El Sistema periódico de Mendeleiev y Meyer. Nueva ordenación de Moseley.

2.3.2. El Sistema Periódico o Tabla Periódica actual y la configuración electrónica de los elementos.

2.3.3. Las propiedades periódicas.



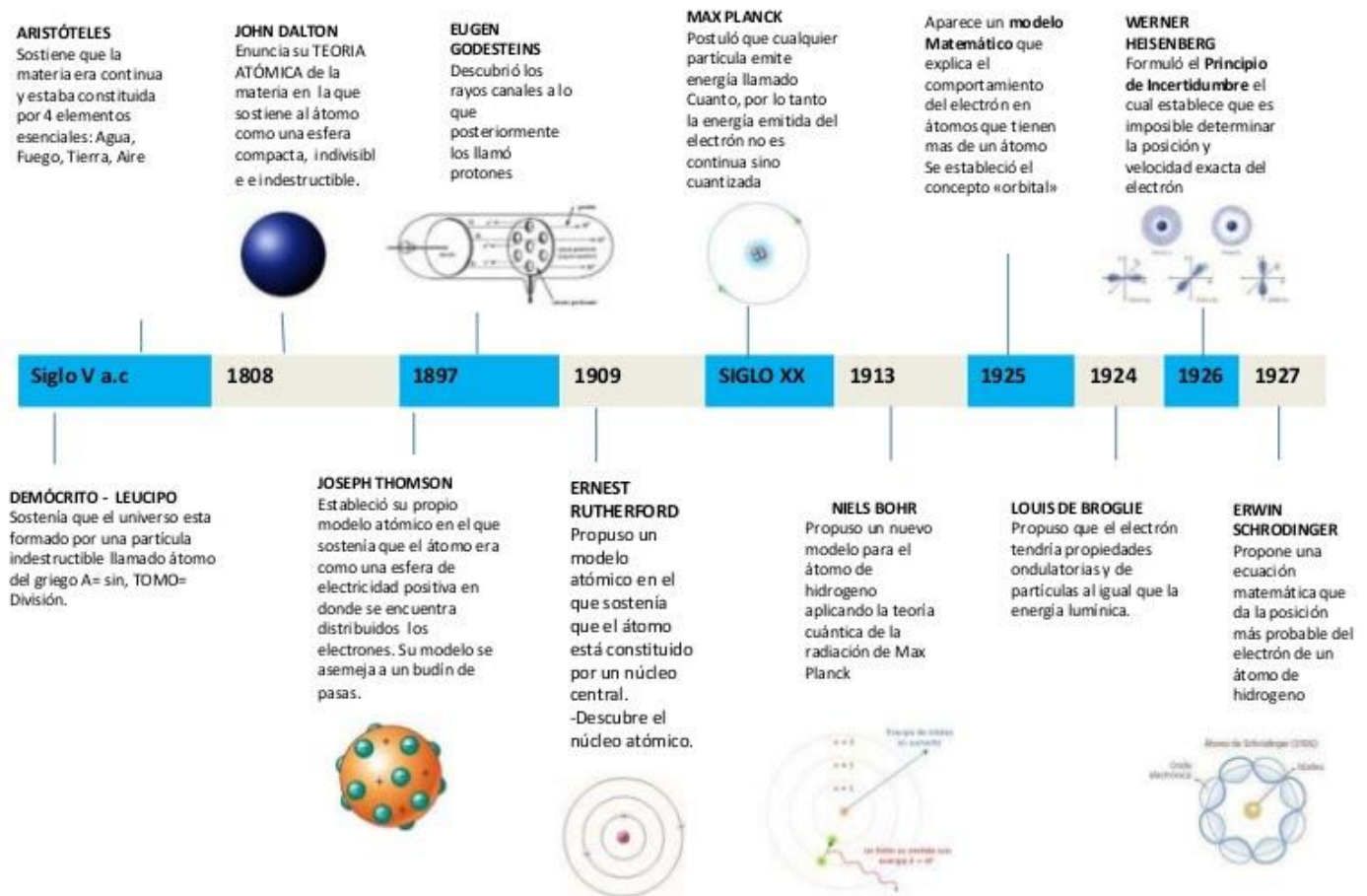
2.1. La materia






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.

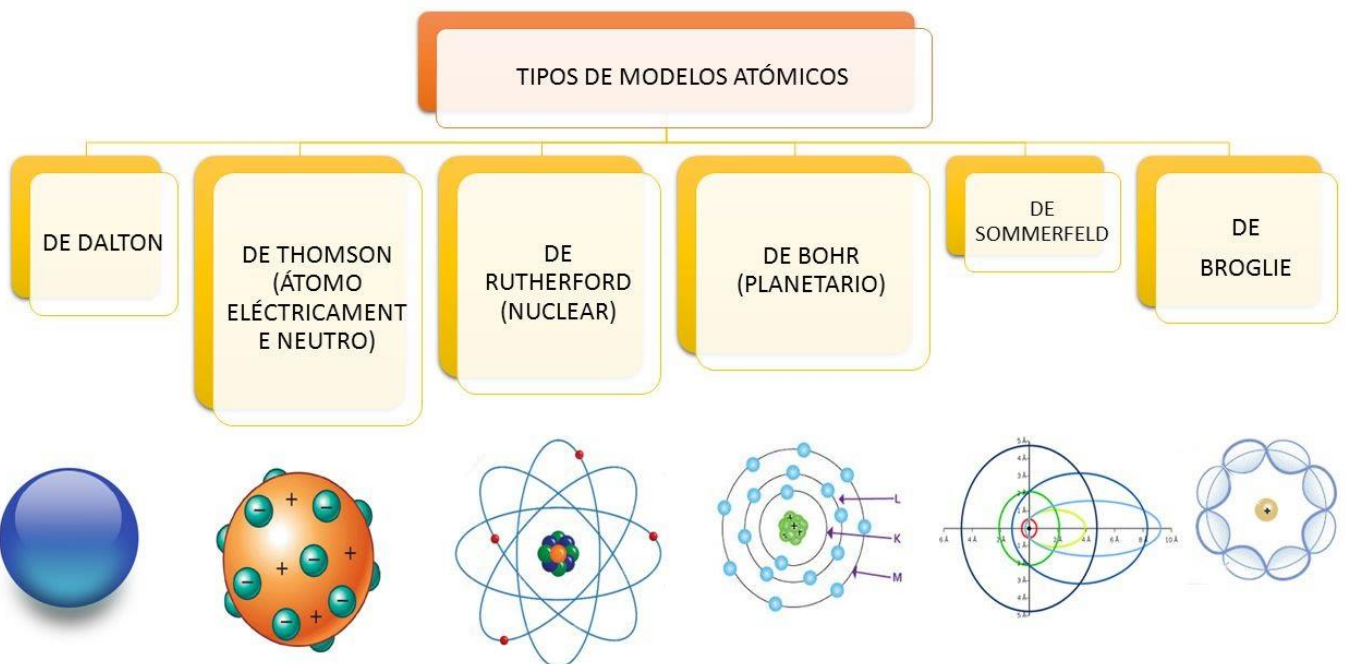
2.2. EL ÁTOMO

2.2.1. Los distintos modelos atómicos

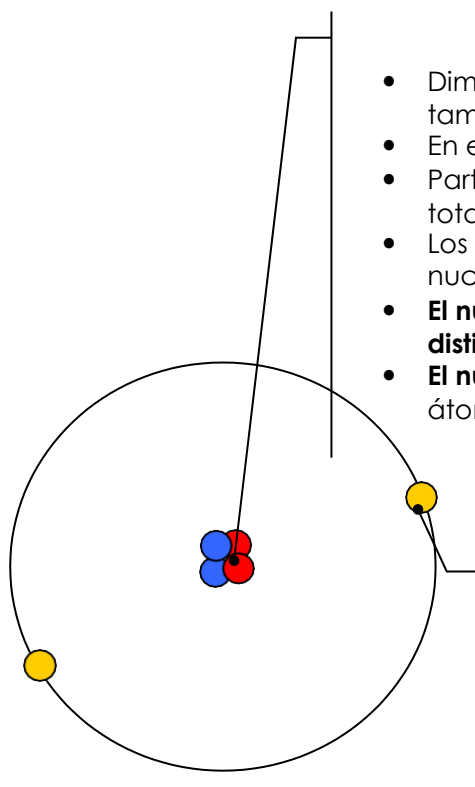
EVOLUCIÓN DEL MODELO ATÓMICO



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 .) 



2.2.2. 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 $m_p \approx 1800 m_e$

$m_p \approx m_n$

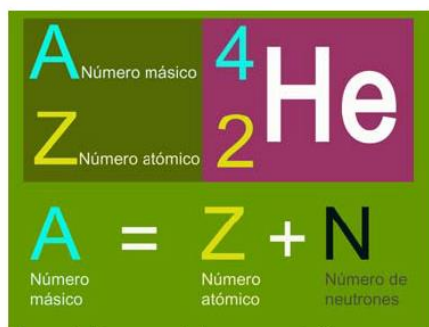
$q_p = q_e$ (aunque con signo contrario)

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.

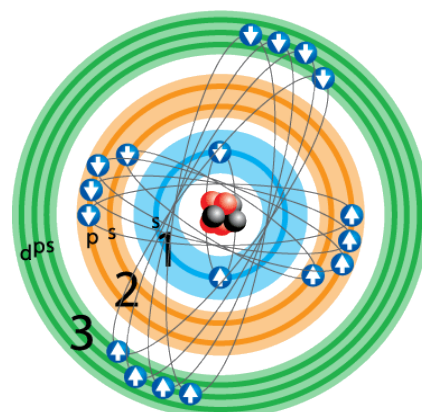


Tomando como punto de partida el modelo de Rutherford, Niels Bohr trató de incorporar en él la teoría de “cuantos de energía” desarrollada por **Max Planck** y el efecto fotoeléctrico observado por Albert Einstein.

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**.

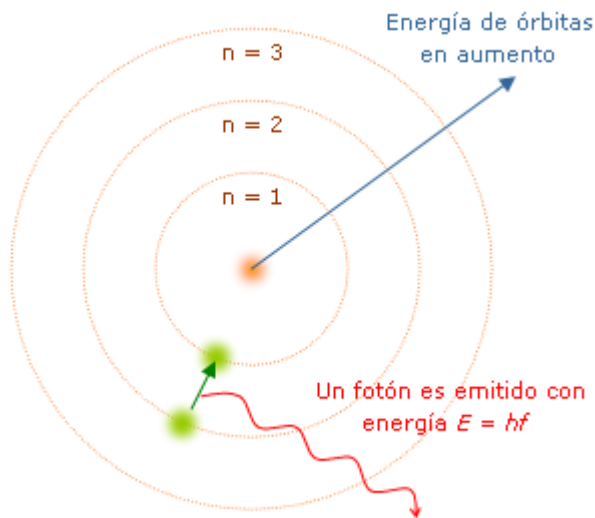
Lo original de la teoría de Bohr es que afirma:

- 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.



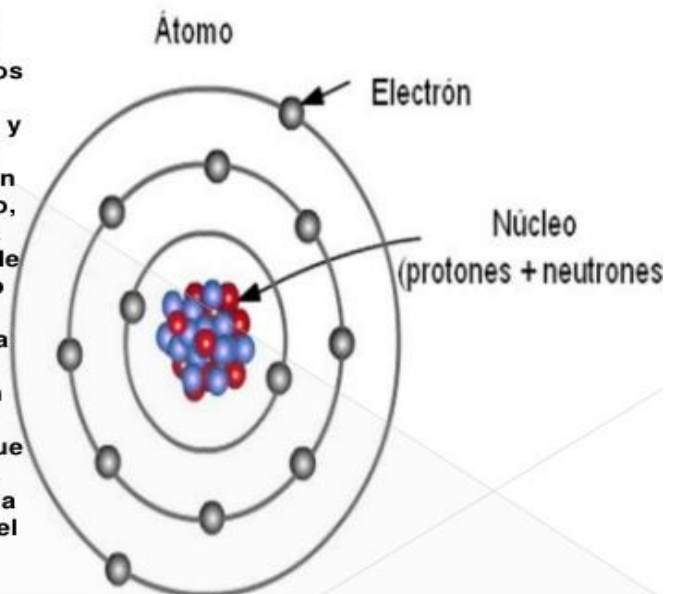
f) que en el salto de una órbita a otra, el electrón no pasa por ninguna órbita intermedia.

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.**

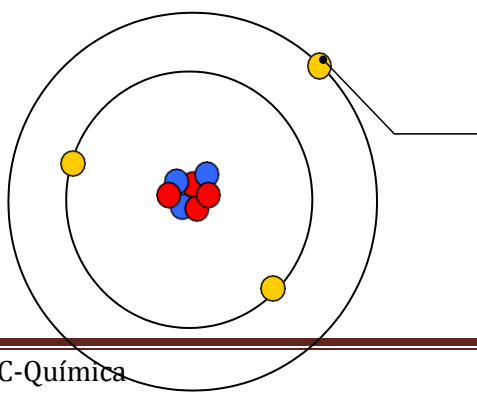


Modelo atómico de bohr

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.



2.2.4. Formación de iones



Ión: átomo, o conjunto de átomos con carga eléctrica

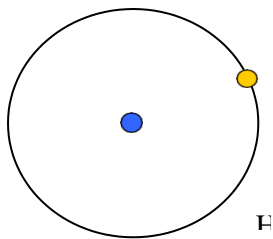
Si se comunica energía a un electrón puede "saltar" del átomo venciendo la fuerza de atracción que lo une al núcleo. Esto es tanto más fácil cuanto más alejado se encuentre del núcleo.

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**.

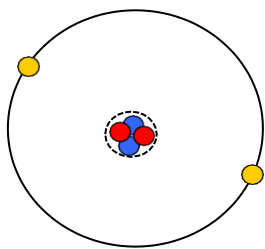
El proceso de obtener iones con carga (+) o cationes no puede hacerse añadiendo protones en el núcleo. Los nucleones están muy firmemente unidos y el proceso de arrancar o introducir uno en el núcleo implica poner en juego una cantidad enorme de energía (reacción nuclear)

<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block;">Símbolo átomo</div> X^n <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block; margin-left: 20px;">Carga</div>	Ejemplos
	Li^+ O^{2-}



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 "



2.2.5. 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?

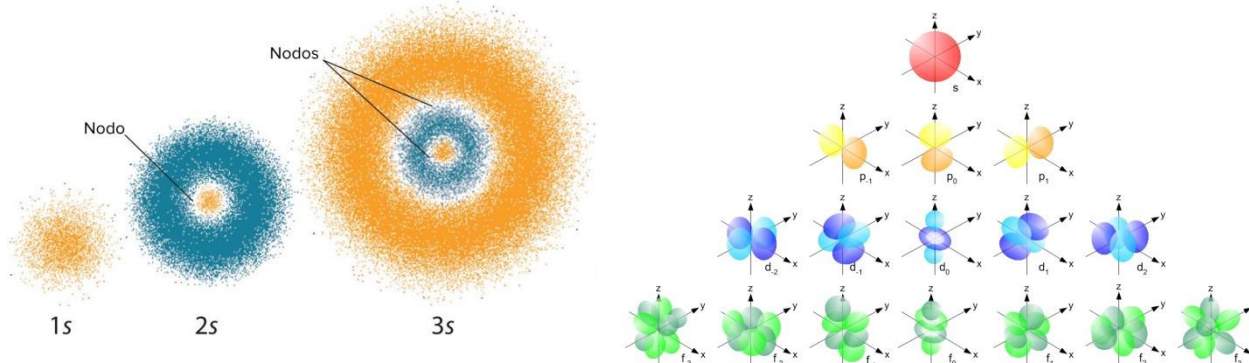
En un nivel muy simple, podemos pensar en los electrones como ondas estacionarias de materia que tienen ciertas energías permitidas. Schrödinger formuló un modelo del átomo que suponía que los electrones podían ser tratados como ondas de materia.

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**

2.2.6. 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....

El número cuántico secundario (l) puede tomar valores desde 0 hasta n - 1 : l = 0... n-1

El número cuántico magnético (m_l) toma valores desde - l a +l, incluyendo el valor cero: - l ... 0 +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 espín, tendremos un total de seis estados de energía distintos:

Energía	n	l	ml	ms
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 espín, 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

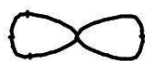
Los electrones no se encuentran pululando aleatoriamente por todo el espacio alrededor del núcleo, sino que se mueven por zonas determinadas del espacio denominadas **orbitales atómicos**. Los orbitales atómicos se diferencian entre sí por su forma y su tamaño. Los orbitales atómicos del "mismo" tamaño 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:

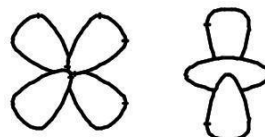
- hay 1 orbital s por capa
- hay 3 orbitales p por capa, empezando a partir de la segunda
- hay 5 orbitales d por capa, empezando a partir de la tercera
- hay 7 orbitales f por capa, empezando a partir de la cuarta



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)

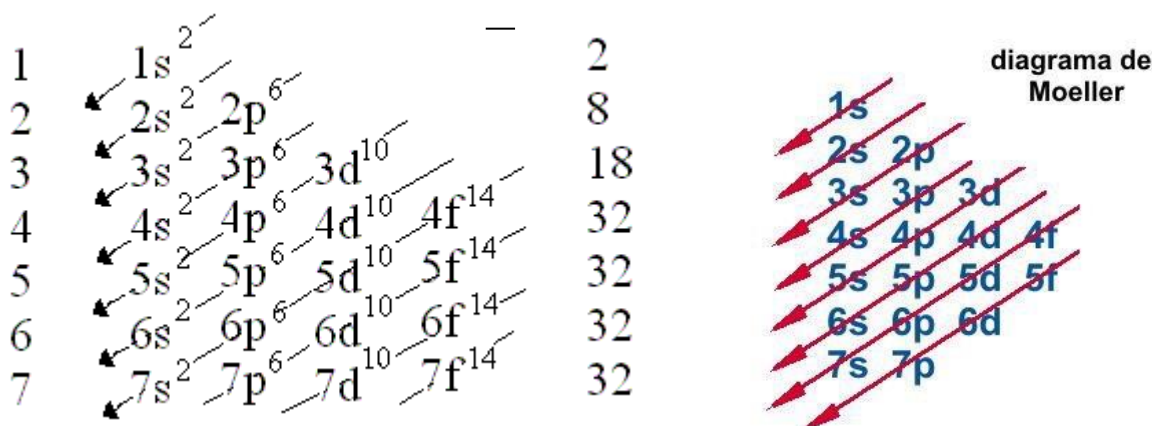
b) De las siguientes notaciones cuánticas indicar cuales son verdaderas y cuales no, indicando en este caso, el error cometido:

(1,0,0 -1/2) ; (2,0,1,+ 1/2) ; (2,2 0, -1/2) ; (1, 0, 0, 1) (1 pto)

2.2.7. 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:

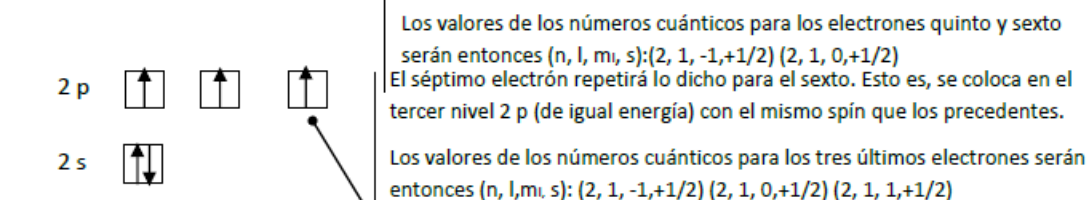
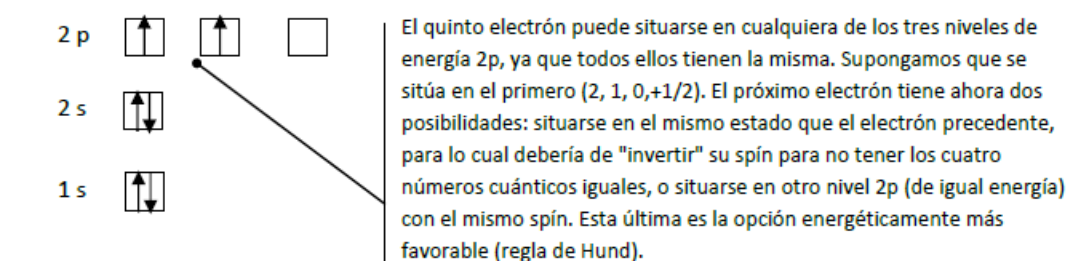
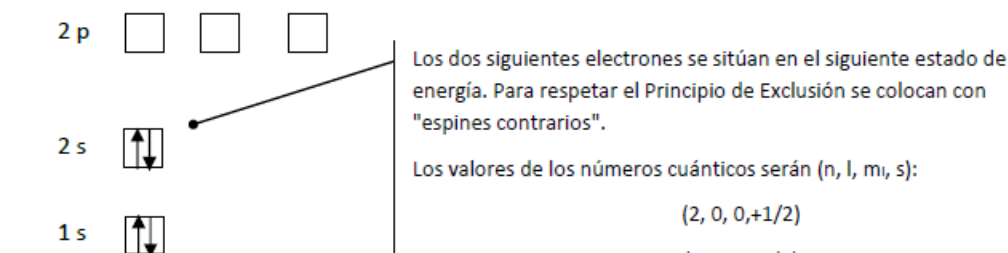
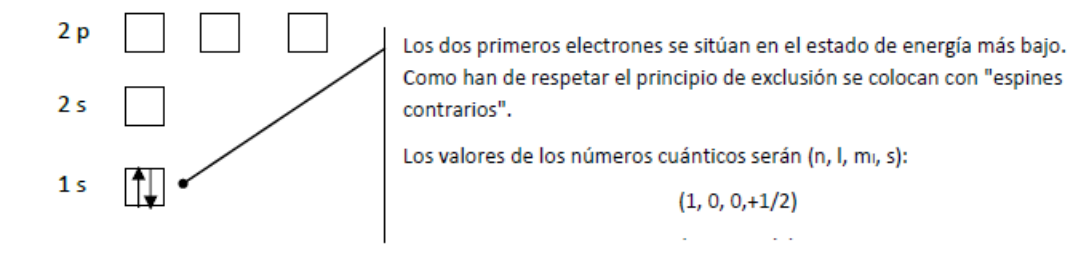
1. **Considerar el número de electrones que se deben distribuir.** Recordar que el número de electrones en un átomo neutro viene dado por el número atómico Z.
2. **Los electrones se van distribuyendo entre los estados de energía posibles llenando primero los de menor energía.** Cuando un nivel se complete, 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

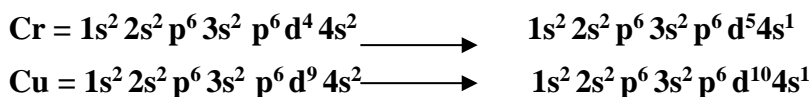
Apliquemos esto para el átomo de nitrógeno (Z=7). Representaremos los estados posibles por cuadrados y el valor del espín por una flecha que apunta hacia arriba cuando el espín valga +1/2 y hacia abajo cuando valga -1/2



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:

A (Z = 30): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$; B (Z = 35): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$;
 C (Z = 1): $1s^1$.

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 $n = 3$.

2.3. Sistema Periódico

2.3.1. El Sistema periódico de Mendeleiev y Meyer. Nueva ordenación de Moseley.

Le tableau périodique de Mendeleiev (1869)

Eau = H₂O ; H₂S (boules puantes - œufs pourris)
Sel = NaCl ; Acide chlorhydrique = HCl

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.

2.3.2. 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

masa atómica (número másico del isótopo más estable)
1.ª energía de ionización (en kJ/mol)
símbolo químico
nombre
configuración electrónica

Fe
 [Ar] 3d⁶ 4s²

estados de oxidación más comunes están en negrita

legenda:
 metales alcalinos, alcalinotérreos, otros metales, metales de transición, lantánidos, actínidos, metaloides, no metales, halógenos, gases nobles, elementos desconocidos, metales alcalinos, metaloides, no metales, halógenos, gases nobles, elementos desconocidos.

Notas:
 * 1 kJ/mol = 96,485 eV.
 * Todos los elementos tienen un estado de oxidación implícito cero.
 * Las tablas de enlaces de los elementos 105, 110, 111, 112, 113, 114, 115, 116, 117 y 118 son predicciones.
 * Las configuraciones electrónicas de los elementos 105, 106, 107, 108, 109, 110, 111, 112, 113, 114, 115, 116, 117 y 118 son predicciones.

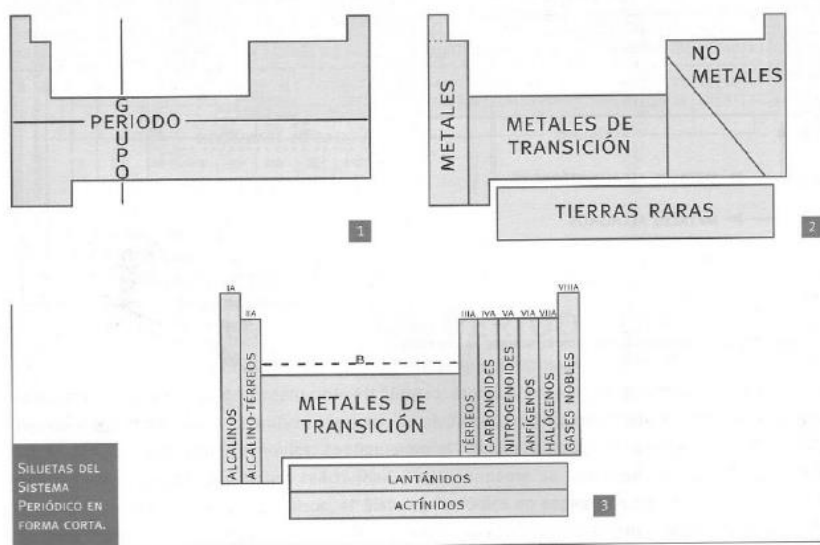
Attribution: 2012rc
 Edit (Translation to Spanish) by The Photographer
 Edit (Updated) by EnderMC
 Origin file: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Periodic_table_lang-es.svg

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 actínicos 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 actínicos, 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 período 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 VIII B
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

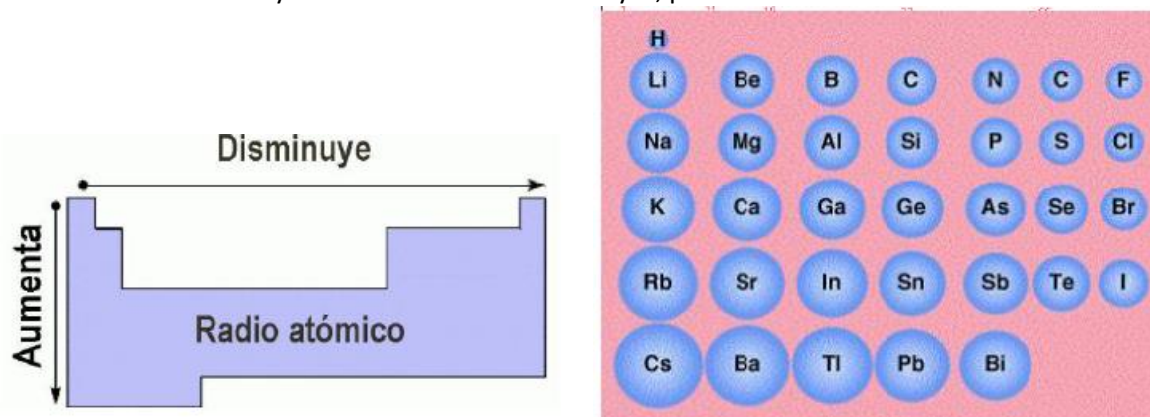
2.3.3. Las propiedades periódicas.

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.



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: $X(g) \rightarrow X^+(g) + e^-$ siendo X un elemento cualquiera y X^+ el catión correspondiente en estado gaseoso.

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)

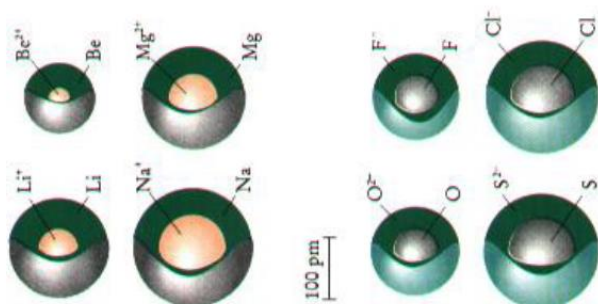
Energías de ionización (kJ / mol)

Elemento	I_1	I_2	I_3	I_4
Na	496	4560		
Mg	738	1450	7730	
Al	577	1816	2744	11,600

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

CUESTION 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 periodo 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.

UNIDAD 3. EL ENLACE QUÍMICO

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.

3.1. El enlace y las moléculas

3.1.1. ¿Por qué se unen los átomos?

3.1.2. Tipos de Enlace

3.2. Enlace Iónico

3.3. Enlace Covalente

3.3.1. El enlace covalente

3.3.2. Diagramas de Lewis.

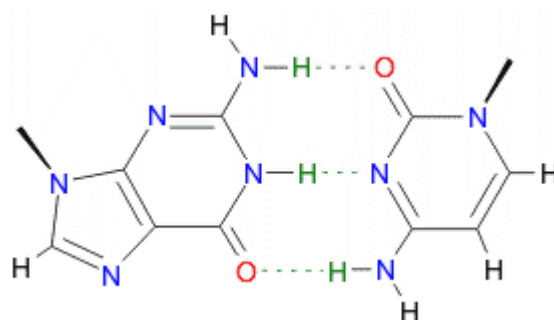
3.3.3. Geometría de las moléculas

3.4. Fuerzas intermoleculares

3.5. 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



3.1. El enlace y las moléculas

3.1.1. ¿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**)

3.1.2. 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).

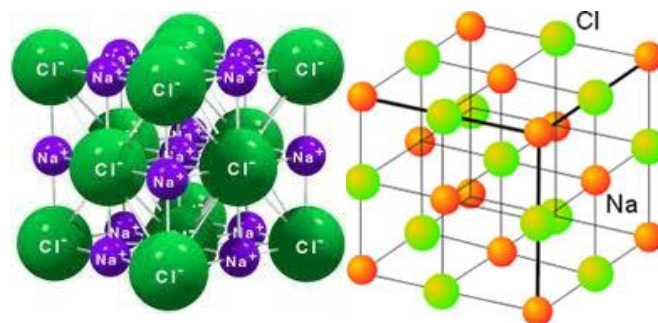
El *enlace iónico* surge cuando se unen un átomo de la parte izquierda de la tabla periódica (elementos con baja energía de ionización y, por tanto, con tendencia a formar cationes) con un elemento de la parte derecha (elementos con alta afinidad electrónica y, por tanto, con tendencia a formar aniones). 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*.

3.2. Enlace Iónico

Cuando se encuentran dos átomos de electronegatividad muy diferente, esto es, un átomo muy electronegativo (no metálico) y otro muy electropositivo (metálico), se produce la transferencia de uno o varios electrones del elemento menos electronegativo al más electronegativo, transformándose el primero en un catión y el segundo en un anión, que se unen por atracción electrostática.



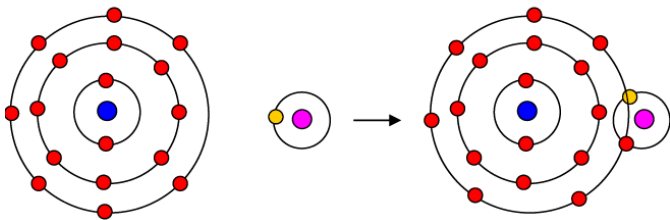
Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ Na⁺: $1s^2 2s^2 2p^6$
 Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ Cl⁻: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

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.

3.3. Enlace Covalente

3.3.1. El enlace covalente

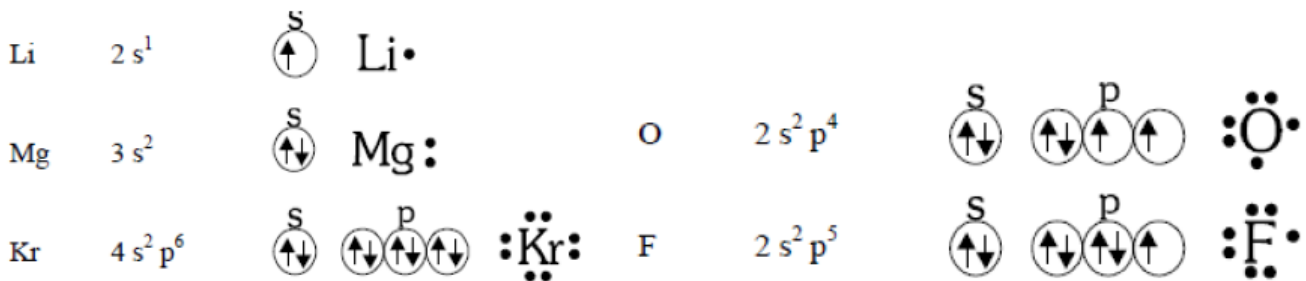


Los no metales se unen entre sí mediante enlace covalente. Éste implica que dichos átomos comparten uno o más pares de electrones, alcanzando así la estructura del gas noble más cercano (con alguna excepción, como determinados compuestos de boro). A diferencia de lo que ocurre en el enlace iónico, en el enlace covalente se forman verdaderas moléculas.

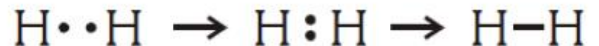
La descripción más sencilla del enlace covalente se realiza mediante las *representaciones o estructuras de Lewis*. En éstas, cada átomo enlazado se representa mediante su símbolo químico, y se disponen a su alrededor los electrones de su capa de valencia agrupados por orbitales, procurando mantener 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.

3.3.2. 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.



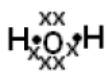
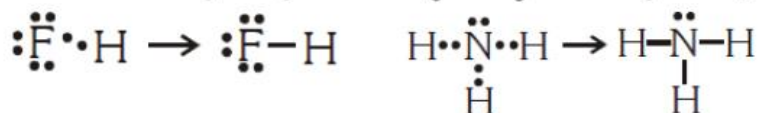
Veamos esto con una molécula sencilla, la de hidrógeno (H_2)



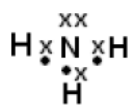
Otros ejemplos: O_2 , N_2 (moléculas homooatómicas)



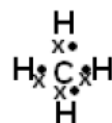
H F, H_2O , NH_3 (moléculas heteroatómicas)



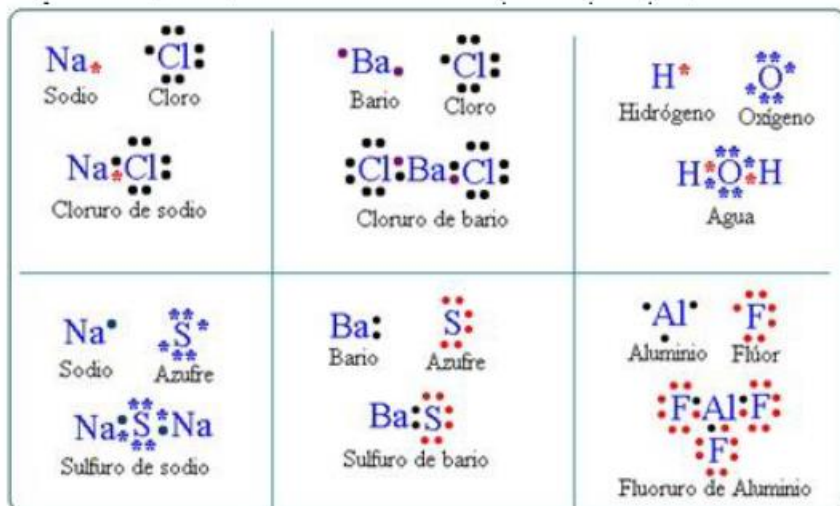
El **oxígeno** se combina con **dos** átomos de hidrógeno para



... sin embargo el **nitrógeno** se combina con **tres**, ya que



... en el caso del **carbono** son necesarios **cuatro** átomos de hidrógeno



3.3.3. 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 eletrônica	Fórmula de estrutura	Geometria molecular
Cloro Cl ₂			$1,99 \times 10^{-10}$ m 	linear
Água H ₂ O				angular
Tricloreto de boro BCl ₃				triangular plana
Amoníaco 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.

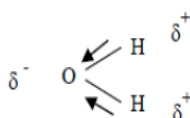
En el enlace covalente no se forman iones, las moléculas son neutras. Sin embargo puede darse el caso de que la carga no esté repartida por igual en toda la molécula. Veamos un par de ejemplos. **H₂** (molécula con átomos del mismo elemento): Comparten un par de electrones. Al ser iguales los núcleos, 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.

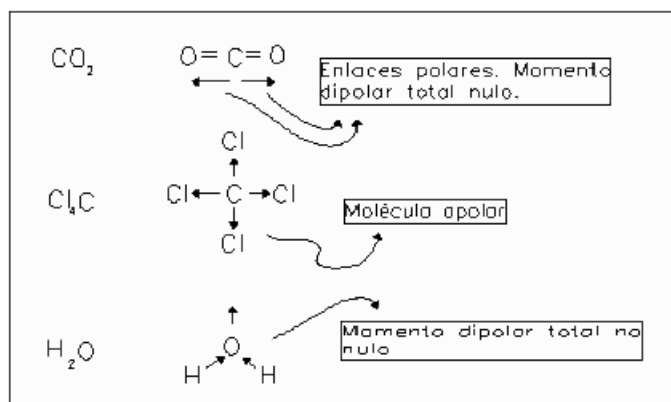
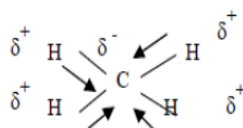
PASOS PARA DEDUCIR LA POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS

- 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

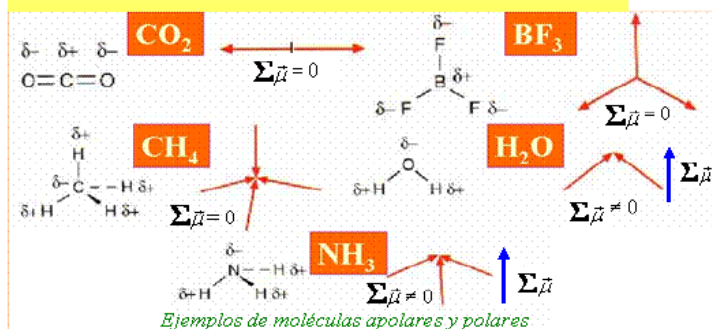


Molécula apolar CH₄



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 O=C=O	Triangular plana 	Angular 	Piramidal triangular
Enlaces polarizados	2 O ^{δ-} C ^{δ+} O	3 	2 	3
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

3.4. 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).

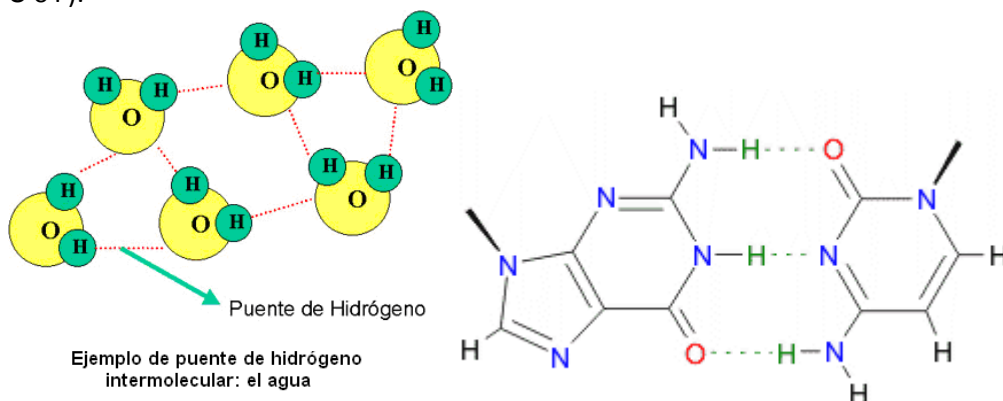
Las fuerzas intermoleculares son más fuertes en estado sólido que en estado líquido y en estado líquido más fuertes que en estado gaseoso.

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.

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

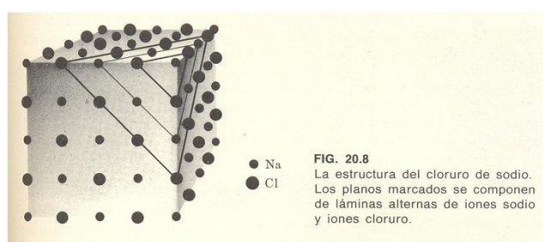
	MOLECULARES	COVALENTES	IONICOS	METALICOS
Partículas de la celda unidad	Moléculas (o átomos)	Átomos	Aniones, cationes	Iones metálicos con "nubes de electrones"
Fuerzas mas fuertes entre las partículas	London, dipolo-dipolo, y enlaces de hidrogeno	Enlace covalentes	Electrostáticas	Enlaces metálicos (atracción 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.



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

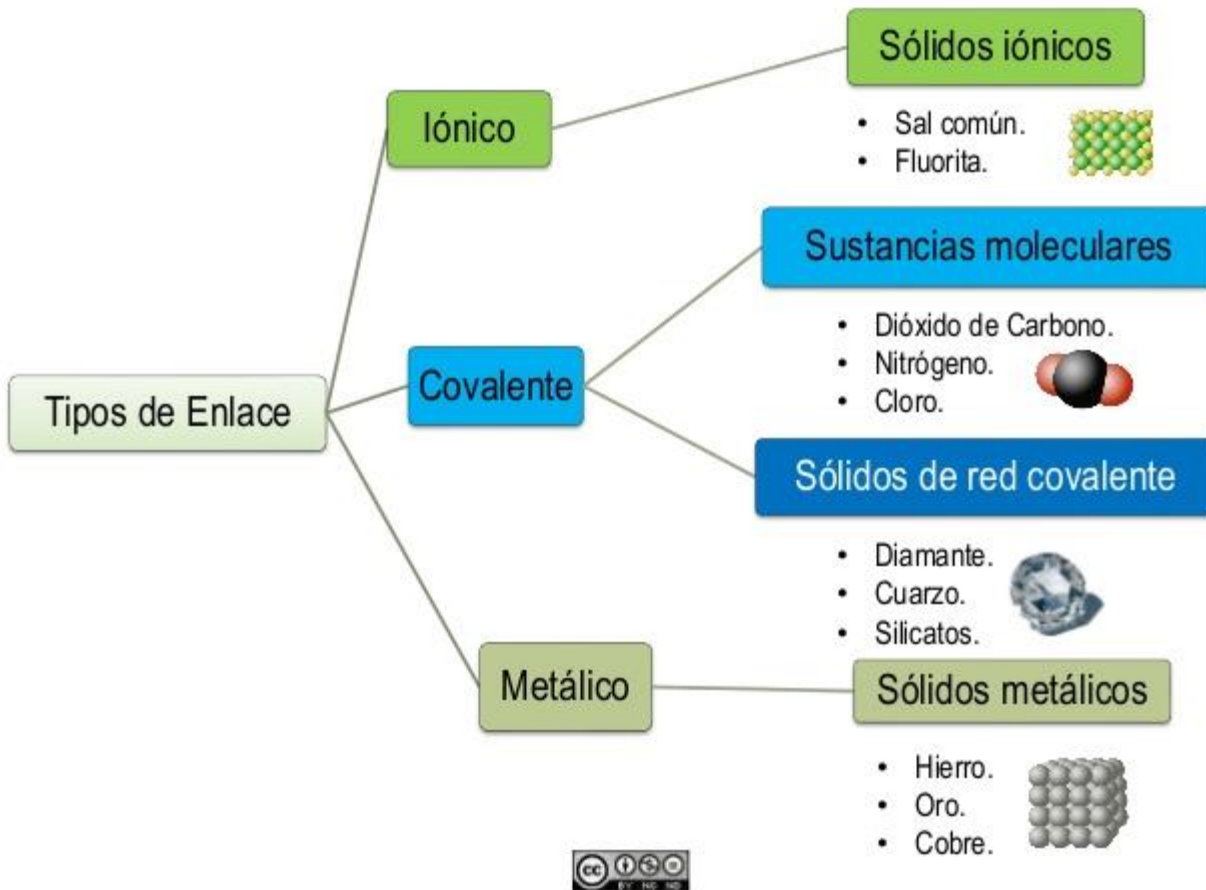
SÓLIDOS METÁLICOS

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.

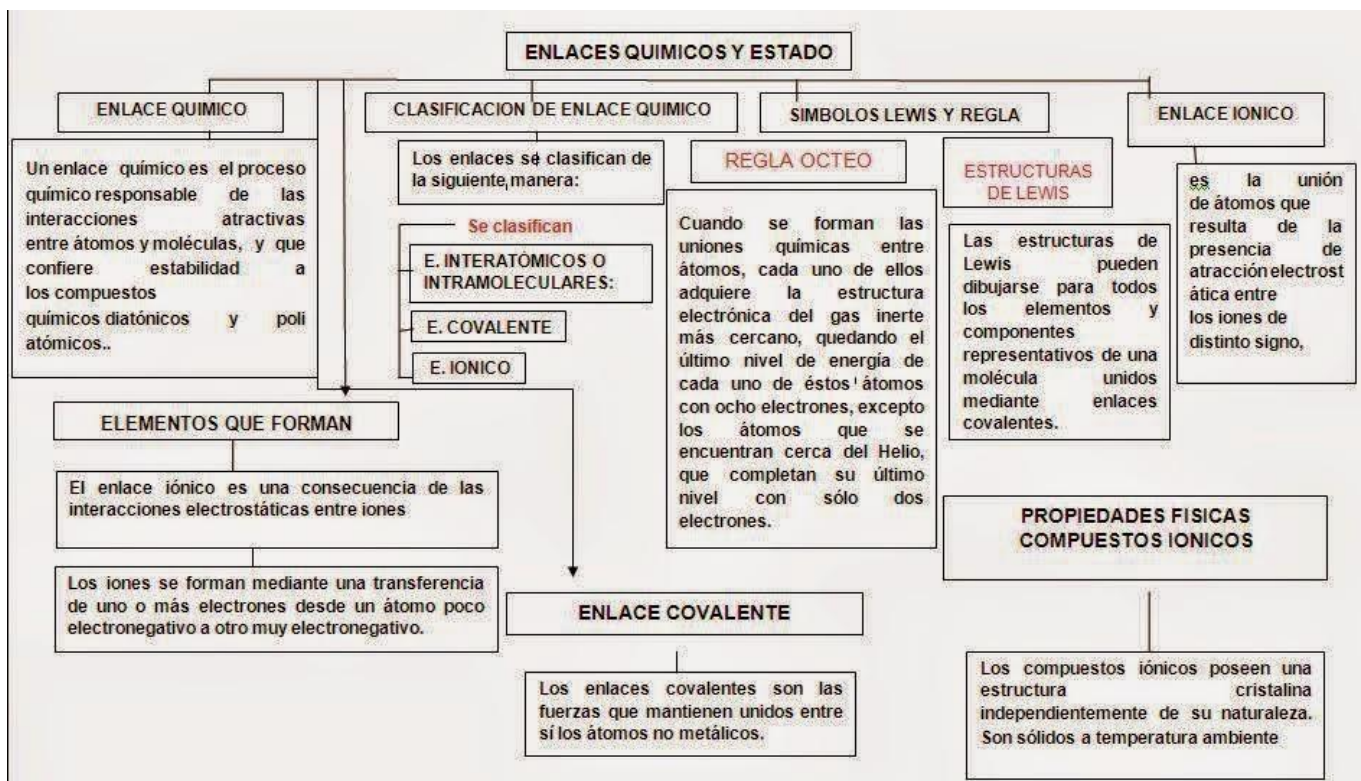
La mayoría de los metales carece de una o más de estas características. Por ejemplo, el W es quebradizo y consecuentemente no es maleable. El Pb es muy maleable pero no es un buen conductor de la electricidad.

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 ; ZnCO₃
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 N₂ , CO₂ y PCl₃ 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: ?



EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA

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 (F₂) y el cloro (Cl₂) son gases, el bromo (Br₂) es líquido i el yodo (I₂) es sólido.
- b) La temperatura de ebullición del agua (H₂O) es mayor que la de su homólogo el sulfuro de hidrógeno (H₂S)

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:

- El número atómico del flúor.
- El número de protones, neutrones y electrones.
- La posición que ocupa el flúor en la tabla periódica.
- Cómo es la electronegatividad del Flúor. ¿por qué?

17. Considerando las moléculas F₂, HF y CH₄

- Dibuja las estructuras de Lewis de las moléculas.
- 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)

- Una sustancia que tiene enlaces de hidrógeno.
- Una sustancia sólida de alta conductividad eléctrica tanto en estado sólido como líquido.
- Un sólido covalente de muy alto punto de fusión.
- Una sustancia ligada por fuerzas de Van der Waals, que sublima a 78°C bajo cero.
- 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:

- fundir cloruro sódico
- fundir oro
- vaporizar agua
- 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 4. REVISIÓN Y PROFUNDIZACIÓN DE LA TEORÍA ATÓMICOMOLECULAR

Análisis de algunas sustancias habituales en la naturaleza. Los tres estados físicos y sus modelos.

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.

4.1. La clasificación de las sustancias: elementos, compuestos y mezclas

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

4.2.1. Ley de Lavoisier o de conservación de la masa

4.2.2. Ley de Proust o de las proporciones definidas

4.2.3. Ley de las proporciones múltiples (o de Dalton).

4.2.4. Ley de las proporciones recíprocas (o de Richter).

4.4. Ley de los volúmenes de combinación (o de Gay-Lussac).

4.5. Hipótesis de Avogadro

4.6. Masa atómica y molecular

4.7. Concepto de mol

4.8. Disoluciones

4.8.1. Concepto

4.8.2. Tipos de disoluciones

4.8.3. Concentración de una disolución

4.8.4. Formas de expresar la concentración de una disolución

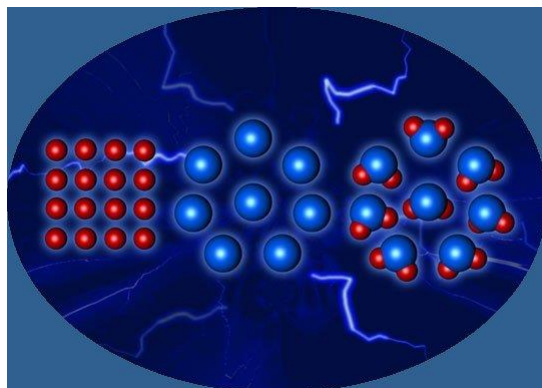
4.9. Ecuación de los gases ideales

4.10. Ley de Dalton

4.11. Composición centesimal. Fórmulas empíricas y moleculares

RESUMEN-CHULETA

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA. Opciones B y C



4.1. 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).

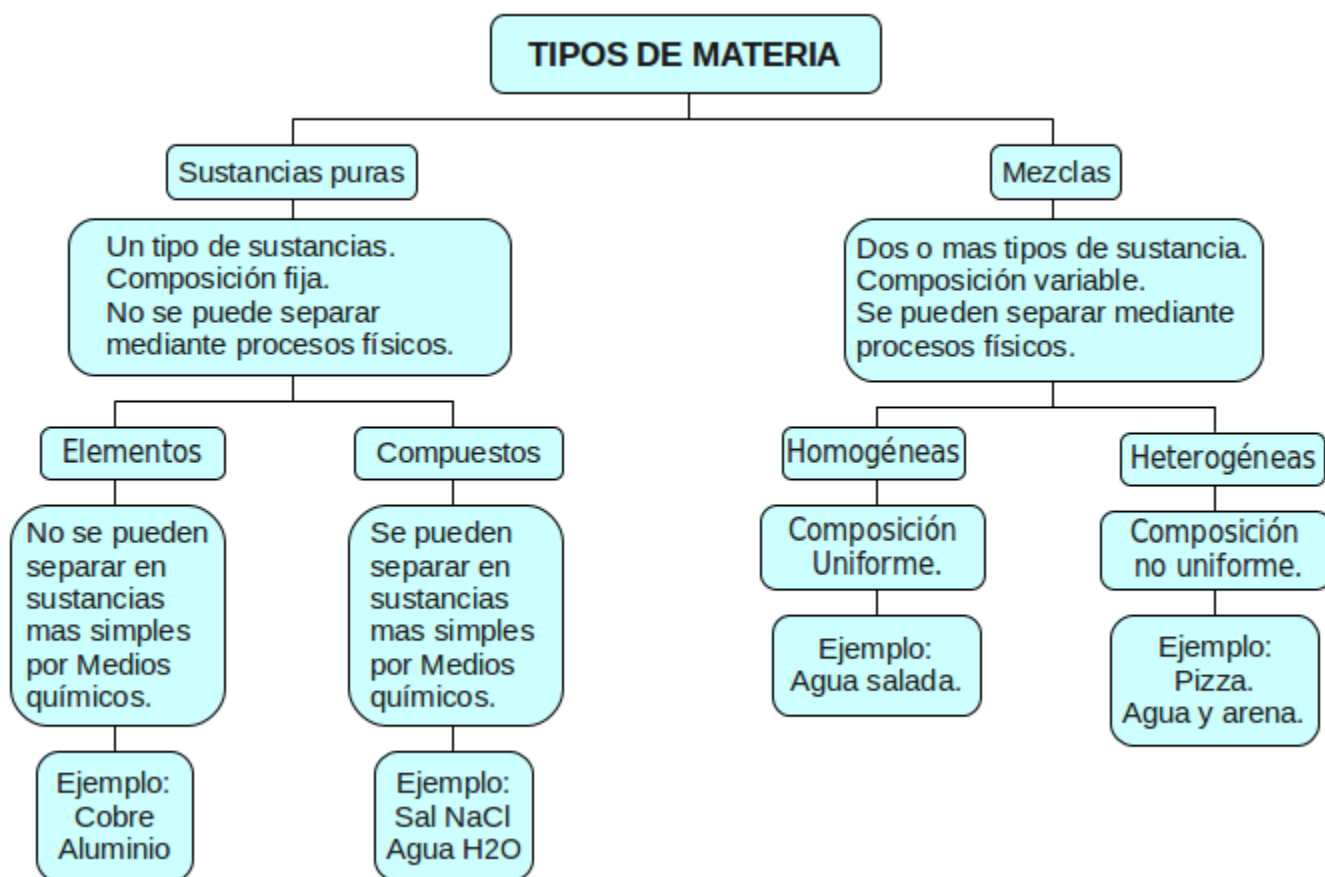
COMPUESTO: Sustancia formada por átomos de dos o más elementos químicos unidos químicamente en proporciones definidas.

SUSTANCIA: Forma de materia que tiene una composición constante o definida y unas propiedades distintivas.

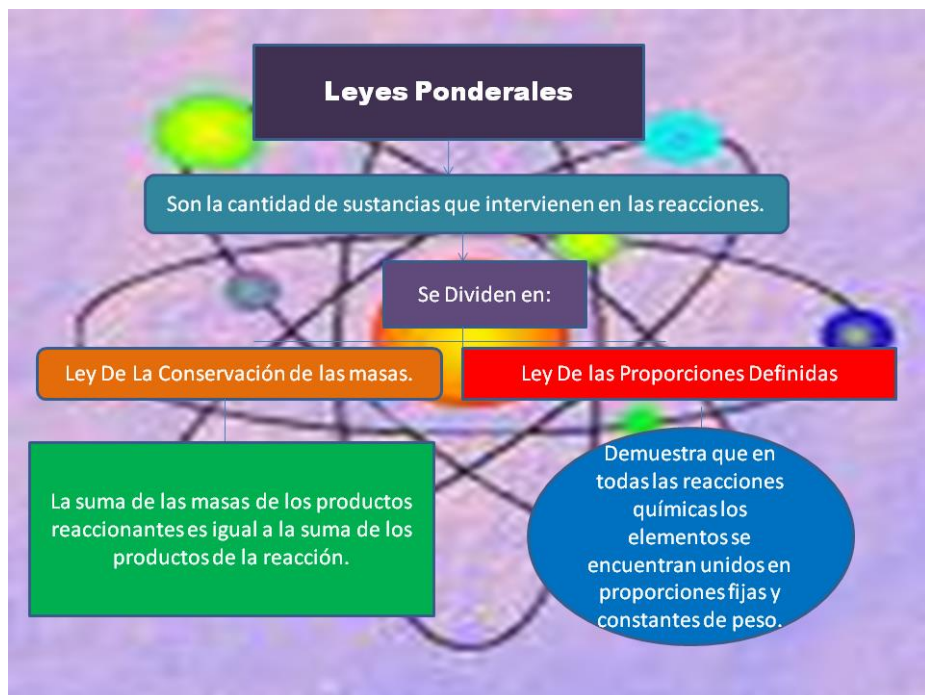
MEZCLA: Combinación de dos o más sustancias en la cual las sustancias conservan sus propiedades características.

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



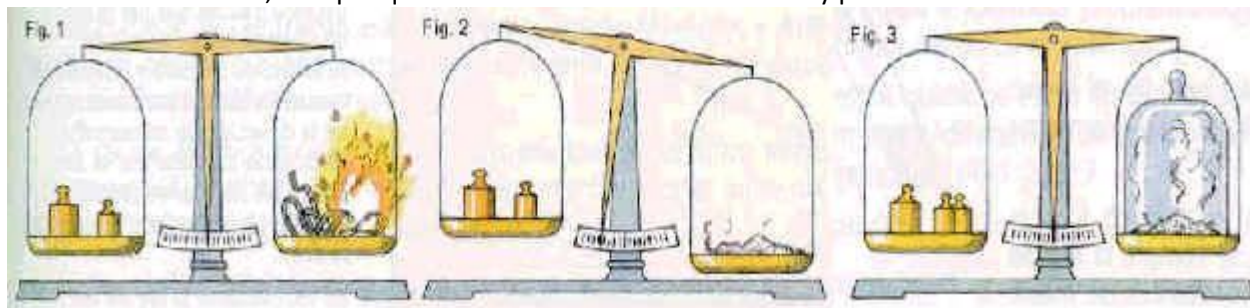
4.2. Leyes ponderales de la química. Teoría atómica de Dalton y justificación de las leyes ponderales



4.2.1. 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.



4.2.2. 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.

4.2.3. 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.

4.2.4. 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.

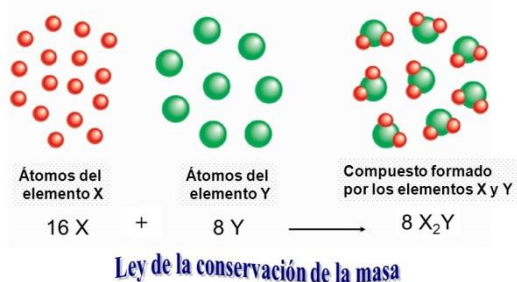
Al ser el oxígeno el elemento que se combina con casi todos los demás se tomó inicialmente como tipo 100 partes en peso de oxígeno; la cantidad en peso de cada elemento que se combinaba con estas 100 partes en peso de oxígeno era su peso de combinación. El menor peso de combinación que así se encontraba 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.

Teoría atómica de Dalton



2.1

4.3. 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.

4.4. 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.

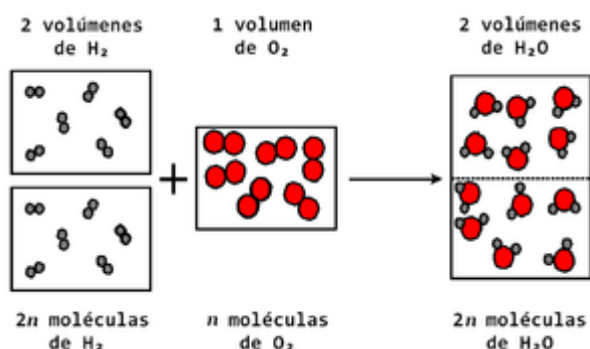
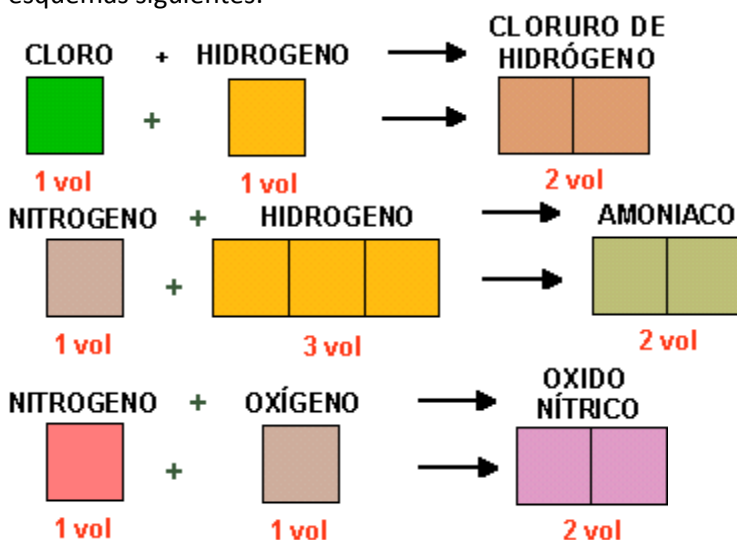
En cualquier reacción química los volúmenes de todas las sustancias gaseosas que intervienen en la misma, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, están en una relación de números enteros sencillos.



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.

4.5. 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.

4.6. 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

4.7. 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.

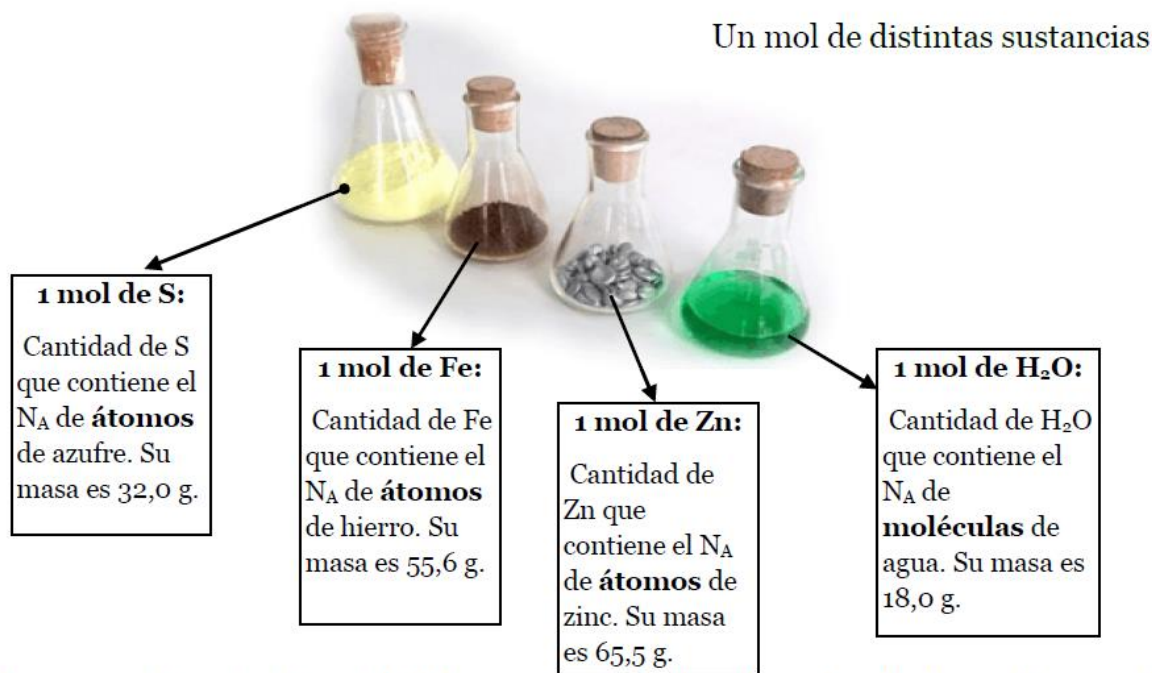
El mol es una forma muy útil, desde el punto de vista químico, de contar las entidades constituyentes de la materia.

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:

$$\frac{154 \text{ g Cl}_4\text{C}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas Cl}_4\text{C}} = \frac{0'5 \text{ g}}{x}; x = 1'96 \cdot 10^{21} \text{ moléculas Cl}_4\text{C}$$

4.8. Disoluciones

4.8.1. 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.

4.8.2. Tipos de disoluciones

Hay muchos tipos de disoluciones. Se mencionan a continuación las más importantes:

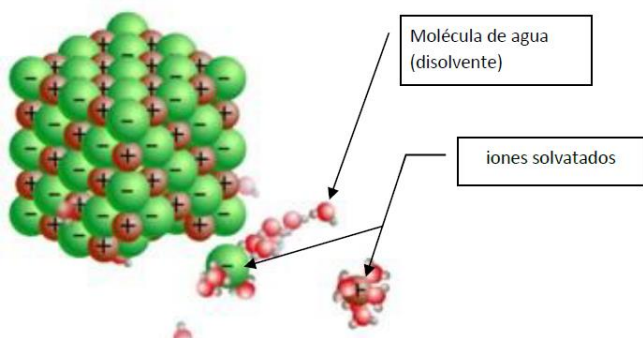
Disoluciones sólido - líquido.

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.

4.8.3. 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)

4.8.4. 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.

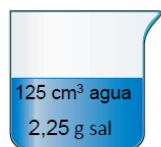
En un vaso se echa una cantidad de agua inferior a 150 cm³. Por ejemplo, 125 cm³. Se disuelve la sal en el agua. Al final del proceso se puede observar que el volumen ya no es 125 cm³ sino algo más, debido a la presencia del soluto disuelto.

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:

El dato de densidad permite transformar gramos de disolución en cm³.

$$10,5 \text{ g HCl} \cdot \frac{100 \text{ g disol.}}{35,0 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ disol.}}{1,18 \text{ g disol.}} = 25,4 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

Factor que convierte gramos de soluto en gramos de disolución.

El dato de densidad permite transformar gramos de disolución en cm³.

$$\frac{35,0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol.}} \cdot \frac{1,18 \text{ g disol.}}{1 \text{ cm}^3 \text{ disol.}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ disol.}}{1 \text{ L disol.}} = 11,32 \frac{\text{moles HCl}}{\text{L}} = 11,32 \text{ M}$$

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

$$250 \text{ cm}^3 \text{ disol.} \cdot \frac{2,5 \text{ moles HNO}_3}{1000 \text{ cm}^3 \text{ disol.}} = 0,625 \text{ moles HNO}_3 \quad 0,625 \text{ moles HNO}_3 \cdot \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 39,4 \text{ g HNO}_3$$

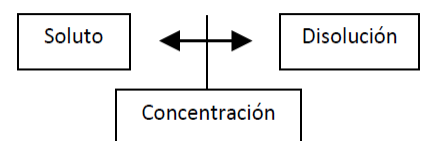
Calculamos ahora el volumen de ácido del 70% que contenga esa cantidad de HNO₃

$$39,4 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g ácido}}{70 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ ácido}}{1,41 \text{ g ácido}} = 39,9 \text{ cm}^3 \text{ ácido}$$

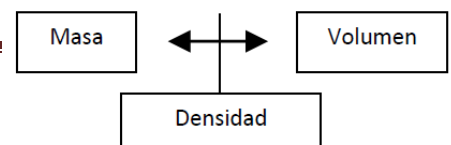
Para preparar la disolución deberemos medir 39,9 cm³ de ácido del 70 %, echar agua (unos 150 cm³) en un matraz aforado de 250 cm³ y verter el ácido sobre el agua. A continuación añadir más agua con cuidado hasta completar los 250 cm³.

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 → 1,30 moles HNO₃

Factor intermedio para transformar moles en gramos → $\frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3}$

Dato de concentración → $\frac{100 \text{ g ácido}}{36 \text{ g HNO}_3}$

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. → $\frac{1 \text{ ml ácido}}{1,22 \text{ g ácido}}$

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):

$$0,125 \text{ moles soluto} \cdot \frac{1000 \text{ ml disol}}{6,5 \text{ moles soluto}} = 19,2 \text{ ml disolución}$$

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)

4.9. 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

$$P V = \frac{a}{M} R T; \quad a = \frac{M P V}{R T} = \frac{44,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1,052 \text{ atm} \cdot 1,5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 291 \text{ K}} = 2,91 \text{ g}$$

4.10. 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:

$$P_T = \sum P_i \quad P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

4.11. 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 (Ar): Nos la dan siempre como dato

Masa molecular (Mr): La suma de las Ar en un compuesto. Mr (NH₃) = 1 x 14 + 3 x 1 = 17 umas.

Número de Avogadro: es el número de átomos contenidos en 12 g del isótopo de Carbono 12 y tiene un valor NA = 6,022 · 10²³ Sirve para “contar”.

UN MOL DE LO QUE SEA CONTIENE EL N° 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 N° 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 N° DE MOLES (n) POR EL N° DE AVOGADRO. UNA VEZ HALLADO EL N° DE MOLÉCULAS SI NOS PREGUNTAN EL N° DE ÁTOMOS, SE MULTIPLICA EL N° DE MOLÉCULAS POR EL N° 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), Mr (masa molecular, la suma de las Ar)

Si necesitamos hallar la masa (m) a partir del número de moles (n): **$m = n.Mr$**

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 = °C + 273)

$$n = P.V / R.T$$

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)

$$\frac{35,0 \cancel{\text{ g HCl}}}{100 \cancel{\text{ g disol}}} \frac{1,18 \cancel{\text{ g disol}}}{1 \cancel{\text{ cm}^3 \text{ disol}}} \frac{1 \cancel{\text{ mol HCl}}}{36,5 \cancel{\text{ g HCl}}} \frac{1000 \cancel{\text{ cm}^3 \text{ disol}}}{1 \cancel{\text{ L disol}}} = 11,32 \frac{\text{ moles HCl}}{\text{ L}} = 11,32 \text{ M}$$

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) habrá 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: Na = 23 u.; Cl = 35,5 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: Na = 23 u.; S = 32 u.; O = 16 u.; C = 12 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 5. CAMBIOS ENERGÉTICOS EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

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

Modelo elemental de reacción a partir de las colisiones que provocan roturas y formación de nuevos enlaces. Existencia de reacciones endotérmicas y exotérmicas con este modelo.

Cálculo de la energía de una reacción a partir de las energía de enlace

Concepto de reacción de formación y de calor de formación. Calculo de calores de reacción a partir de los calores de formación de las sustancias involucradas.

5.1. Las reacciones químicas

5.2. Tipos de reacciones químicas

5.3. Reacciones endotérmicas y exotérmicas

5.4. La entalpia

5.5. Cálculo de la entalpia de una reacción

5.5.1. Mediante las entalpías estándar de formación

5.5.2. Mediante la Ley de Hess

5.5.3. Cálculo de la energía de una reacción a partir de las energía de enlace

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA

EXÁMENES PAU > 25

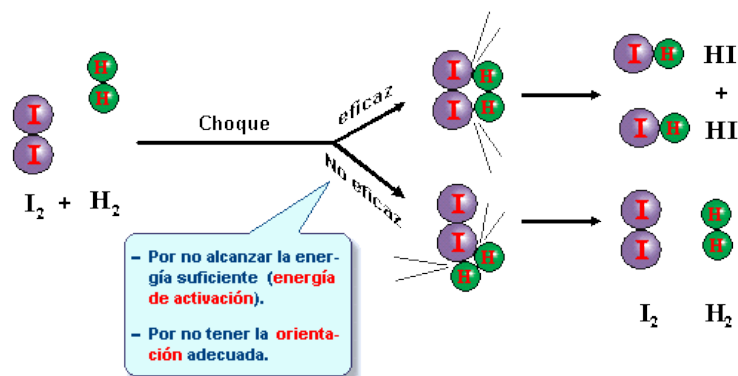


5.1. Las reacciones químicas

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.

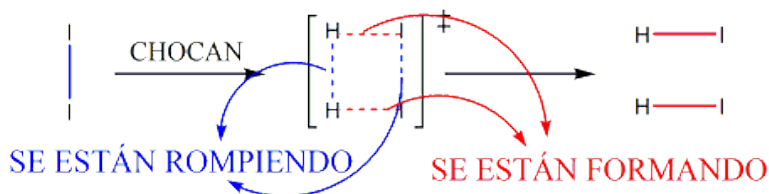
Según esta teoría para que se produzca una reacción deben cumplirse tres condiciones:

- 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**.

5.2. 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: $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$

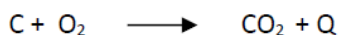
Reacciones de desplazamiento. Un elemento más activo reemplaza a otro menos activo en un compuesto: $Cu(s) + AgNO_3(ac) \rightarrow CuSO_4(ac) + Ag(s)$

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: $Pb(NO_3)_2(ac) + NaI(ac) \rightarrow PbI_2(s) + 2 NaNO_3(ac)$

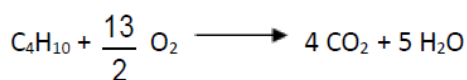
Reacciones de oxidación y reducción, o reacción redox. Ocurren cuando algunos átomos experimentan un aumento en su estado de oxidación, proceso denominado **oxidación** y otros experimentan una disminución en su estado de oxidación, denominada **reducción**. Reacción de un metal con un ácido: $Zn(s) + 2 HCl(ac) \rightarrow ZnCl_2(ac) + H_2(g)$

Reacciones de neutralización o ácido-base. Cuando reacciona un ácido con una base para formar agua más un compuesto iónico llamado sal. $Ca(OH)_2(ac) + HCl(ac) \rightarrow CaCl_2(ac) + 2 H_2O(l)$

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:



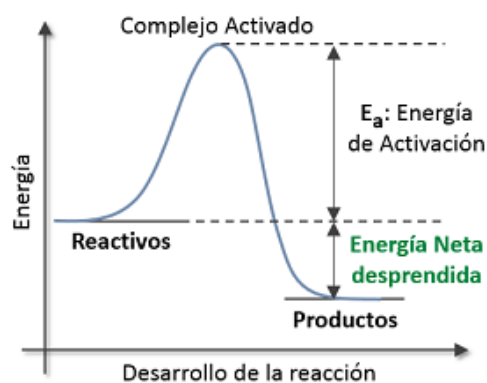
5.3. Reacciones endotérmicas y exotérmicas

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.

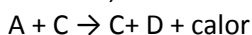
Así, algunas reacciones ocurren con desprendimiento de calor del sistema hacia el exterior; son las reacciones **exotérmicas**; en otras reacciones sucede el proceso inverso; y son las reacciones **endotérmicas**.

Reacciones Exotérmicas.

Son aquellas donde ocurre desprendimiento de energía en forma de calor.



En el diagrama de energía se puede observar como el nivel de energía de los reactivos es mayor que el de los productos, por lo cual se puede deducir que una vez que se suministre energía para dar inicio a la reacción, está se desarrollará liberando energía.

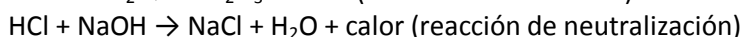
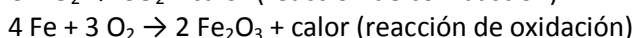
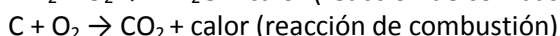
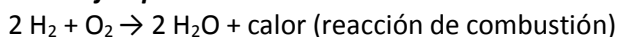


Energía reaccionante > Energía resultante

En la vida diaria se puede encontrar ejemplos de este tipo de reacción química. Cuando encendemos una cerilla ocurre desprendimiento de energía en forma de calor, en este caso es la reacción el fósforo con el oxígeno para formar óxido de fósforo, como se ilustra en la siguiente ecuación química: $\text{ P}_4 + 5\text{ O}_2 \rightarrow 2\text{ P}_2\text{O}_5$

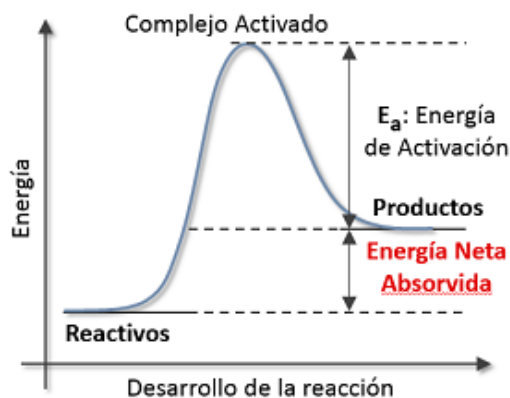
El fósforo rojo empleado para la fabricación de cerillas no se halla en la cabeza de la misma, sino que está ubicado en la superficie áspera de la caja, combinada con una sustancia abrasiva como el vidrio en polvo. Al ser sometido el fósforo a la pared de la caja, una mínima cantidad de fósforo rojo de la superficie se transforma en fósforo blanco, el cual se enciende.

Otros ejemplos de reacciones exotérmicas tenemos:



Reacciones Endotérmicas.

Son aquellas reacciones donde se necesita de calor para que se lleven a cabo, es decir ocurre una absorción de energía durante todo el proceso.



En el diagrama de energía se puede observar como el nivel de energía de los reactivos es menor que el de los productos, por lo cual se puede deducir que una vez que se suministre energía durante toda la reacción, la energía de activación será mayor que el calor liberado en la misma.



Energía reaccionante < Energía resultante

Un ejemplo común de reacción endotérmica es la que se lleva a cabo para producir sulfuro de hierro (II). Para obtener el FeS se requiere suministrar calor durante toda la reacción. $S_{8(s)} + 8Fe_{(s)} \rightarrow 8FeS_{(s)}$

Otros ejemplos de reacciones endotérmicas tenemos:

Descomposición química del agua: $2H_2O + \text{energía} \rightarrow 2 H_2 + O_2$ ($\Delta H = +285 \text{ kJ/mol}$ de agua) (Reacción de electrólisis)

Producción de ozono: $3O_2 + \text{energía (luz ultravioleta)} \rightarrow 2O_3$

Descomposición del carbonato de calcio: $CaCO_{3(s)} \rightarrow CO_{2(s)} + CaO_{(s)}$

5.4. La entalpía

Las reacciones químicas pueden desprender calor (exotérmicas) o absorber calor (endotérmicas).

El calor desprendido o absorbido en una reacción se mide con la función "ENTALPÍA" o mejor "VARIACIÓN DE ENTALPÍA" que se representa mediante ΔH .

Si el resultado de la entalpía ΔH es positivo \rightarrow Reacción ENDOTÉRMICA (absorbe calor)

Si el resultado de la entalpía ΔH es negativo \rightarrow Reacción EXOTÉRMICA (desprende calor)

Aunque la entalpía puede medirse, de hecho, a cualquier temperatura y presión, se ha tomado el acuerdo de considerar condiciones estándar a 25 °C (298 K) y 1 atm. Cuando la entalpía se mide en estas condiciones de presión y temperatura se habla de entalpía estándar y se denota con el símbolo H°

5.5. Cálculo de la entalpía de una reacción

5.5.1. Mediante las entalpías estándar de formación

Cada compuesto tiene por sí mismo una llamada **entalpía estándar de formación ΔH_f°** independientemente de la reacción, es un dato que nos dan. Los elementos en su estado natural tienen $\Delta H_f^\circ = 0$. Por ello no nos darán la entalpía de formación de los elementos, ya que debemos saber que es 0.

Para calcular la entalpía de una reacción:

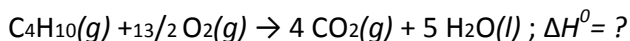
$\Delta H_r = (\text{Suma de las entalpías de formación de los productos multiplicadas por los coeficientes}) - (\text{Suma de las entalpías de formación de los reactivos multiplicadas por los coeficientes})$

$$\Delta H^\circ = \sum n_p \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum n_r \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$$

EJEMPLO

Conocidas las entalpías estándar de formación del butano (C_4H_{10}), agua líquida y CO_2 , cuyos valores son respectivamente -124,7, -285,8 y -393,5 kJ/mol, calcular la entalpía estándar de combustión del butano (entalpía molar).

La reacción de combustión del butano es:



$$\Delta H^\circ = \sum n_p \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum n_r \Delta H_f^\circ (\text{reactivos}) = 4 \text{ mol}(-393,5 \text{ kJ/mol}) + 5 \text{ mol}(-285,8 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol}(-124,7 \text{ kJ/mol}) = -2878,3 \text{ kJ}$$

5.5.2. Mediante la Ley de Hess

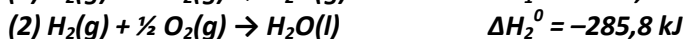
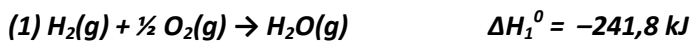
Antes hemos visto cómo obtener la entalpía de una reacción a partir de las entalpías de formación. Otra forma es mediante la Ley de Hess:

“La variación de entalpía en una reacción química es la misma si la reacción transcurre directamente como si lo hace a través de varias etapas.”

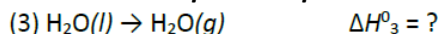
A partir de aquí se pueden tratar las ecuaciones termoquímicas como si fueran ecuaciones matemáticas. La Ley de Hess permite calcular la entalpía de numerosas reacciones en las que no es posible la medida directa.

EJEMPLO

Dadas las reacciones:



calcular la entalpía de vaporización del agua en condiciones estándar.

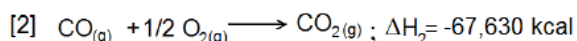
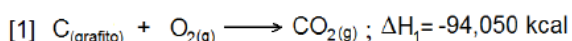
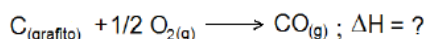


(3) puede expresarse como (1)-(2)

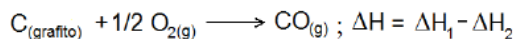
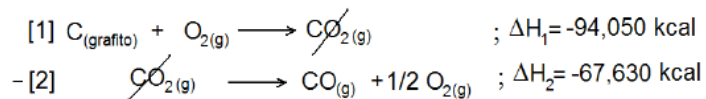
$$\text{, luego } \Delta H_3^0 = \Delta H_1^0 - \Delta H_2^0 = -241,8 \text{ kJ} - (-285,8 \text{ kJ}) = 44 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{vaporización}}^0(\text{agua}) = 44 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$$

EJEMPLO



si combinamos algebraicamente las reacciones 1 y 2 obtenemos la solución al problema:



$$\Delta H = \Delta H_1 - \Delta H_2 = -94,050 - (-67,630) = -26,420 \text{ kcal}$$

5.5.3. Cálculo de la energía de una reacción a partir de las energía de enlace

Entalpías de Enlace o energía de enlace

Una medida de la estabilidad de una molécula es el valor de su **Energía de Enlace**, cuanto más unidos estén los átomos en una molécula, mayor será el valor de la energía de enlace.

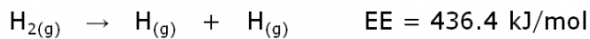
Se puede definir como **energía de enlace**, a la energía necesaria para romper un enlace específico de un mol de moléculas al estado gaseoso.

Cuando se forma un mol del mismo tipo de moléculas a partir de átomos gaseosos, la magnitud de la energía es igual, pero de signo contrario, esto es, se libera energía.

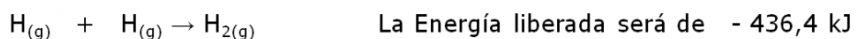
En una reacción química los reactivos reaccionan entre sí y producen productos. Esto ocurre porque los enlaces de cada una de las sustancias que constituyen los reactivos, deben romperse para reagruparse y dar paso a la formación de nuevos enlaces, éstos nuevos enlaces formarán los productos de la reacción.

Siempre que se quiera romper enlaces tendremos que suministrar energía (valores positivos), mientras que siempre la formación de un nuevos enlaces liberará energía.

La energía necesaria para **romper el enlace H-H** será:



Mientras que la energía liberada al **formarse el enlace H-H**, será:



Todas las sustancias deben estar al estado gaseoso

La **energía de enlace EE** se puede determinar por el cambio de entalpía necesario para romper un enlace específico de

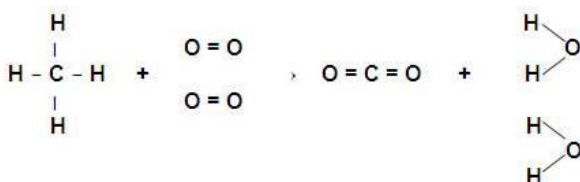
un mol de moléculas en el estado gaseoso.

ΔEE , se aproxima al ΔH° cuando todas las sustancias químicas están en fase gaseosa.

En el ejemplo vamos a calcular de reacción, a través de las Energía de Enlace para la reacción de combustión del metano. Esta combustión transcurre mediante la siguiente reacción:



Si escribimos las formulas estructurales de cada uno de los reactivos y productos, podremos establecer qué enlaces se ROMPEN y cuáles enlaces se FORMAN.



Se hacemos la contabilidad de enlaces rotos y formados tendremos los datos de la tabla siguiente:

Enlaces Rotos	Enlaces Formados
4 enlaces C-H	2 enlaces C=O
2 enlaces O=O	4 enlaces H-O

En tablas se puede encontrar el valor de las energía de enlace para los enlaces rotos y formados:

Enlace	Energía de Enlace EE (kJ/mol)
C-H	413
O=O	494
C=O	801
H-O	482

Ahora que tenemos el **número de enlaces rotos** y el número de enlaces formados, y en tablas hemos encontrado el **valor de la energía de enlace**.

Debemos recordar que hay que **suministrar energía para romper un enlace** (valor positivo de la EE), y se **libera energía al formar un enlace** (valor negativo de la EE)

Podemos pasar a calcular la energía enlace total de enlaces rotos y la energía de enlace total de enlaces formados:

El número de enlaces rotos en un mol de moléculas x Energía de enlace:

$$4 \text{ enlaces C-H} \times 413 \text{ kJ} = 1652 \text{ kJ}$$

$$2 \text{ enlaces O=O} \times 494 \text{ kJ} = 988 \text{ kJ}$$

Romper los enlaces requiere de una energía de 2640 kJ

El número de enlaces formados en un mol de moléculas x energía de enlace:

$$2 \text{ enlaces C=O} \times (- 801 \text{ kJ}) = (- 1602 \text{ kJ})$$

$$4 \text{ enlaces H-O} \times (- 482 \text{ kJ}) = (- 1928 \text{ kJ})$$

Formar enlaces libera una energía de (- 3530 kJ)

Teniendo en cuenta que el calor de reacción, es la variación de energía de la posición final (productos), menos la variación de energía de la posición inicial (reactivos).

Podemos realizar el cálculo siguiente:

$$\Delta H_{\text{REACCIÓN}} = \sum \Delta H_{(\text{productos})} - \sum \Delta H_{(\text{reactivos})}$$

$$\Delta H_{\text{REACCIÓN}} = (- 3530 \text{ kJ}) - (+ 2640 \text{ kJ})$$

$$\Delta H_{\text{REACCIÓN}} = - 890 \text{ kJ} \quad \text{Reacción exotérmica}$$

PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR

PARTE ESPECÍFICA

CIENCIAS. QUÍMICA

2017

1. a) Escribe y ajusta la reacción de combustión del propano (C_3H_8). (1 punto)
b) Calcula la entalpía estándar de combustión del propano, a partir de las entalpías de formación estándar del CO_2 , H_2O y C_3H_8 que son, respectivamente $-393,5$ kJ/mol; $-285,8$ kJ/mol y $-103,852$ kJ/mol. (1 punto)

2. En la reacción de combustión del butano C_4H_{10} 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)

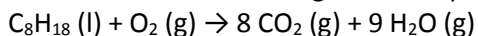
c) En el caso anterior. ¿Cuántos litros de dióxido de carbono se producen medidos a la presión de 1 atmósfera y temperatura $0^\circ C$? (0,6 puntos)

Datos M atómicas: H= 1 u ; C= 12 u y O=16 u

2015

2014

3. En la combustión de la gasolina se produce dióxido de carbono y agua según la siguiente reacción:



Si se quema 1 L de gasolina, calcula el volumen de dióxido de carbono, medido a $25^\circ C$ y 1 atmósfera de presión, que se obtendrá y el calor desprendido en esa reacción.

Datos: Densidad de la gasolina = $0,78$ kg/L; Ar C = 12 u.; Ar H = 1 u.; R = $0,082$ atm.L/mol.K;

$\Delta H_{\text{combustión}} C_8H_{18} = -5080$ kJ/mol

2013

4. El sulfuro de hidrógeno reacciona con el dióxido de azufre para producir azufre elemental y agua según la reacción: $2 H_2S + SO_2 \rightarrow 3 S + 2 H_2O$

a) Justifica si se trata de una reacción de oxidación reducción

b) Calcular la entalpía de la reacción en condiciones estándar a partir de las entalpías estándar de formación:

DATOS: $\Delta H_f^\circ (H_2O) = -285,8$ KJ/mol; $\Delta H_f^\circ (H_2S) = -20,6$ KJ/mol; $\Delta H_f^\circ (SO_2) = -296,8$ KJ/mol

2012

2011

5. Sea la reacción de combustión del butano (C_4H_{10}). Se pide:

1º Escribe y ajusta la reacción.

2º Calcular la entalpía estándar de combustión del butano (entalpía molar) conocidas las entalpías estándar de formación del butano (C_4H_{10}) = $-124,7$ kJ/mol, del agua líquida = $-285,8$ kJ/mol y del CO_2 = $-393,5$ kJ/mol

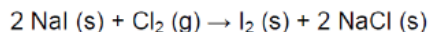
2010

PAU > 25

1. 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.

$\Delta H_f^\circ [NaI (s)] = -310,97 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [NaCl (s)] = -411,15 \text{ kJ/mol}$.

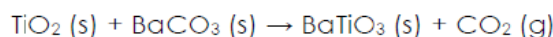
$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

760 mmHg = 1 atm.

2. 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.

$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

760 mmHg = 1 atm.

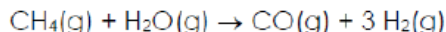
Entalpías de formación estándar, ΔH_f° ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $TiO_2 (s) = -944,7$; $BaCO_3 (s) = -1216$; $BaTiO_3 (s) = 136,6$;

$CO_2 (s) = -393,5$.

3. 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° ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $CO(g) = -110,5$; $CH_4 (g) = -74,8$; $H_2O(g) = -241,8$;

$H_2(g) = 0$.

$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

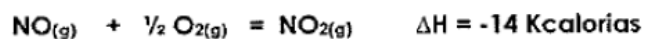
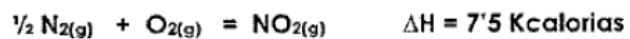
4. 2011

1. Determinar la variación de entalpía, en condiciones estándar y 298 K, para la reacción de combustión del propano (1,5 puntos). Entalpías estándar de formación a 298K:

agua (H_2O) = $-68,3 \text{ kcal/mol}$; propano ($CH_3-CH_2-CH_3$) = $-24,8 \text{ kcal/mol}$; dióxido de carbono (CO_2) = $-94,1 \text{ kcal/mol}$

5. 2009

1.-Calcular la entalpía de formación del monóxido de nitrógeno, a partir de las ecuaciones: (1'5 puntos)



UNIDAD 6. CAMBIOS MATERIALES EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

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 reactivos impuros. Rendimiento de una reacción. Procesos químicos que ocurren con reactivo limitante.

Cálculos estequiométricos con reacciones en las que intervienen disoluciones.

6.1. Las reacciones químicas

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

6.3. Cálculos estequiométricos

EJEMPLOS RESUELTOS

RESUMEN-CHULETA

PROBLEMAS SEMIRESUELTOS

EXÁMENES DE LA COMUNITAT

VALENCIANA. Opciones B y C

PAU > 25

OTROS



Estequiometría

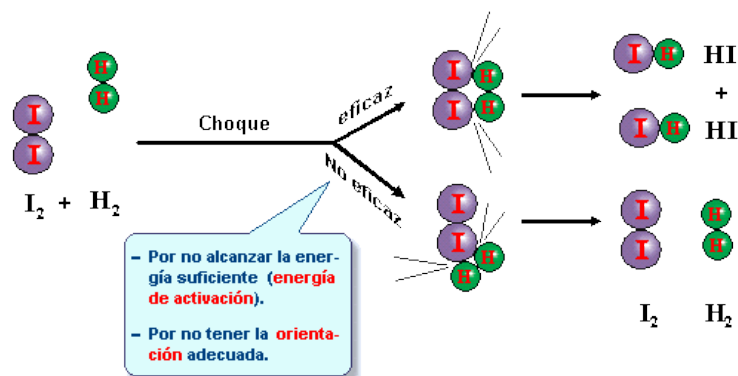
Es la ciencia que mide las proporciones cuantitativas o relaciones de masa en la que los elementos químicos que están implicados.

6.1. 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.

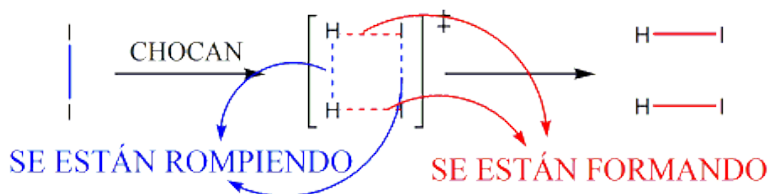
Según esta teoría para que se produzca una reacción deben cumplirse tres condiciones:

- Las moléculas de los reactivos tienen que chocar entre sí.
- Estos choques deben 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.

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

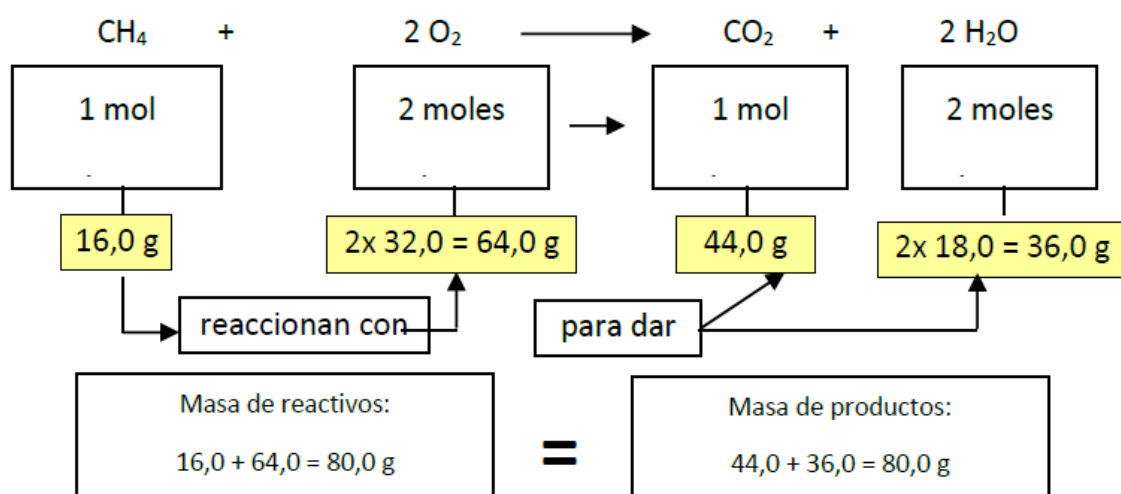
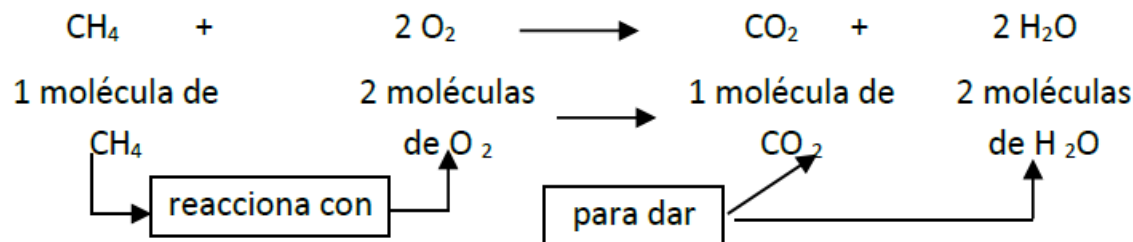
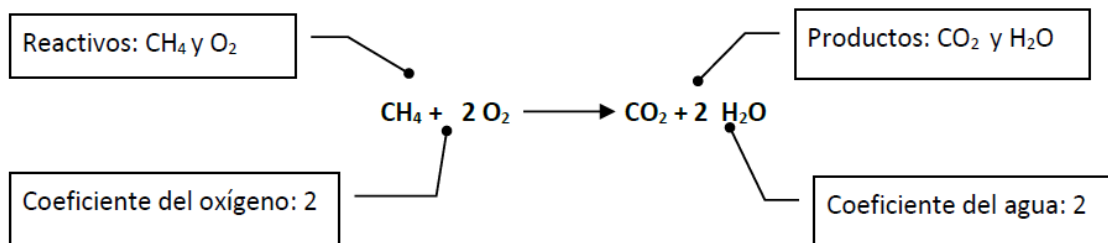
Para representar abreviadamente las reacciones químicas se utilizan las ecuaciones químicas:

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:

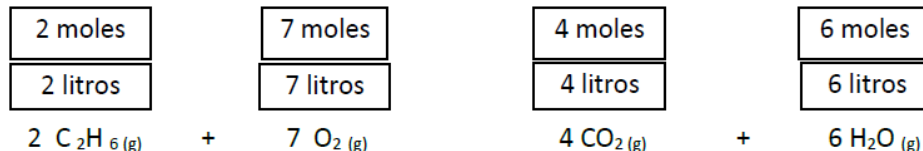
En una reacción química la masa permanece constante (Ley de Conservación de la Masa o Ley de Lavoisier).

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)

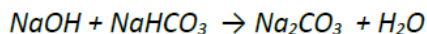
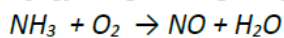
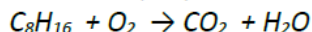
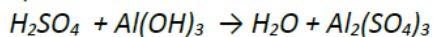
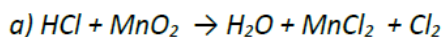
En el caso de que las sustancias sean gases, y siempre que se midan en las mismas condiciones de presión y temperatura, la relación en moles se puede establecer como relación en volumen: **“Volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de P y T contienen el mismo número de moléculas (Hipótesis de Avogadro)**



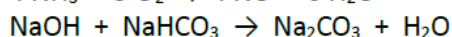
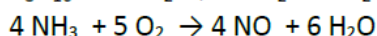
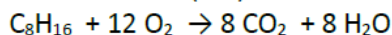
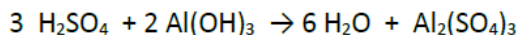
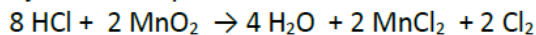
Si consideramos un gas y el volumen se mide a 1 atm de presión y 0 °C (condiciones normales), 1 mol ocupa 22,4 litros.

Ajuste de reacciones químicas

Ajustar las siguientes reacciones químicas:



Ajustándolas por tanteo sería:

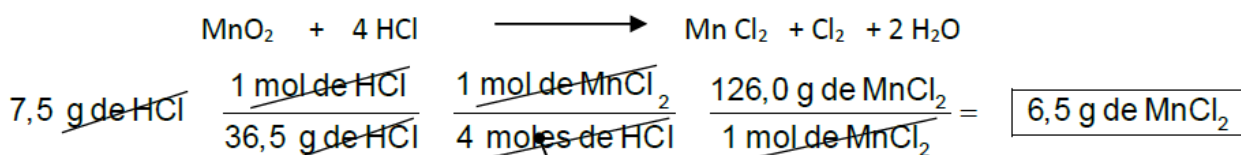


6.3. Cálculos estequiométricos

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?



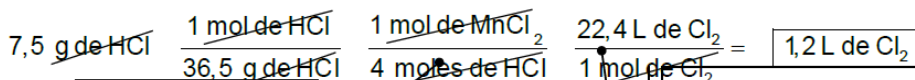
Factor leído en la ecuación ajustada. Nos transforma dato (HCl) en incógnita (MnCl₂)

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:

$$7,5 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{4 \text{ moles de HCl}} = \boxed{0,051 \text{ mol de Cl}_2}$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,051 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot 323 \text{ K}}{1,5 \text{ atm}} = 0,901 \text{ L} = 901 \text{ cm}^3$$

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%

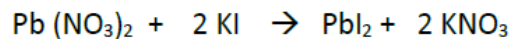
Lo más frecuente es que, debido a razones diversas, a la hora de la realización práctica de una reacción química las cantidades obtenidas sean distintas de las calculadas teóricamente. Se define el rendimiento de la reacción como:

$$r = \frac{\text{gramos reales}}{100 \text{ gramos teóricos}}$$

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:

$$15,0 \text{ g Pb}(\text{NO}_3)_2 \frac{1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2}{331,2 \text{ g Pb}(\text{NO}_3)_2} \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2} \frac{461,0 \text{ g PbI}_2}{1 \text{ mol PbI}_2} = 20,9 \text{ g PbI}_2$$

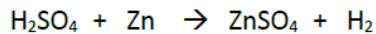
Cálculo del rendimiento:

$$\frac{18,5 \text{ g PbI}_2 \text{ reales}}{20,9 \text{ g PbI}_2 \text{ teóricos}} \frac{100,0 \text{ g PbI}_2 \text{ teóricos}}{100,0 \text{ g PbI}_2 \text{ teóricos}} = 88,5 \frac{\text{g PbI}_2 \text{ reales}}{100,0 \text{ g PbI}_2 \text{ teóricos}} = 88,5 \%$$

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)

$$10,3 \text{ g Zn} \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol Zn}} \frac{161,5 \text{ g ZnSO}_4}{1 \text{ mol ZnSO}_4} = 25,4 \text{ g ZnSO}_4$$

$$25,4 \text{ g ZnSO}_4 \text{ teóricos} \frac{75 \text{ g ZnSO}_4 \text{ reales}}{100 \text{ g ZnSO}_4 \text{ teóricos}} = 19,1 \text{ g ZnSO}_4 \text{ reales}$$

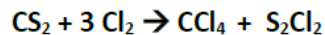
Factor que considera el rendimiento de la reacción.

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):

$$100,0 \text{ g CS}_2 \frac{1 \text{ mol CS}_2}{76,2 \text{ g CS}_2} = 1,31 \text{ mol CS}_2$$

$$200,0 \text{ g Cl}_2 \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{71,0 \text{ g Cl}_2} = 2,82 \text{ moles Cl}_2$$

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:

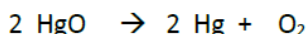
Usando el reactivo limitante:

$$2,82 \text{ mol Cl}_2 \frac{1 \text{ mol S}_2\text{Cl}_2}{3 \text{ mol Cl}_2} \frac{135,0 \text{ g S}_2\text{Cl}_2}{1 \text{ mol S}_2\text{Cl}_2} = 126,9 \text{ g S}_2\text{Cl}_2$$

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

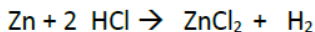
$$20,5 \text{ g de óxido} \cdot \frac{80 \text{ g de HgO}}{100 \text{ g de óxido}} \cdot \frac{1 \text{ mol HgO}}{216,8 \text{ g HgO}} \cdot \frac{2 \text{ mol Hg}}{2 \text{ mol HgO}} \cdot \frac{200,6 \text{ g Hg}}{1 \text{ mol Hg}} = 15,2 \text{ g Hg}$$

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)

74



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:

$$53,7 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 48,1 \text{ g Zn}$$

El cálculo de la pureza se reduce a calcular un tanto por ciento:

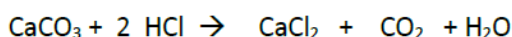
$$\frac{48,1 \text{ g Zn}}{50,0 \text{ g muestra}} \cdot \frac{100,0 \text{ g muestra}}{100,0 \text{ g muestra}} = 96,2 \frac{\text{g Zn}}{100,0 \text{ g muestra}} = 96,2 \% \text{ Zn}$$

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 utilicen 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.



$$6,5 \text{ g de CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,1 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución}}{1,5 \text{ mol HCl}} = 86,7 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

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.



$$4,5 \text{ g Zn} \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Zn}} \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{100,0 \text{ g ácido}}{35,0 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ ácido}}{1,18 \text{ g ácido}} = 12,2 \text{ cm}^3 \text{ ácido (disolución)}$$

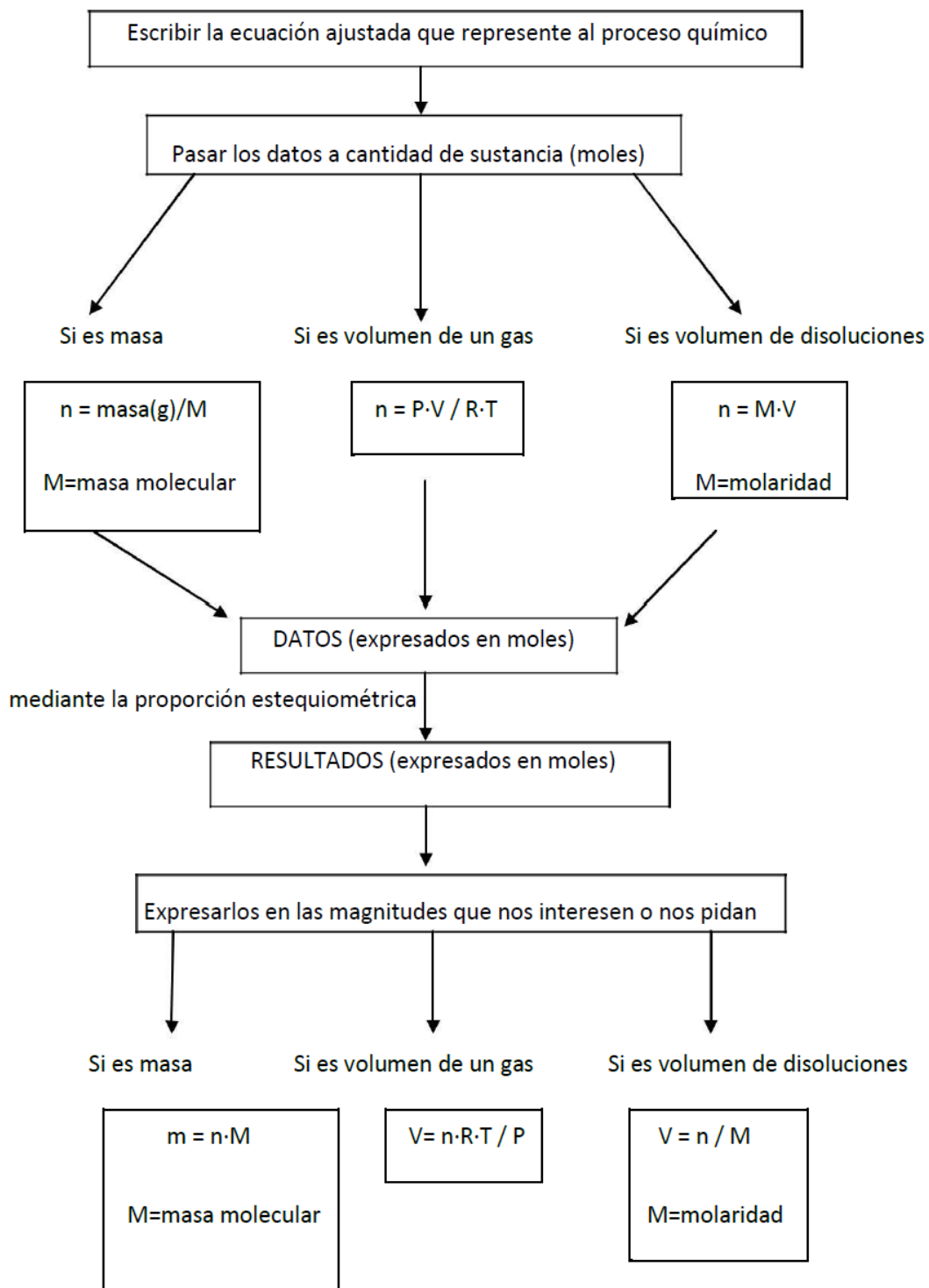
Factor que convierte moles de HCl en gramos de HCl

El dato de densidad permite convertir gramos (masa) en cm³ (volumen) de disolución

Usando la definición de concentración en tanto por ciento en peso se puede convertir gramos de HCl (solute) en gramos de ácido (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.

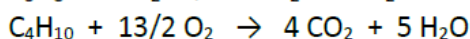
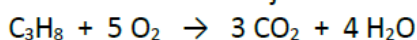
Se establecen relaciones estequiométricas entre el reactivo limitante y cada uno de los reactivos y productos, teniendo en cuenta tanto los coeficientes de ajuste, como las masas moleculares de cada uno de los reactivos y productos.

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:

a) El volumen de dióxido de carbono formado en la combustión completa del mineral, en condiciones normales.

b) El volumen de oxígeno, en c.n., necesario para la combustión completa.

c) 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 (CH₄) 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 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

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

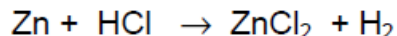
4. En la combustión del gas propano, (C₃H₈), éste reacciona con el oxígeno del aire produciendo dióxido de carbono y agua, además de desprender calor según la reacción: C₃H₈ + O₂ → CO₂ + H₂O

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

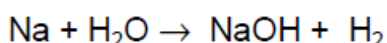
5. Tratamos una muestra de cinc con ácido clorhídrico del 82 % de riqueza. La reacción es



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



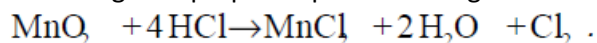
a) Ajusta la reacción

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) $\text{Ar}(\text{C})= 12$; $\text{Ar}(\text{H})= 1$; $\text{Ar}(\text{O}_2)= 32$

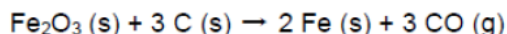
PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

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.

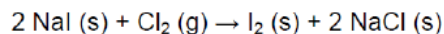
760 mmHg = 1 atm.

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.

$\Delta H_f^\circ [\text{NaI} (\text{s})] = -310,97 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{NaCl} (\text{s})] = -411,15 \text{ kJ/mol}$.

$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

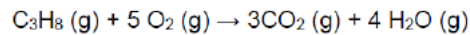
760 mmHg = 1 atm.

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:



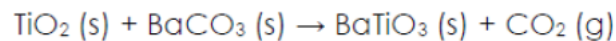
- Calcule el número de moles de todas las sustancias que intervienen en la reacción y el número de moléculas de agua obtenidas en las condiciones indicadas. **(1,5 puntos)**
- Calcule la masa, en gramos, de propano que ha reaccionado. **(1,5 puntos)**
- Calcule el volumen, en litros, de aire necesario, 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.

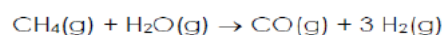
Entalpías de formación estándar, ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): $TiO_2(s) = -944,7$; $BaCO_3(s) = -1216$; $BaTiO_3(s) = 136,6$;

$CO_2(s) = -393,5$.

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 pts)
- La cantidad en gramos que se forma de sulfato de cobre II (1pts)
- Los gramos de hidrógeno que se producen (1pts)
- 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 L.atm/mol.K

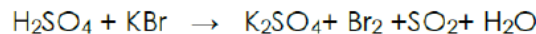
Masas atómicas relativas: H=1; O= 16; S= 32; Cu= 63,5

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)

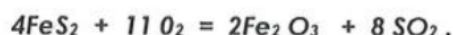
Masas atómicas relativas: K= 39, Br= 80

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.af. O=16 ; S = 32 ; Fe = 56 .

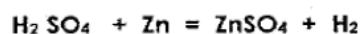
Constante de los gases R = 0'082 L.atm/mol.K

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 L.atm/mol.K ; 1 atmosfera = 760 mmHg;

Pesos atómicos : H = 1 ; O = 16 ; S = 32 ; 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 7. REACCIONES ÁCIDO-BASE

Reacciones ácido-base. Conceptos de ácido y base de Arrhenius y de Brönsted-Lowry. Ácidos y bases fuertes. Concepto de pH. Reacciones de neutralización.

- 7.1. Teorías de Ácidos y Bases
 - 7.1.1. Teoría de Arrhenius
 - 7.1.2. Teoría de Brönsted y Lowry
 - 7.2. Fuerza relativa de Ácidos y Bases
 - 7.3. Autoionización del agua
 - 7.4. Concepto de pH
 - 7.5. Cálculo de pH de ácidos y bases fuertes
 - 7.6. Reacciones de neutralización
- EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
EXÁMENES PAU > 25



7.1. Teorías de Ácidos y Bases

Las teorías de ácidos y bases parten del concepto dado por Antoine Lavoisier en 1776, quien tenía conocimiento limitado de los ácidos fuertes, entre ellos el nítrico y el sulfúrico. Lavoisier afirmaba que la acidez de una sustancia dependía de cuánto oxígeno contenía, ya que no conocía las composiciones reales de los haluros de hidrógeno y otros ácidos fuertes.

Esta teoría fue tomada como la verdadera definición del ácido por varias décadas, aun cuando científicos como Berzelius y von Liebig le hicieron modificaciones y propusieron otras visiones, pero hasta que llegó Arrhenius no se empezó a ver más claramente cómo funcionaban los ácidos y las bases.

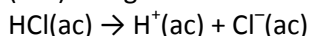
Seguido de Arrhenius, los fisicoquímicos Brønsted y Lowry desarrollaron independientemente su propia teoría, hasta que llegó Lewis para proponer una versión mejorada y más acertada de la misma.

Este conjunto de teorías son utilizadas hasta el día de hoy y se dice que son las que ayudaron a formar la termodinámica química moderna.

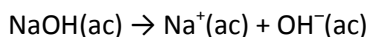
7.1.1. Teoría de Arrhenius

La teoría de Arrhenius es la primera definición moderna de ácidos y bases, y fue propuesta por el fisicoquímico del mismo nombre en 1884. Afirma que una sustancia se identifica como ácido cuando forma iones de hidrógeno al disolverse en agua.

Es decir, que el ácido incrementa la concentración de iones de H^+ en soluciones acuosas. Se puede demostrar esto con un ejemplo de la disociación de ácido clorhídrico (HCl) en agua:



Según Arrhenius, las bases son aquellas sustancias que liberan iones de hidróxido cuando se disocian en agua; es decir, incrementa la concentración de iones de OH^- en soluciones acuosas. Un ejemplo de una base de Arrhenius es la disolución de hidróxido de sodio en agua:



La teoría también afirma que, como tal, no existen los iones de H^+ , sino que esta nomenclatura se usa para denotar un ión hidronio (H_3O^+) y que este se refería como ion hidrógeno.

Los conceptos de alcalinidad y acidez solo eran explicados como las concentraciones de iones hidróxido e hidrógeno, respectivamente, y no se explicaban los otros tipos de ácido y base (sus versiones débiles).

7.1.2. Teoría de Brønsted y Lowry

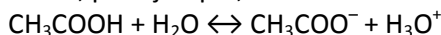
Esta teoría fue desarrollada independientemente por dos fisicoquímicos en el año 1923, el primero en Dinamarca y el segundo en Inglaterra. Ambos tenían la misma visión: la teoría de Arrhenius era limitada (ya que dependía completamente de la existencia de una solución acuosa) y no definía correctamente lo que era un ácido y una base.

Por esto, los químicos trabajaron en torno al ion hidrógeno e hicieron su afirmación: los ácidos son las sustancias que liberan o donan protones, mientras que las bases son las que aceptan esos protones.

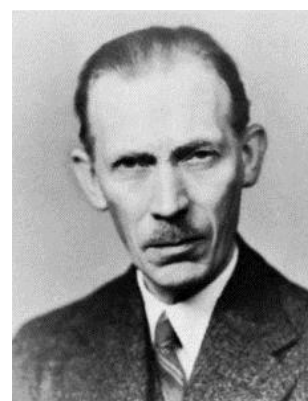
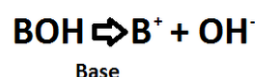
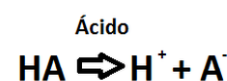
Utilizaban un ejemplo para demostrar su teoría, la cual involucraba una reacción en equilibrio. Afirmaba que cada ácido tenía su base conjugada, y que cada base también tenía su ácido conjugado, así:



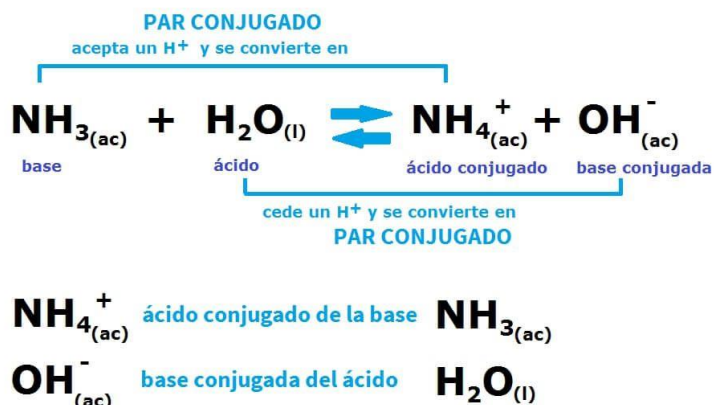
Como, por ejemplo, en la reacción:



En la reacción anterior el ácido acético (CH_3COOH) es un ácido porque dona un protón al agua (H_2O),



Johannes Nicolaus Brønsted



Nota: el comportamiento ácido del agua se manifiesta en este caso por la presencia de NH_3

convirtiéndose así en su base conjugada, el ion acetato (CH_3COO^-). A su vez, el agua es una base porque acepta un protón del ácido acético y se convierte en su ácido conjugado, el ion hidronio (H_3O^+).

La reacción inversa también es una reacción ácido-base, ya que el ácido conjugado se convierte en ácido y la base conjugada se convierte en base, a través de la donación y aceptación de protones de la misma manera.

La ventaja de esta teoría sobre la de Arrhenius es que no requiere que un ácido se disocie para explicar los ácidos y las bases.

7.2. Fuerza relativa de Ácidos y Bases

Los ácidos y las bases pueden ser fuertes o débiles.

Un ácido será tanto más fuerte cuanto mayor tendencia tenga a ceder el ion H^+ , mientras que una base será tanto más fuerte cuanto mayor tendencia tenga a aceptar el ion H^+ . Esta tendencia a ceder o aceptar iones H^+ es relativa, depende de frente a quien actúe. Se toma como referencia respecto al agua H_2O .

Algunos ácidos fuertes son

HClO_4 ácido perclórico

HI ácido yodhídrico

HCl ácido clorhídrico

H_2SO_4 ácido sulfúrico

HNO_3 ácido nítrico

Como bases fuertes se pueden citar

NaOH hidróxido de sodio

KOH hidróxido de potasio

$\text{Ba}(\text{OH})_2$ hidróxido de bario

7.3. Autoionización del agua

El agua pura se encuentra disociada, aunque en proporción muy pequeña $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

por cada ion H_3O^+ que se forme ha de aparecer un ion OH^- , lo que conduce a que $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$

Los corchetes [] significan "Molaridad" (concentración molar en mol/L)

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ quiere decir que la concentración molar de H_3O^+ es igual a la de OH^-

Cualquier disolución acuosa que cumpla esta condición se dice que es **neutra**. En el caso concreto de una disolución a 25 °C de agua $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$

Cuando se disuelve un ácido en agua pura $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] (>10^{-7} \text{ mol/L})$ y estas disoluciones reciben el nombre de **ácidas**.

Si, por el contrario, se disuelve una base, aumentará la concentración de iones $[\text{OH}^-]$ y disminuirá, en la misma proporción la concentración de $[\text{H}_3\text{O}^+]$, ($[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$, $[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ mol/L}$) y estas disoluciones reciben el nombre de **básicas**.

7.4. Concepto de pH

En disoluciones acuosas las concentraciones de los iones H_3O^+ y OH^- están relacionadas. Siempre se cumple que $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$

Si una aumenta la otra disminuye. Por ello con conocer una de ellas es suficiente. Se utiliza la $[\text{H}_3\text{O}^+]$, concentración de iones H_3O^+

Para poder expresar las concentraciones de iones H_3O^+ sin tener que utilizar potencias negativas de diez, Sørensen introdujo en 1909 el concepto de **pH**, que se define como el logaritmo decimal cambiado de signo de la concentración de iones $[\text{H}_3\text{O}^+]$

$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

Debido al cambio de signo en el logaritmo, la escala de pH va en sentido contrario al de la concentración de iones $[\text{H}_3\text{O}^+]$, es decir, el pH de una disolución aumenta a medida que disminuye la concentración de iones $[\text{H}_3\text{O}^+]$, o sea la acidez. Así, para una disolución acuosa a 25 °C:

pH < 7 disolución ácida
pH = 7 disolución neutra
pH > 7 disolución básica

De manera análoga, también se define el **pOH** como el logaritmo decimal cambiado de signo de la concentración de iones **OH⁻** - **pOH = - log [OH⁻]**

Siempre se cumple: **pH + pOH = 14**

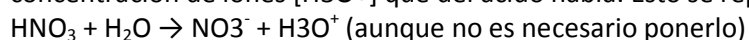
7.5. Cálculo de pH de ácidos y bases fuertes

EJEMPLO 1:

Calcular el pH de una disolución acuosa 0'055 M de ácido nítrico (HNO₃)

Los ácidos en agua producen iones hidronio [H₃O⁺] que son los responsables del pH

Como se trata de un ácido fuerte, al disolverlo en agua se disocia totalmente, de modo que proporciona la misma concentración de iones [H₃O⁺] que del ácido había. Esto se representa así:



$$[\text{HNO}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0'055 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0'055) = 1'26 \text{ (Muy ácido)}$$

EJEMPLO 2:

Calcular el pH de una disolución acuosa 0'025 M de hidróxido de potasio (KOH) (Base fuerte)

Las bases en agua proporcionan iones [OH⁻].

Se trata de una base fuerte, por lo que se supone que estará totalmente disociada. [KOH] = [OH⁻] = 0'025 M

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (0'025) = 1'60. \text{ Pero se debe expresar en función del pH}$$

$$\text{Y como } \text{pH} + \text{pOH} = 14 \text{ } \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1'60 = 12'40$$

7.6. Reacciones de neutralización

Una neutralización es la reacción de un ácido con una base: **ÁCIDO + BASE → SAL + AGUA**

Ejemplo: $\text{HCl(ac)} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Según la estequiometría de la reacción, por cada mol de ácido reacciona un mol de base. Luego se cumplirá:

$n^\circ \text{ moles ácido} = n^\circ \text{ moles base}$

O sea: **V . M del ácido = V . M de la base** (donde V es el volumen en Litros y M la Molaridad en mol/L)

EJEMPLO:

Tenemos una disolución de 500 mL de HCl 0,1 M. Calcula el volumen de disolución de NaOH 0,2 M que hay que añadir para neutralizarla.

$$(V.M) (\text{ácido}) = V.M (\text{base}) \quad 0,5 \text{ L} \cdot 0,1 \text{ M} = V \cdot 0,2 \text{ M} \quad V = 0,5 \cdot 0,1 / 0,2 = 0,25 \text{ L} = 250\text{mL}$$

PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR OPCIÓN C QUÍMICA

2017

2015

- a) Calcula el pH de una disolución de ácido clorhídrico 0,005 M.
- b) Calcula el volumen de la disolución anterior que se necesita para neutralizar 75 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0,01 M. Esta es la reacción de neutralización: $\text{HCl (ac)} + \text{NaOH (ac)} \rightarrow \text{NaCl (ac)} + \text{H}_2\text{O (l)}$

2014

2013

2. Tenemos una disolución 0,001 M de ácido clorhídrico HCl (ac). Calcula:
 - a) Las concentraciones de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y de $[\text{OH}^-]$.
 - b) El pH y el pOH.

2012

2011

2010

3. Describe lo que es una reacción de Neutralización y el papel que juega el Indicador en este tipo de reacciones y pon algún ejemplo.

PAU > 25

1

a) Calcule el pH de una disolución acuosa de hidróxido de sodio (NaOH) que contiene 2 g de NaOH en 400 mL de disolución. **(1,25 puntos)**

b) Para neutralizar 50 mL de la disolución anterior, se han necesitado 31,25 mL de una disolución de HCl. Calcule la concentración (en mol/L) del HCl empleado. **(1,25 puntos)**

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1; O = 16; Na = 23; Cl = 35,5.

2

Se dispone de 250 mL de una disolución 0,4 M de ácido yodhídrico (HI). Teniendo en cuenta que el HI es un ácido fuerte, calcule:

a) La cantidad, en gramos, de yoduro de hidrógeno disuelto. **(1 punto)**

b) El pH de la disolución. **(0,5 puntos)**

c) El volumen de disolución de hidróxido de potasio (KOH) 0,5 M necesario para neutralizar la disolución anterior de HI. **(1 punto)**

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1; I = 126,9.

$K_w = 10^{-14}$.

3

Se dispone de una disolución acuosa de NaOH 0,5 M. Calcule:

a) El pH de la disolución. **(1 punto)**

b) El pH de la disolución resultante de mezclar 25,0 mL de la disolución de NaOH 0,5 M con 5,0 mL de otra disolución acuosa de HCl 1 M. **(1,5 puntos)**

Datos: $K_w = 10^{-14}$.

4

Se dispone de 150 cm³ de una disolución 0,3 M de hidróxido de litio (LiOH). Calcule:

2-a) El pH de la disolución. **(1 punto)**

2-b) El volumen de disolución de ácido clorhídrico (HCl) 0,5 M necesario para neutralizar la disolución anterior de LiOH. **(1,5 puntos)**

Datos:

$K_w = 10^{-14}$.

5

En una botella que contiene una disolución acuosa de hidróxido sódico, NaOH(ac), 0,1 M sólo quedan 100 mL. Calcule:

2-a) El pH de la disolución. **(1,25 puntos)**

2-b) La concentración molar de la disolución resultante si se diluyera hasta un volumen total de 250 mL. **(1,25 puntos)**

Datos: $K_w = 10^{-14}$

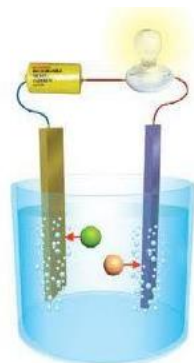
UNIDAD 8. REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

Reacciones de oxidación-reducción. Asignación de número de oxidación. Cambios en los números de oxidación. Oxidante y reductor

- 8.1. Reacciones de oxidación-reducción (REDOX)
- 8.2. Definición de oxidación y reducción.
- 8.3. Número de oxidación o estado de oxidación (N.O.)
- 8.4. Oxidaciones y reducciones. Semirreacciones
- 8.5. Ajuste de reacciones redox (método del ion-electrón)

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA

EXÁMENES PAU > 25



8.1. Reacciones de oxidación-reducción (REDOX)

Una reacción REDOX o de oxidación y reducción es aquella en la que se produce una oxidación y una reducción.



8.2. Definición de oxidación y reducción.

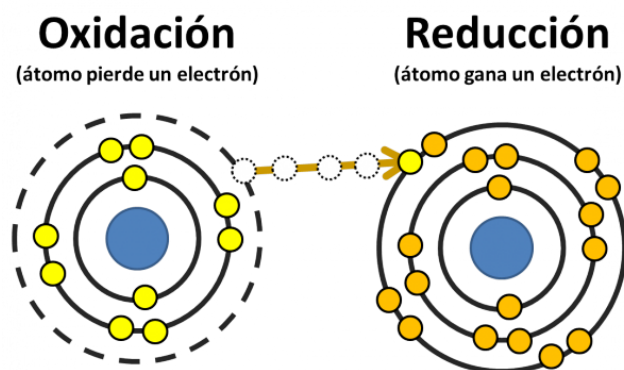
El término OXIDACIÓN comenzó a usarse para indicar que un compuesto incrementaba la proporción de átomos de Oxígeno. Igualmente, se utilizó el término de REDUCCIÓN para indicar una disminución en la proporción de oxígeno. Actualmente, ambos conceptos no van ligados a la mayor o menor presencia de Oxígeno. Se utilizan las siguientes definiciones:

- Oxidación es todo proceso en el que una especie química pierde electrones.
- Reducción es todo proceso en el que una especie química gana electrones.

Como los electrones no pueden crearse ni destruirse, la oxidación y la reducción deben de ser procesos simultáneos. Cada una de estas reacciones se denomina semirreacción. En estos procesos se distingue el agente oxidante y el agente reductor:

Agente oxidante, es el que produce la oxidación de la otra especie, y por lo tanto él se reducirá, ya que gana electrones.

Agente reductor, es el que produce la reducción de la otra especie, y por lo tanto él se oxidará, ya que pierde electrones.



8.3. Número de oxidación o estado de oxidación (N.O.)

Con el fin de ajustar las reacciones redox y seguir la pista a las modificaciones en estas reacciones es conveniente utilizar el llamado número de oxidación, ya que en la mayoría de ocasiones no es fácil notar la transferencia de electrones.

A modo de resumen las reglas de asignación son:

- En los elementos libres, el nº de oxidación es cero (H₂, Na, Fe, O₂ etc).
- En los iones monoatómicos, el número de oxidación es la carga del ión.
- Metales alcalinos +1.
- Metales alcalinotérreos +2.

- El oxígeno (O) es -2, excepto en los peróxidos -1.
- El hidrógeno (H) es +1, excepto en los hidruros metálicos que es -1.

La suma algebraica de los números de oxidación de todos los elementos debe ser:

- Cero en un compuesto neutro.
- La carga del ion si se trata de un ion poliatómico.

EJEMPLOS

CO₂: Como cada O tiene siempre 2- y hay dos oxígenos, tendremos 2.(-2) = -4. Como la molécula de CO₂ es neutra, el C debe tener +4, para que -4+4 = 0 (neutra). Luego los N.O. son: O: 2- y C: 4+

Calcular el N.O. del S en ZnSO₄

La suma de todos los N.O. deben ser 0 porque el ZnSO₄ es una especie neutra.

El O siempre tiene 2-, como hay 4, tendremos 4.(-2) = -8

El S puede tener varias valencias (2-, 2+, 4+ y 6+) y debemos averiguar cuál utiliza en esta especie.

El Zn sólo tiene la valencia 2+

Luego entre el O y el Zn tenemos: -8 + 2 = -6

Como el ZnSO₄ en conjunto debe tener 0, el Zn -6 = 0, luego el S debe tener un N.O. de 6+.

Halla el N.O. del Al en el ion Al³⁺

Es la carga del ión 3+

Halla el N.O. del N en la especie NO₃⁻

Ahora la especie no es neutra, sino que es un ion que tiene globalmente una carga de 1-, luego la suma de todos los N.O. debe dar 1-

El O siempre tiene 2-, como hay 3, tendremos: 3.(-2) = -6

Luego: N - 6 = -1, por tanto el N debe tener un N.O. 5+

Halla el N.O. del C en la especie CO₃²⁻

Ahora la especie no es neutra, sino que es un ion que tiene globalmente una carga de 2-, luego la suma de todos los N.O. debe dar 2-.

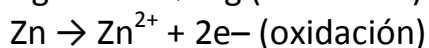
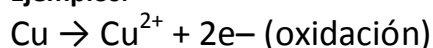
El O siempre tiene 2-, como hay 3, tendremos: 3.(-2) = -6

Luego: El C - 6 = -2, por tanto el C debe tener un N.O. 4+

8.4. Oxidaciones y reducciones. Semirreacciones

Una reacción es de oxidación-reducción (REDOX) si hay una oxidación y una reducción, o sea dos cambios en el número de oxidación de dos elementos.

Ejemplos:



EJEMPLOS

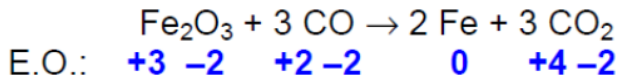
Comprobar que la reacción de formación de hierro: Fe₂O₃ + 3 CO → 2 Fe + 3 CO₂ es una reacción redox. Indicar los E.O. de todos los elementos antes y después de la reacción.

Reducción: El Fe disminuye su E.O. de "+3" a "0" luego se reduce (cada átomo de Fe captura 3 electrones).

Oxidación: El C aumenta su E.O. de "+2" a "+4" luego se oxida

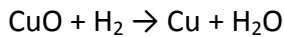
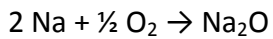
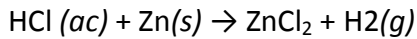
Comprobar las oxidaciones y reducciones en las siguientes reacciones:

Al añadir HCl (ac) sobre Zn(s) se produce ZnCl₂ y se desprende H₂(g) que, al ser un gas inflamable, produce una pequeña explosión al acercarle un cerilla encendida



Reducción: El Fe disminuye su E.O. de "+3" a "0" luego se reduce (cada átomo de Fe captura 3 electrones).

Oxidación: El C aumenta su E.O. de "+2" a "+4" luego se oxida



8.5. Ajuste de reacciones redox (método del ion-electrón)

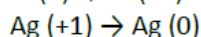
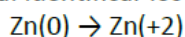
Se basa en la conservación tanto de la masa como de la carga (los electrones que se pierden en la oxidación son los mismos que los que se ganan en la reducción).

Se usará el método del ión electrón, para ello se seguirán los siguientes pasos:

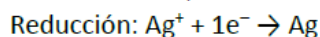
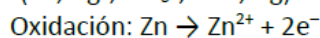
- Determinar el nº de oxidación de cada átomo para localizar la especie oxidada y reducida.
- Se divide la reacción en dos semirreacciones, una la de oxidación y otra la de reducción. Hay que tener en cuenta las disociaciones de ácidos y sales, los óxidos no se disocian.
- Se igualan, tanto en masa como eléctricamente ambas semirreacciones, teniendo en cuenta el medio en el cual tiene lugar la reacción, si es en medio ácido se pueden añadir H⁺ y H₂O, si es básico OH⁻ y H₂O. Para el ajuste electrónico se añaden los electrones necesarios.
- Se multiplican ambas semirreacciones por el menor número que iguale los electrones intercambiados del apartado anterior.
- Se suman las dos semirreacciones, simplificándose los términos comunes. La ecuación inicial si es necesario se ajusta por tanteo

Ejemplo: Zn + AgNO₃ → Zn(NO₃)₂ + Ag

Primera: Identificar los átomos que cambian su E.O.

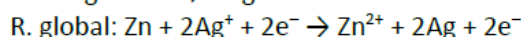
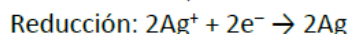
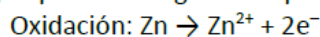


Segunda: Escribir semirreacciones con moléculas o iones que existan realmente en disolución ajustando el nº de átomos: (Zn, Ag⁺, NO₃⁻, Zn²⁺, Ag)

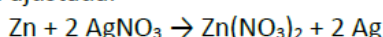


Tercera: Ajustar el nº de electrones de forma que al sumar las dos semirreacciones, éstos desaparezcan.

En el ejemplo se consigue multiplicando la segunda semirreacción por 2.



Cuarta: Escribir la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox (en el ejemplo, el ion NO₃⁻) y comprobando que toda la reacción queda ajustada:



Si la reacción se produce en disolución acuosa, aparecen iones poliatómicos con O (ej SO₄²⁻), y el ajuste se complica pues aparecen también iones H⁺, OH⁻ así como moléculas de H₂O.

PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR OPCIÓN C QUÍMICA

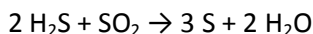
2017

2015

2014

2013

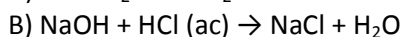
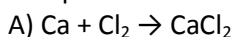
1. El sulfuro de hidrógeno reacciona con el dióxido de azufre para producir azufre elemental y agua según la reacción:



a) Justifica si se trata de una reacción de oxidación reducción

2012

2. Considera las dos siguientes reacciones, justifica si son o no reacciones redox. En el caso que sean redox identifica la especie oxidante y la reductora.



2011

3. 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

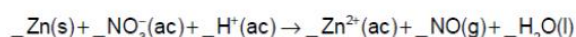
2010

PAU > 25

2017

Cuestión 3 (2,5 puntos)

Se construye una celda electroquímica cuya ecuación química global (no ajustada) es:



a) Ajuste la ecuación química anterior. (1,25 puntos)

b) Indique qué especie es el agente oxidante y qué especie es el agente reductor. (0,50 puntos)

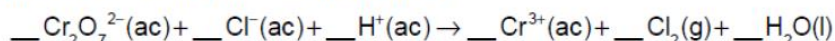
c) Calcule el potencial estándar de la celda electroquímica propuesta. (0,75 puntos)

Datos: Potenciales estándar de reducción: $E^\circ(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = +0,96 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$.

2016

Cuestión 3 (2,5 puntos)

a) Ajuste la siguiente ecuación química: (1,5 puntos)



b) Identifique la sustancia oxidante y la reductora. (0,5 puntos)

c) Indique el estado de oxidación del cromo en la especie $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$ y el del cloro en el Cl_2 . (0,5 puntos)

2015

Cuestión 2 (2,5 puntos)

Se añade bromo molecular (Br_2) a una disolución acuosa que contiene yoduro de sodio (NaI) a $25\text{ }^\circ\text{C}$.

- a) Formule las semireacciones de oxidación y reducción. (1 punto)
- b) Escriba la reacción química espontánea global y calcule el E° . (1 punto)
- c) Indique la especie oxidante y la reductora. (0,5 puntos)

UNIDAD 9. 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.

Concepto de isomería. Isomería de cadena, de posición y de función

9.1. El átomo de carbono

Posibilidades de combinación que tiene el carbono: existencia de cadenas ramificadas.

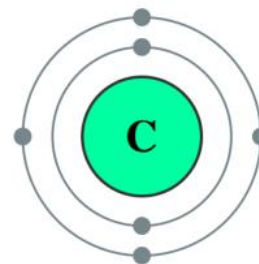
9.2. Los compuestos orgánicos

Posibilidad de enlaces múltiples consigo mismo o con otros elementos como el oxígeno, el nitrógeno.

9.3. Clasificación de las funciones orgánicas.

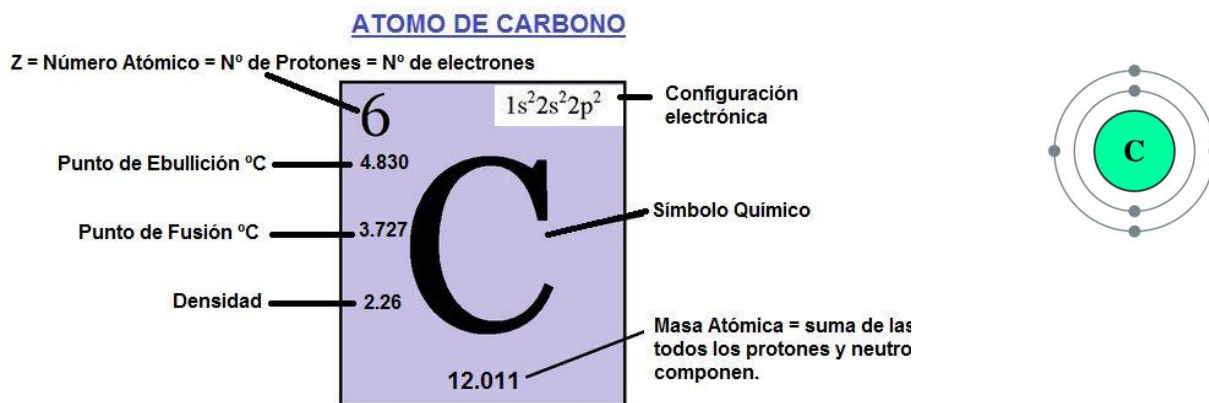
Alcanos, alquenos y alquinos, hidrocarburos aromáticos sencillos, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres, aminas y compuestos halogenados

9.4. Concepto de isomería. Isomería de cadena, de posición y de función



9.1. 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.

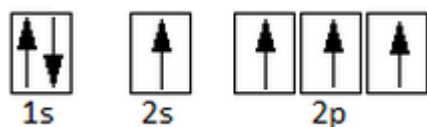
Argumentos de este estilo llevaron a Berzelius, a comienzos del siglo XIX, a sugerir la existencia de dos tipos de materia en la naturaleza, la materia orgánica o materia propia de los seres vivos, y la materia inorgánica. Para justificar las diferencias entre ambas se admitió que la materia orgánica 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.

Estado fundamental del carbono



Estado excitado del carbono

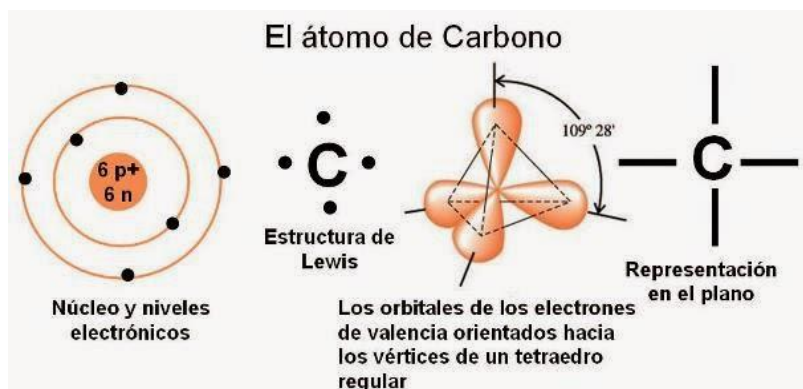


Configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^2$

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.

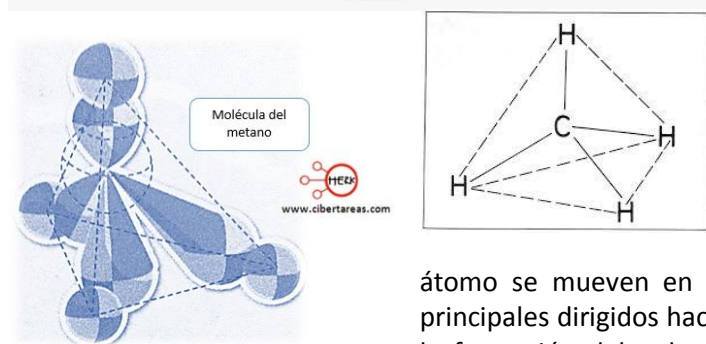
Se trata del elemento de número atómico $Z = 6$. Por tal motivo su configuración electrónica en el estado fundamental o no excitado es $1s^2 2s^2 2p^2$. La existencia de cuatro electrones en la última capa sugiere la posibilidad bien de ganar otros cuatro convirtiéndose en el ion C^{4-} cuya

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.

9.2. Los compuestos orgánicos

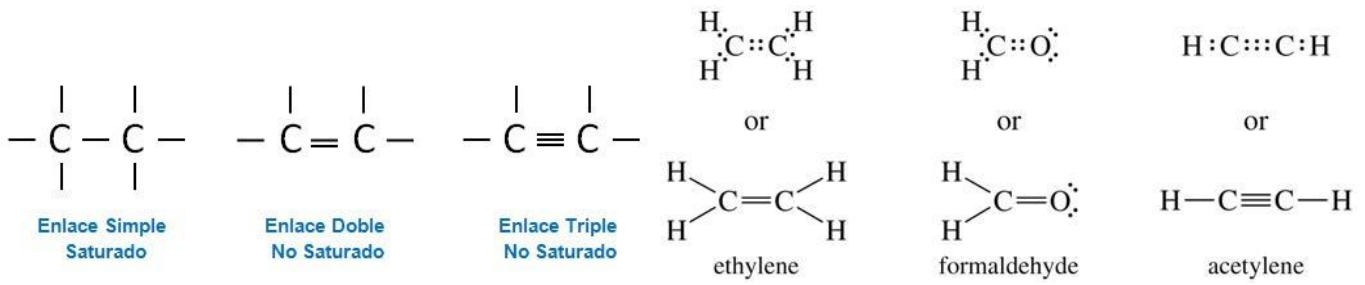
Posibilidad de enlaces múltiples consigo mismo o con otros elementos como el oxígeno, el nitrógeno.

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.

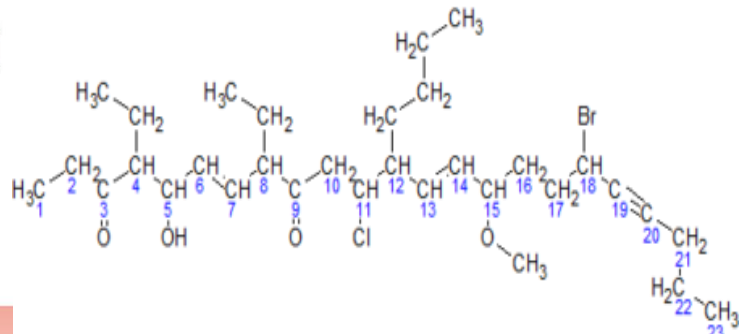
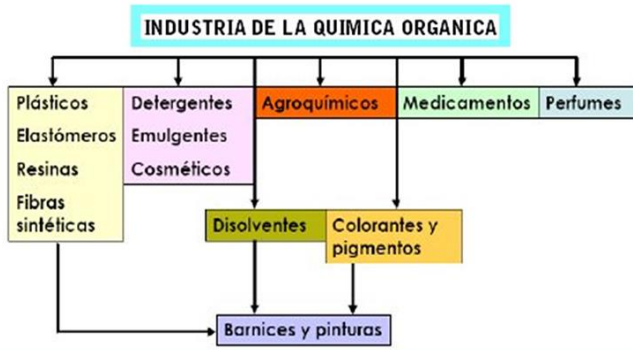
La causa de la existencia de un número tan elevado de compuestos de carbono se debe al carácter singular de este elemento, que puede:

- 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

9.3. 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)
$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{R}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$	Ácidos	oico	carboxil*
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{R}' \end{array}$	Ésteres (o sales)	oato	alcoxicarbonil** ariloxicarbonil**
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{NH}_2 \end{array}$	Amidas	amida	carbamoil*
$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{R}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$	Aldehídos	al	oxo formil*
$\begin{array}{c} \text{R}-\text{C}-\text{R}' \\ \\ \text{O} \end{array}$	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
$\begin{array}{l} \text{R}=\text{R}' (\text{R}=\text{R}'-) \\ \text{R}\equiv\text{R}' (\text{R}\equiv\text{R}'-) \end{array}$	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.

9.4. Concepto de isomería. Isomería de cadena, de posición y de función

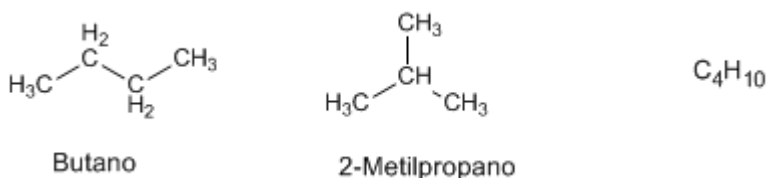
Isómeros Estructurales

Definición de isómeros

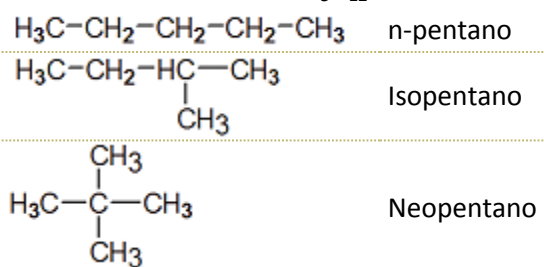
Se llaman isómeros a moléculas que tienen la misma fórmula molecular pero distinta estructura. Se clasifican en isómeros de cadena, posición y función.

Isómeros de cadena

Se distinguen por la diferente estructura de las cadenas carbonadas. Un ejemplo de este tipo de isómeros son el butano y el 2-metilpropano.

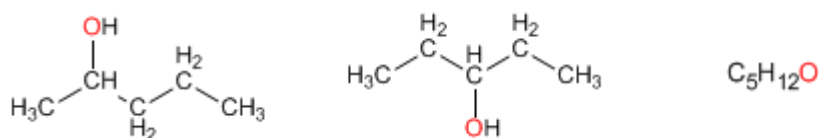


Isómeros de Cadena del C₅H₁₂



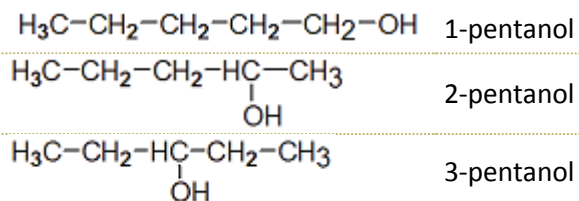
Isómeros de posición

El grupo funcional ocupa una posición diferente en cada isómero. El 2-pentanol y el 3-pentanol son isómeros de posición.



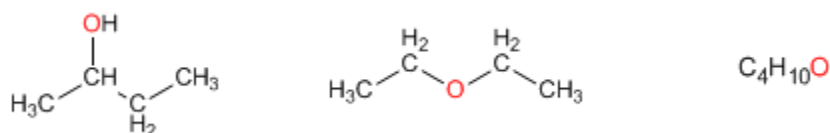
Isómeros de Cadena o Esqueleto: difieren en la disposición de los átomos en el esqueleto o cadena carbonada. Ejemplos:

Isómeros de Posición del C₅H₁₂O

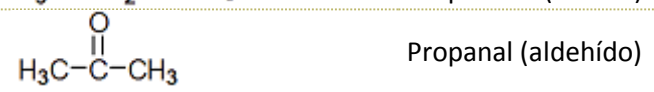


Isómeros de función

El grupo funcional es diferente. El 2-butanol y el dietil éter presentan la misma fórmula molecular, pero pertenecen a familias diferentes -alcohol y éter- por ello se clasifican como isómeros de función.



Isómeros de Función del C₃H₆O



PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR

OPCIÓN C QUÍMICA

2017

Justifica el tipo de isomería existente entre los compuestos de cada uno de los apartados siguientes:

- a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$ y $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$ (0,6 puntos)
- b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$ y $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$ (0,7 puntos)
- c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$ y $\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-CHO}$ (0,7 puntos)

2015

Escribe el nombre o la fórmula, según corresponda, de los siguientes compuestos:

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	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:

CH_3COOH	1-Buteno
CH_3COCH_3	1,2-Dimetilbenceno
CH_3NH_2	Metanol

2013

Sabemos que el pentano es un hidrocarburo. Se desea saber:

- a) La composición química los hidrocarburos.
- b) La fórmula semidesarrollada del pentano.
- c) La fórmula molecular del pentano.
- d) Formula y nombra un isómero del pentano

2012

- a) Formula y nombra un isómero de posición del 1-hexeno
- b) Formula y nombra un isómero de función del 2-butanol

2011

Escribe las fórmulas semidesarrolladas y el nombre de 2 compuestos diferentes que tengan la siguiente fórmula molecular: C_5H_{12}

2010

Formula y nombra dos isómeros del 1-butanol. Justifica de qué isomería se trata.

ULTRARESUMEN DE QUÍMICA

FORMULACIÓN QUÍMICA INORGÁNICA

T5: Formulación y Nomenclatura

Tipo de compuesto	Definición:	Formulación:	Nomenclatura IUPAC:	Nomenclatura trad.:
ÓXIDOS	$O^{2-} + E^{+}$	Fe_2O_3	Óxido de hierro (III)	Óxido férrico (anhídrido si es NoMe)
HIDRUROS	$H^{-1} + Me^{+}$	CoH_2	Hidruro de cobalto (II)	Hidruro cobaltoso.
	$H^{-1} + NoMe^{+}$	H_3N	Nitruro de hidrógeno	
HIDRÓXIDOS	$Me^{+} + (OH)^{-1}$	$Au(OH)_3$	Hidróxido de oro (III)	Hidróxido aurínico.
Hidróxidos	$H^{+1} + NoMe^{+}$	HCl	Ácido clorhídrico. Δ (Se diferencian de los hidruros en el estado)	
Ácidos Oxácidos	$H^{+1} + O^{2-} + E^{+}$	H_2SO_4	Tetraoxosulfato (VI) de H.	Sulfato de hidrógeno
SALES NEUTRAS	H de los ácidos ↓ Me	K_2SO_4	Tetraoxosulfato (VI) de p.	Sulfato de potasio.
SALES ÁCIDAS	parte del H ácidos ↓ Me	$Al(HSO_4)_3$	Tetraoxosulfato (VI) de hidróg. y aluminio.	Bisulfato de aluminio Sulfato ácido de al.
PERÓXIDOS	$-(O_2)^{-2} + Me^{+}$ $-(O_2)^{-2} + H^{+1}$	CaO_2	Peróxido de calcio.	
IONES	Cationes: E^{+} Aniones: E^{-}	Mg^{+2}	Catión magnesio (II) Anión magnesio (II)	Ión magnesio

$HClO$: Ácido hipocloroso
 $HClO_2$: Ácido cloroso
 $HClO_3$: Ácido clórico
 $HClO_4$: Ácido perclórico
 Lo mismo con el Br y el I
 H_2SO_3 : Ácido sulfuroso
 H_2SO_4 : Ácido sulfúrico
 Lo mismo con el Se y el Te
 HNO_2 : Ácido nitroso
 HNO_3 : Ácido nítrico
 H_2CO_3 : Ácido carbónico
 H_3PO_4 : Ácido fosfórico
 $(P_2O_5 + 3H_2O = H_6P_2O_8)$
 Lo mismo con el As y el Sb
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
H_2SO_4 : Ácido sulfúrico	SO_4^{2-} : Ión sulfato	K_2SO_4 : Sulfato de potasio
H_2CO_3 : Ácido carbónico	CO_3^{2-} : Ión carbonato	Na_2CO_3 : Carbonato de sodio
H_2CO_3 : Ácido carbónico	HCO_3^{-} : Ión hidrogenocarbonato	$NaHCO_3$: Hidrogenocarbonato de sodio

FORMULACIÓN QUÍMICA ORGÁNICA

CH_4 metano; $CH_3 - CH_3$ etano; $CH_3 - CH_2 - CH_3$ propano; $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$ butano.

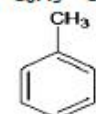
5- pentano; 6- hexano; 7- heptano; 8 octano; 9 nonano; 10- decano; ...

Los radicales se nombran sustituyendo la terminación ano por ilo.

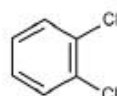
CH_3 - metilo; $CH_3 - CH_2$ - etilo; ...

CH_3
 $CH_3 - CH_2 - C - CH_2 - CH_3$ 3,3-dimetilpentano
 CH_3

$CH_2 = CH_2$ eteno (etileno)
 $CH \equiv CH$ etino (acetileno)
 $C_6H_5 - CH_3$ metilbenceno (tolueno)



$CH_2 = CH - CH_3$ propeno
 $CH \equiv C - CH_3$ propino



1,2-diclorobenceno

$CHCl_3$ triclorometano (cloroformo)
 $CH_3 - CHOH - CH_3$ 2-propanol
 $CH_3 - O - CH_2 - CH_3$ etil-metil-éter o metano-oxi-etano

CH ₃ - CHO	etanal (acetaldehído)
CH ₃ - CO - CH ₂ - CH ₃	butanona o etilmetilcetona
CH ₃ - CH ₂ - COOH	ácido propanoico
CH ₃ - COO - CH ₂ - CH ₃	acetato de etilo
CH ₃ - CH ₂ - NH ₂	etilamina (amina primaria)
CH ₃ - CH ₂ - CONH ₂	propanamida

ESTEQUIOMETRÍA

MASA MOLECULAR (Mr): Se obtiene sumando las masas atómicas de los elementos (Ar) que componen la molécula.

MOL: Un MOL es la cantidad de sustancia que contiene un número de Avogadro ($N = 6'023 \cdot 10^{23}$) de partículas. Es la cantidad de materia (en gramos) expresada por la masa atómica o masa molecular. Cuando se trata de un gas en condiciones normales ($P=1 \text{ atm}$, $T=273 \text{ K}$), siempre ocupa un volumen de 22'4 litros.

$$\text{NUMERO DE MOLES (n): } n = \frac{\text{Masa}}{\text{MasaAtómica} - \text{Molecular}} \quad n = m/Mr, \text{ de donde } m = n \cdot Mr$$

Ley Gases Ideales: $PV = nRT$ de donde $V = nRT / P$

P en atm (1 atm = 760 mmHg), V en Litros (1 L = 1000 mL = 1000 cm³)

DENSIDAD DE UN GAS A CUALQUIER PRESION Y TEMPERATURA

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot V = \frac{\text{masa}}{M_{mol}} \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot M_{mol} = \frac{\text{masa}}{V} \cdot R \cdot T \Rightarrow$$

$$\boxed{P \cdot M_{mol} = D \cdot R \cdot T}$$

Molaridad (M)

$$M = \frac{\text{Moles Soluta}}{\text{litros Disolucion}} = \frac{\text{Masa Soluta} / M_{mol}}{\text{litros Disolucion}} \quad M = n/V \quad n = M \cdot V, \text{ donde } n = m/Mr$$

Reactivo limitante y en exceso. Cuando se combinan dos cantidades de reactivos, reaccionarán en proporción estequiométrica, por lo que si la proporción de moles no es la estequiométrica, habrá un reactivo limitante (reaccionará por completo) y otro en exceso (quedará reactivo sin reaccionar). En esta situación podemos considerar A y B cada uno de los reactivos, y calculamos la proporción n_A/n_B

-Si $a/b = n_A/n_B$ la proporción es estequiométrica y se consumen ambos reactivos. -Si $a/b < n_A/n_B$ entonces el reactivo A está en exceso y el B es el limitante.

-Si $a/b > n_A/n_B$ entonces el reactivo B está en exceso y el A es el limitante.

Cantidad de una sustancia a partir de otra. Es un cálculo habitual, y puede ser tanto entre reactivos y productos "qué cantidad de producto se obtiene a partir de cierta cantidad de reactivo", o viceversa, o entre sustancias al mismo lado de la ecuación "qué cantidad de producto A se obtendrá si se ha obtenido cierta cantidad de producto B".

Ejemplo: $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$

Comprobar que está ajustada

Poner los datos en gramos y la incógnita debajo de cada uno

Hallar la Masa molecular y ponerla debajo de cada uno

Pasar todo lo que se conoce a moles ($n = m/Mr$)

Averiguar el reactivo limitante que es el que tenemos que tener en cuenta

Aplicar la regla de tres con los coeficientes numéricos de la reacción

Así hallaremos las moles de lo que nos piden

Pasar los moles a masa. $M = n \cdot Mr$

ÁTOMO

$${}^A_ZX \quad A = Z + N$$

Z: Número atómico = número de protones del núcleo. Identifica al átomo.

A: Número másico = número de nucleones (partículas nucleares) del núcleo (neutrones + protones)

N: número de neutrones.

Los átomos de distintos elementos difieren entre sí por el número de protones (número atómico Z). En un átomo neutro Z también coincide con el número de electrones de la corteza.

$$Z = n^{\circ} \cdot e^{-} = n^{\circ} \cdot p^{+} \quad A = n^{\circ} \cdot p^{+} + n^{\circ} \cdot n$$

Isótopos:

Son átomos con igual número de protones Z, y diferente número de neutrones N.

Son átomos con igual número atómico Z, pero distinto número másico A.

Modelo atómico de Bohr

Bohr en 1913 propone un modelo atómico que explica la estabilidad del átomo y el espectro de Hidrógeno. Las ideas básicas son que los electrones describen órbitas circulares que tienen niveles de energía y momento angular cuantizados, y cuando el electrón pasa de una órbita a otra absorbe o emite un fotón con la diferencia de energía entre órbitas. Introduce el número cuántico principal n, de modo que sólo existen las órbitas para las que n es un número entero. El modelo de Bohr considera las órbitas como estacionarias, por ello los electrones no radian energía. Al pasar de una órbita a otra, un electrón absorbe (alejándose del núcleo) o emite (acercándose al núcleo) energía en forma de radiación; en cantidad igual a la diferencia de energías entre las dos órbitas.

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$

Los números cuánticos

Nº cuántico			Valores posibles
Principal	n	Volumen del orbital (número de capa)	1, 2, 3, 4 ...
Secundario o azimutal	l	Forma del orbital	0, 1, 2,...(n-1)
Magnético	m _l	Orientación espacial	-l,...-2, -1, 0, 1, 2,...+l
Spin o de giro	s	Sentido de giro de los e ⁻ .	± 1/2

De esta manera, los orbitales adquieren determinados nombres, que se obtienen:

En primer lugar un número, que es el valor del nº cuántico principal (n): designando la capa.

A continuación una letra minúscula relacionada con el valor adquirido por el nº cuántico secundario (l): designando el suborbital; como sigue:

Si l = 0, suborbital "s"

Si l = 1, suborbital "p"

Si l = 2, suborbital "d"

Si l = 3, suborbital "f"

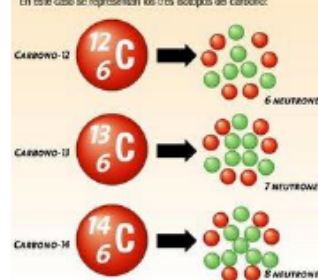
Teniendo en cuenta que el conjunto de los tres primeros nº cuánticos determinan perfectamente la capa, el suborbital y la orientación de éste, el valor adquirido por el cuarto nº cuántico completa perfectamente la caracterización de cada uno de los electrones. Recordad los paréntesis (n, l, m_l, s)

Para poder saber cuantos electrones "caben" en cada suborbital, aplicamos el **PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI**: "En un mismo átomo no puede haber dos electrones que posean los cuatro números cuánticos iguales"; lo que equivale a decir que cada electrón de un átomo posee diferente cantidad de energía.

n	l	m _l	s	orbital
1	0	0	± 1/2	1 s ²
2	0	0	± 1/2	2 s ²
		-1	± 1/2	
	1	0	± 1/2	2 p ⁶
1	1	± 1/2		
	0	0	± 1/2	3 s ²
		-1	± 1/2	

Los isótopos

Los átomos de un mismo elemento con diferente masa se conocen como isótopos. Estos se distinguen escribiendo el número de masa junto al nombre o símbolo del elemento. En este caso se representan los tres isótopos del carbono:



3	1	0	$\pm 1/2$	3 p ⁶
		1	$\pm 1/2$	
	2	-2	$\pm 1/2$	3 d ¹⁰
		-1	$\pm 1/2$	
		0	$\pm 1/2$	
		1	$\pm 1/2$	
2	$\pm 1/2$			

CONFIGURACION ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS

La configuración electrónica de un elemento se escribe con el siguiente esquema :

Número correspondiente al nivel de energía.

Letra correspondiente al subnivel.

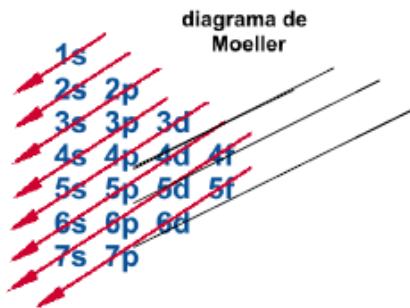
Exponente indicativo del número de electrones

Los electrones llenan primero los subniveles de menor energía, ocupando niveles más altos sólo cuando las anteriores están completos.

El número de niveles llenados coincide con el periodo de la tabla periódica en el que el elemento se encuentra. Si el elemento es representativo, el número de electrones del último nivel es el grupo al que pertenece el elemento.

DIAGRAMA DE MOELLER :

Se trata de una regla mnemotécnica para conocer el orden de llenado de los orbitales :



PRINCIPIO DE HUND O DE MAXIMA MULTIPLICIDAD :

Los subniveles para los que existen varios orbitales se llenan de manera que primero se semioocupan y luego se completan.

	1s	2s	2p _x 2p _y 2p _z
Li 1s ² 2s ¹	↑↓	↑	□ □ □
Be 1s ² 2s ²	↑↓	↑↓	□ □ □
B 1s ² 2s ² 2p ¹	↑↓	↑↓	↑ □ □
C 1s ² 2s ² 2p ²	↑↓	↑↓	↑ ↑ □
N 1s ² 2s ² 2p ³	↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑
O 1s ² 2s ² 2p ⁴	↑↓	↑↓	↑↓ ↑ ↑
F 1s ² 2s ² 2p ⁵	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑
Ne 1s ² 2s ² 2p ⁶	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓

Lo más importante es determinar cuál es la última capa y el número de electrones que tiene (electrones de valencia).

CAPA DE VALENCIA electrones de valencia



Los **ELECTRONES DE VALENCIA** son los únicos electrones involucrados en los enlaces químicos

CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS	
Z	
1	H $1s^1$
2	He $1s^2$
3	Li $1s^2 2s^1$
4	Be $1s^2 2s^2$
5	B $1s^2 2s^2 2p^1$
6	C $1s^2 2s^2 2p^2$
7	N $1s^2 2s^2 2p^3$
8	O $1s^2 2s^2 2p^4$
9	F $1s^2 2s^2 2p^5$
10	Ne $1s^2 2s^2 2p^6$

ELECTRONES DE VALENCIA
(ÚLTIMO NIVEL + ANTERIORES INCOMPLETOS)

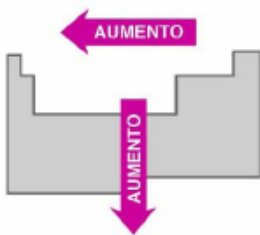
NOTACION DE LEWIS

H • He

Li • • Be • • B • • C • • N • • O • • F • • Ne • •

La última capa (la de mayor n) nos da el número de periodo del Sistema Periódico al que pertenece. El número de electrones de valencia nos da el número de grupo.

SISTEMA PERIÓDICO



Propiedades periódicas

Volumen atómico

En un grupo (al descender) el volumen atómico aumenta al aumentar el nº atómico, pues aumenta el nº de capas.

En un periodo, el volumen atómico disminuye al aumentar el nº atómico; ya que, para el mismo nº de capas aumenta la carga eléctrica del núcleo y de la corteza y por tanto la fuerza de atracción.

Energía o potencial de ionización

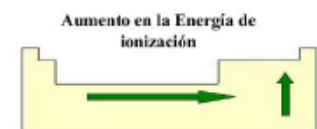
Se define como la energía necesaria para que un átomo de un elemento pierda un electrón y se transforme, por tanto en un ion positivo.

En un grupo, la energía de ionización disminuye al aumentar el nº atómico; pues al aumentar el número de capas, los electrones más externos están menos atraídos por el núcleo y, por tanto, es menor la energía necesaria para separarlos.

En un periodo, aumenta al aumentar el nº atómico; pues para la misma capa, a mayor nº atómico más atraídos por el núcleo estarán los electrones.

El radio catiónico es menor, y el radio aniónico es mayor, que el radio atómico correspondiente.

Esquema de variación de la Energía de ionización (EI).



MOLÉCULAS

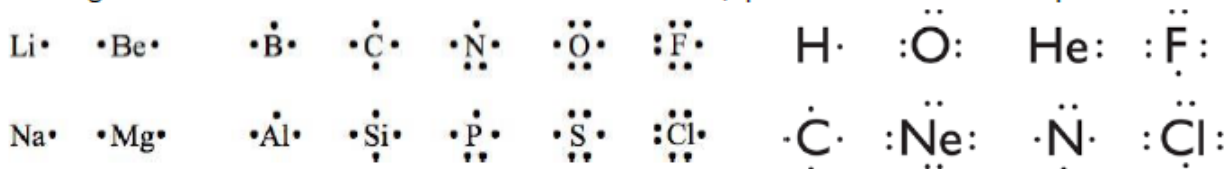
Enlace	Cómo se forma	Propiedades
Iónico	Entre elementos de muy diferente electronegatividad (metal-No metal). Por cesión y captación de e, y formación de los correspondientes iones, que interaccionan eléctricamente formando redes cristalinas. Diferencia de Electronegatividad >1,7	Sólidos duros de alto punto de fusión y ebullición. Solubles en agua y disolventes polares. Conductores en disolución o fundidos. Ej.: NaCl
Covalente	Entre elementos de muy parecida electronegatividad (No metal-No metal). Por compartición de e para alcanzar el octeto electrónico. Diferencia de Electronegatividad <1,7	Gases, líquidos o sólidos blandos de bajo punto de fusión y ebullición. No conductores, aislantes. Ej.: Cl ₂ , H ₂ O, ...
Metálico	Forman redes cristalinas en las que los e de valencia pertenecen a todo el cristal.	Sólidos blandos o duros de más bien altos punto de fusión y ebullición. Alta conductividad eléctrica y térmica. Ej.: Al, Fe.

Estructuras/diagramas de Lewis

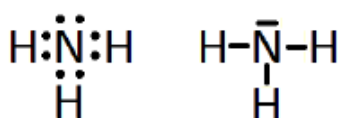
Elemento	Estado fundamental	Estado excitado
Boro: $2s^2 2p^1$	$\uparrow\downarrow$ \uparrow \square \square	\uparrow \uparrow \uparrow \square
Berilio: $2s^2 2p^0$	$\uparrow\downarrow$ \square \square \square	\uparrow \uparrow \square \square
Nitrógeno: $2s^2 2p^3$	$\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow \uparrow	

Fósforo : $3s^2 3p^3$	$\uparrow \downarrow$	\uparrow \uparrow \uparrow	\uparrow	\uparrow \uparrow \uparrow	\uparrow
Carbono : $2s^2 2p^2$	$\uparrow \downarrow$	\uparrow \uparrow	\uparrow	\uparrow \uparrow \uparrow	
Flúor : $2s^2 2p^5$	$\uparrow \downarrow$	$\uparrow \downarrow$ $\uparrow \downarrow$ \uparrow			

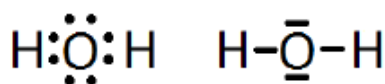
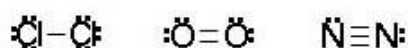
Los diagramas de Lewis se suelen hacer con el estado excitado, que es cuando más enlaces puede formar:



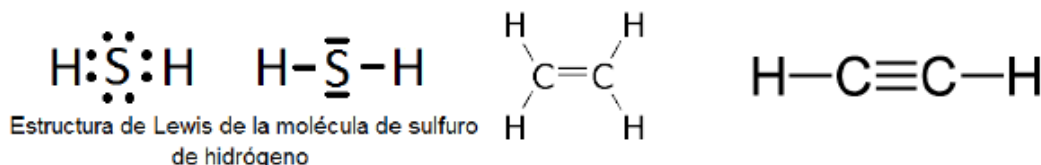
Cada línea representan dos electrones (uno de cada átomo).



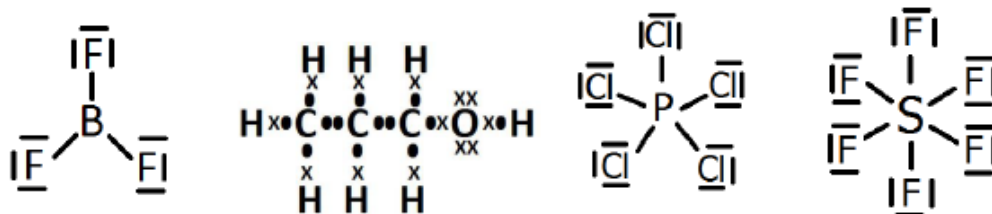
Estructura de Lewis de la molécula de amoníaco



Estructura de Lewis de la molécula de agua



Estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de hidrógeno



Forma de las moléculas

Modelo RPECV, siempre depende del átomo central

Compuestos del Be $\cdot \text{Be} \cdot$ siempre lineal: BeH_2 , BeCl_2 , BeF_2 ,....

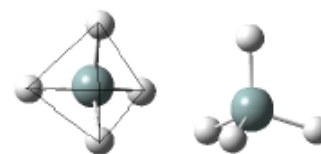
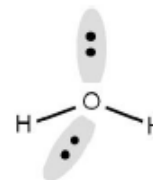
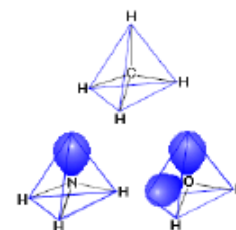
Compuestos del B $\cdot \text{B} \cdot$ siempre triangular plana: BH_3 , BCl_3 , BF_3 , BHCl_2 , BH_2Cl

Compuestos del C $\cdot \text{C} \cdot$ siempre tetraédrica: CH_4 , CCl_4 , CF_4 , CHCl_3 , CH_2F_2
 El CO_2 es lineal

Compuestos del N $\cdot \text{N} \cdot$ siempre la disposición inicial es un tetraedro, pero la forma queda una pirámide trigonal con el N en el vértice: NH_3 , NF_3 , NCl_3

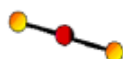
Compuestos del O $\cdot \text{O} \cdot$ siempre la disposición inicial es un tetraedro, pero la forma queda "angular":

Tipo	Disposición electrónica inicial	Forma geométrica final	Ejemplos
A ₂	Lineal	Lineal	H ₂ , O ₂ , N ₂ , HF
AX ₂	Lineal	Lineal (180°)	BeH ₂ , BeCl ₂ , CO ₂ , HgCl ₂
AX ₃	Triangular plana	Triangular plana (120°)	BH ₃ , BF ₃ , CO ₃ ²⁻ , SO ₃ , NO ₃ ⁻
AX ₄	Tetraédrica	Tetraédrica (109,5°)	CH ₄ , CH ₂ Cl ₂ , ClO ₄ ⁻ , SO ₄ ²⁻
AX ₅	Bipirámide trigonal	Bipirámide trigonal	PCl ₅
AX ₆	Octaedro	Octaedro	SF ₆
AX ₂ E ₁	Triangular	Angular	SO ₂ , NO ₂ ⁻ , O ₃
AX ₃ E ₁	Tetraédrica	Pirámide trigonal	NH ₃ , PCl ₃
AX ₂ E ₂	Tetraédrica	Angular	H ₂ O, OF ₂ , ClO ₂



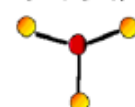
SiH₄ GEOMETRÍA TETRAÉDRICA
4 PARES ELECTRÓNICOS ENLAZANTES

1- Lineal



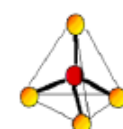
LINEAR

2- Triangular (Trigonal) plana



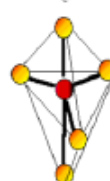
TRIGONAL PLANAR

3- Tetraédrica



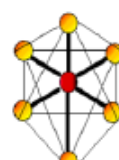
TETRAHEDRAL

4- Bipirámide trigonal



TRIGONAL BIPYRAMIDAL

5- Octaédrica



OCTAHEDRAL

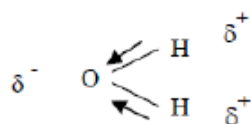
PASOS PARA DEDUCIR LA POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS

Estructura de Lewis

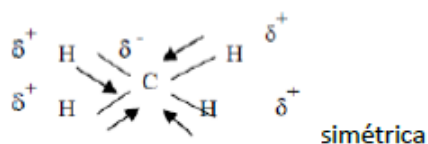
Estudiar la geometría de la molécula si es necesario

Ver si es simétrica (igual en todas las posiciones): apolar

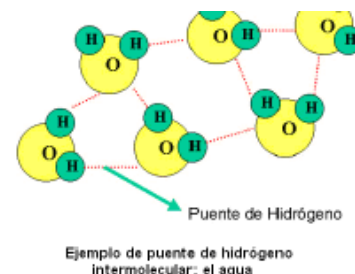
Molécula polar H₂O



Molécula apolar CH₄



Enlace o puente de Hidrógeno. Es un tipo de fuerza presente en enlaces del H con átomos pequeños y electronegativos: N, O y F. El átomo de H es especial ya que cuando pierde su electrón pasa a ser un núcleo y su tamaño es muy pequeño, por lo que cuando un elemento muy electronegativo se enlaza a él se lleva gran parte de la nube electrónica del H y esa carga positiva puede ser atraída/atraer a otros átomos suficientemente pequeños, y el H hace de "puente" uniendo moléculas. Se suele representar con una línea de puntos discontinua, y existe en compuestos inorgánicos y orgánicos, como el ADN. Ejemplos: HF, H₂O, alcoholes (OH), ...



TERMOQUÍMICA

$\Delta H > 0$, hay que aportar energía, y es una reacción endotérmica.

$\Delta H < 0$, se libera energía, y es una reacción exotérmica.

Cálculo de la Entalpía de una reacción ΔH_r^0 mediante las entalpías de formación que darán como dato.

$\Delta H_r = (\text{Suma de las entalpías de formación de los productos multiplicadas por los coeficientes}) - (\text{Suma de las entalpías de formación de los reactivos multiplicadas por los coeficientes})$

Ejemplo: Conocidas las entalpías estándar de formación del butano (C₄H₁₀), agua líquida y CO₂, cuyos valores son respectivamente -124,7, -285,8 y -393,5 kJ/mol, calcular la entalpía estándar de combustión del butano (entalpía molar).

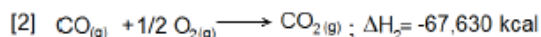
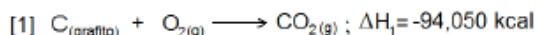
La reacción de combustión del butano es: $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + \frac{13}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{CO}_2(\text{g}) + 5\text{H}_2\text{O}(\text{l})$; $\Delta H^0 = ?$

$\Delta H^0 = \text{Suma } n_p \Delta H_f^0(\text{productos}) - \text{Suma } n_r \Delta H_f^0(\text{reactivos}) = 4 \text{ mol}(-393,5 \text{ kJ/mol}) + 5 \text{ mol}(-285,8 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol}(-124,7 \text{ kJ/mol}) = -2878,3 \text{ kJ}$ Exotérmica

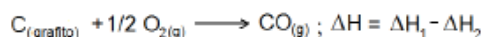
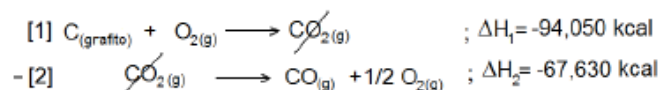
Recordad que los elementos como el O₂ tienen entalpía de formación "0".

Cálculo de la Entalpía de una reacción ΔH_r^0 mediante la Ley de Hess:

“La variación de entalpía en una reacción química es la misma si la reacción transcurre directamente como si lo hace a través de varias etapas.” A partir de aquí se pueden tratar las ecuaciones termoquímicas como si fueran ecuaciones matemáticas. La Ley de Hess permite calcular la entalpía de numerosas reacciones en las que no es posible la medida directa



si combinamos algebraicamente las reacciones 1 y 2 obtenemos la solución al problema:



$$\Delta H = \Delta H_1 - \Delta H_2 = -94,050 - (-67,630) = -26,420 \text{ kcal}$$

ÁCIDOS Y BASES

Concepto de pH

En las disoluciones ácidas $[H_3O^+] > 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

En las disoluciones neutras $[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

En las disoluciones básicas $[H_3O^+] < 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Se define pH como el logaritmo cambiado de signo de la concentración de iones hidronio en disolución.

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$pH + pOH = 14 \quad \text{luego } pH = 14 - pOH$$

Disolución ácida $pH < 7$

Disolución neutra $pH = 7$

Disolución básica $pH > 7$

El pH se mide con papel indicador, indicadores y pHmetro.

Calculo del pH

Ácido y Base fuerte: En este caso el ácido/base se encuentran totalmente disociados en la disolución.

Ejemplos:

Calcular el pH de una disolución acuosa 0'055 M de ácido nítrico (HNO₃)

Los ácidos en agua producen iones hidronio $[H_3O^+]$ que son los responsables del pH.

Como se trata de un ácido fuerte, al disolverlo en agua se disocia totalmente, de modo que proporciona la misma concentración de iones $[H_3O^+]$ que del ácido había. Esto se representa así: $HNO_3 + H_2O \rightarrow NO_3^- + H_3O^+$ (aunque no es necesario ponerlo)

$$[HNO_3] = [H_3O^+] = 0'055 \text{ M} \quad pH = -\log [H_3O^+] = -\log (0'055) = 1'26 \text{ (Muy ácido)}$$

Calcular el pH de una disolución acuosa 0'025 M de hidróxido de potasio (KOH) (Base fuerte)

Las bases en agua proporcionan iones $[OH^-]$.

Se trata de una base fuerte, por lo que se supone que estará totalmente disociada. $[KOH] = [OH^-] = 0'025 \text{ M}$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (0'025) = 1'60. \text{ Pero se debe expresar en función del}$$

pH

$$Y \text{ como } pH + pOH = 14 \quad pH = 14 - pOH = 14 - 1'60 = 12'40$$

NEUTRALIZACIÓN

Es la reacción de un ácido con una base: $\text{ÁCIDO} + \text{BASE} \rightarrow \text{SAL} + \text{AGUA}$

Ejemplo: $HCl(ac) + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

Siempre se cumple: nº moles ácido = nº moles base

O sea: $V \cdot M \text{ del ácido} = V \cdot M \text{ de la base}$ (donde V es el volumen en Litros y

M la Molaridad en mol/L)

Ejemplo:



Tenemos una disolución de 500 mL de HCl 0,1 M. Calcula el volumen de disolución de NaOH 0,2 M que hay que añadir para neutralizarla.

$$(V.M) (\text{ácido}) = V.M (\text{base}) \quad 0,5 \text{ L} \cdot 0,1 \text{ M} = V \cdot 0,2 \text{ M} \quad V = 0,5 \cdot 0,1 / 0,2 = 0,25 \text{ L} = 250 \text{ mL}$$

REDOX

Oxidación-reducción es un proceso en el que dos sustancias intercambian electrones.

Oxidación es un proceso en el que una sustancia pierde electrones aumentando su nº de oxidación. Reducción es un proceso en el que una sustancia gana electrones reduciendo su nº de oxidación. Oxidante es la sustancia que se reduce y reductor la sustancia que se oxida.

Número de oxidación.

Es la carga eléctrica forma que se le asigna a un átomo de un compuesto. El nº de oxidación de los elementos en su estado natural es 0. El nº de oxidación del oxígeno en sus compuestos es -2. El nº de oxidación del hidrógeno en sus compuestos es +1, salvo en los hidruros que es -1. El nº de oxidación de los halógenos en los haluros es -1. El nº de oxidación de los alcalinos y alcalinotérreos en sus compuestos es +1 y +2. El nº de oxidación de los iones es su carga eléctrica.

La asignación del resto de los nº de oxidación se hace de modo que la suma algebraica de todos los elementos presentes en una molécula neutra sea igual a 0.

Calcular el N.O. del S en $ZnSO_4$

La suma de todos los N.O. deben ser 0 porque el $ZnSO_4$ es una especie neutra.

El O siempre tiene 2-, como hay 4, tendremos $4 \cdot (-2) = -8$

El S puede tener varias valencias (2-, 2+, 4+ y 6+) y debemos averiguar cuál utiliza en esta especie.

El Zn sólo tiene la valencia 2+

Luego entre el O y el Zn tenemos: $-8 + 2 = -6$

Como el $ZnSO_4$ en conjunto debe tener 0, el Zn -6 = 0, luego el S debe tener un N.O. de 6+.

Halla el N.O. del Al en el ion Al^{3+}

Es la carga del ión 3+

Halla el N.O. del N en la especie NO_3^-

Ahora la especie no es neutra, sino que es un ion que tiene globalmente una carga de 1-, luego la suma de todos los N.O. debe dar 1-.

El O siempre tiene 2-, como hay 3, tendremos: $3 \cdot (-2) = -6$

Luego: El N - 6 = -1, por tanto el N debe tener un N.O. 5+

Halla el N.O. del C en la especie CO_3^{2-}

Ahora la especie no es neutra, sino que es un ion que tiene globalmente una carga de 2-, luego la suma de todos los N.O. debe dar 2-.

El O siempre tiene 2-, como hay 3, tendremos: $3 \cdot (-2) = -6$

Luego: El C - 6 = -2, por tanto el C debe tener un N.O. 4+

Ejemplos:

$Cu - 2e^- \rightarrow Cu^{2+}$ o bien: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$ (oxidación). El Cu se oxida, luego es el reductor

$Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag$ (reducción). El ion Ag^+ se reduce, luego es el oxidante

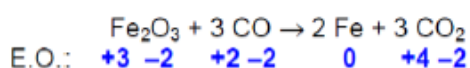
$Zn - 2e^- \rightarrow Zn^{2+}$ o bien: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ (oxidación). El Zn se oxida, luego es el reductor

$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$ (reducción). El ion Pb^{2+} se reduce, luego es el oxidante.

La oxidación se produce siempre en el llamado ÁNODO (vocal "O" con vocal "A")

La reducción siempre se produce en el llamado CÁTODO (consonante "R" con consonante "C")

Comprobar que la reacción de formación de hierro: $Fe_2O_3 + 3 CO \rightarrow 2 Fe + 3 CO_2$ es una reacción redox. Indicar los E.O. de todos los elementos antes y después de la reacción.



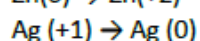
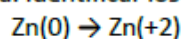
Reducción: El Fe disminuye su E.O. de "+3" a "0" luego se reduce (cada átomo de Fe captura 3 electrones).

Oxidación: El C aumenta su E.O. de "+2" a "+4" luego se oxida

Ajuste de reacciones redox por el método del ión-electrón

Ejemplo: $Zn + AgNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + Ag$

Primera: Identificar los átomos que cambian su E.O.



PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR

PARTE ESPECÍFICA OPCIÓN C CIENCIAS.

Materia: QUÍMICA

Duración: 1h15'

RESPONDE A 5 DE LAS 6 PREGUNTAS PROPUESTAS

2017

1. 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

2. 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) 6,02·10²⁴ moléculas CO₂

Datos: M atómicas: O= 16 u y del C =12 u. R= 0, 082 atm· L / K · mol

3. La configuración electrónica del Calcio (Ca) es: 1s² 2s²2p⁶ 3s²3p⁶ 4s². 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)

4. a) Escribe y ajusta la reacción de combustión del propano (C₃H₈). (1 punto)

b) Calcula la entalpía estándar de combustión del propano, a partir de las entalpías de formación estándar del CO₂, H₂O y C₃H₈ que son, respectivamente -393,5 kJ/mol; -285,8 kJ/mol y -103,852 kJ/mol. (1 punto)

5. 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

6. Justifica el tipo de isomería existente entre los compuestos de cada uno de los apartados siguientes:

- a) CH₃-CH₂-CH₂OH y CH₃-CHOH-CH₃ (0,6 puntos)
- b) CH₃-CH₂OH y CH₃-O-CH₃ (0,7 puntos)
- c) CH₃-CH₂-CH₂-CHO y CH₃-CH(CH₃)-CHO (0,7 puntos)

2015

Pregunta 1.

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	

Pregunta 2.

- 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.

Pregunta 3.

- 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.

Pregunta 4.

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 (F₂) y el cloro (Cl₂) son gases, el bromo (Br₂) es líquido i el yodo (I₂) es sólido.
 b) La temperatura de ebullición del agua (H₂O) es mayor que la de su homólogo el sulfuro de hidrógeno (H₂S)

Pregunta 5.

- a) Calcula el pH de una disolución de ácido clorhídrico 0,005 M.
 b) Calcula el volumen de la disolución anterior que se necesita para neutralizar 75 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0,01 M. Esta es la reacción de neutralización: HCl (ac) + NaOH (ac) → NaCl (ac) + H₂O (l)

Pregunta 6. Escribe el nombre o la fórmula, según corresponda, de los siguientes compuestos:

SiO ₂	Trifluoruro de fósforo
HCl	Sulfuro de hierro (II)
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₃	Metano
CH ₃ CH ₂ OH	Ácido propanoico
CH ₃ -NH ₂	1,2-dicloroetano

2014

1. 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.

2. Completa la siguiente tabla:

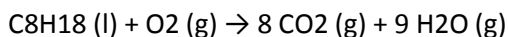
	Z	A	Protones	Neutrones	Electrones
Li	3	7			
F		19	9		
Cl	17			20	
Ca				22	20

3. Las configuraciones electrónicas del Magnesio, Cloro y Bromo son, respectivamente: $1s22s22p63s2$
 $1s22s22p63s23p5$ $1s22s22p63s23p64s23d104p5$

- a. Indica el período y el grupo del Sistema Periódico al que pertenecen.
 b. Explica quien tiene mayor electronegatividad el Cloro o el Magnesio.
 c. Explica quien tiene mayor electronegatividad el Cloro o el Bromo.

4. 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.

5. En la combustión de la gasolina se produce dióxido de carbono y agua según la siguiente reacción:



Si se quema 1 L de gasolina, calcula el volumen de dióxido de carbono, medido a 25° C y 1 atmósfera de presión, que se obtendrá y el calor desprendido en esa reacción.

Datos: Densidad de la gasolina = 0,78 kg/L; Ar C = 12 u.; Ar H = 1 u.; R = 0,082 atm.L/mol.K; $\Delta H_{\text{combustión}} \text{C}_8\text{H}_{18} = -5080 \text{ kJ/mol}$

6. 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 ₃ COOH	1-Buteno
CH ₃ COCH ₃	1,2-Dimetilbenceno
CH ₃ NH ₂	Metanol

2013

Pregunta 1. 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) 18,06·10²³ moléculas de metano

Datos: Ar(C)= 12 u y Ar(H)=1 u

Pregunta 2. 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:

- El número atómico del flúor.
- El número de protones, neutrones y electrones.
- La posición que ocupa el flúor en la tabla periódica.
- Cómo es la electronegatividad del Flúor. ¿por qué?

Pregunta 3. Considerando las moléculas F₂, HF y CH₄

- Dibuja las estructuras de Lewis de las moléculas.
 - 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.

Pregunta 4. Tenemos una disolución 0,001 M de ácido clorhídrico HCl (ac). Calcula:

- Las concentraciones de [H₃O⁺] y de [OH⁻].
- El pH y el pOH.

Pregunta 5. El sulfuro de hidrógeno reacciona con el dióxido de azufre para producir azufre elemental y agua según la reacción: $2 \text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow 3 \text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$

- Justifica si se trata de una reacción de oxidación reducción
 - Calcular la entalpía de la reacción en condiciones estándar a partir de las entalpías estándar de formación:
- DATOS: $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{S}) = -20,6 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{SO}_2) = -296,8 \text{ kJ/mol}$

Pregunta 6. Sabemos que el pentano es un hidrocarburo. Se desea saber:

- La composición química los hidrocarburos.
- La fórmula semidesarrollada del pentano.
- La fórmula molecular del pentano.
- Formula y nombra un isómero del pentano

2012

Pregunta 1. 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 Matómicas: del O:16 u y del C: 12 u. $R = 0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$

Pregunta 2. 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:

Pregunta 3. 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).

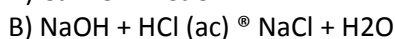
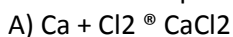
	Azufre	+	Hierro	→ sulfuro de hierro (II)
Caso 1	4 g		7 g	
Caso 2	8 g			22 g
Caso 3	3 g		7 g	
Caso 4	4 g		10 g	

Pregunta 4. 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)

- Una sustancia que tiene enlaces de hidrógeno.
- Una sustancia sólida de alta conductividad eléctrica tanto en estado sólido como líquido.
- Un sólido covalente de muy alto punto de fusión.
- Una sustancia ligada por fuerzas de Van der Waals, que sublima a 78°C bajo cero.
- Una sustancia que no conduce en estado sólido que se transforma en conductora al fundir.

Pregunta 5. Considera las dos siguientes reacciones, justifica si son o no reacciones redox. En el caso que sean redox identifica la especie oxidante y la reductora.



Pregunta 6.

- Formula y nombra un isómero de posición del 1-hexeno
- Formula y nombra un isómero de función del 2-butanol

2011

Pregunta 1.

Averigua la composición centesimal del carbonato de sodio Na_2CO_3 .

Datos: Masas atómicas: Na 23 u ; C:12 u y O: 16 u.

Pregunta 2.

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	

Pregunta 3.

Justifica qué tipo de atracción o enlace químico ha de romperse para:

- fundir cloruro sódico
- fundir oro
- vaporizar agua
- vaporizar diamante

Pregunta 4.

El metal hierro (Fe) reacciona con el gas cloro(Cl₂) para formar tricloruro de hierro (FeCl₃). Se pide:

a) Escribe y ajusta la reacción. Indica de qué tipo de reacción se trata.

b) ¿Cuántos gramos de FeCl₃ se obtienen cuando reaccionan 200 gramos de Cl₂ con un exceso de Fe?

Datos Matómicas: Fe: 55,7 u y Cl: 35,5 u

Pregunta 5.

Sea la reacción de combustión del butano (C₄H₁₀). Se pide:

1º Escribe y ajusta la reacción.

2º Calcular la entalpía estándar de combustión del butano (entalpía molar) conocidas las entalpías estándar de formación del butano (C₄H₁₀)= -124,7 kJ/mol, del agua líquida= -285,8 kJ/mol y del CO₂= -393,5 kJ/mol

Pregunta 6.

Escribe las fórmulas semidesarrolladas y el nombre de 2 compuestos diferentes que tengan la siguiente fórmula molecular: C₅H₁₂

2010

Pregunta 1.

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.

Pregunta 2.

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.

Pregunta 3.

Nombra los compuestos siguientes: H₂O₂, CuH₂ ; Al(OH)₃ ; CaCl₂; HNO₃ ; K₂MnO₄ ; BaSO₄ ; FeCl₃

Pregunta 4.

Calcula cuántos gramos de O₂ se necesitan para quemar 500 g. de metano (CH₄) Ar(C)= 12 ; Ar(H)= 1 ; Ar(O₂)= 32

Pregunta 5.

Describe lo que es una reacción de Neutralización y el papel que juega el Indicador en este tipo de reacciones y pon algún ejemplo.

Pregunta 6.

Formula y nombra dos isómeros del 1-butanol. Justifica de qué isomería se trata.

