



RECURSOS DIDÁCTICOS

CUARTO DE SECUNDARIA

QUÍMICA

ESTEQUIOMETRÍA

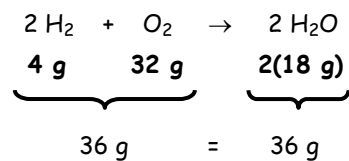
Es la parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre las distintas sustancias que participan en una reacción. Estas relaciones están gobernadas por ciertas leyes :

A. Leyes Ponderales

1. Ley de la Conservación de la Masa (Antoine Lavoisier)

En toda reacción química la suma de las masas de los reactantes es igual a la suma de las masas de los productos.

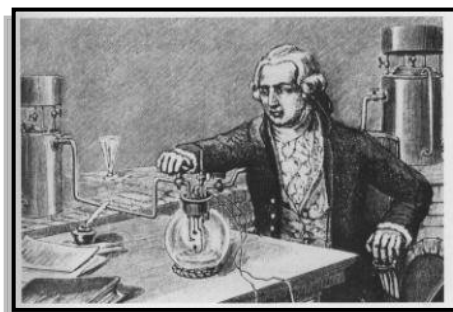
Ejemplo :



Esta ley no se aplica a las reacciones nucleares, donde parte de la masa se transforma en energía, según la clásica ecuación de Einstein: $E = m v c^2$

¿Quién fue el gran químico que murió guillotinado?





LAVOISIER

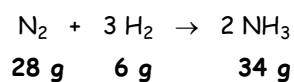
A sus 25 años, Antoine-Laurent Lavoisier era famoso por sus investigaciones y fue elegido miembro de la academia de ciencias. Había nacido en 1743 en París, en el seno de una familia acomodada, lo que le permitió estudiar en los mejores colegios de la capital. La contribución científica más importante de Lavoisier fue la determinación de las propiedades del oxígeno y explicar con certeza el fenómeno de la combustión. Hasta entonces se había aceptado la teoría FLOGÍSTICA de Stahl, según la cual los cuerpos combustibles contienen un elemento, el FLOGISTO, capaz de transformarse en materia

del fuego por la acción de una temperatura elevada. Lavoisier explicó que la combustión consiste en la combinación del oxígeno con otros elementos. Demostró que la combustión puede ser rápida, por ejemplo al quemarse la madera, o lenta, por ejemplo al oxidarse el Hierro. Años después fue expulsado de la asamblea nacional y despojados de todos sus cargos. Lavoisier, como funcionario de la monarquía, fue condenado a muerte y ejecutado en la guillotina en 1794 en París.

2. Ley de las Proporciones Fijas (Louis Proust)

Cuando dos sustancias reaccionan entre sí lo hacen en cantidades de peso que son fijas.

Ejemplo :

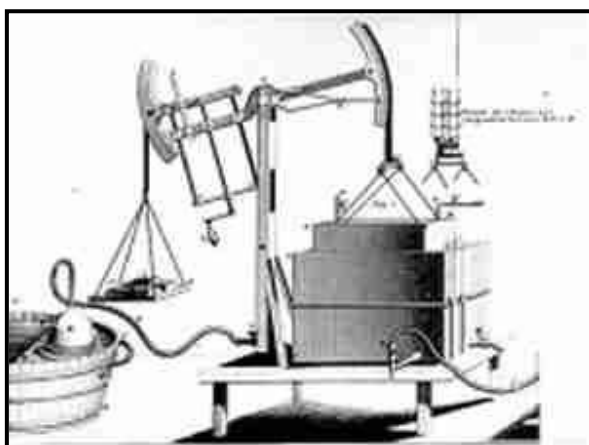


$$\frac{W_{\text{N}_2}}{W_{\text{H}_2}} = \frac{28}{6} = \frac{14}{3}$$



Reactivo Limitante

Es aquel que una vez que se acaba, la reacción termina. El reactivo que no es limitante se denomina reactivo en exceso. Cuando los reactivos participan de tal manera que cualquiera de ellos se pueda comportar como reactivo limitante, se dice que están reaccionando en proporciones estequiométricas.



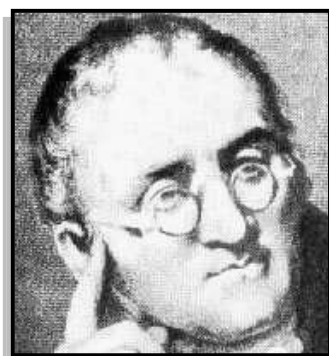
Reproducciones de material de laboratorio usado por Lavoisier. (Universidad de Pennsylvania. SCETI. Smith Collection)

3. Ley de las Proporciones Múltiples (John Dalton)

Cuando 2 elementos forman entre si mas de un compuesto y el peso de uno de ellos permanece constante, el peso del otro varia en relación a números que son enteros y sencillos.

Ejemplo :

	Cl ₂ O	Cl ₂ O ₃	Cl ₂ O ₅	Cl ₂ O ₇
W _{Cl₂}	71	71	71	71
W _{O₂}	16	48	80	112
	$\underbrace{\hspace{1cm}}_{16 \times 1}$	$\underbrace{\hspace{1cm}}_{16 \times 3}$	$\underbrace{\hspace{1cm}}_{16 \times 5}$	$\underbrace{\hspace{1cm}}_{16 \times 7}$



JOHN DALTON

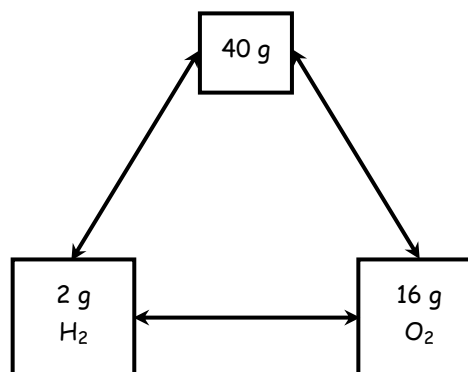
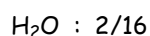
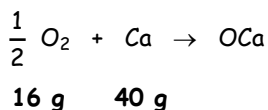
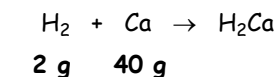
Notas importantes : Su contribución más importante a la ciencia fue su teoría de que la materia está compuesta por átomos de diferentes masas que se combinan en proporciones sencillas para formar compuestos. Esta teoría, que Dalton formuló por primera vez en 1803, es la piedra angular de la ciencia física moderna. En 1808 se publicó su obra Nuevo sistema de filosofía química, que incluía las masas atómicas de varios elementos conocidos en relación con la masa del hidrógeno. Sus masas no eran totalmente precisas pero constituyen la base de la clasificación periódica moderna de los elementos. Dalton llegó a su teoría atómica a través del estudio de las propiedades físicas del aire atmosférico y de otros gases. En el curso de la investigación descubrió la ley conocida como 'ley de Dalton de las presiones parciales', según la cual, la presión ejercida por una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales que ejercería cada uno de los gases si él solo ocupara el volumen total de la mezcla.

Dalton fue elegido miembro de la Sociedad Real de Londres en 1822 y cuatro años más tarde se le concedió la medalla de oro de esta sociedad. En 1830 Dalton se convirtió en uno de los ocho socios extranjeros de la Academia de Ciencias Francesa. Murió el 27 de julio de 1844 en Manchester.

4. Ley de las Proporciones Recíprocas (Ritchey y Wenzel)

Cuando dos elementos se combinan separadamente con un mismo peso de un mismo elemento, entonces esos pesos con que se han combinado son también los pesos con que se combinaran entre si.

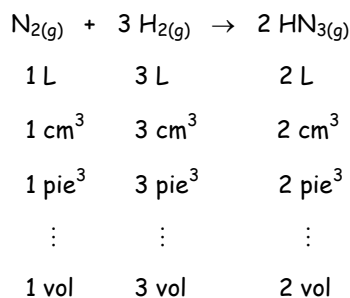
Ejemplo :



B. Leyes Volumétricas (Gay Lussac):

Además de las leyes anteriores, aquí se cumple que los coeficientes estequiométricos indican no solo combinación de moles si no que además indican volúmenes de combinación de las sustancias que participan en la reacción en estado gaseoso.

Ejemplo :



Contracción Volumétrica (c)

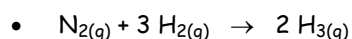
$$C = \frac{\sum V_{gR} - \sum V_{gP}}{\sum V_{gR}}$$

Donde :

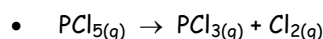
$\sum V_{gR}$ = Suma de volúmenes gaseosos de reactantes

$\sum V_{gP}$ = Suma de volúmenes gaseosos de productos

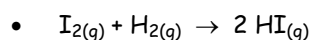
Ejemplo :



$$C = \frac{(1+3)-2}{(1+3)} = \frac{1}{2} \text{ (contracción)}$$

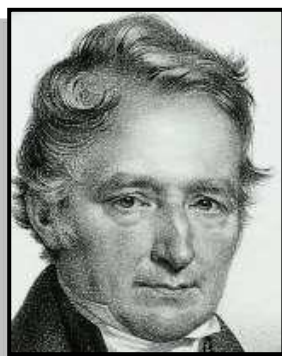


$$C = \frac{1-(1+1)}{1} = -1 \text{ (expansión)}$$



$$C = \frac{(1+1)-2}{(1+1)} = \text{Cero (no existe contracción)}$$





GAY-LUSSAC

Físico y químico francés que formuló la ley de la dilatación de los gases. En 1804 hizo dos ascensiones en globo hasta 7,016 m, para estudiar las variaciones del magnetismo terrestre. Descubrió el boro.

Las investigaciones principales de Gay-Lussac se centran en la expansión térmica de los gases, en la que empezó a trabajar animado por Berthollet y Laplace a finales de 1801. Tras diversas experiencias, Gay-Lussac concluyó que "volúmenes iguales de gases sometidos a incrementos iguales de temperatura experimentan una misma expansión". En 1807, Gay-Lussac investigó experimentalmente la relación existente entre los calores específicos de los gases y sus densidades. El resultado es lo que hoy se conoce como ley de combinación de los volúmenes de los gases, publicada en 1809, un año después de haber publicado Dalton su

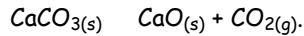
controversial teoría atómica. Este aporte de Gay-Lussac supuso un paso más en el descubrimiento de regularidades en el mundo físico. En ella evitaba el concepto de "átomo", que muchos químicos de la época consideraban una mera especulación filosófica y, en cambio, utilizaba otros términos como "volumen", "peso" y otros comúnmente aceptados.

Otras investigaciones de Gay-Lussac coronadas por el éxito fueron las que llevaron al aislamiento de los elementos cloro en 1809, Yodo en 1814, los cuales logró obtener en cantidades apreciables; el desarrollo del método de análisis volumétrico; el aislamiento de sodio y potasio en cantidades adecuadas para su uso industrial y la torre que lleva su nombre en el procedimiento de la cámara de plomo para la producción de ácido sulfúrico. Asimismo, Gay-Lussac sistematizó buena parte de la nomenclatura metodológica de la disciplina química al introducir los términos bureta, pipeta y normalización, e hizo además inestimables contribuciones en el campo de la química industrial. Muere en Paris, el 9 de mayo de 1850.

EJERCICIOS DE APLICACIÓN

- Hallar el peso de oxígeno que se puede obtener al calentar 75 g de óxido mercuríco. P.A.(Hg = 200,61)
 - 5,54 g
 - 15,3
 - 20,8
 - 31,7
 - 45,6
- ¿Qué peso de hidrogeno se producirá al tratar 800 g de aluminio con ácido sulfúrico en exceso? P.A.(Al = 27)
 - 133,33 g
 - 421,12
 - 66,67
 - 361,5
 - 33,34
- ¿Qué peso de mineral que contiene 60% de carbonato de magnesio habrá que calentar para producir 800 g de óxido de magnesio si además se desprende CO₂? P.A.(Mg = 24,3)
 - 2920,1 g
 - 2566,5
 - 2125,6
 - 2789,09
 - 2442,04
- Se combinan pesos iguales de hierro y azufre según la siguiente reacción : $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$
 ¿Qué sustancia y en qué % esta en exceso?
 ¿Qué sustancia es el reactivo limitante?
 P.A.(Fe = 56, S = 32)
 - S en exceso 40% ; Fe
 - Fe en exceso 35% ; S
 - S en exceso 65% ; Fe
 - Fe en exceso 75% ; S
 - S en exceso 55% ; Fe
- Cuando el óxido férrico (Fe₂O₃) se reduce con hidrógeno gaseoso (H₂) se obtiene hierro (el cual se utiliza para producir acero) y agua, si se reducen 400 toneladas de óxido. ¿Cuántas toneladas de hierro se producirán?
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$ P.A.(Fe = 56, O = 16, H = 1)
 - 56,4
 - 200
 - 280
 - 17,5
 - 160

6. Se tiene 50 g de una muestra que contiene CaCO_3 , si se calienta esta muestra se obtiene 11 g de CO_2 mediante la siguiente ecuación :



¿Cuál es el porcentaje puro del CaCO_3 en la muestra? P.A.(C = 12, O = 16, Ca = 40)

- a) 20% b) 70% c) 40%
d) 50% e) 10%

7. En la obtención industrial del metanol se utiliza la siguiente reacción : $\text{CO}_{(g)} + \text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$. ¿Qué cantidad (en masa) de monóxido al 60% de pureza es necesario, para preparar 960 g de metanol?

- a) 840 g b) 1400 c) 3500
d) 420 e) 280

8. En la metalurgia del hierro se obtiene este metal por reducción del Fe_2O_3 con carbón según : $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}$ si reaccionan 320 g de Fe_2O_3 y 80 g de carbono, se obtienen 201,6 g de hierro. ¿Cuál es el rendimiento del proceso?

- a) 60% b) 80% c) 90%
d) 70% e) 100%

9. En un reactor químico se agregan 12,8 g de SO_2 y 9,6 de O_2 . Indicar la masa de SO_3 que se obtiene si el rendimiento de la reacción es 75% según la reacción : $\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{SO}_{3(g)}$

- a) 6 g b) 12 c) 8
d) 10 e) 14

10. En la síntesis del amoníaco (NH_3) se combinan 56 g de N_2 y 18 g de H_2 : $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$ ¿Qué peso de producto se habrá de formar como máximo? P.A.(N = 14, H = 1)

- a) 45 g b) 38 c) 60
d) 42 e) 68

11. ¿Qué volumen de aire se requiere para combustionar o quemar 60 litros de gas

doméstico licuado o gas propano (C_3H_8). Con fines prácticos se asume la siguiente composición volumétrica para el aire seco : $\text{N}_2 = 80\%$; $\text{O}_2 = 20\%$? $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- a) 500 ℓ b) 1500 c) 3000
d) 300 e) 2500

12. En una reacción química donde se sintetiza el amoníaco mediante el proceso Haber-Bosch, los gases N_2 e H_2 ingresan a una velocidad de 60 ℓ/min y 40 ℓ/min respectivamente. ¿Cuál es la velocidad de formación del amoníaco, además cuál es la composición volumétrica de los gases que salen del reactor por cada minuto? Reacción en síntesis : $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$

- a) $\frac{40}{3}$ ℓ/min ; 57,56% N_2 ; 42,44% NH_3
b) $\frac{220}{3}$ ℓ/min ; 73,34% N_2 ; 26,66% NH_3
c) $\frac{80}{3}$ ℓ/min ; 63,64% N_2 ; 36,36% NH_3
d) $\frac{140}{3}$ ℓ/min ; 46,67% N_2 ; 53,33% NH_3
e) 160 ℓ/min ; 33,33% N_2 ; 66,67% NH_3

13. Se queman 50 cm^3 de una mezcla gaseosa de metano (CH_4) y acetileno (C_2H_2) con el exceso de oxígeno cuyo volumen fue de 105 cm^3 . Luego de la combustión quedan 70 cm^3 de residuo gaseoso. Determinar la composición volumétrica de la mezcla analizada.

- a) 35% , 65% b) 22% , 78% c) 30% , 70%
d) 40% , 60% e) 50% , 50%

14. Considere la siguiente reacción :

$\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ si reaccionan 78,3 g de MnO_2 y 182,5 g de HCl. ¿Cuántos litros de cloro gaseoso (Cl_2) se producirán a condiciones normales? P.A.(Mn = 55, Cl = 35,5, O = 16, H = 1)

- a) 5,6 ℓ b) 44,8 c) 11,2
d) 20,16 e) 22,4

15. Para producir el trióxido de azufre (SO_3) se debe combinar el SO_2 y el O_2 según :
 $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$ se combinan 8 l de SO_2 e igual volumen de O_2 . ¿Qué volumen de SO_3 se

ha producido? Sabiendo que al recolectar el SO_3 se perdió el 5%

- a) 8 l b) 3,6 c) 4,8
 d) 4 e) 7,6

TAREA DOMICILIARIA N° 5

1. Indicar las proposiciones correctas respecto a la estequiometría

- I. Relacionar a los reactantes y los productos en forma cuantitativa.
 II. La Ley de Lavoisier no se cumple si es que en la reacción existe reactivo en exceso.
 III. Para aplicar la Ley de Proust las sustancias reaccionantes deben estar en el mismo estado físico.
 IV. El rendimiento de una reacción se halla en base al reactivo limitante.

- a) Sólo I b) II y III c) I, II y IV
 d) I y IV e) Todas

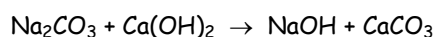
2. ¿Cuántos gramos de H_2O se requieren para producir 280 g de KOH ? Reacción :
 $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} + \text{H}_2$ P.A.(K = 39, O = 16, H = 1)

- a) 180 b) 90 c) 45
 d) 6 e) 2

3. ¿Cuántas moles de óxido de Hierro III se producirán al reaccionar 280 g de hierro con oxígeno suficiente? P.A.(Fe = 56, O = 16)

- a) 2 b) 4 c) 1,25
 d) 2,5 e) 5

4. Calcular el peso de carbonato de calcio (CaCO_3) que se produce por la reacción de 0,02 moles de carbonato de sodio (Na_2CO_3) según la ecuación :



$$\overline{M}_{(\text{CaCO}_3)} = 100$$

- a) 0,02 b) 2 c) 0,2

- d) 4 e) 0,4

5. ¿Cuántos gramos de NO_2 se obtendrán a partir de $1,2046 \times 10^{23}$ moléculas de HNO_3 ? Reacción:
 $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- a) 4006 b) 4700 c) 4600
 d) 6470 e) 4070

6. Se combina 6 moles de KCl con 4 moles de O_2 para formar KClO_3 la cantidad en exceso es :

- a) 3,33 moles de KCl
 b) 1,33 moles de O_2
 c) 2,67 moles de KCl
 d) 3,68 moles de O_2
 e) No hay exceso

7. En el proceso : $\text{HCl} + \text{Pb}(\text{OH})_4 \rightarrow \text{PbCl}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 ¿Qué masa de PbCl_4 ($\overline{M} = 349$) se forma con un rendimiento del 50% a partir de 27,5 g de $\text{Pb}(\text{OH})_4$ ($\overline{M} = 275$)?

- a) 69,8 g b) 174,5 c) 34,9
 d) 17,45 e) 189,8

8. ¿Qué volumen de oxígeno (O_2) en litros se necesita para oxidar a 11,2 g de hierro completamente a C.N.? según la reacción :
 $2 \text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{FeO}$. P.A.(Fe = 56, O = 16)

- a) 4,48 l b) 2,24 c) 44,8
 d) 22,4 e) 11,2

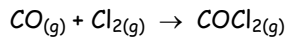
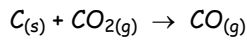
9. ¿Qué volumen de amoníaco, NH_3 se obtiene a partir de 10 l de nitrógeno según la síntesis de Haber - Bosch, si el rendimiento de la reacción química es del 60%? Según la reacción :
 $\text{N}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{g})$

- a) 30 l b) 20 c) 18

d) 8

e) 12

10. El fosgeno (COCl_2) se prepara mediante :



¿Cuántos gramos de carbón al 80% de pureza serán necesarios para obtener 112 ℓ de fosgeno a condiciones normales? P.A.(C = 12, Cl = 35,5, O = 16)

a) 37,5 g

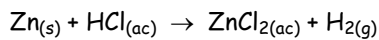
b) 112

c) 235,5

d) 62

e) 142

11. ¿Qué masa de zinc se requiere para producir 300 ml de gas hidrógeno a 8,2 atm y 27° C? la reacción química es :



P.A.(Zn = 65, Cl = 35,5, H = 1)

a) 18,4 g

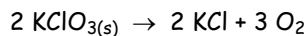
b) 3,25

c) 9,62

d) 6,5

e) 32,5

12. Al descomponer 2,45 kg de KClO_3 , que volumen de oxígeno se obtiene si el rendimiento es del 80% a las condiciones siguientes : P = 1 atm y T = 0° C, según la reacción :



a) 620 ℓ

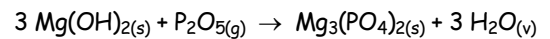
b) 120

c) 672

d) 537,6

e) 100

13. En la siguiente reacción :



Indicar la masa de fosfato de magnesio $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ que se obtiene al reaccionar 67,2 ℓ de P_2O_5 a (C.N.) con 10 mol de Mg(OH)_2

a) 226 g

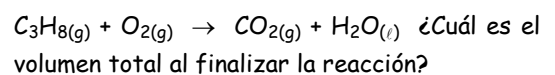
b) 1026

c) 336

d) 786

e) 1200

14. Al combustionar 30 cm^3 de propano con 200 cm^3 de O_2 a 60° C según :

a) 230 cm^3

b) 140

c) 130

d) 200

e) 80

15. En un reactor se inyecta 50 ml de una mezcla de CH_4 y C_3H_8 a 27° C y 4 atm, si combustionan completamente con 185 ml de O_2 obteniéndose una mezcla gaseosa de 115 ml. Determine el porcentaje de C_3H_8 en la mezcla inicial.

a) 35%

b) 20%

c) 42%

d) 40%

e) 38%