

Guía 4 Estequiometría

Utilizando las ecuaciones químicas equilibradas, ahora podemos hacer comparaciones de masa, volumen, moles, etc, ya que conocemos las relaciones existentes entre las moléculas/átomos/iones participantes, por ejemplo, en la siguiente ecuación equilibrada:



Siempre que reaccione 1 mol de Zn con dos moles de HCl la cantidad de productos será la misma, es decir, 1 mol de ZnCl₂ y un mol de H₂. Dada esta relación, también podríamos decir que 65 gramos de Zn, al reaccionar con 73 gramos de HCl, generan 136 gramos de ZnCl₂ y 2 gramos de H₂, que corresponde a las masas molares de cada uno de las moléculas formadas. Podemos entonces combinar cantidades y decir por ejemplo que, con un mole de Zn que reacciones completamente con dos moles de HCl, se generan 136 gramos de ZnCl₂. Puedo hacer esto debido a que cualquier relación estará de acuerdo con la ecuación equilibrada y por lo tanto cumple con la estequiometría de la reacción.

¿Qué pasa si reacciona 1 mol de Zn con 4 moles de HCl?

Podría escribir la reacción de esta manera: $\text{Zn} + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ y para respetarla tendría que modificar todos los factores estequiométricos (amplificar por 2), de manera de tener la reacción escrita así: $2 \text{Zn} + 4 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{ZnCl}_2 + 2 \text{H}_2$, así mantengo las relaciones dentro de la reacción. El único inconveniente, es que me han dicho claramente que reacciona 1 mol de Zn, por lo tanto, es claro que 1 mol de HCl no reacciona en la reacción propuesta, entonces decimos que ese es un **reactivo en exceso**, pues, aunque está presente no reaccionará para formar productos.

¿Qué pasa si reacciona 0,5 mol de Zn con 2 moles de HCl?

Podría escribir la reacción de esta manera: $0,5 \text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ y para respetarla tendría que modificar todos los factores estequiométricos (dividir por 2), de manera de tener la reacción escrita así: $0,5 \text{Zn} + 1 \text{HCl} \rightarrow 0,5 \text{ZnCl}_2 + 0,5 \text{H}_2$.

Al escribir la reacción de esa manera, cumple con la estequiometría, y para respetarla entonces es claro que 1 mol de HCl no reacciona en la reacción propuesta, entonces decimos que ese es un **reactivo en exceso**, pues, aunque está presente no reaccionará para formar producto, pero esto se debe a que ahora el Zn es el **reactivo limitante**, pues al estar en menor cantidad ahora está limitando la cantidad de producto generado, aunque sigue respetando la estequiometría de la reacción.

Para la ecuación siguiente $\text{Cr} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$

¿Cuántos gramos de $\text{Cr}(\text{NO}_3)_2$ se obtendrán si se hacen reaccionar 9 moles de Cr con 10 mol de HNO_3 ?

¿Cuál es el reactivo limitante y cual está en exceso?

Composición porcentual:

Podemos identificar la composición de un compuesto mediante porcentajes de masas de cada elemento constituyente. Se calcula determinando la cantidad de masa que representa el elemento dentro de la masa total del compuesto, por ejemplo:

El agua (H_2O) tiene una masa de 18 uma, ¿Qué parte corresponde al oxígeno?

La masa de oxígeno dentro de la molécula es 16 uma, entonces si 18 uma es el 100%, ¿a cuánto corresponde 16 uma?

$$18 \text{ uma} \rightarrow 100\%$$

$$16 \text{ uma} \rightarrow X$$

$$X = 88,88\%$$

Calcula la composición porcentual de:

Nitrógeno en NO_2 :

Carbono en H_2CO_3 :

Oxígeno en $\text{Ca}(\text{OH})_2$:

Formula Química:

La formula de una sustancia indica su composición, indicando la relación numérica en la que se encuentran dichos elementos. En esta fórmula, el subíndice (número por debajo del símbolo) indica el número de átomos de cada especie, por ejemplo, en la formula química del CO_2 se indica la presencia de 2 átomos de oxígeno y uno de carbono.

Podemos reconocer así la **formula empírica** de un compuesto, aquella que representa la proporción mas sencilla entre ellos y la **formula molecular** que representa a la constitución real de los elementos.

Por ejemplo, el benceno tiene una formula molecular igual a C_6H_6 y su fórmula empírica sería simplemente CH.

Podemos obtener la formula molecular de un compuesto si conocemos la composición porcentual, pues así podemos establecer la relación en masa que existe entre ellos (asumimos porcentaje como masa) y luego dividimos por sus masas molares.

Cierto compuesto gaseoso tiene la siguiente composición en masa: 38,40 % de carbono, 4,80 % de hidrógeno y 56,80 % de cloro.

Calcula la fórmula molecular del compuesto.

Vamos a determinar primero la fórmula empírica.

Para ello hallamos en primer lugar los moles de átomos de cada elemento en 100 g del compuesto.

$$n(C) = 38,40:12 = 3,2$$

$$n(H) = 4,80:1 = 4,80$$

$$n(Cl) = 56,80:35,5 = 1,6$$

Estos tres números (3,2, 4,8; 1,6) tienen que guardar una relación según números naturales sencillos.

Para hallar dicha relación dividimos por el menor.

$$\frac{n(C)}{n(Cl)} = \frac{3,2}{1,6} = 2 = \frac{2}{1}$$

$$\frac{n(H)}{n(Cl)} = \frac{4,8}{1,6} = 3 = \frac{3}{1}$$

Luego la fórmula empírica del compuesto es:



Gases

TEORÍA CINÉTICO MOLECULAR

El modelo científico que explica el comportamiento de los gases se denomina “Teoría cinético molecular de los gases” y plantea que:

- Los gases están formados por partículas diminutas que se encuentran separados por distancias tan grandes, que son mucho mayores que sus propias dimensiones.
- Las partículas de cualquier gas se mueven constantemente al azar y en línea recta, chocando entre sí contra las paredes del recipiente en que se encuentran.
- Entre las partículas de los gases no existen fuerzas de atracción o repulsión.
- Un aumento de la temperatura de un gas aumenta también la velocidad con la que se mueven las partículas.
- La presión de un gas es el resultado de los choques entre las partículas y las paredes del recipiente

PROPIEDADES DE LOS GASES IDEALES.

¿Qué es un gas ideal?

Gas hipotético cuyo comportamiento presión-volumen-temperatura puede explicarse completamente mediante la ecuación del gas ideal. Los **gases ideales** son gases idealizados, en relación al comportamiento de los gases en condiciones corrientes.

CARACTERÍSTICAS DE GAS IDEAL

Se considera que un gas ideal presenta las siguientes características:

- El número de moléculas es despreciable comparado con el volumen total de un gas.
- No hay fuerza de atracción entre las moléculas.
- Las colisiones son perfectamente elásticas.
- Evitando las temperaturas extremadamente bajas y las presiones muy elevadas, podemos considerar que los gases reales se comportan como gases ideales.

PROPIEDADES DE LOS GASES

COMPRESIBILIDAD.

Efecto que tiene la presión sobre el volumen de los gases. Se define como “La disminución del volumen por aumento de presión”. Esta propiedad es menor en líquidos y mucho menor en sólidos, los que debido a su estructura no se comprimen.

EXPANSIBILIDAD.

Tendencia que tienen los gases a ocupar el máximo de volumen, tomando así la forma del recipiente que los contiene, es debida a esta propiedad que los gases pueden difundir. Se define como “El aumento de volumen por aumento de temperatura o disminución de presión o ambos”

LICUEFACCIÓN.

Es la propiedad de los gases de convertirse en líquidos por enfriamiento (baja de temperatura) o por aumento de presión o por una combinación de ellos.

VARIABLES QUE AFECTAN A LOS GASES

Dentro de las variables están el volumen, la temperatura y la presión que se definen de esta manera y cuyas unidades son las que se indican en cada caso.

a) **VOLUMEN:** Espacio ocupado por un cuerpo. La unidad es el litro (L): $1L = 1000 \text{ mL}$.

b) **TEMPERATURA:** Es una medida de la intensidad del calor. Se mide con un termómetro, para medirla se utilizan diferentes escalas, entre las cuales se encuentran:

i) Escala centígrada o escala Celsius ($^{\circ} \text{C}$)

ii) Escala Fahrenheit ($^{\circ}$ F)

iii) Escala absoluta o Kelvin (K)

Para transformar grados Celsius a Kelvin:

$$K = ^{\circ}C + 273$$

Para transformar grados Fahrenheit a Celsius:

$$^{\circ}C = 5/9 (^{\circ}F - 32)$$

c) PRESIÓN: Se define como la fuerza ejercida por unidad de superficie. $P = F / S$.

Como unidad se utiliza normalmente la atmósfera que es la presión ejercida por una columna de mercurio de 760 mm. de alto a 0° C, lo que equivale a la presión ejercida por la atmósfera terrestre a 0° C y a nivel del mar. También se utilizan otras unidades de presión entre las más conocidas están entre otras.

Los milibares, los bares, el Pascal. Hectopascal y Torr éste último es equivalente a la atmósfera, así 1 Torr equivale a 1 mm de mercurio (Hg). Por tanto 1 atmósfera = 760 Torr

Leyes de los gases

LEY DE BOYLE. (1662)

Los volúmenes de una misma masa gaseosa a temperatura y masa constante son inversamente proporcionales a las presiones que soportan.

$$V \propto 1/P \quad \text{a } T^{\circ} \text{ y } m \text{ constantes}$$

Entonces; a medida que la presión aumenta sobre una masa gaseosa esta disminuye su volumen.

Estableciéndose que el producto; $P \cdot V$ es igual a una constante llamada, constante de proporcionalidad K.

$$P \cdot V = K \quad \text{a } T^{\circ} \text{ constante}$$

Ecuación. I

Para un estado inicial I, se tiene:

$$P_1 \cdot V_1 = K_1$$

Ecuación. II

y para un estado final II, se tiene:

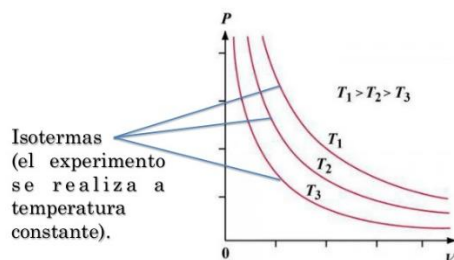
$$P_2 \cdot V_2 = K_2.$$

Ecuación. III

La constante de proporcionalidad K para ambos casos tiene el mismo valor, entonces $K_1 = K_2$; Así igualando las ecuaciones I y II finalmente se tiene la expresión matemática para la ley de Boyle:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2.$$

Ley de Boyle



Una cierta masa de gas ocupa un volumen de 180 cc a 60 °C y a una presión de 1520 mm de mercurio. Si la temperatura permanece constante, ¿cuál será el volumen de la masa gaseosa si la presión disminuye a 760 mm de mercurio?

$$V_1 = 180 \text{ c.c} \quad V_2 = X \text{ c.c}$$

$$P_1 = 1520 \text{ mm de Hg} \quad P_2 = 760 \text{ mm de Hg (1 atm)}$$

Aplicando la ley tenemos que; $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$; De donde:

$$1520 \text{ mmHg} * 180 \text{ cc} = 760 \text{ mmHg} * X$$

$$X = \frac{1520 \text{ mmHg} * 180 \text{ cc}}{760 \text{ mmHg}}$$

$$X = 360 \text{ cc.}$$

Si se observa, una disminución de la presión a la mitad produce un aumento de volumen al doble.

LEY DE CHARLES. (1ª) (1787).

Los volúmenes de una misma masa gaseosa a presión constante son directamente proporcionales a las temperaturas absolutas que soporta. Esto es:

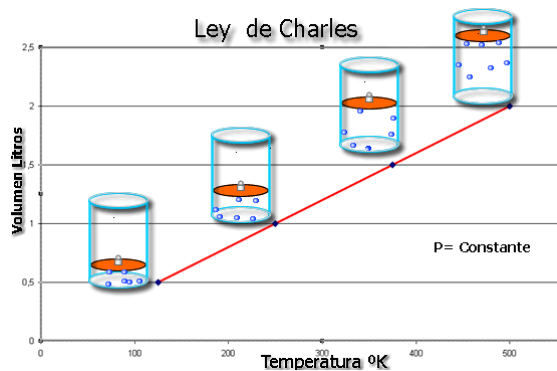
$$V \propto T \text{ a Presión constante}$$

Por tanto, podemos expresar esta relación tal como:

$$V/T = K$$

Y al igual que en la ley de Boyle, para dos estados gaseosos diferentes se tiene la siguiente expresión matemática para la ley de Charles:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$



Como esta ley expresa que la temperatura debe ser absoluta (Kelvin) será siempre necesario transformar cualquier escala de temperatura a kelvin, utilizando la expresión:

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

Ejemplo.

Cierta masa de gas ocupa un volumen de 300 cc a 25°C. Si la presión es constante ¿qué volumen ocupará el gas a 500 °C?

$$P_1 = P_2 = \text{Constante} \quad V_1 = 300 \text{ c.c} \quad V_2 = X \quad T_1 = 25^\circ C \rightarrow 298 \text{ K} \quad T_2 = 50^\circ C \rightarrow 323 \text{ K}$$

Despejando V_2 :

$$\frac{300 \text{ cc}}{298 \text{ K}} = \frac{X}{323 \text{ K}}$$

$$X = 325 \text{ cc}$$

A diferencia de la ley de Boyle en la ley de Charles el aumento de temperatura al doble del valor inicial no implica necesariamente un aumento del volumen al doble o de reducirse a la mitad según sea la situación problemática

LEY DE CHARLES (2ª) O GAY-LUSSAC

A volumen constante, la presión ejercida por una misma masa gaseosa es directamente proporcional a la temperatura absoluta que soporta dicha masa de gas.

Esto se expresa matemáticamente como:

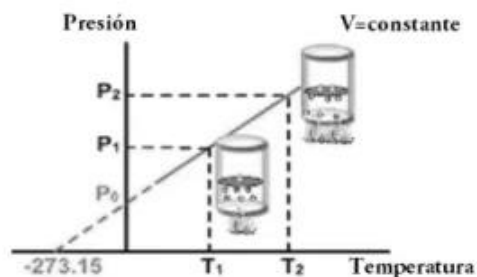
$$P \propto T \quad \text{Temperatura Absoluta (K)}$$

De donde se puede determinar que el cociente P / T debe ser igual a una constante, llamada constante de proporcionalidad K

$$P/T = K \quad \text{Volumen constante}$$

Para dos situaciones diferentes se tiene entonces que:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



Se tienen 200 cc de una masa gaseosa a 20°C y 1,5 atm de presión ¿A qué temperatura la presión del gas aumentará a 2,5 atm?

$$V_1 = V_2 = 200 \text{ cc} \quad P_1 = 1,5 \text{ atm} \quad P_2 = 2,5 \text{ atm} \quad T_1 = 293 \text{ K} \quad T_2 = X$$

$$\frac{1,5 \text{ atm}}{293 \text{ K}} = \frac{2,5}{X}$$

$$X = 488 \text{ K}$$

Nota. - Algunos autores presentan esta segunda ley de Charles como la ley de Amontons, entregando antecedentes de su demostración mediante un manómetro que registra las presiones para diferentes temperaturas a volumen constante.

LEY DE DALTON (1801) o de las presiones parciales

La presión total ejercida por una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de todos ellos. Se denomina presión parcial de un gas a la que éste ejercería como si estuviese solo en el recipiente.

Se debe tener claro que estos gases no reaccionan entre sí, ni se combinan para formar nuevos compuestos.

La ecuación que da cuenta de esta ley es:

$$P_t = P_1 + P_2 + P_3 + P_4 + P_n$$

$P_t = \sum p^{\circ}$. Parciales

Donde; P_t representa a la presión total, los subíndices, 1, 2, 3 etc. representan a los distintos gases que forman la mezcla en estudio.

PRINCIPIO DE AVOGADRO.

Debe de existir una relación simple entre el volumen de una masa de gas y el número de moléculas que contiene. Esta hipótesis fue expuesta por primera vez en 1811 por Avogadro

de la siguiente manera; “Volúmenes iguales de distintos gases, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas” El enunciado anterior lo podemos anotar así:

$$V \propto n$$

Sabemos que un mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 litros.

A P° y T° constantes. Siendo “n” el número de moléculas y V el volumen del gas. Este principio permite explicar la ley de Gay-Lussac siguiente

LEY COMBINADA DE LOS GASES.

Esta ley combina todas las leyes anteriores de tal manera que le da una forma del tipo. Recordemos que la ley de Boyle establece que el volumen es inversamente proporcional a las presiones que ese gas soporta a temperaturas y número de partículas constante, es decir: $V \propto 1/P$, mientras que la ley de Charles establece que el volumen es directamente proporcional a las temperaturas absolutas que soporta siempre que la presión y el número de partículas se mantenga constante, es decir: $V \propto T$. De las expresiones dadas se puede establecer que: $V \propto T/P$ o expresado de otra manera:

$$V = K T/P.$$

Donde K es la constante de proporcionalidad e incluye al número de partículas “n”. De la ecuación VII despejamos K y obtenemos:

$$K = V \cdot P/T \quad \text{Ecuación. IX}$$

Para un mismo, sistema, al producirse alguna variación, esta repercute en las demás variables, pero k permanecerá constante. Así tenemos para dos estados:

$$\frac{V_1 \cdot P_1}{T_1} = \frac{V_2 \cdot P_2}{T_2}$$

Calcular el volumen que ocupará una masa de gas a 15°C y 2,5 atm de presión. Si a 0°C y 380 mm de Hg ocupa un volumen de 448,3 cc.

$$T_1 = 0^{\circ}\text{C} + 273 = 273 \text{ K}; \quad T_2 = 15^{\circ}\text{C} + 273 = 288 \text{ K} \quad V_1 = 448,3 \text{ cc.}; \quad V_2 = X$$

$$P_1 = 380 \text{ mm de Hg} \quad P_2 = 2,5 \text{ atm} = 2,5 \cdot 760 = 1900 \text{ mm de Hg}$$

$$\frac{448,3 \text{ cc} \cdot 380 \text{ mmHg}}{273 \text{ K}} = \frac{V_2 \cdot 1900 \text{ mmHg}}{288 \text{ K}}$$

$$X = 94,6 \text{ cc}$$

ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES.

Si imaginamos un gas cualquiera, encerrado en un cilindro y analizamos la relación que existe entre la presión (P) y las demás variables (volumen, temperatura y nº de partículas) veremos que:

a) P es directamente proporcional al nº de partículas, ya que un aumento de estas produce un aumento en el nº de choques por unidad de superficie, aumentando la presión del gas en el interior del cilindro.

b) P es directamente proporcional a la temperatura, ya que esta produce un aumento en la velocidad de las partículas y por esto el número de choques por unidad de superficie también aumenta.

c) P es inversamente proporcional al volumen, tema ya analizado en la ley de Boyle.

Por tanto y respecto a lo anterior podemos obtener las siguientes relaciones:

$$\text{I.- } P \propto n \quad ; \quad \text{II.- } P \propto T \quad \text{y} \quad \text{III.- } P \propto 1/V$$

Por tanto, se puede establecer que:

$$P = \frac{n \cdot T}{V}$$

Aquí K (constante de proporcionalidad) se cambia por la letra; R (constante universal de los gases)

Así tenemos:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Donde R es 0,0821 atm L./K · mol o 8,314 J / mol · K

Calcular el volumen que ocuparán 10 grs de gas nitrógeno (N₂) a 25° C y 4,99 atm de presión. (P.M; N = 28 g/mol)

Desarrollo.

P = 4,99 atm; n = 10/28 = 0,36 moles; T = 25°C + 273 = 298 K

R = 0,082 atm·L/K·mol; V = X

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$4,99 \text{ atm} \cdot X = 0,36 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol} \cdot 298 \text{ K}$$

$$X = 1,75 \text{ litros}$$

Ejercicios

01.- La siguiente ecuación representa la reacción entre X e Y:



Cuando reacciona completamente 1 mol de X con 1 mol de Y, ¿cuál de las siguientes opciones es correcta?

- A) Se consume todo el compuesto X y todo el compuesto Y.
- B) Se consume todo el compuesto X y una parte del compuesto Y queda sin reaccionar.
- C) Se forma 1 mol de W.
- D) Se forman 2 mol de Z.
- E) Se consume todo el compuesto Y y una parte del compuesto X queda sin reaccionar.

02.- En ciertas condiciones de trabajo, 5 g de sodio (Na) se combinan completamente con azufre (S) para dar 8 g de sulfuro de sodio (Na_2S). Al respecto, ¿qué masa de azufre se combina, como máximo, con 15 g de sodio para obtener Na_2S ?

- A) 3 g
- B) 9 g
- C) 15 g
- D) 20 g
- E) 24 g

03.- Para cualquier reacción química, se denomina reactivo limitante a aquel que

- A) se encuentra en menor cantidad, en mol.
- B) determina la cantidad de producto formado.
- C) se encuentra en menor masa.
- D) no se consume completamente.
- E) limita las condiciones de presión y temperatura de la reacción.

04.- A partir del análisis de 64 g de un compuesto orgánico X (formado por C, H y O), se obtuvo la siguiente información:

- Masa de oxígeno: 32 g
- Masa de hidrógeno: 25% de la masa de oxígeno

Al respecto, ¿cuál es la fórmula mínima del compuesto?

- A) CHO
- B) CH₂O
- C) CH₄O
- D) C₂H₄O₂
- E) C₂H₈O₂

05.- 25 g de un compuesto de color naranja contiene 0,17 mol de átomos de potasio, 0,17 mol de átomos de cromo (masa molar = 52 g/mol) y 0,60 mol de átomos de oxígeno. Según estos datos, la fórmula empírica de este compuesto es

- A) KCrO₄
- B) KCrO₇
- C) K₂Cr₂O₄
- D) K₂Cr₂O₇
- E) K₃Cr₃O₁₄

06.- Si se infla un globo de goma con aire a 20° C, donde la presión es de 600 mm de Hg. La presión final dentro del globo a 30° C será igual a:

- A) 690 mm de Hg
- B) 580 mm de Hg
- C) 120 mm de Hg
- D) 850 mm de Hg
- E) 260 mm de Hg

07.- A volumen constante, la presión dentro de un balón de gas aumenta, por aumento de la temperatura debido a que:

- I.- Aumenta la energía cinética de las partículas
 - II.- Aumento del número de choques por unidad de superficie
 - III.- Aumento de la masa de las partículas de gas
- A) Solo I
 - B) Solo II
 - C) Solo III
 - D) I y II
 - E) II y III

08.- ¿Cuál es el volumen en condiciones normales de presión y temperatura de 64 g de O₂?

- A) 22,4 L
- B) 11,2 L
- C) 44,8 L
- D) 89,6 L
- E) 5,6 L

| | | | | | | | |
|-------------------------|-------------------------|-------------------------|-------------------------|------------------------|------------------------|-------------------------|-------------------------|
| 1 H 1,0 | Número atómico → | | | | | | 2 He 4,0 |
| Masa atómica → | | | | | | | |
| 3 Li 6,9 | 4 Be 9,0 | 5 B 10,8 | 6 C 12,0 | 7 N 14,0 | 8 O 16,0 | 9 F 19,0 | 10 Ne 20,2 |
| 11 Na 23,0 | 12 Mg 24,3 | 13 Al 27,0 | 14 Si 28,1 | 15 P 31,0 | 16 S 32,0 | 17 Cl 35,5 | 18 Ar 39,9 |
| 19 K 39,1 | 20 Ca 40,0 | | | | | | |

Selección Múltiple

| | |
|----|---|
| 1. | E |
| 2. | B |
| 3. | B |
| 4. | C |
| 5. | D |
| 6. | A |
| 7. | D |
| 8. | A |

