Bachillerato General Unificado

QUÍMICA

2.º Curso

TEXTO DEL ESTUDIANTE

DISTRIBUCIÓN GRATUITA
PROHIBIDA SU VENTA

Ministerio de Educación

Transformar la educación
MISIÓN DE TODOS

Química

2 BGU

LNS



Serie Ingenios

EDITORIAL DON BOSCO

edebé

PRESIDENTE DE LA REPÚBLICA
Rafael Correa Delgado

MINISTRO DE EDUCACIÓN
Augusto Espinosa Andrade

VICEMINISTRO DE EDUCACIÓN
Freddy Peñafiel Larrea

VICEMINISTRA DE GESTIÓN EDUCATIVA
Daysi Valentina Rivadeneira Zambrano

SUBSECRETARIO DE FUNDAMENTOS EDUCATIVOS (E)
Miguel Ángel Herrera Pavo

SUBSECRETARIO DE ADMINISTRACIÓN ESCOLAR
Mirian Maribel Guerrero Segovia

DIRECTORA NACIONAL DE CURRÍCULO (S)
María Cristina Espinosa Salas

DIRECTORA NACIONAL DE OPERACIONES Y LOGÍSTICA
Ada Leonora Chamorro Vásquez

© Ministerio de Educación del Ecuador, 2016
Av. Amazonas N34-451 y Atahualpa
Quito, Ecuador
www.educacion.gob.ec

La reproducción parcial o total de esta publicación, en cualquier forma y por cualquier medio mecánico o electrónico, está permitida siempre y cuando sea autorizada por los editores y se cite correctamente la fuente.

Ministerio de Educación

EDITORIAL DON BOSCO
OBRAS SALESIANAS DE COMUNICACIÓN

Marcelo Mejía Morales
Gerente general

Eder Acuña Reyes
Dirección editorial

Paulina Margoth Hidalgo Miño
Adaptación y edición de contenidos

Eder Acuña Reyes
Creación de contenidos nuevos

Luis Felipe Sánchez Ludeña
Coordinación de estilo

Pamela Cueva Villavicencio
Coordinación gráfica

Pamela Cueva Villavicencio
Diagramación

Darwin Xavier Parra Ojeda
Ilustración

Darwin Xavier Parra Ojeda
Diseño de portada e ilustración

En alianza con

Grupo edebé
Proyecto: Química 2
Bachillerato segundo curso

Antonio Garrido González
Dirección general

María Banal Martínez
Dirección editorial

José Estela Herrero
Dirección de edición
de Educación Secundaria

Santiago Centelles Cervera
Dirección pedagógica

Juan López Navarro
Dirección de producción

Equipo de edición Grupo edebé
© grupo edebé, 2015
Paseo San Juan Bosco, 62
08017 Barcelona
www.edebe.com

ISBN 978-9942-23-022-5
Primera impresión: Julio 2016
Este libro fue evaluado por la Universidad Internacional SEK, y obtuvo su certificación curricular el 4 de mayo de 2016.

Impreso por: El Telégrafo EP.

ADVERTENCIA
Un objetivo manifiesto del Ministerio de Educación es combatir el sexismo y la discriminación de género en la sociedad ecuatoriana y promover, a través del sistema educativo, la equidad entre mujeres y hombres. Para alcanzar este objetivo, promovemos el uso de un lenguaje que no reproduzca esquemas sexistas, y de conformidad con esta práctica preferimos emplear en nuestros documentos oficiales palabras neutras, tales como las personas (en lugar de los hombres) o el profesorado (en lugar de los profesores), etc. Sólo en los casos en que tales expresiones no existan, se usará la forma masculina como genérica para hacer referencia tanto a las personas del sexo femenino como masculino. Esta práctica comunicativa, que es recomendada por la Real Academia Española en su Diccionario Panhispánico de Dudas, obedece a dos razones: (a) en español es posible <referirse a colectivos mixtos a través del género gramatical masculino>, y (b) es preferible aplicar <la ley lingüística de la economía expresiva> para así evitar el abultamiento gráfico y la consiguiente ilegibilidad que ocurriría en el caso de utilizar expresiones como las y los, os/as y otras fórmulas que buscan visibilizar la presencia de ambos sexos.

Ministerio de Educación

Este libro de texto que tienes en tus manos es una herramienta muy importante para que puedas desarrollar los aprendizajes de la mejor manera. Un libro de texto no debe ser la única fuente de investigación y de descubrimiento, pero siempre es un buen aliado que te permite descubrir por ti mismo la maravilla de aprender.

El Ministerio de Educación ha realizado un ajuste curricular que busca mejores oportunidades de aprendizaje para todos los estudiantes del país en el marco de un proyecto que propicia su desarrollo personal pleno y su integración en una sociedad guiada por los principios del Buen Vivir, la participación democrática y la convivencia armónica.

Para acompañar la puesta en marcha de este proyecto educativo, hemos preparado varios materiales acordes con la edad y los años de escolaridad. Los niños y niñas de primer grado recibirán un texto que integra cuentos y actividades apropiadas para su edad y que ayudarán a desarrollar el currículo integrador diseñado para este subnivel de la Educación General Básica. En adelante y hasta concluir el Bachillerato General Unificado, los estudiantes recibirán textos que contribuirán al desarrollo de los aprendizajes de las áreas de Ciencias Naturales, Ciencias Sociales, Lengua y Literatura, Matemática y Lengua Extranjera-Inglés.

Además, es importante que sepas que los docentes recibirán guías didácticas que les facilitarán enriquecer los procesos de enseñanza y aprendizaje a partir del contenido del texto de los estudiantes, permitiendo desarrollar los procesos de investigación y de aprendizaje más allá del aula.

Este material debe constituirse en un apoyo a procesos de enseñanza y aprendizaje que, para cumplir con su meta, han de ser guiados por los docentes y protagonizados por los estudiantes.

Esperamos que esta aventura del conocimiento sea un buen camino para alcanzar el Buen Vivir.

Ministerio de Educación

2016

Presentación

Química 2BGU ahora mismo es una página en blanco que, como tú, posee un infinito potencial.

Te presentamos Ingenios, el nuevo proyecto de Editorial Don Bosco que hemos diseñado para impulsar lo mejor de ti y que te acompañará en tu recorrido por el conocimiento.

Ingenios:

- Fomenta un aprendizaje práctico y funcional que te ayudará a desarrollar destrezas con criterios de desempeño.
- Propone una educación abierta al mundo, que se integra en un entorno innovador y tecnológico.
- Apuesta por una educación que atiende a la diversidad.
- Refuerza la inteligencia emocional.
- Refleja los propósitos del Ministerio de Educación que están plasmados en el currículo nacional vigente.
- Deja aflorar la expresividad de tus retos.
- Incorpora Edibosco Interactiva, la llave de acceso a un mundo de recursos digitales, flexibles e integrados para que des forma a la educación del futuro.
- Es sensible a la justicia social para lograr un mundo mejor.

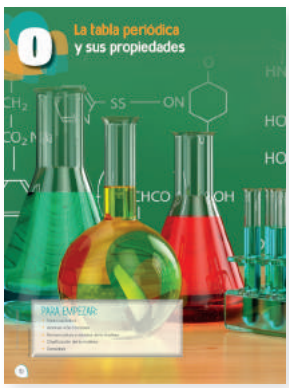
Química 2BGU te presenta los contenidos de forma clara e interesante. Sus secciones te involucrarán en proyectos, reflexiones y actividades que te incentivarán a construir y fortalecer tu propio aprendizaje. Las ilustraciones, fotografías, enlaces a páginas web y demás propuestas pedagógicas facilitarán y clarificarán la adquisición de nuevos conocimientos.

Construye con Ingenios tus sueños.

0 unidad temática

La tabla periódica y sus propiedades

Contenidos



Sistema periódico de los elementos (pág. 11)
- Actividades

Iones más comunes (pág. 12)
- Actividades

Formación de compuestos (pág. 13)
- Actividades

Clasificación de la materia (pág. 14)
- Actividades

Estados de la materia (pág. 15)
- Actividades

Prohibida su reproducción

1 unidad temática

Reacciones químicas y sus ecuaciones (16 - 49)

Contenidos



- Masa atómica y avogadro
- Masa molecular y avogadro
- Composición porcentual
- Fórmula empírica y molecular
- Balanceo de ecuaciones
- Estequiometría de las reacciones
- Reactivo limitante y reactivo en exceso
- Rendimiento de reacción

2 unidad temática

Soluciones acuosas y sus reacciones (50 - 81)

Contenidos



- Reacciones de precipitación
- Número de oxidación de elementos y compuestos
- Cálculos estequiométricos de reacciones óxido reducción
- Celdas galvánicas
- Electrólisis

3 unidad temática

Disoluciones (82 - 113)

Contenidos



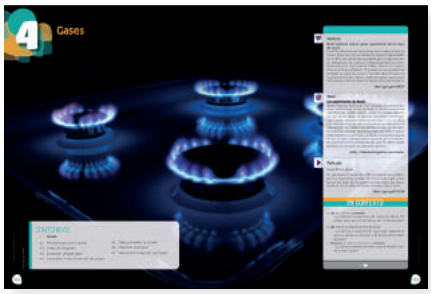
- Tipos de disoluciones
- Porcentaje en masa
- Partes por millón
- Molaridad
- Molalidad
- Normalidad
- Fracción molar
- Elevación del punto de ebullición
- Disminución del punto de congelación

Prohibida su reproducción

4 unidad temática

Gases (114 - 141)

Contenidos



- Propiedades de los gases
- Leyes de los gases
- Ecuación del gas ideal
- Densidad y masa molecular de un gas
- Estequiometría de gases
- Presiones parciales
- Velocidad molecular promedio

5 unidad temática

Cinética y equilibrio químico (142 - 171)

Contenidos



- Rapidez de reacción
- Ley de la rapidez
- Catálisis
- Equilibrio químico
- La constante de equilibrio K_p
- Equilibrios heterogéneos
- Equilibrios múltiples

6 unidad temática

Ácidos y bases (172 - 203)

Contenidos



- Propiedades de ácidos y bases
- Teorías de ácidos y bases
- Valoraciones ácido-base
- Indicadores ácido-base

Prohibida su reproducción

Objetivos:

- Desarrollar habilidades de pensamiento científico a fin de lograr flexibilidad intelectual, espíritu indagador y pensamiento crítico, demostrar curiosidad por explorar el medio que les rodea y valorar la naturaleza como resultado de la comprensión de las interacciones entre los seres vivos y el ambiente físico. (U1, U2, U3, U4, U5, U6)

- Comprender el punto de vista de la ciencia sobre la naturaleza de los seres vivos, su diversidad, interrelaciones y evolución; sobre la Tierra, sus cambios y su lugar en el universo; sobre los procesos tanto físicos como químicos que se producen en los seres vivos y en la materia. (U1, U2, U3, U4, U5, U6)

- Integrar los conceptos de las ciencias biológicas, químicas, físicas, geológicas y astronómicas, para comprender la ciencia, la tecnología y la sociedad, ligadas a la capacidad de inventar, innovar y dar soluciones a la crisis socioambiental. (U1, U2, U3, U4, U6)

- Comprender y valorar la historia del desarrollo científico, tecnológico y cultural relacionado con la acción que este ejerce en la vida personal y social. (U1, U2, U3, U4, U5, U6)

- Apreciar la importancia de la formación científica, los valores y actitudes propios del pensamiento científico, y adoptar una actitud crítica y fundamentada ante los grandes problemas que hoy plantean las relaciones entre *ciencia* y *sociedad*. (U1, U2, U3, U4, U5, U6)

- Usar las tecnologías de la información y la comunicación (TIC) como herramientas para la búsqueda crítica de información, el análisis y la comunicación de sus experiencias y conclusiones sobre los fenómenos y hechos naturales y sociales. (U1, U2, U3, U4, U5, U6)

- Interpretar las reacciones químicas como la reorganización y recombinación de los átomos con transferencia de energía, con la observación y cuantificación de átomos que participan en los reactivos y en los productos. (U2)

- Comprender y valorar la historia del desarrollo científico, tecnológico y cultural relacionado con la acción que este ejerce en la vida personal y social. (U2, U3, U5, U6)

- Resolver problemas de la ciencia mediante el método científico, con la identificación de problemas, la búsqueda crítica de información, la elaboración de conjeturas, el diseño de actividades experimentales, el análisis y la comunicación de resultados confiables y éticos. (U3)

- Reconocer y valorar los aportes de la ciencia para comprender los aspectos básicos de la estructura y el funcionamiento de su propio cuerpo, con el fin de aplicar medidas de promoción, protección y prevención de la salud integral. (U4, U6)

- Relacionar las propiedades de los elementos y de sus compuestos con la naturaleza de su enlace y con su estructura generando así iniciativas propias en la formación de conocimientos con responsabilidad social. (U5, U6)

Prohibida su reproducción

Destrezas con criterios de desempeño:

Destrezas con criterios de desempeño:	Unidades 1	2	3	4	5	6
• Experimentar y deducir el cumplimiento de las leyes de transformación de la materia: leyes ponderales y de la conservación de la materia, que rigen la formación de compuestos químicos.	✓					
• Calcular y establecer la masa molecular de compuestos simples con base en la masa atómica de sus componentes, para evidenciar que son inmanejables en la práctica y la necesidad de usar unidades de medida, mayores, como la mol, que permitan su uso.	✓					
• Utilizar el número de Avogadro en la determinación de la masa molar (mol) de varios elementos y compuestos químicos y establecer la diferencia con la masa de un átomo y una molécula.	✓					
• Examinar y clasificar la composición porcentual de los compuestos químicos, con base en sus relaciones moleculares.	✓					
• Comparar los tipos de reacciones químicas: combinación, descomposición, desplazamiento, exotérmicas y endotérmicas partiendo de la experimentación, análisis e interpretación de los datos registrados y la complementación de información bibliográfica y TIC.		✓				
• Interpretar y analizar las reacciones de oxidación y reducción como la transferencia de electrones que experimentan los elementos al perder o ganar electrones.		✓				
• Deducir el número o índice de oxidación de cada elemento que forma parte del compuesto químico e interpretar las reglas establecidas para determinar el número de oxidación.		✓				
• Aplicar y experimentar diferentes métodos de igualación de ecuaciones tomando en cuenta el cumplimiento de la ley de la conservación de la masa y la energía, así como las reglas de número de oxidación en la igualación de las ecuaciones de óxido-reducción.		✓				
• Examinar y aplicar el método más apropiado para balancear las ecuaciones químicas, basándose en la escritura correcta de las fórmulas químicas y el conocimiento del rol que desempeñan los coeficientes y subíndices para utilizarlos o modificarlos correctamente.		✓				

Prohibida su reproducción

	Unidades					
	1	2	3	4	5	6
• Examinar y clasificar las características de los distintos tipos de sistemas dispersos según el estado de agregación de sus componentes y el tamaño de las partículas de la fase dispersa.			✓			
• Comparar y analizar disoluciones de diferente concentración, mediante la elaboración de soluciones de uso común.			✓			
• Analizar y clasificar las propiedades de los gases que se generan en la industria y aquellos que son más comunes en la vida que inciden en la salud y el ambiente.				✓		
• Examinar y experimentar las leyes de los gases que los rigen desde el análisis experimental y la interpretación de resultados, para reconocer los procesos físicos que ocurren en la cotidianidad.				✓		
• Determinar y comparar la velocidad de las reacciones químicas mediante la variación de factores como concentración de uno de los reactivos, el incremento de temperatura y el uso de algún catalizador, para deducir su importancia.					✓	
• Comparar y examinar las reacciones reversibles e irreversibles en función del equilibrio químico y la diferenciación del tipo de electrolitos que constituyen los compuestos químicos reaccionantes y los productos.					✓	
• Determinar y examinar la importancia de las reacciones ácido-base en la vida cotidiana.						✓
• Analizar y deducir respecto al significado de la acidez, la forma de su determinación y su importancia en diferentes ámbitos de la vida como la aplicación de los antiácidos y el balance del pH estomacal con ayuda de las TIC.						✓
• Deducir y comunicar la importancia del pH a través de la medición de este parámetro en varias soluciones de uso diario.						✓
• Diseñar y experimentar el proceso de desalinización en su hogar o en su comunidad como estrategia de obtención de agua dulce.						✓

El proyecto de **Química 2**

Unidad 0



- Una unidad inicial para facilitar los nuevos aprendizajes.

Para empezar



Activa tu conocimiento con el gráfico

- Tu unidad arranca con noticias y temas que te involucran en los contenidos.

Contenidos



- Aprendemos química a través de actividades.

Proyecto



- Propuesta al final de cada quimestre.
- Propuesta de actividades interdisciplinarias, que promueven el diálogo y el deseo de nuevos conocimientos.

Un alto en el camino



- Y además, se incluye una evaluación quimestral con preguntas de desarrollo y de base estructurada.

Prohibida su reproducción

Experimento



- Te convertirás en un joven científico.

Zona Wi-Fi



- Aprenderás la química en relación con la sociedad.

Resumen



- Síntesis de lo aprendido.

Para finalizar



Autoevaluación

Evaluando tus destrezas

¿Qué significan estos íconos?

EN GRUPO

Y TAMBIÉN:

TIC

Conéctate con: Edibosco Interactiva

Actividades interactivas · Enlaces web · Videos · Perfiles interactivos · Documentos · Presentaciones multimedia · Colaboratorios

0 La tabla periódica y sus propiedades



PARA EMPEZAR:

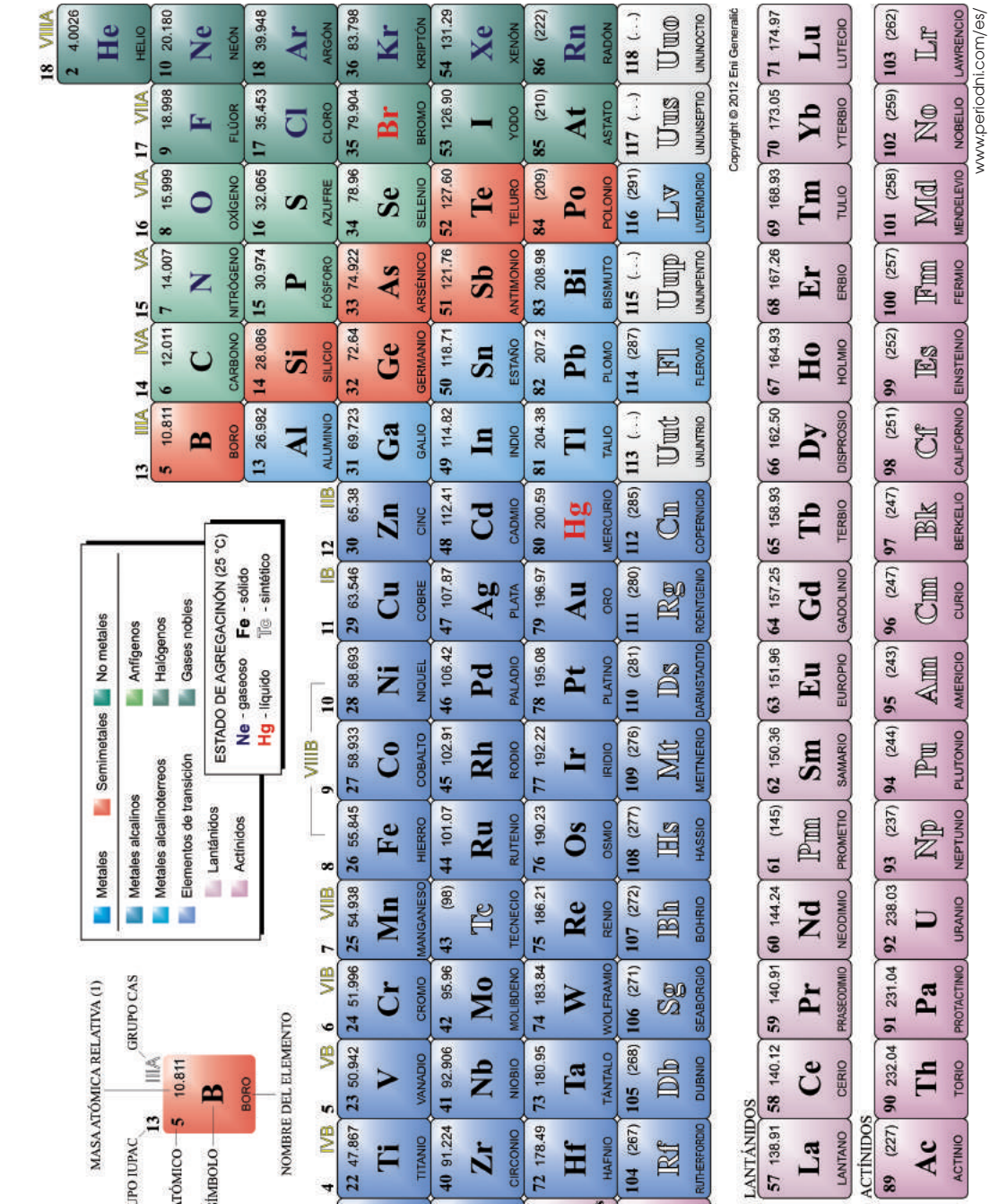
- Sistema períodico de los elementos
- Iones más comunes
- Formación de compuestos
- Clasificación de la materia
- Estados de la materia

Prohibida su reproducción

http://goo.gl/z60cQ7

SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS

La tabla periódica está compuesta por períodos (filas) y grupos (columnas). Todos los elementos están agrupados por su similitud en función de las características físicas y químicas



IONES MÁS COMUNES

Cationes más comunes

Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula
Aluminio	Al^{3-}	Cobalto (III) o cobáltico	Co^{3+}
Amonio	NH_4^{+1}	Cobre (I) o cuproso	Cu^{1+}
Bario	Ba^{2+}	Cobre (II) o cúprico	Cu^{2+}
Berilio	Be^{2+}	Cromo (II) o cromoso	Cr^{2+}
Cadmio	Cd^{2+}	Cromo (III) o crómico	Cr^{3+}
Calcio	Ca^{2+}	Estaño (II) o estañoso	Sn^{2+}
Cesio	Cs^{1+}	Estaño (IV) o estáñico	Sn^{4+}
Estroncio	Sr^{2+}	Hierro (II) o ferroso	Fe^{2+}
Francio	Fr^{1+}	Hierro (III) o férrico	Fe^{3+}
Litio	Li^{1+}	Manganeso (II) o manganoso	Mn^{2+}
Magnesio	Mg^{2+}	Manganeso (III) o mangánico	Mn^{3+}
Plata	Ag^{1+}	Níquel (II) o niqueloso	Ni^{2+}
Potasio	K^{1+}	Níquel (III) o niquélico	Ni^{3+}
Rubidio	Rb^{1+}	Oro (I) o auroso	Au^{1+}
Sodio	Na^{1+}	Oro (III) o aúrico	Au^{3+}
Cinc	Zn^{2+}	Plomo (II) o plumboso	Pb^{2+}
Cobalto (II) o cobaltoso	Co^{2+}	Plomo (IV) o plúmbico	Pb^{4+}

Aniones más comunes

Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula
Bromuro	Br^{1-}	Tiocianato	SCN^{1-}
Carburo	C^{4-}	Cromato	CrO_4^{2-}
Cloruro	Cl^{1-}	Dicromato	$Cr_2O_7^{2-}$
Fosfuro	P^{3-}	Fosfito	PO_3^{3-}
Fluoruro	F^{1-}	Fosfato	PO_4^{3-}
Hidruro	H^{1-}	Hidróxido	OH^{1-}
Nitruro	N^{3-}	Hipoclorito	ClO^{1-}
Óxido	O^{2-}	Clorito	ClO_3^{1-}
Peróxido	O_2^{2-}	Clorato	ClO_2^{1-}
Selenuro	Se^{2-}	Nitrito	NO_2^{1-}
Sulfuro	S^{2-}	Nitrato	NO_3^{1-}
Yoduro	I^{1-}	Oxalato	$C_2O_4^{2-}$
Acetato	CH_3COO^{1-}	Perclorato	ClO_4^{1-}
Bicarbonato	HCO_3^{1-}	Permanganato	MnO_4^{1-}
Borato	BO_3^{3-}	Sulfito	SO_3^{2-}
Carbonato	CO_3^{2-}	Sulfato	SO_4^{2-}
Cianuro	CN^{1-}	Tiosulfato	$S_2O_3^{2-}$

Prohibida su reproducción

FORMACIÓN DE COMPUESTOS

Paso 1: Escribimos los elementos en orden, primero el catión (carga positiva) y luego el anión (carga negativa), junto con sus números de oxidación.

Paso 2: Intercambiamos cargas, donde la carga del catión pasa a ser el subíndice del anión, y viceversa.

Paso 3: La suma de las cargas es $2(+3) + 3(-2) = 0$. Para nombrar al compuesto, nombramos al anión y luego al catión.

X^{3+} Y^{2-}

X_2Y_3

Al^{3+} O^{2-}

Al_2O_3

Formación del óxido de aluminio

Ba^{2+} Cl^{1-}

Ba_1Cl_2

Formación del cloruro de bario

Tipos de nomenclatura

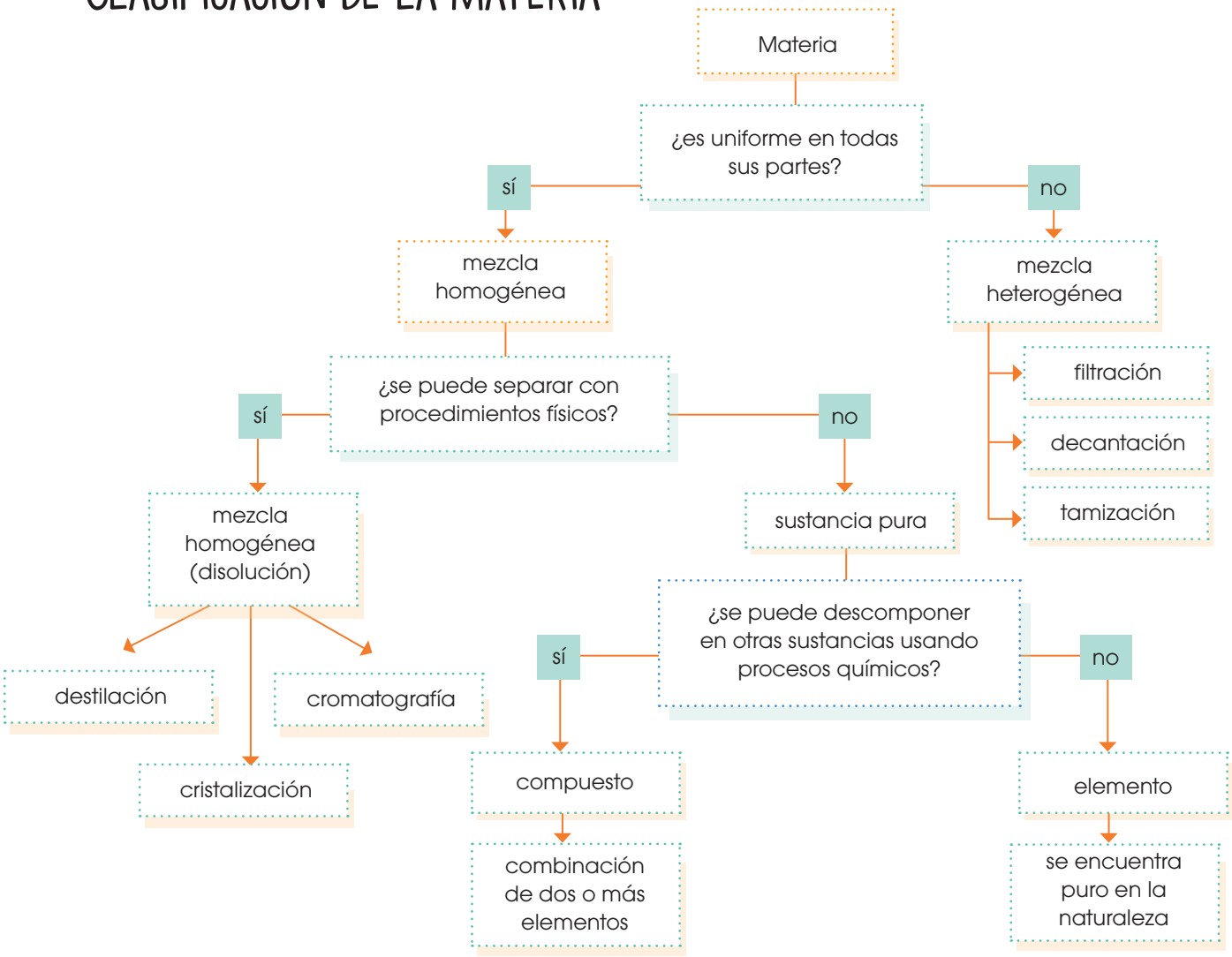
Nomenclatura sistemática	Nomenclatura de Stock	Nombre clásico
Se leen los subíndices mediante prefijos numerales (*mono-*, *di-*, *tri-*, *tetra-*, *penta-*...) que preceden al nombre de los elementos. El prefijo *mono-* solo se utiliza si su omisión provoca alguna ambigüedad.	Se indica el número de oxidación del catión, con números romanos entre paréntesis al final del nombre, en caso de que tenga más de uno.	Si el catión tiene dos números de oxidación, se nombrará con la terminación *-oso* cuando utiliza el menor y con *-ico* cuando utiliza el mayor.
CuF: monofluoruro de cobre $SnBr_2$: dibromuro de estaño FeO: monóxido de hierro Fe_2O_3: trióxido de dihierro Ni_2Se_3: triseleniuro de diníquel	CuF: fluoruro de cobre (I) $SnBr_2$: bromuro de estaño (II) FeO: óxido de hierro (II) Fe_2O_3: óxido de hierro (III) Ni_2Se_3: seleniuro de níquel (III)	CuF: fluoruro cuproso $SnBr_2$: bromuro estañoso FeO: óxido ferroso Fe_2O_3: óxido férrico Ni_2Se_3: seleniuro niquélico

Actividades

1. **Responde**.
   a. ¿Cuál es la diferencia principal de los *cationes* y *aniones*?
   b. ¿Cuál es la carga de los elementos de la familia IA y IIA?
   c. ¿Cuáles son las cargas de los siguientes aniones?
   - cloruro
   - bromuro
   - sulfuro
   - fosfato
   - silicato
   - borato
2. **Nombra** tres gases nobles, tres metales de transición y tres metales ligeros.
3. **Contesta**: ¿Cuál es el número atómico, la masa atómica y el símbolo del oxígeno?
4. **Escoge** la opción correcta según los enunciados sean verdaderos o falsos:
   a. El yodo es un gas noble. (V) (F)
   b. El cromo es un metal de transición. (V) (F)
   c. El número atómico del sodio es 11. (V) (F)
   d. El número atómico y la masa atómica del hidrógeno son iguales. (V) (F)

Prohibida su reproducción

CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA





http://goo.gl/uAXIoC

■ Ejemplo de mezcla heterogénea: café vienés

EN GRUPO

Realicen un mapa conceptual con base en las siguientes preguntas:

¿Cuál es la relación entre un *elemento* y un *compuesto químico*?

¿Cuáles son los dos tipos de mezclas en la materia?

¿Cuál es la diferencia entre *materia homogénea* y *heterogénea*?

¿Qué es una *disolución*?

Mencionen si las siguientes mezclas son homogéneas o heterogéneas:

a. Botella de agua comercial cerrada con la tapa

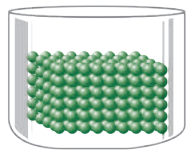
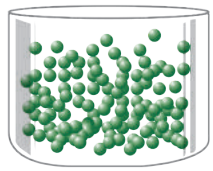
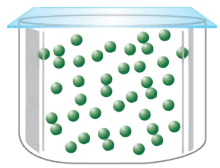
b. Agua y aceite

c. Café con leche, azúcar, nata y cacao

d. Lechuga, zanahoria, queso, tomate

Prohibida su reproducción

ESTADOS DE LA MATERIA

Sólido	• Su forma es definida y constante. • El volumen es fijo y los sólidos son, por tanto, prácticamente incompresibles.	
Líquido	• Su forma se adapta a la del recipiente que los contiene. • Prácticamente incompresibles, por lo que su volumen es constante y no depende de la presión. • Presentan, generalmente, fluidez, que les permite pasar con facilidad de un recipiente a otro. • Tienen capacidad de difusión. Por lo tanto, al poner en contacto dos líquidos, tienden a mezclarse. • Presentan tensión superficial. Por esta razón, los líquidos forman gotas más o menos esféricas cuando caen libremente.	
Gas	• No poseen forma propia y adoptan la del recipiente que los contiene. • No tienen volumen fijo. Se pueden comprimir y expandir. • Son fluidos. • Tienen capacidad de difusión.	

Para caracterizar a los estados de la materia utilizamos la densidad, cuya fórmula es:

$$d=\frac{m}{V}$$

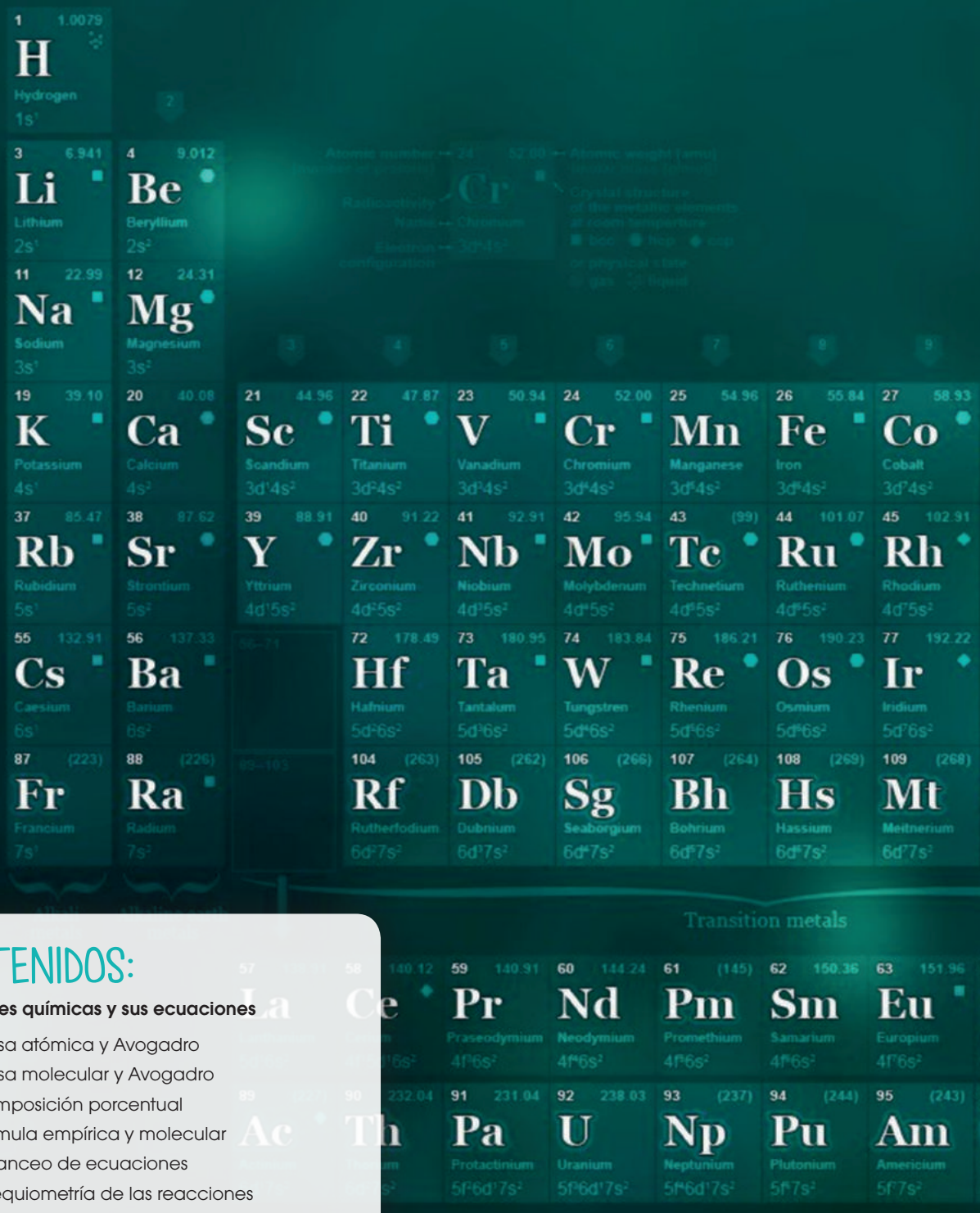
donde *d*, *m* y *v* son la densidad, masa y volumen respectivamente. Generalmente a la densidad de sólidos y líquidos la expresamos en unidades de gramos por centímetro cúbico (g/cm^3) y su equivalente es gramos por mililitro (g/mL). La densidad de los gases tiende a ser baja, por lo que sus unidades se encuentran en gramos por litro (g/L).

Actividades

5. **Responde**.
   a. ¿Cuáles son los estados de la materia?
   b. ¿Cuál es la diferencia en cuanto a forma entre los estados de la materia?
6. **Determina** la densidad en g/mL, conociendo que 25 gramos de hierro se disuelven en 50 mL de agua.

Prohibida su reproducción

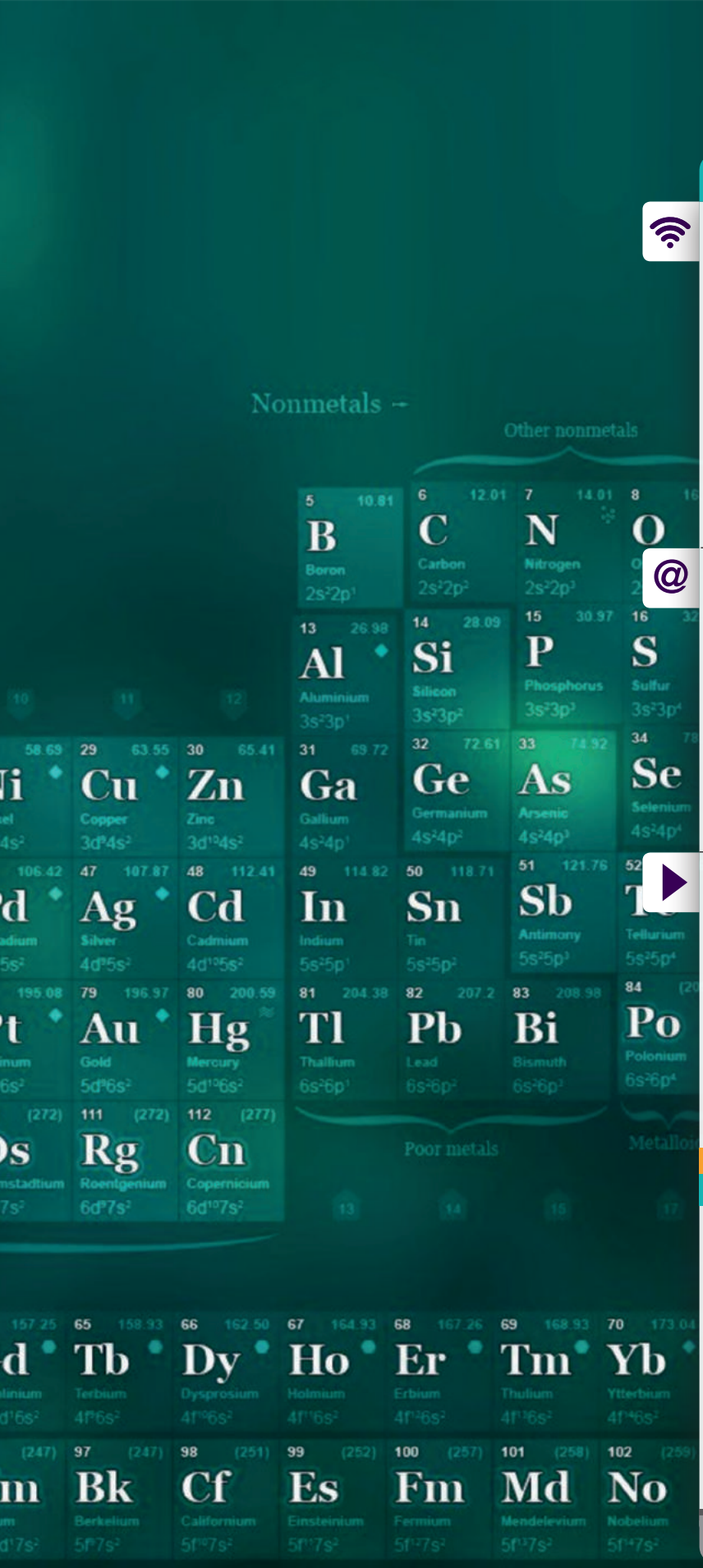
1 Reacciones químicas y sus ecuaciones



CONTENIDOS:

1. **Reacciones químicas y sus ecuaciones**
   - 1.1. Masa atómica y Avogadro
   - 1.2. Masa molecular y Avogadro
   - 1.3. Composición porcentual
   - 1.4. Fórmula empírica y molecular
   - 1.5. Balanceo de ecuaciones
   - 1.6. Estequiometría de las reacciones
   - 1.7. Reactivo limitante y reactivo en exceso
   - 1.8. Rendimiento de reacción

Prohibida su reproducción
http://goo.gl/N2EM3Y



Noticia:

El diamante ya no es el material natural más duro

Existen materiales artificiales más duros que el diamante, pero en esta ocasión estamos ante una sustancia natural bautizada como *lonsdaleite*. Este compuesto, al igual que los diamantes, está constituido por átomos de carbono y la revista *New Scientist* asegura que es un 58% más duro que la piedra preciosa.

http://goo.gl/qoEKLv

Web:

Marie Curie, la primera mujer en ganar el Premio Nobel

La primera mujer catedrática en la Universidad de París y la primera en ganar el Premio Nobel, compartido con su marido Pierre Curie, por sus investigaciones sobre los elementos radiactivos.

http://goo.gl/ipfE0V

Película:

¿Quimifobia? Química en la vida cotidiana

El reportaje trata de demostrar que el desarrollo de la sociedad actual se ha dado gracias a la evolución de la química. Se debe tomar en cuenta que los diferentes productos desarrollados en la industria química no son buenos o malos. Este tipo de adjetivos van a estar dados dependiendo del uso.

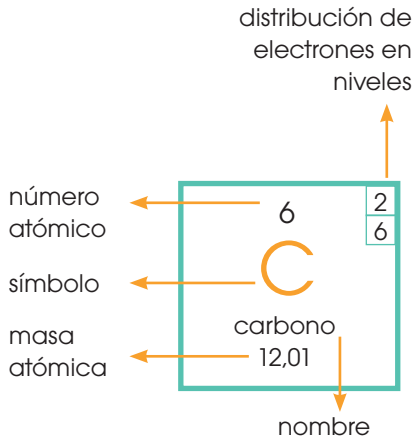
https://goo.gl/xPo2YP

EN CONTEXTO:

1. **Lee** la noticia y **responde**:
   a. ¿Qué es el *lonsdaleite* y cómo se origina?
   b. ¿Qué establece la ley de la conservación de la masa?
2. **Pon** atención a la lectura sobre Marie Curie y **contesta**:
   —¿Qué hizo Marie Curie para llegar a ser la primera catedrática en la universidad y lograr el Premio Nobel?
3. **Observa** el video y **responde**:
   —¿Cómo se diagnostica la quimifobia?

Prohibida su reproducción

I. REACCIONES QUÍMICAS Y SUS ECUACIONES



1.1. Masa atómica y Avogadro

Número de moles

Para contar cantidades muy grandes, los seres humanos han creado diferentes unidades alternas, por ejemplo, la decena y centena. Si alguien quiere contar hasta el mil es más fácil solo contar cien decenas o diez centenas y resultaría exactamente lo mismo.

En química, necesitamos saber la cantidad de sustancia que va a participar en una reacción. A la unidad internacional para poder medirla la conocemos como *mol*.

Un mol representa una cantidad muy grande de unidades, es decir, números que van más allá de los que estamos acostumbrados a emplear habitualmente. La equivalencia en partículas de $1\ \text{mol}$ es el número de Avogadro (NA).

$$\text{NA} = 6{,}023 \times 10^{23}\ \text{unidades}$$

Cada átomo de la tabla periódica puede tener esta equivalencia; por ejemplo, para el caso del carbono, tendríamos:

$$1\ \text{mol de C} = 6{,}023 \times 10^{23}\ \text{átomos de C}$$

Conversiones

Para realizar una transformación de forma adecuada, es necesario operar de la siguiente forma, tomando en cuenta que el valor a transformar es el dato inicial o el valor dado por el ejercicio:

Ecuación de conversión

$$\text{valor a transformar}\ \underset{\text{(unidad dada)}}{} \times \text{equivalencia}\ \frac{\text{(unidad buscada)}}{\text{(unidad dada)}} = \underset{\text{(unidad buscada)}}{\text{cantidad buscada}}$$

Y TAMBIÉN: ¿?

Amadeo Avogadro (1776-1856) se graduó como doctor en Derecho Canónico, pero nunca ejerció su profesión. Su pasión fue siempre la física y química con grandes destrezas para la matemática.

Manifestó la llamada hipótesis de Avogadro que decía: iguales volúmenes de gases distintos contienen el mismo número de moléculas si ambos se encuentran a igual temperatura y presión.

Tomado de la pagina:

http://goo.gl/IOgGIS

Ejemplo 1

Encontremos cuánto equivale $2{,}50\ \text{moles de oxígeno}\ (\text{O})$ en átomos de O.

Para resolver esto, debemos seguir una serie de pasos.

Paso 1: Identificamos el valor a transformar, que siempre es el valor inicial. Este dato irá al inicio de la ecuación de conversión.

$$2{,}50\ \text{moles de O}$$

Prohibida su reproducción

Paso 2: Consideremos que la equivalencia en este caso es:

$$1 \text{ mol O} = 6{,}023 \times 10^{23} \text{ átomos de O}$$

Reemplacemos los datos en la ecuación de conversión, con el fin de que las unidades dadas se simplifiquen:

$$2{,}50 \cancel{\text{ mol O}} \times \frac{6{,}02 \times 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \cancel{\text{ mol O}}} = 1{,}50 \times 10^{24} \text{ átomos O}$$

Ejemplo 2

Calculemos cuánto equivale $1{,}15 \times 10^{22}$ átomos de carbono en moles.

$$1{,}15 \times 10^{22} \cancel{\text{ átomos C}} \times \frac{1 \text{ mol C}}{6{,}02 \times 10^{23} \cancel{\text{ átomos C}}} = 0{,}02 \text{ mol C}$$

Moles, masa y avogadro

Para lograr definir esta relación, concluimos que un mol de átomos de un determinado tipo de carbono pesa exactamente doce gramos.

Otra de las unidades definidas son las unidades de masa atómica (uma), a las cuales las representamos como un doceavo de la masa de un átomo de carbono.

Por lo tanto, un átomo de carbono pesa exactamente doce uma, y un mol de carbono pesa doce gramos.

$$1 \text{ mol de C} = 6{,}023 \times 10^{23} \text{ átomos de C} = 12{,}01 \text{ g de C}$$

Para registrar el peso de los diferentes elementos, realicemos una comparación entre las unidades definidas a partir del carbono.

Por ejemplo, un átomo de hidrógeno pesa la doceava parte que un átomo de carbono. Y definimos, con base en esto, el peso del hidrógeno y de todos los átomos, para obtener la equivalencia en gramos, moles y átomos.

$$1 \text{ mol de H} = 6{,}023 \times 10^{23} \text{ átomos de H} = 1\text{g de H}$$

Y TAMBIÉN: ¿?

Notación científica

Es un recurso matemático que utilizamos para simplificar cálculos y representar en forma reducida números muy grandes o números muy pequeños. Si movemos la coma decimal hacia la izquierda, el exponente será positivo; mientras que si movemos hacia la derecha, el exponente será negativo.

Notación científica

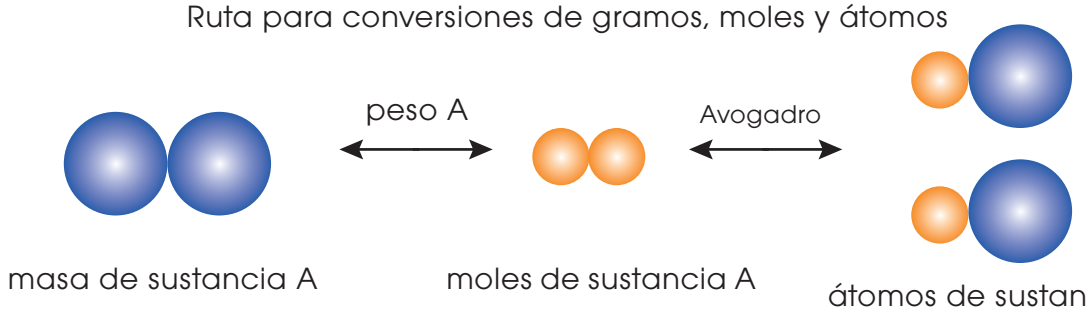
$3\,190\,000 = 3{,}19 \cdot 10^{6}$ (6 5 4 3 2 1)

$0{,}0000\,2205 = 2{,}205 \cdot 10^{-5}$ (1 2 3 4 5)

Prohibida su reproducción

Para resolver cualquier ejercicio de masa atómica, debemos seguir este camino por medio de las flechas:

Ruta para conversiones de gramos, moles y átomos



Para transformar la masa de cualquier elemento, (A), a la cantidad de átomos presentes en esa masa, es indispensable convertir la masa a moles. Para transformar la masa de un elemento a moles, debemos dividir la masa descrita por el peso de la tabla periódica. Después de ello, multiplicamos al número de moles obtenido por el número de Avogadro, para así lograr la transformación a átomos del elemento requerido.

Ejemplo 3

Calcular el número de átomos de Fe presentes en 22,21 g de Fe.

Paso 1: El dato inicial es 22,21 gramos de Fe.

Paso 2: Para convertir a número de átomos, primero debemos transformar a número de moles de Fe a través de la equivalencia en gramos de la tabla periódica. Verifiquemos que las unidades dadas se simplifiquen:

$$22{,}21\ \cancel{\text{g de Fe}} \times \frac{1\ \text{mol de Fe}}{55{,}85\ \cancel{\text{g de Fe}}} = 0{,}40\ \text{mol de Fe}$$

Paso 3: Con el número de moles de Fe, podemos transformar a átomos con la equivalencia del número de Avogadro. Verifiquemos que las unidades dadas se simplifiquen:

$$0{,}40\ \cancel{\text{mol de Fe}} \times \frac{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{átomos de Fe}}{1\ \cancel{\text{mol de Fe}}} = 2{,}41 \times 10^{23}\ \text{átomos de Fe}$$

Ejemplo 4

Si tenemos un total de 1,35 x 10^{31} átomos de Au, ¿cómo debería quedar expresada esta cantidad en moles?

$$1{,}35 \times 10^{31}\ \cancel{\text{átomos de Au}} \times \frac{1\ \text{mol de Au}}{6{,}023 \times 10^{23}\ \cancel{\text{átomos de Au}}} = 2{,}24 \times 10^{7}\ \text{moles de Au}$$

EN GRUPO

Analicen: si tenemos 3,12 × 10^{21} átomos de plomo, ¿cuántos gramos de plomo tenemos?

Investiguen tres efectos del plomo en el medioambiente y en la salud de las personas.

Prohibida su reproducción

1.2. Masa molecular y Avogadro

Subíndices moleculares

En química, la mayoría de las veces usamos compuestos expresados como moléculas, las cuales emplean subíndices.

Para conocer la cantidad de átomos en un componente dentro de una molécula es necesario tener en cuenta el subíndice del elemento y los subíndices de los paréntesis.

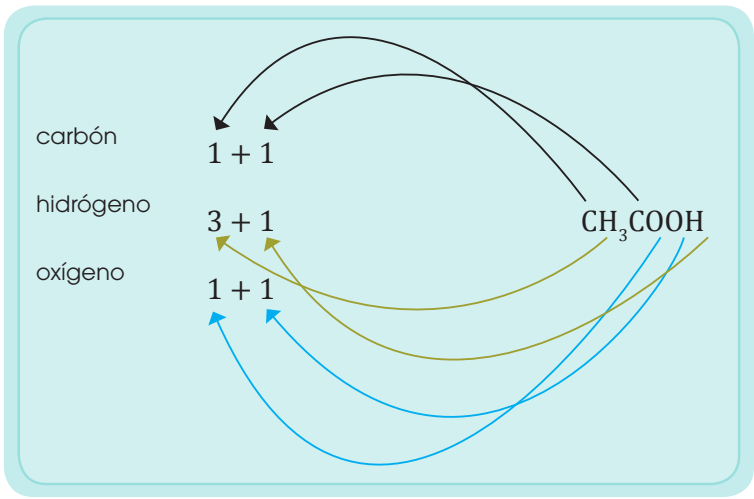
Ejemplo 5

Calculemos el número de átomos de cada una de las especies que componen una molécula de ácido acético, CH_3COOH.

Paso 1: Hagamos una lista de los elementos químicos que contienen la molécula.

- carbón
- hidrógeno
- oxígeno

Paso 2: Tomando en cuenta los subíndices, anotemos cuántas veces se repite cada elemento dentro de la molécula.



Paso 3: Describamos la proporcionalidad de elementos que existe en la molécula.

- carbón: 2 átomos de C
- hidrógeno: 4 átomos de H
- oxígeno: 2 átomos de O

Y TAMBIÉN: ¿?

Una molécula es la unión de átomos en proporciones definidas, usando subíndices. Por ejemplo, el óxido de sodio, Na_2O está formado por dos átomos de sodio (Na) y un átomo de oxígeno (O).



https://goo.gl/UqlxsI

Óxido de sodio

Fórmulas moleculares y empíricas

Las fórmulas moleculares son aquellas que indican el número de átomos que tienen cada elemento (H_2 es la fórmula del hidrógeno) mientras que la formula empírica indica qué elementos están presentes en una fórmula, (H_2O_2 peróxido de hidrógeno contiene dos átomos de hidrógeno y dos átomos de oxígeno).

Prohibida su reproducción

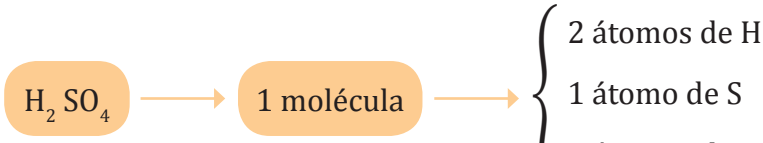
Existen compuestos cuya composición está descrita por subíndices que abarcan a más de un tipo de elemento. La diferencia para realizar el cálculo no es tan grande, solo se precisa añadir un par de pasos. Como ejemplo, calcularemos la composición en átomos de la molécula de carbonato de aluminio (III).

$$Al_2 (CO_3)_3$$

El subíndice del $(CO_3)_3^{2-}$, al ser 3, le afecta el triple al carbono y al oxígeno. De manera que tenemos tres átomos de carbono, nueve (3 x 3) átomos de oxígeno y dos átomos de aluminio.

Cálculo de masa molecular

Por lo general, buscamos hallar la masa molecular de un compuesto. Para ello, necesitamos saber la cantidad de átomos de cada especie que componen una molécula.



Átomos presentes en el ácido sulfúrico

Esto quiere decir que, de un compuesto, podemos tener nuevas equivalencias.

1 molécula de H_2SO_4 = 2 átomos de H; 1 átomo de S; 4 átomos de O

También podemos ver al compuesto como:



Moles de átomos presentes en el ácido sulfúrico

1 mol de H_2SO_4 = 2 moles de H; 1 mol de S; 4 moles de O

La suma de los pesos de los elementos que hay en un compuesto da como resultado el peso de la molécula y esto es equivalente a un mol del mismo compuesto.

Y TAMBIÉN: ¿?

Mol

Proviene del latín, moles, 'masa'. Es una de las magnitudes físicas fundamentales en el SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES. Se utiliza para mediar cantidades de todas las sustancias presentes en un sistema determinado.

Ejemplo 6

Calculemos la masa molecular del carbonato de hierro (III), $Fe_2 (CO_3)_3$.

Paso 1: Escribamos la composición atómica del compuesto.

Elemento	Átomos moles
Hierro:	2
Carbón:	3
Oxígeno:	9

Prohibida su reproducción

Paso 2: Multipliquemos el número de moles de átomos por el valor correspondiente del peso atómico de la tabla periódica.

Elemento	# moles	×	Masa atómica (g/mol)	= Masa total (g)
Hierro:	2	×	55,85	= 111,70
Carbón:	3	×	12,01	= 36,03
Oxígeno	9	×	16,00	= 144,00

Paso 3: Sumemos las masas que componen la molécula.

$$111,70(\text{g Fe}) + 36,03(\text{g C}) + 144,00(\text{g O}) = 291,73\ \text{g Fe}_2(\text{CO}_3)_3$$

$$\text{Equivale: } 1\ \text{mol Fe}_2(\text{CO}_3)_3 = 291,73\ \text{g Fe}_2(\text{CO}_3)_3$$

Ejemplo 7

Calculemos la masa molecular de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$).

$$72,06\ (\text{g C}) + 12,12\ (\text{g H}) + 95,94\ (\text{g O}) = 180,12\ \text{g } C_6H_{12}O_6$$

El peso molecular de un compuesto sirve para poder encontrar la relación que existe entre la *masa* de un compuesto, su *número* de moles y moléculas.

Ejemplo 8

Los huesos de las personas están formados principalmente por carbonato de calcio ($CaCO_3$). Si queremos conocer la cantidad de calcio en 45 gramos de un hueso, debemos determinar la cantidad de calcio en moles.

Paso 1: Determinemos la masa del carbonato de calcio.

$$40\text{g Ca} + 12,01\ \text{g C} + 48\text{g O} = 100,01\ \text{g } CaCO_3$$

Paso 2: Tomemos el dato del problema y relacionémoslo con el número de moles empleando la masa molecular del compuesto. De allí, transformemos el dato a moles de Ca.

$$45\ \cancel{\text{g CaCO}_3} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol de CaCO}_3}}{100,01\cancel{\text{g de CaCO}_3}} \times \frac{1\ \text{mol de Ca}}{1\ \cancel{\text{mol de CaCO}_3}} = 0,45\ \text{moles de Ca}$$

Conociendo el número de moles de calcio, podemos transformar a átomos empleando el número de Avogadro; o a gramos, a través del peso de la tabla periódica.

La importancia de las conversiones es que, mientras más rápido las dominemos, más fáciles se nos haránlas siguientes unidades. Una persona que comprende y conoce cómo transformar de átomos a gramos y a moles está preparado para continuar con química. Por ello, realizaremos otro ejemplo en cuanto a conversiones.

Prohibida su reproducción

Ejemplo 6

El metano (CH_4) con el oxígeno (O_2) producen agua (H_2O) y dióxido de carbono (CO_2), como mostramos en la siguiente reacción.

$$CH_4 + O_2 \rightarrow H_2O + CO_2$$

a. Con $7{,}20 \times 10^{21}$ moléculas de CH_4, ¿cuántos gramos de H_2O vamos a producir?

b. Con $6{,}5$ moles de O_2, ¿cuántas moles de CO_2 vamos a producir?

c. Con 60 gramos de O_2, ¿cuántos gramos de H_2O vamos a formar?

Para resolver correctamente cualquier ejercicio debemos balancear la ecuación.

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow 2H_2O + CO_2$$

Resolución del literal a

Antes de realizar el cálculo estequiométrico, es necesario cambiar las moléculas de CH_4 a moles del compuesto. Para ello, empleemos el número de Avogadro.

$$7{,}20 \times 10^{21}\ \cancel{\text{moléculas CH}_4} \times \frac{1\ \text{mol CH}_4}{6{,}023 \times 10^{23}\ \cancel{\text{moléculas CH}_4}} = 0{,}012\ \text{mol CH}_4$$

Una vez que conocemos la cantidad en moles de metano, podemos realizar el cálculo estequiométrico, para lo cual es indispensable emplear los datos de la ecuación química y la masa molar del producto.

$$0{,}012\ \cancel{\text{mol CH}_4} \times \frac{2\ \cancel{\text{moles H}_2\text{O}}}{1\ \cancel{\text{mol CH}_4}} \times \frac{18\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \cancel{\text{mol H}_2\text{O}}} = 0{,}43\text{g H}_2\text{O}$$

Resolución del literal b

$$6{,}5\ \cancel{\text{moles O}_2} \times \frac{1\ \text{mol CO}_2}{2\ \cancel{\text{moles O}_2}} = 3{,}25\ \text{moles de CO}_2$$

Resolución del literal c

$$60\ \cancel{\text{g O}_2} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol O}_2}}{32\ \cancel{\text{g O}_2}} \times \frac{2\ \cancel{\text{moles H}_2\text{O}}}{2\ \cancel{\text{moles O}_2}} \times \frac{18\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \cancel{\text{mol H}_2\text{O}}} = 33{,}75\text{g H}_2\text{O}$$

Actividades

1. **Calcula** la masa molecular del nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$.
2. **Obtén** la cantidad de nitrato de potasio, KNO_3, en moles y en gramos, que contiene $2{,}12 \times 10^{22}$ átomos de potasio.
3. **Calcula** la masa molecular del dióxido de carbono, CO_2

Prohibida su reproducción

1.3. Composición porcentual

La fórmula de un compuesto indica la relación entre el número de átomos de cada elemento presente en el compuesto.

A partir de la fórmula, podemos calcular el porcentaje con que contribuye cada elemento a la masa total del compuesto.

El equipo de espectrometría de masas determina los tipos de elementos que componen una muestra y el porcentaje de los mismos.



https://goo.gl/2VcD2R

Espectrómetro de masas

Entre las principales aplicaciones del espectómetro encontramos:

- Determinación de residuos de pesticidas en alimentos
- Determinación de la cantidad de un elemento en un medicamento
- Identificación de abuso de drogas y sus metabolitos en sangre, orina y saliva

Para determinar, mediante cálculos, el porcentaje de un elemento en un compuesto, debemos conocer varios conceptos. La composición porcentual es el porcentaje en masa de cada elemento presente en un compuesto. La obtenemos dividiendo la masa de cada elemento para la masa del compuesto.

Y TAMBIÉN: ¿?

Composición porcentual

La ley fundamental de la química establece que todo compuesto químico formado por dos o más elementos distintos están presentes en dicho compuesto en una cantidad o composición porcentual determinada.

$$\%\ \text{Elemento} = \frac{(\text{cantidad de átomos del elemento}) \times (\text{peso del elemento})}{\text{peso del compuesto}} \times 100\%$$

Prohibida su reproducción

Ejemplo 10

Determinemos cuántos átomos de aluminio y de oxígeno hay en el óxido de aluminio (Al_2O_3).

$$Al = 2 \text{ átomos}$$

$$O = 3 \text{ átomos}$$

Podemos ver en la fórmula Al_2O_3, que hay dos átomos de aluminio y tres átomos de oxígeno en el compuesto.

Ejemplo 11

Calculemos el porcentaje de hidrógeno (H), fósforo (P) y oxígeno (O) presentes en ácido fosfórico (H_3PO_4).

Peso del compuesto:

$$H = 1g \times 3 = 3g$$

$$P = 31g \times 1 = 31g$$

$$O = 16g \times 4 = 64g$$

$$H_3PO_4 = 3 + 31 + 64 = 98g$$

Podemos ver la cantidad de átomos de cada elemento dentro del compuesto. Para el H_3PO_4, hay tres átomos de hidrógeno, un átomo de fósforo y cuatro átomos de oxígeno.

$$\%\,H = \frac{(3) \times (1)}{98} \times 100\% = 3{,}06\%$$

$$\%\,P = \frac{(1) \times (31)}{98} \times 100\% = 31{,}63\%$$

$$\%\,O = \frac{(4) \times (16)}{98} \times 100\% = 65{,}31\%$$

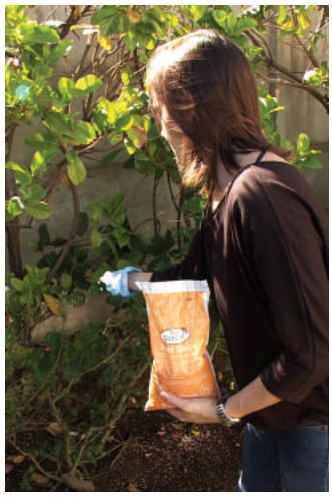
Al sumar los porcentajes de los elementos, si el resultado es o tiende al 100%, el ejercicio está bien realizado. La pequeña diferencia que hay es por el redondeo de las masas de los elementos en la tabla periódica.

Y TAMBIÉN: ¿?

El ácido fosfórico se puede aplicar en:

Abonos: abonos foliares (plantas) y fertirrigación (cultivos arbóreos)

Química: regulador de pH, fabricación de fosfatos



http://goo.gl/yvX2Rq

Actividades

4. ¿Cuántos átomos de calcio, nitrógeno y oxígeno hay en un mol de $Ca(NO_3)_2$?
5. **Calcula** los siguientes porcentajes:
   a. hidrógeno y oxígeno en el agua (H_2O)
   b. carbono, hidrógeno y oxígeno en metanol (CH_3OH)

Prohibida su reproducción

1.4. Fórmula empírica y molecular

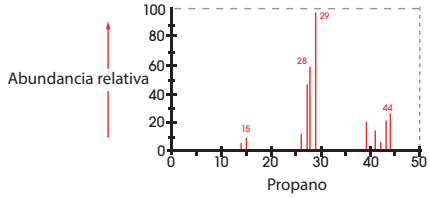
Y TAMBIÉN: ¿?

La composición centesimal se obtiene al analizar la composición en masa de un compuesto en el laboratorio.

Al determinar la fórmula empírica de un compuesto, conociendo su composición porcentual, podemos identificar experimentalmente los compuestos.

La proporción del número de átomos de cada elemento que constituye un compuesto queda reflejada en su fórmula. A partir de ella es muy sencillo calcular la proporción entre las masas de los elementos, expresada en porcentaje.

La composición centesimal, la fórmula empírica y la fórmula molecular son maneras de expresar la composición de un compuesto.



Composición centecimal

La composición centesimal de cada elemento es un compuesto que representa las cien unidades de masa del compuesto. Ejemplo: 40% de C y 60% de H.

La fórmula empírica es la mínima relación que hay entre los átomos de un compuesto. Ejemplo: $\mathrm{C_2H_5}$.

La fórmula molecular es la relación real que existe entre los átomos de un compuesto. Ejemplo: $2 \times (\mathrm{C_2H_5}) = \mathrm{C_4H_{10}}$.

Ejemplo 12

El ácido ascórbico (vitamina C) contiene $40{,}92\%$ en masa de carbono, $4{,}58\%$ en masa de hidrógeno y $54{,}50\%$ en masa de oxígeno.

a. Determinemos la fórmula empírica del ácido ascórbico.

b. Establezcamos la fórmula molecular del ácido ascórbico si el peso molecular real es de $176{,}14$ g.

Para la resolución del ejercicio debemos seguir una serie de pasos:

Paso 1: Verifiquemos que todos los porcentajes dados de los compuestos estén en unidades de gramos.

$$40{,}92 \text{ g de C}; 4{,}58 \text{ g de H}; 54{,}50 \text{ g de O}$$

Paso 2: Pasemos a moles cada uno de los elementos.

$$\text{C: } 40{,}92 \cancel{\text{ g de C}} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12{,}01 \cancel{\text{ g de C}}} = 3{,}40 \text{ mol de C}$$

Ácido ascórbico

Es un ácido de azúcar con propiedades antioxidantes.



http://goo.gl/2wAfyL

Prohibida su reproducción

$$\text{H}: 4{,}58\ \cancel{\text{g de H}} \times \frac{1\ \text{mol de H}}{1{,}01\ \cancel{\text{g de H}}} = 4{,}53\ \text{mol de H}$$

$$\text{O}: 54{,}50\ \cancel{\text{g de O}} \times \frac{1\ \text{mol de O}}{16\ \cancel{\text{g de O}}} = 3{,}40\ \text{mol de O}$$

Paso 3: Con base en las respuestas obtenidas, identifiquemos el valor menor y dividamos todos los resultados para este.

$$\text{C}: \frac{3{,}40\ \text{mol}}{3{,}40\ \text{mol}} = 1 \qquad \text{H}: \frac{4{,}53\ \text{mol}}{3{,}40\ \text{mol}} = 1{,}33$$

$$\text{O}: \frac{3{,}40\ \text{mol}}{3{,}40\ \text{mol}} = 1$$

Paso 4: Si los resultados obtenidos son números enteros, pasemos al paso 5. Caso contrario, multipliquemos por cualquier número (pero siguiendo un orden) hasta que el resultado sea un número entero. Entonces, si multiplicamos por 2, tendríamos:

$$\text{C}: 1 \times 2 = 2 \qquad \text{H}: 1{,}33 \times 2 = 1{,}66$$

$$\text{O}: 1 \times 2 = 2$$

Como el resultado del hidrógeno no es un número entero, debemos seguir el orden y multiplicar por 3 y así sucesivamente hasta obtener números enteros como respuesta.

$$\text{C}: 1 \times 3 = 3 \qquad \text{H}: 1{,}33 \times 3 = 3{,}99 \approx 4$$

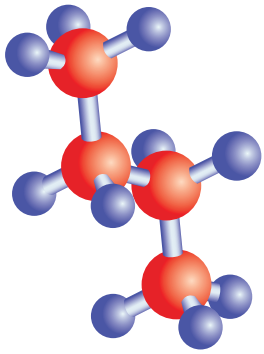
$$\text{O}: 1 \times 3 = 3$$

El resultado del hidrógeno es 4, ya que podemos redondear en estos casos.



https://goo.gl/th0Gmu

Cloruro sódico (cristal iónico):
Fórmula molecular: No hay.
Fórmula empírica: NaCl



https://goo.gl/th0Gmu

Butano:
Fórmula molecular: C_4H_{10}
Fórmula empírica: C_2H_5

Prohibida su reproducción

Paso 5: Los resultados obtenidos representan los subíndices del compuesto en el orden respectivo en el que fueron nombrados en el ejercicio.

$$C_3H_4O_3$$

Paso 6: Para determinar si se trata de una fórmula empírica o molecular, debemos obtener el peso del compuesto calculado y compararlo respecto al valor real (valor dado en el ejercicio).

$$C_3H_4O_3 = (12{,}01 \times 3) + (1{,}01 \times 4) + (16 \times 3) = 88{,}07$$

$$\text{factor} = \frac{\text{peso real}}{\text{peso calculado}} = \frac{176{,}14}{88{,}07} = 2$$

Paso 7: Si el factor es igual a 1, significa que tenemos una fórmula empírica y molecular a la vez. Caso contrario, debemos multiplicar cada subíndice del compuesto por el factor calculado y ese resultado será la fórmula molecular.

$$2 \times (C_3H_4O_3) = C_6H_8O_6$$

Ejemplo 13

Calculemos la fórmula empírica de la sustancia, está compuesta por 18,4% de carbono, 21,5% de nitrógeno y 60,1% de potasio.

$$18{,}4\ \cancel{g\ C} \times \frac{1\ \text{mol C}}{12{,}01\ \cancel{g\ C}} = \frac{1{,}53\ \text{mol C}}{1{,}53\ \text{mol}} = 1$$

$$21{,}5\ \cancel{g\ N} \times \frac{1\ \text{mol N}}{14{,}01\ \cancel{g\ N}} = \frac{1{,}53\ \text{mol N}}{1{,}53\ \text{mol}} = 1$$

$$60{,}1\ \cancel{g\ K} \times \frac{1\ \text{mol K}}{39{,}10\ \cancel{g\ K}} = \frac{1{,}53\ \text{mol K}}{1{,}53\ \text{mol}} = 1$$

De modo que la fórmula es: $C_1N_1K_1$ = CNK.

Y TAMBIÉN:

El cianuro de potasio (CNK), puede convertirse en un gas tóxico si tiene contacto con cualquier ácido.



http://goo.gl/7JVZ6c

El cianuro de potasio, cuando es ingerido, reacciona con la acidez del estómago y genera un gas tóxico.

EN GRUPO

La alicina es el compuesto responsable del olor característico del ajo. Un análisis de dicho compuesto muestra la siguiente composición porcentual en masa: C: 44,4%, H: 6,21%, S: 39,5%, O: 9,86%

Calculen su fórmula empírica.

Determinen su fórmula molecular si la masa es de 324 g.

Investiguen tres de sus principales propiedades en la industria química y en la vida cotidiana.

Prohibida su reproducción

1.5 Balanceo de ecuaciones

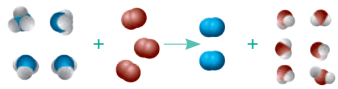
Muchas sustancias químicas pueden combinarse para dar lugar a otras sustancias químicas de distinta naturaleza. A estos fenómenos los denominamos *reacciones químicas*.

Una ecuación química consta de dos miembros separados por una flecha (→) que indica el sentido de la transformación.

A las sustancias que la inician las denominamos *reactivos* y las colocamos al lado izquierdo de la flecha. Las sustancias finales que obtenemos son los *productos* y van a la derecha de la flecha.

Y TAMBIÉN: ¿?

La reacción entre el amoníaco y el oxígeno (reactivos) se produce para formar nitrógeno molecular y agua (productos).



$4NH_3 + 3O_2 \longrightarrow 2N_2 + 6H_2O$

$$\text{reactivos} \rightarrow \text{productos}$$

$$A + B \rightarrow C + D$$

Si hay varios reactivos y productos, a unos y otros los separamos por medio del signo más (+).

De esta manera, podemos identificar que los reactivos A y B reaccionan para formar C y D.

Al estado físico de las sustancias que intervienen en una reacción lo indicamos mediante símbolos que colocamos detrás de cada fórmula. Si el elemento o compuesto es:

- Sólido, lo representamos como: (s).
- Líquido, lo representamos como: (l).
- Gas, lo representamos como: (g).
- Acuoso, lo representamos como: (ac).

Para comprender de modo eficaz las ecuaciones químicas, debemos tomar en cuenta las leyes de transferencia de la materia.

Leyes de transferencia de la materia

Establecen las relaciones en masa que verificamos en reacciones químicas y son válidas para todo tipo de sustancias. Están divididas en: ley de conservación de la masa y ley de proporciones definidas.

- **Ley de la conservación de la masa**

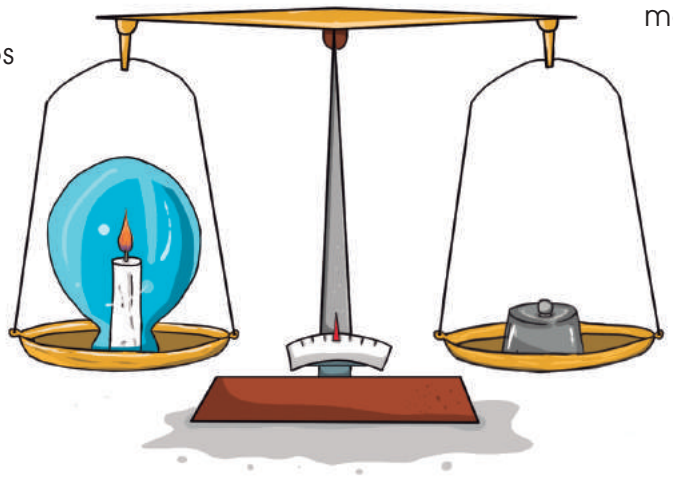
Esta ley menciona que la masa no se crea ni se destruye, solo se transforma.

En toda reacción química la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos de la reacción.

$$\text{reactivos} = \text{productos}$$

Prohibida su reproducción

masa total de reactivos



masa total de productos

Ley de la conservación de la masa

Ejemplo 14

Si 100 gramos de A reaccionan con 50 gramos de B para producir 70 gramos de C, ¿cuántos gramos de D esperamos que se produzcan tomando en cuenta la siguiente reacción?

$$A + B \rightarrow C + D$$

Reemplacemos los datos que conocemos de la siguiente reacción y el que no conocemos, en este caso D, lo ponemos como incógnita (cualquier letra).

$$100\ g + 50\ g = 70\ g + D$$

$$150\ g = 70\ g + D$$

$$D = 80\ g$$

Y TAMBIÉN: ¿?



Joseph Louis Proust (1754-1826)

Es un fundador de la química moderna, en 1799, enunció la ley de las proporciones definidas o ley de Proust, en donde observó que las cantidades relativas de los elementos constitutivos de un compuesto permanecen constantes, independientemente del origen del compuesto inicial.

- **Ley de proporciones definidas**

Cuando combinamos dos o más elementos forman un *compuesto*.

Ejemplo 15

Siempre obtenemos agua, independientemente del procedimiento, por cada gramo de hidrógeno, H, han reaccionado exactamente 8 g de oxígeno, O.

$$2\ g \text{ de hidrógeno} + 16\ g \text{ de oxígeno} \left\{ \frac{2\ g\ H}{16\ g\ O} \right.$$

$$10\ g \text{ de hidrógeno} + 80\ g \text{ de oxígeno} \left\{ \frac{10\ g\ H}{80\ g\ O} \right\} \frac{1\ g\ H}{8\ g\ O}$$

$$0{,}5\ g \text{ de hidrógeno} + 4\ g \text{ de oxígeno} \left\{ \frac{0{,}5\ g\ H}{4\ g\ O} \right.$$

Prohibida su reproducción

Las ecuaciones químicas describen abreviadamente las reacciones con bae en las leyes de la transformación de la materia, para que esta descripción sea totalmente correcta, hay que introducir coeficientes, llamados *coeficientes estequiométricos*.

Estos indican en qué proporción intervienen las moléculas de reactivos y productos en una reacción química.


http://goo.gl/WDqFL

Síntesis del amoníaco (NH_3)

Así, por ejemplo, la ecuación química que representa la síntesis del amoníaco es:

$$N_{2\,(g)} + H_{2\,(g)} \rightarrow NH_{3\,(g)} \text{ (ecuación no balanceada)}$$

Pero la ecuación no está completa porque el lado izquierdo tiene el doble de átomos de nitrógeno que el lado derecho. De igual manera, hay una diferencia entre el número de átomos de hidrógeno del lado izquierdo y del lado derecho.

Para estar de acuerdo con la ley de la conservación de la masa, debe existir el mismo número de átomos en ambos lados de la flecha. Por lo que necesitamos balancear la ecuación.

$$N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)} \rightarrow 2NH_{3\,(g)} \text{ (ecuación balanceada)}$$

La ecuación balanceada muestra:

- Una molécula de nitrógeno (N_2) se combina con tres moléculas de hidrógeno (H_2) para formar dos moléculas de amoníaco (NH_3).
- Un mol de nitrógeno (N_2) se combina con tres moles de hidrógeno (H_2) para formar dos moles de amoníaco (NH_3).
- Veintiocho gramos de nitrógeno (N_2) se combinan con seis gramos de hidrógeno (H_2) para formar 34 gramos de amoníaco (NH_3).
- 34 gramos de reactivos producen 34 gramos de productos.

A estas maneras de interpretar la ecuación las resumimos en la siguiente tabla:

$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$
1 molécula + 3 moléculas → 2 moléculas
1 mol + 3 moles → 2 moles
2(14 g) + 6(1 g) → 2(17 g)
28 g + 6 g → 34 g de producto
34 g de reactivo → 34 g de producto

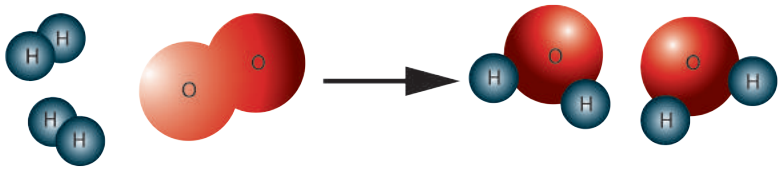
Actividades

6. **Interpreta** en una tabla las moléculas, moles y gramos de las siguientes ecuaciones:
   a. $2CO\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow 2CO_2\,(g)$.
   b. $CH_4 + 2O_2 \rightarrow 2H_2O + CO_2$
   c. $2HCl + Ca \rightarrow CaCl_2 + H_2$
   d. $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$

Prohibida su reproducción

Además podemos interpretarla de manera gráfica, por ejemplo, para la ecuación de formación del agua.

$$2H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightarrow 2H_2O_{\,(l)}$$



Ecuación química de la formación del agua

Podemos comprobar que la ecuación está correcta porque el número de hidrógenos y oxígenos son los mismos en reactivos y en productos.

Y TAMBIÉN:

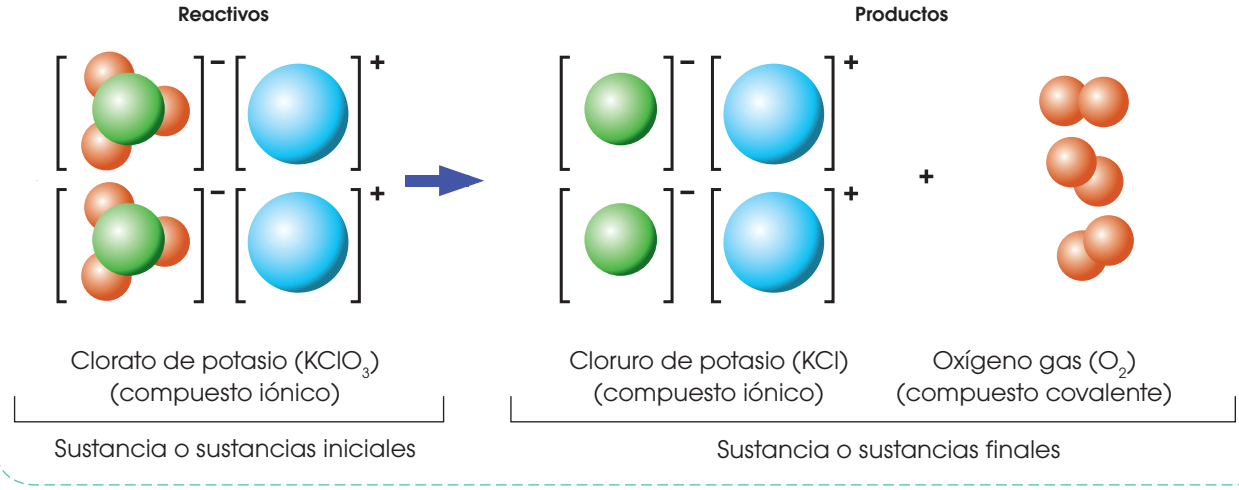
El coeficiente estequiométrico afecta a todo el elemento o compuesto. En la ecuación química de formación del agua podemos ver que el coeficiente estequiométrico 2 afecta a todo el compuesto.

$$2H_2O_{\,(l)}$$

Esto quiere decir que:

- El compuesto tiene dos moléculas de hidrógeno (H_2).
- El compuesto tiene dos moléculas de oxígeno (O).
- En total hay dos moléculas de agua.

Ejemplo 16



Reacción de calcinación del clorato de potasio

Pasos para balancear una ecuación

El objetivo de balancear una ecuación química es que haya el mismo número de cada tipo de átomos en ambos lados de la flecha.

Para ello debemos agregar coeficientes estequiométricos a los elementos o compuestos de la reacción, ya sean reactivos o productos.

Para igualar debemos seguir el siguiente orden:

a. metales

b. no metales o aniones que se mantengan a lo largo de la reacción

c. hidrógeno

d. oxígeno

Prohibida su reproducción

Ejemplo 17

Balanceemos la siguiente ecuación:

$$KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$$

Paso 1: Si el número de metales del lado izquierdo no es igual al derecho, debemos agregar un coeficiente estequiométrico para que se cumpla la igualdad.

El número de potasio (K) de la izquierda (1) es igual que el de la derecha (1).

Paso 2: Si el número de no metales o aniones del lado izquierdo es diferente a los del lado derecho, debemos agregar un coeficiente estequiométrico para que se cumpla esa igualdad.

El número de cloro (Cl) de la izquierda (1) es igual que el de la derecha (1).

Paso 3: Si el número de oxígenos del lado izquierdo es igual al derecho, debemos agregar un coeficiente estequiométrico para que se cumpla esa igualdad.

El número de oxígeno de la izquierda (3) es diferente al del lado derecho (2), por lo que agregamos un coeficiente estequiométrico.

Hay que tener presente que agregar un coeficiente al oxígeno afecta a todo el $KClO_3$. De modo que debemos repetir el paso 1 y 2, tendríamos:

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$$

Paso 4: Si el número de hidrógenos del lado izquierdo es igual al derecho, debemos agregar un coeficiente estequiométrico para que cumpla esa igualdad.

En este ejercicio no aplica este paso.

Paso 5: Comprobemos que la ecuación esté balanceada revisando que el tipo y número de elementos sean los mismos en cada lado.

Reactivos	Productos
K (2)	K (2)
Cl (2)	Cl (2)
O (6)	O (6)

Y TAMBIÉN:

Clorato de potasio ($KClO_3$)

Es un químico muy peligroso. Se usa para la elaboración de explosivos por su facilidad para producir oxígeno.

TIC

En la siguiente página: http://goo.gl/FgIV4F, se presentan los cambios químicos y la diferencia entre *reactivo* y *producto*.

Actividades

7. **Balancea** las siguientes ecuaciones:

   a. $H_2 + Br_2 \rightarrow HBr$

   b. $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$

   c. $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$

Prohibida su reproducción

Ejemplo 18

Balanceemos la siguiente ecuación:

$$C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Para la resolución de este ejercicio debemos emplear los pasos anteriormente descritos. La diferencia es que el carbono y el hidrógeno aparecen una sola vez en cada lado de la ecuación y que el oxígeno aparece en dos compuestos del lado derecho (CO_2 y H_2O).

Paso 1: $C_2H_6 + O_2 \rightarrow 2CO_2 + H_2O$

Paso 2: No aplica.

Paso 3: $C_2H_6 + O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$

Paso 4: Hay dos oxígenos (O) en el lado izquierdo. En el lado derecho hay siete oxígenos (O), cuatro provenientes del CO_2 y tres provenientes del H_2O.

Al no haber un número entero que multiplicado por 2 nos den 7, procedemos a multiplicar al lado izquierdo por. $\frac{7}{2}$

$$C_2H_6 + \frac{7}{2}O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

Paso 4.1: Solamente en estos casos, cuando haya una fracción o decimal en la ecuación balanceada, debemos transformar a ese número a un número entero.

Tenemos que multiplicar por 2 para que los oxígenos del lado izquierdo sean un número entero. Pero si se multiplicamos por un factor a un coeficiente estequiométrico de la ecuación, tenemos que multiplicar a TODOS los coeficientes de la ecuación por dicho factor.

$$2C_2H_6 + 7O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6H_2O$$

Paso 5: Comprobemos que la ecuación esté balanceada revisando que el tipo y número de elementos sean los mismos en cada lado.

Reactivos	Productos
C (4)	C (4)
H (12)	H (12)
O (14)	O (14)

Y TAMBIÉN: ¿?

Es una reacción química en la que participan como reactivos un combustible (como metano, etano o propano) en presencia de oxígeno molecular para generar dióxido de carbono y agua. Además, se desprende gran cantidad de energía en forma de calor y luz.



http://goo.gl/LYthPO

Actividades

8. **Balancea** las siguientes ecuaciones:

a. $Mg + O_2 \rightarrow MgO$

b. $CH_4 + Br_2 \rightarrow CBr_4 + HBr$

c. $HClO_3 + NaOH \rightarrow NaClO_3 + H_2O$

d. $HNO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$

e. $Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2$

f. $NaO + H_2O \rightarrow NaOH$

g. $Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow HClO_4$

h. $N_2O_3 + H_2O \rightarrow HNO_3$

Prohibida su reproducción

Y TAMBIÉN: ¿?

Una reacción química es un proceso en el cual una sustancia desaparece para formar una o más sustancias nuevas, mientras que las ecuaciones químicas son el modo de representar las reacciones químicas.

1.6. Estequiometría de las reacciones

A las reacciones químicas podemos clasificarlas según diversos criterios, entre ellos la reorganización de los átomos que intervienen y el mecanismo que desencadenan. Entre las principales se encuentran:

a. Pensar en estequiometría es como preparar un pastel. Para hacer un pastel necesitamos: huevos, harina, levadura, leche, chocolate, entre otros. Pero no importa que tan buenos sean los ingredientes si no combinamos la cantidad exacta de cada uno. Al combinarlos en las proporciones adecuadas, obtendremos un buen producto.



http://goo.gl/34Chs7



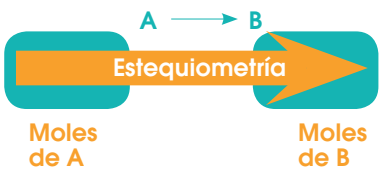
http://goo.gl/0OZ9ET

Sin embargo, si no conocemos las porciones y mezclamos los ingredientes de forma indiferente podría terminar en esto:

Y TAMBIÉN: ¿?

Estequiometría

Es el estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química.



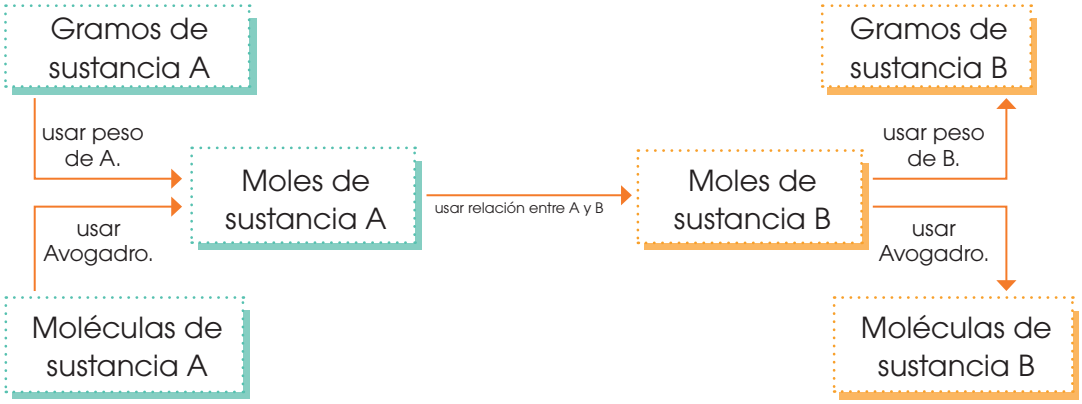


https://goo.gl/qfFNwu

Lo mismo ocurre con las reacciones químicas. Mientras esté balanceada la ecuación, podremos calcular las proporciones adecuadas entre reactivos para producir un producto de calidad.

Prohibida su reproducción

b. Para saber estequiometría, solamente debemos conocer la ruta de procedimiento, donde sustancia A es el dato inicial y sustancia B es a dónde queremos llegar:



Cada cuadro representa un tipo de unidad, por ejemplo, gramos de sustancia A a moles de sustancia B.

El cuadro es una ayuda didáctica que sirve para hacer transformaciones entre diferentes unidades. Para pasar de una unidad del recuadro a la del siguiente, la operación que debemos realizar está escrita sobre la flecha. Por ejemplo, para pasar de gramos de un elemento químico cualquiera, (A), a las moles contenidas en esa masa, debemos emplear el dato del peso atómico registrado en la tabla periódica.

$$1 \text{ mol} \rightarrow 6{,}02 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

Ejemplo 19

Dada la siguiente reacción:

$$2C + O_2 \rightarrow 2CO$$

Transformemos 70 gramos de O_2 a moles de CO.

Comprobemos que el dato inicial esté al inicio del ejercicio de conversión.

Para llegar a moles de B, debemos pasar primero de gramos de A, a moles de A usando el peso de la tabla periódica de A. Y luego, usando la relación entre O_2 (1) y CO (2), podremos transformar de moles de A a moles de B.

$$70 \text{ g } O_2 \times \frac{1 \text{ mol } O_2}{32 \text{ g } O_2} \times \frac{2 \text{ moles de CO}}{1 \text{ mol } O_2} = 4{,}38 \text{ moles de CO}$$

Para comprobar que la conversión está bien realizada, debemos simplificar todas las unidades.

Prohibida su reproducción

Ejemplo 20

Con base en la siguiente ecuación:

$$S_{8\,(l)} + 4Cl_{2(g)} \rightarrow 4S_2Cl_{2\,(l)}$$

Determinemos:

a. Con 7 moles de Cl_2, ¿cuántas moléculas de S_2Cl_2 se van a producir?

La sustancia A, en este caso, son los siete moles de Cl_2. Para llegar a moléculas de S_2Cl_2, debemos pasar a moles de S_2Cl_2 y de ahí a moléculas de S_2Cl_2.

$$7\ \cancel{\text{moles de Cl}_2} \times \frac{4\ \cancel{\text{moles de S}_2\text{Cl}_2}}{4\ \cancel{\text{moles de Cl}_2}} \times \frac{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{moléculas de } S_2Cl_2}{1\ \cancel{\text{mol de S}_2\text{Cl}_2}} = 4{,}21 \times 10^{24}\ \text{moléculas de } S_2Cl_2$$

b. Para que se produzcan $6{,}20\ x10^{15}$ moléculas de S_2Cl_2, ¿cuántos gramos de Cl_2 se deben consumir?

La sustancia A en este caso son los $6{,}20\ x\ 10^{15}$ moléculas de S_2Cl_2.

En primer lugar debemos convertir a moles de S_2Cl_2, después convertir a moles de Cl_2 y finalmente transformar a gramos de Cl_2.

$$6{,}20 \times 10^{15}\ \cancel{\text{moléculas S}_2\text{Cl}_2} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol S}_2\text{Cl}_2}}{6{,}023 \times 10^{23}\ \cancel{\text{moléculas S}_2\text{Cl}_2}} \times \frac{4\ \cancel{\text{moles Cl}_2}}{4\ \cancel{\text{moles S}_2\text{Cl}_2}} \times \frac{70\ \text{g Cl}_2}{1\ \cancel{\text{mol Cl}_2}} = 7{,}20 \times 10^{-7}\ \text{g Cl}_2$$

Y TAMBIÉN: ¿?

Pasos estequiométricos:

- Ajustar la ecuación química.
- Calcular el peso molecular o fórmula de cada compuesto.
- Convertir las masas a moles.
- Usar la ecuación química para obtener los datos necesarios.
- Reconvertir las moles a masas si se requiere.

Actividades

9. Con base en la siguiente reacción: $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$, **contesta**:
   a. Con setenta gramos de N_2, ¿cuántas moles de NH_3 se van a producir?
   b. Con nueve moles de H_2, ¿cuántas moléculas de NH_3 se van a producir?
   c. Para producir 3,33 x 10^9 moléculas de NH_3, ¿cuántos gramos de N_2 se necesita?
10. ¿Cuántos gramos de óxido de hierro, Fe_2O_3, se pueden producir a partir de 12,80 g de oxígeno que reaccionan con hierro sólido?

    —¿Qué masa de magnesio se necesita para que reaccione con 12,27 g de nitrógeno?: $Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$.
11. Al ácido sulfhídrico (H_2S) podemos obtener a partir de la siguiente reacción: FeS (s) + HCl (ac) → $FeCl_2$ (ac) + H_2S (g).
    a. **Ajusta** la ecuación química correspondiente a este proceso.
    b. **Calcula** la masa de ácido sulfhídrico que se obtendrá si se hacen reaccionar 175,7 g de sulfuro de hierro (II).

       Datos masas atómicas Fe = 55,85; S = 32; H = 1; Cl = 35,5

Prohibida su reproducción

1.7. Reactivo limitante y reactivo en exceso

Cuando ocurre una reacción química, generalmente los reactivos no están presentes en las mismas cantidades estequiométricas. Están en diferentes proporciones que las que indica la ecuación balanceada.

Industrialmente, se busca que el reactivo más costoso se consuma en su totalidad para producir el producto deseado. Necesariamente un reactivo debe estar en exceso, y en consecuencia, una parte de este sobrará al final de la reacción.

Una reacción se va a detener cuando se consuma el reactivo que está en menor cantidad.

Y TAMBIÉN: ¿?

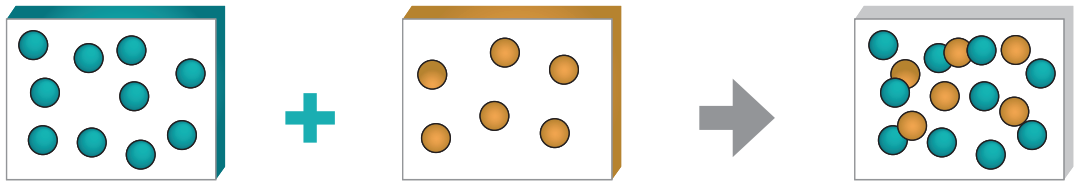
Procedimiento teórico para trabajar con reactivos en exceso

Para determinar cuál es el reactivo en exceso, debemos seguir los siguientes pasos:

- Calculamos el número de moles de las sustancias dadas.
- Hallamos la relación entre estos moles.
- Comparamos esta relación con la relación molar que se deduce de la ecuación ajustada.
- El reactivo cuyo número de moles sobrepasa el exigido es el reactivo en exceso.

Reactivo limitante es el que se consume por completo, y limita la reacción porque, al terminar, la reacción concluye. Es el reactivo que produce menor cantidad de producto.

Reactivo en exceso es el que ingresa en mayor proporción, por lo tanto, queda como sobrante al finalizar la reacción.



Reactivo A en exceso | Reactivo B limitante | Producto AB formado y reactivo A excedente

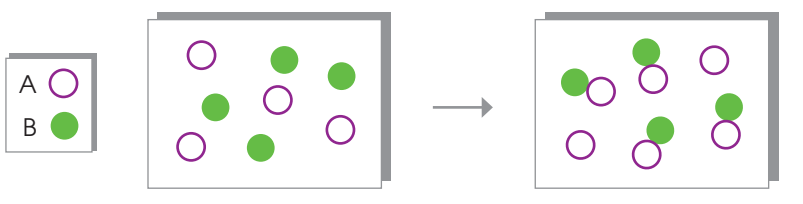
De manera análoga, si tenemos seis boletos para entrar a un concierto entre diez personas, cuatro personas se quedarán sin boletos, mientras que seis personas van a entrar al concierto. En este ejemplo tenemos cuatro personas en exceso y los boletos son los que, al estar en menor cantidad, limitan la entrada al concierto.

Actividades

12. **Identifica** el reactivo limitante y el reactivo en exceso de la siguiente analogía:

—Parejas que podemos formar, si hay catorce hombres y diez mujeres.

13. **Identifica**, en los gráficos, el reactivo limitante y reactivo en exceso.



Prohibida su reproducción



http://goo.gl/RLe4V1

Planta de metanol. Trinidad y Tobago

El reactivo limitante y el reactivo en exceso son muy importantes para los procesos industriales. Por ejemplo, el metanol tiene la siguiente reacción:

$$CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \rightarrow CH_3OH_{(g)}$$

En este caso particular, el CO es el reactivo en exceso, puesto que el hidrógeno debe ser aprovechado al máximo para producir metanol. La manera de comprobar esto es viendo qué reactivo produce la menor cantidad de metanol.

Tomando en cuenta cantidades iniciales iguales, podemos determinar esto:

$$2\ \cancel{\text{moles de CO}} \times \frac{1\ \text{mol de } CH_3OH}{1\ \cancel{\text{mol de CO}}} = 2\ \text{moles de } CH_3OH$$

$$2\ \cancel{\text{moles de H}_2} \times \frac{1\ \text{mol de } CH_3OH}{2\ \cancel{\text{moles de H}_2}} = 1\ \text{mol de } CH_3OH$$

Con esto se comprueba que el reactivo limitante es el H_2 y el reactivo en exceso es el CO.

Ejemplo 21

1. Consideremos la siguiente reacción:

$$MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$$

Si reaccionan $0{,}80$ moles de MnO_2 con $48{,}2$ gramos de HCl:

a. ¿Cuál es el reactivo limitante?

b. ¿Cuál es el reactivo en exceso?

c. ¿Cuánto se forma, en gramos, de Cl_2?

d. ¿Cuántos gramos de reactivo en exceso quedan sin reaccionar?

Y TAMBIÉN: ¿?



http://goo.gl/oQXUMz

Cloruro de manganeso (II)

El $MnCl_2$ tiene múltiples usos como en fertilizantes, en la producción de pilas, en la industria de la metalurgia. Es usado como catalizador, secador de pintura, tinte, pigmento e incluso se lo usa en la medicina.

Prohibida su reproducción

Para poder resolver ejercicios de reactivo limitante debemos seguir cinco sencillos pasos:

Paso 1: Verificamos que la reacción esté balanceada.

$$MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$$

Paso 2: Transformamos las cantidades de reactivos a las unidades deseadas (gramos en este caso) de alguno de los productos.

En el caso de que el ejercicio no diga a cuál de los productos, podemos elegir cualquiera porque el reactivo limitante siempre es el mismo. Para este caso en particular, en el problema nos dice que es con base en el Cl_2.

$$0{,}80 \text{ moles de } MnO_2 \times \frac{1 \text{ mol de } Cl_2}{1 \text{ mol de } MnO_2} \times \frac{70 \text{ g de } Cl_2}{1 \text{ mol } Cl_2} = 56 \text{ g de } Cl_2$$

$$48{,}2 \text{ g } HCl \times \frac{1 \text{ mol } HCl}{36{,}46 \text{ g } HCl} \times \frac{1 \text{ mol de } Cl_2}{4 \text{ mol de } HCl} \times \frac{70 \text{ g de } Cl_2}{1 \text{ mol } Cl_2} = 23{,}13 \text{ g de } Cl_2$$

Paso 3: El reactivo limitante es el que produce menor cantidad de producto, de modo que el reactivo limitante es el HCl y el reactivo en exceso es el MnO_2. La cantidad de Cl_2 que se produce es $23{,}13$ g de Cl_2.

Paso 4: El dato más importante es la cantidad de Cl_2 formado, a partir de este valor determinamos la cantidad de reactivo en exceso que queda sin reaccionar.

Lo transformamos a unidades del reactivo en exceso, en este caso a moles.

$$\text{Masa sin reaccionar} = 23{,}13 \text{ g } Cl_2 \times \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{70 \text{ g } Cl_2} \times \frac{1 \text{ mol de } MnO_2}{1 \text{ mol de } Cl_2} = 0{,}33 \text{ moles de } MnO_2$$

Paso 5: El dato que se obtuvo es la cantidad que realmente reaccionó, de modo que el exceso se obtiene de la diferencia respecto al dato inicial.

$$0{,}80 \text{ moles de } MnO_2 - 0{,}33 \text{ moles de } MnO_2 = 0{,}47 \text{ moles de } MnO_2$$

Esta es la cantidad que hay de reactivo en exceso, es decir, que queda sin reaccionar.

Las respuestas a las preguntas son:

a. El reactivo limitante es el HCl.

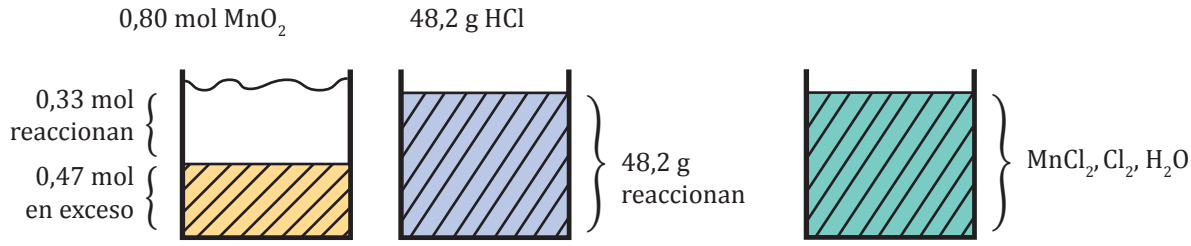
b. El reactivo en exceso es el MnO_2.

c. Se producen $23{,}13$ g de Cl_2.

d. $0{,}47$ moles de MnO_2 quedan sin reaccionar.

Prohibida su reproducción

Interpretación:



Ejemplo 22

El proceso comercial para formar amoníaco (NH_3) se basa en la siguiente ecuación.

$$N_{2\,(g)} + H_{2\,(g)} \rightarrow NH_{3\,(g)}$$

Si reaccionan 0,5 moles de N_2 con 1 mol de H_2. Determinamos el reactivo limitante, reactivo en exceso, cuántos moles de producto se forman y cuántas moles de reactivo en exceso quedan sin reaccionar.

$$N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)} \rightarrow 2NH_{3\,(g)}$$

$$0{,}5\ \cancel{\text{mol N}_2} \times \frac{2\ \text{moles de NH}_3}{1\ \cancel{\text{mol N}_2}} = 1\ \text{mol de NH}_3$$

$$1\ \cancel{\text{mol de H}_2} \times \frac{2\ \text{moles de NH}_3}{3\ \cancel{\text{moles de H}_2}} = 0{,}66\ \text{moles de NH}_3$$

$$0{,}66\ \cancel{\text{moles de NH}_3} \times \frac{1\ \text{mol de N}_2}{2\ \cancel{\text{moles de NH}_3}} = 0{,}33\ \text{moles de N}_2$$

Masa sin reaccionar = 0,5 moles de N_2 – 0,33 moles de N_2 = 0,17 moles de N_2

Respuestas:

a. El reactivo limitante es H_2.

b. El reactivo en exceso es N_2.

c. 0,66 moles de NH_3 se forman.

d. 0,17 moles de N_2 quedan sin reaccionar.

Actividades

14. Reactionan 2,49 moles de CH_4 con 6,25 moles de O_2 para producir dióxido de carbono y agua como se muestra en la siguiente reacción:

$$CH_{4(g)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

a. ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál es el reactivo en exceso?

b. ¿Cuántos gramos de CO_2 se van a formar?

c. ¿Cuántas moles de reactivo en exceso quedan sin reaccionar?

Prohibida su reproducción

1.8. Rendimiento de reacción



http://goo.gl/luRg2S

Cuando efectuamos una reacción química calculamos las cantidades de productos que esperamos obtener a partir de las cantidades de reactivos utilizadas y de la estequiometría de la reacción.

En la práctica suele ser frecuente que la cantidad obtenida sea menor de la esperada. Cuando esto ocurre decimos que la reacción tiene un rendimiento inferior al 100%.

Este menor rendimiento se da por diferentes causas:

- La pérdida de material durante su manipulación
- El desarrollo de la reacción en condiciones inadecuadas
- La existencia de reacciones paralelas que dan lugar a productos deseados


http://goo.gl/ohEcjk

Industria de aceite de oliva de España

Hasta ahora hemos supuesto que las reacciones siempre se dan de tal modo que todo el reactivo limitante se transforma en producto, pero en la vida real no suele ocurrir así; la cantidad de producto obtenido no alcanza el valor que se deduce del cálculo estequiométrico, siempre hay una diferencia entre esos valores.

La relación entre la cantidad de producto final obtenido (rendimiento real) y la cantidad que debía obtenerse según la estequiometría de la ecuación (rendimiento teórico) se expresa mediante el rendimiento de la reacción.

$$\text{Rendimiento porcentual (\%)} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\%$$

El intervalor del porcentaje del rendimiento puede fluctuar desde 1% hasta 100%. En química y en procesos industriales se busca tener el rendimiento más alto posible.

Los rendimientos industriales son generalmente bajos, por ejemplo, para producir en una industria aceite de oliva se tiene un rendimiento del 24%.

Y TAMBIÉN: ¿?

Los motivos por los que la cantidad obtenida en una reacción es inferior a la esperada son varios:

- Muchas reacciones son reversibles, por lo que la transformación no es completa.
- A veces, no es posible separar totalmente el producto obtenido.
- Los productos formados pueden producir reacciones secundarias.
- Muchas moléculas no están suficientemente activadas para reaccionar, etc.

Si se trata de calcular el rendimiento real que obtendremos en una reacción, procederemos del siguiente modo:

$$\text{Rendimiento real} = \text{rendimiento teórico} \times \frac{\text{rendimiento porcentual (\%)}}{100\ \%}$$

Prohibida su reproducción

Ejemplo 23

Se hacen reaccionar diez gramos de óxido de aluminio (Al_2O_3) con un exceso de ácido clorhídrico (HCl) para obtener veinticinco gramos de cloruro de aluminio.

$$Al_2O_{3(s)} + 6HCl_{(ac)} \rightarrow 2AlCl_{3(ac)} + 3H_2O_{(l)}$$

a. Calculamos el rendimiento de la reacción.

b. Si el rendimiento teórico fuera del 60%, ¿cuánto se esperaría que fuera el rendimiento real?

Para la resolución del literal a. del ejercicio debemos seguir dos pasos sencillos.

Paso 1: Pasamos la cantidad de reactivo que se tenga a unidades de producto deseado.

$$10\ \cancel{\text{g de } Al_2O_3} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol de } Al_2O_3}}{102\ \cancel{\text{g de } Al_2O_3}} \times \frac{2\ \cancel{\text{moles de } AlCl_3}}{1\ \cancel{\text{mol de } Al_2O_3}} \times \frac{132\ \text{g de } AlCl_3}{1\ \cancel{\text{mol de } AlCl_3}} = 25{,}88\ \text{g } AlCl_3$$

Paso 2: El valor del enunciado del producto va a ser equivalente al rendimiento real, en este caso es 25 gramos de cloruro de aluminio. El valor obtenido de 25,88 gramos de cloruro de aluminio es el rendimiento teórico porque se lo obtuvo mediante cálculos. Lo reemplazamos en la fórmula.

$$\%\ \text{de rendimiento} = \frac{25}{25{,}88} \times 100\% = 96{,}59\%$$

Para la resolución del literal b. del ejercicio, debemos usar la fórmula:

$$\text{Rendimiento real} = \text{rendimiento teórico} \times \frac{\text{rendimiento porcentual (\%)}}{100\ \%}$$

Los datos que conocemos para poder emplear esta fórmula son: el rendimiento teórico calculado en el literal a. (25,88g de cloruro de aluminio) y el porcentaje de rendimiento (60%) mencionado en el enunciado del ejercicio.

$$\text{Rendimiento real} = 25{,}88\ \text{g} \times \frac{60\%}{100\ \%} = 15{,}52\ \text{gramos de } Al_2Cl_3$$

Actividades

15. Si el rendimiento de la producción de etileno (C_2H_4) es de 40%, ¿qué masa de hexano (C_6H_{14}) debemos utilizar para producir 481 g de etileno?

    $C_6H_{14} \rightarrow C_2H_4 + \text{otros productos}$

16. Se hacen reaccionar 10,0 g de óxido de aluminio con exceso de ácido clorhídrico y se obtienen 25,0 g de cloruro de aluminio. **Calcula** el rendimiento de la reacción.

Prohibida su reproducción

Experimento

TEMA:

Producción de dióxido de carbono a partir de ácido acético y bicarbonato de sodio.

INVESTIGAMOS:

La producción de dióxido de carbono, CO_2, a partir de la reacción entre ácido acético, CH_3COOH, y bicarbonato de sodio, $NaHCO_3$, está dada por:

$$CH_3\,COOH_{(l)} + NaHCO_{3(s)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} + CH_3\,COONa_{(ac)}$$

OBJETIVO:

Reconocer cuál es el reactivo limitante en la producción del dióxido de carbono.

MATERIALES:

- 2 botellas plásticas de 500 mL
- 2 globos
- 1 embudo
- 2 cucharas grandes
- 1 botella pequeña con vinagre
- bicarbonato de sodio
- marcador permanente



PROCESOS:

1. **Emplea** el marcador para rotular las botellas con los nombres «1» y «2».
2. En la botella «1», **coloca** tres cucharadas de ácido acético y en la botella «2» **pon** seis cucharadas del mismo reactivo.
3. **Coloca** una cucharada de bicarbonato de sodio en cada globo, con ayuda del embudo.
4. **Introduce** el contenido de los globos dentro de cada botella, cuidadosamente. Asegúrate de que no existen fugas en los globos y que estos estén bien ajustados al pico de la botella.
5. **Mantén** el pico del globo con firmeza hasta que la reacción haya terminado. Podemos observar esto el momento en el que el globo haya dejado de inflarse.
6. **Anota** los cambios.

CUESTIONES:

- ¿Cuál es el reactivo limitante en cada uno de los envases plásticos?

Prohibida su reproducción

1 Resumen

Fórmulas de transformación

Existen diferentes tipos de unidades para representar cantidades muy pequeñas o grandes químicamente hablando. Las equivalencias son:

$$1 \text{ mol de X} = 6{,}023 \times 10^{23} \text{ átomos de X} = \text{Peso en gramos de X}$$

Dependiendo de lo que se quiera obtener, podemos utilizar las unidades en gramos, moles o átomos o moléculas.

En la tabla periódica tenemos elementos, al unir dos o más, tenemos moléculas.

Los subíndices de un compuesto representan la cantidad de un átomo en una molécula. Así, por ejemplo:

$$H_2O$$

Representa que hay dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno en una molécula de agua. De igual manera, a través de cálculos estequiométricos podemos transformar las unidades de un elemento a otro.

Incluso, podemos determinar el porcentaje exacto de un elemento en un compuesto al aplicar la composición porcentual:

$$\%\ \text{Elemento} = \frac{(\text{cantidad de átomos del elemento}) \times (\text{peso del elemento})}{\text{peso del compuesto}} \times 100\%$$

La suma de todos los porcentajes de los elementos de un compuesto equivale al 100%.

Los compuestos pueden tener fórmula empírica o molecular. En un compuesto:

- La mínima relación que hay entre los átomos se denomina fórmula empírica. No pueden ser múltiplos los coeficientes de los elementos de un compuesto.
- La relación real que existe entre los átomos de un compuesto se denomina fórmula molecular. Pueden ser múltiplos los coeficientes de un compuesto.

La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma. Esto quiere decir que, si hago reaccionar dos reactivos, vamos a obtener dos productos. Nuestra reacción debe siempre estar igualada, independientemente si uno de los dos reactivos deja de reaccionar primero que el otro.

- Al reactivo que se consume por completo o que limita la reacción lo conocemos como reactivo limitante.
- Al reactivo presente en mayor cantidad lo conocemos como reactivo en exceso.

Dependiendo de la cantidad que se forme de nuestro producto en nuestra reacción, que lo podemos obtener con el reactivo limitante, podemos obtener el rendimiento de la reacción:

$$\text{Rendimiento porcentual } (\%) = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\%$$

Prohibida su reproducción

ZONA

BLOG

Estequiometría en la vida

Día a día el ser humano utiliza numerosos productos tales como champú, jabón, aceite, gasolina y demás compuestos derivados del petróleo. Para su producción, los ingenieros químicos emplean la estequiometría, por la precisión requerida en el manejo de los reactivos químicos. La estequiometría permite optimizar los procesos químicos y de esta forma aprovechar al máximo un reactivo químico y generar la menor cantidad de desperdicios posibles.

Gómez, Freddy. (2012. 9). Estequiometría en la vida. Más allá del conocimiento. Extraído el 26 de agosto de 2015 desde la página http://goo.gl/OgFfA.y



http://goo.gl/35X4Mx

SOCIEDAD

Día del Mol



http://goo.gl/tZbqQp

En Norteamérica, Sudáfrica, Australia y Canadá, cada 23 de octubre se celebra el Día del Mol; esta no es una celebración oficial y dura desde las 06h02 a. m. hasta las 06h02 p. m. Si a esa fecha la colocamos según el formato norteamericano obtenemos 6.02 10 23, y da como resultado 6,02 x 10^{23}, correspondiente al número de Avogadro, es decir el número de partículas individuales que hay en un mol de cualquier sustancia o especie química. En otras regiones, el Día del Mol se celebra el 6 de febrero desde las 10h23 a. m. hasta las 10h23 p. m.

Pardo, Rafael. (2009.10.23). Día del mol. Heavy metal. Extraído el 26 de agosto de 2015 desde http://goo.gl/ttbe7x.

SENTIDO CRÍTICO

¿Es el chocolate un sustituto del amor?



http://goo.gl/fcfjRn

Muchos consideran al chocolate un sustituto del amor por sus propiedades afrodisíacas. Sin embargo, hay mucho que puntualizar.

Hace más de 2000 años, el pueblo olmeca, que vivía en una región del actual México, aprendió a elaborar una bebida que alteraba la mente a partir de las bayas de una planta: el cacao. Los aztecas asociaban el chocolate, con su diosa de la fertilidad. Hace poco, varios investigadores descubrieron que el chocolate contiene feniletilamina; en experimentos de laboratorio, los animales se vuelven locos con esta sustancia y se comportan como si estuvieran en pleno cortejo. Sin embargo, en los humanos parece surtir menos efecto.

(2009.04.05).¿Es el chocolate un sustituto del amor? adaptación).Tras el horizonte de sucesos. Extraído el 20 de septiembre de 2015 desde la página web: http://goo.gl/hXOTia.

SI YO FUERA...



http://goo.gl/hnIcTg

Ingeniero en alimentos, a través de la estequiometría, me enfocaría en que todos los alimentos cumplieran con los parámetros de calidad, realizando análisis con el fin de asegurar que cualquier cadena de producción de alimentos o bebidas se encontrara de la mejor manera.

Prohibida su reproducción

Para finalizar

- Masa atómica

1. Se pesan $6{,}12$ g de sodio (Na). **Determina.**
   a. ¿Cuántas moles representa?
   b. ¿Cuántos átomos de sodio se tiene en esa masa?

2. Se cuenta con $0{,}11$ mol de níquel (Ni). **Determina.**
   a. ¿Cuántos gramos representa?
   b. ¿Cuántos átomos de níquel se tiene en esa masa?

3. Se tiene $3{,}12 \times 10^{23}$ átomos de cobre (Cu). **Determina.**
   a. ¿Cuántas moles representa?
   b. ¿Cuántos gramos representa?

- Masa molecular

4. **Determina** la masa molar de las siguientes sustancias:
   a. Gas butano, C_4H_{10}
   b. Ácido sulfúrico, H_2SO_4
   c. Gas hidrógeno, H_2

5. En un frasco de laboratorio hay 200 g de tricloruro de hierro, $FeCl_3$. **Averigua** cuántos moles de esta sustancia contiene el frasco.

6. Si se dispone de $123{,}11$ g de cloruro de plata $(AgCl)$,. ¿cuántas moles contiene el frasco? ¿cuál es el número total de átomos de cloro (Cl) presentes?

- Composición porcentual

7. Si la fórmula del ácido clorhídrico es HCl, ¿cuál es la composición porcentual en masa del hidrógeno y del cloro en este compuesto?

8. A la fórmula de la herrumbre podemos representar como Fe_2O_3. ¿Cuál es la composición porcentual en masa del oxígeno en este compuesto?

- Formula empírica y molecular

9. ¿Cuál es la fórmula empírica de cada uno de los compuestos que tienen la siguiente composición?
   a. 40,1% de C, 6,6% de H y 53,3% de O.
   b. 18,4% de C, 21,5% de N y 60,1% de K.

10. La fórmula empírica del compuesto es CH. Si la masa molar de este compuesto es aproximadamente 78 g, ¿cuál sería su fórmula molecular?

11. La composición de una molécula es: $35{,}51\%$ de C, $4{,}77\%$ de H, $37{,}85\%$ de O, $8{,}29\%$ de N y $13{,}60\%$ de Na. ¿Cuál será su fórmula molecular si su masa molar es aproximadamente de 169 g?

- Balance de ecuaciones

12. **Ajusta** las siguientes reacciones químicas:
   a. $C_{(S)} + CuO_{(S)} \rightarrow Cu_{(S)} + CO_{2\,(g)}$
   b. $CaO_{(S)} + C_{(S)} \rightarrow CO_{(g)} + CaC_{2\,(g)}$
   c. $NiS_{2\,(s)} + O_{2\,(g)} \rightarrow SO_{2\,(g)} + Ni_2C_{3\,(s)}$
   d. $HNO_{3(aq)} + Zn_{(S)} \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NO_{(s)} + H_2O_{(l)}$

Prohibida su reproducción

- Estequiometría

13. Al hacer reaccionar aluminio metálico con yodo se obtiene triyoduro de aluminio. **Calcula** la masa de este producto que se obtendrá a partir de 25 g de yodo.

14. Al tratar una muestra de dióxido de manganeso con 20 g de cloruro de hidrógeno, se obtiene cloruro de manganeso (II), gas cloro y agua. **Escribe** y **ajusta** la reacción y **calcula** la masa de $MnCl_2$ que se obtendrá.

15. **Calcula** la masa de yoduro de plomo (II), PbI_2, que se obtendrá al hacer reaccionar 15 g de yoduro de potasio, KI, con un exceso de nitrato de plomo (II), $Pb(NO_3)_2$. En la reacción también se produce nitrato de potasio, KNO_3.

16. **Calcula** la masa de hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$, necesaria para reaccionar con 16,5 g de ácido clorhídrico, HCl.

- Reactivo limitante

17. Hacemos reaccionar 10 g de sodio metálico con 9 g de agua. **Determina** cuál de ellos actúa como reactivo limitante y qué masa de hidróxido de sodio se formará. En la reacción también se desprende H_2.

18. Hacemos reaccionar 25 g de nitrato de plata con cierta cantidad de cloruro de sodio y obtenemos 14 g de precipitado de cloruro de plata. Averigua la masa de nitrato de plata que no ha reaccionado.

19. La reacción entre el amoníaco y el oxígeno produce NO y H_2O como se muestra en la siguiente reacción:

$$4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 4NO_{(g)} + 6H_2O_{(g)}$$

En cierto experimento 2,25g de NH_3 reacciona con 3,75g de O_2.

a. ¿Cuál reactivo es el limitante?

b. ¿Cuántos gramos de NO se forman?

c. ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedan una vez que se ha consumido totalmente el reactivo limitante?

20. Se desean quemar 55,8 L de gas metano, CH_4, medidos a 273 K y 1 atm, utilizando para ello 200 g de oxígeno.

La reacción produce dióxido de carbono y agua. **Calcula** los gramos de dióxido de carbono que se obtendrán.

- Rendimiento de reacción

21. El litio y el nitrógeno reaccionan para producir nitruro de litio.

$$6Li_{(s)} + N_{2\,(g)} \rightarrow 2\,Li_3N_{(s)}$$

Si se hacen reaccionar 5,00 gramos de cada reactivo y el rendimiento es del 80,5%. ¿Cuántos gramos de Li_3N se obtienen en la reacción?

AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

- Trabajo personal

¿Cómo ha sido mi actitud frente al trabajo? | ¿He cumplido mis tareas? | ¿Qué aprendí en esta unidad temática?

- Trabajo en equipo

¿He compartido con mis compañeros o compañeras? | ¿He respetado las opiniones de los demás?

- **Escribe** la opinión de tu familia.

- **Pide** a tu profesor o profesora sugerencias para mejorar y **escríbelas**.

Prohibida su reproducción

2 Soluciones acuosas y sus reacciones



CONTENIDOS:

2. Soluciones acuosas y sus reacciones

2.1. Reacciones de precipitación
2.2. Número de oxidación de elementos y compuestos
2.3. Reacciones de oxidación y reducción
2.4. Celdas galvánicas
2.5. Electrólisis
2.6 Aplicaciones industriales de la electrólisis

Prohibida su reproducción http://goo.gl/clWYvl

Noticia:

Química, la ciencia que permite consumir alimentos en buen estado

La química desempeña un rol fundamental en la preservación de los alimentos mediante la utilización de diferentes técnicas como: enfriamiento, congelación, pasteurización, entre otras. No todos los químicos son perjudiciales para el ser humano, cuando se emplean de forma racional, son útiles para satisfacer la demanda de productos del planeta. Por tanto, la química de alimentos evita la formación de diferentes microorganismos perjudiciales para la salud.

http://goo.gl/SRdbmz.

Web:

Alessandro Volta y la pila galvánica

Volta, físico italiano, inventor de la primera pila eléctrica generadora de corriente continua. En 1775, su interés por el estudio lo condujo a la creación de un electróforo, artefacto utilizado para la generación de electricidad estática. En 1778, Volta identificó y aisló el gas metano. En 1797, mediante sus electroscopios y su condensador, logró comprobar experimentalmente la existencia de un desequilibrio eléctrico entre metales diferentes denominado *tensión*. Es así como se inventó la primera pila eléctrica, y en su honor se denominó *voltio* a la unidad de fuerza electromotriz en el SI.

http://goo.gl/6aq73l.

Película:

Reacción química-documental

Analizaremos cómo se producen diferentes tipos de reacciones con experimentos concisos y fáciles de realizar.

https://goo.gl/RDf81G

EN CONTEXTO:

1. **Lee** la noticia y **contesta**:
   a. ¿Qué relación tiene la *química de alimentos* con la *nutrición*, *la microbiología* y la *toxicología*?
   b. ¿Qué riesgos se presentan al consumir alimentos caducos?
2. **Contesta** las siguientes preguntas:
   a. ¿Quién fue Alessandro Volta?
   b. ¿Cuáles fueron sus principales descubrimientos? Realiza un análisis de cada uno.
3. Basándote en el documental **contesta**:
   a. ¿Qué es una *reacción química*?
   b. ¿Cómo están clasificadas las reacciones?

Prohibida su reproducción

2. SOLUCIONES ACUOSAS Y SUS REACCIONES

2.1. Reacciones de precipitación

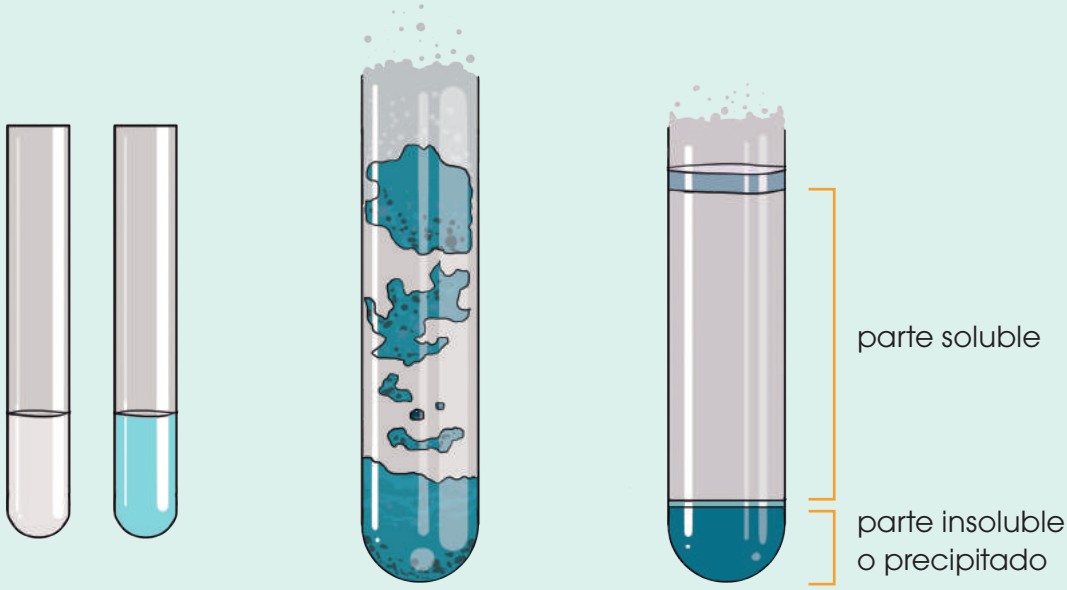
Y TAMBIÉN: ¿?

La solubilidad de un soluto en un disolvente determinado y a una temperatura determinada es la concentración del soluto en una disolución saturada.

Un tipo de reacciones son las de precipitación, estas ocurren en disolución acuosa y se caracterizan por la formación de un producto insoluble o precipitado.

Una reacción de precipitación consiste en la formación de un compuesto insoluble, denominado *precipitado*, cuando se combinan dos reactivos en disolución acuosa.

Formación de un precipitado



Estas reacciones se caracterizan porque, a partir de dos reactivos en disolución acuosa, obtenemos un producto insoluble o sólido, por ejemplo:

Y TAMBIÉN: ¿?

Disolución es una mezcla homogénea de propiedades variables. Está formada por un disolvente, que habitualmente es un líquido, y uno o más solutos, que pueden ser sólidos, líquidos o gases.

$$Mg(NO_3)_{2(ac)} + 2NaOH_{(ac)} \rightarrow Mg(OH)_{2(s)} + 2NaNO_{3(ac)}$$

$$BaCl_{2(ac)} + ZnSO_{4(ac)} \rightarrow BaSO_{4(s)} + ZnCl_{2(ac)}$$

Solubilidad

Para saber si un compuesto es acuoso (soluble) o es sólido (insoluble o precipitado), debemos observar al catión y al anión que intervienen. Identifiquemos estos en la tabla de solubilidad para conocer su estado.

Prohibida su reproducción

Reglas de solubilidad para compuestos iónicos comunes en el agua a 25 °C	
Compuestos solubles	Excepciones
Compuestos que contengan iones de metales alcalinos y NH_4^+	
NO_3^-, HCO_3^-,ClO_3^-	
Cl^-, Br^-, I^-	Halogenuros de Ag^+, Hg_2^{2+}, Pb^{2+}
SO_4^{2-}	Sulfatos de Ag^+, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}, Hg^{2+}, Pb^{2+}
Compuestos insolubles	Excepciones
CO_3^{2-}, PO_4^{3-}, CrO_4^{2-}, S^{2-}	Compuestos que contengan iones de metales alcalinos y NH_4^+
OH^-	Compuestos que contengan iones de metales alcalinos y Ba^{2+}

Ejemplo 1

Identifiquemos si el $NaCl$ es un compuesto soluble o insoluble.

En un compuesto, el primer elemento siempre es el catión (carga positiva) y el segundo elemento es el anión (carga negativa).

Paso 1: Identificamos al catión y al anión del compuesto.

Na^{+1} (catión) Cl^{-1} (anión)

Paso 2: Observamos en la tabla de solubilidad si es soluble o insoluble para cualquiera de los aniones presentes. Si uno es soluble o insoluble, eso garantiza que todo el compuesto lo es.

Na^{+1} es soluble sin excepción, eso quiere decir que todo el compuesto es soluble.

Sin embargo, para comprobar esto, el Cl^{-1} es soluble y entre las excepciones no se encuentra el sodio.

Paso 3: Si el compuesto es soluble, colocamos al lado del compuesto el estado acuoso (ac). Caso contrario, es decir, si es insoluble, instalamos al lado del compuesto el estado sólido (s).

$NACl\ (ac)$

Ejemplo 2

Identifiquemos si el Ag_2SO_4 es un compuesto soluble o insoluble.

Para conocer lo que se va a formar y si es soluble o insoluble, debemos analizar la tabla de las reglas de solubilidad.

Ag_2SO_4 $Ag^{+1}SO_4^{2-}$ $Ag_2SO_{4\ (s)}$

Por lo tanto el Ag_2SO_4 es un compuesto insoluble.

Prohibida su reproducción

Ejemplo 3

El hidróxido de sodio va a reaccionar con el nitrato de magnesio. ¿Qué compuestos se van a formar? ¿Se producirá algún precipitado?

$$Mg^{2+}(NO_3)^{1-} + Na^{1+}(OH)^{1-} \rightarrow$$

Primero colocamos los productos que se van a formar y de allí determinamos si son solubles o insolubles.

Paso 1: Colocamos los reactivos en forma de cationes y aniones respectivamente.

$$Mg^{2+}(NO_3)^{-} + Na^{+}(OH)^{-} \rightarrow$$

Paso 2: El catión del primer compuesto va a reaccionar con el anión del segundo compuesto, porque polos opuestos se atraen. De igual manera, el anión del primer compuesto va a reaccionar con el catión del segundo reactivo.

$$Mg^{2+}(NO_3)^{1-} + Na^{1+}(OH)^{1-} \rightarrow Mg^{2+}(OH)^{1-} + Na^{1+}(NO_3)^{1-}$$

Paso 3: Realizamos el intercambio de cargas y así obtendremos los dos productos que se van a formar.

$$Mg(NO_3)_{2(ac)} + NaOH_{(ac)} \rightarrow Mg(OH)_2 + NaNO_3$$



https://goo.gl/wPKDR9

Hidróxido de magnesio en solución

Paso 4: Balanceemos la ecuación.

$$Mg(NO_3)_{2(ac)} + 2NaOH_{(ac)} \rightarrow Mg(OH)_2 + 2NaNO_3$$

Paso 5: Con base en la tabla de reglas de solubilidad, determinamos el estado de los productos.

$$Mg(NO_3)_{2(ac)} + 2NaOH_{(ac)} \rightarrow Mg(OH)_{2(ac)} + 2NaNO_{3(s)}$$

El precipitado en este caso es el hidróxido de magnesio, $Mg(OH)_2$, y el soluble es el nitrato de sodio, $NaNO_3$.

Y TAMBIÉN: ¿?

Solubilidad

Muchos compuestos iónicos son solubles en agua o en otros disolventes que, como el agua, tienen moléculas polarizadas. Cuando el sólido iónico se introduce en agua se produce la rotura de la red iónica por la interacción entre los iones del cristal y los dipolos del disolvente. Los iones pasan a la disolución rodeados de moléculas de H_2O, por lo que decimos que están solvatados.

Ejemplo 4

El cloruro de bario va a reaccionar con el sulfato de cinc. ¿Qué compuestos se van a formar? ¿Se producirá algún precipitado?

$$BaCl_{2(ac)} + ZnSO_{4(ac)} \rightarrow$$

$$Ba^{2+}Cl^{1-} + Zn^{2+}(SO_4)^{2-} \rightarrow Ba^{2+}SO_4^{2-} + Zn^{2+}Cl^{1-}$$

$$BaCl_{2\,(ac)} + ZnSO_{4(ac)} \rightarrow BaSO_4 + ZnCl_2$$

$$BaCl_{2\,(ac)} + ZnSO_{4(ac)} \rightarrow BaSO_{4(s)} + ZnCl_{2(ac)}$$

El precipitado en este caso es el sulfato de bario, $BaSO_4$, y el soluble es el cloruro de cinc, $ZnCl_2$.

Prohibida su reproducción

Ecuación molecular, ecuación iónica y ecuación iónica neta

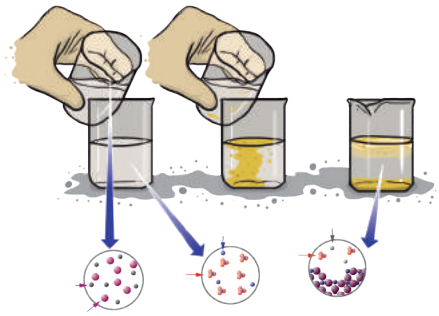
A la ecuación que da formación al yoduro plumboso la denominamos *ecuación molecular*, porque las fórmulas de los compuestos están en forma de moléculas.

$$Pb(NO_3)_{2(ac)} + 2KI_{(ac)} \rightarrow PbI_{2(s)} + 2KNO_{3(ac)}$$

La ecuación iónica, por su parte, muestra las especies disueltas como iones libres. Solamente la parte soluble está en forma de iones, porque la parte insoluble es sólida.

Dentro de la ecuación iónica, denominamos *ion espectador* al anión que está tanto en los reactivos como en los productos en forma acuosa.

Si en la ecuación iónica no tomamos en cuenta los iones espectadores, tenemos una ecuación iónica neta.



http://goo.gl/bb5VIK

Interpretación de la reacción de formación del yoduro plumboso

Ejemplo 5

La ecuación de formación del yoduro plumboso es:

$$Pb(NO_3)_{2(ac)} + KI_{(ac)} \rightarrow PbI_{2(s)} + KNO_{3(ac)}$$

Obtenemos la ecuación iónica, los iones espectadores y la ecuación iónica neta.

Para la resolución del ejemplo, debemos seguir una serie de pasos.

Paso 1: Balanceamos la ecuación.

Ecuación molecular:

$$Pb(NO_3)_{2(ac)} + 2KI_{(ac)} \rightarrow PbI_{2(s)} + 2KNO_{3(ac)}$$

Paso 2: Expresamos todos los compuestos solubles en forma de aniones.

Ecuación iónica:

$$Pb^{2+}{}_{(ac)} + (NO_3)^{1-}{}_{(ac)} + 2K^{+}{}_{(ac)} + 2I^{-}{}_{(ac)} \rightarrow PbI_{2(s)} + 2K^{+}{}_{(ac)} + (2NO_3)^{-}{}_{(ac)}$$

Paso 3: Los aniones que se repitan en el lado izquierdo y derecho son los iones espectadores.

Iones espectadores: $NO_3^{1-}{}_{(ac)}$, $K^{1+}{}_{(ac)}$

Paso 4: Si simplificamos los iones espectadores de la ecuación iónica, el resultado será la ecuación iónica neta.

$$Pb^{2+}{}_{(ac)} + \cancel{(NO_3)^{-}{}_{(ac)}} + \cancel{2K^{+}{}_{(ac)}} + 2I^{-}{}_{(ac)} \rightarrow PbI_{2(s)} + \cancel{2K^{+}{}_{(ac)}} + \cancel{(NO_3)^{-}{}_{(ac)}}$$

Ecuación iónica neta: $Pb^{2+}{}_{(ac)} + 2I^{-}{}_{(ac)} \rightarrow PbI_{2(s)}$

Y TAMBIÉN: ¿?

Denominamos *ecuación molecular* a aquella que contiene las formas no ionizadas de todos los compuestos que intervienen en la reacción, aunque algunos de ellos no sean moleculares.

La *ecuación iónica* se obtiene disociando totalmente en sus iones los electrolitos fuertes disueltos.

La *ecuación iónica neta* se obtiene eliminando los iones que aparecen en los dos miembros de una ecuación.

Prohibida su reproducción

Reactivos y productos

↓

Ecuación Molecular

↓

Disociación iónica de los electrolitos fuertes disueltos

↓

Ecuación Iónica

↓

Eliminación de los iones espectadores

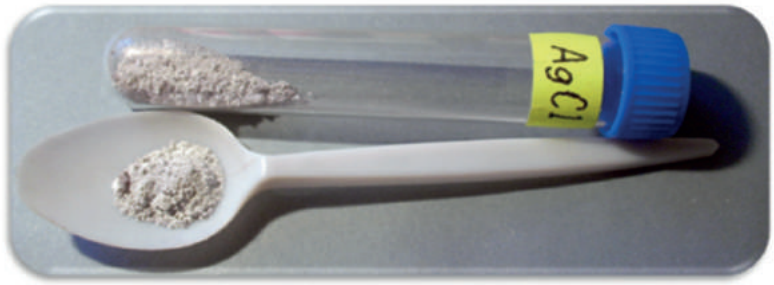
↓

Ecuación iónica neta

Ejemplo 9

La ecuación de formación del cloruro de plata es:

$$AgNO_{3(ac)} + NaCl_{(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3(ac)}$$



https://goo.gl/xGfQST

Formación del cloruro de plata

Obtenemos la ecuación iónica, los iones espectadores y la ecuación iónica neta.

Ecuación molecular:

$$AgNO_{3(ac)} + NaCl_{(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3(ac)}$$

Ecuación iónica:

$$Ag^{+}_{(ac)} + (NO_3)^{-}_{(ac)} + Na^{+}_{(ac)} + Cl^{-}_{(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)} + Na^{+}_{(ac)} + (NO_3)^{-}_{(ac)}$$

Iones espectadores:

$$NO_3^{-}{}_{(ac)}\ ,\ Na^{+}_{(ac)}$$

Ecuación iónica neta:

$$Ag^{+}_{(ac)} + \cancel{(NO_3)^{-}_{(ac)}} + \cancel{Na^{+}_{(ac)}} + Cl^{-}_{(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)} + \cancel{Na^{+}_{(ac)}} + \cancel{(NO_3)^{-}_{(ac)}}$$

$$Ag^{+}_{(ac)} + Cl^{-}_{(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)}$$

Actividades

1. **Determina** si son solubles o insolubles los siguientes compuestos.
   a. $Al(OH)_3$
   b. Na_2CO_3.

2. **Determina** la ecuación molecular, ecuación iónica, iones espectadores y la ecuación iónica neta de la reacción.
   $Mg(NO_3)_2(ac) + LiOH(ac) \rightarrow$

Prohibida su reproducción

2.2. Número de oxidación de elementos y compuestos

Los elementos se combinan en proporciones definidas y constantes. Esta capacidad de combinación de un átomo con otros para formar un compuesto recibió el nombre de *valencia*.

En la actualidad, se prefiere utilizar el número de oxidación o estado de oxidación. El cual significa el número de cargas que tendría un átomo en una molécula o en un compuesto iónico si los electrones fueran transferidos completamente.

Debemos distinguir entre *número de oxidación* y *carga iónica:*

Y TAMBIÉN:

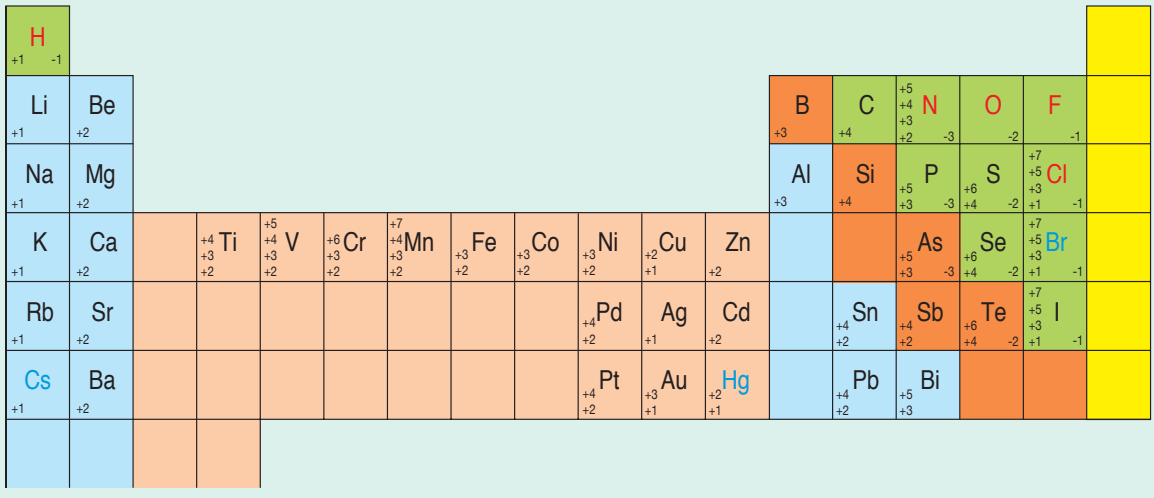
Valencia química

Número entero que expresa la capacidad de combinación de un átomo con otros para formar un compuesto. Tomamos como referencia el átomo de hidrógeno, al que se asigna la valencia 1. De este modo, la valencia de un elemento es el número de átomos de hidrógeno que se combinan con un átomo de dicho elemento.

Número de oxidación	Carga iónica
Representa una capacidad de combinación. Escribimos sobre el símbolo del elemento e indicamos con un número la forma $+n$ o $-n$: $\overset{+1\,-1}{NaCl}$ $\qquad$ $\overset{+1\,+6\,-2}{H_2SO_4}$	Es la carga positiva o negativa, $n+$ o $n-$, que adquieren un átomo o un grupo de átomos cuando pierden o ganan electrones. Escribimos a la derecha del símbolo del ion, en la parte superior: $Na^+, Ca^{2+}, Al^{3+}, NO_3^-, CO_3^{2-}, PO_4^{3-}$

Un mismo elemento, según el compuesto del que forma parte, puede tener varios números de oxidación. Los números de oxidación destacados en negrita son comunes a cada grupo de la tabla periódica.

Grados de oxidación de algunos elementos químicos



Prohibida su reproducción

Y TAMBIÉN: ¿?

Número de oxidación y reacciones químicas

En las reacciones químicas el número de electrones ganados por algunos átomos coincide con el número de electrones cedidos por otros, de manera que el balance total del cambio es cero.

Determinación del número de oxidación

Debemos tener en cuenta las siguientes reglas:

- Los átomos de los elementos que no forman parte de un compuesto químico tienen número de oxidación cero, 0, incluso cuando forman moléculas o estructuras poliatómicas, como N_2.
- El número de oxidación de un ion monoatómico es su propia carga; así, Na^+ tiene un número de oxidación de + 1 y Cl^-, -1.
- El oxígeno emplea comúnmente el número de oxidación -2.
- El hidrógeno utiliza habitualmente el número de oxidación +1. Solo en los hidruros utiliza el número de oxidación -1.
- La suma algebraica de todos los números de oxidación de los átomos que intervienen en la fórmula de una sustancia neutra debe ser cero.
- En los iones poliatómicos esta suma debe ser igual a la carga total, positiva o negativa, del ion.

Puesto que el oxígeno y el hidrógeno forman parte de muchos compuestos, la asignación de sus números de oxidación permite determinar el número de oxidación de los otros elementos del compuesto.

Ejemplo 7

Determinemos los siguientes números de oxidación: a. del azufre en el dióxido de azufre, SO_2; b. del nitrógeno en el ácido nítrico, HNO_3; c. del azufre en el sulfato de potasio, K_2SO_4; d. del carbono en el ion carbonato, CO_3^{2-}; e. del cloro en el ion perclorato, ClO_4^-.

a. El oxígeno tiene número de oxidación −2, llamamos *x* al número de oxidación del azufre y aplicamos la regla dada:

$$\overset{x\ \ -2}{SO_2} \qquad x + 2(-2) = 0 \qquad \text{de donde } x = +4$$

b. El hidrógeno tiene número de oxidación +1 y el oxígeno, −2. Llamamos *x* al del nitrógeno y, a continuación, aplicamos la regla:

$$\overset{+1\ \ x\ \ -2}{HNO_3} \qquad +1 + x + 3(-2) = 0 \qquad \text{de donde } x = +5$$

c. El potasio tiene número de oxidación +1 y el oxígeno, −2. Llamamos *x* al del azufre y procedemos como antes:

$$\overset{+1\ \ x\ -2}{K_2SO_4} \qquad 2(+1) + x + 4(-2) = 0 \qquad \text{de donde } x = +6$$

d. La carga total del ion carbonato es −2. Por tanto:

$$\overset{x\ -2}{CO^{2-}_3} \qquad x + 3(-2) = -2 \qquad \text{de donde } x = +4$$

e. Carga total del ion perclorato −1

$$\overset{x\ -2}{ClO^-_4} \qquad x + 4(-2) = -1 \qquad \text{de donde } x = +7$$

Actividades

3. **Determina** el número de oxidación de cada elemento en las siguientes especies químicas moleculares o iónicas:

$$H_2O,\ Al_2S_3,\ NaNO_2,\ H_2SO_3,\ SrMnO_4,\ AlPO_4,\ Rb_3BO_3,\ IO^-_3,\ SiO^{2-}_3,\ PO^{3-}_3$$

Prohibida su reproducción

2.3 Reacciones de oxidación y reducción

En la formación de los compuestos iónicos es fácil apreciar la transferencia de electrones entre dos elementos. Esto es precisamente lo que caracteriza a estas reacciones como de oxidación-reducción.

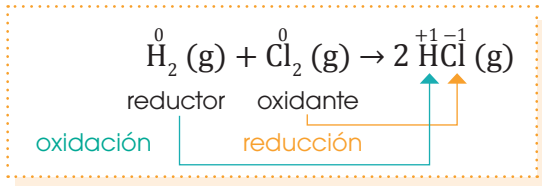
Sin embargo, en la mayor parte de las reacciones, no es sencillo advertir dicha transferencia electrónica; así sucede especialmente entre sustancias covalentes. Por este motivo, se adopta un criterio más claro que permite identificar fácilmente las reacciones de oxidación-reducción.

Reacciones de oxidación-reducción, o reacciones redox, son los procesos químicos en los que tiene lugar alguna variación en el número de oxidación de los elementos. Esta variación es la consecuencia de la transferencia real o aparente de electrones.

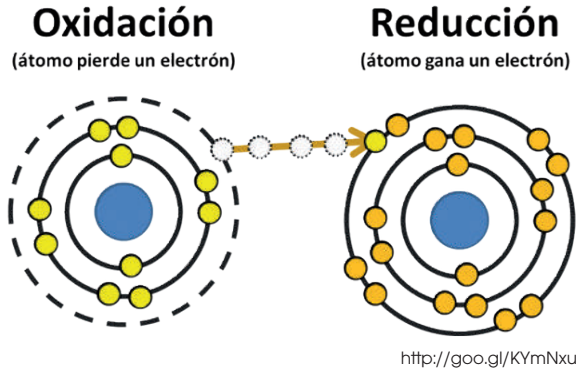
Por ejemplo, dada la reacción $H_2\,(g) + Cl_2\,(g) \rightarrow 2\,HCl\,(g)$, si asignamos números de oxidación a todos los elementos, obtenemos:

$$\overset{0}{H}_2\,(g) + \overset{0}{Cl}_2\,(g) \rightarrow 2\,\overset{+1\,-1}{HCl}\,(g)$$

- El número de oxidación del hidrógeno varía de 0 a +1. Este hecho equivale a decir que cada átomo de hidrógeno ha perdido un electrón, por lo que decimos que el hidrógeno es el agente reductor y que se ha oxidado.
- El número de oxidación del cloro ha variado de 0 a −1. Este hecho equivale a decir que cada átomo de cloro ha ganado un electrón, por lo que decimos que el cloro es el agente oxidante y que se ha reducido.

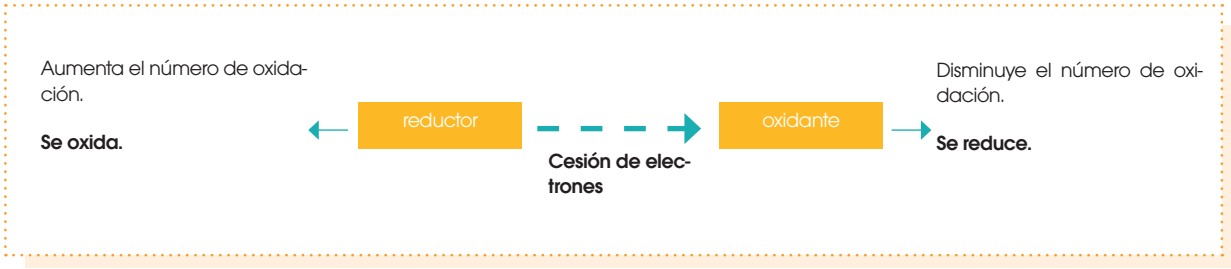


- Agente reductor es la sustancia que contiene el elemento cuyo número de oxidación aumenta. Este elemento se oxida reduciendo a otro.
- Agente oxidante es la sustancia que contiene el elemento cuyo número de oxidación disminuye. Este elemento se reduce oxidando a otro.
- Semirreacción de oxidación es el proceso en que un elemento aumenta su número de oxidación, lo que equivale a una pérdida real o aparente de electrones.
- Semirreacción de reducción es el proceso en que un elemento disminuye su número de oxidación, lo que equivale a una ganancia real o aparente de electrones.



http://goo.gl/KYmNxu

Prohibida su reproducción



Y TAMBIÉN:

Tradicionalmente, los términos *oxidación* y *reducción* se han utilizado de forma muy limitada para describir los siguientes procesos:

Oxidación es la reacción en que un elemento se combina con el oxígeno, o un compuesto aumenta su contenido en oxígeno.

Ejemplos:

$$C\,(s) + O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g)$$

$$2\,FeO\,(s) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow Fe_2O_3\,(s)$$

Reducción es la reacción en que un compuesto pierde oxígeno, o un elemento se combina con el hidrógeno.

Ejemplos:

$$Fe_2O_3\,(s) + 3\,CO\,(g) \rightarrow 2\,Fe\,(s) + 3\,CO_2\,(g)$$

$$2\,Na\,(s) + H_2\,(g) \rightarrow 2\,NaH\,(s)$$

La denominación general *reacciones redox* incluye un gran número de transformaciones químicas de especial importancia práctica, como la combustión de muchas sustancias, la oxidación de los metales al aire, la obtención de metales y no metales a partir de sus minerales, los procesos electrolíticos, la producción de energía eléctrica en las pilas, etc.

En la actualidad, los conceptos de *oxidación* y *reducción* no se limitan al aumento o disminución del contenido de oxígeno, más bien incluye todos los procesos en que tiene lugar, real o aparentemente, una transferencia de electrones.

Consideremos, por ejemplo, la reacción de síntesis del fluoruro de magnesio, MgF_2, a partir de sus elementos:

$$Mg\,(s) + F_2\,(g) \rightarrow MgF_2\,(s)$$

El producto formado es el resultado final de la transferencia de electrones que ha tenido lugar en dos semirreacciones simultáneas:

- **Semirreacción de oxidación**: El Mg cede sus dos electrones de valencia. Por lo tanto, decimos que se ha *oxidado*:

$$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2\,e^-$$

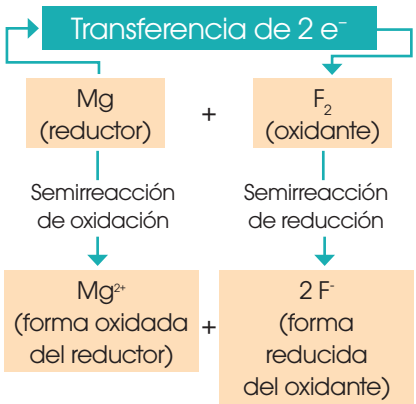
- **Semirreacción de reducción**: A los dos electrones cedidos por el magnesio los reciben los dos átomos de flúor. Cada átomo F recibe un electrón. Decimos que el flúor se ha reducido.

$$F_2 + 2\,e^- \rightarrow 2\,F^-$$

- La reacción global es la suma de las dos semirreacciones:

$$Mg + F_2 \rightarrow Mg^{2+} + 2F^- \rightarrow MgF_2$$

- El magnesio recibe el nombre de reductor porque, al ceder electrones y oxidarse, provoca la reducción del flúor.



El número de electrones cedidos por el reductor es igual al número de electrones recibidos por el oxidante.

Prohibida su reproducción

- Al flúor lo denominamos oxidante porque, al recibir electrones y reducirse, provoca la oxidación del magnesio.

Generalizando, podemos decir:

Reacción de oxidación-reducción es aquella que tiene lugar mediante transferencia de electrones.

Oxidación es el proceso de pérdida de electrones por parte de un reductor.

Reducción es el proceso de ganancia de electrones por parte de un oxidante.

Y TAMBIÉN: ¿?

Cuanto más fuerte es un agente reductor, es decir, cuanto mayor es su tendencia a ceder electrones, más débil es su oxidante conjugado, o sea, menor es la tendencia de este a recibir electrones.

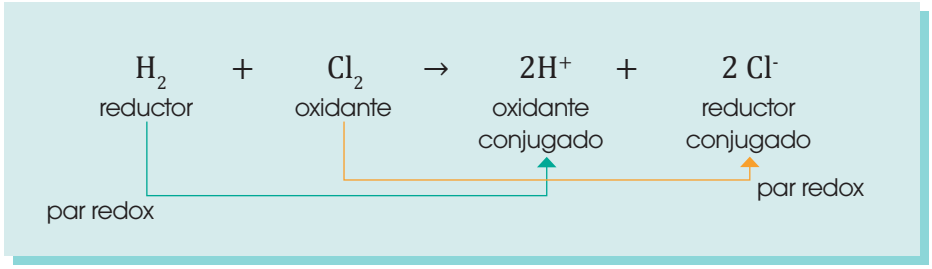
De igual modo, cuanto más fuerte es un agente oxidante, más débil es su reductor conjugado.

Las reacciones redox y las reacciones ácido-base presentan algunas semejanzas. En estas últimas llamábamos *pares conjugados ácido-base* a un ácido y su base conjugada o bien a una base y su ácido conjugado. En las reacciones redox se cumple que:

- El agente oxidante y su forma reducida forman un *par conjugado redox*. La forma reducida es el reductor conjugado.
- El agente reductor y su forma oxidada forman un *par conjugado redox*. La forma oxidada es el oxidante conjugado.

Ejemplo 8

Obtengamos las semireacciones y reacción global:



Las semirreacciones son:

$\overset{0}{H_2} \rightarrow 2\overset{+1}{H} + 2e^-$ semirreacción de oxidación

$\overset{0}{Cl_2} + 2e^- \rightarrow 2\overset{-1}{Cl}$ semirreacción de reducción

Sumando las dos reacciones obtendremos la reacción global.

$$\cancel{2e^-} + Cl_2^0 + H_2^0 \rightarrow 2H^{1+} + 2Cl^{1-} + \cancel{2e^-}$$

$$Cl_2^0 + H_2^0 \rightarrow 2H^{1+} + 2Cl^{1-}$$

Siempre que haya el mismo número de electrones en las semirreacciones el ejercicio está bien.

Si se da el caso que tenga diferente número de electrones, debemos multiplicar por un factor para que coincida el número de electrones en las dos semirreacciones.

Prohibida su reproducción

Ejemplo 9

Para la resolución de ejercicios de reacciones de oxidación y reducción debemos seguir una serie de pasos.

Paso 1: Balanceamos o verificamos que la ecuación esté balanceada.

$$Fe + O_2 \rightarrow Fe^{3+} + 2O^{2-}$$

Paso 2: Colocamos las cargas de todos los elementos de la reacción.

$$Fe + O_2 \rightarrow Fe^{3+} + 2O^{2-}$$

Paso 3: Identificamos al átomo que se oxida y al que se reduce con base en el análisis de transferencia de electrones de las semirreacciones.

Pierde e^-

$0 \rightarrow +3$

$Fe \rightarrow Fe + 3e^-$

Un átomo de Fe^0 se oxida y pierde tres electrones.

Gana e^-

$-2 \leftarrow 0$

$2O + 4e^- \rightarrow O_2$

Dos átomos de O^{2-} se reducen y ganan cuatro electrones.

Paso 4: Verificamos que el número de electrones en las semirreacciones sea el mismo. De no ser así, multiplicamos por un factor para que coincida el número de electrones en ambas reacciones.

Semirreacción de oxidación:

$$Fe^0 \rightarrow Fe^{3+} + 3e^-$$

Multiplicamos por 4:

$$4Fe^0 \rightarrow 4Fe^{3+} + 12e^-$$

Semirreacción de reducción:

$$4e^- + 0_2^0 \rightarrow 2O^{2-}$$

Multiplicamos por 3:

$$12e^- + 3O_2^0 \rightarrow 6O^{2-}$$

Paso 5: Sumamos las semirreacciones y obtenemos la reacción global.

$$4Fe^0 \rightarrow 4Fe^{3+} + 12e^-$$

$$12e^- + 3O_2^0 \rightarrow 6O^{2-}$$

$$\cancel{12e^-} + 4Fe^0 + 3O_2^0 \rightarrow 4Fe^{3+} + 6O^{2-} + \cancel{12e^-}$$

Reacción global: $4Fe^0 + 3O_2^0 \rightarrow 4Fe^{3+} + 6O^{2-}$

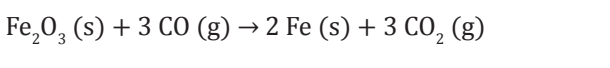
Y TAMBIÉN:

Las reacciones redox o de oxido-reducción son de gran importancia en los procesos metabólicos como la fotosíntesis y la respiración aerobia. En dichos procesos existe una cadena transportadora de electrones que permiten la producción de trifosfato de adenosina (ATP), nucleótido importante en la obtención de energía celular.

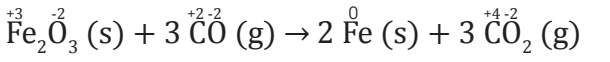
Prohibida su reproducción

Ejemplo 10

Asignemos el número de oxidación a cada elemento e identifiquemos la oxidación y la reducción, el oxidante y el reductor, así como el reductor conjugado y el oxidante conjugado en las siguientes reacciones redox:

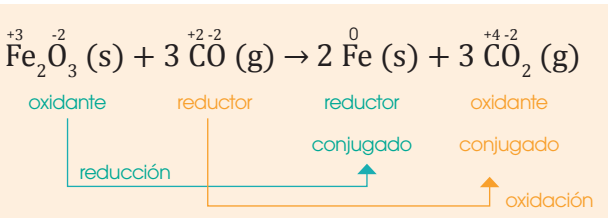


a. Los números de oxidación de cada elemento son:



Observamos que el Fe varía su número de oxidación de +3 a 0, luego se reduce; el Fe_2O_3 es el agente oxidante y el Fe es su reductor conjugado.

El número de oxidación del C varía de +2 a +4, luego se oxida; el CO es el agente reductor y el CO_2 es su oxidante conjugado.

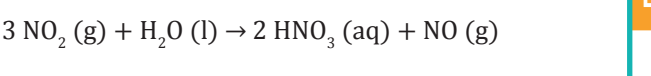


$$2(Fe^{3+} + 3e^- \rightarrow 2Fe^0)$$
$$3C^{2+} \rightarrow 3C^{4+} + 6e^-$$

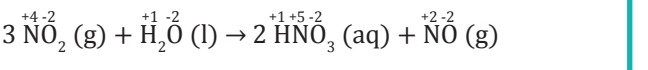
$$2Fe^{3+} + \cancel{6e^-} \rightarrow 4Fe^0$$
$$3C^{2+} \rightarrow 3C^{4+} + \cancel{6e^-}$$

$$2Fe^{3+} + 3C^{2+} \rightarrow 4Fe^0 + 3C^{4+}$$

Reacción global

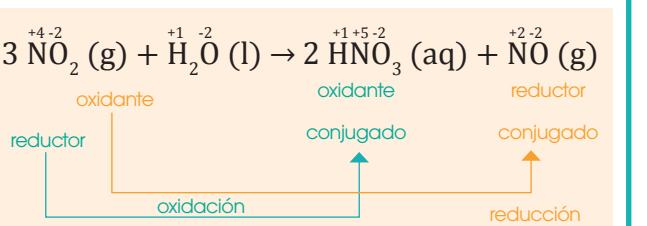


b. Los números de oxidación de cada elemento son:



Algunos átomos de N del NO_2 varían su número de oxidación de +4 a +5 oxidándose, mientras que otros varían de +4 a +2 reduciéndose.

Se trata de una reacción de autooxidación-reducción, dismutación o desproporción, unas moléculas de NO_2 son el agente oxidante y otras moléculas son el agente reductor.



$$3N^{4+} + 6e^- \rightarrow N^{2+}$$
$$3(3N^{4+} \rightarrow 2N^{5+} + 2e^-)$$

$$3N^{4+} + \cancel{6e^-} \rightarrow N^{2+}$$
$$9N^{4+} \rightarrow 6N^{5+} + \cancel{6e^-}$$

$$12N^{4+} \rightarrow 6N^{+5} + N^{+2}$$

Reacción global

Actividades

4. **Asigna** el número de oxidación a cada uno de los elementos en las siguientes especies químicas:

   SO_2, $K_2Cr_2O_7$, H_2CO_3, CH_2O, MnO_2, Na_2SO_4, CH_4, NO^-_2, CrO^{2-}_4, SO^{2-}_3.

5. Razona si es correcta o no la frase siguiente: «No es posible la reducción de un agente oxidante si al mismo tiempo no se oxida un agente reductor».

6. El carácter oxidante de los halógenos aumenta de este modo: $I_2 < Br_2 < Cl_2 < F_2$. **Indica** cuáles son los reductores conjugados correspondientes y **ordénalos** según el orden creciente de su carácter reductor.

7. En cada una de las siguientes reacciones redox, **asigna** el número de oxidación a cada elemento e **identifica** la oxidación, la reducción, el agente oxidante y el agente reductor.

   a. $2\ KClO_3 \rightarrow 2\ KCl + 3\ O_2$

   b. $Zn + CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cu$

   c. $4\ NH_3 + 3\ O_2 \rightarrow 2\ N_2 + 6\ H_2O$

   d. $2\ FeCl_2 + Cl_2 \rightarrow 2\ FeCl_3$

   e. $2\ AgNO_3 + Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\ Ag$

   f. $2\ Cu(NO_3)_2 \rightarrow 2\ CuO + 4\ NO_2 + O_2$

Prohibida su reproducción

Y TAMBIÉN: ¿?

Por comodidad, es costumbre escribir H^+ para referirnos al ion hidrógeno en las reacciones de oxidación-reducción.

Ya sabemos que en realidad este ion en disolución acuosa está hidratado formando, al menos, la especie H_3O^+, el ion hidronio.



http://goo.gl/eJnJv

Ácido nítrico (HNO_3)



http://goo.gl/S2Sa7V

El nitrógeno gaseoso constituye el 78% del aire atmosférico.

Balanceo de ecuaciones redox

El ajuste de las ecuaciones de oxidación-reducción suele presentar mayor dificultad que el resto de las ecuaciones químicas.

Como en toda ecuación, debe realizarse un balance de masas que asegure que en los dos miembros de la ecuación haya el mismo número de átomos de cada elemento.

Además, es preciso efectuar un balance de cargas cuyo fin es lograr que el número de electrones cedidos en la oxidación del reductor sea igual que el de los electrones ganados en la reducción del oxidante.

Para satisfacer este doble balance podemos seguir el método del ion-electrón. Este se desarrolla siguiendo una serie de pasos como se muestra en el siguiente ejemplo:

$$HNO_3 + HI \rightarrow NO + I_2 + H_2O$$

Paso 1: Escribimos la ecuación redox en forma iónica, teniendo en cuenta que solo se disocian los ácidos, las sales y los hidróxidos.

Disociamos en iones los ácidos nítrico y yodhídrico:

$$\overset{+1}{H^+} + \overset{+5\ -2}{NO^-_3} + \overset{+1}{H^+} + \overset{-1}{I^-} \rightarrow \overset{+2\ -2}{NO} + \overset{0}{I_2} + H_2O$$

Paso 2: Identificamos las semirreacciones de oxidación y de reducción y escribimos cada una por separado.

El I^- se transforma en I_2 pasando su número de oxidación de -1 a 0, el I^- se oxida a I_2.

Semirreacción de oxidación: $I^- \rightarrow I_2$

El NO^-_3 se transforma en NO variando el número de oxidación del N de $+5$ a $+2$, el N se reduce.

Semirreacción de reducción: $NO^-_3 \rightarrow NO$

Paso 3: Ajustamos los átomos de cada elemento, excepto hidrógeno y oxígeno que requieren un ajuste especial.

Balanceamos el número de átomos de yodo: $2\ I^- \rightarrow I_2$.

Paso 4: **Ajustamos** el número de átomos de oxígeno.

En disolución ácida por cada átomo de oxígeno que falta se añade una molécula de agua.

En disolución básica por cada átomo de oxígeno que falte, añadimos dos iones OH^- y, al otro miembro, una molécula de H_2O.

$$NO^-_3 \rightarrow NO + 2\ H_2O$$

Prohibida su reproducción

Paso 5: Balanceamos los átomos de hidrógeno.

En disolución ácida, por cada átomo de hidrógeno que falte, añadimos un ion H^+.

En disolución básica, por cada átomo de hidrógeno que falte, añadimos una molécula de H_2O y, al otro miembro, un ion OH^-.

En la misma semirreacción ajustamos los átomos de hidrógeno añadiendo cuatro iones H + al primer miembro.

$$NO_3^- + 4H^+ \rightarrow NO + 2H_2O$$

Paso 6: Para ajustar las cargas añadimos los electrones necesarios para que el número de cargas en los dos miembros de cada semirreacción sea el mismo.

$$2I^- \rightarrow I_2 + 2e^- \quad \text{semirreacción de oxidación}$$
$$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O \quad \text{semirreacción de reducción}$$

Paso 7: Igualamos el número de electrones en las dos semirreacciones.

Multiplicamos la oxidación por 3 y la reducción por 2:

$$6I^- \rightarrow 3I_2 + 6e^-$$
$$2NO_3^- + 8H^+ + 6e^- \rightarrow 2NO + 4H_2O$$

Paso 8: Sumamos las dos semirreacciones para obtener la reacción iónica global:

$$2\,HNO_3 + 6\,HI \rightarrow 2NO + 3\,I_2 + 4\,H_2O$$

La respuesta está en medio ácido, porque en la ecuación global están presentes iones hidronio (H^+).

Ejemplo 11

¿Cómo pasar de un medio ácido a un medio básico y viceversa?

Paso 1: Agregamos el equivalente de iones hidronio (H^+) o iones hidroxilo (OH^-) en ambos lados de la ecuación.

Continuando con el ejemplo anterior.

$$2NO_3^- + 8H^+ + 6I^- \rightarrow 2NO + 3I_2 + 4H_2O$$

$$8OH^- + 8H^+ + 2NO_3^- + 6I^- \rightarrow 2NO + 3I_2 + 4H_2O + 8OH^-$$

Paso 2: En el lado de la ecuación que haya iones hidronio (H^+) y iones hidroxilo (OH^-), formamos moléculas de agua.

$$8H_2O + 2NO_3^- + 6I^- \rightarrow 2NO + 3I_2 + 4H_2O + 8OH^-$$

Paso 3: Simplificamos las moléculas de agua.

$$\cancel{8H_2O} + 2NO_3^- + 6I^- \rightarrow 2NO + 3I_2 + \cancel{4H_2O} + 8OH^-$$

La ecuación está en medio básico porque en la ecuación están presentes iones hidroxilo (OH^-).

$$4H_2O + 2NO_3^- + 6I^- \rightarrow 2NO + 3I_2 + 8OH^-$$

Prohibida su reproducción

Y TAMBIÉN:

Una sustancia que en determinada reacción actúa como oxidante puede actuar en otra como reductor, dependiendo de la sustancia con la que reacciona. Expresamos este hecho diciendo que el carácter oxidante y el carácter reductor son relativos.

Por ejemplo, el nitrógeno, N_2, puede actuar como oxidante reduciéndose a NH_3, o bien puede actuar como reductor oxidándose a NO.

0 se reduce. -3

$$N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$$

Oxidante

0 se oxida. +2

$$N_2 + O_2 \rightarrow 2\ NO$$

Reductor

Ejemplo 12

A la reacción del hierro (Fe) con el ion dricromato ($Cr_2O_7^{2-}$) la representamos por la siguiente reacción.

$$Fe^{2+} + Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Fe^{3+} + Cr^{3+}$$

Escribimos las semirreacciones de oxidación y de reducción, la ecuación iónica balanceada en medio ácido y en medio básico.

Oxidación: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$

Reducción: $Cr_2 + 6O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$

Semirreacción de oxidación:

$$Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3} + e^-$$

Semirreacción de reducción:

$$Cr_2O_7^{-2} \rightarrow Cr^{+3} + 7H_2O$$

$$14H^+ + Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+} + 7H_2O$$

$$14H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6\ e^- \rightarrow Cr^{3+} + 7H_2O$$

Sumamos las reacciones.

$$6\ (Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-)$$

$$14H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6e^- \rightarrow Cr^{3+} + 7H_2O$$

$$6Fe^{2+} \rightarrow 6Fe^{3+} + 6e^-$$

$$14H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6e^- \rightarrow Cr^{3+} + 7H_2O$$

$$14H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6Fe^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + 7H_2O + 6Fe^{3+}$$

Ecuación en medio ácido:

$$14H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6Fe^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + 7H_2O + 6Fe^{3+}$$

$$14OH^- + 14H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6Fe^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + 7H_2O + 6Fe^{3+} + 14OH^-$$

$$\cancel{14H_2O} + Cr_2O_7^{2-} + 6Fe^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + \cancel{7H_2O} + 6Fe^{3+} + 14OH^-$$

$$7H_2O + Cr_2O_7^{2-} + 6Fe^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + 6Fe^{3+} + 14OH^-$$

Ecuación en medio básico:

$$7H_2O + Cr_2O_7^{2-} + 6Fe^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + 6Fe^{3+} + 14OH^-$$

Actividades

8. **Ajusta** las siguientes ecuaciones que corresponden a reacciones redox en medio ácido:
   a. $Na_2SO_4 + C \rightarrow CO_2 + Na_2S$
   b. $HCl + K_2Cr_2O_7 \rightarrow Cl_2 + CrCl_3 + KCl$
   c. $KMnO_4 + HCl \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + KCl$
   d. $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4$
   e. $MnO^-_4 + SO_2 \rightarrow Mn^{2+} + HSO^-_4$

Prohibida su reproducción

Cálculos estequiométricos de reacciones óxido reducción

Las reacciones de óxido reducción son reacciones en las que hay transferencia de electrones, pero también se pueden realizar conversiones a partir de gramos, moles, moléculas o rendimiento de reacción.

Ejemplo 13

Dada la siguiente reacción de óxido reducción:

$$2MnO_4^- + 5H_2O_2 + 6H^+ \rightarrow 5O_2 + 2Mn^{+2} + 8H_2O$$

a. En 79 gramos de agua oxigenada (H_2O_2), ¿cuántos moles de agua se pueden formar?

$$79\ \cancel{g\ H_2O_2} \times \frac{1\ \cancel{mol\ H_2O_2}}{34\ \cancel{g\ de\ H_2O_2}} \times \frac{8\ moles\ de\ H_2O}{5\ \cancel{mol\ H_2O_2}} = 3{,}71\ moles\ de\ H_2O$$

b. Si tenemos veinte gramos de permanganato de sodio, ¿cuántos gramos de agua se van a producir?

$$20\ \cancel{g\ KMnO_4} \times \frac{1\ \cancel{mol\ KMnO_4}}{157{,}95\ \cancel{g\ de\ KMnO_4}} \times \frac{1\ \cancel{mol\ MnO_4^-}}{1\ \cancel{mol\ KMnO_4}} \times \frac{8\ \cancel{mol\ H_2O}}{2\ \cancel{mol\ MnO_4^-}} \times \frac{18\ g\ H_2O}{1\ \cancel{mol\ H_2O}} = 9{,}11\ g\ H_2O$$

Se van a producir 9,11 gramos de agua.

Ejemplo 14

Dada la siguiente ecuación:

$$2MnO_4^- + 16H^+ + 5C_2O_4^{2-} \rightarrow 2Mn^{2+} + 10CO_2 + 8H_2O$$

a. Se producen diez gramos de CO_2 con un rendimiento del 89,26%. ¿Cuántos moles de permanganato se utilizaron inicialmente para obtener este rendimiento?

Se parte de la fórmula del rendimiento reemplazando los datos que tenemos:

$$Rendimiento = \frac{rendimiento\ real}{rendimiento\ teórico} \times 100\%$$

$$89{,}25\% = \frac{10\ g\ de\ CO_2}{rendimiento\ teórico} \times 100\%$$

$$Rendimiento\ teórico = 11{,}20\ g\ de\ CO_2$$

$$11{,}20\ \cancel{g\ CO_2} \times \frac{1\ \cancel{mol\ CO_2}}{44\ \cancel{g\ de\ CO_2}} \times \frac{2\ mol\ MnO_4^-}{10\ \cancel{mol\ CO_2}} = 0{,}05\ moles\ de\ MnO_4^-$$

Prohibida su reproducción

b. El porcentaje de oxalato en un sólido es del 33%. Si se utilizó setenta gramos de este sólido, ¿cuánto CO_2 en gramos se puede producir?

$$70\ g \times \frac{33\%}{100\%} \times \frac{2\ mol\ MnO_4^-}{10\ mol\ CO_2} = 23{,}1\ g\ C_2O_4^{-2}$$

$$23{,}1\ \cancel{g\ C_2O_4^{-2}} \times \frac{1\ \cancel{mol\ C_2O_4^{-2}}}{88\ \cancel{g\ de\ C_2O_4^{-2}}} \times \frac{10\ \cancel{mol\ CO_2}}{5\ \cancel{mol\ C_2O_4^{-2}}} \times \frac{44\ g\ CO_2}{1\ \cancel{mol\ CO_2}} = 23{,}1\ g\ CO_2$$

También podemos realizar ejercicios de identificación de elementos desconocidos en una ecuación de óxido reducción.

Ejemplo 15

Un metal alcalinotérreo reacciona con O_2 en una reacción en la que se transfieren electrones. Si veinte gramos de este metal se utilizó para producir 0,22 moles de producto. Determinemos, ¿de qué elemento se trata?

Lo primero que se realiza es plantear la reacción, tomando en cuenta que los metales alcalinotérreos tienen carga +2. Al ser un metal desconocido tenemos X^{+2}.

Cuando este metal reacciona con oxígeno se forma:

$$X_2O_2 = XO$$

Con base en lo descrito, la ecuación queda: $X^{+2} + O_2 \rightarrow XO$.

Pero toda ecuación debe estar balanceada: $2X^{+2} + O_2 \rightarrow 2XO$.

Sabemos que con veinte gramos del metal se producen 0,22 moles de XO, de modo que el planteamiento de la estequiometría es:

$$20\ \cancel{g\ de\ X^{+2}} \times \frac{1\ \cancel{mol\ X^{+2}}}{Y\ \cancel{g\ X^{+2}}} \times \frac{2\ mol\ XO}{2\ \cancel{mol\ X^{+2}}} = 0{,}22\ moles\ de\ XO$$

$$Y = 87{,}62\ g \rightarrow \text{el metal puede ser } Sr^{2+}$$

Actividades

9. **Ajusta** las ecuaciones siguientes que corresponden a reacciones redox en medio básico:

   a. $N_2O_4 + Br^- \rightarrow NO^-_2 + BrO^-_3$

   b. $KI + KClO_3 \rightarrow I_2 + KCl + KOH$

   c. $H_2SO_4 + NaCl \leftrightarrow Na_2SO_4 + HCl$

   d. $HCl + MnO_2 \leftrightarrow MnCl_2 + H_20 + Cl_2$

   e. $Cr(OH)_3 + KIO_3 \rightarrow KI + K_2CrO_4$

   f. $BaO_2 + HCl \leftrightarrow BaCl_2 + H_2O_2$

   g. $Ag_2SO_4 + NaCl \leftrightarrow Na_2SO_4 + AgCl$

   h. $H_2SO_4 + C \leftrightarrow H_20 + SO_2 + CO_2$

10. El permanganato de potasio, en medio ácido, es capaz de oxidar al sulfuro de hidrógeno a azufre elemental, S, y el permanganato pasa a ion manganeso (II). **Indica** el oxidante, el reductor, la especie que se oxida y la que se reduce, **ajusta** la reacción y **escríbela** en forma molecular.

Prohibida su reproducción

2.4. Celdas galvánicas

En una reacción de oxidación-reducción podemos observar que hay transferencia de electrones. La cantidad de electrones que se mueven depende de la semirreacción que se esté llevando a cabo.

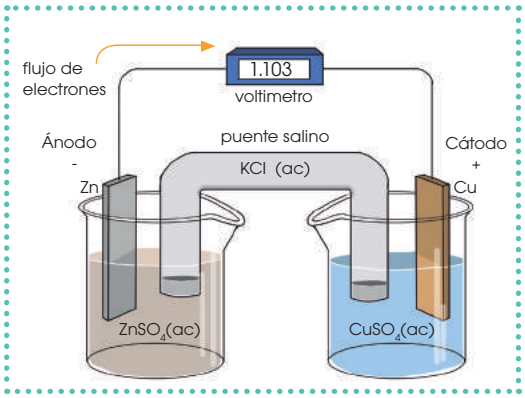
Por ejemplo, si tenemos la oxidación del Cinc, conjuntamente con la reducción del cobre, la reacción sería:

Oxidación del $Zn\ (s)$: $Zn\ (s) \rightarrow Zn^{2+}\ (aq) + \cancel{2e^-}$

Reducción del $Cu^{2+}\ (aq)$: $Cu^{2+}\ (aq) + \cancel{2e^-} \rightarrow Cu\ (s)$

Reacción global: $Zn\ (s) + Cu^{2+}\ (aq) \rightarrow Zn^{2+}\ (aq) + Cu\ (s)$

Una pila voltaica es un dispositivo que permite producir una corriente eléctrica a partir de una reacción de oxidación-reducción espontánea.



Pila Daniell.

Los componentes de la pila de Daniell que se muestra en la figura, son:

- Un electrodo de cinc, es decir, una lámina de este metal. La lámina se introduce en una disolución acuosa de una sal soluble de Zn, $ZnSO_4$.

  En este electrodo, que es el polo negativo, denominado ánodo, tiene lugar la oxidación. Esto se comprueba fácilmente, ya que durante el proceso disminuye la masa del metal por disolución de esta.

$$Zn\ (s) \rightarrow Zn^{2+}\ (aq) + 2\ e^-$$

La forma reducida, Zn, y la forma oxidada, Zn^{2+}, constituyen un par redox.

- Un electrodo de cobre, constituido por una lámina de este metal, que se sumerge en una disolución de una sal soluble de Cu^{2+}, $CuSO_4$.

  En este electrodo que es el polo positivo, llamado cátodo, tiene lugar la reducción, lo que se puede comprobar, ya que durante el proceso aumenta la masa de cobre.

$$Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu\ (s)$$

  La forma oxidada, Cu^{2+}, y la forma reducida, Cu, forman un par redox.

- Un conductor externo metálico que permite el flujo constante de los electrones desde el ánodo hacia el cátodo.

Prohibida su reproducción

- El voltímetro intercalado mide la fuerza electromotriz de la pila (fem), es decir, la diferencia de potencial entre los electrodos, responsable del flujo de electrones. Esta fuerza electromotriz, no solo depende de la naturaleza de los electrodos, sino también de la concentración de las disoluciones electrolíticas y de su temperatura.

  Cuanto mayor es el potencial de la pila, mayor es su capacidad para producir un flujo constante de electrones.

- Un puente salino que contiene una disolución de un electrolito inerte para los procesos de la pila, como es el cloruro de potasio, KCl. Su misión es cerrar el circuito y mantener constante la neutralidad eléctrica de las dos disoluciones, anódica y catódica.

Notación de la composición de las pilas voltaicas

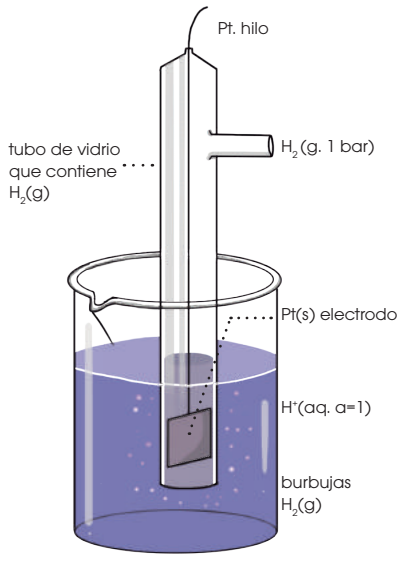
Por convenio, si suponemos que las dos disoluciones utilizadas tienen una concentración 1,0 M, la notación de la pila Daniell descrita es la siguiente:

$Zn\ (s)$	$Zn^{2+}\ (aq, 1{,}0\ M)$	$\|\|$	$Cu^{2+}\ (aq, 1{,}0\ M)$	$\|$	$Cu\ (s)$
ánodo (-)	disolución de sal soluble	puente salino	disolución de sal soluble		cátodo (+)

La línea (|) indica separación de fase, la superficie del electrodo en contacto con la disolución. Las especies de cada par redox se escriben en el orden en que tiene lugar la semirreacción correspondiente.

El *ánodo* corresponde a la especie que se oxida y el *cátodo* a la especie que se reduce.

Electrodo estándar de hidrógeno y potencial estándar del electrodo



Electrodo estándar de hidrógeno

Para poder estandarizar las diferentes reacciones se empleó un sistema que compara la corriente individual de cada semirreacción con un electrodo estándar de hidrógeno, al cual se le designó una corriente equivalente de 0,00 V.

El potencial estándar de un electrodo es la diferencia de potencial medida en una pila formada por este electrodo y el electrodo de hidrógeno, en condiciones estándar.

Normalmente, hablamos de *potencial estándar de reducción de un electrodo*, ya que se considera que este actúa como cátodo, frente al hidrógeno que se oxida en el ánodo.

Convenio de signos para estos potenciales:

- Las semirreacciones cuyo potencial estándar de reducción es negativo corresponden a los pares redox, que actúan como ánodo frente al electrodo estándar de hidrógeno.
- Las semirreacciones con potencial estándar de reducción positivo corresponden a los electrodos que actúan como cátodo frente al electrodo estándar de hidrógeno.

Prohibida su reproducción

En la siguiente tabla presentamos los resultados obtenidos para las diferentes mediciones de potenciales estándar para los diferentes metales, en condiciones estándar, frente al electrodo estándar de hidrógeno.

Fuerza creciente del agente oxidante

Semirreacción	E^0 (V)
$Li^+ (aq) + e^- \rightarrow Li (s)$	-3,05
$K^+ (aq) + e^- \rightarrow K (s)$	-2,93
$Ca^{2+} (aq) + 2\ e^- \rightarrow Ca (s)$	-2,87
$Na^+ (aq) + e^- \rightarrow Na (s)$	-2,71
$Mg^{2+} (aq) + 2\ e^- \rightarrow Mg (s)$	-2,37
$Al^{3+} (aq) + 3e^- \rightarrow Al (s)$	-1,66
$Mn^{2+} (aq) + 2\ e^- \rightarrow Mn (s)$	-1,18
$Zn^{2+} (aq) + 2\ e^- \rightarrow Zn (s)$	-0,76
$Cr^{3+} (aq) + 3e^- \rightarrow Cr (s)$	-0,74
$Fe^{2+} (aq) + 2\ e^- \rightarrow Fe (s)$	-0,44
$Cd^{2+} (aq) + 2\ e^- \rightarrow Cd (s)$	-0,40
$Ni^{2+} (aq) + 2\ e^- \rightarrow Ni (s)$	-0,25
$Sn^{2+} (aq) + 2\ e^- \rightarrow Sn (s)$	- 0,14
$Pb^{2+} (aq) + 2\ e^- \rightarrow Pb (s)$	-0,13
$2\ H^+ (aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2 (g)$	0,00
$Sn^{4+} (aq) + 2\ e^- \rightarrow Sn^{2+} (aq)$	+0,13
$Cu^{2+} (aq) + e^- \rightarrow Cu^+ (aq)$	+0,15
$SO_4^{2-} (aq) + 4\ H^+ (aq) + 2\ e^- \rightarrow SO_2 (g) + 2H_2O (l)$	+0,20
$Cu^{2+} (aq) + 2e^- \rightarrow Cu (s)$	+0,34
$O_2 (g) + 2\ H_2O (aq) + 4\ e^- \rightarrow 4\ OH^- (aq)$	+0,40
$I_2 (s) + 2e^- \rightarrow 2\ I^- (aq)$	+0,53
$MnO^-_4 (aq) + 2H_2O (l) + 3\ e^- \rightarrow MnO_2 (s) + 4\ OH^- (aq)$	+0,59
$O_2 (g) + 2\ H^+ (aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2O_2 (aq)$	+0,68
$Fe^{3+} (aq) + e^- \rightarrow Fe^{2+} (aq)$	+0,77
$Ag^+ (aq) + e^- \rightarrow Ag (s)$	+0,80
$NO^{-3} (aq) + 4\ H^+ (aq) + 3\ e^- \rightarrow NO(g) + 2H_2O(l)$	+0,96
$Br_2 (l) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Br^- (aq)$	+1,07
$O_2 (g) + 4\ H^+ (aq) + 4\ e^- \rightarrow 2\ H_2O (l)$	+1,23
$Cr_2O_7^{2-} (aq) + 7H_2(aq) + 6e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} (aq) + 7H_2O(l)$	+1,33
$Cl_2 (g) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^- (aq)$	+1,36
$Au^{3+} (aq) + 3\ e^- \rightarrow Au (s)$	+1,50
$MnO^-_4 (aq) + 8H (aq) + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} (aq) + 4H_2O (l)$	+1,51
$Ce^{4+} (aq) + e^- \rightarrow Ce^{3+} (aq)$	+1,61
$H_2O_2 (g) + 2\ H^+ (aq) + 2\ e^- \rightarrow 2\ H_2O (l)$	+1,77
$O_3 (g) + 2\ H^+ (aq) + 2\ e^- \rightarrow O_2 (g) + H_2O (l)$	+2,07
$F_2 (g) + 2\ e^- \rightarrow 2\ F^- (aq)$	+2,87

Fuerza creciente del agente reductor

Prohibida su reproducción

Fuerza electromotriz de una celda galvánica

El cátodo es el que tiene potencial de reducción más positivo o menos negativo.

El ánodo es el que tiene potencial de reducción más negativo o menos positivo.

El potencial estándar, o fuerza electromotriz fem, de la pila se calcula mediante la expresión:

$$E^0_{pila} = E^0_{cátodo} - E^0_{ánodo}$$

Poder oxidante y poder reductor

- Cuanto más positivo es el potencial estándar de reducción, mayor es la fuerza oxidante de la especie que aparece en la semirreacción.

  Como consecuencia, cada semisistema provoca la oxidación de cualquier otro situado en la tabla por encima de él.

  El flúor, F_2, es el agente oxidante más fuerte.

- Cuanto más negativo, o menos positivo, es el potencial estándar de reducción, mayor es la fuerza reductora de la especie que aparece en la semirreacción.

  Como consecuencia, cada semisistema provoca la reducción de cualquier otro situado por debajo de él en la tabla.

  El litio es el agente reductor más fuerte.

La energía de una celda galvánica debe ser siempre mayor a cero para que sea espontánea.

$E^0_{pila} > 0 \rightarrow$ reacción espontánea $\qquad E^0_{pila} < 0 \rightarrow$ reacción no espontánea

Ejemplo 16

Determinamos cuál de las siguientes especies, en condiciones estándar, tiene un poder reductor mayor, y qué combinación daría una mayor corriente eléctrica.

$$Sn^{2+},\ Cl_2,\ Fe^{2+},\ Al^{3+} \text{ y } MnO_4^-.$$

Paso 1: Antes de empezar con la resolución del ejercicio es necesario tener en cuenta cuáles son los diferentes potenciales estándares de reducción y las semirreacciones que involucran a los componentes anteriores. Copiamos todos los datos de la tabla anterior.

$Sn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sn(s)$	$E^0 = -0{,}14$ V
$Cl_2(g) + 2e^- \rightarrow 2Cl(aq)$	$E^0 = +1{,}36$ V
$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Fe(s)$	$E^0 = -0{,}44$ V
$Al^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Al(s)$	$E^0 = -1{,}66$ V
$MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$	$E^0 = +1{,}51$ V

Paso 2: Recordamos que las especies reductoras con mayor potencial reductor son aquellas que tienen un valor más negativo.

La especie con mayor poder reductor es:

$Al^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Al(s) \qquad E^0 = -1{,}66$ V

Prohibida su reproducción

Paso 3: La combinación que producirá mayor energía es aquella que se generará de la especie con mayor poder reductor o poder oxidante.

La especie con mayor poder oxidante es:

$$MnO^-_4\,(aq) + 8H^+\,(aq) + 5\,e^- \rightarrow Mn^{2+}\,(aq) + 4H_2O\,(l) \quad E^0 = +1{,}51\ V$$

Paso 4: La combinación con mayor potencial se realizará entre el catión del aluminio y el anión del permanganato. La energía total liberada debe hallarse por medio del balanceo de las ecuaciones descritas.

$$Al^{3+}\,(aq) + 3\,e^- \rightarrow Al\,(s) \quad E^0 = -1{,}66\ V$$

$$MnO^-_4\,(aq) + 8H^+\,(aq) + 5\,e^- \rightarrow Mn^{2+}\,(aq) + 4\,H_2O\,(l) \quad E^0 = +1{,}51\ V$$

Paso 5: Para poder realizar la reacción es necesario que la semirreacción de aluminio oxide al catión de aluminio. Ello implica darle la vuelta a la reacción, lo cual cambia el signo de la fem.

$$Al\,(s) \rightarrow Al^{3+}\,(aq) + 3\,e^- \quad E^0 = -[-1{,}66\ V]$$

$$MnO^-_4\,(aq) + 8H^+\,(aq) + 5\,e^- \rightarrow Mn^{2+}\,(aq) + 4\,H_2O\,(l) \quad E^0 = +1{,}51\ V$$

Paso 6: Sumamos las dos semirreacciones considerando que el número de electrones de una semirreacción debe eliminar al otro. Por lo tanto, es necesario multiplicar a la oxidación del aluminio por 5 y a la reducción del permanganato por 3.

$$5\,[\,Al\,(s) \rightarrow Al^{3+}\,(aq) + 3\,e^-\,] \qquad E^0 = -\,[\,-1{,}66\ V\,]$$

$$3\,[MnO^-_4\,(aq) + 8H^+\,(aq) + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}\,(aq) \rightarrow 4H_2O\,(l)] \quad E^0 = +1{,}51\ V$$

$$5\,Al\,(s) + 3\,MnO^-_4(aq) + 24\,H^+\,(aq) \rightarrow 5\,Al^{3+}\,(aq) + 3\,Mn^{2+}\,(aq) + 12H_2O\,(l)$$

Paso 7: La energía total obtenida será la suma directa de los valores descritos, es decir, la fem de las dos reacciones no se multiplica por los coeficientes estequiométricos.

$$E^0_{pila} = E^0_{cátodo} - E^0_{ánodo} = +1{,}51\ V - [\,-1{,}66\ V\,] = 3{,}17\ V$$

Actividades

11. **Indica** razonadamente qué especie química de cada pareja es el oxidante más fuerte: a. Br_2 o I_2; b. Fe^{3+} o Fe^{2+}; c. $Cr_2O^{2-}_7$ en medio ácido o H_2O_2 en medio ácido; d. MnO^{2-}_4 en medio ácido o en medio básico.

12. **Indica** qué especie de cada pareja es el reductor más fuerte: Cd o Ca; Fe o Mg; Sn^{2+} o Cu^+; I^- o Ag.

13. **Ordena**, según su poder oxidante creciente, los siguientes agentes oxidantes: $Cr_2O^{2-}_7$ en medio ácido; O_2 en medio ácido; Cl_2, H^+, O_3 en medio ácido y Au^{3+}.

14. **Representa** cada una de las pilas voltaicas formadas por los electrodos siguientes, **escribe** las correspondientes reacciones y la notación abreviada de la pila y **calcula** su fem estándar.

    Fe^{2+}/Fe y Al^{3+}/Al; Cu^{2+}/Cu y Sn^{2+}/Sn; Ag^+/Ag y Cu^{2+}/Cu

Prohibida su reproducción

2.5. Electrólisis

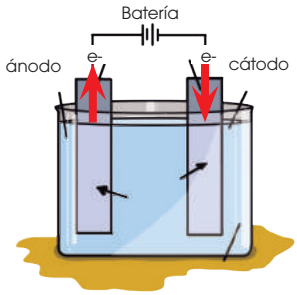
La conductividad eléctrica de las sustancias consiste en un movimiento o desplazamiento de carga eléctrica a través de ellas. Este movimiento de carga puede realizarse de dos maneras:

- Mediante un flujo de electrones, como sucede en los metales, llamados *conductores de primera especie*.
- Mediante el movimiento de iones positivos y negativos a través de una disolución o de un compuesto iónico fundido. Esta se denomina conductividad iónica o electrolítica.

La conductividad electrolítica se utiliza en las denominadas *cubas o celdas electrolíticas* para producir una reacción de oxidación-reducción en la electrólisis.

Y TAMBIÉN: ¿?

En principio, para provocar la reacción no espontánea en la cuba electrolítica, sería suficiente aplicar una tensión igual al potencial estándar de la pila correspondiente a la reacción espontánea. En la práctica, el potencial utilizado debe ser bastante superior a este.



Electrólisis es el proceso en el que el paso de la corriente eléctrica por una disolución o por un electrolito fundido produce una reacción de oxidación-reducción no espontánea.

La **celda electrolítica** es el recipiente donde se realiza el proceso. Contiene la disolución o el electrolito fundido en el que se sumergen los electrodos conectados a una fuente de corriente continua de la que la cuba recibe los electrones.

Los **electrodos** son las superficies sobre las que se producen las semirreacciones de oxidación-reducción. Son inertes a los reactivos que contiene la cuba electrolítica.

- El **ánodo** es el electrodo donde se produce la oxidación, se conecta al polo positivo de la fuente de corriente continua.
- El **cátodo**, electrodo en el que tiene lugar la reducción, se conecta al polo negativo.

Veamos las diferencias entre una *pila voltaica* y una *cuba electrolítica*.

Pila voltaica	Cuba electrolítica
Una reacción química produce energía eléctrica.	La energía eléctrica produce una reacción química.
Hay dos electrolitos.	Hay un solo electrolito.
La reacción redox es espontánea.	La reacción redox no es espontánea.
El ánodo es el polo negativo. El cátodo es el polo positivo.	El ánodo es el polo positivo. El cátodo es el polo negativo.

Prohibida su reproducción

A continuación vamos a estudiar algunos ejemplos de electrólisis de distintas sustancias, las reacciones que tienen lugar y el esquema de su realización.

Electrólisis del cloruro de sodio fundido

El cloruro de sodio, $NaCl$, fundido a unos 800 C°, es el electrolito. Este está disociado en sus iones: $NaCl\ (l) \rightarrow Na^+\ (l) + Cl^-\ (l)$.

Los electrodos inertes se introducen en el electrolito y se conectan a la fuente de corriente continua. Los aniones, los iones Cl^-, se mueven hacia el ánodo, donde se descargan al dejar sus electrones. Los cationes, Na^+, se dirigen al cátodo, donde se descargan recibiendo electrones.

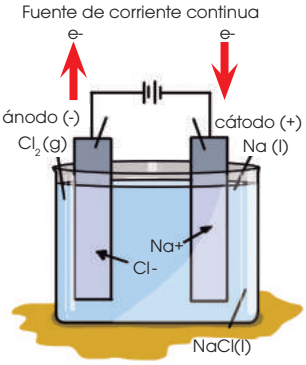
Oxidación en el ánodo (+): $2\ Cl^-\ (l) \rightarrow Cl_2\ (g) + 2\ e^-$

Reducción en el cátodo (−): $2\ Na^+\ (l) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Na\ (l)$

Reacción global: $2\ Na+\ (l) + 2\ Cl^-\ (l) \rightarrow 2\ Na\ (l) + Cl_2\ (g)$

El Na obtenido en el cátodo, menos denso que el fundido, flota en este en forma líquida. El cloro gaseoso se recoge en el ánodo.

La reacción global no es espontánea, como podemos comprobar fácilmente por su potencial negativo.



Electrólisis del agua

El agua pura no contiene suficientes iones libres para conducir la electricidad. Por ello, para lograr su electrólisis, suele añadirse una pequeña cantidad de ácido sulfúrico $0{,}1\ M$. En esta disolución acuosa se sumergen los electrodos inertes, donde tienen lugar las reacciones siguientes:

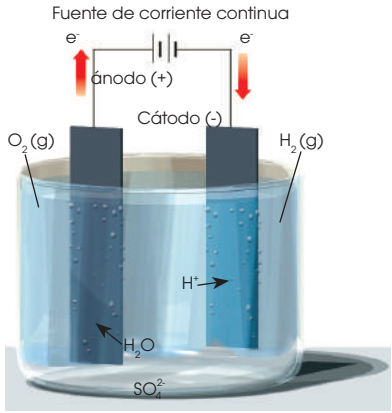
Oxidación en el ánodo (+): $2\ H_2O\ (l) \rightarrow O_2(g) + 4\ H^+\ (aq) + 4\ e^-$

Reducción en el cátodo (−): $4\ H^+(aq) + 4\ e^- \rightarrow 2\ H_2\ (g)$

Reacción global: $2H_2O\ (l) \rightarrow 2H_2(g) + O_2\ (g)$

Como vemos, se obtienen hidrógeno en el cátodo y oxígeno en el ánodo; el volumen de gas H_2 es el doble que el de O_2.

El H_2O se oxida antes que los iones SO_4^{2-} del ácido, estos no se descargan, ya que requieren un potencial más elevado. El H_2SO_4 no se consume.



Electrólisis del cloruro de cobre (II) en disolución acuosa

La electrólisis de algunas sales disueltas en el agua suele presentar alguna dificultad para su interpretación pues el H_2O puede interferir en el proceso. Sin embargo, en el caso del $CuCl_2\ (aq)$, se descargan ambos iones de la sal.

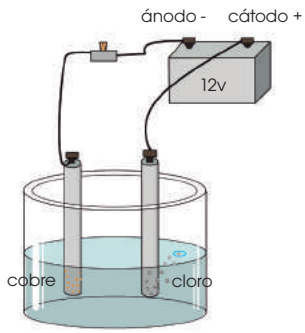
Disociación iónica: $CuCl_2\ (aq) \rightarrow Cu^{2+}\ (aq) + 2\ Cl^-\ (aq)$

Oxidación en el ánodo (+): $2\ Cl^-\ (aq) \rightarrow Cl_2\ (g) + 2\ e^-$

Reducción en el cátodo (−): $Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu\ (s)$

Reacción global: $Cu^{2+}\ (aq) + 2\ Cl^-\ (aq) \rightarrow Cu\ (s) + Cl_2\ (g)$

Sobre el cátodo, que puede ser una lámina de cobre, se deposita cobre metálico, mientras que en el ánodo se recoge gas cloro.



Prohibida su reproducción

2.6. Aplicaciones industriales de la electrólisis

Los procesos electrolíticos tienen interesantes aplicaciones en el ámbito industrial. Algunas de ellas son:

- La obtención de metales activos, como los elementos de los grupos 1 y 2 y el aluminio, y de elementos no metálicos, como hidrógeno y cloro. Algunos de estos casos los hemos visto anteriormente.
- Los recubrimientos metálicos
- La purificación de metales, como es el caso del cobre

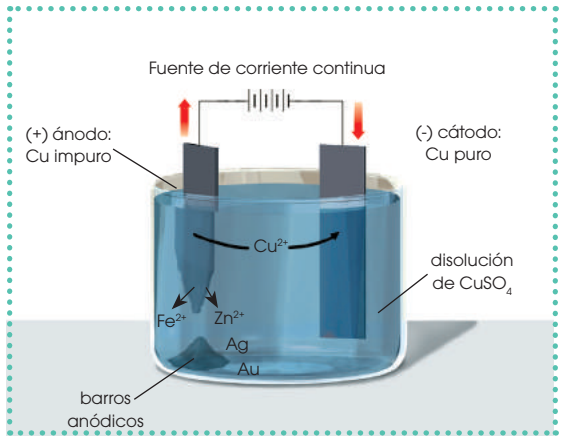
Purificación electrolítica del cobre

Una vez obtenidos los metales mediante alguna operación metalúrgica apropiada, suele ser conveniente someterlos a un proceso de refino o purificación que los haga útiles para determinadas aplicaciones.

este es el caso del cobre, cuya utilidad como conductor depende en gran medida de su grado de pureza.

La purificación de este metal se lleva a cabo electrolíticamente. El electrolito es una sal soluble de cobre, como $CuSO_4$, el ánodo es una barra de cobre impurificado y el cátodo es una placa de cobre puro. Sobre esta se deposita el metal.

Manteniendo un potencial adecuado, el cobre del ánodo se oxida y pasa a la disolución, de donde se deposita en el cátodo.



Oxidación en el ánodo:

$$Cu\ (s) \rightarrow Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^-$$

Reducción en el cátodo:

$$Cu^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Cu\ (s)$$

Las impurezas que contenía el metal no se descargan sobre el cátodo: los iones metálicos activos, como Fe^{2+} o Zn^{2+}, permanecen en disolución, mientras que los metales nobles, como Ag, Au y Pt, caen al fondo del recipiente, de donde se retiran para su utilización posterior.

Y TAMBIÉN: ¿?

La electrólisis ha desempeñado un importante papel en la historia del descubrimiento de los elementos.

En 1807, pocos años después del invento de la pila de Volta, el químico inglés H. Davy (1778-1829), mediante electrólisis de sus sales fundidas, logró aislar por primera vez dos elementos: el potasio y el sodio, muchos de cuyos compuestos se conocían desde la Antigüedad.

Davy también aisló otros dos nuevos elementos: magnesio y calcio, de los que también se conocían diversos compuestos desde la antigüedad, pero nunca habían sido aislados

EN GRUPO

Escriban las reacciones de electrodo y la reacción global si se electroliza cloruro de calcio fundido.

Dibujen un esquema completo de la cuba electrolítica y del proceso que tiene lugar.

Describan la electrólisis del bromuro de níquel (II) disuelto en agua. Tengan en cuenta que en los electrodos se descargan los iones Ni^{2+} y Br.

Prohibida su reproducción

Experimento

TEMA:

¿Cómo hacer una pila a base de monedas y vinagre?

INVESTIGAMOS:

¿Cómo generar corriente eléctrica con solo un par de monedas y vinagre?

OBJETIVO:

Analizar cómo reacciona el vinagre, el cobre y el papel aluminio al intentar generar corriente eléctrica.

MATERIALES:

- 1 pedazo de cartón
- 1 vaso de vidrio
- vinagre blanco
- 10 monedas de cobre (1 centavo)
- tijeras
- papel aluminio
- 2 cables
- cinta aislante (teipe)
- 1 foco de 5 V

PROCESOS:

1. **Toma** el cartón y **corta** diez cuadrados de un tamaño similar al de la moneda de un centavo.

2. **Toma** los trozos de cartón y **colócalos** dentro del vaso. Después, **añade** vinagre hasta que los trozos de cartón estén remojados de forma uniforme. **Deja** que se produzca el remojo hasta tener lista la siguiente parte del experimento.

3. **Toma** el papel aluminio y **haz** tiras del ancho del diámetro de la moneda de 1 centavo.

4. **Toma** la tira de aluminio de uno de los extremos y **dobla** una sección del tamaño del diámetro de la moneda. Vuelve a doblar desde el mismo extremo y **sigue** así hasta obtener un cuadrado de aluminio con un grosor de una moneda.

5. **Realiza** diez tiras de aluminio.

6. **Toma** un trozo de cinta aislante de alrededor de 12 cm y **córtalo**. **Despliega** el trozo de cinta sobre la mesa con la cara adhesiva hacia arriba.

7. En el centro del ancho de la cinta, alrededor de 0,5 cm de la punta, **pega** uno de los cables. Previamente **pela** la punta del cable, hasta tener expuesto alrededor de 1 cm.

8. Sobre el cable **coloca** una moneda, sobre ella uno de los cartones de aluminio remojados en vinagre y al final el cuadrado de papel aluminio. **Apila** en este mismo orden los diez trozos de cada uno de los elementos.

9. Al finalizar **coloca** el otro cable, con la punta previamente pelada. La terminación positiva será aquel cable que esta junto a la moneda y la terminación negativa aquella sujeta al papel aluminio.

10. **Emplea** la cinta adhesiva para juntar todos los trozos en forma de un cilindro, cuya recubierta sea la cinta.

11. **Conecta** la terminación de los cables al foco de 5 V.

CUESTIONES:

- ¿Cuál es la reacción que permite encender el foco? **Obtén** una ecuación redox balanceada y **explica** la reacción.

Prohibida su reproducción

2 Resumen

1. Reacciones de transición
2. Ecuación iónica
3. Poder oxidante y reductor

Al combinarse dos reactivos acuosos en una reacción, pueden formar mezclas homogéneas o heterogéneas, dependiendo de las características del producto.

Se puede formar un precipitado si las interacciones entre dos moléculas con propiedades determinadas vienen de reactivos. Para predecir esto, debemos conocer las reglas de solubilidad.

Si un compuesto es soluble es acuoso, si un compuesto es insoluble es sólido.

También, podemos analizar, estequiométricamente, cuál va a ser el compuesto que precipite a través de las ecuaciones. Si queremos:

- Conocer las proporciones y estados de las moléculas debemos usar la ecuación molecular.
- Conocer los iones que interactúan en una reacción, debemos usar la ecuación iónica.
- Conocer el precipitado en el caso que se forme, debemos usar la ecuación iónica neta.

Lo recomendable es conocer que cada elemento puede tener diferentes tipos de valencia. La carga puede ser positiva o negativa.

Pueden existir tres tipos de compuestos:

- En forma de catión NH_4^+
- En forma de anión OH^-
- En forma neutra H_2O

Esto es directamente relacionado con las valencias de los elementos de un compuesto. Así podemos determinar las cargas de los elementos dentro de un compuesto o viceversa.

En una reacción redox, no importa cuántos reactivos tengamos, un reactivo se va a oxidar y otro se va a reducir.

Si hay pérdida de electrones el compuesto que se oxida es el agente reductor.

Si hay ganancia de electrones un compuesto se reduce, por tanto, es un agente oxidante.

Las reacciones redox se pueden dar en diferentes tipos de medios para observar los cambios, la transferencia de electrones.

En dichas reacciones va a existir un ánodo (compuesto que se oxida) y un cátodo (compuesto que se reduce).

Las reacciones pueden darse en:

- pilas voltaicas.
- celdas electroquímicas.

Prohibida su reproducción

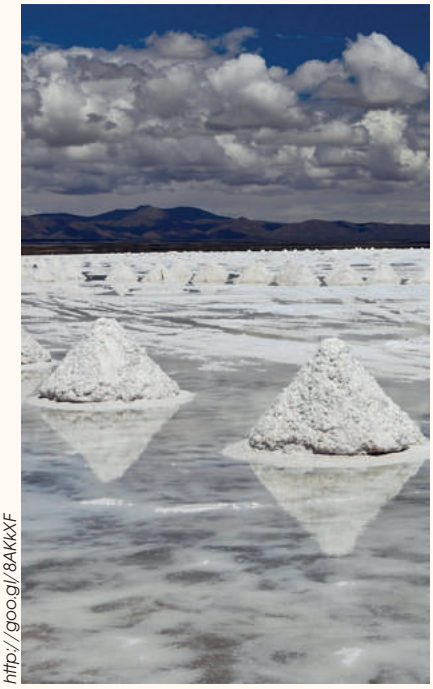
ZONA

NOTICIA

Como el silicio, el litio merece tener su valle

El silicio, el segundo elemento más abundante en el planeta Tierra, se emplea en la actualidad para desarrollar diferentes tipos de dispositivos que revolucionan la tecnología: chips, transistores, entre otros. Por otro lado, el litio, un metal alcalino poco abundante pero de igual importancia que el silicio, ha permitido disminuir el peso y el tamaño de los celulares. La fuente principal de litio se encuentra en Sudamérica entre Chile, Argentina y Bolivia, de los cuales el salar boliviano de Uyuni contiene más del 80% de la reserva de litio del planeta.

González, Alcides. (sf.). Como el silicio, el litio también merece tener su valle (adaptación). Batanga. *Extraído el 20 de septiembre de 2015 desde la página web: http://goo.gl/eX2X51.*



http://goo.gl/8AKkXF

SOCIEDAD

Todo lo que necesitas saber sobre la batería de tu teléfono móvil



http://goo.gl/SVpUxU

Las baterías son conocidas como milagros producidos por la ingeniería química, ya que permiten a los celulares funcionar por largas horas empleando grandes cantidades de energía. La mayoría de celulares emplean baterías de iones de litio recargables, que constan de un par de electrones y un electrolito. El electrodo puede ser de litio, un metal muy reactivo, es decir que reacciona fácilmente con otros elementos hasta con el aire. El litio es muy utilizado en baterías puesto que permite almacenar mayor energía en menor espacio.

(2013.03.27). Todo lo que necesita saber sobre las baterías de tu dispositivo móvil. (Adaptación). PC World. *Extraído el 20 de septiembre de 2015 desde la página web: http://goo.gl/GFykjr.*

SENTIDO CRÍTICO

Toyota quiere producir hidrógeno con energía eólica



http://goo.gl/Jn1p0H

Uno de los grandes retos de Toyota es crear una cadena de suministro de hidrógeno en base a energía eólica renovable, con un balance neutro de carbono. De acuerdo al IPCC, más de la mitad de emisiones de gases de efecto invernadero provienen de combustibles fósiles destinados a la generación de energía eléctrica y térmica, la industria y el transporte. Por tanto, el hidrógeno puede ser una alternativa de combustible con bajo impacto ambiental y se puede obtener como producto de la reacción de metano y vapor de agua o también se puede extraer del agua por electrólisis.

(2015.09.18). toyota quiere producir hidrógeno con energía eólica. (adaptación). Revista evólica y del vehículo eléctrico. Extraído el 20 de septiembre de 2015 desde la página web: http://goo.gl/UcyCpk.

SI YO FUERA...

Ingeniero eléctrico, me enfocaría en investigar pilas voltaicas para llevarlo a escala industrial, para así poder proveer de energía a una zona determinada de mi país.



http://goo.gl/u0ZVcQ

Prohibida su reproducción

Para finalizar

- **Reacciones de precipitación**

1. Empleando reglas de solubilidad, **predice** si cada uno de los compuestos siguientes son solubles o insolubles en agua:

   a. $NiCl_2$
   b. Ag_2S
   c. Cs_3PO_4
   d. $SrCO_3$
   e. $(NH_4)_2SO_4$

2. ¿Habrá precipitación al mezclarse las disoluciones siguientes? Si la hay, **escribe** una ecuación química balanceada para la reacción:

   a. Na_2CO_3 y $AgNO_3$
   b. $NaNO_3$ y $NiSO_4$
   b. $FeSO_4$ y $Pb(NO_3)_2$

3. **Escribe** las ecuaciones iónicas completas y ecuaciones iónicas netas balanceadas para las reacciones que ocurren al mezclar cada par de disoluciones:

   a. Na_2CO_3 y $MgSO_4$
   b. $Pb(NO_3)_2$ y Na_2S
   c. $(NH_4)_3PO_4$ y $CaCl_2$

- **Número de oxidación de elementos y compuestos**

4. **Asigna** el número de oxidación a cada elemento en las siguientes especies químicas:

   HNO_3, CO_2, $KMnO_4$, $HCOOH$, PO_4^{3-}, SiO_4^{4-}, BO^-_2.

5. El ion permanganato, en medio ácido sulfúrico, oxida al peróxido de hidrógeno a oxígeno y él se reduce a ion manganeso (II). **Ajusta** por el método ion-electrón la reacción que tiene lugar.

6. El dicromato de potasio, en medio ácido, oxida a los iones cloruro a cloro, y se reduce a sal de cromo (III):

   —**Escribe** y **ajusta**, por el método ion-electrón, la ecuación iónica que representa el proceso anterior.

7. La reacción de ácido clorhídrico con dióxido de manganeso genera cloruro de manganeso (II), cloro y agua.

   —**Escribe** la reacción molecular ajustada por el método del ion-electrón.

- **Celdas galvánicas**

8. Cuando se forma una pila voltaica con el electrodo estándar de hidrógeno, el electrodo estándar de cinc es el ánodo. **Explica** cómo puede comprobarse experimentalmente este hecho.

9. **Representa** la pila voltaica necesaria para medir el potencial del electrodo estándar de la plata. Ten en cuenta que el electrodo de plata será el cátodo. **Escribe** las reacciones y la notación abreviada de la pila.

10. **Indica** razonadamente qué especie de cada pareja es el oxidante más fuerte, si ambos están en medio ácido:

    a. H^+ o Ni^{2+}
    b. Ce^{4+} o Sn^{4+}
    c. Mn^{2+} o H^+
    d. NO^-_3 o SO_4^{2-}

11. **Indica** razonadamente qué especie de cada pareja es el reductor más fuerte:

    a. K o Na
    b. Br^- o Cl^-
    c. Sn^{2+} o Fe^{2+}
    d. Ce^{3+} o H_2

Prohibida su reproducción

12. **Representa** esquemáticamente las pilas voltaicas formadas por los electrodos indicados. **Escribe** las correspondientes reacciones y **calcula** la fem estándar de cada pila.

    a. Mg^{2+} / Mg y Ag^{+} / Ag

    b. Cl_2 / Cl^- y Fe^{3+} / Fe^{2+}

13. **Predice** razonadamente si las siguientes reacciones ocurrirán espontáneamente en condiciones estándar:

a. $Ni^{2+}\,(aq) + Cd\,(s) \rightarrow Ni\,(s) + Cd^{2+}\,(aq)$

b. $MnO^-_4\,(aq) + Cl^-\,(aq) \rightarrow Mn^{2+}\,(aq) + Cl_2\,(g)$

c. $Ce^{3+}\,(aq) + H^+\,(aq) \rightarrow Ce^{4+}\,(aq) + H_2\,(g)$

14. **Calcula** la fem estándar de las siguientes pilas:

    a. Fe^{2+} / Fe y Ag^{+} / Ag

    b. H^+ / H_2 y Cu^{2+} / Cu

- **Electrólisis**

15. **Describe**:

    a. La electrólisis del HCl en disolución acuosa, sabiendo que se descargan los iones Cl^- y H^+.

    b. La electrólisis del cloruro de cobre (II) en disolución acuosa, sabiendo que se obtienen Cl_2 y Cu.

- **Reacciones de oxidación y reducción**

16. **Explica** la frase: El litio es un reductor más fuerte que el cinc. **Indica** cuáles son sus oxidantes conjugados y cuál de estos tendrá un carácter oxidante más fuerte.

17. **Ajusta** las siguientes ecuaciones correspondientes a reacciones redox.

    a. En medio ácido:

    $KNO_2 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + NO + K_2SO_4$

    $K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2\,(SO_4)_3 + I_2$

    $C_2H_5OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

    $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$

    b. En medio básico:

    $Cl_2 + OH^- \rightarrow Cl^- + ClO^- + H_2O$

    $P \rightarrow PH_2O_2^- + PH_3$

AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

- Trabajo personal

¿Cómo ha sido mi actitud frente al trabajo? | ¿He cumplido mis tareas? | ¿Qué aprendí en esta unidad temática?

- Trabajo en equipo

¿He compartido con mis compañeros o compañeras? | ¿He respetado las opiniones de los demás?

- **Escribe** la opinión de tu familia.

- **Pide** a tu profesor o profesora sugerencias para mejorar y **escríbelas**.

Prohibida su reproducción

3 Disoluciones

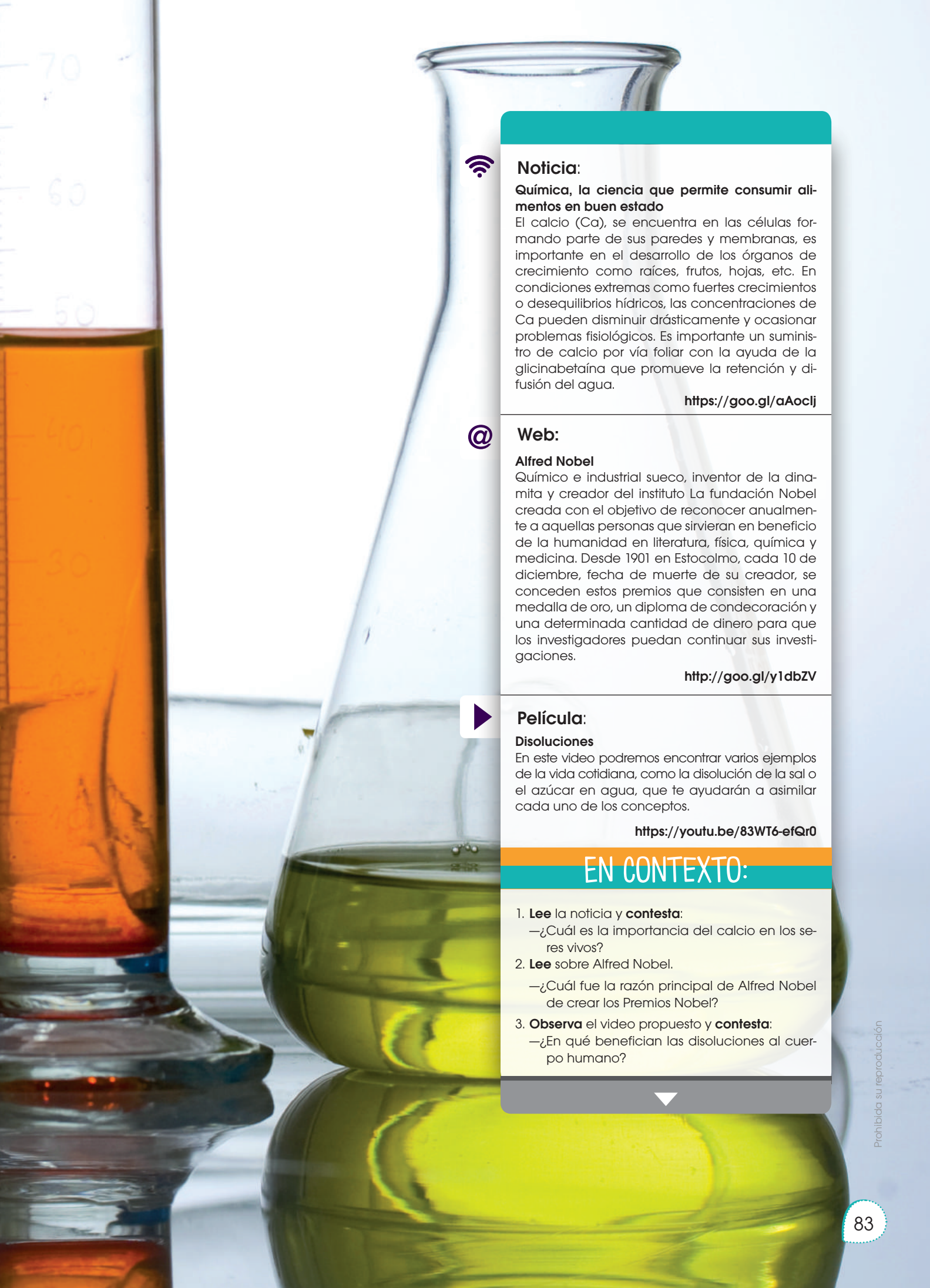


CONTENIDOS:

3. **Disoluciones**
   - 3.1. Tipos de disoluciones
   - 3.2. Porcentaje en masa
   - 3.3. Partes por millón
   - 3.4. Molaridad
   - 3.5. Molalidad
   - 3.6. Normalidad
   - 3.7. Fracción molar
   - 3.8. Propiedades coligativas de las disoluciones
   - 3.9. Elevación del punto de ebullición
   - 3.10. Disminución del punto de congelación
   - 3.11. Presión osmótica

Prohibida su reproducción

http://goo.gl/O2gkWo



Noticia:

Química, la ciencia que permite consumir alimentos en buen estado

El calcio (Ca), se encuentra en las células formando parte de sus paredes y membranas, es importante en el desarrollo de los órganos de crecimiento como raíces, frutos, hojas, etc. En condiciones extremas como fuertes crecimientos o desequilibrios hídricos, las concentraciones de Ca pueden disminuir drásticamente y ocasionar problemas fisiológicos. Es importante un suministro de calcio por vía foliar con la ayuda de la glicinabetaína que promueve la retención y difusión del agua.

https://goo.gl/aAoclj

Web:

Alfred Nobel

Químico e industrial sueco, inventor de la dinamita y creador del instituto La fundación Nobel creada con el objetivo de reconocer anualmente a aquellas personas que sirvieran en beneficio de la humanidad en literatura, física, química y medicina. Desde 1901 en Estocolmo, cada 10 de diciembre, fecha de muerte de su creador, se conceden estos premios que consisten en una medalla de oro, un diploma de condecoración y una determinada cantidad de dinero para que los investigadores puedan continuar sus investigaciones.

http://goo.gl/y1dbZV

Película:

Disoluciones

En este video podremos encontrar varios ejemplos de la vida cotidiana, como la disolución de la sal o el azúcar en agua, que te ayudarán a asimilar cada uno de los conceptos.

https://youtu.be/83WT6-efQr0

EN CONTEXTO:

1. **Lee** la noticia y **contesta**:
   —¿Cuál es la importancia del calcio en los seres vivos?
2. **Lee** sobre Alfred Nobel.
   —¿Cuál fue la razón principal de Alfred Nobel de crear los Premios Nobel?
3. **Observa** el video propuesto y **contesta**:
   —¿En qué benefician las disoluciones al cuerpo humano?

Prohibida su reproducción

3. DISOLUCIONES

3.1. Unidades de concentración

Una solución o una disolución es una mezcla homogénea de dos o más compuestos en estado líquido.

La clave para comprender las disoluciones es distinguir entre *soluto*, *solvente* y *solución*.

El soluto es la sustancia que se disuelve y es el componente que se encuentra en menor proporción.

El disolvente es la sustancia que disuelve al soluto y es el componente que se encuentra en mayor proporción.

TIC

Propiedades de las disoluciones

Para conocer más acerca de las disoluciones, pueden visitar el siguiente *link*: https://goo.gl/mgAnHl.



Una disolución puede estar formada por varios solutos que se encuentran en el mismo disolvente. Por ejemplo, podemos disolver una cierta cantidad de azúcar y sal en agua en una misma disolución.

El soluto y el solvente pueden estar presentes en estado sólido, líquido y gaseoso. Pueden ser una mezcla de cualquiera de estos tres estados.

Disolución sólida	sólido en sólido	aleaciones
	líquido en sólido	arcilla húmeda
	gas en sólido	hidrógeno en paladio
Disolución líquida	sólido en líquido	azúcar en agua
	líquido en líquido	alcohol en agua
	gas en líquido	bebidas gaseosas
Disolución gaseosa	sólido en gas	partículas de polvo en aire
	líquido en gas	aerosoles
	gas en gas	aire

Prohibida su reproducción

Existen disoluciones en las que la proporción de los componentes puede ser variada, pero en el caso de sólidos disueltos en solventes es diferente. Porque hay un límite en la cantidad de sólido que podemos disolver en cierta cantidad de líquido.

Unidades de concentración

El comportamiento de las soluciones no solamente depende de la interacción entre *soluto* y *solvente*, sino también de la cantidad de cada una de estas sustancias.

Utilizamos el término *concentración* para representar la cantidad de soluto disuelta en el solvente.

Mientras más concentrada sea una solución, hay mucho más soluto disuelto en el solvente.

Las unidades de concentración más importantes son: porcentaje masa/masa, porcentaje volumen/volumen, porcentaje masa/volumen, partes por millón, molaridad, molalidad y fracción molar.

Y TAMBIÉN:

Según la proporción de soluto y disolvente, clasificamos a las soluciones en:

Diluidas: Si la cantidad de soluto en relación con la de disolvente es muy pequeña.

Concentradas: Si la cantidad de soluto es elevada respecto a la de disolvente.

Saturadas: Si el soluto está en la máxima proporción posible respecto al disolvente.

3.2. Porcentaje en masa

Porcentaje masa/masa

$$\%\text{ en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \times 100\%$$

Donde:

masa de disolución = masa de soluto + masa de disolvente

Normalmente, a la masa la expresamos en gramos, y el porcentaje en masa corresponde a los gramos de soluto que hay en 100 g de disolución.

Las masas de soluto y de disolución deben expresarse en la mismas unidades, puesto que un porcentaje no tiene unidades.

TIC

Porcentaje masa/masa

Para comprender el porcentaje masa/masa, pueden visitar el siguiente *link*: https://goo.gl/0ZupWF.

Ejemplo 1

Se ha preparado una disolución de quince gramos de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en doscientos gramos de agua (H_2O). Expresemos su concentración como porcentaje en masa.

Para la resolución del ejemplo debemos seguir los siguientes pasos:

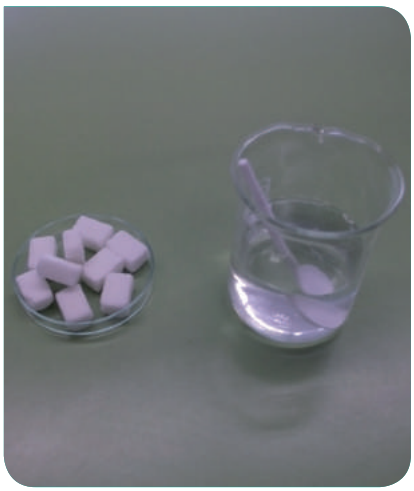
Paso 1: Identifiquemos cuál es el soluto y cuál es el solvente de la solución.

Soluto → azúcar ($C_6H_{12}O_6$)

Solvente → agua (H_2O)

Paso 2: Verifiquemos que el soluto y el solvente se encuentren en las mismas unidades, de no ser así, transformémoslas a las mismas unidades.

Prohibida su reproducción



Preparación de una solución de agua con azúcar

En este caso ambas sustancias están en gramos (g).

Paso 3: Obtengamos la masa de la disolución.

masa de disolución = masa soluto + masa solvente

$$\text{masa disolución} = 15\ \text{g} + 200\ \text{g} = 215\text{g}$$

Paso 4: Reemplacémosla en la fórmula para obtenener el porcentaje en masa o porcentaje masa/masa.

$$\%\ \text{en masa} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \times 100\%$$

$$\%\ \text{en masa} = \frac{15\ \text{g}}{215\ \text{g}} \times 100\%$$

$$\%\ \text{en masa} = 6{,}97\%$$

Ejemplo 2

Se ha preparado una solución de dos moles de sal (NaCl) en quinientos gramos de agua (H_2O). Determinemos el porcentaje en masa.

$$2\ \cancel{\text{moles de NaCl}} \times \frac{58{,}45\ \text{g NaCl}}{1\ \cancel{\text{mol NaCl}}} = 116{,}9\ \text{g NaCl} \rightarrow \text{soluto}$$

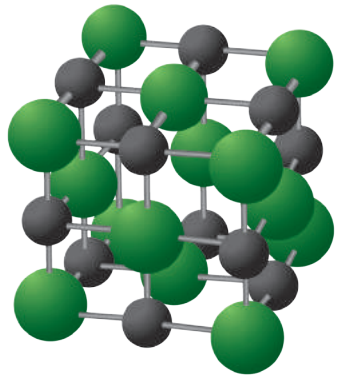
$$500\ \text{g}\ H_2O \rightarrow \text{solvente}$$

$$\text{Masa disolución} = 116{,}9\ \text{g} + 500\ \text{g} = 616{,}9\ \text{g}$$

$$\%\ \text{en masa} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \times 100\%$$

$$\%\ \text{en masa} = \frac{116{,}9\ \text{g}}{616{,}9\ \text{g}} \times 100\%$$

$$\%\ \text{en masa} = 18{,}94$$



Maqueta de cloruro de sodio (NaCl)

La concentración de la solución en porcentaje de masa es de 18,94%.

En un enunciado, la pregunta no solo puede estar enfocada en calcular el porcentaje de masa, también puede pedir determinar la masa de soluto o masa de solvente, para un porcentaje de masa.

Prohibida su reproducción

Porcentaje volumen/volumen

El porcentaje en volumen de una disolución indica el volumen de soluto que hay en cien unidades de volumen de disolución.

$$\%\text{ en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \times 100$$

donde volumen de disolución = volumen de soluto + volumen de disolvente

Al porcentaje en volumen lo empleamos para expresar la concentración de disoluciones cuyo soluto es un líquido o un gas, es decir, sustancias que medimos en unidades de volumen $(\text{mL}, \text{L}, \text{m}^3)$.

Equivalencias:

$1000\ \text{mL} = 1\text{L}$

$1000\ \text{L} = 1\text{m}^3$

$1\ \text{cm}^3 = 1\text{mL}$

Densidad del agua = $1\frac{\text{g}}{\text{mL}}$

Por ejemplo, la composición del aire y el grado alcohólico de algunas bebidas.

El volumen del soluto y el del disolvente deben expresarse en las mismas unidades, ya que el porcentaje no tiene unidades.

Ejemplo 3

Se ha preparado una solución mezclando $300\ \text{mL}$ de agua con $125\ \text{mL}$ de metanol y $25\ \text{mL}$ de etanol. Determinemos la concentración en volumen de dicha solución.

Para la resolución del ejemplo, debemos seguir los siguientes pasos:

Paso 1: Identifiquemos cuál es el soluto y cuál es el solvente de la solución. Debemos recordar que el soluto puede estar compuesto de dos sustancias.

Soluto $1 \rightarrow 125\ \text{mL}$ de metanol

Soluto $2 \rightarrow 25\ \text{mL}$ de etanol

Solvente $\rightarrow 300\ \text{mL}$ de agua

Paso 2: Verifiquemos que tanto soluto y solvente se encuentren en las mismas unidades, de no ser así, transformémoslas a las mismas unidades.

En este caso todas las sustancias de la solución están en las mismas unidades (mL).

Paso 3: Obtengamos el volumen de la disolución.

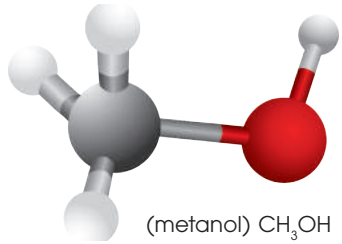
$$\text{Volumen de disolución} =$$

$$\text{Volumen soluto 1} + \text{volumen soluto 2} + \text{volumen solvente}$$

$$\text{Volumen de disolución} = 125\ \text{mL} + 25\ \text{mL} + 300\ \text{mL} = 450\ \text{mL}$$

Y TAMBIÉN:

Se usa el metanol en la fabricación de anticongelantes, disolventes y combustibles.



(metanol) CH_3OH

TIC

Porcentaje volumen/volumen

Puedes revisar una explicación breve y un ejemplo en el siguiente *link*:

https://goo.gl/dXW9iw

Prohibida su reproducción

Paso 4: Reemplacémoslo en la fórmula para obtener el porcentaje en volumen para cada uno de los solutos.

$$\%\text{ en volumen} = \frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen de disolución}} \times 100\%$$

$$\%\text{ en volumen} = \frac{125\text{ mL metanol}}{450\text{ mL}} \times 100\% \quad = 27{,}77\%\text{ metanol}$$

$$\%\text{ en volumen} = \frac{25\text{ mL etanol}}{450\text{ mL}} \times 100\% \quad = 5{,}55\%\text{ etanol}$$

La concentración de la solución porcentual en volumen es de 27,77% de metanol y 5,55% de etanol.

Y TAMBIÉN: ¿?

Etanol

Es el compuesto que puede mezclarse o sustituir a la gasolina a futuro, a nivel local y en varios países ya existen proyectos alternativos para ya no depender de los derivados de petróleo.



http://goo.gl/BmPjXg

TIC

Porcentaje volumen/volumen

Puedes revisar una explicación breve y un ejemplo en el siguiente *link*:

https://goo.gl/XAQZGZ

Ejemplo 4

Se ha preparado una solución mezclando 35 mL de ácido acético (CH_3COOH) en 0,5L de etanol (C_2H_5OH). Determinemos el porcentaje en volumen de la disolución.

$$35\text{ mL } CH_3COOH \rightarrow \text{soluto}$$

$$0{,}5\text{ L } C_2H_5OH \rightarrow \text{solvente}$$

$$0{,}5\text{ Ł } C_2H_5OH \text{ x } \frac{100\text{ mL}}{1\text{Ł}} = 500\text{ mL}$$

$$\text{Volumen solución} = 35\text{ mL} + 500\text{ mL} = 535\text{ mL}$$

$$\%\text{ en volumen} = \frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen disolución}} \text{ x } 100\%$$

$$\%\text{ en volumen} = \frac{35\text{ mL}}{535\text{ mL}} \times 100\% = 6{,}54\%$$

La concentración de la disolución en volumen es del 6,54%.

Actividades

1. Se han mezclado 25 mL de zumo de fresa con 115 mL de leche. ¿Cuál es el porcentaje en volumen de la disolución?
2. En la etiqueta de una botella de vinagre se puede leer que tiene un 4% de ácido acético. **Calcula** el volumen de ácido acético que contiene si su capacidad es de 750 mL.
3. **Determina** el porcentaje en volumen de una disolución de 340 mL que se ha obtenido disolviendo 25 mL de etanol en agua.

Prohibida su reproducción

Concentración en masa/volumen

Las disoluciones también se caracterizan por tener una densidad determinada, puesto que es una propiedad de todas las sustancias, tanto si son puras como si forman parte de una mezcla.



http://goo.gl/ab6h8p

Ejemplo de una disolución de miel

La densidad de una disolución indica la relación entre la *masa de disolución* y su *volumen*:

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa de disolución (g)}}{\text{volumen de disolución (L)}}$$

No debemos confundir la *densidad de una disolución* con su *concentración en masa* (masa de soluto/volumen de disolución).

$$\text{concentración en masa} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{volumen de disolución (L)}}$$

Si conocemos la densidad de una disolución y su concentración en masa, podemos expresar fácilmente su concentración como porcentaje en masa, y viceversa.



Ejemplo 5

El porcentaje en masa de una disolución de ácido clorhídrico (HCl) es del 35% y su densidad es de $1{,}12$ g/mL. Calculemos su concentración en g/L.

Para la resolución del siguiente ejemplo, debemos seguir los siguientes pasos:

Paso 1: Interpretemos el dato del porcentaje en masa.

El 35% en masa de HCl significa que hay 35 g de soluto por cada 100 g de disolución.

Paso 2: Descifremos el dato de la densidad.

Prohibida su reproducción

La densidad indica que hay 1,12 gramos de disolución por cada mililitro (mL) de disolución.

Paso 3: Reemplacémoslo en la fórmula y asociémoslo con la densidad.

$$\text{Concentración en masa} = \frac{35 \text{ g soluto}}{100 \cancel{\text{g disolución}}} \times \frac{1{,}12 \cancel{\text{g disolución}}}{1 \cancel{\text{mL disolución}}} \times \frac{1000 \cancel{\text{mL disolución}}}{1 \text{ L disolución}}$$

Nota cómo las unidades se simplifican en la conversión anterior.

$$\text{Concentración en masa} = 392 \ \frac{\text{g soluto}}{\text{L disolución}}$$

$$\text{Concentración en masa} = 392 \ \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Ejemplo 9

El porcentaje en masa de una disolución de ácido acético (CH_3COOH) es del 55% y su densidad es de 1,03 g/mL. Calculemos su concentración en g/L.

$$55\% \rightarrow \frac{55 \text{ g soluto}}{100 \text{ g disolución}}$$

$$1{,}03 \ \frac{\text{g}}{\text{mL}} \rightarrow \frac{1{,}03 \text{ g de disolución}}{\text{mL disolución}}$$

$$\text{Concentración en masa} = \frac{55 \text{ g soluto}}{100 \cancel{\text{g disolución}}} \times \frac{1{,}03 \cancel{\text{g disolución}}}{\cancel{\text{mL disolución}}} \times \frac{1000 \cancel{\text{mL}}}{1 \text{ L}}$$

$$\text{Concentración en masa} = 566{,}5 \ \frac{\text{g soluto}}{\text{L disolución}}$$

$$\text{Concentración en masa} = 566{,}5 \ \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Y también: ¿?

Ácido acético o vinagre

Lo que comúnmente llamamos *vinagre*, en términos químicos lo conocemos como *ácido acético*. La diferencia es que a nivel comercial puede tener concentraciones muy bajas, mientras que en química se lo puede utilizar en concentraciones muy altas.



http://goo.gl/yDoGgW

Actividades

4. **Determina** la concentración en porcentaje en masa que obtenemos al disolver 27 g de ácido nítrico (HNO_3) en un volumen final de 100 mL. La densidad de la solución es 1,04 g/mL. ¿Cuál será la concentración de esta solución en g/L?

5. Si disolvemos 20 g de nitrato de plata y 34 g de sulfato de amonio en un volumen final de 200 mL, **calcula** la concentración en porcentaje en masa para cada soluto. Densidad solución 1 g/mL.

6. La densidad del hierro es de 7,8 g/cm^3. ¿Qué volumen ocupará una masa de 850 gramos?

7. Un pedazo de madera tiene un volumen de 6 cm^3, si su densidad es igual a 2,7 g/cm^3, ¿cuál es su masa?

Prohibida su reproducción

3.3. Partes por millón



http://goo.gl/p7fRVm

Otro ejemplo de unidad para expresar concentraciones muy pequeñas son las partes por millón (ppm).

Aplicamos esta unidad principalmente en análisis químicos de laboratorios y farmacéuticas; lugares en los que los análisis deben ser minuciosos.

Cualquiera de las siguientes fórmulas representa esta concentración.

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa soluto (g)}}{\text{masa solución (g)}} \times 10^6 = \frac{\text{masa soluto (mg)}}{\text{volumen solución (L)}} = \frac{\text{masa soluto (mg)}}{\text{masa solución (kg)}}$$

Ejemplo 7

En un análisis químico de aguas residuales que se realizó una industria de cemento, encontramos que una muestra de agua residual contenía 0,01 gramos de iones fluoruro (F^-) en una solución de 1000 gramos. Determinemos las partes por millón de la muestra.

Para resolver el ejercicio, debemos seguir los siguientes pasos.

Paso 1: Identifiquemos, con base en los datos del problema, cuál de las tres fórmulas podemos elegir.

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa soluto (g)}}{\text{masa solución (g)}} \times 10^6$$

Paso 2: Transformemos, si es necesario, las unidades de masa de soluto y de disolución correspondientes con la fórmula elegida.

$$0{,}01 \text{ g } F^- \rightarrow \text{masa soluto}$$
$$1000 \text{ g de solución} \rightarrow \text{masa solución}$$

Paso 3: Reemplacemos los datos en la fórmula.

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa solución}} \times 10^6 = \frac{0{,}01 \text{ g } F^-}{1000 \text{ g solución}} \times 10^6$$

$$\text{ppm} = 10$$

Prohibida su reproducción

Ejemplo 8

Calculemos la cantidad de partes por millón de calcio en el agua potable si la cantidad permitida es de 3 miligramos (mg) de calcio por cada 100 mL de solución.



http://goo.gl/BdQ6Nj

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa soluto (mg)}}{\text{masa solución (L)}}$$

$$3 \text{ mg Ca} \rightarrow \text{masa soluto}$$

$$100 \cancel{\text{mL solución}} \times \frac{1 \text{ L solución}}{1000 \cancel{\text{mL solución}}} = 0{,}1 \text{ L solución} \rightarrow \text{volumen de solución}$$

$$\text{ppm} = \frac{3 \text{ mg}}{0{,}1 \text{ L}} = 30$$

Y TAMBIÉN: ¿?



http://goo.gl/y8U7YH

Calcio

Uno de los usos es en productos lácteos o farmacéuticos para el refuerzo de los huesos humanos, compuestos de calcio

Actividades

8. ¿Cuánta plata (Ag) necesitamos disolver en una solución de 67 ppm si preparamos un total de 500 mL?

9. **Determina** la concentración en ppm que obtenemos al disolver 56 g de cloruro de magnesio en 0,5 m^3 de agua.

Prohibida su reproducción

3.4. Molaridad

La molaridad (M) de un componente es el número de moles de dicho componente por litro de disolución.

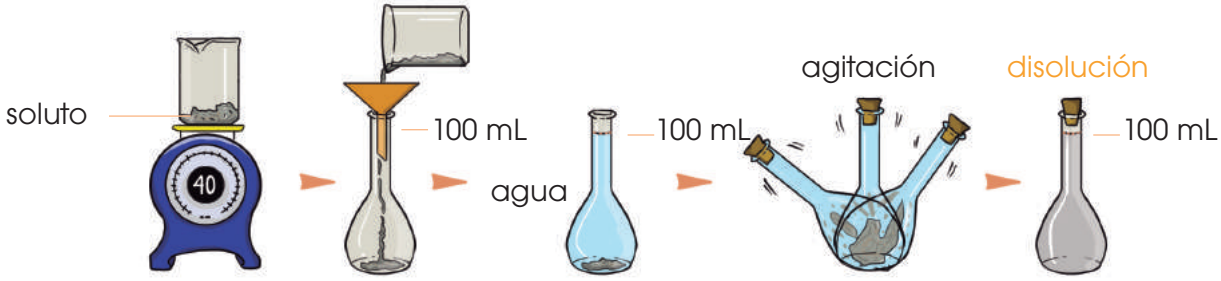
$$\text{Molaridad (mol/L)} = \text{M} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

La mayoría de las soluciones en química están expresadas en unidades de molaridad.

¿Cómo preparamos una disolución?

Para preparar una disolución debemos seguir los siguientes pasos:

1. Pesar el soluto en una balanza previamente calibrada.
2. Colocar el solvente en un balón volumétrico.
3. Agitar hasta que el soluto esté totalmente disuelto en el solvente.



Y TAMBIÉN: ¿?

Para pasar de volumen a masa o viceversa, debemos usar la fórmula de densidad.

$$\text{d} = \frac{\text{m}}{\text{v}}$$

La densidad del agua es de:

$$\text{d} = \frac{1\ \text{g}}{\text{mL}}$$

Ejemplo 9

Determinemos la molaridad de una disolución que contiene doce gramos de carbonato de sodio (Na_2CO_3) en 100 mL de solución.

Para la resolución del ejemplo debemos seguir los siguientes pasos:

Paso 1: Identifiquemos al soluto y a la solución.

$12\text{g } Na_2CO_3 \rightarrow$ soluto

$100\text{ mL} \rightarrow$ solución

Paso 2: Transformemos las unidades con base en la fórmula; este es el paso más importante.

$$12\ \cancel{\text{g Na}_2\text{CO}_3} \times \frac{1\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3}{106\ \cancel{\text{g Na}_2\text{CO}_3}} = 0{,}11\ \text{moles de Na}_2\text{CO}_3$$

$$100\ \cancel{\text{mL solución}} \times \frac{1\ \text{L solución}}{1\,000\ \cancel{\text{mL solución}}} = 0{,}1\ \text{L solución}$$

Paso 3: Reemplacemos en la fórmula.

$$\text{M} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}} = \frac{0{,}11\ \text{moles de Na}_2\text{CO}_3}{0{,}1\ \text{L solución}} = 1{,}1\ \text{mol/L}$$

Prohibida su reproducción

Ejemplo 10

Determinemos la molaridad de una disolución formada por cuarenta gramos de amoníaco (NH_3) disueltos en agua si el volumen de la solución es de $0{,}1\ m^3$.

$$40\ \cancel{g\ NH_3} \times \frac{1\ mol\ NH_3}{17\ \cancel{g\ NH_3}} = 2{,}35\ moles\ de\ NH_3 \rightarrow soluto$$

$$0{,}1\ \cancel{m^3} \times \frac{1\ 000\ L}{1\ \cancel{m^3}} = 100\ L \rightarrow solución$$

$$M = \frac{moles\ de\ soluto}{litros\ de\ solución} = \frac{2{,}35\ moles\ de\ NH_3}{100\ L\ solución}$$

$$M = 0{,}024\ mol/L$$

También podemos calcular la cantidad de moles que existen en un determinado volumen de una disolución. Para ello, solo debemos aplicar la siguiente fórmula:

$$moles\ de\ soluto = concentración\ (M) \times volumen\ disolución\ (L)$$

Para emplear esta fórmula, es muy importante que tomemos en cuenta las unidades.

Ejemplo 11

Determinemos cuántos moles están presentes en $200\ mL$ de una disolución $2{,}1\ mol/L$ de sal común.

$$200\ \cancel{mL\ solución} \times \frac{1\ L\ solución}{1\ 000\ \cancel{mL\ solución}} = 0{,}2\ L\ solución$$

$$moles\ NaCl = 0{,}2\ \cancel{L} \times 2{,}1\ \frac{mol}{\cancel{L}} = 0{,}42\ mol\ NaCl$$

Dilución

Si queremos disminuir la concentración de una solución, debemos realizar una dilución; la cual consiste en ir de una solución concentrada a una solución menos concentrada. Para determinar la concentración de diluciones utilizamos la siguiente fórmula:

TIC

Revisa algunos ejercicios resueltos y explicados en el siguiente *link*:
https://goo.gl/P1A5iK

$$M_1\ V_1 = M_2\ V_2$$

Donde M_1 y M_2 son las concentraciones molares de las disoluciones inicial y final respectivamente. Al igual V_1 y V_2 son los volúmenes iniciales y finales respectivamente.

Prohibida su reproducción

Ejemplo 12

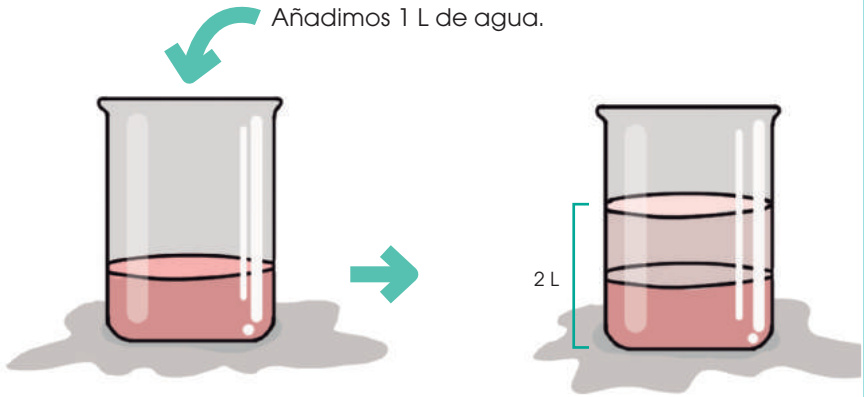
Supongamos que tenemos $1\ \mathrm{L}$ de lejía, $0{,}3\ \mathrm{mol/L}$, y la diluimos con un litro de agua adicional. Calculemos la concentración final de la disolución.

Hay $0{,}3$ moles de NaClO, el número de moles de soluto no cambia. Lo que obtenemos es una solución menos concentrada, porque el volumen de agua será mayor $(1\mathrm{L} + 1\mathrm{L} = 2\mathrm{L})$.

$$M_1\,V_1 = M_2\,V_2$$

$$(0{,}3\ \mathrm{M})\ (1\mathrm{L}) = M_2\ (2\mathrm{L})$$

$$M_2 = \frac{(0{,}3\ \mathrm{M})(1\ \cancel{\mathrm{L}})}{(2\ \cancel{\mathrm{L}})} = 0{,}15\ \mathrm{mol/L}$$



1 L de lejía 0,3 M (hay 0,3 moles de NaClO).

Ahora el volumen es mayor, pero los moles de soluto no han cambiado.

Todos los frascos de reactivos químicos vienen etiquetados con su nombre y su concentración expresada en molaridad. Por normas de precaución, en un laboratorio de química debemos utilizar concentraciones bajas de reactivo.

Ejemplo 13

Se compra un frasco de 2 litros de ácido sulfúrico (H_2SO_4) cuya concentración es de $8\mathrm{M}$. Para trabajar en el laboratorio se requiere una concentración de volumen de $1{,}5\mathrm{M}$.

Calculemos el volumen final de la disolución.

$$M_1\,V_1 = M_2\,V_2$$

$$(8\ \mathrm{M})\ (2\ \mathrm{L}) = (1{,}5\ \mathrm{M})\ V_2$$

$$V_2 = \frac{(8\ \cancel{\mathrm{M}})(2\ \mathrm{L})}{(1{,}5\ \cancel{\mathrm{M}})} = 10{,}67\ \mathrm{L}$$

Actividades

10. Se dispone de una disolución de sulfato de níquel (II), $NiSO_4$, al 6 % en masa. **Calcula** la molaridad de esta disolución sabiendo que su densidad a 25 °C es 1,06 g/mL.

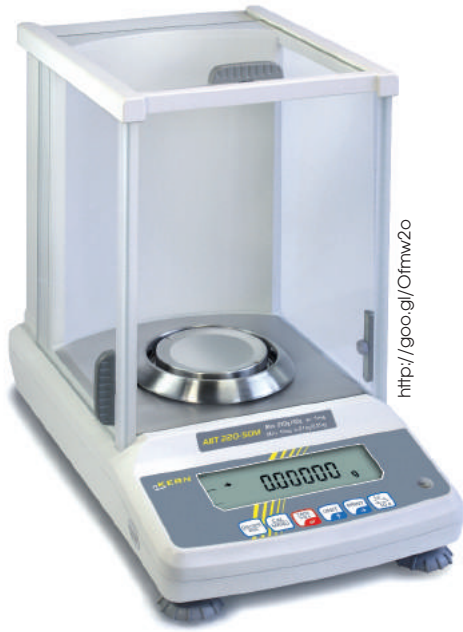
11. **Calcula** la molaridad de una disolución obtenida al mezclar 12 g de ácido sulfúrico, H_2SO_4, en suficiente agua para obtener 300 mL de disolución.

Prohibida su reproducción

3.5. Molalidad

La molalidad (m) de un componente es la relación entre el número de moles del soluto respecto a kilogramos (kg) de solvente.

$$\text{Molalidad (mol/kg)} = m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg solvente}}$$



Balanza de laboratorio

¿Cómo pesar agua?

En este tipo de soluciones, al solvente lo expresamos en unidades de masa, por lo que debemos usar su densidad.

Experimentalmente pesamos el vaso vacío. Luego, pesamos el vaso con agua y la diferencia es el peso del agua, ambas formas son válidas.

Ejemplo 14

Calculemos la molalidad de una disolución formada por treinta gramos de cloruro de sodio (NaCl) en 500 mL de agua.

Para la resolución del ejercicio debemos seguir los siguientes pasos.

Paso 1: Identifiquemos el soluto y el solvente.

30 gramos NaCl → soluto

500 mL H_2O → solvente

Paso 2: Transformemos a las unidades de la fórmula de molalidad.

$$30\ \cancel{\text{g NaCl}} \times \frac{1\ \text{mol NaCl}}{58\ \cancel{\text{g NaCl}}} = 0{,}51\ \text{moles de NaCl} \rightarrow \text{soluto}$$

Utilizando la densidad del agua.

$$500\ \cancel{\text{mL}}\ H_2O \times \frac{1\ \text{g}}{1\ \cancel{\text{mL}}} = 500\ \text{g}\ H_2O$$

$$500\ \cancel{\text{g}}\ H_2\cancel{O} \times \frac{1\ \text{kg}}{1000\ \cancel{\text{g}}\ H_2\cancel{O}} = 0{,}5\ \text{kg}\ H_2O \rightarrow \text{solvente}$$

Paso 3: Reemplazamos en la fórmula.

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg solvente}} = \frac{0{,}51\ \text{moles de NaCl}}{0{,}5\ \text{kg}\ H_2O} = 1{,}02\ \text{mol/kg}$$

Prohibida su reproducción

Ejemplo 15

Calculamos la molalidad de 4 gramos de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) disueltos en 350 mL de agua caliente a 80 °C. ¿Cuál es la molalidad de la solución de azúcar? Considerando que la densidad del agua a 80 °C es 0,975 g/mL.

$$4\ \cancel{g}\ C_{12}H_{22}O_{11} \times \frac{1\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}SO_{11}}{342\ \cancel{g}\ C_{12}H_{22}O_{11}} = 0{,}012\ \text{moles}\ C_{12}H_{22}SO_{11}$$

$$350\ \cancel{mL}\ H_2O \times \frac{0{,}975\ g}{1\ \cancel{mL}} = 341{,}25\ g\ H_2O$$

$$350\ \cancel{g}\ H_2O \times \frac{1\ kg}{1\ 000\ \cancel{g}\ H_2O} = 0{,}341\ kg\ H_2O \rightarrow \text{solvente}$$

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg solvente}} = \frac{0{,}012\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}SO_{11}}{0{,}341\ kg\ H_2O} = 0{,}035\ \text{mol/kg}$$

Por lo tanto, la molalidad de la solución de azúcar es 0,035 mol/kg.

Ejemplo 16

El ácido sulfúrico (H_2SO_4) es uno de los ácidos más usados por sus diversas aplicaciones como explosivos, detergentes, plásticos, entre otros. Calculemos la molalidad de una disolución de ácido sulfúrico que contiene cincuenta gramos en 225 mL de agua.

50 gramos de H_2SO_4 → soluto

225 mL de agua → solvente

$$50\ \cancel{g}\ H_2SO_4 \times \frac{1\ \text{mol de}\ H_2SO_4}{98\ \cancel{g}\ H_2SO_4} = 0{,}51\ \text{moles de}\ H_2SO_4 \rightarrow \text{Soluto}$$

225 g solución -50 g de soluto = 175 g de solvente

$$175\ \cancel{g\ \text{solvente}} \times \frac{1\ kg\ \text{solvente}}{1\ 000\ \cancel{g\ \text{solvente}}} = 0{,}17\ kg\ H_2O \rightarrow \text{Solvente}$$

$$m = \frac{\text{kg solvente}}{\text{moles de soluto}} = \frac{0{,}17\ kg\ H_2O}{0{,}51\ \text{moles de NaCl}} = 3{,}00\ \text{mol/kg}$$

EN GRUPO

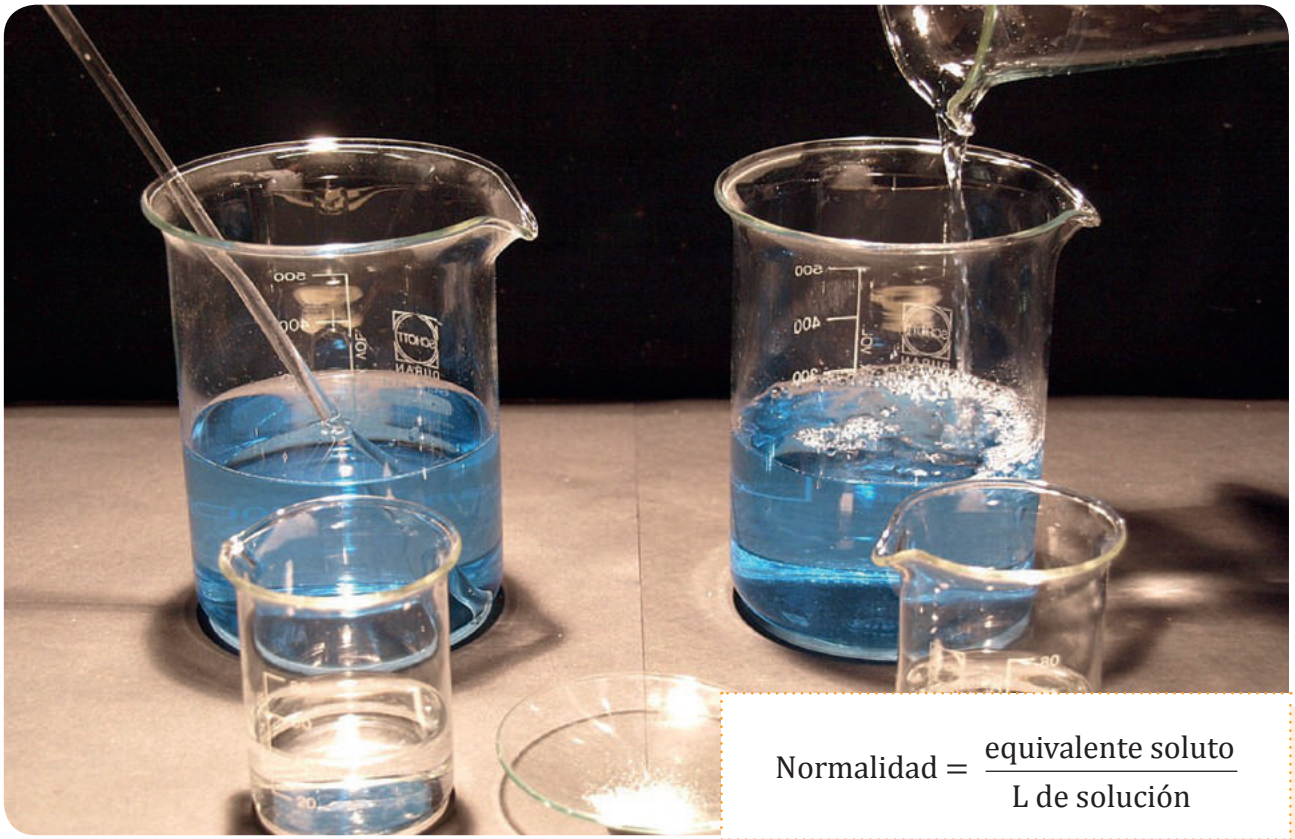
Calculen la molaridad y molalidad de una solución que se preparó al disolver 65 g de nitrato de cobre (II), en un volumen final de 250 mL. La densidad de la solución es de 1,1g/mL.

Propongan el proceso de preparación 300 mL de una solución de 1,12 M si se dispone de una solución 3,4 M de nitruro de rubidio.

Prohibida su reproducción

3.6. Normalidad

La normalidad es la relación entre los equivalentes de una sustancia respecto al volumen en litros de una solución.



http://goo.gl/rdaNhm

$$\text{Normalidad} = \frac{\text{equivalente soluto}}{\text{L de solución}}$$

Los equivalentes son las cargas por mol que tienen los elementos en una sustancia.

- En los ácidos tomamos en cuenta a los iones hidronio (H^+) así por ejemplo:

  El ácido sulfúrico (H_2SO_4) tiene al hidrógeno con número de oxidación +1, pero como la sustancia contiene dos hidrógenos, hay dos equivalentes por mol en el compuesto.

- En las bases tomamos las cargas negativas de los hidróxilo (OH^-). Por ejemplo:

  El hidróxido de sodio $(NaOH)$ contiene un grupo hidroxilo. Por lo que solamente hay un equivalente por mol en el $NaOH$.

- En las sales observamos la carga de metal.

  En el sulfato de sodio (Na_2SO_4), por ejemplo, tomamos en cuenta al metal sodio con carga +1 y observamos que hay dos sodios en el compuesto por lo que hay dos equivalentes por mol de sal.

El peso equivalente en cambio tiene una fórmula de:

$$\text{peso equivalente en gramos} \left(\frac{\text{g}}{\text{equivalente}} \right) = \frac{\text{masa molar}}{\text{equivalente/mol}}$$

Prohibida su reproducción

Ejemplo 17

Si se tiene 25 gramos de ácido sulfúrico en 1 litro de solución. Determinemos la concentración expresada en normalidad.



http://goo.gl/EjZOLb

Ácido sulfúrico concentrado

El peso del ácido es de 98 g/mol. Para obtener el peso equivalente tenemos:

$$\text{peso equivalente en gramos} = \frac{\frac{98\ \text{g}}{\cancel{\text{mol}}}}{\frac{2\ \text{equivalentes}}{\cancel{\text{mol}}}} = 49\ \frac{\text{gramos}}{\text{equivalentes}}$$

Interpretando esto, tendríamos que 1 equivalente de ácido sulfúrico pesa 49 gramos. Por lo que debemos obtener la normalidad pero para los 25 gramos de ácido sulfúrico.

$$25\ \cancel{\text{gramos}} \times \frac{1\ \text{equivalentes}}{49\ \cancel{\text{gramos}}} = 0{,}51\ \text{equivalentes}$$

Una vez que tenemos estos equivalentes, podremos determinar la normalidad requerida a partir de la fórmula:

$$\text{normalidad} = \frac{\text{equivalentes}}{\text{L de solución}} = \frac{0{,}51\ \text{equivalentes}}{1\ \text{L}} = 0{,}51\ \text{N}$$

Es decir, la concentración es de 0,51 N.

Para transformar de normalidad a molaridad podemos utilizar esta fórmula.

$$\text{N} = \#\text{equivalentes} \times \text{molaridad}$$

Por tanto, la molaridad es:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{N}}{\#\ \text{equivalentes}} = \frac{0{,}51}{2} = 0{,}25\ \text{M}$$

Prohibida su reproducción

3.7. Fracción molar

La fracción molar no tiene unidades, porque representa la relación que existe entre componentes. Al componente A lo representamos en fracción molar como X_A y lo definimos así:

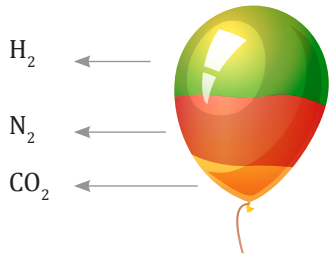
$$X_A = \frac{\text{moles de A}}{\text{moles totales de todos los componentes}}$$

La suma de las fracciones molares de una mezcla siempre da 1, por ejemplo, si hubiera dos componentes.

$$X_A + X_B = 1$$

Ejemplo 18

Un globo está compuesto por varios gases: 5 gramos de hidrógeno (H_2), 60 gramos de nitrógeno molecular (N_2) y 120 gramos de dióxido de carbono (CO_2). Encontremos la fracción molar:



Para resolver el problema debemos seguir los siguientes pasos:

Paso1: Transformemos las unidades a moles.

$$n_{H_2} = 5\ \cancel{g}\ H_2 \times \frac{1\ \text{mol}\ H_2}{2\ \cancel{g}\ H_2} = 2{,}5\ \text{moles de}\ H_2$$

$$n_{N_2} = 60\ \cancel{g}\ N_2 \times \frac{1\ \text{mol}\ N_2}{28\ \cancel{g}\ N_2} = 2{,}14\ \text{moles de}\ N_2$$

$$n_{CO_2} = 120\ \cancel{g}\ CO_2\ x\ \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44\ \cancel{g}\ CO_2} = 2{,}72\ \text{moles de}\ CO_2$$

Paso 2: Obtengamos las moles totales.

$$\text{Moles totales} = 2{,}5\ \text{mol} + 2{,}14\ \text{mol} + 2{,}72\ \text{mol} = 7{,}36\ \text{moles}$$

Paso 3: Obtengamos cada una de las fracciones molares.

$$X_{H_2} = \frac{2{,}5\ \text{mol}}{7{,}36\ \text{moles totales}} = 0{,}34$$

$$X_{N_2} = \frac{2{,}14\ \text{mol}}{7{,}36\ \text{moles totales}} = 0{,}29$$

$$X_{CO_2} = \frac{2{,}72\ \text{mol}}{7{,}36\ \text{moles totales}} = 0{,}37$$

La manera de comprobar si el ejercicio está bien resuelto es sumando las fracciones molares. Recordemos que el resultado debe ser 1.

$$X_{H_2} + X_{N_2} + X_{CO_2} = 1 \qquad 0{,}34 + 0{,}29 + 0{,}37 = 1$$

$$1 = 1$$

Prohibida su reproducción

Ejemplo 19

Calculemos la fracción molar de una solución formada por 30 gramos de cloruro de sodio (NaCl) y 500 gramos de agua.

$$30\ \cancel{g\ NaCl} \times \frac{1\ mol\ NaCl}{58\ \cancel{g\ NaCl}} = 0{,}51\ moles\ de\ NaCl$$

$$500\ \cancel{g\ H_2O} \times \frac{1\ mol\ H_2O}{18\ \cancel{g\ H_2O}} = 27{,}77\ moles\ de\ H_2O$$

$$X_{NaCl} = \frac{0{,}51\ mol}{0{,}51\ mol + 27{,}77\ mol} = 0{,}02$$

$$X_{H_2O} = \frac{27{,}77\ mol}{0{,}51\ mol + 27{,}77\ mol} = 0{,}98$$

Resumen:

Porcentaje en masa: Masa de un componente, expresado en gramos, disuelta en 100 g de disolución.

Porcentaje en volumen: Unidades de volumen de un componente disuelto en 100 unidades de volumen de disolución.

Partes por millón (ppm): Miligramos de soluto por kilogramo de disolución.

Molaridad (M): Número de moles de un componente por litro de disolución.

Molalidad (m): Número de moles de un componente (generalmente el soluto) por kilogramo de disolvente.

Fracción molar: Cociente entre el número de moles de un componente y el número total de moles presentes en la disolución.

Actividades

12. **Determina** la fracción molar de cada uno de los componentes de una mezcla compuesta por: 43 g de amoníaco, 25 g de óxido de cesio y 87 g de ácido clorhídrico.

13. Si conocemos que la composición en fracción molar de una mezcla es: $X_{NH_3} = 0{,}17$ y $X_{N_2} = 0{,}83$, **describe** cómo estaría dada su composición porcentual en masa. Asume que tenemos un total de 1 mol de la suma de ambas sustancias.

Prohibida su reproducción

3.8. Propiedades coligativas de las disoluciones

Las propiedades coligativas de las disoluciones se refieren a la variación de una propiedad debido a la cantidad de soluto presente. Las propiedades que cambian con respecto a la concentración son: punto de ebullición, punto de fusión y presión osmótica.

El punto de ebullición de una sustancia es la temperatura, a presión atmosférica, a la que se produce el cambio de estado de líquido a gas en toda la masa del líquido.

El punto de fusión de una sustancia es la temperatura, a presión atmosférica, a la que se produce el cambio de estado de sólido a líquido en toda la masa del sólido.

Denominamos presión osmótica a la presión hidrostática necesaria para detener el flujo neto de disolvente a través de una membrana semipermeable.

Y TAMBIÉN: ¿?



http://goo.gl/JYgwJ5

Cuando una persona está cocinando, por lo general, tiende a agregar sal desde el inicio. ¿Sabías que esto no solo se hace con el efecto de darle sabor, sino que también tiene un objetivo científico pues aumenta la temperatura de cocción?

Al poner sal dentro de la olla para cocinar la sopa, lo que se está haciendo es aumentar la temperatura del agua sin que comience a ebullir a los 100 °C. Las sopas instantáneas tienen su principio de rapidez en la cantidad de sal y otros compuestos disueltos; por eso tardan pocos minutos en estar listas y tienen un sabor tan concentrado.

3.9. Elevación del punto de ebullición

El principio en el cual está fundamentada la relación del aumento de temperatura se encuentra dado por la siguiente ecuación.

$$\Delta T_b = i \times K_b \times m$$

Donde *i* representa al valor de van´t Hoff. Este valor está descrito para electrolitos, los cuales tienen una actividad mayor que los compuestos que no lo son.

Por lo general el factor de van´t Hoff con el que se realiza el cálculo es 1, a menos que se mencione otro valor.

K_b: Constante que corresponde al solvente empleado

m: Concentración del soluto en la solución medida en molalidad

ΔT_b: Aumento del punto de ebullición

Prohibida su reproducción

Para conocer las diferentes constantes mencionadas, podemos observar las siguientes tablas.

Factores de van't Hoff para varias sustancias a 25°C				
	Concentración			
Compuesto	0,100 0 m	0,010 0 m	0,001 00 m	Valor limitante
Sacarosa	1,00	1,00	1,00	1,00
NaCl	1,87	1,94	1,97	2,00
K_2SO_4	2,32	2,70	2,84	3,00
$MgSO_4$	1,21	1,53	1,82	2,00

Constantes molales de elevación del punto de ebullición y abatimiento del punto de congelación				
Disolvente	Punto de ebullición (°C)	K_b (°C/m)	Punto de congelación (°C)	K_f (°C/m)
Agua, H_2O	100,0	0,51	0,0	1,86
Benceno, C_6H_6	80,1	2,53	5,5	5,12
Etanol, C_2H_3OH	78,4	1,22	-114,6	1,99
Tetracloruro de carbono, CCl_4	76,8	5,02	-22,3	29,8
Cloroformo, $CHCl_3$	61,2	3,63	-63,5	4,68

3.10 Disminución del punto de congelación

La disminución del punto de congelación o fusión determina cuánto disminuirá la temperatura normal del punto de congelación del solvente por la interacción con el soluto. Esta relación está dada por:

$$\Delta T_f = i \times K_f \times m$$

K_f : Constante que es correspondiente al solvente empleado

m: Concentración del soluto en la solución medida en molalidad

ΔT_f: Disminución del punto de fusión

Ejemplo 20

Determinemos el punto de congelación y ebullición de una solución 4 m de cloruro de sodio en agua.

Paso 1: Debemos tener en cuenta que se disponga de todas las constantes. Si no conocemos el factor de van´t Hoff, podemos asumir que es 1.

$$\Delta T_b = i \times K_b \times m \qquad \Delta T_b = 1 \times 0{,}51 \left(\frac{°C}{\cancel{m}}\right) \times 4\,\cancel{m} = 2{,}04°C$$

$$\Delta T_f = i \times K_f \times m \qquad \Delta T_b = 1 \times 1{,}86 \left(\frac{°C}{\cancel{m}}\right) \times 4\,\cancel{m} = 7{,}44°C$$

Paso 2: Obtengamos las nuevas temperaturas de ebullición y fusión.

Temperatura de ebullición actual = Temperatura ebullición normal + ΔT_b

$$100\ °C + 2{,}04\ °C = 102{,}4\ °C$$

Temperatura de congelación actual = temperatura de congelación normal - ΔT_f

$$0°C - 7{,}44°C = -7{,}44°C$$

Prohibida su reproducción

3.11. Presión osmótica

Muchas membranas tienen poros suficientemente grandes como para permitir que algunas moléculas los atraviesen, pero son lo suficientemente pequeños como para que otras no pasen. A estas las llamamos *membranas semipermeables*.

Al separar dos disoluciones del mismo soluto y del mismo disolvente, pero de diferente concentración, mediante una membrana semipermeable, se produce el paso de disolvente a través de la membrana. Este fenómeno recibe el nombre de *ósmosis*.

Durante la ósmosis tiene lugar un flujo neto de disolvente desde la disolución más diluida a la más concentrada hasta que la diferencia de nivel entre los compartimentos, Δh, produce suficiente presión hidrostática.

El físico-químico holandés J. H. Van't Hoff (1852-1911) estudió de forma sistemática la presión osmótica y estableció, en 1885, la siguiente expresión:

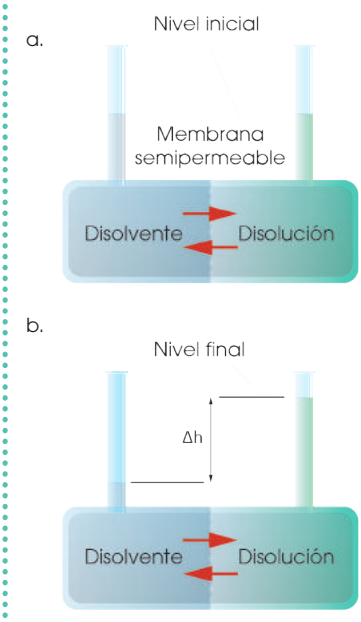
$$\pi V = n R T$$

π = presión osmótica
V = volumen de la disolución
n = moles de soluto
R = constante universal de los gases
T = temperatura absoluta de la disolución

Como $\frac{m}{V}$ es la molaridad, M, de la disolución, la expresión anterior es:

$$\pi = M R T$$

La presión osmótica a una temperatura dada es directamente proporcional a la molaridad de la disolución.



Cuando el flujo de disolvente es igual en ambos sentidos, el sistema ha llegado al equilibrio.

Ejemplo 21

Calculemos la presión osmótica de una disolución acuosa que contiene 18 g de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$, en 0,5 L de disolución a 20 °C, conociendo que: $M_r(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342$ u.

Datos: $T = 293$ K; $M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342 \text{ g} \times \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Calculemos los moles de sacarosa:

$$m(C_{12}H_{22}O_{11}) = 18 \cancel{\text{g}} \times \frac{1 \text{ mol}}{342 \cancel{\text{g}}} = 0{,}05 \text{ mol}$$

Hallemos la presión osmótica: $p V = n R T$.

$$\pi = \frac{nRT}{V} = \frac{0{,}05 \cancel{\text{mol}} \times 0{,}082 \text{ atm} \times \cancel{\text{L}} \times 293 \cancel{\text{K}}}{0{,}5 \cancel{\text{L}} \times \cancel{\text{K}} \times \cancel{\text{mol}}}$$

$$\pi = 2{,}40 \text{ atm}$$

Actividades

14. **Calcula** las temperaturas de ebullición y congelación al disolver 34 g de azufre molecular (S_2) en 100 mL de etanol. El etanol tiene una densidad de 0,8 g/mL. **Obtén**, paralelamente, la presión osmótica de la solución calculada a 25 °C.

Prohibida su reproducción

Experimento

TEMA:

Desarrollo de concentraciones volumétricas y concentraciones molares

INVESTIGAMOS:

Dos diferentes maneras de expresar concentraciones de una mezcla de agua y alcohol.

OBJETIVO:

Diferenciar entre una *concentración volumen-volumen* y una *concentración molar*.

MATERIALES:

- 5 vasos plásticos desechables de 100 mL
- 1 jeringa de 10 mL sin aguja
- 250 mL de agua potable
- 50 mL de alcohol
- marcador permanente
- cuchara plástica

PROCESOS:

1. **Escribe** sobre cada vaso los siguientes nombres: agua 1, 2, 3, 4, 5.
2. En cada uno de los vasos plásticos **mide** las cantidades registradas en la tabla.

Vaso	Volumen de agua (mL)	Volumen de alcohol (mL)	Volumen total (mL)	Molaridad de la solución (mol/L)
1	50	0		
2	50	5		
3	50	10		
4	50	15		
5	50	20		

3. Después de añadir el volumen indicado en cada vaso, **mezcla** bien su contenido empleando la cuchara.
4. Cuando la mezcla esté bien hecha, **mide** nuevamente el volumen del contenido de cada uno de los vasos y regístralos.
5. **Responde** las preguntas de laboratorio.

CUESTIONES:

a. ¿Por qué el volumen final obtenido es diferente a la suma de los volúmenes?

b. ¿Existe una diferencia al expresar la concentración entre *relación volumen-volumen* y en *concentración molar*?

Prohibida su reproducción

3 Resumen

1. Fórmulas de densidad
2. Fórmulas de molaridad, fracción molar y molalidad

Dependiendo de la proporción de reactivos, podemos obtener productos en diferentes estados y concentraciones. El reactivo en menor proporción es el soluto mientras que el reactivo en mayor proporción es el solvente.

Según sus proporciones podemos tener tipos de mezclas o soluciones, por ello si:

- contiene menor cantidad de soluto de la que un disolvente puede contener, tenemos una disolución insaturada.
- contiene la máxima cantidad de soluto que un disolvente puede contener, tenemos una disolución saturada.
- contiene mayor cantidad de soluto que la que puede estar presente en una disolución, tenemos una disolución sobresaturada.

En cuanto a los estados podemos expresar las relaciones de nuestros reactivos en la solución de diferentes modos, a mayor valor en uno de estos tipos de unidades decimos que las soluciones son concentradas, por ejemplo:

1. Porcentaje en masa:

$$\%\ \text{en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \times 100$$

Donde: masa de disolución = masa de soluto + masa disolvente

2. Porcentaje en volumen:

$$\%\ \text{en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \times 100$$

Donde: volumen de disolución = volumen de soluto + volumen disolvente

3. Partes por millón:

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa disolución (g)}} \times 10^6 = \frac{\text{masa soluto (mg)}}{\text{volumen disolución (L)}} = \frac{\text{masa soluto (mg)}}{\text{volumen soluto (kg)}}$$

La molaridad es la unidad más usada en laboratorio para la preparación de diluciones.

4. Molaridad:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de soluto}}$$

5. Molalidad:

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

6. Normalidad:

$$N = \frac{\text{equivalente de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

Algunas soluciones pueden tener propiedades de solutos diferente, en las que pueden cambiar de estado, por ejemplo:

- Aumento del punto de ebullición, cuando pasamos de líquido a gas:

$$\Delta T_b = i \times k_b \times m$$

- Disminución del punto de congelación, cuando pasamos de líquido a sólido:

$$\Delta T_f = i \times k_f \times m$$

Prohibida su reproducción

ZONA

NOTICIA

Tipos de concentración en perfumes

Muchas personas emplean perfumes o fragancias para dar una mejor impresión. Sin embargo, cuando adquieren algún producto con olor desconocen por qué un *splash* cuesta menos que un extracto real, pues bueno, la respuesta está en la concentración. La concentración de las esencias aromáticas del producto puede alterar significativamente su valor. Así, el perfume tiene elevadas concentraciones de esencias aromáticas, entre el 15% y 18%, presenta un aroma intenso y duradero a precios elevados; por el contrario, un *splash* tiene bajas concentraciones de especies aromáticas, entre el 1% y 3%, por eso su costo es más bajo.

(*2013/01/07*). El difícil arte de regalar perfumes *(adaptación)*. Marketing y comunicación sector perfumería y cosmética. *Extraído el 20 de septiembre de 2015 https://goo.gl/XLCmXL.*



http://goo.gl/ibca4n

SOCIEDAD

Medir en cucharadas podría causar errores en la dosis de los medicamentos para niños



http://goo.gl/yDIxnh

Anualmente 10 000 niños se intoxican por una incorrecta administración en la dosis de los medicamentos. Estudios recientes demuestran que la administración de medicamentos en cucharadas o cucharaditas podría causar errores en las dosis de los fármacos. Por tanto, la medición en volumen (mL) de las dosis de medicamentos líquidos reduce los errores e incrementa la precisión en las mediciones. Existen muchos medicamentos que pueden ser tóxicos si se suministran en dosis incorrectas; por lo tanto, es importante conocer las concentraciones exactas.

Thompson, Dennis. (2014/07/1). Medir en cucharadas podría causar muchos errores en las dosis de los medicamentos para niños. Univisión Salud. *Extraído el 20 de septiembre de 2015 http://goo.gl/oyJdEl.*

SENTIDO CRÍTICO

Estrategias alimentarias para combatir el estrés calórico en pollos



http://goo.gl/i5AW46

En pollos, el suministro de electrolitos (Cl, Na, K) se realiza en el agua o en el alimento. Esta es una estrategia para enfrentar el estrés calórico y reducir las muertes provocadas por el calor. Sin embargo, su eficiencia varía en función del sexo y la condición corporal. Estudios realizados con cloruro de amonio, cloruro de potasio y bicarbonato de sodio provocaron una mejora en el aumento de peso. El suministro de sales a través del agua limita el incremento del pH sanguíneo cuando se incrementan las temperaturas y provoca un aumento del consumo de agua, debido a una modificación en la presión osmótica del plasma.

(2015/08/20). Estrategias alimentarias para combatir el estrés calórico en pollos (adaptación). El sitio avícola. *Extraído el 20 de septiembre de 2015 http://goo.gl/S6LVv5.*

SI YO FUERA...

Médico aplicaría medicamentos de diferentes concentraciones a pacientes, dependiendo del tipo y del grado de la enfermedad. Al entender los compuestos y las concentraciones químicas seguiría salvando vidas.



http://goo.gl/7Fp12m

Prohibida su reproducción

Para finalizar

- **Porcentaje en masa**

1. **Determina** cuántos gramos de sulfato de sodio, Na_2SO_4, están contenidos en $500\ g$ de disolución de esta sustancia al $1{,}5\%$ en masa.

2. Queremos preparar una disolución de etanol al 60% en volumen. ¿Cuál debe ser el volumen final de la disolución si hemos utilizado $75\ mL$ de etanol? ¿Cuánta agua habría que añadir?

3. La solubilidad de la sal $(NaCl)$, a $20\ °C$, es de $35{,}89\ g\ NaCl$ en $100\ g$ de agua. **Calcula** el porcentaje en masa y la concentración en g/L de una disolución saturada de sal. (Nota: la densidad del agua es de $1\ g/mL$).

4. Queremos preparar una disolución de agua salada de $150\ mL$ con una concentración de $30\ g/L$. ¿Cuánta sal debemos añadir?

5. Un litro de leche de cierta marca tiene una masa de $1032\ g$, y en su etiqueta indica que contiene un $0{,}8\%$ en masa de materia grasa. ¿Cuál es la concentración en g/L de la materia grasa?

- **Partes por millón**

6. Si disolvemos $0{,}21\ g$ de cloruro de sodio $(NaCl)$ en un litro de agua (densidad $1\ g/mL$), ¿cuál será su concentración en partes por millón?

7. Tenemos $250\ mL$ de una disolución $235\ ppm$ de oro (Au). ¿Cuántos gramos de oro se disolvieron para formar esta disolución?

8. Si disponemos de una solución de $1\ 000$ ppm de plata disuelta y deseamos preparar $100\ mL$ de una solución de $87\ ppm$ de plata, ¿cómo prepararíamos esta solución?

- **Molaridad**

9. ¿Qué diferencia hay entre $0{,}50\ mol$ de HCl y $HCl\ 0{,}50\ M$?

10. **Supón** que se preparan $500\ mL$ de una disolución $0{,}10\ M$ de una sal y luego se derrama un poco de la disolución. ¿Qué pasa con la concentración que queda en el recipiente?

11. ¿Cuántas moles de HNO_3 hay en $35{,}0\ mL$ de una disolución $2{,}20\ M$ de ácido nítrico?

12. ¿Cuántos mililitros de $CuSO_4\ 0{,}387M$ contiene $1{,}00\ g$ de soluto?

- **Porcentaje en masa**

13. **Describe** cómo prepararías $400{,}0\ mL$ de $C_{12}H_{22}O_{11}\ 0{,}100\ M$ a partir de $2{,}00\ L$ de $C_{12}H_{22}O_{11}\ 1.5\ M$.

14. ¿Cómo prepararías $100\ mL$ de una disolución $0{,}200\ M$ de $AgNO_3$ a partir de una solución de $AgNO_3\ 1{,}4\ M$?

- **Molalidad**

15. ¿Cuántos gramos de soluto hay en $300\ g$ de una disolución de $K_2Cr_2O_7\ 0{,}85\ m$?

Prohibida su reproducción

16. Si $2{,}50\text{g}$ de $(NH_4)_2SO_4$ se disuelve en suficiente agua para formar $300\ \text{mL}$ de disolución, ¿qué molalidad tendría la solución si la densidad de la solución es $0{,}81\ \text{g/mL}$?

17. **Indica** la concentración en molalidad de una solución de $210\ \text{mL}$ de H_2SO_4, que se preparó a partir de $25\ \text{mL}$ del soluto concentrado. La densidad del soluto es $1{,}7\ \text{g/mL}$ y la de la solución es $0{,}97\ \text{g/mL}$.

18. Partiendo de sacarosa sólida $(C_{12}H_{22}O_{11})$, **describe** como prepararías $125\ \text{mL}$ de disolución de sacarosa $0{,}23\ \text{m}$. La densidad de la solución es $1\ \text{g/mL}$.

- Fracción molar

19. ¿Cuál será la concentración de una solución compuesta por 24% en masa de cloro gaseoso (Cl_2), 39% en masa de nitrógeno gaseoso (N_2) y 37% en masa de oxígeno gaseoso (O_2)? **Expresa** la concentración para cada uno de los gases en fracción molar.

20. ¿Cuál será la fracción molar de $27\ \text{g}$ de óxido de silicio (SiO_2) disueltos en $105\ \text{g}$ de nitrato de plata $(AgNO_3)$?

21. **Describe** la concentración en fracción molar para cada uno de los componentes de la siguiente mezcla gaseosa: cinco moles de dióxido de nitrógeno (NO_2), nueve moles de óxido de nitrógeno (NO), catorce moles de agua (H_2O) y nueve moles de ácido nítrico (HNO_3).

- Propiedades coligativas

22. **Calcula** el punto de congelación y de ebullición de una disolución de $22\ \text{g}$ de glucosa $(C_6H_{12}O_6)$ disueltos en $200\ \text{mL}$ de etanol (C_2H_5OH). La densidad del solvente es de $0{,}80\ \text{g/mL}$. El punto de ebullición del etanol es $78{,}4\ °\text{C}$ y tiene un K_b de $1{,}22\ °\text{C/m}$. El punto de congelación es $-114{,}6\ °\text{C}$ y tiene un K_f de $1{,}99\ °\text{C/m}$.

23. **Calcula** el punto de congelación y de ebullición de una disolución de $15\ \text{g}$ de $C_{10}H_{22}$ disueltos en $455\ \text{g}$ de $CHCl_3$. El punto de ebullición del $CHCl_3$ es $61{,}2\ °\text{C}$ y tiene un K_b de $3{,}63\ °\text{C/m}$. El punto de congelación es $-63{,}5\ °\text{C}$ y tiene un K_f de $4{,}68\ °\text{C/m}$.

24. La presión osmótica medida de una disolución acuosa $0{,}010\ \text{M}$ de $CaCl_2$ es de $0{,}674\ \text{atm}$ a $25\ °\text{C}$. **Calcula** el factor de Van´t Hoff (i) de la disolución.

25. **Calcula** la presión osmótica de una disolución que se forma disolviendo $50{,}0\ \text{mg}$ de aspirina $(C_9H_8O_4)$ en $0{,}250\ \text{L}$ de agua a $25\ °\text{C}$.

AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

- Trabajo personal

¿Cómo ha sido mi actitud frente al trabajo? | ¿He cumplido mis tareas? | ¿Qué aprendí en esta unidad temática?

- Trabajo en equipo

¿He compartido con mis compañeros o compañeras? | ¿He respetado las opiniones de los demás?

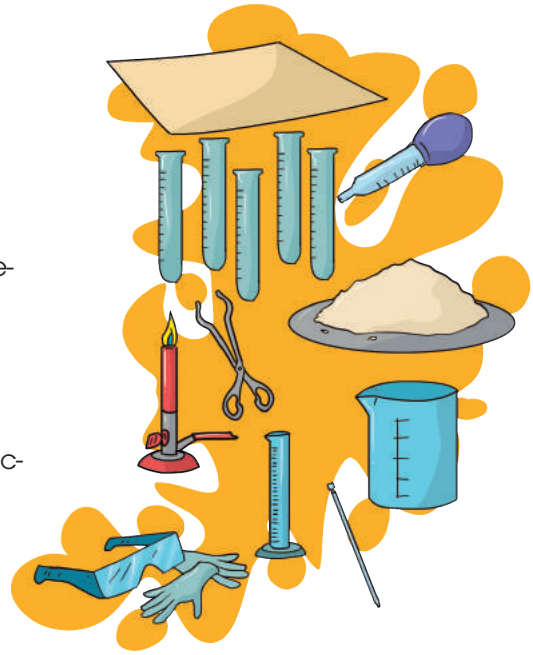
- **Escribe** la opinión de tu familia.

- **Pide** a tu profesor o profesora sugerencias para mejorar y **escríbelas**.

Prohibida su reproducción

Proyecto

REACCIONES REDOX Y PRECIPITACIÓN



JUSTIFICACIÓN:

Estudiar una reacción química en medios ácidos y neutros representando distintos fenómenos químicos en las reacciones redox.

OBJETIVO:

Observar mediante experimentación lo que ocurre en una reacción química.

MATERIALES Y RECURSOS:

Para llevar a cabo el experimento necesitamos.

- agua
- nitrato de plomo (II)
- yoduro de potasio
- papel
- clorato de potasio
- 5 tubos de ensayo
- balanza
- 2 probetas de 50 mL
- 2 pipetas graduadas de 5 mL
- 1 pera de succión o jeringa
- pinzas metálicas o de madera
- espátula
- gafas y guantes de seguridad
- mandil de protección
- mechero bunsen
- 2 vasos de precipitación
- 2 varillas de vidrio
- gradilla
- soporte universal

PROCESOS:

A. Procedimiento para reacción de precipitación

1. **Prepara** 50 mL de una solución 0,1 M de nitrato de plomo (II), y otra solución en igual concentración y volumen de yoduro de potasio.

a. Primero **realiza** el cálculo para conocer la cantidad exacta, en gramos, de reactivo para realizar cada solución.

b. **Toma** la probeta de 50 mL y **colócala** sobre la balanza. La probeta debe estar limpia y seca.

c. **Anota** el peso de la probeta. Al peso registrado **súmale** la cantidad de reactivo que necesitamos. **Coloca** el reactivo indicado hasta obtener el peso de la operación de suma.

d. **Añade** agua hasta la marca de 50 mL. **Agita** ligeramente la solución con la varilla de vidrio hasta que el reactivo se disuelva por completo.

e. Pasa la solución preparada a un vaso de precipitación debidamente rotulado con concentración, reactivo y fecha de elaboración.

f. Para cada una de las soluciones, **usa** una probeta distinta.

2. Con la ayuda de una pipeta, **pasa** 3 mL de la solución preparada de yoduro de potasio 1,0 M a dos tubos de ensayo. **Marca** los tubos de ensayo con el nombre de «1» y «2». **Deja** los tubos de ensayo en la gradilla.

3. **Pon** en otro tubo de ensayo 3 mL de la solución de nitrato de plomo (II) 1,0 M; y en un tubo diferente 2 mL de la misma solución. **Marca** a los tubos de ensayo con el nombre «3» y «4». **Deja** los tubos de ensayo en la gradilla.

4. **Toma** el tubo de ensayo «1» y **viértelo**, pausadamente, dentro del tubo de ensayo «3».

Anota lo que ocurre. Una vez que se haya empleado toda la solución, **déjala** reposar.

5. **Toma** el tubo de ensayo «2» y **viértelo**, pausadamente, dentro del tubo de ensayo «4». **Anota** lo que ocurre. Una vez que se haya empleado toda la solución, **déjala** reposar.
6. **Calienta** los tubos de ensayo «3» y «4» en baño maría o un mechero bunsen. **Asegúrate** de que la boquilla de cualquiera de los tubos de ensayo no apunten a ninguna persona. **Sujeta** los tubos de ensayo empleando pinzas de madera o algún otro instrumento similar de laboratorio. **Anota** los cambios que ocurren.

   No calientes hasta que la solución comience a evaporarse, **sigue** calentando hasta que no se aprecien cambios en la solución.
7. Una vez que se ha calentado, **déjalo** reposar en la gradilla por unos diez minutos. Después del reposo, **enfría** el tubo de ensayo por medio de un chorro de agua externo en contacto con las paredes exteriores del tubo de ensayo. **Prosigue** hasta no notar más cambios, **anota** los cambios suscitados.
8. Una vez terminado el experimento, **toma** los tubos de ensayo «3» y «4» y **déjalos** destapados para dejar evaporar el agua. Esto podría tardar un par de días.
9. Una vez que el producto se encuentre seco, **pésalo**.
10. Para poder pesar el contenido, **emplea** la balanza.

a. **Pon** sobre la balanza un vaso de precipitación o un recipiente pequeño. **Registra** el peso.

b. **Pon** dentro del recipiente el contenido del tubo de ensayo «3».

c. **Registra** el peso total. Para saber el peso solo del contenido, **resta** el segundo peso obtenido del primero. Este dato servirá para encontrar el rendimiento porcentual de la reacción.

d. **Repite** el procedimiento empleando el contenido del tubo de ensayo «4».

11. **Responde** las preguntas de laboratorio.

- **Escribe** una ecuación balanceada que explique el proceso que se llevó a cabo en esta reacción.
- **Describe**, con cálculos, el rendimiento porcentual de la reacción y **preséntalos** al profesor o profesora conjuntamente con todos los apuntes de laboratorio. De ser posible, **explica** lo que está sucediendo en el transcurso del experimento.

B. Procedimiento para la reacción redox:

1. **Recorta** pequeños recuadros de papel de 1 cm por lado, con esos cuadrados **haz** bolas o rollos de papel. **Construye** al menos cinco bolas de papel.
2. **Toma** un tubo de ensayo y **coloca** en él 1 g de clorato de potasio.
3. Con ayuda de pinzas y un mechero bunsen, **pon** a calentar el contenido del tubo de ensayo. Debemos llegar a fundir el contenido, es decir, debe estar en forma líquida.
4. Con mucha precaución, **sujeta** la pinza que tiene el clorato de potasio a un soporte universal. La posición debe ser tal que la boquilla del tubo de ensayo no apunte a ninguna persona u objeto frágil. Evita que se derrame el contenido.

   La posición debe estar ligeramente inclinada, no lo pongas en forma completamente vertical. Un ángulo de aproximadamente 45° sería propicio.
5. **Toma** uno de los trozos de papel y **colócalo** rápidamente dentro del tubo de ensayo. **Anota** qué sucede.
6. **Responde** la pregunta de laboratorio.

   - **Escribe** una ecuación balanceada del proceso que se llevó a cabo.

Prohibida su reproducción

Un alto en el camino

Reacciones químicas y sus ecuaciones

1. **Calcula** la cantidad de amoníaco que podemos obtener a partir de 20 g de nitrógeno (N_2) y 12 g de hidrógeno (H_2). **Determina** la cantidad de reactivo en exceso después de que todo el reactivo limitante haya reaccionado. La reacción está dada por:

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

2. **Averigua** a cuántos moles equivalen:

   a. $27 g$ de $NaOH$

   b. $3{,}57 \times 10^{25}$ moléculas de SO_2

   c. $5{,}15$ g $NaCl$

   d. 25 g $KMnO_4$

   e. 17 g H_2O_2

3. Al hacer reaccionar $21{,}5$ g de dióxido de manganeso sólido (MnO_2) con ácido clorhídrico (HCl) en exceso, obtenemos una disolución de cloruro de manganeso (II. ($MnCl_2$), agua y cloro molecular (Cl_2) en forma gaseosa.

   a. **Escribe** y **ajusta** la ecuación química correspondiente.

   b. **Calcula** la masa de cloruro de hidrógeno que debe contener la disolución concentrada de ácido clorhídrico.

   c. **Calcula** la masa de gas de cloro que se obtendrá.

   d. Si en un experimento solamente se obtuvo $7g$ de Cl_2, **calcula** el rendimiento de dicha reacción.

4. **Averigua** la masa de sulfuro de estaño (II) que se obtendrá al añadir un exceso de sulfuro de sodio a una disolución que contiene 20 g de cloruro de estaño (II). En la reacción también se produce cloruro de sodio.

5. Si hacemos reaccionar cinc metálico con una disolución de sulfato de cobre (II) se forma una disolución de sulfato de cinc y se deposita cobre metálico. Si partimos de 20 g de sulfato de cobre (II), **calcula**:

   a. La masa de cobre que se obtendrá.

   b. La masa de cinc que se consumirá.

Reacciones de transferencia de electrones

6. **Escribe** y **ajusta** las ecuaciones correspondientes a estas reacciones. **Clasifícalas** según los criterios estudiados.

   a. El hidróxido de plata sólido, $AgOH$, se descompone en óxido de plata, Ag_2O, sólido, y agua, H_2O.

   b. El gas dióxido de azufre, SO_2, en presencia del oxígeno, O_2, del aire, se transforma en gas trióxido de azufre, SO_3.

   c. El nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$, y el carbonato de sodio, Na_2CO_3, ambos en disolución acuosa, reaccionan y producen un precipitado de carbonato de calcio, $CaCO_3$, mientras que el nitrato de sodio, $NaNO_3$, queda en disolución.

7. El permanganato de potasio, en medio ácido, oxida al nitrato de sodio y se reduce a ion manganeso (II). **Ajusta** por el método ion-electrón la reacción iónica que tiene lugar.

Prohibida su reproducción

8. **Indica** si pueden ocurrir espontáneamente las siguientes reacciones en condiciones estándar:

   a. Que el cromo reduzca a los iones Ni^{2+} a Ni oxidándose a Cr^{3+}.

   b. Que los iones Sn^{4+} oxiden a los iones I^- a I_2(s).

9. ¿Qué ocurrirá si, en condiciones estándar, introducimos una lámina de plata en una disolución de sulfato de hierro (II)? ¿Y si hiciéramos burbujear cloro, Cl_2 (g), por la disolución de sulfato de hierro (II)?

10. **Representa** esquemáticamente la pila voltaica formada por los electrodos: Fe^{3+} / Fe^{2+} y Ce^{4+} / Ce^{3+}. **Escribe** las correspondientes reacciones y **calcula** su fem estándar.

Disoluciones

11. Una muestra de 170 mL de una disolución de hidróxido de potasio (KOH) contiene $3{,}1$ g de soluto. **Averigua** su concentración en:

    a. molaridad

    b. molalidad, asumiendo una densidad de 1 g/mL

    c. fracción molar, asumiendo que los 170 mL son solamente agua

12. La etiqueta de un frasco de laboratorio indica que contiene 500 mL de disolución de HCl $2{,}3$ M. ¿Cuántos gramos de HCl hay en el frasco?

13. Si se disuelven $9{,}8$ g de ácido sulfúrico (H_2SO_4) en un volumen de 200 mL.

    a. ¿Cuál será su concentración molar?

    b. ¿Cuál será su molalidad?

    c. **Expresa** la concentración en fracción molar.

    d. ¿Cuál es su concentración en porcentaje en masa?

    e. **Expresa** la concentración en ppm.

14. Se hace reaccionar ácido clorhídrico, HCl, con hidróxido de sodio, $NaOH$, para obtener cloruro de sodio, $NaCl$. **Calcula** la masa de cloruro de sodio que obtendremos a partir de 20 mL de una disolución de HCl 1M.

15. **Indica** el procedimiento para preparar una disolución de ácido sulfúrico, H_2SO_4, 14 M si se dispone de 300 mL de ácido de concentración 18 M.

16. Una disolución acuosa de amoníaco de 18% en masa y densidad 0,93 g/mL reacciona con un exceso de ácido sulfúrico. **Calcula** el volumen de disolución necesario para producir 30,0 g de sulfato de amonio.

17. Al añadir un ligero exceso de disolución de nitrato de plata $0{,}1$ M a $100{,}0$ mL de una disolución de cloruro de sodio, se forman $0{,}718$ g de precipitado de cloruro de plata. **Calcula** la molaridad de la disolución de cloruro de sodio. También se produce, en la reacción, nitrato de sodio.

18. **Asume** que tenemos dos moles de soluto disueltos en un litro de solución. ¿Cuál es la molaridad de la solución?

Prohibida su reproducción

4 Gases



CONTENIDOS:

4. Gases

4.1. Propiedades de los gases
4.2. Leyes del los gases
4.3. Ecuación de gas ideal
4.4. Densidad y masa molecular de un gas
4.5. Estequiometría de gases
4.6. Presiones parciales
4.7. Velocidad molecular promedio

Prohibida su reproducción
http://goo.gl/wFfyS



Noticia:

Brasil propone reducir gases agotadores de la capa de ozono

En el Día Internacional de la Preservación de la Capa de Ozono, Brasil anunció su interés por reducir, hasta el 2020, en un 40%, las sustancias que destruyen la capa de ozono (tetracloruro de carbono, hidrofluorocarbonos, clorofluorocarbonos y bromuro de metilo). Este es un compromiso en el que participan 197 países con el propósito de proteger la capa de ozono o también denominada *escudo protector de la Tierra*, y evitar el ingreso de los rayos UVB, que son dañinos para los tejidos de la piel humana.

http://goo.gl/oJdKDV

Web:

Los experimentos de Boyle

Boyle nació en Irlanda en 1627. Gracias a su buena posición económica pudo acceder a los conocimientos científicos de aquella época. Junto con Hooke, determinó que, en los gases, el volumen, la presión y la temperatura están estrechamente relacionados. Con la utilización de la bomba de aire, fue el primero en demostrar la aseveración de Galileo que establecía que, en el vacío, una pluma y un trozo de plomo caen a la misma velocidad. Estableció el principio de Boyle: el volumen ocupado por un gas, a temperatura constante, es inversamente proporcional a la presión de ese gas. Por último, Boyle propuso el concepto de *elemento químico*.

Irhttp://historiaybiografias.com/boyle/

Película:

Leyes de los gases

Un gas ideal es aquel que está constituido por partículas muy pequeñas, ya sean átomos o moléculas. ¿Cuáles son las leyes de los gases? En este video las características de las leyes de Boyle, Charles y Gay Lussac.

https://goo.gl/HTVCIM

EN CONTEXTO:

1. **Lee** la noticia y **contesta**:
   —¿Cuál es el compromiso de cada uno de los 197 países para reducir los índices de contaminación?
2. **Lee** sobre los experimentos de Boyle.
   —¿Cuál fue el experimento que logró determinar que los gases, el volumen y la temperatura están ligadas?
3. **Observa** el video propuesto y **contesta**:
   —¿Cuál es la diferencia entre la ley de Boyle, Charles y Gay Lussac?

Prohibida su reproducción

4. GASES

4.1. Propiedades de los gases



http://goo.gl/yEkxM9

En el estado gaseoso, las fuerzas de repulsión son muy grandes y las fuerzas de cohesión son casi despreciables.

La presión que ejerce un gas depende del volumen del recipiente que lo contiene y de la temperatura a la que se encuentra.

La teoría cinético-molecular establece que:

- Los gases están formados por partículas que se mueven con total libertad en línea recta y al azar, y tienden a ocupar todo el volumen disponible.
- Las partículas de los gases chocan elásticamente entre sí y con las paredes del recipiente que los contiene ejerciendo presión sobre este.
- Entre las partículas de un gas, las fuerzas atractivas y repulsivas son muy débiles.
- El volumen de las partículas de un gas se considera despreciable comparado con el volumen que ocupa el gas.
- El estado de agitación de las partículas de un gas es proporcional a la temperatura de este.



Gases

Así, podemos decir que estas son las características de los gases:

- Capacidad para expandirse y comprimirse.
- Tienen forma y volumen variables.
- Presentan una densidad muy baja debido a la gran separación que hay entre sus partículas.

Algunos compuestos comunes que son gases		
Fórmula	Nombre	Características
HCN	Cianuro de hidrógeno	Muy tóxico, tenue olor a almendras amargas
HCl	Cloruro de hidrógeno	Tóxico, corrosivo, muy irritante
H_2S	Sulfuro de hidrógeno	Muy tóxico, olor de huevos podridos
CO	Monóxido de carbono	Tóxico, incoloro, inodoro
CO_2	Dióxido de carbono	Incoloro, inodoro
CH_4	Metano	Incoloro, inodoro, inflamable
N_2O	Óxido nitroso	Incoloro, olor dulce, gas de la risa
NO_2	Dióxido de nitrógeno	Tóxico, pardo rojizo, olor irritante
NH_3	Amoníaco	Incoloro, olor penetrante
SO_2	Dióxido de azufre	Incoloro, olor irritante

Prohibida su reproducción

La presión atmosférica

La capa de aire que rodea la Tierra, la atmósfera, ejerce una fuerza por unidad de superficie sobre los cuerpos que se encuentran en su interior. Es la presión atmosférica.

Para medir la presión atmosférica utilizamos el barómetro, cuyo funcionamiento se basa en la experiencia que realizó el físico italiano E. Torricelli en 1643.



https://goo.gl/MJrR08

El *barómetro*

- **Experiencia de Torricelli**

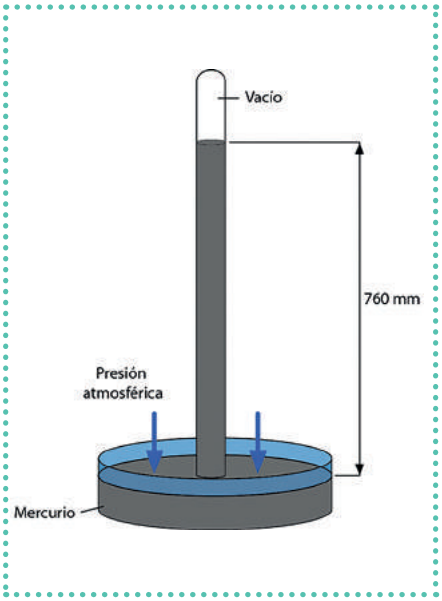
  Este físico tomó un tubo de 1 m de longitud lleno de mercurio, lo introdujo boca abajo en una cubeta que también contenía mercurio y comprobó que el tubo no se vació por completo sino que en su interior quedaron 760 mm de mercurio.

  El mercurio del tubo no desciende en su totalidad, porque la presión del aire sobre el mercurio de la cubeta lo impide. La altura de la columna del tubo equivale a la presión atmosférica.

  El valor de la presión atmosférica a nivel del mar es 1 atm, equivalente a $1{,}013 \times 10^5$ Pa o 760 mm Hg.

La unidad de presión en el sistema internacional es el pascal (Pa). A continuación presentamos algunas equivalencias:

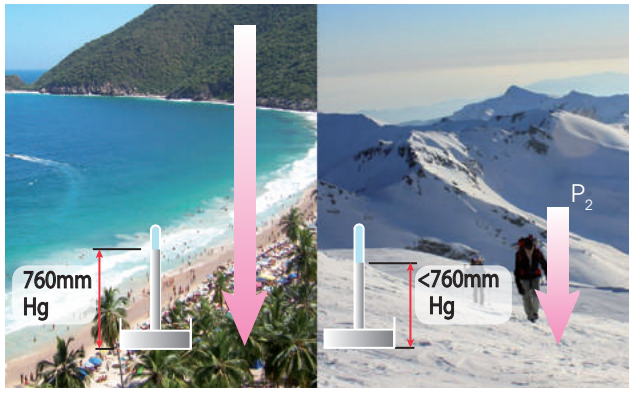
$$1\ \text{atm} = 760\ \text{mmHg}$$
$$1\ \text{atm} = 101\,325\ \text{Pa}$$
$$1\ \text{atm} = 1{,}013 \times 10^5\ \text{Pa}$$



Columna de mercurio

- **La presión y su variación con la altura**: La presión atmosférica varía con la altitud respecto del nivel del mar. A medida que ascendemos, la presión es menor, ya que disminuye la longitud de la columna de aire que hay encima de nosotros.

  La presión atmosférica disminuye 10 mm Hg por cada 100 m de altitud aproximadamente.



http://goo.gl/pj5MDY http://goo.gl/H7zgL3

Prohibida su reproducción

Ejemplo 1

La presión de Quito es de 540 mm Hg. Calculemos la presión en atmósferas (atm).

$$540\ \cancel{\text{mm Hg}} \times \frac{1\ \text{atm}}{760\ \cancel{\text{mm Hg}}} = 0{,}72\ \text{atm}$$

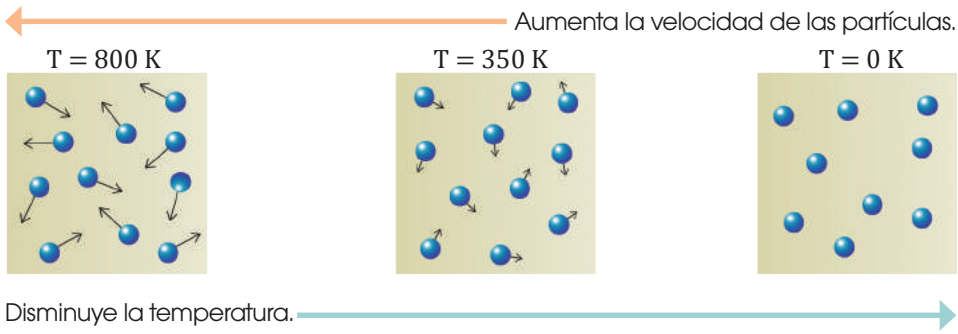
El cero absoluto de temperatura

Según el modelo cinético para los gases, al aumentar la velocidad de las partículas de un gas, aumenta la temperatura.

Cuando las partículas se mueven más despacio, la temperatura disminuye.

Cuando las partículas del gas ya no se mueven, la temperatura no puede disminuir más.

El cero absoluto es la temperatura a la cual las partículas de los gases no se mueven. Esta es la temperatura más baja posible. Según la tercera ley de la termodinámica, el cero absoluto es un límite inalcanzable y en la escala Kelvin equivale a -273,15 °C



Aunque habitualmente medimos la temperatura en grados Celsius (°C), la unidad básica en el sistema internacional es el Kelvin (K) de la escala absoluta.

La relación entre la escala absoluta (T) y la escala Celsius (t) es la siguiente:

$$T = (t + 273°C)$$

Ejemplo 2

Uno de los volcanes más conocidos del mundo es el Cotopaxi, ubicado en Ecuador. Tiene una temperatura promedio de 9 °C. Transformemos su temperatura a Kelvin.

$$T = (t + 273°C)$$
$$T = (9°C + 273°C)$$
$$T = 282\ K$$

EN GRUPO

Busquen información sobre el valor de la presión atmosférica en las siguientes altitudes: Parinacota (6342 m), Kilimanjaro (5896 m) y Mont Blanc (4807 m).

a. **Interpreten** los resultados obtenidos indicando cómo influye la altitud en el valor de la presión.

b. **Representen** los datos en una gráfica.

Prohibida su reproducción

4.2. Leyes de los gases

El comportamiento de los gases frente a variaciones de presión y temperatura fue objeto de estudio de diversos científicos desde el siglo XVII. Así surgieron las leyes de los gases.

La justificación de estas leyes mediante el modelo cinético-molecular contribuyó al conocimiento de la estructura corpuscular de la materia.

- Ley de Boyle-Mariotte: En el siglo XVII, Robert Boyle (1627-1691) en Inglaterra, y Edme Mariotte (1620-1684) en Francia, estudiaron las variaciones que experimentaba la presión de un gas, manteniendo la temperatura constante y modificando el volumen del recipiente que lo contenía.

La teoría cinética justifica la ley de Boyle-Mariotte:

- Al mantenerse constante la temperatura, la velocidad media de las partículas del gas se mantiene constante y los choques tienen la misma energía.
- Como las partículas se mueven a la misma velocidad y tienen la misma energía, al reducir el volumen aumenta la presión. Es decir, hay mayor número de choques, ya que las partículas deben recorrer una menor distancia para colisionar con las paredes del recipiente.

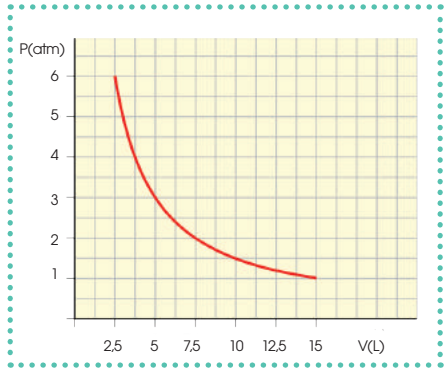
En cambio, al aumentar el volumen, tardarán más en chocar con las paredes del recipiente y, por tanto, se producirán menos colisiones. Ello hará que la presión disminuya.

Y TAMBIÉN: ¿?

Ley de Boyle-Mariotte

Para una determinada masa de gas, a temperatura constante, el producto de la presión que se ejerce sobre una cantidad de gas por el volumen que este ocupa es constante.

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2 = \text{constante}$$



Ley de Boyle-Mariotte

Ejemplo 3

Un recipiente contiene 0,6 m^3 de un gas a 5 atm. Calculemos el volumen que ocupará el gas si se aumenta la presión a 6 atm, sin variar la temperatura.

Datos: $V_1 = 0{,}6\ m^3$ $P_1 = 5\ atm$ $P_2 = 6\ atm$ $T = \text{constante}$

Aplicamos la ley de Boyle-Mariotte:

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2 = \text{constante}$$

$$V_2 = \frac{P_1 \times V_1}{P_2} = \frac{5\ \cancel{atm} \times 0{,}6\ m^3}{6\ \cancel{atm}} = 0{,}5\ m^3$$

El volumen que ocupará será de 0,5 m^3.

Actividades

1. En un recipiente de 1,5 m^3 se introduce un gas a $3{,}7 \times 10^5$ Pa. Si disminuimos la presión a $8{,}3 \times 10^4$ Pa sin variar la temperatura, ¿qué volumen ocupará?
2. Un gas ocupa 0,4 m^3 a 305 K y $1{,}82 \times 10^6$ Pa. **Calcula** a qué presión estará sometido si doblamos el volumen y mantenemos la temperatura constante.

Prohibida su reproducción

Ley de Charles y de Gay-Lussac

El químico francés Joseph-Louis Gay-Lussac es conocido principalmente por los estudios que llevó a cabo a comienzos del siglo XIX sobre el comportamiento de los gases.

Aproximadamente en la misma época, el científico, también francés, Jacques Alexandre Charles, analizó las variaciones que experimentaba el volumen de una determinada masa de gas al mantener constante la presión y variar la temperatura.

Los resultados obtenidos por Charles fueron confirmados posteriormente por Gay-Lussac.

De este modo, los estudios experimentales de dichos científicos concluyeron en la formulación de la ley de Charles y Gay-Lussac:

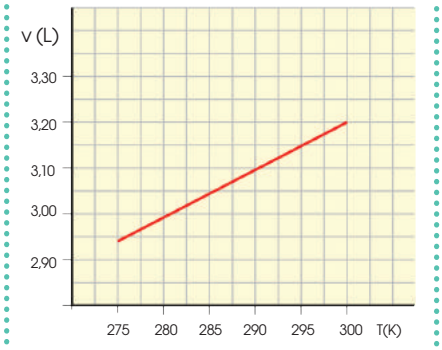
A presión constante, el volumen que ocupa una cantidad de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \ldots = \text{constante}$$

La teoría cinética explica la ley de Charles y Gay-Lussac:

- Si aumenta la velocidad a la que se mueven las partículas de un gas, también aumenta la temperatura.
- Al aumentar la temperatura aumenta el número de choques de las partículas del gas y, al aumentar el volumen, se producen menos choques por unidad de tiempo.

  Si ambos efectos se compensan, la presión se mantendrá constante.



Ley de Charles y Gay-Lussac

Ejemplo 4

En un recipiente, en el que se mantiene la presión constante, un gas ocupa un volumen de $6\ m^3$ a la temperatura de $270\ K$. Determinemos el volumen que ocuparía si aumentáramos la temperatura hasta $540\ K$.

Datos: $V_1 = 6\ m^3$ $T_1 = 270\ K$ $T_2 = 540\ K$ $P = \text{constante}$

Apliquemos la ley de Charles y Gay-Lussac:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{V_1 \times T_2}{T_1} = \frac{6m^3 \text{ x } 540\ \cancel{K}}{270\ \cancel{K}} = 12m^3$$

El gas ocupará un volumen de $12\ m^3$. Observemos que, al duplicar la temperatura, también se duplica el volumen ocupado por el gas.

Actividades

3. En un experimento que se desarrolla a presión constante, un gas a $275\ K$ ocupa $6\ L$. **Construye** la gráfica del volumen ocupado por el gas en función de la temperatura para valores comprendidos entre 200 y $400\ K$.

4. Un gas que se encuentra a una temperatura de $298\ K$ ocupa un volumen de $5 \times 10^{-3}\ m^3$.

   —¿Qué volumen ocupará si aumentamos su temperatura en $50\ K$?

Prohibida su reproducción

Ley general de los gases

Unificamos la ley de Boyle-Mariotte con la ley de Charles Gay-Lussac y obtenemos una ley completa de los gases.

Ley de Boyle-Mariotte

A temperatura constante, el producto de la presión que se ejerce sobre una cantidad de gas por el volumen que ocupa este es también una constante.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 = \ldots = \text{constante}$$

Ley de Charles-Gay-Lussac

A presión constante, el volumen que ocupa una cantidad de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \ldots = \text{constante}$$

Ejemplo 5

Un recipiente contiene $0{,}2\ m^3$ de cierto gas a una presión de $100\ atm$. ¿Qué volumen ocuparía el gas si estuviera a la presión normal y a la misma temperatura?

Datos: $V_1 = 0{,}2\ m^3$; $P_1 = 100\ atm$; $P_2 = 1\ atm$

- Apliquemos la ley de Boyle-Mariotte y despejemos V_2 en la expresión:

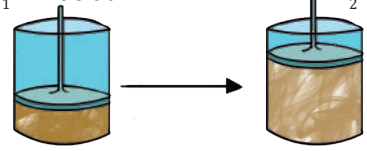
$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2} = \frac{100\ \cancel{atm} \times 0{,}2 m^3}{1\ \cancel{atm}}$$

$$V_2 = 20\ m^3$$

El volumen que ocuparía el gas a presión normal y a la misma temperatura sería de $20\ m^3$.

$V_1 = 0{,}2\ m^3$
$P_1 = 100\ atm$



$V_2 = 20\ m^3$
$P_2 = 1\ atm$

Ejemplo 6

Un gas a $30\ °C$ ocupa $3{,}25$ litros. Si la presión se mantiene constante, ¿cuál será el volumen del gas si lo enfriamos hasta $2\ °C$?

Datos: $V_1 = 3{,}25\ L$; $T_1 = (30 + 273)K = 303K$;

$T_2 = (2 + 273)K = 275\ K$

- Apliquemos la ley de Charles Gay-Lussac y despejemos V_2 en la expresión:

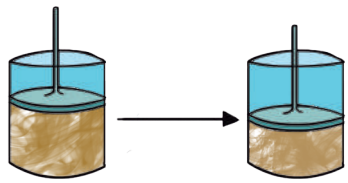
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2},$$

$$V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1} = \frac{3{,}25\ L \times 275\ \cancel{K}}{303\ \cancel{K}} = 2{,}95\ L$$

El volumen que ocuparía el gas a $2\ °C$ sería de $2{,}95\ L$.

$V_1 = 3{,}25\ L$
$T_1 = 303\ K$

$V_2 = 2{,}95\ L$
$T_2 = 275\ K$



Ley completa de los gases

Para una cantidad determinada de gas, el producto de su presión por el volumen dividido para la temperatura absoluta es una cantidad constante.

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \text{constante}$$

Prohibida su reproducción

Ejemplo 7

Un gas, a 12 °C y $1{,}0 \times 10^5$ Pa de presión, ocupa un volumen de 7,4 L. **Calcula** el volumen que ocuparía a 0 °C y $1{,}5 \times 10^5$ Pa.

Datos: $T_1 = 12$ °C $\quad P_1 = 1{,}0 \times 10^5$ Pa $\quad V_1 = 7{,}4$ L

$T_2 = 0$ °C $\quad P_2 = 1{,}5 \times 10^5$ Pa $\quad V_2 = ?$

- Pasemos las temperaturas inicial y final a la escala absoluta.

$$T_1 = T_1 + 273 = (12 + 273)\ \text{K} = 285\ \text{K}$$

$$T_2 = T_2 + 273 = (0 + 273)\ \text{K} = 273\ \text{K}$$

- Apliquemos la ley completa de los gases.

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{1{,}0 \times 10^5\ \cancel{\text{Pa}} \times 7{,}4\text{L} \times 273\cancel{\text{K}}}{1{,}5 \times 10^5\ \cancel{\text{Pa}} \times 285\ \cancel{\text{K}}} = 4{,}7\ \text{L}$$

Y TAMBIÉN: ¿?

Actualmente, para los gases se consideran condiciones normales de presión y temperatura 10^5 Pa y 273 K (en unidades del SI).

En este caso, el volumen molar de cualquier gas es 22,7 L, como podemos comprobar aplicando la ley de los gases ideales:

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{1\ \cancel{\text{mol}} \times 8{,}31\ \cancel{\text{Pa}} \times \text{m}^3 \times 273\ \cancel{\text{K}}}{10^5\ \cancel{\text{Pa}} \times \cancel{\text{K}} \times \cancel{\text{mol}}}$$

$$V = 2{,}27 \times 10^{-2}\ \cancel{\text{m}}^3 \times \frac{1000\ \text{L}}{1\ \cancel{\text{m}}^3}$$

$$V = 22{,}7\ \text{L}$$

4.3. Ecuación del gas ideal

No siempre los gases que intervienen en las reacciones se encuentran a la presión de 10^5 Pa y a 273 K de temperatura.

Los gases, independientemente de su naturaleza, presentan un comportamiento similar ante los cambios de presión y temperatura. Podemos considerar que cumplen las siguientes leyes: ley de Boyle-Mariotte, ley de Charles y Gay-Lussac y ley completa de los gases.

Ley	Descripción	Fórmula
Ley de Boyle-Mariotte	El volumen ocupado por una determinada masa de gas es inversamente proporcional a la presión a que se somete el gas, siempre que la temperatura se mantenga constante.	$P_1 V_1 = P_2 V_2 = \text{cte.}$
Ley de Charles y Gay-Lussac	A presión constante, el volumen ocupado por un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \text{cte.}$
Ley completa de los gases	Para una cantidad determinada de gas, el producto de su presión por el volumen dividido entre la temperatura absoluta es una cantidad constante.	$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \text{cte.}$

Existe una expresión que relaciona el número de moles y el volumen del gas en condiciones dadas de presión y temperatura, y recibe el nombre de *ley de los gases ideales*:

$$P\,V = n\,R\,T$$

En esta ecuación, R es la constante universal de los gases y su valor en el sistema internacional es $8{,}31\ \text{Pa} \times \text{m}^3 \times \text{K}^{-1} \times \text{mol}^{-1} = 8{,}31\ \text{J} \times \text{K}^{-1} \times \text{mol}^{-1}$.

P es la presión en unidades de atmósfera (atm).
V es el volumen en litros (L).
n es el número de moles.
T es la temperatura en Kelvin (K)..

Prohibida su reproducción

La clave para la resolución de ejercicios de gases ideales es transformar correctamente las unidades.

Siempre que las unidades sean las del sistema internacional, solo debemos reemplazar los valores en la ecuación del gas ideal para obtener el resultado deseado.

Y TAMBIÉN:

A los gases que cumplen la ley de los gases ideales los denominamos *gases ideales o perfectos*.

En general, todos los gases a baja presión y alta temperatura se comportan como gases ideales o perfectos.

Ejemplo 8

Determinemos la presión que ejercería el hidrógeno en una reacción cuyas condiciones sean de 15 °C, en un volumen de 2000 mL. También conocemos que la cantidad a usar de H_2 es de 10 gramos.

Paso 1: Transformemos todo a unidades del sistema internacional.

$$T = t + 273 = 15 + 273 = 288\ K \qquad 2000\ \cancel{mL} \times \frac{1L}{1000\ \cancel{mL}} = 2L$$

$$10\ \cancel{g\ de\ H_2} \times \frac{1\ mol\ H_2}{2\ \cancel{g\ H_2}} = 5\ moles\ de\ H_2$$

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{(5\ \cancel{moles}) \times \left(0{,}082\ 06\ \frac{atm \times \cancel{L}}{\cancel{K} \times \cancel{mol}}\right) \times (288\ \cancel{K})}{2\ \cancel{L}} = 59{,}08\ atm$$

En muchas ocasiones, los trabajos teóricos y experimentales se efectúan a la presión de $1{,}013 \times 10^5$ Pa (1 atm) y a la temperatura de 273 K (0 °C).

En estas condiciones, un mol de cualquier gas ocupa 22,4 L.

Ejemplo 9

4. Calculemos el número de moles que contiene un gas que ocupa un volumen de 3 L a 25 °C de temperatura y 740 mm de Hg de presión.

- Datos: $V = 3L \qquad P = 740\ mm\ Hg$

  $T = (25 + 273)\ K = 298\ K$

- Expresemos la presión en atmósferas:

$$P = 740\ \cancel{mm\ Hg} \times \frac{1\ atm}{760\ \cancel{mm\ Hg}} = 0{,}974\ atm$$

- Apliquemos la ley de los gases ideales:

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{0{,}974\ \cancel{atm} \times 3\ \cancel{L} \times \cancel{K} \times mol}{0{,}082\ \cancel{atm} \times \cancel{L} \times 298\ \cancel{K}} = 0{,}12\ mol$$

Ejemplo 10

4. Determinemos el número de moles de dióxido de carbono, CO_2, que contienen 100 g de este gas y su volumen, a 1 atm y 0 °C.

$$A_r\ (C) = 12u\ u;\ A_r\ (O) = 16u$$

- Datos $m\ (CO_2) = 100\ g$
- Hallemos la masa molar y el número de moles:

$$M\ (CO_2) = 12\ \frac{g}{mol} + (2 \times 16)\ \frac{g}{mol} = 44\ \frac{g}{mol}$$

$$100\ \cancel{g CO_2} \times \frac{1\ mol\ CO_2}{44\ \cancel{g\ CO_2}} = 2{,}27\ mol\ CO_2$$

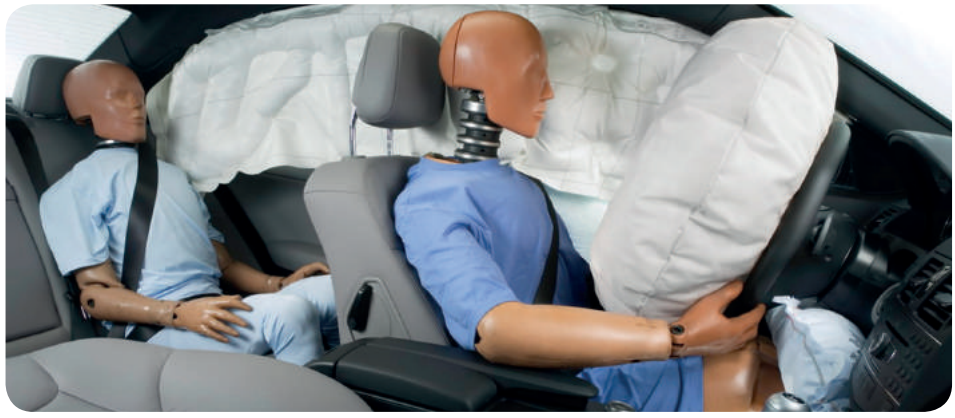
- Calculemos el volumen que ocupan a 1 atm y 0 °C:

$$100\ \cancel{g CO_2} \times \frac{1\ \cancel{mol\ CO_2}}{44\ \cancel{g\ CO_2}} \times \frac{22{,}4\ L\ CO_2}{1\ \cancel{mol\ CO_2}} = 50{,}9\ L\ CO_2$$

Prohibida su reproducción

Ejemplo 11

El *airbag* es un dispositivo de seguridad que tienen incorporado los automóviles para, en caso de accidente, el conductor y pasajeros no sufran lesiones. Es un ejemplo de química en la vida cotidiana, funciona a base de una reacción química. En un tiempo de 0,03 segundos produce una enorme cantidad de gas de modo instantáneo.



http://goo.gl/ED445e

Pruebas de seguridad del sistema de airbags

El nitrógeno molecular es usado principalmente en este dispositivo de inflado. Si ejerce una presión de 560 mmHg a una temperatura de 25 °C, ¿qué cantidad en gramos de nitrógeno es utilizado asumiendo 2 L de nitrógeno en estas condiciones? y ¿qué cantidad de moléculas de N_2 se usan?

$$T = 25 + 273 = 298\ K$$

$$560\ \cancel{mmHg} \times \frac{1\ atm}{760\ \cancel{mmHg}} = 0{,}74\ atm$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(0{,}74\ \cancel{atm}) \times (2\ \cancel{L})}{\left(0{,}08206\ \frac{\cancel{atm} \times \cancel{L}}{\cancel{K} \times mol}\right) \times (298\ \cancel{K})} = 0{,}06\ moles\ de\ N_2$$

$$0{,}06\ \cancel{moles\ de\ N_2} \times \frac{28\ g\ de\ N_2}{1\ \cancel{mol\ de\ N_2}} = 1{,}68\ g\ de\ N_2$$

Cantidad de moléculas de N_2 usadas:

$$0{,}06\ \cancel{moles\ de\ N_2} \times \frac{6{,}022 \times 10^{23}\ moléculas\ de\ N_2}{1\ \cancel{mol\ de\ N_2}} = 3{,}61 \times 10^{22}\ moléculas\ de\ N_2$$

Actividades



http://goo.gl/SP5ca0

5. Una de las principales aplicaciones de gases químicos son los globos aerostáticos. En su interior hay aire caliente y eso hace que el globo se eleve. **Determina** cuál es la presión que ejerce el aire del ambiente sobre estos globos si sabemos que se elevan a una temperatura de 100 °C, asumiendo 1 mol de aire y 22,41 L.

Prohibida su reproducción

4.4. Densidad y masa molecular de un gas

A través de la ecuación del gas ideal, podemos obtener diferentes relaciones para determinar otras propiedades de los gases, como la densidad y la masa molecular.

A partir de la fórmula del gas ideal podemos crear varias relaciones:

$$PV = nRT$$

Despejando *n* (moles) de la fórmula de la masa molecular, y reemplazándola en la ecuación del gas ideal, tenemos.

$$n = \frac{m}{Mr}$$

$$PV = \frac{m}{Mr} RT$$

Acomodando la fórmula, para que relacione a la masa con el volumen, tenemos:

$$PMr = \frac{m}{V} RT$$

Si reemplazamos $\left(\frac{m}{V}\right)$ por densidad tenemos:

$$PMr = dRT$$

De este modo, tenemos las fórmulas para la determinación de la densidad y la masa molecular de un gas.

$$d = \frac{PMr}{RT}$$

$$Mr = \frac{dRT}{P}$$

A los pasos para la resolución de estos ejercicios los usamos también para la resolución de ejercicios de gas ideal.

Es decir, primero transformamos las unidades a las del sistema internacional y, después, reemplazamos en la fórmula para así obtener la variable deseada.

Y TAMBIÉN: ¿?

Masa molecular (Mr) es la relación entre la masa (g) y las moles de un elemento o compuesto. Tiene unidades de gramos/mol.

$$Mr = \frac{m}{n}$$

La densidad (d) es la relación entre la *masa* (g) y el *volumen* (L) de un elemento o compuesto. Tiene unidades de gramos/litro.

$$d = \frac{m}{V}$$

Y TAMBIÉN: ¿?

La unidad de presión en el sistema internacional es el pascal (Pa).

Existen otras unidades que son de uso frecuente: atmósfera (atm) y milibar (mbar).

1 atm = 1,013 x 10^5 Pa = 1013 mbar

TIC

Accede a la página https://youtu.be/BVES2mPBtP0 y **observa** algunos experimentos sobre la densidad.

Prohibida su reproducción

Ejemplo 12

Calculemos la densidad del vapor generado por el metano (CH_4) a 500 mmHg y 100 °C.

$$500\ \cancel{mmHg} \times \frac{1\ atm}{760\ \cancel{mmHg}} = 0{,}65\ atm$$

$$T = t + 273 = 100 + 273 = 373\ K$$

$$Mr\ (CH_4) = 12{,}01g + (4 \times 1g) = 16{,}01g$$

$$d = \frac{PMr}{RT}$$

$$d = \frac{(0{,}65\ \cancel{atm}) \times \left(\frac{16{,}01\ g\ CH_4}{1\ \cancel{mol\ CH_4}}\right)}{\left(0{,}08206\ \frac{\cancel{atm} \times L}{\cancel{K} \times \cancel{mol}}\right) \times (373\ \cancel{K})} = 0{,}33\ \frac{g\ CH_4}{L}$$

Ejemplo 13

Calculemos la masa molecular de un gas si conocemos que su densidad es de 1,27 g/L y su temperatura es de 10 °C a una presión de 800 mmHg. Determinemos de qué gas se trata.

$$800\ \cancel{mm\ Hg}\ x\ \frac{1\ atm}{760\ \cancel{mm\ Hg}} = 1{,}05\ atm$$

$$T = t + 273 = 10 + 273 = 283\ K$$

$$Mr = \frac{dRT}{P}$$

$$Mr = \frac{\left(1{,}27\ \frac{g}{\cancel{L}}\right)\left(0{,}08206\ \frac{\cancel{atm} \times \cancel{L}}{\cancel{K} \times mol}\right)(283\ \cancel{K})}{(1{,}05\ \cancel{atm})} = 28{,}08\ \frac{g}{mol}$$

Revisando la masa molecular y comparándola con el peso del nitrógeno molecular (N_2) concluimos de qué gas se trata.



http://goo.gl/943KsO

globos de helio

Actividades

6. **Determina** la densidad del oxígeno (O_2) a 900 mm Hg y 8 °C.
7. **Determina** la masa molecular del helio si sabemos que tiene una densidad de 1,4 g/L, sometido a 23 °C con una presión de 200 516 Pa.
8. **Calcula** la masa molecular de un gas si conocemos que la densidad es de 3,5 g/L, la temperatura es de 8 °C y una presión de 800 mm Hg. **Determina** de qué gas se trata.

Prohibida su reproducción

4.5. Estequiometría de gases

Cálculos estequiométricos

La estequiometría de una reacción nos indica la relación en moles de las sustancias que intervienen en ella.

Si conocemos la masa o el volumen de alguno de los reactivos o productos implicados, podemos calcular la masa o el volumen de las otras sustancias que participan.

Y TAMBIÉN ¿?

En los compuestos iónicos no existen moléculas aunque hablemos de «masa molecular».

Utilizamos el término *molécula* para indicar la relación mínima entre los iones que forman el compuesto.

Interpretación cuantitativa de una ecuación química

Para calcular la cantidad de una sustancia que debe reaccionar con una determinada cantidad de otra, o la cantidad de una sustancia que se producirá si conocemos las cantidades de los reactivos, la ecuación química debe estar ajustada.

Una ecuación química ajustada nos aporta información acerca de las proporciones de las sustancias que intervienen, tanto reactivos como productos.

Ejemplo 14

Veamos la reacción de la síntesis del amoníaco. Una vez ajustada, los coeficientes de la reacción nos indican la relación en que intervienen los reactivos y los productos.

$$N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightarrow 2\,NH_3\,(g)$$

Vamos a relacionar la fórmula química y sus coeficientes con magnitudes y unidades que podamos medir en el laboratorio o en la industria. Para ello, partiendo de las masas atómicas de los elementos, calculemos las masas moleculares de las sustancias que intervienen.

Datos: $A_r(N) = 14{,}0\ \frac{g}{mol}$ $A_r(H) = 1\ \frac{g}{mol}$

$$M_r(N_2) = 2\,A_r(N) = 2 \times 14{,}0 = 28{,}0\ \frac{g}{mol}$$

$$M_r(H_2) = 2\,A_r(H) = 2 \times 1{,}0\ \frac{g}{mol} = 2{,}0\ \frac{g}{mol}$$

$$M_r(NH_3) = A_r(N) + 3\,A_r(H) = [14{,}0 + (3 \times 1{,}0)]\frac{g}{mol} = 17{,}0\ \frac{g}{mol}$$

A la ecuación ajustada la podemos interpretar desde varios puntos de vista:

- **En términos atómico-moleculares**: Por cada molécula de N_2 que reacciona con tres moléculas de H_2, obtenemos dos moléculas de NH_3.
- **En términos molares**: Un mol de N_2 reacciona con tres moles de H_2 para producir dos moles de NH_3.
- **En términos de masas y volúmenes**: 28,0 g de N_2 reaccionan con 6,0 g de H_2 para producir 34,0 g de NH_3. Los 28,0 g de N_2, a 10^5 Pa y 273 K, ocupan 45,4 L.

Actividades

9. **Ajusta** las siguientes ecuaciones e **interprétalas** en términos atómico-moleculares, en términos molares y en términos de masas y volúmenes:

   a. $N_2\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow NO_2\,(g)$

   b. $HCl\,(aq) + Zn(OH)_2\,(s) \rightarrow ZnCl_2\,(aq) + H_2O\,(l)$

   c. $C_2H_5OH\,(l) + O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g) + H_2O\,(l)$

   d. $HgO\,(s) \rightarrow Hg\,(l) + O_2\,(g)$

   e. $H_2O_2\,(l) \rightarrow H_2O\,(l) + O_2\,(g)$

   f. $Zn\,(s) + H_2SO_4\,(aq) \rightarrow ZnSO_4\,(aq) + H_2\,(g)$

Prohibida su reproducción

Cálculos con volúmenes

Para determinar el volumen de un componente gaseoso en una reacción química, hay que seguir un procedimiento similar al del ejemplo anterior.

Veamos, en primer lugar, reacciones que tienen lugar a 10^5 Pa de presión y a 273 K de temperatura. En estas condiciones, llamadas *condiciones normales*, un mol de cualquier gas ocupa 22,4 L, que es el llamado *volumen molar* (V_M).

Ejemplo 15

En la reacción de descomposición del clorato de potasio, $KClO_3$, se forma cloruro de potasio, KCl, y oxígeno, O_2. Calculemos el volumen de O_2, medido a 10^5 Pa y 273 K, producido al descomponer totalmente 1 kg de $KClO_3$.

Datos: $m_{KClO_3} = 1\,000$ g $\quad A_r(K) = 39{,}1 \frac{g}{mol} \quad V_M(O_2) = 22{,}4 \frac{L}{mol}$

$A_r(Cl) = 35{,}5 \frac{g}{mol} \quad A_r(O) = 16{,}0 \frac{g}{mol}$

Paso 1: Formulemos y ajustemos la ecuación correspondiente.

$$2\ KClO_3\ (s) \rightarrow 2\ KCl\ (s) + 3\ O_2\ (g)$$

Paso 2: Calculemos la masa molecular de cada sustancia y, a partir de ella, determinemos su masa molar.

$$M_r(KClO_3) = 122{,}6\ g/mol$$
$$M_r(KCl) = 74{,}6\ g/mol$$
$$M_r(O_2) = 32{,}0\ g/mol$$

Con los datos anteriores, confeccionamos una tabla en la que consten la ecuación ajustada y la relación que hay entre el número de moles, las masas y los volúmenes (en el caso de gases) de cada sustancia que interviene.

Reacción	$2\ KClO_3\ (s)$	→	$2\ KCl\ (s)$	+	$3\ O_2\ (g)$
Moles	2		2		3
Masa	245,2 g		149,2 g		96,0 g
Volumen					$3\ \cancel{\text{moles}}\ O_2 \times 22{,}4 \frac{L}{\cancel{mol}} = 67{,}2$ L

Paso 3: Multipliquemos el dato de partida por la relación entre el volumen de O_2 y la masa de clorato de potasio.

$$V(O_2) = 1\,000\ \cancel{g\ KClO_3} \times \frac{67{,}2\ L\ O_2}{245{,}2\ \cancel{g\ KClO_3}} = 274{,}06\ L\ O_2$$

Necesitaremos 274,06 L de O_2, medidos a 10^5 Pa y 273 K.

Como en el caso anterior, también podemos deducir una regla práctica para trabajar con volúmenes, a 10^5 Pa de presión y 273 K de temperatura.

> Para determinar el volumen de un reactivo o un producto, conociendo la masa o el volumen de otro componente de la reacción, basta multiplicar el dato conocido por la relación entre el *volumen* y la *masa*, o bien, entre los volúmenes de ambas sustancias, que se deriva de la ecuación ajustada.

Actividades

10. El ácido sulfúrico, H_2SO_4, ataca al cinc, Zn, y se produce sulfato de cinc, $ZnSO_4$, e hidrógeno gaseoso, H_2. **Calcula** cuántos gramos de cinc deben utilizarse para producir 5 L de hidrógeno, medidos a 273 K y 10^5 Pa.

Prohibida su reproducción

También puede haber ejercicios que impliquen plantear la reacción química, balancearla y realizar la interpretación molecular y estequiométrica.

Una vez realizado todo eso, procedemos a utilizar la ecuación del gas ideal.

Ejemplo 16

El carbonato de calcio, $CaCO_3$, reacciona con el ácido clorhídrico, HCl, produciendo cloruro de calcio, $CaCl_2$, dióxido de carbono, CO_2, y agua. Calculemos la masa de cloruro de calcio y el volumen de dióxido de carbono, medido a $1{,}2 \times 10^5$ Pa y 13 °C, que se producen a partir de 180 g de carbonato de calcio.

Datos: $Ar(Ca) = 40{,}1$ u $\quad Ar(C) = 12{,}0$ u $\quad Ar(O) = 16{,}0$ u $\quad Ar(H) = 1{,}0$ u

$A_r(Cl) = 35{,}5$ u $\quad m\,(CaCO_3) = 180$ g $\quad P = 1{,}2 \times 10^5$ Pa $\quad T = 13$ °C $= 286$ K

Formulemos y ajustemos la reacción.

$$CaCO_3\,(s) + 2\,HCl\,(aq) \rightarrow CaCl_2\,(aq) + CO_2\,(g) + H_2O\,(l)$$

Calculemos las masas moleculares y las masas molares de las sustancias que nos interesan.

$$M_r(CaCO_3) = 100{,}1 \text{ u} \rightarrow M(CaCO_3) = 100{,}1 \text{ g/mol}$$
$$M_r(CaCl_2) = 111{,}1 \text{ u} \rightarrow M(CaCl_2) = 111{,}1 \text{ g/mol}$$

Apliquemos los factores de conversión adecuados.

$$180\ \cancel{\text{g CaCO}_3} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol CaCO}_3}}{100{,}1\ \cancel{\text{g CaCO}_3}} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol CaCl}_2}}{1\ \cancel{\text{mol CaCO}_3}} \times \frac{111{,}1\ \text{g CaCl}_2}{1\ \cancel{\text{mol CaCl}_2}} = 199{,}8\ \text{g CaCl}_2$$

$$180\ \cancel{\text{g CaCO}_3} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol CaCO}_3}}{100{,}1\ \cancel{\text{g CaCO}_3}} \times \frac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \cancel{\text{mol CaCO}_3}} = 1{,}8\ \text{mol CO}_2$$

Conociendo el número de moles, con las condiciones de presión y temperatura dadas, podemos obtener el volumen aplicando la ley de los gases ideales.

$$V = \frac{n\,R\,T}{P} = \frac{1{,}8\ \cancel{\text{mol}} \times 8{,}31\ \cancel{\text{Pa}} \times \text{m}^3 \times 286\ \cancel{\text{K}}}{1{,}2 \times 10^5\ \cancel{\text{Pa}} \times \cancel{\text{K}} \times \cancel{\text{mol}}} = 3{,}56 \times 10^{-2}\ \cancel{\text{m}}^3 \times \frac{1\,000\ \text{L}}{1\ \cancel{\text{m}}^3} = 35{,}6\ \text{L}$$

Observa que los factores de conversión claves son aquellos en los que aparecen los moles de las dos sustancias, según la relación que nos dan los coeficientes estequiométricos.

Del ejemplo anterior, deducimos la siguiente regla práctica:

En el caso de cálculos con volúmenes, en cualquier condición de temperatura y presión, podemos utilizar la ecuación de los gases ideales.

Actividades

11 **Calcula** el volumen de dióxido de carbono, CO_2, medido a 23 °C y 121 590 Pa, que se produce al reaccionar 38 g de butano, C_4H_{10}, con suficiente oxígeno.

12. El nitrito de amonio, NH_4NO_2, se descompone al calentarlo y produce nitrógeno gaseoso, N_2, y agua, H_2O. **Calcula** cuántos litros de nitrógeno, medidos a 30 °C y 0,98 atm, se obtienen al descomponerse 25 g de nitrito de amonio.

13. El azufre, S, reacciona con el oxígeno, O_2, para producir dióxido de azufre, SO_2. Al quemar totalmente 352 g de azufre con una riqueza del 87% se obtienen 29,1 L de dióxido de azufre, medidos a 23 °C. **Calcula** a qué presión se encuentra dicho gas.

Prohibida su reproducción

4.6. Presiones parciales

Deducción de la ley de las presiones parciales

Tenemos una mezcla compuesta por n_A moles del gas A y n_B moles del gas B. Cada gas componente cumple:

$$P_A V = n_A RT$$
$$P_B V = n_B RT$$

Donde P_A y P_B son las presiones parciales de A y B.

- Sumamos las dos igualdades miembro a miembro:

$$P_A V + P_B V = n_A RT + n_B RT$$

- Extraemos el factor común en ambos miembros:

$$(P_A + P_B) V = (n_A + n_B) RT$$

- Sustituimos $n_A + n_B$ por n_T:

$$(P_A + P_B) V = n_T RT$$

- La mezcla de gases también debe cumplir:

$$P V = n_T RT$$

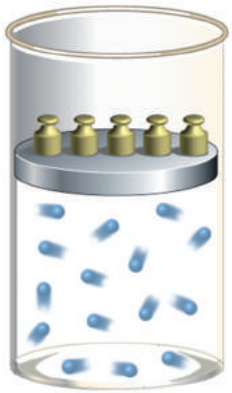
Por lo tanto:

$$P_T = P_A + P_B$$

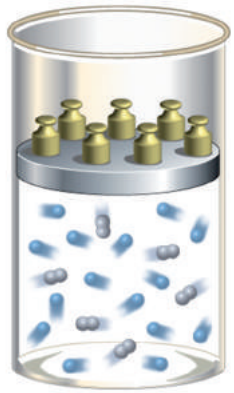
Si en un recipiente hay más de un gas, ¿cuál es la presión que ejerce cada gas? La respuesta está asociada a la ley de las presiones parciales.



P_A



P_B



$P_T = P_A + P_B$

http://goo.gl/jjSMIA

Presiones parciales:
P_A = presión parcial de A
P_B = presión parcial de B
P_T = presión total

Actividades

14. Una mezcla de gases contiene 7,46 moles de neón (Ne), 0,80 moles de argón (Ar), y 5 moles de xenón (Xe). **Determina** las presiones parciales de los gases si la presión total es de 2 atm a cierta temperatura.

15. Una mezcla de gases a la presión de 600 mm de Hg contiene en porcentaje en volumen un 55% de cloro, un 15% de neón y un 30% de argón. **Calcula** las presiones parciales de cada uno.

16. Una mezcla de 40 g de oxígeno y 60 g de metano se coloca en un recipiente a la presión de 600 mm Hg. ¿Cuál será la presión parcial del oxígeno molecular?

Prohibida su reproducción

Presiones parciales

Experimentalmente observamos que, debido a la gran capacidad de difusión de los gases, cuando se mezclan, cada uno se comporta como si ocupase la totalidad del volumen del recipiente que los contiene.

En una mezcla de gases, la presión parcial de un gas es la que ejercería si ocupase, aisladamente, el volumen total de la mezcla a la misma temperatura.

Si tenemos una mezcla formada por n_A moles del gas A, n_B moles del gas B, n_C moles del gas C..., las presiones parciales de cada gas cumplirán:

$$P_A V = n_A RT$$
$$P_B V = n_B RT$$
$$P_C V = n_C RT$$

P_A = presión parcial de A

P_B = presión parcial de B

P_C = presión parcial de C

El comportamiento de las mezclas de gases fue estudiado experimentalmente por Dalton, quien enunció en 1801 la ley de Dalton de las presiones parciales:

La presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de todos los gases que la componen, en las mismas condiciones de temperatura.

La presión total es la sumatoria de las presiones parciales:

$$P_T = P_A + P_B + ...$$

La fracción molar es la relación molar que existe entre elementos o compuestos en un sistema:

$$X_A + X_B + ... = 1$$

Podemos asociar la proporción o la presión parcial de un gas conociendo solamente la fracción molar y la presión total, a partir de:

$$P_A = P_T X_A$$

$$P_B = P_T X_B$$

Las presiones parciales se pueden obtener utilizando esta fórmula. Lo importante es tener en cuenta cómo obtener la fracción molar.

Ejemplo 17

Un recipiente a dos atmósferas, contiene 1,3 moles de H_2 y 2,6 moles de O_2. Determinemos la presión parcial de cada uno de los gases.

Paso 1: Obtener las fracciones molares de los gases.

Paso 2: A través de la presión total multiplicada por la fracción molar obtener las presiones parciales de los componentes.

$$P_{H_2} = 2 \text{ atm} \times 0{,}33 = 0{,}66 \text{ atm}$$
$$P_{O_2} = 2 \text{ atm} \times 0{,}66 = 1{,}32 \text{ atm}$$

Paso 3: Si queremos comprobar la respuesta, sumamos las presiones parciales y obtenemos la presión total, que en este caso es de 2 atm.

Prohibida su reproducción

Y TAMBIÉN: ¿?

Gas real

Un gas real no se expande indefinidamente sino hasta que llega un momento en el que ya no puede ocupar más volumen.

Sin embargo, uno de los grandes peligros al que nos atenemos es el manejo adecuado de los gases, debido a que al inhalarlos podemos intoxicarnos.



http://goo.gl/yuX9x7

Gente especializada en manejo de gases contaminantes debe tratar a estos con mucho cuidado por la salud de las personas y por el cuidado del medioambiente..

4.7. Velocidad molecular promedio

Deducción de la ley de las presiones parciales

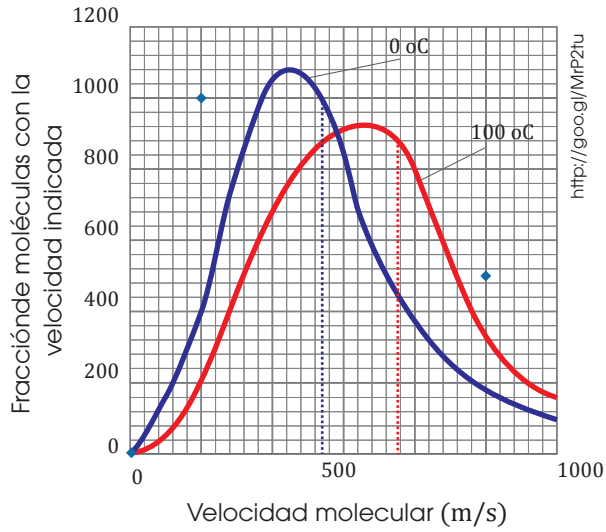
Para determinar qué tan rápida es una molécula a una determinada temperatura, debemos utilizar la velocidad molecular promedio (Urms).

$$U_{rms} = \sqrt{\frac{3\,RT}{M_r}}$$

Solo en este caso podemos utilizar la constante universal de los gases, pero en unidades de energía.

$$R = 8{,}314\ \frac{J}{K \times mol}$$

La temperatura es un factor determinante para la velocidad de un gas, ya que, a mayor temperatura, se genera más colisiones entre las moléculas y, por ende, existe una mayor velocidad.



Efecto de la temperatura en la velocidad molecular promedio de un gas

Ejemplo 18

Determinemos la velocidad del nitrógeno molecular a 0 °C y a 100 °C.

Solo para la resolución de estos ejercicios, la masa molecular debe estar en unidades de kg/mol.

$Mr = 28{,}02\ g/mol = 0{,}028\ kg/mol$

$$U_{rms} = \sqrt{\frac{3\,RT}{M_r}}$$

Prohibida su reproducción

A 0 °C:

$$U_{rms} = \sqrt{\frac{3\left(8{,}314 \frac{J}{K \times \cancel{mol}}\right)(273\ \cancel{K})}{\left(0{,}028 \frac{kg}{\cancel{mol}}\right)}}$$

$$U_{rms} = \sqrt{243\,184{,}5\ \frac{J}{kg}}$$

Debemos utilizar un factor de conversión de: $1\ J = 1\ Kg\ \frac{m^2}{s^2}$.

$$U_{rms} = \sqrt{243\,184{,}5\ \frac{\cancel{kg}\ \frac{m^2}{s^2}}{\cancel{kg}}} = \sqrt{243\,184{,}5\ \frac{m^2}{s^2}} = 493{,}14\ \frac{m}{s}$$

A 100 °C:

$$U_{rms} = \sqrt{\frac{3\left(8{,}314 \frac{J}{K \times \cancel{mol}}\right)(373\ \cancel{K})}{\left(0{,}028 \frac{kg}{\cancel{mol}}\right)}}$$

$$U_{rms} = \sqrt{332\,263{,}07\ \frac{J}{kg}}$$

$$U_{rms} = \sqrt{332\,263{,}07\ \frac{\cancel{kg}\ \frac{m^2}{s^2}}{\cancel{kg}}} = \sqrt{332\,263{,}07\ \frac{m^2}{s^2}} = 576{,}42\ \frac{m}{s}$$

Concluimos que, a mayor temperatura, mayor colisión; y, por ende, mayor velocidad.

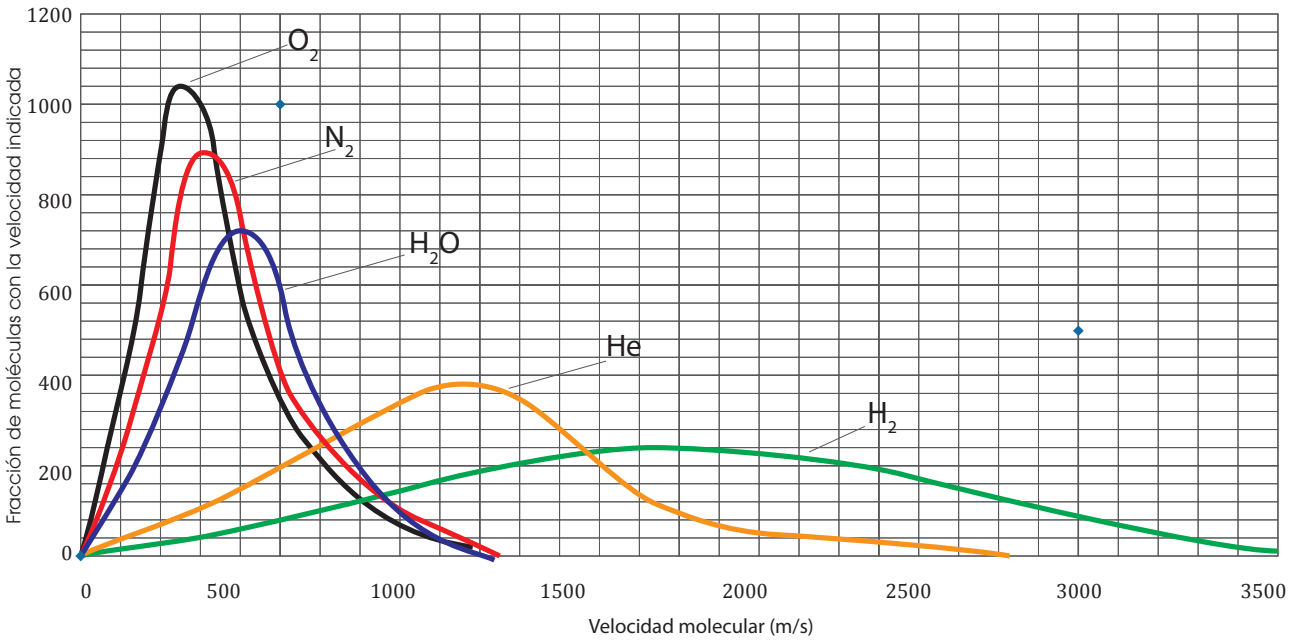
Si son diferentes gases sometidos a una misma temperatura, ¿qué gas va a ser más rápido y por qué?

En términos generales, cuando hablamos de velocidad, hablamos de la distancia que recorre una molécula en un tiempo determinado. Naturalmente, los gases más livianos van a ser los más rápidos.

Al tener un menor peso molecular, son más rápidos, porque es más fácil que colisionen a una determinada temperatura.

Prohibida su reproducción

Velocidad molecular de diferentes gases.



http://goo.gl/MrP2ru

Ejemplo 6

Determinemos y comprobemos cuál de los siguientes gases: O_2, H_2O es más rápido a una temperatura de 25 °C.

Comparando los pesos del O_2 (32 gramos) y el H_2O (18 gramos), concluimos que el gas más rápido es el H_2O, porque es más liviano.

Para comprobar el resultado, debemos resolver de gas en gas, con la fórmula de velocidad molecular promedio.

Velocidad molecular promedio del O_2:

$$U_{rms} = \sqrt{\frac{3\left(8{,}314\ \frac{J}{\cancel{K} \times \cancel{mol}}\right)(298\ \cancel{K})}{\left(0{,}032\ \frac{kg}{\cancel{mol}}\right)}} = \sqrt{232\,272{,}38\ \frac{J}{Kg}} = \sqrt{232\,272{,}38\ \frac{1\ \cancel{kg}\ \frac{m^2}{s^2}}{\cancel{kg}}}$$

$$U_{rms} = 481{,}94\ \frac{m}{s}$$

Velocidad molecular promedio del H_2O:

$$U_{rms} = \sqrt{\frac{3\left(8{,}314\ \frac{J}{\cancel{K} \times \cancel{mol}}\right)(298\ \cancel{K})}{\left(0{,}018\ \frac{kg}{\cancel{mol}}\right)}} = \sqrt{412\,928{,}66\ \frac{J}{kg}} = \sqrt{412\,928{,}66\ \frac{1\ \cancel{kg}\ \frac{m^2}{s^2}}{\cancel{kg}}}$$

$$U_{rms} = 642{,}59\ \frac{m}{s}$$

Actividades

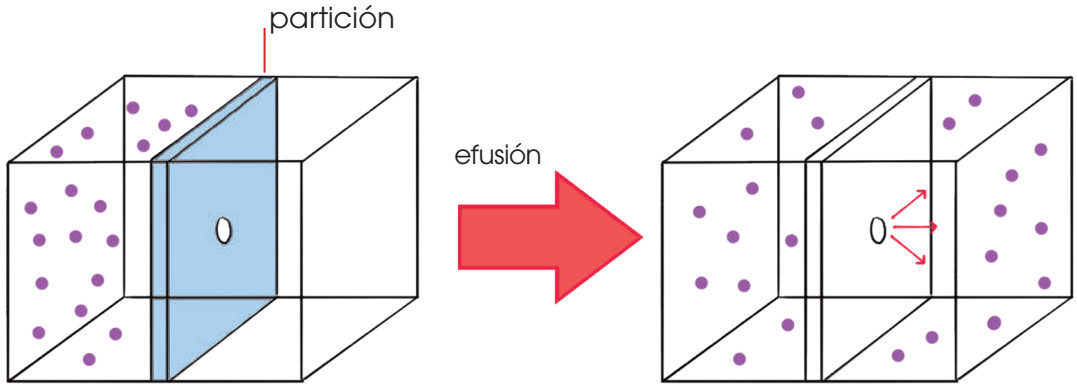
17. **Determina** y **comprueba** cuál de los siguientes gases, N_2, He, H_2, es más lento a 30 °C.

Prohibida su reproducción

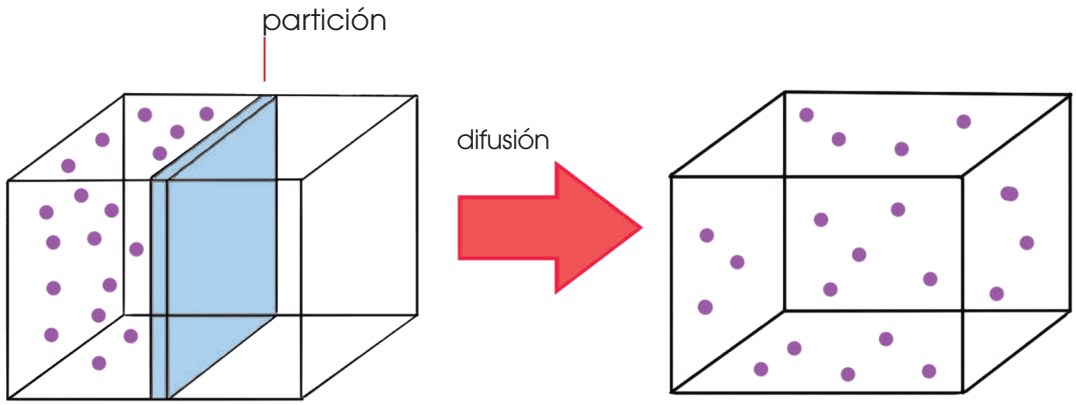
Difusión y efusión de los gases

La dependencia que existe entre la velocidad de las partículas y la masa puede desencadenar dos procesos importantes:

La efusión, como se muestra, es el paso de partículas de una región, con una presión, a otra con menor presión, a través de un orificio.



La difusión, como se muestra, es el proceso de dispersión de partículas de un gas dentro de otro gas.



Estos dos procesos se complementan para formar la *ley de difusión de Graham.* La cual dice que dos gases sometidos a las mismas condiciones de presión y temperatura, generan una relación de velocidades inversamente proporcional a la raíz de la relación de las masas moleculares. La expresamos como:

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{Mr_2}{Mr_1}}$$

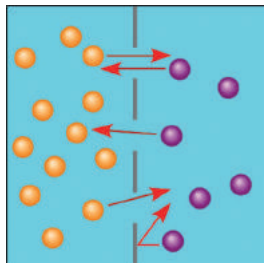
Donde:

- r_1 y r_2 son las velocidades de difusión en minutos (min).
- Mr_1 y Mr_2 son las masas moleculares de los gases.

Prohibida su reproducción

Ejemplo 20

El tiempo que se demora un gas desconocido en difundirse a través de una pared porosa es de 200 segundos. En cambio, al nitrógeno molecular (N_2) le toma 110 segundos difundirse a las mismas condiciones de presión y temperatura. Determinemos la masa molecular del gas.



Para resolver el ejemplo debemos seguir los siguientes pasos:

Paso 1: Agrupemos e identifiquemos los datos de un gas y del otro gas.

Datos gas 1 → $Mr_1 = ?$

$r_1 = 200\ (s)$

Datos gas 2 → $Mr_2 = 28\ g/mol\ de\ N_2$

$r_2 = 110\ (s)$

Paso 2: Transformemos a las unidades requeridas en la ley de difusión de Graham.

$$r_1 = 200\ \cancel{(s)} \times \frac{1\ min}{60\ \cancel{(s)}} = 3{,}33\ min$$

$$r_2 = 110\ \cancel{(s)} \times \frac{1\ min}{60\ \cancel{(s)}} = 1{,}83\ min$$

Paso 3: Despejemos la incógnita deseada.

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{Mr_2}{Mr_1}} \Rightarrow \frac{3{,}33\ \cancel{min}}{1{,}83\ \cancel{min}} = \sqrt{\frac{28\ \frac{g\ de\ N_2}{mol}}{Mr_1}} \Rightarrow 1{,}81 = \sqrt{\frac{28\ \frac{g\ de\ N_2}{mol}}{Mr_1}}$$

$$Mr_1 = 8{,}45\ \frac{g}{mol}$$

Actividades

18. **Determina** la velocidad de efusión del hidrógeno molecular (H_2) si se conoce que el oxígeno molecular (O_2), en las mismas condiciones de presión y de temperatura, tiene una velocidad de efusión de 95 segundos.

Prohibida su reproducción

Experimento

TEMA:

¿Cómo comprobar las leyes de los gases?

INVESTIGAMOS:

Realizar un experimento donde se demuestren los diferentes principios que se cumplen en los gases.

OBJETIVO:

Obtener un gas y medir su volumen.

MATERIALES:

- 1 botella plástica de 2 L
- 1 globo #9 (que el pico del globo se pueda adaptar al pico de la botella)
- papel
- toalla
- fósforos

PROCESOS:

Experimento 1

1. **Coloca** la boquilla del globo en la boquilla de la botella plástica de 2 L. Asegúrate de retirar la tapa y, además, **revisa** que no existan fugas en la botella o el globo.
2. **Sostén** la botella con la mano y **comienza** a presionar levemente. Con la otra mano, **sujeta** la unión entre el globo y la botella y asegúrate de que no existan fugas.
3. **Anota** lo que sucedió, de ser necesario, **aplasta** más la botella para poder verificar los cambios.
4. **Responde** las preguntas de laboratorio.

Experimento 2

5. Con el papel toalla o una hoja de papel blanco **haz** un rollo, la longitud debe ser de, al menos, unos 20 cm.
6. Mientras una persona sostiene la botella en el aire, sujetando (sin presionar) con una mano la botella y con la otra la unión entre globo y botella, otra persona debe encender uno de los extremos del papel enrollado.
7. **Acerca** el papel en combustión a la botella. Ten en cuenta que solo se desea calentar el aire contenido dentro de la botella y no quemarla. Ten cuidado de no quemar a nadie.
8. **Observa** qué sucede a medida que se calienta el aire contenido en la botella. **Anota** los cambios.
9. **Responde** las preguntas de laboratorio.

CUESTIONES:

1. Para cada uno de los experimentos, **explica**:

a. ¿Qué ley de los gases se intenta demostrar?

b. ¿Cómo podemos comprender este principio con base en las observaciones realizadas?

Prohibida su reproducción

4 Resumen

1. Presión - Temperatura
2. Leyes de los gases

Los gases son muy desordenados debido a que la separación entre sus partículas es grande en comparación al líquido o al sólido.

En la naturaleza podemos encontrar diferentes tipos de gases. Para caracterizarlos debemos analizar diferentes factores que pueden influir en el comportamiento de un gas, estos son:

Presión: Es la fuerza por unidad de superficie. Se dice que un gas tiene alta presión cuando se lo comprime, y tiene baja presión cuando se expande. Las unidades deberían siempre estar en atmósferas (atm).

Temperatura: Dependiendo de la cantidad a la que se caliente, va a tener más interacciones, más desorden. Las unidades en este caso deberían estar en kelvin (K).

Volumen: El comportamiento de un gas depende también del recipiente que lo contenga ya sea grande o pequeño. El volumen de un gas debe estar en litros (L).

Cantidad: El tipo y la cantidad de un gas deben estar en moles para conocer su comportamiento.

Analizando las condiciones de los gases podemos tener:

Leyes de los gases:

- Ley de Boyle
- Ley de Charles – Lussac
- Ley completa de los gases

Ley del gas ideal:

$$P\,V = n\,R\,T$$

Donde R es la constante universal de los gases, 0,082 06 atm.L/K.mol

Densidad y masa molecular de un gas:

$$d = \frac{PM_r}{RT} \qquad M_r = \frac{d\,RT}{P}$$

Presiones parciales:

$$P_A V = n_A rt$$
$$P_B V = n_B rt$$
$$P_T = P_A + P_B$$

Incluso podemos conocer la velocidad de un gas solamente con conocer la temperatura a la que se encuentra:

$$U_{rms} = \sqrt{\frac{3\,RT}{M_r}}$$

Prohibida su reproducción

ZONA

NOTICIA

Datos interesantes sobre el estado gaseoso

El químico J. B. van Helmont introdujo por primera vez el término *gas*, que proviene de la palabra latina *chaos* que significa 'caos'. De manera natural, en la atmósfera de la Tierra podemos encontrar diecisiete gases. Sin embargo, únicamente el oxígeno y el nitrógeno se encuentran en grandes cantidades con concentraciones del 21% y 79% respectivamente. Por otro lado, el hidrógeno es el gas más liviano, abundante y explosivo del planeta; el radón es el gas más pesado (220 veces más pesado que el H) y el xenón es el elemento gaseoso no radiactivo más caro que se encuentra y representa 90 ppb de la atmósfera total.

Galman, Don. (2015). *Datos interesantes sobre el gas. (Adaptación).* Honeywell. *Extraído el 20 de septiembre de 2015 de http://goo.gl/plVkn7.*



https://goo.gl/vKRKBc

SOCIEDAD

Vehículo de hidrógeno. ¿El combustible del futuro?



http://goo.gl/k9eyad

Los vehículos de hidrógeno podrían funcionar sin generar ningún tipo de contaminación, ya que el único producto de la combustión de este gas es el vapor de agua. El poder que podríamos obtener de la combustión de hidrógeno es similar al de los combustibles fósiles. Sin embargo, uno de los retos más importantes es la creación de una pila de combustible robusta, duradera y barata, capaz de almacenar grandes cantidades de hidrógeno que permitan a los vehículos recorrer largas distancias. Otro de los grandes desafíos es la generación de hidrógeno a partir de fuentes de energía con bajas emisiones de carbono. En síntesis, las pilas de combustible tienen un gran potencial a largo plazo, sin embargo, aún hay retos que enfrentar.

Toleffson, Jeff. (2010). Vehículos de hidrógeno: ¿el combustible del futuro? (adaptación). Naturenews. *Extraído el 20 de septiembre de 2015 de: http://goo.gl/WvXr9j.*

SENTIDO CRÍTICO

Nanobots en concreto reducen efectos de gas invernadero y calentamiento global

La empresa mexicana Concreto Poliamídico LuminaKret transformó el mundo de la construcción tras la incorporación de *nanobots* en el concreto hidráulico. Estos disminuyen hasta un 60% la contaminación ambiental y la niebla fotoquímica, pues, cuando los nanobots entran en contacto con la luz solar, humedad o rayos ultravioletas reaccionan químicamente reduciendo el nivel de contaminación, el calentamiento global y la lluvia ácida. La adición de materiales nanométricos al concreto poliamídico desvinculan los elementos biológicos tales como: C, H, O, N, P, S y gases de efecto invernadero (GEI). El concreto poliamídico, constituido principalmente por cuarzo, un mineral compuesto de sílice, evita la proliferación de GEI, porque permite separar naturalmente los compuestos orgánicos volátiles (COVs).



http://goo.gl/OrkohF

(2015/08/18). Nanobots en concreto reducen efectos de gas invernadero y calentamiento global. Investigación y Desarrollo *(ID). Extraído el 20 de septiembre de 2015 de: http://goo.gl/gg3sdU.*

SI YO FUERA...

Ingeniero ambiental, realizaría controles a todas las industrias de mi país para asegurar que cumplan con los niveles de contaminación permitidos y, así, colaborar con un granito de arena a la lucha contra el calentamiento global.

Prohibida su reproducción

Para finalizar

- **Leyes de los gases**

1. **Realiza** las siguientes conversiones en las unidades adecuadas.

   a. De 490 mmHg → ? atm

   b. 303 K → ? °C

   c. 125 478 Pa → ? atm

   d. -17°C → ? K

   e. 548 mL → ? L

   f. 2,5 atm → ? mm Hg

   g. 32 g → ? kg

- **Leyes de los gases y gas ideal**

2. **Indica** qué sucede, según el modelo cinético-molecular, cuando aumenta la temperatura de sus partículas.

3. ¿Qué presión ejercerá un gas que, a temperatura constante y a 1,01 x 10^5 Pa, ocupa 2 x 10^{-3} m^3 si reducimos su volumen a la mitad?

4. ¿Qué volumen ocupará un gas a 298 K si a 250 K ocupaba 3 L y la presión se ha mantenido constante?

5. El gas helio se expande a temperatura constante ejerciendo una presión de 560 mm Hg en un volumen de 249 L. Si la presión final del sistema es de 1,8 atmósferas, ¿cuál es el volumen final?

6. El oxígeno gaseoso se calienta a presión constate de 50 °C a 300 K. Se conoce que inicialmente el volumen del sistema era de 1,3 litros. ¿Cuál es el volumen final del sistema?

7. Determina la presión del sistema si se conoce que la temperatura se redujo una tercera parte, mientras que su volumen se duplicaba. Se conoce que la presión inicial del sistema es de 5 atm.

- **Ley del gas ideal**

8. **Define** las unidades y la constante si es posible.

$$PV = nRT$$

9. ¿Qué temperatura tendrá un gas que ocupa 1,3 m^3 si cuando ocupaba 1 m^3 su temperatura era de 298 K y la presión se ha mantenido constante?

10. El ácido clorhídrico reacciona con el sulfuro de hierro (II) produciendo cloruro de hierro (II) y sulfuro de hidrógeno gas.
    Calcula el volumen de sulfuro de hidrógeno, medido a 273 K y 1 atm, que se obtendrá en la reacción de 10,0 g de sulfuro de hierro (II).

11. Cuando el aluminio reacciona con el ácido clorhídrico se producen cloruro de aluminio y gas hidrógeno.
    Calcula cuántos litros de hidrógeno, medidos a 273 K y 1 atm, se obtienen cuando reaccionan totalmente 4,0 g de aluminio.

12. El butano C_4H_{10} se quema con oxígeno produciendo dióxido de carbono y agua.
    Calcula los gramos de butano que deben quemarse para obtener 100,0 L de dióxido de carbono, medidos a 25 °C y 9,86 x 10^4 Pa.

13. Cuando el cinc reacciona con el ácido clorhídrico se producen gas hidrógeno y cloruro de cinc.
    Calcula cuántos litros de hidrógeno, medido a 25 °C y 9,99 x 10^4 Pa, pueden obtenerse si se consumen 15,0 de cinc.

Prohibida su reproducción

- **Densidad y masa molecular de un gas**

14. Si se conoce que el oxígeno molecular tiene un peso de 32 gramos a una presión de 2 atm con una temperatura de 40 °C, **determina** la densidad del gas.

15. Si la densidad de un gas desconocido es de 0,99 g/cm^3 y las condiciones son de 20 °C a una presión de 100 234 Pa. **Calcula** la masa molecular del gas.

- **Presiones parciales**

16. El aire (masa = 28 gramos) y el nitrógeno están sometidos a contacto a 8 °C. El número de moles de cada uno respectivamente es de cuatro y nueve moles, asumiendo 1 litro de solución. **Determina** las presiones parciales de cada compuesto.

$$P_A V = n_A Rt$$

$$P_B V = n_B Rt$$

$$P = P_A + P_B$$

17. Una mezcla de tres gases (A, B, C) se encuentran en un recipiente a una presión de 2,5 atmósferas. Se conoce que el gas A está a una presión de 0,99 atm y que el gas B está a una presión de 102 547 Pa. **Determina** la fracción molar de los gases A, B y C.

18. En un tanque se encuentran 2,1 moles de cloro molecular, 3 moles de nitrógeno molecular y 1 mol de oxígeno molecular. Los datos que conocemos del recipiente están a 30 °C y a una presión de 2 atmósferas.

- **Velocidad molecular promedio**

19. **Determina** cuál gas es más rápido a 30 °C, el agua o el nitrógeno molecular.

20. **Determina** las velocidades de los siguientes gases conociendo que se encuentran a 0 °C:

    a. Cl_2

    b. O_2

    c. O_3

    d. CH_4

- **Difusión y efusión de gases**

21. **Determina** la velocidad de efusión del helio (He) si conocemos que el argón, a las mismas condiciones de presión y de temperatura, tiene una velocidad de efusión de 35 segundos.

22. **Determina** la velocidad de difusión del H_2, si se conoce que el O_2 se difunde en dos minutos.

AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

- Trabajo personal

¿Cómo ha sido mi actitud frente al trabajo? | ¿He cumplido mis tareas? | ¿Qué aprendí en esta unidad temática?

- Trabajo en equipo

¿He compartido con mis compañeros o compañeras? | ¿He respetado las opiniones de los demás?

- **Escribe** la opinión de tu familia.

- **Pide** a tu profesor o profesora sugerencias para mejorar y **escríbelas**.

Prohibida su reproducción

5 Cinética y equilibrio químico



CONTENIDOS:

5. **Cinética y equilibrio químico**

5.1. Rapidez de reacción
5.2. Ley de rapidez
5.3. Catálisis
5.4. Equilibrio químico
5.5. La constante de equilibrio K_p
5.6. Equilibrios heterogéneos
5.7. Equilibrios múltiples
5.8. Principio de Le Chatelier

Prohibida su venta o distribución
http://goo.gl/nu5Yfg



Noticia:

Investigan el robo masivo de catalizadores de autos

El catalizador permite controlar los gases generados por un vehículo, a través de la filtración del humo que es emanado durante el proceso de combustión. Por tanto, los catalizadores son los responsables de reducir la contaminación debido a una transformación química a base del paladio, rodio y platino.

http://goo.gl/aowqct

Web:

Una enzima podría convertirse en la próxima terapia para dejar de fumar

Durante varios años, investigadores del Instituto de Investigación Scripps han intentado crear una enzima sintética capaz de degradar la nicotina. Sin embargo, estudios recientes han encontrado que la enzima $NicA_2$ producida por *Pseudomonas putida* está de forma natural en el suelo de las plantaciones de tabaco. Para la $NicA_2$ se ha determinado la cinética de reacción, la vida media y el potencial de toxicidad de los subproductos derivados del catabolismo de la nicotina.

http://goo.gl/ViwxWJ

Película:

Velocidad de reacción y equilibrio químico

La velocidad de reacción es la velocidad a la que se consume un reactivo o la velocidad con la que se forma un producto. Esta depende de la frecuencia del choque de moléculas, del factor energético y de la probabilidad que tienen las moléculas de colisionar entre sí. Estos factores dependen a su vez de la concentración y temperatura. Pues a altas temperaturas las moléculas se movilizan mucho más rápido con mayores probabilidades de choque.

https://youtu.be/E9OjtvhtD4s

EN CONTEXTO:

1. **Lee** la noticia y **contesta**:
   —¿Cuál es la función de los catalizadores en la actualidad en relación con el medioambiente?
2. **Lee** sobre la enzima del futuro.
   —¿Qué características presenta la nicotina de las hojas del tabaco y la nicotina que se encuentra en el suelo de las plantas de tabaco?
3. **Observa** el video propuesto y **contesta**:
   —¿Qué experimento propone el video? **Analiza** uno y **especifica** qué gases actúan y si la reacción es lenta o rápida.

5. CINÉTICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

5.1. Rapidez de reacción

Cinética química

Algunas reacciones químicas se producen en menos de 10^{-6} segundos, mientras que otras requieren días, años o son prácticamente imperceptibles.

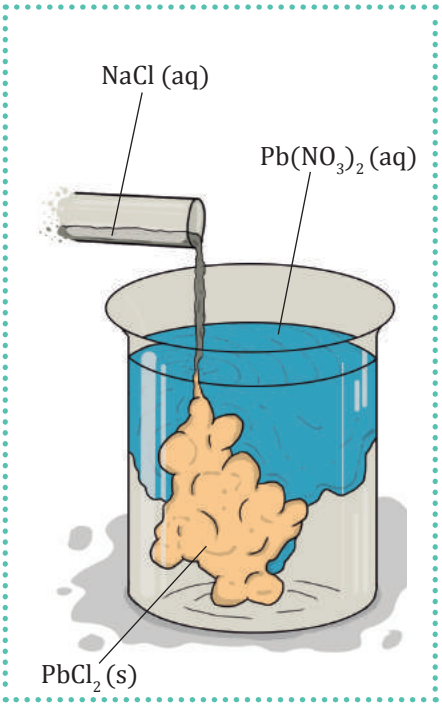
La parte de la química que trata los aspectos relacionados con la velocidad de las reacciones es la cinética química, y esta:

- Mide la velocidad de las reacciones.
- Investiga las etapas o fases a través de las cuales transcurre una reacción, es decir, el mecanismo de la reacción.
- Estudia los factores que pueden influir en dicha velocidad.

La velocidad de reacción expresa la rapidez con que se transforman las sustancias en una reacción química.

La velocidad de una reacción es la cantidad de un reactivo que desaparece por unidad de tiempo, o bien, a la cantidad de un producto que se forma por unidad de tiempo en dicha reacción.

La determinación de la velocidad de una reacción química es experimental.



Reacción casi instantánea

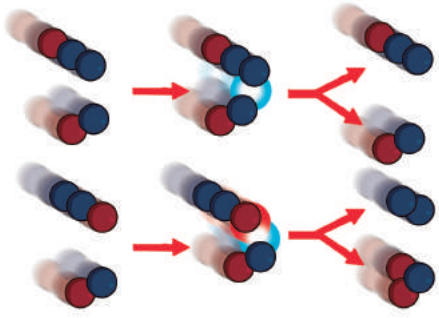
Teoría de las reacciones químicas

Para entender por qué hay reacciones lentas y rápidas y por qué ciertos factores son capaces de modificar la velocidad de las reacciones, conviene conocer qué sucede con las moléculas de las sustancias cuando reaccionan.

Teoría de las colisiones

Lewis y otros químicos propusieron esta teoría hacia 1920 basándose en la teoría cinético-molecular. Esta teoría afirma que una reacción química se produce como resultado del choque de dos o más moléculas. No todos los choques dan lugar a una reacción; solo son choques eficaces, es decir, solo producen los productos aquellos en los que:

- Las moléculas tienen la energía cinética suficiente para que se rompan algunos enlaces. A la energía mínima necesaria la denominamos *energía de activación*.
- Las moléculas chocan con la orientación adecuada. Si no es así, la reacción no se produce, aunque las moléculas tengan la energía de activación necesaria.



choque ineficaz

$N_2O + NO \rightarrow N_2O + NO$

choque eficaz

$N_2O + NO \rightarrow N_2 + NO_2$

Tipo de choques de partículas

Prohibida su reproducción

5.2. Ley de la rapidez

Teoría del estado de transición

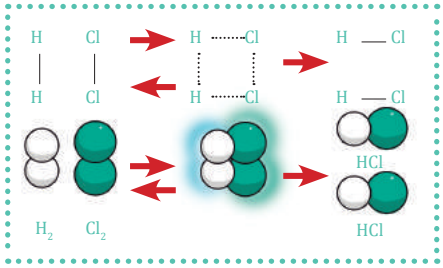
Constituye una modificación importante de la teoría de las colisiones y fue expuesta en 1935 por el químico H. Eyring.

Supone que las moléculas de los reactivos que chocan eficazmente quedan unidas momentáneamente y forman un compuesto intermedio llamado *complejo activado* o *complejo de transición*.

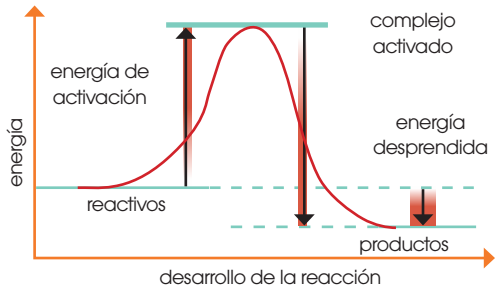
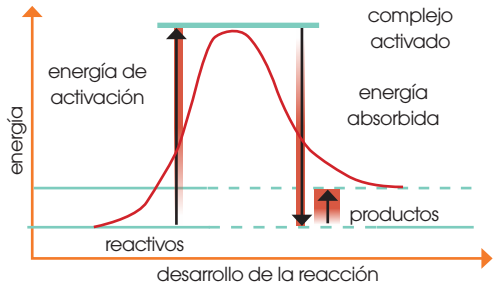
Este estado de transición está constituido por las moléculas reaccionantes que han roto parte de sus enlaces y están formando otros nuevos.

Debido a su elevada energía, es muy inestable y se descompone inmediatamente originando los productos o regenerando los reactivos.

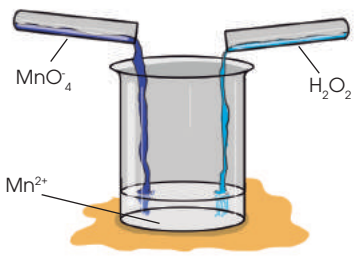
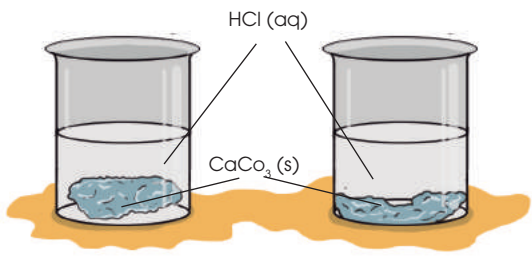
La energía de activación es la energía necesaria para formar el complejo activado. Es característica tanto de las reacciones endotérmicas como de las exotérmicas.



Proceso de formación del ácido clorhídrico

Reacción exotérmica	Reacción endotérmica
	

Existen varios factores capaces de variar la velocidad de una reacción. Para analizarlo, hay que diferenciar los sistemas homogéneos de los heterogéneos.

Sistema homogéneo	Sistema heterogéneo
La reacción se produce en todo el volumen de la mezcla.	La reacción solo se produce en las interfases.
	

Prohibida su reproducción

Velocidad de reacción

Algunas reacciones químicas suceden de forma casi instantánea a temperatura ambiente, mientras que otras suceden lentamente en las mismas condiciones.

Reacción rápida	Reacción lenta
La precipitación del cloruro de plata, al mezclar nitrato de plata y cloruro de sodio, se produce instantáneamente. $AgNO_3\,(aq) + NaCl\,(aq) \rightarrow AgCl\,(s) + NaNO_3\,(aq)$	La oxidación del hierro es una reacción lenta. $4\,Fe\,(s) + 3\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,Fe_2O_3\,(s)$

Así surge el concepto de *velocidad de reacción*.

La velocidad de reacción representa la rapidez con que tiene lugar la transformación química de unas sustancias, los reactivos; en otras distintas, los productos.

Velocidad media

Y TAMBIÉN: ¿?

A las concentraciones las solemos medir en moles por litro ($mol \times L^{-1}$) y los intervalos, en segundos (s). A la velocidad, por tanto, la mediremos en moles por litro segundo ($mol \times L^{-1} \times s^{-1}$).

En toda reacción, con el transcurso del tiempo, se consumen los reactivos a la vez que se forman los productos. Este hecho es la base para definir la magnitud *velocidad media de reacción* en las reacciones homogéneas entre gases o entre reactivos en disolución.

Supongamos la reacción teórica homogénea:

$$a\,A + b\,B \rightarrow c\,C + d\,D$$

La velocidad de esta reacción puede expresarse en función de la disminución de las concentraciones de los reactivos A y B, es decir, $-\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$ y $-\frac{\Delta[B]}{\Delta t}$ o del aumento de las concentraciones de los productos C y D en un intervalo, es decir, $\frac{\Delta[C]}{\Delta t}$ y $\frac{\Delta[D]}{\Delta t}$.

Para que todas las variaciones citadas sean equivalentes, debemos tener en cuenta lo siguiente:

Por cada **a** $mol \times L^{-1}$ de A que se consume, también desaparecen **b** $mol \times L^{-1}$ de B, mientras se producen **c** $mol \times L^{-1}$ de C y **d** $mol \times L^{-1}$ de D. Por ello, hay que dividir cada variación de concentración por su correspondiente coeficiente estequiométrico.

Como $[A]$ y $[B]$ disminuyen, sus variaciones son negativas, mientras que las variaciones de $[C]$ y $[D]$ son positivas. Por tanto, hay que colocar el signo menos (-) delante de las variaciones de los reactivos con objeto de que la expresión de la velocidad siempre sea un valor positivo.

$$V_{media}\ \text{de reacción} = -\frac{1}{a}\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b}\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c}\frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d}\frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

velocidad de disminución de los reactivos — velocidad de aumento de los productos

Prohibida su reproducción

Determinación de la velocidad media

La reacción entre el cloruro de yodo y el hidrógeno, en estado gaseoso, tiene lugar según la ecuación:

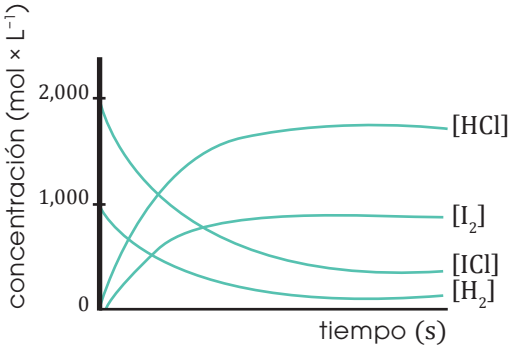
$$2\ ICl\ (g) + H_2\ (g) \rightarrow I_2\ (g) + 2\ HCl\ (g)$$

Su velocidad puede determinarse mediante cualquiera de las siguientes expresiones:

$$V_m = -\frac{\Delta[ICl]}{2\Delta t} = -\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[I_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[HCl]}{2\Delta t}$$

Ejemplo 1

Observa cómo varían las concentraciones de los reactivos y de los productos cuando la reacción se inicia con $2{,}000\ mol \times L^{-1}$ de ICl y $1{,}000\ mol \times L^{-1}$ de H_2 a 230 °C.



Tiempo (s)	[ICl] (mol × L⁻¹)	[H_2] (mol × L⁻¹)	Velocidad (mol × L⁻¹ × s⁻¹)
0	2,000	1,000	0,326
1	1,348	0,674	0,148
2	1,052	0,526	0,090
3	0,872	0,436	0,062
4	0,748	0,374	0,046
5	0,656	0,328	0,035
6	0,586	0,293	0,028
7	0,530	0,265	0,023
8	0,484	0,242	0,020
9	0,444	0,222	0,016
10	0,412	0,206	

La tabla muestra las valores obtenidos experimentalmente. La velocidad de la reacción en función de la disminución de la concentración de hidrógeno se obtiene restando dos concentraciones de H_2 y dividiendo por el intervalo correspondiente.

A partir de los datos de la tabla, calculemos la velocidad media de la reacción

$2\ ICl\ (g) + H_2\ (g) \rightarrow I_2\ (g) + 2\ HCl\ (g)$ entre $t = 5$ s y $t = 6$ s y entre $t = 6$ s y $t = 10$ s.

- Determinemos el valor de la velocidad media a partir de la variación de la concentración de H_2 en cada intervalo mediante la expresión:

$$V_m = \frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = -\frac{[H_2] - [H_2]_0}{\Delta t}$$

- Para el intervalo comprendido entre $t = 5$ s y $t = 6$ s, la velocidad media es:

$$V_m = -\frac{(0{,}293 - 0{,}328)\ mol \times L^{-1}}{(6 - 5)\ s} = 0{,}035\ mol \times L^{-1} \times s^{-1}$$

- Para el intervalo entre $t = 6$ s y $t = 10$ s, obtenemos la siguiente velocidad media:

$$V_m = -\frac{(0{,}206 - 0{,}293)\ mol \times L^{-1}}{(10 - 6)\ s} = 0{,}021\ mol \times L^{-1} \times s^{-1}$$

De los datos expuestos deducimos estas conclusiones:

- La velocidad media de reacción no es constante, sino que varía según el intervalo elegido.
- Para intervalos de tiempo iguales, la velocidad media es proporcionalmente elevada al comienzo de la reacción y va disminuyendo gradualmente hasta llegar a ser nula cuando la reacción se completa.

Prohibida su reproducción

Velocidad instantánea

Es la velocidad de reacción en un momento determinado.

A esta la calculamos determinando la velocidad media en un intervalo tan pequeño como queramos.

Para una reacción teórica tipo, a la velocidad instantánea la expresamos mediante cualquiera de estas formas:

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

$$V = -\lim_{\Delta t \to 0} \frac{\Delta[A]}{a\,\Delta t} = -\lim_{\Delta t \to 0} \frac{\Delta[B]}{b\,\Delta t} = \lim_{\Delta t \to 0} \frac{\Delta[C]}{c\,\Delta t} = \lim_{\Delta t \to 0} \frac{\Delta[D]}{d\,\Delta t}$$

$$V = -\frac{1}{a}\frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b}\frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c}\frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d}\frac{d[D]}{dt}$$

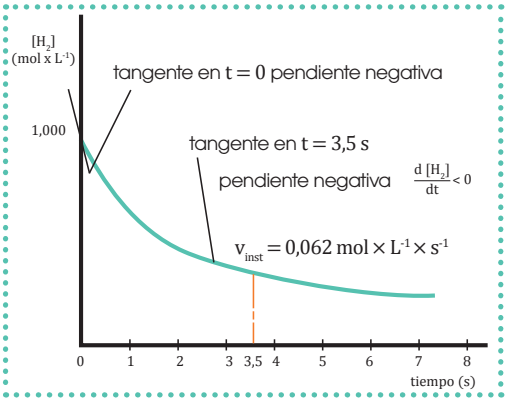
A la velocidad instantánea la expresamos mediante la derivada de la concentración con respecto al tiempo de un reactivo o de un producto, dividida por su correspondiente coeficiente estequiométrico y convertida en una cantidad positiva.

Observa la curva que muestra la variación de $[H_2]$ con el tiempo para la reacción:

$$2\,ICl\,(g) + H_2\,(g) \rightarrow I_2\,(g) + 2\,HCl\,(g)$$

Si trazamos las tangentes en los instantes $t = 0$ s y $t = 3{,}5$ s observamos que, en ambos casos, la pendiente es negativa.

Podemos considerar la velocidad instantánea en $t = 3{,}5$ s como la velocidad media entre $t = 3$ s y $t = 4$ s, es decir, $v = 0{,}062\ mol \times L^{-1} \times s^{-1}$ (tabla del ejemplo 1).



Variación de la concentración de H_2 con el tiempo

Y TAMBIÉN: ¿?

Teniendo en cuenta el significado geométrico de la derivada de una función, podemos determinar la velocidad instantánea a partir de la curva que representa la variación de la concentración de un reactivo o de un producto a lo largo del tiempo.

La pendiente de la recta tangente a dicha curva en un punto es el valor de la velocidad instantánea en el instante correspondiente.

Actividades

1. Dadas las reacciones siguientes:
   a. $I^-\,(aq) + ClO^-\,(aq) \rightarrow Cl^-\,(aq) + IO^-\,(aq)$
   b. $3\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,O_3\,(g)$
   c. $4\,NH_3\,(g) + 5\,O_2\,(g) \rightarrow 4\,NO\,(g) + 6\,H_2O\,(g)$

   Escribe las expresiones de la velocidad media de reacción en función de la disminución de la concentración de los reactivos y de la formación de los productos.

2. Dada la reacción:

   $$2\,ICl\,(g) + H_2\,(g) \rightarrow I_2\,(g) + 2\,HCl\,(g)$$

   a. **Calcula** la velocidad media de la reacción entre $t = 0$ s y $t = 4$ s, y entre $t = 4$ s y $t = 8$ s, utilizando los datos de variación de la concentración del hidrógeno, $H_2\,(g)$, de la tabla del ejemplo 1.
   b. **Comenta** las conclusiones que pueden deducirse.

3. Mediante los datos de la variación de la concentración de ICl (g), que aparecen en la tabla del ejemplo 1, **calcula** el valor de $-\frac{\Delta[ICl]}{\Delta t}$ para la misma reacción del ejercicio anterior y para los mismos intervalos. **Señala** la conclusión que deducimos comparando los resultados con los del ejercicio anterior e **indica** cómo debemos expresar la velocidad media de esta reacción en función de [ICl].

4. Dada la reacción $2\,HI\,(g) \rightarrow H_2\,(g) + I_2\,(g)$, sabemos que, a cierta temperatura y en un intervalo de 100 s, la concentración de yoduro de hidrógeno disminuyó en $0{,}50\ mol \times L^{-1}$. **Calcula** la velocidad de descomposición del HI (g) en $mol \times L^{-1} \times s^{-1}$ y la velocidad de formación de H_2 en el mismo intervalo.

Prohibida su reproducción

Ecuación de velocidad

La velocidad de las reacciones homogéneas se centra en el análisis de la relación que existe entre la velocidad y las concentraciones de las sustancias que reaccionan a una temperatura dada. Esta relación presenta distintas formas, por ejemplo:

$$2\ N_2O_5\ (g) \rightarrow 4\ NO_2\ (g) + O_2\ (g)$$

Comprobamos experimentalmente que existe una proporcionalidad directa entre la concentración inicial de N_2O_5 (g), que denominaremos $[N_2O_5]_0$, y la velocidad inicial de la reacción. Así, cuando $[N_2O_5]_0 = 0{,}08\ mol \times L^{-1}$, la velocidad de reacción es el doble que cuando $[N_2O_5]_0 = 0{,}04\ mol \times L^{-1}$.

La velocidad inicial esta dada por:

$$\text{velocidad inicial} = k\ [N_2O_5]_0$$

Una vez conocida la concentración inicial de N_2O_5 (g) y su velocidad inicial, podemos deducir el valor de la constante *k*, que es la pendiente de dicha recta. Así, si $[N_2O_5]_0 = 0{,}069\ mol \times L^{-1}$ y $v = 3{,}6 \times 10^{-4}\ mol \times L^{-1} \times s^{-1}$:

$$k = \frac{\text{velocidad inicial}}{[N_2O_5]_0} = \frac{3{,}6 \times 10^{-4}\ mol \times L^{-1} \times s^{-1}}{0{,}069\ mol \times L^{-1}} = 5{,}2 \times 10^{-3}\ s^{-1}$$

Este valor de la constante *k* nos permite deducir cualquier velocidad inicial de esta reacción, a la misma temperatura, para cualquier concentración inicial.

Determinemos cuál es la velocidad cuando la concentración es de $0{,}9\ mol\ L^{-1}$.

$$v = k \times [N_2O_5]_0$$
$$v = (5{,}2 \times 10^{-3}\ s^{-1}) \times (0{,}9\ mol \times L^{-1})$$
$$v = 4{,}68 \times 10^{-3}\ mol \times L^{-1} \times s^{-1}$$

Calculemos cuál es la concentración inicial si la velocidad es de $6{,}24 \times 10^{-4}\ mol \times L^{-1} \times s^{-1}$.

$$[N_2O_5]_0 = \frac{v}{k}$$
$$[N_2O_5]_0 = \frac{6{,}24 \times 10^{-4}\ mol \times L^{-1} \times s^{-1}}{5{,}2 \times 10^{-3}\ s^{-1}}$$
$$[N_2O_5]_0 = 0{,}12\ mol \times L^{-1}$$

$$2\ N_2O_5\ (g) \rightarrow 4\ NO_2\ (g) + O_2\ (g)$$

Para la reacción de descomposición del N_2O_5 (g), podemos calcular la velocidad de reacción en el momento en que $[N_2O_5]$ vale $0{,}010\ mol \times L^{-1}$, utilizando la expresión obtenida para la velocidad inicial y manteniendo el mismo valor de *k*. Es decir:

$$\text{velocidad instantánea de reacción} = k\ [N_2O_5]$$

En la expresión anterior, $[N_2O_5]$ representa la concentración de este reactivo en cualquier momento de la reacción.

Por tanto:

$$v = 5{,}2 \times 10^{-3}\ s^{-1} \times 0{,}010\ mol \times L^{-1} = 5{,}2 \times 10^{-5}\ mol \times L^{-1} \times s^{-1}$$

Como vemos, este valor es menor que la velocidad inicial cuando $[N_2O_5]_0 = 0{,}069\ mol \times L^{-1}$.

Prohibida su reproducción

En general, para una reacción del tipo:

$$a\,A + b\,B + ... \rightarrow c\,C + d\,D + ...$$

La velocidad de reacción en cualquier momento viene dada por una ecuación o ley de velocidad.

La ecuación de velocidad o ley de velocidad relaciona la velocidad instantánea de una reacción en un momento dado con las concentraciones de los reactivos presentes en ese momento.

Y TAMBIÉN: ¿?

La constante *k* que figura en la ecuación de velocidad es la constante de velocidad, característica de cada reacción. Su valor depende de la temperatura a la que esta se lleva a cabo, pero es independiente de las concentraciones de los reactivos. Sus unidades dependen de la propia ecuación de velocidad.

$v = k\,[A]^x\,[B]^y\,...$ donde

- v = velocidad instantánea de la reacción
- k = constante de velocidad
- $[A]$, $[B]$... = concentraciones molares de los reactivos en un instante dado
- x, y... = exponentes calculados de forma experimental u órdenes parciales de reacción

Orden de la reacción

Los exponentes que aparecen en las concentraciones de la ecuación de velocidad nos permiten clasificar las reacciones desde el punto de vista cinético.

El orden de una reacción respecto de un reactivo es el exponente al que se eleva la concentración de este en la ecuación de velocidad.	El orden global de una reacción es la suma de los exponentes a los que están elevadas las concentraciones de los reactivos en la ecuación de velocidad.

Los órdenes se calculan mediante el método de las velocidades inciales. Para deducir el orden de reacción respecto de un reactivo, podemos seguir esta sencilla regla: si multiplicamos la concentración de un reactivo A por un factor f, y la velocidad de reacción aumenta en un factor f^x, la reacción tiene orden «x» respecto al reactivo A.

Por ejemplo, si al multiplicar la concentración [A] por 2, por 3 o por 4, la velocidad queda multiplicada, respectivamente, por 2^1, 3^1 o 4^1, la reacción es de orden 1 respecto al reactivo A.

Si al multiplicar la concentración [A] por 2, por 3 o por 4, la velocidad queda multiplicada, respectivamente, por 2^2, 3^2 o 4^2, la reacción es de orden 2 respecto al reactivo A.

En la siguiente tabla mostramos algunos casos particulares.

Reacción	Ecuación de velocidad	Orden respecto de los reactivos	Orden global
$2\,N_2O_5\,(g) \rightarrow 4\,NO_2\,(g) + O_2\,(g)$	$v = k\,[N_2O_5]$	Orden 1 respecto del N_2O_5	1
$2\,NO_2\,(g) \rightarrow 2\,NO\,(g) + O_2\,(g)$	$v = k\,[NO_2]^2$	Orden 2 respecto del NO_2	2
$H_2\,(g) + I_2\,(g) \rightarrow 2\,HI\,(g)$	$v = k\,[H_2]\,[I_2]$	Orden 1 respecto del H_2 y del I_2	2
$2\,NO_2\,(g) + F_2\,(g) \rightarrow 2\,NO_2F\,(g)$	$v = k\,[NO_2]\,[F_2]$	Orden 1 respecto del NO_2 y del F_2	2
$2\,NH_3\,(g) \rightarrow N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g)$	$v = k\,[NH_3]^0 = k$	Orden 0 respecto del NH_3	0

Prohibida su reproducción

Ejemplo 2

Supongamos una reacción hipotética $A\ (g) + B\ (g) \rightarrow 2\ C\ (g)$ cuya ecuación de velocidad es $v = k\ [A]\ [B]^2$.

a. Determinemos el orden de la reacción respecto de cada reactivo y el orden global.

b. Si las concentraciones iniciales son $[A] = 1{,}0\ mol \times L^{-1}$ y $[B] = 1{,}0\ mol \times L^{-1}$, deduzcamos cómo afectará a la velocidad de reacción duplicar la concentración inicial de uno de los reactivos, manteniendo constante la del otro.

- Orden respecto de $A = 1$ (exponente de $[A]$)
  Orden respecto de $B = 2$ (exponente de $[B]$)
  Orden global de la reacción $= 1 + 2 = 3$
- Sustituyendo en la ecuación de velocidad, tenemos:

  Para $[A] = 1{,}0\ mol \times L^{-1}$: $v_1 = k \times 1{,}0 \times 1{,}0^2 = k$

  Para $[A] = 2{,}0\ mol \times L^{-1}$: $v_2 = k \times 2{,}0 \times 1{,}0^2 = 2\ k$

  Para $[B] = 1{,}0\ mol \times L^{-1}$: $v'_1 = k \times 1{,}0 \times 1{,}0^2 = k$

  Para $[B] = 2{,}0\ mol \times L^{-1}$: $v'_2 = k \times 1{,}0 \times 2{,}0^2 = 4\ k$

Cuando duplicamos $[A]$ manteniendo constante $[B]$, la velocidad se duplica, ya que $v_2 = 2\ v_1$. En general, si una reacción es de orden 1 respecto de un reactivo A, al multiplicar $[A]$ por un factor f, la velocidad queda multiplicada por este mismo factor.

Cuando duplicamos $[B]$ manteniendo constante $[A]$, la velocidad se cuadruplica, ya que $v'_2 = 4\ v'_1$. En general, si una reacción es de orden 2 respecto de un reactivo B, al multiplicar $[B]$ por un factor f, la velocidad queda multiplicada por f^2.

Actividades

5. **Deduce** cuál es el orden respecto de cada reactivo y el orden global de la reacción en cada uno de los casos siguientes:

   a. $3\ NO\ (g) \rightarrow N_2O\ (g) + NO_2\ (g)$ $\qquad v = k\ [NO]^2$

   b. $H_2O_2\ (aq) + 3\ I^-\ (aq) + 2\ H^+\ (aq) \rightarrow 2\ H_2O\ (l) + I_3^-\ (aq)$ $\qquad v = k\ [H_2O_2]\ [I^-]$

   c. $2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ NO_2\ (g)$ $\qquad v = k\ [NO]^2\ [O_2]$

6. La reacción $2\ A + B \rightarrow C$ es de orden 1 respecto a A y de orden 2 respecto a B, y la constante de velocidad vale $5{,}1 \times 10^{-3}\ mol^{-2} \times L^2 \times s^{-1}$ a cierta temperatura.

   Calcula la velocidad de reacción cuando las concentraciones de A y B son, respectivamente, 0,01 M y 0,02 M.

7. Cierta reacción es de orden 0 respecto al reactivo A y de orden 2 respecto al reactivo B. **Indica** cómo se modificaría la velocidad de reacción si se duplicaran las concentraciones de A y B.

8. Se ha comprobado que la reacción de descomposición del dióxido de nitrógeno gas es de orden 2 y que la constante de velocidad, k, a cierta temperatura, vale $0{,}673\ mol^{-1} \times L \times s^{-1}$. **Calcula** la velocidad de la reacción $2\ NO_2\ (g) \rightarrow 2\ NO\ (g) + O_2\ (g)$, a la misma temperatura, cuando $[NO_2] = 0{,}075$ M.

9. Se ha comprobado que la reacción $A + B \rightarrow C + D$ es de primer orden, tanto respecto a A como a B. Cuando $[A] = 0{,}2\ mol \times L^{-1}$ y $[B] = 0{,}8\ mol \times L^{-1}$, la velocidad de reacción es $5{,}6 \times 10^{-3}\ mol \times L^{-1} \times s^{-1}$. **Calcula** el valor de la constante de velocidad y la velocidad de la reacción cuando $[A] = 0{,}2\ mol \times L^{-1}$ y $[B] = 0{,}2\ mol \times L^{-1}$.

10. La reacción $A\ (g) + B\ (g) \rightarrow C\ (g)$ tiene una ecuación de velocidad cuya expresión es $v = k\ [A]\ [B]$. **Calcula** cuánto aumentará o disminuirá la velocidad de reacción si se redujera a la mitad el volumen ocupado por los gases A y B.

Prohibida su reproducción

Y TAMBIÉN: ¿?

La ecuación de Arrhenius tiene forma exponencial por lo que un pequeño aumento de T produce un elevado incremento de *k* y, por tanto, de la velocidad de reacción.

Factores que influyen en la velocidad de reacción

La ecuación de velocidad de una reacción depende de la temperatura a la que ocurre y de las concentraciones de las sustancias que reaccionan. Además de estos dos factores, hay otros que influyen directamente en la velocidad de reacción, como son la naturaleza, el estado y el grado de división de los reactivos y la presencia de catalizadores.

Temperatura de reacción

En los laboratorios químicos acudimos con frecuencia a distintos sistemas de calefacción para llevar a cabo muchas reacciones.

El motivo principal es que, la elevación de la temperatura produce un importante aumento de la velocidad de reacción.

Así, un aumento de 10 °C multiplica la velocidad entre 1,5 y 4 veces.

En 1889, el químico sueco Svante Arrhenius, propuso una expresión matemática, llamada *ecuación de Arrhenius*, que muestra la influencia de la temperatura sobre la constante de velocidad, *k*, de la que depende la velocidad.



La reacción de un clavo de hierro con ácido clorhídrico 2 M es lenta, pero puede suceder rápidamente si se calienta el recipiente a la llama del mechero de gas.

$$k = Ae^{\frac{-E_a}{RT}}$$

Donde:

A = factor que tiene en cuenta la frecuencia de las colisiones en la reacción, cuyas unidades son las de la constante *k*.

e = número e, igual a 2,718 281 2..., base de los logaritmos neperianos

E_a = energía de activación ($kJ \times mol^{-1}$)

R = constante de los gases = $8{,}31\ J \times K^{-1} \times mol^{-1} = 0{,}082\ atm \times L \times K^{-1} \times mol^{-1}$

T = temperatura absoluta (K)

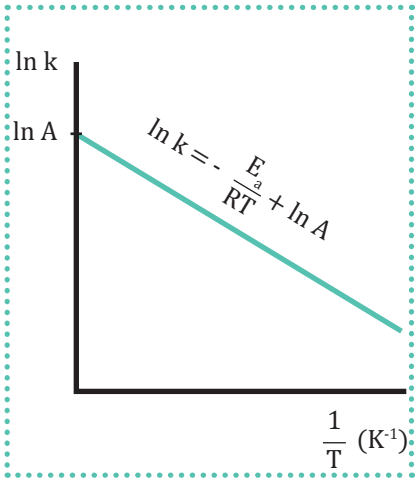
De aquí podemos deducir que la constante de velocidad es:

- Directamente proporcional a la frecuencia de los choques.
- Mayor, cuanto menor es el valor de la energía de activación.
- Aumenta con la temperatura absoluta.

Tomando logaritmos en la ecuación de Arrhenius, obtenemos:

$$\ln k = -\frac{E_a}{R} \times \frac{1}{T} + \ln A \quad \text{igualdad del tipo} \quad y = mx + b$$

Al representar gráficamente $\ln k$ en función de $\frac{1}{T}$ obtenemos una recta de ordenada, $\ln A$, en el origen y de pendiente $\frac{-E_a}{R}$ (fig. 3).



Dependencia de la temperatura respecto a la constante k

La ecuación de Arrhenius resulta útil para el cálculo de *k* en reacciones muy simples, como las que suceden entre átomos o moléculas diatómicas. Pero para moléculas más complejas, no basta con tener en cuenta la frecuencia de las colisiones, ya que la orientación con las que estas se producen es también un factor determinante para la reacción.

Prohibida su reproducción

Concentración de los reactivos

Para una reacción del tipo: $a\ A + b\ B \rightarrow c\ C + d\ D$, a la ecuación o ley de velocidad la expresamos de la forma general:

$$v = k\ [A]^x\ [B]^y$$

En las reacciones homogéneas, un aumento de la concentración de los reactivos favorece la velocidad de reacción. Esto se debe a que el aumento del número de partículas por unidad de volumen produce un aumento del número de colisiones entre las partículas, que es la primera condición para que las sustancias reaccionen.

Naturaleza, estado físico y grado de división

Si unas sustancias reaccionan más rápidamente que otras es por la propia naturaleza química de las sustancias. Así, en condiciones semejantes:

- Un metal como el sodio, con baja energía de ionización y gran poder reductor, tiende a oxidarse más rápidamente que el oro, un metal noble, con más alta energía de ionización y menor poder reductor.
- Las sustancias cuyos átomos se unen mediante enlaces covalentes de gran energía reaccionan más lentamente que las sustancias iónicas. La ruptura de los enlaces de estas sustancias iónicas, imprescindible para la reacción, requiere menor energía.

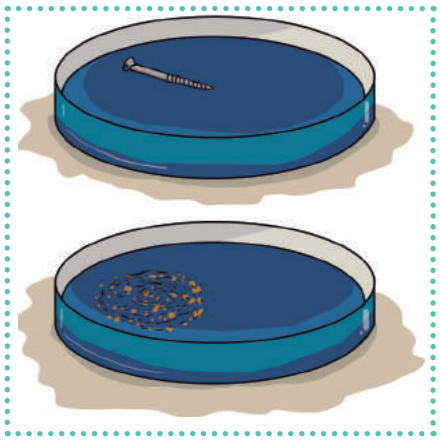
El estado físico de una sustancia también influye en la velocidad de reacción pues:

- Las reacciones homogéneas entre gases o entre sustancias disueltas suceden generalmente con mayor rapidez que las sustancias en estado sólido. En el primer caso es mayor el número de choques entre las moléculas, lo que favorece la velocidad de reacción.
- El vapor de gasolina se quema instantáneamente y de forma explosiva, mientras que el líquido se quema con menor rapidez.
- El grado de división de los sólidos influye también de modo decisivo: cuanto más aumenta la superficie efectiva de contacto entre ellos, mayor es la probabilidad de que tenga lugar el choque de moléculas, ya que la reacción solo sucede en dicha superficie.
- Dos sólidos iónicos, como el nitrato de plomo (II) y el cloruro de potasio, pueden estar en contacto durante tiempo indefinido sin experimentar reacción apreciable.

  Sin embargo, si mezclamos las disoluciones de las dos sustancias, reaccionan casi instantáneamente produciendo un precipitado amarillo de cloruro de plomo (II).
- En las minas de carbón, las plantas químicas, los almacenes de madera y los depósitos de grano, pueden producirse accidentes debidos a la combustión explosiva de las finas partículas de sólidos acumuladas en el ambiente.

Y TAMBIÉN: ¿?

- Energía de ionización es la energía involucrada en el proceso por el que un átomo neutro de un elemento X, en estado gas, cede un electrón de su nivel externo y se convierte en ion monopositivo X+, también en estado gaseoso.
- La oxidación es el proceso de cesión de electrones; y la reducción, el de ganancia de electrones.
- La sustancia que se oxida provoca la reducción del otro reactivo, por lo que recibe el nombre de *reductor*. La sustancia que se reduce provoca la oxidación del otro reactivo, por lo que recibe el nombre de *oxidante*.



Un trozo de hierro es atacado por el ácido clorhídrico 2 M con menor rapidez que las limaduras de hierro.

Prohibida su reproducción

Ejemplo 3

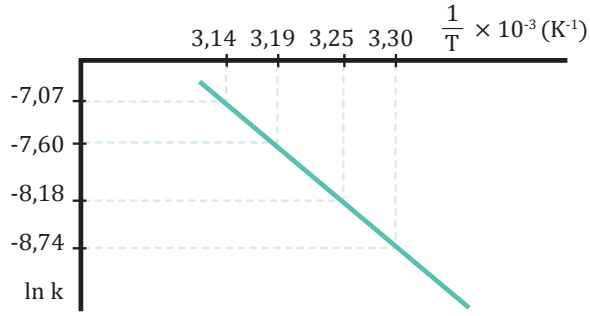
Para cierta reacción de segundo orden se han medido los valores de la constante k, en $L \times mol^{-1} \times s^{-1}$, a distintas temperaturas: $1,6 \times 10^{-4}$ a 30 °C; $2,8 \times 10^{-4}$ a 35 °C; $5,0 \times 10^{-4}$ a 40 °C; y $8,5 \times 10^{-4}$ a 45 °C.

A partir de los datos obtenidos, representemos la gráfica ln k en función de $\frac{1}{T}$ y calculemos la energía de activación.

Expresemos la temperatura en kelvins y calculemos $\frac{1}{T}$ y ln K.

T (K)	303	308	313	318
$\frac{1}{T}$ (K^{-1})	$3,30 \times 10^{-3}$	$3,25 \times 10^{-3}$	$3,19 \times 10^{-3}$	$3,14 \times 10^{-3}$
k	$1,6 \times 10^{-4}$	$2,8 \times 10^{-4}$	$5,0 \times 10^{-4}$	$8,5 \times 10^{-4}$
ln k	−8,74	−8,18	−7,60	−7,07

Representemos los datos obtenidos:



Calculemos la pendiente de la recta tomando dos parejas de valores de la tabla anterior:

$$m = \frac{\Delta (\ln k)}{\Delta \left(\frac{1}{T}\right)} = \frac{(\ln k)_2 - (\ln k)_1}{\left(\frac{1}{T_2}\right) - \left(\frac{1}{T_1}\right)} = \frac{-8,74 - (-7,07)}{(3,30 - 3,14) \times 10^{-3}}$$

$$m = -1,04 \times 10^4$$

$$m = \frac{-E_a}{R} \Rightarrow E_a = -m \times R = -(-1,04 \times 10^4 K)$$

$$E_a = -(-1,04 \times 10^4 K) \times 8,31 \times 10^{-3} kJ \times mol^{-1} \times K^{-1}$$

$$E_a = 86,4 kJ \times mol^{-1}$$

La energía de activación es de $86,4 kJ \times mol^{-1}$.

Para cierta reacción de segundo orden, el valor de la constante de velocidad, k, vale $0,91 \times 10^{-3} L \times mol^{-1} \times s^{-1}$ a 37 °C.

Calculemos el valor de la constante para la misma reacción a la temperatura de 35 °C, sabiendo que la energía de activación vale $108 kJ \times mol^{-1}$.

Datos: $T_1 = 35 °C = 308 K$

$T_2 = 37 °C = 310 K$

$k_{37°} = 0,91 \times 10^{-3} L \times mol^{-1} \times s^{-1}$

$E_a = 108 kJ \times mol^{-1}$

Apliquemos la ecuación de Arrhenius en forma logarítmica a las dos temperaturas dadas:

$$\ln k_{35°} = -\frac{E_a}{RT_1} + \ln A \qquad \ln k_{37°} = -\frac{E_a}{RT_2} + \ln A$$

Restando las dos expresiones miembro a miembro, obtenemos:

$$\ln k_{35°} - \ln k_{37°} = -\frac{E_a}{RT_1} + \frac{E_a}{RT_2}$$

$$\ln \frac{k_{35°}}{k_{37°}} = -\frac{E_a}{R} \times \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right) = \frac{E_a}{R} \times \frac{T_1 - T_2}{T_1 T_2}$$

Sustituyamos los datos conocidos:

$$\ln \frac{k_{35°}}{k_{37°}} = -\frac{108 \cancel{kJ} \times \cancel{mol}^{-1}}{8,31 \times 10^{-3} \cancel{kJ} \times \cancel{mol}^{-1} \times \cancel{K}^{-1}} \times \frac{(308 - 310) \cancel{K}}{308 \cancel{K} \times 310 \cancel{K}}$$

$$\ln \frac{k_{35°}}{k_{37°}} = -0,272$$

$$\frac{k_{35°}}{k_{37°}} = 0,762$$

$$k_{35°} = k_{37°} \times 0,762 = 0,91 \times 10^{-3} L \times mol^{-1} \times s^{-1} \times 0,762$$

$$k_{35°} = 6,93 \times 10^{-4} L \times mol^{-1} \times s^{-1}$$

La constante de velocidad a 35 °C es:

$$6,93 \times 10^{-4} L \times mol^{-1} \times s^{-1}$$

Actividades

11. La reacción 1 tiene una energía de activación de $30 kJ \times mol^{-1}$, la reacción 2 de $120 kJ \times mol^{-1}$, y la reacción 3 de $85 kJ \times mol^{-1}$. **Deduce**, mediante la ecuación de Arrhenius, qué reacción tiene mayor velocidad y cuál tiene menos.

12. Sabemos que, para cierta reacción, el factor de frecuencia A vale $1,0 \times 10^{14} s^{-1}$ y la energía de activación, Ea, es $83,6 kJ \times mol^{-1}$. **Calcula** el valor de la constante k a 27 °C y a 37 °C. **Indica** cómo variará la velocidad.

13. Para una reacción, la constante de velocidad vale $0,28 \times 10^{-3} L \times mol^{-1} \times s^{-1}$ a 25 °C. **Calcula** su valor a 50 °C si la energía de activación es de $89 kJ \times mol^{-1}$.

Prohibida su reproducción

5.3. Catálisis

Catalizadores

La presencia de unas sustancias denominadas *catalizadores* influye en la velocidad de reacción.

Un catalizador es una sustancia que, al estar presente en una reacción química, produce una variación de su velocidad sin ser consumida durante el transcurso de aquella.

Aunque los catalizadores participan de algún modo en reacciones intermedias, finalmente quedan inalterados, por lo que no constan como reactivos ni como productos en la ecuación estequiométrica.

Los catalizadores proporcionan un camino alternativo para que la reacción requiera menor energía de activación que en el proceso ordinario.

Los catalizadores pueden ser positivos o negativos.

- Los catalizadores positivos son los que aumentan la velocidad de reacción.

  Por ejemplo, la reacción de descomposición térmica del clorato de potasio es muy lenta, pero se produce con rapidez si añadimos como catalizador un poco de dióxido de manganeso, que al final se recupera sin ninguna alteración.

$$2KClO_3\,(s) \xrightarrow{MnO_2} 2\,KCl\,(s) + 3\,O_2\,(g)$$

  Al gran desprendimiento de oxígeno lo podemos comprobar al introducir en el tubo de ensayo una astilla encendida: observamos que la llama se aviva rápidamente (figura).

- Los catalizadores negativos o inhibidores son los que disminuyen la velocidad de reacción. Son de gran interés en la industria alimentaria, en la que se usan como aditivos para retardar o impedir las reacciones que pueden alterar ciertos alimentos.

  El catalizador no cambia las variables termodinámicas de la reacción como ΔH^0 o ΔG^0; solo disminuye el valor de la energía de activación, E_a.

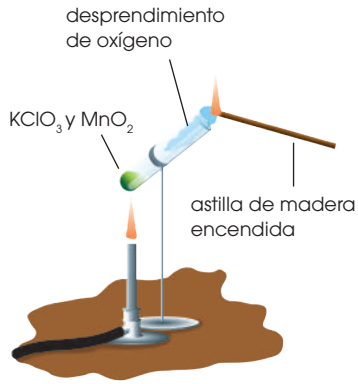
Y TAMBIÉN: ¿?

Basándonos en la ecuación de Arrhenius para una misma temperatura y para unas concentraciones constantes, si la energía de activación disminuye, la velocidad de la reacción aumenta.

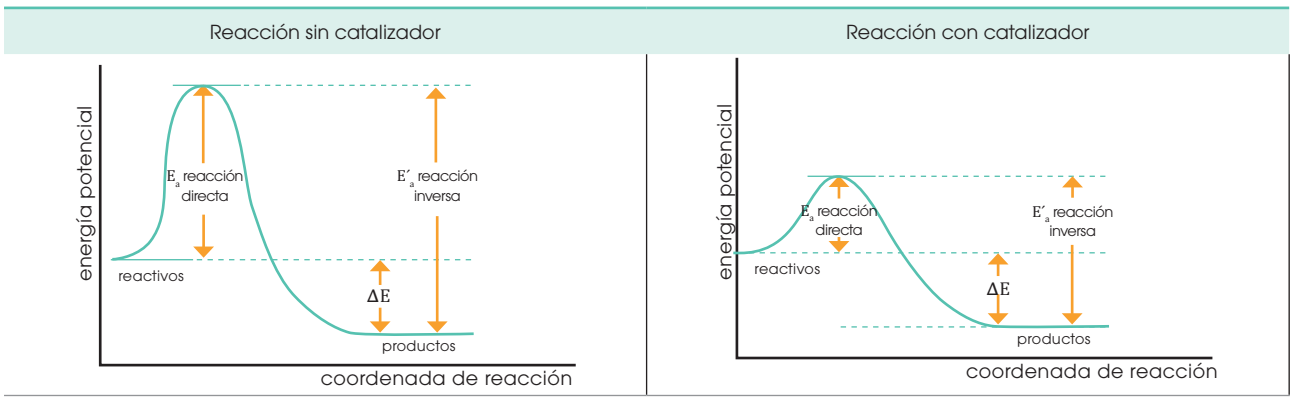
$$k = Ae^{\frac{-E_a}{RT}}$$

Si E_a disminuye
⇓
k aumenta
⇓
v aumenta

La nueva constante de velocidad, k_c, se denomina constante de velocidad catalítica.



Reacción de descomposición térmica del clorato de potasio

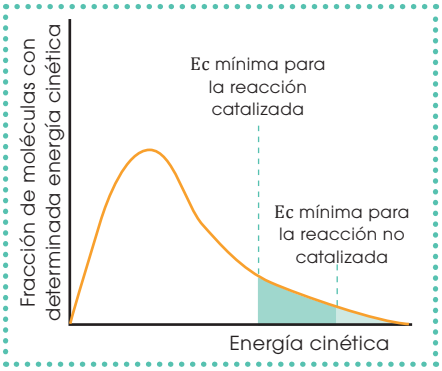


En las reacciones catalizadas, al aumentar el número de moléculas con energía cinética igual o superior a E_a, aumenta la velocidad de reacción.

Prohibida su reproducción

El valor de la energía de activación disminuye por la acción del catalizador y con ello aumenta el número de moléculas capaces de reaccionar.

Los catalizadores actúan de tres formas importantes en las reacciones químicas: la catálisis homogénea, la heterogénea y la enzimática.



Distribución de energía cinética de un conjunto de moléculas

Catálisis homogénea

A un catalizador lo denominamos *homogéneo* si está en la misma fase que los reactivos. En las reacciones entre gases, el catalizador homogéneo es un gas y, en las reacciones entre líquidos, puede ser otro líquido o un sólido disuelto. Por ejemplo:

Hidrólisis de ésteres

La hidrólisis de los ésteres, que produce un ácido y un alcohol, es una reacción lenta que se acelera con la presencia de un ácido fuerte como catalizador.

$$CH_3\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}\!-\!O\!-\!CH_2CH_3\,(aq) + H_2O\,(l) \xrightarrow{H^+} CH_3\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}\!-\!OH\,(aq) + CH_3CH_2OH\,(aq)$$

Descomposición del peróxido de hidrógeno

La descomposición del peróxido de hidrógeno, H_2O_2, es muy rápida si añadimos una pequeña cantidad de bromo, mientras que a temperatura ambiente, en ausencia de catalizador, la descomposición del H_2O_2 puede ser inapreciable.

$$2\,H_2O_2\,(l) \xrightarrow{Br_2} 2\,H_2O\,(l) + O_2\,(g)$$

Una industria catalítica: la obtención de ácido nítrico

El ácido nítrico, HNO_3, es usado industrialmente en la preparación de fertilizantes, productos farmacéuticos, explosivos, colorantes, etc.

Es un líquido incoloro que se prepara en la industria mediante el método de Ostwald, cuyas etapas fundamentales son la oxidación catalítica del amoníaco, la oxidación del NO a NO_2 y la reacción con el agua.

- **Oxidación catalítica del amoníaco**: Una mezcla de NH_3 y O_2, gases previamente calentados, se introduce en el horno de contacto, donde los gases circulan a través de una malla de aleación de platino y rodio, la cual actúa como catalizador.

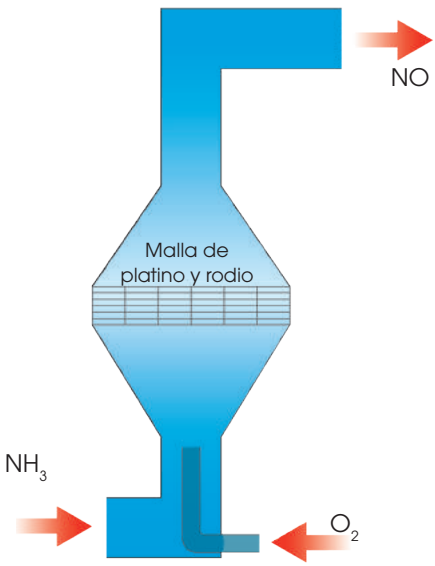
$$4\,NH_3\,(g) + 5\,O_2\,(g) \longrightarrow 4\,NO\,(g) + 6\,H_2O\,(g)$$

- **Oxidación del NO a NO_2**: El monóxido de nitrógeno obtenido se enfría y reacciona con el oxígeno formando dióxido de nitrógeno.

$$2\,NO\,(g) + O_2\,(g) \longrightarrow 2\,NO_2\,(g)$$

- **Reacción con el agua**: Por reacción del $NO_2\,(g)$ con el agua obtenemos ácido nítrico diluido que, posteriormente, se concentra; el $NO\,(g)$ residual obtenido es reincorporado al proceso.

$$3\,NO_2\,(g) + H_2O\,(g) \longrightarrow 2\,HNO_3\,(aq) + NO\,(g)$$



La obtención de ácido nítrico

Prohibida su reproducción

Catálisis heterogénea

Un catalizador es heterogéneo o de contacto si no está en la misma fase que los reactivos; suelen ser sólidos y actúan en reacciones entre gases o entre líquidos, y son muy utilizados en la industria química. Veamos algunos ejemplos:

Síntesis del trióxido de azufre	Síntesis del amoníaco
En la síntesis del trióxido de azufre, SO_3, por el método de contacto, como paso previo a la producción de ácido sulfúrico, empleamos pentaóxido de vanadio finamente dividido. $2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \xrightarrow{V_2O_5\ (s)} 2\ SO_3\ (g)$	La síntesis del amoníaco, NH_3 se lleva a cabo en el *proceso* a temperatura y presión elevadas, en presencia de hierro finamente dividido como catalizador. $N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \xrightarrow{Fe\ (s)} 2\ NH_3\ (g)$
Hidrogenación de las grasas	**Convertidor catalítico**
La hidrogenación de las grasas es un importante proceso realizado en la industria de la alimentación. Consiste en la adición de $H_2\ (g)$ a los aceites vegetales insaturados, con enlaces C=C o C; C, en presencia de pequeñas cantidades de níquel que añadimos al aceite, a temperatura y presión elevadas.	A través del convertidor catalítico de los automóviles pasan los gases de escape de la combustión (NO, CO e hidrocarburos), y se transforman en sustancias no contaminantes (CO_2, $H_2O\ (l)$ y N_2). El catalizador más utilizado es el llamado *de tres vías* y es una mezcla de varios metales nobles, platino y rodio, entre otros.

Los catalizadores heterogéneos alcanzan su mayor eficacia cuando ofrecen una gran superficie de contacto. Esto se da porque el catalizador debe su acción a la capacidad para adsorber superficialmente las moléculas de los reactivos, lo que produce la rotura de los enlaces de estos o, al menos, su debilitamiento. Una vez formadas las moléculas de los productos, tiene lugar la desorción, es decir, su separación de la superficie del catalizador.

Catálisis enzimática

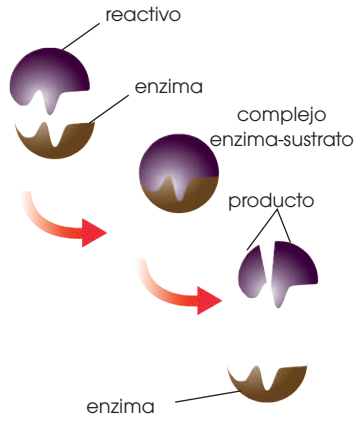
Los enzimas son proteínas cuya función es catalizar reacciones bioquímicas específicas en el metabolismo de los seres vivos. Estos catalizadores biológicos se caracterizan por su eficacia y su especificidad.

- **Gran eficacia**: Pueden multiplicar la velocidad de reacción entre 10^6 y 10^{12} veces.
- **Gran especificidad**: Cada enzima cataliza una reacción bioquímica determinada.

Muchas industrias están basadas en la acción enzimática. La fermentación de los hidratos de carbono para obtener vino, cerveza y otras bebidas alcohólicas, y la fabricación del queso son ejemplos muy conocidos de ellas.

Y TAMBIÉN: ¿?

La molécula de la enzima posee uno o más centros activos que son como ranuras dentadas en las que la molécula de un reactivo determinado o sustrato encaja, se activa y reacciona.



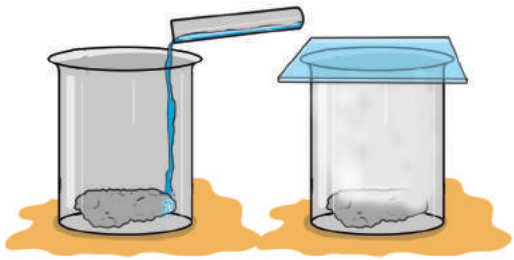
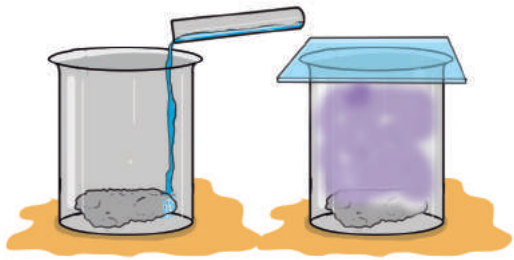
Actividades

14. **Dibuja** un diagrama de energía potencial para una reacción endotérmica sin catalizador y con él.
15. **Indica** el efecto que producen los catalizadores sobre la energía de activación. **Representa** un diagrama de energía potencial para una reacción exotérmica sin catalizador y con catalizador negativo.

Prohibida su reproducción

5.4. Equilibrio químico

Las reacciones que hemos estudiado hasta ahora se iniciaban con unos reactivos y finalizaban cuando alguno o todos los reactivos se consumían totalmente. Estas reacciones son completas o irreversibles. Sin embargo, no todas las reacciones son así. Veamos un ejemplo.

Mezclamos yodo e hidrógeno en un recipiente cerrado para obtener yoduro de hidrógeno según la siguiente reacción: $$I_2\,(g) + H_2\,(g) \longrightarrow 2\,HI\,(g)$$	Sin embargo, apenas se ha formado alguna cantidad de HI, comienza a producirse la reacción inversa y aparecen de nuevo los reactivos: $$2\,HI\,(g) \longrightarrow I_2\,(g) + H_2\,(g)$$
Reacción directa	**Reacción inversa**
El yodo y el hidrógeno reaccionan formándose yoduro de hidrógeno gas, incoloro. La velocidad disminuye gradualmente a medida que las concentraciones de los reactivos se hacen menores.	El yoduro de hidrógeno comienza a descomponerse formándose yodo, de color violeta, e hidrógeno. La velocidad de esta reacción aumenta conforme crece la concentración de yoduro de hidrógeno.
	

A las reacciones en las que los productos se reactivan para dar los reactivos las denominamos *reacciones incompletas o reversibles*. Así, a la reacción anterior la expresamos como:

$$H_2\,(g) + I_2\,(g) \rightleftarrows 2\,Hl\,(g)$$

Los reactivos se convierten en productos; y los productos, en reactivos. La pregunta que se nos plantea es: ¿cuándo termina este proceso?

Si observamos la reacción anterior, veremos que llega un momento en que el color de la mezcla se mantiene constante, pero no es ni el violeta inicial del yodo, ni transparente por el yoduro de hidrógeno, sino un color intermedio.

Llamamos *estado de equilibrio* de una reacción reversible al estado final del sistema en el que la velocidad de reacción directa es igual a la velocidad de reacción inversa y las concentraciones de las sustancias que intervienen permanecen constantes.

Es una situación dinámica en la que tienen lugar las reacciones directa e inversa continuamente y a la misma velocidad, de manera que las concentraciones permanecen constantes.

Y TAMBIÉN: ¿?

La doble flecha ⇆ que separa reactivos y productos indica que se trata de una reacción reversible.

Velocidad directa e inversa

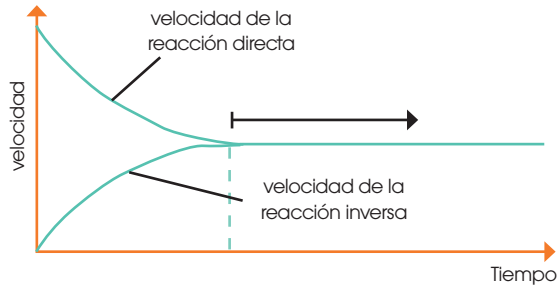
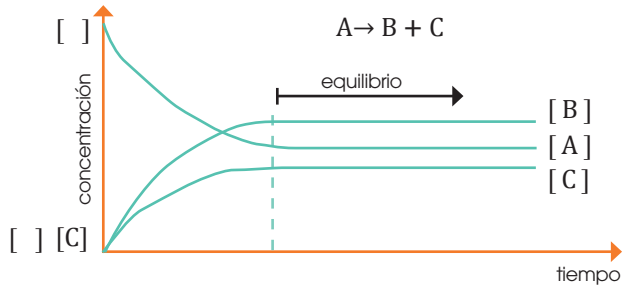
Cuando la reacción alcanza el equilibrio, la velocidad directa es igual a la inversa.

Si la mezcla de reacción está lejos de la composición de equilibrio, domina la velocidad directa o inversa dependiendo de si los que exceden del valor del equilibrio son los reactivos o los productos.

Prohibida su reproducción

Características del equilibrio

En la siguiente tabla aparecen las gráficas de una reacción reversible.

Velocidad-tiempo	Concentración-tiempo
	

En cualquier reacción reversible en que la reacción directa es exotérmica, la inversa es endotérmica, y viceversa.

La constante de equilibrio

Cuando una reacción alcanza el equilibrio, la velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa.

Por ejemplo, en la reacción anterior:

$$H_2\,(g) + I_2\,(g) \rightleftarrows 2HI\,(g) \qquad k_1 \times [H_2] \times [I_2] = k_2 \times [HI]^2$$

La igualdad de las velocidades puede escribirse del modo siguiente:

$$\frac{[HI]^2}{[H_2] \times [I_2]} = \frac{k_1}{k_2} = K_c$$

Hemos hallado la relación de concentraciones en el equilibrio a partir de las leyes de velocidad. Pero ¿qué ocurre si no conocemos las leyes de velocidad directa e inversa?

En este caso, hemos de tener en cuenta que las complicaciones de la reacción directa se cancelan con las de la reacción inversa, de manera que la relación de las concentraciones en el equilibrio es una constante que podemos escribir a partir de la ecuación ajustada.

En general, para una reacción reversible producida en un sistema homogéneo y cuya ecuación ajustada sea

$$a\,A\,(g) + b\,B\,(g) \rightleftarrows c\,C\,(g) + d\,D\,(g)$$

la constante de equilibrio K_c viene dada por la siguiente expresión, conocida con el nombre de *ley de acción de masas.*

$$K_c = \frac{[C]^c\,[D]^d}{[A]^a\,[B]^b}$$

[A], [B], [C], [D] = concentraciones molares en el equilibrio

a, b, c, d = coeficientes estequiométricos de la ecuación ajustada

Catalizadores y equilibrio

La presencia de un catalizador positivo logra que el equilibrio se alcance en menos tiempo que en su ausencia.

Sin embargo, esta adición no modifica el valor de la constante de equilibrio, por lo que el sistema no varía.

Los catalizadores facilitan llegar al equilibrio, pero no lo modifican.

Y TAMBIÉN: ¿?

En el equilibrio:

$$H_2\,(g) + Br_2\,(g) \rightleftarrows 2\,HBr\,(g)$$

a la expresión de la constante de equilibrio K_c la obtenemos sin necesidad de determinar previamente las leyes de velocidad:

$$K_c = \frac{[HBr]^2}{[H_2]\,[Br_2]}$$



Prohibida su reproducción

Si invertimos una ecuación química, invertimos también la constante de equilibrio:

$$H_2\,(g) + I_2\,(g) \rightleftarrows 2HI\,(g) \qquad K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2]\,[I_2]}$$

$$2HI\,(g) \rightleftarrows H_2\,(g) + I_2\,(g) \qquad K_c = \frac{[H_2] \times [I_2]}{[HI]^2}$$

El valor de K_c es independiente de las concentraciones iniciales y solo varía con la temperatura. Es característica de cada reacción a una temperatura dada. Por ejemplo, a 25 °C:

$$N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightleftarrows 2\,NH_3\,(g) \quad K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]\,[H_2]^3} = 3{,}6 \times 10^8 L^2 \times mol^{-2}$$

$$N_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftarrows 2\,NO\,(g) \quad K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2]\,[O_2]} = 4{,}5 \times 10^{-31}$$

$$CH_4 + Cl_2\,(g) \rightleftarrows CH_3Cl\,(g) + HCl\,(g) \quad K_c = \frac{[CH_3Cl]\,[HCl]}{[CH_4]\,[Cl_2]} = 1{,}2 \times 10^{18}$$

Y TAMBIÉN: ¿?

El valor de la constante de equilibrio depende del ajuste de la ecuación química.

$$H_2\,(g) + I_2\,(g) \rightleftarrows 2HI\,(g)$$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2]\,[I_2]}$$

$$4H_2\,(g) + 4I_2\,(g) \rightleftarrows 8HI\,(g)$$

$$K_c = \frac{[HI]^8}{[H_2] \times [I_2]^4}$$

Por ello, cuando damos el valor de la constante de equilibrio de una reacción química, debemos indicar cómo está ajustada.

Ejemplo 4

Un recipiente de 0,5 L contiene hidrógeno gas y oxígeno gas. Elevamos la temperatura y reaccionan dando vapor de agua. En el equilibrio están presentes 0,80 g de hidrógeno, 6,40 g de oxígeno y 2,16 g de vapor de agua. Hallemos el valor de la constante de equilibrio.

Datos: Volumen del recipiente = 0,5 L $\quad m(H_2) = 0{,}80\ g \quad m(O_2) = 6{,}40\ g \quad m(H_2O) = 2{,}16\ g$

Ecuación ajustada: $2\,H_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftarrows 2\,H_2O\,(g)$

Hallemos las masas molares y calculemos el número de moles de cada sustancia:

$$M(H_2) = 2\ g \times mol^{-1} \qquad M(O_2) = 32\ g \times mol^{-1} \qquad M(H_2O) = 18\ g \times mol^{-1}$$

$$n(H_2) = 0{,}80\,\cancel{g} \times \frac{1\ mol}{2\,\cancel{g}} = 0{,}40\ mol \qquad n(O_2) = 6{,}40\,\cancel{g} \times \frac{1\ mol}{32\,\cancel{g}} = 0{,}20\ mol \qquad n(H_2O) = 2{,}16\,\cancel{g} \times \frac{1\ mol}{18\,\cancel{g}} = 0{,}12\ g$$

A partir de los datos anteriores, determinemos las concentraciones en el equilibrio:

$$[H_2] = \frac{n\,[H_2]}{V} = \frac{0{,}40\ mol}{0{,}5\ L} = 0{,}80\ mol \times L^{-1} \qquad [O_2] = \frac{n\,[O_2]}{V} = \frac{0{,}20\ mol}{0{,}5\ L} = 0{,}40\ mol \times L^{-1}$$

$$[H_2O] = \frac{n\,[H_2O]}{V} = \frac{0{,}12\ mol}{0{,}5\ L} = 0{,}24\ mol \times L^{-1}$$

Escribamos la expresión de la constante de equilibrio y calculemos su valor a partir de los datos obtenidos:

$$[K_c] = \frac{[H_2O]^2}{[H_2]^2 \times [O_2]} = \frac{(0{,}24)^2 \times \cancel{mol^2} \times \cancel{L^{-2}}}{0{,}80^2\,\cancel{mol^2} \times \cancel{L^{-2}} \times 0{,}40\ mol \times L^{-1}} = 0{,}225\ mol^{-1} \times L$$

Actividades

16. **Expresa** la constante de equilibrio de los siguientes sistemas homogéneos:
    - $N_2O_4\,(g) \rightleftarrows 2\,NO_2\,(g)$
    - $2\,H_2O\,(g) + 2\,SO_2\,(g) \rightleftarrows 2\,H_2S\,(g) + 3\,O_2\,(g)$
    - $4\,NH_3\,(g) + 5\,O_2\,(g) \rightleftarrows 4\,NO\,(g) + 6\,H_2O\,(g)$
17. **Calcula** el valor de la constante de equilibrio para la siguiente síntesis a 1227 °C si las concentraciones en el equilibrio son las indicadas.

$$2\,SO_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftarrows 2\,SO_3\,(g)$$

$$[SO_2] = 0{,}344\ M;\ [O_2] = 0{,}172\ M;\ [SO_3] = 0{,}056\ M$$

18. El siguiente equilibrio se alcanzó a cierta temperatura:

$$PCl_5\,(g) \rightleftarrows PCl_3\,(g) + Cl_2\,(g)$$

$$K_c = 0{,}05\ mol \times L^{-1}$$

$$[PCl_5] = 0{,}80\ M;\ [PCl_3] = 0{,}20\ M$$

—**Averigua** la concentración molar de Cl_2.

Prohibida su reproducción

5.5. La constante de equilibrio K_p

Hasta ahora, hemos expresado la constante de equilibrio en función de las concentraciones molares de las sustancias en equilibrio, constante que hemos denominado K_C.

Ahora bien, cuando se trata de gases en equilibrio, es útil introducir una nueva constante que expresa cuantitativamente la ley de equilibrio en función de las presiones parciales de los gases de la mezcla.

Recuerda que:

La presión parcial de un gas en una mezcla de gases es la presión que ejercería este gas si ocupara él solo todo el volumen de la mezcla, a la misma temperatura.

A su valor lo podemos expresar a partir de la ley de los gases ideales o a partir de la ley de Dalton de las presiones parciales.

- A partir de la ley de los gases ideales, tenemos:

$$P_A V = n_A RT \Rightarrow P_A = \frac{n_A}{V} RT = [A]\, RT$$

donde
- P_A = presión parcial del gas A
- $[A]$ = concentración molar del gas A
- T = temperatura absoluta
- R = constante de los gases

La presión parcial de un gas es directamente proporcional a su concentración molar.

- A partir de la ley de Dalton de las presiones parciales, tenemos:

$$P_A = \frac{n_A}{V} RT;\ P_T = \frac{\Sigma n_i}{V} RT$$

donde
- n_A = moles de A presentes en la mezcla
- Σn_i = suma total de moles de todos los componentes
- P_T = presión total de la mezcla

Dividimos miembro a miembro ambas expresiones, obtenemos:

$$\frac{P_A}{P_T} = \frac{\frac{n_A RT}{V}}{\frac{\Sigma n_i\, RT}{V}} = \frac{n_A}{\Sigma n_i} = \chi_A \Rightarrow P_A = \chi_A \times P_T$$

donde
- n_A = moles de A presentes en la mezcla
- Σn_i = suma total de moles de todos los componentes
- P_T = presión total de la mezcla

La presión parcial de un gas es proporcional a su fracción molar.

Las presiones parciales de los gases de una mezcla son directamente proporcionales a sus concentraciones molares.

Podemos definir una nueva constante de equilibrio denominada K_p.

En general, para un sistema en equilibrio homogéneo entre gases

$$aA\,(g) + bB\,(g) \rightleftarrows cC\,(g) + dD\,(g)$$

A la constante de equilibrio en términos de las presiones parciales K_p la definimos del modo siguiente:

$$K_P = \frac{P_C^{\,c} \times P_D^{\,d}}{P_A^{\,a} \times P_B^{\,b}}$$

donde
- P_C, P_D, P_A, P_B = presiones parciales de los gases en el equilibrio
- c, d, a, b = coeficientes estequiométricos de la reacción reversible

Como sucede con K_C, el valor de K_p:

- Es característico de cada equilibrio, pero depende de los coeficientes estequiométricos de la ecuación.
- Varía con la temperatura.
- Es independiente de las cantidades iniciales de reactivos y productos.

Prohibida su reproducción

Relación entre las constantes K_C y K_p

Supongamos el sistema en equilibrio

$$aA\,(g) + bB\,(g) \rightleftarrows cC\,(g) + dD\,(g)$$

A las constantes K_C y K_P las expresamos, respectivamente, de la forma siguiente:

$$K_c = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b} \qquad K_P = \frac{P_c^{\,c} \times P_D^{\,d}}{P_A^{\,a} \times P_B^{\,b}}$$

Veamos la relación que existe entre ellas. Si consideramos cada uno de los gases A, B, C y D como ideales, se cumple que, a temperatura constante T, las presiones parciales correspondientes valen:

$$P_A = \frac{n_A}{V} RT = [A]^a RT \qquad P_B = \frac{n_B}{V} RT = [B]^b RT$$

$$P_C = \frac{n_C}{V} RT = [C]^c RT \qquad P_D = \frac{n_D}{V} RT = [D]^d RT$$

Si sustituimos estos valores en la expresión de K_P, obtenemos:

$$K_P = K_C\,(R\,T)^{-\Delta n}$$

En ambas expresiones, $\Delta n = (c + d) - (a + b)$, es decir, Δn es la diferencia entre la suma de los coeficientes estequiométricos de los productos y la de los reactivos en la ecuación ajustada.

En caso de que $\Delta n = 0$, entonces $K_C = K_P$.

Y TAMBIÉN: ¿?

Las constantes K_C y K_P son en realidad adimensionales, pues en una expresión más rigurosa de estas las concentraciones y presiones parciales son relativas, referidas a la concentración o la presión de la sustancia en estado estándar

Los valores de la concentración están dados en mol/L y de la presión en atmósferas omitiendo las unidades en el resultado y considerando Kc y Kp adimensionales,

El valor de Kp así obtenido es muy cercano al que actualmente consideraríamos estrictamente correcto, (que es el que se obtendría al sustituir los valores de la presión en bar) pues la diferencia entre los valores de 1 atm y 1 bar es muy pequeña (1 atm = 1,013 bar).

Ejemplo 5

En un recipiente de 2,0 L se mezcla una cierta cantidad de $N_2\,(g)$ y de $H_2\,(g)$ y se eleva la temperatura a 1000 K hasta que el sistema alcance el equilibrio:

$$N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightleftarrows 2\,NH_3\,(g)$$

A esta temperatura, el valor de K_C es $2{,}37 \times 10^{-3}\ L^2 \times mol^{-2}$. Calculemos el valor de K_p.

Datos: $V = 2{,}0$ L $\quad K_C = 2{,}37 \times 10^{-3}\ L^2 \times mol^{-2}$

La variación del número de moles es:

$$\Delta n = (c + d) - (a + b) = 2 - (1 + 3) = -2$$

Si empleamos el valor de $R = 0{,}082\ atm \times L \times mol^{-1} \times K^{-1}$, el valor de K_p vendrá expresado en atm^{-2}. En consecuencia:

$$K_P = K_C\,(RT)^{\Delta n} = 2{,}37 \times 10^{-3}\ \frac{\cancel{L}^2}{\cancel{mol}^2} \left(0{,}082\ \frac{atm \times \cancel{L}}{\cancel{mol}^2 \times \cancel{K}} \times 1\,000\ \cancel{K}\right)^{-2} = 3{,}52 \times 10^{-7}\ atm^{-2}$$

La constante de equilibrio K_p vale $3{,}52 \times 10^{-7}\ atm^{-2}$.

Prohibida su reproducción

5.6. Equilibrios heterogéneos

Si calentamos carbonato de calcio sólido en un recipiente abierto no se alcanza el equilibrio, ya que el dióxido de carbono, gas, escapa a la atmósfera (figura).

En cambio, si lo calentamos en un recipiente cerrado, se alcanza el estado de equilibrio entre el carbonato de calcio y los productos de su descomposición térmica, el óxido de calcio sólido y el dióxido de carbono gas:

$$CaCO_3\,(s) \rightleftarrows CaO\,(s) + CO_2\,(g)$$

Estas sustancias constituyen un sistema químico en equilibrio heterogéneo.

> Un sistema químico está en equilibrio heterogéneo cuando las sustancias presentes en él no están en la misma fase.

Para expresar las constantes K_c y K_p en este tipo de equilibrios, hay que tener en cuenta que en el transcurso de una reacción la concentración molar de los sólidos y de los líquidos, a una determinada temperatura, es constante, ya que solo depende de su densidad. Como esta es una magnitud intensiva, la concentración molar también lo es, por lo que no depende de la cantidad de sustancia que contiene.

De acuerdo con la ley de acción de masas, podemos escribir la constante de equilibrio en función de las concentraciones molares de este modo:

$$K'_c = \frac{[CaO]\,[CO_2]}{[CaCO_3]}$$

Las concentraciones de CaO y $CaCO_3$ son constantes, dado que son sólidos. Por ello, podemos definir una constante K_c más sencilla, asociando estas concentraciones a K'_c.

$$K_c = K'_c\,\frac{[CaCO_3]}{[CaO]} = [CO_2]$$

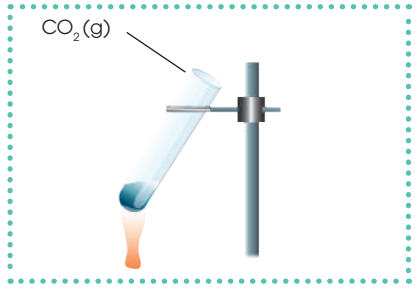
La expresión $K_c = [CO_2]$ quiere decir que el valor de K_c a una determinada temperatura no depende de las concentraciones de $CaCO_3$ ni de CaO, aunque estas sustancias han de estar presentes en alguna cantidad en el equilibrio.

De modo semejante, la constante de equilibrio K_p en función de las presiones parciales solo incluye la presión parcial del CO_2 y se expresa de este modo:

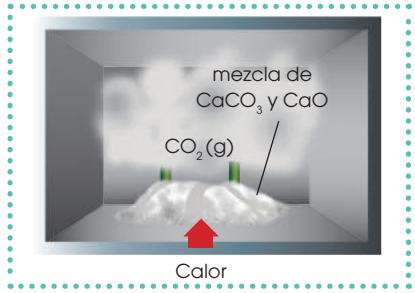
$$K_p = P_{CO_2}$$

Si medimos experimentalmente la presión parcial del CO_2 en el recipiente (figura), obtenemos el valor de K_p a la misma temperatura. Esta es independiente de las cantidades de $CaCO_3$ y de CaO presentes en el equilibrio.

Generalizando, para cualquier equilibrio heterogéneo, en las expresiones de las constantes K_c y K_p no se incluyen, respectivamente, las concentraciones molares ni las presiones parciales de las sustancias presentes como sólidos o como líquidos puros.



Sistema abierto



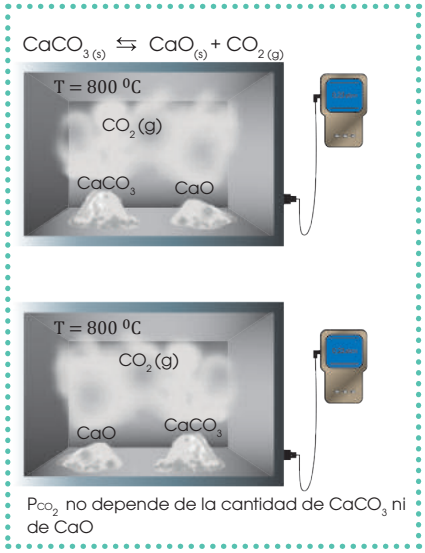
Sistema cerrado

Y TAMBIÉN: ¿?

La concentración del agua pura a 25 ^{0}C, a cuya temperatura la densidad es $1{,}0\ g \times mL^{-1}$, tiene el siguiente valor:

$$[H_2O] = \frac{1{,}0\ \cancel{g}}{\cancel{mL}} \times \frac{1000\ \cancel{mL}}{1L} \times \frac{1\ mol}{18{,}016\ \cancel{g}}$$

$$= 55{,}5\ mol \times L^{-1}$$



Representación de una ecuación reversible

Prohibida su reproducción

Ejemplo 6

Escribamos la constante de equilibrio K_C y K_p para las reacciones siguientes:

- $P_4\,(s) + 6\,Cl_2\,(g) \rightleftarrows 4\,PCl_3\,(l)$

$$K_C = \frac{1}{[Cl_2]^6} \qquad K_p = \frac{1}{P_{Cl_2}^{\,6}}$$

- $2\,PbS\,(s) + 3\,O_2\,(g) \rightleftarrows 2\,PbO\,(s) + 2\,SO_2\,(g)$

$$K_C = \frac{[SO_2]^2}{[O_2]^3} \qquad K_p = \frac{P_{SO_2}^{\,2}}{P_{O_2}^{\,3}}$$

Ejemplo 7

A 350 °C, la presión de la mezcla de reacción en equilibrio $CaCO_3\,(s) \rightleftarrows CaO\,(s) + CO_2\,(g)$ vale 0,105 atm. Calculemos los valores de K_C y K_p para esta reacción.

El dato del que disponemos es la presión parcial del CO_2. Por tanto, empezamos calculando la K_p:

$$K_p = P_{CO_2} = 0{,}105$$

De la ecuación $K_p = K_C\,(RT)^{\Delta n}$, deducimos:

$$K_C = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} = \frac{0{,}105}{(0{,}082 \times 623)^1} = 2{,}06 \times 10^{-3}$$

Ejemplo 8

El óxido de mercurio (II) contenido en un recipiente cerrado se descompone a 380 °C según la siguiente reacción:

$$2\,HgO\,(s) \rightleftarrows 2\,Hg\,(g) + O_2\,(g)$$

Sabiendo que a esta temperatura $K_p = 0{,}186$, calculemos la presión parcial de O_2 y de Hg en el equilibrio y la presión total.

Datos: $K_p = 0{,}186$

$$K_p = P_{Hg}^{\,2} \times P_{O_2}$$

Si llamamos *x* a la presión parcial del O_2, la presión parcial del Hg será *2 x*. Por tanto:

$$K_p = (2\,x)^2\,x = 4\,x^3$$

Despejemos x:

$$x = \sqrt[3]{\frac{K_p}{4}} = \sqrt[3]{\frac{0{,}186}{4}} = 0{,}36$$

Por tanto, tendremos:

$P_{O_2} = 0{,}36$ atm $\qquad P_{Hg} = 2 \times 0{,}36$ atm $= 0{,}72$ atm $\qquad P_T = (0{,}36 + 0{,}72)$atm $= 1{,}08$ atm

Actividades

19. **Escribe** las expresiones de las constantes K_C y K_p para los equilibrios:
    - $MgCO_3\,(s) \rightleftarrows MgO\,(s) + CO_2\,(g)$
    - $Cu\,(s) + Cl_2\,(g) \rightleftarrows CuCl_2\,(s)$
    - $CaCO_3\,(s) + H_2O\,(l) + CO_2\,(g) \rightleftarrows Ca(HCO_3)_2\,(s)$
    - $2\,HgO\,(s) \rightleftarrows 2\,Hg\,(l) + O_2\,(g)$
20. **Calcula** la concentración molar de:
    - H_2O cuando su densidad es 0,92 g × cm^{-3} a 0 °C.
    - Cu (s), cuya densidad es 8,94 g × cm^{-3} a 25 °C.
    - Metanol, CH_3OH (l), con densidad 0,793 g × cm^{-3} a 25 °C.
21. Se introdujo cierta cantidad de $NaHCO_3$ en un recipiente vacío. A 120 °C se estableció el equilibrio $2\,NaHCO_3(s) \rightleftarrows Na_2CO_3\,(s) + CO_2\,(g) + H_2O\,(g)$ cuando la presión en el recipiente era de 2,26 atm. **Calcula** las presiones parciales de CO_2 y H_2O en el equilibrio y los valores de K_p y K_C.
22. Dadas las reacciones reversibles siguientes y sus constantes K_p a 1000 °C:
    - $C\,(s) + CO_2\,(g) \rightleftarrows 2\,CO\,(g) \qquad K_p = 121{,}5$
    - $CO_2\,(g) + H_2\,(g) \rightleftarrows CO\,(g) + H_2O\,(g) \qquad K_p = 1{,}59$

    calcula el valor de K_p, a la misma temperatura, para la reacción $C\,(s) + H_2O\,(g) \rightleftarrows CO\,(g) + H_2\,(g)$.
23. A 700 °C, la presión total del sistema en equilibrio $C\,(s) + CO_2\,(g) \rightleftarrows 2\,CO\,(g)$ vale 4,50 atm y $K_p = 1{,}52$. **Calcula** las presiones parciales de CO_2 y CO en el equilibrio.
24. A 25 °C, la constante K_p es igual a 0,24 para el equilibrio $2\,ICl\,(s) \rightleftarrows I_2\,(s) + Cl_2\,(g)$. **Calcula** la presión del Cl_2 en el equilibrio si se colocaron inicialmente 2,0 moles de ICl en un recipiente cerrado. Si el volumen del recipiente era de un litro, **calcula** la concentración de cloro en el equilibrio.

Prohibida su reproducción

5.7. Equilibrios múltiples

Supongamos que tenemos reacciones consecutivas para formar productos.

$$A + B \rightleftarrows C + D$$
$$C + D \rightleftarrows E + F$$

Para obtener la reacción global y el equilibrio general analizamos las reacciones por separado y luego unificadas.

$$A + B \rightleftarrows C + D \qquad K_C' = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

$$C + D \rightleftarrows E + F \qquad K_C'' = \frac{[E][F]}{[C][D]}$$

Si sumamos las semirreacciones obtenemos el producto deseado.

$$A + B \rightleftarrows \cancel{C + D}$$
$$\cancel{C + D} \rightleftarrows E + F$$
$$\overline{A + B \rightleftarrows E + F}$$

Cuyo equilibrio es:

$$K_C = \frac{[E][F]}{[A][B]}$$

Otra manera de obtener este resultado es a partir de la multiplicación de las constantes de los equilibrios múltiples que obtengamos.

$$K_C = K_C' \times K_C'' \qquad K_C = \frac{\cancel{[C][D]}}{[A][B]} \times \frac{[E][F]}{[C][D]} \qquad K_C = \frac{[E][F]}{[A][B]}$$

Comprobados los dos métodos, con base en los requerimientos del ejercicio, podemos usar cualquiera de los dos métodos descritos.

Actividades

25. **Determina** la reacción global.

a. $H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^{-1}$ b. $H_2PO_4^{-1} \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{-2}$ c. $HPO_4^{-2} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{-3}$

26. **Determina** el valor de la constante de equilibrio si conocemos que el valor del equilibrio de la primera semirreacción es de $4{,}23 \times 10^{-8}$ y de la segunda semirreacción es de $2{,}67 \times 10^{-4}$.

Prohibida su reproducción

5.8. Principio de Le Chatelier

Un sistema en equilibrio se caracteriza por su temperatura, su presión y la concentración de reactivos y de productos. Pero ¿qué ocurrirá si variamos estas magnitudes? Lo que ocurre al variar las condiciones de un sistema en equilibrio fue descrito en 1888 por el químico francés H. L. Le Chatelier en su *principio de Le Chatelier*.

Una alteración externa de los factores (temperatura, presión o concentraciones) que intervienen en un equilibrio induce un reajuste del sistema para reducir el efecto de dicha alteración y establecer un nuevo estado de equilibrio.

Factor	Consecuencias	Ejemplo: $N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \underset{\text{endotérmica}}{\overset{\text{exotérmica}}{\rightleftharpoons}} 2\,NH_3\,(g)$ $\Delta H^0 = -92{,}22\ kJ$
Concentración	El valor de la constante de equilibrio no varía. Si aumenta la concentración en equilibrio de una sustancia, el sistema se desplaza en el sentido en que se consume dicha sustancia. Si disminuye la concentración en equilibrio de una sustancia, el sistema se desplaza en el sentido en que se produce dicha sustancia.	Si aumentamos la concentración de N_2, el sistema se desplazará hacia la derecha, para consumir el exceso de N_2. Si disminuimos su concentración, el sistema se desplazará hacia la izquierda, para producir el N_2 que falta.
Temperatura	Cambia el valor de la constante de equilibrio. Si aumenta la temperatura, el sistema se desplaza consumiendo calor; o sea, en el sentido de la reacción endotérmica. Si disminuye la temperatura, el sistema se desplaza desprendiendo calor; o sea, en el sentido de la reacción exotérmica.	Si elevamos la temperatura, el sistema se desplaza hacia la izquierda (reacción endotérmica). Si disminuimos la temperatura, el sistema se desplaza hacia la derecha (reacción exotérmica).
Presión	El valor de la constante de equilibrio no varía, pero sí las concentraciones porque varía el volumen. Afecta a equilibrios con gases en los que el número total de moles de gases en los reactivos es diferente del de los productos. Si aumenta la presión total de un sistema en equilibrio, este se desplaza hacia el miembro en el que hay menor número de moles de gas. Si disminuye la presión total de un sistema en equilibrio, este se desplaza hacia el miembro en el que hay mayor número de moles de gas.	Si aumentamos la presión, el sistema se desplaza hacia la derecha (dos moles de amoníaco). Si disminuimos la presión, el sistema se desplaza hacia la izquierda (un mol de nitrógeno y tres de hidrógeno).

EN GRUPO

Justifiquen cómo influirán los cambios propuestos en el siguiente sistema en equilibrio:

$N_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftarrows 2NO\,(g) \qquad \Delta H^0 = +179{,}4\ kJ$

a. Un aumento de la concentración de N_2
b. Un aumento de la concentración de NO
c. Un aumento de la temperatura
d. Una disminución de la presión

Queremos variar el siguiente equilibrio para aumentar la producción de amoniaco:

$N_2\,(g) + 3H_2\,(g) \rightleftarrows 2\,NH_3\,(g) \qquad \Delta H^0 = -99{,}22\ kJ$

Señalen las modificaciones que efectuarías en:

a. La concentración de las sustancias
b. La temperatura
c. La presión

Prohibida su reproducción

Experimento

TEMA:

Uso de catalizadores

INVESTIGAMOS:

Esta reacción, en reacciones normales, ocurre lentamente pero la podemos acelerar agregando un catalizador (sustancia que acelera las reacciones químicas). Entre los principales catalizadores tenemos la catalasa que la obtenemos de las papas y las manzanas. El agua oxigenada se utiliza para desinfectar heridas y decolorar el pelo.

OBJETIVO:

Describir cómo reacciona el agua oxigenada con la presencia de la papa.

MATERIALES:

- 2 vasos plásticos desechables
- 1 frasco de agua oxigenada de veinte volúmenes
- 1 papa cruda
- 1 cuchillo
- 1 tabla para picar
- 1 marcador permanente
- 1 cuchara plástica

PROCESOS:

1. **Usen** la tabla para picar y el cuchillo para quitarle la cáscara a una papa cruda.
2. **Corten** la papa en cubos de aproximadamente de 1 cm de lado.
3. Con el marcador permanente **marquen** uno de los vasos como «catalizado» y al otro como «no catalizado».
4. **Coloquen** en cada uno de los vasos desechables agua oxigenada. **Coloquen** el agua oxigenada en los vasos haciendo que se resbale por las paredes; recuerden que el agua oxigenada debe permanecer tapada la mayor parte del tiempo.
5. Con la cuchara de plástico **coloquen** en el vaso que dice «catalizado» diez cubos de papas cortadas.
6. **Observen** qué sucede en cada uno de los vasos. **Anoten** los cambios transcurridos por un período aproximado de cinco minutos.
7. **Mantengan** el vaso nombrado como «no catalizado» en observación por al menos veinte minutos.
8. **Respondan** las preguntas de laboratorio.

CUESTIONES:

9. ¿Qué es lo que provoca la papa cruda dentro del agua oxigenada?
10. ¿Cuál es la reacción que se está llevando a cabo?

Prohibida su reproducción

5 Resumen

1. Reacciones
2. Ecuación de velocidad
3. Equilibrio químico

La cinética de una ecuación representa la velocidad con la que ocurre una reacción. Donde los reactivos van a reaccionar y a medida que ocurra esto, sus concentraciones van a decrecer a medida que los productos se formen.

Por ello, decimos que las concentraciones de los reactivos decrecen en el tiempo, mientras que la de los productos crecen en el tiempo. Podemos representar:

$$V_{media}\ \text{de reacción} = -\frac{1}{a} \times \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \times \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \times \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \times \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

Velocidad de disminución de los reactivos

Velocidad de aumento de los productos

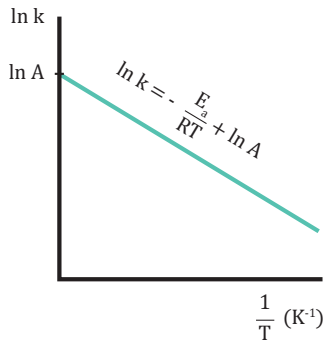
Dependiendo de la reacción, podemos obtener un determinado orden o patrón. Obteniendo la ecuación de la velocidad podemos representar esto:

$v = k\,[A]^x\,[B]^y \ldots$ donde

- v = velocidad instantánea de la reacción
- k = constante de velocidad
- [A], [B]... = concentraciones molares de los reactivos en un instante dado
- x, y... = exponentes calculados de forma experimental

También podemos asociar las reacciones con los cambios de temperatura. Existen dos tipos de reacciones, las endotérmicas (absorbe calor) y las exotérmicas (libera calor):

De igual manera, una ecuación puede ser caracterizada no solo por la velocidad sino también por la dependencia de la temperatura, es decir:



Los catalizadores pueden aumentar la velocidad de reacción sin influir con la misma.

Se dice que una ecuación es reversible cuando puede ir de izquierda a derecha o viceversa. Esto quiere decir que la velocidad de formación es igual a la velocidad de descomposición, es allí donde tenemos equilibrio químico.

Si los reactivos son acuosos tenemos equilibrio químico dado por K_c:

$$K_c = \frac{[C]^c\,[D]^d}{[A]^a\,[B]^b}$$ donde

- [A], [B], [C], [D] = concentraciones molares en el equilibrio
- a, b, c, d = coeficientes estequiométricos de la ecuación ajustada

Si los reactivos son gaseosos tenemos equilibrio químico dado por K_p:

$$K_p = \frac{P_C^{\,c} \times P_D^{\,d}}{P_A^{\,a} \times P_B^{\,b}}$$ donde

- P_C, P_D, P_A, P_B = presiones parciales de los gases en el equilibrio
- c, d, a, b = coeficientes estequiométricos de la reacción reversible

Prohibida su reproducción

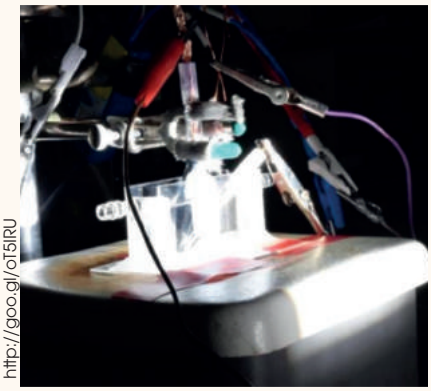
ZONA

NOTICIA

Nuevo catalizador, de gran eficiencia y bajo costo, para obtener hidrógeno

El hidrógeno puede convertirse en un combustible ideal para generar electricidad o para producir calor, teniendo como único subproducto el agua. Investigadores de la Universidad de Wisconsin-Madison están trabajando en un catalizador a base de fósforo, azufre y cobalto, que permiten obtener hidrógeno con la misma eficiencia que el catalizador de platino y alto rendimiento de catalización, a precios muchísimo más baratos. Este catalizador puede funcionar con energía proveniente de la luz solar.

(2015/09/16). Nuevo catalizador de gran eficiencia y bajo costo para obtener hidrógeno (adaptación). Amazings. *Extraído el 20 de septiembre de 2015 desde la página web: http://goo.gl/oT5IRU.*



http://goo.gl/oT5IRU

SOCIEDAD

Nuevos catalizadores con grafeno para obtener energía del hidrógeno



http://goo.gl/zHvhGF

Investigadores del Grupo de Química Organometálica y Catálisis Homogénea (QOMCAT) de la Universidad Jaume I en España, desarrollaron materiales a base de grafeno y compuestos organometálicos, capaces de catalizar reacciones para la conversión de energía en hidrógeno y su almacenamiento. Estos catalizadores son materiales híbridos, modulables y reciclables. Dicha tecnología permite la obtención de hidrógeno a partir de alcoholes y puede ser útil no solo en la construcción de catalizadores, sino también en el desarrollo de baterías o en el almacenamiento de otro tipo de energías.

(2015/08/27). Nuevos catalizadores con grafeno para obtener energía del hidrógeno (adaptación). Amazings. *Extraído el 20 de septiembre de 2015 de http://goo.gl/zHvhGF.*

SENTIDO CRÍTICO

Las siete hormonas que cambian los estados de ánimo a las mujeres



http://goo.gl/VPNEld

Los estrógenos, cortisol, progesterona, testosterona, oxitocina, DHEA y tiroideas son las siete hormonas que marcan el ritmo de una mujer desde la pubertad hasta la menopausia. Es importante estimular los genes que activan las glándulas de la hormonalidad para que las mujeres estén en armonía y mantengan un buen estado de ánimo. La alimentación desempeña un rol muy importante y cualquier desorden puede alterar la conducta debido a cambios en el cuerpo. Altos o bajos niveles de estas hormonas pueden causar nerviosismo, ansiedad, cansancio, baja autoestima, entre otros fenómenos.

(2015/08/23). Las siete hormonas que vuelven locas a las mujeres (adaptación). Infobae. *Extraído el 23 de septiembre de 2015 de http://goo.gl/UhBBgV.*

SI YO FUERA...

Ingeniero químico, desarrollaría catalizadores para aplicarlos a procesos industriales para no solamente mejorar la producción, sino también para disminuir las condiciones de operación de temperatura y presión. Y así, reducir la cantidad de emisiones de industrias hacia la atmósfera.



Prohibida su reproducción

Para finalizar

1. Razona si la siguiente afirmación es cierta o falsa:

   —Algunos factores aumentan la velocidad de reacción porque producen un aumento del número de choques o bien porque estos choques son más eficaces.

2. **Explica** la ley de Le Chatelier y **pon** un ejemplo de ella.

   —¿Qué factores influyen en un equilibrio químico?

3. **Justifica** si la siguiente reacción es exotérmica o endotérmica, e **indica** qué cantidad de calor se necesita para descomponer un mol de NO_2.

   $2NO_2\,(g) \rightarrow 2NO\,(g) + O_2\,(g)$

   $\Delta H^0 = +114{,}1\ kJ$

4. **Expresa** la constante de equilibrio para las siguientes reacciones e **indica** las unidades en que se mide:

   a. $4HCl\,(g) + O_2\,(g) \rightleftarrows 4Cl\,(g)\ 2H_2O\,(g)$

   b. $2CO_2\,(g) \rightleftarrows 2CO\,(g) + O_2\,(g)$

   c. $2H_2S\,(g) + 3O_2\,(g) \rightleftarrows 2H_2O\,(g) + 2SO_2\,(g)$

   d. $SO_2\,(g) + Cl_2\,(g) \rightleftarrows SO_2Cl_2\,(g)$

5. **Justifica** cuál será el efecto de las siguientes acciones sobre el equilibrio:

   $PCl_5\,(g) \rightleftarrows PCl_3\,(g) + Cl_2\,(g)$

   $\Delta H^0 = +92{,}5\ kJ$

   a. Añadir más Cl_2.

   b. Retirar algo de PCl_5.

   c. Aumentar la presión.

   d. Disminuir la temperatura en el equilibrio.

6. **Justifica** el efecto que producirán las siguientes acciones en el equilibrio:

   $H_2\,(g) + I_2\,(g) \rightleftarrows 2HI\,(g) \quad \Delta H^0 = -9{,}45\ kJ$

   a. Aumentar la concentración de H_2.

   b. Disminuir la concentración de HI.

   c. Disminuir la presión.

   d. Aumentar la temperatura.

7. En un recipiente de $5\ L$ se ha colocado nitrógeno e hidrógeno, a $500\ °C$, hasta alcanzar el siguiente equilibrio:

   $N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightleftarrows 2\,NH_3\,(g)$

   Si medimos la presencia de $84{,}28\ g$ de N_2, $4{,}20\ g$ de H_2 y $9{,}605\ g$ de NH_3, **calcula** el valor de K_c a la temperatura del experimento.

8. En un recipiente de $4\ L$ se encuentran en equilibrio a cierta temperatura $0{,}70$ moles de amoníaco, $0{,}33$ moles de hidrógeno y $0{,}46$ moles de nitrógeno. **Calcula** las concentraciones de estas sustancias y el valor de la constante K_c si la reacción es:

   $2NH_3\,(g) \rightleftarrows 3H_2\,(g) + N_2\,(g)$

9. A una temperatura determinada, tenemos el siguiente equilibrio:

   $2SO_3\,(g) \rightleftarrows 2SO_2\,(g) + O_2\,(g)$

   $K_c = 0{,}675\ mol \times L^{-1}$

   Averigua si las concentraciones siguientes están en equilibrio a la misma temperatura:

   $[SO_3] = 0{,}40\ M$

   $[SO_2] = 0{,}60\ M$

   $[O_2] = 0{,}30\ M$

10. En un recipiente de 2 L a 1 727 °C se encuentran en equilibrio 2,90 g de H_2, 5,038 g de CO_2, 1,539 g de H_2O y 239,4 g de CO. **Calcula** la constante del equilibrio dado por la ecuación:

$$H_2\,(g) + CO_2\,(g) \rightleftarrows H_2O\,(g) + CO\,(g)$$

11. En un recipiente de 1 L se ha introducido 1 mol de trióxido de azufre gas, SO_3, a cierta temperatura. Se establece el equilibrio de disociación y descubre que en el recipiente hay 0,60 moles de SO_2 (g). **Calcula** la constante de equilibrio para la reacción:

$$2SO_3\,(g) \rightleftarrows 2SO_2 + O_2\,(g)$$

12. Una vasija de reacción de 2 L contiene 3,00 g de hidrógeno y 48,0 g de oxígeno. Se calienta a cierta temperatura y se establece el equilibrio de síntesis del agua.

    Si se comprueba que en ese momento hay 6,12 g de agua, **calcula** el valor de la constante K_c para el equilibrio:

$$2H_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftarrows 2H_2O\,(g)$$

13. La reacción de formación

$$2NO + O_2 \rightleftarrows 2NO_2$$

    Tiene un K_c de $1{,}8 \times 10^6$ a 30°C. **Transforma** a K_p.

14. **Determina** el valor de K_c para las reacciones consecutivas de dos diferentes modos.

$$X + Y \rightleftarrows W \qquad K_c' = 1{,}8 \times 10^{-6}$$

$$W \rightleftarrows Z \quad K_c'' = 1{,}65 \times 10^{-10}$$

15. ¿Qué es la *cinética química*?

16. **Define** a la *energía de activación*.

17. ¿Qué es una *reacción endotérmica* y qué es una *reacción exotérmica*?

18. ¿Qué es *velocidad media* y qué es *velocidad instantánea*?

19. **Coloca** las velocidades de reacción en función de la disminución de reactivos o aumento de productos de las siguientes reacciones:

$$2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

$$4Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O$$

$$2K + 2HNO_3 \rightarrow 2KNO_3 + H_2$$

$$CuCl_2 + H_2S \rightarrow CuS + 2HCl$$

20. **Determina** el orden global de reacción de cada una de las leyes de velocidad:

Reacción (#)	Ley de la velocidad
1	v = k
2	v = k
3	v = k
4	v = k
5	v = k

21. ¿Qué es un *catalizador*? **Menciona** dos ventajas de los catalizadores.

22. **Escribe** la constante de equilibro K_c o K_p para las siguientes reacciones:

$$2N_2O \rightleftarrows 2NO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

$$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftarrows 2\,NH_{3(g)}$$

AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

- Trabajo personal

¿Cómo ha sido mi actitud frente al trabajo? | ¿He cumplido mis tareas? | ¿Qué aprendí en esta unidad temática?

- Trabajo en equipo

¿He compartido con mis compañeros o compañeras? | ¿He respetado las opiniones de los demás?

- **Escribe** la opinión de tu familia.

- **Pide** a tu profesor o profesora sugerencias para mejorar y **escríbelas**.

Prohibida su reproducción

6 Ácidos y bases



CONTENIDOS:

6. **Ácidos y bases**

6.1. Teorías de ácidos y bases

6.2. Propiedades ácido-base del agua

6.3. Valoración ácido-base

6.4. Indicadores ácido-base

Prohibida su reproducción

http://goo.gl/NqPBYD



Noticia:

Aquaoir, un vino con sabor a mar

Aquaoir es el resultado de sumergir un recipiente de vino en una masa de agua de mar, ya que estas proporcionan características únicas durante el proceso de envejecimiento del vino. Entre los factores que afectan a la fermentación del vino están la temperatura, presión, humedad, movimiento, luz y oxígeno.

http://goo.gl/3khJWf

Web:

Gilbert Newton Lewis

Químico estadounidense, impulsor de la química del siglo XX. Nació en Weymouth en 1875 y falleció en Berkeley en 1946. Lewis realizó numerosas investigaciones; sin embargo, su fama se debe a su teoría de los enlaces químicos y a su definición de *ácidos* y *bases*. Así, en 1916, Lewis estableció la teoría de enlaces químicos o enlaces covalentes generados entre elementos no metálicos que tienen cuatro o más electrones de valencia, pero menos de ocho.

http://goo.gl/I1IwUS

Película:

Valoración ácido-base

¿Cómo realizar una valoración de un ácido fuerte con una base fuerte en el laboratorio? En este video se presenta paso a paso cómo realizar una valoración de ácido clorhídrico (HCl) con hidróxido de sodio Na (OH). El indicador que se emplea es fenolftaleína, la cual es incolora en solución ácida y se torna de color rojo en una disolución básica. El punto de equivalencia se alcanza cuando el número de moles del Na (OH) iguala al número de moles de HCl.

https://goo.gl/PqjHGk

EN CONTEXTO:

1. **Lee** la noticia y **contesta**:
   —¿Qué reacción presentan los vinos al vertirlos en el agua del mar?
2. **Lee** sobre la enzima del futuro.
   —¿Cuáles fueron los descubrimientos de Newton Lewis para la química?
3. **Observa** el video propuesto y **contesta**:
   —¿Cómo se realiza una valoración de un ácido fuerte con una base en el laboratorio?

Prohibida su reproducción

6. ÁCIDOS Y BASES

Desde la Antigüedad cococemos sustancias químicas cuyas propiedades tienen mucho interés y gran aplicación práctica: los ácidos y las bases.

6.1. Teorías de ácidos y bases

Desde finales del siglo XVIII, se intentó relacionar las propiedades experimentales de ácidos y bases y su composición química.

En 1787, el francés A. L. Lavoisier (1743-1794) defendió que el oxígeno es un elemento imprescindible en la composición de los ácidos. En 1810, el inglés H. Davy (1778-1829) aseguró que el hidrógeno es el componente fundamental de los ácidos.

Poco después, se comprobó que las bases tenían propiedades aparentemente contrarias a las de los ácidos.

Se formularon las grandes teorías acerca de la naturaleza y el comportamiento de los ácidos y las bases; estas son las teorías de Arrhenius, de Brönsted-Lowry y de Lewis. Nosotros desarrollaremos la de Arrhenius y, especialmente, la teoría de Brönsted-Lowry.

Teoría de Arrhenius

En 1884, el químico sueco S. Arrhenius (1859-1927) presentó su teoría de la disociación iónica, según la cual, muchas sustancias en disolución acuosa experimentan una ruptura o disociación en iones positivos y negativos. Así, las sales se disocian de esta forma:



Esta disociación iónica, o disociación electrolítica, justifica la conductividad eléctrica de las disoluciones acuosas de muchas sustancias denominadas *electrolitos*.

En su teoría, Arrhenius formuló las siguientes definiciones para los ácidos y las bases:

Ácido es toda sustancia que en disolución acuosa se disocia con formación de iones hidrógeno (protones), H^+.

Base es toda sustancia que en disolución acuosa se disocia con formación de iones hidroxilo (u oxidrilo), OH^-.

Y TAMBIÉN: ¿?

Electrolitos y no electrolitos

Los electrolitos son las sustancias que, disueltas en agua, producen disoluciones conductoras de la electricidad, debido a la presencia de iones en la disolución.

Los no electrolitos son las sustancias que no poseen esta propiedad. Por ejemplo, el etanol, C_2H_5OH.

A los electrolitos los podemos clasificar como:

- Electrolitos iónicos: Son aquellos que, en estado sólido, están constituidos por iones. Por ejemplo:

  $Na^+Cl^-\ (s) \xrightarrow{H_2O} Na^+\ (aq) + Cl^-\ (aq)$

- Electrolitos moleculares: Son los que, estando formados por moléculas, no disponen de iones, pero los forman en disolución acuosa; decimos de ellos que se ionizan. Por ejemplo:

  $HCl\ (aq) + H_2O\ (l) \rightarrow H_3O^+\ (aq) + Cl^-\ (aq)$

- Electrolitos fuertes: Son aquellos que se ionizan prácticamente en su totalidad. Por ejemplo:

  $Ba\ (OH)_2\ (aq) \rightarrow Ba^{2+}\ (aq) + 2\ OH^-\ (aq)$

- Electrolitos débiles: Son los que se ionizan solo parcialmente. Por ejemplo:

  $CH_3COOH\ (aq) + H_2O\ (l) \rightarrow H_3O^+\ (aq) + CH_3COO^-\ (aq)$

Prohibida su reproducción

Ácidos	Bases
Esta definición incluye los hidrácidos y los oxoácidos: HBr, H_2S, HNO_3, H_3PO_4...	Esta definición incluye las sustancias denominadas *hidróxidos*: KOH, $Mg(OH)_2$, $Fe(OH)_3$...
$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$ $\quad H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2H^+ + SO_4^{2-}$	$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$ $\quad Ca(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + 2\,OH^-$
En general:	En general:
$HA \xrightarrow{H_2O} H^+ + A^-$	$BOH \xrightarrow{H_2O} B^+ + OH^-$

La reacción de neutralización tiene lugar cuando un ácido reacciona completamente con una base y se produce una sal y agua:

$$HCl\,(aq) + NaOH\,(aq) \rightarrow NaCl\,(aq) + H_2O\,(l)$$

$$H_2SO_4\,(aq) + 2\,KOH\,(aq) \rightarrow K_2SO_4\,(aq) + 2\,H_2O\,(l)$$

En general:

$$HA\,(aq) + BOH\,(aq) \rightarrow BA\,(aq) + H_2O\,(l)$$

En realidad, el ácido, la base y la sal están disociados en la disolución acuosa, por lo que podemos escribir esta reacción eliminando de ella los llamados *iones espectadores*:

$$H^+\,(aq) + A^-\,(aq) + B^+\,(aq) + OH^-\,(aq) \rightarrow \cancel{B^+\,(aq)} + \cancel{A^-\,(aq)} + H_2O\,(l)$$

De donde deducimos:

$$H^+\,(aq) + OH^-\,(aq) \rightarrow H_2O\,(l)$$

La reacción de neutralización consiste en la combinación del ion H^+, procedente del ácido, con el ion OH^-, procedente de la base, para producir H_2O no disociada.

La teoría de Arrhenius, aunque constituyó un indudable avance, tiene importantes limitaciones, ya que reduce excesivamente los conceptos de *ácido* y *base*.

Y TAMBIÉN: ¿?



http://goo.gl/iJxBIW

Muchas de las sustancias que empleamos en la vida diaria deben su utilidad a sus propiedades ácidas o básicas.

Actividades

1. De acuerdo con la formulación de Arrhenius, **escribe** la ecuación ajustada de la disociación iónica de las siguientes sustancias en disolución acuosa:
   a. ácido yodhídrico
   b. ácido sulfhídrico
   c. hidróxido de potasio
   d. ácido fosfórico
   e. sulfuro de calcio
   f. nitrato de bario

2. **Completa** y **ajusta** las siguientes reacciones de neutralización:
   a. $HI + NaOH \rightarrow ...$
   b. $HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow ...$
   c. $H_2CO_3 + Sr(OH)_2 \rightarrow ...$
   d. $H_3PO_4 + Ba(OH)_2 \rightarrow ...$

3. Cada una de las siguientes sales procede de la reacción de neutralización entre un ácido y una base. **Indica** cuáles son ácidos y bases en cada caso:
   a. cloruro de potasio
   b. sulfuro de cobre (II)
   c. nitrato de cinc
   d. sulfato de aluminio

Prohibida su reproducción

Teoría de Brönsted-Lowry

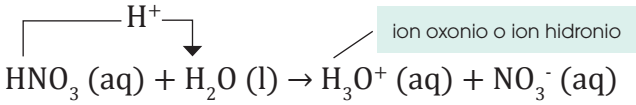
El danés J. N. Brönsted y el inglés T. M. Lowry propusieron, independientemente, una teoría acerca de los ácidos y las bases. Según esta teoría:

Ácido es toda especie química, molecular o iónica, capaz de ceder un ion H^+, es decir, un protón, a otra sustancia.

Base es toda especie química, molecular o iónica, capaz de recibir un ion H^+ de otra sustancia.

El ácido solo actúa como dador de protones en presencia de alguna sustancia capaz de aceptarlos, es decir, la base. A su vez, la base solo puede aceptar algún protón si reacciona con un ácido que se lo transfiera.

Así, en una disolución acuosa de ácido nítrico, HNO_3, actúa como ácido y el agua como base, ya que aquel se ioniza y cede un protón:



La reacción ácido-base consiste en la transferencia de un protón H^+ desde un ácido a una base.

En general, expresando el equilibrio de la reacción ácido-base, tenemos:

ácido + base ⇄ ácido conjugado de la base + base conjugada del ácido

El ácido formado cuando la base recibe un H^+.

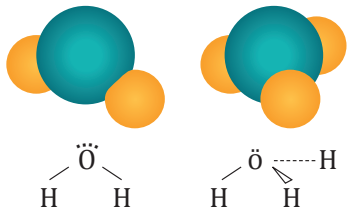
La base formada cuando el ácido cede un H^+.

El ion oxonio o hidronio, H_3O^+

La reacción del ion H^+ con una molécula de agua se formula así:

$$H^+ (aq) + H_2O (l) \rightarrow H_3O^+ (aq)$$

Sin embargo, parece que, en realidad, se asocian al ion H^+ más de una molécula de H_2O, y se forman especies como los iones $H_7O^+_3$ y $H_9O^+_4$, por asociación de tres y cuatro moléculas H_2O, respectivamente.



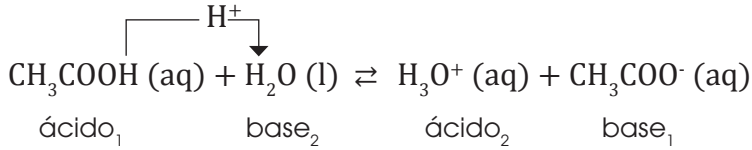
Y TAMBIÉN: ¿?

La reacción de neutralización consiste en la transferencia de un protón de un ácido a una base para dar lugar al ácido conjugado de la base y a la base conjugada del ácido.

Un par conjugado lo constituyen un ácido y su base conjugada, o bien, una base y su ácido conjugado. Designando los miembros de un par conjugado con el mismo subíndice, a la reacción ácido-base la formulamos así:

$$\text{ácido}_1 + \text{base}_2 \rightleftarrows \text{ácido}_2 + \text{base}_1$$

Por ejemplo, la reacción del ácido acético CH_3COOH con el agua:



Prohibida su reproducción

Las definiciones de *ácido* y *base* dadas por Brönsted y Lowry son más amplias que las de Arrhenius.

- No se limitan a las disoluciones acuosas y son válidas para cualquier disolvente.
- La definición de Brönsted y Lowry para las bases permite incluir como tales a sustancias que no lo eran para Arrhenius, como NH_3 CO^{2-}_3, HCO^-_3, CH_3NH_2.
- El NaOH, y en general los hidróxidos, son propiamente bases de Brönsted-Lowry. Es decir:

$$OH^- + H_3O^+ \rightleftarrows 2\ H_2O$$

Y TAMBIÉN: ¿?

Ejemplos de ácidos y bases según la teoría de Brönsted-Lowry.

$ácido_1$ + $base_2$	$ácido_2$ + $base_1$
$HCl + H_2O$	$H_3O^+ + Cl^-$
$H_2O + NH_3$	$NH^+_4 + OH^-$
$H_2O + CO$	$HCO^-_3 + OH^-$
$HClO_4 + H_2O$	$H_3O^+ + ClO^-_4$
$H_2O + HCO^-_3$	$H_2CO_3 + OH^-$
$HSO^-_4 + H_2O$	$H_3O^+ + SO^{2-}_4$

Ejemplo 1

Completemos las siguientes reacciones ácido-base e indiquemos los pares conjugados:

a. $S^{2-}\ (aq) + H_3O^+\ (aq) \rightleftarrows \ldots$

b. $HClO_3\ (aq) + NH_3\ (aq) \rightleftarrows \ldots$

a. El ion sulfuro, S^{2-}, no puede ser dador de protones, a diferencia del ion H_3O^+; este será el ácido y aquel la base:

$$H_3O^+\ (aq) + S^{2-}\ (aq) \rightleftarrows HS^-\ (aq) + H_2O\ (l)$$

$ácido_1$ $base_2$ $ácido_2$ $base_1$

Los pares conjugados son H_3O^+ / H_2O, y S^{2-} / HS^-.

b. El ácido clórico, $HClO_3$, es el dador del protón, mientras que el amoníaco es la base:

$$HClO_3\ (aq) + NH_3\ (aq) \rightleftarrows NH_4^+\ (aq) + ClO_3^-\ (aq)$$

$ácido_1$ $base_2$ $ácido_2$ $base_1$

Los pares conjugados son $HClO_3$ / ClO^-_3, y NH_3 /NH^+_4.

Ejemplo 2

Identifiquemos las especies químicas:

a. F^- b. NH_4^+ c. $H_2PO^-_4$

como ácidos o como bases de Brönsted- Lowry en su reacción con el H_2O. Escribamos las correspondientes reacciones indicando la naturaleza de cada sustancia.

a. El ion fluoruro, F^-, solo puede ser aceptor de protones, es decir, base:

$$H_2O\ (l) + F^-\ (aq) \rightleftarrows HF\ (aq) + OH^-\ (aq)$$

$ácido_1$ $base_2$ $ácido_2$ $base_1$

b. El ion amonio, NH_4^+, solo puede ser dador de protones, o sea, ácido:

$$NH_4^+\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftarrows H_3O^+\ (aq) + NH_3\ (aq)$$

$ácido_1$ $base_2$ $ácido_2$ $base_1$

c. El ion dihidrogenofosfato puede comportarse como ácido o como base:

$$H_2PO^-_4\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftarrows H_3O^+\ (aq) + HPO^-_4\ \ (aq)$$

$ácido_1$ $base_2$ $ácido_2$ $base_1$

$$H_2O\ (l) + H_2PO^-_4\ (aq) \rightleftarrows H_3PO_4\ (aq) + OH^-\ (aq)$$

$ácido_1$ $base_2$ $ácido_2$ $base_1$

Actividades

4. **Justifica**, mediante su reacción con el agua:

   a. El carácter ácido de las especies químicas H_3O^+ y H_2SeO_3.

   b. El carácter básico de las especies químicas SO^{2-}_4 y HSO^-_3.

   Escribe las correspondientes reacciones.

5. **Completa** las reacciones siguientes indicando el carácter de cada una de las especies químicas:

   a. $NH^+_4 + H_2O$ ...
   b. $F^- + HCl$ ...
   c. $H^+_4 + OH^-$ ...
   d. $H_3O^+ + HS^-$ ...
   e. $H_2O + HBr$ ...
   f. $H_2O + H_2O$ ...

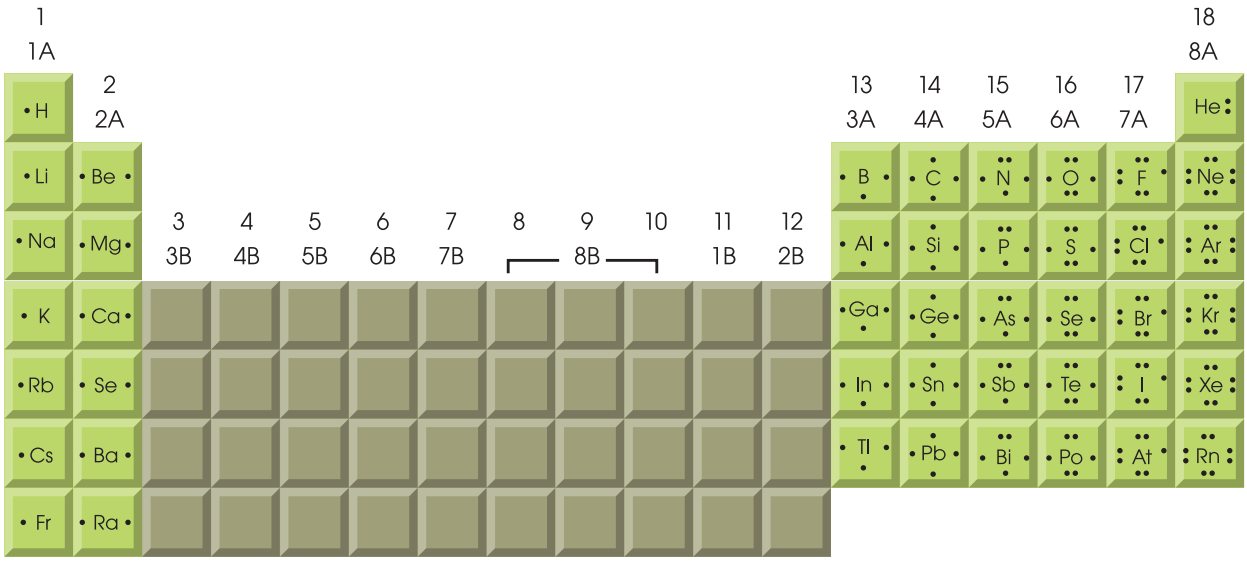
6. **Identifica** el carácter ácido o básico de cada una de las siguientes especies químicas en su reacción con el agua. **Escribe** las reacciones:

   a. CH_3COO^-
   b. HCN
   c. Br
   d. $H_2AsO^-_4$

Prohibida su reproducción

Ácidos y bases de Lewis

Un símbolo de los puntos de Lewis representa un punto por cada electrón de valencia de un elemento de la tabla periódica. Los representamos como:



El número de electrones de valencia es el mismo que el número del grupo en que está el elemento en la tabla periódica.

La unión de dos electrones de diferentes elementos representa un enlace, por ejemplo, algunas estructuras de Lewis las representamos como:

hidrógeno	$H^{\bullet}$	$H^{\bullet}$
carbono	$\cdot\dot{C}\cdot$	$\cdot\dot{C}\cdot$
agua	$H:\ddot{O}:H$	$H-\ddot{O}-H$
etileno	$\begin{matrix} H & H \\ C & C \\ H & H \end{matrix}$	$\begin{matrix} H & H \\ \vert & \vert \\ C=C \\ \vert & \vert \\ H & H \end{matrix}$
acetileno	$H:C\vdots C:H$	$H-C\equiv C-H$

Definimos a una *base de Lewis* como una sustancia capaz de donar electrones; y a un *ácido de Lewis*, como una sustancia capaz de aceptar electrones.

Y TAMBIÉN: ¿?

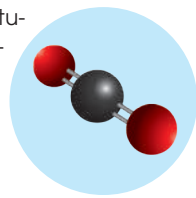
Estructura de Lewis del CO_2

La molécula tiene:

- 4 enlaces en total.
- 2 dobles enlaces.
- 4 pares de electrones libres.

$$\ddot{O}=C=\ddot{O}$$

En 3D la estructura, donde la esfera negra es el carbono y las rojas los oxígenos:



Actividades

7. **Realiza** las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos.
   a. SO_2
   b. H_3PO_4
   c. CO_2
   d. H_2SO_4

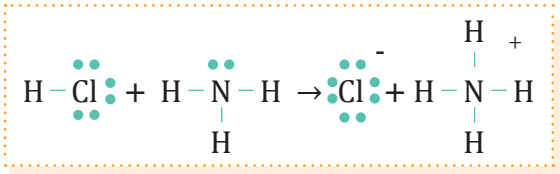
Prohibida su reproducción

Ejemplo 3

Identifiquemos al ácido y base de Lewis de la siguiente reacción.

$$HCl + NH_3 \rightarrow Cl^- + NH_4^+$$

Para la resolución, realicemos las estructuras de Lewis de cada uno de los compuestos.



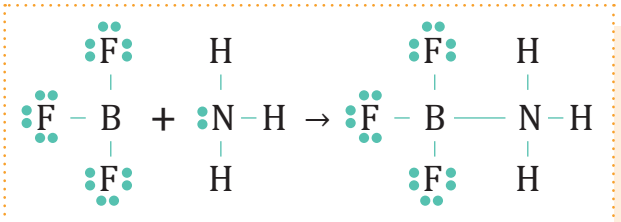
Como podemos ver en las estructuras, el ácido es el HCl, porque es la sustancia que se encuentra aceptando los electrones; mientras que la base es el NH_3 porque es la sustancia que está donando los electrones.

Presentamos algunos otros ejemplos de reacciones entre ácidos y bases de Lewis a continuación:

Base de Lewis	+	Ácido de Lewis	→	Producto
$4NH_3$	+	Cu^{2+}	→	$Cu(NH_3)_4^{2+}$
$2:\ddot{F}:^-$	+	SiF_4	→	SiF_6^{2-}
$H:\ddot{O}:^-$	+	$:O \equiv C \equiv O:$	→	$:\ddot{O}-C(=O):$ OH
$H_2C = CH_2$	+	H^+ (de un ácido de Brönsted)	→	$H_2\overset{+}{C}-CH_2$ H
$H_2C = \ddot{O}:$	+	BF_3	→	$H_2C \equiv \overset{+}{O}:\bar{B}F_3$

Actividades

8. **Plantea** la reacción molecular e **identifica** al ácido y base de Lewis de la siguiente reacción.



Prohibida su reproducción

6.2. Propiedades de ácidos y bases

Propiedades de los ácidos	Propiedades de las bases
• Sabor agrio o ácido. • Reaccionan con algunos metales como el cinc o el hierro desprendiendo hidrógeno. • Reaccionan con las bases produciendo sales. • En disolución acuosa, conducen la electricidad. • Modifican el color de ciertas sustancias llamadas *indicadores*. Por ejemplo, colorean de color rojo el papel indicador universal.	• Sabor amargo. • Tacto jabonoso. • En general, no reaccionan con los metales. • Reaccionan con los ácidos produciendo sales. • En disolución acuosa, conducen la electricidad. • Modifican el color de los indicadores. Por ejemplo, colorean de color azul el papel indicador universal.
 Ácido cítrico	 Hidróxido de sodio o sosa caústica



Los ácidos y las bases, en disolución acuosa, conducen la corriente eléctrica.

La causa de estas propiedades tan características hay que buscarla en la propia composición de las sustancias.

	Comportamiento	Composición	Definición
Ácidos	Cuando un ácido se disuelve en agua, sus moléculas se disocian en iones: uno positivo, el catión, que siempre es el H^+, y otro negativo, el anión. Por ejemplo: $HNO_3\,(aq) \rightarrow H^+\,(aq) + NO_3^-\,(aq)$ Este comportamiento común de los ácidos es su principal característica.	Los oxoácidos están formados por hidrógeno, un elemento no metálico y el oxígeno. Por ejemplo: el ácido sulfúrico, H_2SO_4. — Los hidrácidos, disoluciones acuosas de halogenuros y calcogenuros de hidrógeno. Por ejemplo: el ácido clorhídrico, HCl. — Los ácidos orgánicos. El más conocido de ellos es el ácido acético, CH_3COOH.	Un ácido es una sustancia que, al disolverse en agua, produce iones hidrógeno, H^+.
Bases	Cuando un hidróxido se disuelve en agua, también se disocia en iones: el ion positivo o catión depende del metal que forma el compuesto, mientras que el ion negativo o anión es siempre el OH^-. Así: $Al(OH)_3\,(aq) \rightarrow Al^{3+}\,(aq) + 3\,OH^-\,(aq)$ Este comportamiento determina las propiedades de las bases.	El grupo de las bases está constituido fundamentalmente por los hidróxidos, compuestos formados por un metal y el ion hidróxido, OH^-. Por ejemplo: el hidróxido de sodio, NaOH, el hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$. Existen otras sustancias que se comportan como bases porque producen iones OH_2 cuando se disuelven en agua.	Una base es una sustancia que, al disolverse en agua, produce iones hidróxido, OH^-.

Prohibida su reproducción

Fuerza de ácidos y bases

La tendencia de los ácidos a ceder protones es muy variable. Por ejemplo, el ácido clorhídrico, HCl, es un electrolito fuerte.

$$HCl\ (aq) + H_2O\ (l) \rightarrow H_3O^+\ (aq) + Cl^-\ (aq)$$

A diferencia del HCl, el ácido fluorhídrico es un ácido débil, con poca tendencia a ceder iones H^+ a las bases. Como, a su vez, los iones F^- formados por ionización tienden a reaccionar con los iones H_3O^+, se establece el equilibrio:

$$HF\ (aq) + H_2O\ (l) \rightarrow H_3O^+\ (aq) + F^-\ (aq)$$

Y TAMBIÉN: ¿?

El hecho de que un ácido sea débil no significa que sea poco reactivo.

Por ejemplo, un ácido débil como el fluorhídrico, HF, disuelve la sílice y los silicatos. Los recipientes de vidrio son atacados por el HF.

$$SiO_2\ (s) + 4\ HF\ (l) \rightarrow$$

$$\rightarrow SiF_4\ (g) + 2\ H_2O\ (l)$$

- Los ácidos fuertes se ionizan completamente en las disoluciones acuosas diluidas, debido a su gran tendencia a ceder iones H^+. Son ácidos fuertes: HCl, $HClO_4$, HBr, HI, H_2SO_4 y HNO_3.
- Los ácidos débiles solo se ionizan parcialmente a causa de su débil tendencia a ceder iones H^+; aparece un equilibrio entre las moléculas no ionizadas y los iones formados.

De modo semejante, distinguimos las bases fuertes de las débiles:

- Las bases fuertes muestran gran tendencia a recibir iones H^+ de los ácidos. Son bases fuertes los hidróxidos de los metales alcalinos y alcalinotérreos.

Una disolución acuosa diluida de hidróxido de sodio, $NaOH$, electrolito fuerte, contiene casi exclusivamente iones Na^+ y OH^-. Como consecuencia, es una base fuerte, ya que el ion hidróxido, OH^-, muestra una gran tendencia a reaccionar con el ion H_3O^+.

$$OH^-\ (aq) + H_3O^+\ (aq) \rightarrow H_2O\ (l) + H_2O\ (l)$$

- Las bases débiles tienen poca tendencia a recibir iones H^+; aparece un equilibrio entre las moléculas no ionizadas y los iones formados.

Hay muy pocas bases débiles solubles en agua; una de ellas es el amoníaco, NH_3. Una disolución acuosa de NH_3 contiene en equilibrio las moléculas no ionizadas y los iones NH^+_4 y OH^- formados en la reacción con el agua:

$$NH_3\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftarrows NH^+_4\ (aq) + OH^-\ (aq)$$

Ejemplo 4

Calculemos las concentraciones molares de los iones Sr^{2+} y OH^- en una disolución de hidróxido de estroncio $Sr(OH)_2$ 0,020 M.

El $Sr(OH)_2$ es una base fuerte disociada casi por completo en las disoluciones diluidas. Por tanto:

$$Sr(OH)_2\ (aq) \rightarrow Sr^{2+}\ (aq) + 2\ OH^-\ (aq)$$

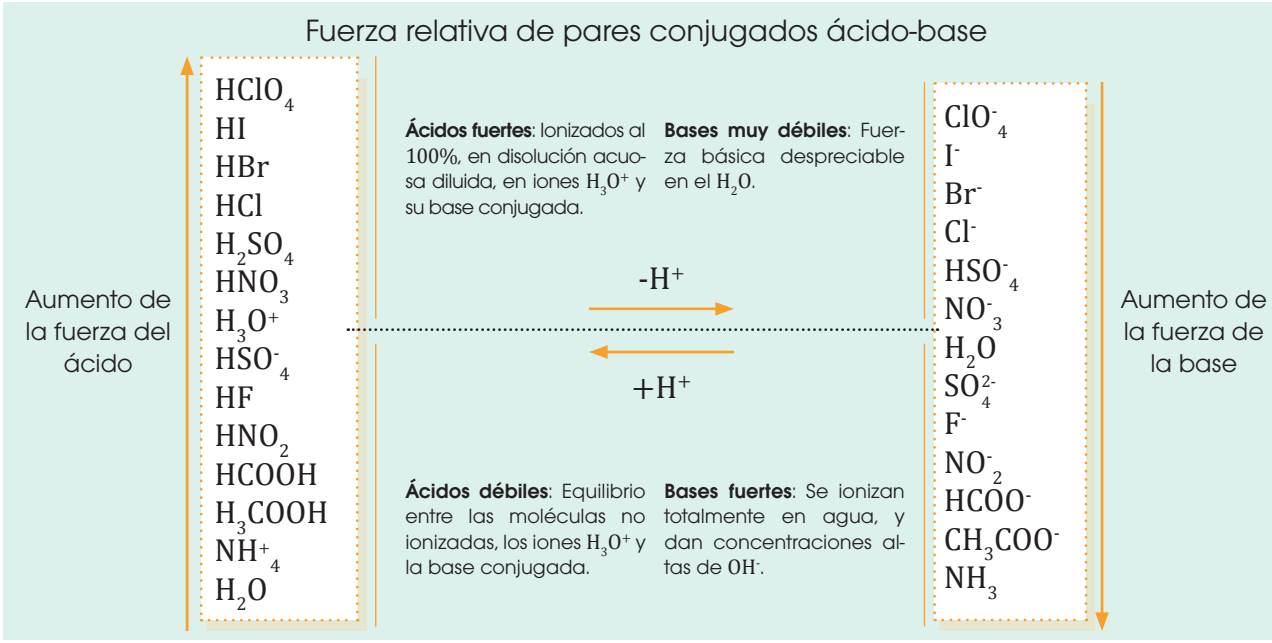
La disociación iónica de este hidróxido revela que cada mol de $Sr(OH)_2$ disuelto produce un mol de Sr^{2+} y dos moles de OH^-. Luego deducimos:

$[Sr^{2+}] = 0{,}020\ M\ [OH^-] = 2 \times 0{,}020\ M = 0{,}040\ M$

Prohibida su reproducción

Relación entre la fuerza de un ácido y la de su base conjugada

La fuerza de los ácidos se ha medido por su mayor o menor tendencia a ceder iones H^+ a una base común de referencia, el agua.



Esta tabla nos permite obtener la siguiente información:

- Cuanto más fuerte es un ácido, más débil es su base conjugada, y viceversa.

  Así, por ejemplo, el ácido perclórico, $HClO_4$, muestra gran tendencia a ceder H^+.

$$HClO_4\,(aq) + H_2O\,(l) \rightarrow H_3O^+\,(aq) + ClO^-_4\,(aq)$$

- El ion H_3O^+ es el ácido más fuerte en disolución acuosa, ya que cualquier otro ácido más fuerte que él en la tabla se limita a producir iones H_3O^+ a partir del H_2O.
- El ion OH^- es la base más fuerte que puede existir en el agua. Cualquier otra base más fuerte que él se limita a recibir iones H^+ del agua y producir iones OH^-.
- Cada ácido tiene mucha tendencia a ceder iones H^+ a las bases situadas por debajo de él en la tabla y poca tendencia o nula a cederlo a las bases situadas por encima de él.

Por ejemplo, el HF muestra mucha tendencia a ceder un H^+ al NH_3, poca tendencia a cederlo al H_2O y nula a cederlo al Cl^-.

$HF + NH_3 \rightarrow NH^+_4 + F^-$	Para el NH_3, el HF es un ácido fuerte.
$HF + H_2O \rightarrow H_3O^+ + F^-$	Para el H_2O, el HF es un ácido débil.
$HF + Cl^- \rightarrow$	No hay reacción ácido-base.

Prohibida su reproducción

Fuerza de los ácidos y estructura molecular

Se ha comprobado experimentalmente que la fuerza de los ácidos tiene alguna relación con la propia estructura de su molécula.

A modo de ejemplo, consideremos esta relación en algunas series de ácidos,

- La energía del enlace H-X es determinante para justificar la fuerza de los ácidos. Cuanto menor es dicha energía, menos estable es el enlace y con mayor facilidad se cede el ion H^+ (tabla 1).
- Cuanto más electronegativo es el halógeno, más atrae al par electrónico que comparte con el oxígeno unido al H. Al polarizarse más el enlace O-H, se ioniza el H con más facilidad; en consecuencia, el ácido es más fuerte (tabla 2).
- Cuanto mayor es el número de átomos de O alrededor del Cl, mayor es la capacidad de este para polarizar el enlace O-H y con más facilidad se cede el ion H^+; en consecuencia, el ácido es más fuerte (tabla 3).

Ácido		Energía de enlace ($kJ \times mol^{-1}$)	
HF	aumento de la fuerza ↓	568,2	aumento de la fuerza ↑
HCl		431,9	
HBr		366,1	
HI		298,3	

tabla 1

Ácido		Electronegatividad del halógeno	
$HClO_4$	aumento de la fuerza ↓	3,0	sentido de aumento ↑
$HBrO_4$		2,8	
HIO_4		2,5	

tabla 2

Ácido		Número de oxidación del cloro	
HClO	aumento de la fuerza ↓	+1	sentido de aumento ↑
$HClO_2$		+3	
$HClO_3$		+5	
$HClO_4$		+7	

tabla 3

Ejemplo 5

Dada la siguiente ecuación, determinemos en qué sentido tendrá lugar preferentemente la reacción:

$$HF\,(aq) + CN^-\,(aq) \rightleftarrows HCN\,(aq) + F^-\,(aq).$$

El HF es un ácido más fuerte que el HCN, por lo que el ion CN^- es una base más fuerte que el ion F^-. Como consecuencia, el HF tiene más tendencia a ceder el H^+ al CN^- que el HCN al ion F^-.

Por tanto, el HF transferirá su protón al CN^- y la reacción tendrá lugar preferentemente de izquierda a derecha, es decir, en el sentido directo.

Actividades

9. Una disolución acuosa tiene una concentración de iones H_3O^+ igual a $2{,}12 \times 10^{-11}$ M. **Calcula** la concentración de OH^-.
10. La concentración de iones OH^- de cierta disolución es $9{,}45 \times 10^{-9}$ M. **Halla** el valor de $[H_3O^+]$.
11. Razona si el valor de la $[OH^-]$ en una disolución acuosa ácida o el de la $[H_3O^+]$ en una disolución acuosa básica puede llegar a ser cero.
12. **Indica** la diferencia que existe entre un *ácido fuerte* y un *ácido concentrado*.
13. **Predice** razonadamente qué sentido predominará en las siguientes reacciones:
    a. $F^-\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftarrows HF\,(aq) + OH^-\,(aq)$
    b. $HSO^-_4\,(aq) + NH_3\,(aq) \rightleftarrows SO\quad(aq) + NH^+_4\,(aq)$
14. **Ordena** de menor a mayor las siguientes series de ácidos según su fuerza relativa.
    a. HNO, HNO_2, HNO_3
    b. $HClO_2, HBrO_2, HIO_2$
15. **Calcula** la concentración molar de los iones Mg^{2+} y Br^- en una disolución de $MgBr_2$ 0,015 M.

Prohibida su reproducción

Ácidos débiles	K_a
Ácido cloroso, $HClO_2$	$1{,}0 \times 10^{-2}$
Ácido fluorhídrico, HF	$7{,}1 \times 10^{-4}$
Ácido nitroso, HNO_2	$4{,}5 \times 10^{-4}$
Ácido metanoico, $HCOOH$	$1{,}7 \times 10^{-4}$
Ácido benzoico, C_6H_5COOH	$6{,}5 \times 10^{-5}$
Ácido acético, CH_3COOH	$1{,}8 \times 10^{-5}$
Ácido hipocloroso, $HClO$	$3{,}2 \times 10^{-8}$
Ácido cianhídrico, HCN	$4{,}9 \times 10^{-10}$

Tabla 4

Ácidos	
$H_2S_2O_2$	Ácido tiosulfuroso
$H_2S_2O_3$	Ácido tiosulfúrico
$H_2S_2O_4$	Ácido ditionoso
$H_2S_2O_6$	Ácido ditiónico

Tabla 5

Ácidos y bases débiles: constantes de ionización

La mayoría de los ácidos de Brönsted-Lowry son débiles, es decir, en el agua solo se ioniza una pequeña proporción de sus moléculas.

Veamos el proceso de ionización de un ácido y una base débiles.

Ionización de un ácido débil

Si utilizamos la fórmula general HA para designar un ácido débil monoprótico, es decir, que solo puede ionizar un ion H+ por molécula, su ionización en el agua se expresa mediante el siguiente equilibrio:

$$HA\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftarrows H_3O^+\ (aq) + A^-\ (aq)$$

Su constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA][H_2O]}$$

Tratándose de disoluciones acuosas diluidas, la concentración del agua es prácticamente constante, igual a $55{,}5\ mol\ x\ L^{-1}$, por lo que la expresión anterior puede escribirse así:

$$K_c[H_2O] = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

Y, si llamamos K_a al producto $K_C\ [H_2O]$, obtenemos:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

En la expresión anterior:

- K_a es la constante de ionización del ácido débil, o constante de acidez.
- $[H_3O^+]$ y $[A^-]$ son las concentraciones molares de los iones en el equilibrio.
- $[HA]$ es la concentración molar del ácido no ionizado.

La tabla 4 muestra los valores de la constante de acidez para algunos ácidos débiles.

Por ejemplo, en el caso del ácido nitroso, HNO_2, se tiene:

$$HNO_2\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftarrows H_3O^+\ (aq) + NO_2^-\ (aq) \qquad K_a = \frac{[H_3O^+][NO^-_2]}{[HNO_2]} = 4{,}5 \times 10^{-4}\ (a\ 25\ ^oC)$$

Este valor tan pequeño de K_a, obtenido experimentalmente, revela que en el equilibrio las concentraciones de los iones H_3O^+ y NO^-_2 son muy bajas. En consecuencia, la mayor parte de las moléculas HNO_2 permanece sin ionizar.

Prohibida su reproducción

Ionización de una base débil

De modo semejante, si consideramos una base débil, que designamos mediante la fórmula general B, su ionización en el agua se expresa de este modo:

$$B\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftarrows BH^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$$

Su constante de equilibrio es:

$$K_C = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B][H_2O]}$$

Y por un razonamiento análogo al del ácido, llamando K_b a $K_C\,[H_2O]$:

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

En la expresión anterior:

- K_b es la constante de ionización de la base débil, o constante de basicidad.
- $[BH^+]$ y $[OH^-]$ son las concentraciones molares de los iones en el equilibrio.
- $[B]$ es la concentración molar de la base no ionizada.

La tabla 5 muestra los valores de la constante de basicidad para algunas bases débiles.

Para el amoníaco, NH_3, por ejemplo, tenemos:

$$NH_3\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftarrows HH_4^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][NO^-]}{[NH_3]} = 1{,}8 \times 10^{-5}\ (\text{a } 25^0\text{C})$$

En términos generales, podemos afirmar que cuanto menor es la constante de ionización K_a o K_b, más débil es el ácido o la base, respectivamente.

Bases débiles	K_b
Etilamina, $C_2H_5NH_2$	$5{,}6 \times 10^{-4}$
Metilamina, CH_3NH_2	$4{,}4 \times 10\text{-}4$
Amoníaco, NH_3	$1{,}8 \times 10^{-5}$
Anilina, $C_6H_5NH_2$	$3{,}8 \times 10^{-10}$

Tabla 6



http://goo.gl/ei41xj

Planta de amoníaco



https://goo.gl/XpK97C

Planta de ácido sulfúrico



http://goo.gl/uUs6N

Planta de ácido clorhrídrico

Actividades

16. **Escribe** el proceso de ionización y la expresión de la constante de acidez de los siguientes ácidos:
    a. Ácido acético
    b. Ácido cianhídrico
    c. Ácido benzoico
17. ¿Cuál de ellos es el más débil? **Justifica** la respuesta.
18. **Escribe** el proceso de ionización y la expresión de la constante de basicidad de las siguientes bases:
    a. Metilamina
    b. Anilina

Prohibida su reproducción

Autoionización del agua

Se ha comprobado que el agua pura presenta una ligera conductividad eléctrica, proceso de autoionización en el que unas moléculas de H_2O transfieren un H^+ a otras, y se produce una reacción ácido-base:

$$\underset{\text{ácido}_1}{H_2O\ (l)} + \underset{\text{base}_2}{H_2O\ (l)} \rightleftarrows \underset{\text{ácido}_2}{H_3O^+\ (aq)} + \underset{\text{base}_1}{OH^-\ (aq)}$$

Los pares conjugados son ácido_1- base_1 y ácido_2- base_2.

De este modo, obtenemos:

$$K = \frac{[H_3O^+][NO^-]}{[H_2O]\,[H_2O]} \qquad K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

Y TAMBIÉN: ¿?

Al incrementar la temperatura del agua, aumenta el valor de K_w, que es directamente proporcional a las concentraciones de los iones H_3O^+ y OH^-. Y, al aumentar el grado de ionización, se incrementa la conductividad eléctrica del agua.

La concentración de iones H_3O^+ en agua pura vale $1{,}0 \times 10^{-7}\ \text{mol} \times \text{L}^{-1}$.

En un litro de agua pura hay 55,5 moles de H_2O. En consecuencia, sólo una molécula de cada 550 millones, aproximadamente, está ionizada.

Esta nueva constante K_w denominamos producto iónico del agua, ya que se reduce al producto de las concentraciones molares de los iones H_3O^+ y OH^- en el equilibrio. Su valor, a 25 °C, es 1×10^{-14}, tanto en el agua pura como en las disoluciones acuosas diluidas.

A otras temperaturas, el producto iónico del agua varía entre 10^{-13} y 10^{-15}, como podemos comprobar en la tabla siguiente.

Valores de K_w a distintas temperaturas					
Temperatura (°C)	0 °C	10 °C	25 °C	45 °C	60 °C
K_w	$1{,}13 \times 10^{-15}$	$2{,}92 \times 10^{-15}$	$1{,}00 \times 10^{-14}$	$4{,}02 \times 10^{-14}$	$9{,}61 \times 10^{-14}$

Disoluciones acuosas neutras, ácidas y básicas

En la reacción de autoionización del agua, por cada ion H_3O^+ formado, se produce también un ion OH^-. Por tanto, en el agua pura la concentración molar de los dos iones es la misma.

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14} \Rightarrow [H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}\ \text{M}$$

Las disoluciones acuosas que cumplen esta condición se denominan disoluciones neutras.

En las disoluciones ácidas hay un exceso de iones H_3O^+ respecto de los iones OH^- y, el valor constante de K_w exige que la $[OH^-]$ disminuya en la misma cantidad en que aumenta la $[H_3O^+]$. Es decir:

$$[H_3O^+] > 1 \times 10^{-7}\ \text{M} \qquad [OH^-] < 1 \times 10^{-7}\ \text{M (a 25 °C)}$$

Por el contrario, en las disoluciones básicas hay un exceso de iones OH^- respecto de los iones H_3O^+, y se mantiene constante el valor de K_w:

$$[OH^-] > 1 \times 10^{-7}\ \text{M} \qquad [H_3O^+] < 1 \times 10^{-7}\ \text{M (a 25 °C)}$$

Prohibida su reproducción

Relación entre las constantes K_a, K_b y K_w

Si formulamos la ionización de un ácido débil HA y la de su base conjugada A^-, comprobamos fácilmente que la suma de las dos reacciones es igual a la reacción de autoionización del agua:

$$\begin{array}{lcllcl} \cancel{HA} & + & H_2O & \rightleftarrows & H_3O^+ & + & \cancel{A^-} \\ \cancel{A^-} & + & H_2O & \rightleftarrows & \cancel{HA} & + & OH^- \\ \hline H_2O & + & H_2O & \rightleftarrows & H_3O & + & OH^- \end{array}$$

En consecuencia, se cumple:

$$K_a \times K_b = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} \times \frac{[HA][HO^-]}{[A^-]} = [H_3O^+][OH^-] = K_w$$

Ejemplo 9

La constante de ionización K_a del ácido hipocloroso, HClO, vale $3{,}2 \times 10^{-8}$. Calculemos el valor de la K_b de su base conjugada. Formulemos las reacciones de ionización de esta y del ácido HClO y escribamos las expresiones de sus constantes de ionización.

- Ionización del ácido hipocloroso, HClO:

$$HClO\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftarrows H_3O^+\,(aq) + ClO^-\,(aq) \qquad K_a = \frac{[H_3O^+][ClO^-]}{[HClO]}$$

- Reacción del ion hipoclorito, ClO^-, con el agua:

$$ClO^-\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftarrows HClO\,(aq) + OH^-\,(aq) \qquad K_b = \frac{[HClO][OH^-]}{[ClO^-]}$$

- De la expresión $K_w = K_a \times K_b$ deducimos:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10 \times 10^{-14}}{3{,}2 \times 10^{-8}} = 3{,}13 \times 10^{-7}$$

La constante de basicidad del ion ClO^- vale $3{,}13 \times 10^{-7}$.

Actividades

19. La constante de ionización del ácido nitroso vale $K_a = 4{,}5 \times 10^{-4}$. **Calcula** el valor de la constante de ionización K_b de su base conjugada. **Formula** las reacciones de ionización.
20. Sabiendo que la constante de ionización del ion amonio, NH_4^+, es $K_a = 5{,}6 \times 10^{-10}$, **calcula** la constante K_b de su base conjugada, el NH_3. **Formula** las reacciones de ionización.
21. **Determina** la constante de basicidad y la $[OH^-]$ de una disolución 0,05 M de ion acetato, sabiendo que la constante de acidez del ácido acético, su conjugado, es $K_a = 1{,}8 \times 10^{-5}$.

Prohibida su reproducción

Concepto de pH

Las concentraciones de los iones H_3O^+ y OH^- en las disoluciones acuosas son cantidades muy pequeñas y de incómodo manejo. Por ello, se utiliza una forma más práctica de medición: la escala de pH.

La escala de pH fue introducida por el químico danés S. Sörensen en 1909. Por definición, el pH de una disolución acuosa es:

$$pH = \log \frac{1}{[H_3O^+]} = - \log [H_3O^+]$$

El pH de una disolución es el logaritmo negativo de la expresión numérica de la concentración molar del ion H_3O^+.

Obtenemos la escala de pH, que varía desde 0 a 14. Como se ve a continuación, el valor del pH disminuye a medida que aumenta la acidez de la disolución, y viceversa.

$[H_3O^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
$[OH^-]$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

$[H_3O^+] > [HO^-]$ $\quad$ $[H_3O^+] = [HO^-]$ $\quad$ $[H_3O^+] < [HO^-]$

$pH < 7$ Disoluciones ácidas $\quad$ $pH = 7$ Disoluciones neutras $\quad$ $pH > 7$ Disoluciones básicas

Aumento de la acidez $\quad$ Aumento de la basicidad

Concepto de p OH

De forma análoga al pH, definimos el pOH:

$$pOH = \log \frac{1}{[OH^-]} = - \log [OH^-]$$

La relación entre el pH y el pOH de una misma disolución acuosa es fácil de deducir a partir de la expresión del producto iónico del agua:

$$[H_3O^+]\,[OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

Tomando logaritmos decimales en los dos miembros, obtenemos:

$$\log ([H_3O^+]\,[OH^-]) = \log 10^{-14}$$

$$\log [H_3O^+] + \log [OH^-] = -14$$

Si multiplicamos esta expresión por -1, tenemos:

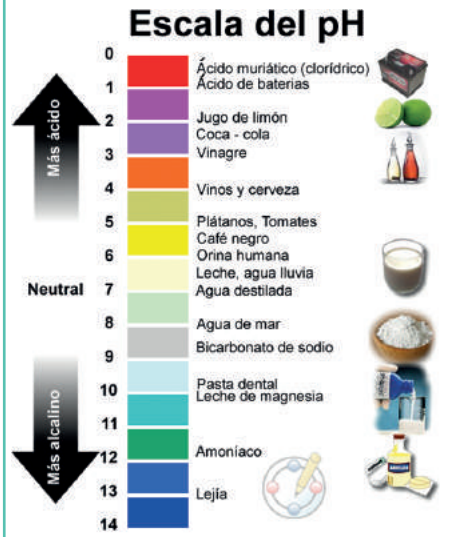
$$-\log [H_3O^+] - \log [OH^-] = 14$$

Y, según las definiciones de pH y de pOH, resulta finalmente:

$$pH + pOH = 14$$

Y TAMBIÉN: ¿?

https://goo.gl/qWRsRC



Ejemplos de pH

Prohibida su reproducción

Cálculo del pH

Los ácidos y las bases fuertes están ionizados casi por completo en las disoluciones acuosas diluidas. Por ello, podemos calcular las concentraciones de H_3O^+ y OH^- y, por tanto, el pH, directamente a partir de la concentración del ácido o de la base.

Ejemplo 7

Calculemos:

a. el pH de una disolución donde $[H_3O^+] = 2{,}95 \times 10^{-4}$ M;

b. el pH de una disolución cuya concentración de OH^- vale $2{,}73 \times 10^{-3}$ M;

c. la $[H_3O^+]$ y la $[OH^-]$ de una disolución cuyo pH es 3,2.

Solucionemos:

a. $[H_3O^+] = 2{,}95 \times 10^{-4}$ M $\Rightarrow$

$\Rightarrow pH = -\log [H_3O^+] = -\log (2{,}95 \times 10^{-4}) = 3{,}5$

b. $[OH^-] = 2{,}73 \times 10^{-3}$ M $\Rightarrow$

$\Rightarrow pOH = -\log [OH^-] = -\log (2{,}73 \times 10^{-3}) = 2{,}5$

Sabemos que $pH + pOH = 14$, y por tanto:

$pH = 14 - pOH = 14 - 2{,}5 = 11{,}5$

c. $pH = 3{,}2 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-3{,}2} = 6{,}31 \times 10^{-4}$ mol $\times$ L^{-1}

De la igualdad $K_w = [H_3O^+]\,[OH^-]$, ¿qué se obtiene?

Y TAMBIÉN: ¿?

El conocimiento del pH de las disoluciones tiene gran importancia para determinar e interpretar el comportamiento de muchas sustancias en las reacciones químicas, tanto en los sistemas inorgánicos como en los biológicos.



http://goo.gl/WRcvR5

Ácidos y bases de uso frecuente

Existe una gran cantidad de sustancias ácidas y básicas de uso frecuente en nuestro entorno.

Sustancias ácidas		Sustancias básicas	
El salfumán, disolución de ácido clorhídrico, HCl, se utiliza en la limpieza doméstica. Las naranjas y los limones contienen ácido cítrico; el yogur, ácido láctico; y el vinagre, ácido acético.		En la limpieza doméstica algunos productos contienen amoníaco, NH_3. La leche de magnesia es una solución de hidróxido de magnesio, $Mg(OH)_2$, que se empleaba como laxante y antiácido.	

EN GRUPO

El vinagre es una disolución de ácido acético. **Expliquen** qué ocurrirá en cada una de las situaciones siguientes:

a. Añadimos unas gotas de azul de bromotimol a un tubo de ensayo que contiene vinagre.

b. Añadimos unas gotas de fenolftaleína a un tubo de ensayo que contiene vinagre.

c. Vertemos una gota de vinagre sobre una tira de papel indicador universal.

Investiguen qué compuesto químico es la sosa cáustica y cuáles son sus aplicaciones prácticas.

Busquen la fórmula química de la lejía. ¿Qué carácter tiene?

Calculen el pH y el pOH de las disoluciones acuosas en las que $[H_3O^+]$ vale: a. 0,325 M; b. $4{,}56 \times 10^{-10}$ M.

Determinen las concentraciones de H_3O^+ y de OH^- de una disolución de $pH = 4{,}7$.

Prohibida su reproducción

Ejemplo 8

En un vaso de precipitación tenemos un litro de ácido clorhídrico con un pH de 2 y en otro vaso tenemos 1,5 litros del mismo ácido con un pH de 3.

Si ponemos todo en un vaso de precipitación, ¿cuál va a ser el volumen total de la mezcla y qué pH tendría?

Para el primer vaso de precipitación tendríamos:

$pH = 2$

$[H^+] = 10^{-2}$

$[H^+] = 0{,}01$

$$\text{moles } H^+ = 0{,}01 \frac{\text{mol}}{\cancel{\text{L}}} \times 1\cancel{\text{L}} = 0{,}01 \text{ mol}$$

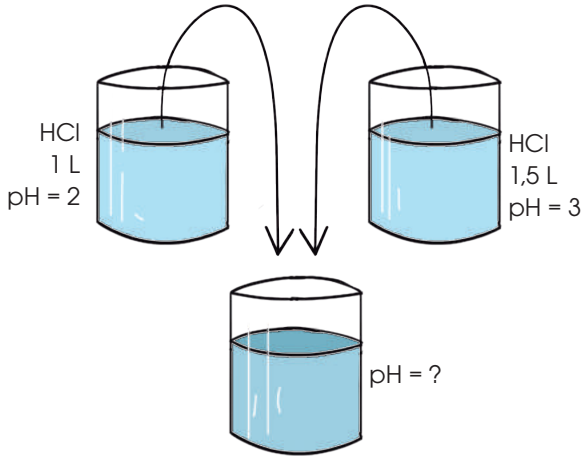
Para el segundo vaso de precipitación tendríamos:

$pH = 3$

$[H^+] = 10^{-3}$

$[H^+] = 0{,}001$

$$\text{moles } H^+ = 0{,}001 \frac{\text{mol}}{\cancel{\text{L}}} \times 1{,}5\,\cancel{\text{L}} = 0{,}0015 \text{ mol}$$



El volumen total va a ser la suma de los volúmenes parciales.

$V_T = 1 \text{ L} + 1{,}5 \text{ L}$

$V_T = 2{,}5 \text{ L}$

Para obtener el pH total de la mezcla debemos obtener la concentración de iones hidronio (H^+) totales.

$$[H^+] = \frac{\text{moles } H^+}{\text{volumen total}} = \frac{0{,}01 \text{ moles } H^+ + 0{,}0015 \text{ moles } H^+}{2{,}5 \text{ L}} = 0{,}0115\ [H^+]$$

Para saber el pH final a partir de dos soluciones con distintos valores de pH, debemos utilizar la relación entre el número de moles hidronio totales respecto al volumen total.

6.3. Valoraciones ácido-base

La reacción completa de un ácido con una base en disolución acuosa, denominada genéricamente *reacción de neutralización*, da lugar a la formación de una sal y, por lo general, de agua. Por ejemplo:

$$HClO_4\,(aq) + NaOH\,(aq) \rightarrow NaClO_4\,(aq) + H_2O\,(l)$$

Ecuación que, una vez eliminados los iones espectadores, en forma iónica, se reduce a:

$$H^+\,(aq) + OH^-\,(aq) \rightarrow H_2O\,(l)$$

o bien: $H_3O^+\,(aq) + OH^-\,(aq) \rightarrow 2\,H_2O\,(l)$

Prohibida su reproducción

La reacción de neutralización se aplica de forma práctica en las valoraciones ácido-base.

Una valoración ácido-base es la determinación de la concentración desconocida de un ácido en disolución a partir de la concentración conocida de una base, o viceversa.

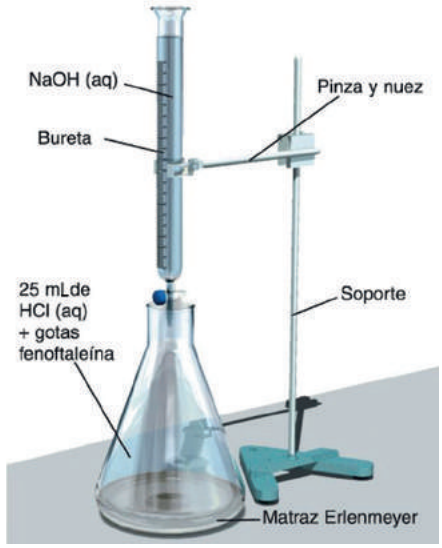
La valoración de un ácido se denomina acidimetría y la valoración de una base, alcalimetría.

La valoración se realiza mezclando gradualmente el ácido y la base hasta alcanzar el punto de equivalencia, es decir, el momento en que la reacción de neutralización es completa. En ese punto, el número de H_3O^+ procedentes del ácido es igual al de OH^- procedentes de la base.

El punto final de la valoración se alcanza cuando se produce el cambio de color o viraje de un indicador, que se adiciona previamente a los reactivos. Para que la valoración sea válida, el punto final debe coincidir con el de equivalencia.

Y TAMBIÉN: ¿?

Las valoraciones ácido-base se denominan también *volumetrías de neutralización*, ya que se reducen a medir el volumen de base necesario para la neutralización del ácido, o viceversa.



Ejemplo 9

Determinemos la concentración de una disolución acuosa de ácido clorhídrico. Para ello disponemos de una disolución de hidróxido de sodio $0{,}131\ 8$ M.

Para conocer la concentración del ácido necesitamos determinar el volumen de NaOH necesario para neutralizarlo totalmente.

La reacción de neutralización es:

$$HCl\ (aq) + NaOH\ (aq) \rightarrow NaCl\ (aq) + H_2O\ (l)$$

El procedimiento será el siguiente:

- Se enrasa una bureta con la disolución de $NaOH$ $0{,}1318$ M (agente valorante).
- En un matraz Erlenmeyer se vierten un volumen conocido de la disolución de HCl (solución problema), por ejemplo $25{,}0$ mL, y unas gotas de fenolftaleína (indicador).
- Se vierte lentamente el $NaOH$ sobre el HCl, agitando el Erlenmeyer para cada adición de base, hasta alcanzar el punto de equivalencia. Este se produce cuando el indicador vira a color rojo.

En el punto de equivalencia se cumple: $n\ H^+ = n\ OH^-$

Es decir: $n\ HCl = n\ NaOH$

Supongamos que se han gastado $17{,}6$ mL de disolución de $NaOH$ $0{,}1318$ M.

$$n_{NaOH} = 17{,}6\ \cancel{mL} \times \frac{1\ \cancel{L}}{100\ \cancel{mL}} \times \frac{0{,}1318\ mol}{\cancel{1\ L}} = 2{,}32 \times 10^{-3}\ mol$$

A partir de este dato, podemos calcular la concentración del ácido:

Dado que 1 mol de $NaOH$ reacciona con 1 mol de HCl, se habrán consumido $2{,}32 \times 10^{-3}$ moles de HCl.

$$M_{HCl} = \frac{\text{moles HCl}}{\text{V disolución}} = \frac{2{,}32 \times 10^{-3}\ mol}{2{,}5 \times 10^{-2}\ mol} = 0{,}0929\ M$$

La concentración de la disolución de ácido clorhídrico valorada es $0{,}092\ 8$ M.

Prohibida su reproducción

Curvas de valoración

Durante el proceso de la valoración ácido-base, el pH de la disolución resultante varía continuamente. La forma concreta de esta variación depende del carácter fuerte o débil del ácido o de la base.

En cualquier caso, el pH varía lentamente salvo en las inmediaciones del punto de equivalencia. Precisamente este hecho permite determinar el final de la variación.

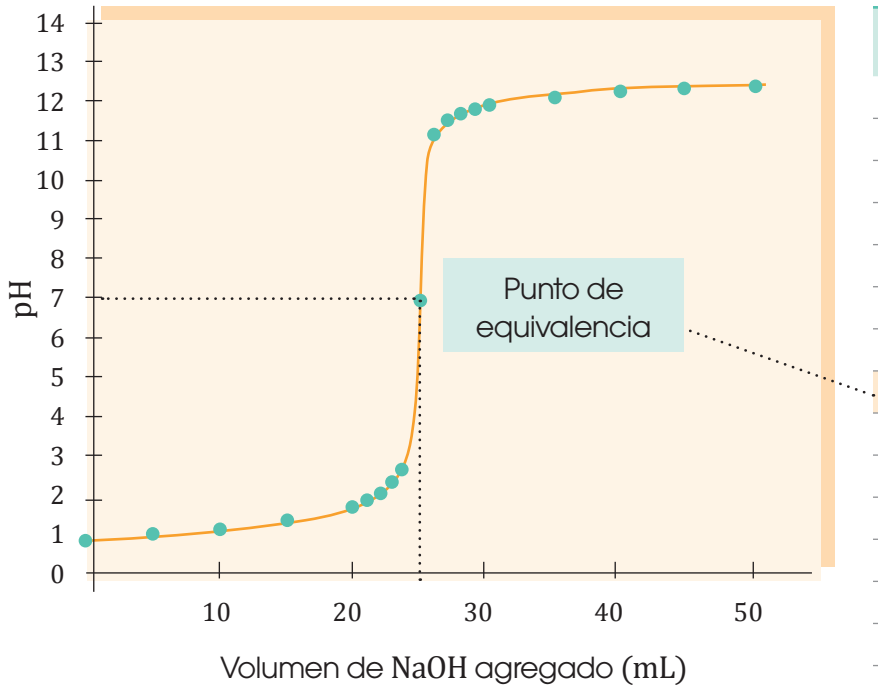
En todas las valoraciones que realizamos siempre debemos agregar la base sobre el ácido. A medida que se vaya agregando la base se debe ir midiendo el pH hasta llegar al punto de equivalencia. Pueden darse cuatro casos concretos de interacción entre *ácido* y *bases*:



Titulación ácido base en laboratorio

Caso 1. Valoración de ácido fuerte con base fuerte

En una reacción entre un ácido fuerte y una base fuerte esperamos que el punto de equivalencia se encuentre alrededor de un pH de 7.

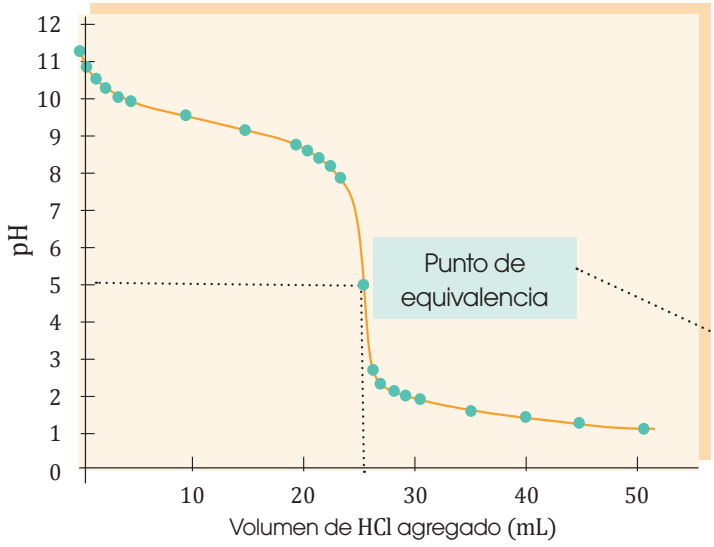


Volumen de NaOH (mL)	pH
0,0	1,00
5,0	1,18
10,0	1,37
15,0	1,60
20,0	1,95
22,0	2,20
24,0	2,69
25,0	7,00
26,0	11,29
28,0	11,75
30,0	11,96
35,0	12,22
40,0	12,36
45,0	12,46
50,0	12,52

Caso 2. Valoración de ácido fuerte con base débil

En la valoración entre un ácido fuerte con una base débil esperamos que el punto de equivalencia tenga un pH menor a 7.

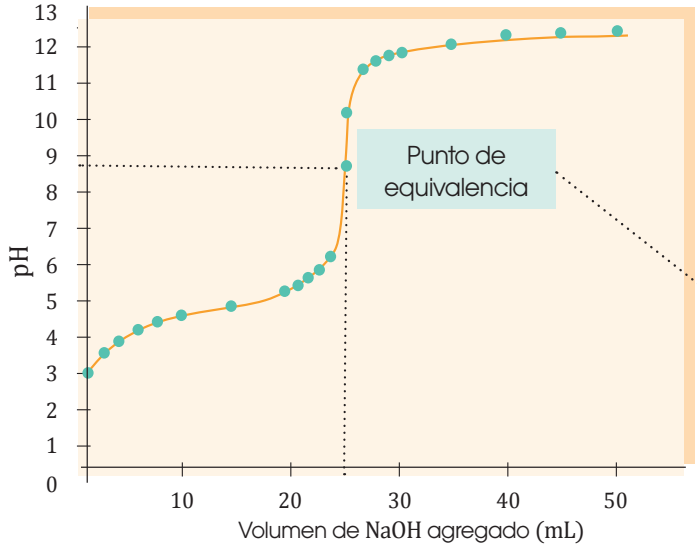
Prohibida su reproducción



Volumen de HCl (mL)	pH
0,0	11,13
5,0	9,86
10,0	9,44
15,0	9,08
20,0	8,66
22,0	8,39
24,0	7,88
25,0	5,28
26,0	2,70
28,0	2,22
30,0	2,00
35,0	1,70
40,0	1,52
45,0	1,40
50,0	1,30

Caso 3. Valoración de ácido débil con base fuerte

Al tener, en una reacción, una base fuerte con un ácido débil, se espera que el punto de equivalencia tenga un pH mayor a 7.



Volumen de NaOH (mL)	pH
0,0	2,87
5,0	4,14
10,0	4,57
15,0	4,92
20,0	5,35
22,0	5,61
24,0	6,12
25,0	8,72
26,0	10,29
28,0	11,75
30,0	11,96
35,0	12,22
40,0	12,36
45,0	12,46
50,0	12,52

Caso 4. Valoración de ácido débil con base débil

En este caso, tanto el ácido como la base se disocian por lo que se trata de una reacción muy compleja. Por esta razón, este tipo de valoración no se la va a analizar.

Ejemplo 10

Calculemos el pH de la disolución obtenida al mezclar 25 mL de HCl 0,1 M con 25 mL de NaOH 0,1 M.

- $nHCl = V \times M = 0{,}025\ L \times 0{,}1\ mol \times L^{-1} = 0{,}0025\ mol$

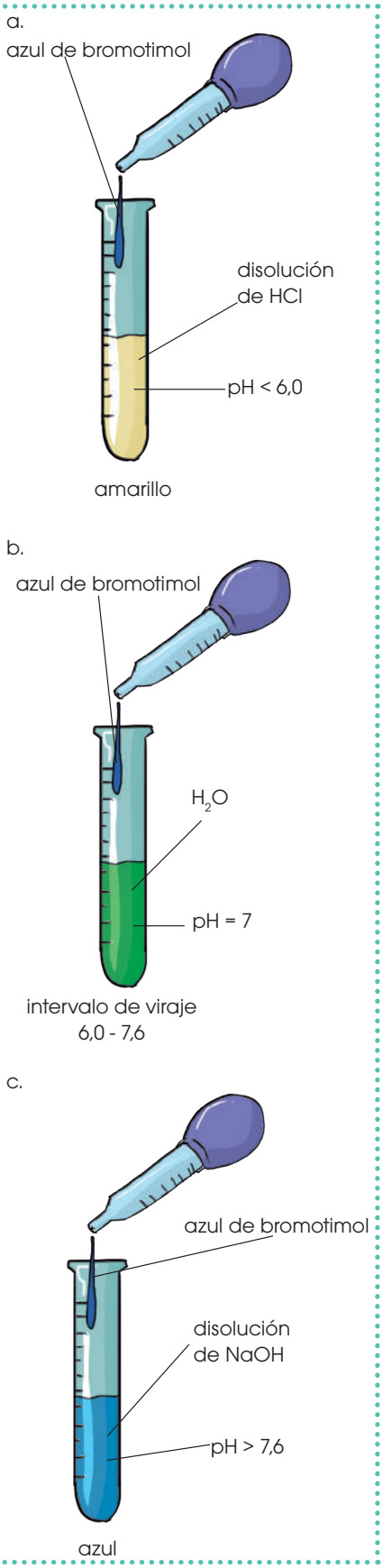
  $nNaOH = V \times M = 0{,}025\ L \times 0{,}1\ mol \times L^{-1} = 0{,}0025\ mol$

La reacción de neutralización es: $HCl\ (aq) + NaOH\ (aq) \rightarrow NaCl\ (aq) + H_2O\ (l)$.

Dado que un mol de HCl reacciona con un mol de NaOH, reaccionarán 0,002 5 mol de HCl con 0,002 5 mol de NaOH. Y, como ninguno de los iones de la sal formada produce hidrólisis, todos los iones de la disolución proceden de la autoionización del agua:

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \Rightarrow pH = pOH = 7$$

Prohibida su reproducción



Comportamiento del indicador azul de bromotimol en tres disoluciones distintas: ácida (a), neutra (b) y básica (b).

6.4. Indicadores ácido-base

Un indicador ácido-base es una sustancia de carácter ácido o básico débil que tiene la propiedad de presentar colores diferentes dependiendo del pH de la disolución en que se encuentra disuelto.

El comportamiento de los indicadores es fácil de comprender. Supongamos un indicador constituido por un ácido débil monoprótico de fórmula general HIn. En disolución acuosa se ioniza ligeramente produciendo su base conjugada In^-.

$$HIn + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + In^-$$

Forma ácida (color A) — Forma básica (color B)

Los indicadores se caracterizan porque la forma ácida HIn y la forma básica In^- tienen colores distintos. De las cantidades de una y otra forma presentes en la disolución depende el color de esta.

Cada indicador tiene un intervalo de viraje característico, es decir, un entorno más o menos reducido de unidades de pH, dentro del cual se realiza el cambio de color. Un indicador es tanto más útil cuanto menor es su intervalo de viraje y de forma más clara tiene lugar el cambio de color.

La tabla siguiente muestra algunos indicadores ácido-base junto con su intervalo de viraje característico y el color que presentan cuando el pH es inferior o superior a dicho intervalo.

Indicador	Color a pH inferior	Intervalo de viraje (unidades de pH)	Color a pH superior
Azul de bromofenol	Amarillo	3,0 - 4,6	Azul
Anaranjado de metilo	Rojo	3,1 - 4,4	Amarillo
Rojo de metilo	Rojo	4,2 - 6,3	Amarillo
Azul de clorofenol	Amarillo	4,8 - 6,4	Rojo
Azul de bromotimol	Amarillo	6,0 - 7,6	Azul
Rojo neutro	Rojo	6,8 - 8,0	Amarillo
Azul de timol	Amarillo	8,0 - 9,6	Azul
Fenolftaleína	Incoloro	8,3 - 10,0	Rojo
Amarillo de alizarina	Amarillo	10,1 - 12,0	Rojo

Prohibida su reproducción

Experimento

TEMA:

Desarrollo de indicador

INVESTIGAMOS:

Muchos ácidos y bases están a nuestro alrededor y son utilizados en nuestros hogares.

OBJETIVO:

Demostrar que los ácidos y las bases están presentes en nuestros hogares.

MATERIALES:

- 1 col morada
- 1 cuchillo
- 1 tabla para picar
- 1 olla pequeña
- 0,1 L de alcohol potable
- 1 coladera o cernidor
- 1 mortero
- 1 naranja
- polvo para hornear (bicarbonato de sodio)
- 1 limón
- 4 vasos plásticos
- 1 gotero o jeringa
- 3 cucharas plásticas desechables.

PROCESOS:

1. **Toma** una hoja de col morada y **pícala** finamente empleando el cuchillo y la tabla para picar.
2. **Coloca** la col morada dentro de la olla pequeña y junto a ella 0,1 L de alcohol potable.
3. **Emplea** el mortero, **tritura** la mezcla de col morada y alcohol. **Libera** la mayor cantidad de jugo de col morada posible. **Haz** esto hasta que no se note ningún cambio de color en la mezcla.
4. Con una coladera, **separa** la parte líquida y **almacénala** en uno de los vasos desechables.
5. **Usa** el marcador permanente, **pon** los siguientes nombres en los diferentes vasos: «limón», «naranja» y «bicarbonato».
6. En cada uno de los vasos marcados, **coloca** agua hasta la mitad.
7. **Corta** la naranja y el limón por la mitad. En el vaso con nombre «naranja», **coloca** el jugo de la mitad de la naranja. En el vaso con nombre «limón», **coloca** el jugo de medio limón. **Mezcla** el contenido de cada vaso con cucharadas diferentes.
8. En el vaso con nombre «bicarbonato», **coloca** media cucharada de bicarbonato de sodio y **agita**.
9. **Emplea** el gotero o jeringa para añadir aproximadamente 1 mL del indicador de col morada en el vaso con nombre «limón».
10. Mientras se agrega el indicador, **agita** constantemente la solución.
11. **Observa** si existe un cambio de color, de ser necesario, se puede agregar una mayor cantidad de indicador. **Anota** el color final obtenido.
12. **Repite** de los pasos 9 al 11 con los otros dos vasos de «naranja» y «bicarbonato».
13. **Responde** las preguntas de laboratorio.

CUESTIONES:

14. ¿Cuál es el color del indicador para las sustancias ácidas y las sustancias básicas?
15. ¿Cómo funciona un indicador?

Prohibida su reproducción

6 Resumen

1. Ácidos
2. Bases

Algunas sustancias de mucho interés y aplicación son:

- Ácidos son sustancias con sabor agrio, conductores de electricidad. Por ejemplo: HCl.
- Bases son sustancias con sabor amargo, no conductoras de electricidad. Por ejemplo: NaOH.

Los estudiamos por transferencia de electrones y protones:

	Bronsted-Lowry	Lewis
Ácido	Dona protón	Acepta electrón
Base	Acepta protón	Dona electrón

- Los ácidos fuertes y las bases fuertes muestran gran tendencia a ceder y recibir, respectivamente, protones H^+, y se disocian totalmente en disoluciones acuosas diluidas.

$$HA\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftarrows H_3O^+\ (aq) + A^-\ (aq)$$

$$B\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftarrows BH^+\ (aq) + OH^-\ (aq)$$

- Los ácidos débiles y las bases débiles muestran poca tendencia a ceder y recibir, respectivamente, protones H^+, y aparece un equilibrio entre las moléculas no ionizadas y los iones formados.

La constante de acidez K_a de un ácido débil es:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[AH]}$$

La constante de basicidad K_b de una base débil es:

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

Cuanto más fuerte es un ácido, más débil es su base conjugada, y viceversa.

Los estudiamos por transferencia de electrones y protones:

$$pH = \log \frac{1}{[H_3O^+]} = -\log [H_3O^+]$$

$$pOH = \log \frac{1}{[OH^-]} = -\log [OH^-]$$

$$pH + pOH = 14$$

En una escala de concentración de iones y de pH, podemos definir que:

pH	$[H^+]$	La disolución es
> 7	$> 1{,}0 \times 10^{-7}$ M	Básica
$=7$	$1{,}0 \times 10^{-7}$ M	Neutra
< 7	$< 1{,}0 \times 10^{-7}$ M	Ácida

Si reaccionamos un ácido con una base tenemos una reacción de neutralización o una valoración, dependiendo de la fuerza del ácido, esperaríamos un valor de acidez determinado:

Valoración	pH esperado
Ácido fuerte vs. Base fuerte	≈ 7
Ácido fuerte vs. Base débil	< 7
Ácido débil vs. Base fuerte	> 7

Prohibida su reproducción

ZONA

NOTICIA

Mitos y verdades de la dieta alcalina, el último «milagro» de Hollywood



http://goo.gl/DNCRfT

Defensores de la dieta alcalina estipulan que muchos de los alimentos que ingerimos son ácidos, los cuales acidifican la sangre, disminuyen y desequilibran el pH del cuerpo; impulsan el desarrollo de una serie de enfermedades como cáncer y osteoporosis. Por tanto, establecen que el 80% de la dieta debería estar basada en productos alcalinos, el 5% en ácidos y el 15% restante en productos neutros. El principio de esta dieta consiste en que el pH de los alimentos influye en el pH de la sangre, el cual debería oscilar entre 7,35 y 7,45. Sin embargo, varios estudios muestran que no existen cambios en el pH de la sangre tras la ingesta de productos ácidos, debido a que el organismo tiene la capacidad de regular la acidez de la sangre por varios mecanismos.

Barón, Bárbara (2015/09/15). Mitos y verdadesde la dieta alcalina, el último «milagro» de Hollywood. (Adaptación). lainformacion.com. *Extraído el 20 de septiembre de 2015 http://goo.gl/GYO50.*

SOCIEDAD

Examen de ácido estomacal

El examen de ácido estomacal permite determinar la cantidad de ácido presente en el estómago. Este examen se realiza en ayunas, de tal forma que el estómago contiene únicamente líquido. Dicho líquido se extrae con una sonda que se introduce en el estómago por el esófago. En ocasiones se inyecta una hormona denominada *gastrina* para examinar la habilidad de las células del estómago para liberar ácido. El volumen normal del líquido estomacal oscila entre 20 y 100 mL, con pH ácido entre 1,5 y 3,5. Incrementos en los niveles de gastrina puede causar un aumento de la secreción de ácido y conducir a la formación de úlceras.



http://goo.gl/IZCw3d

Scubert ML, Kaunitz JD. (2014/11/20). Examen de ácido estomacal. (Adaptación). Gastric Secretion. *Extraído el 20 de septiembre de 2015 https://goo.gl/g0JSNC.*

SENTIDO CRÍTICO

Formación adecuada sobre concentraciones químicas

En la industria alimenticia el pH es un componente esencial en el proceso de limpieza y desinfección. Las suciedades se eliminan a determinados pHs, por ejemplo las grasas y aceites se eliminan mejor mientras más alcalina es la solución de limpieza. Por el contrario, los minerales se eliminan mejor en soluciones de limpieza ácidas. Los microorganismos son sensibles al pH del entorno; por tanto, cambios drásticos en el pH provocaría la muerte de los organismos.



http://goo.gl/8gfUxJ

(2015/05/22). Formación adecuada sobre concentraciones químicas. (Adaptación). Eurocarne digital. *Extraído el 21 de septiembre de 2015 http://goo.gl/8gfUxJ.*

SI YO FUERA...

Ingeniero en biotecnología, desarrollaría nuevos microorganismos capaces de actuar en medios básicos o en medios ácidos y aplicarlos en casos emergentes como, por ejemplo, en un derrame de petróleo.



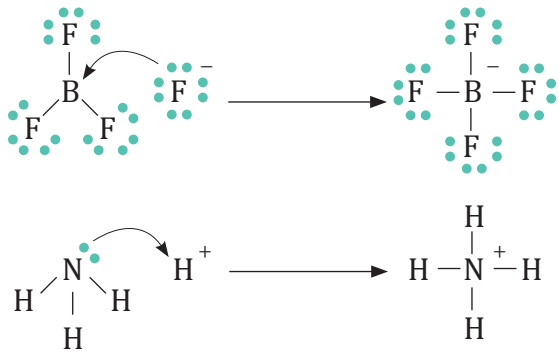
http://goo.gl/NDM3PG

Prohibida su reproducción

Para finalizar

1. **Identifica** los ácidos y bases de Bronsted-Lowry de las siguientes reacciones.
   a. $HCH + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + Cl^-$
   b. $CH_3COOH + H_2O \rightleftarrows CH_3COO^- + H_3O^+$
   c. $NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH^+_4 + OH^-$
   d. $HCO^-_3 + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + CO_3^{2-}$
   e. $H_2SO_4 + H_2O \rightleftarrows HSO^-_4 + H_3O^+$

2. **Identifica** los ácidos y bases de Lewis de las siguientes reacciones.



3. **Clasifica** a las sustancias como ácidos o bases fuertes o débiles y **plantea** las reacciones de disociación.
   a. Ácido clorhídrico.
   b. Hidróxido de aluminio.
   c. Amoníaco.
   d. Ácido nítrico.
   e. Hidróxido de sodio.

4. ¿Cuál ácido es más fuerte?
   a. HCl o HBr
   b. HI o HF
   c. HIO_4 o $HBrO_4$
   d. $HClO_4$ o HFO_4
   e. $HClO_3$ o $HClO_2$
   f. $HClO_4$ o $HClO$

5. **Escribe** la forma general de K_a y de K_b para los ácidos y base débiles.

6. **Determina** el valor de K_a si se conoce que K_b es $1{,}8 \times 10^{-11}$.

7. **Determina** el valor de K_b si se conoce que K_a es $1{,}8 \times 10^{-4}$.

8. **Completa** las siguientes reacciones de neutralización y **ajústalas**:
   a. $HNO_3\,(aq) + Fe(OH)_3\,(s) \rightarrow$ .....
   b. $HCl\,(aq) + Cu(OH)_2\,(s) \rightarrow$ .....
   c. $H_2SO_4\,(aq) + Al(OH)_3\,(s) \rightarrow$ .....

9. Razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
   a. Una disolución cuya $[H^+]$ es mayor que 10^{-7} es básica.
   b. Toda sustancia que tiene hidrógeno en su molécula es un ácido.
   c. Una disolución de $pH = 0$ es muy ácida.

10. Si sobre un poco de óxido de calcio, CaO, vertemos agua hasta disolverlo, se forma una disolución de hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$. **Indica** cómo podrías comprobar que esta sustancia es una base.

11. Si dejas caer unas gotas de fenolftaleína en una disolución ácida, ¿qué color tomará?
    - Al introducir una tira de papel indicador universal en una disolución adquiere un color azul. ¿Cómo es la disolución?

Prohibida su reproducción

12. **Calcula** el pH y el pOH en los casos siguientes:

    a. Una disolución acuosa en la que $[H_3O^+]$ vale $4{,}25 \times 10^{-3}$ M.

    b. Una disolución acuosa en la que $[OH^-]$ vale $7{,}86 \times 10^{-11}$ M.

13. **Calcula** las concentraciones de los iones H_3O^+ y OH^- en tres disoluciones acuosas cuyo pH vale, respectivamente, $0{,}6$, $4{,}2$ y $13{,}2$.

14. En un vaso de precipitación tenemos 3 litros de ácido sulfúrico con un pH de 3. Y en otro vaso tenemos $2{,}5$ litros del mismo ácido con un pH de 4. Si colocamos todo en un vaso de precipitación, ¿cuál va a ser el volumen total de la mezcla y qué pH tendría?

15. ¿Qué tipo de disolución, ácida, básica o neutra, se esperaría para las siguientes reacciones de neutralización?

    a. $HCl + NH_3$

    b. $CH_3COOH + Ca(OH)_2$

16. **Coloca** tres propiedades de los ácidos.

17. **Coloca** tres propiedades de las bases.

18. La neutralización consta de un ácido y una base para formar sal y agua. En las siguientes reacciones balancear y señalar cada uno de los componentes de la neutralización.

    a. $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow H_2O + Na_2SO_4$

    b. $LiOH + H_3PO_4 \rightarrow H_2O + Li_3PO_4$

    c. $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow H_2O + Ca_3(PO_4)_2$

19. **Realiza** las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos:

    - H_2O
    - CO_2
    - NH_3
    - Al_2O_3

20. **Coloca** la fórmula de las siguientes estructuras de Lewis:

    $:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}-\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$ $\qquad :\ddot{O}=\ddot{O}: \qquad :N \equiv N:$

21. **Coloca** en orden creciente los siguientes ácidos:

    HF, HCl, HI, HBr.

22. **Coloca** en orden decreciente las siguientes bases conjugadas:

    I^-, Cl^-, Br^-, F^-.

23. **Coloca** en orden de fuerza de ácido:

    $HBrO_4$, $HClO_4$, HIO_4.

24. **Determina** qué es más ácido:

    Una solución de HBr cuya concentración es de 1×10^{-4} M.

    Una solución de HCl cuya concentración es de $1{,}54 \times 10^{-3}$M.

25. **Determina** qué es más básico:

    Una solución de $NaOH$ de $0{,}55$ M.

    Una solución de KOH de $0{,}75$ M.

26. ¿Qué son y para qué sirven los indicadores?

AUTOEVALUACIÓN

Reflexiona y **autoevalúate** en tu cuaderno:

- Trabajo personal

¿Cómo ha sido mi actitud frente al trabajo? | ¿He cumplido mis tareas? | ¿Qué aprendí en esta unidad temática?

- Trabajo en equipo

¿He compartido con mis compañeros o compañeras? | ¿He respetado las opiniones de los demás?

- **Escribe** la opinión de tu familia.

- **Pide** a tu profesor o profesora sugerencias para mejorar y **escríbelas**.

Prohibida su reproducción

Proyecto

DETERMINACIÓN DE LA ACIDEZ O BASICIDAD

OBJETIVO:

- Demostrar el pH de algunas sustancias que utilizamos en la vida cotidiana.

JUSTIFICACIÓN:

Muchas sustancias utilizadas habitualmente tienen propiedades ácidas o básicas. La determinación de su naturaleza se realiza fácilmente mediante indicadores, sustancias que varían de color según la naturaleza ácida o básica de la disolución a la que se añaden.

En esta práctica se determinará si varias sustancias comunes son ácidas, básicas o neutras, utilizando para ello tres indicadores distintos.



http://goo.gl/4LubaJ

	Color frente a un ácido	Color frente a una base
Papel indicador universal	Rojo	Azul
Fenolftaleína	Incoloro	Rosado
Azul de bromotimol	Amarillo	Azul

MATERIALES Y RECURSOS:

- gradilla con tubos de ensayo
- papel indicador Universal
- fenolftaleína
- azul de bromotimol
- sustancias de uso común: vinagre, zumo de naranja, pasta de dientes, lejía, sal, leche, agua, refresco de cola

PROCESOS:

- **Coloca** en tres tubos de ensayo muy limpios una pequeña cantidad de disolución de la sustancia que se desea estudiar.
- **Añade** al primer tubo un trocito de papel indicador, al segundo unas gotas de fenolftaleína y al tercero unas gotas de azul de bromotimol. **Anota** en la tabla el color que observas en cada caso.
- **Interpreta** la naturaleza ácida, neutra o básica de cada sustancia según la experiencia realizada.

Prohibida su reproducción

Sustancia	Papel indicador	Fenolftaleína	Azul de bromotimol	Naturaleza
Vinagre				
Zumo de naranja				
Pasta de dientes				
Lejía				
Sal				
Leche				
Agua				
Refresco de cola				

*Si una sustancia es sólida se puede mezclarla con agua y de allí medir el valor de pH.

- **Llena** la tabla con los valores aproximados de pH para las sustancias analizadas en el laboratorio.

Sustancia	pH (aproximado)
Vinagre	
Jugo de naranja	
Pasta de dientes	
Lejía	
Sal	
Leche	
Agua	
Refresco de cola	

- **Escribe**, de menor a mayor, las sustancias en base a su pH.

Sustancia	pH (aproximado)

CUESTIONES:

a. ¿Qué importancia práctica tiene el uso de indicadores?

b. El pH es una medida de acidez o basicidad de una determinada sustancia. Supongamos que ponemos una gota de ácido clorhídrico en un tanque de agua. ¿Puede darse el caso de que un ácido tenga un pH mayor a 7?

c. ¿Puede darse el caso de que una base tenga un pH mayor a 14?

d. ¿Puede darse el caso de que existan ácidos tan fuertes que su pH sea menor que cero?

f. El pH de la piel depende del tipo de piel que tengamos. **Investiga** el rango de pH de:

Piel	pH (aproximado)
Seca	
Normal	
Grasa	

Prohibida su reproducción

Un alto en el camino

Gases

1. **Determina** el volumen de Cl_2 en mililitros si se conoce que ejerce una presión de 119 t234 Pa sobre dos litros de nitrógeno molecular a 1,5 atm a temperatura constante.

2. **Obtén** la temperatura en grados Celsius (°C) de 2 litros de HCl sobre 3 litros de H_2SO_4 a una temperatura de 303 K.

3. Tres litros de un gas desconocido ejercen una presión de 3 atm a una temperatura de 330 K. **Determina** la temperatura a la cual el gas va a llegar, si la presión es el doble y el volumen disminuye a la tercera parte.

4. **Determina** la cantidad en gramos de H_2 que se requiere para ejercer una presión de 2 atm con un volumen de veinte litros a una temperatura de 31°C.

5. ¿Cuál es la velocidad de un gas desconocido que pesa 18 g/mol a una temperatura de 40°C?

Cinética química

6. **Escribe** las expresiones de la velocidad para las siguientes reacciones en función del consumo de los reactivos y de la formación de los productos:

   a. $H_2\,(g) + I_2\,(g) \rightarrow 2\,HI\,(g)$

   b. $2\,H_2\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow 2\,H_2O\,(g)$

   c. $5\,Br^-\,(aq) + BrO_3^-\,(aq) + 6\,H^+\,(aq) \rightarrow 3\,Br_2\,(aq) + 3\,H_2O\,(l)$

   d. $4\,PH_3\,(g) \rightarrow P_4\,(g) + 6\,H_2\,(g)$

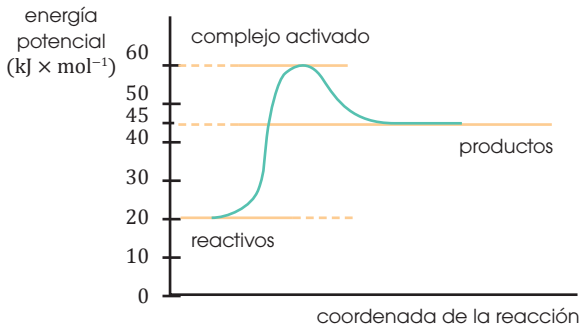
   e. $2\,NOCl\,(g) \rightarrow 2\,NO\,(g) + Cl_2\,(g)$

7. En la reacción $N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightarrow 2\,NH_3\,(g)$, en un momento dado el hidrógeno, H_2, está reaccionando a la velocidad de $0{,}090\ mol \times L^{-1} \times s^{-1}$:

   a. **Calcula** la velocidad a la que está reaccionando el nitrógeno, N_2.

   b. **Determina** con qué velocidad se forma el amoníaco, NH_3, en ese mismo momento.

8. La gráfica de la figura corresponde a la reacción $A + B \rightarrow C$.



   a. **Calcula** el valor de la energía de activación.

   b. **Determina** la variación de entalpía de la reacción directa.

   c. **Justifica** si la reacción directa es exotérmica o endotérmica.

Prohibida su reproducción

9. Dadas las siguientes ecuaciones de velocidad, **determina** el orden global de la reacción y el orden respecto de cada reactivo para sus correspondientes reacciones:
   a. $v = k\,[N_2O_5]$
   b. $v = k\,[NO]^2\,[O_2]$
   c. $v = k\,[H_2]\,[Br_2]$

10. **Escribe** la expresión de la constante K_c para cada de las siguientes reacciones reversibles en el equilibrio:
   a. $2\,NOCl\,(g) \rightleftarrows 2\,NO\,(g) + Cl_2\,(g)$
   b.
   c. $C_6H_5COOH\,(g) + H_2O\,(l) \rightleftarrows C_6H_5COO^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq)$

11. La constante de equilibrio K_c para la reacción $Cl_2\,(g) \rightleftarrows Cl\,(g) + Cl\,(g)$ vale $1{,}4 \times 10^{-38}$ a 25 °C. **Explica** qué indica este valor tan pequeño de K_c. **Escribe** la expresión de la constante K'_c para esta última y halla la relación existente entre K_c y K'_c.

12. En cierta reacción reversible, la constante de equilibrio es aproximadamente igual a 1: $K_c = \dfrac{[C][D]}{[A][B]} \approx 1$

    Indica qué se puede predecir acerca de las cantidades de reactivos y productos en el equilibrio.

Ácidos y bases

13. **Escribe** la ecuación ajustada de la disociación iónica de las siguientes sustancias en disolución acuosa, según la teoría de Arrhenius: fosfato de potasio, bromuro de calcio, ácido carbónico e hidróxido de magnesio.

14. **Justifica**, mediante la teoría de Brönsted:
   a. el carácter ácido de las especies químicas H_2O y NH^+_4
   b. el carácter básico de las especies químicas OH^- y CH_3NH_2.

15. De acuerdo con la teoría de Brönsted-Lowry, **completa** las siguientes reacciones, e **identifica** en cada una el ácido, la base y sus correspondientes base y ácido conjugados:

   a. $H_2O + HF \rightarrow \ldots$
   b. $I^- + H_2O \rightarrow \ldots$
   c. $H_2O + S^{2-} \rightarrow \ldots$
   d. $H_2SO_4 + NH_3 \rightarrow \ldots$

16. **Indica** cómo se comportará con el H_2O cada una de las siguientes sustancias y **justifica** la naturaleza, ácida o básica de cada una. **Escribe** las reacciones.

   a. HCO_3^- b. ClO_4^- c. BrO^- d. HPO

17. **Predice** razonadamente qué sentido predominará en las siguientes reacciones:

   a. $HF\,(aq) + NH_3\,(aq) \rightleftarrows NH^+_4\,(aq) + F^-\,(aq)$
   b. $CH_3COOH\,(aq) + OH^-\,(aq) \rightleftarrows CH_3COO^-\,(aq) + H_2O\,(l)$

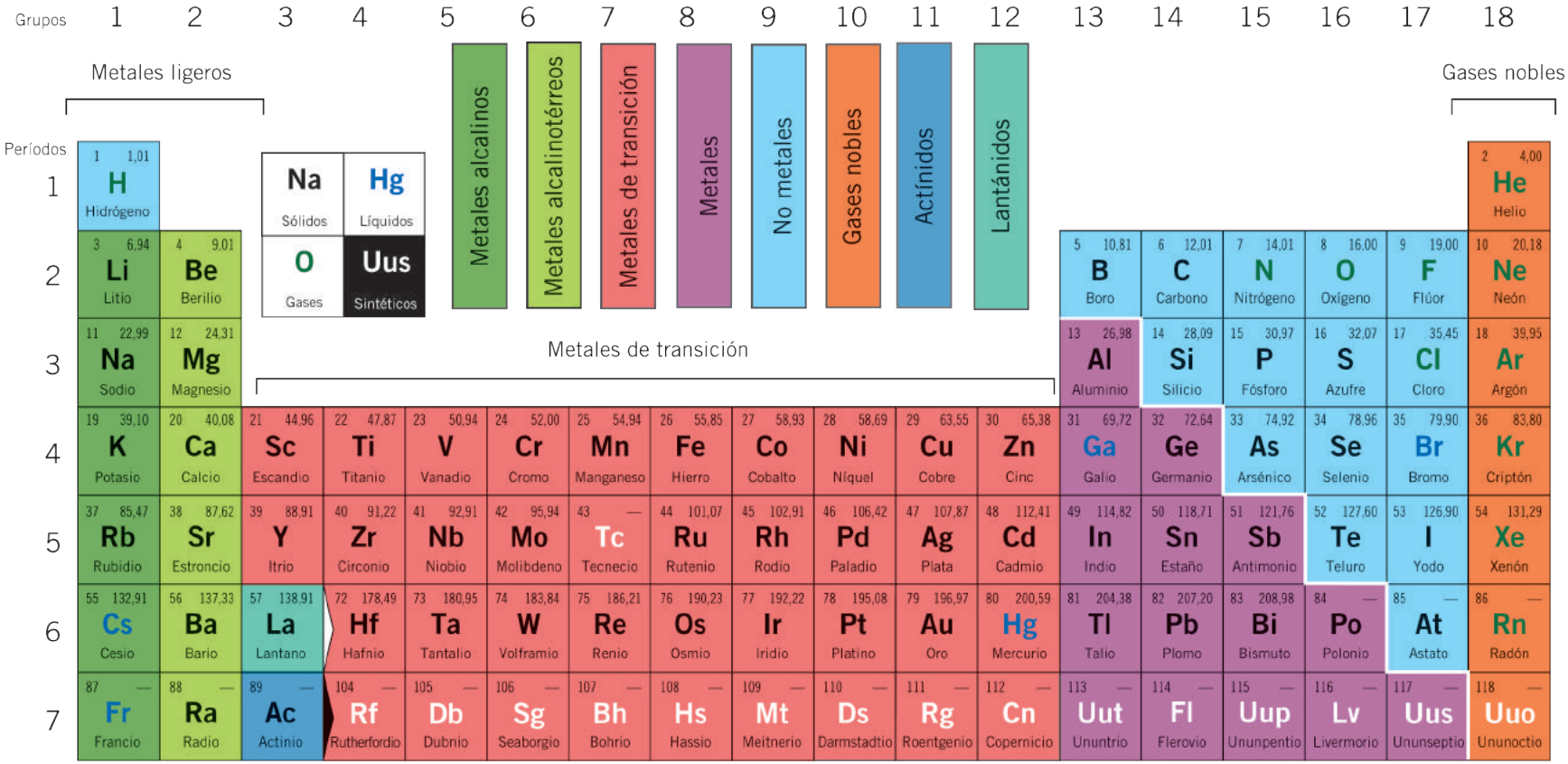
18. **Deduce** razonadamente qué ácido será el más fuerte en cada uno de los grupos siguientes:

   a. H_2SO_4 y H_2SeO_4
   b. H_2O, H_2S y H_2Se

Prohibida su reproducción

Prohibida su reproducción

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS



		Cantidades Fundamentales			Cantidades Derivadas			
Sistemas		MASA	LONGITUD	TIEMPO	FUERZA	ENERGIA	VELOCIDAD ANGULAR	GRAVEDAD
Absolutos	**S**ISTEMA INTERNACIONAL	Kilogramo **Kg**	Metro **m**	Segundo **s**	Newton **N** 10^5 Dinas	Joule **J**	Radianes/ Segundo **Rad/s**	9.81 m/s^2
	SISTEMA **ING**LÉS	Libra **Lb**	**Pie**	Segundo **s**	Pundal **Pdl**	**Pdl.Pie**	Radianes/ Segundo **Rad/s**	32.2 pie/s^2
Gravitacionales	**S**ISTEMA **T**ÉCNICO **P**RÁCTICO	**U**nidad **T**écnico **M**étrica	Metro **m**	Segundo **s**	Kilogramo-fuerza **Kgf**	Kilogramo-masa **Kgm**	Radianes/ Segundo **Rad/s**	9.81 m/s^2
	SISTEMA **T**ÉCNICO **ING**ÉS	**Slug**	**Pie**	Segundo **s**	Libra-fuerza **Lbf**	**Lbf.Pie**	Radianes/ Segundo **Rad/s**	32.2 pie/s^2
	CENTIMETRO **G**RAMO **S**EGUNDO	Gramo **Gr**	Centímetro **cm**	Segundo **s**	**Dina**	**Ergio**	Radianes/ Segundo **Rad/s**	980 cm/s^2

CONVERSIONES			
1 slug = 14.59 kg	1 pie = 12 pulg	1 Lb = 4.448 N	
	1 pie = 0.3048 m		
	1 milla = 5280 pie		
	1 pulg = 2.54 cm		

MULTIPLOS	**PREFIJO**	**SIMBOLO**
10^{12}	Tera	T
10^{9}	Giga	G
10^{6}	Mega	M
10^{3}	Kilo	K
SUBMULTIPLOS	**PREFIJO**	**SIMBOLO**
10^{-3}	Mili	m
10^{-6}	Micro	μ
10^{-9}	Nano	n
10^{-12}	pico	p

Prohibida su reproducción



Prohibida su reproducción