



Curso 2019-2020

Profesor: Jaime Espinosa

jaespimon@hotmail.com

Blog de consultas: <https://jaespimon.wordpress.com/>

QUÍMICA

Programa



Opción C



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

Tema 1. Conceptos elementales

La composición de la materia: elementos, compuestos y mezclas. Leyes ponderales de la combinatoria química

Fórmula química, composición centesimal, masa atómica, masa molecular y concepto de mol. Reacciones químicas. Ajuste de reacciones químicas. Cálculos estequiométricos.

Formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos.

Tema 2. Estructura atómica

Partículas subatómicas: electrón, protón y neutrón. Isótopos. Modelo atómico de Böhr.

Introducción al modelo cuántico. Números cuánticos, niveles de energía, orbitales atómicos y configuraciones electrónicas de átomos e iones. Principio de exclusión de Pauli y regla de Hund.

Tabla periódica de los elementos. Variación periódica de las propiedades atómicas: radio atómico, energía de ionización y afinidad electrónica. Electronegatividad.

Tema 3. Enlace químico

Tipo de enlace

Enlace iónico Propiedades de los compuestos iónicos. Estructuras iónicas. Introducción al Ciclo de Born-Haber. Energía reticular.

Enlace covalente. Distribuciones electrónicas de Lewis. Geometría de las moléculas utilizando el modelo de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia. Concepto de polaridad de enlace. Momento dipolar.

Enlace metálico. Propiedades de las sustancias metálicas.

Tema 4. Estados de Agregación de la Materia

Estado gaseoso. Leyes de Avogadro, Boyle y Dalton. Ecuación del gas ideal. Fuerzas intermoleculares.

Estado líquido. Disoluciones. Molaridad. Fuerzas intermoleculares. Relación entre tipo de enlace y propiedades

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

Tema 5. Termodinámica química

Conceptos de entalpía y energía de enlace. Primer principio de la termodinámica.

Reacciones exotérmicas y endotérmicas. Cálculo de entalpías de reacción utilizando la ley de Hess.

Tema 6. Equilibrio químico

Aspecto dinámico de las reacciones químicas: concepto dinámico del equilibrio.

Expresión de las constantes de equilibrio. Relación entre las constantes K_p y K_c . Equilibrios homogéneos y heterogéneos.

Factores que afectan al equilibrio: principio de Le Chatelier.

Tema 7. Reacciones de transferencia de protones

Definición de Arrhenius y de Brønsted-Lowry; limitaciones y aplicaciones.

Fuerza relativa de ácidos y bases. Constantes de disociación ácida y básica. Introducción al concepto de ácidos y bases fuertes y débiles.

Concepto de pH. Cálculo del pH de disoluciones acuosas de ácidos y bases fuertes y débiles de concentración conocida. Hidrólisis de sales. Estudio cualitativo del pH resultante de disoluciones de sales de ácido fuerte y base fuerte, de ácido fuerte y base débil y de ácido débil y base fuerte.

Neutralizaciones de ácidos o bases monoproticas fuertes.

Tema 8. Reacciones de transferencia de electrones

Conceptos de oxidación y reducción: pares redox. Oxidantes y reductores.

Estado (número) de oxidación: ejercicios de estequiometría y ajuste de ecuaciones redox.

Escala de potenciales redox. Espontaneidad de las reacciones redox.

Estudio elemental de las pilas eléctricas y la electrólisis. Corrosión de metales.

Tema 9. Introducción a la Química Orgánica

Características de los enlaces del carbono: enlaces sencillos, dobles y triples. Tipo de cadenas carbonadas. Grupos funcionales. Formulación y nomenclatura de compuestos orgánicos sencillos.

Sustancias orgánicas naturales: hidratos de carbono, lípidos y aminoácidos. Proteínas. El petróleo: fuente de hidrocarburos.

ANÁLISIS DE LOS EXÁMENES DE LOS ÚLTIMOS AÑOS PARA ADAPTAR LOS TEMAS A LOS DOS COLECTIVOS



Duración: 1h 15'

RESPONDER A 5 DE LAS 6 PREGUNTAS PROPUESTAS

2018

1. Estequiometría básica: Moles, gases
2. Átomo: Numeros cuánticos
3. Átomo: Configuración electrónica. Tabla periódica.
4. Estequiometría: reacción
5. Termoquímica: Entalpía de enlace
6. Orgánica: Isómeros

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

Duración: 60'

**RESPONDER 4 CUESTIONES DE LAS 6 PROPUESTAS
(Novedad en 2019)**

2019

1. Estequiometría: reacción
- 2a. Enlace: Moléculas
- 2b. Formulación
3. Termoquímica
4. Equilibrio
5. Ácidos y bases: pH
6. Redox

A partir del 2019 el examen tendrá una estructura similar

<p>1. Estequiometría básica: Moles, gases. 2. Átomo: Isótopos. 3. Estequiometría: Leyes ponderales 4. Enlace: Tipos y propiedades 5. Redox: Tipos. 6. Orgánica: Hidrocarburos. Isómeros.</p> <p>2011</p> <p>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.</p> <p>2010</p> <p>1. Estequiometría básica: Moles, gases. 2. Átomo: Configuración electrónica. 3. Formulación: QI 4. Estequiometría: reacción. 5. Ácidos y bases: Neutralización 6. Orgánica: Isómeros.</p>																									
<p>CONTENIDOS MÁS IMPORTANTES</p> <table border="0"> <tbody> <tr> <td>FORMULACIÓN</td> <td>3 veces de 8</td> </tr> <tr> <td>ÁTOMO</td> <td>10 veces de 8</td> </tr> <tr> <td>ENLACE</td> <td>5 veces de 8</td> </tr> <tr> <td>ESTEQUIOMETRÍA</td> <td>13 veces de 8</td> </tr> <tr> <td>TERMOQUÍMICA</td> <td>6 veces de 8</td> </tr> <tr> <td>ÁCIDOS Y BASES</td> <td>3 veces de 8</td> </tr> <tr> <td>REDOX</td> <td>1 vez de 8</td> </tr> <tr> <td>ORGÁNICA</td> <td>6 veces de 8</td> </tr> </tbody> </table>	FORMULACIÓN	3 veces de 8	ÁTOMO	10 veces de 8	ENLACE	5 veces de 8	ESTEQUIOMETRÍA	13 veces de 8	TERMOQUÍMICA	6 veces de 8	ÁCIDOS Y BASES	3 veces de 8	REDOX	1 vez de 8	ORGÁNICA	6 veces de 8	<p>CONTENIDOS MÁS IMPORTANTES</p> <table border="0"> <tbody> <tr> <td>FORMULACIÓN</td> </tr> <tr> <td>ÁTOMO</td> </tr> <tr> <td>ENLACE</td> </tr> <tr> <td>ESTEQUIOMETRÍA</td> </tr> <tr> <td>TERMOQUÍMICA</td> </tr> <tr> <td>EQUILIBRIO</td> </tr> <tr> <td>ÁCIDOS Y BASES</td> </tr> <tr> <td>REDOX</td> </tr> </tbody> </table>	FORMULACIÓN	ÁTOMO	ENLACE	ESTEQUIOMETRÍA	TERMOQUÍMICA	EQUILIBRIO	ÁCIDOS Y BASES	REDOX
FORMULACIÓN	3 veces de 8																								
ÁTOMO	10 veces de 8																								
ENLACE	5 veces de 8																								
ESTEQUIOMETRÍA	13 veces de 8																								
TERMOQUÍMICA	6 veces de 8																								
ÁCIDOS Y BASES	3 veces de 8																								
REDOX	1 vez de 8																								
ORGÁNICA	6 veces de 8																								
FORMULACIÓN																									
ÁTOMO																									
ENLACE																									
ESTEQUIOMETRÍA																									
TERMOQUÍMICA																									
EQUILIBRIO																									
ÁCIDOS Y BASES																									
REDOX																									

ADAPTACIÓN DE LOS BLOQUES PRESCRIPTIVOS EN UNIDADES COMUNES A LOS DOS GRUPOS TENIENDO EN CUENTA LO QUE SALE EN LOS EXÁMENES

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 Y EL SISTEMA PERIÓDICO

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 DE LA TEORÍA ATÓMICOMOLECULAR: Cuestiones previas a la ESTEQUIOMETRÍA

La clasificación de las sustancias: elementos, compuestos y mezclas

El mol

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: TERMOQUÍMICA

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

UNIDAD 6. CAMBIOS MATERIALES EN LAS REACCIONES QUÍMICAS: ESTEQUIOMETRÍA

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. Potenciales de reducción. Pilas.

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

ÍNDICE DE CONTENIDOS

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)****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.****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.****EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA.****UNIDAD 3. EL ENLACE QUÍMICO**

- 3.1. El enlace y las molècules
 - 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.

UNIDAD 4. REVISIÓN Y PROFUNDIZACIÓN DE LA TEORÍA ATÓMICOMOLECULAR. ESTEQUIOMETRÍA BÁSICA.

- 4.1. La clasificación de las sustancias: elementos, compuestos y mezclas
 - 4.2. Hipótesis de Avogadro
 - 4.3. Masa atómica y molecular
 - 4.4. Concepto de mol
 - 4.5. Disoluciones
 - 4.5.1. Concepto
 - 4.5.2. Tipos de disoluciones
 - 4.5.3. Concentración de una disolución
 - 4.5.4. Formas de expresar la concentración de una disolución
 - 4.6. Ecuación de los gases ideales
 - 4.7. Ley de Dalton
 - 4.8. Composición centesimal. Fórmulas empíricas y moleculares
- RESUMEN-CHULETA
EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA

UNIDAD 5. CAMBIOS ENERGÉTICOS EN LAS REACCIONES QUÍMICAS: TERMOQUÍMICA.

- 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 energía de enlace
- EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA

UNIDAD 6. CAMBIOS MATERIALES EN LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA.

- 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.

UNIDAD 7. REACCIONES ÁCIDO-BASE: pH

- 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**

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)
 - 8.6. Potenciales de reducción. Pilas.
- EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA**

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

Opción B
FÍSICA y QUÍMICA (QUÍMICA)

CONTENIDOS DE LOS EXÁMENES

2017

4. Átomo: Z, A, Configuración electrónica. Tipo de compuesto.
5. Estequiometría: Mol. Gases.
6. Estequiometría: Reacción.

2016

4. Enlace: Tipos, Fuerzas intermoleculares.
5. Estequiometría: Disoluciones.
6. Átomo: Z, A, Configuración electrónica.
6. Formulación: QI y QO

2015

4. Estequiometría: Disoluciones.
5. Estequiometría: Disoluciones.
6. Átomo: Z, A, Configuración electrónica.
6. Formulación: QI y QO

2014

4. Átomo: Configuración electrónica.
4. Formulación: QI y QO
5. Estequiometría: Mol, gases.
5. Estequiometría: Disoluciones
6. Estequiometría: Reacción.

2013

4. Átomo: Z, A, Configuración electrónica.
4. Formulación: QI y QO
5. Estequiometría: Gases.
6. Estequiometría: Reacción.

2012

4. Formulación: QI y QO
4. Enlace. Puente de H
5. Estequiometría: Gases.
6. Estequiometría: Reacción

2011

4. Enlace: Lewis.
4. Formulación: QI y QO
5. Estequiometría: Gases.
6. Estequiometría: Reacción.

2010

4. Átomo: Z, A
4. Formulación: QI y QO
5. Estequiometría: Moles, Gases.
6. Estequiometría: Reacción.

LO MÁS IMPORTANTE

Formulación: QI y QO

Átomo

Z, A
Configuración electrónica
Tipo de compuesto.

Enlace

Tipos
Lewis.

Puente de H
Fuerzas intermoleculares.

Estequiometría

Mol
Gases.
Disoluciones
Reacción.

Luego para la opción B los temas serán:

ÍNDICE DE CONTENIDOS

UNIDAD 1. FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS Y ORGÁNICOS

1.1. LAS VALENCIAS DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

1.2. FORMULACIÓN DE QUÍMICA INORGÁNICA

**1.3. FORMULACIÓN DE QUÍMICA ORGÁNICA
EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA.**

UNIDAD 2. EL ÁTOMO

2.1. La materia

2.2. EL ÁTOMO

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA.

UNIDAD 3. EL ENLACE QUÍMICO

3.1. El enlace y las molècules

3.2. Enlace iónico

3.3. Enlace Covalente

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.

**UNIDAD 4. REVISIÓN Y PROFUNDIZACIÓN DE LA TEORÍA ATÓMICOMOLECULAR.
ESTEQUIOMETRÍA BÁSICA.**

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

4.2. Hipótesis de Avogadro

4.3. Masa atómica y molecular

4.4. Concepto de mol

4.5. Disoluciones

4.6. Ecuación de los gases ideales

4.7. Ley de Dalton

RESUMEN-CHULETA

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA

UNIDAD 6. CAMBIOS MATERIALES EN LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA.

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.

RESUMEN DE TODO

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

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. Mide la capacidad de un átomo de combinarse con otros. **Más explicación en clase.**

Tipos de valencia: Positiva y negativa

SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS FÍSICA Y QUÍMICA 1.º BACHILLERATO

Configuración electrónica	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	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
1s	1																		2	
2s2p	3	4																		10
3s3p	11	12																		18
4s3d4p	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36		
5s4d5p	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54		
6s4f5d6p	55	56	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86		
7s5f6d7p	87	88	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116				

Legend:

- Black: sólido
- Blue: líquido
- Red: gas
- Purple: artificial
- Orange: Metales
- Grey: Semimetales
- Green: No metales
- Pink: Gases nobles

Hydrogen (H) Example:

- Number: 1
- Symbol: H
- Name: Hidrógeno
- Atomic Mass: 1.01
- Oxidation Number: +1, -1
- Density: 0.00009 g cm⁻³

**Un número entre paréntesis indica el número de masa atómica del isótopo conocido de vida media más larga.*

Lanthanides 6: La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb

Actinides 7: Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No

El descubrimiento de los elementos del 112 al 116 no ha sido confirmado por la IUPAC.

ESQUEMAS PARA APRENDERSE LAS VALENCIAS

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)

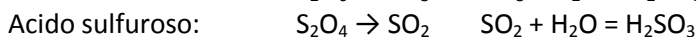
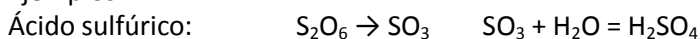
Fe(OH) ₃	Hidróxido de hierro (III)
Cr(OH) ₂	Hidróxido de cromo (II)
NH ₄ (OH)	Hidróxido de amonio

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: -O-O- o bien O_2^{2-}

Este grupo da lugar a compuestos como:

H_2O_2	Peróxido de hidrógeno
Li_2O_2	Peróxido de litio
Na_2O_2	Peróxido de sodio
BaO_2	Peróxido de bario

CuO ₂	Peróxido de cobre (II)
ZnO ₂	Peróxido de Zinc

1.2.7. Otros

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 ≡ ácido ortofosfórico ≡ H₃PO₄ y **el boro:** ácido bórico ≡ ácido ortobórico ≡ 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

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****1.2.9. 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 sulfídrico

NH ₄ (OH)	Hidróxido de amonio	Hidróxido de amonio
HClO ₃	Trioxoclorato (V) de hidrógeno	Ácido clórico
Ca ₃ (PO ₄) ₂	Bis-tetraoxofosfato (V) de Calcio	Fosfato cálcico
CuCrO ₄	Tetraoxocromato (VI) de cobre (II)	Cromato de cobre (II)
H ₂ MnO ₄	Tetraoxomanganato (VI) de hidrógeno	Ácido mangánico
Ca(HS) ₂	Hidrogenosulfuro de Calcio	Hidrogenosulfuro de calcio
MgO ₂	Peróxido de magnesio	Dióxido de magnesio
Au(HSO ₄) ₃	Hidrogenotetraoxosulfato (VI) de oro (III)	Hidrogenosulfato de hierro (III)
HPO ₃	Trioxofosfato (V) de hidrógeno	Ácido trioxofosfórico (V)
Na(HCO ₃)	Hidrogenocarbonato (IV) de Sodio	Hidrogenocarbonato de sodio
Fe(H ₂ 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

1.2.10. 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.

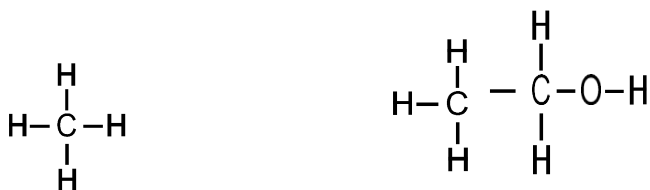
1.3.2. Fórmulas moleculares, desarrolladas y semidesarrolladas:

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.

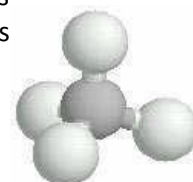
Ej: CH₄ C₂H₆ C₂H₆O

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:

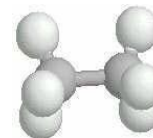
Compartiendo un par de electrones (enlace simple, C – C)

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

Compartiendo tres pares de electrones (enlace triple, C ≡ 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: CH₄: Metano

C₂H₆: Etano

C₃H₈: propano

C₄H₁₀: butano

(en general: C_nH_{2n+2})

En fórmula semidesarrollada:

Metano:

CH₄

Etano:

CH₃ - CH₃

Propano:

CH₃ - CH₂ - CH₃

Butano:

CH₃ - CH₂ - CH₂ - CH₃

Veremos en clase fórmulas desarrolladas

Radicales: Se forman cuando el átomo final de una cadena no forma sus cuatro enlaces, quedando con un electrón sin enlazar. Por ejemplo: -CH₃ -CH₂ CH₃

Esta característica hace que sean muy reactivos, y tiendan a unirse a otras cadenas de carbono, sustituyendo a un hidrógeno.

Nomenclatura: Igual que los alcanos, pero para diferenciarlos, la terminación es -il (o -ilo):

CH₃ metil

CH₂ CH₃ etil

CH₂ CH₂ CH₃ propil

CH₂ CH₂ CH₂ CH₃ 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.

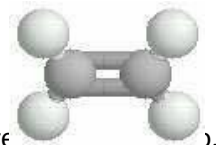
1.-A cada átomo de carbono se le asigna un nº (localizador), comenzando por uno de los extremos, de forma que a los radicales les correspondan los menores localizadores posibles, en el caso que por ambos lados los localizadores tuviesen el mismo valor, se sigue el criterio de empezar a numerar basándonos 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 (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

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

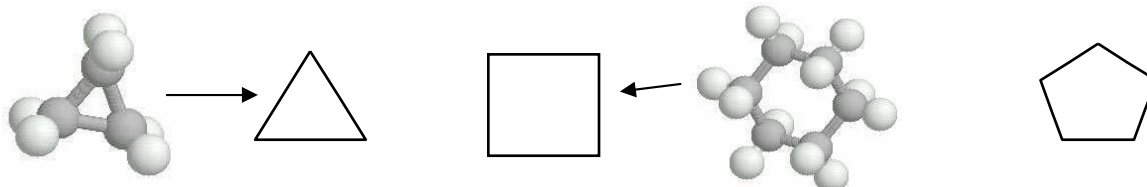
Compuestos en los que existen dobles y triples enlaces en la misma fórmula. En este caso:

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:

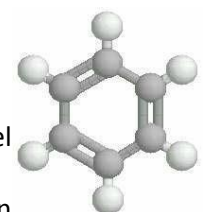


Estos hidrocarburos están constituidos por una cadena de átomos de carbono que se cierra sobre sí misma (un ciclo). Pueden tener enlaces simples, dobles o triples entre átomos de carbono. El resto de los enlaces se completan con átomos de hidrógeno o con radicales.

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

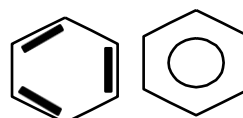
EL BENCENO. Compuestos aromáticos:



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.

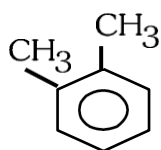
Cada Carbono está unido a un átomo de Hidrógeno, por lo que el benceno podrá incluir un radical en cada vértice. El benceno puede unirse a otras cadenas de carbono, actuando como radical. Se nombra entonces fenil. Como posee un átomo de hidrógeno unido a cada carbono, puede unirse un radical a cada vértice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

C_6H_6

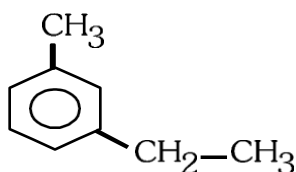




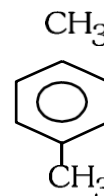
Cuando son dos los radicales que están unidos, existe una forma alternativa de nombrarlos: mediante los prefijos o- (orto), m- (meta) y p- (para).



o-dimetilbenceno
posición 1,2



m-etilmetilbenceno
posición 1,3

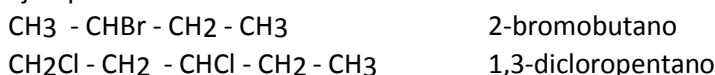


p-dimetilbenceno
posición 1,4

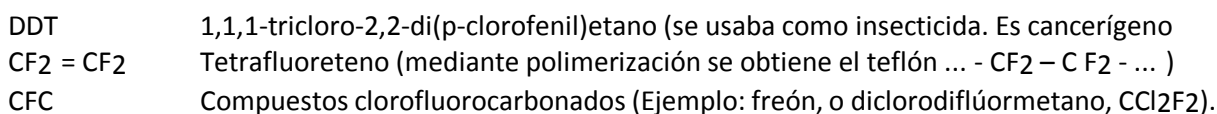
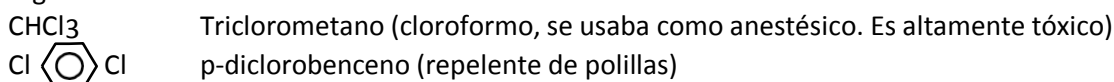
1.3.4. HALUROS (HALOGENUROS):

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).

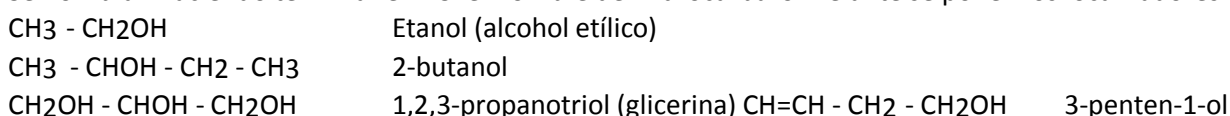
1.3.5. GRUPOS FUNCIONALES CON OXÍGENO

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:



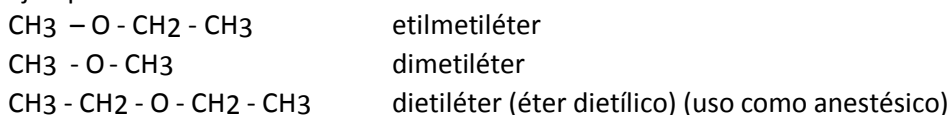
Si en algún compuesto el grupo alcohol no es el grupo principal, se nombrará como radical (hidroxi-)

ÉTERES

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

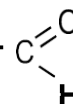
Para nombrarlos, se nombran los radicales por orden alfabético, seguidos de la palabra **éter**. (Otra forma de nombrarlos: se nombran las cadenas, separadas por - oxi -)

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

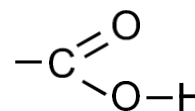


-COOH

ácido benzoico

CH₃ - CHOH - COOH

ácido 2-hidroxipropanoico (ácido láctico)

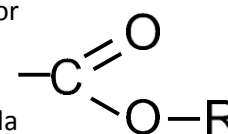


ÉSTERES

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

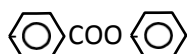
Para nombrar estos compuestos, se comienza por la cadena procedente del ácido, de la siguiente forma: (cadena)-ato de (radical)-ilo



Ejemplos:

CH₃ - COO - CH₃ etanoato de metilo

HCOO - CH₂ - CH₃ metanoato de etilo



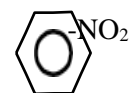
benzoato de fenilo

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

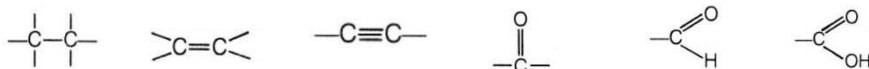
Se nombran haciendo terminar en nitrilo el nombre de la cadena. Ejemplos:

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.

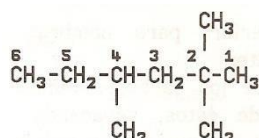
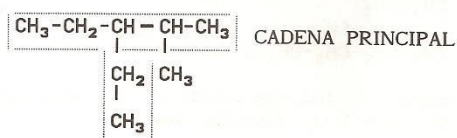
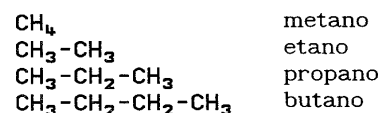
Hidrocarburos

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 C_nH_{2n+2}

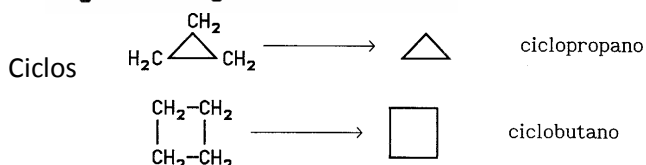
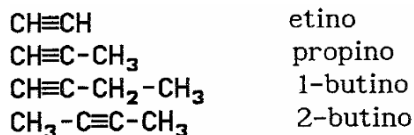
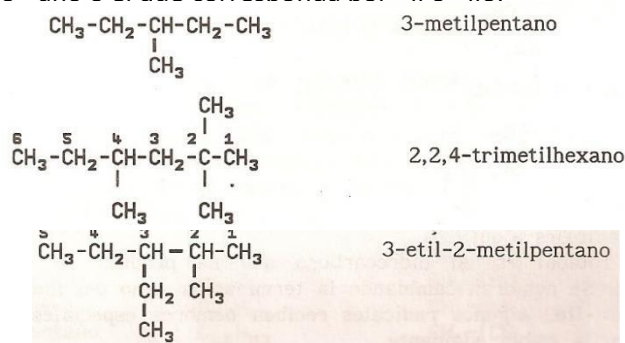
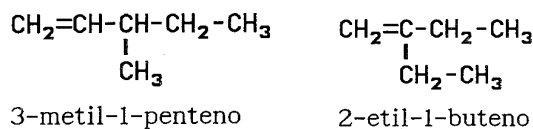


Elección de la cadena principal, que será: la más larga, la que contenga más ramificaciones, etc.

Se numera desde el lado donde caigan más cerca las ramas (igual para otras funciones).

Las cadenas secundarias se nombran como radicales, precedidos por el localizador de la cadena principal en que se encuentran.

A los radicales (ramificaciones) se les nombra cambiando el sufijo -ano o el que corresponda por -il o -ilo.



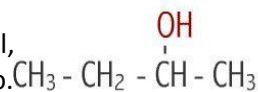
OTRAS FUNCIONES ORGÁNICAS

Nombre	Representación	NOMENCLATURA O SUFIJO
Alcoholes	-OH	-ol

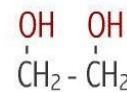
Éteres	-O-	-éter (-oxi-)
Aldehidos	-CH=O	-al
Cetonas	R-CO-R	-ona
Ácidos carboxílicos	-COOH	ácido ...-oico,
Ésteres	-COOR	-ato de ...-ilo
Aminas	-NH ₂	-amina

Alcoholes (R-OH)

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



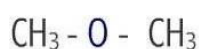
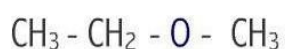
butanol 1,



2-etanodiol

Éteres (R-O-R')

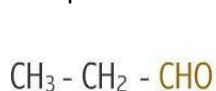
Se nombran los dos sustituyentes seguidos de la palabra éter.



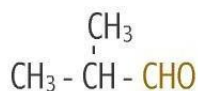
Etilmetiléter (o etanooximetano) Dimetiléter (o metanooximetano)

Aldehídos (R-CHO)

El grupo aldehído siempre se va a localizar en el extremo de la cadena carbonada, mientras que un grupo cetona siempre se encuentra en el interior. La terminación es -al.



Propanal



2.metilpropanal

Cetonas (R-CO-R')

La terminación es -ona.



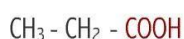
Propanona



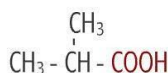
2-pentanona

Ácidos carboxílicos (R-COOH)

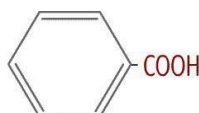
Se antepone la palabra ácido al nombre del compuesto, que tendrá a su vez la terminación -oico



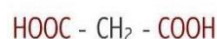
Ácido propanoico



Ácido 2-metilpropanoico



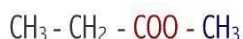
Ácido benzoico



Ácido propanodioico

Ésteres (R-COO-R')

Se nombra el anión del ácido que da origen al éster terminado en -ato seguido del nombre del grupo unido al oxígeno del grupo con la terminación -ilo.



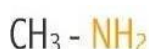
Propanoato de metilo



Eetanoato de propilo

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

(El N siempre tiene 3 valencias)



Metilamina

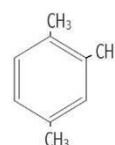


Etilmetilamina

El benceno y sus derivados (C₆H₆)

Benceno (C₆H₆) 1,2,4-trimetilbenceno

C₆H₅-CH₃: Metilbenceno o Tolueno



EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
OPCIÓN B FÍSICA Y QUÍMICA
FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA

2018

4. a) Formula o nombra los siguientes compuestos: (1 punto)

Oxido de hierro(II)	Etanol
H ₂ SO ₄	CH ₃ -CH ₂ -CH ₃
Tetracloruro de silicio	CH ₃ -COOH
NH ₃	Dimetiléter

2017

2016

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

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

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	

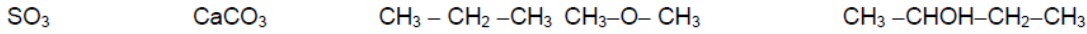
2012

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

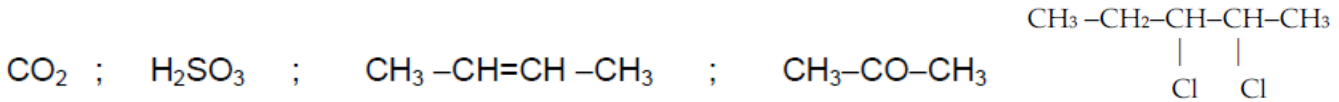
b) Formula o nombra:



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
FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA

2018

6. Sabemos que el 1-hexeno y el 1-hexino son hidrocarburos.
- Explica brevemente el concepto y la composición química de los hidrocarburos. (0,4 puntos)
 - Escribe la fórmula semidesarrollada del 1-hexeno. (0,4 puntos)
 - Escribe la fórmula semidesarrollada del 1-hexino. (0,4 puntos)
 - Razona si el 1-hexeno y el 1-hexino son isómeros entre sí. (0,4 puntos)
 - Formula y nombra un isómero de posición del 1-hexeno (0,4 puntos)

2017

2015

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

SiO_2	Trifluoruro de fósforo
HCl	Sulfuro de hierro (II)
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	Metano
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	Ácido propanoico
$\text{CH}_3 - \text{NH}_2$	1,2-dicloroetano

2014

Formula o nombra (según el caso) los siguientes compuestos:

HNO_3	Carbonato de calcio
SO_2	Ioduro de cobre (II)
CH_4	Ácido clorhídrico
CH_3COOH	1-Buteno
CH_3COCH_3	1,2-Dimetilbenceno
CH_3NH_2	Metanol

2013

2012

2011

2010

Nombra los compuestos siguientes: H_2O_2 , CuH_2 ; $\text{Al}(\text{OH})_3$; CaCl_2 ; HNO_3 ; K_2MnO_4 ; BaSO_4 ; FeCl_3

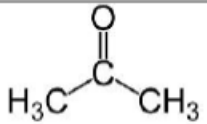
EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD ≥ 25
OPCIÓN B QUÍMICA
FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA

2019

b) Formule o nombre, según convenga, los siguientes compuestos: (1 punto)

b-1)	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
b-2)	Etanal
b-3)	Na_3PO_4
b-4)	Ácido clórico
b-5)	K_2S

2018

b-1)	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	
b-2)	Nitrato de amonio	
b-3)	KMnO_4	
b-4)	$\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$	
b-5)	Óxido de hierro(III)	
b-6)	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CHCl}-\text{CHCl}-\text{CH}_3$	
b-7)	2-buteno	
b-8)		
b-9)	Dietiléter	
b-10)	$\text{CH}_3-\text{COOCH}_2\text{CH}_3$	

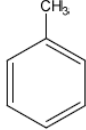
2017

b) Formule o nombre, según convenga: (1 punto)

b-1)	Cr_2O_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)	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	
b-10)	CH_3-COOH	

2016

b) Formule o nombre, según convenga: (1 punto)

b-1)	Ca(OH) ₂	
b-2)	Hidrógenosulfato de sodio	
b-3)	HBrO	
b-4)	Hg(NO ₃) ₂	
b-5)	Óxido de estaño(IV)	
b-6)	$\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3 & -\text{CH} & -\text{CH}_2 & -\text{CH} & -\text{CH}_3 \\ & & & & \\ & \text{CH}_3 & & \text{CH}_3 & \end{array}$	
b-7)	1,2-propanodiol	
b-8)		
b-9)	Metil-fenil-éter	
b-10)	CH ₃ -COOCH ₃	

2015 No salió

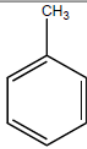
2014

1-a) Nomeneu o formuleu, segons convinga, els compostos següents: (1 punt)

Nombre	Fórmula
1,6-heptadiè	
Butanal	
2-metil-3-etil-pentà	
	CH ₃ -CH ₂ -O-CH ₃
	CH ₃ -CH ₂ -COOH
	KClO ₃
	K ₃ PO ₄
Òxid de plom(IV)	
Hidroxid de bari	
Fluorur d'alumini	

2013

1-a) Nomeneu o formuleu, 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

2014

CUESTION 5

- a) Formule o nombre, según corresponda, los siguientes compuestos. (1,2 puntos)
- | | | |
|-----------------------------------|---------------------------|---------------------------------|
| i) dihidrogenofosfato de aluminio | ii) cloruro de estaño(IV) | iii) propanona |
| iv) $\text{Cu}(\text{BrO}_3)_2$ | v) SbH_3 | vi) $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$ |
- b) Nombre los siguientes compuestos e identifique los grupos funcionales presentes en cada uno de ellos. (0,8 puntos)
- | | | | |
|--|-------------------------------|---|---|
| i) $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$ | ii) $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ | iii) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_3$ | iv) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ |
|--|-------------------------------|---|---|

CUESTION 5

- a) Formule los siguientes compuestos:
- | | | | | |
|------------------------|---------------------------|-----------------------|-----------------|------------------------|
| i) sulfato de aluminio | ii) óxido de hierro (III) | iii) nitrato de bario | iv) 3-pentanona | v) propanoato de etilo |
|------------------------|---------------------------|-----------------------|-----------------|------------------------|
- b) Nombre los siguientes compuestos.
- | | | | | |
|---------------------|---------------------|--|------------------------------|--|
| i) NaHCO_3 | ii) KClO_4 | iii) $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ | iv) $\text{CH}_3\text{-CHO}$ | v) $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3$ |
|---------------------|---------------------|--|------------------------------|--|
- (0,2 puntos cada compuesto)

2013

CUESTIÓN 3. - Formula o nombra, según corresponda, los siguientes compuestos:

- | | | | |
|--|--|-----------------------------------|----------------------|
| a) 3,4-dimetil-1-pentino; | b) dietilamina; | c) metilbutanona; | d) ácido fosforoso; |
| e) tetracloruro de estaño; | f) KMnO_4 ; | g) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; | h) HBrO_4 ; |
| i) $\text{CH}_2=\text{CH-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_3$; | j) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$. | | |

2012

CUESTION 5. - Formula o nombra, según corresponda, los siguientes compuestos.

- | | | | |
|--|---|-------------------------|---|
| a) Peróxido de sodio; | b) ácido cloroso; | c) óxido de cobre (II); | d) propanona |
| e) metoxietano (etil metil éter); | f) KMnO_4 ; | g) NaHCO_3 ; | h) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$; |
| i) $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH}_3$; | j) $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$. | | |

CUESTIÓN 5. - Formula o nombra, según corresponda, los siguientes compuestos:

- | | | |
|---|-------------------------------|---|
| a) Óxido de cromo (III); | b) nitrato de magnesio; | c) hidrogenosulfato de sodio; |
| d) ácido benzoico; | e) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; | f) HgS ; |
| g) H_3PO_4 ; | h) CHCl_3 ; | i) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$; |
| j) $\text{C}_6\text{H}_5\text{-CH}_3$. | | |

2011

CUESTIÓN 3. - Formula o nombra, según corresponda, los siguientes compuestos:

- | | | | |
|---|--------------------|------------------------------|-------------------------------|
| a) Dietiléter; | b) Ácido benzoico; | c) Carbonato cálcico; | d) Ácido nítrico; |
| e) Sulfato sódico; | f) NH_3 ; | g) H_2SO_4 ; | h) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; |
| i) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$; | | | |
| j) $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$. | | | |

2010

CUESTIÓN 3. - Formula o nombra, según corresponda, los siguientes compuestos:

- | | | | | |
|--|---------------------|--------------------------------|---|---|
| a) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; | b) PCl_3 ; | c) NaH_2PO_4 ; | d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_3$; | e) $\text{CH}_3\text{-CCl}_2\text{-CH}_3$; |
| f) Óxido de aluminio; | g) Cloruro amónico; | h) Ácido 2-metilpropanoico; | | |
| i) Etanoato de potasio; | | | | |
| j) 1,2-bencenodiol o (1,2-dihidroxibenceno). | | | | |

CUESTIÓN 3. - Formula o nombra, según corresponda, los siguientes compuestos:

- | | | | |
|---|--|--------------------------------|---------------------------------|
| a) 1-etil-3-metilbenceno; | b) 2-metil-2-propanol; | c) 2-metilpropanoato de etilo; | d) |
| Hidrógenofosfato de calcio; | e) sulfito sódico; | f) CuCN ; | g) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$; |
| h) ClCH=CH-CH_3 ; | i) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$; | | |
| j) $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CO-CH}_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_3$. | | | |

2009

CUESTIÓN 5 B. - Formula o nombra según corresponda:

- | | | | |
|---------------------------|----------------------------------|--------------------------------|---------------------------|
| a) etanoato de metilo; | b) propanal; | c) fenil metil éter; | d) yodato de níquel (II); |
| e) perclorato de potasio; | f) $\text{CH}_2=\text{CH-CHO}$; | g) $\text{N}(\text{CH}_3)_3$; | h) NO_2 ; |
| i) NaHCO_3 ; | | | |
| j) AlPO_4 . | | | |

2008

UNIDAD 2. EL ÁTOMO Y EL SISTEMA PERIÓDICO

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.

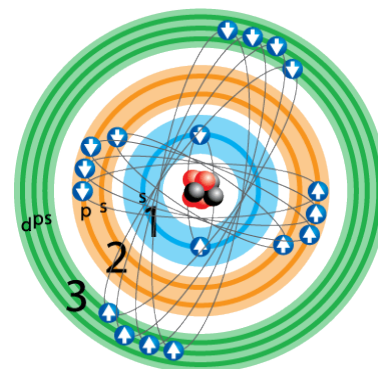
2.2.7. Configuración electrónica

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.



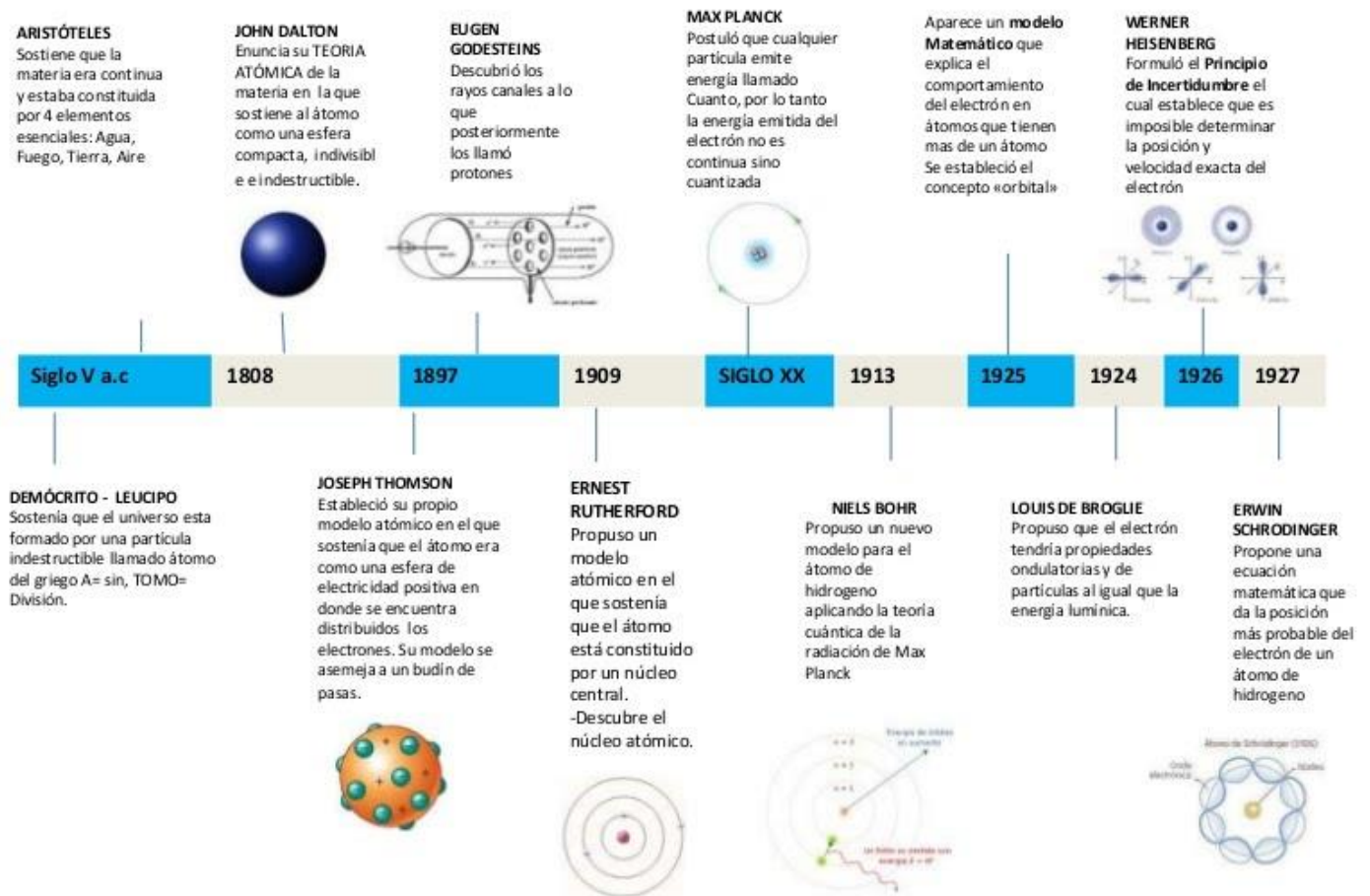
2.1. La materia













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.

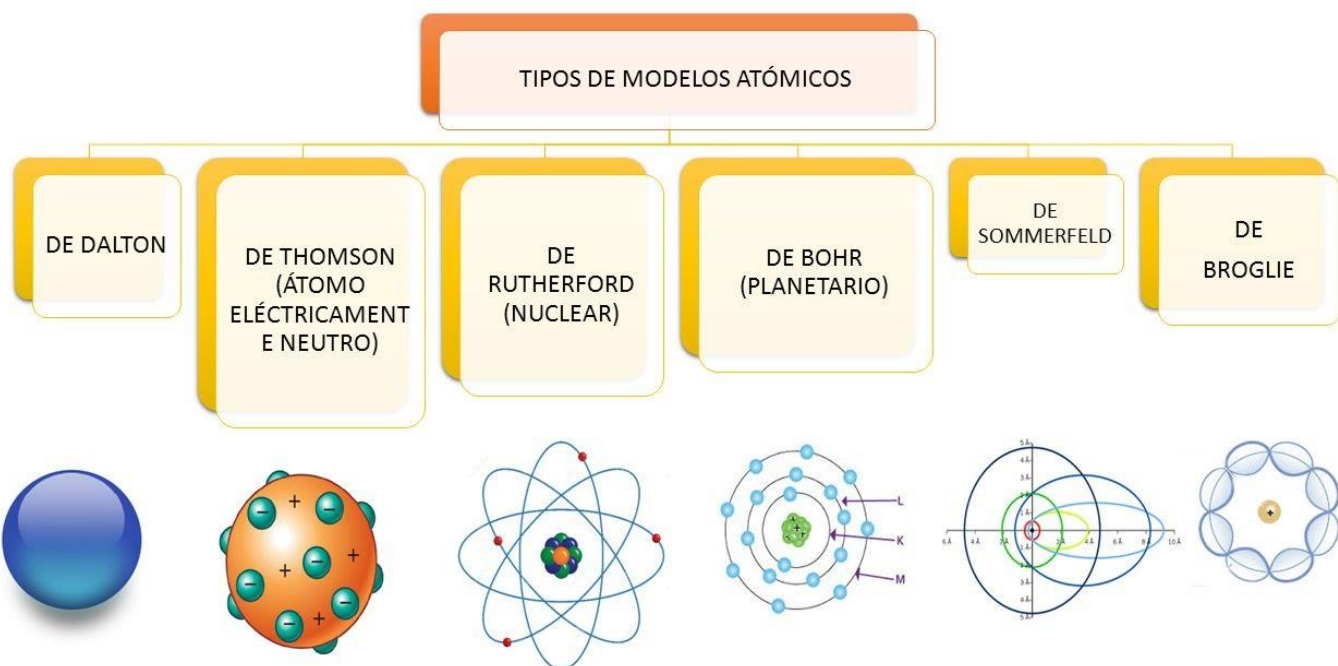
2.2. EL ÁTOMO

2.2.1. Los distintos modelos atómicos

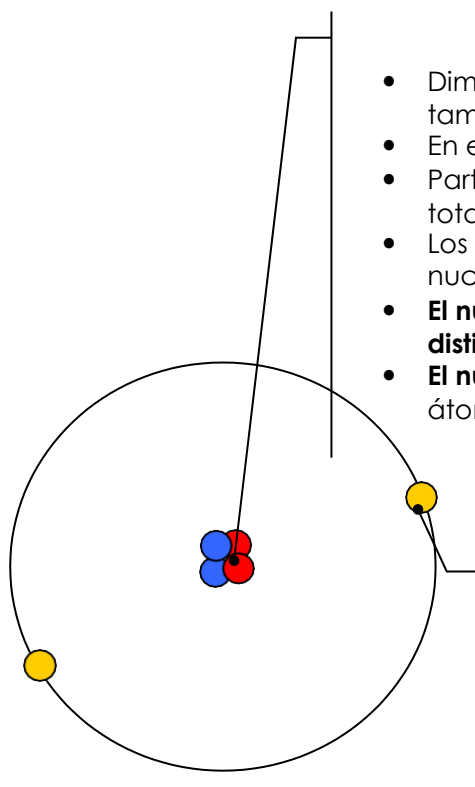
EVOLUCIÓN DEL MODELO ATÓMICO



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	Demostó 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	Demostó 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 $m_p \approx 1800 m_e$

$m_p \approx m_n$

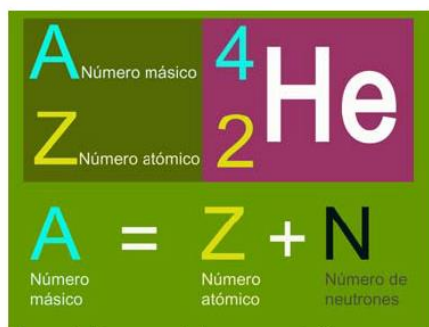
$q_p = -q_e$ (aunque con signo contrario)

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.

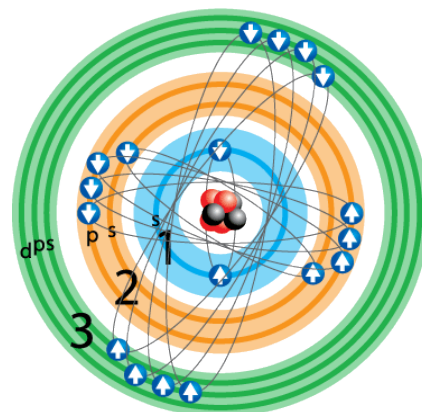


Tomando como punto de partida el modelo de Rutherford, Niels Bohr trató de incorporar en él la teoría de “cuantos de energía” desarrollada por **Max Planck** y el efecto fotoeléctrico observado por Albert Einstein.

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**.

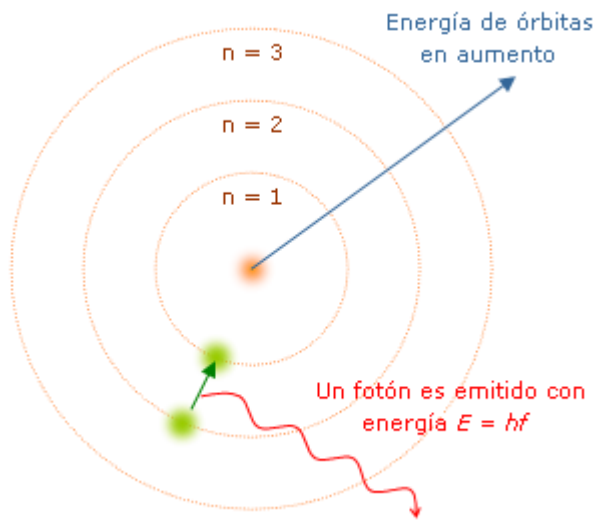
Lo original de la teoría de Bohr es que afirma:

- a) que los electrones solamente pueden estar en órbitas fijas muy determinadas, negando todas las demás.
- b) que en cada una de estas órbitas, los electrones tienen asociada una determinada energía, que es mayor en las órbitas más externas.
- c) que los electrones no irradian energía al girar en torno al núcleo.
- d) que el átomo emite o absorbe energía solamente cuando un electrón salta de una órbita a otra.
- e) que estos saltos de órbita se producen de forma espontánea.



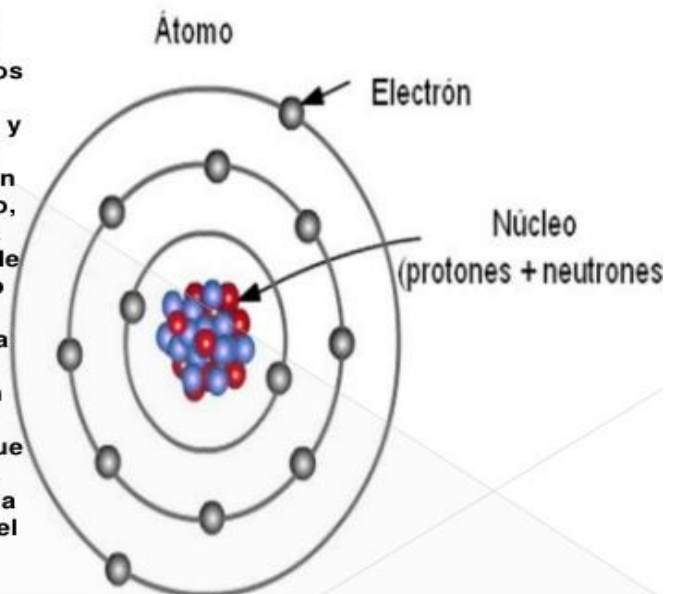
f) que en el salto de una órbita a otra, el electrón no pasa por ninguna órbita intermedia.

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.**



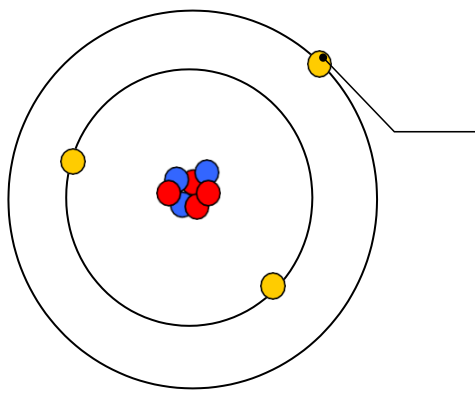
Modelo atómico de bohr

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.

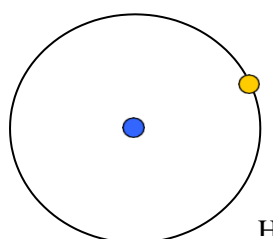
Al quitar un electrón el átomo queda con

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**.

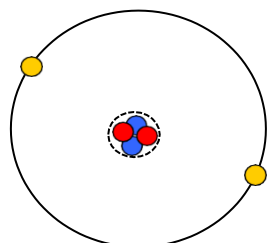
El proceso de obtener iones con carga (+) o cationes no puede hacerse añadiendo protones en el núcleo. Los nucleones están muy firmemente unidos y el proceso de arrancar o introducir uno en el núcleo implica poner en juego una cantidad enorme de energía (reacción nuclear)

<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?

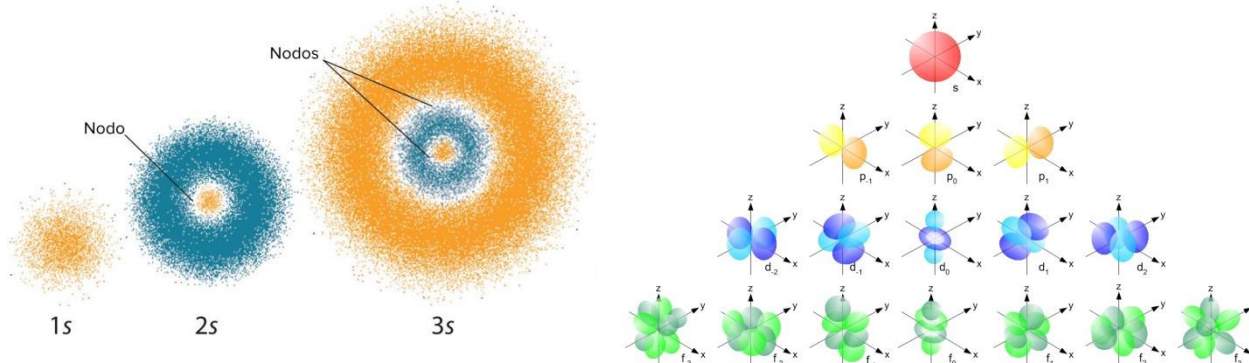
En un nivel muy simple, podemos pensar en los electrones como ondas estacionarias de materia que tienen ciertas energías permitidas. Schrödinger formuló un modelo del átomo que suponía que los electrones podían ser tratados como ondas de materia.

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 $l = 2$, ml 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 $l = 3$ ml 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

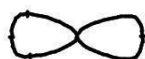
Los electrones no se encuentran pululando aleatoriamente por todo el espacio alrededor del núcleo, sino que se mueven por zonas determinadas del espacio denominadas **orbitales atómicos**. Los orbitales atómicos se diferencian entre sí por su forma y su tamaño. Los orbitales atómicos del "mismo" tamaño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

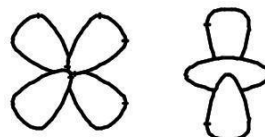
- hay 1 orbital s por capa
- hay 3 orbitales p por capa, empezando a partir de la segunda
- hay 5 orbitales d por capa, empezando a partir de la tercera
- hay 7 orbitales f por capa, empezando a partir de la cuarta



orbital s



orbital p



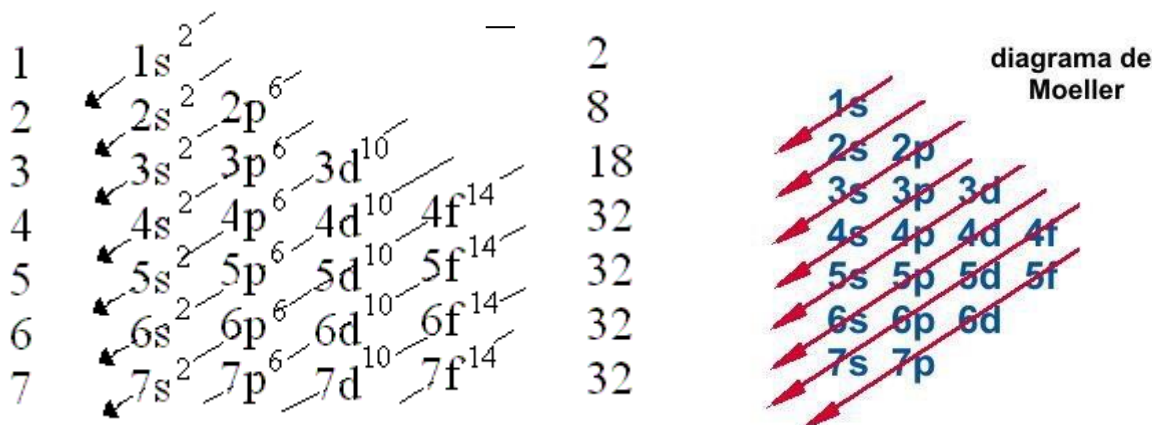
orbitales d

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.

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	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^2 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^2 4s^2$
Ga	Z = 31	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^1$
Br	Z = 35	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^5$

Si queremos afinar un poco más en la configuración electrónica deberemos usar el **Principio de Máxima Multiplicidad o Regla de Hund que establece que a la hora de ocupar estados de energía degenerados (por ejemplo los tres estados "p") los electrones tienden a situarse lo más desapareados posible.**

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

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

Los dos primeros electrones se sitúan en el estado de energía más bajo. Como han de respetar el principio de exclusión se colocan con "espines contrarios".
Los valores de los números cuánticos serán (n, l, m_l, s) :
 $(1, 0, 0, +1/2)$

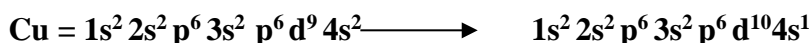
Los dos siguientes electrones se sitúan en el siguiente estado de energía. Para respetar el Principio de Exclusión se colocan con "espines contrarios".
Los valores de los números cuánticos serán (n, l, m_l, s) :
 $(2, 0, 0, +1/2)$

El quinto electrón puede situarse en cualquiera de los tres niveles de energía $2p$, ya que todos ellos tienen la misma. Supongamos que se sitúa en el primero $(2, 1, 0, +1/2)$. El próximo electrón tiene ahora dos posibilidades: situarse en el mismo estado que el electrón precedente, para lo cual debería de "invertir" su spin para no tener los cuatro números cuánticos iguales, o situarse en otro nivel $2p$ (de igual energía) con el mismo spin. Esta última es la opción energéticamente más favorable (regla de Hund).
Los valores de los números cuánticos para los electrones quinto y sexto serán entonces (n, l, m_l, s) : $(2, 1, -1, +1/2)$ $(2, 1, 0, +1/2)$
El séptimo electrón repetirá lo dicho para el sexto. Esto es, se coloca en el tercer nivel $2p$ (de igual energía) con el mismo spin que los precedentes.
Los valores de los números cuánticos para los tres últimos electrones serán entonces (n, l, m_l, s) : $(2, 1, -1, +1/2)$ $(2, 1, 0, +1/2)$ $(2, 1, 1, +1/2)$

Sabemos que la configuración ns^2p^6 (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.

2.3. Sistema Periódico

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

Le tableau périodique de Mendeleiev (1869)

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

Legenda de grupos:

- metales alcalinos
- alcalinotérreos
- halógenos
- gases nobles
- metaloideos
- no metales
- actinoides
- lanthanoides
- actinoides
- elementos desconocidos
- masas de elementos radiactivos entre paréntesis

Legenda de estados de oxidación:

- +6
- +5
- +4
- +3
- +2
- +1
- 0
- 1
- 2

Legenda de configuración electrónica:

- s
- p
- d
- f

Notas:

- * 1 g/mol = 96.485 eV.
- * Todos los elementos tienen un estado de oxidación implícito cero.
- * Los estados de oxidación de los elementos 109, 110, 111, 112, 113, 114, 115, 116, 117 y 118 son predicciones.
- * Las configuraciones electrónicas de los elementos 109, 110, 111, 112, 113, 114, 115, 116, 117 y 118 son predicciones.

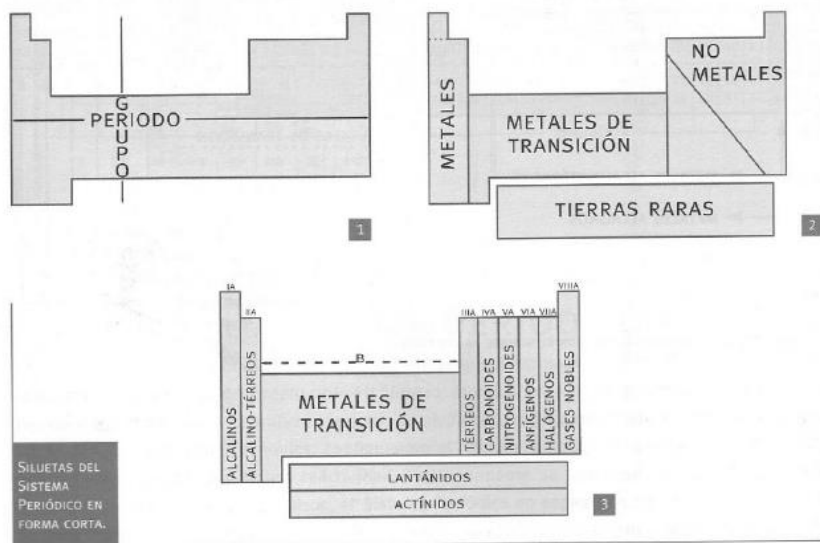
Attribution: 201.2rc
 Edt (Translation to Spanish) by The Photographer
 Edt (Updated) by EnderMK
 Original file: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Periodic_table_large-es.svg

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 actínidos, lo que llenan es un orbital *f* (desde el La, $Z=57$, hasta el Lu, $Z=71$, y desde el Ac, $Z=89$, hasta el Lr, $Z=103$). La existencia de familias o grupos en el Sistema Periódico queda pues justificada gracias a la configuración electrónica. Igualmente se observa que el periodo en que se encuentra cada elemento coincide con el número de niveles que posee. Así en los elementos del primer periodo (que sólo son el H y el He) hay un único nivel, en los del segundo periodo (Li, Be, B, C, N, O, F y Ne) hay dos niveles, en los del tercer periodo hay tres, y así sucesivamente hasta el periodo 7 en que existen 7 niveles. El átomo de Ge, por ejemplo, se encuentra en el cuarto periodo y dispone por lo tanto de 4 niveles, y como pertenece al grupo de los carbonoideos, en dicho cuarto y último nivel tendrá lleno el orbital *s* con dos electrones y en los tres orbitales *p* tendrá otros dos (en total cuatro), de manera que su último nivel tendrá la configuración $4s^2 p^2$. La presencia de los periodos del Sistema Periódico también encuentra pues justificación en el marco de la configuración electrónica de los átomos.

Es importante destacar que más del 80% de los elementos químicos que se encuentran a la izquierda de la “escalera” del Sistema Periódico tienen propiedades metálicas, son **metales** y los que se encuentran en el lado superior derecho son netamente **no metales**. Hay una media docena de elementos cuyas propiedades son intermedias, situados en la “escalera” que se llaman **metaloides o semimetales**: boro, silicio, germanio, arsénido, antimonio y telurio.

ACTIVIDAD DESARROLLADA					
Indicar a qué grupo y 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.

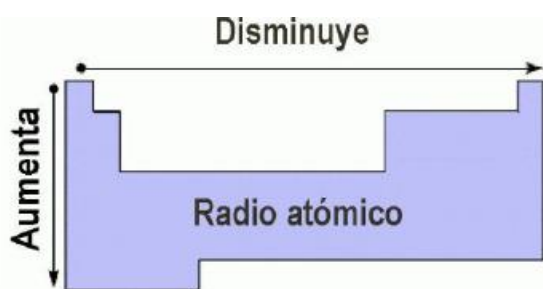
La ordenación y coherencia del Sistema Periódico está pues, como acabamos de ver, estrechamente relacionada con

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.



H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi		

Energía de ionización.

La energía o potencial de ionización de un átomo es la energía necesaria para arrancar un electrón de este átomo en estado gaseoso. Es decir: $X(g) \rightarrow X^+(g) + e^-$ 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)

H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At

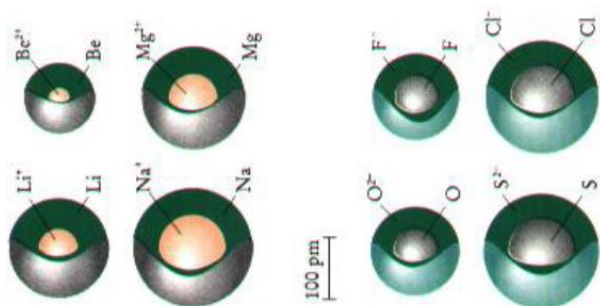
Elemento	I_1	I_2	I_3	I_4
Na	496	4560		
Mg	738	1450	7730	
Al	577	1816	2744	11,600

Electronegatividad.

H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At

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:

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
OPCIÓN B FÍSICA Y QUÍMICA

2018

b) Completa la siguiente tabla: (1 punto)

Elemento	Z	A	protones	neutrones	electrones	representación
Sodio	11			12		
Aluminio		27	13			
Flúor						${}^{19}_9\text{F}^-$
Calcio	20	42			18	

2017

4. a) Completa la tabla siguiente: (1 punto)

Elemento	Z	A	electrones	protones	neutrones	representación	Configuración electrónica
Carbono						${}^{12}_6\text{C}$	
Litio	3				4		$1s^2 2s^1$
Oxígeno						${}^{16}_8\text{O}^{2-}$	
Cloro	17	35					$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Magnesio			10	12	12		

2015

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	${}^{31}_{19}\text{K}^+$				
Configuración electrónica		$1s^2 2s^2$			

2014

4) 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) Pertenece al mismo periodo; a2) Pertenece al mismo grupo; a3) Y pertenece al 4º periodo a4) El número atómico de X es 14. a5) Y es el elemento más electronegativo

2013

4. a) Si un átomo tiene 18 electrones y 20 neutrones. ¿Cuál será su número atómico y su número másico?. Escribe su configuración electrónica. y justifica de qué tipo de elemento se trata.

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
OPCIÓN C QUÍMICA

2018

2. De las siguientes combinaciones de números cuánticos:

i) (2, 1, -1, -1/2) ; ii) (3, 0, -1, -1/2) ; iii) (4, 2, 2, 1/2) ; iv) (3, 0, 0, -1/2)

a) ¿Cuáles son posibles? Razona la respuesta. (1 punto)

b) En los casos posibles, identifica el orbital que representan. (1 punto)

2018

3. Los números atómicos del oxígeno, el flúor y el sodio son, respectivamente 8, 9 y 11.

a) Escribe sus configuraciones electrónicas. (0,7 puntos)

b) Justifica qué ion estable forma cada uno de ellos. (0,6 puntos)

c) Ordena los elementos anteriores de mayor a menor radio atómico. (0,7 puntos)

2017

3. 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)

2016

Pregunta 2. Para los siguientes átomos ${}_{34}^{80}X$ ${}_{34}^{82}Y$ ${}_{36}^{82}Z$

a) Indica el número de protones, neutrones y electrones de cada uno.

b) Explica si estos átomos pueden ser isótopos entre si.

2015

Pregunta 3.

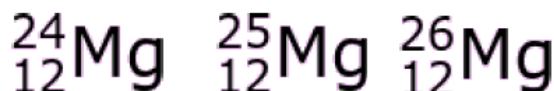
a) Escribe la configuración electrónica del cloro (Z = 17) y del calcio (Z = 20).

b) Indica el grupo y el periodo de cada elemento.

c) Explica cuál de los dos tendrá mayor energía de ionización.

2015

Pregunta 2. El magnesio tiene tres isótopos naturales:



a) Indica el número de protones, neutrones y electrones de cada isótopo.

b) La masa atómica del magnesio es 24,3 u. Razona qué isótopo será el más abundante.

2014

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: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

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

2014

Pregunta 3. Para los elementos de número atómico 10, 19 y 35:

- Escribe su configuración electrónica.
- Indica la valencia iónica, el grupo y el periodo de cada elemento.

2013

Pregunta 2. Sea el potasio (K) de $Z=19$. Se pide:

- Escribe su configuración electrónica.
- Justifica el tipo de ión estable que forma.
- Justifica el enlace que formará al unirse con el oxígeno ($Z=8$).
- Indica el conjunto de combinaciones de números cuánticos de los electrones del orbital 4s.

Pregunta 3. Si la configuración electrónica del elemento X es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$.

Justifica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. En caso de que la afirmación sea falsa **corrígela** de forma que la afirmación que resulte sea correcta.

- X está en el período 18 de la tabla periódica.
- X está en el grupo 6 de la tabla periódica.
- El número másico de X es 36.
- El elemento X formará iones estables del tipo X^{+2} .
- X es no metal.

2013

Pregunta 2. Sabiendo que la configuración electrónica de un isótopo del elemento Flúor(F) es $1s^2 2s^2 2p^5$ y que tiene un número másico $A=19$. Se desea saber:

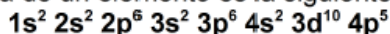
- El número atómico del flúor.
- El número de protones, neutrones y electrones.
- La posición que ocupa el flúor en la tabla periódica.
- Cómo es la electronegatividad del Flúor. ¿por qué?

2012

Pregunta 2. Sea el Aluminio ($Z= 13$ y $A= 27$) y el oxígeno ($Z= 8$ y $A= 16$). Se desea saber:

- Las partículas que constituyen cada uno de ellos.
- Escribe la configuración electrónica de cada uno de ellos.
- Indica el ión estable que forma cada uno (justifica tu respuesta).
- Razona qué enlace formarían al combinarse el aluminio y el oxígeno.

Pregunta 3. La configuración electrónica de un elemento es la siguiente:



- ¿Cuál es su **número atómico**?
- ¿En qué **período** de la tabla periódica está?
- ¿En qué **grupo** de la tabla periódica está?
- ¿Cuántos **electrones de valencia** tiene?
- Justifica si se trata de un metal, no metal, semimetal o gas noble e indica las propiedades más características que tiene.
- Indica qué **ión** estable formaría y cómo (Escribe un esquema del proceso)
- Explica el enlace que forma cuando se enlaza consigo mismo.
- ¿De qué elemento se trata?

2011

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	

**EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD ≥ 25
OPCIÓN B QUÍMICA**

2019

2018

2017

2015

2015

- 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: $Z(O) = 8$.

2014

- 1-b) Complete las celdas vacías de la tabla siguiente ($Z =$ número atómico). (1,5 puntos)

Símbolo	Z	Nº protones	Nº electrones	Configuración electrónica
Si			14	
F ⁻ (anión fluoruro(1-))	9			
K ⁺ (catión potasio(1+))		19		

OTROS EJERCICIOS

- 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)

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 período al que pertenecen.
- Clasifica cada uno de los elementos en las siguientes categorías: metal, no metal o gas noble.
- Ordena los elementos según valor creciente de su primera energía de ionización.

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 ($Z = 1$).

- Sus configuraciones electrónicas.
 - 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 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 $n = 3$.

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.

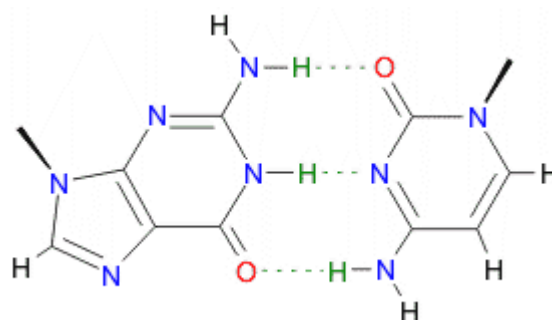
3.3.3. Geometría de las moléculas

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).

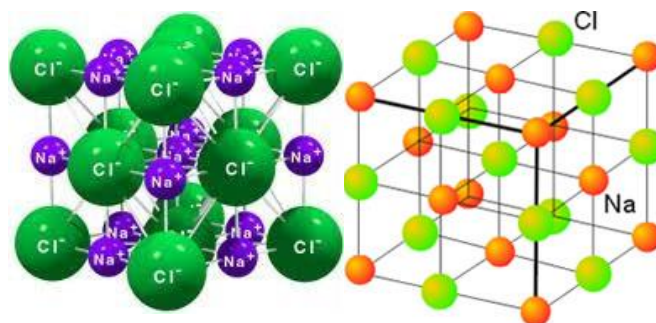
El *enlace iónico* surge cuando se unen un átomo de la parte izquierda de la tabla periódica (elementos con baja energía de ionización y, por tanto, con tendencia a formar cationes) con un elemento de la parte derecha (elementos con alta afinidad electrónica y, por tanto, con tendencia a formar aniones).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

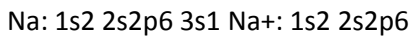
El *enlace covalente* se origina al unirse dos átomos de la parte derecha de la tabla periódica (elementos con alta afinidad electrónica y con alta energía de ionización). Como ninguno tiene tendencia a ceder electrones y formar un catión, lo que hacen es compartir electrones entre ambos; de esta manera 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.



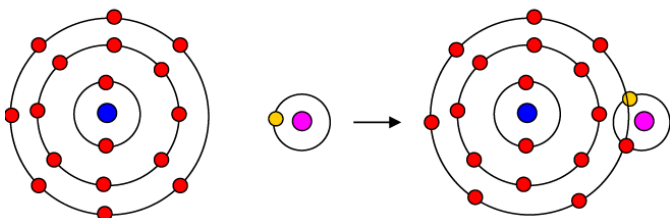


Puede observarse que ambos iones presentan la estructura del gas noble más cercano.

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.

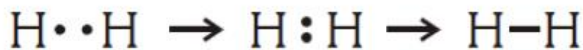
La descripción más sencilla del enlace covalente se realiza mediante las *representaciones o estructuras de Lewis*. En éstas, cada átomo enlazado se representa mediante su símbolo químico, y se disponen a su alrededor los electrones de su capa de valencia agrupados por orbitales, procurando mantener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



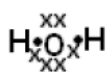
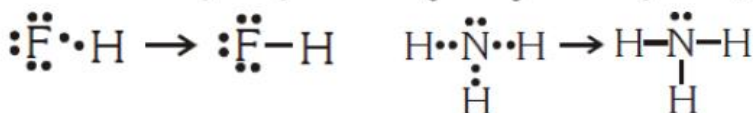
Veamos esto con una molécula sencilla, la de hidrógeno (H_2)



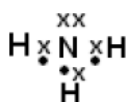
Otros ejemplos: O_2 , N_2 (moléculas homooatómicas)



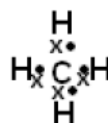
H F, H_2O , NH_3 (moléculas heteroatómicas)



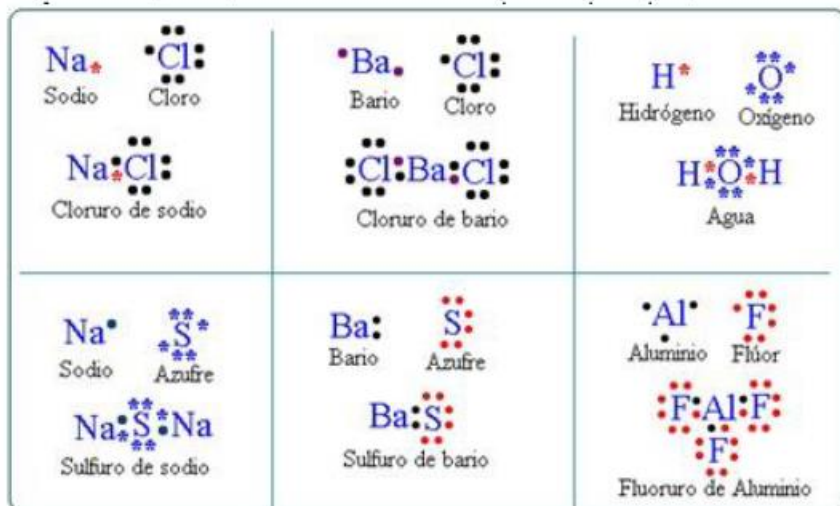
El **oxígeno** se combina con **dos** átomos de hidrógeno para



... 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.

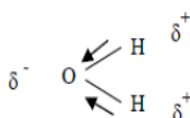
En el enlace covalente no se forman iones, las moléculas son neutras. Sin embargo puede darse el caso de que la carga no esté repartida por igual en toda la molécula. Veamos un par de ejemplos. **H₂** (molécula con átomos del mismo elemento): Comparten un par de electrones. Al ser iguales los núcleos,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

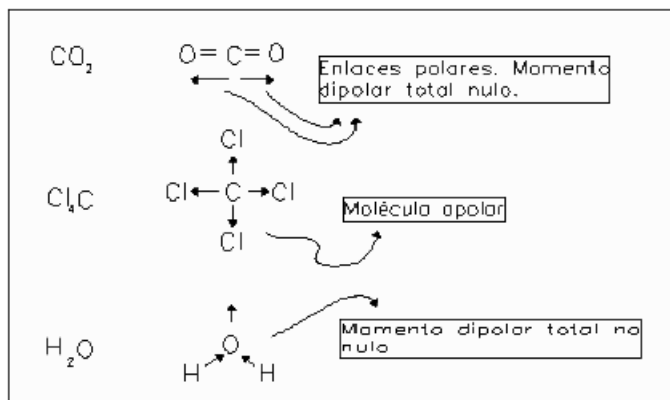
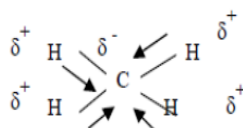
PASOS PARA DEDUCIR LA POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS

- 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

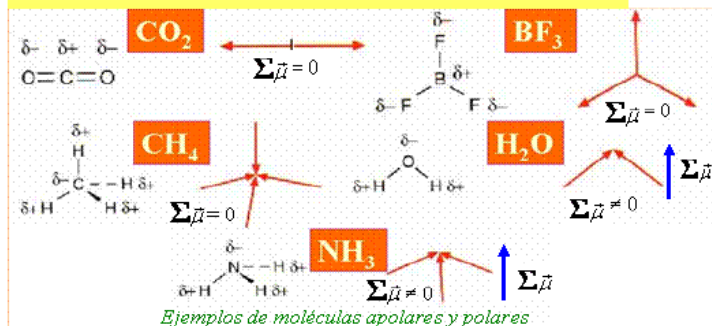


Molécula apolar CH₄



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).

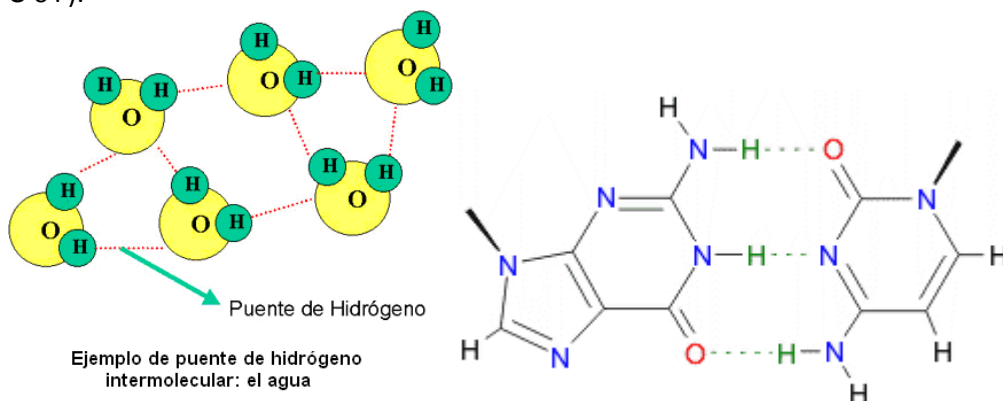
Las fuerzas intermoleculares son más fuertes en estado sólido que en estado líquido y en estado líquido más fuertes que en estado gaseoso.

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):



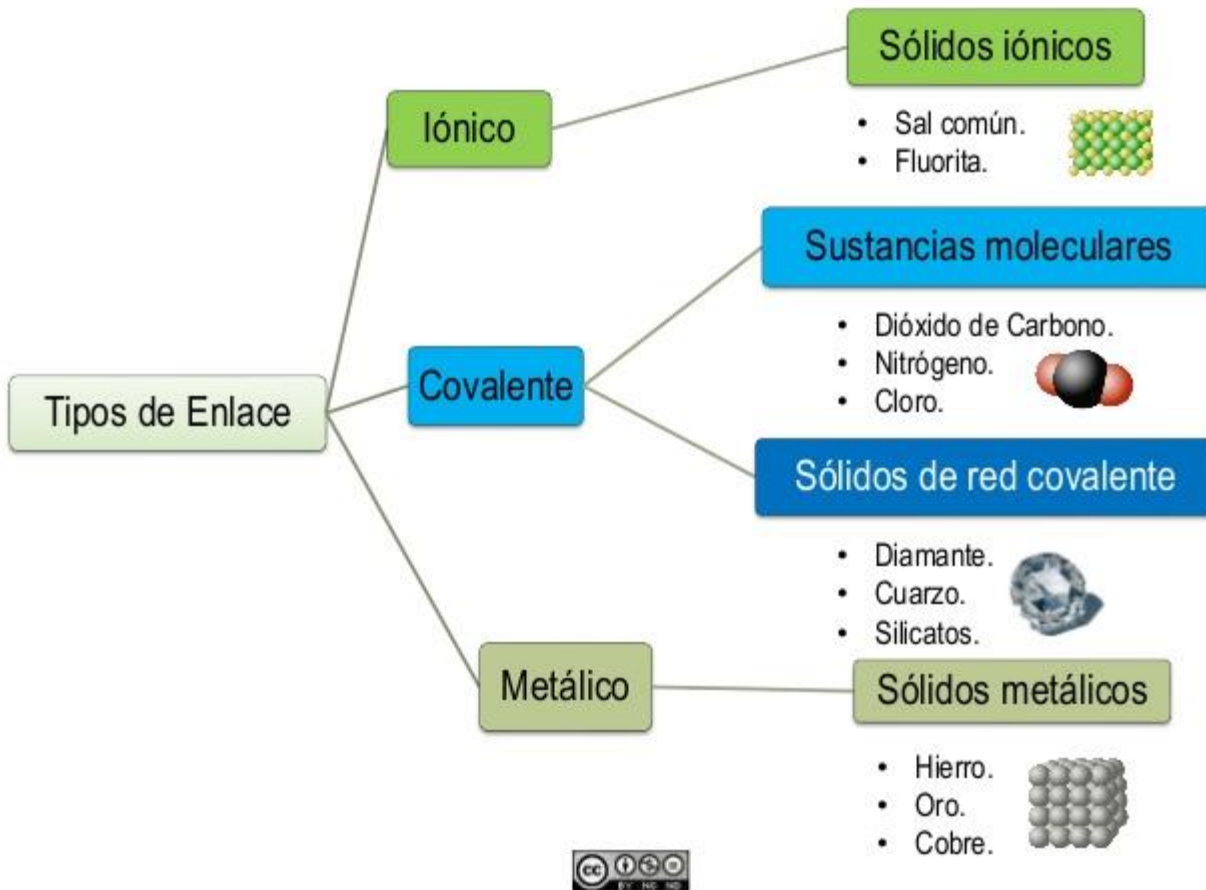
El orden decreciente en lo relativo a fuerzas de enlace intermoleculares es: enlaces hidrógeno > dipolo-dipolo > fuerzas de dispersión.

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

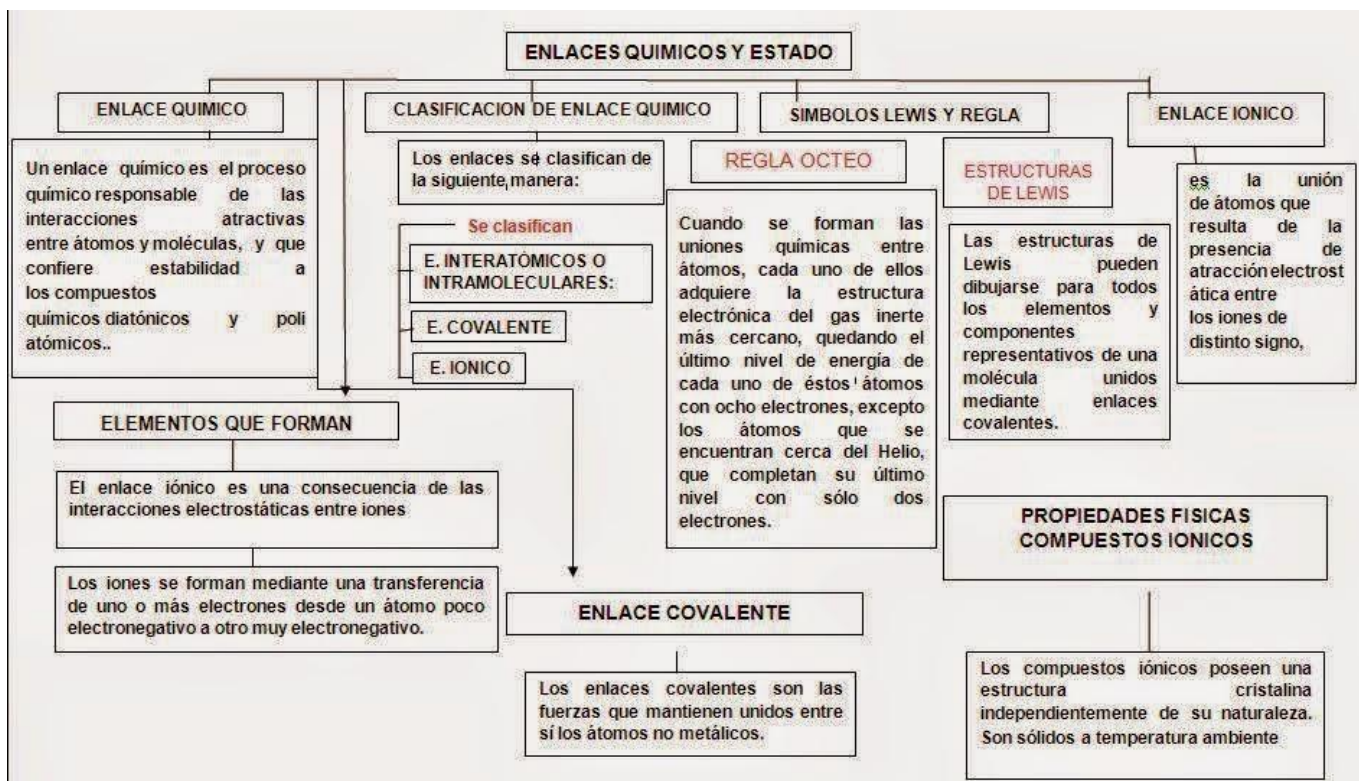
	MOLECULARES	COVALENTES	IONICOS	METALICOS
Partículas de la celda unidad	Moléculas (o átomos)	Átomos	Aniones, cationes	Iones metálicos con "nubes de electrones"
Fuerzas mas fuertes entre las partículas	London, dipolo-dipolo, y enlaces de hidrogeno	Enlace covalentes	Electrostáticas	Enlaces metálicos (atracción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

<i>Tipo de sólido</i>	<i>Iónico</i>	<i>Metálico</i>	<i>Covalente 3D</i>	<i>Molecular</i>
<i>Unidad estructural</i>	Ion	Átomo	Átomo	Molécula
<i>Enlace entre unidades</i>	Enlace iónico	Enlace metálico	Enlace covalente	Fuerzas de Van der Waals
<i>Dureza</i>	Duro	Amplia gama	Duro	Blando
<i>Punto de fusión</i>	Alto (600 a 3000 °C)	Amplia gama (-39 a 3400 °C)	Alto (1200 a 4000 °C)	Bajo (-272 a 400 °C)
<i>Conductividad</i>	Aislante en sólido pero conductor fundido o en disolución.	Conductor	Aislante o semiconductor	Aislante
<i>Generalmente se presenta en</i>	Compuestos de los metales y no metales	Metales de la mitad izquierda	No metales del centro	No metales de la derecha
<i>Ejemplos</i>	KI, Na ₂ CO ₃ , LiH	Na, Zn, bronce	Diamante, Si, SiO ₂	O ₂ , C ₆ H ₆ , H ₂ O



RESUMEN DEL ENLACE



EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
OPCIÓN B FÍSICA Y QUÍMICA

2018 No salió

2017

2. b) Expresa el tipo de compuesto que se formara entre los pares de elementos de la tabla anterior que se indican a continuacion, su formula y el nombre del compuesto:

b.1) carbono y oxígeno (0,5 puntos) b.2) cloro y magnesio (0,5 puntos)

2016

3. Indica qué enlace químico o fuerza intermolecular debe vencerse en cada caso. Explica brevemente sus características. (0,4 puntos por apartado).

a) Evaporar agua.

b) Disolver cloruro de potasio.

c) Fundir dióxido de silicio.

d) Fundir aluminio

e) Evaporar nitrógeno líquido.

2012

8. b) Describe en qué consiste la fuerza intermolecular denominada puente de hidrógeno (o enlace de hidrógeno) y cita ejemplos de moléculas que lo presenten.

2011

9. a) Representa la estructura de Lewis de las moléculas N_2 , CO_2 y PCl_3 y especifica el número de pares de electrones solitarios que hay en cada una de ellas.

Números atómicos: $N(7)$; $C(6)$; $O(8)$; $P(15)$; $Cl(17)$

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
OPCIÓN C QUÍMICA

2018 No salió

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

13. Identifica el tipo de fuerzas intermoleculares de cada una de las especies que se nombran y explica las siguientes observaciones:

a) A temperatura ambiente el flúor (F_2) y el cloro (Cl_2) son gases, el bromo (Br_2) es líquido y el yodo (I_2) es sólido.

b) La temperatura de ebullición del agua (H_2O) es mayor que la de su homólogo el sulfuro de hidrógeno (H_2S)

2014

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

17. Considerando las moléculas F₂, HF y CH₄

a) Dibuja las estructuras de Lewis de las moléculas.

b) Justifica si las moléculas anteriores presentan enlaces covalentes polares y cómo es la polaridad de cada molécula.

Datos: Los números atómicos de los elementos H, C y F, son 1, 6 y 9 respectivamente.

2012

18. De entre las sustancias siguientes: 1) carbono (diamante); 2) dióxido de carbono; 3) cloruro de sodio; 4) agua; 5) cobre

Se pide escoger la sustancia más representativa de: (Justifica tu respuesta)

a) Una sustancia que tiene enlaces de hidrógeno.

b) Una sustancia sólida de alta conductividad eléctrica tanto en estado sólido como líquido.

c) Un sólido covalente de muy alto punto de fusión.

d) Una sustancia ligada por fuerzas de Van der Waals, que sublima a 78°C bajo cero.

e) Una sustancia que no conduce en estado sólido que se transforma en conductora al fundir.

2011

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

a) fundir cloruro sódico b) fundir oro c) vaporizar agua d) vaporizar diamante

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA

PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD ≥ 25

OPCIÓN B QUÍMICA

2019

a) Prediguen la geometria i el caràcter polar o apolar de les molècules: BHF₂, NCl₃ y CHF₃. (1,5 punts)

Dades: Números atòmics: Z(H) = 1; Z(B) = 5; Z(C) = 6; Z(N) = 7; Z(F) = 9; Z(Cl) = 17.

2018

a) Representeu l'estructura electrònica de Lewis i descriuiu la geometria prevista pel model RPECV per a les molècules: CCl₄, PCl₃ i Cl₂O. (1,5 punts)

Dades: Nombres atòmics, Z: Z(C) = 6, Z(O) = 8; Z(P) = 15; Z(Cl) = 17.

2017

a) Represente la estructura electrónica de Lewis y describa la geometría prevista por el modelo RPECV para las moléculas: SiCl₄, NCl₃ y Cl₂O. (1,5 puntos)

Datos: Números atómicos, Z: Z(N) = 7; Z(O) = 8; Z(Si) = 14; Z(Cl) = 17.

2016

a) Represente la estructura electrónica de Lewis y describa la geometría prevista por el modelo RPECV y prediga razonadamente el carácter polar o apolar de las moléculas: CS₂, CH₄ y H₂O. (1,5 puntos)

Datos: Números atómicos, Z: Z(H) = 1; Z(C) = 6, Z(O) = 8; Z(S) = 16.

2015

a) Describa la geometría prevista por el modelo RPECV para las moléculas CCl_4 , CHCl_3 y CH_2Cl_2 . Prediga, en cada caso, si la molécula será polar o no. (1,5 puntos)

Datos: números atómicos: $Z(\text{H}) = 1$; $Z(\text{C}) = 6$; $Z(\text{Cl}) = 17$.

2014

2013

1-b) Represente la estructura electrónica de Lewis e indique, razonadamente, la geometría molecular prevista por el modelo RPECV para las moléculas PF_3 , H_2S , CBr_4 . Prediga, de manera justificada, si la molécula será polar o no. (1.50 Puntos).

Datos: Números atómicos: $Z(\text{P}) = 15$; $Z(\text{F}) = 9$; $Z(\text{H}) = 1$; $Z(\text{S}) = 16$; $Z(\text{C}) = 6$; $Z(\text{Br}) = 35$

UNIDAD 4. REVISIÓN Y PROFUNDIZACIÓN DE LA TEORÍA ATÓMICOMOLECULAR

La clasificación de las sustancias: elementos, compuestos y mezclas

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

Disoluciones. Algunas formas de expresar la concentración.

Molaridad y tanto por cien en masa.

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

4.2. Hipótesis de Avogadro

4.3. Masa atómica y molecular

4.4. Concepto de mol

4.5. Disoluciones

4.5.1. Concepto

4.5.2. Tipos de disoluciones

4.5.3. Concentración de una disolución

4.5.4. Formas de expresar la concentración de una disolución

4.6. Ecuación de los gases ideales

4.7. Ley de Dalton

4.8. Composición centesimal. Fórmulas empíricas y moleculares

RESUMEN-CHULETA

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA.

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).

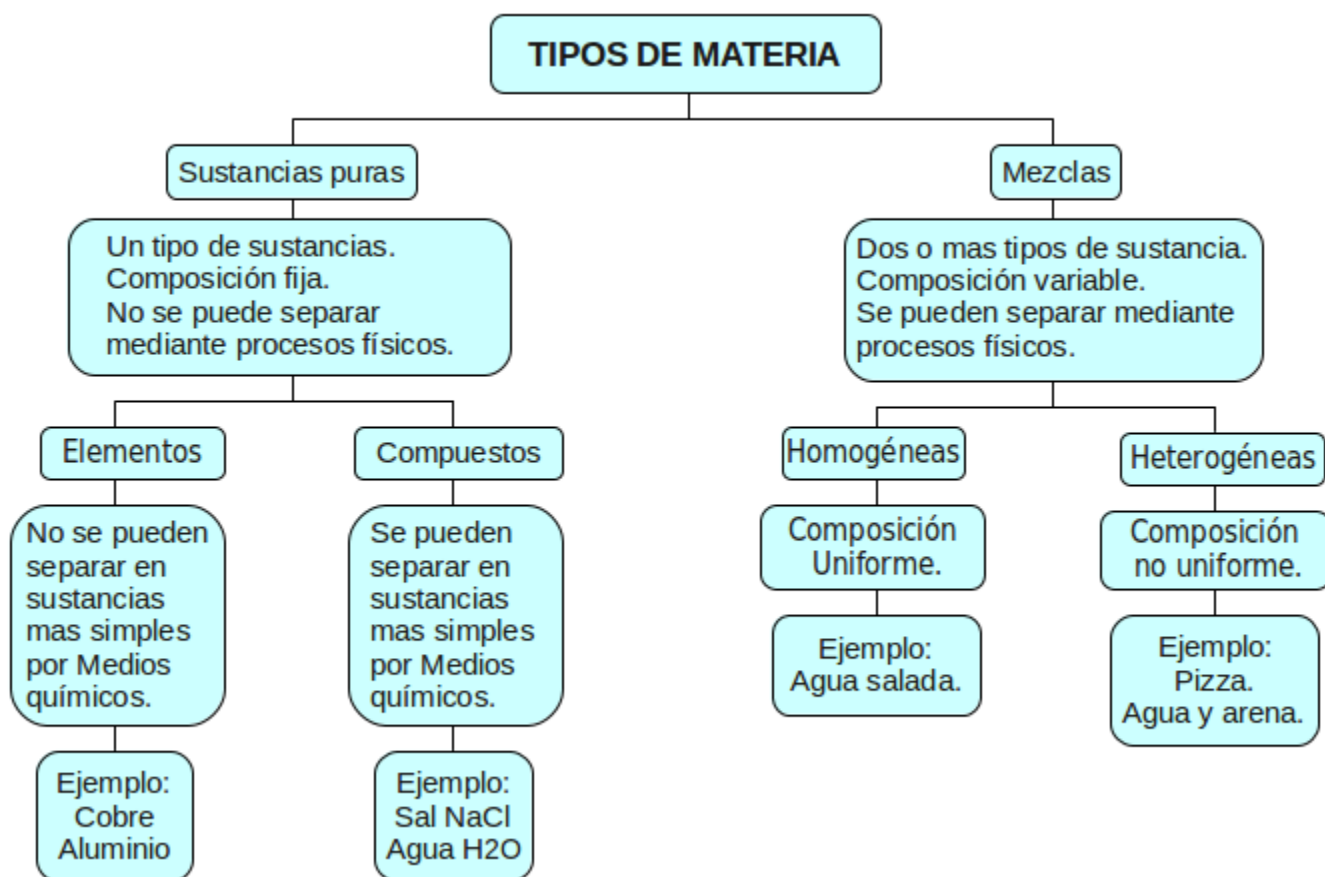
COMPUESTO: Sustancia formada por átomos de dos o más elementos químicos unidos químicamente en proporciones definidas.

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. 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.

4.3. 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 $\text{NH}_3 = 1 \cdot 14 + 3 \cdot 1 = 17$ umas. $M(\text{NH}_3) = 17$ uma

4.4. 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 amoniaco pesa 17 gramos, mientras que una molécula de amoniaco pesa 17 umas. En un mol de amoniaco, 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 ($N_A = 6,022 \times 10^{23}$).

Un mol de distintas sustancias



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 (N_A):

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 1mol de (NH₂)₂CO ----- $6,02 \times 10^{23}$ 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: $n = m / Ar$

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:

- El número de moléculas de CO₂
- La masa de CO₂.
- 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:

- El número de moléculas de CO₂
- La masa de CO₂.
- 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:

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

4.5. Disoluciones

4.5.1. 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.

4.5.2. Tipos de disoluciones

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

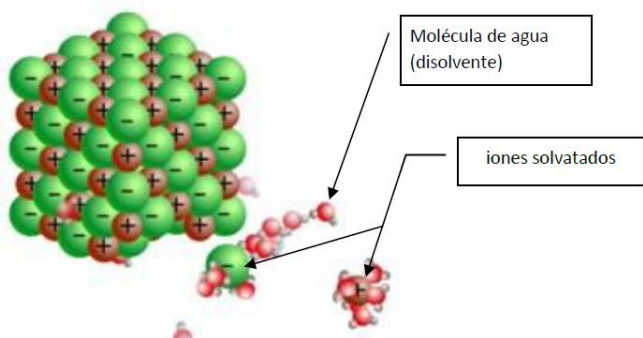
Disoluciones sólido - líquido.

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.

4.5.3. 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)

4.5.4. Formas de expresar la concentración de una disolución

Es fácil de entender que expresar la concentración de una disolución usando los términos diluida, concentrada o saturada es muy impreciso, por eso se hace necesario dar un valor numérico, lo que se conoce con el nombre de *concentración de la disolución*.

Una forma muy usada para expresar la concentración de una disoluciones son los g/L :

$$\text{Concentración en g/L} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{litro de disolución}}$$

Observar que en la definición se dice **litro de disolución** (conjunto de disolvente y soluto) no de disolvente.

EJEMPLOS

Ejemplo 1

Indica los pasos a seguir para preparar 150 cm³ de disolución de sal común de concentración 15 g/L.

Solución:

Según la definición de concentración en gramos litro dada más arriba, la disolución a preparar contendrá 15 g de sal común en 1 litro de disolución.

Calculo la cantidad de sal que contendrán los 150 cm³ de disolución:

$$150 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \frac{15 \text{ g sal}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} = 2,25 \text{ g de sal}$$

Para preparar la disolución se han de seguir los siguientes pasos:

Se pesan en la balanza 2,25 g de sal.

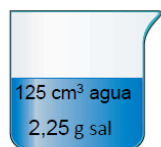
En un vaso se echa una cantidad de agua inferior a 150 cm³. Por ejemplo, 125 cm³. Se disuelve la sal en el agua. Al final del proceso se puede observar que el volumen ya no es 125 cm³ sino algo más, debido a la presencia del soluto disuelto.

Se completa con agua hasta los 150 cm³.

2,25 g sal



1. Pesar el soluto



2. Disolver en un volumen de disolvente menor que el de la disolución que hay que preparar.



150cm³ disolución

3. Completar con más disolvente hasta el volumen de disolución pedido.

Ejemplo 2

Disponemos de 500 cm³ de una disolución de azúcar en agua cuya concentración es de 20 g/l. Si queremos tener 7 g de azúcar ¿qué volumen de disolución deberemos tomar?

Solución:

Aprovechamos el dato de concentración para calcular la cantidad de soluto solicitada:

$$7 \text{ g azúcar} \frac{1 \text{ litro disolución}}{20 \text{ g azúcar}} = 0,35 \text{ l disolución} = 350 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

Ejemplo 3

Preparamos una disolución de bicarbonato en agua, tal que su concentración sea de 25 g/l. Si tomamos 125 cm³ de esta disolución ¿qué cantidad de bicarbonato estaremos tomando?

$$125 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \frac{25 \text{ g bicarbonato}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} = 3,13 \text{ g bicarbonato}$$

Otra forma de expresar la concentración, quizás la más característica, es la molaridad.

Se define molaridad (M) como moles de soluto por litro de disolución.

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litro de disolución}}$$

Ejemplo 4

Se desean preparar 250 cm³ de una disolución de cloruro potásico en agua, cuya concentración sea 0,30 M. Realizar los cálculos necesarios e indicar cómo se procedería.

Solución:

Una disolución 0,30 M es la que contiene 0,30 moles de soluto por litro de disolución. Calculamos por tanto la cantidad de soluto necesario:

$$250 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \frac{0,30 \text{ moles KCl}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ disol.}} \frac{74,6 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 5,6 \text{ g KCl}$$

Disolveríamos 5,6 g de KCl en 200 cm³ de agua. Una vez disuelto lo transvasamos a un matraz aforado de 250 cm³ y completamos, enrasando con cuidado, hasta 250 cm³.

Ejemplo 5

Para cierta reacción química necesitamos tomar 5,4 g de sulfato de cobre (II) y se dispone de una disolución de dicha sal de concentración 1,50 M. Calcular el volumen de disolución que sería necesario tomar.

Solución:

$$5,4 \text{ g CuSO}_4 \frac{1 \text{ moles CuSO}_4}{159,6 \text{ g CuSO}_4} \frac{1000}{1,50 \text{ mol CuSO}_4} = 22,6 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

Factor que convierte gramos en moles.

Factor que convierte moles de soluto en cm³ de disolución.

Una alternativa a este método de realizarlo mediante factores de conversión es aplicar la expresión:

Molaridad (M) = n / V donde "n" es el número de moles y "V" el volumen total de toda la disolución en litros.

LO VEREMOS EN CLASE.

Aunque la molaridad sea la forma más común de expresar la concentración de una disolución en química, también se usa bastante el **tanto por ciento en peso**. Se define el **tanto por ciento en peso** como los gramos de soluto que hay por 100 g de disolución.

$$\text{Tanto por ciento en peso (\%)} = \frac{\text{g soluto}}{100 \text{ g disolución}}$$

Normalmente esta forma de expresar la concentración viene complementada por el dato de la densidad de la disolución que permite transformar gramos de disolución en cm³.

Ejemplo 6.

Se dispone de una disolución de ácido clorhídrico de concentración 35 % (d = 1,18 g/cm³).

Determinar el volumen de la misma que se debe tomar si se desea que contenga 10,5 g de HCl

Calcular su concentración en moles/L.

Solución:

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

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

Factor que convierte gramos de soluto en gramos de disolución.

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

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

Factor que convierte gramos de soluto en moles.

Ejemplo 7

Se dispone de ácido nítrico del 70% (d = 1,41 g/cm³) y se desea preparar 250 cm³ de una disolución 2,5 M. Indicar cómo se procedería.

Solución:

Primero calculamos la cantidad de soluto (HNO₃) necesario para preparar 250 cm³ de disolución de concentración 2,5 M

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

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

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

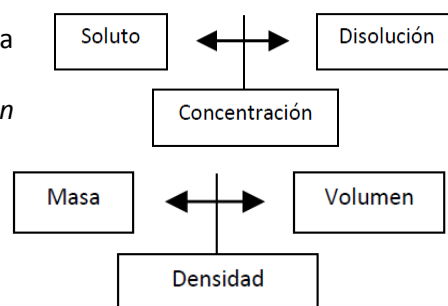
Para preparar la disolución deberemos medir 39,9 cm³ de ácido del 70 %, echar agua (unos 150 cm³) en un matraz aforado de 250 cm³ y verter el ácido sobre el agua. A continuación añadir más agua con cuidado hasta completar los 250 cm³.

A la hora de resolver problemas de disoluciones conviene tener en cuenta algunas cosas:

La mayor parte de los problemas se reducen a transformar *soluto* en *disolución*

o a la inversa. La clave para hacerlo está en el *dato de concentración* que es el factor de conversión que permite realizar la transformación buscada:

La dificultad estriba, normalmente, en que las unidades del soluto o de la



disolución no coinciden con las del dato de concentración y es necesario realizar una transformación previa para poder introducir el factor de conversión facilitado por el dato de concentración.

Siendo un dato fundamental en la resolución del problema planteado es imprescindible explicitar con claridad cuál es el significado del dato de concentración.

El dato de densidad de la disolución permite pasar de masa (g) de disolución a volumen (mL) de disolución.

Es conveniente tener claro la diferencia entre el dato de densidad (expresado normalmente en g/mL) y la concentración si está expresada en g/L o en g/mL

El dato de densidad se refiere siempre a la disolución y nos informa de cuál es la masa de la unidad de volumen. Si tenemos, por ejemplo, una disolución de ácido sulfúrico cuya densidad sea 1,80 g/mL, podemos asegurar que si medimos 1 mL de la misma su masa será 1,80 g. O bien, que 250 mL (por ejemplo) tendrán una masa de 450 g.

Ejemplo. 8

Se necesitan 1,30 moles de ácido nítrico (HNO₃). ¿Qué volumen de ácido del 36% y d = 1,22 g/mL deberemos tomar?

Solución:

El problema radica en pasar de soluto (HNO₃) a disolución (del 36%).

Analicemos el dato de concentración:

Ácido del 36% significa que de 100 g de disolución (que llamaremos "ácido") 36 g son de ácido nítrico puro (HNO₃) y

el resto (64 g) de agua. Es decir: $\frac{36 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g ácido}}$

Partamos del dato (1,30 moles de HNO₃). Si tratamos de convertirlo en disolución (ácido) usando el dato de concentración (ver arriba), vemos que no es posible, ya que en éste el soluto no está expresado en moles sino en gramos. En consecuencia hemos de introducir un factor de conversión previo que transforme moles en gramos:

$$1,30 \text{ moles HNO}_3 \cdot \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g ácido}}{36 \text{ g HNO}_3} = 227,5 \text{ g ácido}$$

Dato de partida Factor intermedio para transformar moles en gramos Dato de concentración

Para llegar a la solución buscada sólo nos resta transformar gramos de ácido en mL de ácido, para lo cual usamos el dato de densidad:

$$227,5 \text{ g ácido} \cdot \frac{1 \text{ ml ácido}}{1,22 \text{ g ácido}} = 186,5 \text{ ml}$$

Dato de densidad.

El problema puede resolverse en un sólo paso enlazando todos los factores según se muestra a continuación:

$$1,30 \text{ moles HNO}_3 \cdot \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g ácido}}{36 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ ml ácido}}{1,22 \text{ g ácido}} = 186,5 \text{ ml ácido}$$

A la hora de preparar una disolución el primer dato que deberemos de tener es la cantidad de soluto necesario. Si no nos lo dan, ese será el primer cálculo. Una vez obtenido estamos en el caso típico de pasar de soluto a disolución.

Ejemplo. 9

Se desea preparar 250 mL de una disolución 0,5 M a partir de otra 6,5 M. Indicar el procedimiento

Solución:

El primer paso será saber la cantidad de soluto necesario partiendo del dato dado en el enunciado, 250 mL de disolución (paso de disolución a soluto):

$$250 \text{ ml disolución} \cdot \frac{0,5 \text{ moles soluto}}{1000 \text{ ml disol}} = 0,125 \text{ moles soluto}$$

Ahora transformamos moles de soluto en volumen de la segunda disolución (paso de soluto a disolución):

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

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)

4.6. 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

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

4.7. 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:

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

4.8. Composición centesimal. Fórmulas empíricas y moleculares

Ejemplo

Estamos analizando una muestra en cuya composición intervienen el carbono, el hidrógeno, el nitrógeno y el oxígeno. Descomponemos 100 gramos de esta sustancia y pesando por separado cada uno de los componentes vemos que hay un 49.48% de C; 5.19% de H; 28.85% de N y 16.48% de O ¿Podemos conocer la fórmula empírica de este compuesto? Si sabemos que su masa molar es $194.19 \text{ g mol}^{-1}$ ¿Cuál será su fórmula molecular?

Consideramos las masas atómicas como: H = 1.0079; C = 12.0107; N = 14.0067 y O = 15.9994

Solución:

Gramos de cada elemento en cada 100 gramos de muestra:

49.48 g de C

5.19 g H

28.85 g N

16.48 g O

Convertimos a moles de cada elemento esas cantidades de gramos:

Para el carbono:

$$49.48 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol at. C}}{12.0107 \text{ g de C}} = 4.12 \text{ moles at. C}$$

Para el hidrógeno:

$$5.19 \text{ g de H} \times \frac{1 \text{ mol at. H}}{1.0079 \text{ g de H}} = 5.15 \text{ moles at. H}$$

Para el nitrógeno:

$$28.85 \text{ g de N} \times \frac{1 \text{ mol at. N}}{14.0067 \text{ g de N}} = 2.06 \text{ moles at. N}$$

Para el oxígeno:

$$16.48 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol at. O}}{15.9994 \text{ g de O}} = 1.03 \text{ moles at. O}$$

Relación entre moles de cada elemento (dividimos todos por el número más

Relación entre moles de cada elemento (dividimos todos por el número más pequeño de moles):

$$\text{C: } 4.12 / 1.03 = 4$$

$$\text{H: } 5.15 / 1.03 = 5$$

$$\text{N: } 2.06 / 1.03 = 2$$

$$\text{O: } 1.03 / 1.03 = 1$$

Por tanto, la relación entre el número de moles de los distintos elementos que forman este compuesto, es decir, la fórmula empírica, será: $\text{C}_4\text{H}_5\text{N}_2\text{O}$

(en este caso todos han resultado ser número enteros, si no resulta así, multiplicaríamos todos por un factor de forma que consigamos la relación entre el número de moles en forma de números enteros y más sencillos posibles)

Podemos comprobar que la Masa Molecular M_r de este compuesto será:

$$4(12.0107) + 5(1.0079) + 2(14.0067) + 15.9994 = 97.0951$$

Sabiendo que la masa molar de este compuesto es $194.19 \text{ g mol}^{-1}$ (o lo que es lo mismo, la masa de una molécula de este compuesto es de 194.19 uma):

$$97.0951 \cdot n = 194.19, \text{ de donde } n = 2$$

Es decir, en cada molécula tendremos 2 veces esa fórmula empírica.

Por tanto, la fórmula molecular de este compuesto será:

$$(\text{C}_4\text{H}_5\text{N}_2\text{O}) \cdot 2 = \text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$$

RESUMEN-CHULETA

Masa atómica (A_r): Nos la dan siempre como dato

Masa molecular (M_r): La suma de las A_r en un compuesto. $M_r(\text{NH}_3) = 1 \times 14 + 3 \times 1 = 17$ umas.

Número de Avogadro: es el número de átomos contenidos en 12 g del isótopo de Carbono 12 y tiene un valor $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ Sirve para "contar".

UN MOL DE LO QUE SEA CONTIENE EL 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), M_r (masa molecular, la suma de las A_r)

Si necesitamos hallar la masa (m) a partir del número de moles (n): **$m = n \cdot M_r$**

Gases

Los gases no se suelen pesar por lo que normalmente no conocemos su masa, sin embargo solemos conocer la presión P , la temperatura T y el volumen V .

Sólo para gases: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ P = presión en atm, (1 atm = 760 mm Hg)

V = volumen de la vasija que contiene el gas o volumen del gas (en litros, L)

n = número de moles

R = constante de los gases, que nos darán, ($R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K}$)

T = temperatura en K ($K = ^\circ\text{C} + 273$)

$$n = P \cdot V / R \cdot T$$

De la fórmula general $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ se podría despejar el V , la P o la T , si es que nos las pidieran.

Disoluciones

Normalmente conoceremos la concentración expresada en molaridad (M)

Molaridad. **$M = n / V$** V siempre en litros (L) Luego **$n = M \cdot V$**

Caso especial y muy, muy, muy importante

En las disoluciones es necesario conocer la molaridad M , para despejar el número de moles; pero en muchas ocasiones, especialmente en los ácidos no nos dan la molaridad, sino la riqueza y la densidad de la disolución. Esto es lo normal y se repite en todos los problemas. A partir de esos datos debemos deducir el número de moles " n ".

Ejemplo 1

Se dispone de una disolución de ácido clorhídrico de concentración 35 % ($d = 1,18 \text{ g/cm}^3$).

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

2018-1

5. Para 4 moles de metano (CH_4), calcula:

a) Las moléculas de metano. (0,6 puntos)

b) Los gramos de metano. (0,7 puntos)

c) El volumen que ocupan medido a $30\text{ }^\circ\text{C}$ y 1140 mmHg . (0,7 puntos)

Masas atómicas: $\text{C}=12$; $\text{H}=1$; $N_A=6,02\cdot 10^{23}$ 1 atmósfera = 760 mmHg

2017

2. Cuantos moles de dióxido de carbono gaseoso (CO_2) habra en 200 g ? ¿Que volumen ocuparan a $1,8\text{ atm}$ y $33\text{ }^\circ\text{C}$? (2 puntos) DATOS: $R = 0,082\text{ atm} \cdot \text{L}/(\text{mol} \cdot \text{K})$; Masas atómicas: $\text{C} = 12\text{ u}$; $\text{O} = 16\text{ u}$

2016

3. Halla la cantidad de ácido clorhídrico comercial, del $38,0\%$ de riqueza y de densidad $1,19\text{ g/mL}$, que se necesita para preparar $50,0\text{ mL}$ de disolución $1,00\text{ M}$. Datos: $\text{Ar}(\text{H}) = 1,01\text{ u}$; $\text{Ar}(\text{Cl}) = 35,45\text{ u}$.

2015

4. 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

5. a) Calcula la masa molar de un gas a partir de los siguientes datos: a la temperatura de 30°C y a la presión de 310 mmHg , $1,02\text{ g}$ de cierto gas ocupan un volumen de 1 L . Datos: $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}/\text{K}\cdot\text{mol}$; $1\text{ atm} = 760\text{ mmHg}$

b) Disolvemos 2 g de NaCl en agua suficiente hasta alcanzar los 100 mL . Expresa su concentración en g/L y en mol/L . (Masas atómicas: $\text{Na} = 23\text{ u}$; $\text{Cl} = 35,5\text{ u}$.)

2013

6. Un volumen de 30 L de un gas ha sido envasado a 2 atmósferas y a la temperatura de $25\text{ }^\circ\text{C}$. Calcula el volumen del recipiente en el que el gas estaría a una presión de 1 atm y una temperatura de $40\text{ }^\circ\text{C}$

2012

7. 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

8. 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

9. Calcula a) la masa que tienen 12 moles de Na_2SO_3 . b) los gramos que tendremos en 120 L de CO_2 , medidos en condiciones normales. Masas atómicas: $\text{Na} = 23\text{ u}$; $\text{S} = 32\text{ u}$; $\text{O} = 16\text{ u}$; $\text{C} = 12\text{ u}$;

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
OPCIÓN C QUÍMICA

2018-10

1. Se disuelven 171 gramos de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 2 litros de disolución. Calcula:
- El número de moles que contiene. (0,6 puntos)
 - La molaridad de la disolución. (0,7 puntos)
 - De esta disolución se toman 100 mL a los que se les añade agua hasta medio litro de disolución. ¿Cuál será la molaridad de la nueva disolución? (0,7 puntos)
- M: C =12, H=1 y O= 16

2017

11. Se disuelven 10 gramos de hidróxido de sodio en 2 litros de agua. Calcula:
- La concentración de la disolución en g/L. (0,6 puntos)
 - La molaridad de la disolución. (0,7 puntos)
 - 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

12. Ordena de mayor a menor número de moles:
- 300 litros de CO_2 a la presión de 1 atmósfera y temperatura $0^{\circ}C$.
 - 300 g de CO_2
 - $6,02 \cdot 10^{24}$ moléculas CO_2
- Datos: M atómicas: O= 16 u y del C =12 u. $R = 0,082$
 $K \cdot mol$

2015

13

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 \rightarrow Agua		
1 g	8 g	
2 g		18 g
		36 g
1 g	10 g	

14. a) Calcula qué volumen ocuparán 2,5 moles de dióxido de azufre (SO_2) en condiciones normales.
b) ¿cuál será su masa?
c) Razona (no calcules) si 2,5 moles de trióxido de azufre (SO_3) 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

15. 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

16. Ordena de mayor a menor número de moles de metano (CH_4) 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

17. 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. $R = 0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$

18. 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:

19. 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

20. Averigua la composición centesimal del carbonato de sodio Na₂CO₃.

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

2010

21. 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.

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD ≥ 25
OPCIÓN B QUÍMICA

2016-22

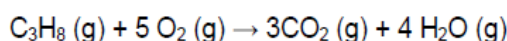
Se dispone de 250 mL de una disolución 0,4 M de ácido yodhídrico (HI). Teniendo en cuenta que el HI es un ácido fuerte, calcule:

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

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

2015-23

Por combustión de propano, C₃H₈, con suficiente cantidad de oxígeno, se obtienen 300 litros de CO₂ medidos a 0,96 atm y 285 K según la reacción de combustión:



Datos: masas atómicas relativas: C = 12; H = 1; R = 0,082 atm·L/(K·mol); N_A = 6,023·10²³.

Calcule el número de moles y de moléculas de dióxido de carbono

2014-24

Qüestió 3 (2,5 punts)

Es dissolen 252,8 g de permanganat de potassi (KMnO_4) en $1747,2 \text{ cm}^3$ d'aigua.

3-a) Calculeu la concentració molar (mol/L) de la dissolució. **(1 punt)**

Dades:

Masses atòmiques: O = 16; K = 39; Mn = 55.

Densitat de la dissolució de KMnO_4 = 1,25 g/mL. Densitat del H_2O = 1,00 g/mL.

2013-25

En una botella que conté una dissolució aquosa d'hidròxid sòdic, NaOH(aq) , 0,1 M només en queden 100 mL. Calculeu:

2-b) La concentració molar de la dissolució resultant si es dilueix fins a un volum total de 250 mL. **(1,25 punts)**

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

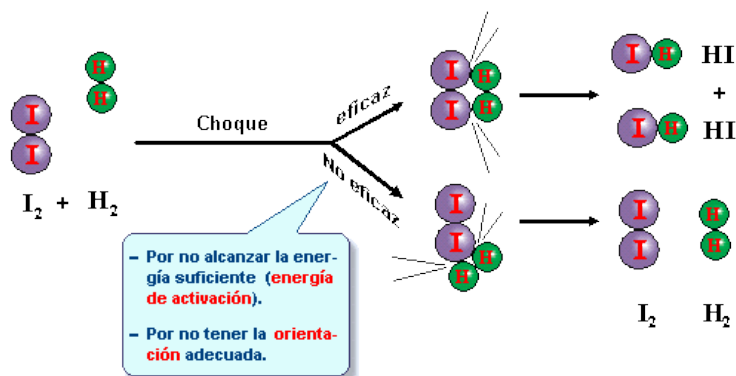


5.1. Las reacciones químicas

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.

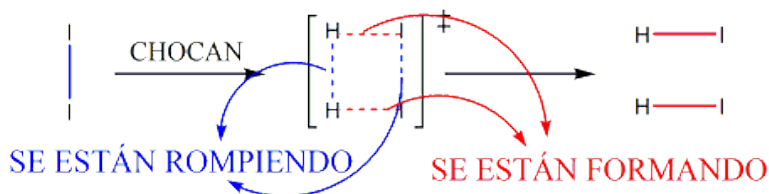
Según esta teoría para que se produzca una reacción deben cumplirse tres condiciones:

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

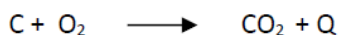
Reacciones de desplazamiento. Un elemento más activo reemplaza a otro menos activo en un compuesto: $Cu(s) + AgNO_3(ac) \rightarrow CuSO_4(ac) + Ag(s)$

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

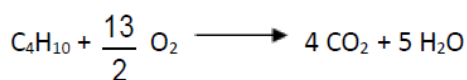
Reacciones de oxidación y reducción, o reacción redox. Ocurren cuando algunos átomos experimentan un aumento en su estado de oxidación, proceso denominado **oxidación** y otros experimentan una disminución en su estado de oxidación, denominada **reducción**. Reacción de un metal con un ácido: $Zn(s)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

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:



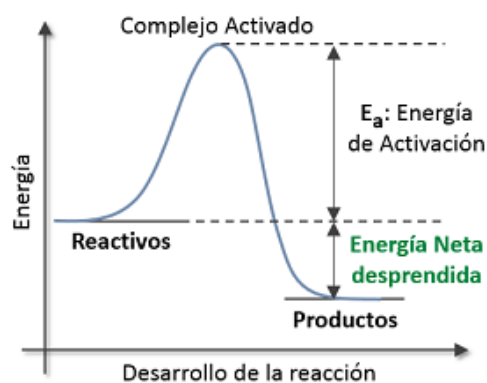
5.3. Reacciones endotérmicas y exotérmicas

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.

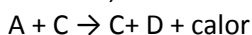
Así, algunas reacciones ocurren con desprendimiento de calor del sistema hacia el exterior; son las reacciones **exotérmicas**; en otras reacciones sucede el proceso inverso; y son las reacciones **endotérmicas**.

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, ésta se desarrollará liberando energía.

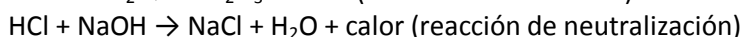
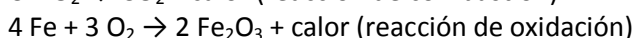
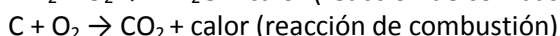
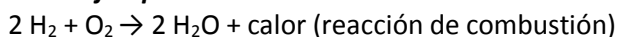


Energía reaccionante > Energía resultante

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 del fósforo con el oxígeno para formar óxido de fósforo, como se ilustra en la siguiente ecuación química: $\text{ P}_4 + 5\text{ O}_2 \rightarrow 2\text{ P}_2\text{O}_5$

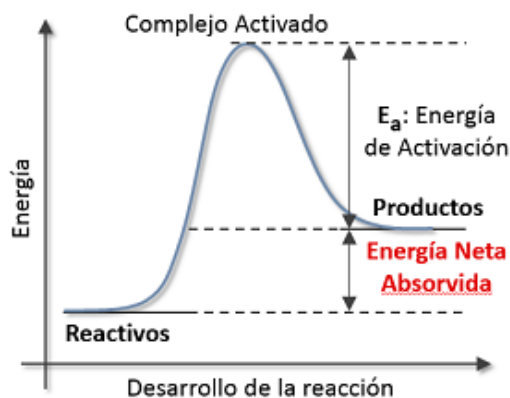
El fósforo rojo empleado para la fabricación de cerillas no se halla en la cabeza de la misma, sino que está ubicado en la superficie áspera de la caja, combinada con una sustancia abrasiva como el vidrio en polvo. Al ser sometido el fósforo a la pared de la caja, una mínima cantidad de fósforo rojo 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: $2H_2O + \text{energía} \rightarrow 2 H_2 + O_2$ ($\Delta H = +285$ 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

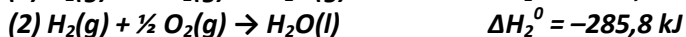
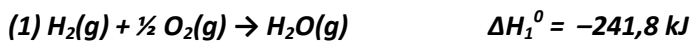
Antes hemos visto cómo obtener la entalpía de una reacción a partir de las entalpías de formación. Otra forma es mediante la Ley de Hess:

“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.”

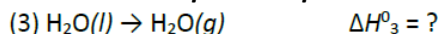
A partir de aquí se pueden tratar las ecuaciones termoquímicas como si fueran ecuaciones matemáticas. La Ley de Hess permite calcular la entalpía de numerosas reacciones en las que no es posible la medida directa.

EJEMPLO

Dadas las reacciones:



calcular la entalpía de vaporización del agua en condiciones estándar.

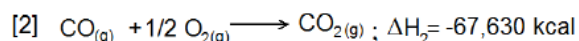
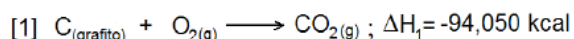
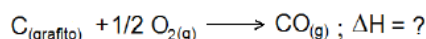


(3) puede expresarse como (1)-(2)

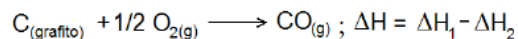
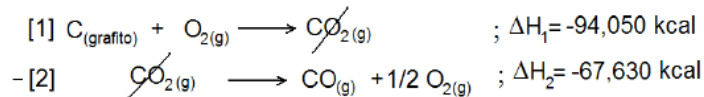
$$\text{, luego } \Delta H_3^0 = \Delta H_1^0 - \Delta H_2^0 = -241,8 \text{ kJ} - (-285,8 \text{ kJ}) = 44 \text{ kJ}$$

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

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.

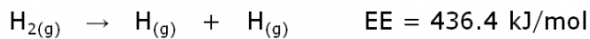
Se puede definir como **energía de enlace**, a la energía necesaria para romper un enlace específico de un mol de moléculas al estado gaseoso.

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.

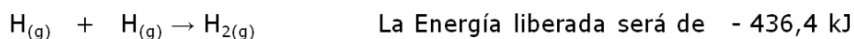
En una reacción química los reactivos reaccionan entre sí y producen productos. Esto ocurre porque los enlaces de cada una de las sustancias que constituyen los reactivos, deben romperse para reagruparse y dar paso a la formación de nuevos enlaces, éstos nuevos enlaces formarán los productos de la reacción.

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

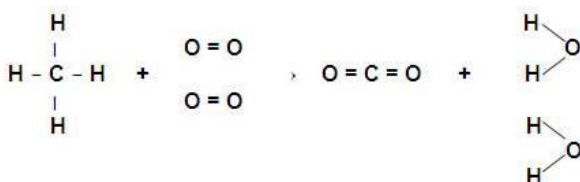
un mol de moléculas en el estado gaseoso.

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:

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

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

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

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
OPCIÓN B FÍSICA Y QUÍMICA

NO

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
OPCIÓN C QUÍMICA

2018-1

5. a) Haz un estudio de los enlaces que se rompen y los que se forman en el transcurso de la siguiente reacción: $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl}(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$ (1 punto)

b) Empleando las entalpías de enlace, calcula la entalpía de la reacción anterior. (1 punto)

Datos: Entalpías de enlace en kJ/mol: (C-H) = 414; (Cl-Cl) = 243; (C-Cl) = 339; (H-Cl) = 432.

2017

2. 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)

3. 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)

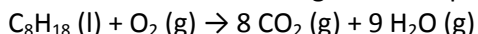
c) En el caso anterior. ¿Cuántos litros de dióxido de carbono se producen medidos a la presión de 1 atmósfera y temperatura 0°C? (0,6 puntos)

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

2015

2014

4. 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;

$\Delta H_{\text{combustión}} \text{C}_8\text{H}_{18} = -5080 \text{ kJ/mol}$

2013

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

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: $\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{S}) = -20,6 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ (\text{SO}_2) = -296,8 \text{ kJ/mol}$

2012

2011

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

1º Escribe y ajusta la reacción.

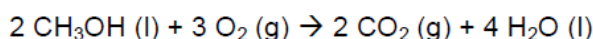
2º Calcular la entalpía estándar de combustión del butano (entalpía molar) conocidas las entalpías estándar de formación del butano (C_4H_{10}) = -124,7 kJ/mol, del agua líquida = -285,8 kJ/mol y del CO_2 = -393,5 kJ/mol

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD ≥ 25
OPCIÓN B QUÍMICA

2019-7

El metanol es una sustancia que puede utilizarse como combustible en los motores de explosión. Las entalpías de formación estándar a 25 °C del metanol (CH_3OH), dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O) son, respectivamente: - 238,6, - 393,5 y - 285,8 kJ/mol.

Calcule la cantidad de energía (en kJ) que se desprenderá cuando se quemen (según la reacción siguiente) 8,0 gramos de metanol. **(2,5 puntos)**



Datos: Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12; O = 16.

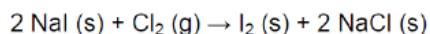
2018

2017-8-9

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)**

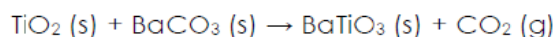
Datos:

Masas atómicas relativas: Na = 23; Cl = 35,5; I = 126,9.
 $\Delta H_f^\circ [NaI (s)] = - 310,97$ kJ/mol; $\Delta H_f^\circ [NaCl (s)] = - 411,15$ kJ/mol.
 $R = 0,082$ atm·L·mol⁻¹·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:

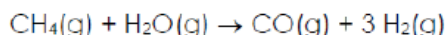
Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ti = 48; Ba = 137,34.
 $R = 0,082$ atm L mol⁻¹ K⁻¹.
760 mmHg = 1 atm.

Entalpías de formación estándar, ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): $TiO_2 (s) = -944,7$; $BaCO_3 (s) = -1216$; $BaTiO_3 (s) = 136,6$;
 $CO_2 (s) = -393,5$.

3. 2013 -10

Problema 1 (5 puntos)

El dihidrógeno, $\text{H}_2(\text{g})$ 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 $\text{CO}(\text{g})$ 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° ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $\text{CO}(\text{g}) = -110,5$; $\text{CH}_4(\text{g}) = -74,8$; $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -241,8$; $\text{H}_2(\text{g}) = 0$.

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

11-12

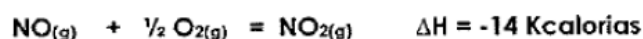
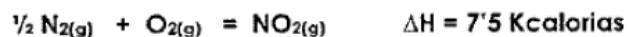
4. 2011

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 ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$) = $-24,8 \text{ kcal/mol}$; 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: ESTEQUIOMETRÍA

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.

PAU > 25

OTROS



Estequiometría

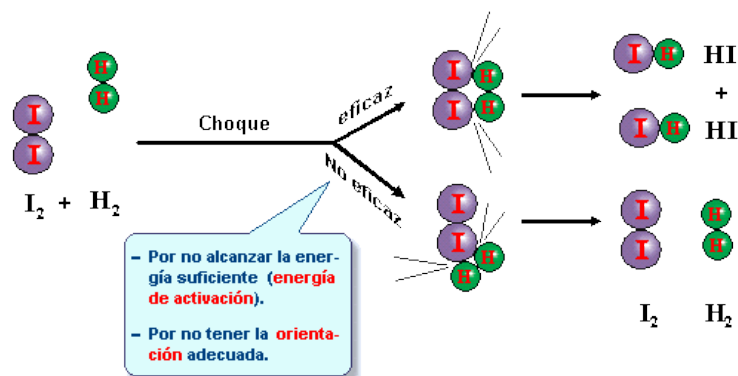
Es la ciencia que mide las proporciones cuantitativas o relaciones de masa en la que los elementos químicos que están implicados.

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.

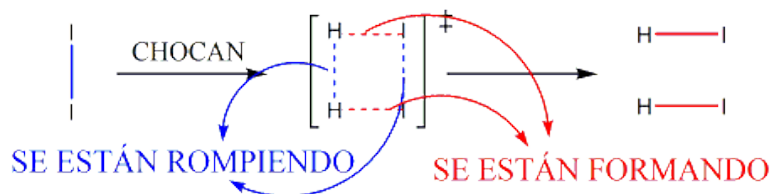
Según esta teoría para que se produzca una reacción deben cumplirse tres condiciones:

- Las moléculas de los reactivos tienen que chocar entre sí.
- Estos choques deben de producirse con energía suficiente de forma que se puedan romper y formar enlaces químicos.
- En el choque debe haber una orientación adecuada para que los enlaces que se tienen que

romper y formar estén a una distancia y posición viable.



ESTADO DE TRANSICIÓN



Cuando se produce un cambio químico, se **rompen** determinados enlaces de los reactivos y se **forman** nuevos enlaces en los productos.

Por tanto, un **cambio químico** consiste en un proceso en el que los átomos **cambian la forma en la que se unen**.

En los cambios químicos se produce la transformación de unas sustancias en otras diferentes y por lo tanto pueden tener propiedades diferentes. Ya hemos señalado que es un proceso de ruptura de unos enlaces (de los reactivos) y la formación de nuevos enlaces (de los productos). La ruptura de enlaces siempre exige la aportación de energía (proceso endotérmico) y la formación de enlaces desprende energía (proceso exotérmico). En una reacción se unen los dos procesos y el resultado global puede ser endotérmico o exotérmico.

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

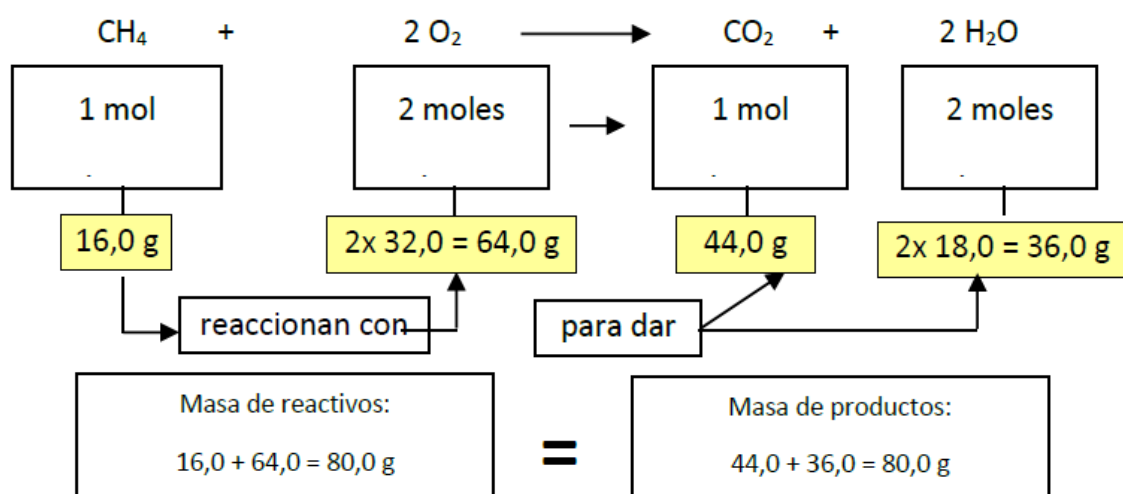
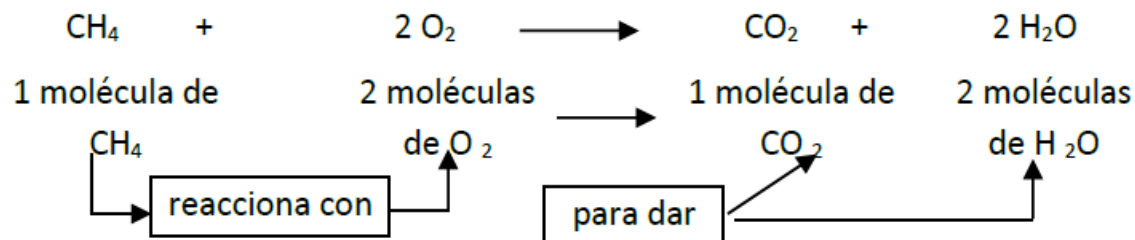
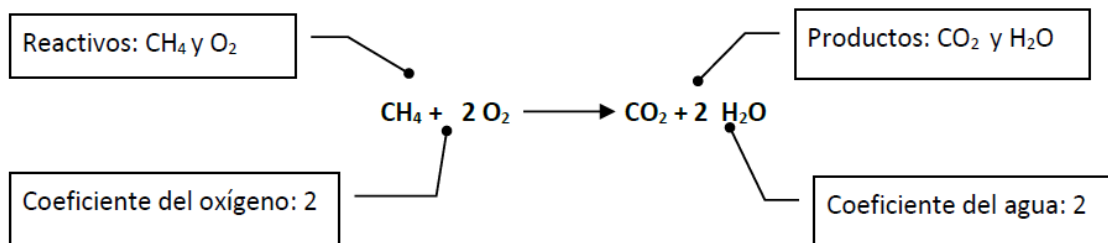
Para representar abreviadamente las reacciones químicas se utilizan las ecuaciones químicas:

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:

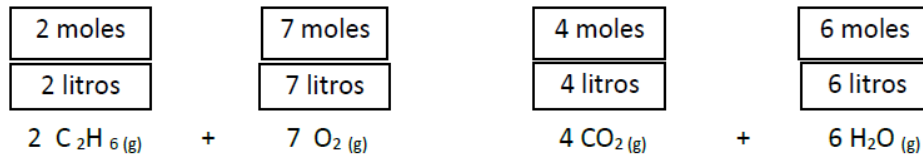
En una reacción química la masa permanece constante (Ley de Conservación de la Masa o Ley de Lavoisier).

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)

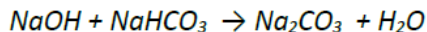
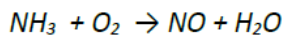
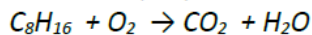
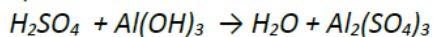
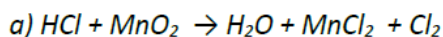
En el caso de que las sustancias sean gases, y siempre que se midan en las mismas condiciones de presión y temperatura, la relación en moles se puede establecer como relación en volumen: **“Volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de P y T contienen el mismo número de moléculas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



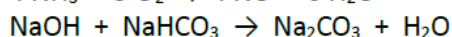
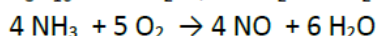
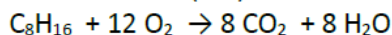
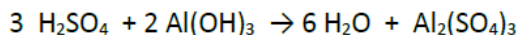
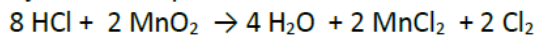
Si consideramos un gas y el volumen se mide a 1 atm de presión y 0 °C (condiciones normales), 1 mol ocupa 22,4 litros.

Ajuste de reacciones químicas

Ajustar las siguientes reacciones químicas:



Ajustándolas por tanteo sería:



6.3. Cálculos estequiométricos

✗ Se llama **estequiometría** a los cálculos que se realizan sobre la ecuación química ajustada de una reacción química determinada para hallar la masa de cualquiera de las sustancias que intervienen en la reacción química, conocida la masa de otra, ya sea reactivo o producto de la reacción.

Analicemos la reacción química entre el monóxido de carbono y el oxígeno para formar dióxido de carbono, cuya ecuación química ajustada es: $2 \text{CO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2 (\text{g})$

Dicha ecuación química ajustada proporciona la siguiente información:

$$\frac{n \text{ de CO}}{2} = \frac{n \text{ de O}_2}{1} = \frac{n \text{ de CO}_2}{2}$$

Los numeradores de dichas igualdades son las cantidades, en mol, de las sustancias que intervienen en la reacción química y los denominadores son sus respectivos coeficientes estequiométricos. De esta forma, se puede realizar la siguiente lectura del proceso cuantitativo que ocurre en dicha reacción:

Ecuación química ajustada	2 CO (g)	+	O ₂ (g)	→	2 CO ₂ (g)
Relación estequiométrica	2		1		2
Cantidades, en mol, que intervienen en la reacción	$\frac{n \text{ de CO}}{2}$		$\frac{n \text{ de O}_2}{1}$		$\frac{n \text{ de CO}_2}{2}$
Para n de O ₂ = 1 mol	2 mol		1 mol		2 mol

De forma general, sea la reacción química entre los reactivos A y B para originar el producto C, cuya ecuación química ajustada es: $a \text{A} + b \text{B} \rightarrow c \text{C}$

a, b, c son los coeficientes estequiométricos de dicha ecuación, si n_A es la cantidad, en mol, de A que reacciona con la cantidad n_B, en moles, del reactivo B para formar la cantidad n_C, en moles, del producto C se cumple que:

$$\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} = \frac{n_C}{c}$$

que muestra la relación entre los reactivos y los productos de reacción en cualquier reacción química, teniendo en cuenta los valores de los coeficientes estequiométricos de la misma.

REACCIONES QUÍMICAS CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS

0. ESCRIBIR LA REACCIÓN QUÍMICA AJUSTADA
QUE REPRESENTA EL PROCESO QUÍMICO



1. PASAR LOS DATOS A
CANTIDAD DE SUSTANCIA (MOLES)



Si es masa

Si es volumen
de un gas

Si es volumen
de disolución

$$n = \frac{\text{masa}}{\text{masa de un mol}}$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n = V \cdot M$$

DATOS (EXPRESADOS EN MOLES)



2. RESULTADOS (EXPRESADOS EN MOLES)

mediante la proporción estequiométrica

3. PASAR LOS RESULTADOS A LAS
CANTIDADES QUE NOS INTERESEN

Si es masa

Si es volumen
de un gas

Si es volumen
de disolución

$$m = n \cdot \text{masa de un mol}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

$$V = \frac{n}{M}$$

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.

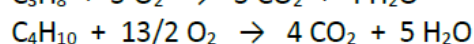
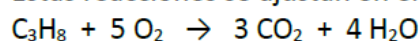
Se establecen relaciones estequiométricas entre el reactivo limitante y cada uno de los reactivos y productos, teniendo en cuenta tanto los coeficientes de ajuste, como las masas moleculares de cada uno de los reactivos y productos.

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 $x = 2.16 / 3 = 32/3 = 10,67 \text{ mol de NH}_3$

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
PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
OPCIÓN B FÍSICA Y QUÍMICA

2018-1

6. El carbonato de calcio (CaCO_3) reacciona con el ácido clorhídrico (HCl) dando cloruro de calcio (CaCl_2), dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O).

a) Escribe y ajusta la reacción. (1 punto)

b) Calcula el volumen de ácido clorhídrico 5 M necesario para reaccionar con un fragmento de roca caliza de 420 g si se sabe que contiene un 80 % de carbonato de calcio. (1 punto)

Masas atómicas: Ca=40; C=12; O=16

2017

2. El sodio (Na) reacciona con el agua (H_2O) de forma muy exotérmica, generando hidrógeno (H_2) e hidróxido de sodio (NaOH). Escribe y ajusta la reacción. Si se utilizan 115 g de Na con una pureza del 85%, determina la masa de hidrógeno que se formará. (2 puntos) DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u; H = 1 u

2016

2015

3. Se introducen en un depósito 10 L de metano, CH_4 (g), y 10 L de oxígeno, O_2 (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

4. Teniendo en cuenta la reacción: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ¿Qué volumen de ácido clorhídrico 0'5 M es necesario para reaccionar con 500 g de carbonato de calcio? Masas atómicas: Ca = 40 u.; C = 12 u.; Cl = 35,5 u.; O = 16 u.; H = 1 u.

2013

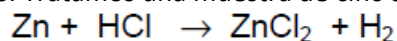
5. En la combustión del gas propano, (C_3H_8), éste reacciona con el oxígeno del aire produciendo dióxido de carbono y agua, además de desprender calor según la reacción: $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

a). Escribe la reacción ajustada, analiza si esta reacción es endotérmica o exotérmica.

b) Calcula la masa de agua que se producirá en la combustión de 220 gramos de propano. Datos: Ar H(1) ; C(12) ; O(16)

2012

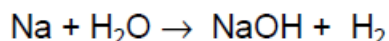
6. Tratamos una muestra de cinc con ácido clorhídrico del 82 % de riqueza. La reacción es



Ajusta la reacción y calcula el volumen de hidrógeno desprendido en C.N. si se precisan 32 g de ácido para que reaccione todo el cinc. Datos: Masas atómicas: H=1 u y Cl= 35,5 u.

2011

7. El sodio reacciona con agua según la reacción



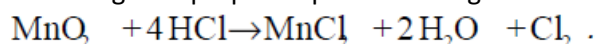
a) Ajusta la reacción

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

8. El cloro gas se prepara a partir de la siguiente reacción química:



Averigua el volumen de cloro (gas) en C.N. que se obtendrá a partir de 15 g de MnO_2 con el HCl necesario.

Datos: Masas atómicas: Mn=54,9 u ; O= 16 u.

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
OPCIÓN C QUÍMICA

2018-9

4. El cloruro de hidrógeno en disolución acuosa ataca al cinc obteniéndose cloruro de cinc y desprendiendo gas hidrógeno. Si tenemos 100 g de cinc de pureza 90% que reacciona con exceso de cloruro de hidrógeno.

- a) Escribe y ajusta la reacción. (0,6 puntos)
b) Los gramos de cloruro de hidrógeno que se necesitarán para reaccionar con el cinc. (0,7 puntos)
c) El volumen de hidrógeno que se desprenderá a la presión de 1 atmósfera y 0° C. (0,7 puntos)

Datos: M (H)=1 u, (Zn)= 65,4 u y (Cl)= 35,5 u y $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$

2017

10. 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

11. 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

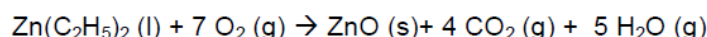
2010

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

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD ≥ 25
OPCIÓN B QUÍMICA

2019-13

El dietilzinc (DEZn) es un reactivo muy inestable que se inflama espontáneamente en contacto con el dióxido según la reacción:



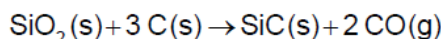
- a) Calcule la cantidad (en gramos) de ZnO que se obtiene al exponer al aire 1 gramo de DEZn. (1,5 puntos)
b) Determine el volumen (en litros) de CO₂, medido a 300 °C y 1 atm de presión, que se generará como consecuencia de la reacción anterior. (1 punto)

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12; O = 16, Zn = 65,4.

R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹.

2018-14

El carburo de silicio, SiC, es un material de elevada dureza que se utiliza comercialmente como abrasivo. Esta sustancia se fabrica calentando SiO₂ y C a elevadas temperaturas, según la ecuación química siguiente:



- Calcule la cantidad (en gramos) de SiC que se formará si se permite que reaccionen 3,00 g de SiO₂ y 4,50 g de C. **(2 puntos)**
- ¿Cuál es el reactivo limitante y qué cantidad (en g) queda del reactivo en exceso suponiendo que la reacción avanza hasta consumir todo el reactivo limitante? **(1,5 puntos)**
- Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción teniendo en cuenta los datos termodinámicos suministrados. ¿Se trata de un proceso endotérmico o exotérmico? **(1,5 puntos)**

Datos: Masas atómicas relativas: C = 12; O = 16; Si = 28,1.

Entalpías estándar de formación, ΔH_f° (kJ/mol): SiO₂ (s) = - 910,9; SiC (s) = - 73,22; CO (g) = - 110,5; C (s) = 0.

15 a 23

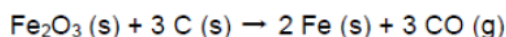
PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

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 Fe₂O₃) se obtienen 543 kg de Fe.

- Determine la pureza (expresada en % en peso de Fe₂O₃) del mineral utilizado en el horno. **(2 puntos)**
- ¿Qué volumen (en m³) 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 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹.

Masas atómicas relativas: C = 12; O = 16; Fe = 56.

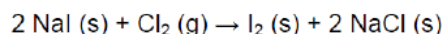
760 mmHg = 1 atm.

17. PAU > 25 QUÍMICA-Estequiometría

2016

Problema 1 (5 puntos)

El yodo (I₂) es un sólido que se obtiene por tratamiento de salmueras con cloro (Cl₂) 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 Cl₂ 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.

ΔH_f° [NaI (s)] = - 310,97 kJ/mol; ΔH_f° [NaCl (s)] = - 411,15 kJ/mol.

R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

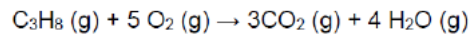
760 mmHg = 1 atm.

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:



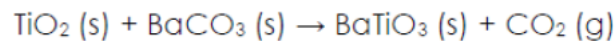
- Calcule el número de moles de todas las sustancias que intervienen en la reacción y el número de moléculas de agua obtenidas en las condiciones indicadas. **(1,5 puntos)**
- Calcule la masa, en gramos, de propano que ha reaccionado. **(1,5 puntos)**
- Calcule el volumen, en litros, de aire necesario,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

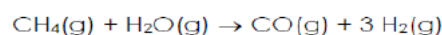
Entalpías de formación estándar, ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): $TiO_2(s) = -944,7$; $BaCO_3(s) = -1216$; $BaTiO_3(s) = 136,6$;

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

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

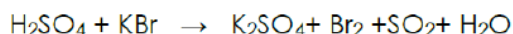
Masas atómicas relativas: H=1; O= 16; S= 32; Cu= 63,5

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)

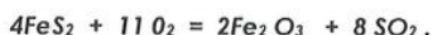
Masas atómicas relativas: K= 39, Br= 80

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 .

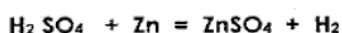
Constante de los gases R = 0'082 L.atm/mol.K

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 .

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



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.

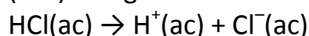
Seguido de Arrhenius, los fisicoquímicos Brønsted y Lowry desarrollaron independientemente su propia teoría, hasta que llegó Lewis para proponer una versión mejorada y más acertada de la misma.

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.

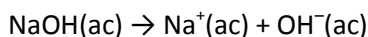
7.1.1. Teoría de Arrhenius

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

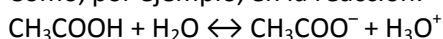
Esta teoría fue desarrollada independientemente por dos fisicoquímicos en el año 1923, el primero en Dinamarca y el segundo en Inglaterra. Ambos tenían la misma visión: la teoría de Arrhenius era limitada (ya que dependía completamente de la existencia de una solución acuosa) y no definía correctamente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

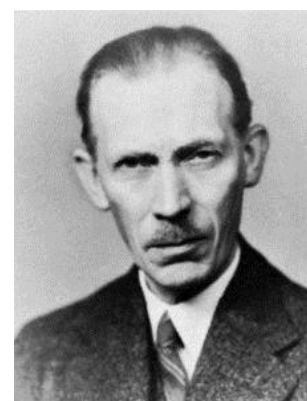
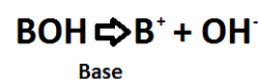
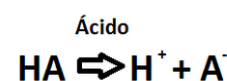
Utilizaban un ejemplo para demostrar su teoría, la cual involucraba una reacción en equilibrio. Afirmaba que cada ácido tenía su base conjugada, y que cada base también tenía su ácido conjugado, así:



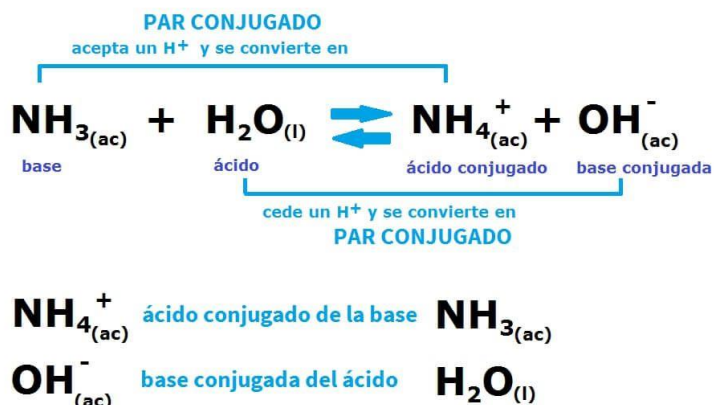
Como, por ejemplo, en la reacción:



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



Johannes Nicolaus Bronsted



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**

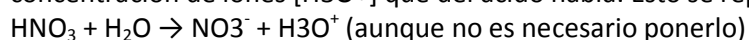
7.5. Cálculo de pH de ácidos y bases fuertes

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.

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

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
OPCIÓN B FÍSICA Y QUÍMICA

NO

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
OPCIÓN C QUÍMICA

2018

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.

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD ≥ 25
OPCIÓN B QUÍMICA

4

2019

Se preparan 500 mL de disolución añadiendo agua a 4,57 g de cloruro de hidrógeno, (HCl).

- a) Calcule el pH de la disolución. **(1,25 puntos)**
- b) Calcule el volumen de disolución de hidróxido de sodio (NaOH) de concentración 0,75 M necesario para neutralizar 100 mL de la disolución de HCl anterior. **(1,25 puntos)**

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1; Cl = 35,5.

5

2018

- a) El pH de una muestra biológica es 5,8. Calcule cuál es la concentración molar (mol/L) de las especies H_3O^+ y OH^- . **(1 punto)**
- b) Calcule el pH de la disolución resultante de mezclar 25,0 mL de una disolución de NaOH, de concentración 0,5 M, con 5,0 mL de otra disolución de HCl de concentración 1,0 M. Considere que los volúmenes son aditivos. **(1,50 puntos)**

Dato: Constante de autoionización del agua, $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

6

2017

Cuestión 2 (2,5 puntos)

- 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.

7

2016

Cuestión 2 (2,5 puntos)

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

8

2015

Cuestión 3 (2,5 puntos)

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

9

2014

Cuestión 2 (2,5 puntos)

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

10

2013

Cuestión 2 (2,5 puntos)

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: $K_w = 10^{-14}$

11

2011

2. Calcular el pH de:

a) una disolución 0,2 M de NaOH (1 punto)

b) una disolución 0,01 N de HCl (1 punto)

12

2010

2.-Una disolución acuosa de ácido clorhídrico (HCl) tiene una concentración 0'1M. Otra disolución de hidróxido sódico (NaOH) tiene una concentración 0'1 M. Calcular el pH de cada disolución. (2 puntos)

13

2009

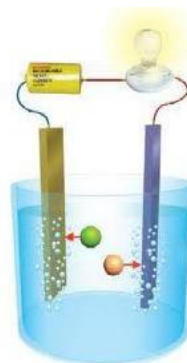
2.- Determinar el pH de; a) una disolución que es 0'15 N de HCl (1 punto) y de b) una disolución que es 0'15 N de Ca(OH)_2 ,(1 punto)

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)
- 8.6. Potenciales normales de reducción

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA



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.

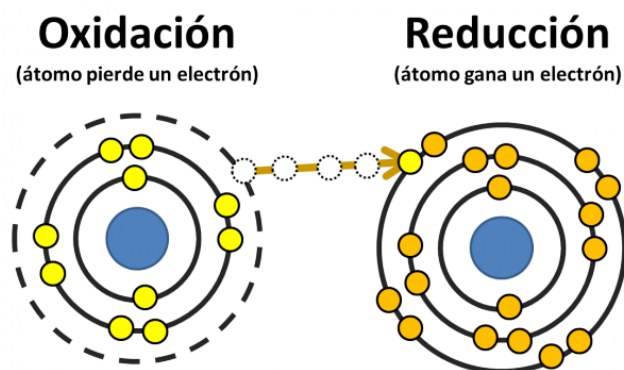
El término OXIDACIÓN comenzó a usarse para indicar que un compuesto incrementaba la proporción de átomos de Oxígeno. Igualmente, se utilizó el término de REDUCCIÓN para indicar una disminución en la proporción de oxígeno. Actualmente, ambos conceptos no van ligados a la mayor o menor presencia de Oxígeno. 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 (H_2 , Na, Fe, O_2 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-.

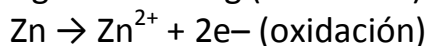
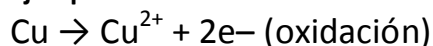
El O siempre tiene 2-, como hay 3, tendremos: 3.(-2) = -6

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

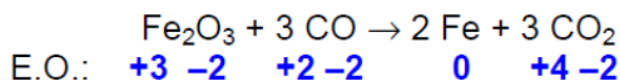
Comprobar que la reacción de formación de hierro: Fe₂O₃ + 3 CO → 2 Fe + 3 CO₂ es una reacción redox. Indicar los E.O. de todos los elementos antes y después de la reacción.

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

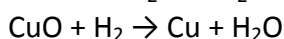
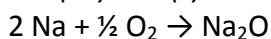
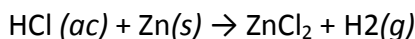
Comprobar las oxidaciones y reducciones en las siguientes reacciones:

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

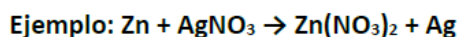


8.5. Ajuste de reacciones redox (método del ion-electrón)

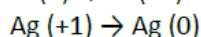
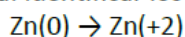
Se basa en la conservación tanto de la masa como de la carga (los electrones que se pierden en la oxidación son los mismos que los que se ganan en la reducción).

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

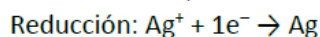
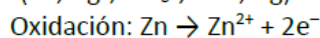
- Determinar el nº de oxidación de cada átomo para localizar la especie oxidada y reducida.
- Se divide la reacción en dos semirreacciones, una la de oxidación y otra la de reducción. Hay que tener en cuenta las disociaciones de ácidos y sales, los óxidos no se disocian.
- Se igualan, tanto en masa como 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



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

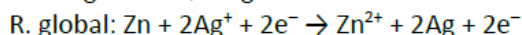
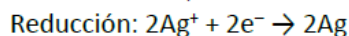
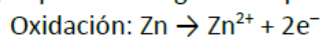


Segunda: Escribir semirreacciones con moléculas o iones que existan realmente en disolución ajustando el nº de átomos: (Zn, Ag⁺, NO₃⁻, Zn²⁺, Ag)

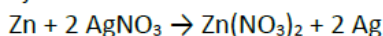


Tercera: Ajustar el nº de electrones de forma que al sumar las dos semirreacciones, éstos desaparezcan.

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.

8.6. Potenciales normales de reducción

La fuerza de un oxidante o de un reductor viene dada por la tendencia a ganar o a perder electrones. Actualmente se usa el término **potencial normal de reducción**. Existen tablas en donde figuran la mayoría de los elementos y compuestos de los que se han calculado los potenciales de reducción para cada uno de ellos expresados en Voltios. Así, tenemos la **TABLA DE POTENCIALES NORMALES DE REDUCCIÓN (PODRÍAN HABER SIDO DE OXIDACIÓN, PERO SE REFIEREN SIEMPRE A LA REDUCCIÓN)**. Ejemplos:

$\mathcal{E}(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$, quiere decir que la reacción de reducción $\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$ tiene un potencial $\mathcal{E} = +0,80 \text{ V}$

$\mathcal{E}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$, quiere decir que la reacción de reducción $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$ tiene un $\mathcal{E} = -0,76 \text{ V}$

Vemos que hay potenciales positivos y negativos. Con parejas de potenciales se puede formar una pila cuya fuerza electromotriz total debe ser positiva, puesto que tiene que dar Voltios. Como por convenio todos los potenciales son de reducción y en cualquier proceso redox y en las pilas debe haber una reducción y una oxidación, siempre a uno de los potenciales que nos den, el que produzca una oxidación, le tendremos que cambiar el signo.

Ejemplo:

Cuestión 2 (2,5 puntos)

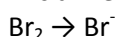
Se añade bromo molecular (Br_2) a una disolución acuosa que contiene yoduro de sodio (NaI) a 25°C .

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

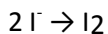
Datos: potenciales estándar de reducción: $\text{Br}_2/\text{Br}^- = +1,07 \text{ V}$; $\text{I}_2/\text{I}^- = +0,53 \text{ V}$.

Tenemos Br_2 y NaI . Vemos los datos que nos dan $\mathcal{E}^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = +1,07 \text{ V}$, $\mathcal{E}^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = +0,53 \text{ V}$. Estos datos nos dan la pista de los cambios que puede haber y quien no esté en los datos no lo tendremos en cuenta (por ejemplo el Na^+ del NaI). Vemos que el Br_2 está relacionado con el Br^- y el I_2 está relacionado con el I^- .

Nosotros teníamos Br_2 y NaI , el NaI se debe disociar: $\text{Na}^+ \text{I}^-$ y el Na^+ como no está en los datos no lo tenemos en cuenta. Así nuestra verdadera reacción es del Br_2 con el I^- . A partir de los datos de los potenciales, el Br_2 que tenemos inicialmente puede dar Br^- y el I^- (del NaI que también tenemos) puede dar I_2 . O sea, las dos semirreacciones serán:



Ahora las ajustamos: $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$

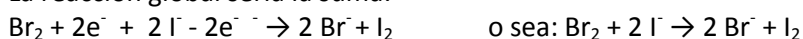


y vemos los electrones:

$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-$ que es una reducción (su potencial es el mismo valor que nos dan, sin cambiar el signo), o sea $+1,07 \text{ V}$

$2\text{I}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{I}_2$ que es una oxidación. Como el potencial que nos han dado es de reducción ($+0,53\text{V}$) y esto es una oxidación, le debemos cambiar el signo, o sea $-0,53 \text{ V}$

La reacción global sería la suma:



y la fuerza electromotriz total que da la pila es $\mathcal{E}^\circ = +1,07 - 0,53 = 0,54 \text{ V}$ El Br_2 se reduce, luego es el oxidante

El I^- se oxida, luego es el reductor

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
OPCIÓN B FÍSICA Y QUÍMICA

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
OPCIÓN C QUÍMICA

2018

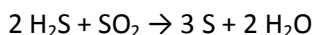
2017

2015

2014

2013

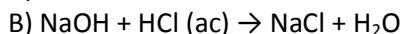
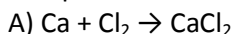
1. El sulfuro de hidrógeno reacciona con el dióxido de azufre para producir azufre elemental y agua según la reacción:



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

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD ≥ 25
OPCIÓN B QUÍMICA

4-2019

Se prepara una pila voltaica formada por los electrodos Cd^{2+}/Cd y Ag^+/Ag en condiciones estándar.

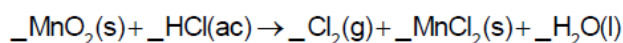
a) Escriba la reacción global ajustada. Indique el oxidante y el reductor. **(1,5 puntos)**

b) Calcule el potencial estándar de la reacción. **(1 punto)**

Datos: Potenciales de reducción estándar: $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = + 0,80 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = - 0,40 \text{ V}$.

5-2018

El cloro molecular, Cl_2 , puede obtenerse en el laboratorio mediante la reacción del óxido de manganeso(IV), MnO_2 , con ácido clorhídrico, $\text{HCl}(\text{ac})$, en la que se forman cloruro de manganeso(II) y agua según la ecuación química (no ajustada) siguiente:



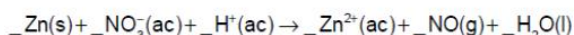
- Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción. **(1 punto)**
- Ajuste la reacción química global. **(1 punto)**
- Indique la especie oxidante y la reductora. **(0,5 puntos)**

6-7

2017

Cuestión 3 (2,5 puntos)

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



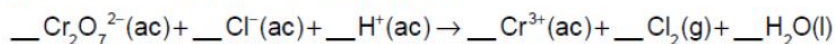
- Ajuste la ecuación química anterior. **(1,25 puntos)**
- Indique qué especie es el agente oxidante y qué especie es el agente reductor. **(0,50 puntos)**
- Calcule el potencial estándar de la celda electroquímica propuesta. **(0,75 puntos)**

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)**



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

8

2015

Cuestión 2 (2,5 puntos)

Se añade bromo molecular (Br_2) a una disolución acuosa que contiene yoduro de sodio (NaI) a 25°C .

- Formule las semireacciones de oxidación y reducción. **(1 punto)**
- Escriba la reacción química espontánea global y calcule el E° . **(1 punto)**
- 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.

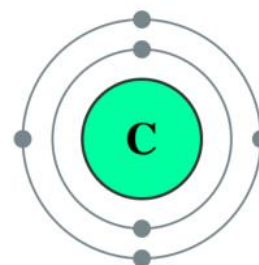
9.2. Los compuestos orgánicos

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.

ATOMO DE CARBONO

Z = Número Atómico = N° de Protones = N° de electrones

The infographic shows the following data for Carbon (C):

- Atomic Number (Z): 6
- Electronic Configuration: $1s^2 2s^2 2p^2$
- Boiling Point (°C): 4.830
- Melting Point (°C): 3.727
- Density: 2.26
- Atomic Mass: 12.011
- Chemical Symbol: C

The Bohr model diagram shows a central nucleus with 6 protons and 6 neutrons, surrounded by two electron shells: an inner shell with 2 electrons and an outer shell with 4 electrons.

¿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

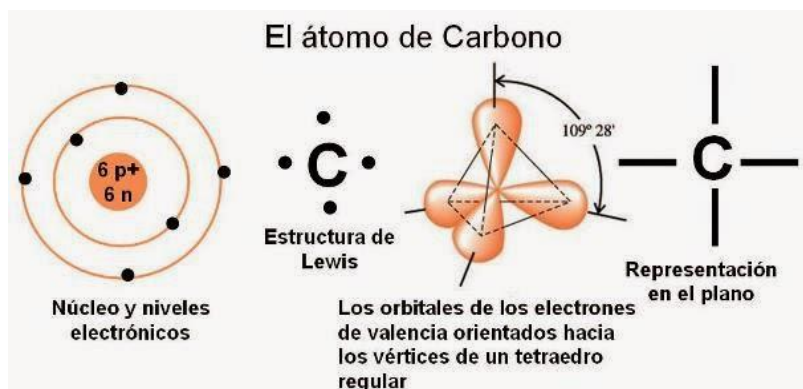


Configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^2$

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.

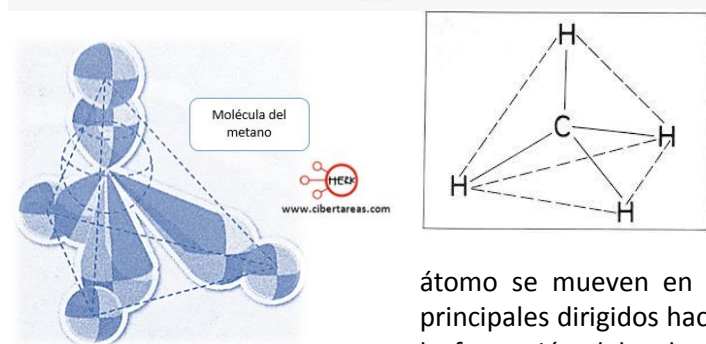
Se trata del elemento de número atómico $Z = 6$. Por tal motivo su configuración electrónica en el estado fundamental o no excitado es $1s^2 2s^2 2p^2$. La existencia de cuatro electrones en la última capa sugiere la posibilidad bien de ganar otros cuatro convirtiéndose en el ion C^{4-} cuya

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

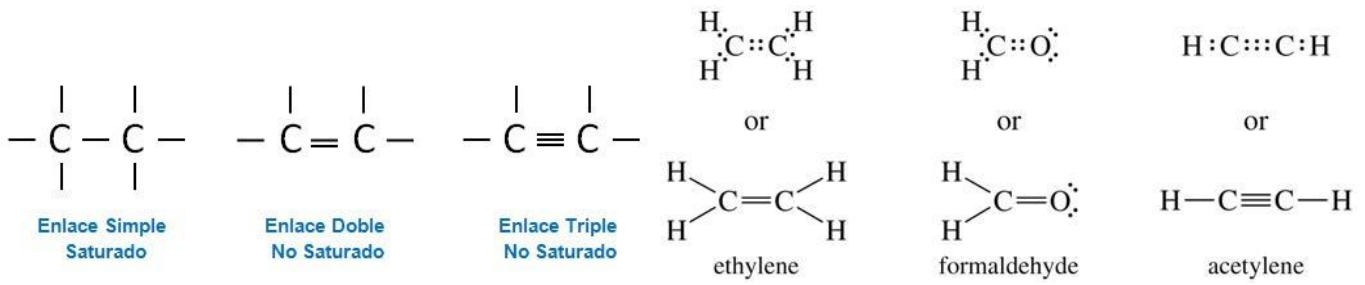
Posibilidad de enlaces múltiples consigo mismo o con otros elementos como el oxígeno, el nitrógeno.

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.

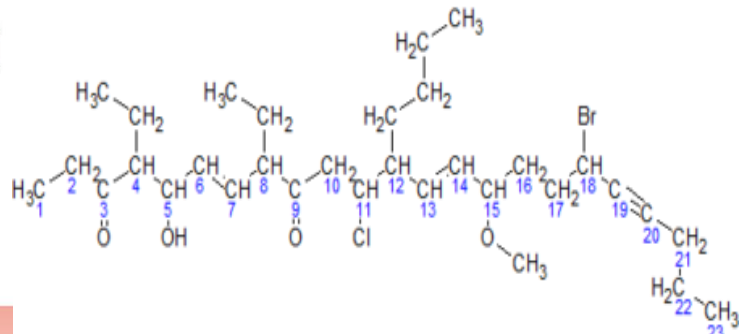
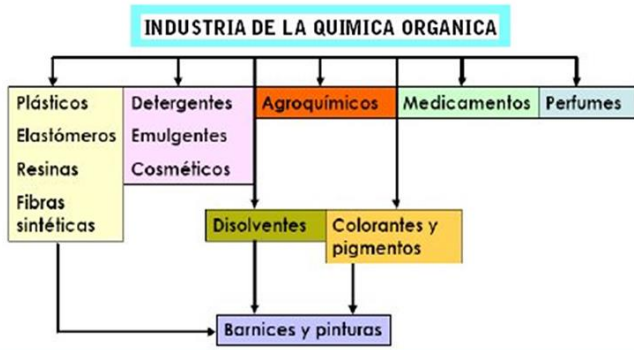
La causa de la existencia de un número tan elevado de compuestos de carbono se debe al carácter singular de este elemento, que puede:

- 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-butil-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** ariloxycarbonil**
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{NH}_2 \end{array}$	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

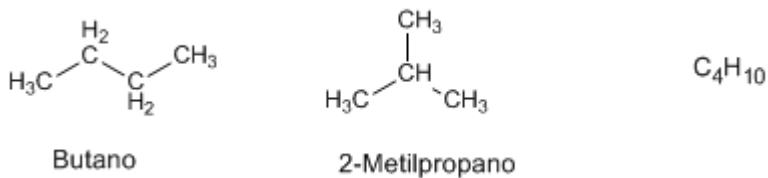
Isómeros Estructurales

Definición de isómeros

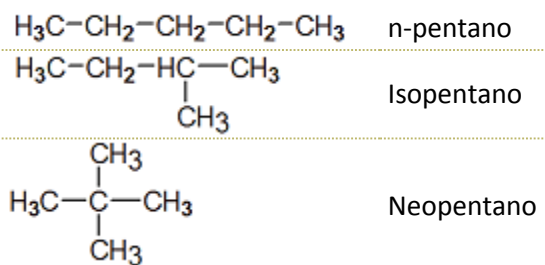
Se llaman isómeros a moléculas que tienen la misma fórmula molecular pero distinta estructura. Se clasifican en isómeros de cadena, posición y función.

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.

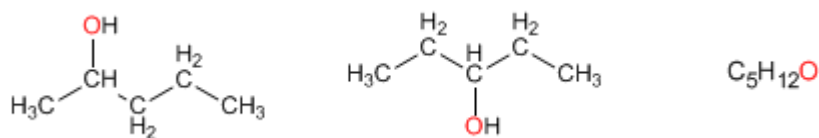


Isómeros de Cadena del C_5H_{12}



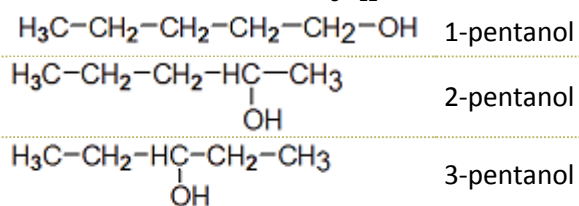
Isómeros de posición

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



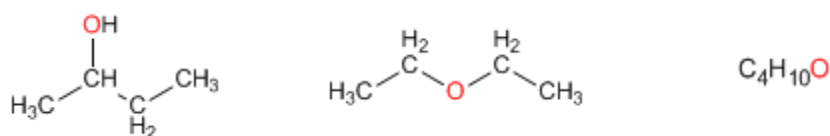
Isómeros de Cadena o Esqueleto: difieren en la disposición de los átomos en el esqueleto o cadena carbonada. Ejemplos:

Isómeros de Posición del $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$

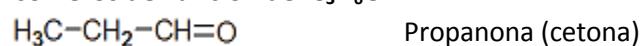


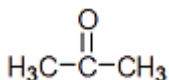
Isómeros de función

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 $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$





Propanal (aldehído)

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
OPCIÓN B FÍSICA Y QUÍMICA

NO

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
OPCIÓN C QUÍMICA

1-2018

6. Sabemos que el 1-hexeno y el 1-hexino son hidrocarburos.

- Explica brevemente el concepto y la composición química de los hidrocarburos. (0,4 puntos)
- Escribe la fórmula semidesarrollada del 1-hexeno. (0,4 puntos)
- Escribe la fórmula semidesarrollada del 1-hexino. (0,4 puntos)
- Razona si el 1-hexeno y el 1-hexino son isómeros entre sí. (0,4 puntos)
- Formula y nombra un isómero de posición del 1-hexeno (0,4 puntos)

2-2017

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

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

3-2013

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

4-2012

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

5-2011

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

6-2010

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

EXÁMENES DE LA COMUNITAT VALENCIANA
PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD ≥ 25
OPCIÓN B QUÍMICA

NO

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	$H^{-} + Me^{+}$	CoH_2	Hidruro de cobalto (II)	Hidruro cobaltoso.
	$H^{-} + NoMe^{+}$	H_3N	Nitruro de hidrógeno	
HIDRÓXIDOS	$Me^{+} + (OH)^{-}$	$Au(OH)_3$	Hidróxido de oro (III)	Hidróxido aurico.
Hidróxidos	$H^{+} + NoMe^{+}$	HCl	Ácido clorhídrico. Δ (Se diferencian de los hidruros en el estado)	
Ácidos	$H^{+} + O^{2-} + E^{+}$	H_2SO_4	Tetraoxosulfato (VI) de H.	Sulfato de hidrógeno
Oxácidos				
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	$-(O_2)^{-2} + Me^{+}$ $-(O_2)^{-2} + H^{+}$	CaO_2	Peróxido de calcio.	
IONES	Cationes: E^{+} Aniones: E^{-}	Mg^{+2}	Catión magnesio (II) Anión magnesio (II)	Ión magnesio

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
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 ₂ SO ₄ : Ácido sulfúrico	SO ₄ ²⁻ : Ión sulfato	K ₂ SO ₄ : Sulfato de potasio
H ₂ CO ₃ : Ácido carbónico	CO ₃ ²⁻ : Ión carbonato	Na ₂ CO ₃ : Carbonato de sodio
H ₂ CO ₃ : Ácido carbónico	HCO ₃ ¹⁻ : Ión hidrogenocarbonato	NaHCO ₃ : Hidrogenocarbonato de sodio

FORMULACIÓN QUÍMICA ORGÁNICA

CH₄ metano; CH₃ - CH₃ etano; CH₃ - CH₂ - CH₃ propano; CH₃ - CH₂ - CH₂ - CH₃ butano.

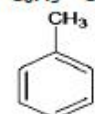
5- pentano; 6- hexano; 7- heptano; 8 octano; 9 nonano; 10- decano; ...

Los radicales se nombran sustituyendo la terminación **ano** por **ilo**.

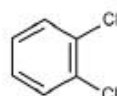
CH₃ - metilo; CH₃ - CH₂ - etilo; ...

$\begin{array}{c} CH_3 \\ | \\ CH_3 - CH_2 - C - CH_2 - CH_3 \\ | \\ CH_3 \end{array}$ 3,3-dimetilpentano

CH₂ = CH₂ eteno (etileno)
CH ≡ CH etino (acetileno)
C₆H₅ - CH₃ metilbenceno (tolueno)



CH₂ = CH - CH₃ propeno
CH ≡ C - CH₃ propino



1,2-diclorobenceno

CHCl₃ triclorometano (cloroformo)
CH₃ - CHOH - CH₃ 2-propanol
CH₃ - O - CH₂ - CH₃ 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 ($P=1$ atm, $T=273$ 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)

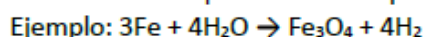
$$M = \frac{\text{Moles Soluta}}{\text{litros Disolucion}} = \frac{\text{Masa Soluta} / M_{mol}}{\text{litros Disolucion}} \quad M = n/V \quad n = M \cdot V, \text{ donde } n = m/Mr$$

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".



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"

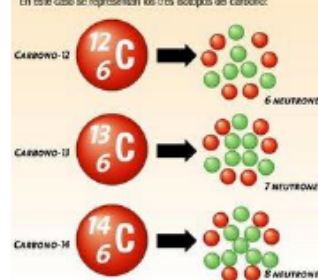
Teniendo en cuenta que el conjunto de los tres primeros nº cuánticos determinan perfectamente la capa, el suborbital y la orientación de éste, el valor adquirido por el cuarto nº cuántico completa perfectamente la caracterización de cada uno de los electrones. Recordad los paréntesis (n, l, m_l, s)

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.

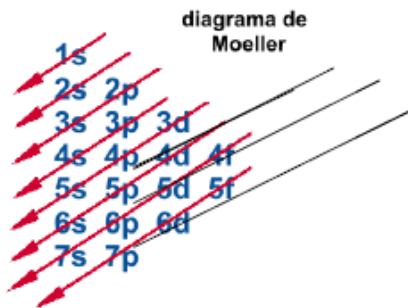
Exponente indicativo del número de electrones

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)

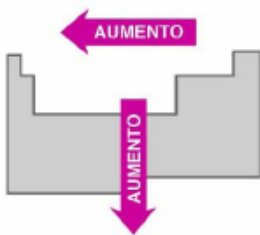
NOTACION DE LEWIS

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

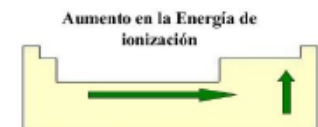
Se define como la energía necesaria para que un átomo de un elemento pierda un electrón y se transforme, por tanto en un ion positivo.

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

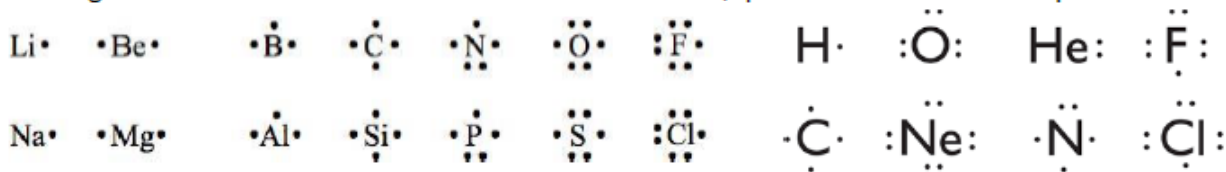
Enlace	Cómo se forma	Propiedades
Iónico	Entre elementos de muy diferente electronegatividad (metal-No metal). Por cesión y captación de e, y formación de los correspondientes iones, que interaccionan eléctricamente formando redes cristalinas. Diferencia de Electronegatividad >1,7	Sólidos duros de alto 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

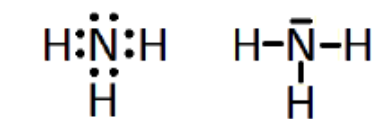
Elemento Última capa	Estado fundamental	Estado excitado								
Boro: 2s ² 2p ¹	<table border="1" style="display: inline-table; vertical-align: middle;"> <tr><td>↑↓</td><td>↑</td><td></td><td></td></tr> </table>	↑↓	↑			<table border="1" style="display: inline-table; vertical-align: middle;"> <tr><td>↑</td><td>↑</td><td>↑</td><td></td></tr> </table>	↑	↑	↑	
↑↓	↑									
↑	↑	↑								
Berilio: 2s ² 2p ⁰	<table border="1" style="display: inline-table; vertical-align: middle;"> <tr><td>↑↓</td><td></td><td></td><td></td></tr> </table>	↑↓				<table border="1" style="display: inline-table; vertical-align: middle;"> <tr><td>↑</td><td>↑</td><td></td><td></td></tr> </table>	↑	↑		
↑↓										
↑	↑									
Nitrógeno: 2s ² 2p ³	<table border="1" style="display: inline-table; vertical-align: middle;"> <tr><td>↑↓</td><td>↑</td><td>↑</td><td>↑</td></tr> </table>	↑↓	↑	↑	↑					
↑↓	↑	↑	↑							

Fósforo : $3s^2 3p^3$	↑ ↓	↑	↑	↑	↑	↑	↑	↑		
Carbono : $2s^2 2p^2$	↑ ↓	↑	↑		↑	↑	↑	↑		
Flúor : $2s^2 2p^5$	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑						

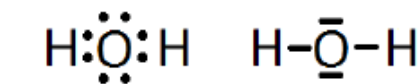
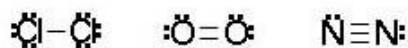
Los diagramas de Lewis se suelen hacer con el estado excitado, que es cuando más enlaces puede formar:



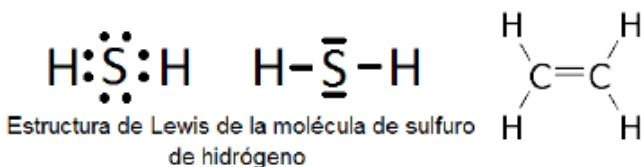
Cada línea representan dos electrones (uno de cada átomo).



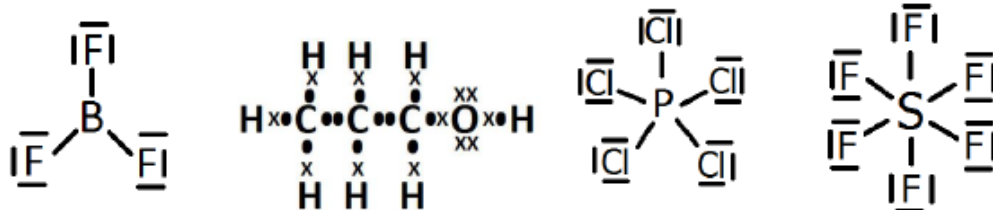
Estructura de Lewis de la molécula de amoníaco



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

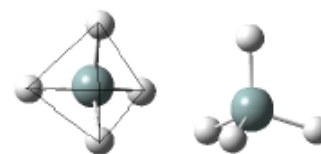
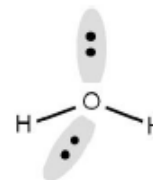
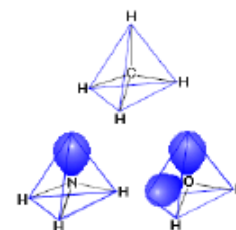
Compuestos del C $\cdot \text{C} \cdot$ siempre tetraédrica: CH_4 , CCl_4 , CF_4 , CHCl_3 , CH_2F_2
El CO_2 es lineal

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":

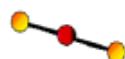
H₂O, OF₂, Cl₂O

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



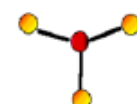
SiH₄ GEOMETRÍA TETRAÉDRICA
4 PARES ELECTRÓNICOS ENLAZANTES

1- Lineal



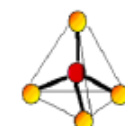
LINEAR

2- Triangular (Trigonal) plana



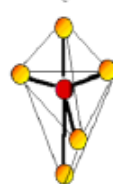
TRIGONAL PLANAR

3- Tetraédrica



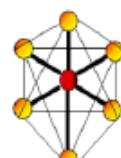
TETRAHEDRAL

4- Bipirámide trigonal



TRIGONAL BIPYRAMIDAL

5- Octaédrica



OCTAHEDRAL

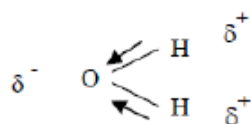
PASOS PARA DEDUCIR LA POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS

Estructura de Lewis

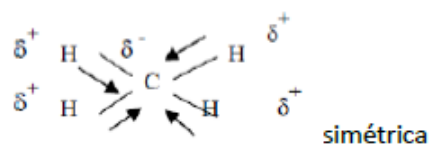
Estudiar la geometría de la molécula si es necesario

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

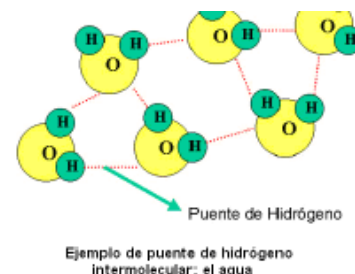
Molécula polar H₂O



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).

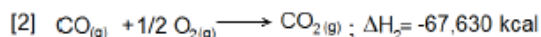
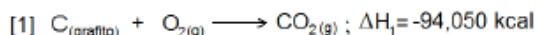
La reacción de combustión del butano es: $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + \frac{13}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{CO}_2(\text{g}) + 5\text{H}_2\text{O}(\text{l})$; $\Delta H^0 = ?$

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

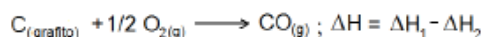
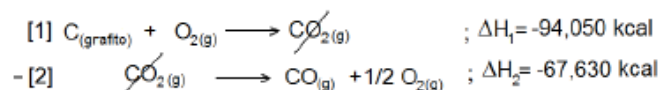
Recordad que los elementos como el O₂ tienen entalpía de formación "0".

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

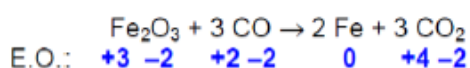
$Zn - 2e^- \rightarrow Zn^{2+}$ o bien: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ (oxidación). El Zn se oxida, luego es el reductor

$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$ (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.



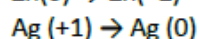
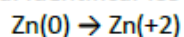
Reducción: El Fe disminuye su E.O. de "+3" a "0" luego se reduce (cada átomo de Fe captura 3 electrones).

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.



RECOPIACIÓN DE EXÁMENES POR AÑOS (LOS MISMOS QUE SE ENCUENTRAN EN CADA TEMA)

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

2018

1. Se disuelven 171 gramos de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 2 litros de disolución. Calcula:
- El número de moles que contiene. (0,6 puntos)
 - La molaridad de la disolución. (0,7 puntos)
 - De esta disolución se toman 100 mL a los que se les añade agua hasta medio litro de disolución. ¿Cuál será la molaridad de la nueva disolución? (0,7 puntos)

M: C =12, H=1 y O= 16

2. De las siguientes combinaciones de números cuánticos:

i) (2, 1, -1, -1/2) ; ii) (3, 0, -1, -1/2) ; iii) (4, 2, 2, 1/2) ; iv) (3, 0, 0, -1/2)

- ¿Cuáles son posibles? Razona la respuesta. (1 punto)
- En los casos posibles, identifica el orbital que representan. (1 punto)

3. Los números atómicos del oxígeno, el flúor y el sodio son, respectivamente 8, 9 y 11.

- Escribe sus configuraciones electrónicas. (0,7 puntos)
- Justifica qué ion estable forma cada uno de ellos. (0,6 puntos)
- Ordena los elementos anteriores de mayor a menor radio atómico. (0,7 puntos)

4. El cloruro de hidrógeno en disolución acuosa ataca al cinc obteniéndose cloruro de cinc y desprendiendo gas hidrógeno. Si tenemos 100 g de cinc de pureza 90% que reacciona con exceso de cloruro de hidrógeno.

- Escribe y ajusta la reacción. (0,6 puntos)
- Los gramos de cloruro de hidrógeno que se necesitarán para reaccionar con el cinc. (0,7 puntos)
- El volumen de hidrógeno que se desprenderá a la presión de 1 atmósfera y 0° C. (0,7 puntos)

Datos: M (H)=1 u, (Zn)= 65,4 u y (Cl)= 35,5 u y $R= 0,082 \frac{atm \cdot L}{K \cdot mol}$

5. a) Haz un estudio de los enlaces que se rompen y los que se forman en el transcurso de la siguiente reacción: $CH_4(g) + Cl_2(g) \rightarrow CH_3Cl(g) + HCl(g)$ (1 punto)

b) Empleando las entalpías de enlace, calcula la entalpía de la reacción anterior. (1 punto)

Datos: Entalpías de enlace en kJ/mol: (C-H) = 414; (Cl-Cl) = 243; (C-Cl) = 339; (H-Cl) = 432.

6. Sabemos que el 1-hexeno y el 1-hexino son hidrocarburos.

- Explica brevemente el concepto y la composición química de los hidrocarburos. (0,4 puntos)
- Escribe la fórmula semidesarrollada del 1-hexeno. (0,4 puntos)
- Escribe la fórmula semidesarrollada del 1-hexino. (0,4 puntos)
- Razona si el 1-hexeno y el 1-hexino son isómeros entre sí. (0,4 puntos)
- Formula y nombra un isómero de posición del 1-hexeno (0,4 puntos)

2017

1. Se disuelven 10 gramos de hidróxido de sodio en 2 litros de agua. Calcula:

- La concentración de la disolución en g/L. (0,6 puntos)
- La molaridad de la disolución. (0,7 puntos)
- 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:

- 300 litros de CO₂ a la presión de 1 atmósfera y temperatura 0°C.
- 300 g de CO₂
- 6,02·10²⁴ moléculas CO₂

Datos: M atómicas: O= 16 u y del C =12 u. $R= 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol}$

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

- Su número atómico. (0,5 puntos)
- El periodo y grupo en el que se encuentra. (0,5 puntos)
- Justifica cuál es su valencia iónica. (0,5 puntos)
- 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.

- Escribe y ajusta la reacción. (0,7 puntos)
- Si se queman 200 g de butano, calcula la energía desprendida. (0,7 puntos)
- 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:

- CH₃-CH₂-CH₂OH y CH₃-CHOH-CH₃ (0,6 puntos)
- CH₃-CH₂OH y CH₃-O-CH₃ (0,7 puntos)
- 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.

- Calcula qué volumen ocuparán 2,5 moles de dióxido de azufre (SO₂) en condiciones normales.
- ¿cuál será su masa?.
- 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.

- 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

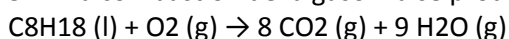
3. Las configuraciones electrónicas del Magnesio, Cloro y Bromo son, respectivamente: *1s22s22p63s2 1s22s22p63s23p5 1s22s22p63s23p64s23d104p5*

- 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; ΔHcombustión C₈H₁₈ = - 5080 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 H₂S + SO₂ → 3 S + 2 H₂O

- 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: ΔH^o (H₂O)=-285,8 KJ/mol; ΔH^o (H₂S)=-20,6 KJ/mol; ΔH^o (SO₂)=-296,8 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).

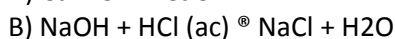
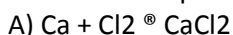
	Azufre	+	Hierro	→ sulfuro de hierro (II)
Caso 1	4 g		7 g	
Caso 2	8 g			22 g
Caso 3	3 g		7 g	
Caso 4	4 g		10 g	

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: Matómicas: 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(Cl_2) para formar tricloruro de hierro (FeCl_3). Se pide:

- Escribe y ajusta la reacción. Indica de qué tipo de reacción se trata.
- ¿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

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.

PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD ≥ 25

PARTE ESPECÍFICA. CIENCIAS.

Materia: QUÍMICA

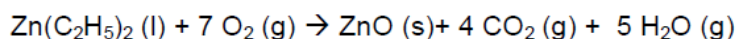
Duración: 1h 30'

RESPONDE A 4 DE LAS 6 CUESTIONES PROPUESTAS (A partir de 2019)

2019

Cuestión 1 (2,5 puntos)

El dietilzinc (DEZn) es un reactivo muy inestable que se inflama espontáneamente en contacto con el dióxígeno según la reacción:



a) Calcule la cantidad (en gramos) de ZnO que se obtiene al exponer al aire 1 gramo de DEZn. (1,5 puntos)

b) Determine el volumen (en litros) de CO₂, medido a 300 °C y 1 atm de presión, que se generará como consecuencia de la reacción anterior. (1 punto)

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12; O = 16, Zn = 65,4.

R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹.

Cuestión 2 (2,5 puntos)

- a) Prediga la geometría y el carácter polar o apolar de las moléculas: BHF_2 , NCl_3 y CHF_3 . (1,5 puntos)
- b) Formule o nombre, según convenga, los siguientes compuestos: (1 punto)

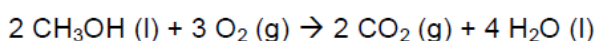
b-1)	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
b-2)	Etanal
b-3)	Na_3PO_4
b-4)	Ácido clórico
b-5)	K_2S

Datos: Números atómicos: $Z(\text{H}) = 1$; $Z(\text{B}) = 5$; $Z(\text{C}) = 6$; $Z(\text{N}) = 7$; $Z(\text{F}) = 9$; $Z(\text{Cl}) = 17$.

Cuestión 3 (2,5 puntos)

El metanol es una sustancia que puede utilizarse como combustible en los motores de explosión. Las entalpías de formación estándar a 25°C del metanol (CH_3OH), dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O) son, respectivamente: $-238,6$, $-393,5$ y $-285,8$ kJ/mol.

Calcule la cantidad de energía (en kJ) que se desprenderá cuando se quemen (según la reacción siguiente) 8,0 gramos de metanol. (2,5 puntos)

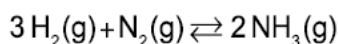


Datos: Masas atómicas relativas: $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$.

Cuestión 4 (2,5 puntos)

La síntesis de amoníaco es especialmente relevante a nivel industrial. En un reactor de 1 litro de capacidad y a una temperatura de 1000 K, se encuentra en equilibrio una mezcla formada por 28,84 g de N_2 , 3,24 g de H_2 y 1,73 g de NH_3 .

Determine la K_p del equilibrio: (2,5 puntos)



Datos: Masas atómicas relativas: $\text{H} = 1$; $\text{N} = 14$.

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

Cuestión 5 (2,5 puntos)

Se preparan 500 mL de disolución añadiendo agua a 4,57 g de cloruro de hidrógeno, (HCl).

- a) Calcule el pH de la disolución. (1,25 puntos)
- b) Calcule el volumen de disolución de hidróxido de sodio (NaOH) de concentración 0,75 M necesario para neutralizar 100 mL de la disolución de HCl anterior. (1,25 puntos)

Datos: Masas atómicas relativas: $\text{H} = 1$; $\text{Cl} = 35,5$.

Cuestión 6 (2,5 puntos)

Se prepara una pila voltaica formada por los electrodos Cd^{2+}/Cd y Ag^+/Ag en condiciones estándar.

- a) Escriba la reacción global ajustada. Indique el oxidante y el reductor. (1,5 puntos)
- b) Calcule el potencial estándar de la reacción. (1 punto)

Datos: Potenciales de reducción estándar: $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$.