

LAS PROPIEDADES DE LOS GASES Y LA GESTIÓN DEL RIESGO QUÍMICO

AUTORA: SONIA HENAO



San Marcos

ÍNDICE

Gases	5
Propiedades de los gases	5
Las leyes de los gases	12
Gases ideales	14
Aplicaciones de las ecuaciones de gas ideal	17
Mezclas de gas y presiones parciales	22
Seguridad Industrial, Manejo y Almacenamiento de Gases Comprimidos ...	34
Elementos conceptuales y rutas posibles para diseñar estrategias orientadas a la gestión del riesgo químico	34

INTRODUCCIÓN

Para aproximarse al estudio del comportamiento de los gases es necesario acercarse de manera particular al comportamiento macroscópico de los agregados de partículas, bien sean estos átomos, moléculas o iones, comprender, por ejemplo, cuáles son las razones por las que algunas sustancias se encuentran en estado gaseoso a 1,0 atmósfera y 25°C (condiciones normales), mientras que otras en las mismas condiciones pueden encontrarse en estado sólido o líquido, para poder analizarlo mejor retomaremos algunos de los conceptos que se abordaron en el referente de pensamiento uno, donde se hizo referencia a las fuerzas, su naturaleza y a las interacciones electrostáticas que mantienen unidos los compuestos iónicos y moleculares en estos tres estados.

Este referente nos invita a explorar las relaciones entre presión, temperatura, volumen y la cantidad de gases y nos plantea situaciones problema que nos llevarán a usar estas relaciones para describir el comportamiento físico de una muestra de sustancia gaseosa pura y de una mezcla de gases. Las actividades y recursos de aprendizaje que se formulan, le posibilitaran comprender las leyes que determinan el comportamiento de los gases y acercarse a los modelos que se utilizan para explicarlo.

Dado que los gases tienen un amplio uso no solo en actividades cotidianas, sino que son utilizados ampliamente a nivel medicinal e industrial, es indispensable tanto para quienes se desenvuelven en el sector industrial como para la vida cotidiana tener el bagaje conceptual que permita predecir su comportamiento y reconocer normas de seguridad asociadas a su manejo con el fin de propiciar medidas orientadas al cuidado propio de los otros y del medio ambiente.

Es así como este eje se articula con el nodo de desarrollo sostenible dado que brinda recursos y espacios que permiten reconocer la importancia de controlar la emisión de los gases de invernadero e identificar la eliminación de las sustancias dañinas para la capa de ozono. Las actividades, lecturas adicionales y videos de aprendizaje están enfocados, además, a validar la importancia de promover el uso seguro de sustancias químicas en estado gaseoso, esto con el fin de no causar riesgos a la salud o al medioambiente.

Las propiedades de los gases y la gestión del riesgo químico

Gases

El estudio de cualquier estado de la materia se puede hacer, como lo hemos visto hasta aquí, desde dos miradas, la microscópica, que analiza los movimientos e interacciones de moléculas individuales, se fundamenta en la teoría y otra mirada. La macroscópica, también viable, se basa en la investigación del comportamiento de la sustancia en su conjunto y está fundamentada en la experimentación, la observación, la identificación de variables y sus relaciones y la recolección de datos. Debido a las características de los gases, algunos fenómenos son más fáciles de entender y explicar en función de la macroescala.

Es así como a partir de la experimentación y con la ayuda de modelos matemáticos se han planteado ecuaciones que describen las relaciones de presión, densidad, temperatura y velocidad de un gas en movimiento. En este ejercicio de aproximación general al comportamiento de los gases analizaremos las versiones simplificadas de algunas de las ecuaciones, con el fin de modelar el comportamiento de los gases como **fluidos**.

Propiedades de los gases

Los gases se caracterizan por tener bajas densidades, ser altamente compresibles y llenar completamente el espacio donde se encuentren. Este comportamiento se atribuye a las, relativamente, débiles fuerzas intermoleculares que poseen y a sus moléculas, que se mueven de manera constante e independiente unas de otras. Una misma sustancia puede presentar un comportamiento diferente según el estado en el que se encuentre, como se observa en la figura 1, el oxígeno es típicamente un gas que se encuentra en la naturaleza. Sin embargo, al enfriarlo a menos de -183 grados $^{\circ}\text{C}$ (-297.4 Fahrenheit), se convertirá en un líquido y con suficiente energía -218.79 grados $^{\circ}\text{C}$ (-297.33 Fahrenheit) se solidifica.



Fluido

Este término se define desde la Física como una sustancia que se deforma de manera constante debido a que no pueden resistir ninguna fuerza, esto los lleva a no tener la capacidad de sostener ninguna forma precisa por tal razón, los fluidos siempre adquieren la forma del recipiente que los contiene. Los gases, los líquidos y el plasma corresponden a esta categoría, aunque cada uno de estos estados presenta propiedades que los diferencian entre sí.

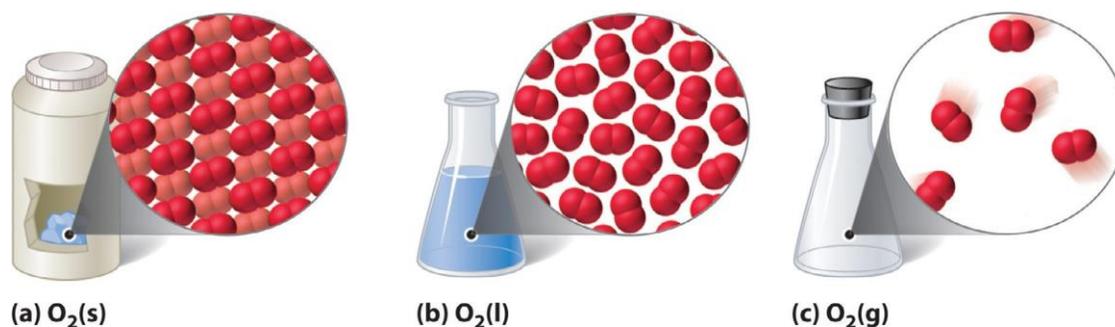


Figura 1. Comportamiento del oxígeno en estado (a) Sólido, (b) Líquido; (c) Gaseoso.
Fuente: https://saylordotorg.github.io/text_general-chemistry-principles-patterns-and-applications-v1.0/s14-01-gaseous-elements-and-compounds.html

La **geometría molecular** y las propiedades físicas y químicas de los átomos, iones y moléculas individuales de cualquier sustancia, no dependen de su estado físico, sin embargo, si están supeditadas a sus propiedades macroscópicas. Es así como la temperatura y la presión tienen incidencia en el comportamiento macroscópico de las sustancias, encontrándose que a 25°C y 1.0 atm existen como gases los elementos que se encuentran ubicados al lado derecho de la tabla periódica: Helio (He), Neón (Ne), Argón (Ar), Kriptón (Kr), Xenón (Xe), Radón (Rn) (**Gases nobles, monoatómicos**); el Cloro (Cl₂) y el Flúor (F₂) (Halógenos) y el Oxígeno (O₂) y el Nitrógeno (N₂) (**diatómicos**).



Geometría molecular

En química, la geometría molecular describe la forma tridimensional de una molécula y la posición relativa de los núcleos atómicos de la misma. Comprender la geometría molecular es importante porque la relación espacial entre los átomos determina su reactividad, color, actividad biológica, estado de la materia, polaridad entre otras propiedades.

Gases nobles

Elementos monoatómicos, con capas externas de electrones completamente llenas, por lo que no reaccionan fácilmente y raramente forman compuestos con otros elementos. A temperatura y presión ambiente normales los gases nobles se caracterizan por: baja reactividad, bajo punto de ebullición, punto de fusión y ebullición cercanos (líquido en un rango estrecho), muy baja electronegatividad, alta energía de ionización, generalmente incoloros e inodoros.

Elementos monoatómicos

Existen como átomos individuales estables, se caracterizan porque el número de electrones coincide con el número de protones, así existen varios isótopos (número variable de neutrones) del elemento..

Elementos diatómicos

Son elementos puros que forman moléculas que consisten en dos átomos unidos entre sí. Hay siete elementos diatómicos: hidrógeno, nitrógeno, oxígeno, flúor, cloro, yodo, bromo.



La escala de temperatura Kelvin

Se define utilizando la tercera ley de la termodinámica, es una escala absoluta así que las temperaturas registradas en Kelvin no tienen grados.

El punto cero de la escala Kelvin es el cero absoluto, temperatura en la que las partículas tienen una energía cinética mínima y no pueden enfriarse.

Cada unidad (un grado, en otras escalas) es 1 parte en 273.16 partes de la diferencia entre el cero absoluto y el punto triple del agua. Kelvin y Celsius son las dos escalas de temperatura más importantes para las mediciones científicas y la siguiente ecuación permite hacer las conversiones: $K = ^\circ C + 273,15$.

- **La temperatura:** es un medio para determinar la energía interna contenida dentro de un sistema dado, corresponde a una medida objetiva de qué tan caliente o frío es un objeto. Aunque el calor y la temperatura son conceptos asociados, son diferentes. La temperatura es una medida de la energía interna de un sistema, mientras que el calor es una medida de cómo se transfiere la energía de un sistema (o cuerpo) a otro, o cómo la temperatura en un sistema aumenta o disminuye por la interacción con otro. La teoría cinética (teoría que analizaremos en detalle más adelante) explica que cuanto mayor es la cantidad de calor que se absorbe en un material, más rápidamente comienzan a moverse los átomos dentro de ese material y, cuanto más rápido se mueven los átomos, más aumenta la temperatura. A medida que los átomos comienzan a ralentizar su movimiento, el material se enfría.

La **escala Kelvin** es una escala de temperatura absoluta y se utiliza en casi todos los cálculos de gases, por lo tanto es importante conocer las fórmulas de conversión entre escalas de temperatura:

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

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

$$^\circ F = 9/5 ^\circ C + 32$$



Video

Te invito a revisar el siguiente video, allí podrás comparar las diferentes escalas de medida de la temperatura e identificar las rutas posibles para hacer conversiones entre $^\circ F$, (Fahrenheit) $^\circ C$ (Celsius) y K (Kelvin).

Aprendo - La Temperatura. Escalas termométricas. $^\circ C$ - $^\circ F$ - K. Conversión entre escalas – Física

<https://youtu.be/gUDcW7F9T60>

- **El volumen:** recordemos que, en el primer referente de pensamiento, analizamos que el volumen corresponde a la cantidad de espacio tridimensional ocupado, para el caso de los gases su volumen es el mismo que el volumen interno del recipiente que los contiene. A nivel industrial los gases suelen venir en recipientes o contenedores con la información correspondiente al volumen en unidades de centímetros cúbicos, cm³ o litros cúbicos. Es importante tener en cuenta que a 273,15 °K y 1 atmósfera de presión (STP: *Standard Temperature and Pressure*), una mol de un gas ideal ocupa un volumen de 22.4 L.
- **La presión:** aunque se habla de presión en una variedad de contextos, una de las primeras formas en que el concepto entró en discusión dentro de la ciencia fue al considerar y analizar los gases. La década de 1800 vio el advenimiento de la máquina de vapor que utilizaba la presión acumulada dentro de una caldera para generar el movimiento mecánico, necesario para mover un barco fluvial, un tren o un telar de fábrica. Esta presión se explicó desde la física con la teoría cinética de los gases donde los científicos encontraron que si un gas contenía una amplia variedad de partículas (moléculas), la presión detectada podría representarse físicamente por el movimiento promedio de esas partículas. Este enfoque explica por qué la presión está relacionada con los conceptos de calor y temperatura, que también se definen como movimiento de partículas. La presión se define como la fuerza por unidad de área de superficie:

$$P = \text{Fuerza} / \text{Área}$$

Así las cosas, la presión atmosférica se define como la presión que ejerce el peso de una masa de aire y sus moléculas sobre una superficie determinada. Es importante recordar que del peso de todos los gases que componen el aire seco (oxígeno, nitrógeno, dióxido de carbono, hidrógeno y otros) se obtiene el peso molecular, o masa molar, del aire seco que es de 28.97 gramos por mol, que si bien no es mucho, en una masa de aire típica hay un número inmenso de moléculas de aire, por lo tanto, el aire puede tener un peso considerable cuando se suman las masas de



Video

¿Cómo se puede medir experimentalmente el volumen de un gas?, ¿cómo lo podría recoger? Te invito a mirar este video, que de manera sencilla y muy clara nos muestra un montaje experimental que tiene este propósito.

Cómo Recoger y Medir Gases

<https://youtu.be/ozko7fkg4Ko>

todas las moléculas. Esto nos lleva a afirmar que, al aumentar el número de moléculas de aire sobre un área, hay más moléculas para ejercer presión sobre esa misma área y, por lo tanto, aumenta la presión atmosférica total. Del mismo modo, si hay menos moléculas de aire sobre un área, la presión atmosférica disminuye.

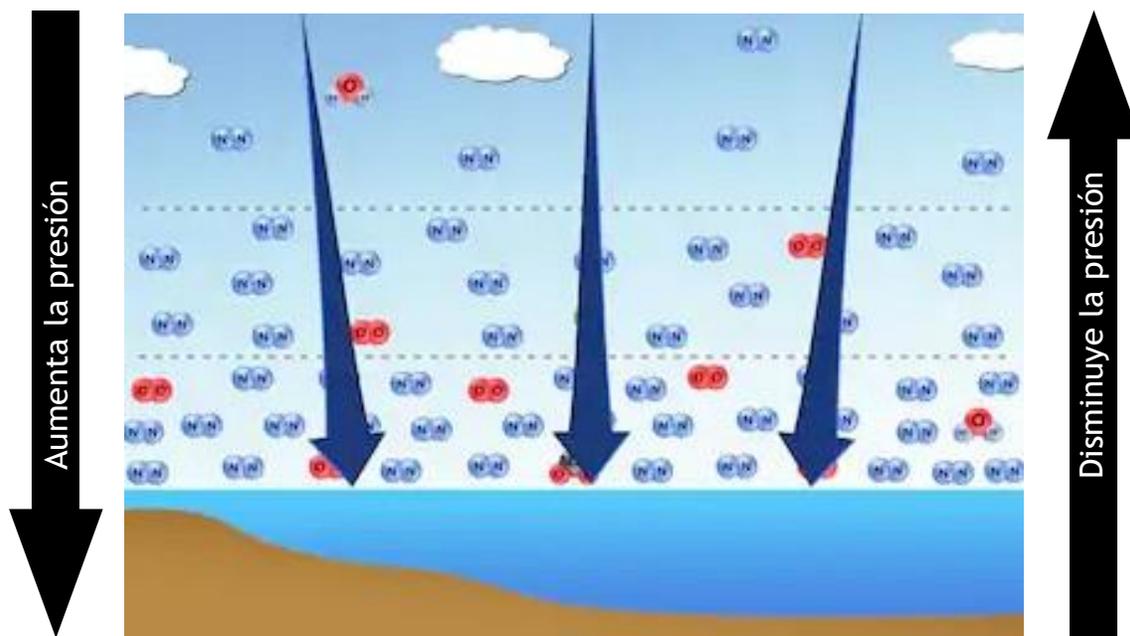


Figura 3. Variación de la presión atmosférica

Fuente: Propia, basada en <https://image.shutterstock.com/image-illustration/diagram-atmospheric-pressure-600w-1345204841.jpg>

Importante tener en cuenta que la presión del aire no es uniforme en toda la Tierra y que cambia de 980 a 1050 milibares y varía con la altitud. Cuanto mayor es la altitud, menor es la presión del aire. Esto se debe a que el número de moléculas de aire disminuye a mayores altitudes, lo que disminuye la densidad del aire y la presión del mismo. Al nivel del mar, la presión del aire es más alta, y la densidad del aire es mayor. En síntesis, la presión del aire:

- Es directamente proporcional a su densidad.
- Aumenta a medida que aumenta la temperatura.
- Disminuye a medida que disminuye la temperatura.
- Aumenta a altitudes más bajas y disminuye a mayores altitudes.
- El aire se mueve de alta presión a baja presión.

La presión se expresa en unidades de fuerza sobre unidades de área, las más usadas son:

Unidad	Abreviatura	Equivalencia para una atmósfera
Atmósfera	atm	1 atm
Milímetros de mercurio	mmHg	760 mmHg
Torr	torr	760 Torr
Pulgadas de mercurio	in.Hg	29 in.Hg
Libras por pulgada cuadrada	lb/in ²	14,7 lb/in ²
Pascal	Pa	101,325 Pa

Tabla 1. Unidades de presión: equivalencias a una atmósfera.

Fuente: <https://media.cheggcdn.com/media%2Fa5e%2Fa5e7cc30-185f-403c-8da5-c0c5572c8ab4%-2Fphpv0eLW4.png>



¿Sabías qué?

Es muy importante tener en cuenta que debido a que la temperatura y la presión del aire varían de un lugar a otro, siempre es necesaria una referencia estándar para comparar las pruebas y la documentación de los procesos químicos y físicos. Existen, además, una variedad de definiciones alternativas para las condiciones de referencia estándar de temperatura y presión. STP, NTP y otras definiciones, por lo tanto, deben usarse con cuidado. Siempre es importante conocer la temperatura de referencia y la presión de referencia para la definición real utilizada.

- **La cantidad de materia:** como se definió en el primer referente de pensamiento y como se ha trabajado en los cálculos estequiométricos con sustancias en estado sólido y en solución, la cantidad de gas está relacionada con la cantidad de moléculas, así que la unidad que se emplea es la mol:

$$1 \text{ mol/molécula} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$1 \text{ mol/átomos} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

Las leyes de los gases

Las sustancias puras, en la fase gaseosa 0°C y 1 atmósfera de presión, muestran un comportamiento similar, 1 mol de cualquier gas a 1 atmósfera de presión ocupa un volumen de 22,4 litros y sus moléculas, a estas condiciones, se encuentran separadas aproximadamente 10 diámetros. Debido a que las moléculas en un gas están tan separadas, es fácil comprimirlos. En general:

- Al duplicar la presión de un gas reduce su volumen a aproximadamente la mitad de su valor anterior.
- Al duplicar la masa de gas en un recipiente cerrado duplica también su presión y al aumentar la temperatura de un gas encerrado en un recipiente aumenta su presión.
- El volumen de un gas es inversamente proporcional a su presión y directamente proporcional a su temperatura y cantidad de gas.

Veamos:

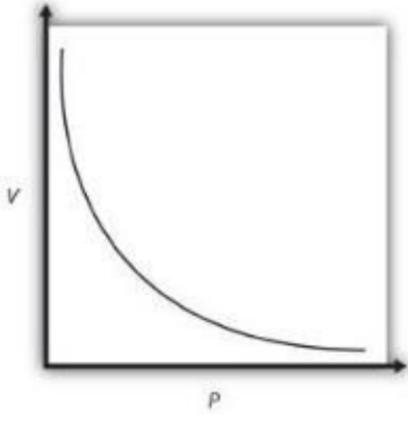
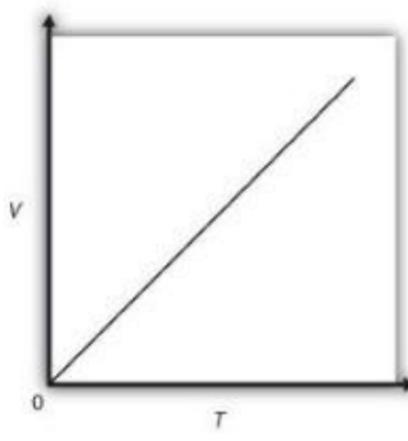
Ley	Descripción	Ejemplo de aplicación
 <p>Ley de Boyle P vs V</p>	<p>Ley de Boyle</p> <p>A temperatura constante, el volumen de una cantidad fija de un gas es inversamente proporcional a su presión.</p> 	<p>n y T constantes</p> $P_1 V_1 = P_2 V_2$ <p>Suponga que tiene un recipiente con un pistón que se usa para comprimir gases en su interior. Se le dice que, inicialmente, la presión en el recipiente es de 765 mm Hg y el volumen es de 1.00 L. El pistón se ajusta para que el volumen ahora sea de 0.500 L; ¿Cuál es la presión final?</p> $P_1 V_1 = P_2 V_2$ $(765 \text{ mm Hg})(1.00 \text{ L}) = P_2 (0.500 \text{ L})$ $P_2 = \frac{(765 \text{ mm Hg})(1.00 \text{ L})}{(0.500 \text{ L})}$ $P_2 = 1530 \text{ mmHg}$
 <p>Ley de Charles V vs T</p>	<p>Ley de Charles</p> <p>A presión constante, el volumen de una cantidad determinada de gas es directamente proporcional a su temperatura (en grados Kelvin). Todas las temperaturas deben expresarse en la escala de temperatura absoluta (Kelvin).</p> $K = ^\circ C + 273$ 	<p>P y n constantes</p> $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ <p>Se tiene un volumen inicial de 34.8 mL de una muestra de gas desconocido a una temperatura inicial de 315 K. ¿Cuál es el nuevo volumen si la temperatura aumenta a 559 K? Suponga presión y cantidad constantes para el gas.</p> $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ $34,8 \text{ mL}/315\text{K} = V_2/559\text{K}$ $\frac{(559\text{K})(34,8\text{mL})}{315\text{K}} = \frac{V_2(559\text{K})}{559\text{K}}$ $\frac{(559)(34,8\text{mL})}{315} = V_2$ $61,8\text{mL} = V_2$
 <p>Ley de Avogadro V vs n</p>	<p>Ley de Avogadro</p> <p>El volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles de gas presente.</p>	<p>P y T constantes</p> $\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$ <p>Se tienen 2.45 L de un gas que contiene 4.5×10^{21} partículas de gas. ¿Cuántas partículas de gas hay en 3,87 L si el gas está a presión y temperatura constantes?</p> $\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$ $\frac{2,45\text{L}}{4,5 \times 10^{21} \text{partículas}} = \frac{3,78\text{L}}{n_2}$ $n_2 = \frac{(3,78 \text{ L})(4,5 \times 10^{21} \text{ partículas})}{3,78 \text{ L}}$ $n_2 = 7,1 \times 10^{21} \text{ partículas}$

Tabla 2. Leyes de los gases
Fuente: propia, basada en <https://chem.libretexts.org/>



Instrucción

Te invito a realizar la actividad de aprendizaje, caso simulado que tiene doble propósito, abordar propiedades de los gases y analizar riesgos asociados a su manejo, así como también identificar una técnica para evaluación de riesgos, muy aplicada en el sector industrial. Esta se encuentra en la parte principal del eje.

Gases ideales

Antes de iniciar este apartado es importante reconocer cuál es la diferencia entre un gas ideal y uno real y cómo esto incide en los modelos matemáticos y ecuaciones que se emplean para explicar y predecir el comportamiento de sustancias que se encuentran en estado gaseoso.

Un gas Ideal se asume como aquel donde tienen lugar colisiones entre moléculas completamente elásticas, sin embargo, en todos los gases, en el mundo real, las moléculas que los constituyen interactúan entre sí, eso las lleva a tener choques, por lo que siempre hay un pequeño error al usar cualquier forma de la Ley de gases ideales. En el mundo real, la mayoría de las colisiones provocan la pérdida de energía cinética en forma de calor y sonido, por lo que es raro tener colisiones físicas que sean realmente elásticas. Sin embargo, algunos sistemas físicos pierden relativamente poca energía cinética, por lo que pueden aproximarse como si fueran colisiones elásticas.

Para el caso de los gases, es importante especificar que, los gases nobles actúan como gases ideales porque no participan en reacciones químicas con otros gases; el helio, en particular, actúa como un gas ideal porque cada átomo es muy pequeño. Otros gases se llegan a comportar como gases ideales cuando están a bajas temperaturas y bajas presiones; esto lleva, como ya lo vimos antes, a que tengan lugar pocas interacciones entre las moléculas de gas y la baja temperatura implica que las moléculas se mueven menos porque hay menor energía cinética, por lo tanto, se disminuye la interacción.

La ley de los gases ideales se deriva de las relaciones empíricas entre la presión, el volumen, la temperatura y la cantidad de moles de un gas; se puede usar para calcular cualquiera de las cuatro propiedades si se conocen las otras tres.

Esta ley es una combinación de todas las variables de las leyes de los gases que antes se trabajaron.

La ley de los gases ideales se expresa mediante la fórmula:

Ecuación de los gases ideales

$$PV = nRT$$

Donde

P = presión

V = volumen

n = número de moles de gas

R = constante de gas ideal

T = temperatura absoluta

El valor de R depende de las unidades de presión, volumen y temperatura. Así las cosas:

$$R = 0.0821 \text{ litros} \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K} (P = \text{atm}, V = \text{L y } T = \text{K})$$

$$R = 8.3145 \text{ J} / \text{mol} \cdot \text{K} (P = \text{Pa}, V = \text{m}^3 \text{ y } T = \text{K})$$

Recuerda qué: la temperatura y presión estándar (STP) son 0 ° C y 1 atm. El volumen de 1 mol de un gas ideal en STP es 22,41 L, (volumen molar estándar).

La ley de los gases ideales posibilita calcular el valor de la cuarta cantidad (P, V, T o n) necesaria para describir una muestra gaseosa cuando se conocen las otras y también predecir el valor de estas cantidades después de un cambio en las condiciones si se conocen las condiciones originales (valores de P, V, T y n).

Ecuación general de los gases:

$$\frac{P_i V_i}{n_i T_i} = \frac{P_f V_f}{n_f T_f}$$

Otro de los usos que se le da a la ecuación de los gases ideales es la identificación de la densidad:

$$\rho = PM/RT$$

ρ = densidad

P = presión

M = masa molar

R = constante de gas ideal

T = temperatura absoluta



Video

Para hacer un repaso de las leyes de los gases que se han abordado hasta aquí te invito a mirar el siguiente video.

The Ideal Gas Law: Crash Course Chemistry #12

<https://youtu.be/BxUS1K7xu30>

Aplicaciones de las ecuaciones de gas ideal

Veamos a continuación algunas de las aplicaciones que tiene la ley de los gases, desde las más sencillas, como identificar una de las variables asociadas, hasta las que implican cálculos estequiométricos:



Ejemplo 1

Hallar una de las variables asociadas:

Problema I: una muestra de Ar de 4,22 mol tiene una presión de 1,21 atm y una temperatura de 34°C ¿Cuál es su volumen?

Información que brinda el ejercicio:

$$P = 1,21 \text{ atm}$$

$$T = 34^\circ\text{C}$$

$$n = 4,22 \text{ mol de Ar}$$

Información por hallar:

$$V = ? \text{ Ar?}$$

Estrategia de solución:

a. Pasar temperatura de °C a K

$$\text{Despejar } V \text{ en: } PV = nRT$$

b. Reemplazar

Solución:

$$a. \quad 273,15 + ^\circ\text{C} = \text{K}$$

$$273,15 + 34^\circ\text{C} = 307,15\text{K}$$

$$b. \quad V = nRT/P$$

$$c. \quad V = \frac{(4,22\text{mol})(0,08205\text{L}\cdot\text{atm}/\text{K}\cdot\text{mol})(307,15\text{K})}{1,21\text{atm}}$$

$$V = 87,9\text{L}$$



Ejemplo 2

Hallar una de las variables asociadas, a condiciones STP:

Problema II: ¿Cuántas moles de Argón están presentes en 38,7L a condiciones de temperatura y presión estándar?

Información que brinda el ejercicio:

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$T = 273\text{K}$$

$$V = 38,7\text{L}$$

Información por hallar:

$$n = ? \text{ Ar?}$$

Estrategias de solución:

Opción a:

Reemplazar en: $PV = nRT$

Opción b: podemos usar el volumen molar, 22.4 L / mol, como factor de conversión, pero necesitamos revertir la fracción para que las unidades L se cancelen y se introduzcan las unidades mol.

Solución:

Opción a:

$$PV = nRT$$

$$(1\text{atm})(38,7\text{L}) = n(0,08205\text{L}\cdot\text{atm}/\text{K}\cdot\text{mol})(273\text{K})$$

$$\frac{(1\text{atm})(38,7\text{L})}{(0,08205\text{L}\cdot\text{atm}/\text{K}\cdot\text{mol})(273\text{K})} = n$$

$$n = 38,7 / 22,399 \text{ mol}$$

$$n = 1,7277 \text{ mol} \sim 1,73 \text{ mol}$$

Opción b.

$$38,7\text{L} \times \frac{1\text{mol Ar}}{22,4\text{L}} = 1,73 \text{ mol}$$



Ejemplo 3

Hallar densidad de un gas

Problema III: calcular la densidad del gas Neón (Ne) a 143°C y una presión de 4,3 atm.

Información que brinda el ejercicio:

Ne

T= 143°C

P= 4,3 atm.

Información por hallar: = ¿Ne?

Estrategias de solución:

- Identificar ecuación a emplear
- Identificar masa molar de Ne
- Convertir la temperatura a K
- Reemplazar en la ecuación

Solución:

a.

$$\rho = PM/RT$$

b. Masa molar (Ne) =20,2g/mol

c.

$$K = 143 \text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 416K$$

d.

$$\rho = \frac{PM}{RT}$$

$$\rho_{\text{Ne}} = \frac{(4,3\text{atm})\left(\frac{20,2\text{g}}{\text{mol}}\right)}{0,08205 \text{ L} \cdot \frac{\text{atm}}{\text{K}} \cdot \text{mol} (416\text{K})}$$

$$\rho_{\text{Ne}} = 2,54\text{g/L}$$



Ejemplo 4

Identificar un gas a partir de su densidad a condiciones STP:

Problema IV: ¿Cuál es la identidad de un gas que a condiciones STP tiene una densidad de 1,783g/L ?

Información que brinda el ejercicio:

$$T=273K$$

$$P=1\text{atm}$$

$$V \text{ molar}= 22,4\text{L/mol}$$

$$\rho = 1,738\text{g/L}$$

Información por hallar: $M=\text{¿?}$

Estrategias de solución:

Opción a: utilizando ecuación de densidad:

$$\rho = \text{Masa molar} / \text{Volumen molar}$$

$$\rho \times \text{Volumen molar} = \text{Masa molar}$$

Opción b: utilizando la ecuación de estado:

$$\rho = PM/RT$$

$$\frac{\rho \times R \times T}{P} = M$$

Solución:

Opción a:

$$\rho \times \text{Volumen molar} = \text{Masa Molar}$$

$$1,783\text{g/L} \times 22,4\text{L/mol} = MM$$

$$39,93 \text{ g/mol} = MM$$

El examen de la tabla periódica revela que el argón tiene una masa de 39.948 g/mol. Por lo tanto, el gas desconocido es probablemente argón.

Opción b:

$$\frac{\rho \times R \times T}{P} = M$$

$$\frac{1,783\text{g}}{\text{L}} \times 0,08205 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \times 273\text{K} = M$$

$$39,93 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = M$$

El examen de la tabla periódica revela que el argón tiene una masa de 39.948 g/mol. Por lo tanto, el gas desconocido es probablemente argón.



Ejemplo 5

Resolver problemas que requieren conceptos o principios de estequiometría y gases, para calcular el número de moles de un cierto volumen, temperatura o presión de un gas. Veamos algunos problemas relacionados:

Problema V: ¿Qué volumen de H₂ se produce a STP cuando 55,8 g de Zn metálico reaccionan con un exceso de HCl?
Información que brinda el ejercicio:

P= 1 atm
T= 273K
m (Zn) = 55.8 g
HCl

Información por hallar:

V = ¿ H₂ ?

Estrategias de solución:
Opción a:

- Identificar el tipo de reacción que tiene lugar.
- Plantear la ecuación correspondiente y balancear si es necesario.
- Hallar moles de hidrógeno utilizando factor estequiométrico.

Hallar volumen de hidrógeno que se produce y reemplazar en

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

Opción b:

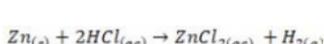
- Identificar el tipo de reacción que tiene lugar.
- Plantear la ecuación correspondiente y balancear si es necesario.
- Hallar moles de hidrógeno utilizando factor estequiométrico.
- Hacer factor de conversión usando el volumen molar, 22.4 L / mol, porque el gas está en STP.

Solución:
Opción a:

- Es una reacción de desplazamiento y según lo trabajamos en el referente anterior del tipo:



- La ecuación balanceada sería:



-

$$55,8 \text{ g Zn} \times \left(\frac{1 \text{ mol Zn}}{65,41 \text{ g Zn}} \right) \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 0,853 \text{ mol H}_2$$

-

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{(0,853 \text{ mol H}_2) \times (0,08205 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}}) \times (273 \text{ K})}{1 \text{ atm}}$$

$$V = 19,1 \text{ L H}_{2(g)}$$

- Opción b:** es una reacción de desplazamiento y según lo trabajamos en el referente anterior del tipo:



- La ecuación balanceada sería:



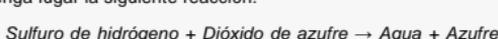
-

$$55,8 \text{ g Zn} \times \left(\frac{1 \text{ mol Zn}}{65,41 \text{ g Zn}} \right) \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 0,853 \text{ mol H}_2$$

-

$$0,853 \text{ mol H}_2 \times \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol H}_2} = 19,1 \text{ L H}_2$$

Problema VI: una muestra de 5.0 L de aire que contienen H₂S (sulfuro de hidrógeno) a condiciones STP se trata con un catalizador con el fin de que tenga lugar la siguiente reacción:



Si se recogieron 3,2 g de S sólido, ¿cuál era el porcentaje en volumen de H₂S en la muestra original?

Información que brinda el ejercicio:

Volumen muestra= 5.0L
T=273K
P= 1 atm
3,2 g de S

Información por hallar:

%V= ¿H₂S en 5L de muestra?

Estrategia de solución: dado que la reacción se da a STP los cálculos se hacen sin necesidad de balancear la ecuación (cálculos para 1 mol):

- Se hallan moles de H₂S.
- Se halla volumen de H₂S para 1 mol.
- Se determina porcentaje asumiendo que 5L equivale al 100%.

Solución:

$$a. \frac{3,2 \text{ g S} \times 1 \text{ mol H}_2\text{S}}{32 \text{ g S}}$$

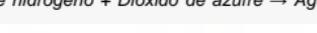
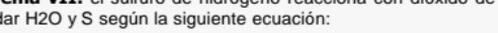
$$b. = 0,10 \text{ mol H}_2$$

-

$$d. \%V_{\text{H}_2\text{S}} = 2,24 \text{ L} \times 100/5 \text{ L}$$

$$\%V_{\text{H}_2\text{S}} = 44,8 \approx 44\%$$

Problema VII: el sulfuro de hidrógeno reacciona con dióxido de azufre para dar H₂O y S según la siguiente ecuación:



Si reaccionaron 6.0L de H₂S a 750 torr y se produjeron 3.2 g de azufre, ¿cuál fue la temperatura en °C a la que tuvo lugar la reacción?

Información que brinda el ejercicio:

- Ecuación sin balancear
- V H₂S= 6,0L
- P= 750Torr
- m=3,2g de S

Información por hallar:

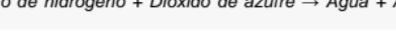
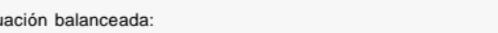
T=¿°C?

Estrategia de solución:

- Balancear la ecuación.
- Identificar relaciones estequiométricas entre azufre (S) producido y sulfuro de hidrógeno (H₂S).
- Hallar moles de sulfuro de hidrógeno (H₂S).
- Convertir torr a atm.
- Despejar para hallar T y reemplazar en:
- Convertir de K a °C.

Solución:

- Ecuación balanceada:



- 3 moles de S (96g de S) se producen a partir de 2 moles de H₂S

$$c. \frac{3,2 \text{ g S} \times 2 \text{ mol H}_2\text{S}}{96 \text{ g S}} = 0,067 \text{ mol H}_2\text{S}$$

$$d. P = 750 \text{ torr} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} = 0,987 \text{ atm}$$

-

$$f. K = ^\circ\text{C} + 273,15$$

$$g. K - 273,15 = ^\circ\text{C}$$

$$1085\text{K} - 273,15 = 811,85^\circ\text{C}$$

Mezclas de gas y presiones parciales

Los gases suelen encontrarse mezclados, un ejemplo de ello es el aire que está constituido por Argón, nitrógeno, oxígeno, dióxido de carbono, vapor de agua. Los gases se pueden mezclar prácticamente de manera ilimitada, así que es necesario conocer las características de las mezclas de los gases tales como la propiedad de la presión parcial de los gases y la de la fracción molar.

Ley de Dalton de presiones parciales

La ley de los gases ideales supone que todos los gases se comportan de manera idéntica y que su comportamiento es independiente de las fuerzas atractivas y repulsivas. Si el volumen y la temperatura se mantienen constantes, la ecuación de gas ideal se puede reorganizar para mostrar que la presión de una muestra de gas es directamente proporcional al número de moles de gas presente:

$$P = n(RTV) = n \times const$$

Así las cosas, nada en la ecuación depende de la naturaleza del gas, solo la cantidad. Debido a que la presión depende solo del número total de partículas de gas presente, la presión total de la mezcla será simplemente el doble de la presión de cualquiera de los componentes. Esto quiere decir que la presión total ejercida por una mezcla de gases a una temperatura y volumen dados es la suma de las presiones ejercidas por cada gas. Además, si se conoce el volumen, la temperatura y el número de moles de cada gas en una mezcla, entonces es viable calcular la presión ejercida por cada gas individualmente, que es su presión parcial.

$$P_{tot} = P_1 + P_2 + P_3 + p_4...$$

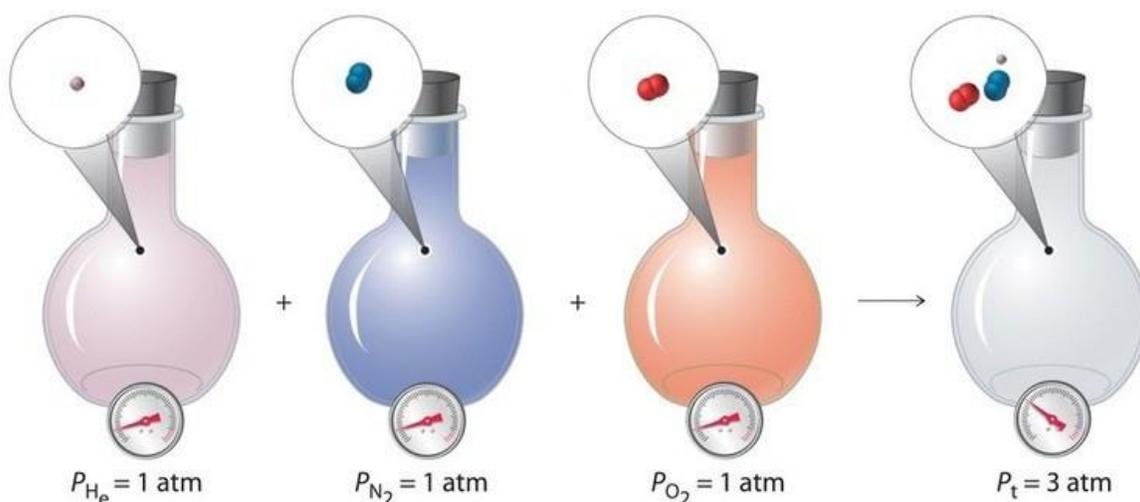


Figura 4. Mezcla de Gases y Ley de Dalton

Fuente: https://chem.libretexts.org/@api/deki/files/125791/imageedit_22_9789503339.jpg?revision=1

Esto significa que, a temperatura y volumen constantes, la presión ejercida por un gas depende solo del número total de moles de gas presente, ya sea que el gas tenga especies químicas individuales o una mezcla de docenas o incluso cientos de especies gaseosas.

Para determinar la presión parcial de un gas individual en la mezcla teniendo conocimiento de la presión total y los moles de cada gas que la componen es viable determinar la presión parcial utilizando la fórmula:

$$P_x = P_{Total} (n_x / n_{Total})$$

Donde:

P_x = presión parcial de gas x

P_{Total} = presión total de todos los gases

n_x = número de moles de gas x

n_{Total} = número de moles de todos los gases



Muy importante saber que... La ley de Dalton es una ley de gases ideales y es solo una aproximación para gases reales. La desviación de la ley aumenta con la presión creciente. A alta presión, el volumen ocupado por un gas se vuelve significativo en comparación con el espacio libre entre partículas. A alta presión, las fuerzas intermoleculares entre partículas se vuelven más importantes.



Ejemplo

Problema:

Unos buzos se encuentran a 350 pies y están sujetos a una presión aproximada de 10 atm. Un cilindro de gas típico usado para tales profundidades contiene 51.2 g de O₂ (Oxígeno) y 326.4 g de He (Helio) con un volumen equivalente a 10.0 L. ¿Cuál es la presión parcial de cada gas a 20.00 ° C, ¿y cuál es la presión total en el cilindro en a esta temperatura?

Información que brinda el ejercicio:

$$m_{O_2} = 51,2g$$

$$m_{He} = 326.4g$$

$$V = 10,0L$$

$$T = 20.00 \text{ } ^\circ \text{C} + 273,15 = 293,15K$$

Información que preguntan:

$$P_{O_2} = ?$$

$$P_{He} = ?$$

$$P_{tot} = ?$$

Estrategia de solución:

- Calcular el número de moles de He (Helio) y O₂ (Oxígeno) presentes.
- Usar la ley de los gases ideales para calcular la presión parcial de cada gas.
- Sumar las presiones parciales para obtener la presión total de la mezcla gaseosa.

Solución:

- Hallamos moles:

$$n_{He} = \frac{326.4g}{4.003 \frac{g}{mol}} = 81.54mol$$

$$n_{O_2} = \frac{51.2g}{32.00 \frac{g}{mol}} = 1.60mol$$

- Usamos la ley de los gases ideales para calcular la presión parcial de cada uno:

$$P_{He} = n_{He}RTV = \frac{81.54mol \times 0.08205atm \cdot L/mol \cdot K \times 293.15K}{10.0L}$$

$$P_{He} = 196.12atm$$

$$P_{O_2} = n_{O_2}RTV = \frac{1.60mol \times 0.08205atm \cdot L/mol \cdot K \times 293.15K}{10.0L}$$

$$P_{O_2} = 3.85atm$$

- Sumamos las presiones parciales para obtener la presión total de la mezcla gaseosa:

$$P_{tot} = P_{He} + P_{O_2} = (196.12 + 3.85)atm = 200atm$$

Fracciones molares de mezclas de gases

La fracción molar de cualquier componente de una mezcla es la relación entre el número de moles de esa sustancia y el número total de moles de todas las sustancias presentes. En una mezcla de gases, la presión parcial de cada gas es el producto de la presión total y la fracción molar de ese gas.

$$P_A = X_A P_{tot}$$

Esto quiere decir que la presión parcial de cualquier gas en una mezcla es equivalente a la presión total multiplicada por la fracción molar de ese gas. Esta conclusión se infiere de la ley del gas ideal, que supone que todas las partículas de gas se comportan de manera ideal. Por lo tanto, la presión de un gas en una mezcla depende sólo del porcentaje de partículas en la mezcla que son de ese tipo, no de sus propiedades físicas o químicas específicas. Te invito a revisar el siguiente video, con el fin de identificar la mezcla más común de gases, el aire, esto con el fin de acercarnos de manera paulatina a algunas de las responsabilidades que asumen todos los sectores de cara a obtener un aire más limpio.



Ejemplo

Problema: acabamos de calcular las presiones parciales de los principales gases en el aire que inhalamos. Sin embargo, los experimentos que miden la composición del aire que exhalamos producen resultados diferentes. La siguiente tabla muestra las presiones medidas de los gases principales en el aire inhalado y exhalado. Calcule las fracciones molares de los gases en el aire exhalado.

Tipo de gas	Aire inhalado /mmHg	Aire exhalado/mmHg
PN ₂	597	568
PO ₂	158	116
PH ₂ O	0.3	28
PCO ₂	5	48
PAr	8	8
Ptot	767	767

Información que brinda el ejercicio: presiones de los gases inhalados y exhalados.

Información que preguntan: fracción molar de los gases exhalados

Estrategia de solución: calcular fracción molar usando la ecuación:

$$P_A = X_A P_{tot}$$

$$\frac{P_A}{P_{tot}} = X_A$$

Solución:

Para cada uno de los gases se lleva a cabo el siguiente procedimiento que se ejemplifica con el nitrógeno:

$$\frac{568 \text{ mmHg}}{767 \text{ mmHg}} = X_{N_2}$$

$$0.74 = X_{N_2}$$

Así las cosas, las fracciones molares para cada gas serían:

$$0.74 = X_{N_2}$$

$$0.15 = X_{O_2}$$

$$0.037 = X_{H_2O}$$

$$0.063 = X_{CO_2}$$

$$0.010 = X_{Ar}$$



Instrucción

Te invito a realizar la actividad práctica de este eje, en ella encontrarás la demostración de una actividad experimental y tendrás la oportunidad de ejercitarte usando las ecuaciones que hemos trabajado hasta este apartado.

Cuando se habla de mezclas de gases y de industria, se suelen hacer asociaciones sobre los efectos que han tenido los desarrollos en este sector y las consecuencias a nivel de contaminación. En algunos casos se ha encontrado que la amplia demanda de productos moviliza también mecanismos de producción que no han hecho los suficientes esfuerzos para generar mecanismos que eviten la contaminación de los recursos hídricos, del aire y del suelo. Si bien no se pueden ver todos los contaminantes, una vez que ingresan a la atmósfera pueden extenderse mucho más allá de su lugar de emisión. Los contaminantes atmosféricos industriales más comunes son los gases de efecto invernadero provenientes de la quema de combustibles fósiles. Las fábricas contribuyen a la contaminación del agua y la tierra al acidificar la lluvia, los derrames químicos y la eliminación de desechos tóxicos.



Video

Te invito a ampliar esta idea, revisando el siguiente video.

Air pollution, explained

<https://www.nationalgeographic.com/environment/global-warming/pollution/>

La química, ha brindado a la humanidad una amplia variedad de avances que a lo largo de la historia han posibilitado desarrollos en pro del bienestar y la comodidad material. No existe sector industrial que esté desvinculado de la química y sus productos; sin embargo, la producción de todos los materiales de los que nos beneficiamos ha tenido un costo para el medio ambiente. La emisión de gases y el efecto invernadero, la contaminación de los mares y los ríos, son algunas de las consecuencias que la industria y el uso de sustancias químicas generan como resultado de cualquier actividad productiva.

Dentro de las discusiones actuales a nivel político, económico y social está la de repensar las formas de producción de cara a los desafíos ambientales que enfrenta el presente siglo. Así que desde todas las áreas del conocimiento se hacen propuestas vinculadas a la posibilidad de la promoción de un desarrollo sostenible, y dentro de ese marco de ideas surge la Química Verde (*Green Chemical*), que en su desarrollo ha planteado a la fecha una serie de modalidades de acción respecto de la producción y el manejo de productos químicos. Aunque a lo largo del desarrollo de los diferentes referentes de pensamiento de este módulo se han brindado lecturas adicionales propias de esta corriente.



Instrucción

Te invito a revisar la galería que se encuentra en la parte principal del eje, esta te permitirá analizar los principios en los que se sustenta la Química Verde y visibilizar las posibilidades de gestión desde el ámbito de la Ingeniería de su aplicación en el sector industrial.

Teoría cinético-molecular

Esta teoría corresponde a un modelo que se utiliza en ciencias para explicar el comportamiento físico de los gases a partir del movimiento de las partículas moleculares que lo componen. En este modelo se considera que las partículas (átomos o moléculas) que forman el gas se mueven de manera continua y aleatoria, generando colisiones permanentes no solo entre ellas, sino también con las paredes del recipiente que contiene el gas. Es este movimiento se da como resultado las propiedades físicas del gas, como el calor y la presión.

La teoría cinética de los gases también se llama simplemente la teoría cinética, o el modelo cinético, o el modelo cinético-molecular. También se puede aplicar de muchas maneras a fluidos y gases. Los supuestos que se asumen cuando se define el comportamiento de un gas a partir de esta teoría son los siguientes:

- Un gas está compuesto por una gran cantidad de partículas llamadas moléculas (ya sean monoatómicas o poliatómicas) que están en constante movimiento aleatorio, obedecen las **leyes de movimiento de Newton**.
- Debido a que la distancia entre las moléculas de gas es mucho mayor que el tamaño de las moléculas, el volumen de las moléculas es insignificante.
- Las interacciones intermoleculares, ya sean repulsivas o atractivas, son tan débiles que también son insignificantes.
- Las moléculas de gas chocan entre sí y con las paredes del contenedor, pero estas **colisiones son perfectamente elásticas**; es decir, no cambian la energía cinética promedio de las moléculas.
- La energía cinética promedio de las moléculas de cualquier gas depende solo de la temperatura, y a una temperatura dada, todas las moléculas gaseosas tienen exactamente la misma energía cinética promedio.
- El número de moléculas en un gas es muy grande, por lo tanto, no es posible rastrear comportamientos de partículas individuales, razón por la que se aplican métodos estadísticos para analizar el comportamiento del sistema en su conjunto.
- Cada molécula se trata como idéntica a cualquier otra molécula, en este sentido, intercambiables en términos de sus diversas propiedades. Por lo tanto, los métodos estadísticos de la teoría son suficientes para llegar a conclusiones y predicciones.



Leyes del movimiento de Newton

Las leyes de Newton definen los medios por los cuales el movimiento cambia, específicamente la forma en que esos cambios en el movimiento están relacionados con la fuerza y la masa.

La Primera Ley del Movimiento de Newton establece que para que el movimiento de un objeto cambie, una fuerza debe actuar sobre él. Este es un concepto generalmente llamado inercia.

La segunda ley del movimiento de Newton define la relación entre aceleración, fuerza y masa.

La Tercera Ley del Movimiento de Newton establece que cada vez que una fuerza actúa de un objeto a otro, hay una fuerza igual que actúa sobre el objeto original.

Colisiones elásticas

Hace referencia al choque múltiples objetos (partículas, moléculas, iones) donde se conserva la energía cinética total del sistema.

Te invito a revisar el siguiente ejemplo, con el fin de reconocer de manera cualitativa algunos de los supuestos de la teoría cinética:



Ejemplo

Problema: la temperatura de un recipiente de 4.75 L de gas (Nitrógeno) N_2 se incrementa de $0^\circ C$ a $117^\circ C$.

Teniendo en cuenta la información brindada cuál es el efecto cualitativo del incremento de temperatura para cada uno de los siguientes casos:

- La energía cinética promedio de las moléculas de N_2
- La velocidad de las moléculas de N_2
- La velocidad media de las moléculas de N_2
- El impacto de cada molécula de N_2 en la pared del contenedor durante una colisión con la pared
- El número total de colisiones por segundo de moléculas de N_2 con las paredes de todo el contenedor
- Las colisiones por segundo de moléculas de N_2 con cada centímetro cuadrado de la pared del contenedor
- La presión del gas N_2

Información que brindan: temperaturas y volumen

Información que preguntan: efecto del aumento de la temperatura

Estrategia de solución: use las relaciones entre presión, volumen y temperatura para predecir el efecto cualitativo de un aumento en la temperatura del gas.

Solución:

- El aumento de la temperatura aumenta la energía cinética promedio de las moléculas de N_2 .
- Al aumentar la energía cinética promedio se genera un aumento en la velocidad de las partículas de gas.
- Si la velocidad de las moléculas de N_2 aumenta, la velocidad media también aumenta.
- Las partículas se mueven más rápido, golpeando en promedio un mayor número de veces las paredes del contenedor y cada vez con más energía.
- Debido a que las partículas se mueven más rápido, chocan con las paredes del contenedor con mayor frecuencia por unidad de tiempo.
- El número de colisiones por segundo de moléculas de N_2 con cada centímetro cuadrado de pared del contenedor aumenta porque el número total de colisiones ha aumentado; sin embargo el volumen ocupado por el gas y, por lo tanto, el área total de las paredes no cambia.
- La presión ejercida por el gas N_2 aumenta cuando la temperatura aumenta, a un volumen constante, como lo predice la ley de los gases ideales.

Gases reales - desviaciones del comportamiento ideal

Como ya lo enunciamos al inicio del apartado anterior, ningún gas real exhibe un comportamiento ideal del gas, aunque muchos gases reales se aproximan en un cierto rango de condiciones.

Las desviaciones del comportamiento ideal del gas se pueden ver en gráficos de PV/nRT versus P a una temperatura dada; a presiones altas, la mayoría de los gases reales exhiben valores de PV/nRT más grandes que los pronosticados por la ley del gas ideal, mientras que, a presiones bajas, la mayoría de los gases reales exhiben valores de PV/nRT cercanos a los pronosticados por la ley del gas ideal. Esto permite llegar a la conclusión que los gases se aproximan más al comportamiento ideal del gas a altas temperaturas y bajas presiones. Veamos la figura 5.

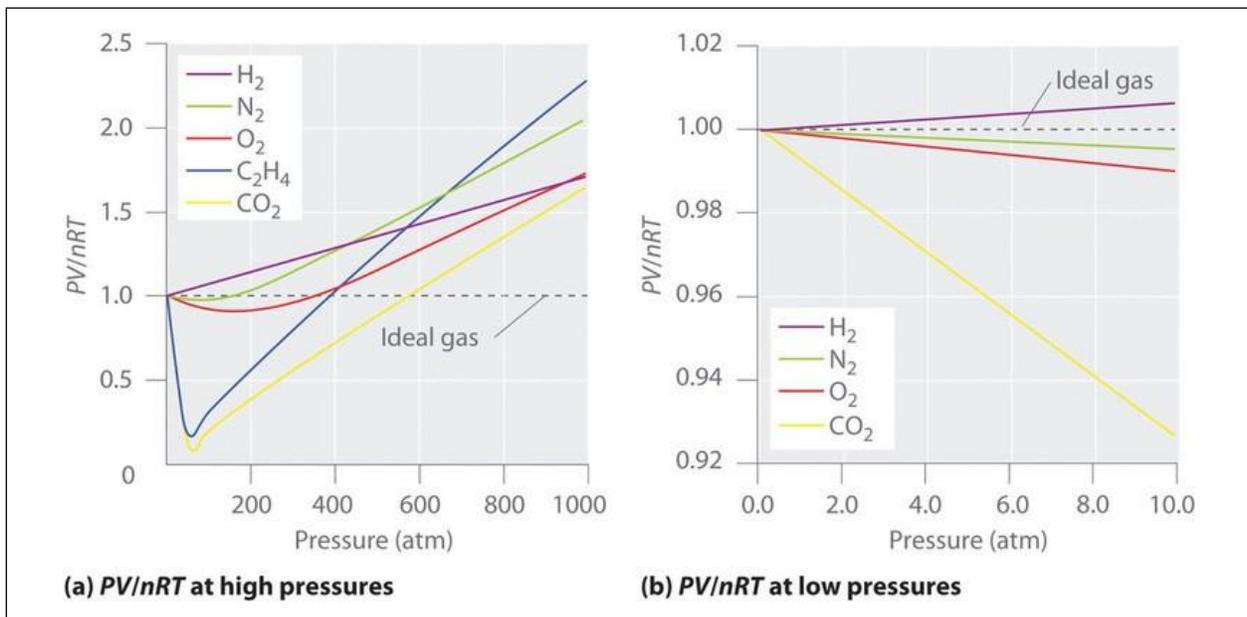


Figura 5. Gráficos de PV/nRT versus P a una temperatura dada para diferentes gases
Fuente: https://chem.libretexts.org/@api/deki/files/125785/imageedit_9_2502611383.jpg?revision=1

Lo que podemos observar en los gráficos es que a altas presiones los gases reales no obedecen la ley del gas ideal. En la gráfica (a) de PV/nRT versus P a 273 K para varios gases comunes, se observan desviaciones negativas para C_2H_4 y CO_2 porque se licúan a presiones relativamente bajas. Y en el gráfico (b) se observa que hay coincidencias entre los datos experimentales para gases reales y la ley del gas ideal a bajas presiones.

Los gases reales también se acercan más al comportamiento ideal del gas a temperaturas más altas (ver figura 6), esto quiere decir que experimentalmente se ha comprobado que, las moléculas de gas tienen un volumen que si resulta significativo y que las interacciones intermoleculares también lo son. Veamos el siguiente gráfico donde se sometió el nitrógeno gaseoso a tres temperaturas diferentes y se encontró desviación en el comportamiento esperado a 173K.

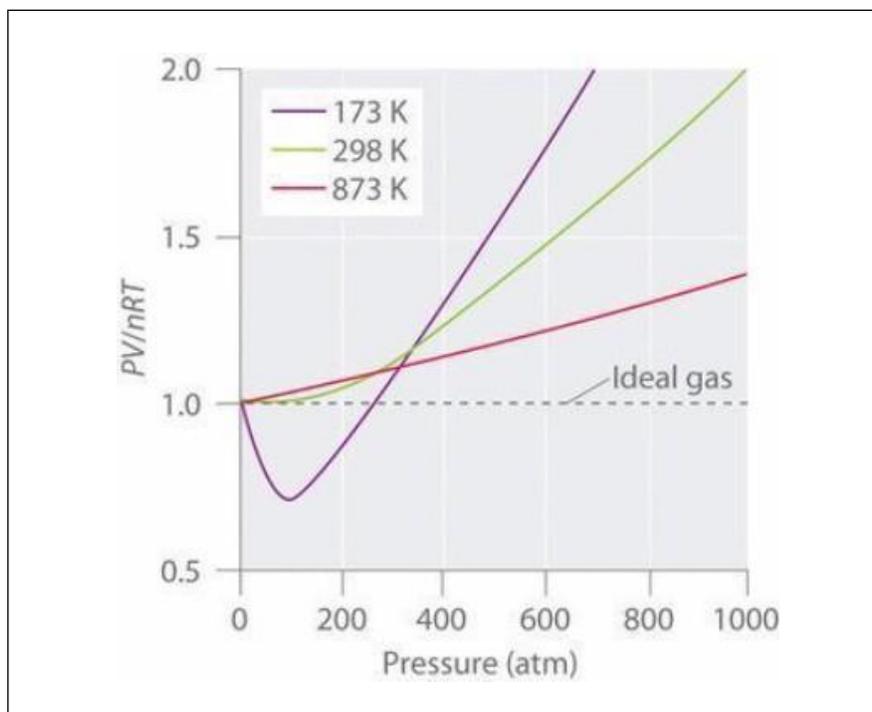


Figura 6. Efecto de la temperatura en el comportamiento del Nitrógeno gaseoso.
Fuente: https://lh3.googleusercontent.com/nHmKlnkWo0P8lo6QDx_nSh0IG8lfx-TaDFC44V4Ejp4XJLfH4j2-clFLxPZfOC0NZT6Q6-A=s90

Las desviaciones del comportamiento ideal de la ley de gases se pueden describir mediante la ecuación de **Van der Waals**:

$$P + a(n/V)^2 = nRT / (V - nb)$$

P = presión

V = volumen

n = número de moles de gas

a = atracción entre partículas de gas individuales



Fuerzas de Van Der Waals

Son las fuerzas químicas más débiles, pero aún juegan un papel importante en las propiedades de las moléculas y en la ciencia de la superficie. Se caracterizan porque son más débiles que los enlaces químicos iónicos o covalentes. No son direccionales.

Actúan solo en un rango muy corto. La interacción es mayor cuando las moléculas se acercan. Son independientes de la temperatura, con la excepción de las interacciones dipolo-dipolo.

b = volumen promedio de partículas de gas individuales

R = constante de gas ideal = 0.08206 L · atm/mol · K

T = temperatura absoluta

Como hemos visto se resuelve despejando presión, así:

$$P = nRT/(V-nb) - a (n/V)^2$$

Este modelo matemático posibilita incluir constantes empíricas para corregir el volumen real de las moléculas gaseosas y cuantificar la reducción de la presión debido a las fuerzas de atracción intermoleculares.



Ejemplo

Problema: calcule la presión ejercida por 0.3000 mol de Radon en un recipiente de 0.2000 L a -25°C usando

- Ley del gas ideal.
- Ecuación de van der Waals.

¿Cuál es la diferencia entre los gases no ideales e ideales? Dado que:

$$a_{\text{Rn}} = 0.0341 \text{ atm} \cdot \text{L}^2/\text{mol}^2$$

$$b_{\text{Rn}} = 0.0237 \text{ L} \cdot \text{mol}$$

Información que brinda el ejercicio:

$$n = 0,300 \text{ mol}$$

$$V = 0,2000 \text{ L}$$

$$T = -25^{\circ}\text{C}$$

$$a = \text{atracción entre partículas de gas individuales} = a_{\text{Rn}} = 0.0341 \text{ atm} \cdot \text{L}^2/\text{mol}^2$$

$$b = \text{volumen promedio de partículas de gas individuales} = b_{\text{Rn}} = 0.0237 \text{ L} \cdot \text{mol}$$

Información por hallar:

P con ley de gas ideal

P con ecuación de Van der Waals

Estrategia de solución

Hallar P ideal. Convertir temperatura a K y despejar P en $PV = nRT$

a. Hallar P no ideal. Despejar P en ecuación de Van der Waals

b. Encontrar la diferencia entre condiciones ideales y no ideales

Solución

Hallo P ideal con ecuación de gases ideales

$$K = (-25) + 273 = 248\text{K}$$

$$PV = nRT$$

$$P = nRT/V$$

$$P = \frac{(0,300\text{mol}) \left(\frac{0,08205\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \right) (248\text{K})}{0,200\text{L}}$$

$$P_{\text{ideal}} = 30,5226\text{atm}$$

Hallo P no ideal con ecuación Van der Waals

$$P + a(n/V)^2 = nRT/(V - nb)$$

$$P = nRT / (V - nb) - a(n/V)^2$$

Con el fin de hacerlo matemáticamente más sencillo divido la ecuación así:

$$P = X - Y$$

Donde:

$$X = nRT/(V - nb)$$

$$Y = a(n/V)^2$$

$$X = P = nRT/(V - nb)$$

$$X = P = \frac{(0,300\text{mol})(0,08205\text{L} \cdot \text{atm}/\text{K} \cdot \text{mol})x(248\text{K})}{0,2000\text{L} - (0,300\text{mol}x0,0237\text{L} \cdot \text{mol})}$$

$$X = P = \frac{6,104\text{L} \cdot \text{atm}}{0,2000\text{L} - 0,007\text{L}}$$

$$X = P = \frac{6,104\text{L} \cdot \text{atm}}{0,193\text{L}}$$

$$X = P = 31,626\text{atm}$$

$$Y = a(n/V)^2$$

$$Y = 0.0341 \text{ atm} \cdot \text{L}^2/\text{mol}^2 x (0,300\text{mol}/0,2000\text{L})^2$$

$$Y = 0.0341 \text{ atm} \cdot \text{L}^2/\text{mol}^2 x (1.5 \text{ mol/L})^2$$

$$Y = 0.0341 \text{ atm} \cdot \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2} x 2.25 \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$$

$$Y = 0.077 \text{ atm}$$

Retomo nuevamente la ecuación para hallar la presión: $P = X - Y$

$$P_{\text{no ideal}} = 31,626\text{atm} - 0.077 \text{ atm} = 31,549\text{atm}$$

Encuentro la diferencia entre condiciones ideales y no ideales

$$P_{\text{no ideal}} - P_{\text{ideal}} = 31.549 \text{ atm} - 30,5226\text{atm}$$

$$P_{\text{no ideal}} - P_{\text{ideal}} = 1.0264 \text{ atm}$$

Respuesta final: la presión para el gas ideal es de 30.55 atm y la presión para la ecuación de van der Waals del gas no ideal fue de 3.152 atm y el gas no ideal tuvo una presión en 1.0264 atm.



Video

Para complementar esta temática lo invito a revisar el siguiente video:

Real Gases: Crash Course Chemistry #14

<https://youtu.be/GIPrsWuSkQc>

¿Sabías que? Si la temperatura de un gas disminuye lo suficiente, se produce la **licuefacción**, lo que es de mucha utilidad a nivel industrial ya que los **gases en estado líquido** tienen muchas aplicaciones comerciales, incluidas las ventajas que conlleva poder transportar grandes cantidades de gas en recipientes de pequeños volúmenes, además del amplio uso que tienen. El helio, hidrógeno, neón, nitrógeno, aire, flúor, argón, oxígeno y metano se utilizan, por ejemplo, a nivel criogénico para producir combustibles de cohetes; enfriamiento para las cámaras infrarrojas; congelación de alimentos. El nitrógeno líquido se usa para producir niebla para efectos especiales e incluso cócteles y alimentos. La criogenia es empleada, además, para almacenar muestras de tejido y sangre y preservar muestras experimentales. Algunos de los gases mencionados se emplean en tratamientos requeridos para aleaciones y para facilitar las reacciones químicas a baja temperatura.



Licuefacción

Es el proceso de convertir una sustancia de su fase sólida o gaseosa en su fase líquida. La licuefacción se produce de forma natural y artificial.

Criogénico

La criogenia se define como el estudio científico de los materiales y su comportamiento a temperaturas extremadamente bajas. La palabra proviene del griego cryo, que significa "frio", y genic, que significa "producir".

Seguridad Industrial, Manejo y Almacenamiento de Gases Comprimidos

Reconocer que la seguridad es prioritaria en el desarrollo de cualquier actividad, es de vital importancia y cobra especial relevancia al trabajar con gases, ya que su manejo implica no solo reconocer sus propiedades y su comportamiento, sino que además requiere revisar de manera cuidadosa su almacenamiento, transporte e instalación, en el caso de que se esté trabajando con gases de uso medicinal.

Los gases pueden ser inflamables (hidrógeno, metano, acetileno), auto inflamables o inflamables a temperatura ambiente, incluso sin ninguna fuente de ignición. Algunos gases pueden ser oxidantes gases medicinales como el oxígeno), corrosivos (amoníaco, cloro) o tóxicos (monóxido de carbono) y pueden resultar peligrosos para el medio ambiente o la salud.



Instrucción

Te invito a revisar el videoresumen con el fin de identificar pictogramas y normas de conducta asociadas a evitar riesgos, en especial con el manejo de gases comprimidos, este se encuentra en la parte principal del eje.

Elementos conceptuales y rutas posibles para diseñar estrategias orientadas a la gestión del riesgo químico

El recorrido que se ha llevado a cabo en los cuatro referentes de pensamiento nos ha acercado de manera indirecta a la definición de lo que significa trabajar con sustancias químicas y comprender los conceptos asociados a riesgo y peligro químico. Al revisar encontrarás que en el primer referente de pensamiento hablamos sobre la naturaleza y clasificación de las sustancias y compartimos una lectura relacionada con el almacenamiento de sustancias químicas y residuos peligrosos. En el segundo referente identificamos la importancia de reconocer a partir del nombre de una sustancia algunas de sus propiedades químicas y nos acercamos a la identificación de la información que brindan las etiquetas y la señalización. En el tercer referente revisamos una ficha de seguridad e identificamos reacciones que pueden llegar a ser peligrosas. Finalmente, en el último referente te has acercado a reconocer algunos elementos de seguridad en el manejo de los gases.

Sin embargo y con el ánimo de puntualizar términos es importante que definamos que se entiende por el término Peligro. Según la norma ISO 45001, un peligro es una fuente, situación o acto con potencial para causar daño humano, deterioro de la salud, daños físicos o una combinación de estos. Un riesgo por su parte es la probabilidad de que ocurra un daño, basado en la exposición a ese peligro.

$$R(\text{riesgo}) = P(\text{probabilidad}) \times S(\text{severidad})$$

El trabajo por el autocuidado, el cuidado del otro y el del medio ambiente corresponde a una tarea que se debe promover

en todos los ámbitos, escuela, hogar e industria; trabajar con sustancias químicas implica por obvias razones reconocer elementos propios asociados al cuidado. Es así como a la hora de liderar o participar en procesos de producción a nivel industrial que requieran el uso de sustancias químicas, es muy importante conocer:

- Legislación aplicable a riesgo químico.
- La naturaleza y clasificación de las sustancias químicas.
- Las vías de ingreso de sustancias químicas al organismo.
- Las herramientas para la identificación de factores de riesgos.
- Los sistemas de clasificación de las sustancias químicas.
- Las normas de rotulado, etiquetado, y señalización de las sustancias químicas.
- La información que brindan las fichas de seguridad de los materiales.
- Los principios que determinan el almacenamiento y la compatibilidad de las sustancias químicas.
- Los sistemas de prevención y control para el riesgo químico.
- El manejo de emergencias químicas.
- El manejo y la gestión de residuos peligrosos: establecer el contexto, identificar el peligro, valorar y analizar los riesgos, determinar el plan de acción.



Instrucción

Con el fin de que puedas reconocer ideas generales sobre algunos de los elementos antes enunciados te invito a revisar la memonota disponible en la parte principal del eje, sobre conceptos asociados a la gestión del riesgo químico. Esto te permitirá no solo repasar todos los elementos que se han trabajado a lo largo de los cuatro referentes de pensamiento, sino que te ayudará a repasar el contenido visto y a la vez establecerás asociaciones.

El trabajo en este eje permite reconocer en la tabla periódica los elementos gaseosos y comprender las propiedades de las sustancias químicas que se encuentran en este estado. Las actividades de aprendizaje y los diferentes recursos posibilitaron profundizar en la comprensión de variables asociadas al comportamiento de los gases, tales como la temperatura, la presión y el volumen, reconociendo que existen unas unidades específicas de medida que nos permitirán posteriormente inferir de donde surge la constante de los gases (R) y cómo esta ecuación ($PV=nRT$), denominada también ecuación de estado, hace evidente que existe una relación directa entre estas variables.

Así las cosas, identificamos que cuando aumenta la energía cinética de las partículas en un gas hay un aumento de la temperatura y si éste se encuentra confinado en un recipiente la presión interna aumentará porque aumenta a su vez el volumen del gas, aunque la cantidad de moléculas sea la misma. Esto nos llevó a reconocer que a nivel industrial y por facilidad de manejo, se requiere trabajar con gases que se encuentran comprimidos, lo que implica el uso de altas presiones; aspecto éste, que se debe tener muy presente a la hora de evitar situaciones que puedan generar peligros asociados a afectaciones físicas, para la salud humana o para el medio ambiente.

Comprender las propiedades y el comportamiento de los gases comprimidos posibilitó realizar articulaciones conceptuales con lo que plantea el Sistema Global Armonizado y la gestión del riesgo sobre la minimización de situaciones de peligro y ambientes laborales más seguros. Por lo tanto, recordamos algunos de los principios de almacenamiento de sustancias químicas y abordamos de manera precisa algunas recomendaciones para el manejo de gases comprimidos.

El trabajo realizado y los videos de apoyo permitieron identificar las diferencias que hay entre gases reales y gases ideales. Revisamos además como el aire es una mezcla de gases y vimos como la industria ha contribuido a la emisión de gases de efecto invernadero, esto nos llevó a analizar como desde la Química Verde se plantean propuestas que permean el sector industrial y que con sus doce principios han generado ya impactos a nivel industrial de cara a: reducir las sustancias que son peligrosas, ampliar posibilidades del uso de biocombustibles, reconocer la importancia del uso de catalizadores como una manera de economizar energía y reducir la cantidad de residuos, entre otros. Esto hace evidente la articulación con el nodo de desarrollo sostenible dado que se brindaron recursos y espacios que permiten reconocer la necesidad de promover el uso seguro de sustancias químicas.

- Abello, L (s.f.). *Consejo de Seguridad 7 – Manipulación segura de cilindros y bloques de gases*. Tomado de <https://www.linde-gas.es/es/legacy/attachment?files=tcm:316-25933,tcm:316-25933,tcm:16-25933>
- ANDI. (2020). *Gestión segura de sustancias químicas*. Tomado de <http://www.andi.com.co/Home/Pagina/32-gestion-segura-de-sustancias-quimicas>
- Albarrán I, (2020). *Ministerio de trabajo y economía social*. Gobierno de España. Tomado de <https://www.insst.es/casos-practicos>
- Bader, R. (2019). *Physical & Theoretical Chemistry*. Chemistry Libre Texts. Tomado de https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Physical_and_Theoretical_Chemistry_Textbook_Maps
- Cámara Sectorial de Gases Industriales y Medicinales (ANDI). (s.f.). *Manejo seguro de gases comprimidos*. Mesa distrital de residuos peligrosos. Tomado de http://uaesp.gov.co/uaesp_jo/images/documentos/mesa/Manejo_seguro_de_gases_comprimidos.pdf
- Caseiro, M. & J. Roberts, J. (2020). Book: Basic Principles of Organic Chemistry (Roberts and Caserio). Tomado de [https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Organic_Chemistry/Book%3A_Basic_Principles_of_Organic_Chemistry_\(Roberts_and_Caserio\)](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Organic_Chemistry/Book%3A_Basic_Principles_of_Organic_Chemistry_(Roberts_and_Caserio))
- EPM. (2016). Norma para el almacenamiento de sustancias. Tomado de https://www.epm.com.co/site/Portals/3/documentos/Energia/Normas%20consulta/Norma_almacenamiento_mercancias_peligrosas.pdf
- Excellence, I. (2018). Norma ISO 45001: ¿Qué diferencias existen entre los peligros y riesgos? Tomado de <https://www.isotools.org/2018/07/26/norma-iso-45001-diferencias-entre-peligros-y-riesgos/>
- Flinn Scientific. (2016). Combustion of Acetylene. Tomado de <https://www.flinnsci.com/api/library/Download/3afc013b5019456d8e6afe88e3877cfd>
- Glenn, T. (2020). Chemistry 101A General College Chemistry. Libre Texts. San Francisco: Universidad Estatal de California.
- INDURA. (2015). Manual de Gases soluciones tecnológicas con gases y soldaduras para un mundo de procesos. INDURA S.A. Tomado de <http://www.cryogas.com.co/Descargar/Manual%20de%20Gases%20INDURA?path=%2Fcontent%2F-storage%2Fcl%2Fbiblioteca%2F55eeecaa806047ceb293e8f1b5f58530.pdf>
- Instituto Nacional de Seguridad e Higiene en el Trabajo. (2014). *Almacenamiento de productos químicos*. Tomado de <https://www.insst.es/documents/94886/96076/Almacenamiento+de+productos+quimicos.pdf/87f75b14-b979-4745-8bb5-5f6cb7d49e53>

BIBLIOGRAFÍA

- Key, D. W. (2011). The Ideal Gas Law and Some Applications. Introductory Chemistry – 1st Canadian Edition. Tomado de <https://opentextbc.ca/introductorychemistry/chapter/the-ideal-gas-law-and-some-applications-2/>
- Ministerio de Desarrollo y Ambiente Sostenible. (2017). Guía de comunicación de comunicación de Peligros según el SGA. Tomado de <http://www.andi.com.co/Home/Pagina/32-gestion-segura-de-sustancias-quimicas>
- Ministerio de Educación (ICFES). (2016). Módulo de Pensamiento científico Química Saber Pro Química- Icfes. Tomado de <https://www.icfes.gov.co/documents/20143/494705/Guia%20de%20orientacion%20modulo%20pensamiento%20cientifico%20quimica%20saber%20pro%202016%202.pdf>
- Nasa Glenn Research Center. (2015). Gas properties definitions. Tomado de <https://www.grc.nasa.gov/www/k-12/airplane/gasprop.html>
- Ocupacional, C. (1997). ¿Qué son gases comprimidos? Tomado de <http://www.ccsso.ca/oshanswers/chemicals/compressed/compress.html>
- PapelMatic. (2019). Pictogramas en productos químicos: ¿Qué significan? Tomado de <https://papelmatic.com/pictogramas-en-productos-quimicos-que-significan/>
- Universidad de los Andes. (2011). *Departamento médico y de salud ocupacional. Procedimiento general para el almacenamiento de sustancias químicas*. Tomado de <https://gerenciacampus.uniandes.edu.co/content/download/4105/19766/file/Almacenamiento%20de%20Sustancias%20Quimicas.%202016.pdf>
- Valdés, G. (2014). Gestión en el manejo seguro de sustancias químicas residuales peligrosas. Tomado de https://translate.google.com/translate?hl=en&sl=es&u=https://www.colmenaseguros.com/arl/gestion-conocimiento/formar-presencial/memorias_eventos/Documents/congreso-monteria2014/Gestion-Integral-de-Materiales-y-Residuos-PeligrososGCAV2014.pdf&prev=search



www.usanmarcos.ac.cr

San José, Costa Rica