



CORPORACIÓN
UNIVERSITARIA
REMINGTON

TECNOLOGÍA AGROINDUSTRIAL
ASIGNATURA: QUÍMICA GENERAL

CORPORACIÓN UNIVERSITARIA REMINGTON
DIRECCIÓN DE EDUCACIÓN A DISTANCIA

Este material es propiedad de la Corporación Universitaria Remington (CUR), para los estudiantes de la CUR en todo el país.

2011

CRÉDITOS



El módulo de estudio de la asignatura Química General es propiedad de la Corporación Universitaria Remington. Las imágenes fueron tomadas de diferentes fuentes que se relacionan en los derechos de autor y las citas se relacionan en la bibliografía. El contenido del módulo está protegido por las leyes de derechos de autor que rigen al país.

Este material tiene fines educativos y no puede usarse con propósitos económicos o comerciales.

AUTOR

Andrés Mauricio de la Ossa

Candidato a Magister En Biotecnología UNAL

mauriciodelaosa@hotmail.com

Nota: el autor certificó (de manera verbal o escrita) No haber incurrido en fraude científico, plagio o vicios de autoría; en caso contrario eximió de toda responsabilidad a la Corporación Universitaria Remington, y se declaró como el único responsable.

RESPONSABLES

Ignacio Ramos Jaramillo

Decano del programa Tecnología Agroindustrial

Elkin Darío Ocampo Toro

Director general de Educación a Distancia

Octavio Toro Chica

Vicerrector Académico de Educación a Distancia

Angélica Ricaurte Avendaño

Coordinadora de la Unidad de Medios y Mediaciones Educativas

GRUPO DE APOYO

Personal de la Unidad de Medios y Mediaciones

EDICIÓN Y MONTAJE

Unidad de Medios y Mediaciones

Primera versión. Febrero de 2011.

TABLA DE CONTENIDO

1. INTRODUCCIÓN	5
2. OBJETIVO GENERAL	7
3. OBJETIVOS ESPECÍFICOS.....	8
4. REQUISITOS DE INGRESO	9
5. COMPETENCIAS DE EGRESO	10
6. FICHA TÉCNICA DEL MÓDULO	11
7. MAPA DEL MÓDULO.....	12
8. UNIDAD 1 ESTRUCTURA Y COMPOSICIÓN DE LA MATERIA	13
8.1. OBJETIVO GENERAL.....	13
8.2. OBJETIVO ESPECÍFICO	13
8.3. PRUEBA INICIAL.....	14
8.4. TEMAS	15
8.4.1. Propiedades físicas de la materia.....	15
8.4.2. propiedades químicas de la materia	17
8.4.3. El átomo	19
8.4.4. Ley periódica y tabla periódica.....	25
8.4.5. Ejercicios.....	30
8.5. PRUEBA FINAL	32
8.5.1. Actividad.....	32
9. UNIDAD 2 REACCIONES QUÍMICAS	33
9.1. OBJETIVO GENERAL.....	33
9.2. OBJETIVOS ESPECÍFICOS.....	33
9.3. PRUEBA INICIAL.....	34
9.4. TEMAS	35
9.4.1. Principios de nomenclatura inorgánica.....	35
9.4.2. Ecuación y reacciones químicas	46

9.4.3.	Clasificación de reacciones.....	47
9.4.4.	Cambios energéticos	66
9.4.5.	Balaceo de ecuaciones	67
9.4.6.	Cálculos estequiométricos	70
9.4.7.	Ejercicios.....	90
9.5.	PRUEBA FINAL	92
9.5.1.	Actividad.....	92
10.	UNIDAD 3 SOLUCIONES.....	94
10.1.	OBJETIVO GENERAL.....	94
10.2.	OBJETIVOS ESPECÍFICOS.....	94
10.3.	PRUEBA INICIAL.....	95
10.4.	TEMAS	96
10.4.1.	Definición de solución, soluto y solvente.....	96
10.4.2.	Clasificación de las soluciones.....	96
10.4.3.	Factores que afectan la solubilidad.....	96
10.4.4.	Unidades de concentración física	97
10.4.5.	Unidades de concentración químicas	98
10.4.6.	Ejercicios.....	100
10.5.	PRUEBA FINAL	102
10.5.1.	Actividad.....	102
11.	UNIDAD 4 SEGURIDAD CON PRODUCTOS QUÍMICOS	103
11.1.	OBJETIVO GENERAL.....	103
11.2.	OBJETIVOS ESPECÍFICOS.....	103
11.3.	PRUEBA INICIAL.....	104
11.4.	TEMAS	105
11.4.1.	Clasificación de sustancias químicas	105
11.4.2.	Símbolos de peligrosidad	105
11.4.3.	Frases código R.....	106
11.4.4.	Frases código S.....	108

11.4.5.	Transporte y almacenamiento de sustancias químicas	110
11.5.	PRUEBA FINAL	112
11.5.1.	Actividad.....	112
12.	BIBLIOGRAFÍA.....	113
13.	GLOSARIO DE TÉRMINOS	114

1. INTRODUCCIÓN

Mediante el modulo de química general el estudiante podrá entender los procesos básicos que se presentan en el estudio de la materia y de esta manera adquirir un pensamiento científico esto se logrará por medio del desarrollo de las cuatro unidades presentes en este modulo de la siguiente manera, comprender las propiedades físicas y químicas de la materia a partir de su unidad estructural el átomo y las características de los elementos dentro del sistema periódico, como se dan los diferentes tipos de reacciones que se presentan entre solutos y solventes para dar como resultado las sustancias, la manera en que se analizan estos cambios de la materia teniendo en cuenta la ley de conservación de la materia y por último el cuidado que se debe tener en el uso y transporte de las sustancias químicas.

Una de las principales preocupaciones de la sociedad actual que se han presentado aun desde los tiempos más remotos es la de mejorar su estilo de vida para lo cual se ha preocupado en introducir cambios en el medio, estas modificaciones ha sido hechas en la necesidad primaria como lo es la alimentación entre otras por ejemplo en el desarrollo de la agricultura y para esto ha hecho grandes avances de ciencia y tecnología basándose en la ciencia central que es la química por estas razones el modulo de química general proporciona al aprendiz las bases de los conceptos, principios y aplicaciones que rodea la química general.

Importancia

La química es el estudio de la materia y sus cambios. Con frecuencia se le considera la ciencia central, ya que los conocimientos básicos de química son indispensables para los estudiantes de ciencias naturales y muchas otras disciplinas. De hecho, la química es parte fundamental del estilo de vida del ser humano actual; a falta de ella, viviríamos en condiciones primitivas, sin medios de transporte, electricidad, computadores, discos compactos ni muchas otras comodidades de la vida moderna modernas.

La química es una ciencia antigua, sus fundamentos modernos se remontan al siglo XIX, cuando los adelantos intelectuales y tecnológicos permitieron a los científicos separar sustancias en sus componentes y explicar muchas de sus características físicas y químicas.

El desarrollo acelerado de tecnología cada vez más refinada durante el siglo xx nos brinda medios cada vez mayores para estudiar lo que es inapreciable a simple vista. El uso de los ordenadores y microscopios especiales, permite que los químicos analicen la estructura de los átomos y las moléculas -las unidades fundamentales en las que se basa el estudio de la química- y diseñen

nuevas sustancias con propiedades específicas, como fármacos y productos de consumo no contaminantes.

En este principio del siglo XXI conviene preguntarse qué función tendrá la ciencia central en esta centuria. Es casi indudable que la química mantendrá una función fundamental en todas las áreas de la ciencia y la tecnología.

2. OBJETIVO GENERAL

Adquirir los conocimientos básicos y fundamentales de química que permitan la comprensión de las propiedades, la composición y la transformación de la materia en sus distintas expresiones y aplicaciones.

3. OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- Definir los conceptos de materia y energía con base en sus propiedades y cambios
- Clasificar los diferentes tipos de reacciones químicas
- Explicar las propiedades de las soluciones y sus aplicaciones teniendo en cuenta las respectivas unidades de concentración
- Identificar los diferentes símbolos de peligrosidad y los elementos de protección y manejo de tablas de seguridad para el manejo y almacenamiento de productos químicos para la identificación de recomendaciones preventivas al respecto

4. REQUISITOS DE INGRESO

- Conocimientos básicos de biología general
- Conocimientos básicos de química general
- Conocimientos básicos de matemáticas

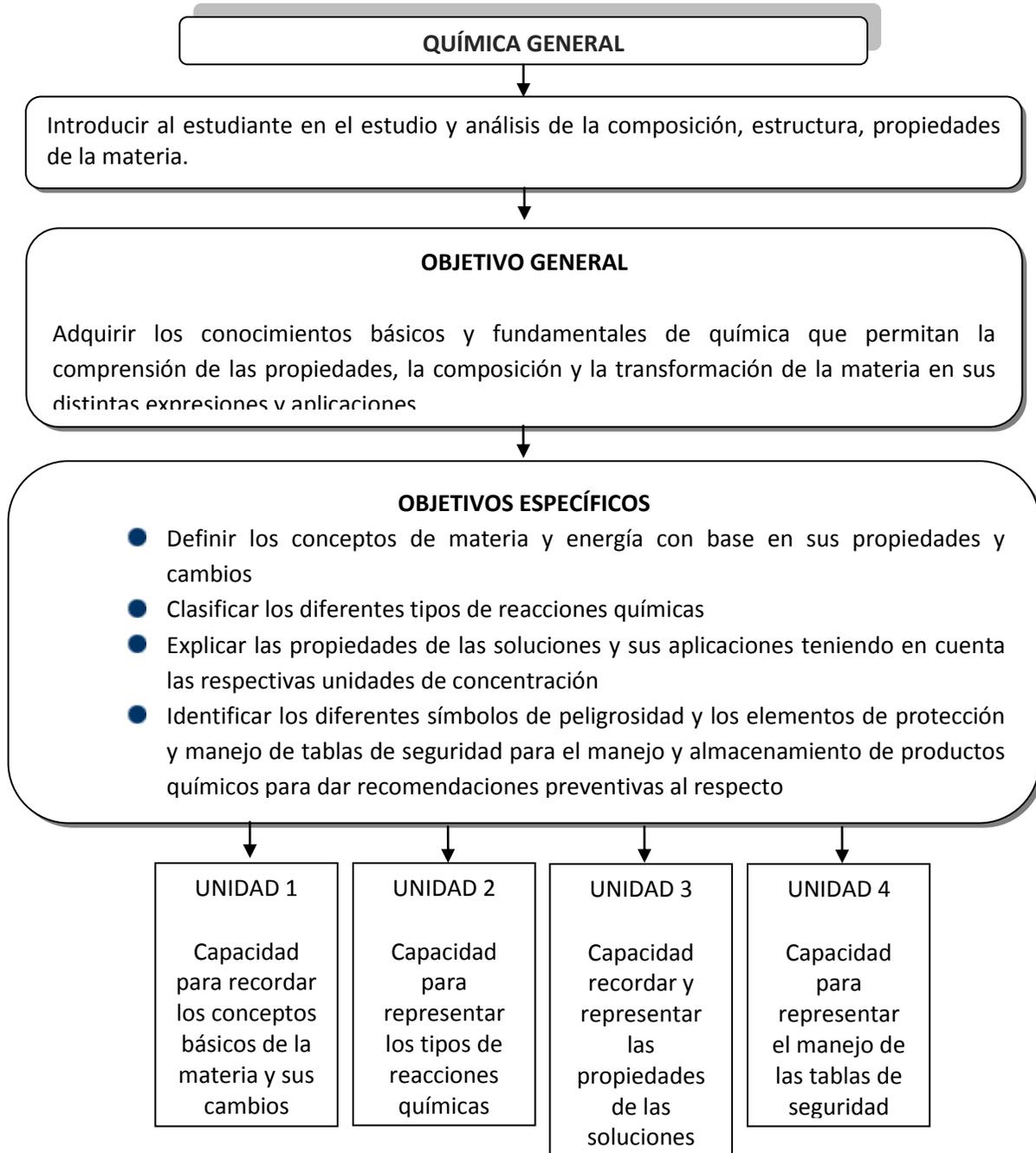
5. COMPETENCIAS DE EGRESO

- El estudiante estará en capacidad de entender los cambios de la materia a partir de sus propiedades físicas y químicas
- El estudiante estará en capacidad de definir los principios de nomenclatura inorgánica, ecuaciones y reacciones químicas, balanceo y estequiometría
- El estudiante estará en capacidad de clasificar las soluciones químicas junto con sus constituyentes y análisis
- El estudiante estará en capacidad comprender las normatividades de seguridad de productos químicos

6. FICHA TÉCNICA DEL MÓDULO

Área		Nivel de Formación		Objetivos					
	Específica			General		Específicos			
Ciencias naturales	Química		Perceptual		Explorar		Explorar		
					Describir		Describir		
			Aprehensivo		Comparar		Comparar		
					Identificar	x	Identificar		
					Analizar		Analizar		
			Comprensivo		Explicar	x	Explicar		
					Definir	x	Definir		
					Predecir		Predecir		
				x	Adquirir		Adquirir		
					Proponer		Proponer		
				x	Integrativo		Modificar		
							Clasificar	x	Clasificar
							Confirmar		Confirmar
							Evaluar		Evaluar
Indicadores Metodológicos									
Propósito de Formación		X	Fundamentación Conceptual						
			Fundamentación Procedimental						
			Aplicación en el Saber Específico						
Competencias a Desarrollar			Interpretativas						
			Argumentativas						
			Propositivas						
Uso del Conocimiento			Capacidad para Representar						
			Capacidad para Reconocer Equivalencias						
			Capacidad para Recordar Objetos y sus propiedades						
Uso de Procedimientos			Habilidad y Destreza para Usar Equipos						
		X	Habilidad y Destreza para Usar Procedimientos de Rutina						
			Habilidad y Destreza para Usar Procedimientos Complejos						

7. MAPA DEL MÓDULO



8. UNIDAD 1 ESTRUCTURA Y COMPOSICIÓN DE LA MATERIA

8.1. OBJETIVO GENERAL

Definir los conceptos de materia y energía con base en sus propiedades y cambios

8.2. OBJETIVO ESPECÍFICO

Identificar las propiedades de la materia

8.3. PRUEBA INICIAL

Defina los siguientes términos

- Materia
- Molécula
- Masa
- Qué es volumen
- Qué es densidad
- Qué es solubilidad
- Energía calórica
- Acidez
- Reactividad
- Corrosividad
- Átomo
- Electrón
- Neutrón
- Protón
- Teoría atómica
- Ley periódica
- Numero atómico
- Masa atómica tabla periódica

8.4. TEMAS

8.4.1. Propiedades físicas de la materia

8.4.1.1 Calor y temperatura

En la actualidad se usan tres escalas de temperatura. Sus unidades son °F (grados Fahrenheit), °C (grados Celsius) y °K (kelvin). En la escala Fahrenheit, la más usada en Estados Unidos fuera de los laboratorios, se definen los puntos de congelación y ebullición normales del agua como 32 °F y 212 °F, respectivamente. La escala Celsius divide el intervalo entre los puntos de congelación (°C) y ebullición (100°C) del agua en 100 grados. Como se muestra en la tabla 1.2, el kelvin es la unidad básica de temperatura del SI; se trata de una escala de temperatura absoluta. Por absoluta debe entenderse que el 0 de la escala Kelvin, denotada como 0 K, es la temperatura más baja que puede alcanzarse en teoría. Por otra parte, 0 °F y 0°C se basan en el comportamiento de una sustancia elegida arbitrariamente, el agua. En la figura 2.1 se comparan las tres escalas de temperatura.

La magnitud de un grado en la escala Fahrenheit es de apenas 100/180, o sea, 5/9, de un grado en la escala Celsius. A fin de convertir grados Celsius a grados Fahrenheit, se escribe:

$$^{\circ}\text{F} = ^{\circ}\text{C} \times 1,8 + 32 \text{ ecuación 2.1}$$

Las escalas Celsius y Kelvin tienen unidades de la misma magnitud, es decir, un grado Celsius es equivalente a un kelvin. En estudios experimentales, se ha comprobado que el cero absoluto de la escala Kelvin equivale a - 273. 15°C. Así pues, es posible usar la ecuación siguiente para convertir grados Celsius a kelvin:

Para pasar de °C a °K se sigue la siguiente ecuación:

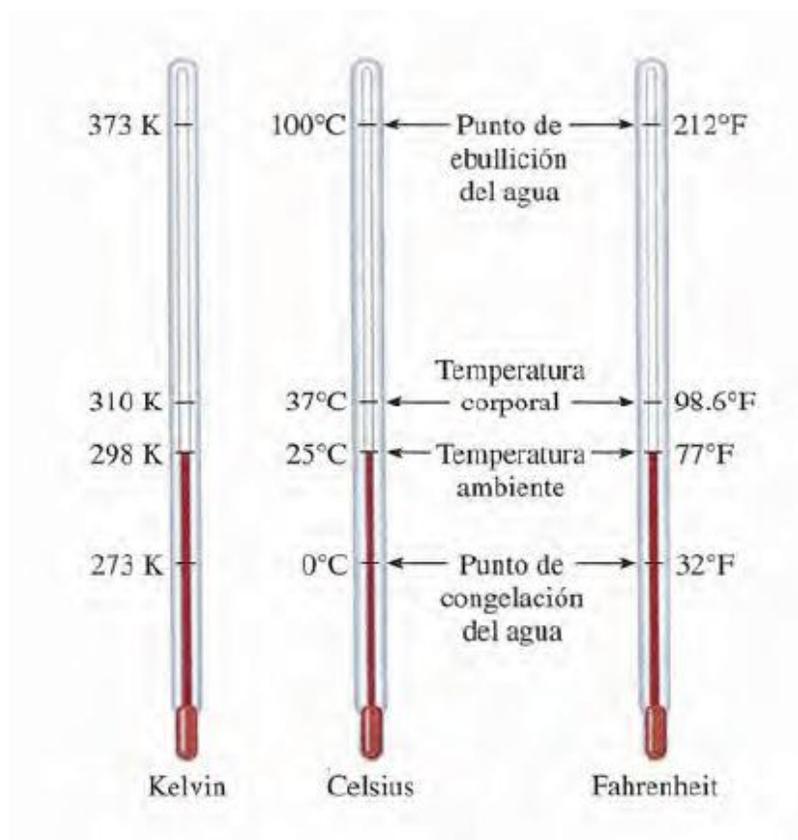
$$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273 \text{ ecuación 2.2}$$

Otras ecuaciones que funcionan para hallar grados centígrados

$$^{\circ}\text{C} = ^{\circ}\text{F} - 32 / 1,8 \text{ ecuación 2.3}$$

$$^{\circ}\text{C} = ^{\circ}\text{K} - 273 \text{ ecuación 2.4}$$

Figura 2.1 Escalas de temperatura tomado de Raymond Chang química decima edición 2002,



Ejemplos

- La soldadura es una aleación hecha de estaño y plomo que se usa en circuitos electrónicos. Cierta soldadura tiene un punto de fusión de 223°C. ¿Cuál es su punto de fusión en grados Fahrenheit?
- El helio tiene el punto de ebullición más bajo de todos los elementos, de - 452°F. Convierta esta temperatura a grados Celsius.
- El mercurio, único metal líquido a temperatura ambiente, funde a - 38.9°C. Convierta su punto de fusión a kelvin. ¹.

Solución

¹ Juan Camilo. (2009, Febrero): "Escalas de Temperatura" - <http://quimicaalcaravanes.blogspot.com/>

Estas tres partes requieren efectuar conversiones de temperatura, por lo que se necesitarán las ecuaciones 2.1, 2.3 y 2.4 Tenga en cuenta que la temperatura más baja en la escala Kelvin es cero (0 K), por lo que en dicha escala no se tienen valores negativos.

$$\text{a) } ^\circ\text{F} = 1,8 \times ^\circ\text{C} + 32$$

$$= 1,8 \times 223 \text{ } ^\circ\text{C} + 32$$

$$= 433,4 \text{ } ^\circ\text{F}$$

$$\text{b) } ^\circ\text{C} = ^\circ\text{F} - 32/1,8$$

$$= - 452 \text{ } ^\circ\text{F} - 32/1,8$$

$$= 268,8 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$\text{c) } ^\circ\text{K} = ^\circ\text{C} + 273$$

$$= - 38,9 \text{ } ^\circ\text{C} + 273$$

$$= -234,1 \text{ } ^\circ\text{K}$$

8.4.2. propiedades químicas de la materia

Masa y peso

La masa de un cuerpo es una medida de la resistencia que opone a cambiar el estado de reposo o de movimiento en que se encuentra.

La masa de un cuerpo está también íntimamente relacionada con su peso.

Medidas de masa y peso

Como fuerza que es, el peso de un objeto está dado por la segunda ley de Newton:

$$\mathbf{P = m \cdot g} \qquad \text{Ecuación 2.5}$$

En la cual **P** es el peso de un objeto de masa **m**, y **g** es la aceleración de la gravedad (9,8 m/s²). Esto nos indica que las unidades de peso son realmente unidades de fuerza. Así si un cuerpo tiene una masa de 1 kg, su peso será:

$P = 1\text{ kg} \times 9,8\text{ m/s}^2 = 9,8\text{ kg} \cdot \text{m/s}^2$

La unidad derivada equivalente a $1\text{ kg}\cdot\text{m/s}^2$ se denomina newton. En consecuencia, un objeto de 1 kg de masa pesa 9.8 newtons.

Unidades de masa

La unidad SI de masa es el **kilogramo** el patrón correspondiente es un bloque de platino - iridio, el uso común en química es el gramo ya que el kilogramo es una unidad muy grande en relación a las unidades manejadas en el laboratorio.

Otra unidad usada en química para denotar el peso de partículas pequeñas es la **uma** unidad de masa atómica y su equivalencia en gramos es

$1\text{ uma} = 1,66 \times 10^{-24}\text{ g}$ Ecuación 2.6

Densidad

Propiedad intensiva no dependiente de la cantidad de masa presente, por lo que la proporción de masa sobre volumen son directamente proporcional; en otras palabras, **V** aumenta conforme lo hace **m**.

La unidad derivada del SI para la densidad es el kilogramo por metro cúbico (kg/m^3). Unidad demasiado grande para muchas aplicaciones químicas. En consecuencia, los gramos por centímetro cúbico (g/cm^3) y su equivalente de gramos por mililitro (g/mL) son usadas con mayor frecuencia para las densidades de sólidos y líquidos en la tabla 2.1 se dan algunos ejemplos.

Ecuación para densidad:

$D = m/V$ Ecuación 2.7

Donde **D** es densidad

m es masa y

V es volumen

Tabla 2.1 Densidad de algunas sustancias

Sustancia	Densidad (g/cm^3)
Aire	0.001

Etanol	0.79
Agua	1.00
Mercurio	13.6
Sal de mesa	2.2
Hierro	7.9
Oro	19.3
Osmio	22.6

Ejemplo

El oro es un metal precioso químicamente inerte. Se usa principalmente en joyería, odontología y dispositivos electrónicos. Un lingote de oro con una masa de 301 g tiene un volumen de 15.6 cm³. Calcule la densidad del oro².

Solución

Se proporcionan la masa y el volumen y se pide calcular la densidad. Por ende, con base en la ecuación (2.1) se escribe:

$$\begin{aligned} D &= m/v \\ &= 301\text{g}/15,6 \text{ cm}^3 \\ &= 19,3 \text{ g/cm}^3 \end{aligned}$$

8.4.3. El átomo

La noción de que los cuerpos estaban constituidos por pequeñas partículas indivisibles; surgió con Leucipo y Anaxágoras de la antigua Grecia. Fue uno de los discípulos de Leucipo, Democrito de Abdera, quien se esmero en desarrollar un materialismo atomista. Según Aristóteles, la naturaleza estaba formada por un inmenso espacio en el que se hallaban infinidad de materiales indivisibles, eternos e invisibles nominados átomos.

En 1805, J. Dalton publicó una obra donde exponía su teoría sobre la constitución de la materia, basada en una serie de puntos fundamentales:

- La materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas átomos

²Gloria Maria Mejia. (S.F): "Química General" - Aprendeonline.udea.edu.co/lms/moodle/mod/resource/view.php?...id...

- Los átomos de un elemento determinado son todos idénticos, tienen la misma masa e iguales propiedades químicas
- Los átomos de elementos distintos tienen masa y propiedades diferentes
- La unión de dos o más átomos diferentes forman las moléculas de los cuerpos compuestos
- Las transformaciones químicas se realizan entre átomos que guardan entre sí una relación sencilla y permanecen indivisibles

En 1896 las experiencias de Becquerel con las sales de uranio radiactivas destruyeron la creencia de la indivisibilidad del átomo. Hoy se sabe que los átomos no son indivisibles, aunque actúen como si lo fueran en todos los procesos químicos, sino que están formados por partículas más pequeñas llamadas partículas fundamentales, de las que se hablará a continuación.

Constitución del átomo

La materia tiene como constituyente esencial unas partículas cargadas eléctricamente, que por frotamiento u otras causas se desplazan de unos cuerpos a otros. Dichas partículas tienen una masa muy pequeña y su carga eléctrica es negativa. Puesto que el átomo, y en general la materia, es eléctricamente neutro, es de suponer que además de las cargas negativas, existirán otras cargas positivas de igual número y magnitud.

Formulada la aseveración de que el átomo consta de electrones, negativos, y de protones, positivos, se planteó el problema de determinar cómo se hallaban distribuidas estas partículas en el átomo y cuántas había en cada uno de ellos.

Modelo atómico de Rutherford

A principios del siglo XX. E. Rutherford experimentalmente demostró la teoría de su maestro J.J. Thomson. Éste pensaba que el átomo estaba constituido por una esfera de carga positiva a la cual estaban incorporados los electrones de carga negativa.

Rutherford hacía chocar un haz de partículas alfa emitidas por un cuerpo radiactivo, situado en una cámara de plomo, contra una lámina de oro de poco grosor. Detrás de ésta había una pantalla fluorescente, de forma que al ser alcanzada por una partícula se excitaba y centelleaba. También se impresionaban placas fotográficas.

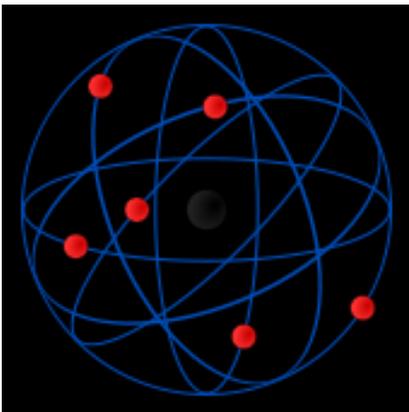
Como resultado de su experimento, observó que la mayoría de las partículas alfa atravesaban la lámina sin experimentar desviación alguna con relación al haz incidente y sólo algunas presentaban cierta desviación.

Sin embargo, ciertas partículas se dispersaban en ángulos muy abiertos y otras incluso seguían una trayectoria de retroceso.

Rutherford concluyó de que había un volumen muy pequeño situado en el centro del átomo, llamado núcleo, formado por cargas positivas, ya que las partículas alfa, de carga positiva, eran repelidas al aproximarse a dicho núcleo o al menos desviadas de su trayectoria.

Como muchas partículas no sufrían cambios en su trayectoria, dedujo que entre los electrones y el núcleo existía un espacio libre, a través del cual pasaban las partículas alfa sin desviarse.

Figura 2.2 modelo atómico de Ruthenford tomado de aprendequimica.blogspot.es/1240682700/



Rutherford, para explicar su experimento, propuso un modelo atómico según el cual todo átomo consta de dos partes: el núcleo, formado por protones, y la corteza, constituida por electrones girando (figura 2.2). Sin embargo, surgieron una serie de inconvenientes a la hora de explicar la discrepancia de masa y carga de los elementos. Algunos científicos postularon la existencia de otra partícula sin carga y de igual masa que el protón en el núcleo.

El físico británico Chadwick demostró experimentalmente existía dicha partícula, a la que llamo neutrón. Modelo atómico de Bohr. La teoría de Rutherford no justificaba la estabilidad del átomo. Según Rutherford, los electrones giraban constantemente alrededor del núcleo, como toda carga eléctrica en movimiento energética, ya sea en forma de ondas caloríficas, etc., y ésta es limitada en los electrones, llegaría un momento en que partículas perderían toda su energía y se precipitarían sobre el núcleo.

En 1913, N. Bohr creyó solucionar el problema de la estabilidad del átomo con su modelo atómico. En él se incorporó la teoría cuántica de M. Planck. Planck 1900 sostuvo la idea de que la energía no era emitida de una forma continua, sino de una manera intermite". Cuantos o fotones. El cuanto es la cantidad de energía que se puede emitir. Afirmó que cada cuanto estaba formado un «paquete» de ondas que podía equipararse a una partícula de masa nula (fotón) Determinó que la energía de un venía dada por la siguiente fórmula matemática: $e = h \cdot \gamma$ (en la que e es la energía, h la constante Planck, tan importante como la de la gravitación universal y γ (letra griega nu) la frecuencia de la radiación ondulatoria. Bohr, basándose en la mencionada teoría de Planck hipótesis sobre la estructura atómica: los electrones giran alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares, pero sin emitir energía.

Cuanto mayor es la órbita, mayor es la energía que posee el electrón. El paso de un electrón de una órbita a otra interior se realiza mediante un desprendimiento de energía. Por lo tanto, para lograr que un electrón salte a una órbita más externa hay que aportar energía. El producto de la cantidad movimiento del electrón por la longitud de la órbita que describe es un múltiplo del cuanto de energía: $m \cdot v \cdot 2 \cdot \pi r = h \cdot n$ es el número de la órbita que recorre el electrón, contado desde el núcleo ($n = 1, 2, \dots$). Se llama a n, número cuántico principal. El modelo de Bohr se acopla perfectamente al átomo de hidrógeno, pero no ocurrió lo mismo con átomos más complejos.

Distribución de los electrones el átomo: Teoría atómica actual, en revisión constan-nos indica que los movimientos de los electrones alrededor del núcleo requieren ro números cuánticos para explicar su posición: n, l, m, s . n es el número cuántico principal que puede tomar cualquier valor del conjunto de los números naturales, exceptuado el cero. Cada valor representa una distancia media orbital. La menor energía corresponde a $n = 1$ (órbita más cercana al núcleo) y la mayor a $n = \infty$ (órbita más alejada del núcleo). l es el número cuántico orbital, denominado también acimutal, que está relacionado con el momento angular del electrón en una órbita elíptica, y es un número entero de unidades $h/2\pi$ (l nos indica la forma orbital).

El número cuántico l puede tomar cualquier valor, desde 0 hasta $n-1$ inclusive. Así, si un átomo tiene cuatro niveles (número cuántico principal $n = 4$) el valor de él estará comprendido entre 0 y 3 inclusive (0, 1, 2, 3). 3. m es el número cuántico magnético, que es representativo de la dirección posible del momento orbital anterior l, cuando dicho momento queda orientado por la acción de un campo magnético. Puede adoptar como valor cualquier número nulo y entero negativo o positivo, hasta el valor del número cuántico orbital l. Así, si $l = 3$, m puede valer cualquier número entero entre 3 y -3, es decir, 3, 2, 1, 0, -1, -2, -3. S es el número cuántico de espín (del inglés spin que significa giro) y que. En cierto modo, se identifica con la rotación del e- sobre sí mismo. Sólo puede adoptar los valores $+1/2$ o $-1/2$ y el signo + o - depende de que el espín tome una dirección paralela o anti paralela al campo magnético exterior.

Si bien hemos dicho que el número cuántico principal n es cualquier número natural a partir de 1, desde el punto de vista práctico, basta considerar los 7 primeros niveles de energía ($1 \leq n \leq 7$), que suelen designarse con los números 1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7 siendo 1 la órbita más cercana al núcleo y 7 la más lejana.

Cada nivel puede contener como máximo un cierto número de e^- , como se deduce de los números cuánticos anteriores, y que viene dado por la expresión:

$$N = 2n^2$$

Partículas del átomo

El electrón tiene una carga negativa de $1,602 \cdot 10^{-19}$ Culombios y su masa es de $9,1 \cdot 10^{-28}$ g y su símbolo es e^- .

El núcleo está compuesto por protones y neutrones fundamentalmente. El protón tiene una carga de $+1,602 \cdot 10^{-19}$ culombios y una masa 1.837 veces mayor que la del electrón; es decir, una masa de $1,6710^{-24}$ g. El neutrón tiene una masa algo mayor que el protón, pero no posee carga eléctrica

Antipartículas

En 1971, el soviético Yuri Prokoshkin consiguió aislar antimateria, identificando antihelio 3, y descubrió más de 50.000 antideuterones, mediante el sincrotón de protones de Serpujov (cerca de Moscú) capaz de generar 10.000 millones de electronvoltios cuyo símbolo eV (1 eV es igual a $1,60 \times 10^{-19}$ julios)

Número atómico y número de masa (peso atómico)

Todo núcleo atómico se caracteriza por dos números, el atómico y el de masa (o peso atómico).

El número atómico

Representa el número de protones del núcleo que es exactamente igual al número de electrones de la corteza cuando existe equilibrio de carga. Se representa por Z .

El numero de masa

Es la suma de protones y neutrones del núcleo. Se representa por A :

$$A = Z + N \quad \text{ecuación 2.8}$$

Siendo N el número de neutrones.

En un principio se tomó como patrón el número de masa del hidrógeno a la que se le asignó el valor 1.

En 1961, por acuerdo internacional, se tomó como unidad de masa relativa, la basada en el isótopo 12 del carbono. A esta unidad se le dio el nombre de unidad de masa atómica y es la doceava parte de la masa del átomo del carbono 12.

Masa molecular

La masa molecular de una sustancia pura es la masa de una de sus moléculas. Se utiliza la misma unidad u que para las masas atómicas. Por ejemplo, el agua cuya fórmula es H_2O tendría una masa molecular igual a:

$$2H \rightarrow 2 \cdot 1 = 2 \text{ u . m . a.}$$

$$1 O \rightarrow 1 \cdot 16 = 16 \text{ u . m . a.}$$

$$18 \text{ u . m . a.}$$

Mol o molécula-gramo

Es la masa molecular expresada en gramos. Su uso tiende a desaparecer

Numero de Avogadro

El número fijo de moléculas que hay en un mol de cualquier sustancia se llama número de Avogadro (en honor a su descubridor) y se representa por N .

$$N = 6,023 \times 10^{23}$$

Por lo tanto un mol de cualquier sustancia contiene siempre igual número de moléculas.

A partir de esta consideración, se deduce que el número de moléculas (n) contenido en una cantidad de gramos (x), de cualquier sustancia, puede determinarse mediante la aplicación de la siguiente fórmula:

$$n = \frac{6,023 \times 10^{23} \cdot x}{\text{masa molecular de un mol}}$$

8.4.4. Ley periódica y tabla periódica

Los científicos en el Siglo XIX necesitaron clasificar los elementos de manera que permitiera un estudio sistematizado. Para ello tomaron como base las similitudes químicas y físicas de los elementos que se conocían por entonces.

El químico alemán Johann W. Dobereiner (1780-1849), propuso una organización con base en tríadas, esto es, conjuntos de tres elementos de propiedades similares (Ca, Sr, y Ba; Li, Na y K; Cl, Br y I; y S, Se y Te). Posteriormente, el químico inglés John A. Newlands (1837-1898) estableció lo que denominó ley de las octavas, según la cual cuando los elementos se ordenaban según sus pesos atómicos, aquéllos de propiedades semejantes se encontraban cada ocho posiciones.

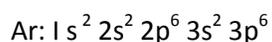
Dimitri Ivanovich Mendeleiev (1834-1907) en 1869 y el físico alemán Lothar Meyer (1830-1895), independientemente trabajaron y desarrollaron un sistema de clasificación en el que, manteniendo un orden ascendente de los pesos atómicos de los elementos, éstos se distribuían en ocho grupos, de tal manera que aquéllos de propiedades similares quedaban ubicados en un mismo grupo.

Los trabajos de Meyer y Mendeleiev fueron muy similares, pero el crédito se le da generalmente a este último, no sólo porque publicó antes sus trabajos, sino porque, presentó conclusiones y previsiones que no fueron tenidas en cuenta por Meyer.

La Tabla Periódica de Mendeleiev fue el fruto de múltiples observaciones y razonamientos, permitieron a este gran científico enunciar la que él llamó Ley Periódica:

"Las propiedades de los cuerpos simples, así como las fórmulas y propiedades de sus compuestos, I funciones periódicas de las masas atómicas de los elementos".

La única diferencia en estas dos expresiones es el último término, esto es, la configuración del nivel más exterior del átomo. En efecto, el potasio presenta 1 electrón en el subnivel 4s, en tanto que el calcio tiene 2. El resto del átomo, más exactamente los electrones interiores, están distribuidos de la misma manera en ambos átomos. Esta distribución interna es también igual a la del gas noble que les precede, el argón. Veamos:

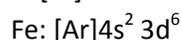
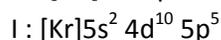
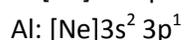
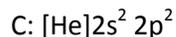


Para escribir la configuración abreviada de un átomo, basta indicar entre corchetes el símbolo del gas noble que tiene la misma configuración de los electrones interiores de dicho átomo, y agregar

los subniveles exteriores. Dicho gas noble es el que se encuentra al final del período anterior. Así, para el potasio y el calcio escribimos:



Otros ejemplos son:

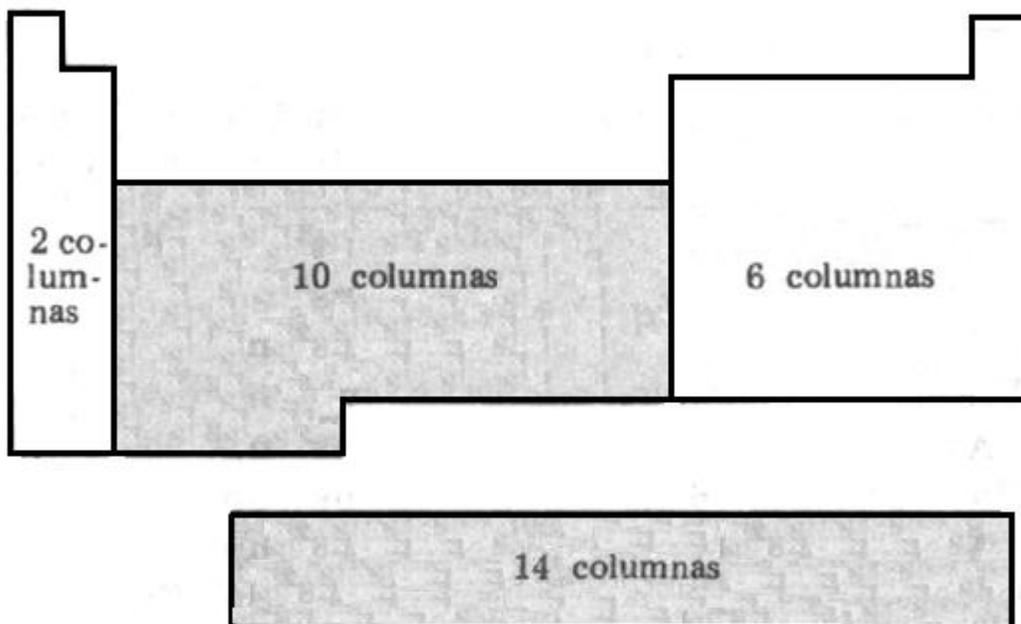


La tabla periódica

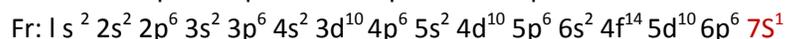
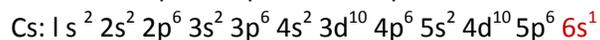
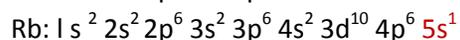
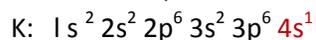
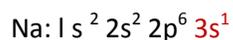
La estructura general de la Tabla Periódica y las similitudes entre los elementos de un mismo grupo pueden ser explicadas por las configuraciones electrónicas.

Recordemos que la Tabla Periódica está constituida de manera tal que los elementos de propiedades semejantes están dispuestos en una misma columna vertical o grupo. Recordemos igualmente que estos grupos están organizados de tal manera que la Tabla presenta una estructura similar a la representada en la figura 2.3. A la izquierda hay 2 columnas de elementos; a la derecha se encuentra un bloque de 6 columnas; en el centro, otro bloque de 10 columnas, y, en la parte inferior, dos filas de 14 elementos cada una. Y precisamente estos números, 2, 6, 10 y 14, son los que la teoría atómica nos indica como población electrónica máxima de los subniveles s, p, d y f, respectivamente.

Figura 2.3 Estructura general de la Tabla Periódica



La posición de un elemento en determinado grupo tiene una relación íntima con su configuración electrónica. Podemos aventurar, asimismo, que la semejanza en las propiedades de los elementos de un grupo tiene origen en una similitud en sus configuraciones electrónicas. Para comprobarlo, examinaremos los elementos del grupo IA (alcalinos) cuyas configuraciones electrónicas son:



Se observa una semejanza en la parte más exterior de los átomos, es decir, aquella que es importante en las reacciones químicas. En efecto, todos los elementos anteriores poseen un solo electrón en el último subnivel, siendo éste de tipo s. Este subnivel, por otra parte, es el único en el nivel más externo.

El nivel más exterior de un átomo, aquél que tiene el mayor valor de n, se conoce como nivel de valencia, y los electrones que pertenecen a dicho nivel reciben el nombre de electrones de valencia. Por consiguiente, los elementos alcalinos tienen todos un electrón de valencia. Para

estos átomos la configuración del nivel de valencia (destacado en color en las configuraciones dadas) es del tipo ns^1 , en donde n indica el período a que pertenece el elemento.

Análisis similar puede hacerse con los elementos de los demás grupos representativos. De dicho análisis podemos obtener las siguientes generalizaciones:

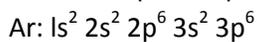
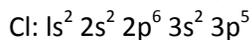
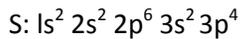
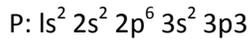
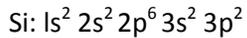
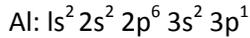
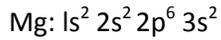
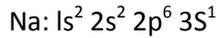
- Todos los elementos de un mismo grupo tienen igual número de electrones de valencia.
- El número de electrones de valencia de los elementos representativos es el mismo del grupo a que pertenecen
- La configuración del nivel de valencia para los elementos de un grupo es similar y obedece a las siguientes expresiones generales tabla 2.2:

Tabla 2.2 configuración de niveles de valencia

Grupo	Total de electrones de valencia	Configuración general del nivel de valencia
IA	1	ns^1
IIA	2	ns^2
IIIA		
IVA	3	$ns^2 np^1$
VA	4	$ns^2 np^2$
VIA	5	
VIIA	6	$ns^2 np^3$
VIIIA	7	$ns^2 np^4$
	8	$ns^2 np^5$
		$ns^2 np^6$ (excepto el helio)
	N: número del periodo(nivel)	

Los elementos de transición se apartan de las generalizaciones anteriores, debido a la presencia de e- **d** de energía muy similar a la del último nivel. Por esto, en las reacciones químicas en que participan dichos elementos, entran a interactuar no solo los electrones del nivel de valencia, sino que también suelen hacerlo uno o más e- del subnivel **d** anterior.

Examinemos ahora las configuraciones electrónicas de elementos de un mismo período, de los cuales sabemos que muestran una variación gradual en sus propiedades. Tomemos, por ejemplo, los elementos del tercer período, cuyas configuraciones electrónicas son:



¿Qué conclusiones podemos obtener? Primeramente observamos que en todos los casos hay un mismo número de niveles energéticos: tres. De otro lado, la diferencia que existe entre la configuración electrónica de un elemento y la del siguiente es mínima, ya que se reduce a un electrón que ocupa el mismo nivel. En otras palabras, existe una variación gradual en la configuración electrónica de los elementos a medida que atravesamos el período, hasta terminar en el gas noble, argón, para el cual todos los subniveles están completamente llenos.

Un estudio de las configuraciones electrónicas de los elementos de otros períodos nos permitiría obtener conclusiones similares. En general:

- Todos los elementos de un mismo período tienen igual número de niveles energéticos
- El período a que pertenece un elemento en la Tabla Periódica está dado por el número de niveles energéticos que posean sus átomos o, lo que es equivalente, por el nivel de valencia

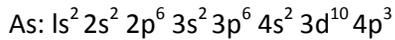
Nuevamente, si empleamos terminología matemática, podemos anotar que el período está dado por el mayor coeficiente que aparezca en la configuración electrónica del átomo.

Ejemplo

Escriba la configuración electrónica para el ${}_{33}\text{As}$. (a) ¿Cuál es la configuración electrónica de su nivel de valencia? (b) Con base en lo anterior, ¿a cuál grupo y a cuál período pertenece este elemento?

Solución

Procediendo como en el ejemplo 1, obtenemos la siguiente configuración:



La configuración del nivel de valencia es $4s^2 4p^3$.

Obsérvese que en el nivel de valencia se incluyen únicamente los subniveles del último nivel (en este caso el 4), aunque el subnivel 3d aparezca posteriormente al 4s.

Como el nivel de valencia tiene 5 e- en total, -el grupo a que pertenece el arsénico es el VA. De otro lado, la configuración obtenida para este nivel, $4s^2 4p^3$, es del tipo general $ns^2 np^3$, que corresponde a los elementos del quinto grupo.

En cuanto al período, es el 4, que corresponde al último nivel (mayor coeficiente) presente.

Respuesta

El arsénico (a) tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$; (b) su nivel de valencia es $4s^2 4p^3$; (c) pertenece al grupo VA y al período 4.

Regiones de la Tabla Periódica

Si obtenemos las configuraciones electrónicas de elementos de distintos períodos podemos ampliar más la información obtenida anteriormente y determinar el tipo de subnivel que se va llenando a medida que atravesamos los diversos períodos

8.4.5. Ejercicios

<p>● El estaño se usa en circuitos electrónicos, cierta soldadura tiene un punto de fusión de 200°C. ¿Cuál es su punto de fusión en grados Fahrenheit y grados Kelvin? a) El helio tiene el punto de ebullición más bajo de todos los elementos, de - 452°F. Convierta esta temperatura a grados Celsius y grados Farenthei. b) El hielo funde a 4 °C convierta su punto de fusión a kelvin y farenthei.</p>
<p>● Escriba la configuración electrónica para el Pb. a) ¿Cuál es la configuración electrónica de su nivel de valencia? b) Con base en lo anterior, ¿a cuál grupo y a cuál período pertenece este elemento?</p>

● Una pieza de platino metálico con densidad de 21.5 g/cm^3 tiene un volumen de 4.49 cm^3 . ¿Cuál es su masa?
● . Si tengo la 250 g de madera que tiene un volumen de 20 cm^3 calcule su densidad
● Calcule la masa atómica del Nitrógeno
● Qué es grupo y periodo

8.5. PRUEBA FINAL

Calcule la densidad del aceite que tiene una masa de 20 g y un volumen de 100 cm³

8.5.1. Actividad

Escriba la configuración electrónica para cada uno de los siguientes elementos

Li	Na	K	N	Br
Ca	P	Al	Sn	Se
Hg	Ar			

9. UNIDAD 2 REACCIONES QUÍMICAS

9.1. OBJETIVO GENERAL

Clasificar los diferentes tipos de reacciones químicas

9.2. OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- Saber nombrar los compuestos químicos
- Identificar que es una reacción química y escribirla
- Reconocer los diferentes tipos de reacciones químicas
- Balancear una ecuación química
- Realizar cálculos para medir la cantidad de reactivos y productos en una reacción

9.3. PRUEBA INICIAL

Definir los siguientes términos

- Compuesto químico
- Reacción química
- Ecuación química
- Reacción química y tipos de reacciones
- Redox
- Tanteo
- Estequiometria

9.4. TEMAS

9.4.1. Principios de nomenclatura inorgánica

Nomenclatura química medio de que nos valemos para nombrar cada sustancia, especialmente cada compuesto. Muchas de las sustancias más familiares fueron conocidas por el hombre desde la antigüedad y recibieron nombres arbitrarios, que obedecían a circunstancias tales como el lugar de origen, su color, su aplicación u otras. Estos nombres se conocen como nombres comunes o triviales, y muchos de ellos son tan familiares, que se utilizan invariablemente.

Asignar nombres triviales a los millones de compuestos conocidos en la época presente sería un verdadero caos. Se hizo necesario, en consecuencia, desarrollar un sistema de nomenclatura en el cual los nombres tuvieran alguna relación con la constitución del compuesto, para facilitar su estudio y memorización. Estos nombres se conocen como nombres sistemáticos o nombres químicos y obedecen a reglas que periódicamente expide la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus iniciales en inglés). Esta entidad, establecida en 1921, está constituida por un grupo de químicos de diversas partes del mundo y una de sus funciones es el estudio de los problemas corrientes de nomenclatura.

Para facilitar el estudio de la nomenclatura es conveniente hacerlo por grupos de compuestos que presenten similitudes en su composición o en sus propiedades. En esta unidad estudiaremos la nomenclatura de los cuatro grandes grupos de compuestos inorgánicos: óxidos, hidróxidos, ácidos y sales.

Nomenclatura de óxidos

El oxígeno forma compuestos binarios con todos los elementos, exceptuando el helio, el neón y el argón. Los compuestos binarios del oxígeno se llaman óxidos. Cuando en el compuesto interviene un metal, se tienen los óxidos metálicos; en caso contrario, los óxidos no-metálicos.

Óxidos metálicos

La nomenclatura de los óxidos metálicos consta de las palabras óxido de seguidas del nombre del elemento correspondiente.

Ejemplos:

Li₂O	óxido de litio	CaO	óxido de calcio
Na₂O	óxido de sodio	ZnO	óxido de zinc

Cuando el metal forma más de un óxido y, por tanto, presenta varios estados de oxidación éstos se utilizan para distinguir los nombres correspondientes. El método modernamente empleado se conoce como **sistema Stock** (por el químico alemán Alfred Stock, 1876-1946) y consiste en agregar al nombre del óxido, el número de oxidación del metal en números romanos y entre paréntesis.

Ejemplos:

Hg₂O	óxido de mercurio (I)	(Número de oxidación: 1)
HgO	óxido de mercurio (II)	(Número de oxidación: 2)
FeO	óxido de hierro (II)	(Número de oxidación: 2)
Fe₂O₃	óxido de hierro (III)	(Número de oxidación: 3)
PbO	óxido de plomo (II)	(Número de oxidación: 2)
PbO₂	óxido de plomo (IV)	(Número de oxidación: 4)

Otro método, también muy utilizado, distingue los dos óxidos de un mismo metal por medio de los sufijos **oso** e **ico**, para el menor y el mayor número de oxidación del metal, respectivamente.

Dichos sufijos se añaden a la raíz del nombre del metal, que en los siguientes casos proviene del latín:

Elemento	Símbolo	Nombre latino Raíz	
Cobre	Cu	Cuprum	cupr
Hierro	Fe	Ferrum	ferr
Plomo	Pb	Plumbum	plumb
Oro	Au	Aurum	aur

Ejemplos:

Cu₂O	óxido <i>cuproso</i>	(Número de oxidación: 1)
CuO	óxido <i>cúprico</i>	(Número de oxidación: 2)
FeO	óxido <i>ferroso</i>	(Número de oxidación: 2)
Fe₂O₃	óxido <i>férrico</i>	(Número de oxidación: 3)
Hg₂O	óxido <i>mercurioso</i>	(Número de oxidación: 1)
HgO	óxido <i>mercúrico</i>	(Número de oxidación: 2)

Es conveniente conocer este sistema de nomenclatura, ya que todavía tiene mucha utilización en la literatura química y en la comercialización de los reactivos. Sin embargo, debe enfatizarse que poco a poco este método viene siendo reemplazado por el método Stock.

Óxidos no-metálicos

Para nombrar óxidos no-metálicos (y, en general, compuestos formados por dos no-metales) se emplean prefijos de origen griego, que indican la cantidad de átomos presentes. Estos prefijos son:

Mono =	1	Hexa =	6
Di =	2	Hepta =	7
Tri =	3	Octa =	8
Tetra =	4	Nona =	9
Penta =	5	Deca =	10

Ejemplos:

CO	monóxido de carbono
CO ₂	dióxido de carbono
SO ₂	dióxido de azufre
SO ₃	trióxido de azufre
N ₂ O	monóxido de dinitrógeno (también llamado óxido nitroso).
NO	monóxido de nitrógeno (también llamado óxido nítrico)
N ₂ O ₃	trióxido de dinitrógeno
NO ₂	dióxido de nitrógeno
N ₂ O ₄	tetraóxido de dinitrógeno
N ₂ O ₅	pentóxido de dinitrógeno
Cl ₂ O	monóxido de dicloro
Cl ₂ O ₇	heptóxido de dicloro
Br ₂ O	monóxido de dibromo

El sistema antiguo "oso-ico" también se utiliza frecuentemente para óxidos no-metálicos, particularmente, para nombrar óxidos de los halógenos. En este caso, como cada halógeno forma más de dos óxidos, se emplean adicionalmente los prefijos griegos hipo y per, para distinguir los estados de oxidación mínimo y máximo, respectivamente.

Ejemplos:

		Número de oxidación del cloro
Cl ₂ O	óxido hipocloroso	+ 1
Cl ₂ O ₃	óxido cloroso	+ 3
Cl ₂ O ₅	óxido dórico	+ 5
Cl ₂ O ₇	óxido perclórico	+ 7

Hidróxidos

Se conocen como hidróxidos los compuestos iónicos formados por un ion metálico y el ion hidroxilo, OH⁻. Estos compuestos tienen fórmula general M (OH)_x, en la cual M representa un metal y x el número de grupos OH que se unen al metal. Este número es igual al número de oxidación del metal.

Los hidróxidos se obtienen comúnmente por disolución en agua del óxido correspondiente. Su nomenclatura es similar a la de los óxidos metálicos, con la única diferencia del nombre genérico, que es hidróxido.

Ejemplos:

KOH	hidróxido de potasio
Ba(OH) ₂	hidróxido de bario
Al(OH) ₃	hidróxido de aluminio
CuOH	hidróxido de cobre (I) ó hidróxido cuproso
Cu(OH) ₂	hidróxido de cobre (II) ó hidróxido cúprico
AuOH	hidróxido de oro (I) ó hidróxido auroso
Au(OH) ₃	hidróxido de oro (III) ó hidróxido áurico

Ácidos

Reciben el nombre de ácidos, los compuestos que liberan iones hidrógeno, H⁺, cuando se disuelven en agua. Para propósitos de nomenclatura, los ácidos pueden considerarse como compuestos formados por el ion hidrógeno y un anión, aunque realmente, la presencia de estos iones sólo se hace evidente en solución acuosa. En el compuesto puro, el hidrógeno y el grupo aniónico se encuentran unidos por enlace covalente. Según el tipo de anión, los ácidos se clasifican como hidrácidos y oxácidos.

Hidrácidos

Son los ácidos que consisten del ion hidrógeno y un anión monoatómico. Por tanto, son combinaciones binarias de hidrógeno y un no-metal, particularmente, S, Se, Te y los halógenos. El nombre de un hidrácido consta de la palabra ácido seguida del nombre del elemento que se combina con el hidrógeno, al que se le da la terminación hídrico. Los hidrácidos son:

HF ácido fluorhídrico

HC1	ácido clorhídrico
HBr	ácido bromhídrico
HI	ácido yodihídrico
H₂S	ácido sulfhídrico
H₂Se	ácido selenhídrico
H₂Te	ácido telurhídrico

Obsérvese que para el azufre se emplea la raíz latina **sulf**. Por otra parte, no son hidrácidos los compuestos siguientes, a pesar de estar constituidos por hidrógeno y un no-metal:

H₂O	agua
NH₃	amoníaco CH₄ metano
PH₃	fosfina
AsH₃	arsina

En este grupo de ácidos suelen incluirse también el HCN (ácido cianhídrico) y el HSCN (ácido sulfocianhídrico), en consideración a que los grupos CN-y SCN-actúan como si fueran aniones monoatómicos.

Los nombres de los hidrácidos se emplean para denotar tanto el compuesto en sí como sus soluciones acuosas, forma en que se presentan comúnmente. Cuando se quiere enfatizar que se trata del compuesto puro, el sufijo **hídrico** se cambia por el sufijo **uro** (indicativo de compuestos binarios) y se elimina la palabra ácido ejemplos en la tabla 2.3

Tabla 2.3 compuestos binarios

Fórmula	Nombre del compuesto	Nombre como ácido
HC1	cloruro de hidrógeno	ácido clorhídrico
HI	yoduro de hidrógeno	ácido yodhídrico
H ₂ S	sulfuro de hidrógeno	ácido sulfhídrico

Oxácidos

Son los ácidos en los cuales el grupo aniónico es un ion poliatómico. Estos ácidos son, por tanto, compuestos ternarios de hidrógeno, oxígeno y un no-metal. En su gran mayoría tienen como fórmula general **H_xEO_y**, en la cual **E** representa el no-metal o elemento central.

La nomenclatura de los oxácidos consta de la palabra genérica ácido seguida del nombre del elemento central, al que se le da, la terminación **ico**. Por ejemplo:

H_2CO_3 ácido carbónico

H_3BO_3 ácido bórico

Frecuentemente existen dos ácidos del mismo no-metal, y para distinguirlos se emplea el sufijo **oso** para el ácido que presenta dicho elemento en su menor estado de oxidación. Se conserva el sufijo **ico** para el otro ácido. Veamos:

H_2SO_3 ácido sulfuroso (Número de oxidación del S: + 4)

H_2SO_4 ácido sulfúrico (Número de oxidación del S: + 6)

Otros ejemplos se dan en la tabla 2.4

Tabla 2.4 oxácidos más comunes número de oxidación

Fórmula	Nombre	del átomo central
H_3BO_3	ácido bórico	+ 3
H_2CO_3	ácido carbónico	+ 4
H_4SiO_4	ácido silícico	+ 4
HNO_2	ácido nitroso	+ 3
HNO_3	ácido nítrico	+ 5
H_3PO_3	ácido fosforoso	+ 3
H_3PO_4	ácido fosfórico	+ 5
H_3AsO_3	ácido arsenioso	+ 3
H_3AsO_4	ácido arsénico	+ 5
H_2SO_3	ácido sulfuroso	+ 4
H_2SO_4	ácido sulfúrico	+ 6
HClO^*	ácido hipocloroso	+ 1
HClO_2^*	ácido cloroso	+ 3
HClO_3^*	ácido dórico	+ 5
HClO_4^*	ácido perclórico	+ 7
H_2CrO_4	ácido crómico	+ 6
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	ácido dicrómico	+ 6
H_2MnO_4	ácido mangánico	+ 6
HMnO_4	ácido permangánico	+ 7

El bromo y el yodo forman oxácidos similares, excepto con número de oxidación + 3. El flúor no forma oxácidos. Nótese también que en los últimos ácidos, el átomo central es un metal (cromo y

manganeso), y que en los ácidos del cromo fue necesario emplear prefijos numéricos para distinguirlos, ya que en ambos casos el número de oxidación del cromo es el mismo: + 6.

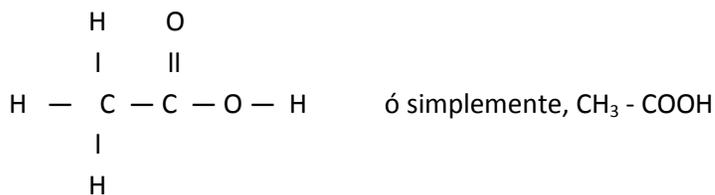
Cuando un mismo no-metal forma más de dos oxácidos, su distinción se hace por prefijos que hacen alusión al estado de oxidación. Para los ácidos de los halógenos, por ejemplo, se emplean los prefijos hipo (para el menor estado de oxidación) y per (para el mayor número de oxidación), de manera semejante a como se utilizan en sus óxidos. Así:

HClO	ácido hipocloroso	(Número de oxidación del Cl: +1)
HClO₂	ácido cloroso	(Número de oxidación del Cl: + 3)
HClO₃	ácido dórico	(Número de oxidación del Cl: + 5)
HClO₄	ácido perclórico	(Número de oxidación del Cl: + 7)

Ácidos orgánicos

En la Química Orgánica existen también numerosos ácidos y en ellos el hidrógeno hace parte del grupo -COOH, conocido como grupo carboxilo.

La fórmula estructural del ácido acético es:



Sin embargo, suele escribirse como $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, que es su fórmula molecular, pero con el hidrógeno que se libera en solución destacado independientemente de los otros tres (el primero de la fórmula). El anión $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ se denomina ion acetato.

SALES

Las sales son compuestos iónicos formados por un catión y un anión. El catión es comúnmente unión metálico, pero existen también sales del ion amonio NH_4^+ . El anión proviene normalmente de los ácidos y, en consecuencia, puede ser un anión simple o monoatómico (Cl^- , S^{2-} , ...) o un ion poliatómico (CO_3^{2-} , NO_3^- , ...). Para nombrar las sales basta conocer el nombre de los cationes y aniones que las forman.

¿Cómo nombrar los cationes?

Un catión recibe el nombre del átomo de que proviene. Por ejemplo, Ag^+ es el ion plata y Al^{3+} es el ion aluminio. Si el metal forma dos iones, éstos se distinguen por su número de oxidación sistema Stock) o mediante los sufijos oso e ico. Así:

Cu^+ ion cobre (I) ó ion cuproso
 Cu^{2+} ion cobre (II) ó ion cúprico

La tabla 2.5 presenta una lista de cationes comunes. La carga de los iones de los metales de los grupos I, II y III coincide con el número del grupo. Para los demás casos no existe generalización.

Tabla 2.5 cationes comunes

NH_4^+	ion amonio		
Na^+	ion sodio		
K^+	ion potasio		
Ag^+	ion plata		
Mg^{+2}	ion magnesio		
Ca^{2+}	ion calcio		
Zn^{2+}	ion zinc		
Al^{3+}	ion aluminio		
Cu^+	ion cobre (I) ó cuproso	Cu^{2+}	ion cobre (II) ó cúprico
Fe^{+2}	ion hierro (II) ó ferroso	Fe^{3+}	ion hierro (III) ó férrico
Cr^{2*}	ion cromo (II) ó cromoso	Cr^{3+}	ion - cromo (III) ó crómico
Mn^{2+}	ion manganeso (II) ó manganeso	Mn^{3+}	ion manganeso (III) ó mangánico
Pb^{2+}	ion plomo (II) ó plumboso	Pb^{4+}	ion plomo (IV) ó plúmbico
Sn^{2-}	ion estaño (II) ó estanoso	Sn^{4+}	ion estaño (IV) ó estánico

Y, ¿los aniones?

El nombre de los aniones está íntimamente relacionado con el del ácido de que provienen. Simplemente, se cambia el sufijo del ácido de acuerdo con las siguientes normas:
 Si el sufijo del ácido es el sufijo del anión debe ser:

Si el sufijo del ácido es



Hídrico oso ico

el sufijo del anión debe ser:



uro ito ato

Ejemplos:

Acido Anión

HCl	ácido clorhídrico	Cl ⁻	ion cloruro
HNO ₂	ácido nitroso	NO ₂ ⁻	ion nitrito
HNO ₃	ácido nítrico	NO ₃ ⁻	ion nitrato
H ₂ SO ₃	ácido sulfuroso	SO ₃ ²⁻	ion sulfito
H ₂ SO ₄	ácido sulfúrico	SO ₄ ²⁻	ion sulfato

Obsérvese que, como cada ion hidrógeno tiene carga +1, la carga del anión es igual al número de átomos de hidrógeno presentes en el ácido. De esta manera, si se conoce el ácido, se conoce el anión, y viceversa. La tabla 2.6 presenta algunos de los aniones más comunes.

Tabla 2.6 aniones comunes

F ⁻	fluoruro	MnO ₄ ⁻	permanganato
Cl ⁻	cloruro	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻	acetato
Br ⁻	bromuro	NO ₂ ⁻	nitrito
I ⁻	yoduro	NO ₃ ⁻	nitrato
S ²⁻	sulfuro	CO ₃ ²⁻	carbonato
CN ⁻	cianuro	SO ₃ ²⁻	sulfito
ClO ⁻	hipoclorito*	SO ₄ ²⁻	sulfato
ClO ²⁻	clorito	PO ₃ ³⁻	fosfito
ClO ³⁻	clorato*	PO ₄ ³⁻	fosfato
ClO ₄ ⁻	perclorato*	SiO ₄ ⁴⁻	silicato

El bromo y el yodo forman aniones similares

Nombre del anión + de + nombre del catión = nombre de la sal

La "ecuación" anterior resume la manera como se forma el nombre de las sales.

Ejemplos tabla 2.7

Tabla 2.7 nombre de las sales

	Anión	Catión	Sal
--	-------	--------	-----

	Cl⁻ cloruro	Zn²⁺ zinc		ZnCl₂ cloruro de zinc
	PO₄³⁻ fosfato	Al³⁺ aluminio		AlPO₄ fosfato de aluminio
	NO₂⁻ nitrito	Cu⁺ cobre(I)		CuNO₂ nitrito de cobre (I) nitrito cuproso
	NO³⁻ nitrito	Cu²⁺ cobre(II)		Cu(NO₂)₂ nitrito de cobre (II) nitrito cúprico
	NO₃⁻ nitrato	Cu⁺ cobre(I)		CuNO₃ nitrato de cobre (I) nitrato cuproso
	NO₃ nitrato	Cu²⁺ cobre(II)		Cu(NO₃)₂ nitrato de cobre (II) nitrato cúprico

Ejemplos adicionales de sales se dan en la tabla 2.8, juntamente con el ácido de que proceden.

Tabla 2.8 sales comunes y sus ácidos

Ácidos		Sales	
HC1	ácido clorhídrico	NaCl	cloruro de sodio
HI	ácido yodhídrico	Mgl ₂	yoduro de magnesio
H ₂ CO ₃	ácido carbónico	CaCO ₃	carbonato de calcio
HCN	ácido cianhídrico	KCN	cianuro de potasio
HNO ₃	ácido nítrico	AgNO ₃	nitrato de plata
H ₂ SO ₄	ácido sulfúrico	Fe ₂ (SO ₄) ₃	sulfato de hierro (III) sulfato férrico
H ₃ PO ₄	ácido fosfórico	Ca ₃ (PO ₄) ₂	fosfato de calcio
HClO	ácido hipocloroso	NaClO	hipoclorito de sodio
HC1O ₃	ácido dórico	KClO ₃	clorato de potasio
HC ₂ H ₃ O ₂	ácido acético	Pb(C ₂ H ₃ O ₂) ₂	acetato de plomo (II) acetato plumboso

Sales acidas

Los ácidos que contienen más de un hidrógeno en sus moléculas pueden también dar origen a aniones que aun contengan hidrógeno. Por ejemplo, el ácido sulfúrico, H₂SO₄, da origen en solución acuosa al ion SO₄²⁻ (ion sulfato), pero, además, al ion HSO₄.

Estos iones tienen carácter ácido, ya que están en capacidad de suministrar iones hidrógeno, y, cuando se unen a un catión, forman sales que se conocen como sales acidas o hidrógenosales.

El nombre de tales iones hidrogenados es similar al estudiado para los iones comunes, con la única diferencia de que se especifica el número de hidrógenos aun presentes. Los ejemplos siguientes ilustran esta situación para los iones provenientes del ácido fosfórico, H_3PO_4 :

H_3PO_4 ácido fosfórico

H_2PO_4 ion dihidrógenofosfato

HPO_4^{2-} ion hidrógenofosfato

PO_4^{3-} ion fosfato

La nomenclatura de las sales acidas sigue las mismas reglas que para las sales normales o **sales neutras**, tal como se observa en los siguientes ejemplos:

Na_2HPO_4 hidrógenofosfato de sodio **(sal acida)**

KH_2PO_4 dihidrógenofosfato de potasio **(sal acida)**

Li_3PO_4 fosfato de litio **(sal neutra)**

$Ca(HCO_3)_2$ hidrógenocarbonato de calcio **(sal acida)**

Cu_2CO_3 carbonato de cobre (I) o cuproso **(sal neutra)**

Para las sales acidas provenientes de ácidos de dos hidrógenos, es también muy empleado un método de nomenclatura que consiste en agregar el prefijo **bi**, para denotar la presencia del hidrógeno. Ejemplos en la tabla 2.9:

Tabla 2.9 Sales acidas

Acido	Ion ácido	Sal acida
H_2SO_4 ácido sulfúrico	HSO_4 Ion bisulf	$KHSO_4$ bisulfato de potasio
H_2SO_3 ácido sulfuroso	HSO_3^- ion bisulfito	$Ca(HSO_3)_2$ bisulfito de calcio
H_2CO_3 ácido carbónico	HCO_3 ion bicarbonato	$NaHCO_3$ bicarbonato de sodio

Debe quedar muy claro que, en estos casos, el prefijo bi no indica dos, sino que destaca la presencia del hidrógeno. Si el ion (o la sal) contienen dos hidrógenos, el prefijo numérico es di, como en el caso del ion dihidrógenofosfato, que mencionamos antes.

9.4.2. Ecuación y reacciones químicas

Existen gran cantidad de cambios que suceden a diario y por medio de los cuales unas sustancias se transforman en otras: los alimentos, al ser ingeridos, se convierten en constituyentes del organismo humano; los combustibles se queman formando gases; las películas fotográficas se impresionan por medio de la luz al tomar una fotografía.

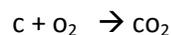
Todos estos cambios y muchos otros se conocen como reacciones químicas. Una reacción química es el proceso mediante el cual una o más sustancias se transforman en una o más sustancias diferentes. Las sustancias que inician la reacción, y que se van consumiendo en el transcurso de la misma, se conocen como reaccionantes o reactivos; las sustancias nuevas que resultan reciben el nombre de productos.

Por ejemplo, el carbono (constituyente esencial del carbón) reacciona con el oxígeno del aire para formar dióxido de carbono. Este enunciado describe la reacción que ocurre, digamos, en las brasas de un asador. El carbono y el oxígeno son los reaccionantes; el dióxido de carbono es el producto.

Las ecuaciones: una manera fácil de representar una reacción

Para describir las reacciones químicas, es mucho más útil y generalizado el empleo de ecuaciones químicas. Una ecuación química es simplemente la representación simbólica de una reacción.

Para establecer una ecuación, escribimos las fórmulas de reaccionantes y productos tal como se presentan bajo las condiciones de la reacción. Así, para el ejemplo dado antes, escribimos:



Obsérvese que se escribe O_2 y no O , ya que la primera es la forma natural del oxígeno en el aire. Por convención, los diferentes reaccionantes se separan por un signo +, que se lee "más" o "y". De igual manera se procede con los productos. Reaccionantes y productos se separan por una flecha que se interpreta como "reaccionan para dar", "reaccionan para producir sencillamente", "producen", "forman" o expresiones similares.

Algunas veces es útil o necesario ampliar la información suministrada por la ecuación, agregando el estado físico de las sustancias participantes y ciertas condiciones especiales. Por ejemplo la ecuación



Indica que cuando se calienta el óxido de mercurio (II) sólido, se producen mercurio líquido y oxígeno gaseoso.

Otros símbolos que se emplean son (aq), para denotar una sustancia presente en solución acuosa, es decir, disuelta en agua; t, que indica un gas que se desprende como producto de una reacción; l, que representa una sustancia sólida que se forma, y el símbolo δ delta) para significar que los reaccionantes deben ser calentados en orden a que la reacción ocurra.

Las ecuaciones y la ley de la conservación de la materia

Para que una reacción química se produzca, algunos de los enlaces existentes entre los átomos de las sustancias reaccionantes se rompen, y dichos átomos se redistribuyen para formar sustancias distintas mediante la formación de nuevos enlaces. Así para la reacción del carbono con el oxígeno, el enlace doble oxígeno = oxígeno se rompe, y se establecen dos enlaces dobles carbono = oxígeno necesarios para la formación del dióxido de carbono, CO₂.

Carbono + Oxígeno Produce = Dióxido de Carbono



En las reacciones químicas se rompen unos enlaces y se forman otros

Como las reacciones no implican creación ni destrucción de átomos, sino simplemente una reorganización de éstos, el número de átomos de cada elemento presentes como reaccionantes debe ser el mismo de los que quedan como productos. En otras palabras el número de átomos de cada elemento debe ser igual en ambos lados de la ecuación.

Esta es una manera de interpretar la ley de la conservación de la masa. Para lograr su cumplimiento en una ecuación, se procede a balancearla.

9.4.3. Clasificación de reacciones

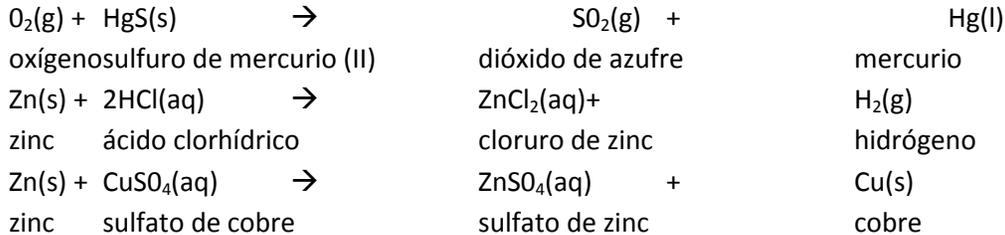
Existen miles de reacciones químicas, y muchas maneras de clasificarlas. Comúnmente se consideran cinco clases de reacciones fundamentales: combinación o síntesis, descomposición, desplazamiento simple o sustitución, desplazamiento doble o intercambio, y combustión.

Reacciones de síntesis o combinación

En este tipo de reacciones, un elemento desplaza a otro de un compuesto. Comúnmente ocurren en solución acuosa y obedecen a la ecuación general:

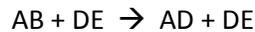


Por ejemplo:

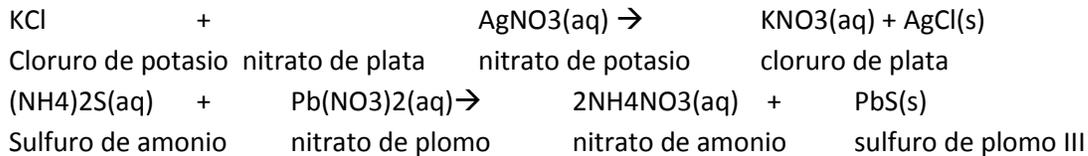


Reacciones de doble desplazamiento o intercambio

Estas reacciones ocurren mayormente en solución acuosa y son aquellas en las cuales dos compuestos intercambian sus iones. Su ecuación general es:

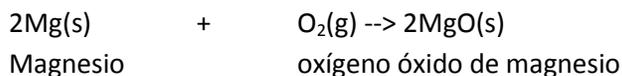
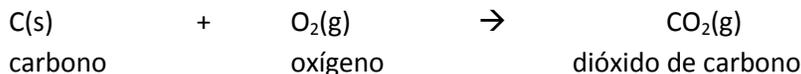


Ejemplos

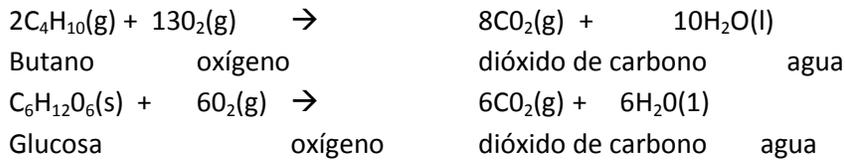


Reacciones de combustión

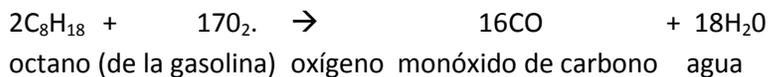
Por lo común reciben este nombre las reacciones que tienen lugar entre un elemento o un compuesto y el oxígeno (generalmente del aire), y que van acompañadas del desprendimiento de luz y calor. Nótese, sin embargo, que la combustión de un elemento puede ser clasificada también como combinación. Por ejemplo:



Las combustiones más familiares ocurren con sustancias orgánicas. Si la reacción se realiza en presencia de bastante oxígeno, se producen dióxido de carbono y agua. Veamos:



Si el oxígeno es limitado, como ocurre en la combustión de la gasolina de un motor de automóvil, también se produce algo de monóxido de carbono:



Oxidación y reducción

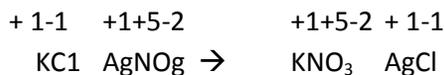
Otra manera de clasificar las reacciones es considerando si en ellas se transfieren electrones de un reaccionante a otro, o no.

Reacciones sin transferencia de electrones

Examinemos, por ejemplo, la reacción entre el cloruro de potasio y el nitrato de plata, que vimos antes como caso de doble descomposición:



Como se observa en la ecuación, el proceso se realiza mediante una simple redistribución de los iones, lo que implica que no hay transferencia de electrones de un reaccionante a otro. Esto se puede constatar determinando los números de oxidación de los distintos átomos, lo que nos muestra que no hubo cambio alguno en tal parámetro. En efecto:



Cuadro 2.1 algunos números de oxidación de elementos

Elemento	Números de oxidación En los productos

K	+ 1	+ 1
Cl	-1	-1
Ag	+ 1	+ 1
N	+5	+5
O	-2	-2

Todas las reacciones de doble descomposición pertenecen, por supuesto, a la clase de reacciones que se verifican sin transferencia de electrones. También algunas de síntesis y de descomposición (Examine las reacciones dadas como ejemplos en la sección anterior y determine cuáles de ellas se efectúan sin transferencia de electrones).

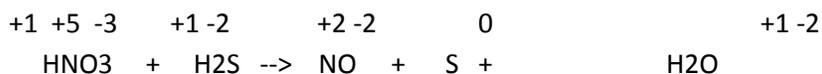
Reacciones con transferencia de electrones o reacciones de óxido-reducción

La segunda gran clase de reacciones comprende aquéllas que se realizan mediante la transferencia de e⁻ de una especie a otra. Es decir, uno de los reaccionantes libera e⁻, los cuales son tomados por otro reaccionante. Estas reacciones se conocen como reacciones de oxidación-reducción, reacciones de óxido-reducción o, simplemente reacciones redox. En la práctica se conoce que hubo transferencia de e⁻ de una especie a otra -o sea, que hubo una reacción de óxido-reducción- cuando el número de oxidación de por lo menos uno de los elementos participantes es distinto como reaccionante y como producto. Por ejemplo:

No es reacción de óxido-reducción



No es reacción de oxido reducción



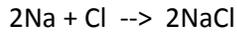
Si es reacción de oxido reducción

Y, ¿qué se entiende por oxidación y por reducción?

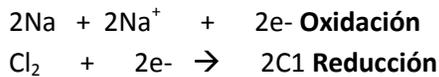
- Oxidación es todo proceso en el que una especie química libera o pierde e⁻
- Reducción es todo proceso en el que una especie química recibe o gana e⁻

Toda reacción de óxido-reducción comprende estos dos procesos, los cuales, por lo tanto, siempre ocurren simultáneamente.

Por ejemplo, la ecuación entre el sodio y el cloro para formar el cloruro de sodio se expresa mediante la siguiente ecuación balanceada:



Esta ecuación, sin embargo, es un resumen de dos procesos (V. Sec. 6.3), a saber:



El sodio se oxidó, ya que liberó e-, mientras que el cloro se redujo al recibir dichos e-. Posteriormente, los iones sodio y cloruro se unen para formar el NaCl, en virtud de la atracción que ejercen sus cargas opuestas.

Agente oxidante y agente reductor En la reacción anterior, el sodio es el agente reductor, ya que suministra los electrones que el cloro requiere para reducirse. El cloro, a su vez, es el agente oxidante, puesto que al recibir los electrones del sodio, permite que éste se oxide.

En general:

Agente oxidante es la sustancia que provoca la oxidación de otra. Se distingue porque es la sustancia que toma el siendo, en consecuencia, la sustancia reducida.

Agente reductor es la sustancia que provoca la reducción de otra. Se distingue porque es la sustancia que libera, cede o dona e-, siendo, por consiguiente, la sustancia oxidada.

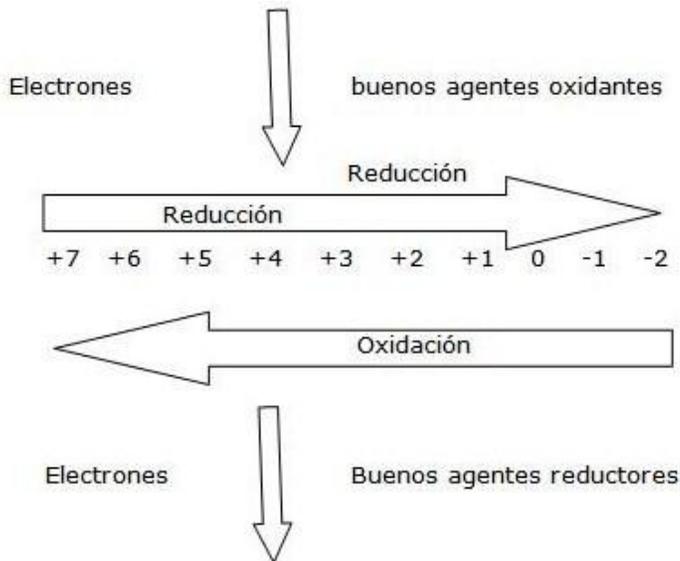
Un resumen de los términos citados se muestra en la tabla 2.10

Tabla 2.10 conceptos fundamentales en oxidación y reducción

Concepto	Cambio en electrones	Cambio en número de oxidación
----------	----------------------	-------------------------------

es el de bajada (o disminución en el número de oxidación). Para que estos cambios en el número de oxidación se produzcan, la oxidación implica que hubo una liberación de electrones, a la par que se adquieren en el proceso de reducción.

Figura 2.4 Sustancias que tienen un átomo que tiende a disminuir su estado de oxidación son buenos agentes oxidantes. Sustancias que presentan un átomo con tendencia de aumentar su estado de oxidación son buenos agentes reductores.



Un agente oxidante es asimismo la sustancia que sufre la reducción. En consecuencia, un agente oxidante debe tener tendencia a descender en la escala de números de oxidación. Por ejemplo, el oxígeno libre, O_2 , presenta un estado de oxidación 0 (cero), pero al formar compuestos que es su tendencia en las reacciones- pasa a estado de oxidación -2. El oxígeno, entonces, es un buen agente oxidante.

De igual manera, otras sustancias contienen un átomo cuyo número de oxidación es alto y tienden a formar compuestos con menor número de oxidación. También tales sustancias son buenos agentes oxidantes. Algunos ejemplos son:

Sustancia o compuesto		sustancia o compuesto
Buen agente oxidante		que tienden a formar
+5		-1
KClO ₃	Reducción	KCl
+1	→	-1 0

NaClO ₃	NaCl, Cl ₂
+6	+4 -2
H ₂ SO ₄	SO ₂ , H ₂ S
+7	+4
KMnO ₄	MnO ₂

Los buenos agentes oxidantes están en la parte superior de la escala, es decir, contienen un átomo con alto número de oxidación.

Los agentes reductores son las sustancias que se oxidan, o sea, las que ascienden en la escala de números de oxidación. El hidrógeno, por ejemplo, es uno de los agentes reductores más importantes, porque exhibe una gran tendencia a pasar de 0 (número de oxidación en estado libre) a + 1 (en sus compuestos).

De manera semejante, Los metales también son buenos agentes reductores pues su tendencia natural es a formar compuestos, en los que, como sabemos, presentan un número de oxidación positivo. Esto significa un cambio de 0 a un número mayor, esto es, una oxidación. Así, cuando los siguientes metales forman los iones que se indican, el proceso en cada caso es una oxidación, pero el metal está actuando como agente reductor (pues hace reducir otra sustancia):

Metal (Buen agente reductor)		Ion (Que tiende a formar)
0		+1
K	Oxidación	K ⁺
0	→	+1
Na		Na ⁺
0		+2 +3
Fe		Fe ²⁺ Fe ³⁺

Estos iones se presentan en la formación de cloruros, sulfuros, sulfates, nitratos, óxidos, etc.

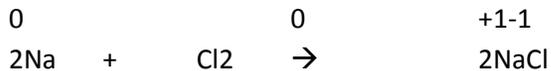
En general, los buenos agentes reductores están en la parte inferior de la escala, es decir, contienen un átomo con bajo número de oxidación (al menos 0).

La contabilidad electrónica

Los cambios en el estado de oxidación de los átomos son la herramienta de para determinar que se produjo transferencia de e⁻ de un reactivo a otro.

La cuantificación del cambio en el número de oxidación, por otra parte, nos permite conocer cuántos fueron los e- cedidos o tomados por una sustancia.

Para ilustrar esto, volvamos al caso de la formación del cloruro de sodio (reacción total) y asignemos el número de oxidación de cada uno de los átomos participantes, tanto en los reaccionantes como en los productos:



Una comparación de los estados de oxidación de cada átomo "antes y después", nos lleva a las siguientes conclusiones:

Para el sodio: Pasó de un estado de oxidación de 0 a +1. Esto significa que perdió, cedió o liberó 1 e-, quedando con una carga positiva de más.

Para el cloro: Cambió su estado de oxidación de 0 a -1. Esto implica la adición de una carga negativa, o sea que cada átomo de cloro adquirió o tomó un e-.

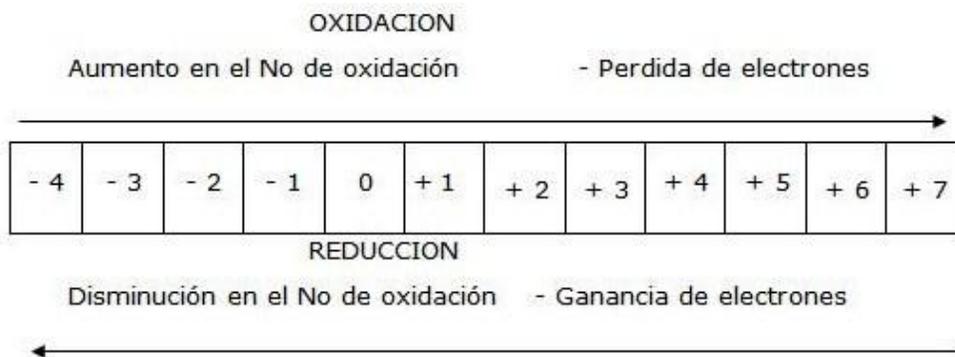
Si recordamos que el sodio sufrió un proceso de oxidación y que el cloro sufrió un proceso de reducción, podemos generalizar que:

Todo cambio en el que haya un aumento en el número de oxidación es un proceso de oxidación.

Todo cambio en el que haya una disminución en el número de oxidación es una reducción.

En la figura 2.5 se sintetizan las reglas anteriores.

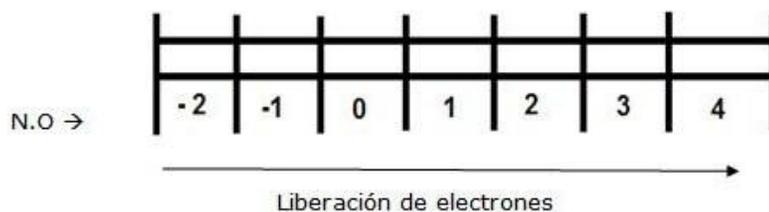
Figura 2.5 La oxidación y la reducción son procesos opuestos que están determinados por la pérdida o ganancia de electrones por los reaccionantes



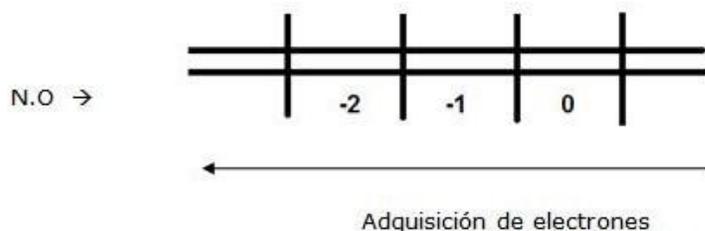
Un esquema como el representado en dicha figura puede utilizarse también para determinar mecánicamente el número de e- tomado o liberado por un átomo. Para esto basta situarse en el número de oxidación inicial del átomo y moverse hasta el número de oxidación final, dando un "salto" por cada casilla. El número de saltos corresponde al número de electrones transferidos. Si el movimiento se hizo hacia la derecha, se trata de e- cedidos o liberados;

Si el movimiento se efectuó hacia la izquierda, los e- fueron adquiridos o ganados.

Por ejemplo, para la reacción:



6 saltos a la derecha
 = 6 electrones liberados



2 saltos a la izquierda
 = e electrones adquiridos

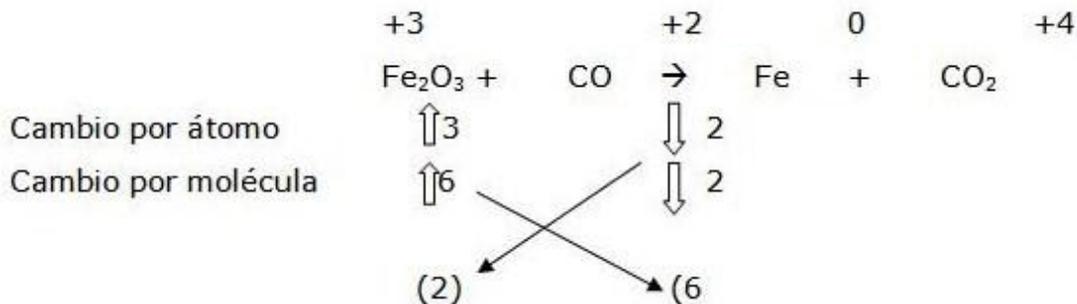
Balance de ecuaciones por oxido-reducción

En una reacción química, el número total de e- participantes permanece constante.

Esto quiere decir que los e- liberados por uno o más reaccionantes son tomados en igual cantidad por otro u otros reaccionantes.

Cada átomo de hierro tomó 3 e⁻ (disminuyó su número de oxidación de +3 a 0); los dos átomos de hierro en el Fe₂O₃ y por tanto toda la molécula tomó 6 e⁻. Por otra parte, cada átomo de carbono, y asimismo la molécula de CO, cedió 2 e⁻.

- Multiplicar dichos números de electrones por factores tales que hagan igual el total de e⁻ cedidos y el de ganados. Comúnmente y para facilitar el cálculo, se acostumbra tomar como factores de multiplicación los mismos números que indican el cambio de e⁻, pero en sentido cruzado. Así:



Como se puede observar fácilmente, al emplear los factores cruzados (2) y (6), se consigue:

Total de e⁻ tomados: 6x2 = 12

Total de electrones cedidos: 2x6 = 12

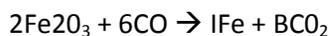
- Asignar como coeficientes de las moléculas afectadas, los factores obtenidos en la etapa anterior:



- Terminar el balance por tanteo. Veamos:

2Fe₂O₃ implican 4Fe en los productos, y

6CO implican 6CO₂, para equilibrar los carbonos. Entonces:



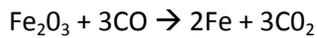
Estando asignados ya todos los coeficientes, podemos realizar un balance de oxígeno a manera de chequeo. Esto es tabla 2.11:

Tabla 2.11 Átomos de oxígeno

Reaccionantes	Productos
En 2Fe ₂ CO ₃ : 2 x 3 = 6	6 x 2 = 12 en 6 CO ₂
En 6CO: 6 x 1 = 6	
Total 12	Total 12

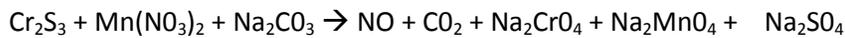
En algunos casos, como en el presente, la ecuación es simplificable. Esta operación es importante, ya que como vimos, la ecuación debe presentarse con los coeficientes enteros más pequeños posibles. En consecuencia, el resultado se obtiene dividiendo por 2 todos los coeficientes, tal como se indica a continuación.

Respuesta



Ejemplo

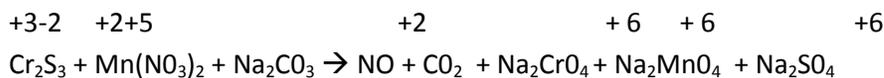
Balancear por óxido-reducción la ecuación



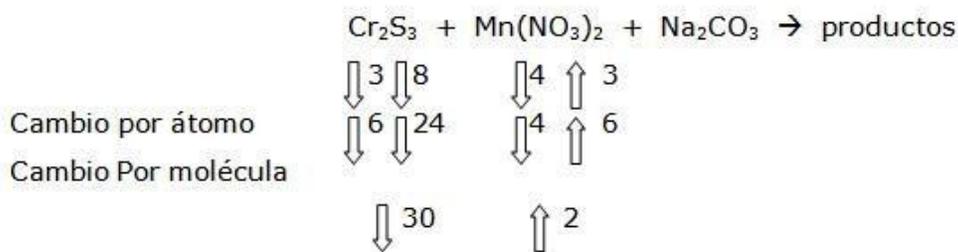
Solución

Para resolver este ejemplo, seguiremos los mismos pasos indicados en el caso anterior, si bien con menos detalle.

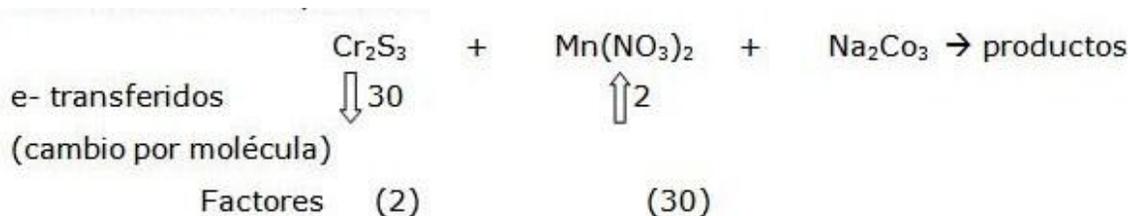
- Los números de oxidación que cambian son



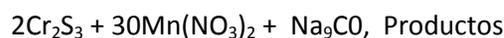
- Cambio de electrones por átomo y por molécula



● Factores de multiplicación



● Asignación de coeficientes



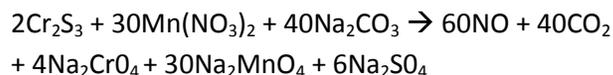
● Terminación del balance por tanteo

$2\text{Cr}_2\text{S}_3$ implican $4\text{Na}_2\text{CrO}_4$ (Balance de cromos)
 $2\text{Cr}_2\text{S}_3$ implican $6\text{Na}_2\text{SO}_4$ (Balance de azufres)
 $30\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ implican $30\text{Na}_2\text{MnO}_4$ (Balance de manganesos)
 $30\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ implican 60NO (Balance de nitrógenos)
 Hasta el momento tenemos, entonces:
 $2\text{Cr}_2\text{S}_3 + 30\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 60\text{NO} + \text{CO}_2$
 $+ 4\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 30\text{Na}_2\text{MnO}_4 + 6\text{Na}_2\text{SO}_4$

Quedan por balancear Na_2CO_3 y CO_2 . El coeficiente del primero puede obtenerse de un balance de sodios. En efecto, el total de átomos de sodio en los productos es:

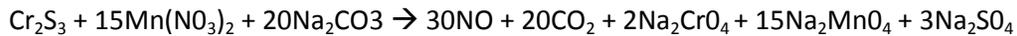
En $4 \text{Na}_2\text{CrO}_4$	4 x 2	= 8
En $30 \text{Na}_2\text{MnO}_4$	30 x 2	= 60
En $6\text{Na}_2\text{SO}_4$	6 x 2	= 12
Total		= 80

Este total de sodios exige un coeficiente 40 para el Na_2CO_3 . ($40 \times 2 = 80 \text{ Na}$ en los reaccionantes). Obtenido este coeficiente, queda determinado el de CO_2 , el cual debe ser igual para balancear los carbonos. Por consiguiente:



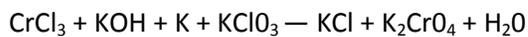
El balance de oxígeno sirve como chequeo. Por otra parte, la ecuación es simplificable por dos, por lo que su expresión final correcta es:

Respuesta



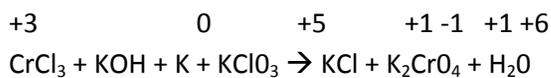
Ejemplo

Balancear por óxido-reducción la siguiente ecuación:



Solución

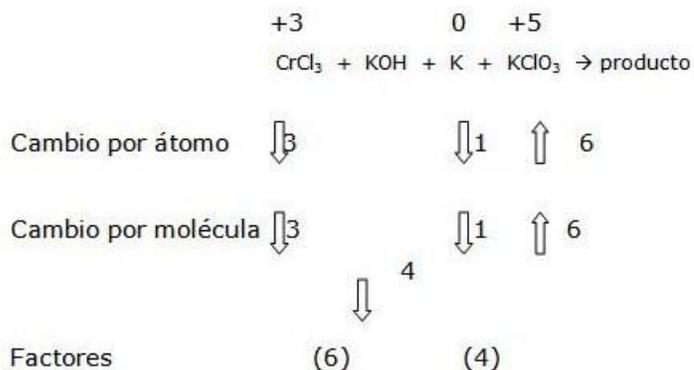
- Números de oxidación que varían



Esta ecuación exhibe la particularidad de presentar dos agentes reductores, el CrCl_3 y el K .

El balance se realiza de la manera usual, con la única diferencia de que se totalizan los e- cedidos por ambos agentes reductores. Así:

- Cambio de e-



- El coeficiente 6 se asigna a ambos agentes reductores, y el 4, al agente oxidante, KClO_3 :

$6\text{CrCl}_3 + \text{KOH} + 6\text{K} + 4\text{KClO}_3 \rightarrow \text{Productos}$

- Después de terminar el balance por tanteo, obtenemos:

$6\text{CrCl}_3 + 24\text{KOH} + 6\text{K} + 4\text{KClO}_3 \rightarrow 22\text{KCl} + 6\text{K}_2\text{CrO}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$

Simplificando por 2 todos los coeficientes, llegamos a la expresión final, según se indica enseguida.

Respuesta

$3\text{CrCl}_3 + 12\text{KOH} + 3\text{K} + 2\text{KClO}_3 \rightarrow 11\text{KCl} + 3\text{K}_2\text{CrO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$

Ecuaciones como las que hemos presentado en los ejemplos 4 y 5 son realmente poco comunes, pero se incluyen para ilustrar la aplicación del método de balance, cualquiera sea la complejidad de la ecuación.

¿Cómo se interpreta una ecuación química?

Hemos visto que al balancear una ecuación los coeficientes asignados deben ser tales que se cumpla la ley de la conservación de la masa. Ahora bien, si examinamos con algún detenimiento la ecuación balanceada, nos podremos dar cuenta de que tales coeficientes determinan la proporción en que participan los distintos reaccionantes y productos, proporción que puede ser interpretada con base en tres parámetros: número de partículas, número de moles y peso.

Interpretación molecular

Tomemos como ejemplo la síntesis del amoníaco a partir de sus elementos constituyentes:

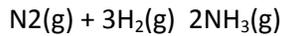
$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$

Cuantitativamente, esta ecuación nos indica que:

N_2	reacciona con	3H_2	para formar	2NH_3
1 molécula		3 moléculas		2 moléculas

Es decir, la proporción en que participan las distintas sustancias es $1\text{N}_2: 3\text{H}_2: 2\text{NH}_3$. Esta proporción se cumple siempre que todos los coeficientes se multipliquen por un mismo número.

Por ejemplo:



Multiplicando por:

2 2 moléculas 6 moléculas 4 moléculas

5 5 moléculas 15 moléculas 10 moléculas

12 12 moléculas 36 moléculas 24 moléculas

$6,02 \times 10^{23}$ 6×10^{23} moles. 18×10^{23} moles. 12×10^{23} moles.

Interpretación molar

Si recordamos que una docena tiene 12 unidades, el tercer caso anterior se nos convierte en:

1 docena de moléculas de N_2 + 3 docenas de moléculas de $\text{H}_2 \rightarrow$ 2 docenas de moléculas de NH_3

De manera semejante, como $6,02 \times 10^{23}$ es el número de partículas que conforman una mole, es válido decir que:

N_2	reacciona con	3H_2	para formar	2NH_3
1 mole		3 moles		2 moles

Esta proporción puede ser amplificada o simplificada según se requiera, tal como lo ilustran los siguientes ejemplos:



1 mole + 3 moles \rightarrow 2 moles

2 moles + 6 moles \rightarrow 4 moles

5 moles + 15 moles \rightarrow 10 moles

$1/2$ mole + $3/2$ moles \rightarrow 1 mole

0,1 mole + 0,3 moles \rightarrow 0,2 moles

Interpretación por peso o masa

Si tenemos en cuenta la masa molar de cada una de las sustancias participantes, la ecuación puede también interpretarse en términos de peso o masa. Tomemos las siguientes masas molares, en números enteros: $\text{N}_2 = 28$, g; $\text{H}_2 = 2$ g y $\text{NH}_3 = 17$ g.

Aplicando estas masas a la proporción por moles, obtenemos:

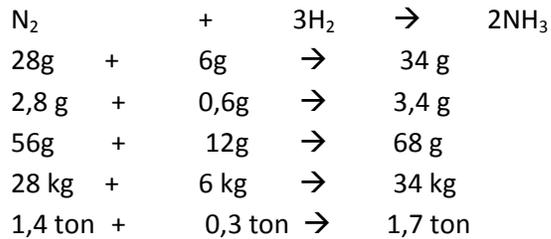
N_2	reacciona con	3H_2	para formar	2NH_3
1 mole		3 moles		2 moles

28 G

6g

34g

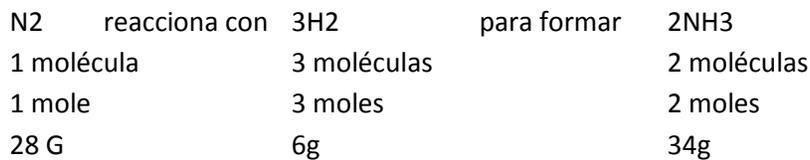
Y, como en el caso anterior:



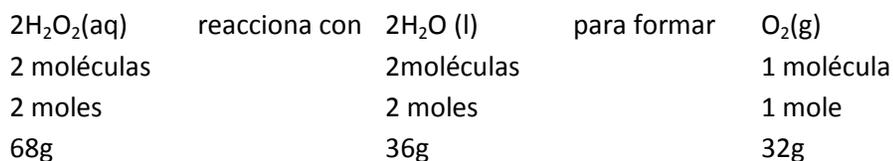
Y así sucesivamente todos los números que guarden esta misma proporción, siempre y cuando se expresen en la misma unidad para las distintas sustancias.

En resumen

Para el ejemplo que venimos analizando:



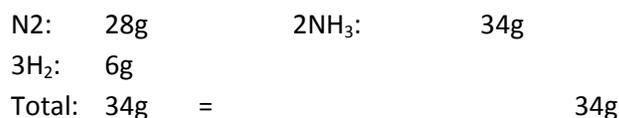
Para la reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno o agua oxigenada, H_2O_2 , tendremos:



Dos conclusiones importantes son:

- En toda reacción, la proporción por moléculas es igual a la proporción por moles.
- La Ley de la Conservación de la Materia se puede aplicar en términos de masa o peso, pero no en términos de número de moles o de moléculas.

Por ejemplo, para la reacción de formación de amoníaco:



En algunas reacciones, por coincidencia, el número de moles (o de moléculas) de los reaccionantes puede ser igual al de los productos. Por ejemplo:



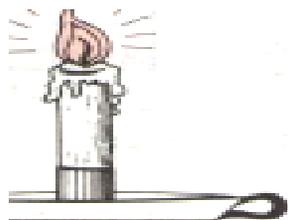
9.4.4. Cambios energéticos

Reacciones exotérmicas y endotérmicas

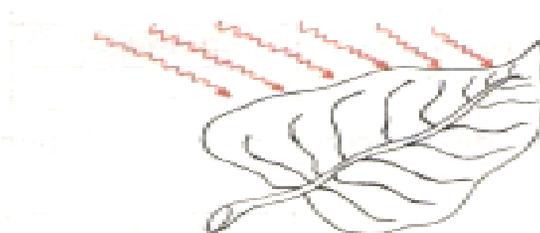
La energía es una propiedad asociada a la materia y que se manifiesta en toda transformación que ésta sufra. Es decir, las reacciones químicas siempre van acompañadas de un cambio energético.

De una reacción que vaya acompañada de un desprendimiento de energía tal como la combustión de la madera, el papel, etc., se dice que es exotérmica. Una reacción que, por el contrario, absorba energía, es endotérmica. Esto significa que para que una reacción endotérmica pueda realizarse, debe suministrarse energía adicional a la que poseen los reaccionantes Fig. 2.6

Figura 2.6 Algunas reacciones desprenden energía, en tanto que otras requieren un suministro de ella para efectuarse



(a) Reacción exotérmica Energía



(b) Reacción endotérmica

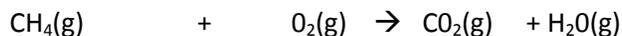
La forma usual en que interviene la energía en las reacciones químicas es como calor. Por esto, generalmente se entiende que una reacción es exotérmica cuando libera calor y endotérmica, cuando lo absorbe.

9.4.5. Balanceo de ecuaciones

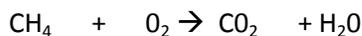
Balancear una ecuación es igualar el número de átomos de cada elemento en ambos miembros de la misma. Esto se realiza anteponiendo a cada fórmula un número adecuado, que se conoce como coeficiente.

Al balancear una ecuación solo pueden cambiarse los coeficientes. Nunca se modifican los subíndices de las fórmulas, ya que esto implicaría cambiar la naturaleza de las sustancias representadas.

Tomemos como ejemplo la reacción que ocurre cuando el metano, CH₄, reacciona con el oxígeno (es decir, se quema al aire) produciendo dióxido de carbono, CO₂, y agua, H₂O. La ecuación para esta reacción, en la que todos los participantes están en estado gaseoso, es:

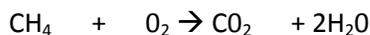


O simplemente



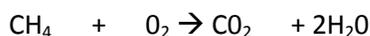
Para balancearla, observemos:

En el lado de los reaccionantes figuran cuatro hidrógenos (en CH₄), mientras que solo aparecen dos en los productos (en H₂O). Asignemos, entonces, un coeficiente 2 al agua, con lo cual totalizaremos también cuatro hidrógenos al lado derecho:



Total de hidrógenos 4 2x2 = 4 (balanceados)

Como un coeficiente afecta todos los elementos incluidos en la fórmula, al asignar el 2 al H₂O, obtenemos 2 átomos de oxígeno para el agua; éstos, sumados a los dos del CO₂ nos llevan a un total de cuatro hidrógenos en los productos. Al lado de los reaccionantes solo tenemos dos oxígenos en el O₂:



2 2 + 2 = 4 *oxígenos (no balanceados)*

Para equilibrar el número de átomos de oxígeno, escribimos un 2 como coeficiente del O₂. Veamos:

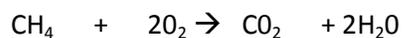


Total de *oxígenos* $2 \times 2 = 4$ $2 + 2 = 4$ (balanceados)

Como mencionamos antes, no se puede lograr la igualdad en el número de átomos de oxígeno escribiendo O_4 en lugar de 2O_2 , ya que la sustancia O_4 si existiera sería otra distinta del oxígeno representado por la fórmula O_2 .

Solo resta por inspeccionar el número de átomos de carbono. Un examen de la última ecuación nos indica que están balanceados. En efecto, hay uno al lado izquierdo (en CH_4) y otro al lado derecho (en CO_2).

En síntesis, la ecuación balanceada es



Antes de ver otros ejemplos, es conveniente enfatizar las tres reglas fundamentales que deben observarse al balancear cualquier ecuación:

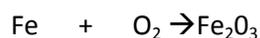
- Los subíndices de las fórmulas son intocables.
- Los coeficientes asignados deben ser los enteros más pequeños posibles.
- Los coeficientes multiplican todos los subíndices de una fórmula, inclusive el 1, que se subentiende. Así, $2\text{Na}_2\text{SO}_3$ representa 4 átomos de Na, 2 átomos de S y 6 átomos de O.

Ejemplo

Una de las reacciones que tiene lugar cuando el hierro se oxida es la que se produce entre este metal y el oxígeno para formar el óxido de hierro (III), sólido. Escriba la ecuación balanceada.

Solución:

En primer lugar, escribimos las fórmulas de reaccionantes y productos, para obtener la ecuación no balanceada:



Hay un átomo de hierro a la izquierda y dos a la derecha. Por tanto, asignamos el coeficiente **2** al Fe:



Ahora bien, por lo que respecta a los oxígenos, vemos que existe un número par en los reaccionantes y un número impar en los productos. Su balance se logra si utilizamos el coeficiente 3 para O_2 y el coeficiente 2 para el Fe_2O_3 , totalizando 6 oxígenos en ambos casos:



Al hacer esto, sin embargo, se aumenta a 4 el número de hierros en el miembro de la derecha, descuadrándose el balance que habíamos obtenido en un principio. Para restituirlo, basta cambiar el coeficiente 2 del Fe por 4:



Respuesta

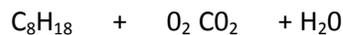
La ecuación balanceada para la reacción de oxidación del hierro es la que se acaba de indicar

Ejemplo

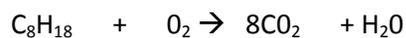
Cuando la gasolina se quema, uno de sus principales componentes, el octano (C_8H_{18}), reacciona con el oxígeno produciendo dióxido de carbono y agua. Escriba la ecuación balanceada.

Solución

La ecuación no balanceada es:



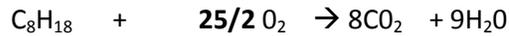
Primero equilibremos los carbonos asignando el coeficiente 8 para el CO_2 :



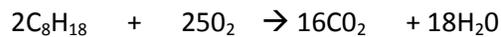
Los hidrógenos quedan balanceados si asignamos el coeficiente 9 a la molécula de agua, totalizando, entonces, 18 H:



Solo nos quedan por balancear los oxígenos. Podemos observar que hay 25 al lado derecho, esto es, $(8 \times 2 = 16)$, $(16 + 9 = 25)$. Como en el miembro de la izquierda tenemos la molécula O_2 , habría que colocar el coeficiente $25/2$ en orden a totalizar 25 oxígenos:



Desde el punto de vista matemático, la ecuación está correctamente balanceada. Sin embargo, en Química, como se dijo antes, es más acostumbrado el empleo de coeficientes enteros. En consecuencia, debemos "amplificar por 2" toda la ecuación:



Respuesta

La ecuación balanceada para la combustión del octano es la que se acaba de anotar.

Como se desprende fácilmente de los ejemplos dados, el método empleado es una simple inspección o tanteo, sin que se siga ningún procedimiento sistemático. Quizá la única generalización es que, en la gran mayoría de los casos, los últimos átomos en balancear son hidrógeno y oxígeno. Este método es suficiente para un gran número de ecuaciones, sobre todo para las más familiares, pero en casos más complejos deben recurrirse a otros métodos como, por ejemplo, el de óxido-reducción.

9.4.6. Cálculos estequiométricos

Tres importantes interrogantes pueden plantearse acerca de una reacción química:

- ¿Qué cantidad de los productos puede obtenerse a partir de una cantidad dada de los reaccionantes?
- ¿Qué cantidad de los reaccionantes se requiere para obtener una cantidad dada de los productos?
- ¿Qué cantidad de uno de los reaccionantes se necesita para reaccionar exactamente con una cantidad dada de otro reaccionante?

La base para resolver estos interrogantes es la ecuación química que, recordemos, nos indica:

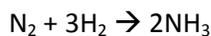
a) La naturaleza de reaccionantes y productos, por medio de sus fórmulas

b) La proporción relativa en que ellos participan, por medio de sus coeficientes

La proporción relativa que existe entre reaccionantes y productos en una reacción química se conoce como estequiometría de la reacción (del griego, stoicheion: elemento y metron: medida).

“La estequiometría es la herramienta para resolver los problemas numéricos relacionados con las ecuaciones, específicamente, para dar respuesta a los tres interrogantes que planteamos al principio”³.

En efecto, los coeficientes de una ecuación nos permiten expresar la relación estequiométrica existente entre cualquier par de sustancias involucradas en una reacción. Esta relación se conoce como razón molar. Por ejemplo, para la reacción de síntesis del amoníaco:



La ecuación nos indica que:

- 1 mole de N_2 produce 2 moles de NH_3
- 3 moles de H_2 producen 2 moles de NH_3
- 1 mole de N_2 reacciona con 3 moles de H_2

“La primera de estas relaciones podemos expresarla por medio de una de las siguientes razones molares”⁴:

(2 moles de NH_3 /1 mole de N_2) o inversamente (1 mole de N_2 /2 moles de NH_3)

De manera similar de la segunda relación obtenemos:

(2 moles de NH_3 /3 moles de H_2) o inversamente (3 moles de H_2 /2 moles de NH_3)

Y de la tercera:

(3 moles de H_2 /1 moles de N_2) o inversamente (1 mole de N_2 /3 moles de H_2)

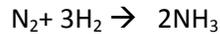
Estas seis razones molares son los factores de conversión que nos permiten pasar de una sustancia a otra en la resolución de problemas numéricos.

Ejemplo

³ Marisol Ventura. (2011 Febrero 13): “Ciencias de la Naturaleza” - <http://encamfra.blogspot.com/>

⁴ Marisol Ventura. (2011 Febrero 13): “Ciencias de la Naturaleza” - <http://encamfra.blogspot.com/>

¿Cuántas moles de amoníaco se forman cuando 306 moles de hidrógeno reaccionan con nitrógeno? de acuerdo con la ecuación:



Solución

Este enunciado puede esquematizarse de la siguiente manera:

Cantidad disponible 306 moles de H_2 \rightarrow cantidad deseada moles de NH_3

“Como se trata de pasar de moles de H_2 a moles de NH_3 , el factor de conversión apropiado es la razón molar que relaciona estas dos sustancias, con la dada en el denominador”⁵

(2 moles de NH_3 /3 moles de H_2)

Multiplicando las moles de H_2 dadas por esta razón, obtenemos las moles de NH_3 . Veamos:
(306 moles de H_2) (2 moles de NH_3 /3 moles de H_2) = 204 moles de NH_3

Nótese que la razón molar inversa (3 moles H_2 /2 moles NH_3) no es aplicable en este caso

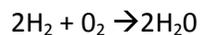
Pues no permitiría la cancelación de las moles de H_2

Respuesta

A partir de 306 moles de hidrógeno se obtienen 204 moles de amoníaco.

Ejemplo

¿Cuántas moles de oxígeno se requieren para producir 586 moles de agua? según la ecuación



Solución

Teniendo en cuenta que el factor de conversión es la razón molar, el esquema general para el problema es:

⁵ (S.A). (2010, Febrero): “Cálculos Estequioméricos” - <http://www.slideshare.net/arm24/clculos-estequiomtricos-3281222>

Cantidad que hay 586 moles de H₂O x (1 moles de O₂/2 moles de H₂O) = cantidad deseada moles de O₂

En consecuencia:

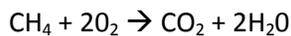
(586 moles de H₂O) (1 mole de O₂/2 moles de H₂O) = 293 moles de O₂

Respuesta

Para producir 586 moles de agua se requieren 293 moles de oxígeno.

Ejemplo

Cuántas moles de metano pueden quemarse si se dispone de 6,54 moles de oxígeno y la reacción de combustión es:



Solución

Cantidad disponible 6,54 moles de O₂ x (1 mole de CH₄/2 moles de O₂) = 3,27 moles de CH₄

Veamos:

(6,54 moles de O₂) (1 mole de CH₄/2 moles de O₂) = 3,27 moles de CH₄

Respuesta

Con 6,54 moles de oxígeno se pueden quemar 3,27 moles de metano.

9.4.6.1 Cálculos masa a masa

Estos cálculos son aquéllos en que la cantidad dada y la cantidad requerida o deseada están expresadas en términos de masa, comúnmente en gramos.

Si conocemos las fórmulas de las especies involucradas en una reacción, podemos determinar fácilmente su masa molar, que es el factor de conversión que nos permite pasar del número de

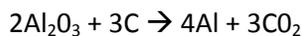
gramos de una especie al número de moles de dicha especie, o viceversa. Conociendo el número de moles, los cálculos se continúan de la manera ilustrada en los ejemplos anteriores.

En síntesis, el esquema general en estos casos es:

Sustancia disponible sustancia deseada
Masa en g $\xrightarrow{\text{masa molar}}$ moles $\xrightarrow{\text{razón molar}}$ moles \rightarrow $\xrightarrow{\text{masa molar}}$ masa en g

Ejemplo

“En la producción del aluminio se parte de óxido de aluminio, Al_2O_3 , obtenido, a su vez, del mineral bauxita. El óxido de aluminio se reduce con carbón (uno de los agentes reductores más empleados en la industria metalúrgica) según la ecuación



¿Cuántos gramos de aluminio se pueden obtener a partir de 2040 g de Al_2O_3 ?”⁶

Solución

En primer término es necesario hallar las masas molares de Al y Al_2O_3 , lo cual logramos a partir de los pesos atómicos apropiados:

Masa molar de Al: 27 g/mole (Sustancia deseada)

Masa molar de Al_2O_3 : 102 g/mole (Sustancia dada)

Apliquemos ahora el esquema general, paso a paso:

- Conversión de gramos a moles de la sustancia dada, Al_2O_3

$$(2040 \text{ g de } \text{Al}_2\text{O}_3) (1 \text{ mole de } \text{Al}_2\text{O}_3 / 102 \text{ g de } \text{Al}_2\text{O}_3) = 20 \text{ moles de } \text{Al}_2\text{O}_3$$

(Obsérvese la manera de expresar la masa molar como factor de conversión).

- Conversión de moles de sustancia dada a moles de sustancia deseada. Para esto requerimos la razón molar que nos lleve de Al_2O_3 (sustancia dada en el denominador) a Al (sustancia deseada en el numerador). Es decir:

$$(4 \text{ moles de Al} / 2 \text{ moles de } \text{Al}_2\text{O}_3)$$

⁶ (S.A). (2010): “¿Problemas de Química?” -

<http://es.answers.yahoo.com/question/index?qid=20100824103754AAmXoxH>

En consecuencia:

$$(20 \text{ moles de Al}_2\text{O}_3) (4 \text{ moles de Al} / 2 \text{ moles de Al}_2\text{O}_3) = 40 \text{ moles de Al}$$

- Conversión de moles a gramos de la sustancia deseada, Al

$$(40 \text{ moles de Al}) (27 \text{ g de Al} / 1 \text{ mole de Al}) = 1080 \text{ g de Al}$$

Las tres etapas se pueden reunir en un solo cálculo, como se ilustra a continuación

$$(2040 \text{ g de Al}_2\text{O}_3) / 1 \text{ mole de Al}_2\text{O}_3 = 3/102 \text{ gr de Al}_2\text{O}_3 (4 \text{ moles de Al} / 2 \text{ moles de Al}_2\text{O}_3) (27 \text{ g Al} / 1 \text{ mole de Al}) = 1080 \text{ g Al}$$

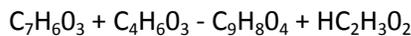
Un buen chequeo se logra al constatar que las unidades se cancelan apropiadamente.

Respuesta

A partir de 2040 g de Al₂O₃ se obtienen 1080 g de Al

Ejemplo

“El ácido acetilsalicílico o aspirina, C₉H₈O₄, es un analgésico extensamente utilizado. Se prepara por reacción entre el ácido salicílico, C₇H₆O₃, y el anhídrido acético, C₄H₆O₃, de acuerdo con la ecuación:



Ácido salicílico anhídrido acético aspirina ácido acético

¿Cuántos gramos de ácido salicílico se requieren para preparar una tableta de aspirina, si ésta contiene 0,324 g de aspirina pura?⁷”

Solución

Primero averiguamos las masas molares y luego aplicamos el esquema general de cálculo

⁷ (S.A.). (2010): “¿Alguien sabe de cálculos Estequiométricos?” - <http://mx.answers.yahoo.com/question/index?qid=20110108094842AAis671>

Masa molar de $C_7H_6O_3$: 138 g/mole (Sustancia deseada)

Masa molar de $C_9H_8O_4$: 180 g/mole (Sustancia dada)

Cantidad dada (o de partida): 0,324 g de aspirina pura (que hay en una tableta)

Entonces:

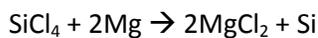
$(0,324 \text{ g de } C_9H_8O_4) (1 \text{ mole de } C_9H_8O_4/180 \text{ g de } C_9H_8O_4)(138 \text{ g de } C_7H_6O_3/1 \text{ mole de } C_7H_6O_3) = 0,28 \text{ g de } C_7H_6O_3$

Respuesta

Para preparar 0,324 g de aspirina pura se requieren 0,248 g de ácido salicílico.

Ejemplo

El silicio, elemento que se emplea en la fabricación de numerosos dispositivos electrónicos, se obtiene mediante la siguiente reacción:



¿Cuántos kilogramos de magnesio se requieren para reaccionar con 13,5 kg de $SiCl_4$?

Solución

Nuevamente, lo primero es hallar las masas molares de las sustancias dada y deseada:

Masa molar de Mg: 24,3 g/mole (Sustancia deseada)

Masa molar de $SiCl_4$: 170,1 g/mole (Sustancia dada)

Ahora bien, como las masas molares están expresadas en gramos, antes de aplicar el esquema general de cálculo debemos convertir los 13,5 kg de $SiCl_4$ a gramos. Veamos:

Cantidad de partida 13,5 Kg de $SiCl_4$ (1000 g/1 kg) = $1,35 \times 10^4$ g de $SiCl_4$

Ahora sí:

$(1,35 \times 10^4 \text{ g de } SiCl_4) (1 \text{ mole de } SiCl_4/170,1 \text{ g de } SiCl_4)(2 \text{ moles de Mg}/1 \text{ mole de } SiCl_4)(24,3 \text{ g de Mg}/1 \text{ mole de Mg}) = 3,86 \times 10^3 \text{ g de Mg}$

= 3,86 kg de Mg

Respuesta

Para reaccionar con 13,5 kg de SiCl_4 se requieren 3,86 kg de magnesio.

9.4.6.2 Reactivo limitante

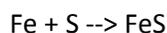
Generalmente, en una reacción sólo uno de los reactivos se consume por completo.

Los procesos químicos que se realizan en el laboratorio o en la industria usualmente se inician partiendo de cantidades previamente medidas de los diferentes reactivos que participan. Estos se mezclan entre sí y se disponen a las condiciones apropiadas para que la reacción proceda.

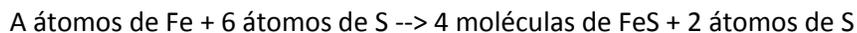
Si dichas cantidades se miden en las proporciones que determina la ecuación, es decir, en proporciones estequiométricas, es claro que los reactivos se consumirán por completo. Sin embargo, la práctica común es medir los reactivos en tal proporción que la reacción procede hasta que uno de ellos se consume totalmente, mientras que de los demás reactivos queda un exceso. La cantidad del reactivo que reacciona en su totalidad determina cuánto producto se forma.

El reactivo que se consume por completo y que, por tanto, determina la cantidad de producto se denomina reactivo limitante (también conocido como reaccionante límite), debido a la propiedad ya mencionada de limitar el producido (cantidad que se obtiene).

Examinemos, la reacción entre átomos de azufre y de hierro para formar sulfuro de hierro (II), según la siguiente ecuación



Esta ecuación nos indica que la proporción en que se combinan los átomos de hierro y azufre es de 1 a 1. En consecuencia, con los 4 átomos de hierro que se muestran en la figura reaccionan 4 átomos de azufre, para formar 4 moléculas de sulfuro de hierro (II). Los otros 2 átomos de azufre quedan en exceso. Consecuentemente, para este caso, el hierro es el reactivo limitante.



Del otro reactivo queda un exceso.

Solución

Para poder calcular la cantidad de ZnS formado, en otras palabras, para poder entrar al esquema general de cálculo", es necesario primeramente averiguar cuál es el reactivo limitante, ya que es éste el que nos sirve de sustancia de partida o sustancia dada para la resolución del problema.

Para hallar el reactivo limitante averiguamos el número de moles de cada reaccionante y comparamos su proporción con la que establece la ecuación. Veamos:

Masa molar del Zn: 65,4 g/mole

Masa molar del S: 32,1 g/mole

Numero de moles de Zn = $(240 \text{ g de Zn}) (1 \text{ mole de Zn}/65,4 \text{ g de Zn}) = 3,67 \text{ moles de Zn}$

Numero de moles de S = $(130 \text{ g de S}) (1 \text{ mole de S}/32,1 \text{ g de S}) = 4,05 \text{ moles de S}$

La ecuación nos indica la proporción 1 mole Zn a 1 mole S.

En consecuencia:

3,67 moles de Zn reaccionarían exactamente con 3,67 moles de S. Como se dispone de 4,05 moles de S, es evidente que queda un exceso de este reactivo; o sea que el limitante es el Zn, cuyas 3,67 moles se consumen por completo.

Masa molar de ZnS: 97,5 g/mole (Sustancia deseada)

Masa molar de Zn: 65,4 g/mole (Sustancia dada)

Cantidad de partida: 3,67 moles de Zn (equivalentes a los 240 g indicados en el enunciado).

Entonces:

$(3,67 \text{ moles de Zn}) (1 \text{ mole de ZnS}/1 \text{ mole de Zn}) (97,5 \text{ g de ZnS}/1 \text{ mole de ZnS}) = 357,5 \text{ g de ZnS}$

Respuesta

Cuando se parte de 240 g de Zn y 130 g de S se obtienen 357,5 g de ZnS.

¿Cómo determinar fácilmente el reactivo limitante?

Existe una regla práctica para determinar en pocos pasos el reactivo limitante de una reacción.

Regla practica

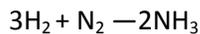
Para determinar el reactivo limitante basta dividir el número de moles dado de cada reactivo por su respectivo coeficiente en la ecuación y comparar los coeficientes obtenidos. El menor coeficiente corresponde al reactivo limitante.

Tomemos por caso la reacción del ejemplo anterior. Conocemos:

Moles de Zn = 3,67 coeficiente --> $3,67/1 = 3,67$
Coeficiente de Zn = 1 =3,67
Moles de S = 4,05 --> $4,05/1 = 4,05$
Coeficiente de S = 1 =4,05

¿cuál es la razón de esta regla práctica?

Para explicar el porqué de este artificio, examinemos otra ecuación. Sea, por ejemplo, la síntesis del amoníaco, que ya conocemos:



Hidrógeno y nitrógeno reaccionan por completo sin sobrar nada, siempre y cuando la relación entre el número de moles de que partamos sea respectivamente de 3 a 1, cual lo establece la ecuación. Así, si partimos de 30 moles de H_2 y 10 moles de N_2 habrá reacción total, pues se cumple que:

$$30 \text{ moles de } \text{H}_2 / 10 \text{ moles de } \text{N}_2 = 3 \text{ moles de } \text{H}_2 / 1 \text{ mole de } \text{N}_2$$

Como en toda proporción se pueden intercambiar los medios sin que altere su validez, la anterior puede convertirse en:

$$30 \text{ moles de } \text{H}_2 / 3 \text{ moles de } \text{H}_2 = 10 \text{ moles de } \text{N}_2 / 1 \text{ mole de } \text{N}_2$$

En esta proporción cada término corresponde a la división del número de moles dado de un reactivo por su respectivo coeficiente.

En el ejemplo que venimos trabajando, para ambos reactivos se partió de un número de moles 10 veces mayor que el determinado por la ecuación. Si aumentamos la cantidad de moles de uno solo de los reactivos, quiere decir que quedará de él un exceso sin reaccionar y que el otro reactivo será el limitante. Dicho aumento hace que la relación "moles dadas/coeficiente" para el reactivo en exceso sea mayor que la del reactivo limitante o, dicho de otra manera, que el reactivo limitante presente un menor coeficiente.

Supongamos que partimos de 36 moles de H₂ en vez de las 30 que se requieren para reaccionar exactamente con las 10 moles de N₂. En este caso tendremos:

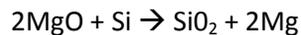
36 moles de H₂/ 3 moles de N₂ = 12

10 moles de N₂/1 mole de N₂ = 10

El menor coeficiente exhibido por el nitrógeno lo confirma, entonces, como reactivo limitante

Ejemplo

Un método para obtener magnesio metálico consiste en la reducción del óxido de magnesio con silicio, conforme a la ecuación:



En cierto proceso se partió de 582 kg de MgO y 187 kg de Si. ¿Cuántos kilogramos de magnesio metálico se produjeron?

Solución

- Primero determinemos cuál es el reactivo limitante

Masa molar del MgO: 40,3 g/mole

Masa molar del Si: 28,1 g/mole

Numero de moles de MgO = (582 Kg de MgO) (1000 g de MgO/1 Kg de MgO) (1 mole de MgO/40,3 g MgO) = $14,4 \times 10^3$ moles de MgO

Numero de moles de Si = (187 Kg de Si) (1000 g de Si/1 Kg de Si)(1 mole de Si/28,1 g de Si) = $6,7 \times 10^3$ moles de Si

Moles de MgO/coeficiente de MgO = $14,4 \times 10^3/2 = 7,2 \times 10^3$

Moles de Si/coeficiente de Si = $6,7 \times 10^3/1 = 6,7 \times 10^3$

Por tanto, el reactivo limitante es el silicio, que presenta el menor coeficiente

- Pasemos ahora a resolver el problema, partiendo de los datos del silicio y aplicando nuestro esquema general de cálculo. Para esto necesitamos:

Masa molar de Mg: 24,3 g/mole (Sustancia deseada)

Masa molar de Si: 28,1 g/mole (Sustancia dada)

Cantidad de partida: $6,7 \times 10^3$ moles Si

$(6,7 \times 10^3 \text{ moles de Si}) (2 \text{ moles de Mg}/1 \text{ mole de Si}) (24,3 \text{ g de Mg}/1 \text{ mole de Si}) (1 \text{ kg de Mg}/1000 \text{ de Mg}) = 325,6 \text{ Kg de Mg}$

Respuesta

A partir de 582 kg de Mg y de 187 kg de Si, se producen 325,6 kg de Mg.

Ejemplo

Con base en los datos del problema anterior, ¿cuántos kilogramos de óxido de magnesio quedaron sin reaccionar?

Solución

Del ejemplo anterior conocemos que:

Cantidad inicial de MgO = 582 kg

Cantidad de Si que reaccionó = $6,7 \times 10^3$ moles

Necesitamos conocer cuánto reaccionó de MgO para restar tal cantidad de la inicial y hallar el exceso

La cantidad que reaccionó de MgO la averiguamos de la manera usual esto es:

$$(6,7 \times 10^3 \text{ moles Si}) \left(\frac{2 \text{ moles de MgO}}{1 \text{ mole de Si}} \right) \left(\frac{40,3 \text{ g de MgO}}{\text{mole de MgO}} \right) = 540,0 \text{ g de MgO}$$
$$= 540,0 \times 10^3 \text{ g de MgO}$$

Por consiguiente, el exceso fue:

$$582 \text{ kg MgO} - 540 \text{ kg MgO} = 42 \text{ kg MgO}$$

Respuesta

El exceso que quedó de MgO fue de 42 kg.

9.4.6.3 Rendimiento y pureza

Una ecuación química supone un rendimiento teórico del 100%

En la mayoría de los procesos químicos que se realizan en la industria, la cantidad de producto verdaderamente obtenido, es decir, el producido real es menor que el calculado a partir de la estequiometría de la reacción, conocido como producido teórico. Esto se debe a diferentes motivos como son, por ejemplo, procesos que no se efectúan en las condiciones óptimas (de temperatura, presión, etc.) que exige la reacción; procesos en los que, además de la reacción principal, ocurren otras secundarias que desvían el consumo de los reactivos a productos no esperados, o procesos en los que los reaccionantes contienen impurezas, que no participan en la reacción.

Se define como rendimiento o eficiencia de una reacción o proceso la relación entre el producido real y el producido teórico. Generalmente se expresa a manera de porcentaje, esto es:

$$\text{Rendimiento} = (\text{productividad real/producido teórico}) \times 100$$

Ejemplo

Una síntesis industrial del acetileno, gas extensamente utilizado para la fabricación de numerosas drogas, colorantes y plásticos, consiste en el tratamiento de carburo de calcio con agua:



Carburo de calcio acetileno

En un proceso dado se partió de 128,2 ton de carburo de calcio, obteniéndose 41,6 ton de acetileno. ¿Cuál fue el rendimiento del proceso?

Solución

Primero averiguamos el producido teórico conforme al esquema que ya conocemos.

Masa molar de C_2H_2 : 26 g/mole (Sustancia deseada)

Masa molar de CaC_2 : 64,1 g/mole (Sustancia dada)

C_2H_2 teóricamente producido, o producido teórico:

$$(128,2 \text{ ton de CaC}_2) (10^6 \text{ g de CaC}_2/\text{ton de CaC}_2) (1 \text{ mole de CaC}_2/64,1 \text{ g de CaC}_2) (1 \text{ mole de C}_2\text{H}_2/1 \text{ mole de CaC}_2) (26 \text{ g de C}_2\text{H}_2/1 \text{ mole de C}_2\text{H}_2) (1 \text{ ton de C}_2\text{H}_2/10^6 \text{ g de C}_2\text{H}_2) = 52 \text{ ton de C}_2\text{H}_2$$

Como el producido real fue de 41,6 ton el rendimiento de la reacción fue:

$$\text{Rendimiento} = (41,6 \text{ ton}/52 \text{ ton}) \times 100 = 80\%$$

Respuesta

El rendimiento del proceso fue del 80%.

Toneladas-mole y kilomoles

Observemos de nuevo el ejemplo anterior. En el cálculo del producido teórico, el factor 106, para convertir toneladas a gramos, aparece una vez como numerador y otra como denominador, lo que hace que se cancele.

Esta doble conversión puede obviarse si se trabaja con múltiplos de la mole, en este caso con toneladas-mole (ton-mole), cuyo peso tiene un valor numérico igual al de la mole pero expresado en toneladas. Es decir;

1 mole de C_2H_2 pesa 26 g

1 ton-mole de C_2H_2 pesa 26 ton

Quizá sería más correcto denominar esta unidad como megamole, pues 1 ton-mole equivale a 106 moles, pero dicho término no es usual en el lenguaje de la Química.

De esta manera, el cálculo del producido teórico en el problema citado se reduce a:

$(128,2 \text{ ton de } CaC_2) (1 \text{ ton} - \text{mole de } CaC_2 / 64,1 \text{ ton de } CaC_2) (1 \text{ ton} - \text{mole de } CaC_2 / 1 \text{ ton de } C_2H_2)$
 $(26 \text{ ton de } C_2H_2 / 1 \text{ ton} - \text{mole de } C_2H_2) = 52 \text{ ton de } C_2H_2$

Similarmente, se emplean la kilomole (o kilogramo-mole) y la libra-mole, cuando las masas de las sustancias participantes están dadas en kilogramos o en libras, respectivamente.

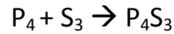
Debe tenerse en cuenta, sin embargo, que el número de partículas en una ton-mole, kilomole, etc. no es $6,02 \times 10^{23}$, sino un número correspondientemente mayor. Así:

- 1 kmole de aluminio, que pesa 27 kg (ó 27×10^3 g), contiene $6,02 \times 10^{23} \times 10^3$ átomos de aluminio
- 1 ton-mole de agua, que pesa 18 ton (ó 18×10^6 g), contiene $6,02 \times 10^{23} \times 10^6$ moléculas de agua

Es decir que el número de Avogadro, $6,02 \times 10^{23}$, como tal, solo es aplicable al número de partículas que hay en un gramo-mole (o simplemente mole) de una sustancia.

Ejemplo

El trisulfuro de tetrafósforo, P_4S_3 , se utiliza para la fabricación de cerillas o fósforos. Su obtención se realiza partiendo de los elementos, conforme a la ecuación



En cierto ensayo se hicieron reaccionar 10 g de fósforo con un exceso de azufre. ¿Cuánto P_4S_3 se obtuvo, si el rendimiento fue de un 80%?

Solución

El problema se resuelve de la manera usual, con la diferencia de que en una última etapa se hace la corrección del producido con base en la eficiencia o rendimiento del proceso. Veamos:

Masa molar de P_4S_3 : 220,3 g/mole. (Sustancia deseada)

Masa molar de P: 31 g/mole (Sustancia dada)

Cantidad de partida: 10 g P

Producido teórico de P_4S_3 :

(10 g de P) (1 mole de P/31 g de P) (1 mole de P_4S_3 /4 moles de P) (220,3 g de P_4S_3 /1 mole de P_4S_3) = 17,8 g de P_4S_3

Este sería, entonces, el producido si el rendimiento hubiera sido de 100%. Como no lo fue sino de un 80%, el producido real se reduce correspondientemente;

Producido real = 17,8 g P_4S_3 x 0,80 = 14,2 g P_4S_3

Producido real = (Producido teórico)

Respuesta

Se produjeron 14,2 g de P_4S_3

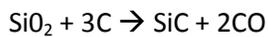
Una ecuación química supone que reactivos y productos son sustancias puras. Con mucha frecuencia, en los procesos industriales las materias primas o reactivos se presentan acompañados de impurezas que, por supuesto, no participan en la reacción esperada. De manera semejante, los productos no se obtienen en estado puro.

Como las relaciones estequiométricas están basadas en sustancias estrictamente puras, antes de hacer un cálculo de este tipo debemos estar seguros de que las cantidades que tomemos como

base para el mismo correspondan a sustancias efectivamente puras. De igual manera, los producidos que se obtienen directamente del cálculo estequiométrico se aplican a productos en estado puro.

Ejemplo

El carburo de silicio, SiC, también llamado carborundo, es un material sumamente utilizado como abrasivo, debido a su extrema dureza. Se obtiene por calentamiento, en un horno eléctrico, de una mezcla de arena (cuyo principal componente es el SiO₂) y carbón coque, con lo cual se efectúa la reacción



En cierto proceso se partió de 400 kg de arena que contenía 20% de SiO₂. ¿Cuánto carborundo se obtuvo?

Solución

Ante todo es necesario calcular cuánto SiO₂ puro hay en los 400 kg de arena:

$$(400 \text{ Kg de arena}) (20 \text{ Kg de SiO}_2/100 \text{ Kg de arena}) = 80 \text{ Kg de SiO}_2$$

Ahora sí, tomamos este valor como cantidad de partida para "entrar" al esquema general de cálculo:

Masa molar de SiC: 40,1 g/mole (Sustancia deseada)

Masa molar de SiO₂: 60,1 g/mole (Sustancia dada)

Producido de SiO₂:

$$(80 \text{ kg de SiO}_2) (10^3 \text{ g de SiO}_2/1 \text{ Kg de SiO}_2) (1 \text{ mole de SiO}_2/60,1 \text{ g de SiO}_2) (1 \text{ mole de SiC}/1 \text{ mole de SiO}_2) (40,1 \text{ g de SiC}/1 \text{ mole de SiC}) (1 \text{ Kg de SiC}/10^3 \text{ g de SiC}) = 53,4 \text{ Kg de SiC}$$

Respuesta

Se obtuvieron 53,4 kg de carborundo

Ejemplo

¿Cuántos gramos de piedra caliza que contiene 95% de CaCO₃ deben descomponerse por calentamiento para producir 50 g de óxido de calcio, CaO? La ecuación es



Solución

Para resolver este problema, debemos averiguar cuánto CaCO_3 puro se requiere de acuerdo con lo establecido por la ecuación, y conocido este dato, calcular a qué cantidad de piedra caliza corresponde. Veamos:

Masa molar de CaCO_3 : 100,1 g/mole (Sustancia deseada)

Masa molar de CaO : 56,1 g/mole (Sustancia dada)

Cantidad de partida: 50 g CaO

Gramos de CaCO_3 requeridos:

$$(50 \text{ g de CaO}) \left(\frac{1 \text{ mole de CaO}}{56,1 \text{ g de CaO}} \right) \left(\frac{1 \text{ mole de CaCO}_3}{1 \text{ mole de CaCO}_3} \right) = 89,2 \text{ g de CaCO}_3$$

Ahora bien, estos 89,2 g de CaCO_3 son puros y representan un 95% del total de la piedra caliza. Por tanto, la cantidad necesaria de este material será el 100%, que equivale a:

$$(89,2 \text{ g de CaCO}_3) \left(\frac{100 \text{ g de piedra caliza}}{95 \text{ g de CaCO}_3} \right) = 93,9 \text{ g de piedra caliza}$$

Respuesta

Se requieren 93,9 g de piedra caliza.

9.4.6.4 Estequiometría en reacciones con gases

9.4.6.5 Cálculos masa a volumen

En muchas reacciones, una o más sustancias participantes se encuentran en estado gaseoso y la cantidad de las mismas se mide no en masa o peso, sino en volumen. Al resolver problemas en los que ocurra esta situación, entonces, no podemos valer de la masa molar para calcular el número de moles (partiendo del peso de la sustancia), pero, en cambio, sí disponemos de la ecuación de estado, que nos permite relacionar el número de moles de un gas con su volumen a unas condiciones determinadas. El esquema general, por tanto, es el mismo que hemos venido utilizando, con la variante anotada.

Ejemplo

El clorato de potasio se descompone por calentamiento, generando oxígeno y dejando un residuo de cloruro de potasio. La ecuación es



¿Cuántos litros de oxígeno medidos a condiciones normales se obtendrán a partir de 245 de KClO_3 ?

Solución

El esquema general, entonces, debe plantearse de la siguiente manera

Sustancia que hay	moles de KClO_3	moles de O_2	volumen de oxígeno
Masa en gramos	masa mola	razón molar	ecuación
245 g de KClO_3			de estado
	(a)	(b)	(c)

Para la aplicación de este esquema necesitamos los siguientes datos:

Masa molar del KClO_3 : 122,5 g/mole

Presión del oxígeno: 1 atm

Condiciones normales

Temperatura del oxígeno: 273 K

Cantidad de partida: 245 g KClO_3

Procedamos paso a paso:

a. Moles de $\text{KClO}_3 = (245 \text{ g de } \text{KClO}_3) (1 \text{ mole de } \text{KClO}_3 / 122,5 \text{ g de } \text{KClO}_3) = 2 \text{ moles de } \text{KClO}_3$

b. Moles de $\text{O}_2 = (2 \text{ moles de } \text{KClO}_3) (1 \text{ mole de } \text{O}_2 / 2 \text{ moles de } \text{KClO}_3) = 3 \text{ moles de } \text{O}_2$

c. Volumen de O_2 : lo obtenemos de la ecuación $PV = nRT$ a las condiciones indicadas

$$V = nRT/P = 3 \text{ moles de } \text{O}_2 \times 0,083(\text{Litros atm/mole K}) \times 273 \text{ K} \\ = 67,2 \text{ litros}$$

Respuesta

A partir de 245 g de KClO_3 se obtienen 67,2 litros de oxígeno medidos a condiciones normales

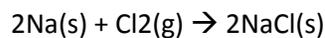
Como el volumen está medido a condiciones normales, podríamos haberlo calculado utilizando el volumen molar (22,4 litros/mole) a manera de factor de conversión. Veamos:

$$\text{Volumen de O}_2 = (3 \text{ moles de O}_2) (22,4 \text{ litros de O}_2/1 \text{ mole de O}_2) = 67,2 \text{ litros de O}_2$$

Debe tenerse cuidado, sin embargo, de que, si las condiciones no son las normales, este cálculo no es permisible.

Ejemplo

El sodio y el cloro reaccionan bajo condiciones especiales formando cloruro de sodio, según la ecuación:



¿Cuántos gramos de cloruro de sodio pueden producirse cuando se hacen reaccionar 140 litros de cloro medidos a 0,8 atm y 273 K?

Solución

El esquema es similar al anterior, si Vienta ecuación lado de la sustancia dada. Los datos que requerimos son:

Volumen del Cl_2 : 140 litros

Presión: 0,8 atm

Temperatura: 273 K

Masa molar del NaCl: 58,5 g/mole

Cantidad de partida: 140 litros de Cl_2

Procedamos:

a. Moles de $\text{Cl}_2 = PV/RT = 0,8 \text{ atm} \times 140 \text{ litros de Cl}_2 / (0,082 \text{ (litros atm/ mole K)} \times 273 = 5 \text{ Moles de Cl}_2$

b. Moles de NaCl = (5 moles de Cl_2) (2 moles de NaCl/1 mole de Cl_2) = 10 moles de NaCl

c. Peso de NaCl = (10 moles de NaCl) (58,5 g de NaCl/1 mole de NaCl) = 585 g de NaCl

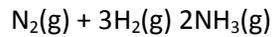
Respuesta

Partiendo de 140 litros de cloro medidos a 0,8 atm y 273 K, se obtienen 585 g de NaCl.

9.4.6.6 Cálculos volumen a volumen

Cuando tanto la cantidad de sustancia dada como la de sustancia requerida están expresadas en unidades de volumen, sigue siendo aplicable el esquema general empleado en los ejemplos anteriores. Sin embargo, es posible abreviar los cálculos si consideramos que para las sustancias gaseosas los coeficientes de la ecuación balanceada denotan también la proporción por volumen en que participan dichas sustancias. Esto se cumple siempre y cuando los volúmenes de las diferentes sustancias se midan a las mismas condiciones, ya que entonces el volumen es directamente proporcional al número de moles (Recuérdese la ley de Avogadro).

Así, por ejemplo, para la reacción:



Se cumple que:

1 litro de nitrógeno reacciona con 3 litros de hidrógeno para formar 2 litros de amoníaco.

Por supuesto, también es válido cualquier otro conjunto de números que guarden la misma proporción:



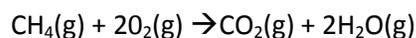
y así sucesivamente

Ejemplo

¿Cuántos litros de dióxido de carbono, CO_2 , se producen por combustión de 15 litros de metano, CH_4 , si todos los gases están medidos a condiciones normales?

Solución

Sabemos que la ecuación de combustión es:



Como los volúmenes están medidos a las mismas condiciones (las normales en este caso), la razón molar y la razón por volúmenes se hacen equivalentes y podemos plantear el siguiente esquema simplificado:

Sustancia disponible		sustancia deseada
CH ₄	razón por volumen	CO ₂
Volumen		Volumen

De la ecuación obtenemos la razón por volumen (como dijimos, equivalente a la razón molar), que es:

(1 litro de CO₂/1 litro de CH₄)

Cantidad de partida: 15 litros CH₄.

Entonces, el CO₂ producido será:

15 litros de CH₄ (1 litro de CO₂/1 litro de CH₄) = 15 litros de CO₂

Respuesta

Se producen 15 litros de CO₂ medidos a condiciones normales.

9.4.7. Ejercicios

De los nombres de los siguientes óxidos. Utilice ambos sistemas el Stock y el oso – ico cuando haya lugar

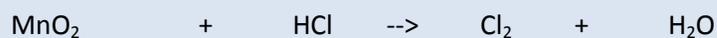
CO ₂	- Fe ₂ O ₃	- SiO ₂	- HgO
Na ₂ O	- NO ₂	- CuO	- SO ₂
Al ₂ O ₃	- ClO ₂	- ClO ₂	- BrO

De los nombres de los siguientes ácidos. En el caso de los hidrácidos, indique el nombre como compuesto puro y como ácido

H ₃ PO ₄	- H ₂ CO ₃
HClO	- HF
H ₂ S	- HCl
HBrO ₃	- HMnO ₄

HNO3	- HI
HIO3	- H2SO4

Un método usual de preparación del cloro en el laboratorio es mediante la reacción entre el ácido clorhídrico y el dióxido de manganeso:



- Balancee la ecuación anterior
- Indique cual es el agente oxidante
- Cuantos gramos de HCl se requieren para reaccionar con 50 g de MnO₂
- Cuantos gramos de cloro se producen a partir

Algunos carbones contienen azufre en forma de pirita, FeS₂, al quemar el carbón este compuesto produce el contaminante atmosférico SO₂:



- Cuantos Kg de SO₂ se producen por combustión de 10 ton de un carbón que contiene 5% de FeS₂?
- Que volumen ocupa, esta cantidad de SO₂ a 27 °C y 1 atm?

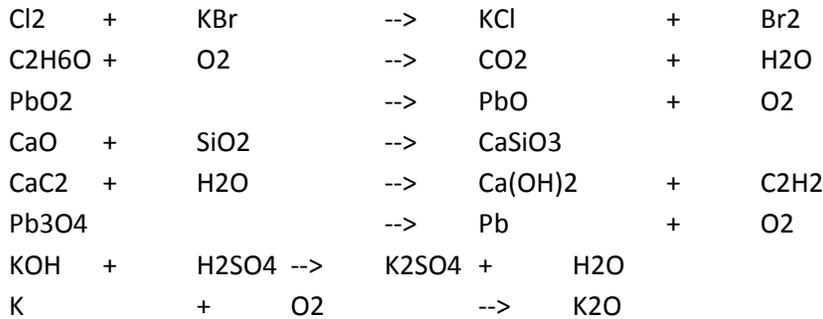
9.5. PRUEBA FINAL

Clasifique las siguientes ecuaciones como de descomposición (D), síntesis (S), desplazamiento simple (DS), desplazamiento doble (DD) y combustión (c).

a. Escriba el código (letras) correspondiente dentro de los paréntesis que anteceden a cada ecuación

b. Subraye las ecuaciones que sean de oxido – reducción

c. Efectué el balance de cada ecuación



9.5.1. Actividad

Dadas las siguientes ecuaciones:

- $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KMnO}_4 + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{MnO} + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CoCl}_2 + \text{NaOH} + \text{NaClO}_3 \rightarrow \text{NaCl} + \text{Co}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{HNO}_2 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{I}_2 + \text{N}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$

Reacción	Sustancia oxidada	Sustancia reducida	Agente oxidante	Agente reductor
a				
b				
c				

d
e

10.UNIDAD 3 SOLUCIONES

10.1.OBJETIVO GENERAL

Relacionar la acidez y la basicidad con las funciones orgánicas y con los cambios estructurales.

10.2.OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- Interpretar los términos de solución, solvente y soluto
- Clasificar los distintos tipos de soluciones
- Identificar los factores que afectan la velocidad de las reacciones
- Reconocer las unidades físicas en una reacción química
- Definir las unidades químicas de una reacción química

10.3.PRUEBA INICIAL

Definir los siguientes conceptos

- Solución
- Solvente
- Soluto
- Factores que afectan la velocidad de una reacción
- Molaridad
- Molalidad

10.4.TEMAS

10.4.1. Definición de solución, soluto y solvente

Cuando una sustancia en estado sólido, líquido o gaseoso forma un conjunto homogéneo en otra sustancia, se dice que se ha disuelto. Una solución es una mezcla homogénea, a nivel molecular, de dos o más sustancias en proporciones variables. Es un estado intermedio entre la mezcla y la combinación.

En las soluciones uno de los cuerpos se halla en mayor proporción y se llama solvente o disolvente y los otros o el otro que está en menor cantidad se llama soluto.

10.4.2. Clasificación de las soluciones

Es el solvente el que indica el estado de la solución:

Las soluciones de sólidos, líquidos y gases en gases se comportan como gases.

Las soluciones de sólidos, líquidos y gases en líquidos se comportan como líquidos

Las soluciones de sólidos, líquidos y gases en sólidos se comportan como sólidos. De ellas, las soluciones de sólidos en sólidos, que tienen mucha importancia en metalurgia, son las aleaciones. El bronce, por ejemplo, es una aleación de cobre y estaño.

10.4.3. Factores que afectan la solubilidad

Aunque disolución es sinónimo de solución, suele denominarse disolución a aquella solución en que el disolvente es un líquido.

A diferencia de las combinaciones, el soluto puede separarse por medios físicos: evaporación destilación cristalización, etc. El diámetro de las partículas es inferior a 1 nm (nanómetro). Las propiedades de la disolución dependen más de la concentración molecular que de la naturaleza de las sustancias que intervienen. Estas propiedades reciben el nombre de propiedades coligativas.

Solubilidad de las disoluciones: Las moléculas de soluto de una disolución se mantienen unidas mediante las fuerzas de cohesión.

Cuando la atracción de las moléculas del disolvente es mayor que las fuerzas de cohesión del soluto, las moléculas del soluto quedan sueltas y se difunden entre las de disolvente: se disuelven.

Las disoluciones no pueden contener cualquier proporción de soluto en una cantidad determinada de disolvente. Si a una disolución se le va añadiendo sustancia a disolver llegará un momento en que se irá depositando en el fondo.

La cantidad máxima de soluto que puede contener una disolución viene dada por el coeficiente de solubilidad. El coeficiente de solubilidad es función de la temperatura y de la presión.

En el caso de un sólido disuelto la influencia de la presión es muy pequeña pero no así en el caso de las disoluciones en que el soluto es un gas. En ellas la relación entre presión y solubilidad se rige por la ley de Henry que dice: "A una temperatura dada, la solubilidad de un gas en un líquido es proporcional a la presión del gas dentro de la disolución".

Cuando una mezcla de gases se disuelve en un líquido, cada uno de los gases se disuelve como si estuviera solo.

En las disoluciones de sólidos en líquidos los coeficientes de solubilidad aumentan con la temperatura en el caso de las disoluciones endotérmicas, que son las más frecuentes, y disminuyen en las disoluciones exotérmicas.

Disolución endotérmica es aquella que al efectuarla absorbe calor y exotérmica la que lo desprende. Por esta razón se pueden realizar mezclas refrigerantes que provocan descensos de temperatura.

Si algunos líquidos se disuelven entre sí en cualquier proporción es porque son completamente miscibles (agua y alcohol). Si sólo lo hacen en parte y el resto forma capas netamente separadas, es porque son parcialmente miscibles (agua y éter). Si no se disuelven en absoluto reciben el nombre de inmiscibles (agua y aceite). En cambio, agua y aceite batidos, forman una emulsión.

10.4.4. Unidades de concentración física

El grado de concentración del soluto da lugar a las siguientes disoluciones:

Disoluciones diluidas: Son las que tienen poca cantidad de soluto por unidad de volumen.

Disoluciones concentradas: Son las que tienen gran cantidad de soluto.

Disoluciones saturadas: Son las que contienen la máxima cantidad de soluto a una temperatura determinada. Más, ya no se disuelve.

Disoluciones sobresaturadas: No obstante lo dicho anteriormente, si se enfría convenientemente una disolución saturada, puede evitarse la precipitación del soluto y obtenerse una disolución de concentración superior a la de saturación, pero la disolución está en situación inestable y basta agitarla o añadir un cristal del propio soluto para que todo el exceso se precipite bruscamente.

10.4.5. Unidades de concentración químicas

Concentración de las disoluciones

Las propiedades de una disolución dependen de su composición: es decir, de la clase de componentes que la forman y de su cantidad relativa.

La composición de una disolución viene dada por el concepto de concentración, que se define como la relación entre la cantidad de soluto disuelto y la cantidad de disolvente o de disolución.

Los métodos más frecuentes para expresar esta concentración son la concentración centesimal, la molaridad, la normalidad, la molalidad y la fracción molar.

Concentración centesimal: Expresa el tanto por ciento en peso. Indica la cantidad de soluto, en gramos, contenido en 100 g de disolución. Se suele representar por:

$$C \% = \text{peso de soluto} / \text{peso de solución} \times 100$$

Molaridad: La molaridad es el número de moles de soluto contenidos en un litro de disolución. Se representa por M y sus unidades son números de moles/litro. Para calcular la molaridad se divide el número de moles por el volumen de la disolución en litros:

$$M = n/V$$

Siendo M= molaridad

n = número de moles V = volumen de la disolución en litros.

n El número de moles n de una sustancia es el cociente entre la cantidad de gramos a de dicha sustancia y su masa molecular expresada en gramos/mol (Mm), es decir:

$$n = a/Mm$$

Sustituyendo en la fórmula anterior resulta-

$$M = a/Mm - V$$

Normalidad: La normalidad de una disolución es el número de equivalentes-gramo de soluto para cada litro de disolución. La normalidad tiene por símbolo N y su unidad es el número de equivalentes/litro.

Para calcular la normalidad se divide el número de equivalentes de soluto por el volumen de la disolución en litros:

$$N = ne/V$$

Donde N = normalidad

ne = número de equivalentes

V = volumen de la disolución en litros

El número de equivalentes se determina dividiendo la cantidad de soluto en gramos (a) por su equivalente-gramo

$$ne = a/eq$$

El equivalente-gramo de una sustancia (eq) es el resultado de dividir el mol de la sustancia considerada por la valencia con que actúa: (siendo m la molalidad de la concentración y n el número de moles del soluto).

Siendo m la molalidad

N= el número de moles

El equivalente-gramo de un ácido se calcula dividiendo su masa molecular por el número de hidrógenos que posee.

El equivalente químico de una base se determina dividiendo su masa molecular por el número de OH que posee.

El equivalente químico de una sal se halla dividiendo, como en los casos anteriores, la masa molecular, esta vez entre el producto resultante de multiplicar la carga del anión por el número de aniones.

Ya se ha dicho que $n_e = a/eq$ y que $eq = mol/v$, sustituyendo:

Molalidad: La molalidad de una solución es el número de moles de soluto por cada kilogramo de disolvente

$$M = n/Kg \text{ de solvente}$$

Fracción molar: La fracción molar de uno de los componentes de una disolución es el cociente entre el número de moles de dicho componente y el número de moles totales de la disolución. Se representa por X.

La fracción molar del soluto sería:

$$X_1 = \text{moles de soluto} / (\text{moles de soluto} + \text{moles de disolvente})$$

y la fracción molar del disolvente:

$$X_2 = \text{moles de solvente} / (\text{moles de soluto} + \text{moles de disolvente})$$

Evidentemente: $X_1 + X_2 = 1$.

10.4.6. Ejercicios

- La molaridad de una solución se define como:
 - a. () moles de soluto por cada kilogramo de solvente.
 - b. () moles de soluto por cada litro del solvente
 - c. () moles de soluto por cada kilogramo de solución
 - d. () moles de soluto por cada litro de solución
- Complete la siguiente tabla

Propiedad	Soluciones	Coloides	Suspensiones
Tamaño de partícula	Menos de 1 nm		Más de 100 nm

Visibilidad de las partículas		Visibles con microscopios	
sedimentación	No sedimentación		
Filtración			Las partículas retenidas por filtros y membranas
Homogeneidad		En el limite	

10.5.PRUEBA FINAL

Complete la siguiente tabla

Solutos	cantidad de soluto		volumen de solución		Concentración	
	Peso (g)	moles	Litros	mililitros	%P/V	M
C6H12O6	50	2,5				
NaCl		0,12	1,8			
NaNO3	12				2,2	
H2SO4	0.25					
KCl		1,5			0,1	
Al(OH)3	24					
CaCl2		2,5				

10.5.1. Actividad

Establezca una clara definición entre:

- Disolución y disociación
- Solutos y solventes
- Solución y coloide
- Molaridad y normalidad
- Fase dispersa y medio dispersante
- Acido diprotico y acido triprotico
- Densidad y concentración
- Solución y concentrada y solución diluida
- Porcentaje peso a peso y porcentaje peso a volumen
- Electrolito y no electrolito
- Electrolito fuerte y electrolito débil
- Efecto Tyndall y movimiento browniano

11.UNIDAD 4 SEGURIDAD CON PRODUCTOS QUÍMICOS

11.1.OBJETIVO GENERAL

Identificar los diferentes símbolos de peligrosidad y los elementos de protección y manejo de tablas de seguridad para el manejo y almacenamiento de productos químicos para dar recomendaciones preventivas al respecto.

11.2.OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- Identificar los diferentes tipos de sustancias químicas
- Reconocer los símbolos de peligro para las sustancias
- Distinguir que significa las frases en las etiquetas de los productos químicos
- Interpretar los datos de seguridad que hay en los frascos de químicos
- Identificar factores que afectan los productos químicos al almacenarlos

11.3.PRUEBA INICIAL

Definir los términos

- Intoxicación
- Químicos
- Reactividad
- Seguridad
- Código R
- Código S

11.4.TEMAS

11.4.1. Clasificación de sustancias químicas

Las sustancias químicas han permitido al hombre generar gran cantidad de usos industriales, domésticos, agrícolas entre otros, sin embargo muchas de ellas presentan cierto grado de toxicidad para el hombre y el medio ambiente por dichas razones estas han sido catalogadas de la siguiente manera:

Inflamables

Son aquellas que son potencialmente reactivas con el oxígeno produciendo fuego las cuales presentan un punto mínimo de inflamación que pueden variar entre y se definen de la siguiente manera:

Muy inflamables

P. I. inferior a 21°C; inflamables, entre 21° y 55°C; combustibles, superior a 55°C.

Tóxicas

Causantes de intoxicación para los individuos que tienen contacto con ella, su ingreso puede ser por inhalación, ingestión y contacto.

Corrosivas

Estas al presentar contacto con los tejidos de seres vivos causan daño y muerte sobre el tejido afectado. Ejemplo de ello son los ácidos. Cuando un investigador tiene contacto con estas sustancias debe tener inmediatamente el tratamiento adecuado.

11.4.2. Símbolos de peligrosidad



<http://www.texca.com/simbolos.htm>

11.4.3. Frases código R

Las frases R describen de forma general riesgos de una sustancia en términos físico-químicos, medioambientales y de salud; en tanto que las frases informan la forma de almacenar, manejar, disponer, primeros auxilios y protección de los individuos.

R

- R1 - Explosivo en estado seco
- R2 - Riesgo de explosión por choque, fricción, fuego u otras fuentes de ignición
- R3 - Alto riesgo de explosión por choque, fricción, fuego u otras fuentes de ignición
- R4 - Forma compuestos metálicos explosivos muy sensibles
- R5 - Peligro de explosión en caso de calentamiento
- R6 - Peligro de explosión, en contacto o sin contacto con el aire
- R7 - Puede provocar incendios
- R8 - Peligro de fuego en contacto con materias combustibles
- R9 - Peligro de explosión al mezclar con materias combustibles
- R10 - Inflammable

- R11 - Fácilmente inflamable
- R12 - Extremadamente inflamable
- R14 - Reacciona violentamente con el agua
- R15 - Reacciona con el agua liberando gases extremadamente inflamables
- R16 - Puede explotar en mezcla con sustancias comburentes
- R17 - Se inflama espontáneamente en contacto con el aire
- R18 - Al usarlo pueden formarse mezclas aire-vapor explosivas/inflamables
- R19 - Puede formar peróxidos explosivos
- R20 - Nocivo por inhalación
- R21 - Nocivo en contacto con la piel
- R22 - Nocivo por ingestión
- R23 - Tóxico por inhalación
- R24 - Tóxico en contacto con la piel
- R25 - Tóxico por ingestión
- R26 - Muy tóxico por inhalación
- R27 - Muy tóxico en contacto con la piel
- R28 - Muy tóxico por ingestión
- R29 - En contacto con agua libera gases tóxicos
- R30 - Puede inflamarse fácilmente al usarlo
- R31 - En contacto con ácidos libera gases tóxicos
- R32 - En contacto con ácidos libera gases muy tóxicos
- R33 - Peligro de efectos acumulativos
- R34 - Provoca quemaduras
- R35 - Provoca quemaduras graves
- R36 - Irrita los ojos
- R37 - Irrita las vías respiratorias
- R38 - Irrita la piel
- R39 - Peligro de efectos irreversibles muy graves
- R40 - Posibles efectos cancerígenos
- R41 - Riesgo de lesiones oculares graves
- R42 - Posibilidad de sensibilización por inhalación
- R43 - Posibilidad de sensibilización en contacto con la piel
- R44 - Riesgo de explosión al calentarlo en ambiente confinado
- R45 - Puede causar cáncer
- R46 - Puede causar alteraciones genéticas hereditarias
- R48 - Riesgo de efectos graves para la salud en caso de exposición prolongada
- R49 - Puede causar cáncer por inhalación
- R50 - Muy tóxico para los organismos acuáticos
- R51 - Tóxico para los organismos acuáticos
- R52 - Nocivo para los organismos acuáticos

- R53 - Puede provocar a largo plazo efectos negativos en el medio ambiente acuático
- R54 - Tóxico para la flora
- R55 - Tóxico para la fauna
- R56 - Tóxico para los organismos del suelo
- R57 - Tóxico para las abejas
- R58 - Puede provocar a largo plazo efectos negativos en el medio ambiente
- R59 - Peligroso para la capa de ozono
- R60 - Puede perjudicar la fertilidad
- R61 - Riesgo durante el embarazo de efectos adversos para el feto
- R62 - Posible riesgo de perjudicar la fertilidad
- R63 - Posible riesgo durante el embarazo de efectos adversos para el feto
- R64 - Puede perjudicar a los niños alimentados con leche materna
- R65 - Nocivo: si se ingiere puede causar daño pulmonar
- R66 - La exposición repetida puede provocar sequedad o formación de grietas en la piel
- R67 - La inhalación de vapores puede provocar somnolencia y vértigo
- R68 - Posibilidad de efectos irreversibles.

11.4.4. Frases código S

Las frases S están presentes en recipientes que contienen sustancias químicas e indican la forma correcta de manipulación.

S

- S1 Consérvese bajo llave
- S2 Manténgase fuera del alcance de los niños
- S3 Consérvese en lugar fresco
- S4 Manténgase lejos de locales habitados
- S5 Consérvese en ... (líquido apropiado a especificar por el fabricante)
- S6 Consérvese en ... (gas inerte a especificar por el fabricante)
- S7 Manténgase el recipiente bien cerrado
- S8 Manténgase el recipiente en lugar seco
- S9 Consérvese el recipiente en lugar bien ventilado
- S12 No cerrar el recipiente herméticamente
- S13 Manténgase lejos de alimentos, bebidas y piensos
- S14 Consérvese lejos de (materiales incompatibles a especificar por el fabricante)
- S15 Conservar alejado del calor
- S16 Conservar alejado de toda llama o fuente de chispas - No fumar

- S17 Manténgase lejos de materiales combustibles
- S18 Manipúlese y ábrase el recipiente con prudencia
- S20 No comer ni beber durante su utilización
- S21 No fumar durante su utilización
- S22 No respirar el polvo
- S23 No respirar los gases/humos/vapores/aerosoles [denominación(es) adecuada(s) a especificar por el fabricante]
- S24 Evítese el contacto con la piel
- S25 Evítese el contacto con los ojos
- S26 En caso de contacto con los ojos, lávense inmediata y abundantemente con agua y acúdase a un médico
- S27 Quítese inmediatamente la ropa manchada o salpicada
- S28 En caso de contacto con la piel, lávese inmediata y abundantemente con ... (productos a especificar por el fabricante)
- S29 No tirar los residuos por el desagüe
- S30 No echar jamás agua a este producto
- S33 Evítese la acumulación de cargas electrostáticas
- S35 Elimínense los residuos del producto y sus recipientes con todas las precauciones posibles
- S36 Úsese indumentaria protectora adecuada
- S37 Úsense guantes adecuados
- S38 En caso de ventilación insuficiente, úsese equipo respiratorio adecuado
- S39 Úsese protección para los ojos/la cara
- S40 Para limpiar el suelo y los objetos contaminados por este producto, úsese ... (a especificar por el fabricante)
- S41 En caso de incendio y/o de explosión, no respire los humos
- S42 Durante las fumigaciones/pulverizaciones, úsese equipo respiratorio adecuado [denominación (es) adecuada(s) a especificar por el fabricante]
- S43 En caso de incendio, utilizar (los medios de extinción los debe especificar el fabricante). (Si el agua aumenta el riesgo, se deberá añadir: "No usar nunca agua")
- S45 En caso de accidente o malestar, acúdase inmediatamente al médico (si es posible, muéstresele la etiqueta)
- S46 En caso de ingestión, acúdase inmediatamente al médico y muéstresele la etiqueta o el envase
- S47 Consérvese a una temperatura no superior a ... °C (a especificar por el fabricante)
- S48 Consérvese húmedo con ... (medio apropiado a especificar por el fabricante)
- S49 Consérvese únicamente en el recipiente de origen
- S50 No mezclar con ... (a especificar por el fabricante)
- S51 Úsese únicamente en lugares bien ventilados
- S52 No usar sobre grandes superficies en locales habitados
- S53 Evítese la exposición - recábense instrucciones especiales antes del uso

S56 Elimínense esta sustancia y su recipiente en un punto de recogida pública de residuos especiales o peligrosos

S57 Utilícese un envase de seguridad adecuado para evitar la contaminación del medio ambiente

S59 Remitirse al fabricante o proveedor para obtener información sobre su recuperación/reciclado

S60 Elimínense el producto y su recipiente como residuos peligrosos

S61 Evítese su liberación al medio ambiente. Recábense instrucciones específicas/ficha de datos de seguridad

S62 En caso de ingestión no provocar el vómito: acúdase inmediatamente al médico y muéstresele la etiqueta o el envase

S63 En caso de accidente por inhalación, alejar a la víctima fuera de la zona contaminada y mantenerla en reposo

S64 En caso de ingestión, lavar la boca con agua (solamente si la persona está consciente)

11.4.5. Transporte y almacenamiento de sustancias químicas

Al transportar sustancias químicas es necesario tener ciertas precauciones ya que su exposición al medio ambiente puede causar intoxicación en los seres vivos.

Consideraciones generales

- Al transportar residuos químicos es necesario rotularlos con su nombre correspondiente y el del investigador.
- Comprobar el buen sellado de los recipientes. Los residuos deben transportarse en ascensores de carga si no los hay entonces en los de las personas cuando estas no estén, si es el caso en un mesa con ruedas que sea firme y estable con bordes altos para evitar que se caigan teniendo en cuenta el peso de los residuos y su distribución si es necesario usar contenedores para los envases evitando juntar sustancias incompatibles.
- Al transportarse estos residuos fuera del laboratorio evitar el derrame teniendo la protección adecuada.

Almacenamiento

Evitar almacenar sustancias tóxicas en lugares frecuentados por los seres humanos, debe ser en lugares protegidos y ventilados, sellados los recipientes y estos deben ser seguros de acuerdo a la sustancia almacenada y estas deben estar agrupadas de acuerdo a su tipo según las prescripciones establecidas.

Manipulación

Los investigadores deben usar las prendas de seguridad en el laboratorio de química si hay residuos biológicos de igual manera tales como; bata, zapatos cerrados, polainas mascarar de gas, gafas, guantes y gorro. En lugares bien ventilados e iluminados si es necesario bombas de extracción o pipeteador por ningún motivo pipetear con la boca. Si hay derrames tomar las medidas preventivas que sean necesarias.

Ejercicios

- Clasifique las siguientes sustancias químicas

Cloro

Acido clorhídrico

Metanol

Potasio

NaOH

Acetona G.R

Etanol G.R.

- Mencione 5 símbolos de seguridad y grafíquelos
- Qué importancia tiene las letras R
- Qué importancia tiene las letras R
- Consulte 5 formas de almacenamiento de sustancias químicas

11.5.PRUEBA FINAL

Describa cual sería la forma más adecuada para descartar los residuos producidos en el laboratorio de química.

11.5.1. Actividad

En un laboratorio de química clasifique los reactivos con su respectivo símbolo

12. BIBLIOGRAFÍA

Restrepo F. y Restrepo J. (2001): Hola química 1. Susaeta ediciones. P 470.

Jean B. Jon M. (2003): Química general tercera edición. Internacional Thomson. Editores Spain. P. 1016.

John B. Química general. (1985): Editorial McGraw – Hill latino americano. Editorial Printer Columbia Ltda. P. 747.

Atkins P. et al. (2008): Química inorgánica cuarta edición. Editorial McGraw – Hill interamericana. P. 822.

Petrucci R.H. y Harwood W.S. (1999): química general principios y aplicaciones modernas séptima edición. Prentice Hall. Impreso en España. P. 1068

Reboiras M.D. (2008): química la ciencia básica. Internacional Thomson .Editores Spain. P. 1233.

Raymond C. College W. (2002): Química décima edición McGraw – Hill. P 999. P. 1083.

Chang, W College. (2002): Química séptima edición. MacGraw - Hill

Chang, W College. (2007): Química novena edición. MacGraw - Hill interamericana ?

Theodore B.L. et al. (1998): Química la ciencia central séptima edición. Wesley Longman. 1998. P. 991.

Fuentes Digitales

http://www.merckchemicals.com.co/?sid=j2CTL4LbLiCX_PsivjXpo4K1tzFvrsP3fILp053Wgb-CLk-4ELMRv_2azvTf1ApoDTod8JK1tzFuH7fUfX_Su8

www.merck.com/

<http://vijusa.galeon.com/index.html>

www.cespro.com/.../Contquimica/QUIMICA.../reacciones_quimicas.htm

<http://www.texca.com/simbolos.htm>

13. GLOSARIO DE TÉRMINOS

Agente oxidante: sustancia que provoca la oxidación de otro, se distingue porque es la sustancia que toma electrones.

Agente reductor: “es la sustancia que provoca la reducción de otra, se distingue porque es la sustancia que libera, cede o dona electrones”⁸

Electrón: partícula atómica con carga eléctrica negativa

Frases R: son frases que aportan una indicación general de los peligros fisicoquímicos de una sustancia química

Frases S: son frases que dicen como manipular una sustancia química peligrosa

Numero atómico: cantidad de protones que tiene el nucleó de uno de un átomo

Masa atómica: es el peso comparado del núcleo atómico

Molalidad: se define por molalidad de una solución el número de soluto que hay por cada kg de solvente.

Molaridad: es el número de moles de soluto que hay por cada litro de solución

Solubilidad: se aplica para denotar la solubilidad que tiene una sustancia de disolverse en otra

⁸ Natalia. (2008): “Reacciones Redox” - <http://nata1209.blogspot.com/>