

TEMA 1

PRINCIPIOS ELEMENTALES DE QUÍMICA



MARÍA PILAR RUIZ OJEDA
BORJA MUÑOZ LEUZ

Contenidos:

1. Clases de materia
2. Propiedades de la materia
3. Estados de la materia. Cambios de estado
4. Teoría Atómica de Dalton
5. Fórmulas empíricas y moleculares
6. Unidades químicas
7. Ecuaciones químicas. Estequiometría
8. Anexos

Bibliografía

Libros de Teoría y Problemas

- Chang R. Química. McGraw Hill. México, 2010. Cap. 1, 2 y 3.
- Petrucci R. H., Harwood W.S. Química General. Prentice Hall. Madrid, 2011. Cap. 1, 2, 3 y 4.
- Reboiras M.D. Química. La Ciencia Básica. Thomson. Madrid, 2005. Cap. 1, 2, 3 y 4.

Libros de Problemas Resueltos

- Fernández M.R., Fidalgo J.A. 1000 Problemas de Química General. Everest. León, 1996.
- Reboiras M.D. Problemas Resueltos de Química. La Ciencia Básica. Thomson. Madrid, 2007.
- Orozco C., González M.N., Pérez A. Problemas resueltos de química aplicada. Paraninfo. Madrid, 2011.

Webs de Interés

- **Chang R. Química. 8^a edición:**
http://highered.mcgraw-hill.com/sites/0072512644/student_view0/
- **Brown T.L., LeMay H.E. Química. La Ciencia Central. 7^a edición:**
http://cwx.prenhall.com/bookbind/pubbooks/blb_la/
- **Química General:** www.fundacionquimica.org
- **Tabla Periódica:**
http://www.mcgrawhill.es/bcv/tabla_periodica/mc.html
www.fundacionquimica.org/tabla_periodica.php

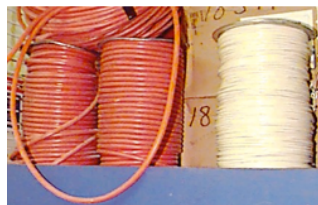
1. Clases de Materia

- Revisa en tu entorno algunos materiales producidos por la **Industria Química** y que respondan a necesidades sociales relativas a la salud, la alimentación, la higiene, el vestido, el deporte, los transportes, la construcción, la tecnología, la informática, la agricultura, el hogar, la cultura y el arte o el medio ambiente.
- Ahora bien, después de hacer la lista de materiales producidos por la Industria Química, también podemos comentar los **materiales naturales** que nos rodean.
- Puedes consultar en: www.fundacionquimica.org

1. Clases de Materia



Esquema de motor de gasolina, sus partes principales y electrodos de un pistón.
Figura 1.4. Alamy vol 1, 978-84-261-7265-3 © Ed. Reverte, 2008



1. Clases de Materia



© Merin Metalworks, Education, Inc.



(a)



(b)



(c)



(d)



M. Johl. *Química e investigación criminal*
© Copyright Editorial Reverté - 2008

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. *Fundamentos Químicos de la Ingeniería*

7

1. Clases de Materia



© Hank Morgan/Photo Researchers



OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. *Fundamentos Químicos de la Ingeniería*

8

1. Clases de Materia



Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.



© John Mead/Photo Researchers



OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

9

1. Clases de Materia

■ Sabrías responder a las siguientes preguntas:

¿Cuántas clases de materiales diferentes existen? ¿Qué es una mezcla? ¿Qué es un material homogéneo? ¿Qué es un material heterogéneo? ¿Qué es una sustancia pura? ¿Cómo se puede distinguir un compuesto de un elemento? ¿En qué se diferencian un compuesto de una mezcla?

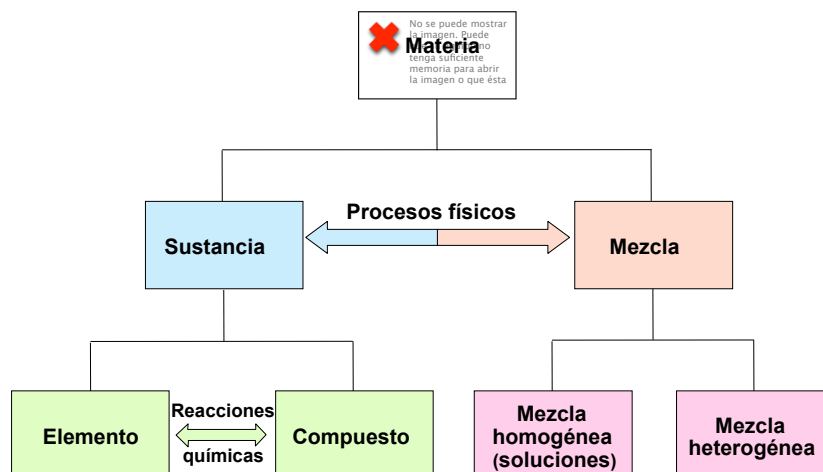
OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

10

1. Clases de Materia

- **Mezclas:** Están constituidas por varios componentes. Las sustancias participantes conservan su identidad y propiedades. Ejemplo: granito, acero, agua salada, ...
- **Sustancias:** Tienen una serie de propiedades constantes: puntos de fusión y ebullición, dureza, composición química ... Este es el caso por ejemplo del agua pura. Estas propiedades son las mismas en cualquier porción de sustancia. Las sustancias puras pueden ser elementos o compuestos.

1. Clases de Materia



1. Clases de Materia

- **Mezclas Heterogéneas:** Se caracterizan porque a simple vista o con ayuda de un microscopio se distinguen las diferentes partes que la componen, por ejemplo, el granito, un detergente en polvo, una chapa de hierro oxidada, el hormigón, la madera, la sangre, el papel, ...
- **Mezclas Homogéneas:** Son aquellas en las que todas las porciones del material tienen el mismo aspecto y propiedades, aún investigándolas al microscopio. Por ejemplo, el aire, las disoluciones (nitrato potásico en agua, sulfato de cobre pentahidratado en agua, ...), las aleaciones, ...

1. Clases de Materia

Mezclas Heterogéneas



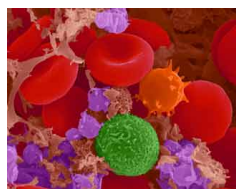
Madera



Hormigón



Detergente



Sangre al microscopio



Granito



Hierro oxidado

1. Clases de Materia

Mezclas Homogéneas



Disoluciones

Aleaciones Metálicas



Aire

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

15

1. Clases de Materia

- Substancias Puras:** Se caracterizan por tener una composición determinada y unas propiedades que las distinguen de otras sustancias puras. Las sustancias puras pueden ser **elementos** o **compuestos**.

Propiedades de la sustancia pura Nitrato de Potasio

Propiedades físicas	
Estado de agregación	Sólido
Apariencia	blanco o gris sucio
Densidad	2100 kg/m ³ ; 2,1 g/cm ³
Masa molar	101,103 g/mol g/mol
Punto de fusión	607 K (334 °C)
Punto de ebullición	673 K (400 °C)
Estructura cristalina	Ortorrómico, Aragonita
Propiedades químicas	
Solubilidad en agua	38 g en 100g de agua

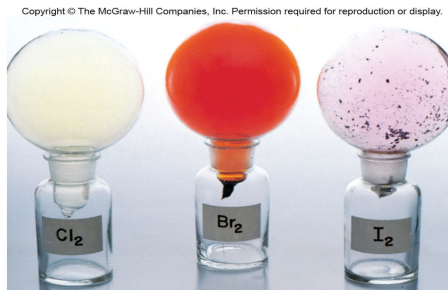
OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

16

1. Clases de Materia: Sustancias Puras



$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (*compuesto*)



Gases Halógenos: Cl_2 , Br_2 , I_2 (*elementos*)



FeCl_3
(*compuesto*)



Diamante, C
(*elemento*)

1. Clases de Materia

- **Elemento:** Es una sustancia que no se puede descomponer en otras más simples ni por medios físicos ni químicos. Hay 92 elementos que se encuentran en la naturaleza. Mediante reacciones nucleares se han sintetizado algunos más, hasta 118 elementos.
 - **Símbolo** es la representación gráfica de un elemento.
 - **Átomo** es la partícula más pequeña de un elemento que puede participar en una reacción química y que conserva las propiedades más significativas del elemento.

1. Clases de Materia

- **Compuesto:** Es una sustancia pura formada por átomos de dos o más elementos unidos químicamente en proporciones fijas. Un compuesto tiene propiedades muy distintas a los elementos que lo integran.
 - **Molécula** es la partícula más pequeña de un compuesto que puede existir de forma independiente y que tiene las propiedades del compuesto.
 - **Los átomos** que forman las moléculas de un compuesto están unidos firmemente por **enlaces químicos**. Por eso es necesario aplicar métodos químicos para separar los elementos que constituyen los compuestos.
 - **Fórmula** es la representación gráfica de un compuesto.

1. Clases de Materia

Ejercicios:

1. Clasifica los siguientes materiales según el diagrama anterior: aire, granito, madera, aceite lubricante usado, fibras textiles, azúcar disuelto en agua, bronce, agua salada, oxígeno, papel, diamante, arena, leche, alcohol etílico.
2. Cita tres diferencias entre un compuesto y una mezcla.

2. Propiedades de la Materia

- Las sustancias se identifican por sus propiedades y su composición química.
- Las propiedades se pueden clasificar en físicas y químicas y en intensivas y extensivas.

2. Propiedades de la Materia

- Sabrías responder a las siguientes preguntas:
 - ¿Qué son las propiedades físicas?
 - ¿Qué son las propiedades químicas?

2. Propiedades de la Materia

a) **Propiedades físicas:** aquellas que presenta la materia sin que cambie su naturaleza. Se pueden medir y observar sin que se modifique la composición o identidad de la sustancia.

Ejemplos: punto de fusión o ebullición, solubilidad, conductividad eléctrica, masa, volumen, densidad,...

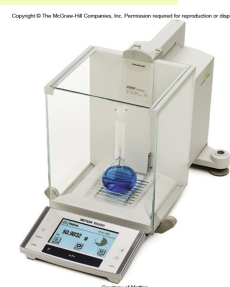
b) **Propiedades químicas:** aquellas que se ponen de manifiesto cuando se producen cambios en la naturaleza de la materia. Después del cambio, desaparece la sustancia original y aparecen nuevas sustancias.

Ejemplos: combustión, acidez, oxidación, cocción (alimentos), fermentación (mosto, leche), electrolisis, ...

2. Propiedades de la Materia

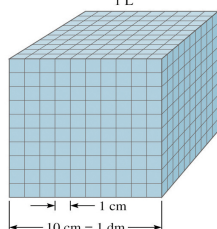
Las **propiedades físicas** más empleadas por los químicos son:

■ **Masa:** Es la cantidad de materia que contiene un cuerpo. En el Sistema Internacional, SI, la unidad es el kilogramo, kg.

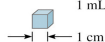


Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission is granted for reproduction or display.

Volume: 1000 cm³;
1000 mL;
1 dm³;
1 L



Volume: 1 cm³;
1 mL



■ **Volumen:** Es la cantidad de espacio que ocupa un cuerpo. En el SI la unidad es el metro cúbico, m³. Otra unidad de volumen muy utilizada es el litro, L.

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

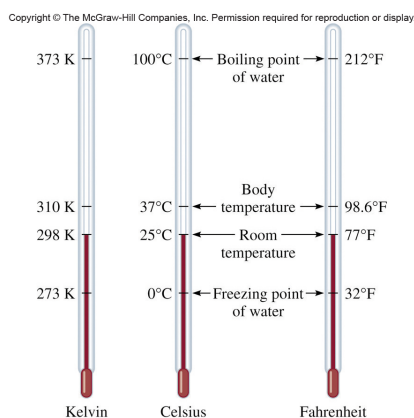
$$1 \text{ L} = 1000 \text{ cm}^3$$

2. Propiedades de la Materia

- **Densidad:** Viene dada por el cociente de la masa de un cuerpo entre el volumen que ocupa. Se suele expresar en kg/L ó g/mL.

- **Temperatura:** Se suelen utilizar los grados Celsius, °C, y los grados Kelvin, K. Se relacionan por:

$$K = ^\circ C + 273,15$$



OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

25

2. Propiedades de la Materia

Ejercicios

3. Cuáles de las siguientes propiedades del aluminio son físicas y cuáles son químicas: a) Su densidad es 2,70 g/mL, b) reacciona con oxígeno para dar un óxido metálico, c) su punto de fusión es 660 °C, d) es buen conductor de la electricidad.
4. Clasifica como transformaciones físicas o químicas los procesos siguientes: a) congelar agua, b) quemar gas natural, c) disolver hierro en ácido clorhídrico, d) disolver cloruro sódico en agua, e) la fermentación del mosto, f) la combustión de la gasolina en un motor, g) laminar una bobina de acero, h) quebrar un vidrio, i) la electrolisis del agua.

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

26

2. Propiedades de la Materia

- a) **Extensivas**: Cuando dependen de la cantidad de materia. Ejemplos: masa, volumen, energía, ...
- b) **Intensivas**: Cuando no dependen de la cantidad de materia. Ejemplos: temperatura, presión, densidad, entalpía, poder calorífico, ...

2. Propiedades de la Materia

Ejercicios

Clasifica en intensivas o extensivas, de forma razonada, las siguientes propiedades: a) masa, b) volumen, c) dureza, d) conductividad eléctrica, e) solubilidad, f) temperatura, g) presión, h) densidad, i) calor de combustión, j) entalpía de combustión.

3. Estados de la Materia. Cambios de Estado

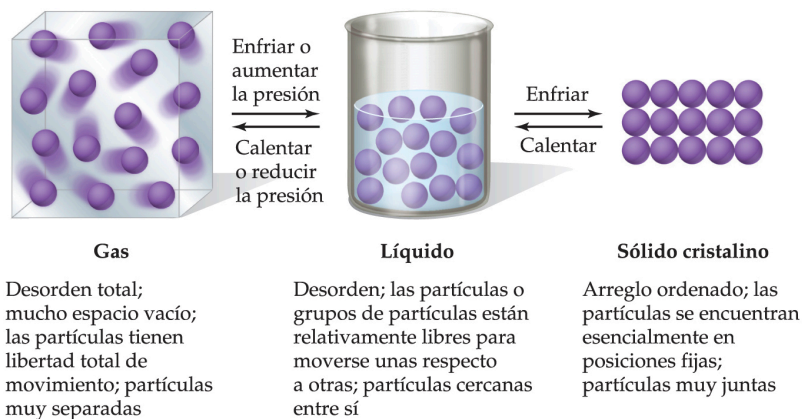
■ Sabrías responder a las siguientes preguntas:

¿En qué estados se presenta la materia?

¿Cómo se llaman los cambios de estado?

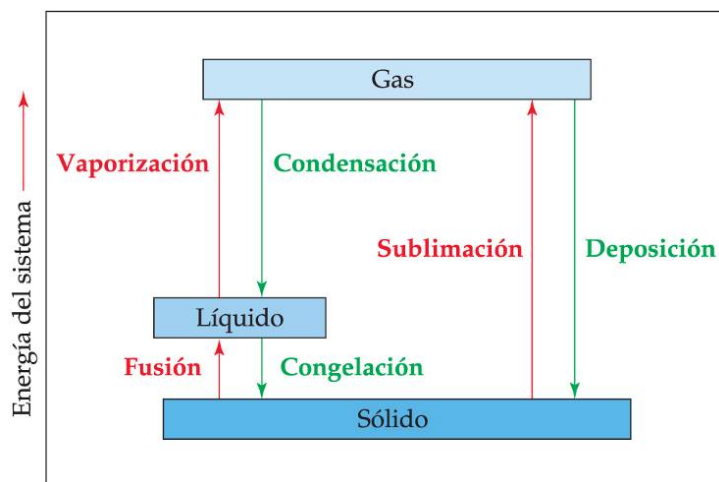
3. Estados de la Materia. Cambios de Estado

Estados de la Materia



3. Estados de la Materia. Cambios de Estado

Estados de la Materia



OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

31

4. Teoría Atómica de Dalton (1803)

Dalton, en base a infinidad de observaciones experimentales, interpretó cómo debía ser la materia a nivel microscópico mediante la Teoría que lleva su nombre:

- 1. Los elementos están formados por partículas indivisibles, extremadamente pequeñas, llamadas *átomos*.**
- 2. Todos los átomos de un mismo elemento son *iguales* en masa, tamaño y otras propiedades, pero son diferentes de los átomos de otros *elementos*.**
- 3. Los átomos son *invariables*, no pueden cambiar y no pueden transformarse unos en otros en las reacciones químicas.**

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

32

4. Teoría Atómica de Dalton

4. Cuando se unen mediante **enlaces** dos o más átomos, iguales o diferentes, forman una **molécula**. Las moléculas se diferencian unas de otras por el número y tipo de átomos que las forman.
5. Las moléculas de un **compuesto** están formadas por átomos de diferentes elementos en una **proporción definida y constante**. Por ejemplo, las moléculas de agua, que se representan como H_2O , tienen 2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de oxígeno.
6. En los **procesos químicos** los átomos sólo **cambian su distribución**. Ni se crean ni se destruyen.

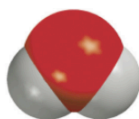
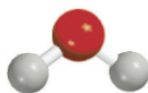
4. Teoría Atómica de Dalton (1803)

Moléculas de Sustancias Elementales y de Compuestos

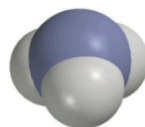
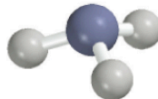
Hidrógeno



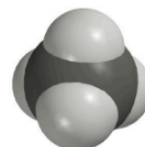
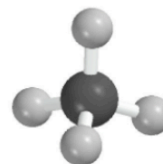
Agua



Amoniaco



Metano



5. Fórmulas Empíricas y Moleculares

Las fórmulas que representan a los compuestos pueden ser:

- **Fórmulas empíricas:**
 - a) Expresan la **clase de elementos** que participan en el compuesto.
 - b) Expresan la **proporción de átomos** de cada elemento en el compuesto.
Ejemplo: NaCl, indica que por cada átomo de sodio hay un átomo de cloro.
- **Fórmulas moleculares:**
 - a) Expresan la **clase de elementos** que participan en el compuesto.
 - b) Expresan el **número exacto de átomos** de cada elemento en una molécula del compuesto.
Ejemplo: C₆H₆, indica que en cada molécula de benceno hay 6 átomos de carbono y 6 átomos de hidrógeno.

6. Unidades Químicas

- **Masa atómica o peso atómico:** es la masa de un átomo en unidades de masa atómica (u.m.a).
- **Unidad de masa atómica**
$$\text{u.m.a.} = 1 \text{ átomo } ^{12}\text{C} / 12$$
- **Masa atómica promedio:** En la tabla periódica aparece la masa atómica promedio que resulta de considerar las masas atómicas de los isótopos y sus abundancias relativas.
Ej. Masa atómica promedio del carbono natural =
$$(98,90 \times 12,00000 \text{ uma}) + (0,0110 \times 13,00335) = 12,01 \text{ uma}$$
- El **mol** es la cantidad de materia que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ unidades.
- **Número de Avogadro:** $N_A = 6,022 \times 10^{23}$ partículas/ mol

6. Unidades Químicas

- **Masa Molar:** Es la masa de un mol de unidades (átomos o moléculas) de una sustancia.
- **Masa atómica molar:** Es la masa en gramos de un mol de átomos de un elemento. El número coincide con la masa atómica expresada en u.m.a.
- **La Masa Molecular o Peso Molecular** es la suma de las masas atómicas (en uma) en una molécula.
- **La Masa Molar de un compuesto** en gramos es numéricamente igual a su masa molecular en u.m.a.

Dozen = 12



Pair = 2

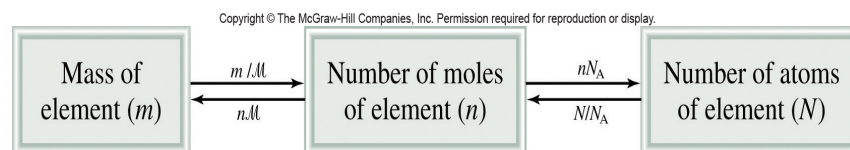
6. Unidades Químicas

- Un solo átomo de oxígeno, O, pesa 16,00 uma.
- Un mol de átomos de oxígeno, O, pesa 16,00 g y contiene N_A átomos.
- Una sola molécula de oxígeno, O₂, pesa 32,00 uma.
- Un mol de oxígeno, O₂, pesa 32,00 g y contiene N_A moléculas.
- Una sola molécula de metano, CH₄, pesa 16,01 uma.
- Un mol de metano, CH₄, pesa 16,01 g y contiene N_A moléculas.

6. Unidades Químicas

- Cuando decimos que la masa atómica del O es 16,00, significa que un mol de átomos de O ($6,022 \cdot 10^{23}$ átomos) pesan 16,00 g.
- Cuando decimos que la masa molar del O_2 es 32,00, significa que un mol de moléculas de O_2 ($6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas) pesan 32,00 g.
- Cuando decimos que la masa molar del metano, CH_4 , es 16,05, significa que un mol de moléculas de CH_4 ($6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas) pesan 16,05 g.

6. Unidades Químicas



7. Ecuaciones Químicas. Estequiometría

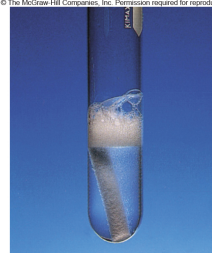
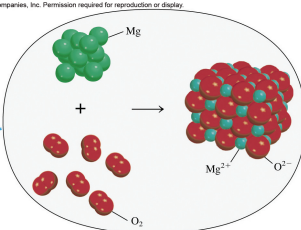
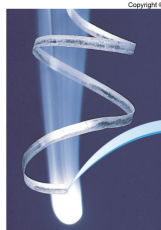


El Na reacciona con el Cl_2 para producir NaCl



Combustión del metano

Cuando se quema Mg en el aire se produce MgO



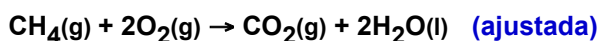
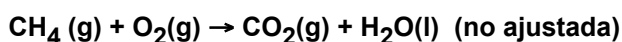
La tiza, CaCO_3 , reacciona con el HCl

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

43

7. Ecuaciones Químicas. Estequiometría

- Una **reacción química** es un proceso en el que unas sustancias se transforman para formar otras nuevas.
- Las sustancias iniciales se denominan **reactivos** y las sustancias finales **productos de la reacción**.
- Una **ecuación química** está ajustada cuando los coeficientes estequiométricos garantizan que el número de átomos de cada elemento a uno y otro lado de la ecuación es igual (**principio de conservación de la masa**).
- **Ejemplo:**



OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

44

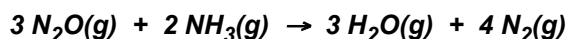
7. Ecuaciones Químicas. Estequiometría

- Es conveniente indicar el estado sólido (s), líquido (l) o gaseoso (g) en que se encuentran las sustancias.



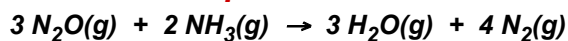
- La estequiometría permite establecer diferentes relaciones:

a) Relaciones Moleculares:



3 moles N_2O reaccionan con 2 moles NH_3 para dar 3 moles H_2O y 4 moles N_2

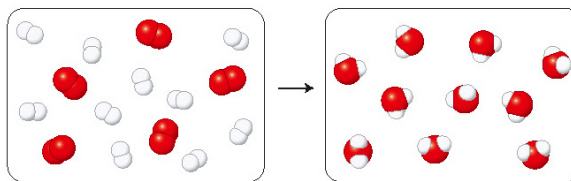
b) Relaciones en peso:



3 . 44 g 2 . 17 g 3 . 18 g 4 . 28 g

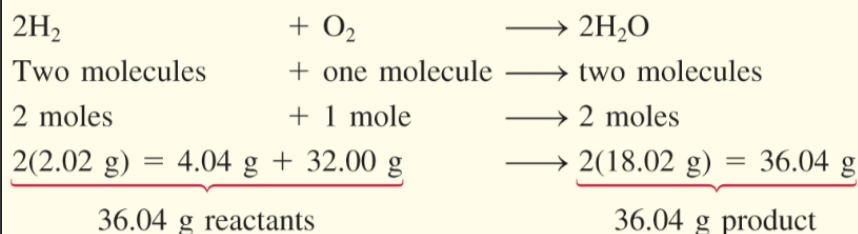
7. Ecuaciones Químicas. Estequiometría

Formación
del Agua



Hidrógeno (⊖) reacciona con oxígeno (●) para formar agua (⊕)

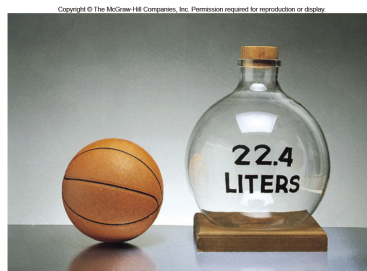
M. Jöhl. *Química e investigación criminal*
© Copyright Editorial Reverté - 2008



7. Ecuaciones Químicas. Estequiometría

Conviene saber que:

- En los gases:
 - a) Las partículas que constituyen un gas están en constante movimiento.
 - b) Los gases elementales están formados por moléculas diatómicas: Cl_2 , H_2 , O_2 , ...
- Un mol de cualquier gas ideal ocupa el mismo volumen en las mismas condiciones de P y T^a.



A 1 atm y 273 K, 1 mol gas ocupa 22,4 L

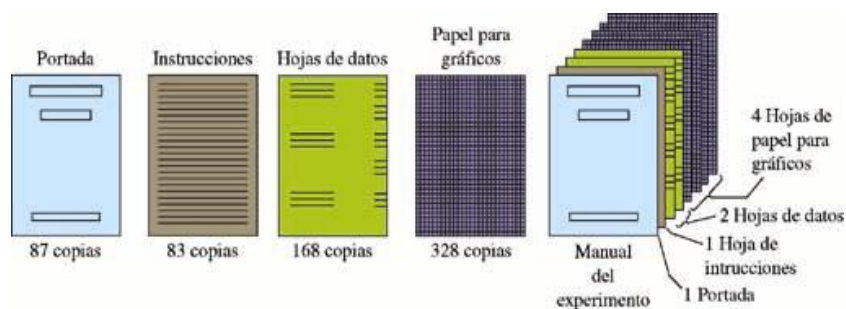
OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

47

7. Ecuaciones Químicas. Estequiometría

Concepto de Reactivo Limitante

- El reactivo que se consume completamente determina las cantidades de los productos formados.
- Simil de la confección de un **manual**:



OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

48

7. Ecuaciones Químicas. Estequiometría

Concepto de Rendimiento

- Conviene tener en cuenta que en los procesos químicos no siempre se producen las cantidades de productos que teóricamente cabe esperar, a partir de las cantidades iniciales de reactivos. Hay que considerar un cierto rendimiento, η .
- Así pues, el rendimiento se define como:

$$\eta = [\text{cantidad obtenida} / \text{cantidad teórica}] \times 100$$

7. Ecuaciones Químicas. Estequiometría

Algunos Tipos de Reacciones:

- a) Reacciones de síntesis o combinación:
Ej: $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g})$
- b) Reacciones de descomposición:
Ej: $\text{HgO} (\text{s}) \rightarrow \text{Hg} (\text{l}) + 1/2 \text{O}_2 (\text{g})$
- c) Reacciones de desplazamiento o sustitución:
Ej: $\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) + \text{Zn} (\text{s}) \rightarrow \text{H}_2 (\text{g}) + \text{ZnSO}_4 (\text{aq})$
- d) Reacciones de combustión de sustancias orgánicas:
Ej: $\text{CH}_4 (\text{g}) + 2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- e) Reacciones de descomposición de carbonatos:
Ej: $\text{MgCO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{MgO} (\text{s})$

7. Ecuaciones Químicas. Estequiometría

1. Cuando el sodio reacciona con el agua se obtiene hidróxido de sodio, NaOH, e hidrógeno, H₂. ¿Cuántos gramos de hidrógeno e hidróxido de sodio se pueden obtener a partir de 100,00 g de sodio?.

R: 173,91 g NaOH, 4,35 g H₂

7. Ecuaciones Químicas. Estequiometría

2. La azida de sodio, NaN₃, se usa en los airbag de algunos automóviles. El impacto de una colisión desencadena la descomposición de la azida, produciendo sodio metálico y nitrógeno gaseoso. El nitrógeno gaseoso producido infla rápidamente la bolsa que se encuentra entre el conductor y el parabrisas (airbag). Calcular el volumen de N₂ generado a 80°C y 823 mmHg por la descomposición de 60,0 g de azida.

R: 36,9 L

8. Anexos: Cifras Significativas

Contar desde la izquierda a partir del primer dígito distinto de cero.

Suma y resta:

El resultado debe expresarse con el mismo número de cifras decimales que la magnitud con menos cifras decimales.

Número	Cifras significativas
6,29 g	3
0,00348 g	3
9,0	2
$1,0 \times 10^{-8}$	2
100 huevos	Infinito. N° Exacto
100 g	Mala notación
$\pi = 3,14159$	Varios

$$\begin{array}{r} 1,14 \\ 11,676 \\ \hline 12,716 \end{array} \rightarrow 12,7$$

8. Anexos: Cifras Significativas

Multiplicación y división:

Se utilizan las cifras menos significativas.

Redondeo:

Se aumenta el tercer dígito, si el cuarto dígito es ≥ 5

$$0,01208 \div 0,236$$

$$= 0,512$$

$$= 5,12 \times 10^{-3}$$

Presenta 3 cifras significativas:

$$10,235 \rightarrow 10,2$$

$$12,4590 \rightarrow 12,5$$

$$19,75 \rightarrow 19,8$$

$$15,651 \rightarrow 15,7$$

8. Anexos: Tabla de Equivalencias

	C.G.S.	S.I.	EQUIVALENCIA	OTRAS UNIDADES
MASA	g	kg	$1 \text{ kg} = 10^3 \text{ g}$	$1 \text{ t} = 10^3 \text{ kg}$
LONGITUD	cm	m	$1 \text{ m} = 10^2 \text{ cm}$	$1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$
TIEMPO	s	s		
PRESION	Dina/ cm ²	Pa = N/m ²	$1 \text{ atm} = 101.325 \text{ Pa}$	$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$
VOLUMEN	cm ³	m ³	$1 \text{ m}^3 = 10^6 \text{ cm}^3$	$1 \text{ L} = 10^{-3} \text{ m}^3$
ENERGIA	ergio	julio	$1 \text{ J} = 10^7 \text{ erg}$	$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$

8. Anexo: Repaso de Unidades de Volumen

