Química Unidad 3

Del caos molecular a sistemas en equilibrio

Prof. Daniel Muñoz
daniel.munoz3@mail.udp.cl

udp FACULTAD DE INGENIERÍA Y CIENCIAS

Table of Contents

1 Teoría cinético molecular y variables de estado

2 Leyes de los gases: Boyle, Charles, Gay-Lussac y Avogadro

3 Aplicación de la Ley de los gases ideales

4 Cálculos estequimétricos en gases ideales

Ludwing Boltzman: 1844 - 1906

- Físico Austriaco padre de la mecánica estadística.
- Desarrolló el concepto actualmente usado de entropía.
- Logró vincular propiedades macroscópicas con microscópicas mediante tratamientos estadísticos.
- Sus trabajos fueron continuados posteriormente por Einstein y defendidos por Planck.
- En 1906 se suicida, según mencionan, por falta de reconocimiento.

Figura: Tumba de Boltzman en Viena

Teoría Cinético Molecular (TCM)

- Una de las grandes conclusiones de LB es que para predecir el comportamiento de un gas podemos asumir que no poseen estructura interna.
- Esto significa que podemos suponer el mismo comportamiento para un gas monoatómico, que para un gas poliatómico
- Esta sencilla, pero poderosa observación nos permite predecir un gas conocimiento muy pocos elementos de él.
- Actualmente sabemos que eso es cierto bajo ciertas condiciones $P \approx 1\,\text{atm}$ y $T < 30\,^{\circ}\text{C}$

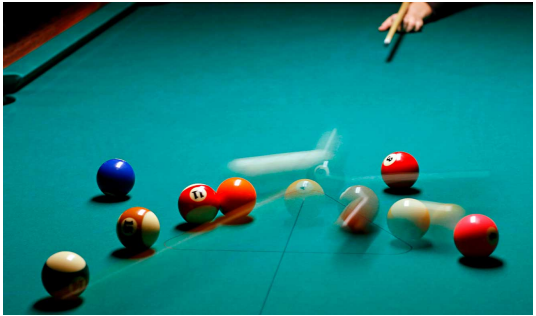


Figura: El billar es un ejemplo de como se comporta microscópicamente todo gas "ideal"

Variables de estado

Variable

Magnitud física que cambia. Ejemplo: tiempo.

$$f(x) \rightarrow x \tag{1}$$

Estado

Todas las variables que describen un sistema (gas).

$$E_{gas} = r_1, r_2, r_3, r_3 ... r_n \tag{2}$$

Variables y Unidades

Las Variables que describen un gas "ideal" son:

- Presión (P):Fuerza ejercida por unidad de área, sus unidades son: atm, mmHg o Pa (SI).

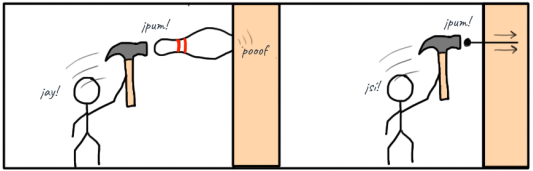


Figura: Presión

Variables y Unidades

Las Variables que describen un gas "ideal" son:

- Presión (P):Fuerza ejercida por unidad de área, sus unidades son: atm, mmHg o Pa (SI).
- Volumne (V): Espacio que ocupa un cuerpo (gas), sus unidades son: L o m^3 (SI).

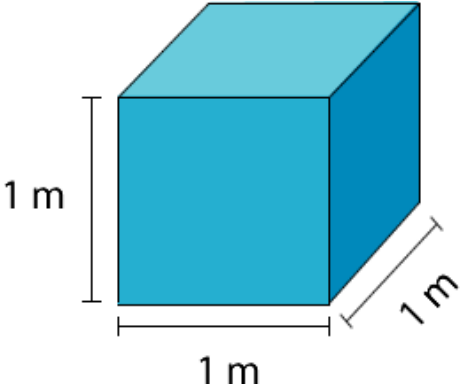


Figura: Volumen

Variables y Unidades

Las Variables que describen un gas "ideal" son:

- Presión (P):Fuerza ejercida por unidad de área, sus unidades son: atm, mmHg o Pa (SI).
- Volumne (V): Espacio que ocupa un cuerpo (gas), sus unidades son: L o m^3 (SI).
- Temperatura (T): Movimiento promedio de las partículas de un gas, sus unidades son: $^{\circ}$C, K (SI)

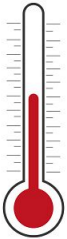


Figura: Temperatura

Variables y Unidades

Las Variables que describen un gas "ideal" son:

- Presión (P):Fuerza ejercida por unidad de área, sus unidades son: atm, mmHg o Pa (SI).
- Volumne (V): Espacio que ocupa un cuerpo (gas), sus unidades son: L o m^3 (SI).
- Temperatura (T): Movimiento promedio de las partículas de un gas, sus unidades son: °C, K (SI)
- Número de partículas (n), su unidad de medida es mol (SI)

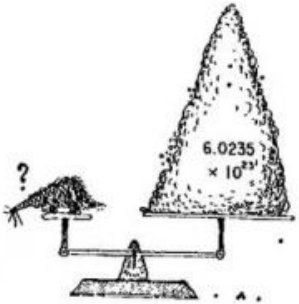


Figura: Mol

Sistema Internacional de Unidades (SI)

- Antiguamente para medir lo mismo se utilizaban diferentes medidas (ejemplo distancia: centimetros, codos, pulgadas, etc)
- Durante la revolución francesa se impuso la estandarización de medidas impulsando el sistema métrico por sobre otros.
- Actualmente es comúnmente aceptado usar las mismas unidades de medidas para las mismas magnitudes, existiendo dos grandes sistemas, el internacional (sistema métrico-decimal) y el anglosajón.

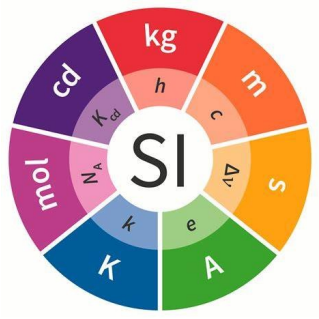


Figura: Sistema Internacional de Unidades

Table of Contents

1 Teoría cinético molecular y variables de estado

2 Leyes de los gases: Boyle, Charles, Gay-Lussac y Avogadro

3 Aplicación de la Ley de los gases ideales

4 Cálculos estequimétricos en gases ideales

Ley de Boyle-Mariotte

El británico-irlandés Robert Boyle (1627 - 1691) y el frances Edme Mariotte (1620 - 1684) en la década de 1670 descubren, independientemente, que la presión (P) por volumen (V) sin inversamente proporcionales, cuando la temperatura (T) y la cantidad de gas (n) son constantes.

$$P \propto \frac{1}{V}; T, n = cte \tag{3}$$

Figura: Robert Boyle y Edme Mariotte

Ley de Boyle-Mariotte

El británico-irlandés Robert Boyle (1627 - 1691) y el frances Edme Mariotte (1620 - 1684) en la década de 1670 descubren, independientemente, que la presión (P) por volumen (V) sin inversamente proporcionales, cuando la temperatura (T) y la cantidad de gas (n) son constantes.

$$P \propto \frac{1}{V}; T, n = cte \tag{3}$$

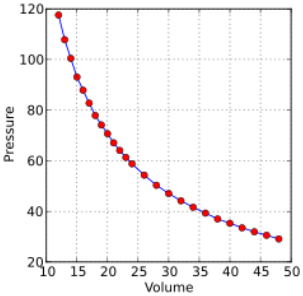


Figura: Datos que muestran la relación inversa $k = PV$

Ley de Charles

Definition

Jacques Charles, químico francés en la década de 1780 descubre que para un gas el volumen (V) y la temperatura (T) son directamente proporcionales, cuando la presión (P) y la cantidad de un gas (n) son constantes.

$$V \propto T; P, n = cte. \tag{4}$$

Figura: Jacques Charles (1746 - 1823)

Ley de Charles

Definition

Jacques Charles, químico francés en la década de 1780 descubre que para un gas el volumen (V) y la temperatura (T) son directamente proporcionales, cuando la presión (P) y la cantidad de un gas (n) son constantes.

$$V \propto T; P, n = cte. \quad (4)$$

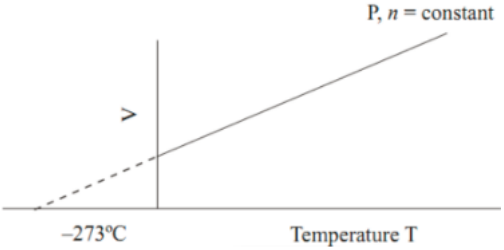


Figura: gráfico V y T

Ley Gay-Lussac

Definition

Joseph-Luis Gay-Lussac fue un químico francés que en la decada de 1808 cita los trabajos de Charles y una nueva relación: dónde la presión (P) y la temperatura (T) son proporcionales cuando el volumen (V) y la cantidad de gas (n) son constantes:

$$P \propto T; V, n = cte. \tag{5}$$

Figura: Joseph-Luis Gay-Lussac (1778 - 1850)

Ley Gay-Lussac

Definition

Joseph-Luis Gay-Lussac fue un químico francés que en la decada de 1808 cita los trabajos de Charles y una nueva relación: dónde la presión (P) y la temperatura (T) son proporcionales cuando el volumen (V) y la cantidad de gas (n) son constantes:

$$P \propto T; V, n = cte. \tag{5}$$

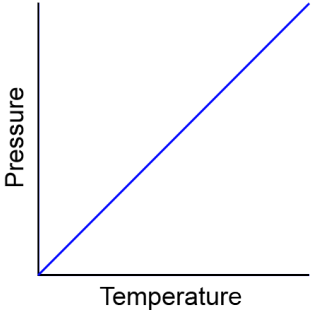


Figura: Gráfico de la Ley

Ley de Avogadro

Definition

Amadeo Avogrado científico y abogado italiano descubre en 1811 que el volumen (V) y la cantidad de gas (n) son proporcionales cuando la presión (P) y la temperatura (T) son constantes.

$$V \propto n; P, T = cte. \tag{6}$$

Figura: Amadeo Avogrado (1776 - 1856)

Ley de Avogadro

Definition

Amadeo Avogrado científico y abogado italiano descubre en 1811 que el volumen (V) y la cantidad de gas (n) son proporcionales cuando la presión (P) y la temperatura (T) son constantes.

$$V \propto n; P, T = cte. \tag{6}$$

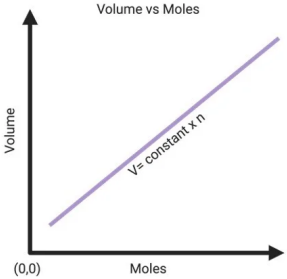


Figura: Gráfico de la ley

Ecuación de estado de los gases ideales

- P [atm]
- V [L]
- n [mol]
- R = 0,082 atm L/molK
- T [kelvin]

$$PV = nRT \tag{7}$$

Ejercicio

Utilizando la (7) resuelva el siguiente problema:

Si tenemos un 1 mol de gas a una presión de 1 atm y 0 °C ¿Cuál es su volumen? (Considere la ecuación $T_k = T_c + 273$ para convertir de celsius a kelvin)

Ley combinada de los gases ideales

Considerando todos los aportes realizados por los científicos anteriores es que se puede predecir cómo cambiará una variable de estado conociendo las otras, si la cantidad de gas se mantiene constante (n), entonces obtenemos:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \tag{8}$$

Ejercicio

Utilizando la (7) responda:

Una gas ocupa un volumen de $80\,\mathrm{cm}^3$ a una presión de $750\,\mathrm{mmHg}$. ¿Qué volumen ocupará a una presión de $1{,}2\,\mathrm{atm}$ si la temperatura no cambia? ($1\,\mathrm{cc} = 1\,\mathrm{mL}$ y $1\,\mathrm{atm} = 760\,\mathrm{mmHg}$)

Table of Contents

1 Teoría cinético molecular y variables de estado

2 Leyes de los gases: Boyle, Charles, Gay-Lussac y Avogadro

3 Aplicación de la Ley de los gases ideales

4 Cálculos estequimétricos en gases ideales

El despliegue de los Airbags en milisegundos

Es quizás la aplicación más crítica para salvar vidas. Cuando un sensor detecta una colisión, se activa una reacción química que genera gas nitrógeno (N_2) de forma instantánea.

- **Química detrás**: Para que el airbag te proteja, debe pasar de un estado sólido (pequeño volumen) a un gas que llene la bolsa (gran volumen) en unos 30 a 50 ms.
- **Relación**: Al aumentar drásticamente el número de moles (n) de gas dentro de la bolsa, el volumen (V) se expande violentamente para mantener el equilibrio, incluso si la presión externa es constante.

Problema: El AirBag

Un airbag de conductor tiene un volumen de 60 L. Para que sea efectivo, debe inflarse a una presión de 1,2 atm a una temperatura de 25 °C. ¿Cuántos moles de gas Nitrógeno (N_2) deben producirse instantáneamente?

Exploración Espacial: SpaceX y los tanques de combustible

En cohetes como el Starship, el manejo de los gases es una obra de arte de la ingeniería. Utilizan metano y oxígeno líquidos, pero estos deben mantenerse a presiones y temperaturas muy específicas.

- **La química detrás**: Cuando los ingenieros "presurizan"los tanques para empujar el combustible hacia los motores, utilizan gases como el helio.
- **Relación**: Si la temperatura (T) en el espacio cambia drásticamente al recibir luz solar, la presión (P) dentro de los tanques de fibra de carbono podría aumentar hasta niveles peligrosos si no se controla el volumen o se libera masa (n).

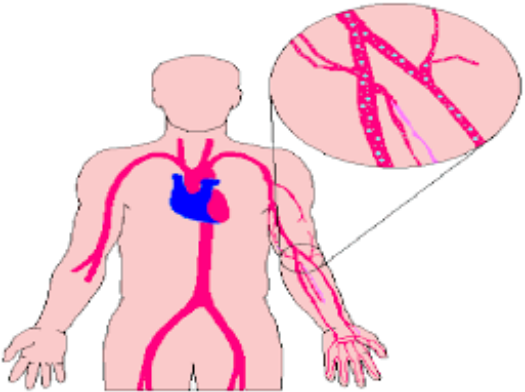
Problema: Tanques de SpaceX

Un tanque de Helio para presurización en un cohete está a 200 atm cuando la temperatura en la plataforma de lanzamiento es de 20 °C. Si en el espacio, debido a la radiación solar, la temperatura del tanque sube a 80 °C, ¿cuál será la nueva presión interna? (Asume volumen constante).

Buceo de alta profundidad y "las burbujas en la sangre"

Si alguna vez te has preguntado por qué los buceadores no pueden subir rápido a la superficie, la respuesta está en $PV = nRT$.

- **La química detrás**: A medida que un buzo desciende, la presión (P) aumenta. Según la ley, si la presión sube, el volumen (V) de los gases disminuye. El nitrógeno del aire comprimido se disuelve en la sangre debido a esa alta presión.
- **El peligro**: Si el buzo sube demasiado rápido, la presión (P) cae bruscamente y el nitrógeno vuelve a su estado gaseoso rápidamente, creando burbujas en el torrente sanguíneo (como cuando abres una soda agitada).



Problema: Buceo Profundo

Un buceador a 30 m de profundidad exhala una burbuja de aire de 10 mL. A esa profundidad, la presión es de 4 atm. ¿Qué volumen tendrá esa burbuja cuando llegue a la superficie, donde la presión es de 1 atm? (Asume temperatura constante).

Ventiladores Médicos (Cuidados Intensivos)

Durante la pandemia de COVID-19, los ventiladores se volvieron protagonistas. Estos dispositivos son básicamente computadoras que aplican las leyes de los gases con precisión quirúrgica.

- **La química detrás**: El pulmón humano tiene un límite de presión que puede soportar antes de sufrir un daño (barotrauma).
- **Relación**: El ventilador calcula exactamente cuánto volumen (V) de aire oxigenado debe introducir basándose en la temperatura corporal (T) y la resistencia de los pulmones, asegurando que la presión (P) nunca exceda los límites de seguridad.

Problema: Ventilador Médico

Un ventilador introduce 500 mL de aire en los pulmones de un paciente. El aire está en el equipo a temperatura ambiente (20 °C). Al entrar a los pulmones, el aire se calienta a la temperatura corporal (37 °C). Si la presión se mantiene constante, ¿cuál es el volumen final del aire dentro del pulmón?

El funcionamiento de las Ollas a Presión

Un clásico moderno en la cocina. ¿Por qué la comida se cocina más rápido?

- **La química detrás**: Al calentar el agua en un recipiente cerrado, el volumen (V) es constante.
- **Relación**: Al aumentar la temperatura (T), la presión (P) sube significativamente. Esta alta presión eleva el punto de ebullición del agua por encima de los 100 °C, permitiendo que los alimentos se cocinen a temperaturas mucho más altas sin que el agua se evapore, reduciendo el tiempo de cocción a la mitad.

Problema: Olla de Presión (Límite de seguridad)

Una olla de presión contiene aire y vapor a 1 atm y 20 °C. La válvula de seguridad está diseñada para dispararse cuando la presión llega a 2,5 atm. ¿A qué temperatura empezará a liberar vapor la olla?

Table of Contents

1 Teoría cinético molecular y variables de estado

2 Leyes de los gases: Boyle, Charles, Gay-Lussac y Avogadro

3 Aplicación de la Ley de los gases ideales

4 Cálculos estequimétricos en gases ideales

Ejemplo 1 [LibreTexts, 2026]

Una muestra de zinc puro con una masa de 5,98 g se hace reaccionar con exceso de ácido clorhídrico y el gas hidrógeno (seco) se recoge a 25,0 °C y 742 mmHg. ¿Qué volumen de gas hidrógeno se produciría?, considere la reacción

$$2\,HCl(ac) + Zn(s) \longrightarrow ZnCl_2(ac) + H_2(g)$$

Ejemplo 2

Se permite que una masa desconocida de etano reaccione con el exceso de oxígeno y el dióxido de carbono producido se separa y se recoge. Se encuentra que el dióxido de carbono colectado ocupa 11,23 L en TPN; ¿qué masa de etano había en la muestra original?, considere:

$$2\,CH_3CH_3(g) + 7\,O_2(g) \longrightarrow 4\,CO_2\,(g) + 6\,H_2O\,(g)$$

Ejemplo 3

Una bolsa de aire de automóvil requiere aproximadamente 62 L de gas nitrógeno para inflarse. El gas nitrógeno es producido por la descomposición de azida sódica, de acuerdo con la ecuación que se muestra a continuación:

$$2\,NaN_3(s) \longrightarrow 2\,Na(s) + 3\,N_2(g)$$

¿Qué masa de azida sódica es necesaria para producir el volumen requerido de nitrógeno a 25 °C y 1 atm?

Ejemplo 4

Cuando se calienta Fe_2O_3 en presencia de carbono, se produce gas CO_2, de acuerdo con la ecuación que se muestra a continuación. Se calienta una muestra de 96,9 g de Fe_2O_3 en presencia de exceso de carbono y se recoge el CO_2 producido y se mide a 1 atm y 453 K. ¿Qué volumen de CO_2 se observará?

$$2\,Fe_2O_3(s) + 3\,C(s) \longrightarrow 4\,Fe(s) + 3\,CO_2(g)$$

Ejemplo 5

La reacción de zinc y ácido clorhídrico genera gas hidrógeno, de acuerdo con la ecuación que se muestra a continuación. Se observa una cantidad desconocida de zinc en una muestra para producir 7,50 L de gas hidrógeno a una temperatura de 404 K y una presión de 1,75 atm. ¿Cuántos moles de zinc había en la muestra?

$$\mathrm{Zn(s)} + 2\,\mathrm{HCl(ac)} \longrightarrow \mathrm{ZnCl_2(ac)} + \mathrm{H_2(g)}$$

Bibliografía

Chang, Raymond
Fundamentos de Química

LibreTexts
Combinando la Estequiometría y las Leyes de Gas Ideal
https://espanol.libretexts.org/Bookshelves/Quimica/