



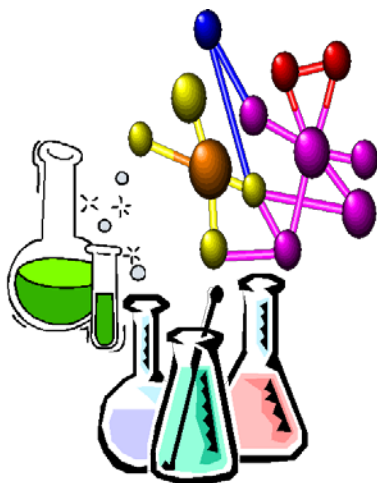
UNIVERSIDAD TECNOLÓGICA NACIONAL
FACULTAD REGIONAL CÓRDOBA
DEPARTAMENTO INGENIERÍA QUÍMICA
QUÍMICA GENERAL



Prácticos de Aula

Guía de Ejercicios y Problemas

2020



Equipo docente

PROFESOR TITULAR:

Dra. Mónica Crivello

PROFESORES ASOCIADOS:

Dra. Nancy Bálsamo

Ing. Esp. Claudia Carreño

PROFESORES ADJUNTOS:

Dra. Ivana Aiassa

Dra. María Eugenia Álvarez

Dra. Analía Cánepa

Ing. Diego Crema

Dr. Sebastián Diez

Dra. Griselda Eimer

Dra. Verónica Elías

Dr. Gabriel Ferrero

Dra. Angélica Heredia

Ing. Esp. Jorge Herrera

Mgter. Claudia López

Dra. Silvia Mendieta

Mgter. Ema Sabre

Dra. Clara Saux

Ing. Rita Stanislavs

JEFES DE TRABAJOS PRÁCTICOS:

Dra. Tamara Benzaquén

Ing. Esp. Verónica Berdiña

Dra. Paola Carraro

Ing. Esp. Carina Colasanto

Mgter. Darío Gonella

Dra. Candelaria Leal Marchena

Dra. Laura Lericí

Dra. María Laura Martínez

Dra. Lorena Rivoira

Ing. Pablo Ochoa Rodríguez

Dra. Virginia Vaschetti

Dra. Eliana Vaschetto

PROGRAMA ANALÍTICO

OBJETIVOS GENERALES

Incentivar el sentido de observación y razonamiento frente a los fenómenos químicos.

Desarrollar hábitos de estudio permanente como una forma de actualización de los conocimientos.

Proporcionar a los estudiantes una base sólida y equilibrada de conocimientos químicos y habilidades prácticas.

Favorecer el desarrollo del juicio crítico y la autoevaluación que permitan la resolución de problemas cada vez más complejos.

Fomentar el razonamiento sobre bases lógicas, empleando el método científico, formulando hipótesis, modelos, experimentación, comprobación y evaluación para extraer conclusiones aplicables en la práctica.

Desarrollar en el estudiante, mediante la educación en Química, un rango de habilidades cognitivas y prácticas, y de competencias de carácter básicas o transversales, valiosas tanto en aspectos químicos como no químicos.

Proporcionar a los estudiantes una base de conocimientos y habilidades con las que pueda continuar de manera autónoma sus estudios en áreas especializadas de Química o áreas multidisciplinarias.

Generar en los estudiantes la capacidad de valorar la importancia de la Química en el contexto industrial, económico, medioambiental y social.

COMPETENCIAS BÁSICAS

Se trabajará con el objetivo que los estudiantes logren adquirir aquellas competencias referidas a los conocimientos, procedimientos, destrezas y actitudes fundamentales para el desarrollo de otros aprendizajes (comprender y/o interpretar un texto, elaborar síntesis, capacidad oral y escrita de transferirlo; producción de textos; interpretar y resolver situaciones problemáticas). Así, al finalizar el ciclo lectivo, se espera que los estudiantes sean capaces de:

- Desarrollar y fortalecer habilidades inherentes a la comprensión lectora.
- Producir textos con coherencia interna.
- Elaborar presentaciones orales y digitales.
- Fortalecer la capacidad analítica para la resolución de problemas.
- Interpretar la importancia del trabajo experimental en el desarrollo del conocimiento científico, en el área de la Química y la evolución de la tecnología.
- Utilizar e interpretar adecuadamente datos e información científica.
- Interpretar diagramas y realizar representaciones gráficas.
- Analizar e interpretar resultados de cálculos cuantitativos.

COMPETENCIAS TRANSVERSALES:

Se espera que los estudiantes logren desarrollar aquellas competencias referidas a la regulación de sus propios aprendizajes, en forma autónoma y en grupo, y la resolución de dificultades durante el proceso de aprendizaje. Así, los estudiantes deberán ser capaces de:

- Participar en clase de manera atenta y responsable.
- Consolidar habilidades para lograr autonomía del aprendizaje.
- Afianzar las relaciones interpersonales.
- Asumir objetivos del grupo frente a trabajos colectivos y actuar para alcanzarlos.
- Percibir el aporte de las tecnologías como apoyo a la actividad ingenieril.
- Reconocer el aporte de las diferentes tecnologías para el logro de producciones sustentables.

COMPETENCIAS ESPECÍFICAS:

El estudiante deberá adquirir saberes específicos de la asignatura, privilegiando el razonamiento lógico, la argumentación, la experimentación, el uso y organización de la información y la apropiación del lenguaje común de la ciencia y la tecnología. Así se espera que el estudiante sea capaz de:

- Comprender, reconocer y utilizar adecuadamente el lenguaje oral y simbólico propio de la asignatura.
- Comprender y describir procesos físicos y químicos.
- Predecir el comportamiento que pueden presentar los fenómenos físicos y químicos ante cambios en las variables del medio o condiciones a los que están sujetos.
- Entender y describir el efecto de variables (temperatura, presión, composición, etc.) que puedan modificar las propiedades de las sustancias y soluciones.
- Aplicar adecuadamente las leyes y principios de la Química.
- Comprender la estructura de la materia y su impacto en las propiedades físicas y químicas.
- Predecir el comportamiento de las sustancias en relación a la estructura de la materia.
- Reconocer diferentes tipos de reacciones químicas.
- Manipular adecuadamente elementos e instrumental de laboratorio.

Unidad Nº 1: Leyes fundamentales de la química. Conceptos básicos de química. Nomenclatura y Estequiometría

En esta unidad se pretende introducir a los estudiantes a hechos y conceptos de la química, no como fines en sí mismos, sino como medios para entender mejor el mundo que los rodea. Se intenta en esta introducción que adquiera una perspectiva de lo que trata la química, para luego concentrarse en los aspectos fundamentales de la materia y de las mediciones científicas.

Por otro lado, se estudiará la formación de los diferentes compuestos, comenzando con las nociones básicas del balanceo de ecuaciones, estudiando los distintos tipos de reacciones químicas.

También se pretende que el estudiante sepa lo que le sucede a la materia cuando sufre cambios químicos y cuál es la naturaleza cuantitativa de las fórmulas y las reacciones químicas. Se partirá de la ley de conservación de la masa, como principio guía de las diferentes explicaciones. Se remarcará la importancia de la estequiometría, como una herramienta indispensable para comprender problemas tan diferentes como medir la cantidad de producto que se obtiene o determinar el rendimiento de una reacción.

CONTENIDO UNIDAD N° 1: Leyes fundamentales de la química. Conceptos básicos de química. Nomenclatura y Estequiometría.

Leyes fundamentales de la química:

Objeto de estudio de la Química. Aplicación del método científico en las ciencias experimentales. Sistemas materiales. Propiedades extensivas e intensivas. Leyes fundamentales de la Química. Ley de conservación de la masa. Ley de las proporciones constantes. Ley de las proporciones múltiples. Ley de las proporciones recíprocas. Equivalente químico. Leyes volumétricas de las combinaciones gaseosas.

Conceptos básicos de química:

Concepto de átomo y molécula. Masas atómicas relativas y absolutas: métodos de determinación. Conceptos de mol y volumen molar. Número de Avogadro. Relaciones de combinación en masa y en volumen en las reacciones químicas.

Nomenclatura y estequiometría:

Fórmulas químicas y Nomenclatura: Clásica y IUPAC. La ecuación química: conceptos. Reacciones de formación de compuestos químicos: Óxidos, Hidruros, Ácidos, Bases y Sales. Composición porcentual o centesimal. Fórmula empírica (mínima) y molecular. Tipos de reacciones químicas: síntesis, desplazamiento, oxidación-reducción, etc. Balance de ecuaciones químicas. Concepto de coeficiente estequiométrico. Cálculos estequiométricos. Pureza y rendimiento

Unidad N° 2: Estructura atómica. Tabla periódica.

En esta unidad se comienza a explorar el fascinante mundo de los átomos. Examinando la estructura básica del átomo y repasando brevemente la formación de moléculas e iones. Así se espera que los estudiantes se familiaricen con los átomos de los distintos elementos químicos, que al combinarlos formen diferentes “compuestos químicos”. Para lograrlo deberán adquirir una comprensión profunda de la variación de las propiedades de los elementos al movernos hacia la derecha en una fila o hacia abajo en una columna de la tabla periódica. Comprender que las tendencias dentro de una fila o columna permiten predecir las propiedades químicas y la reactividad de los elementos. Se comenzará con una breve historia de la tabla periódica, para luego marcar las principales diferencias entre los elementos, analizando las configuraciones electrónicas. Se resaltaré la importancia de las configuraciones electrónicas para explicar tanto

diferencias como similitudes en las propiedades de los elementos. También se proporcionará una vista panorámica de la química descriptiva de los elementos no metálicos y metálicos, comenzando por el hidrógeno y avanzando, grupo por grupo, de derecha a izquierda en la tabla periódica. Se tratará de que los estudiantes comprendan que estudiar la química descriptiva, es importante buscar tendencias en lugar de memorizar los comportamientos que se presentan.

CONTENIDO UNIDAD N° 2: Estructura atómica. Tabla periódica.

Estructura atómica

Teorías atómicas. Breve reseña histórica. Partículas fundamentales. Concepto de sustancias radioactivas: radiaciones α , β , y γ . Modelos atómicos. Experiencia de Rutherford. Teoría cuántica. Espectros continuos y discontinuos. Efecto fotoeléctrico. Teoría clásica de la radiación. Modelo de Bohr. Dualidad onda partícula. Modelo basado en la ecuación de onda. Números cuánticos. Principio de incertidumbre. Principio de exclusión de Pauli. Regla de Hund. Configuraciones electrónicas. Niveles y subniveles de energía. Concepto de orbital. Número atómico. Número másico. Isótopos.

Tabla Periódica

Períodos y grupos. Ley periódica. Periodicidad y configuración electrónica, Analogías horizontales y verticales. Concepto de carga nuclear efectiva y efecto de apantallamiento. Radio atómico. Radio iónico. Potencial de ionización. Electroafinidad. Escala de Pauling de electronegatividad. Elementos representativos, de transición y de transición interna. Metales, no metales, gases nobles. Principales reacciones de cada grupo.

Unidad N° 3: Enlace Químico

En esta unidad se espera que el estudiante pueda predecir la fuerza del enlace, y logre asociarlo con las propiedades de los compuestos. Para ello, se estudiarán las relaciones entre estructura electrónica, tipo de enlace químico y propiedades de las sustancias. Se analizarán las fuerzas químicas, clasificándolas en tres grupos, tales como: enlaces iónicos, covalentes y metálicos. Se estudiarán las disposiciones más estables de los electrones en los átomos cuando forman moléculas. Se estudiará el enlace iónico remarcando la existencia de las fuerzas electrostáticas entre iones de cargas opuestas. Dichos enlaces serán comparados con los covalentes. Por último, se estudiarán los enlaces metálicos. Una vez que los estudiantes hayan comprendido la fuerza de unión entre los átomos, se estudiarán los tamaños y formas de las moléculas. Por último, se analizarán las diferentes fuerzas intermoleculares; para entender la naturaleza e intensidad de las mismas, con el fin de relacionar la composición y estructura de las moléculas con sus propiedades físicas.

CONTENIDO UNIDAD N° 3: Enlace Químico

Conceptos generales y razones de la existencia del enlace. Energía, longitud y ángulo de enlace. Enlace iónico: ciclo de Born-Haber. Enlace covalente: no polar y polar. Estructuras de Lewis. Regla del octeto. Hibridación de orbitales. Geometría molecular. Polaridad de los enlaces. Momento dipolar. Concepto de orbitales moleculares. Resonancia. Enlace metálico. Atracciones intermoleculares. Interacción puente hidrógeno. Fuerzas de dispersión.

Unidad Nº 4: Estados de agregación de la materia

En esta unidad se espera que los estudiantes entiendan las propiedades físicas de los gases y puedan relacionarlo con el comportamiento de las moléculas, como así también que asocien las fuerzas intermoleculares con las propiedades físicas de líquidos y sólidos. De esta manera podrán relacionar la composición y la estructura de las moléculas con las propiedades macroscópicas de la materia. Se analizarán los diagramas de fases, lo que ayudará a los estudiantes a interpretar las condiciones en las cuales una fase es estable y cuáles son los cambios de presión o temperatura necesarios para provocar una transición de fase.

CONTENIDO UNIDAD Nº 4: Estados de agregación de la materia

Clasificación y diferencias de los estados de agregación de la materia. Cambios de estado. Curvas de calentamiento y enfriamiento.

Gases

Comportamiento micro y macroscópicos. Propiedades generales. Leyes de los gases (Boyle-Mariotte, Charles-Gay Lussac, Avogadro). Temperatura absoluta. Ecuación general de estado los gases ideales. Densidad gaseosa. Mezcla de gases y presiones parciales. Ley de Dalton. Teoría cinética molecular. Velocidades moleculares. Ley de Graham. Gases reales. Desviación del comportamiento ideal. Ecuación de Van der Waals. Estado crítico. Licuación. Estequiometría de las reacciones gaseosas.

Líquidos

Estructura molecular y propiedades. Viscosidad. Tensión superficial. Capilaridad. Presión de vapor. Evaporación y vaporización. Calor de vaporización. Constante dieléctrica. Miscibilidad.

Sólidos

Características principales y propiedades. Anisotropía e isotropía. Temperatura de fusión. Calor de fusión. Presión de vapor. Conductividad. Resistencia mecánica. Estructura cristalina. Celda unidad. Métodos de determinación de la estructura. Redes cristalinas. Tipos de sólidos: moleculares, covalentes, iónicos y metálicos. Sólidos conductores, no conductores y semiconductores. Semiconductores intrínsecos y extrínsecos. Dopado en sólidos. Curvas de calentamiento y de enfriamiento. Diagrama de fases. Tipos de materiales para Ingeniería.

Unidad Nº 5: Soluciones

En esta unidad se pretende que el estudiante sepa diferenciar y trabajar con solutos y solventes, como así también, se familiarice con las distintas unidades de concentración. Esta unidad es de fundamental importancia debido a que la mayor parte de los materiales, con los que se interactúa en la vida cotidiana, son mezclas de sustancias. En esta unidad se estudiarán soluciones de gases, líquidos o sólidos. Se pondrá especial énfasis en las disoluciones líquidas, sobre todo soluciones acuosas de sustancias iónicas, debido a la importancia que las mismas tienen en la química. Se remarcará la importancia de las

fuerzas intermoleculares y cómo ellas participan en las interacciones entre solutos y disolventes.

CONTENIDO UNIDAD N° 5: Soluciones

Concepto. Componentes. Clasificación de soluciones según su estado de agregación. Soluciones acuosas. Concentración: formas de expresarla. Unidades de concentración. Soluciones diluidas, concentradas, saturadas y sobresaturadas. Soluciones ideales. Propiedades coligativas: Ley de Raoult. Determinación de pesos moleculares. Solubilidad: factores que la afectan. Soluciones de gases en líquidos. Ley de Henry.

Unidad N° 6: Termodinámica

En esta unidad se espera que el estudiante adquiera los conocimientos básicos y tome conciencia de la importancia de la termodinámica no sólo para la química, sino también para otras áreas de la ingeniería. Se pondrá especial énfasis en ejemplos de la vida cotidiana como: el uso de combustibles para producir energía eléctrica y calor para calefaccionar hogares. Teniendo en cuenta que más del 90% de la energía producida en nuestra sociedad proviene de reacciones químicas, en su mayor parte de la combustión de productos del petróleo y gas natural; se estudiarán las relaciones entre las reacciones químicas y los cambios de energía, se analizarán la naturaleza de la energía, la primera ley de la termodinámica y el concepto de entalpía. Se estudiará la energía libre de Gibbs lo que se podrá utilizar para predecir la espontaneidad y el equilibrio de una determinada reacción química.

CONTENIDO UNIDAD N° 6: Termodinámica

Conceptos termodinámicos y propiedades. Primera, Segunda y Tercera Ley de la Termodinámica. Termoquímica. Reacciones exo y endotérmicas. Calor de reacción. Ecuaciones termoquímicas. Calores de formación, combustión, neutralización, hidratación, etc. Ley de Lavoisier – Laplace. Ley de Hess. Concepto de entalpía y Energía Libre de Gibbs. Predicción de procesos espontáneos y no espontáneos.

Unidad N° 7: Cinética Química

En esta unidad se aspira a que los estudiantes sepan analizar la velocidad de las diferentes reacciones químicas y puedan relacionarlo con lo que sucede a su alrededor. Para un mejor entendimiento se trabajará con ejemplos de la vida cotidiana, tales como: rapidez con la que se descompone un alimento, fraguado de distintos tipos de cementos, etc. Se analizarán los factores que afectan la velocidad de las reacciones químicas, tales como: concentración de los reactivos, temperatura a la cual se lleva a cabo la reacción, presencia de un catalizador, área superficial de los reactivos, etc.

CONTENIDO UNIDAD N° 7: Cinética Química

Cinética química: Velocidad de reacción. Orden y molecularidad de una reacción. Velocidad específica. Factores que afectan la velocidad de una reacción. Procesos elementales y mecanismo de reacción. Teoría de las colisiones. Energía de activación. Teoría del complejo activado. Catálisis.

Unidad N° 8: Equilibrio Químico

En esta unidad se espera que los estudiantes puedan comprender la importancia del equilibrio químico para explicar un gran número de fenómenos naturales y el papel que desempeñan en muchos procesos industriales. Se estudiará la forma de expresar la posición de equilibrio de una reacción en términos cuantitativos, y se estudiarán los factores que determinan las concentraciones relativas de reactivos y productos en el equilibrio. Se comenzará estudiando la relación entre las velocidades de reacción directa e inversa y cómo esta conduce al equilibrio químico. Remarcando que para que exista equilibrio, no tiene que haber variaciones en las concentraciones de reactivos, ni productos.

En esta unidad se estudiará también la manera de identificar y caracterizar a los ácidos y las bases. Se analizará su comportamiento, no sólo en términos de su estructura y sus enlaces, sino además en términos de los equilibrios químicos en los cuales participan. Finalmente, se analizará el equilibrio en soluciones con solutos poco solubles.

CONTENIDO UNIDAD N° 8: Equilibrio Químico

El estado de equilibrio: relación con los equilibrios físicos. Concepto de reversibilidad. Ley de acción de las masas. Expresión matemática de equilibrio. Constante de equilibrio en función de concentración y presión. Cálculos con la constante de equilibrios. Equilibrios homogéneos y heterogéneos. Desplazamiento. Principio de Le-Chatelier. Aplicaciones de la constante de equilibrio. Equilibrios en solución: electrolitos y no electrolitos. Disociación. Teorías ácido-base: Arrhenius, Brönsted-Lowry, Lewis. Constante de disociación de ácidos y bases. Aplicaciones: pH, pOH, pKw. Hidrólisis. Determinación de la constante de hidrólisis. Indicadores ácido-base. Soluciones reguladoras de pH. Sustancias poco solubles, Kps.

Unidad N° 9: Electroquímica y Pilas

En esta unidad se estudiarán aquellas reacciones químicas en donde se puede producir una transferencia de electrones. En dichas reacciones se transforma, fundamentalmente, energía química en eléctrica y viceversa. Se analizará lo que ocurre durante las reacciones de oxidación-reducción y la utilización de la energía producida. Se tratará de que los estudiantes comprendan temas tan diversos como la construcción de baterías, la espontaneidad de las reacciones, la electro-deposición y la corrosión de metales.

CONTENIDO UNIDAD N° 9: Electroquímica y Pilas

Reacciones de oxidación - reducción. Ajuste por método ión – electrón. Cálculo de equivalente. Potenciales de oxidación – reducción. Celdas galvánicas: ejemplos. Potencial de celda. Ecuación de Nernst. Electrólisis, Leyes de Faraday, aplicaciones. Corrosión. Métodos de prevención.

Unidad N° 10: Introducción al estudio de la ciencia del ambiente

En esta unidad se pretende introducir al estudiante en la naturaleza de la atmósfera y de la hidrósfera de la Tierra, haciéndolos reflexionar sobre cómo nuestras acciones alteran estos sistemas y de su importancia para la vida en nuestro planeta, enfatizando así sobre la conservación del medioambiente y el mejoramiento de la calidad de vida.

CONTENIDO UNIDAD N° 10

Efluentes: tratamientos. Agua: potable y aguas duras. Contaminantes. Tratamientos: filtración, ablandamiento, ósmosis inversa.

Emisiones: tratamientos. Aire: composición. Contaminantes. Hollín, humo niebla, lluvia ácida, efecto invernadero. Freones y su impacto en la capa de Ozono.

Impacto sobre el medio ambiente: Insecticidas y pesticidas (clorados y fosforados) y residuos sólidos.

Bibliografía

- R. Chang, W. Collage. "Química" 10° Edición. McGraw-Hill Interamericana Editores. México. 2010.
- K. Whitten, R. Davis, M Peck y G. Stanley. "Química" 10° Edición. Editorial Cengage Learning. México. 2014.
- P. Atkins y L. Jones. "Principios de Química - Los cambios del descubrimiento" 5° Edición. Editorial Panamericana. Buenos Aires – Argentina. 2010.
- T. Brown, H. LeMay, B. Bursten y C. Murphy. "Química la Ciencia Central" 11° Edición. Editorial Pearson – Prentice Hall. México. 2009.
- M. Reboiras. "Química – La ciencia básica" 2° Edición. Editorial Thomson, Paraninfo, Cengage Learning. Madrid, España. 2008
- D. Ebbing, S. Gammon. "Química General" 9° Edición. Editorial Cengage Learning, México, 2010
- Umland, y col "Química General" 3° Edición Thomson Internacional, 2000

Metodología de evaluación

Los estudiantes serán evaluados de la siguiente manera:

- Tres parciales teórico – prácticos de carácter obligatorio; la misma tendrá una escala de calificación cuantitativa, de acuerdo a la siguiente tabla:

<i>Puntaje de evaluación</i>	<i>Calificación Asignada</i>
0 - 20	1
21 - 49	2
50 - 54	4
55 - 59	5
60 – 65	6
66 - 74	7
75 - 84	8
85 - 94	9
95 - 100	10

- Elaboración de informes de laboratorio
- Elaboración de una monografía y su exposición oral (si corresponde).

Nota final

Para obtener el porcentaje que definirá la nota final que luego figurará en la libreta y será la calificación final en el caso de los alumnos que alcancen la aprobación directa se tendrán en cuenta: el promedio de los porcentajes obtenido en cada examen parcial, el promedio de los porcentajes obtenidos en cada informe de laboratorio y porcentaje del trabajo integrador, y será calculado en base a la siguiente ecuación:

$$N = 0,8 X + 0,1 Y + 0,1 Z$$

donde:

X = es promedio de los porcentajes obtenido en los exámenes parciales

Y = el promedio de los porcentajes obtenidos en los informes de laboratorio.

Z = es el porcentaje obtenido en el trabajo integrador.

Condiciones de Regularidad

Para alcanzar dicha condición los estudiantes deberán:

- Obtener una nota mínima de 4 (cuatro) en cada uno de los tres parciales;
- Aprobar los informes de laboratorio;
- Aprobar las monografías previstas por la cátedra.

Podrán recuperar 2 parciales aquellos estudiantes que no hayan alcanzado una nota mínima de 4 (cuatro) o hayan estado ausentes.

Condiciones para alcanzar el régimen de aprobación directa.

Para alcanzar dicha condición deberán cumplir lo siguiente:

- Obtener en todos los parciales una nota no menor a 6 (seis) y promedio de los tres parciales de 7 (siete) o superior.
- Aprobar los informes de laboratorio.
- Aprobar las monografías previstas por la cátedra.

Podrán recuperar un parcial para alcanzar la aprobación directa aquellos estudiantes que no hayan logrado una nota mínima de 6 (seis).

Para formalizar la condición de aprobación directa el estudiante deberá inscribirse en un turno de examen y la nota será el promedio de las notas logradas en los parciales. La nota se construye considerando hasta dos cifras significativas decimales: en el caso que las cifras decimales sean inferiores a 0,50 la nota es el entero inmediato anterior mientras que si la cifra es igual o superior a 0,50 se considerará la nota entera inmediata posterior. Aquellos estudiantes que hayan tenido que recuperar un parcial para obtener la aprobación directa, su nota será un punto menos al promedio de notas logradas en los parciales.

Condiciones para alcanzar la aprobación de la materia en un examen final

- El estudiante que no alcanzó la condición de aprobación directa deberá rendir un examen final teórico – práctico (programa completo): se considerará aprobado respondiendo correctamente el 60% del contenido del mismo, lo que corresponderá una nota de 6 (seis).

Recuperatorio

- Tendrán la posibilidad de recuperar los estudiantes ausentes o que no hayan alcanzado el mínimo de 4 (cuatro) en dos de los tres parciales previstos por la cátedra.
- Para la aprobación directa podrán recuperar solo un parcial aquellos estudiantes que no hayan alcanzado una nota mínima de 6.

Para realizar los parciales y/o los exámenes, serán indispensables:

- Libreta de **trabajos prácticos** y/o **DNI** con foto actualizada.
- Tabla periódica y tablas anexas de la guía de ejercicios.

La ausencia de estos elementos o la presencia de otros materiales no autorizados, causará la anulación del parcial o examen.

Proceso aconsejable para el estudio de la química

Es fundamental el conocimiento de los conceptos básicos (materia, átomo, elemento, compuesto, reacción química, etc.). Si los mismos no están claros, el estudio de los temas resultará difícil e incluso incomprensible.

Dado que cada palabra que define los conceptos tienen su sentido propio, deberán analizarse de manera tal de comprender el significado de cada término y de las relaciones entre ellos. Para conseguir este objetivo se deberá proceder con lentitud, de manera de dejar comprendido un tema antes de pasar al siguiente. Planificar y distribuir las horas de estudio. **Es fundamental que reflexiones y analices cada uno de los temas.** Siempre que sea posible, es conveniente que relaciones los temas con observaciones de la vida cotidiana.



UNIDAD N° 1: Leyes fundamentales de la química. Conceptos básicos de química. Nomenclatura y Estequiometría

Leyes fundamentales de la química

Objeto de estudio de la Química. Aplicación del método científico en las ciencias experimentales. Sistemas materiales. Propiedades extensivas e intensivas. Propiedades Físicas y Químicas, Leyes fundamentales de la Química. Ley de conservación de la masa. Ley de las proporciones constantes. Ley de las proporciones múltiples. Ley de las proporciones recíprocas. Equivalente químico. Leyes volumétricas de las combinaciones gaseosas.

Conceptos básicos de química

Concepto de átomo y molécula. Masas atómicas relativas y absolutas: métodos de determinación. Conceptos de mol y volumen molar. Número de Avogadro. Relaciones de combinación en masa y en volumen en las reacciones químicas.

Nomenclatura y estequiometría

Fórmulas químicas y Nomenclatura: Clásica y IUPAC. La ecuación química: conceptos. Reacciones de formación de compuestos químicos: Óxidos, Ácidos, Bases y Sales. Composición porcentual o centesimal. Fórmula empírica (mínima) y molecular. Tipos de reacciones químicas: síntesis, desplazamiento, oxidación-reducción, etc. Balance de ecuaciones químicas. Conceptos de coeficiente estequiométrico. Cálculos estequiométricos. Pureza y rendimiento.

Objetivos

- Emplear el vocabulario técnico de los temas desarrollados en esta unidad.
- Distinguir entre propiedades físicas y químicas, y cambios físicos y químicos.
- Identificar formas diversas de materia: mezclas homogéneas y heterogéneas, sustancia, compuestos y elementos.
- Utilizar fórmulas químicas para resolver distintos tipos de problemas.
- Relacionar nomenclatura con fórmula y carga de iones sencillos.
- Combinar iones sencillos para escribir nombre y fórmula de compuestos químicos.

- Interconvertir cantidades de masa, partículas y moles.
- Determinar la composición porcentual de compuestos.
- Determinar fórmulas a partir de datos de composición.
- Comprender el concepto de conservación de las masas en reacciones químicas ordinarias.
- Aplicar los conceptos de mol, masa molar, Número de Avogadro y volumen molar en problemas de estequiometría de reacción.
- Reconocer la importancia de reactivo limitante, pureza y rendimiento de una reacción química y su repercusión en los procesos químicos.

Glosario

Anión: ion con carga negativa.

Átomo: partícula más pequeña de un elemento que conserva su identidad química cuando es sometida a cambios físicos y químicos.

Cambio físico: cambio que se produce cuando una sustancia pasa de un estado físico a otro sin que se formen sustancias de composición diferente.

Cambio químico: cambio en el que se forman una o más sustancias nuevas.

Catión: ion con carga positiva.

Composición porcentual: porcentaje en masa de un elemento en un compuesto.

Estequiometría de reacción: descripción de las relaciones cuantitativas entre sustancias que experimentan cambios químicos.

Fórmula: combinación de símbolos de elementos químicos que indica la composición química de una sustancia.

Fórmula mínima: proporción de número entero más pequeña de átomos en un compuesto, también recibe el nombre de fórmula empírica.

Función química: propiedades comunes que caracterizan a un grupo de sustancias que tienen estructura semejante; por ejemplo, óxidos, ácidos, etc.

Ion: átomo o grupos de átomos con carga eléctrica. Un ion positivo es un catión, un ion negativo es un anión.

Masa: medida de la cantidad de materia de un objeto. La masa suele medirse en gramos o kilogramos.

Masa molar: masa expresada en gramos de un mol de sustancia.

Masa o Peso Atómico: masa promedio de los isótopos de un elemento según su abundancia relativa en la naturaleza, se mide en unidades de masa atómica (uma).

Masa o Peso molecular: es la masa, en unidades de masa atómica (uma), de una molécula. Se obtiene sumando las masas atómicas de los átomos que aparecen en la fórmula química.

Materia: todo lo que tiene masa y ocupa espacio.

Mezcla: muestra de materia que se compone de cantidades variables de dos o más sustancias, cada una de las cuales conserva su identidad y propiedades.

Mezcla heterogénea: mezcla que no tiene propiedades ni composición uniforme en todas sus partes.

Mezcla homogénea: mezcla de composición y propiedades uniformes en todas sus partes.

Molécula: entidad eléctricamente neutral que consta de más de un átomo.

Mol: unidad de medida para cantidad de materia. La masa de un mol es numéricamente igual a la masa molecular o atómica expresada en gramos. También es una cantidad de partículas (moléculas, átomos, iones o electrones) contenidas en un mol y equivalente a $6,022 \times 10^{23}$ (Número de Avogadro).

Número Atómico: número de protones que hay en el núcleo de un átomo que es igual al número de electrones si el átomo está en su estado estacionario (neutro).

Número másico: suma del número de protones y neutrones que hay en el núcleo de un átomo.

Productos: sustancias que se forman a partir de un cambio químico.

Propiedades: características que describen la materia. Las propiedades químicas son aquellas que se muestran o se miden cuando la materia experimenta un cambio químico. Las propiedades físicas son aquellas que se muestran o se miden cuando la materia experimenta un cambio físico.

Propiedad extensiva: propiedad que depende de la cantidad de materia en una muestra.

Propiedad intensiva: propiedad que no depende de la cantidad de materia en una muestra.

Reactivos: sustancias que desaparecen durante un cambio químico.

Símbolo químico de un elemento: letra o grupo de letras que identifica (representa) un elemento químico.

Sustancia: tipo de materia con composición química definida.

Unidad de masa atómica (uma): un doceavo de la masa del isótopo del carbono 12. Unidad que se utiliza para establecer masas atómicas y moleculares.

Volumen Molar: volumen de un mol de sustancia gaseosa, en CNPT (1 atm y 273 K), cualquier gas ideal ocupa un volumen de 22,4 L.

Preguntas de orientación

- 1.- ¿Cómo se clasifica la materia? Elabore un mapa conceptual.
- 2.- En base al mapa conceptual indicar como separaría los componentes de un sistema material.
- 3.- ¿Cómo diferencia usted una propiedad intensiva de una extensiva?
- 4.- Defina qué es un átomo, una molécula y un mol.
- 5.- ¿Qué entiende por “Proporciones Múltiples”? y ¿“Recíprocas”?
- 6.- ¿Qué es una fórmula química, cómo se simboliza y qué representa? ¿Qué es función química?
- 7.- Diferencie los términos reacción química y ecuación química.

REPASANDO CONCEPTOS

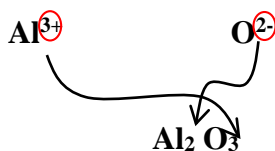
FÓRMULAS Y NOMENCLATURA DE COMPUESTOS QUÍMICOS

Fórmulas Químicas

Así como los elementos se representan por símbolos, las moléculas o compuestos se representan mediante fórmulas. Estas fórmulas moleculares agrupan los símbolos de los elementos que componen la molécula. Cada uno de estos símbolos se ve afectado por un subíndice numérico que indica la cantidad de átomos de dichos elementos que forman la molécula (el subíndice 1 no se escribe).

Ejemplos: O_2 significa que la molécula está formada por 2 átomos de oxígeno. NH_3 significa que la molécula está formada por 1 átomo de nitrógeno y 3 átomos de hidrógeno.

Cuando el compuesto es binario el siguiente diagrama ayuda para la determinación de los subíndices del compuesto formado.



Esto significa que por cada dos cationes Aluminio (6 cargas +), se necesitan tres aniones Oxígeno (6 cargas -).

Composición porcentual y fórmula de compuestos:

Si se conoce la fórmula de un compuesto, su composición química se puede expresar como porcentaje en masa de cada elemento presente en el compuesto.

Ejemplo: Para el dióxido de carbono (CO_2), el porcentaje de Carbono se calcula:

$$\%C = \frac{\text{masa de Carbono}}{\text{masa de } CO_2} \times 100 = \frac{12,01 \text{ uma}}{44,009 \text{ uma}} = 27,3\%$$

El porcentaje de Oxígeno se calcula:

$$\%O = \frac{\text{masa de Oxígeno}}{\text{masa de } CO_2} \times 100 = \frac{32,00 \text{ uma}}{44,009 \text{ uma}} = 72,7\%$$

Nótese que la suma de los porcentajes da siempre el 100%.

Fórmula mínima o empírica: Es la proporción más pequeña de números enteros de átomos presentes. Se calcula a partir de la composición porcentual.

Fórmula molecular: Indica el número real de átomos presentes en una molécula del compuesto. Puede ser igual al de la fórmula mínima o un múltiplo entero de ésta. Se calcula a partir de la Fórmula empírica y de la masa molar del compuesto.

Determinación de la fórmula empírica a partir de la composición porcentual:

Calcular la fórmula empírica de un compuesto que contiene 50,1% de S y 49,9% de O en masa.

1- Calcular el número de moles de cada uno, suponiendo 100 g de compuesto:

$$\text{mol átomos de S} = 50,1 \text{ g S} \times (1 \text{ mol S} / 32,1 \text{ g S}) = 1,56 \text{ moles S}$$

$$\text{mol átomos de O} = 49,9 \text{ g O} \times (1 \text{ mol O} / 16 \text{ g O}) = 3,12 \text{ moles O}$$

2- Calcular la proporción de números enteros para cada elemento (dividiendo por el menor valor)

$$\left. \begin{array}{l} \text{S} = (1,56/1,56) = 1 \text{ S} \\ \text{O} = (3,12/1,56) = 2 \text{ O} \end{array} \right\} \text{SO}_2$$

Determinación de la fórmula molecular a partir de la fórmula empírica y de la masa molar:

La fórmula empírica del ácido acético (el ingrediente más importante del vinagre) es CH₂O. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto si se sabe que su masa molar aproximada es de 60g?

1- Primero se calcula la masa molar que corresponde a la fórmula empírica (CH₂O = 30,03g) luego se divide la masa molar del compuesto por la masa molar de la fórmula empírica.

$$n = \frac{\text{masa molar del compuesto}}{\text{masa molar fórmula empírica}} = \frac{60,00 \text{ g}}{30,03 \text{ g}} = 2$$

Lo que implica que existe el doble de masa y de átomos en la fórmula molecular en relación con la fórmula empírica. La fórmula molecular debe ser C₂H₄O₂

Capacidad de Combinación o Valencia

Al combinarse, real o formalmente, átomos distintos entre sí para dar una molécula de un compuesto concreto, definido, lo hacen siempre en una misma proporción. Por ejemplo, se sabe experimentalmente que:

- Para formar el HCl, el Hidrógeno y el Cloro se combinan en una relación 1:1.
- Para formar el H₂O, el Hidrógeno y el Oxígeno se combinan en una relación 2:1.
- Para formar el NH₃, el Hidrógeno y el Nitrógeno se combinan en una relación 3:1.

Si se define la capacidad de combinación o valencia de un elemento como el número de H que se combinan con él, se observa que en lo mencionado anteriormente: el cloro tiene una valencia de 1, el oxígeno de 2 y el nitrógeno de 3.

Si se sigue un criterio similar, se puede verificar la capacidad de combinación de cualquier elemento respecto al oxígeno (valencia 2).

Existen algunos elementos que no dan un solo óxido, sino dos o más de composición definida. Esto se debe a que dichos elementos pueden actuar con distintas valencias.

Número de oxidación:

El **número de oxidación** de un elemento puede definirse como el número de electrones que el átomo cede, gana o comparte en una unión química. En la práctica, corresponde a la carga que tendría un átomo en un compuesto, suponiendo que todas las uniones de ese átomo fuesen iónicas (pueden ser positivas o negativas **¿Cuáles son las reglas para asignar los números de oxidación?**

- ✓ El número de oxidación de cualquier sustancia elemental es cero. (Por ejemplo: H_2 , O_2 , P_4).
- ✓ La suma de los estados de oxidación de los diferentes átomos involucrados en una molécula es siempre cero. Si se trata de un ion, la suma debe ser igual a la carga del mismo.
- ✓ El hidrógeno tiene estado de oxidación de (+1) en todos los compuestos (Por ejemplo: H_2O , HNO_3), salvo cuando forma hidruros metálicos en cuyo caso es de (-1). Por ejemplo: NaH , CaH_2 .
- ✓ El oxígeno tiene estado de oxidación de (-2) (Por ejemplo: Na_2O , CO_2), excepto cuando forma peróxidos en cuyo caso es (-1) Por ejemplo: H_2O_2 , CaO_2 .

NOMENCLATURA

Existen tres tipos de nomenclatura para los compuestos inorgánicos:

- Nomenclatura Sistemática
- Nomenclatura de Numerales de Stock
- Nomenclatura Tradicional

En esta reseña se van a exponer las formas de nombrar a las principales familias de compuestos inorgánicos en los tres tipos de nomenclatura.

Nomenclatura Sistemática

Tiene en cuenta el número de átomos de cada elemento que forman la molécula. Para nombrar de este modo se usan prefijos numéricos excepto para indicar que el primer elemento de la fórmula sólo aparece una vez (mono) o cuando no puede haber confusión posible debido a que tenga un único estado de oxidación.

Prefijos griegos	Número	Prefijos griegos	Número
mono-	1	hexa-	6
di-	2	hepta-	7
tri-	3	octa-	8
tetra-	4	nona-	9
penta-	5	deca-	10

Ejemplos:

N_2O_3 trióxido de dinitrógeno

CrBr_3 tribromuro de cromo

CO monóxido de carbono

Nomenclatura de numerales de Stock:

Consiste en el nombre genérico de la función a la que pertenece (óxido, hidruro, hidróxido, etc.), seguido del nombre del elemento y un número romano entre paréntesis que indica el número de oxidación.

Ejemplos: N_2O_3 óxido de nitrógeno (III)

CrBr_3 bromuro de cromo (III)

CO óxido de carbono (II)

Nomenclatura Tradicional o Clásica:

Aquí se indica el estado de oxidación del elemento que forma el compuesto con una serie de prefijos y sufijos.

- Cuando el elemento tiene sólo un estado de oxidación se utiliza el nombre del elemento como tal.

Ej. Óxido de calcio (CaO)

- Cuando tiene dos estados de oxidación diferentes se usan (de menor a mayor)

-oso

-ico

Ej. Óxido **ferroso** (FeO)

Óxido **férico** (Fe_2O_3)

- Cuando tiene tres estados de oxidación distintos se usan (de menor a mayor)

hipo- ... -oso

-oso

-ico

Ej. Anhídrido (óxido) **hiposulfuroso** (SO)

Anhídrido (óxido) **sulfuroso** (SO_2)

Anhídrido (óxido) **sulfúrico** (SO_3)

- Cuando tiene cuatro estados de oxidación distintos se utilizan (de menor a mayor)

hipo- ... -oso

-oso

-ico

per - -ico

Ej.: Anhídrido (óxido) **hipocloroso** (Cl_2O)

Anhídrido (óxido) **cloroso** (Cl_2O_3)

Anhídrido (óxido) **clórico** (Cl_2O_5)

Anhídrido (óxido) **perclórico** (Cl_2O_7)

COMPUESTOS INORGÁNICOS:

Son aquellos que no contienen al elemento carbono, excepto los óxidos de carbono y carbonatos. Los compuestos pueden ser binarios, ternarios, cuaternarios, etc., según el número de elementos químicos que los componen.

COMPUESTOS BINARIOS:

Son aquellos que están formados por dos elementos químicos. Entre ellos se encuentran:

- Óxidos
- Hidruros e hidrácidos
- Sales binarias

ÓXIDOS: El oxígeno tiene estado de oxidación -2.

Son compuestos químicos **binarios** formados por la unión del oxígeno con otro elemento de la Tabla Periódica.

Óxidos básicos

Son aquellos óxidos que se producen entre el oxígeno y un metal.



Ejemplo	Sistemática o de atomicidad	Numerales de Stock	Tradicional
K ₂ O	monóxido de dipotasio	óxido de potasio	óxido de potasio
Fe ₂ O ₃	trióxido de dihierro	óxido de hierro(III)	óxido férrico
FeO	monóxido de hierro	óxido hierro(II)	óxido ferroso
SnO ₂	dióxido de estaño	óxido de estaño (IV)	óxido estánnico

Óxidos ácidos

Son aquellos formados por la combinación del oxígeno con un no metal.



Ejemplo	Sistemática o de atomicidad	Numerales de Stock	Tradicional
Br ₂ O	monóxido de dibromo	óxido de bromo (I)	anhídrido hipobromoso
Br ₂ O ₃	trióxido de dibromo	óxido de bromo (III)	anhídrido bromoso
Br ₂ O ₅	pentóxido de dibromo	óxido de bromo (V)	anhídrido brómico
Br ₂ O ₇	heptóxido de dibromo	óxido de bromo (VII)	anhídrido perbrómico
SO	monóxido de azufre	óxido de azufre (II)	anhídrido hiposulfuroso
SO ₂	dióxido de azufre	óxido de azufre (IV)	anhídrido sulfuroso
SO ₃	trióxido de azufre	óxido de azufre(VI)	anhídrido sulfúrico
Cl ₂ O ₇	heptóxido de dicloro	óxido de cloro(VII)	anhídrido perclórico

HIDRUROS

Son compuestos binarios que resultan de la combinación del hidrógeno con otro elemento químico.

Hidruros metálicos: El hidrógeno tiene estado de oxidación -1.

Son compuestos binarios formados por hidrógeno con un metal.



Ejemplo	Sistemática o de atomicidad	Numerales de Stock	Tradicional
KH	monohidruro de potasio	hidruro de potasio	hidruro de potasio
NiH ₃	trihidruro de níquel	hidruro de níquel(III)	hidruro níquelico
PbH ₄	tetrahidruro de plomo	hidruro de plomo(IV)	hidruro plúmbico

Hidruros no metálicos: El hidrógeno tiene estado de oxidación +1.

Son aquellos compuestos binarios constituidos por hidrógeno y un no metal.



Ejemplo	Nombre más usado	Sistemática o atomicidad	Tradicional
NH ₃	Amoníaco	Trihidruro de nitrógeno	Nitruro de hidrógeno
PH ₃	Fosfina	Trihidruro de fósforo	Fosfuro de hidrógeno
BH ₃	Borano	Trihidruro de boro	Boruro de hidrógeno
AsH ₃	Arsina	Trihidruro de arsénico	Arseniuro de hidrógeno
SbH ₃	Estibina	Trihidruro de antimonio	Antimoniuro de hidrógeno
CH ₄	Metano	Tetrahidruro de carbono	Carburo de hidrógeno
SiH ₄	Silano	Tetrahidruro de silicio	Siliciuro de hidrógeno
H ₂ O	Agua	Dihidruro de oxígeno	Oxigenuro de hidrógeno

HIDRÁCIDOS

Son aquellos hidruros no metálicos que forman disolución ácida en agua, se nombran de forma diferente según si están disueltos o en estado puro. Si están puros se nombran con la terminación **-uro de hidrógeno** y si están en solución acuosa **ácido -hídrico**.



Ejemplo	Nombre tradicional (Hidruro)	Nombre usual en disolución acuosa (Hidráulicos)
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

COMPUESTOS TERNARIOS:

Son aquellos que están formados por tres elementos químicos. Entre ellos se encuentran:

- Hidróxidos (o Bases)
- Oxoácidos
- Oxosales

HIDRÓXIDOS

Son compuestos formados por la unión de un óxido básico con el agua.



Ejemplo	Sistemática o de atomicidad	Numerales de Stock	Tradicional
LiOH	Hidróxido de litio	Hidróxido de litio	Hidróxido de litio
CuOH	Hidróxido de cobre	Hidróxido de cobre (I)	Hidróxido cuproso
Cu(OH) ₂	Dihidróxido de cobre	Hidróxido de cobre (II)	Hidróxido cúprico
Fe(OH) ₂	Dihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (II)	Hidróxido ferroso
Fe(OH) ₃	Trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (III)	Hidróxido férrico

Disociación iónica de hidróxidos:

Los hidróxidos cuando se disuelven en agua, se ionizan. En todos los casos se forma un catión metálico y la cantidad necesaria de hidróxido para neutralizar las cargas de dicho catión. Se dice que, “un hidróxido es todo compuesto capaz de liberar aniones oxidrilos”.

Ejemplo:



OXOÁCIDOS

Son compuestos ternarios formados por oxígeno, hidrógeno y un no metal, se obtienen al agregar agua al correspondiente óxido ácido. Fórmula general $\text{H}_a\text{X}_b\text{O}_c$ (aquí X es un no metal).

En la **nomenclatura sistemática**, el nombre de los ácidos se forma con un prefijo griego que indica el número de átomos de oxígeno, seguido de **oxo-**, luego la **raíz del no metal** con terminación **ato** y finalmente de **hidrógeno**.

Por ejemplo: el H_2CO_3 se denomina “**trioxocarbonato de hidrógeno**”

La **nomenclatura por numerales de Stock** el nombre se forma con la **raíz del no metal** con terminación **ato**, seguido del **estado de oxidación** en números romanos entre paréntesis y por último **de hidrógeno**.

Por ejemplo: H_2CO_3 se denomina **Carbonato (IV) de hidrógeno**.

La **nomenclatura tradicional** no cambia con respecto a los óxidos de los que provienen sólo que comienza con la palabra ácido.

Oxoácidos formados por elementos con un solo número de oxidación:

Se nombran: primero la palabra **ácido**, luego la **raíz del nombre del no metal** y por último el sufijo **ico**.

Por ejemplo: H_2CO_3 se denomina **Ácido carbónico**.

(Aclaración : Carbono tiene número de oxidación +4)

Oxoácidos formados por elementos con dos números de oxidación:

Se utilizan los sufijos **oso** e **ico** respectivamente

Por ejemplo: HNO_2 se denomina **Ácido nitroso**.

Por ejemplo: HNO_3 se denomina **Ácido nítrico**.

(Aclaración: Nitrógeno tiene número de oxidación +3 y +5)

Oxoácidos formados por elementos con tres números de oxidación:

Se denominan: para el menor con el prefijo **hipo** y el sufijo **oso**, para el del medio el sufijo **oso** y para el mayor el sufijo **ico**.

Por ejemplo: H_2SO_2 se denomina **Ácido hiposulfuroso**.

Por ejemplo: H_2SO_3 se denomina **Ácido sulfuroso**.

Por ejemplo: H_2SO_4 se denomina **Ácido sulfúrico**.

(Aclaración: Azufre tiene número de oxidación +2, +4 y +6)

Oxoácidos formados por elementos con cuatro números de oxidación:

Se denominan: para el menor con el prefijo **hipo** y el sufijo **oso**, para el siguiente el sufijo **oso**, para el siguiente el sufijo **ico** y para el mayor el prefijo **per** y el sufijo **ico**.

Por ejemplo: HClO se denomina **Ácido hipocloroso**.

Por ejemplo: HClO_2 se denomina **Ácido cloroso**.

Por ejemplo: HClO_3 se denomina **Ácido clórico**.

Por ejemplo: HClO_4 se denomina **Ácido perclórico**.

(Aclaración: Cloro tiene número de oxidación +1, +3, +5 y +7)

Ejemplo	Numerales de Stock	Sistemática o de atomicidad	Tradicional
$\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HClO}_4$	Clorato (VII) de hidrógeno	Tetraoxoclorato de hidrógeno	Ácido perclórico
$\text{SO} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_2$	Sulfato (II) de hidrógeno	Dioxosulfato de hidrógeno	Ácido hiposulfuroso
$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$	Sulfato (IV) de hidrógeno	Trioxosulfato de hidrógeno	Ácido sulfuroso
$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$	Sulfato (VI) de hidrógeno	Tetraoxosulfato de hidrógeno	Ácido sulfúrico
$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_2$	Nitrato (III) de hidrógeno	Dioxonitrato de hidrógeno	Ácido nitroso
$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$	Nitrato (V) de hidrógeno	Trioxonitrato de hidrógeno	Ácido nítrico

El nitrógeno no forma oxoácidos con todos sus estados de oxidación, solo lo hace con 3 y la 5.

Por otra parte, algunos no metales como el fósforo, el arsénico, el antimonio, etc. forman ácidos especiales con distinto “grado de hidratación” según se agregue 1, 2 ó 3 moléculas de agua llevando los prefijos meta-, piro- (o di-), y orto- respectivamente. La nomenclatura tradicional es la más utilizada, en este caso se puede omitir el prefijo en el caso orto.

Ejemplo	Tradicional
$\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2 \text{HPO}_3$	Ácido metafosfórico
$\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$	Ácido ortofosfórico o fosfórico

Algunos elementos se comportan como metales y como no metales y por eso pueden formar oxoácidos, como el cromo y el manganeso.

Ejemplo	Nomenclatura tradicional
H ₂ CrO ₄	Ácido crómico
H ₂ MnO ₃	Ácido manganoso
H ₂ MnO ₄	Ácido mangánico
HMnO ₄	Ácido permangánico

Al escribir la fórmula de un oxoácido, primero se anotan los hidrógenos, luego el no metal (o el metal de transición con estado de oxidación alto) y por último los oxígenos.

El estado de oxidación del oxígeno es (-2) y el del hidrógeno (+1), el no metal tendrá un estado de oxidación positivo. **La suma de los números de oxidación positivos debe compensar la de los números negativos.**

Dicho de otra forma, considerando la fórmula general de un oxoácido H_aX_bO_c deberá cumplirse:

$$a \times 1 + b \times (N^{\circ} \text{ oxidación de } X) + c \times (-2) = 0$$

o sea:

$$n^{\circ} \text{ de oxidación de } X = \frac{2c - a}{b}$$

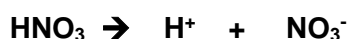
Reglas nemotécnicas:

- 1- Prestar atención al sufijo (¿**oso**, **ico**?) y al posible prefijo (¿**hipo**, **per**?), que dan una pista u orientación sobre el número de oxidación del átomo central.
- 2- Tener en cuenta que, si los hay, los prefijos **meta/piro/orto** indican distinto “grado de hidratación”.
- 3- Una vez considerados los apartados anteriores, será fácil hallar la fórmula del ácido que se pide por tanteo del número de H y O, porque la sumatoria de los números de oxidación de todos los átomos debe ser nula. Para los ácidos simples, puede tenerse en cuenta que:
 - Si el número de oxidación del elemento central es **impar**, el número de H en la fórmula será 1 (no hay que olvidar que el número de oxidación del O es -2, o sea, par). Al estado de oxidación del elemento central se le suma 1 y a esa suma se la divide por 2 para calcular el número de O.
 - Si el número de oxidación del elemento central es **par**, el número de H en la fórmula será 2. Al estado de oxidación del elemento central se le suma 2 y a esa suma se la divide por 2 para calcular el número de O.

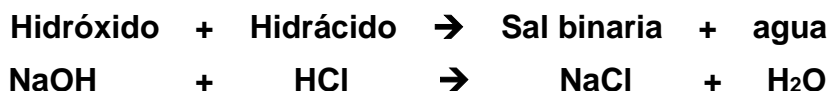
Disociación iónica de oxoácidos:

Los oxoácidos son compuestos covalentes polares que al disolverse en agua se disocian en iones, es decir, se ionizan. Este proceso se denomina **disociación iónica**. Al disolverse en agua, las moléculas de éste facilitan la separación del hidrógeno que deja su electrón y se transforma en **catión hidrógeno** (H^+) y por su parte, el resto de la molécula del ácido retiene el electrón del hidrógeno, convirtiéndose en un **anión**. “ácido es todo compuesto que es capaz de ceder protones”.

Ejemplo:

**SALES****Sales binarias**

Se obtienen por reacción de un hidróxido y un ácido hidrácido, la sal queda formada por el metal del hidróxido y el no metal del ácido.



a- Ejemplo: ácido hiposulfuroso

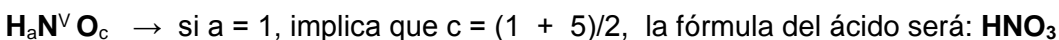
El prefijo y el sufijo (**hipo ... oso**) indican que el azufre está en su estado de oxidación más bajo (II). Al ser par el número de oxidación, la cantidad de H será 2.



La fórmula del ácido será: **H₂SO₂**

b- Ejemplo: ácido nítrico

El nitrógeno forma dos tipos de ácidos con dos números de oxidación principales. La terminación **ico** nos indica que se trata del estado de oxidación más alto (V). Como el número de oxidación del átomo central es **impar** indica que el número de H será 1



Ejemplo	Sistemática o de atomicidad	Numerales de Stock	Tradicional
CaF ₂	difluoruro de calcio	fluoruro de calcio	fluoruro de calcio
FeCl ₃	tricloruro de hierro	cloruro de hierro(III)	cloruro férrico
CoS	monosulfuro de cobalto	sulfuro de cobalto(II)	sulfuro cobaltoso

Sales dobles y triples

Se trata de aquellas sales (normalmente iónicas) en el que hay varios cationes (o aniones) diferentes.

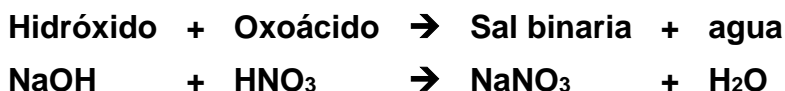
Ejemplo	Sistemática (o de atomicidad) y Numerales de Stock	Tradicional
$\text{AgNa}(\text{NO}_3)_2$	Trioxonitrato(V) de plata y sodio	nitrate de plata y sodio
NH_4SrF_3	fluoruro de amonio y estroncio	fluoruro de amonio y estroncio
BaBrCl	bromuro y cloruro de bario	bromuro y cloruro de bario
AlNO_3SO_4	Trioxonitrato (V) y tetraoxosulfato (VI) de aluminio	nitrate y sulfato de aluminio

Oxosales

Se obtienen por reacción de un hidróxido y un oxoácido, la sal queda formada por el metal del hidróxido y el anión del oxoácido. Existen oxosales neutras, ácidas y básicas. Sólo veremos las dos primeras.

Sales neutras

Son aquellas oxosales que han sustituido todos sus hidrógenos por un metal. La nomenclatura Stock y la sistemática coinciden. La tradicional es igual que las anteriores salvo en que los sufijos -oso y -ico se sustituyen por -ito y -ato respectivamente. La nomenclatura tradicional es la más frecuente.



Si el ácido es:	La sal será:
Hipooso	Hipoito
.....OSOito
.....icoato
Perico	Perato

Ejemplo	Sistemática (o de atomicidad) y Numerales de Stock	Tradicional
Zn_2SiO_4	Tetraoxosilicato (IV) de zinc	silicato de zinc
$\text{Fe}_4(\text{P}_2\text{O}_7)_3$	Heptaoxodifosfato (V) de hierro(III)	pirofosfato férrico
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	Tetraoxosulfato (VI) de aluminio	sulfato de aluminio

Sales ácidas

Son aquellas sales en las que sólo se han sustituido parte de los hidrógenos. Se nombra anteponiendo al nombre hidrógeno-, dihidrógeno, trihidrógenos, (según cuantos átomos de hidrógeno haya). En la *nomenclatura tradicional* (la más frecuente) también se puede indicar anteponiendo bi- si se ha quitado un hidrógeno.

Ejemplo	Sistemática (o de atomicidad) y Numerales de Stock	Tradicional
NaHSO ₄	Hidrógeno tetraoxosulfato (VI) de sodio	Sulfato ácido de sodio
KH ₂ PO ₄	Dihidrógeno tetraoxofosfato (V) de potasio	Fosfato di ácido de potasio
Ca(HCO ₃) ₂	Hidrógeno trioxocarbonato (IV) de calcio	Carbonato ácido de calcio

PERÓXIDOS

Son aquellos compuestos binarios que contienen el Grupo peroxo (O₂²⁻). Se los suele reconocer en la fórmula ya que en el oxígeno “parece” tener estado de oxidación -1, en realidad es una unidad de 2 oxígenos que hay ganado dos electrones.

Ejemplo	Nomenclatura
H ₂ O ₂	Peróxido de hidrógeno
CaO ₂	Peróxido de calcio
ZnO ₂	Peróxido de zinc

IONES**CATIONES MONATÓMICOS**

Ejemplo	Numerales de Stock	Tradicional
Fe ³⁺	catión hierro(III)	catión férrico
Cu ⁺	catión cobre(I)	catión cuproso

CATIONES POLIATÓMICOS

Ejemplo	Nombre
H ₃ O ⁺	hidronio u oxonio
NH ₄ ⁺	amonio
PH ₄ ⁺	fosfonio

ANIONES MONATÓMICOS

Ejemplo	Nombre
H ⁻	Hidruro
O ²⁻	Óxido
O ₂ ²⁻	Peróxido
O ₂ ⁻	Superóxido
N ³⁻	Nitruro
Cl ⁻	Cloruro
S ²⁻	Sulfuro

ANIONES POLIATÓMICOS

(Provenientes de oxosales)

Ejemplo	Tradicional
SO ₄ ²⁻	ion sulfato
SO ₃ ²⁻	ion sulfito
ClO ⁻	ion hipoclorito

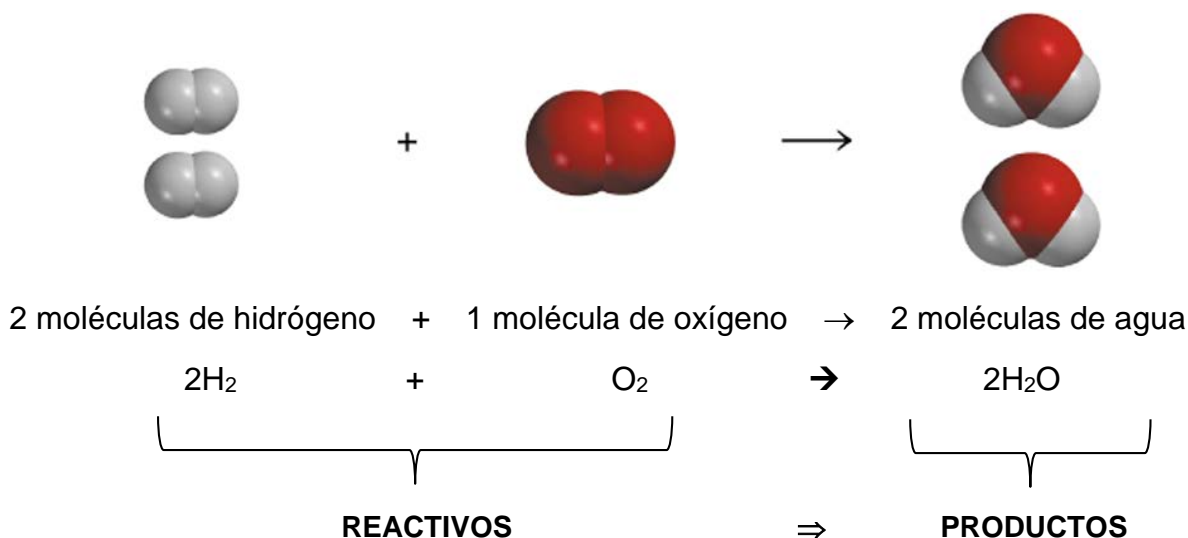
ANIONES POLIATÓMICOS

(No provenientes de oxosales)

Ejemplo	Nombre
OH ⁻	hidróxido
CN ⁻	Cianuro

REACCIONES QUÍMICAS Y ESTEQUIOMETRÍA**Reacciones químicas**

Una **transformación o reacción química** se produce cuando una o varias sustancias, llamadas **reactivos**, se transforman, en determinadas condiciones, en nuevas sustancias, llamadas **productos de reacción**. Una **ecuación química** emplea símbolos químicos para mostrar lo que ocurre en una reacción química. Una reacción química se la puede representar de las siguientes maneras:



Si se tiene en cuenta que en una reacción química no se pierden ni se ganan átomos, la materia se conserva (ley de conservación de la masa), dicha reacción se debe **balancear o igualar**, con lo cual se obtiene la ecuación química.

La **ecuación química** representa las sustancias que intervienen y además sus cantidades.

Procedimientos:

1. Escriba las fórmulas de reactivos y productos.

2. El balanceo de la ecuación se empieza probando diferentes coeficientes para igualar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación.
3. Es recomendable comenzar balanceando los elementos que aparecen en la menor cantidad de compuestos.
4. Por último, verifique que tenga la misma cantidad de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación.

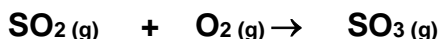
ESTEQUIOMETRÍA

La estequiometría es la parte de la química que estudia las reacciones en forma cuantitativa. Se refiere al cálculo de las relaciones entre los reactivos y productos en el transcurso de una reacción química.

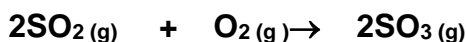
Para resolver los problemas de estequiometría, la primera etapa consiste en escribir la ecuación química **balanceada**. Los coeficientes que anteceden a las fórmulas químicas se denominan **coeficientes estequiométricos**. Si el coeficiente es 1 no hace falta indicarlo.

Ejemplo:

El óxido de azufre (IV) o dióxido de azufre es un gas incoloro, irritante, con un característico olor penetrante. Se trata de una sustancia reductora que, con el tiempo, el contacto con el aire y la humedad, se convierte en óxido de azufre (VI) o trióxido de azufre. La velocidad de esta reacción en condiciones normales es baja. La siguiente ecuación química representa la transformación química anteriormente mencionada:



Se debe balancear la ecuación química y así obtener los coeficientes estequiométricos.



¿Qué información brinda esta reacción balanceada?

2 moles de SO_2 + 1 mol de O_2 **forman** → 2 moles de SO_3

2 moléculas de SO_2 + 1 molécula de O_2 **forman** → 2 moléculas de SO_3

2 x 64 g de SO_2 + 32 g de O_2 **forman** → 2 x 80 g de SO_3

REACTIVO LIMITANTE Y REACTIVO EN EXCESO:

La sustancia (reactivo) que se consume primero, es el reactivo limitante. Para interpretar este concepto en estequiometría, se plantea la idea básica considerando una analogía sencilla que no tiene mucho que ver con la química.

Si se desean preparar sándwiches con una rebanada de jamón y dos de pan, esta sería la relación estequiométrica:

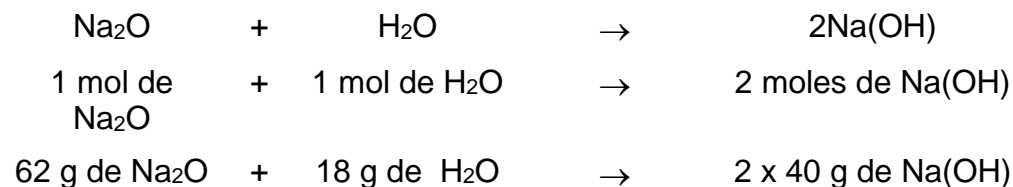


Ahora, si se tienen 4 rebanadas de jamón y 6 de pan, solo se pueden preparar 3 sándwiches, sobrando una rebanada de jamón. Si se hace la comparación con la estequiometría, el pan sería el *reactivo limitante* y la rebanada de jamón que queda, el *reactivo en exceso*.

Ejemplo:

Se colocan a reaccionar 100g de óxido de sodio con 100g de agua. Calcule cuántos moles y cuántos gramos de hidróxido de sodio se obtienen.

1- Escribir la ecuación química balanceada.



- Como las cantidades de ambos reactivos son arbitrarias, el primer paso es calcular el **reactivo limitante**, es decir el reactivo que determinará la cantidad de producto que se obtendrá.
- Para realizar ese cálculo se utilizará la regla de tres simple, basándose en la estequiometría de la reacción.

PM (Na₂O) = 62 por lo tanto 100 g de Na₂O = 1,61 moles

PM (H₂O) = 18 por lo tanto 100 g de H₂O = 5,56 moles

Las reglas de tres a plantear son:

Si 1 mol de Na ₂ O	reacciona con	1 mol de H ₂ O
1,61 moles de Na ₂ O	reaccionarán con	x = 1,61 moles de H₂O

Conclusión: como hay 5,56 moles de H₂O, reaccionará 1,61 moles de Na₂O con 1,61 moles de H₂O y sobrarán 3,95 moles de H₂O.

O bien:

Si 1 mol de H ₂ O	reacciona con	1 mol de Na ₂ O
5,56 moles de H ₂ O	reaccionarán con	x = 5,56 moles de Na₂O

Conclusión: como no hay 5,56 moles de Na₂O, sólo podrán reaccionar 1,61 moles de Na₂O con 1,61 moles de H₂O y sobrarán 3,95 moles de H₂O.

Nota: estas relaciones también se pueden realizar utilizando las masas de ambos reactivos. Las conclusiones serán las mismas.

¿Qué información podemos obtener de estas dos reglas de tres?

De las reglas anteriores, se deduce que el *reactivo limitante* es el Na_2O y el *reactivo en exceso* es el H_2O .

Por lo tanto:

	Na_2O	+	H_2O	→	2Na(OH)
	100 g		100 g		
	1,61 moles		5,56 moles		
<u>Reacciona:</u>	1,61 moles	con	1,61 moles		
	100 g		29,03 g		
<u>Sobra:</u>	Nada		$5,56 - 1,61 = 3,95$ moles		
	Nada		$(100\text{g} - 29,03\text{g}) = 70,97$ g		
<u>Por lo tanto:</u>	Reactivo limitante		Reactivo en exceso		

A partir de estas conclusiones se puede continuar resolviendo el problema de la siguiente manera:

a) Si se utiliza las relaciones en moles:

Si con 1 mol de Na_2O	se obtienen	2 moles de Na(OH)
Con 1,61 moles de Na_2O	se obtendrán	$x = 3,22$ moles de Na(OH)

b) Si se utiliza las relaciones de masa:

Si con 62 g de Na_2O	se obtienen	80 g de Na(OH)
Con 100 g de Na_2O	se obtendrán	$x = 129,03\text{g}$ de Na(OH)

Pautas para tener en cuenta:

- ✓ Escribir correctamente los compuestos involucrados en la reacción química.
- ✓ Balancear correctamente la reacción química para obtener la ecuación química
- ✓ Verificar se existe algún reactivo limitante y en exceso.
- ✓ Si hay algún reactivo limitante, dicho reactivo será el que definirá la cantidad de producto obtenido.

RENDIMIENTO TEÓRICO, REAL Y PORCENTUAL:

El **rendimiento teórico** de una reacción química es el que se calcula suponiendo que la reacción es completa.

El **rendimiento real** es la cantidad de producto puro que experimentalmente se obtiene en una reacción particular.

El **rendimiento porcentual** se utiliza para indicar la cantidad que se obtiene de un producto deseado en una reacción.

$$\text{rend. porcentual} = \frac{\text{rend. real del producto}}{\text{rend. teórico del producto}} \times 100$$

PUREZA:

La mayoría de los reactivos no son químicamente puros, ya sea que se los obtenga a nivel industrial o en laboratorios, debido a que muchas veces es difícil separar las impurezas. La pureza de un reactivo puede definirse:

$$\% P = \frac{g. \text{sust. pura}}{g. \text{sust. impura}} \times 100$$

Otra forma:

Hasta el momento se ha supuesto que los reactivos que participan en la reacción son 100 % puros, situación que en la práctica no es la real, por lo tanto, en los cálculos estequiométricos se deben leer las etiquetas de los reactivos para establecer el grado de pureza y proceder en consecuencia.

Para calcular los gramos puros de un reactivo se multiplica la masa dada por el porcentaje de pureza dividido por 100, como se muestra en la siguiente fórmula:

$$\text{gramos de react. puro} = \frac{g. \text{de reactivo impuro} \times \% \text{ pureza}}{100}$$

Ejercitación

Leyes fundamentales de la química

1. Indique cuál/cuáles de las siguientes afirmaciones describen propiedades físicas o químicas:

- a) La “lluvia ácida” es una forma de contaminación.
- b) El agua hierve a más de 100° C si le agregamos sal de mesa.
- c) El hielo es menos denso que el agua líquida.
- d) El azúcar es dulce.
- e) El hierro a la intemperie se corroe.
- f) En la fotosíntesis se produce oxígeno.

- 2.- ¿Cuáles de las siguientes propiedades son intensivas y cuáles extensivas: a) longitud de una varilla de metal; b) volumen que ocupa un líquido; c) presión atmosférica en el aeropuerto Córdoba; d) densidad de los gases; e) masa de reactivos durante una reacción química; f) calor de combustión del metano?
- 3.- Clasifique cada una de las siguientes sustancias como elementos o compuestos:
a) azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$); b) oxígeno (O_2); c) agua (H_2O); d) alcohol etílico (C_2H_5OH); e) sal de mesa ($NaCl$); f) platino (Pt); g) Oro (Au); h) Uranio radioactivo (^{235}Ur); i) cemento Portland.
- 4.- Clasifique como elemento, compuesto, mezcla homogénea o heterogénea a los siguientes sistemas y justifique sus respuestas (J.S.R.):
a) agua potable; b) hidrógeno gaseoso; c) sal de mesa; d) gaseosas (aguas carbonatadas); e) yogurt; f) dióxido de carbono; g) columna de mercurio; h) aire.
- 5.- ¿Cuál de los siguientes sistemas es una mezcla homogénea? a) aire; b) nitrógeno; c) cristales de yodo.
- 6.- ¿Cuál de los siguientes términos no es materia? a) pizza; b) fósforo elemental; c) polvo; d) luz; e) dimetilsulfóxido.
- 7.- ¿Cuál de los siguientes es un proceso químico? a) ennegrecimiento de la plata; b) fusión de plomo; c) trituración de piedra; d) disolución de azúcar en agua.
- 8.- Cuando se hace pasar una corriente eléctrica por ciertas sustancias se produce oxígeno y azufre. Esta sustancia no puede ser: a) una mezcla; b) un compuesto; c) una sustancia pura; d) un elemento.
- 9.- Se ha determinado mediante análisis por espectrometría de masa que la abundancia del silicio en la naturaleza es la siguiente: 92,21% ^{28}Si ; 4,7% ^{29}Si y 3,09% ^{30}Si . Las masas de las 3 especies son: 27,977g; 28,976g y 29,974g respectivamente. Calcular la masa atómica media del Silicio a partir de los datos proporcionados.

Conceptos básicos de química

- 10.- Determine el número de protones y neutrones presentes en el núcleo de los átomos de los siguientes elementos:



- 11.- a) El átomo de titanio (Ti) tiene 22 electrones y su número másico (A) es 48
¿Cuántos protones y cuántos neutrones tiene?
b) Dado el ion hierro que contiene 24 electrones, 30 neutrones y 26 protones
¿Cuál será su carga neta? Escriba el símbolo químico del mismo indicando el número atómico (Z) y el número másico como subíndice y superíndice respectivamente.
- 12.- a) ¿Qué nombre recibe la siguiente especie química: Ca^{2+} ; cómo se forma ese ion?
b) ¿Qué nombre recibe la siguiente especie química: S^{2-} ; cómo se forma ese ion?

- 13.- a) ¿Cuál de estos símbolos: O^{2-} , H_2O , H representa, un átomo, una molécula y un ion? ¿Por qué? De estos símbolos ¿Cuál o cuáles representan una fórmula molecular y por qué?
- b) ¿Cuál de estos símbolos: N , N^{3-} , N_2 representa, un átomo, una molécula y un ion? ¿Por qué? De estos símbolos ¿Cuál o cuáles señalan una fórmula molecular y por qué?
- 14.- Complete la siguiente tabla con los valores numéricos y los símbolos químicos presentados a continuación:

Símbolo Químico	A	Z	Neutrones	Protones	Electrones	Carga neta
$^{55}_{25} ?$						0
$?_? ?$	222	86			86	
$?_? S$	32		16			0
$^{30}_{15} P^{-3}$						
$?_? C$	14			6	6	
$?_? ?$	79				36	-2
$^{59}_? ?$				28		+2

Composición Porcentual

- 15.- Calcule las composiciones porcentuales de los siguientes compuestos:
- a) Ácido nítrico (HNO_3) c) Ácido sulfúrico (H_2SO_4)
b) Hidróxido de sodio ($NaOH$) d) Hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$)
- 16.- La hormona adrenalina tiene la siguiente fórmula condensada: $C_9H_{13}NO_3$.
- a) ¿Cuál es el peso molecular de la adrenalina?
b) ¿Qué porcentaje de átomos de la adrenalina corresponden a C?
- 17.- Se tienen dos minerales de cobre cuyas fórmulas simplificadas son Cu_5FeS_4 y Cu_2S . ¿Cuál de los dos minerales recomendaría comprar a un industrial, si a partir de ellos desea obtener cobre?
- 18.- Se desea aportar nitrógeno a un terreno a partir del uso de fertilizantes. Indique cuál de ellos seleccionaría y explique por qué. a) NH_4NO_3 ; b) $(NH_4)_2SO_4$

Fórmula Empírica y Fórmula Molecular

- 19.- El teflón es un polímero de muy buenas propiedades químicas y mecánicas. Tiene 24% de C y 76% de F en peso. Calcular la fórmula mínima del teflón.

- 20.- Se determinó experimentalmente que un hidrocarburo (sustancia compuesta por C e H) posee C: 85,63 %; H: 14,37%. Investigue en internet el nombre de la sustancia encontrada y nómbrela.
- 21.- ¿Cuál es la fórmula molecular de una sustancia cuyo peso molecular es 140 y su composición centesimal es 51,42 % de C, 8,57 % H y 40 % N?.
- 22.- Un compuesto de peso molecular 365,37, tiene una composición centesimal de 69,03 % de C, 5,24 % de H, 3,83 % de N y 21,89 % de O. Encuentre su fórmula molecular.
- 23.- Un compuesto tiene una masa molecular relativa de 98. Su composición centesimal es de 2,04% de H; 32,65% de S y el resto es O. Calcule su Fórmula Empírica y Fórmula Molecular.
- 24.- Por combustión en atmósfera de oxígeno de 0,533 g de un compuesto orgánico se obtuvieron 0,969 g de CO_2 y 0,172 g de agua. ¿Cuál es su fórmula empírica?
- 25.- Por combustión de 0,2178 g de un compuesto orgánico A se obtuvieron 0,4795 g de CO_2 y 0,2609 g de H_2O . Encuentre la fórmula empírica de A y su composición centesimal.

Nomenclatura

- 26.- ¿Qué es una fórmula química? ¿Cómo se simboliza y qué representa?
- 27.- Calcule el número de oxidación de cada elemento en los siguientes compuestos:
a) NaCl b) HClO c) CuO d) H_2S e) KHCO_3 f) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ g) KBrO_4
- 28.- Calcule el número de oxidación del nitrógeno:
a) NH_3 b) N_2O c) NO d) HNO_3 e) HNO_2 f) NH_4^+
- 29.- Escriba la fórmula química y el nombre correspondiente a cada uno de los óxidos que forman los siguientes elementos:
a) Li b) Fe c) Mg d) Al e) K f) Cu g) Ca h) S
- 30.- Dé el nombre y la fórmula química de los hidruros de los siguientes elementos:
a) Na b) Li c) Ba d) Cl e) S f) F
- 31.- Escriba y balancee las reacciones de formación de los siguientes óxidos:
a) Óxido cuproso c) Dióxido de carbono e) Anhídrido fosfórico
b) Óxido de calcio d) Anhídrido sulfuroso f) Anhídrido nítrico
- 32.- Escriba y balancee las reacciones de formación de los siguientes compuestos, partiendo de la reacción con agua de sus respectivos óxidos:
a) hidróxido de cinc e) hidróxido de sodio
b) hidróxido cúprico f) hidróxido áurico
c) ácido fosfórico (ortofosfórico) g) ácido carbónico
d) ácido crómico h) ácido hipocloroso

33.- Nombre y clasifique según la familia a la que pertenece, a cada uno de los siguientes compuestos:

- | | | |
|------------------------------|---------------------|-----------------------------|
| a) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ | e) HNO_3 | i) Al_2O_3 |
| b) HClO | f) HCl (g) | j) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ |
| c) $\text{H}_2\text{S (ac)}$ | g) HBrO_4 | k) HCl (ac) |
| d) MgO | h) SO_3 | l) MnO_2 |

34.- Nombre y clasifique cada uno de los siguientes ácidos inorgánicos:

- | | | |
|----------------------------|-------------------|--------------------------------------|
| a) HBr | e) HNO_3 | i) H_3AsO_4 |
| b) H_2SO_4 | f) HNO_2 | j) HMnO_4 |
| c) H_3PO_3 | g) HClO | k) $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ |
| d) HIO_4 | h) HF | l) H_2S |

35.- A partir de la reacción de neutralización, plantee las ecuaciones químicas para la formación de las siguientes sales:

- | | | |
|----------------------|--------------------------|----------------------------|
| a) cloruro de calcio | e) nitrito de bario | i) nitrato férrico |
| b) sulfato de bario | f) perclorato cúprico | j) sulfito de sodio |
| c) sulfuro mercúrico | g) carbonato de aluminio | k) fosfato ácido de amonio |
| d) manganato áurico | h) bromito de plata | l) permanganato de potasio |

36.- Escriba las fórmulas químicas de las siguientes sales e identifíquelas de acuerdo a su tipo:

- | | |
|------------------------------|-----------------------------|
| a) Cloruro ferroso | c) Sulfuro de amonio |
| b) Carbonato ácido de sodio; | d) Sulfato ácido de potasio |

37.- Nombre las siguientes especies e identifique la función química que desempeñan:

- | | | |
|--------------------------|-----------------------------|----------------------|
| a) Ag_2O | e) $\text{Hg}(\text{OH})_2$ | i) NH_4^+ |
| b) AlN | f) NH_4Cl | j) $\text{SO}_4^{=}$ |
| c) SO_2 | g) AgNO_3 | k) MnO_4^- |
| d) CaCrO_4 | h) KHCO_3 | l) Fe^{+3} |

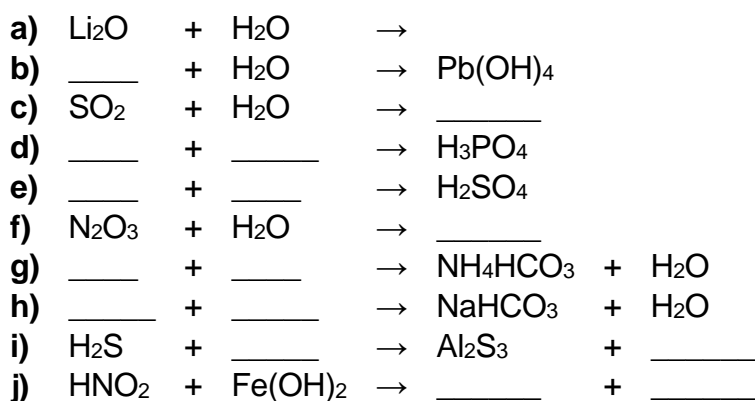
38.- Escriba la ecuación química balanceada que representa las siguientes reacciones:

- | | | |
|--|---|-------|
| a) óxido nítrico + agua | → | |
| b) óxido de calcio + agua | → | |
| c) hidróxido de potasio + ácido perclórico | → | |
| d) sodio + hidrógeno | → | |
| e) hidróxido de aluminio + ácido fosfórico | → | |
| f) amoníaco + agua | → | |
| g) hidróxido de zinc + ácido nitroso | → | |

39.- Nombre los siguientes compuestos, e indique a que familia de compuestos inorgánicos pertenece:

- | | | |
|--------------------------------|-----------------------------|-----------------------------|
| a) $\text{Cr}(\text{ClO}_2)_2$ | e) NaOH | i) KMnO_4 |
| b) H_2SO_4 | f) K_2HPO_4 | j) HI(g) |
| c) HNa | g) Na_2CO_3 | k) NH_4NO_2 |
| d) Hg_2H_2 | h) SrSO_4 | l) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ |

40.- Complete y balancee las siguientes ecuaciones, indicando la función química en cada caso, como así también el nombre de los reactivos y productos.



41.- Obtiene los siguientes compuestos a partir de sus elementos.

- | | | |
|-----------------------------------|------------------------------------|------------------------------------|
| a) $\text{Cr(ClO}_2)_2$ | e) Cu(OH)_2 | i) KMnO_4 |
| b) H_2SO_3 | f) K_2HPO_4 | j) MgO |
| c) NaH | g) Na_2CO_3 | k) NH_4NO_2 |

Estequiometría

42.- Escriba la reacción ajustada para: **a)** La reacción del óxido de cobre (I) con oxígeno para dar óxido de cobre (II); **b)** La combustión (reacción con O_2) del alcohol metílico (CH_3OH), para dar dióxido de carbono y agua; **c)** La descomposición de la azida sódica o nitruro de sodio (Na_3N), en sus elementos.

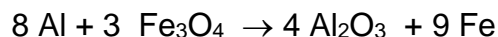
43.- Cuando el nitrógeno gaseoso reacciona con hidrógeno gaseoso da como producto amoníaco gaseoso. Diga cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

- a)** 1 molécula de N_2 reacciona con 3 moles de H_2 para formar 2 moléculas de NH_3 ;
b) 2 átomos de N reaccionan con 6 átomos de H para formar 2 moléculas de NH_3 ;
c) 1 mol de N_2 reacciona con 3 moles de H_2 para formar 2 moles de NH_3 ;
d) 28g de N_2 reacciona con 6g de H_2 para formar 34g de NH_3 ;
e) En condiciones normales de presión y temperatura reaccionan 22,4L de N_2 con 22,4L de H_2 para formar 22,4L de NH_3 ;

44.- Si se calienta hierro en presencia de cloro gaseoso se forma un sólido marrón que es el cloruro férrico. Calcule: **a)** Números de moles de Cloro para producir 10 moles de FeCl_3 ; **b)** Masa de Cloro necesaria para producir 100g de FeCl_3 .

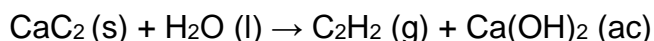
45.- El Mg reacciona lentamente con agua fría para producir Hidrógeno gaseoso más Hidróxido de Magnesio: **a)** Escriba la ecuación química ajustada; **b)** ¿Cuántos gramos de Hidróxido de Magnesio se producen de 150g de Mg?; **c)** ¿Cuántos átomos de Mg se necesitan para producir 15g de Hidróxido de Magnesio?

46.- El hierro se puede obtener por aluminotermia según la siguiente reacción:



- a)** ¿Cuántos moles de aluminio se necesitarán para la reducción total de 4,8 moles de Fe_3O_4 ? **b)** ¿Cuántos gramos de Fe se producen cuando se forman 3,33 moles de óxido de aluminio? **c)** ¿Cuántos moles de Fe_3O_4 se necesitan para que reaccionen totalmente 432 g de aluminio?

- 47.- Una forma de obtener cloruro de potasio es a partir de la descomposición del clorato de potasio. Como producto secundario se obtiene oxígeno gaseoso. Calcular: **a)** ¿Cuántos g de oxígeno se produce si se descomponen 9,12 g de la sal?; **b)** ¿Cuántos gramos de clorato de potasio deben descomponerse para liberar 2,5 g de oxígeno?
- 48.- El agua oxigenada (conocida también como peróxido de hidrógeno) se descompone en oxígeno gaseoso y agua. **a)** Escriba la ecuación ajustada de la descomposición del peróxido de hidrógeno; **b)** ¿Qué masa de oxígeno gaseoso se produce en la descomposición de 5 g de agua oxigenada? **c)** ¿Cuántas moléculas de agua se producen en la descomposición de 5 g de agua oxigenada?
- 49.- Por acción del agua sobre carburo de calcio (acetiluro de calcio) se obtiene acetileno gaseoso (C_2H_2 combustible usado en la soldadura oxi-acetilénica) según la siguiente reacción:

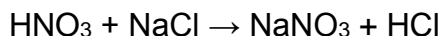


Calcule: **a)** El volumen de acetileno obtenido CNTP cuando se emplean 20 g de carburo; **b)** ¿Cuántos moles de acetileno se han formado?; **c)** Masa de hidróxido de calcio obtenido.

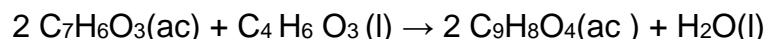
- 50.- Según la siguiente reacción: $HgO \rightarrow Hg + O_2$. Calcule: **a)** El peso y el volumen de O_2 que se obtiene en CNTP al calcinar 108,3g de óxido de mercurio (II), **b)** ¿Cuántos gramos de HgO son necesarios para obtener 22,4L de O_2 en esas condiciones?.
- 51.- Se hacen reaccionar 10,0 g de polvo de silicio con 100,0 g de oxígeno formando dióxido de silicio. Calcule: **a)** ¿Cuántos gramos de óxido de silicio se forman?; **b)** ¿Cuántos gramos de oxígeno quedan sin reaccionar?
- 52.- Una mezcla de 2,55 g de H_2 y 6,8 g de N_2 reaccionan para producir amoníaco. **a)** Plantee la ecuación balanceada. **b)** ¿Qué cantidad en gramos de H_2 , N_2 y NH_3 se encuentran presente al final de la reacción?
- 53.- ¿Cuántos gramos de PbI_2 se obtienen cuando reaccionan entre si 77,53 g de $Pb(NO_3)_2$ y 63,41 g de NaI ? Como producto secundario se obtiene $NaNO_3$.
- 54.- Se hacen reaccionar 100 g de hidróxido de potasio con 100 g de ácido sulfúrico. **a)** ¿Qué reactivo en moles y en gramos quedó sin reaccionar? **b)** ¿Cuántos gramos de K_2SO_4 se obtienen? **c)** ¿Cuántas moléculas de agua se obtienen.
- 55.- Calcule la cantidad de caliza cuya riqueza en carbonato de calcio es de 92 %, que se necesitan para obtener 250 Kg de cloruro de calcio de acuerdo a la siguiente reacción:



- 56.- Calcule la masa de $NaCl$ al 90% de pureza que se necesita para fertilizar 30 hectáreas de cultivo con 16,608 Kg nitrato de sodio según la reacción:

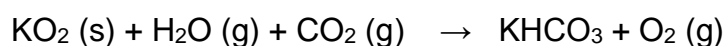


- 57.- Se parte de 20,0 g de hierro (pureza: 60%) y de 30,0 g de ácido sulfúrico (pureza: 80%) para obtener sulfato de hierro (II) e hidrógeno gaseoso. **a)** Escriba la ecuación balanceada; **b)** ¿Qué masas de hierro y de ácido sulfúrico reaccionan? **c)** ¿Qué reactivo está en exceso y en qué cantidad de moles? **d)** ¿Qué volumen de hidrógeno en C.N.T.P se obtiene si el rendimiento de la reacción es del 80%?
- 58.- El nitrato de manganeso (II) se descompone por el calor liberando dióxido de nitrógeno gaseoso y dióxido de manganeso sólido. Si se calientan 15,81g de nitrato de manganeso al cabo de cierto tiempo se obtiene 3 g de dióxido de manganeso. ¿Cuál es el porcentaje de nitrato de manganeso (II) que se ha descompuesto?
- 59.- El clorato de potasio se descompone al calentarlo dando cloruro de potasio y oxígeno. Al calentar 80g de clorato de potasio, éste se descompone en parte obteniéndose 37,5 g de sólidos. ¿Qué porcentaje de sal inicial ha reaccionado?
- 60.- Una mezcla de dos sólidos blancos, KClO_3 y KCl , pesa 60 g. Por calentamiento prolongado se liberan 8 g de oxígeno. Calcúlese el tanto por ciento de cloruro de potasio en la mezcla original.
- 61.- La fabricación de la aspirina ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$), se lleva a cabo mediante un proceso relativamente sencillo, haciendo reaccionar ácido salicílico ($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$) con anhídrido acético ($\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$) según la siguiente ecuación:



¿Cuál es el rendimiento de la reacción si al mezclar 1,7 Kg de anhídrido acético y 0,85 Kg de ácido salicílico se obtienen 0,95 Kg de aspirina.

- 62.- Se producen nitrato de sodio y agua cuando reaccionan de 170 kg de ácido nítrico con 130 kg de hidróxido de sodio. Calcule: **a)** Las masas ambos productos en estado puro. **b)** El rendimiento de la reacción si se obtienen 192,4 kg de nitrato de sodio.
- 63.- Se hacen reaccionar 40 g de KOH impuro con HCl, obteniéndose 40 g de KCl. **a)** Plantee la reacción que tiene lugar. **b)** Calcule la masa de KOH puro que reaccionó con el ácido. **c)** Determine la pureza del KOH.
- 64.- El titanio es utilizado en la industria y puede ser obtenido a partir de la reacción del tetracloruro de titanio. Dicha materia prima se obtiene a partir de la reacción del dióxido de titanio con carbono y cloro gaseoso. Como subproductos de la reacción principal se obtienen también monóxido y dióxido de carbono en estados gaseoso. Un recipiente de reacción contiene 4,15g de dióxido de titanio, 5,67g de carbono y 6,78g de cloro. Calcule: **a)** ¿Cuántos g de TiCl_4 se obtienen suponiendo que la reacción tenga un rendimiento del 75%?; **b)** ¿Qué reactivos quedan en exceso y en qué cantidad en g?
- 65.- Las máscaras para producir oxígeno en situaciones de emergencia contienen superóxido de potasio (KO_2), que reacciona con el CO_2 y el H_2O del aire exhalado para producir oxígeno, según la reacción no balanceada:



Si una persona que tiene una de estas máscaras exhala 0,702g de CO₂/minuto
¿Cuántos g de KO₂ consume en cinco minutos?

Respuestas:

9.- Masa atómica media: 28,086g

**10.- (N) p+= 7 n°= 8; (S) p+= 16 n°= 17; (Cu) p+= 29 n°= 34; (W) p+= 74 n°= 112;
(Hg) p+= 80 n°= 52**

11.- a) p+= 22 n°= 26; b) ⁵⁶₂₆Fe⁺²

14.-

Símbolo Químico	A	Z	Neutrones	Protones	Electrones	Carga neta
⁵⁵ ₂₅ Mn	55	25	30	25	25	0
²²² ₈₆ Rn	222	86	136	86	86	0
³² ₁₆ S	32	16	16	16	16	0
³⁰ ₁₅ P ⁻³	30	15	15	15	18	-3
¹⁴ ₆ C	14	6	8	6	6	0
⁷⁹ ₃₄ Se ⁻²	79	34	45	34	36	-2
⁵⁹ ₂₈ Ni ⁺²	59	28	31	28	26	+2

15.- a)%H:1,6 - %N:22,2 - %O:76,2. b)%Na:57,5 - %O:40 - %H:2,5. c)%H:2,05 - %S:32,65 - %O:65,3. d)%Ca:54,1 - %O:43,2 - %H:2,7

16.- 183 uma. b) 34,6 % corresponden al C.

17.- Cu₂S

18.- NH₄NO₃

19.- CF₂

20.- Metileno o meteno.

21.- C₆H₁₂N₄

22.- C₂₁H₁₉NO₅

23.- H₂SO₄

24.- C₇H₆O₅

25.- C₃H₈O - %H:13,27 - %C:60,05 - %O:26,68.

43.- Falsos: a, b y e. Verdaderos: c y d

44.- a) 15 moles Cl₂; b) 65,56g Cl₂

45.- b) 359,87g Mg(OH)₂; c) 1,55 x 10²³ átomos

46.- a) 12,8 moles de Al; b) 419,6 g Fe; c) 6 moles de Fe₃O₄

47.- a) 3,57g O₂; b) 6,38g KClO₃

48.- b) 2,35 g; c) 8,85 x 10²² moléculas

- 49.- a) 7 L C_2H_2 ; b) 0,31 moles de C_2H_2 ; c) 23,1 g $\text{Ca}(\text{OH})_2$
50.- a) 8 g y 5,6 L de O_2 ; b) 433,18 g HgO
51.- a) 21,39 g SiO_2 ; b) 88.61g O_2
52.- 0 g N_2 , 1,09 g H_2 y 8,257g NH_3
53.- 97,48 g de PbI_2
54.- a) H_2SO_4 , 12,64 g; 0,129 moles b) 155,27g K_2SO_4 ; c) $1,073 \times 10^{24}$ molec. H_2O
55.- 245,1 Kg CaCO_3
56.- 12,7 Kg NaCl
57.- b) 12 g de Fe y 21,06 g de H_2SO_4 ; c) 0,03 moles de H_2SO_4 ; d) 3,85 L H_2
58.- 39,05%
59.- 77,06%
60.- 66%
61.- 85,68%
62.- a) 229,36 Kg NaNO_3 y 48,57 Kg H_2O ; b) 83,9%
63.- b) 30,06 g KOH ; c) 75,16%
64.- a) 6,8 g TiCl_4 ; b) exceso 0,33 g de TiO_2 y 4,81 g de C
65.- 5,67g KO_2

UNIDAD Nº 2: Estructura atómica. Tabla Periódica

Estructura atómica

Teorías atómicas. Breve reseña histórica. Partículas fundamentales. Concepto de sustancias radioactivas: radiaciones α , β , y γ . Modelos atómicos. Experiencia de Rutherford. Teoría cuántica. Espectros continuos y discontinuos. Efecto fotoeléctrico. Teoría clásica de la radiación. Modelo de Bohr. Dualidad onda partícula. Modelo basado en la ecuación de onda. Números cuánticos. Principio de incertidumbre. Principio de exclusión de Pauli. Regla de Hund. Configuraciones electrónicas. Niveles y subniveles de energía. Concepto de orbital. Número atómico. Número másico. Isótopos.

Tabla Periódica

Períodos y grupos. Ley periódica. Periodicidad y configuración electrónica. Analogías horizontales y verticales. Radio atómico. Potencial de ionización. Electroafinidad. Escala de Pauling de electronegatividad. Elementos representativos, de transición y de transición interna. Metales, no metales, gases nobles. Principales reacciones de cada grupo.

Objetivos

- Comprender la evolución de los modelos atómicos desde Demócrito hasta el modelo Probabilístico y su relación con el desarrollo del conocimiento científico.
- Analizar diferentes fenómenos según los distintos modelos atómicos.
- Explicar los espectros atómicos según la estructura atómica de Bohr.
- Interpretar el efecto fotoeléctrico.
- Entender el modelo atómico actual.
- Representar los átomos de diferentes elementos a través de su configuración electrónica
- Explicar desde el conocimiento científico el funcionamiento de diversos aparatos tecnológicos.

Glosario:

Amplitud de onda: propiedad de la onda que indica la distancia vertical de la línea media de una onda a su cresta o a su valle.

Átomo: partícula más pequeña de un elemento químico que conserva su identidad química cuando se somete a cambios químicos y físicos. Es la menor porción de materia capaz de combinarse.

Caracterización electrónica: consiste en determinar los cuatro números cuánticos que describen cada electrón dentro de un átomo.

Configuración Electrónica: determina la distribución específica de los electrones en orbitales atómicos de átomos y iones. Se utilizan los conceptos ya establecidos en la teoría cuántica acerca de nivel, subnivel y orbital. Se puede construir siguiendo la regla de la diagonal.

Cuanto de luz o Fotón: paquete de energía. Incremento más pequeño de energía que se puede absorber o emitir. La magnitud de energía radiante está dada por: $h \times \nu$ (siendo h la constante de Planck y ν la frecuencia).

Dualidad onda-partícula: De Broglie propuso que las partículas materiales tienen propiedades ondulatorias y que toda partícula en movimiento lleva una onda asociada.

Especies Isoelectrónicas: dos o más entidades (átomos, moléculas, iones) que tienen la misma configuración electrónica o el mismo número de electrones de valencia, sin importar la naturaleza de los elementos involucrados. Ejemplos: Los cationes K^+ , Ca^{2+} , y Sc^{3+} ; los aniones Cl^- , S^{2-} , y P^{3-} son todos isoelectrónicos con el átomo de Ar. Todos tienen la misma configuración electrónica: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$. El CO, N_2 y NO^+ son isoelectrónicos porque cada uno tiene 2 núcleos y 10 electrones de valencia ($4+6$, $5+5$ y $5+5$ respectivamente).

Espectro: representación de las longitudes de onda que componen la radiación electromagnética. *Espectro continuo:* espectro que contiene todas las longitudes de onda en una región específica del espectro electromagnético. *Espectro discontinuo:* sólo contiene determinadas longitudes de ondas del espectro electromagnético. Pueden ser espectros de absorción o de emisión.

Espectros de absorción: espectro asociado con la absorción de radiación electromagnética por átomos, moléculas e iones que resultan de transiciones de estados electrónicos de baja energía a estados de alta energía.

Espectros de emisión: espectro asociado con la emisión de radiación electromagnética por átomos, moléculas e iones que resultan de transiciones de estados electrónicos de energía superior a uno más bajo.

Frecuencia: número de ondas (crestas o valles) que pasan por un punto particular en la unidad de tiempo.

Isótopo: átomos de un mismo elemento que se diferencian en su número másico.

Longitud de onda: distancia entre puntos iguales de una onda (valle-valle o cresta-cresta).

Modelo: representación de una unidad o estructura, basado en el desarrollo de una investigación científica (metodología científica). Sus representaciones pueden ser esquemáticas, en base a postulados, matemáticas, etc.

Molécula: partícula más pequeña de un elemento o compuesto químico que puede tener existencia estable o independiente. Formada por 2 o más átomos unidos formando unidades (partículas) discretas eléctricamente neutras.

Número Atómico (Z): caracteriza a cada elemento y representa la cantidad de protones de un átomo.

Número Másico (A): es la suma del número de protones y el número de neutrones de un átomo.

Números Cuánticos: números que describen la energía de los electrones en los átomos.

Onda: alteración vibrátil mediante la cual se transmite energía.

Onda electromagnética: posee dos componentes, uno de campo eléctrico y otro de campo magnético, que se desplazan a igual velocidad, pero perpendiculares entre sí.

Órbita Atómica: Según el modelo de Bohr corresponden a cada uno de los niveles de energía fija y definida en que se encuentran los electrones dentro de un átomo.

Orbital Atómico: región o volumen en el espacio en el cual la probabilidad de encontrar al electrón es máxima.

Principio de Exclusión de Pauli: en un átomo no pueden coexistir dos electrones con sus cuatro números cuánticos iguales.

Principio de Incertidumbre: plantea que es imposible determinar la posición y la velocidad (momento) del electrón simultáneamente.

Principio de mínima energía (Aufbau): Los electrones se colocan siguiendo el criterio de mínima energía. No se rellenan niveles superiores hasta que no estén completos los niveles inferiores.

Radiación electromagnética: es la emisión y transmisión de energía en forma de ondas electromagnéticas.

Radiactividad: propiedad de ciertos elementos químicos de generar una desintegración espontánea del núcleo atómico inestable, acompañada de la emisión de radiación.

Rayos Alfa: partículas emitidas por la desintegración de átomos radiactivos. Una partícula Alfa tiene la misma estructura que el núcleo de un átomo de Helio (partículas de carga positiva). Son emitidas por los átomos durante un proceso llamado "desintegración Alfa". Dentro de la radiactividad es la forma de menos potencia, puede ser frenado por una hoja de papel.

Rayos Beta: electrones que se desplazan a alta velocidad en una forma de desintegración radiactiva de un núcleo atómico con exceso de carga o energía. Son más potentes que las partículas alfa (se pueden detener con una hoja de aluminio).

Rayos Canales: haz de partículas con carga positiva (cationes) que se desplaza hacia el electrodo negativo en un tubo de rayos catódicos, se observan al pasar a través de canales (huecos) en el electrodo negativo.

Rayos Catódicos: corriente de electrones que se producen cuando se aplica un alto voltaje a electrodos en un tubo a baja presión (tubo de rayos catódicos). Se desplazan en línea recta desde el cátodo (electrodo negativo) hacia el ánodo (electrodo positivo).

Rayos Gamma: radiación electromagnética de alta energía que emana del núcleo de un átomo radiactivo. No poseen masa ni carga eléctrica.

Rayos X: son radiaciones electromagnéticas de alta frecuencia que atraviesan materiales menos densos, como la madera, pero no pasan a través de los más densos, como los metales. Se usan para la obtención de imágenes. No sufren desviación por efecto de campos eléctricos o magnéticos porque carecen de carga eléctrica.

Regla de Hund: regla empírica obtenida al estudiar los espectros. Al llenar orbitales de igual energía los electrones se distribuyen, siempre que sea posible, con sus espines paralelos.

Preguntas de orientación

- 1.- ¿Qué hechos experimentales contribuyeron al desarrollo de cada modelo atómico, desde Dalton hasta el modelo probabilístico? Explique brevemente cada uno de ellos y las conclusiones que permitieron obtener.
- 2.- a) ¿Cómo se producen los rayos catódicos?; b) ¿Cuáles son las propiedades de estos rayos?; c) Los viejos televisores y las pantallas de la computadoras funcionaban gracias a que dentro de ellos hay un tubo de rayos catódicos ¿es correcto afirmar que los rayos presentes en ellos son todos iguales? J.S.R.
- 3.- a) ¿Cómo se generan los rayos canales?; b) ¿Cómo están constituidos los mismos?; c) ¿Cuáles son las propiedades de estos?; d) ¿Se puede afirmar que los rayos canales dependen del gas presente en el tubo? J.S.R.
- 4.- a) ¿Cuál es el significado del término radiactividad?; b) ¿todos los elementos de la tabla periódica pueden presentar esta propiedad? Cite algunos ejemplos de sustancias radiactivas y especifique que ocurre con las mismas al producirse la radiación; c) ¿Cuáles son las radiaciones producidas por los elementos radioactivos y que características posee cada una de ellas?; d) ¿Cómo se logra que una sustancia sea radiactiva?
- 5.- ¿Cuáles fueron las razones por las cuales se debió modificar el modelo atómico de Rutherford? Explique brevemente cada una de ellas.
- 6.- a) Los átomos excitados tanto térmica como eléctricamente son capaces de emitir radiación (luz) ¿cómo se explica este proceso? Distinga los espectros de emisión de los de absorción; b) Busque un ejemplo dónde se utilice este fenómeno.
- 7.- ¿Cómo se relaciona el modelo de Bohr con los espectros de absorción y de emisión?
- 8.- a) ¿Cómo explica la física cuántica los espectros de emisión y el fenómeno fotoeléctrico?; b) ¿Qué aplicación práctica (o usos) se le podría dar a esto? J.S.R.
- 9.- Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas justificando sus respuestas:
 - a) Todas las formas de radiación electromagnéticas son visibles.
 - b) La frecuencia de la radiación aumenta al disminuir la longitud de onda.
 - c) La luz ultravioleta tiene longitud de onda más larga que la visible.
- 10.- ¿Cuáles son los números cuánticos y qué significado físico tienen cada uno de ellos?

- 11.-Represente los siguientes orbitales atómicos, indicando cantidad de electrones en cada uno de ellos y las similitudes y diferencias entre dichos orbitales atómicos: a) 1s y 2s del átomo de Litio; b) 2s y 2p del átomo de oxígeno; c) 2p y 3p del azufre.
- 12.-¿Cuál es la diferencia fundamental entre el modelo de Bohr y el modelo cuántico probabilístico?
- 13.-a) ¿Qué similitudes y diferencias hay entre los orbitales 2s y 3s del átomo de hidrógeno?; b) ¿Qué similitudes y diferencias hay entre los orbitales 2s y 2p del átomo de hidrógeno?; c) Para el átomo de hidrógeno ¿Qué orbital tiene mayor energía el 2s, el 3s, o el 2p? J.S.R.
- 14.-a) Cite los valores que puede tomar el número cuántico de Espín; b) 2 electrones de un átomo ocupan el orbital 1s ¿qué número cuántico debe ser diferente en los mismos, por qué?, ¿Qué principio determina esta respuesta?
- 15.-¿Cuántos electrones pueden alojarse en los siguientes subniveles: s, p, d, f?
- 16.-Un electrón en un átomo está en el nivel cuántico $n=3$. Señale los valores posibles de l, m, s, para dicho átomo.

Ejercitación

- 1.- El espectro de emisión del sodio presenta una línea espectral con una longitud de onda de 589 nm. Calcular, en kilojulios por mol (kJ/mol), la diferencia de energía entre los niveles energéticos entre los cuales se da la transición electrónica.
- 2.- La línea más intensa del espectro del Cerio está a 418,7 nm.
 - a) Determina la frecuencia de la radiación que produce esta línea
 - b) ¿En qué región del espectro electromagnético aparece esta línea?
 - c) ¿Es visible al ojo humano? En caso afirmativo, ¿qué color tiene? En caso negativo, ¿tiene una energía más alta o más baja que la luz visible?, ¿por qué?
- 3.- El espectro del magnesio tiene una línea espectral a 266,8 nm. ¿Cuál o cuáles de las siguientes proposiciones son correctas en relación a esta radiación?
 - a) Su frecuencia es más alta que la correspondiente a la radiación con longitud de onda 402 nm.
 - b) Es visible al ojo humano.
 - c) Su velocidad en el vacío es mayor que la luz roja de longitud de onda 652 nm.
 - d) Su longitud de onda es más larga que la de los rayos X.
- 4.- La acción protectora del ozono en la atmósfera se debe a la absorción de radiación UV por el ozono en el intervalo 230–290 nm de longitud de onda. ¿Cuál es la energía asociada con la radiación, expresada en kJ/mol, en este intervalo de longitudes de onda?
- 5.- Suponiendo que Superman tuviera una masa de 91 kg, ¿cuál es la longitud de onda asociada con él si se mueve a una velocidad igual a la quinta parte de la velocidad de la luz?

- 6.- ¿Se emite o absorbe energía cuando ocurren las siguientes transiciones electrónicas, en el átomo de hidrógeno: a) $n = 3 \rightarrow n = 6$; b) el paso de un orbital de radio medio 4,76 Å a otro de 2,12 Å; c) ionización del hidrógeno desde su estado basal?
- 7.- Los paneles solares aprovechan el efecto fotoeléctrico para transformar radiación en energía acumulable. Explique este fenómeno.
- 8.- Los sensores que permiten mantener abierta o cerrar las puertas de los ascensores de modo automático funcionan gracias a un circuito eléctrico que se mantiene abierto o cerrado por efecto fotoeléctrico. Es posible explicar funcionamiento de dichos sensores utilizando: a) el modelo atómico de Thomson; b) el modelo atómico de Rutherford. c) el modelo atómico de Bohr.
- 9.- Explique por qué la carga nuclear efectiva que experimenta un electrón 3s en el magnesio es mayor que la experimenta un electrón 3s en el átomo de sodio.
- 10.-Caracterice cada electrón del átomo de oxígeno ($Z=8$) y de potasio ($Z=19$).
- 11.-Dado los siguientes conjuntos de números cuánticos determine cuáles son posibles, J.S.R. a) $n=3$; $l=2$, $m=3$, $s=-\frac{1}{2}$; b) $n=4$, $l=2$, $m=1$, $s=\frac{1}{2}$.
- 12.-¿Cuáles de los siguientes conjuntos de números cuánticos con inaceptables? J.S.R.
a) $(1, 0, 0, \frac{1}{2}, -\frac{1}{2})$; b) $(3, 0, 0, \frac{1}{2})$; c) $(2, 2, 1, \frac{1}{2})$; d) $(4, 3, -2, \frac{1}{2})$; e) $(3, 2, 1, 1)$; f) $(\frac{1}{2}, 0, 2, 1)$.
- 13.-Expresé los valores de los números cuánticos en los siguientes orbitales: a) 2p; b) 3s; c) 5d.
- 14.-Indique el número total de: a) electrones p en el nitrógeno ($Z=7$); b) totales de electrones s en silicio ($Z=14$); c) electrones 3d en el azufre ($Z=16$).
- 15.-Determine el número máximo de electrones que pueden tener los siguientes números cuánticos: a) $n=3$; b) $n=4$ $l=2$; c) $n=4$ $l=3$ $m=2$; d) $n=2$, $l=1$, $m=0$, $s=\frac{1}{2}$.
- 16.-Escriba las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos utilizando las abreviaturas de gas noble apropiadas para los electrones internos: a) Rb, Se, Zn, Pb, Sr; b) ¿en todos los casos se respeta el llenado de los orbitales de acuerdo al orden creciente de energía? J.S.R.
- 17.-Utilizando el diagrama de orbitales determine el número de electrones desapareados en cada uno de los átomos siguientes: Ge, Ni, Br, Kr.
- 18.-Compare los orbitales atómicos de la capa de valencia de los siguientes elementos químicos (nivel de energía, forma y cantidad de electrones): a) Sodio y Potasio; b) Sodio y Magnesio; c) Flúor y Cloro y d) Oxígeno y Flúor.
- 19.-¿Cuáles de las siguientes especies tienen más electrones desapareados: S^{2+} , S^0 , o S^{-2} ?
- 20.-¿Cuáles de las siguientes moléculas o iones son isoelectrónicos: Na^+ ; NH_4^+ ; C_6H_6 ; CO; CH_4 ; N_2 ; Ne?

ESTRUCTURA ATÓMICA**Respuestas:**

- 1- $\Delta E = 203,17 \text{ KJ/mol}$.
 2- a) $v = 7,16 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$ b) Región visible c) se observa de color violeta
 3- a y d
 4- $\Delta E = 519,53 \text{ KJ/mol}$; $\Delta E = 412,37 \text{ KJ/mol}$.
 5- $2,42 \cdot 10^{-35} \text{ nm}$
 6- a) Se absorbe; b) Se emite; c) Se absorbe.
 8- El modelo atómico de Bohr.
 9- Ambos tienen 10 electrones internos, pero el magnesio tiene un protón más que el sodio, por lo tanto atrae en mayor medida a sus electrones.
 10- $Z = 8$

$1s^1$	$n = 1$	$l = 0$	$m = 0$	$s = 1/2$
$1s^2$	$n = 1$	$l = 0$	$m = 0$	$s = -1/2$
$2s^1$	$n = 2$	$l = 0$	$m = 0$	$s = 1/2$
$2s^2$	$n = 2$	$l = 0$	$m = 0$	$s = -1/2$
$2p^1$	$n = 2$	$l = 1$	$m = -1$	$s = 1/2$
$2p^2$	$n = 2$	$l = 1$	$m = 0$	$s = 1/2$
$2p^3$	$n = 2$	$l = 1$	$m = 1$	$s = 1/2$
$2p^4$	$n = 2$	$l = 1$	$m = -1$	$s = -1/2$

 $Z = 19$

$1s^1$	$n = 1$	$l = 0$	$m = 0$	$s = 1/2$
$1s^2$	$n = 1$	$l = 0$	$m = 0$	$s = -1/2$
$2s^1$	$n = 2$	$l = 0$	$m = 0$	$s = 1/2$
$2s^2$	$n = 2$	$l = 0$	$m = 0$	$s = -1/2$
$2p^1$	$n = 2$	$l = 1$	$m = -1$	$s = 1/2$
$2p^2$	$n = 2$	$l = 1$	$m = 0$	$s = 1/2$
$2p^3$	$n = 2$	$l = 1$	$m = 1$	$s = 1/2$
$2p^4$	$n = 2$	$l = 1$	$m = -1$	$s = -1/2$
$2p^5$	$n = 2$	$l = 1$	$m = 0$	$s = -1/2$
$2p^6$	$n = 2$	$l = 1$	$m = 1$	$s = -1/2$
$3s^1$	$n = 3$	$l = 0$	$m = 0$	$s = 1/2$
$3s^2$	$n = 3$	$l = 0$	$m = 0$	$s = -1/2$
$3p^1$	$n = 3$	$l = 1$	$m = -1$	$s = 1/2$
$3p^2$	$n = 3$	$l = 1$	$m = 0$	$s = 1/2$
$3p^3$	$n = 3$	$l = 1$	$m = 1$	$s = 1/2$
$3p^4$	$n = 3$	$l = 1$	$m = -1$	$s = -1/2$
$3p^5$	$n = 3$	$l = 1$	$m = 0$	$s = -1/2$
$3p^6$	$n = 3$	$l = 1$	$m = 1$	$s = -1/2$
$4s^1$	$n = 4$	$l = 0$	$m = 0$	$s = 1/2$

- 11- a) No es posible, ya que “m” no puede tomar el valor de 3. Puede ser de $-l$ a $+l$. b) Es posible
 12- a) no puede tener dos valores de espín ($1/2$ o $-1/2$), b) correcto, c) “l” no puede ser igual a “n”, d) correcto, e) el número cuántico de espín sólo toma valores

de $1/2$ y $-1/2$, f) n no puede tomar el valor de $1/2$, son números enteros desde 1.

13- a) $n = 2$; $l = 1$; b) $n = 3$; $l = 0$; c) $n = 5$; $l = 2$.

14- a) 3 electrones; b) 6 electrones; c) ninguno.

15- a) 18 electrones; b) 10 electrones; c) 2 electrones; d) 1 electrón.

16- Rb [Kr] $5s^1$

Se [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^4$

Zn [Ar] $4s^2 3d^{10}$

Pb [Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$

Sr [Kr] $5s^2$

No en todos los casos se respeta el llenado de los orbitales de acuerdo al orden creciente de energía

17- Ge = 2 electrones; Ni = 2 electrones; Br = 1 electrón; Kr = ninguno.

18- a) $3s^1$ y $4s^1$

b) $3s^1$ y $3s^2$

c) $2s^2 2p^5$ y $3s^2 3p^5$

d) $2s^2 2p^4$ y $2s^2 2p^5$

19- S^{2+} y S^0 tienen 2 electrones desapareados, S^{2-} ninguno

20- Na^+ ; NH_4^+ ; CH_4 y Ne son isoelectrónicos (10 electrones). CO y N_2 son isoelectrónicos (14 electrones).

Tabla Periódica

Objetivos

- Conocer la relación existente entre la estructura atómica de los elementos y la ubicación en la tabla periódica de los elementos.
- Comprender la estructura de la tabla periódica de los elementos.
- Interpretar y utilizar la información otorgada por la tabla periódica de los elementos.
- Comprender las diferentes propiedades de los elementos según su estructura atómica.
- Reconocer la variación de las propiedades periódicas de los elementos según su posición en la tabla periódica de los elementos.
- Explicar el comportamiento de los elementos a lo largo de un período o grupo según su estructura atómica.
- Representar las reacciones más importantes y compuestos que pueden formar los elementos representativos según el grupo al cual pertenecen.

Glosario

Afinidad electrónica: cantidad de energía asociada en el proceso de agregar un electrón a un átomo gaseoso neutro aislado para formar un anión con carga -1. Tiene valor negativo si se desprende energía.

Capa de Valencia: orbitales pertenecientes al nivel de energía más alto dentro de un átomo, donde es posible encontrar electrones en estado estacionario. Allí encontramos a los electrones más alejados del núcleo.

Carácter Metálico: medida en la que un elemento manifiesta las propiedades físicas y químicas características de los metales, como la conductividad eléctrica.

Electronegatividad: medida adimensional positiva que indica la tendencia relativa de un átomo a atraer electrones hacia sí mismo cuando forma un enlace químico con otro átomo.

Electrones de Valencia: electrones externos de un átomo; son los implicados en el enlace químico.

Elementos de Transición: elementos de los grupos B. Corresponde a los elementos con átomos con uno o dos electrones en el orbital s de la capa ocupada más externa y en los orbitales d.

Elementos Representativos: elementos de los grupos A de la tabla periódica. Corresponde a los elementos con átomos que en su capa de valencia ubican los electrones en orbitales s y p.

Energía o potencial de Ionización: energía mínima (en kJ/mol) necesaria para quitar un electrón de un átomo en estado gaseoso en su estado fundamental.

Radio Atómico: es la mitad de la distancia entre dos núcleos de dos átomos metálicos adyacentes o entre dos núcleos en moléculas biatómicas homonucleares (formadas por 2 átomos del mismo elemento), por ejemplo Cl₂.

Radio Iónico: radio de un anión o un catión.

Tabla Periódica de los Elementos: representación sistemática de los elementos químicos que se relacionan con las configuraciones electrónicas de los mismos; los elementos se ordenan según su número atómico creciente. Creada independientemente por Dmitri Ivánovich Mendeléyev y Lothar Meyer, en 1869.

Preguntas de orientación

1.- ¿Por qué los elementos de la tabla periódica se ubican en grupos y períodos?

- 2.- Explique en qué se fundamenta la clasificación de los elementos en la tabla periódica por bloques s, p, d y f. Indique cómo se denominan los elementos que constituyen cada uno de los bloques.
- 3.-
 - a) ¿Qué entiende por carga nuclear efectiva?;
 - b) ¿Por qué la carga nuclear efectiva afecta las propiedades de los elementos?;
 - c) ¿Cómo y por qué varía la carga nuclear efectiva a lo largo de los períodos y los grupos de la Tabla Periódica?
- 4.- ¿Cómo cambian los tamaños de los átomos conforme nos movemos de: a) izquierda a derecha en un período de la tabla periódica, J.S.R.; b) arriba hacia abajo en un grupo de la tabla periódica, J.S.R?
- 5.- Explique cómo y por qué se generan los iones positivos (cationes) y negativos (aniones).
- 6.- Explique en qué casos el radio iónico es mayor y en qué casos el radio iónico es menor que el radio atómico (del mismo elemento).
- 7.- ¿Qué tendencia se deben esperar en el tamaño iónico de una familia como la de los metales alcalinos? Fundamente su respuesta empleando los principios que gobiernan las estructuras electrónicas de los átomos.
- 8.- ¿Cómo varía el potencial de ionización de los elementos en un grupo de la Tabla Periódica? ¿Y en un período? J.S.R.
- 9.- ¿Cómo afectará a la afinidad electrónica el aumento de la carga nuclear a lo largo de un período? ¿En un grupo, aumentará o disminuirá con el aumento del número atómico? ¿Por qué?
- 10.-
 - a) Analice la variación de la electronegatividad de los elementos dentro de un período y dentro de un grupo. J.S.R;
 - b) En base a esto, ubique los siguientes elementos en orden creciente de afinidad electrónica: O, F, S.
- 11.-
 - a) Compare las propiedades físicas y químicas de metales y no metales;
 - b) Explique cómo varía el carácter metálico adentro de cada grupo y período dentro de la tabla periódica. J.S.R.
- 12.-Responda si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. J.S.R.
 - a) A medida que los átomos se agrandan, el efecto pantalla se hace mayor, por lo tanto es más fácil la eliminación de un electrón periférico;
 - b) En un grupo el potencial o energía de ionización aumenta de arriba hacia abajo, mientras que disminuye de izquierda a derecha en un período;
 - c) Para eliminar un electrón el átomo debe absorber energía, por lo tanto, las energías de ionización son siempre positivas y el proceso es endotérmico.
- 13.-Completa las siguientes afirmaciones:

- Cuando un metal reacciona con el oxígeno forma un _____. Si éste _____ se encuentra en presencia de agua puede reaccionar dando lugar a un _____.
- Los metales alcalinos y los alcalinos térreos reaccionan con el agua para formar \rightarrow _____ + _____.
- Cuando un no metal reacciona con el oxígeno forma un _____. Si éste _____ se encuentra en presencia de agua puede reaccionar dando lugar a un _____.
- Cuando un ácido toma contacto con un metal libera _____.
- Una sal oxigenada se forma por la reacción de un _____ + _____.
- Cuando reacciona un metal con un no metal se forma un _____.

Ejercitación

- ¿Cuáles de los siguientes elementos son representativos Mg, Ti, Fe, Se, Ni, Br? Justifique sus respuestas con las configuraciones electrónicas,
- Identifique el elemento químico que corresponde a cada una de las siguientes configuraciones electrónicas y señale a qué grupo y período pertenecen, J.S.R. a) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$ b) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$; c) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$.
- Explique en términos de configuraciones electrónicas por qué el hidrógeno exhibe propiedades similares tanto a las del litio (metal alcalino) como a las del flúor (halógeno).
- De acuerdo a la configuración electrónica de los siguientes elementos, seleccione en cada una de las siguientes listas de elementos los que pertenecen al mismo grupo y los que se ubican en el mismo período: a) $Z = 11, 16, 26, 55$; b) $Z = 37, 24, 4, 42$; c) $Z = 4, 10, 18, 26$.
- Agrupe las siguientes configuraciones electrónicas en parejas que puedan presentar átomos de elementos químicos con propiedades químicas similares:

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	e) $1s^2 2s^2$
b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	f) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	g) $1s^2 2s^2 2p^3$
d) $1s^2 2s^2 2p^5$	h) $1s^2 2s^2 2p^6$
- ¿Qué estará más cerca del núcleo: la capa electrónica $n=3$ del Ar o la capa $n=3$ del Kr? J.S.R
- Ordene los siguientes átomos en orden de distancia creciente al núcleo de la capa electrónica $n=3$ para el K, Mg, P, Rh, I, Ti. J.S.R.
- Responder justificando su respuesta: En función de la configuración electrónica es correcto afirmar que los elementos de $Z = 7, 9, 12$ y 18 . a) Pertenecen todos al

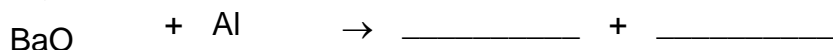
- mismo período. b) Pertenecen todos al mismo grupo. c) Son todos no metales. d) Son todos representativos. e) Tienen radios atómicos crecientes.
- 9.- Dados los siguientes casos responda, justificando su respuestas: a) ¿el He posee un radio atómico mayor o menor que el átomo de H? ;b) ¿el He posee un radio atómico mayor o menor que el átomo de Ne?; c) ¿Por qué el radio del Li es considerablemente mayor que el radio del átomo de H?
- 10.- Acomode los siguientes elementos en orden de carácter metálico creciente: S, Hg, Ge, F, In. J.S.R.
- 11.- Entre iones con la misma cantidad de capas electrónicas el que posee la mayor carga positiva es más pequeño ¿es esto verdadero o falso? J.S.R.
- 12.- ¿Quién deberá experimentar una carga nuclear efectiva mayor: un electrón 2p en un átomo de oxígeno o un electrón 2p en un átomo de neón? J.S.R.
- 13.- ¿Por qué la energía de la segunda ionización del Li es mucho mayor que la del Be?
- 14.- Según sus posiciones en la tabla periódica ¿Cuál átomo de los siguientes pares tendrá la energía de ionización más grande: a) O-Ne; b) Mg – Sr; c) K – Cr; d) Br – Sb; e) Ga – Ge; f) Li – K? J.S.R.
- 15.- ¿Cuál de los siguientes procesos requiere el mayor suministro de energía? J.S.R.
- $\text{P (g)} \rightarrow \text{P}^+ \text{ (g)} + \text{e}^-$
 - $\text{P}^+ \text{ (g)} \rightarrow \text{P}^{2+} \text{ (g)} + \text{e}^-$
 - $\text{P}^{2+} \text{ (g)} \rightarrow \text{P}^{3+} \text{ (g)} + \text{e}^-$
- 16.- ¿Cuál de los siguientes elementos tiene mayor afinidad electrónica: He, K, Co, S, Cl? J.S.R.
- 17.- La energía de la primera ionización del Kr y la afinidad electrónica del mismo son ambos valores positivos ¿Qué significado tiene el valor positivo en cada caso?
- 18.- Se determinaron los valores sucesivos de energía de ionización para extraer todos los electrones de un átomo. Los valores de EI obtenidos en kJ/mol fueron: $\text{EI}_1 = 801$ kJ/mol, $\text{EI}_2 = 2427$ kJ/mol, $\text{EI}_3 = 3660$, $\text{EI}_4 = 25026$ y $\text{EI}_5 = 32827$. a) ¿de qué átomo se trata? Los átomos sugeridos son: Be, C, Li, B, N.; b) A partir de su respuesta del apartado a), ¿por qué varían tanto algunos valores de EI?
- 19.- Compare los elementos Na y Mg respecto a las siguientes propiedades: a) configuración electrónica; b) carga iónica; c) energía de primera ionización; d) radio atómico; e) radio iónico; f) conductividad eléctrica, explique la diferencia entre ellos.
- 20.- Ordene de mayor a menor afinidad electrónica, J.S.R.: a) Los metales del grupo II A; b) Los elementos Li, Be, Rb, Ba, F e I; c) Los elementos del tercer período.
- 21.- Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, J.S.R.

- a) Cuando los átomos de los metales ganan electrones conforman iones con la configuración electrónica de un gas monoatómico;
- b) Para cualquier átomo la pérdida de electrones siempre da como resultado la formación de cationes;
- c) Un anión contiene menos protones que el átomo correspondiente;
- d) La masa de un átomo es mayor que la del ion correspondiente;
- e) La masa de un ion -3 es mayor que la del átomo del cual procede;
- f) La masa de un mol de hidrógeno es mayor que la de la de un mol de helio;
- g) El ion Na^+ es de menor radio que el átomo del cual procede;
- h) El ion F^- es de menor radio que el átomo del cual procede;
- i) El ion Li^+ tiene radio considerablemente mayor que el ion F^- ;
- j) Una razón que justifica la escasa reactividad del He es su elevada energía de ionización;
- k) Se desprende más energía cuando un electrón ingresa en el subnivel 3p del cloro que cuando lo hace en el subnivel 4p del bromo (emplear como criterio la afinidad electrónica).

22.- Escriba las ecuaciones químicas balanceadas y nombre las sustancias involucradas para las siguientes reacciones químicas:

a) Reacción entre el sodio y el oxígeno; reacción entre litio y nitrógeno; sodio y agua; óxido de potasio y agua; litio y ácido clorhídrico.

b)



c) Reacción entre el aluminio y el cloro; aluminio y ácido clorhídrico; boro y oxígeno.

d) Combustión completa e incompleta del carbono y del etano (C_2H_6);

e) Formación del óxido nitroso; formación del óxido nítrico; reacción del nitrógeno con hidrógeno; reacción del óxido nítrico con agua

f) Reacción del óxido de sodio y agua; dióxido de azufre y agua; trióxido de azufre y agua; descomposición del agua oxigenada;

g) Descomposición térmica del clorato de potasio; reacción del bromo con agua; reacción del cloro con oxígeno

Tabla Periódica

Respuestas:

1.- Mg, Se, Br

2.- a) Mg, P = 3, G = 2A; b) Al, P = 3, G = 3A; c) Se, P = 4, G = 6A.

4.- a) Z = 11, 16 mismo período, Z = 11, 55 mismo grupo

b) Z = 37, 42 mismo período, Z = 24, 42 mismo grupo

- c) $Z = 4$, 10 mismo período, $Z = 10$, 18 mismo grupo
- 5.- a y d, b y h, c y g, e y f
- 6.- Kr
- 7.- $I < Rh < Ti$ $K < P < Mg$
- 8.- d
- 9.- a) Menor b) Menor c) Hay más niveles energéticos ocupados
- 10.- $F < S < Ge < In < Hg$
- 11.- Verdadero
- 12.- Un electrón 2p en un átomo de neón
- 13.- Porque en el Li hay que sacar un electrón de capa completa
- 14.- a) Ne b) Mg c) Cr d) Br e) Ge f) Li
- 15.- c
- 18.- Boro.

UNIDAD Nº 3: Enlace químico

Conceptos generales y razones de la existencia del enlace. Energía, longitud y ángulo de enlace. Enlace iónico: ciclo de Born-Haber. Enlace covalente: no polar, semi-polar, polar. Estructuras de Lewis. Regla del octeto. Hibridación de orbitales. Geometría molecular. Polaridad de los enlaces. Momento dipolar. Enlace metálico. Concepto de orbitales moleculares. Resonancia. Atracciones intermoleculares. Enlace o asociación por puente hidrógeno. Fuerzas de dispersión.

Objetivos

- Comprender e identificar los distintos tipos de uniones químicas: iónicas, covalentes y metálicas.
- Predecir las estructuras o fórmulas de Lewis de compuestos iónicos y de moléculas covalentes.
- Relacionar la ubicación de un elemento en la tabla periódica con el tipo de enlace que formará según sus propiedades periódicas.
- Describir las ideas básicas de la teoría de la repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia (T.R.P.E.C.V.) y utilizarla para predecir la geometría electrónica y la geometría molecular de moléculas poliatómicas.
- Describir la relación entre la forma molecular (geometría) y la polaridad, pudiendo predecir si una molécula es polar o no polar.
- Describir las ideas básicas de la teoría del enlace valencia (E.V.) para interpretar y comprender la formación de los enlaces químicos, utilizando además el concepto de hibridación.
- Identificar los distintos tipos de interacciones intermoleculares y sus fuerzas de atracción.
- Relacionar las fuerzas intermoleculares con el tipo de enlace químico y estructuras moleculares.
- Correlacionar las propiedades de las sustancias con el tipo de enlace y las fuerzas intermoleculares que presentan, utilizando esta relación para deducir las propiedades más conocidas.

Glosario

Electronegatividad: medida adimensional positiva que indica la tendencia relativa de un átomo a atraer hacia sí mismo electrones de valencia o enlace cuando está combinado químicamente con otro átomo. En un grupo de la tabla periódica, la electronegatividad disminuye a medida que aumenta el número atómico y en un período aumenta a medida que aumenta el número atómico. Se debe al efecto pantalla y por la variación de la carga nuclear.

Electrones de valencia: son los electrones de la última capa que interactúan para formar los enlaces químicos.

Enlace covalente: resulta de la unión de dos átomos, cuando comparten uno o más pares de electrones enlazantes.

Enlace covalente doble: se produce cuando se comparten dos pares de electrones.

Enlace covalente simple: se produce cuando se comparte un par de electrones.

Enlace covalente triple: se produce cuando se comparten tres pares de electrones.

Enlace iónico: resulta de las interacciones electrostáticas entre iones. Hay una transferencia de electrones desde un elemento con menor energía de ionización (tiende a formar cationes) a otro con mayor afinidad electrónica (tiende a formar aniones).

Enlace metálico: se produce entre átomos de elementos metálicos que tiende a ceder electrones. Un gran número de cationes del elemento metálico se mantienen unidos en un mar de electrones, dichos electrones se encuentran deslocalizados estabilizando la estructura, debido a que poseen carga contraria a la de los cationes.

Enlace no polar: es un enlace covalente en el cual los electrones están igualmente compartidos por los átomos que lo forman (diferencia de electronegatividad cero). La mayor probabilidad de encontrar el par de electrones enlazante es en la distancia media entre los dos núcleos de los átomos unidos.

Enlace polar: se produce cuando en un enlace covalente el par de electrones no está igualmente compartido por los átomos que lo forman (diferencia de electronegatividad mayor a cero). La mayor probabilidad de encontrar el par enlazante es en la zona próxima al átomo más electronegativo.

Enlace químico: fuerza que mantiene unidos a los átomos en la estructura interna de una sustancia química.

Estructura o fórmula de Lewis: representación de una molécula o compuesto iónico en la que se muestran los símbolos de cada elemento con sus electrones de la capa de valencia (representados por puntos y/o cruces), indicando la transferencia o compartimiento de electrones en un enlace químico. No representa la forma de la molécula porque es una representación bidimensional (en un plano). Cada par de electrones enlazantes puede representarse por un par de puntos (fórmula de puntos de Lewis) o por una línea (fórmula de líneas de Lewis).

Fuerzas de dispersión o dipolo-dipolo inducido: fuerzas de atracción originadas por la interacción entre dipolos instantáneos inducidos en átomos o moléculas no polares.

Fuerzas intermoleculares: son las fuerzas de atracción que existen entre dos o más moléculas.

Hibridación: combinación de 2 o más orbitales atómicos puros no equivalentes para formar un conjunto de nuevos orbitales atómicos híbridos.

Interacción dipolo-dipolo: atracción electrostática entre moléculas polares, es decir, moléculas con dipolos permanentes.

Momento dipolar del enlace: es una medida del desplazamiento de la carga en un enlace covalente y es numéricamente igual al producto de las cargas por la distancia que separan a los núcleos de los átomos enlazados.

Polaridad de una molécula: se determina considerando la polaridad de los enlaces y la geometría de la molécula. Una molécula es polar cuando la sumatoria vectorial de los momentos dipolares de todos los enlaces es distinta de cero. Si dicha sumatoria es igual a cero la molécula será apolar.

Par electrónico enlazante: par de electrones que forma un enlace covalente.

Par electrónico no compartido o no enlazante: par de electrones que pertenece un átomo y no está compartido por otros.

Puente Hidrógeno: es un tipo de interacción dipolo-dipolo especial que se da entre moléculas muy polares que poseen en su estructura átomos de hidrógeno unidos a un átomo de O, N o F, los cuales tienen elevados valores de electronegatividad.

Regla del octeto: al enlazarse dos átomos, cada uno de esos átomos adquiere la estructura electrónica de un gas noble (el gas noble próximo siguiente en la tabla periódica). Así, ambos átomos se encontrarán rodeados de ocho electrones en la capa de valencia.

Preguntas de orientación

- 1.- Realice un esquema con los distintos tipos de enlace químico y de ejemplos de cada uno de ellos.
- 2.- Explique cómo la energía de ionización y la afinidad electrónica determinan que los elementos se combinen entre sí para formar compuestos iónicos.
- 3.- Se desea obtener un compuesto iónico biatómico: a) seleccione 2 elementos aptos para formar el compuesto y señale las características que deben reunir los mismos; b) escriba la fórmula y la estructura de Lewis del compuesto del apartado a).
- 4.- ¿Podría nombrar un compuesto iónico que contenga solamente elementos no metálicos? ¿Y solamente elementos metálicos? J.S.R.
- 5.- a) ¿Qué características generales puede señalar en compuestos iónicos? b) ¿En qué circunstancia, el KBr puede conducir corriente eléctrica: I) estado sólido; II) fundido; III) disuelto en agua? J.S.R.
- 6.- Construya un cuadro sinóptico con los tipos de enlaces covalentes conocidos. Señale las características más importantes y de ejemplos de cada uno de ellos.
- 7.- ¿Explique a qué se denominan estructuras resonantes y qué representan cada una de ellas?
- 8.- ¿Qué diferencia hay entre la geometría electrónica y la geometría molecular en una estructura? Utilice las moléculas de metano (CH_4) y de agua (H_2O) como ejemplo.
- 9.- Se describe una molécula del tipo AB_3 con geometría bipiramidal trigonal ¿Cuántos pares de electrones no enlazantes residen en el átomo central A?, de un ejemplo que reúna estas características.
- 10.- a) Detalle los pasos necesarios para obtener orbitales híbridos que describan de forma apropiada los enlaces del BF_3 , partiendo del átomo de boro en su estado basal; b) ¿Qué nombres reciben los orbitales híbridos del apartado a)?; c) Dibuje los orbitales híbridos del apartado a) ¿cómo se orientan en el espacio?; d) ¿Hay

- orbitales de valencia en el B que no hayan hibridado? De ser así indique su orientación respecto de los orbitales híbridos.
- 11.- a) ¿Qué diferencias y similitudes hay entre los orbitales atómicos y los orbitales moleculares?; b) ¿Cuántos electrones se pueden colocar en un orbital molecular?; c) ¿Qué tan probable sería encontrar un electrón en el eje internuclear si este ocupa un orbital molecular π ?
 - 12.- Para una molécula biatómica homonuclear ¿Qué similitudes y diferencias hay entre un orbital molecular σ_{2p} formado a partir de los orbitales atómicos $2p_x$ y el orbital molecular π formado a partir de los orbitales atómicos $2p_y$?
 - 13.- a) ¿Qué se necesita para producir un dipolo: I) en un enlace; II) en una molécula?; b) Dos moléculas biatómicas tiene la misma longitud de enlace ¿los momentos dipolares de las dos moléculas necesariamente son iguales? ¿Por qué?; c) Los átomos X e Y tienen electronegatividades diferentes ¿la molécula XY_2 necesariamente es polar? J.S.R.
 - 14.- Defina energía de disociación de enlace.
 - 15.- ¿El proceso de rompimiento de enlaces es siempre endotérmico, exotérmico o depende de la reacción química? J.S.R.;
 - 16.- ¿El proceso de formación de enlaces es siempre endotérmico, exotérmico o depende de la reacción química? J.S.R.
 - 17.- Analice brevemente la naturaleza del enlace en los metales;
 - 18.- ¿Cómo se explica la conductividad eléctrica de los metales?
 - 19.- Realice un cuadro comparativo de los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares. (analice tipos de moléculas, propiedades que le confieren a las sustancias, ejemplos, etc.)
 - 20.- a) ¿Por qué aumenta la intensidad de las fuerzas de dispersión al aumentar la polarizabilidad de la molécula?; b) ¿Por qué el Helio (gas noble poco reactivo) puede licuarse? J.S.R.
 - 21.- Explique utilizando un ejemplo: a) ¿Cómo cambia la intensidad de las fuerzas de dispersión al variar la masa molecular? b) ¿Cómo cambia la intensidad de las fuerzas de dispersión al variar la forma de la molécula?

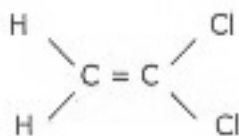
Ejercitación

- 1.- Se requiere energía para quitarle 2 electrones al Ca y transformarlo en Ca^{2+} . También se requiere energía para agregar 2 electrones al O y convertirlo en O^{2-} . ¿Por qué el CaO es estable en comparación con los elementos libres?
- 2.- Dado los siguientes sólidos cristalinos de cada grupo, suponiendo que cristalizan en la misma red: I) BeO, CaO, BaO, II) KI, KF, KBr:
 - a) ¿Cuál es el compuesto con mayor energía reticular? b) ¿Cuál es el compuesto de menor punto de fusión?

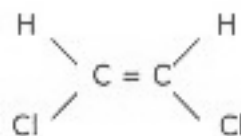
- 3.- a) Nombre un compuesto iónico que esté formado por un anión y un catión poliatómico; b) describa las características de un compuesto iónico, como NaCl que le permitirán distinguirlo de un compuesto covalente como el metano (CH_4)
- 4.- a) Ordene los enlaces según aumenta su polaridad en siguientes pares de átomos siempre que corresponda i) P, S; ii) Si, F; iii) Li, S; iv) P, Cl; v) K, F; vi) C, I; vii) Si, Cl; viii) Na, Br; ix) Fe, O; b) marque los polos positivos y negativos (o zona de densidad electrónica positiva y negativa) en los enlaces antes mencionados; c) ¿Cuáles son enlaces iónicos? ¿algunos de estos enlaces son no polares? ¿Por qué?
- 5.- Escriba las estructuras de Lewis de las siguientes especies: a) PCl_3 b) H_2SO_4 c) SO_2 d) HNO_3 e) SH_2 f) CH_3Cl g) NO_2
- 6.- a) Escriba la estructura de Lewis para el BF_3 b) ¿cumple con la regla del octeto esta estructura?; c) ¿Qué excepción de la regla del octeto se cumple en esta estructura?
- 7.- Escriba las estructuras de Lewis para: BrF_3 ; IF_5 ; IF_7 identifique en cuales de estos compuestos no se cumple la regla del octeto.
- 8.- En la molécula de CCl_4 : a) indique si los enlaces C-Cl son polares o no polares, J.S.R.; b) ¿Cómo clasificaría dicha molécula: polar o no polar? J.S.R.
- 9.- Establezca un orden creciente de momento dipolar de los haluros de hidrógeno J.S.R.
- 10.- Clasifique los siguientes enlaces como iónicos, covalentes no polares o covalentes polares: a) enlace en HCl b) enlace en KF c) enlace C-C d) enlace C-H en etano ($\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$).
- 11.- a) En base a las estructuras de Lewis prediga el ordenamiento de la longitud de los enlaces C-O en: CO ; CO_2 ; CO_3^{2-} ; b) en el caso de la estructura de Lewis del CO_3^{2-} ¿por qué es necesario recurrir al concepto de resonancia para explicar que todos sus enlaces son idénticos?
- 12.- Considera los compuestos BF_3 ; NF_3 ; CH_3Cl :
a) Indicar estructuras de Lewis. b) Indicar geometría de las moléculas mediante la teoría de RPECV. c) Indica si las moléculas son polares o apolares.
- 13.- ¿Es posible que exista el BF_5 , tal como ocurre con el PF_5 ? J.S.R.
- 14.- a) El átomo de C a) ¿puede formar enlaces múltiples en el CH_4 ? b) ¿Y en el formaldehído (H_2CO)? Justifique su respuesta utilizando las hibridaciones del átomo de C; c)Cuál será la geometría molecular de cada una de las sustancias mencionadas.
- 15.- Determine la hibridación del átomo central subrayado, en cada uno de los siguientes compuestos a) N H_3 b) Al Br_3 c) C O_2 d) H_3 C-C H_3 e) H_2 C=C H_2 f) HC≡CH
- 16.- a) A partir de las estructuras de Lewis, determine el número de enlaces σ y π que hay en cada una de las moléculas o iones siguientes: CO_2 ; SO_4^{2-} ; H_2CO_3 ; $\text{HC}=\text{CH}$ (acetileno);
b) ¿Es posible encontrar en alguna de estas estructuras enlaces π con electrones deslocalizados? ¿Por qué?

c) ¿Qué geometría presentarán las especies mencionadas en el apartado a? J.S.R.

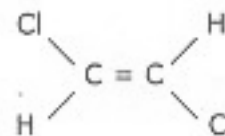
17.- El dicloro etileno ($C_2H_2Cl_2$) tiene tres geometrías diferentes (isómeros) cada una de las cuales representa una sustancia distinta:



(a)



(b)



(c)

Experimentalmente, se observó que una muestra pura de una de estas sustancias al ser colocada en una cuba y sometida a campos eléctricos alternativamente variables, no respondía a los cambios de polaridad ¿Cuál de estas sustancias se estaba estudiando? J.S.R.

18.- ¿Cuál de los siguientes compuestos: SrO , GeO_2 , SeO_2 , N_2O_3 , tiene mayor probabilidad de ser un sólido blanco que funde a temperatura mayor a $1000^\circ C$ y es insoluble en agua? J.S.R.

19.- Complete la siguiente tabla:

Sustancia	Fórmula Molecular	Tipo de enlace	Conduce la electricidad	Sólido a Temp. Ambiente
Dióxido de Silicio				
Magnesio				
Cloruro de Potasio				
Bromo				
Óxido de Calcio				
Plata				

20.- Utilizando diagrama de Orbitales Moleculares, indicar la existencia de las siguientes moléculas, clasificándolas por orden de estabilidad: $H_2^+-H_2$ y $He_2^+-He_2$.

21.- El Oxígeno molecular presenta propiedades magnéticas cuando se le aplica un campo magnético. ¿cómo se explica dicho comportamiento?

22.- a) ¿Cómo influye la unión puente hidrógeno en las propiedades físicas del agua?; b) Cite 3 propiedades del agua que se puedan atribuir a la existencia del puente hidrógeno; c) ¿Cómo influye la unión puente hidrógeno en la solubilidad del etanol (C_2H_5OH) en agua?

23.- Si se colocan dos cucharadas de azúcar bien seca en un recipiente de losa o vidrio (éste también completamente libre de humedad), se introduce en un microondas y se enciende por un período de 1 – 2 – 3 minutos (el tiempo que se desee), podrá observar que el sistema no eleva su temperatura. Luego agregue unas gotas de agua (10 – 15) y lleve nuevamente al microondas y encienda; verá que rápidamente comienza a caramelizar. a) ¿Qué tipo de molécula posee el azúcar: polar o apolar?; b) ¿explique por qué en un caso se eleva la temperatura y en el otro no?; c) Explique cuál es el fundamento por el cual los microondas pueden calentar y/o cocinar alimentos.

- 24.- El nitrógeno molecular (N_2) y el monóxido de carbono (CO) son isoelectrónicos y poseen casi la misma masa molecular ¿Cuál de estas sustancias esperaría que presente mayor punto de ebullición? J.S.R.
- 25.- Dados los siguientes compuestos químicos: el alcohol n-propílico $CH_3CH_2CH_2OH$ y el alcohol isopropílico $(CH_3)_2CHOH$ ¿a cuál de ellos le corresponderá el punto de ebullición $97,2^\circ C$ y $82,5^\circ C$? J.S.R.
- 26.- Indicar el tipo de fuerza intermolecular atractiva predominante que existe entre las siguientes sustancias: a) $FeCl_3$; b) NaH ; c) HF ; d) Kr ; e) CO_2
- 27.- ¿Qué tipo de fuerza intermolecular contribuye preferentemente a mantener las siguientes sustancias en estado líquido? a) CH_3OH ; b) $CHCl_3$; c) NH_3 ; d) HCl ; e) CO_2 .

Respuestas

2.- a) I) BeO , II) KF ; b) I) BaO , II) KI .

4.- a) $C-I$ y $P-S$; $P-Cl$; $Si-Cl$; $Li-S$; $Na-Br$; $Fe-O$; c) iónicos: $K-F$.

8.- $Cl-H$ = covalente polar; $K-F$ = iónico; $C-C$ covalente no polar; $C-H$ covalente polar.

9.- $HI < HBr < HCl < HF$.

16.- CO_2 : por cada enlace doble $C=O \rightarrow 1$ enlace σ y 1 enlace π ; SO_4^{2-} : 2 enlaces $S=O$, en cada uno $\rightarrow 1$ enlaces σ y 1 enlace π ; 2 enlaces $S-O$, en cada uno $\rightarrow 1$ enlace σ ; H_2CO_3 : 2 enlaces $C-O$, en cada uno $\rightarrow 1$ enlace σ ; 1 enlace $C=O \rightarrow 1$ enlaces σ y 1 enlace π ; $C \equiv C \rightarrow 1$ enlaces σ y 2 π .

17.- Sustancia c.

18.- SrO .

24.- CO por la existencia de un dipolo permanente en la molécula.

25.- $97,2^\circ C$ n-propílico y $82,5^\circ C$ isopropílico.

UNIDAD Nº 4: Estados de agregación de la materia

Clasificación y diferencias de los estados de agregación de la materia. Cambios de estado. Curvas de calentamiento y enfriamiento.

Gases

Comportamiento micro y macroscópicos. Propiedades generales. Leyes de los gases (Boyle-Mariotte, Charles-Gay Lussac, Avogadro). Temperatura absoluta. Ecuación general de estado los gases ideales. Densidad gaseosa. Mezcla de gases y presiones parciales. Ley de Dalton. Teoría cinética molecular. Velocidades moleculares. Ley de Graham. Gases reales. Desviación del comportamiento ideal. Ecuación de Van der Waals. Estado crítico. Licuación. Estequiometría de las reacciones gaseosas.

Líquidos

Estructura molecular y propiedades. Viscosidad. Tensión superficial. Capilaridad. Presión de vapor. Evaporación y vaporización. Calor de vaporización. Constante dieléctrica. Miscibilidad.

Sólidos

Características principales y propiedades. Anisotropía e isotropía. Temperatura de fusión. Calor de fusión. Presión de vapor. Conductividad. Resistencia mecánica. Estructura cristalina. Celda unidad. Métodos de determinación de la estructura. Redes cristalinas. Defectos en las redes. Tipos de sólidos: moleculares, covalentes, iónicos y metálicos. Sólidos conductores, no conductores y semiconductores. Semiconductores intrínsecos y extrínsecos. Dopado en sólidos. Curvas de calentamiento y de enfriamiento. Diagrama de fases. Tipos de materiales para Ingeniería.

Objetivos

- Comparar las propiedades de los gases con las de los líquidos y sólidos.
- Utilizar de manera apropiada las Leyes de Boyle, Charles, Avogadro y la Ley General de los gases para calcular los cambios de presión, volumen, temperatura y cantidad de gas.
- Entender y utilizar la ecuación de los gases ideales para efectuar cálculos de presión, volumen, temperatura y cantidad de moles de una muestra gaseosa.
- Describir las características moleculares de acuerdo al comportamiento no ideal de los gases y explicar cuándo es importante este comportamiento fuera de la idealidad.
- Interpretar los diagramas de fases de P en función de T y representar evoluciones gaseosas utilizando gráficos.
- Comprender y aplicar los conceptos de presiones parciales, difusión y efusión.
- Entender la descripción cinético-molecular de los líquidos y cómo difiere ésta de la de los gases.

- Comprender y describir las propiedades de los líquidos en función de sus fuerzas intermoleculares.
- Reconocer la importancia del estado sólido en el desarrollo tecnológico.
- Reconocer la relación que existe entre las características físicas que presentan los sólidos cristalinos y sus enlaces.
- Explicar las características que presentan los sólidos según su clasificación.
- Reconocer las propiedades eléctricas del estado sólido según la Teoría de las Bandas.
- Describir la importancia de las propiedades eléctricas del estado sólido y el desarrollo de semiconductores.
- Reconocer y describir los tipos de semiconductores desarrollados.

Glosario

Gases

Atmósfera (atm): unidad de presión; presión que soporta una columna de mercurio de 760 mm de altura a 0 °C; 760 torr.

Cero absoluto: punto cero de la escala de temperatura absoluta; -273,15 °C o 0 K; en teoría, la temperatura a la cual el movimiento molecular es mínimo.

Condiciones Normales de Presión y Temperatura (CNPT): conjunto de condiciones normalizadas de presión atmosférica y temperatura para mediciones experimentales en laboratorio que se establecen para permitir comparaciones entre diferentes conjuntos de datos medidos. En este contexto, para los gases, la temperatura normal es 0 °C (ò 273,15 K) y presión normal una atmósfera (1 atm)

Constante universal de los gases: R, la constante de proporcionalidad de la ecuación de los gases ideales, $PV = nRT$.

Deposición: cambio de estado de la materia que implica pasaje directo desde el estado gaseoso al sólido (también sublimación inversa).

Ecuación del gas ideal: el producto de la presión y el volumen de un gas ideal es directamente proporcional a la cantidad de moles de gas y a la temperatura absoluta.

Fluidos: sustancia compuesta de partículas (átomos, moléculas, etc.) cuyas fuerzas de atracción son débiles (gases o líquidos) y que tiene la capacidad de fluir.

Gas: es el estado de agregación de la materia en el que las sustancias no tienen forma ni volumen propio, adoptando el del recipiente que las contienen. Las moléculas que constituyen un gas casi no son atraídas unas por otras, por lo que se mueven en el vacío a gran velocidad y muy separadas unas de otras, explicando así las propiedades.

Gas ideal: gas hipotético que cumple los postulados de la teoría cinético-molecular.

Ley de Avogadro: a la misma temperatura y presión, volúmenes gaseosos iguales contienen el mismo número de moléculas.

Ley de Boyle: a temperatura y número de moles constante, el volumen que ocupa un gas es inversamente proporcional a la presión aplicada.

Ley de Charles: a presión y número de moles constante, el volumen que ocupa un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

Presión: fuerza por unidad de área. Para un gas la presión es el resultado macroscópico de las fuerzas implicadas por las colisiones de las moléculas del gas con las paredes del recipiente contenedor.

Vapor: gas que se forma por ebullición o evaporación de un líquido o sublimación de un sólido.

Volumen molar normal: volumen que ocupa un mol de gas ideal en condiciones normales de presión y temperatura, lo cual equivale a 22,414L.

Líquidos

Condensación: cambio de estado de la materia que implica conversión de vapor en líquido.

Congelación: cambio de estado de la materia que implica pasaje de líquido a sólido.

Diagrama de fases: diagrama en el que se muestran las relaciones de presión-temperatura en equilibrio de las fases diferentes de una sustancia.

Evaporación: proceso en el cual se separan las moléculas de la superficie de un líquido y entran a la fase gaseosa.

Fases condensadas: fases líquida y sólida; fases en las que las partículas interactúan con mayor fuerza que en el estado gaseoso.

Fuerzas de cohesión: fuerza de atracción entre las partículas de un líquido.

Fusión: cambio de estado de la materia que implica pasaje directo desde el estado sólido a líquido.

Presión de vapor: presión de un vapor en equilibrio con su líquido o sólido referente.

Tensión superficial: resultado de las fuerzas de atracción intermoleculares hacia el interior de las partículas de un líquido que deben vencerse para expandir el área superficial.

Viscosidad: propiedad de los fluidos que caracteriza su resistencia a fluir.

Sólidos

Anisotropía (opuesta de isotropía): es la propiedad general de la materia según la cual otras propiedades como: elasticidad, temperatura, conductividad, velocidad de propagación de la luz, etc. varían según la dirección en que son examinadas. Algo anisótropo podrá presentar diferentes características según la dirección.

Celda Unidad: unidad fundamental de átomos, moléculas o iones que se repite en un sólido cristalino.

Isotropía: es la característica de la sustancia que tiene iguales valores de sus propiedades, cualquiera sea la dirección en que éstas sean medidas.

Isomorfismo: se llaman materiales isomorfos a aquellos sólidos que teniendo el mismo sistema de cristalización, tienen distinta composición de elementos químicos.

Polimorfismo: capacidad de un material sólido de existir en más de una estructura cristalina, todas ellas con la misma composición de elementos químicos.

Alotropía: cuando las sustancias polimorfos son elementos puros y los estados que toman en diferente red espacial se denominan estados alotrópicos.

Semiconductor: una sustancia cuya capacidad de conducir la electricidad es intermedia entre la de un conductor y la de un no conductor o aislante.

Sólido Amorfo: sólido que carece de organización tridimensional regular de sus átomos o moléculas.

Sólido Cristalino: sólido que posee un alto grado de orden; sus átomos, moléculas o iones ocupan posiciones específicas.

Preguntas de orientación

Gases

- 1.-Enuncie las leyes de los gases de Boyle-Mariotte, Charles y Avogadro en forma escrita y las ecuaciones correspondientes. Indique las condiciones en las que se aplica cada una y exprese las unidades para cada término en la ecuación.
- 2.-¿A qué hacen referencia las iniciales CNPT?
- 3.-¿Qué significa que el gas tenga un comportamiento ideal? ¿Bajo qué condiciones se hace evidente ese comportamiento? Escriba la ecuación del gas ideal y exprese las unidades para cada término en la ecuación.
- 4.-¿Qué diferencia hay entre gas y vapor?
- 5.-¿A qué se denominan temperatura y presión críticas?

Líquidos

- 1.- Realizar un cuadro comparativo acerca de las características de los gases, líquidos y sólidos.
- 2.- ¿Qué significa el término presión de vapor? ¿Por qué es una medida de la intensidad de las fuerzas de atracción intermoleculares?
- 3.- Definir comparativamente los términos evaporación y ebullición.
- 4.- Explicar por qué los compuestos que tienen fuerzas de atracciones intermoleculares intensas tienen temperaturas de ebullición más altas que los que tienen fuerzas de atracciones intermoleculares débiles.

- 5.- ¿Qué factores determinan la viscosidad de un líquido? ¿De qué modo cambia la viscosidad con la temperatura?
- 6.- ¿Qué es la tensión superficial de un líquido? ¿A qué se debe esta propiedad? ¿De qué modo cambia la tensión superficial con la temperatura?
- 7.- A partir de las fuerzas intermoleculares, explique el significado de “lo semejante disuelve a lo semejante”.
- 8.- ¿Qué significa que dos líquidos son miscibles?

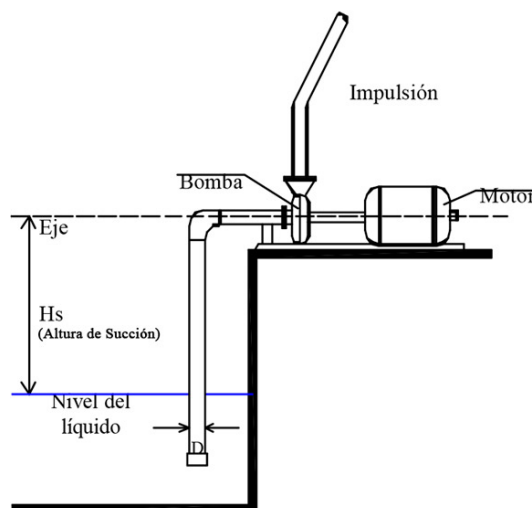
Sólidos

- 1.- Defina los siguientes términos: sólido cristalino, punto reticular, celda unitaria, empaquetamiento compacto.
- 2.- ¿Qué es un sólido amorfo? ¿En qué se diferencia de un sólido cristalino?
- 3.- Describa y de ejemplos de los siguientes tipos de cristales: a) iónicos, b) covalentes, c) moleculares y d) metálicos.
- 4.- Según la teoría de Bandas, ¿Cómo se modifican las mismas en un semiconductor extrínseco de tipo “n” y tipo “p”?
- 5.- ¿Por qué los metales son buenos conductores del calor y la electricidad? ¿Por qué la capacidad del metal de conducir la electricidad disminuye al aumentar su temperatura?

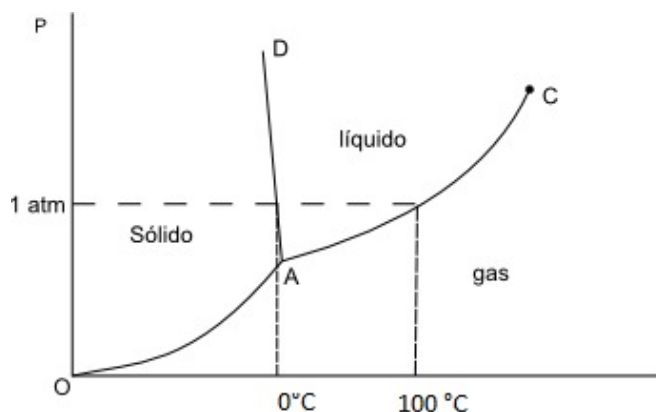
Ejercitación

Diagrama de Fases

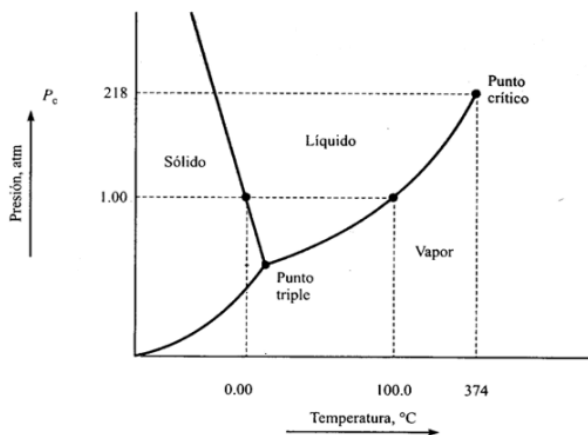
- 1.- El ANPA en los sistemas de bombas de alto caudal y presión, es conocido como Altura Neta de Presión Admisible (Altura de Succión). Ver diagrama tomado de la página www.rotorump.com empresa dedicada a la fabricación de bombas impulsoras.



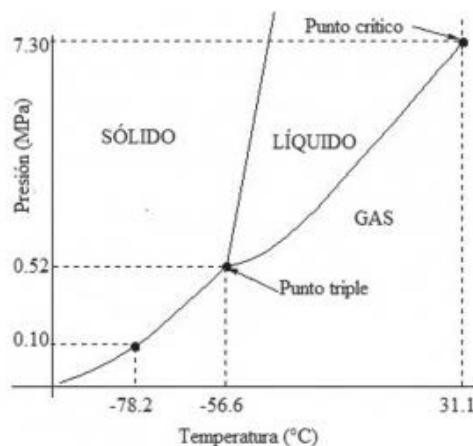
Cuando el diseño del sistema de bombeo no cumple con esa condición mínima, producen un efecto conocido como cavitación y en determinadas ocasiones también se desceban. En términos prácticos, pareciera que las mismas en su impulsor estarían llenas de aire, y lo que impulsan no es agua sino aire. ¿Podría explicar con el diagrama de fases del agua este fenómeno?



2.- Dado los siguientes diagramas de fase para el agua (a) y para el dióxido de carbono (b), responda JSR:



a)



b)

a) Teniendo en cuenta las fuerzas intermoleculares del agua y el dióxido de carbono ¿cuál de los diagramas corresponde a cada uno de ellos?

b) ¿Cuál tendrá mayor presión de vapor?

c) En el diagrama (a) marque un punto "x" en la zona alta del estado sólido, ¿qué sucede cuando aumentamos la temperatura a presión constante?

d) En el diagrama (b) marque un punto “y” en la zona baja del estado sólido, ¿cómo haría para que dicho sólido sublime?

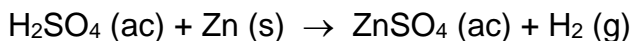
Gases Ideales

- 1.- a) Una muestra de aire ocupa 3,8 L cuando la presión es de 6,6 atm. ¿Qué volumen ocupará si se expande isotérmicamente a 1,2 atm?; b) ¿Qué presión se requerirá para comprimirlo a 0,075 L, si se mantiene la temperatura constante? Grafique ambas evoluciones.
- 2.- Una masa de gas ocupa un volumen de 240 L a una presión de 1,4 atm. y una determinada temperatura. ¿Cuál será la variación del volumen de la misma, si la presión se elevara a 1,75 atm. a la misma temperatura? Graficar el proceso que tiene lugar.
- 3.- En condiciones de presión constante, una muestra de hidrógeno gaseoso a 88° C y 9,6 L se enfría hasta que su volumen final es de 3,4 L. ¿Cuál será su temperatura final?
- 4.- Una determinada masa de gas ocupa un volumen de 0,6 L a 27 °C. Si la presión se mantiene constante, ¿cuál será el volumen de dicha masa de gas a -3 °C?
- 5.- Se tiene una muestra de 12,2 L de oxígeno gaseoso a $P = 1$ atm y $t = 25$ °C. Si todo el O_2 se convierte en O_3 a la misma temperatura y presión, ¿cuál será el volumen de O_3 que se forma?
- 6.- Dados 20 L de NH_3 (g) a 5 °C y 760 mm Hg, determinar su volumen a 30 °C y 800 mm Hg de presión.
- 7.- El hielo seco es CO_2 sólido. Una muestra de 0,05 g de hielo seco se coloca en un recipiente vacío cuyo volumen es de 4,6 L a 30° C. Calcule la presión dentro del recipiente después de que todo el hielo seco se ha convertido en CO_2 gaseoso.
- 8.- Un depósito cuyo volumen es de 40 L, contiene oxígeno a una temperatura de 30 °C y una presión de 4 atmósferas. ¿Cuántos moles de O_2 contiene el depósito y cuál es la masa total de oxígeno?
- 9.- Una cantidad de gas que pesa 7,1 g ocupa un volumen de 5,4 L a 741 Torr y 44° C. ¿Cuál es su peso molecular?
- 10.- A 75° C y 640 mm Hg, 0,908 g de una sustancia en estado gaseoso ocupan un volumen de 530,8 mL. Hallar el P.M. relativo de la sustancia.
- 11.- El análisis de una muestra de un compuesto gaseoso revela que contiene 85,7% de C y 14,3% de H. En C.N.T.P., 100 mL del compuesto pesan 0,188 g ¿Cuál es su fórmula mínima y su fórmula química verdadera?
- 12.- a) Calcule la densidad en g/L del gas oxígeno a 30° C y 750 mmHg de presión suponiendo comportamiento ideal; b) ¿Cuántas moléculas habrá en un volumen de 22,4 L de dicho gas en las condiciones anteriores y en C.N.P.T.?

- 13.- Calcule la densidad en C.N.P.T. de un gas cuya densidad (a 463,5 mmHg y 99,5° C) es de 0,003 g/mL.

Estequiometría y gases

- 14.- Un volumen de 5,6 L de hidrógeno gaseoso medido a C.N.P.T. se hace reaccionar con un exceso de cloro molecular. Calcule la masa en gramos del HCl producido.
- 15.- El hidrógeno se forma por acción del ácido sulfúrico sobre el zinc:



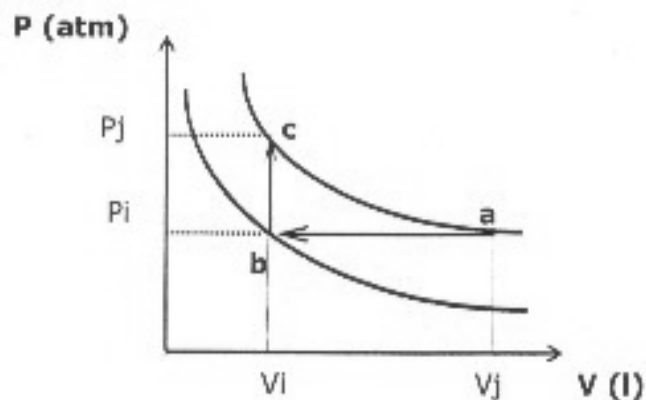
- a) ¿Cuántos moles de hidrógeno se pueden formar de 50 g de Zn y 2,8 moles de ácido?; b) Si el hidrógeno generado va a ser almacenado a 5 atm y -50° C ¿Qué volumen deberá tener el recipiente?
- 16.- Se calienta una masa de clorato de potasio hasta su descomposición completa. El oxígeno liberado ocupa 400 mL cuando se recoge sobre agua a 25° C y 750 mmHg. ¿Cuál era el peso de clorato de potasio que contenía la muestra?

Presiones parciales

- 17.- En un recipiente de 5 L a 20° C se mezcla 1 g de hidrógeno y 3 g de cloro. Calcule las fracciones molares, la presión parcial de cada gas y la presión total.
- 18.- Una botella de 200 mL contenía oxígeno a una presión de 200 mm Hg y otra de 300 mL contenía nitrógeno a una presión de 100 mm Hg. Se conectaron las dos botellas de modo que cada gas llenara el volumen total combinado. Suponiendo que no hay cambio de temperatura ¿Cuál será la presión parcial de cada gas en la mezcla final y cuál la presión final?
- 19.- Suponiendo el aire compuesto por una mezcla de N₂, O₂ y Ar en proporciones de 78, 21 y 1 por ciento, a) hallar su peso molecular promedio. b) La densidad del aire es próxima a 1,20 g/L a 21 °C y 760 mm Hg, calcular el peso molecular promedio del aire a partir de estos datos y compararlo con el obtenido en el pto.a).
- 20.- Una masa de hidrógeno recogida sobre agua a 25 °C y 737 mm Hg tiene un volumen de 245 mL. Calcular el volumen del hidrógeno seco a 12 °C y 770 mm Hg.

Gráficos

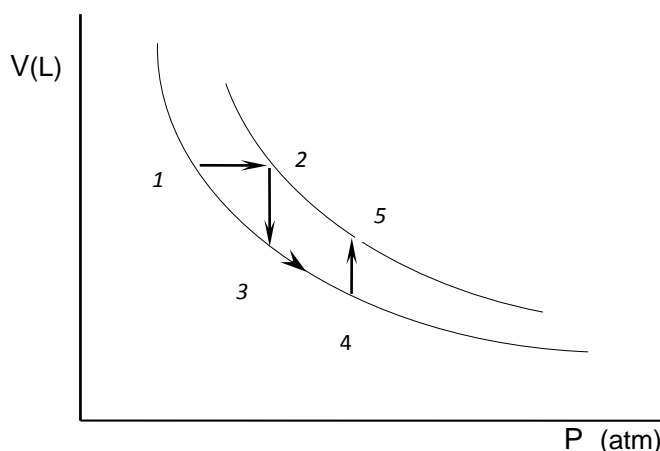
- 21.- Dado el siguiente gráfico:



- a) ¿Qué tipo de transformaciones se presenta de : $a \rightarrow b$, $b \rightarrow c$, $c \rightarrow a$?;
 b) Represente las transformaciones en un gráfico $V = f(T)$ y $P = f(T)$.

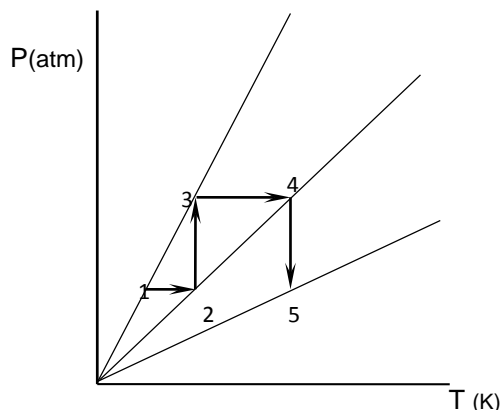
22.- Dadas las siguientes transformaciones, represéntelas en un diagrama de coordenadas $V = f(T)$ y $T = f(P)$. Indique qué tipo de transformación es cada una de ellas.

- 1 \rightarrow 2
- 2 \rightarrow 3
- 3 \rightarrow 4
- 4 \rightarrow 5
- 5 \rightarrow 2



23.- Observando la siguiente gráfica, indicar si las siguientes afirmaciones son correctas:

- a) V_3 es mayor que V_5 .
- b) V_2 es igual a V_5 .
- c) El número de moles de gas en el punto 1 es el mismo que en el punto 5.
- d) El proceso $1 \rightarrow 2$ es a volumen constante.
- e) Los procesos $2 \rightarrow 3$ y $4 \rightarrow 5$ son expansiones isotérmicas
- f) El punto 5 es el de menor densidad



Difusión y efusión

- 24.- a) Un globo lleno de He se desinfla más rápido que uno lleno de aire de igual tamaño inicial. Explique por qué?; b) Ordene los siguientes gases en forma creciente de sus velocidades de difusión: PH_3 , ClO_2 , Kr, NH_3 , HI. c) Calcule las relaciones de velocidades de difusión de la más rápida a la más lenta.
- 25.- Calcular las velocidades de difusión relativas del hidrógeno y anhídrido carbónico a través de un pequeño orificio.
- 26.- Una muestra de H_2 difunde a través de las paredes de un recipiente poroso a una velocidad cuatro veces mayor que la de un gas desconocido. Calcule el peso molecular relativo de dicho gas.

Gases reales

- 27.- ¿En qué condiciones esperaríamos que un gas se acerque más al comportamiento ideal: a) alta temperatura y baja presión; b) alta temperatura y alta presión; c) baja temperatura y alta presión; d) baja temperatura y baja presión? ¿Por qué?
- 28.- a) Escriba la ecuación de Van der Waals para un gas real, señalando lo que representa cada uno de los parámetros. Compárela con la ecuación general de gases ideales; b) Calcule la presión ejercida por 2,5 moles de CO_2 encerrados en un volumen de 5 L a 450°C . Compare esta presión con la calculada al utilizar la ecuación de gases ideales.
(Datos: $a_{\text{CO}_2} = 3,610 \text{ atm}\cdot\text{L}^2/\text{mol}^2$; $b_{\text{CO}_2} = 0,04267 \text{ L/mol}$).
- 29.- Calcular la presión ejercida por 25 moles de gas metano contenidos en un cilindro de 8,2 L a 127°C utilizando la ecuación de Van der Waals. Comparar este valor con el obtenido utilizando la ecuación de estado. (Datos: $a_{\text{CH}_4} = 2,253 \text{ atm}\cdot\text{L}^2/\text{mol}^2$; $b_{\text{CH}_4} = 0,04278 \text{ L/mol}$).

Líquidos

- 1.- a) Explique: a) ¿por qué los líquidos a diferencia de los gases son incompresibles?; b) ¿Qué propiedades los hacen parecer más semejantes a los gases y cuáles más

semejantes a los sólidos?; c) ¿Por qué los gases se mezclan unos con otros de manera espontánea y lo mismo los líquidos miscibles? Explique por qué es imperceptible la difusión de la materia en estado sólido.

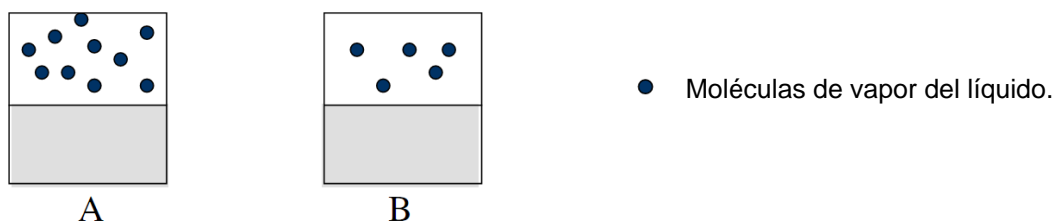
- 2.- ¿Cómo se ve afectada la rapidez de evaporación de un líquido por: la temperatura, su área superficial expuesta al aire y las fuerzas intermoleculares?
- 3.- Un recipiente con agua se calienta hasta la temperatura de ebullición con un mechero de Bunsen. ¿Al agregar otro mechero, aumentará la temperatura de ebullición del agua? J.S.R.
- 4.- Los siguientes compuestos son líquidos a -10°C , y sus temperaturas de ebullición son: Butano ($-0,5^{\circ}\text{C}$), Etanol ($78,3^{\circ}\text{C}$), Tolueno (110°C). A -10°C , cuál de estos líquidos esperarías que tuviera mayor presión de vapor? ¿Y cuál la menor? J.S.R.
- 5.- Dados los siguientes líquidos: H_2O , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, C_6H_6 . ¿cuál de ellos posee mayor presión de vapor a una temperatura de 20°C ? ¿Por qué?
- 6.- El oxígeno, el azufre, el selenio y el telurio pertenecen al grupo VI. Sus respectivos hidruros tienen los siguientes pesos moleculares y temperaturas de ebullición:

	H_2O (líq)	H_2S (g)	H_2Se (g)	H_2Te (g)
P.M. (g / mol)	18	34	81	130
T. de Ebullición ($^{\circ}\text{C}$)	+100	-60	-40	0

Explique por qué el agua tiene una temperatura de ebullición excesivamente alta a pesar de ser la molécula de menor peso molecular de la serie. J.S.R.

- 7.- Las presiones de vapor en mmHg para un número de compuestos a 20°C es como sigue: $\text{Hg} = 0,0012$; $\text{H}_2\text{O} = 17,5$; benceno (C_6H_6) = 74,7; éter etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$) = 442; ácido acético ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OOH}$) = 12. Anote los compuestos en orden creciente de velocidad de evaporación e identifique la sustancia con el más alto y la más baja temperatura de ebullición.
- 8.- ¿Cuáles son los fenómenos que gobiernan las siguientes observaciones?:
 - a) En una olla a presión se disminuye el tiempo de cocción de los alimentos.
 - b) Se requiere más tiempo para lograr la cocción de alimentos a elevadas alturas que a altitudes más bajas.
- 9.- a) ¿Qué se entiende por tensión superficial?
 - b) ¿Qué líquido tiene mayor tensión superficial: etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), éter dietílico (CH_3OCH_3), aceite de hidrocarburo? ¿Por qué?
 - c) A pesar de que el acero es mucho más denso (más pesado) que el agua, ¿por qué una hoja de afeitar puede flotar en el agua?

- 10.- a) ¿Qué entiende por viscosidad? ¿Por qué disminuye la viscosidad cuando aumenta la temperatura?; b) ¿Cómo será la viscosidad del etilenglicol ($\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$) con respecto al etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) y a la glicerina ($\text{OHCH}_2\text{CHOHCH}_2\text{OH}$): mayor, menor o igual? ¿Por qué?
- 11.- Explique las siguientes características:
- La viscosidad del etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) es mayor que la del éter etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$)
 - En contacto con un tubo capilar angosto hecho de polietileno, el agua forma un menisco convexo (curvatura hacia arriba), como el mercurio en un tubo de vidrio.
 - La tensión superficial del CHBr_3 es mayor que la del CHCl_3
 - Al aumentar la temperatura, el aceite fluye con mayor rapidez a través de un tubo delgado.
 - Las gotas de lluvia que se acumulan en el techo de un automóvil encerado son casi esféricas.
- 12.- Si de los siguientes pares de sustancias tuviera que seleccionar la que posee la mayor temperatura de ebullición normal dentro de cada par, ¿cuál de ellas elegiría?
- H_2S ó H_2O ; b) NH_3 ó PH_3 ; c) CH_4 ó SiH_4 ; d) KBr ó CH_3Br .
- 13.- El dibujo representa dos líquidos volátiles A y B colocados en recipientes cerrados a una misma temperatura (25°C). Utilice la información que presenta el dibujo para responder lo siguiente:
- ¿Cuál de los dos líquidos es más volátil? Explique brevemente.
 - ¿Cuál de los dos líquidos tiene mayor presión de vapor? Explique brevemente.
 - ¿Cuál de los dos líquidos tiene mayor temperatura de ebullición? Explique brevemente.
 - Si se colocan al sol ambos recipientes hasta que la temperatura en ambos llegue a 40°C , ¿qué le sucede a la presión de vapor en cada recipiente?
 - Uno de los líquidos mostrados abajo es agua y la otra acetona ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$), empleado como “quita esmalte”. ¿Cuál es cuál? Explique.



Sólidos

- 1.- Clasifique el estado sólido de las siguientes sustancias como cristales iónicos, cristales covalentes, cristales moleculares o cristales metálicos, e indique sus principales características: a) CO_2 ; b) S_8 ; c) KBr ; d) C ; e) SiO_2 ; f) NaCl ; g) Na ; h) P_4 ; i) Cr

- 2.- ¿Por qué un alambre de cobre es buen conductor de la electricidad? ¿Qué ocurriría con la conductividad de ese alambre si su temperatura se elevase en 50 °C? ¿Por qué?
- 3.- Dadas las siguientes sustancias: H_2O , BaO , MgO , NaCl . Indique: a) ¿Cuál de ellas tiene la temperatura de fusión más alto y por qué?; b) ¿Cuál tiene la temperatura de fusión más bajo y por qué?
- 4.- Clasifique cada uno de los siguientes sólidos:
 - a) Un sólido es muy duro, quebradizo y no conduce la electricidad. Fundido y en solución acuosa es capaz de conducir la corriente eléctrica.
 - b) Un sólido es muy duro y tiene una temperatura de fusión muy alta. Ni como sólido, ni en forma de líquido es capaz de conducir electricidad y, además, no es soluble en agua. Cite un ejemplo.
 - c) Un sólido es blando y tiene baja temperatura de fusión (debajo de los 100° C). Ni como sólido, ni fundido conduce la electricidad.
- 5.-Relacione las sustancias Co , LiCl , SiC y CHl_3 con uno de los siguientes conjuntos de propiedades:
 - a) Un sólido blanco que funde a 605°C; el líquido conduce la electricidad, aunque el sólido no
 - b) Un sólido muy duro y negruzco que sublima a 2730 °C.
 - c) Un sólido amarillo de olor característico que funde a 121°C.
 - d) Un sólido gris y brillante que funde a 1495 °C; tanto el sólido como el líquido conducen la electricidad.
- 6.- Señale cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa justificando su respuesta:
 - a) Una solución acuosa de KBr conduce la corriente eléctrica.
 - b) Un sólido molecular polar, como la glucosa, en solución acuosa es un buen conductor de la corriente eléctrica.
 - c) Un sólido covalente, como el SiO_2 , forma soluciones acuosas conductoras de la corriente eléctrica.
- 7.- a) Explique por qué el diamante es más duro que el grafito; b) ¿Por qué el grafito es conductor de la electricidad, pero no el diamante?; c) ¿Cuál de los dos sólidos presenta propiedades isotrópicas y cuál anisotrópicas? J.S.R.
- 8.- a) Si se tiene una mezcla de dos sólidos: LiCl y sílice (SiO_2), ¿podría utilizar etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) como disolvente para separarlos? ¿Por qué?
b) Si la mezcla de sólidos fuese de Al y S_8 ¿Podría separarlos empleando agua como disolvente? ¿Por qué?
- 9.- El silicio puro es un mal conductor de la electricidad. El titanio, que también posee cuatro electrones en la capa de valencia, es un conductor metálico. Explique la diferencia.

- 10.- ¿Qué material esperaría que fuera mejor conductor de la electricidad: el germanio o el germanio adulterado (dopado) con arsénico? Explique según el modelo de orbitales moleculares. ¿Cómo se denominan este tipo de semiconductores?
- 11.- ¿Si el dopado del material fuera con aluminio, cómo sería su conductividad respecto del silicio puro? Explique según el modelo de orbitales moleculares. ¿Cómo se denominan este tipo de semiconductores?
- 12.- Indique cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas. J.S.R.
El cuarzo (óxido de silicio) es un aislante porque:
a) forma una red covalente tridimensional
b) es un cristal
c) tiene muy pocos electrones
d) sus electrones están deslocalizados
e) sus átomos están muy separados entre sí
- 13.- El elemento níquel cristaliza en celda cúbica centrada en las caras. La longitud de la arista es 352,5 pm.
Calcule: a) volumen de la celda unidad; b) densidad del Ni; c) valor del radio atómico; d) porcentaje de volumen ocupado en la celda unidad por los átomos de Ni.
- 14.- El hierro cristaliza en sistema cúbico centrado en el cuerpo. La densidad del hierro es 7,874 g/cm³. Calcular: a) volumen de la celda unidad; b) longitud de la arista; c) radio atómico; d) porcentaje de volumen ocupado por los átomos en la celda unidad.
- 15.- El radio atómico del Al determinado experimentalmente es $1,428 \times 10^{-8}$ cm. Como el Al cristaliza en un sistema cúbico centrado en las caras, determinar: a) volumen de la celda unidad; b) densidad del Al; c) porcentaje de volumen ocupado por los átomos en la celda unidad.
- 16.- El oro forma cristales cúbicos cuya celda unitaria tiene lados que miden 407,9 pm de longitud.

La densidad del metal es 19,3 g/cm³. A partir de estos datos y el peso atómico calcule el número de átomos de oro en una celda unitaria (suponga que todos los átomos están en puntos de la red). ¿Qué tipo de red cúbica tiene el oro?
- 17.- El cobre metálico tiene una estructura cúbica centrada en las caras con todos sus átomos en puntos de la red y una densidad de 8,93 g/cm³. Considerando, además, la masa atómica del cobre, calcule la longitud de los lados de la celda unitaria.

Respuestas:

Gases Ideales

1.- a) 20,9 L ; b) 334,4 atm

2.- $V_2 = 192$ L; $\Delta V = 48$ L

- 3.- 127,85 K
- 4.- 0,54 L
- 5.- 8,13 L
- 6.- 20,7 L
- 7.- $6,13 \cdot 10^{-3}$ atm
- 8.- 6,44 moles de O_2 ; 206,07 g de O_2
- 9.- 35,05 g/mol
- 10.- 58,0 g/mol
- 11.- CH_2 / C_3H_6
- 12.- a) 1,27 g/L; b) $5,35 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2 ; $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2 (CNPT);
- 13.- 6,7 g/L

Estequiometría y gases

- 14.- 18,25 g de HCl
- 15.- a) 0,76 moles de H_2 ; b) 2,78 litros
- 16.- 1,28 g de $KClO_3$
- 17.- $X_{H_2} = 0,923$; $X_{Cl_2} = 0,077$; $P_{H_2} = 2,4$ atm; $P_{Cl_2} = 0,2$ atm; $P_t = 2,60$ atm
- 18.- $p_{fO_2} = 80$ mm Hg (0,105 atm); $p_{fN_2} = 60$ mm Hg (0,079 atm); $P_{total} = 140$ mm Hg (0,184 atm)
- 19.- a) 28,96 g/mol; b) 28,93 g/mol
- 20.- $V_{fH_2} = 0,216$ L
- 25.- 4,7 / 1
- 26.- 32 uma

Gases Reales

- 27.- a) Alta temperatura y baja presión
- 28.- $P_{real} = 29,25$ atm; $P_{ideal} = 29,64$ atm
- 29.- $P_{real} = 93,56$ atm; $P_{ideal} = 100$ atm

Líquidos

- 7.- Hg < ácido < acético < agua < benceno < éter etílico.
Mayor temperatura de ebullición: Hg. Menor temperatura de ebullición: éter etílico.

Sólidos

- 1.- a), b) y h) molecular; c) y f) iónico; i) y g) metálico; d) y e) covalente
- 3.- MgO tiene el mayor Temp. fusión; el H_2O el menor Temp. fusión
- 4.- a) iónico; b) covalente; c) molecular
- 5.- a) $LiCl$; b) SiC ; c) CHl_3 ; d) Co
- 6.- a) Verd.; b) Verd.; c) Falso
- 8.- a) Si, porque tanto el etanol como el $LiCl$ son polares, pero el SiO_2 no;
b) No, porque tanto el Al como el S_8 son insolubles en agua.
- 10.- El Ge dopado; semiconductores tipo `n´
- 11.- Mayor conductividad con respecto al Si puro; semiconductores tipo `p´

- 12.- a) Porque forma una red covalente tridimensional
13.- a) $4,38 \times 10^{-23} \text{ cm}^3$; b) $8,9 \text{ g/cm}^3$; c) $1,246 \times 10^{-8} \text{ cm}$ (124,6 pm); d) 74,01%
14.- a) $2,35 \times 10^{-23} \text{ cm}^3$; b) $2,86 \times 10^{-8} \text{ cm}$; c) $1,23 \times 10^{-8} \text{ cm}$ (123) pm; d) 66 %
15.- a) $6,6 \times 10^{-23} \text{ cm}^3$; b) $2,71 \text{ g/cm}^3$; c) 73,8%
16.- 4 átomos x celda unidad; Cúbico Centrado en las Caras
17.- $3,61 \times 10^{-8} \text{ cm}$

UNIDAD Nº 5: Soluciones

Concepto. Componentes. Clasificación de soluciones según su estado de agregación. Soluciones acuosas. Concentración: formas de expresarla. Unidades de concentración. Soluciones diluidas, concentradas, saturadas y sobresaturadas. Soluciones ideales. Propiedades coligativas: Ley de Raoult. Determinación de pesos moleculares. Solubilidad: factores que la afectan. Soluciones de gases en líquidos. Ley de Henry.

Objetivos:

- Describir los factores que favorecen el proceso de disolución.
- Describir el efecto de la temperatura y la presión sobre la solubilidad.
- Expresar correctamente los diferentes tipos de unidades de concentración.
- Describir las propiedades coligativas de las disoluciones y algunas de sus aplicaciones.
- Describir la disociación e ionización de los compuestos y los efectos asociados sobre las propiedades coligativas.
- Entender la importancia de las propiedades coligativas como aplicación tecnológica del tema disoluciones.
- Lograr en la comunicación oral y escrita el uso correcto del lenguaje técnico correspondiente a disoluciones.

Glosario:

Concentración: cantidad de soluto disuelto en una dada cantidad de solvente.

Descenso de la temperatura de congelación: disminución de la temperatura de congelación que experimenta una disolución respecto a la del disolvente puro.

Disminución de la presión de vapor: disminución de la presión de vapor que experimenta una disolución respecto a la del disolvente puro.

Elevación de la temperatura de ebullición: debido a que la presión de vapor de la solución siempre es menor que la del disolvente puro; la temperatura de ebullición de la solución, con un soluto no volátil, siempre es mayor que el del disolvente puro.

Ley de Raoult: Esta ley establece que la presión de vapor de un solvente de una solución ideal es directamente proporcional a la fracción molar del solvente en la solución.

Propiedades coligativas: Propiedades físicas de las soluciones que dependen del número, pero no del tipo, de partículas de soluto presentes.

Presión osmótica: de una disolución es la presión que se requiere para detener la ósmosis del disolvente puro hacia la disolución.

Solubilidad: medida de la máxima cantidad de soluto que puede disolverse a una dada presión y temperatura.

Solución sobresaturada: solución que contiene una cantidad de soluto mayor de la que un dado volumen de solvente puede disolver a una dada temperatura.

Solución saturada: solución que contiene la máxima cantidad de soluto que puede ser disuelta en un dado volumen de solvente a una dada temperatura.

Solución insaturada: solución que contiene una cantidad de soluto menor de la que un dado volumen de solvente puede disolver a una dada temperatura.

Unidades de Concentración

Unidades de concentración Físicas:

- Porcentaje en peso (%P/P): indica la masa en gramos de soluto que se encuentran cada 100 g de solución.

$$\%P/P = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{100 \text{ g de solución}} \times 100 \%$$

- Porcentaje peso en volumen (%P/V): indica la masa en gramos de soluto que se encuentran cada 100 mL de solución.

$$\%P/V = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{100 \text{ mL de solución}} \times 100 \%$$

- Porcentaje volumen en volumen (%V/V): indica el volumen de soluto que se encuentran cada 100 mL de solución.

$$\%V/V = \frac{\text{volumen de soluto (mL)}}{100 \text{ mL de solución}} \times 100 \%$$

Unidades de concentración Químicas:

- Molaridad (M): moles de soluto que se encuentran en 1 L de solución.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ L de solución}}$$

- Molalidad (m): moles de soluto que se encuentran cada 1 Kg de solvente.

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ Kg de solvente}}$$

- Fracción molar (X): relación entre los moles de una sustancia y los moles totales de todas las sustancias que forman la solución.

Solución formada por A y B

$$X_A = \frac{\text{moles de A}}{\text{moles A} + \text{moles de B}}$$

$$X_B = \frac{\text{moles de B}}{\text{moles A} + \text{moles de B}}$$

Preguntas de orientación:

- 1.- ¿Cuáles son los pasos a seguir para calcular la concentración de un soluto en una dada solución, el volumen de la solución y la masa de soluto, dadas las otras cantidades?
- 2.- ¿Existen diferencias entre las unidades de concentración físicas y las químicas?

- 3.- ¿Existen unidades de concentración que pueden utilizarse sin que influya la temperatura?
- 4.- ¿Es posible calcular el volumen de solución necesario para preparar una solución diluida de concentración determinada?
- 5.- ¿Qué determina la solubilidad de un soluto en un solvente?
- 6.- ¿Qué determina cuánto cambian la temperatura de congelación, de ebullición y la presión de vapor de una solución?
- 7.- ¿Cómo afecta a la solubilidad de una sustancia un cambio de presión y de temperatura?
- 8.- ¿La temperatura y la presión afectan de igual manera la solubilidad de un soluto gaseoso y uno líquido?
- 9.- ¿Qué son las propiedades coligativas? ¿De qué dependen? ¿Cuáles son las mismas?
- 10.- Escriba la ecuación que representa la Ley de Raoult, sus términos, unidades y su relación con el descenso de la presión de vapor.
- 11.- Escriba las ecuaciones que representen la elevación de la temperatura de ebullición y la depresión de la temperatura de congelación, defina sus términos y unidades.
- 12.- Escriba la ecuación que relaciona la presión osmótica con la concentración y defina sus términos y unidades de cada uno de ellos.

Ejercitación:

Si no se indica lo contrario, siempre suponer densidad del agua igual a 1g/mL.

- 1.- Calcular la concentración en Molaridad (M) de las siguientes soluciones formadas por:
 - a) 5 g de Na_2SO_4 en 300 mL de solución.
 - b) 1,8 moles de NaOH en 400 mL de solución.
 - c) 12,5 g de HCl (ac) en 550 mL de solución.
- 2.- Calcular la concentración en porcentaje peso en peso (%P/P) de las siguientes soluciones formadas por:
 - a) 5 g de Na_2SO_4 en 300 g de agua.
 - b) 0,2 moles de NaCl en 250 g de agua.
 - c) 1,8 moles de NaOH en 400 mL de solución de densidad 1,2 g/mL.
 - d) 12,5 g de HCl (ac) en 550 mL de solución de densidad 1,01 g/mL.
- 3.- Calcular la concentración en molalidad (m) de las siguientes soluciones formadas por:
 - a) 7 g de Na_2CO_3 en 500 g de agua.
 - b) 5 g de Na_2CO_3 en 500 mL de agua (densidad del agua 1 g/mL).
 - c) 7 g de Na_2CO_3 en 500 mL de solución (densidad de la solución 1,03 g/mL).

-
- 4.- Calcular las fracciones molares de soluto y solvente de las siguientes soluciones formadas por:
- a) 10 g de NaNO_3 en 800 g de agua.
 - b) 0,7 moles de NaHCO_3 en 500 mL de agua (densidad del agua 1 g/mL).
 - c) 5 g de K_2CO_3 en 450 mL de solución acuosa (densidad de la solución 1,05 g/mL).
- 5.- Calcular la cantidad en gramos de AgNO_3 necesaria para preparar 30 ml de solución al 3 %P/V.
- 6.- Una solución contiene 35 mL de alcohol y 80 mL de agua. Exprese la concentración de la solución en %V/V.
- 7.- ¿Cuántos gramos de solución al 15 %P/P de NaCl se necesitan para extraer 39 g de NaCl ?
- 8.- En 35 g de agua se han disuelto 5 g de HCl (g). La densidad de la solución resultante a la temperatura de trabajo es de 1,06 g/mL. Hallar la concentración de la solución en:
- a) % P/P;
 - b) la molaridad (M);
 - c) la molalidad (m);
 - d) las fracciones molares de soluto y solvente.
- 9.- ¿Qué cantidad (en gramos) de CaCl_2 se necesita para preparar:
- a) 400 mL de solución 0,5 M.
 - b) 3000 mL de solución 3 M.
- 10.- ¿Qué cantidad (en gramos) de NaOH se necesita para preparar (suponer que la densidades de las soluciones son iguales a 1 g/mL):
- a) 250 mL de solución 5 %P/P.
 - b) 150 mL de solución 37 %P/P.
- 11.- ¿Qué volumen (en mL) de solución de HNO_3 3 M se necesita para preparar:
- a) 250 g de solución 0,2 M, de densidad 1 g/mL.
 - b) 300 g de solución 1 M, de densidad 1 g/mL.
 - c) 300 mL de solución 5 %P/P si la densidad de la solución diluida es de 1,3 g/mL.
 - d) 500 g de solución al 4 %P/P.
- 12.- Calcule la cantidad de agua (en gramos) que debe agregarse a:
- a) 5 g de urea (H_2NCONH_2) para preparar una solución al 16,2 %P/P.
 - b) 26,2 g de MgCl_2 para preparar una solución al 1,5 %P/P.
- 13.- ¿Cuántos gramos de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ están contenidos en 175 mL de solución 18,5 m (densidad de la solución 1,5 g/mL)?
- 14.- Se disuelven 45 g de NaNO_3 en 300 mL de agua, obteniéndose 321 mL de solución. ¿Cuál es la concentración expresada en molaridad (M)?

- 15.- ¿Cuántos gramos de BaCl_2 son necesarios para preparar 125 g de solución al 12 %P/P?
- 16.- Calcule las molalidad (m) de las siguientes disoluciones acuosas:
- disolución de 1,22 M de azúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) cuya densidad es 1,12 g/mL
 - disolución 0,87 M de NaOH cuya densidad es de 1,04 g/mL
 - disolución 5,24 M de NaHCO_3 cuya densidad es de 1,19 g/mL.
- 17.- Se disuelven 40 g de ácido carbónico en 600 g de agua, la densidad de la solución es 1,6 g/cm³. Calcular la concentración en:
- %P/P.
 - M.
- 18.- 8,5 mL de HCl concentrado (36 %P/P cuya densidad es de 1,19 g/mL) son diluidos hasta completar 1 L de solución. Si la densidad de esta solución diluida es de 1,002 g/mL, calcule la concentración de esta solución en:
- molalidad (m)
 - molaridad (M)
 - fracciones molares de soluto y solvente (X)
- 19.- Para producir un fertilizante fosfatado se deben preparar 10 L de ácido fosfórico (ortofosfórico) 1 M. Si se dispone de un ácido fosfórico de densidad de 1,53 g/mL y concentración del 80 %P/P, determinar el volumen de la disolución de ácido concentrado que debe emplearse.
- 20.- ¿Qué volumen de solución 0,1 M de KOH son necesarios para neutralizar totalmente a 25 mL de solución 0,5 M de H_2SO_4 ?
- 21.- Si 10 ml de solución 2 M de HCl neutralizan exactamente a 12,5 ml de solución de NaOH, calcular:
- la concentración en molaridad (M) de la solución básica.
 - los gramos de NaOH contenidos en el volumen utilizado de solución básica.
- 22.- Se hacen reaccionar 160 g de una disolución al 36 %P/P de ácido nítrico con 180 g de una disolución al 40 %P/P de hidróxido de potasio. ¿Cuántos moles de productos se obtienen?
- 23.- ¿Qué volumen de ácido sulfúrico 3 M se necesitará para liberar 185 L de gas hidrógeno en C.N.T.P. cuando se trata con este ácido un exceso de zinc?
- 24.- Reaccionan 4 g de una disolución de ácido sulfúrico con un exceso de cloruro de bario. Uno de los productos de la reacción es un precipitado de sulfato de bario, el cual lavado y seco pesa 4,08 g. Hallar el %P/P de la disolución ácida original.
- 25.- El cloro gaseoso se obtiene en el laboratorio según la reacción:
dióxido de manganeso + ácido clorhídrico \rightarrow cloruro de manganeso(II) + agua + cloro molecular.
Calcular:
- La cantidad de gramos de dióxido de manganeso necesaria para obtener 100 L de cloro medidos a 15 °C y 720 mm de Hg.
 - El volumen de ácido clorhídrico 0,2 M que habrá que usar.

- 26.- ¿Cuántos litros de hidrógeno medidos a 750 mm de Hg y 30 °C se pueden obtener haciendo reaccionar 75 g de Zn metálico del 90% de riqueza (impurezas inertes) con 300 mL de solución de ácido sulfúrico 5 M?

Propiedades Coligativas

- 27.- Una solución que contiene 25 g de un soluto en 200 g de agua, tiene una densidad de 1,08 g/mL a 25 °C. Su temperatura de ebullición es de 100,26 °C. Calcular:

- Peso molecular del compuesto
- Presión de vapor de la solución
- Temperatura de congelación de la solución
- Presión osmótica de la solución

Datos: P_{vap} del agua pura = 23,759 torr a 25 °C, K_b = 0,52 °C/m, K_f = 1,86 °C/m.

- 28.- La presión de vapor del benceno puro a 20 °C es de 74,66 torr. Cuando 2 g de un hidrocarburo no volátil se disuelven en 100 g de benceno, la presión de vapor se reduce a 74,01 torr. Calcule: a) el peso molecular del hidrocarburo; b) determine su fórmula empírica sabiendo que el mismo contiene un 94,4 % en peso de carbono y el resto es hidrógeno; c) determine su fórmula molecular.
- 29.- Un compuesto está formado por un 26,66 % en peso de carbono, 2,22 % de hidrógeno y el resto de oxígeno; cuando se disuelven 4,5 g del compuesto en 250 g de benceno, la temperatura de congelación de la solución es de 4,47 °C. Determine la fórmula molecular del soluto y la temperatura de ebullición de la solución. (K_f = 5.12 °C/m; K_b = 2.53°C/m; $T_{\text{con Benceno}}$ = 5.5 °C; $T_{\text{eb Benceno}}$ = 80.1°C)
- 30.- La presión osmótica desarrollada por una solución acuosa que contiene 0,994 g de sacarosa en una solución de 100 mL es de 0,704 atm a 15 °C. Calcule el peso molecular de la sacarosa.

Respuestas

- a) 0,117 M, b) 4,5 M, c) 0,622 M
- a) 1,639 %p/p, b) 4,471 %p/p, c) 15 %p/p, d) 2,26 %p/p
- a) 0,132 m, b) 0,094 m, c) 0,130 m
- a) XNaNO_3 : $2,66 \cdot 10^{-3}$ XH_2O : 0,9974, b) XNaHCO_3 : 0,025 XH_2O : 0,975 c) XK_2CO_3 : $1,38 \cdot 10^{-3}$ XH_2O : 0,99862
- 0,9 g
- 30,43 %V/V
- 260 g
- a) 12,5 %p/p b) 3,630 M c) 3,914 m d) X_{HCl} = 0,066 $\text{X}_{\text{H}_2\text{O}}$ = 0,934
- a) 22,2 g b) 999 g
- a) 12,5 g b) 55,5 g
- a) 16,667 mL b) 100 mL c) 103,3 mL d) 105,82 mL
- a) 25,864 g b) 1720,467 g
- 197,45 g
- 1,65 M
- 15 g
- a) 1,736 m b) 0,865 m c) 6,988 m
- a) 6,25%p/p 1,6128 M

- 18.- a) 0,1 m b) 0,1 M c) $X_{\text{HCl}} = 1,8 \cdot 10^{-3}$ $X_{\text{H}_2\text{O}} = 0,9982$
19.- 800 mL
20.- 250 mL
21.- a) 1,6 M b) 0,8 g
22.- 0,914 mol KNO_3
23.- 2,754 L
24.- 42,901 %p/p
25.- a) 349 g b) 80,23 L
26.- 25,93 L
27.- a) PM: 250 b) Pv: 23,54 torr c) T. Cong: $-0,93^\circ\text{C}$ d) P. Osmótica: 11,73 atm.
28.- a) PM: 177,6; b) C_7H_5 ; c) F.M: $\text{C}_{14}\text{H}_{10}$
29.- FM: $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ – T. Eb: $80,60^\circ\text{C}$
30- P.M: 333, 55

UNIDAD Nº 6: Termodinámica

Conceptos termodinámicos y propiedades. Primera, segunda y tercera Ley de la Termodinámica. Termoquímica. Reacciones exo y endotérmicas. Calor de reacción. Ecuaciones termoquímicas. Calores de formación, combustión, neutralización, hidratación, etc. Ley de Lavoisier – Laplace. Ley de Hess. Concepto de entalpía, entropía y energía Libre de Gibbs. Predicción de fenómenos físicos o químicos espontáneos y no espontáneos a partir de los cambios de energía libre.

Predecir el intervalo de temperatura en que un proceso físico o químico es espontáneo.

Objetivos

- Reconocer que la materia posee energía interna a través de los cambios que experimenta cuando se realiza trabajo sobre ella o cambia su temperatura.
- Comprender la terminología de la termodinámica, las funciones de estado y su utilización.
- Utilizar la primera ley de la termodinámica para relacionar calor, trabajo y cambios de energía.
- Reconocer la generalización de la ley de conservación de la energía.
- Comprender la relación entre la entropía y la dispersión de energía y la dispersión de materia (desorden) de un sistema.
- Reconocer a la entropía como una medida del desorden y proporcionar múltiples ejemplos que pongan de manifiesto que en los procesos naturales la entropía crece; es decir, que la energía se transforma y el desorden aumenta.
- Comprender, a través de las funciones termodinámicas de estado: entalpía y energía libre, los procesos endotérmicos, exotérmicos y espontáneos.
- Visualizar la relación entre las variables macroscópicas con que se describe un fenómeno termodinámico y el nivel microscópico.
- Aplicar las leyes de la termodinámica en la diversidad de contextos en que son relevantes para la Química.
- Asimilar en profundidad los conceptos de temperatura, energía, trabajo y calor.
- Utilizar las relaciones entre propiedades termodinámicas de una sustancia pura, así como el manejo de ecuaciones de estado y tablas de datos de funciones termodinámicas.
- Aplicar los principios de la Termodinámica a procesos reales.
- Conocer las leyes de la Termodinámica y aplicarlas para la resolución de problemas y situaciones en las que sean necesarias.

Glosario

Calor: forma de energía que fluye de un sistema a otro por diferencia de temperatura.

Calor específico: magnitud física que se define como la cantidad de calor que hay que suministrar a la unidad de masa de una sustancia o sistema termodinámico para elevar su temperatura en una unidad; esta se mide en varias escalas.

Capacidad calorífica: de un cuerpo es la cantidad de calor que se necesita para elevar su temperatura en una unidad. La capacidad calorífica de un cuerpo es su masa multiplicada por su calor específico.

Calor molar de combustión: cantidad de energía que se libera por mol de sustancia que se quema.

Calor de formación: energía térmica asociada a la formación de un compuesto químico a partir de sus elementos.

Calor de hidratación: energía térmica asociada al proceso de formación de una disolución.

Calor de neutralización: energía térmica asociada al proceso de neutralización ácido-base.

Calor de reacción: energía térmica asociada a una transformación química.

Ecuación termoquímica: ecuación química balanceada junto con una designación del valor correspondiente de alguna magnitud termodinámica.

Energía: capacidad para realizar trabajo o transferir calor

Energía Interna: función de estado que tiene en cuenta todas las formas de energía asociadas a una sustancia.

Energía Libre de Gibbs: función de estado de un sistema que indica la cantidad de energía disponible por un sistema para realizar trabajo útil a presión constante y temperatura constante.

Entalpía: función de estado que mide el calor absorbido o liberado por un sistema durante un cambio físico o químico a presión constante.

Entorno o alrededor: todo lo que rodea al sistema.

Entropía: función de estado que es una medida directa de la aleatoriedad o del desorden de un sistema

Ley de Hess: cuando los reactivos se convierten en productos el cambio de entalpía es el mismo independientemente de que la reacción se lleve a cabo en un solo paso o en un conjunto de ellos.

Primera ley de la Termodinámica: la energía se puede convertir en una forma u otra, pero no puede ser creada ni destruida.

Reacción exotérmica: transformación química que libera o cede calor al entorno.

Reacción endotérmica: transformación química que absorbe calor del entorno.

Segunda ley de la Termodinámica: la entropía del universo va en aumento en un proceso espontáneo y se mantiene constante en un proceso en equilibrio.

Temperatura: propiedad intensiva que determina la dirección en la que fluye el calor (la energía) cuando se ponen en contacto dos objetos.

En física, se define como una magnitud escalar relacionada con la energía interna de un sistema termodinámico, definida por el principio cero de la termodinámica. Más específicamente, está relacionada directamente con la parte de la energía interna conocida como «energía cinética», que es la energía asociada a los movimientos de las partículas del sistema, sea en un sentido traslacional, rotacional, o en forma de vibraciones. A medida que sea mayor la energía cinética de un sistema, se observa que este se encuentra más «caliente»; es decir, que su temperatura es mayor.

Sistema: parte del universo que se aísla para su estudio.

Tercera ley de la Termodinámica: la entropía de una sustancia sólida perfectamente cristalina es cero, en el cero de la temperatura absoluta.

Termodinámica: ciencia que estudia los tipos de energía y sus transformaciones asociadas a procesos físico-químicos.

Termoquímica: estudio de los cambios de energía que se producen en un sistema sometido tanto a cambios físicos como a reacciones químicas

Universo: comprende el sistema más el entorno (alrededores).

Preguntas de orientación

- 1.- Defina los términos sistema, entorno, sistema abierto, sistema cerrado, sistema aislado, distintas formas de energía.
- 2.- ¿Qué expresa la Ley general de conservación de la energía?
- 3.- ¿Cómo definiría al calor? ¿Y a la temperatura?
- 4.- Enuncie el Primer principio de la Termodinámica. Escribe la ecuación matemática que lo expresa.
- 5.- ¿Cuáles son las unidades de la energía usadas en química?
- 6.- Escriba la ecuación que define a la variación de entalpía (ΔH).
- 7.- El Segundo principio de la Termodinámica, plantea una nueva magnitud termodinámica: ¿Cuál es? ¿Qué significado físico le asignaría?
- 8.- ¿Cuál es la tendencia de los fenómenos naturales en cuanto a la variación de la Entropía (ΔS)?
- 9.- ¿Qué función termodinámica indica la espontaneidad de un proceso?

Ejercitación

- 1.- ¿Cuáles de los siguientes procesos son espontáneos y cuáles no son espontáneos?
J.S.R. a) Distribución de la fragancia de un perfume dentro de una habitación; b) Separar moléculas de nitrógeno de las de oxígeno de una muestra de aire; c) Reparación de un reloj roto; d) Disociación de moléculas de ácido clorhídrico en agua.
- 2.- Una persona bebe cuatro vasos de agua fría (3 °C) diariamente. El volumen de cada vaso es de 250 mL, a) ¿Cuánto calor tiene que suministrar el cuerpo para elevar la temperatura del agua a 37° C, que es la temperatura corporal?
b) ¿Cuánto calor pierde el cuerpo si se ingiere 800 g de nieve a 0°C para quitar la sed?
- 3.- ¿Qué cantidad de calor se desprenderá cuando se queman 10 g de hidrógeno? La ecuación termoquímica indica: $2\text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} (\text{g}) + 115.6 \text{ Kcal}$.
- 4.- ¿Qué cantidad de energía calorífica se necesita para calentar 200 g de Al desde 20 °C hasta 30 °C?
- 5.- ¿Cuánta energía se libera cuando se enfrían 50 g de Pb desde 150 °C a 50 °C si su capacidad calorífica molar promedio en este intervalo de temperatura es 6,42 cal/mol*°C?
- 6.- ¿Qué cantidad de calor se necesita para convertir 20g de hielo a -10°C en agua líquida a 50°C?
- 7.- Se mezclan 2 g de hielo a -5 °C con 20 g de agua a 20 °C. Encontrar la temperatura final del sistema si la mezcla se efectúa en un recipiente perfectamente adiabático.
- 8.- Teniendo en cuenta el calor de formación de los siguientes compuestos: CO_2 , CaO , y CaCO_3 . Calcular la energía necesaria para descomponer un mol de CaCO_3 en CO_2 y CaO .
- 9.- Calcular el trabajo realizado contra la presión atmosférica, cuando se forma hidrógeno al disolver 20 g de Mg en exceso de ácido clorhídrico diluido a 27 °C.
- 10.- Calcule el calor de formación del óxido de zinc con los siguientes datos:

a) H_2SO_4	+	Zn	\rightarrow	ZnSO_4	+	$\text{H}_2 (\text{g})$	$\Delta\text{H}^\circ = +334,8 \text{ KJ}$
b) $\text{O}_2 (\text{g})$	+	$2\text{H}_2 (\text{g})$	\rightarrow	$2\text{H}_2\text{O} (\text{l})$			$\Delta\text{H}^\circ = +570,98 \text{ KJ}$
c) H_2SO_4	+	ZnO	\rightarrow	ZnSO_4	+	$\text{H}_2\text{O} (\text{l})$	$\Delta\text{H}^\circ = +211,17 \text{ KJ}$
- 11.- A partir de las siguientes ecuaciones calcule el cambio de entalpía de formación del acetileno a partir de sus elementos.

a) $\text{C}(\text{graf})$	+	$\text{O}_2(\text{g})$	\rightarrow	$\text{CO}_2(\text{g})$	$\Delta\text{H}^\circ = -393,5 \text{ KJ/mol}$
b) $\text{H}_2(\text{g})$	+	$\frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g})$	\rightarrow	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\Delta\text{H}^\circ = -285,8 \text{ KJ/mol}$
c) $2 \text{C}_2\text{H}_2 (\text{g})$		$5 \text{O}_2(\text{g})$	\rightarrow	$4\text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}$	$\Delta\text{H}^\circ = -2598,8 \text{ KJ}$

- 12.- Para la siguiente reacción que se lleva a cabo en estado gaseoso: $A(g) + B(g) \rightarrow AB(g)$, se conoce que los cambios de entalpía y entropía de reacción son respectivamente: $\Delta H_r = -81 \text{ KJ}$ y $\Delta S_r = -180 \text{ J/K}$. Calcule en qué intervalo de temperatura se debe trabajar para que la reacción sea espontánea. ¿Qué significan los signos negativos de ΔH_r y ΔG_r ?
- 13.- Calcule el cambio de energía libre para la reacción $N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 NO(g)$, que se realiza a 298 K y a P cte. ¿Es espontánea la reacción?
- 14.- Calcule el cambio de entalpía y entropía para la reacción propuesta en el ejercicio anterior y bajo las mismas condiciones de temperatura y presión.
- 15.- Indicar cualitativamente si los cambios de entalpía (ΔH) y energía interna (ΔE) son diferentes en los siguientes procesos, J.S.R:
- a) $H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2 HCl(g)$
b) $CO_2(s) \rightarrow CO_2(g)$
c) $AgNO_3(ac) + NaCl(ac) \rightarrow AgCl(s) + NaNO_3(ac)$
- 16.- Determinar a partir de los cambios de entalpía y entropía estándar de reacción si los siguientes procesos son espontáneos o no:
- a) $\Delta H_r^\circ = -26 \text{ Kcal}$ y $\Delta S_r^\circ = 6,65 \text{ cal/K}$
b) $\Delta H_r^\circ = 200 \text{ Kcal}$ y $\Delta S_r^\circ = -28 \text{ cal/K}$
c) $\Delta H_r^\circ = 2 \text{ Kcal}$ y $\Delta S_r^\circ = 40 \text{ cal/K}$
- 17.- El cambio de energía libre de una reacción varía con la temperatura según la siguiente expresión: $\Delta G_r^\circ = 5000 - 30.T \text{ (cal)}$; en un rango de 298 a 500 K , ¿A qué temperatura dentro del rango mencionado se debe trabajar si quiere que la reacción se verifique con mayor extensión?
- 18.- Una cierta reacción es espontánea a 330 K . La reacción es endotérmica (23 kJ). ¿Qué conclusión puede sacar acerca del signo y la magnitud del ΔS de la reacción?
- 19.- Calcule el ΔG_r° para el proceso: $C(\text{diamante}) \rightarrow C(\text{grafito})$ ¿La reacción es espontánea a 25°C ? De ser así, ¿por qué los diamantes no se convierten en grafito a medida que pasa el tiempo?
- 20.- Un estudiante mezcló 1 mol de cada uno de los compuestos A, B y C en un recipiente y encontró que no ocurrió cambio alguno después de una semana. Desarrolla alguna explicación de por qué no ocurrió ninguna reacción. Suponga que A, B y C son líquidos completamente miscibles.
- 21.- ¿En qué condiciones el valor de la entropía estándar de una sustancia es cero? ¿Alguna sustancia puede tener un valor negativo de entropía estándar, por qué?

- 22.-La cristalización del acetato de sodio, a partir de una solución saturada es un proceso espontáneo ¿Qué puede decir acerca de los signos de ΔS_r y ΔH_r respecto a este proceso?
- 23.-Ordene las siguientes sustancias, según valores crecientes de entropía: Ne (g), Na (s), NaCl (s), NH₃ (g). Justifique las razones del orden establecido.
- 24.-En una reacción química entre dos gases se forma como producto un sólido ¿Qué signo esperaría que tenga el cambio de entropía?
- 25.-Prediga el signo del cambio de entropía (ΔS) en cada uno de los siguientes procesos:
- a) Congelamiento de un mol de agua líquida;
 - b) Evaporación de un mol de bromo líquido;
 - c) Precipitación del sulfato de bario al mezclar nitrato de bario acuoso y ácido sulfúrico acuoso;
 - d) Oxidación del magnesio metálico.
- 26.-¿Cuál de los siguientes enunciados es falso, para una reacción cuyo cambio de energía libre de reacción es negativo (ΔG_r)?
- a) La constante de equilibrio es mayor que 1.
 - b) La reacción es espontánea cuando todos los reactivos y productos están en sus estados estándar.
 - c) La reacción es siempre exotérmica
- 27.-Para una determinada reacción, a 25°C, los valores de cambio de entalpía (ΔH_r) y entropía de reacción (ΔS_r) son respectivamente, 10,5 KJ y 30,0 J/K.
- a) Justificar numéricamente si la reacción será espontánea o no.
 - b) ¿Es una reacción exotérmica? ¿Por qué?
 - c) Suponiendo constantes ambas funciones de estado, calcular la temperatura a la que el sistema está en equilibrio.

Respuestas

2. a) $Q = -34000 \text{ cal}$ ó $Q = -142324 \text{ J}$
b) $Q = -391905,6 \text{ J}$
3. $Q = 289 \text{ kcal}$
4. $Q = 1792 \text{ J}$
5. $Q = -154,08 \text{ cal}$
6. $Q = 11,3 \text{ kJ}$
7. $T_f = 10,68^\circ\text{C}$
8. $\Delta H_r = 178 \text{ kJ}$
9. $W = -2076,65 \text{ J}$
10. $\Delta H_f = 409 \text{ kJ/mol}$
11. $\Delta H_f = 226,6 \text{ kJ/mol}$
12. Menores a 450K
13. $\Delta G = 173 \text{ kJ}$
14. $\Delta H_r = 180 \text{ kJ}$; $\Delta S_r = 24,9 \text{ J/K}$

16. a) $\Delta G_r = -27,98$ kcal (Espontánea)
b) $\Delta G_r = 208,34$ kcal (No Espontánea)
c) $\Delta G_r = -9,92$ kcal (Espontánea)
17. $T = 500$; $\Delta G =$ Espontánea
19. $\Delta G = -2,87$ kJ/mol ; Espontánea
27. a) $\Delta G_r = 1,56$ kJ
b) Endotérmica
c) $T^\circ = 350$ K

UNIDAD 7: Cinética Química

Velocidad de reacción; expresiones y unidades. Factores que influyen en la velocidad de una reacción. Determinación de la ley de velocidad. Constante específica de velocidad. Orden de reacción. Velocidad y temperatura. Ecuación de Arrhenius. Energía de activación. Complejo activado. Coordenadas de reacción, expresión gráfica. Mecanismo de reacción. Catalizadores, homogéneos y heterogéneos enzimáticos. Mecanismos de reacciones catalizadas.

Objetivos

- Explicar el concepto de velocidad de una reacción.
- Interpretar la ley cinética de velocidad.
- Analizar las teorías cinéticas.
- Interpretar o determinar factores que afectan la velocidad de las reacciones químicas
- Describir cómo actúa un catalizador sobre la velocidad de reacción.
- Encontrar la relación de la concentración con el tiempo.

Glosario

Catalizador: sustancia capaz de acelerar una reacción química sin intervenir directamente en ella.

Cinética química: estudio de la velocidad y mecanismos de las reacciones químicas y los factores que de ellas dependen.

Constante de velocidad, k : constante de proporcionalidad entre la velocidad de la reacción y la concentración de los reactivos, la cual se determina experimentalmente. Es diferente para reacciones distintas, cambia con la temperatura o presencia de un catalizador.

Energía de activación: energía cinética que las moléculas de reactivos deben alcanzar a fin de que una reacción pueda ocurrir.

Ley de velocidad: ecuación que relaciona la velocidad de reacción con la concentración de los reactivos y la constante de velocidad; $\text{velocidad} = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y$, donde “x” e “y” son los órdenes de los reactivos, “A” y “B” respectivamente. La expresión de la ley de velocidad debe determinarse a partir de datos experimentales.

Orden de un reactivo: potencia a la que se eleva la concentración de un reactivo en la expresión de la ley de velocidad.

Orden de reacción: suma de los potenciales a las que se elevan todas las concentraciones en la expresión de la ley de velocidad, también se conoce como orden global de una reacción.

Velocidad de reacción: cambio de concentración de un reactivo o producto por unidad de tiempo.

Preguntas de orientación

- 1.- ¿Cuál es el significado de velocidad de una reacción química?
- 2.- ¿Qué determina las velocidades de las reacciones y cómo se controlan?
- 3.- ¿Cómo se determinan las velocidades con la ayuda de datos experimentales?
- 4.- ¿Cómo influyen factores externos en la cinética de la velocidad?
- 5.- ¿Cuál es desde el análisis de la teoría cinética la influencia de la temperatura en la cinética de una reacción química?
- 6.- ¿Cuál es la relación de la concentración con el tiempo?

Ejercitación

- 1.- Expresar la velocidad de las siguientes reacciones:
 - a. $\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{NO}_2$
 - b. $3 \text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6$
 - c. $4 \text{PH}_3 \rightarrow \text{P}_4 + 6 \text{H}_2$
- 2.- Considere la reacción: $\text{A} \rightarrow \text{B}$. La velocidad de la reacción es $1,6 \times 10^{-2} \text{ M/s}$ cuando la concentración de A es de 0,35 M. Calcule la constante de velocidad si la reacción es: I) de primer orden respecto de A; II) de segundo orden respecto de A.
- 3.- Para la reacción química $\text{A} \rightarrow \text{B}$ la concentración inicial de A es 5 mol/L y si concentración después de 30 minutos es 3 mol/L ¿Cuál es la velocidad promedio de esta reacción en M/s?
- 4.- Se encontró que para la reacción $2 \text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ la velocidad de formación de C es 0,8 mol/L h ¿Cuál es la velocidad de desaparición de A y de B?
- 5.- Dada la reacción de combustión del hidrógeno: $2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$, si el hidrógeno se quema a una velocidad de 4,6 M/s ¿con qué rapidez se consume el oxígeno? ¿Cuál es la velocidad de formación del vapor de agua?
- 6.- ¿Cuál es el orden con respecto a cada uno de los reactivos y el orden global de las reacciones descritas en las siguientes leyes de velocidad?
 - a. $v = k_1 \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]$
 - b. $v = k_2 \cdot [\text{A}]^2$
 - c. $v = k_3 \cdot [\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]^2$
- 7.- Para una reacción química $\text{A} \rightarrow \text{B}$ se encontró que la velocidad de la reacción aumentó en un factor de 8 cuando se dobló la concentración ¿Cuál es el orden de la reacción?
- 8.- El compuesto A se descompone espontáneamente al dejarlo en un recipiente de vidrio según la reacción $\text{A} \rightarrow 2 \text{B}$. Se han obtenido los siguientes datos

experimentales para la velocidad de reacción, en función de la concentración inicial de A.

	$[A]_0$ (mol/L)	v_0 (mol/L · s)
Experiencia 1	0,040	$1,02 \times 10^{-3}$
Experiencia 2	0,050	$1,02 \times 10^{-3}$
Experiencia 3	0,080	$1,02 \times 10^{-3}$

- ¿Cuál es la expresión de la velocidad?
 - Determinar el orden de la reacción.
- 9.- De una reacción química entre dos reactivos A y B se han obtenido los datos de la siguiente tabla:

	$[A]_0$ (mol/L)	$[B]_0$ (mol/L)	v_0 (mol/L · s)
Experiencia 1	0,1	0,1	$1,35 \times 10^{-3}$
Experiencia 2	0,2	0,1	$2,7 \times 10^{-3}$
Experiencia 3	0,2	0,2	$5,4 \times 10^{-3}$

- Determine:
- La ecuación cinética de la velocidad;
 - el valor de la constante de velocidad.

- 10.- Para la siguiente reacción genérica: $X + Y \rightarrow Z$, los siguientes datos fueron determinados a 360 K:

Velocidad inicial de desaparición de X (M/s)	$[X]$ (M)	$[Y]$ (M)
0,147	0,10	0,50
0,127	0,20	0,30
1,016	0,20	0,60
4,064	0,40	0,60
0,508	0,40	0,30

- Determine el orden de la reacción;
 - Calcule la velocidad inicial de desaparición de X cuando la concentración de X es de 0,20 M y la de Y es de 0,30 M;
 - ¿Cuál es el valor de la constante de velocidad?
- 11.- Una reacción obedece la ecuación de velocidad siguiente: $v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$
- Si $[A]$ se modifica, ¿cambia la velocidad de la reacción? ¿cambia la constante de la velocidad de la reacción? JSR
 - ¿Cuáles son los órdenes de la reacción para A y B? ¿Cuál es el orden general para la reacción?
 - ¿Cuáles son las unidades para la constante de velocidad?

- 12.- Dada la siguiente reacción no catalizada: $2 \text{N}_2\text{O}_5 (\text{g}) \rightarrow 4\text{NO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$, que presenta una energía de activación $E_a = 100 \text{ kJ/mol}$ y un cambio de entalpía global $\Delta H = -25 \text{ kJ/mol}$
- Construya un diagrama de energía para esta reacción.
 - ¿Cuál es la energía de activación de la reacción inversa?
 - ¿Se modificará el diagrama de energía si agrego un catalizador a dicha reacción? ¿Cómo resultará dicha gráfica? **JSR**
- 13.- Según sus energías de activación y cambios de energía respectivos, ¿Cuál de las siguientes reacciones sería la más rápida y cuál la más lenta? Suponga que todos los factores de colisión son iguales.
- $E_a = 45 \text{ KJ/mol}$; $\Delta H = 10 \text{ kJ/mol}$;
 - $E_a = 65 \text{ KJ/mol}$; $\Delta H = -10 \text{ kJ/mol}$;
 - $E_a = 20 \text{ KJ/mol}$; $\Delta H = -20 \text{ kJ/mol}$.
 - ¿Cuál de las tres reacciones del apartado anterior sería la más rápida en sentido inverso? ¿Cuál la más lenta? **JSR**
- 14.- La constante de velocidad de una reacción a 20°C es $1,5 \text{ M}^{-1}\text{s}^{-1}$, mientras que a 30°C es $2,5 \text{ M}^{-1}\text{s}^{-1}$. Calcule la E_a .
- 15.- A 300°C la k para una reacción dada es $2,41 \times 10^{-10} \text{ s}^{-1}$ y a 400°C la k es $1,16 \times 10^{-6} \text{ s}^{-1}$. ¿Cuáles son los valores de E_a y A para esta reacción?
- 16.- Una reacción tiene una $E_a = 80 \text{ kJ/mol}$. ¿Cuál será el efecto sobre la velocidad al elevar la temperatura de 20°C a 30°C ?
- 17.- Para la reacción $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$ se ha encontrado en el diagrama de energía potencial que $E_p (\text{A+B}) = 5 \text{ Kcal}$; $E_p (\text{C+D}) = -10 \text{ Kcal}$ y $E_p (\text{CxA}) = 10 \text{ Kcal}$. Calcule: a) $\Delta E_p = \Delta H$; b) E_a para reacción directa; c) E_a^* para reacción inversa.
- 18.- El cloruro de etilo ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$) se utiliza para producir un aditivo de la nafta. Sin embargo, cuando se calienta se descompone en etileno (C_2H_4) y cloruro de hidrógeno a través de una reacción de primer orden: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl} (\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 (\text{g}) + \text{HCl} (\text{g})$. La constante de velocidad es $2,58 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$. Comenzando un experimento con una concentración de $0,086 \text{ M}$ de cloruro de etilo, ¿cuál será su concentración después de 2 minutos?

Respuestas:

- 1.- a) $-\frac{\Delta[\text{N}_2\text{O}_4]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta t}$; b) $-\frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{C}_2\text{H}_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{C}_6\text{H}_6]}{\Delta t}$; c) $-\frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{PH}_3]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{P}_4]}{\Delta t} = \frac{1}{6} \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t}$
- 2.- I) $k = 0.0457 \text{ 1/s}$; II) $k = 0.13 \text{ L/mol.s}$
- 3.- $v = 1,11 \cdot 10^{-3} \text{ M/s}$
- 4.- $v_A = 1.6 \text{ M/s}$, $v_B = 0.8 \text{ M/s}$
- 5.- $v(\text{O}_2) = 2,3 \text{ M/s}$ – $v(\text{H}_2\text{O}) = 4,6 \text{ M/s}$
- 6.- a) orden A = 1, orden B = 1 ; orden global = 2; b) orden A = 2, orden global = 2; c) orden A = 2, orden B = 2, orden global = 4.
- 7.- orden de reacción = 3

- 8.- a) $v = k$; b) orden cero
- 9.- a) $v = k \cdot [A] \cdot [B]$; b) $k = 0,135 \text{ L/mol.s}$
- 10.- a) orden 2 respecto de x; orden 3 respecto de y; orden global 5; b) $v = 0,127 \text{ M/s}$; c) $k = 117,6 \text{ L}^4/\text{mol}^4.\text{s}$
- 11.- a) Sí, cambia la velocidad de reacción, pero no la constante de velocidad;
b) orden de A = 1; orden de B = 2, orden global = 3, c) $|k| = \text{L}^2 / \text{mol}^2.\text{s}$
- 12.- b) $E_a^* = 125 \text{ kJ/mol}$; c) sí, se aplana la campana
- 13.- a) más rápida $E_a = 20 \text{ kJ/mol}$; más lenta $E_a = 65 \text{ kJ/mol}$; b) más rápida $E_a = 35 \text{ kJ/mol}$; más lenta $E_a = 75 \text{ kJ/mol}$.
- 14.- $E_a = 3,77 \cdot 10^4 \text{ J/mol}$
- 15.- $E_a = 2,71 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$; $A = 1,497 \cdot 10^{15} \text{ 1/s}$
- 16.- $k_2 = 2,95 k_1$
- 17.- a) $\Delta E = \Delta H = -15 \text{ Kcal}$; b) $E_a = 5 \text{ Kcal}$; c) $E_a^* = 20 \text{ Kcal}$.
- 18.- $0,0837 \text{ M}$.

UNIDAD Nº 8: Equilibrio químico

El estado de equilibrio: relación con los equilibrios físicos. Concepto de reversibilidad. Ley de acción de las masas. Expresión matemática de la situación de equilibrio. Constante de equilibrio en función de concentración y presión. Cálculos con la constante de equilibrios. Equilibrios homogéneos y heterogéneos. Desplazamiento. Principio de Le-Chatelier. Aplicaciones de la constante de equilibrio. Equilibrios en solución: electrolitos y no electrolitos. Disociación. Teorías ácido-base: Arrhenius, Brönsted-Lowry, Lewis. Constante de disociación de ácidos y bases. Aplicaciones: pH, pOH, pKw. Hidrólisis. Determinación de la constante de hidrólisis. Indicadores ácido-base. Soluciones reguladoras de pH. Sustancias poco solubles, Kps.

Objetivos

- Introducir los criterios fundamentales del equilibrio químico.
- Caracterizar el equilibrio químico en términos de la composición del sistema.
- Determinar el grado de avance de una reacción química.
- Integrar las velocidades de las reacciones químicas al estado de equilibrio.
- Comprender la importancia y aplicación de los equilibrios iónicos acuosos.
- Diferenciar entre los diversos equilibrios acuosos.

Glosario

Constante de equilibrio, K : relación entre las concentraciones molares de reactivos y productos en el equilibrio y a una temperatura dada.

Constante de equilibrio (K_c): expresión de la constante de equilibrio donde las cantidades de reactivos y productos se encuentran indicadas como concentraciones molares.

Constante de equilibrio (K_p): expresión de la constante de equilibrio donde las cantidades de reactivos y productos se encuentran indicadas como presiones parciales de los gases participantes en la reacción. Si la reacción no involucra gases, no se puede emplear la expresión de K_p .

Constante del producto de solubilidad (K_{ps}): constante de solubilidad referida al equilibrio en la disolución de compuestos poco solubles.

Cociente de reacción (Q): tiene la misma expresión que la constante de equilibrio, pero se determina fuera de las condiciones del equilibrio; su magnitud con respecto a K determina la dirección en la que evolucionará una reacción para alcanzar el equilibrio.

Electrolitos: compuestos que se disocian en sus iones componentes cuando se disuelven en agua para dar disoluciones que conducen la corriente eléctrica.

Electrolitos fuertes: compuestos que se disocian por completo (o casi completamente) cuando se disuelven en agua.

Equilibrio dinámico: equilibrio en el cual los procesos ocurren de manera continua, sin cambio neto alguno.

Equilibrios heterogéneos: equilibrios en los que intervienen especies en más de una fase.

Equilibrios homogéneos: equilibrios en los que participan especies en una sola fase (todos gases o todos líquidos o todos sólidos).

Equilibrio químico: estado de balance dinámico en el cual la velocidad de las reacciones directa e inversa se igualan; no hay cambio neto de la concentración de reactivos o productos mientras un sistema se encuentra en equilibrio.

No electrolitos: compuestos que no se disocian cuando se disuelven en agua.

pH: valor numérico que indica si una solución es ácida o básica. Se expresa como el logaritmo negativo de la concentración molar (mol/L) del ion H_3O^+ o H^+ .

Precipitado: sólido que se forma cuando se mezclan, en solución, los iones componentes de un compuesto poco soluble.

Principio de Le Chatelier: si un sistema en equilibrio se somete a una alteración externa, el sistema se desplaza en la dirección opuesta para alcanzar un nuevo estado de equilibrio.

Producto iónico del agua (K_w): constante de equilibrio de la autoionización del agua.

Reacciones reversibles: reacciones que no llegan a ser completas y tienen lugar tanto en la dirección inversa como en la directa.

Preguntas de orientación

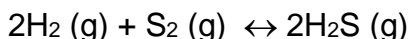
- 1.- ¿Qué estudian las disciplinas termodinámica, cinética y equilibrio químico?
- 2.- ¿Qué se entiende por constante de equilibrio químico y cuáles son los cambios en las posiciones de equilibrio?
- 3.- ¿Qué efectos se consideran factores que alteran el equilibrio químico?
- 4.- ¿Cuál es el significado de un equilibrio dinámico y la función de un catalizador?
- 5.- Determine la diferencia entre electrolitos y no electrolitos.
- 6.- ¿Cómo puede determinar la acidez o alcalinidad de una disolución acuosa?
- 7.- ¿Qué análisis permite realizar el equilibrio químico al abordar el estudio de una reacción con posible formación de precipitado?

Ejercitación

1.- Expresar las constantes de equilibrio, K_c y K_p (si corresponde), en las siguientes reacciones e indicar en cada caso el tipo de equilibrio.

- a) $\text{H}_2\text{O (g)} + \text{CO (g)} \leftrightarrow \text{H}_2 \text{ (g)} + \text{CO}_2 \text{ (g)}$
- b) $\text{H}_2\text{O (l)} \leftrightarrow \text{H}_2\text{O (g)}$
- c) $\text{PCl}_5 \text{ (g)} \leftrightarrow \text{PCl}_3 \text{ (g)} + \text{Cl}_2 \text{ (g)}$
- d) $2 \text{NaHCO}_3 \text{ (s)} \leftrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \text{ (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O (l)}$
- e) $2 \text{HgO (s)} \leftrightarrow 2\text{Hg (l)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$
- f) $\text{Na}_2\text{SO}_3 \text{ (s)} \leftrightarrow \text{Na}_2\text{O (s)} + \text{SO}_2 \text{ (g)}$
- g) $\text{CaCO}_3 \text{ (s)} \leftrightarrow \text{CaO (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)}$
- h) $\text{CaCO}_3 \text{ (s)} + \text{H}^+ \text{ (ac)} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- \text{ (ac)} + \text{Ca}^{+2} \text{ (ac)}$

2.- Un análisis indica que hay 2,5 moles de hidrógeno, $1,35 \times 10^{-5}$ moles de azufre y 8,7 moles de sulfuro de hidrógeno en un recipiente de 12L, para el siguiente proceso que ha alcanzado el equilibrio a 700°C :



- a) calcular el K_c para la reacción;
- b) calcular el K_p a partir de las presiones parciales.

3.- Para el equilibrio:

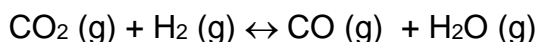


A una temperatura de 1000K, el valor de $K_c = 4,08 \times 10^{-3}$ ¿Cuál es el valor de K_p ?

4.- Calcular la constante K_c a 298K, si la K_p tiene un valor de 0,11 a dicha temperatura para la ecuación:



5.- En un recipiente de 2 L a 1800°C hay en equilibrio 0,6 mol de dióxido de carbono, 0,6 mol de hidrógeno, 1,2 moles de monóxido de carbono y 1,2 moles de vapor de agua. La reacción que se produce es:



- a) Calcular K_c y K_p a 1800°C .
 - b) Averiguar el número de moles de CO_2 que deben existir en la mezcla reaccionante para tener una concentración de CO de 0,8 moles por litro, manteniendo el equilibrio de la reacción.
- 6.- Un matraz se carga con 1,500 atm de $\text{N}_2\text{O}_4 \text{ (g)}$ y 1 atm de $\text{NO}_2 \text{ (g)}$ a 25°C . La reacción de equilibrio está dada por la ecuación:



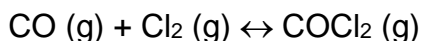
una vez que se alcanza el equilibrio, la presión parcial del dióxido de nitrógeno es de 0,512 atm.

- a) ¿Cuál es la presión parcial del tetróxido de nitrógeno?

b) Calcule el valor de la Kp de la reacción.

c) ¿Se dispone de suficiente información para calcular la Kc de la reacción? JSR

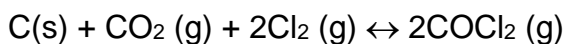
7.- Si se colocan 3×10^{-2} moles de gas fosgeno puro en un recipiente de 1,5 litros. Se calienta a 800K y en el equilibrio se encuentra que la presión de CO es de 0,497 atm. Calcular Kc y Kp para la reacción:



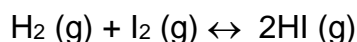
8- Se determinaron las constantes de equilibrio para las siguientes reacciones a 1123K:



¿Cuál es la constante de equilibrio Kp y su valor a 1123 K para la reacción?



9.- Un matraz de 1 L se llena con 1 mol de hidrógeno y 2 moles de yodo a 448° C. El valor de la Kc es de 50,5 a 448° C, para la reacción:



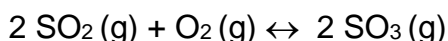
¿Cuáles son las concentraciones de cada uno de los gases en el equilibrio?

10.- La constante Kc para la reacción:



es igual a 0,042 a cierta temperatura. Si se colocan inicialmente 2 moles de PCl₅ y 1 mol de PCl₃ en un recipiente de 5L a esa temperatura. ¿Cuáles serán las concentraciones en el equilibrio de cada uno de los gases?

11.- A 1225 °C la constante de equilibrio de la siguiente reacción:



es de Kc= 0,152. En un momento determinado la concentración de las sustancias que intervienen son, [SO₃]= 0,04M, [SO₂]= 0,45 M, [O₂]= 0,26 M.

¿Está el sistema en equilibrio? Si no lo está, ¿cómo evolucionará para alcanzar el equilibrio?

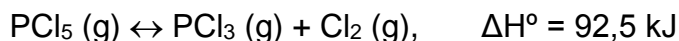
12.- A temperatura muy elevada, Kc= 65 para la siguiente reacción:



En la mezcla se detectaron las concentraciones siguientes, [HI]= 0,25M, [H₂]= 2,8M y [I₂]= 3,4M

¿Se encuentra el sistema en equilibrio? Si no es así, ¿en qué dirección debe proceder la reacción para que el equilibrio se establezca?

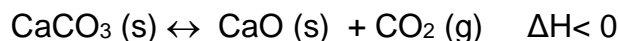
13.- Para el siguiente proceso en equilibrio:



Justificando su respuesta, ¿cuál será la dirección de desplazamiento de equilibrio? Cuando:

- a) se eleva la temperatura.
- b) se agrega cloro gaseoso a la mezcla en equilibrio.
- c) se retira algo de tricloruro de fósforo de la mezcla.
- d) se incrementa la presión sobre la mezcla.
- e) se agrega un catalizador a la mezcla.

14.- En un recipiente cerrado se tiene el siguiente equilibrio:



¿Qué sucedería si? J.S.R.

- a) se aumenta el volumen,
- b) se agregara CaO a la mezcla,
- c) se extrajera carbonato de calcio,
- d) se agregara dióxido de carbono,
- e) se aumentara la temperatura

15.- a) Indique cuáles de las siguientes soluciones son ácidas, básicas o neutras:

- 1) 0,62M NaOH
- 2) $1,4 \times 10^{-3}$ M HCl
- 3) $2,5 \times 10^{-11}$ M $[\text{H}^+]$
- 4) $3,3 \times 10^{-10}$ M $[\text{OH}^-]$

b) Calcular $[\text{OH}^-]$ para cada una de las siguientes soluciones e indique si la solución es ácida, básica o neutra:

- 1) $[\text{H}^+] = 6 \times 10^{-6}$ M;
- 2) $[\text{H}^+] = 2,5 \times 10^{-6}$ M;
- 3) $[\text{H}^+] = 9,7 \times 10^{-9}$ M.

16.- Calcular: $[\text{OH}^-]$, $[\text{H}_3\text{O}^+]$, pH y pOH de una solución acuosa de KOH a 0,025M.

17.- Una solución tiene un pH = 8,82. Calcular:

- a) concentración de iones H^+ ,
- b) concentración de OH^- ,
- c) el pOH.

18.- Calcule el pH, pOH, $[\text{H}^+]$ y $[\text{OH}^-]$ de: a) una disolución de HClO_4 0,03 M y; b) una disolución 0,05 M de LiOH.

- 19.- a) Si se adiciona NaOH al agua, ¿Cómo cambia la concentración de protones y cómo varía el pH? ¿Por qué?
- b) Si $[\text{H}^+] = 0,005$ M; ¿Cuál es el pH de la solución? ¿La solución es ácida, básica o neutra? ¿Por qué?
- c) Si el pH=6,3 ¿Cuáles son las concentraciones molares de H^+ y OH^- en la solución?

- 20.- Escriba la expresión de la constante del producto de solubilidad para cada uno de los siguientes compuestos: AgI, BaCO_3 , Cu_2S , y $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
- 21.- Un litro de solución saturada de cromato de plata a 25°C contiene 0,0435 gramos de Ag_2CrO_4 disuelto. Calcule su solubilidad molar y la constante del producto de solubilidad.
- 22.- Calcule el Kps para cada una de las siguientes sales; las solubilidades a temperatura ambiente están dadas en moles por litro: a) PbCl_2 : $1,6 \times 10^{-2}$; b) Ag_2S : $3,64 \times 10^{-17}$; c) BaSO_4 : $1,1 \times 10^{-5}$.
- 23.- Calcule el número de moles de CuI disueltos en un litro de solución (cálculo de solubilidad molar). El Kps para el CuI a 25°C es de $5,1 \times 10^{-2}$.
- 24.- A partir de los datos de productos de solubilidad, calcule las solubilidades de los siguientes compuestos: a) AgI, b) $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- 25.- La Kps del fluoruro de calcio es de $3,9 \times 10^{-11}$ a 25°C ¿Cuál es la solubilidad de dicho compuesto en agua expresada en g/L?
- 26.- Si a 200 mL de BaCl_2 0,0040 M se le agregan a 600mL de K_2SO_4 0,0080 M ¿Se formará algún precipitado? JSR

Respuestas

- 2.- a) $K_c = 1,079 \times 10^7$; b) $K_p = 1,35 \times 10^5$
- 3.- $K_p = 0,335$
- 4.- $K_c = 1,842 \times 10^{-4}$
- 5.- a) $K_c = 4$; $k_p = 4$; b) 0,8 moles de CO_2
- 6.- a) $p_{\text{N}_2\text{O}_4} = 1,744 \text{ atm}$; b) $K_p = 0,150$; $K_c = 0,006$
- 7.- $K_c = 216,414$; $K_p = 3,299$
- 8.- $K_p = 4,68 \times 10^9$
- 9.- $[\text{HI}] = 1,87 \text{ M}$; $[\text{H}_2] = 0,065 \text{ M}$; $[\text{I}_2] = 1,068 \text{ M}$
- 10.- $[\text{PCl}_5] = 0,34 \text{ M}$; $[\text{PCl}_3] = 0,26 \text{ M}$; $[\text{Cl}_2] = 0,06 \text{ M}$
- 11.- $Q_c = 0,03$
- 12.- $Q_c = 152,32$
- 15.- a) 1- básica; 2- ácida; 3- básica; 4- ácida;
b) 1- $[\text{OH}^-] = 1,66 \times 10^{-9} \text{ M}$ (ácida); 2- $[\text{OH}^-] = 4 \times 10^{-9} \text{ M}$ (ácida); 3- $[\text{OH}^-] = 1,03 \times 10^{-6} \text{ M}$ (básica)
- 16.- $[\text{OH}^-] = 0,025 \text{ M}$; $[\text{H}^+] = 4 \times 10^{-13} \text{ M}$; $\text{pH} = 12,4$; $\text{pOH} = 1,6$
- 17.- a) $[\text{H}^+] = 1,5 \times 10^{-9} \text{ M}$; b) $[\text{OH}^-] = 6,606 \times 10^{-6}$; c) $\text{pOH} = 5,18$
- 18.- a) $\text{pH} = 1,52$; $\text{pOH} = 12,47$; $[\text{H}^+] = 0,03 \text{ M}$; $[\text{OH}^-] = 3,33 \times 10^{-13} \text{ M}$; b) $\text{pH} = 12,69$; $\text{pOH} = 1,3$; $[\text{H}^+] = 2 \times 10^{-13} \text{ M}$; $[\text{OH}^-] = 0,05 \text{ M}$.
- 19.- b) $\text{pH} = 2,3$ (ácida); c) $[\text{H}^+] = 5,01 \times 10^{-7} \text{ M}$; $[\text{OH}^-] = 1,9 \times 10^{-8} \text{ M}$
- 21.- $s = 1,31 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$; $K_{ps} = 8,788 \times 10^{-12}$
- 22.- a) $K_{ps} = 1,638 \times 10^{-5}$; b) $K_{ps} = 1,929 \times 10^{-49}$; c) $K_{ps} = 1,21 \times 10^{-10}$
- 23.- $s = 0,226 \text{ mol/L}$
- 24.- a) $s = 1,2 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$; b) $s = 2,24 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$
- 25.- $s = 0,017 \text{ g/L}$
- 26.- Sí, habrá precipitado, $Q_{ps} > K_{ps}$

UNIDAD Nº 9: Electroquímica y Pilas

Reacciones de oxidación-reducción. Ajuste por método del ión-electrón. Potenciales de oxidación-reducción. Celdas galvánicas: ejemplos. Potencial de celda. Ecuación de Nernst. Electrólisis. Leyes de Faraday: aplicaciones. Corrosión. Métodos de prevención.

Objetivos

- Identificar las reacciones de oxidación-reducción (REDOX) y las especies que se oxidan y las que se reducen.
- Asignar los estados de oxidación de cada elemento.
- Plantear las reacciones de oxidación-reducción en términos de las hemireacciones.
- Describir la diferencia entre celdas galvánicas y electrolíticas.
- Identificar en qué electrodo tiene lugar la oxidación y la reducción.
- Interpretar los potenciales normales de reducción.
- Relacionar la fuerza electro motriz (fem) de una celda con la variación de energía libre de la reacción (ΔG) y predecir el sentido espontáneo de la misma.
- Utilizar el potencial estándar de celda (E^0) para calcular la constante de equilibrio de reacciones de oxidación-reducción.
- Utilizar la ecuación de Nernst para relacionar potenciales de celda y concentraciones.
- Interpretar las leyes de Faraday de la electrólisis.
- Utilizar potenciales de reducción para predecir procesos de corrosión.
- Describir distintos procesos de corrosión y métodos para evitarlo.

Glosario

Agente oxidante: sustancia que al reducirse causa la oxidación de otra especie en una reacción redox, al tomar los electrones liberados por la sustancia oxidada.

Agente reductor: sustancia que al oxidarse causa reducción de otra especie en una reacción redox, al ceder electrones.

Ánodo: electrodo donde tiene lugar la oxidación.

Batería: celda electroquímica o conjunto de celdas electroquímicas combinadas en serie, que se puede utilizar como fuente de corriente eléctrica directa a voltaje constante.

Cátodo: electrodo donde tiene lugar la reducción.

Celda electrolítica: dispositivo en el cual tiene lugar una reacción redox no espontánea mediante el uso de energía eléctrica procedente de una fuente externa.

Celda electroquímica (también llamada Celda galvánica o voltaica): dispositivo experimental para generar electricidad mediante una reacción redox espontánea.

Corrosión: deterioro de un material como consecuencia de reacciones electroquímicas al interactuar con el medio que lo rodea.

Electrodo: superficie generalmente metálica donde tiene lugar la hemirreacción de oxidación o de reducción.

Electrólisis: proceso en el cual se utiliza la energía eléctrica para que se lleve a cabo una reacción redox no espontánea.

Electroquímica: rama de la Química que estudia los cambios químicos que produce la corriente eléctrica y la generación de electricidad mediante reacciones químicas.

Faraday: unidad física que indica la carga que contiene 1 mol de electrones, la cual es equivalente a 96.485,3329 Coulombs (se lo redondea a 96.500 Coulombs).

Fuerza electromotriz (fem): diferencia de potencial eléctrico entre el ánodo y el cátodo de una celda electroquímica.

Hemicelda (semicelda): parte de la celda galvánica donde tiene lugar el proceso de oxidación o el de reducción.

Hemirreacción (semirreacción): reacción que muestra la transformación química y los electrones implicados en la oxidación o en la reducción.

Oxidación: proceso químico que implica pérdida de electrones (o aumento en el número de oxidación) de un átomo dado.

Potencial de celda: ver voltaje de celda.

Potencial estándar de reducción: voltaje de un electrodo asociado con una reacción de reducción a 25°C cuando la concentración de todos los solutos es 1 M y la presión de todos los gases es 1 atm.

Protección catódica: método de protección anticorrosiva de un metal, convirtiéndolo en el cátodo de una celda electroquímica.

Puente Salino: tubo invertido que contiene un electrolito inerte (KCl o NH_4NO_3) que conecta a las hemiceldas en una celda galvánica que sirve para evitar la acumulación de iones en cada hemicelda.

Reacción de óxido-reducción (reacción redox, reacción electroquímica): reacción química en la cual hay transferencia de electrones (cambio en los números de oxidación) de las sustancias que forman parte de ella.

Reducción: proceso químico que implica ganancia de electrones (o disminución en el número de oxidación) de un átomo dado.

Voltaje de celda: ver *Fuerza electromotriz*.

Preguntas de orientación

Reacciones de óxido-reducción

- 1.- ¿Qué entiende por número de oxidación de un elemento?
- 2.- ¿Qué significa que una reacción química es redox?
- 3.- ¿Por qué la oxidación y la reducción no pueden ocurrir una sin la otra?

Espontaneidad de las reacciones redox

- 1.- ¿Cómo se miden los potenciales estándar de reducción de una sola hemirreacción?
- 2.- ¿Cuál es el significado de un $E^{\circ}_{\text{reducción}}$ positivo?
- 3.- ¿Cómo identifica entre distintas sustancias el mejor agente oxidante y el mejor agente reductor?

Celdas galvánicas

- 1.- ¿Cuál es la diferencia entre una celda galvánica y una electrolítica?
- 2.- ¿A qué se denomina ánodo y cátodo en una celda electroquímica?
- 3.- ¿Cómo se calcula el potencial estándar de una celda electroquímica y cuándo se emplea la ecuación de Nernst?
- 4.- ¿Cuál es el rol del puente salino en una celda electroquímica?
- 5.- ¿Qué tipos de baterías existen?

Electrólisis y corrosión

- 1.- ¿Qué entiende por electrólisis? Dado que es un proceso no espontáneo, ¿cómo se lleva a cabo experimentalmente?
- 2.- ¿Cuál es la diferencia entre 1 Coulomb y 1 Faraday?
- 3.- ¿Qué implica el proceso de corrosión en una superficie metálica?

Ejercitación

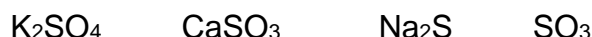
Reacciones de óxido-reducción

- 1.- Lea atentamente la siguiente lista de palabras y busque debajo el ítem que se relaciona con cada una de ellas, y ubique en el paréntesis la letra que le corresponde:

i. Oxidación	ii. Agente oxidante	iii. Agente reductor
iv. Reducción	v. Procesos redox	vi. Número de oxidación

- () Transformación química en la cual los átomos o iones ganan electrones.
- () Sustancia que produce la oxidación de otra.
- () Número convencional que indica la carga eléctrica que tiene o parece tener un átomo en un compuesto químico
- () Reacción química en la cual los átomos o iones ceden electrones.
- () Sustancia que produce la reducción de otra.
- () Reacciones químicas en las que hay transferencia de electrones de un átomo o ión a otro átomo o ión.

2.- Señale el número de oxidación del S en los siguientes compuestos:



3.- Distinga cuáles de las siguientes ecuaciones representan a reacciones redox, J.S.R:

- a) $3 \text{AgNO}_3 + \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 + 3 \text{KNO}_3$
- b) $2 \text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2$
- c) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
- d) $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$
- e) $\text{Fe} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$
- f) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

4.- Indique en las siguientes reacciones cuáles son los elementos que se reducen y cuáles son los elementos que se oxidan; señalando los distintos números de oxidación:

- a) $\text{HClO}_3 + 3 \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{HCl} + 3 \text{H}_2\text{SO}_4$
- b) $2 \text{FeCl}_3 + 2 \text{KI} \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{KCl} + 2 \text{FeCl}_2$

5.- Las siguientes reacciones redox están escritas como ecuaciones moleculares.

Escriba ambas reacciones (oxidación y reducción) y las ecuaciones iónicas totales:

- a) $2 \text{FeBr}_3(\text{ac}) + 3 \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{FeCl}_3(\text{ac}) + 3 \text{Br}_2(\text{l})$
- b) $2 \text{AgNO}_3(\text{ac}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + 2 \text{Ag}(\text{s})$

6.- En la siguiente ecuación iónica total: $\text{S}^{2-} + \text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{S} + \text{Fe}^{+2}$ ¿cuál es el agente oxidante y el agente reductor?

7.- El permanganato de potasio reacciona con el ácido clorhídrico para producir cloruro de manganeso, cloro gaseoso, cloruro de potasio y agua. Indique J.S.R. cuál es el agente oxidante y el agente reductor.

8.- Balancee las siguientes ecuaciones redox por el método del ión-electrón, e identifique en cada caso el agente oxidante y el agente reductor.

- a) $\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{O}_2$ (en medio ácido)
- b) $\text{ClO}_3^- + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{ClO}_2$ (en medio ácido)
- c) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{NO}_2^- \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{NO}_3^-$ (en medio ácido)
- d) $\text{MnO}_4^- + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+}$ (en medio ácido)
- e) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NO}_2^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{NO}$ (en medio básico)
- f) $\text{Br}_2 \rightarrow \text{BrO}_3^- + \text{Br}^-$ (en solución básica)
- g) $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}$
- h) $\text{KMnO}_4 + \text{NO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- i) $\text{KClO}_3 + \text{SbCl}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{SbCl}_5 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- j) $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{HNO}_2$ (en medio ácido)

9.- Dada la siguiente reacción: $\text{KOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{P}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{PH}_3$, indique J.S.R. cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y cuáles no lo son:

- a) La reacción no es de oxidación-reducción.
- b) El mismo reactivo se comporta como agente oxidante y agente reductor.
- c) El metal cambia su número de oxidación.

10.- Para la reacción de óxido-reducción:

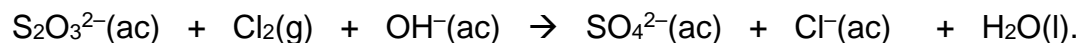


- a) Calcule los gramos de cloro que pueden formarse por reacción de 100 g de KMnO_4 .
- b) Calcule cuántos gramos de KMnO_4 se necesitan para preparar 500 mL de una solución 0,05 M.

11.- Dada la reacción de sulfuro de plata con ácido nítrico que da como productos nitrato de plata, azufre, monóxido de nitrógeno y agua.

- a) Balancee la reacción por el método del ión-electrón, indicando las hemirreacciones, la ecuación iónica y la ecuación molecular.
- b) Calcule cuántos gramos de cada producto se formarán si reaccionan 200 g de sulfuro de plata con cantidad suficiente de ácido.

12.- a) Ajuste la siguiente reacción:



- b) Si se usa lavandina comercial (50g/L de cloro), calcule qué volumen (en mL) de la misma se requerirán para producir 0,0025 mol de sulfato.

13.- Dada la siguiente reacción: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

- a) Balancee e indique el agente oxidante y el agente reductor.

- b) Si se obtuvieron 400 mL de Cl_2 en C.N.T.P y sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 80%, indique qué cantidad (en gramos) de agente reductor ha reaccionado.
- 14.- a) Escriba y balancee por el método del ion-electrón las ecuaciones iónica y molecular que representan la reacción que se produce al mezclar bismutato de potasio (KBiO_3) con nitrato de manganeso (II) en presencia de ácido nítrico, sabiendo que el ión Mn^{2+} se oxida a permanganato y que el ión BiO_3^- se reduce a bismuto Bi^{3+} .
- b) Calcule los gramos de KBiO_3 que se reducen por 250 mL de una solución 0,02 M de nitrato de manganeso (II).
- 15.- Para llevar a cabo la siguiente reacción: $\text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2$, se utilizaron 200 mL de una solución de HCl para reducir 13 g de PbO_2 . Calcule la concentración molar de dicha solución.
- 16.- Dada la siguiente reacción:
- $$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{KIO}_3$$
- a) Balancee por el método del ión-electrón indicando el agente oxidante y el agente reductor.
- b) Si se hacen reaccionar 15 mL de solución del agente reductor 0,3 M, calcule los gramos obtenidos de KIO_3 .
- 17.- Si 100 gramos de bromuro de sodio se tratan con ácido nítrico concentrado (70% P/P, $\delta = 1,39 \text{ g/mL}$) hasta completar la reacción. Calcular a partir de la ecuación balanceada por el método del ion-electrón:
- $$\text{NaBr} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{NO}_2, \text{ calcule:}$$
- a) El volumen de ácido necesario para completar la reacción.
- b) La masa de bromo molecular obtenida.
- c) El volumen obtenido de NO_2 medido a 1 atm y 25°C .

Espontaneidad de las reacciones redox

- 18.- De acuerdo a los potenciales normales de reducción, selecciona cuál es el mejor agente oxidante y cuál es el mejor agente reductor: Cl_2 , MnO_4^- , Fe^{2+} , Sn^{2+} .
- 19.- Indique J.S.R. si en condiciones normales los iones Cr^{3+} oxidan al Cu metálico a iones Cu^{2+} .
- 20.- Indique J.S.R. si se producirá una reacción espontánea al añadir bromo molecular a una solución que contenga NaCl y NaI a 25°C , considerando que todas las especies se encuentran en estado estándar.
- 21.- Utilizando los datos de la tabla de potenciales estándar de reducción, calcular E° para las reacciones del mercurio con: i) HCl 1M y ii) HNO_3 1M e indique J.S.R. cuál de los ácidos oxidará el Hg(l) a $\text{Hg}^{2+}(\text{ac})$ en condiciones estándar.

- 22.- Dados los siguientes procesos, indique J.S.R., ¿Qué ocurre en cada caso, suponiendo que todas las especies se encuentran en su estado estándar?.
- Un alambre de plata se introduce en una solución de ZnSO_4 .
 - Se añade yodo a la solución de NaBr .
 - Un trozo de Zn metálico se introduce en una solución de NiSO_4 .
 - Cloro gaseoso se burbujea a través de una solución de KI .
- 23.- Indique si se el agregado de ácido clorhídrico 1 M a un trozo de Cu metálico y Ni metálico provocará la disolución de los metales. J.S.R.

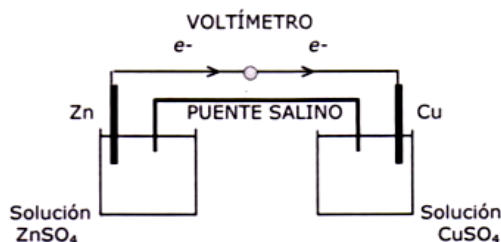
Celdas galvánicas

- 24.- Se construye una celda voltaica, donde un compartimiento de electrodo se compone de una tira de zinc inmersa en una solución de nitrato de zinc, y el otro contiene una tira de níquel colocada en una solución de NiCl_2 .
- Dibuje un esquema de la celda voltaica e indique cuál es el ánodo, cuál es el cátodo y el sentido en que migran los electrones y los iones.
 - Explique por qué los electrones fluyen en el sentido señalado.
 - Indique las funciones que cumple el puente salino en la celda.
 - Escriba las hemi-reacciones que se llevan a cabo en los compartimentos de los electrodos y la reacción global de la celda.
- 25.- Los electrodos normales de Ag y de Zn se unen para generar una pila.
- Indique las reacciones que ocurren en los electrodos.
 - Indique la reacción global de la pila.
 - Calcule la fem de la pila.
- 26.- Considere una celda galvánica que conste de un electrodo de magnesio en contacto con una solución 1,0 M de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ y un electrodo de cadmio en contacto con una solución 1,0 M de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$. Calcule E° para la celda y dibuje un diagrama representando el cátodo, ánodo y la dirección del flujo de electrones.
- 27.- Dada la siguiente reacción:
- $$3 \text{Zn(s)} + 8 \text{H}^+(\text{ac}) + 2 \text{NO}_3^-(\text{ac}) \rightarrow 3 \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{NO(g)} + 4 \text{H}_2\text{O(l)}$$
- Calcule el valor de E° de la pila a partir de los potenciales normales de reducción y ΔG° .
- 28.- Dada la siguiente pila: $\text{Zn} / \text{Zn}^{2+} (1 \text{ M}) // \text{Cu}^{2+} (1\text{M}) / \text{Cu}$. Calcule la variación de energía libre estándar y la constante de equilibrio de la misma, e indique JSR si dicha pila funcionará como una celda galvánica o electrolítica.
- 29.- Se tiene una pila formada por un electrodo de cobre y otro de zinc introducido en soluciones acuosas de sus respectivos iones.
- Indique cuál es el polo positivo y el polo negativo.

b) Calcule el valor de la fem de la pila si la concentración de ambos iones es 1 M en sus respectivas soluciones.

c) Calcule la fem de la pila si la $[Cu^{2+}] = 2\text{ M}$ y $[Zn^{2+}] = 0,3\text{ M}$.

30.- Calcule el potencial de una celda constituida por las hemiceldas Zn/Zn^{2+} y Cu/Cu^{2+} a 25°C , si $[Zn^{2+}] = 0,25\text{ M}$ y $[Cu^{2+}] = 0,15\text{ M}$ -(ver diagrama de celda).

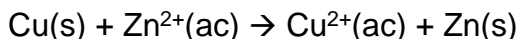


31.- Una celda está formada por un electrodo Fe^{3+}/Fe^{2+} en la cual $[Fe^{3+}] = 1\text{ M}$, $[Fe^{2+}] = 0,1\text{ M}$ y otro electrodo que está formado por MnO_4^-/Mn^{2+} , en solución ácida donde $[MnO_4^-] = 0,01\text{ M}$, $[Mn^{2+}] = 1 \times 10^{-4}\text{ M}$ y $[H^+] = 1 \times 10^{-3}\text{ M}$.

a) Calcule el potencial de dicha celda e indique si la misma funcionará como una celda galvánica o electrolítica.

b) Calcule el potencial de dicha celda cuando la misma alcance el equilibrio.

32.- Calcule la relación $[Cu^{2+}] / [Zn^{2+}]$ para la cual la reacción



será espontánea a 25°C .

33.- Si la concentración de Fe^{2+} es tres veces mayor que la del Fe^{3+} para el electrodo Fe^{3+}/Fe^{2+} , calcule el potencial de reducción.

34.- ¿A qué se denomina acumulador de plomo? Explique en qué consiste, cuál es su funcionamiento y escriba las ecuaciones químicas de la batería mencionada.

35.- ¿A qué se denominan celdas de combustible?

36.- Investigue sobre las baterías de los celulares. En qué consisten, escriba las reacciones químicas de dichas baterías.

37.- Investigue sobre los problemas de contaminación que generan las pilas utilizadas en celulares, pilas del tipo a AAA, etc. Y ¿cómo es posible reducir el impacto que estas generan sobre el medio ambiente?

Electrólisis y corrosión

38.- a) Escriba las hemi-reacciones esperadas y la reacción global para la electrólisis del agua.

b) Explique por qué es necesario llevar a cabo dicha reacción en medio ácido (por ejemplo, H_2SO_4) o en presencia de una sal inerte (por ejemplo, Na_2SO_4).

c) Calcule la masa de oxígeno liberado y el volumen de hidrógeno liberado en C.N.P.T. si una corriente de 3 A pasa a través de una solución acuosa de H_2SO_4 durante 2 horas.

- 39.- a) Dibuje un diagrama de una celda para la electrólisis de CaCl_2 fundido y otro para la electrólisis de una solución acuosa de CaCl_2 , usando en ambos casos electrodos inertes. $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{ac})$ $E^\circ = -0,83\text{V}$
- b) Escriba las hemi-reacciones esperadas y la reacción global para ambos procesos electrolíticos.
- c) Calcule la fem externa mínima que se requiere para que cada electrólisis se lleve a cabo en condiciones estándar.
- 40.- Para cada uno de los siguientes procesos de electrólisis, calcule:
- a) Los gramos de calcio metálico que pueden obtenerse al pasar 0,5 A a través de cloruro de calcio fundido durante 30 minutos.
- b) La masa de plata metálica depositada en el cátodo al pasar por una solución acuosa de Ag^+ una corriente de 2 A durante 42,5 minutos.
- c) El tiempo (en horas) necesario para que una corriente de 4 A deposite 127 g de cobre de una solución acuosa de CuSO_4 .
- d) Los Faraday que se necesitan para producir 1,5 L de cloro molecular a 750 mmHg y 20°C a partir de NaCl fundido.
- 41.- Tres cubas electrolíticas, conectadas en serie, contienen soluciones acuosas 1 M de sulfato de cobre (II), cloruro de oro (III) y nitrato de plata, respectivamente. Si a las tres cubas se le hace pasar una corriente eléctrica de 10 A durante 1,5 horas:
- a) Escriba la reacción catódica que tiene lugar en cada cuba.
- b) Calcule la masa de Cu, Au y Ag metálicos depositada en cada cátodo.
- 42.- Una solución acuosa de $\text{Au}(\text{NO}_3)_3$ se electroliza con una corriente de 0,5 A hasta depositar 3,94 g de Au en el cátodo. La reacción que se verifica en el ánodo consiste en el desprendimiento de oxígeno.
- a) Escriba las reacciones anódica y catódica que tienen lugar.
- b) Calcule el número de Coulombs que pasaron por el circuito, la duración (en minutos) de la electrólisis y el volumen de oxígeno desprendido en C.N.P.T.
- 43.- Una carga de 14.475 Coulombs es necesaria para depositar 8,43 g de un determinado metal a partir de una solución acuosa que contiene iones dipositivos. Determine de qué metal se trata.
- 44.- El recubrimiento de cromo o “cromado” de piezas metálicas se puede realizar por medio de la electrólisis de objetos que se suspenden en una solución ácida de dicromato de potasio, de acuerdo con la siguiente hemi-reacción (no balanceada): $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}) + \text{H}^+(\text{ac}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Si se desea cromar un área de 1m^2 con una película de 0,01 mm de espesor aplicando una fuente de corriente de 25 A, calcule los moles de electrones necesarios y el tiempo (en horas) que durará la electrólisis para conseguir el espesor deseado.
- (Datos: $\delta_{\text{Cr}} = 7,2\text{ g/cm}^3$, masa = volumen $\times \delta$ = superficie \times espesor $\times \delta$)

- 45.- Una cuba electrolítica contiene 1.500 cm³ de una solución de sulfato cúprico. Al pasar una corriente de 1,8 A durante 16 horas se deposita todo el cobre de la solución. Calcule la molaridad de la solución inicial de sulfato cúprico.
- 46.- a) Escriba las reacciones anódica y catódica que causan la corrosión atmosférica del hierro metálico a Fe²⁺(ac) y del Fe²⁺(ac) a Fe₂O₃·3H₂O (herrumbre).
b) Explique el papel que desempeña el CO₂(g) atmosférico en la corrosión del hierro.
- 47.- Teniendo en cuenta los potenciales estándares de reducción, indique cuál/es de los siguientes metales proporcionaría protección catódica contra la corrosión al Fe: Al, Cu, Ni, Zn. J.S.R.
- 48.- Pronostique el resultado de emplear clavos de Al para sujetar una canaleta de Fe al techo de una casa. J.S.R.
- 49.- Se desea preparar un recipiente metálico para conservar una solución de sulfato cúprico. Indique cuál/es de los siguientes metales puede emplear: zinc, plomo, plata, hierro. J.S.R.
- 50.- Los productos de corrosión de la plata se presentan como una capa homogénea y compacta de color negro tornasolado (plata opaca) y son identificados como sulfuros de plata (Ag₂S). Así, las manchas de los utensilios de plata se pueden quitar sumergiéndolos en un recipiente de aluminio que contenga una solución de un electrólito inerte, tal como NaCl. Explique, empleado las hemi-reacciones correspondientes, este procedimiento de limpieza. (Dato: Potencial estándar de reducción Ag₂S(s)/Ag(s) + S²⁻(ac) E° = -0,71 V)
- 51.- El hierro galvanizado es una hoja de acero recubierta con zinc y las hojalatas, también hechas de acero, están recubiertas con estaño. Analice las funciones de estos recubrimientos y la electroquímica de las reacciones de corrosión que ocurren si se pone en contacto un electrólito con la superficie dañada de una hoja de acero galvanizado o de hojalata

Respuestas

- 1.- IV; II; VI; I; III; V
2.- +6; +4; -2; +6
7.- KMnO₄: agente oxidante; HCl: agente reductor.
10.- a) 112,4 g Cl₂. b) 3,95 g KMnO₄.
11.- b) 16,14 g NO; 19,35 g H₂O; 25,8 g S; 274,2 g AgNO₃.
12.- b) 7,1 mL de lavandina.
13.- b) 3,8 g HCl.
14.- b) 3,7 g KBiO₃.
15.- 1,08 M.
16.- b) 1,926 g KIO₃.
17.- a) 125,72 mL de HNO₃. b) 77,66 g Br₂. c) 23,72 L NO₂.
25.- c) 1,563 V.
26.- 1,967 V.
27.- 1,723 V; -997,6 KJ.
28.- -212,3 KJ; K=1,5x10³⁷.

29.- b) 1,1 V, c) 1,124 V.

30.- 1,09 V.

31.- a) 0,41 V

33.- 0,74 V.

38.- a) $2 \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{O}_2\text{(g)} + 4 \text{H}^+\text{(ac)} + 4 \text{e}^-$ / $2 \text{H}^+\text{(ac)} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{(g)}$ / $2 \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$ “solución ácida”. $2 \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{O}_2\text{(g)} + 4 \text{H}^+\text{(ac)} + 4 \text{e}^-$ / $2 \text{H}_2\text{O(l)} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{(g)} + 2 \text{OH}^-$ / $2 \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$ “solución acuosa de sulfato de sodio”. b) 1,79 g de O_2 y 2,51 L de H_2 .

39.- a) $2 \text{Cl}^-\text{(l)} \rightarrow \text{Cl}_2\text{(g)} + 2 \text{e}^-$ / $\text{Ca}^{2+}\text{(l)} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ca(l)}$ / $\text{CaCl}_2\text{(l)} \rightarrow \text{Ca(l)} + \text{Cl}_2\text{(g)}$ “cloruro de calcio fundido”. $2 \text{Cl}^-\text{(ac)} \rightarrow \text{Cl}_2\text{(g)} + 2 \text{e}^-$ / $2 \text{H}_2\text{O(l)} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{(g)} + 2 \text{OH}^-\text{(ac)}$ / $2 \text{H}_2\text{O(l)} + 2 \text{Cl}^-\text{(ac)} \rightarrow \text{H}_2\text{(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} + 2 \text{OH}^-\text{(ac)}$ “solución acuosa de cloruro de calcio”. b) ~4,23 V fem externa mínima “cloruro de calcio fundido”. ~2,19 V fem externa mínima “solución acuosa de cloruro de calcio”

40.- a) 0,187 g de Ca. b) 5,70 g de Ag. c) 26,8 horas. d) 0,123 F.

41.- a) $\text{Cu}^{2+}\text{(ac)} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$ / $\text{Au}^{3+}\text{(ac)} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Au(s)}$ / $\text{Ag}^+\text{(ac)} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag(s)}$. b) 17,8 g de Cu, 36,8 g de Au, 60,4 g de Ag.

42.- a) $2 \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{O}_2\text{(g)} + 4 \text{H}^+\text{(ac)} + 4 \text{e}^-$ / $\text{Au}^{3+}\text{(ac)} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Au(s)}$. b) 5790 C, 193 minutos, 0,336 L.

43.- Cadmio.

44.- 8,31 moles de e^- , 8,91 horas.

45.- 0,358 M.

46.- a) $\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}\text{(ac)} + 2 \text{e}^-$ / $2 \text{Fe}^{2+}\text{(ac)} + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O} + 6 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$ / $\text{O}_2\text{(g)} + 4 \text{H}^+\text{(ac)} + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O(l)}$.

47.- Al, Zn.

49.- Ag.

50.- $3 \text{Ag}_2\text{S} + 2 \text{Al} \rightarrow 6 \text{Ag} + \text{Al}_2\text{S}_3$ $E^\circ_{\text{celda}} = 0,95 \text{ V}$.

UNIDAD Nº 10: Introducción al estudio de la ciencia del medio ambiente.

Efluentes: tratamientos. Agua: potable y aguas duras. Contaminantes. Tratamientos: filtración, ablandamiento, ósmosis inversa.

Emisiones: tratamientos. Aire: composición. Contaminantes. Hollín, humo niebla, lluvia ácida, efecto invernadero. Freones y su impacto en la capa de Ozono.

Impacto sobre el medio ambiente: Insecticidas y pesticidas (clorados y fosforados) y residuos sólidos.

Objetivos

- Comprender el impacto de las acciones del hombre en la naturaleza.
- Identificar sustancias químicas contaminantes.
- Entender cómo se generan, cuáles son los efectos y cómo se pueden evitar los principales fenómenos provocados por los contaminantes químicos.

Glosario

Efecto invernadero: término utilizado para describir el mecanismo natural por el cual algunos gases de la atmósfera, como el dióxido de carbono, el vapor de agua, el metano, entre otros, atrapan el calor cerca de la superficie de la Tierra.

Esmog fotoquímico: mezcla que se produce, a nivel troposférico, por la reacción de óxidos de nitrógeno y compuestos orgánicos volátiles (COVs), para dar ozono, peroxinitratos y otros contaminantes secundarios en presencia de la luz solar.

Esmog (Humo niebla): vocablo que deriva de las palabras inglesas smoke (humo) y fog (niebla) la cual indica la mezcla de óxidos de azufre y partículas sólidas en suspensión emitidas por la quema de combustibles fósiles.

Freones: nombre comercial con que se conoce a los CFC (clorofluorocarburos) los cuales provocan el adelgazamiento de la capa de Ozono ubicada en la estratosfera.

Lluvia ácida: fenómeno que ocurre cuando los óxidos de azufre y de nitrógeno presentes en la atmósfera, debidos a las emisiones producidas por la combustión de combustibles fósiles, se combinan con la humedad del ambiente para formar ácido sulfúrico y ácido nítrico, los cuales precipitan al suelo en forma de gotas y que tiene la capacidad de dañar los cuerpos de agua, la vegetación y a la biota en general.

Pesticida: sustancia destinada a prevenir, destruir, atraer, repeler o combatir cualquier plaga, incluidas las especies indeseadas de plantas o animales, durante la producción, almacenamiento, transporte, distribución y elaboración de alimentos, productos agrícolas o alimentos para animales.

Ejercitación

- 1.- Explique ¿por qué la concentración de oxígeno disuelto en agua dulce es un indicador importante de la calidad del agua? ¿A qué se denomina “contaminación térmica del agua”? Señale sus consecuencias.
- 2.- ¿Qué caracteriza a un agua dura?
- 3.- ¿Cómo se obtiene agua potable?
- 4.-
 - a) ¿A qué se llama “smog fotoquímico”?
 - b) ¿Cuáles son los factores que favorecen su producción?
 - c) ¿Cuáles son sus efectos sobre el medio ambiente?
- 5.- Identifique el gas responsable del color café en el smog fotoquímico
- 6.- Sugiera algunas formas de reducir la formación del smog fotoquímico.
- 7.- ¿Cuál de las siguientes condiciones son más propicias para la formación del smog fotoquímico?
 - a) Al mediodía de enero en la salina santiagueña
 - b) A las 13 hs en el mes de marzo en la ciudad de Córdoba
 - c) Al mediodía en el mes de julio en la ciudad de Buenos Aires.
- 8.- Conteste:
 - a) ¿A qué se denomina “lluvia ácida”?
 - b) ¿Cuáles son los agentes químicos responsables de este tipo de contaminación?
 - c) ¿Cuáles son las principales fuentes contaminantes que causan este efecto?
- 9.-
 - a) Mencione 3 efectos perjudiciales de la lluvia ácida.
 - b) Realice un breve análisis de los procesos industriales que causan la lluvia ácida.
 - c) Analice las distintas maneras que existen para detener la lluvia ácida.
- 10.- ¿Por qué el agua de lluvia es por naturaleza ácida?
- 11.- Tanto el CO, como el SO₂ pueden oxidarse, adicionando un átomo de oxígeno a su estructura ¿Puede potenciar el daño hacia el medio ambiente esta conversión? J.S.R.
- 12.- Una planta generadora de electricidad quema al año $3,1 \times 10^7$ Kg de hulla que contiene 2,4% de azufre en su masa. Calcular el volumen de SO₂ emitido a C.N.P.T.
- 13.- ¿Qué son los contaminantes orgánicos persistentes?
- 14.- Describa brevemente la absorción de radiación solar en la estratósfera por las moléculas de O₂ y O₃.
 - a) ¿Qué significa CFC? ¿Cuál es la fórmula química del CFC?
 - b) Enumere las propiedades de los CFC y mencione cuatro empleos importantes de estos compuestos.
- 15.- ¿Cuál es la causa de la formación de agujeros de ozono en los polos terrestres?
 - a) ¿Qué impacto en el ambiente provocan los insecticidas clorados y fosforados?

- b) Describa distintas maneras para detener la destrucción del ozono en estratósfera.
- 16.- Explique:
- ¿Qué es un gas de efecto invernadero (GEI)?
 - Escriba las fórmulas químicas de dos compuestos que funcionen como gases de invernadero.
- 17.- Describa tres actividades humanas que generen CO₂. Mencione 2 mecanismos principales para captar CO₂.
- 18.- ¿De qué manera el aumento en la población del mundo incrementaría el impacto sobre el cambio climático?
- 19.- ¿Por qué se pone más énfasis en el papel del CO₂ sobre el efecto invernadero que el agua?
- 20.- Una de las posibles consecuencias del cambio climático es el aumento en la temperatura del agua de los océanos. Los océanos funcionan como un “sumidero” para el CO₂ al disolver una gran cantidad de dicha sustancia.
Razone:
- ¿Cuál sería el efecto de un aumento en la temperatura del agua sobre la solubilidad del CO₂ en los océanos?
 - Analice las implicaciones de su respuesta en el apartado a) para el problema del cambio climático.
- 21.- ¿El ozono es un gas de invernadero? J.S.R.
- 22.- ¿Qué efectos tienen los CFC y sus sustitutos en la temperatura de la tierra?
- 23.- ¿Por qué los CFC son gases de invernadero más eficientes que el metano y el dióxido de carbono?
- 24.- ¿Cuáles son los servicios ambientales que proveen los bosques? ¿Por qué es importante preservar el bosque nativo?
- 25.- ¿Cuáles son las consecuencias ambientales y sociales de la deforestación?