

GASES. EL MUNDO DE LOS GASES			
GUIA DE UNIDAD			
Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos
X 1 Día - 2h	1. COMPORTAMIENTO DE LOS GASES CARACTERISTICAS DE LOS GASES Expansión Forma y volumen Compresibilidad Baja densidad Miscibilidad o difusión	LC. 10.1 Características de los gases ACT 10.1	Guía; Pág. 202
	2. TEORIA CIENETICA MOLECULAR Postulados Comportamiento de los gases Variables Presión Temperatura Volumen Unidades de Medición Instrumentos Volumen molar, P y T, estandar	LC 10.2 Teoría cinética molecular LC 10.3 Unidades (V,T, P) ACT 10.2 ACT 10.3 ACT 10.4 ACT 10.5 ACT 10.6 ACT 10.7 LC 10.4 El manómetro LE 10.1 Globos en ascenso	Guía; Pág. 203 Libro 18.0, 18.1 Pág. 345 a 346 Libro 15.0, 15.1 Pág. 285 a 286 Guía; Pág. 204 Libro 15.2, 15.3, 15.4 Pág. 286 a 288 Guía; Pág. 205 Guía; Pág. 215
2 Días - 4h			

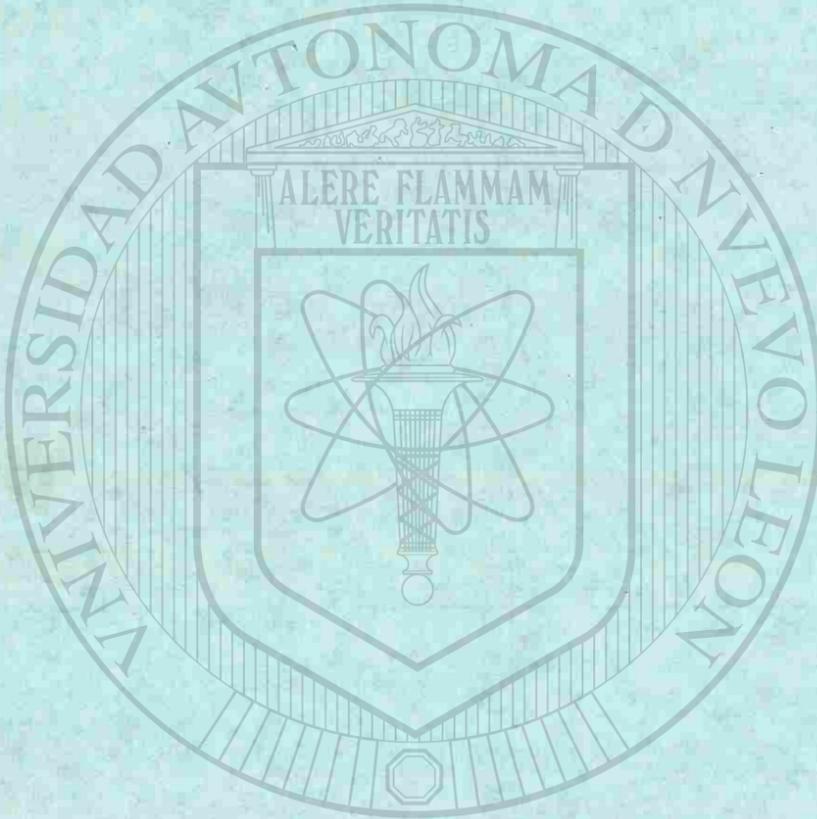
QC172
.15
.U53

C175

15

U530

QC175
 .15
 .U530



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
 DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Feb. 24.05
 41



GASES. EL MUNDO DE LOS GASES			
Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos
X 3 Días - 6h	3. LEYES DE LOS GASES Ley de Boyle Ley de Charles Ley de Gay Lussac Ley combinada Hipótesis de Avogadro Ecuación general del estado gaseoso Ley de Dalton de las presiones parciales	ACT 10.8 ACT 10.9 ACT 10.10 ACT 10.11 ACT 10.12 ACT 10.13 ACT 10.14 ACT 10.15	Libro 18.2, 18.3, 18.5, 18.6, 18.7, 18.9, 18.10, 18.4 Pág. 346 a 360 Libro 19.1, 19.2, 19.3, 19.4 Pág. 365 a 369
	4. ATMOSFERA Principales componentes Principales contaminantes del aire Impacto de la contaminación en la naturaleza Fenómenos relacionados con la contaminación Inversión térmica Reacciones Fotoquímicas Lluvia ácida	LC 10.5 La atmósfera LE 10.2 Inversión térmica LE 10.3 Cambios climáticos ACT 10.16	Guía; Pág. 206 Guía; Pág. 216 Guía; Pág. 218
1 Día - 2h	5. PRACTICAS DE LABORATORIO	AUTOEVALUACION LAB. 10.1 Efecto de la presión sobre el volumen de los gases.	Guía; Pág. 197 Guía; Pág. 222



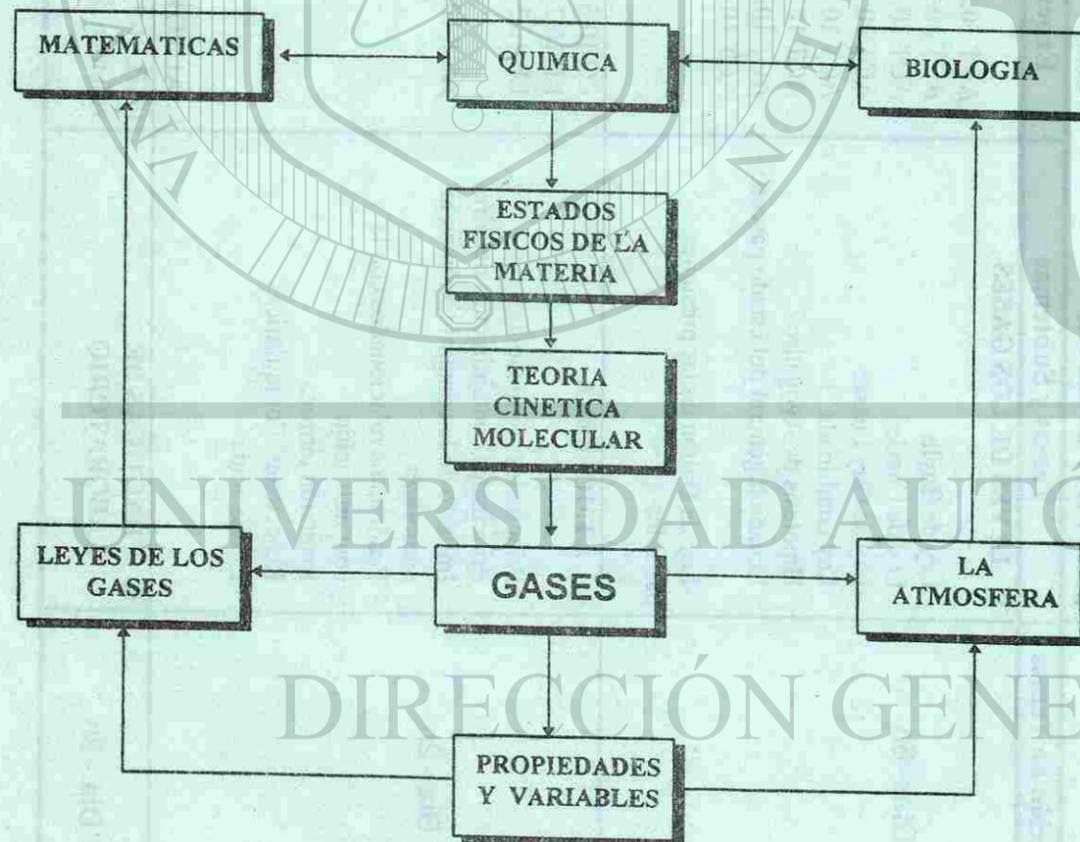
UNIDAD X

Gases. El mundo de los gases

OBJETIVO

Describir el comportamiento de los gases en diferentes condiciones, utilizando las leyes que los rigen y la Teoría Cinética Molecular.
Establecer la importancia del cuidado de la atmósfera como recurso vital.

ESTRUCTURA CONCEPTUAL

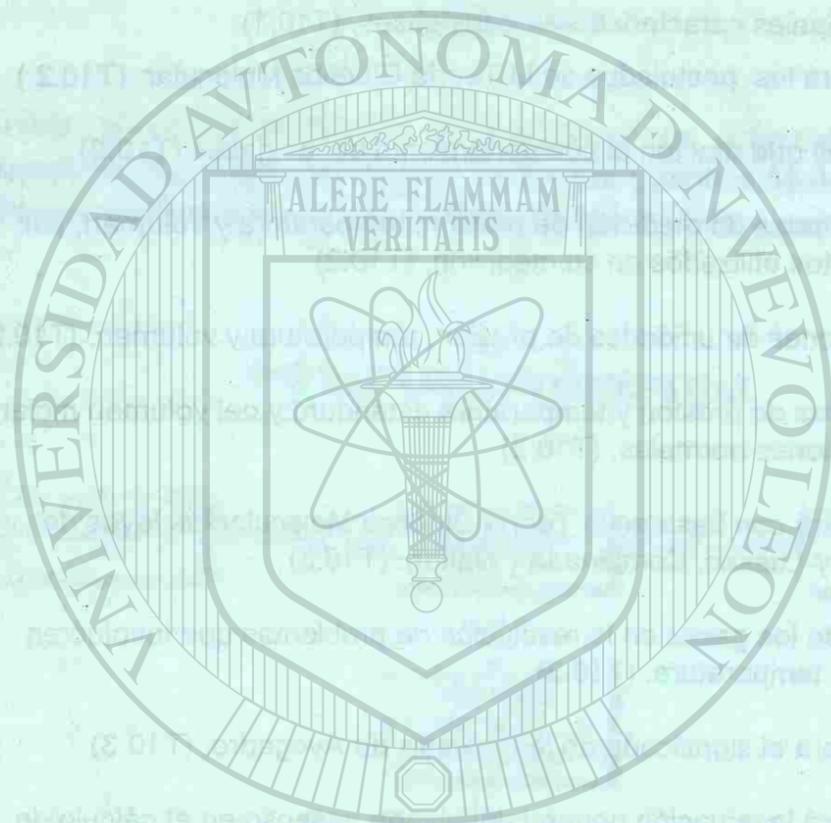


INDICADORES DE UNIDAD

Al terminar las actividades de la Unidad, el estudiante:

1. Describirá las principales características de los gases. (T10.1)
2. Enunciará y explicará los postulados de la Teoría Cinética Molecular. (T10.2)
3. Definirá las variables que afectan el comportamiento de los gases. (T10.2)
4. Mencionará las unidades de medición de presión, temperatura y volumen, así como los instrumentos utilizados en su medición. (T10.2)
5. Realizará conversiones de unidades de presión, temperatura y volumen. (T10.2)
6. Enunciará los valores de presión y temperatura estándar y del volumen molar ocupado en condiciones normales. (T10.2)
7. Enunciará y explicará con base en la Teoría Cinética Molecular las leyes de: Boyle, Charles, Gay-Lussac, Combinada y Dalton. (T10.3)
8. Aplicará las leyes de los gases en la resolución de problemas que involucren volumen, presión y temperatura. (T10.3)
9. Enunciará y explicará el significado de la hipótesis de Avogadro. (T10.3)
10. Enunciará y utilizará la ecuación general del estado gaseoso en el cálculo de presión, volumen, temperatura y número de moles. (T10.3)
11. Efectuará cálculos para determinar densidad y/o peso molecular, a partir de la ecuación general del estado gaseoso. (T10.3)
12. Mencionará las condiciones de presión y temperatura, a las que un gas se comporta idealmente. (T10.3)
13. Enlistará los principales componentes naturales de la atmósfera, indicando las regiones atmosféricas donde se localizan. (T10.4)

14. Explicará los fenómenos de inversión térmica, reacciones fotoquímicas y lluvia ácida. (T10.4)
15. Explicará el impacto en la naturaleza de los principales contaminantes del aire, mencionando posibles soluciones al problema de contaminación. (T10.4)



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD X

Gases. El mundo de los gases

Actividad 10.1 Características de los gases

1. Enumera cinco características generales de los gases.

2. Relaciona las siguientes columnas sobre características de los gases. (Una o más de las características de los gases pueden utilizarse para describir las observaciones presentadas)

La fuga del gas de una estufa la detectamos inmediatamente por su olor desagradable.

A. miscibilidad

Un gas se ajusta a la forma del recipiente donde se coloca y lo llena completamente

B. forma y volumen indefinidos

Los gases se pueden colocar en tanques a presión

C. compresibilidad

El aire contenido en un globo ocupa un volumen mayor en un día caluroso

D. expansión

E. difusión



Actividad 10.2 Teoría Cinética Molecular

1. Escribe los tres postulados básicos de la Teoría Cinética Molecular.
2. ¿Cómo puede ser usada la Teoría Cinética Molecular para explicar la presión de un gas?
3. Qué significa decir que una colisión es perfectamente elástica?

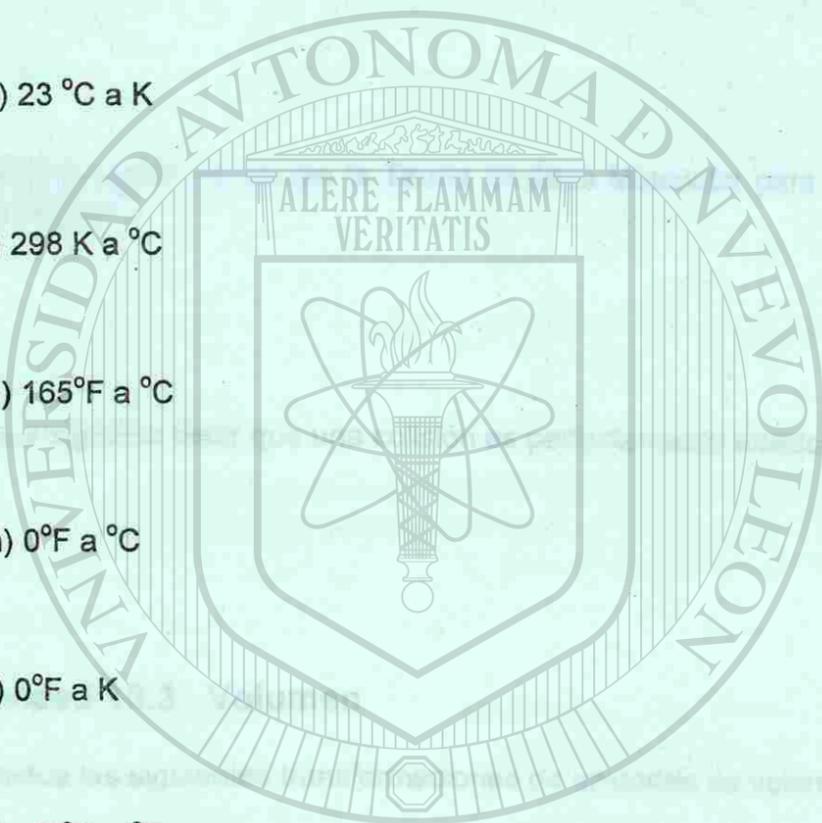
Actividad 10.3 Volumen

1. Efectúa las siguientes transformaciones de unidades de volumen
 - a) 2.5 L a mL
 - b) 150 mL a L
 - c) 139 cm³ a dm³
 - d) 0.805 dm³ a cm³

- e) 1Km³ a m³
- f) 239 L a cm³
- g) 661 cm³ a L
- h) 3500 L a m³
- i) 4.8 m³ a dm³
- j) 825 dm³ a L
- k) 0.678 m³ a cm³
- l) 986 dm³ a m³

Actividad 10.4 Temperatura

1. Convierte las siguientes unidades de temperatura
 - a) 86 K a °C
 - b) 191 K a °C

c) 48°C a Kd) 621°C a Ke) 23°C a Kf) 298 K a $^{\circ}\text{C}$ g) 165°F a $^{\circ}\text{C}$ h) 0°F a $^{\circ}\text{C}$ i) 0°F a Kj) -16°C a $^{\circ}\text{F}$ k) 215 K a $^{\circ}\text{C}$ l) 73°C a Km) -8.2°F a $^{\circ}\text{C}$ n) 32°C a $^{\circ}\text{F}$ 

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

2. ¿Qué es más frío? -90°C o -133°F 3. ¿Qué es más caliente? 40°C o 70°F

4. Resuelve en tu cuaderno, los problemas de la pág. 291 de tu libro de texto.

5. Mediante un dibujo de las tres escalas de temperatura ($^{\circ}\text{F}$, $^{\circ}\text{C}$ y K) muestra cómo convertir de una escala a otra. Marca el punto de ebullición y de fusión del agua en cada escala.

Actividad 10.5 Presión

1. Convierte cada una de las siguientes unidades de presión. Utiliza el análisis dimensional.

a) 870.5 mm Hg a atm

b) 0.602 atm a torr

c) 68471 Pa a mm Hg

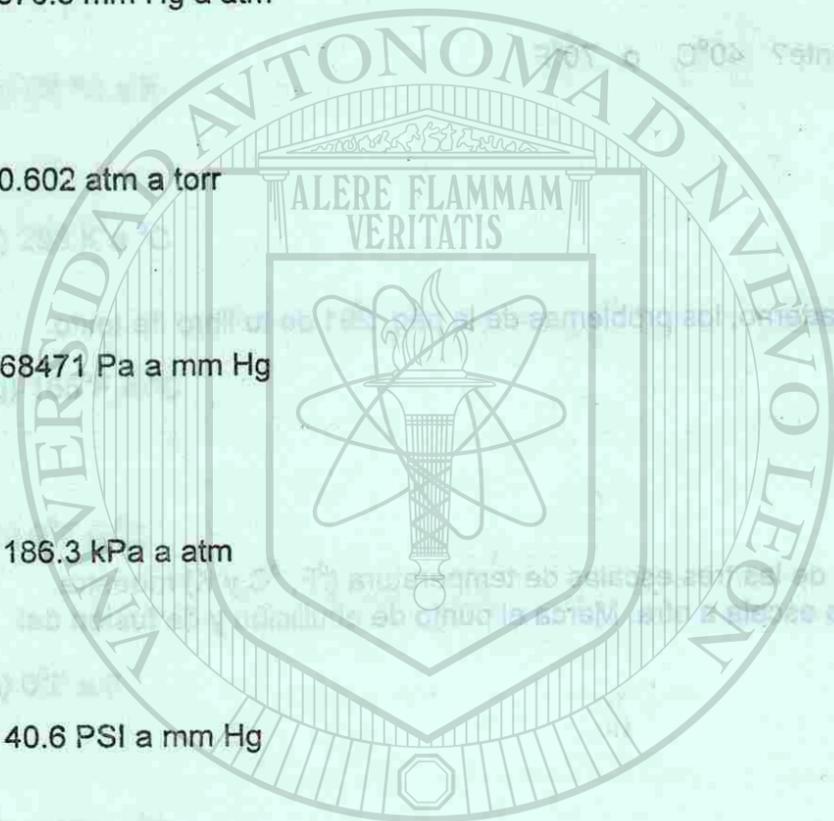
d) 186.3 kPa a atm

e) 40.6 PSI a mm Hg

f) 2500 PSI a mm Hg

g) 2.5 atm a Lb/pulg²

h) 85 cm Hg a atm



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

i) 898.5 mm Hg a atm

j) 0.408 atm a torr

k) 68.471 Pa a mm Hg

l) 50.9 PSI a atm

2. Un barómetro indica 1.17 atm. Calcula la presión correspondiente en torr y en kPa.

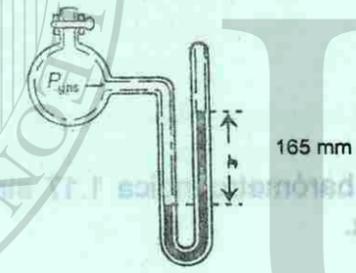
3. Transforma una presión de 3.5 atmósferas a kPa.

4. ¿Cuál es la presión de 97.5 kPa en atmósferas?

5. Debido a la gravedad, normalmente. ¿Quién ejerce más presión sobre el suelo, una mujer que pesa 50 Kg o un hombre que pesa 70 Kg?

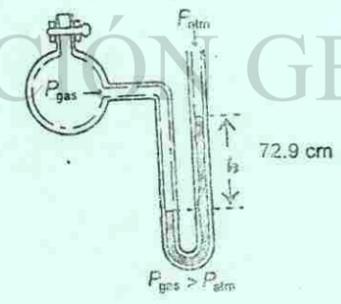
6. ¿Será posible que una mujer de 50 Kg de peso ejerza mayor presión en el suelo que un hombre de 70 Kg? ¿En qué condiciones?

7. Un gas es colocado en un manómetro cerrado. El mercurio se encuentra 165 mm más alto en el brazo derecho, según lo muestra la figura:



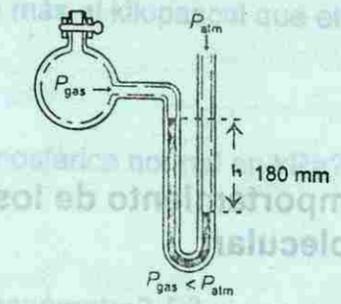
- a. ¿Cuál es la presión de este gas en torr?
- b. ¿Cuál es la presión de este gas en kPa?

8. Calcula la presión que ejerce el gas neón contenido en un manómetro de brazo abierto, según lo muestra la figura siguiente:



9. En la lectura se encuentra que el mercurio tiene una altura de 72.9 cm. ¿Cuál es el valor expresado en kilopascales y en atmósferas?

10. Calcula la presión que ejerce el nitrógeno contenido en un manómetro de brazo abierto, según lo muestra la figura siguiente:



11. La presión en la cima del monte Everest es de 253 mm de Hg. ¿Es esta presión mayor o menor que 0.23 atm?

12. Define o explica los siguientes términos:

- a) presión
- b) torr
- c) psi
- d) pascal
- e) condiciones normales
- f) barómetro (dibujo)

g) manómetro (dibujo)

de brazo abierto

de brazo cerrado

Actividad 10.6 Comportamiento de los gases de acuerdo a la Teoría Cinética Molecular

Escribe una F o una V según sea falsa o verdadera cada uno de las siguientes afirmaciones:

1. La propiedad de la difusión es la habilidad de dos o más gases a mezclarse espontáneamente _____
2. La presión atmosférica no se afecta con la altitud _____
3. El volumen de un gas es dependiente de la temperatura y de la presión _____
4. La distancia existente entre partículas individuales de un gas es mucho mayor que el volumen que ocupa cada partícula _____
5. Al aumentar la temperatura Kelvin de un gas, incrementa la energía cinética promedio _____
6. Los postulados de la Teoría Cinética Molecular son verdaderos para todos los gases, a todas las temperaturas y presiones. _____
7. Debido a las colisiones entre moléculas gaseosas, existe pérdida de energía, de acuerdo a la Teoría Cinética Molecular. _____
8. Una ley es una generalización acerca del comportamiento inferido de observaciones repetidas. _____
9. Un modelo es una teoría que trata de explicar el porqué de un comportamiento observado. _____
10. La energía cinética de un gas es proporcional a la temperatura Kelvin. _____

ACTIVIDAD 10.7 (a) Examen diagnóstico

1. ¿Qué diferencia existe entre un gas ideal y un gas real?

2. Define el Pascal. ¿Por qué se usa más el kilopascal que el Pascal?

3. ¿Cuál es el valor de la presión atmosférica normal en kPa?

4. ¿Con qué propósito se usa el manómetro? Dibuja un manómetro de brazo abierto y otro de brazo cerrado.

5. ¿Qué es un barómetro? Dibuja el que utilizó Torricelli en su experimento.

6. En términos de la Teoría Cinética. ¿Cuál es el significado del cero absoluto?

7. Describe la escala Kelvin de temperatura. Explica las similitudes y diferencias con la escala Celsius.

8. ¿Qué representa la abreviatura STP?

Actividad 10.7(b) Examen diagnóstico sobre propiedades de los gases

Completa los enunciados siguientes:

- Una diferencia entre gases ideales y gases reales es que los gases reales pueden ser _____ por enfriamiento y aplicando presión.
- Un gas a presión constante _____ su temperatura cuando se expande y _____ su temperatura cuando se comprime.
- Al duplicar la temperatura Kelvin de un gas a volumen constante, se _____ la presión.
- Al añadir más gas a un recipiente cerrado que ya contiene un gas, se incrementa el número de _____ de las partículas con las paredes del recipiente.
- Aumentando la temperatura de un gas en un recipiente cerrado, aumenta la presión porque la _____ de las moléculas ha aumentado.
- _____ es el instrumento usado para medir la presión atmosférica.
- A la unidad de presión del SI se le conoce como _____ y es igual a _____ mm de Hg.
- _____ es la temperatura a la cual la materia no puede ser enfriada ya que el movimiento molecular cesa.
- Las condiciones normales o estandar de temperatura y presión son: _____ y _____.
- Cuando existe mal tiempo y se presenta una tormenta, la presión atmosférica baja, esto significa que el barómetro marca _____ que 760 mm de Hg.
- Un gas para el cual las leyes experimentales se cumplen totalmente se conoce como _____.

Actividad 10.8 Ley de Boyle

I. Contesta los siguientes cuestionamientos:

- Enuncia la Ley de Boyle
- ¿Cuál es la expresión matemática para esta ley?
- Despeja la incógnita que se te indica de la expresión matemática de la Ley de Boyle:

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

$$V_2 =$$

$$P_1 =$$

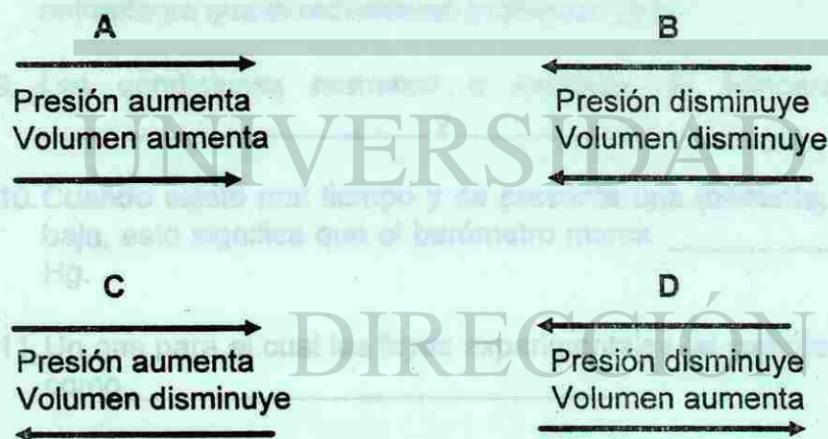
4. Aplicando la Ley de Boyle completa la columna de la derecha, escribiendo la palabra aumenta o disminuye

Volumen inicial	Cambio en la presión	Cambio en el volumen
26 mL	55.8 Kpa a 110.1 Kpa	
88 mL	760 mm Hg a 320 mm Hg	

II. Observa el dibujo y contesta las preguntas siguientes:



1. ¿En cuál de las dos bombas de aire hay mayor volumen de aire?
2. ¿En cuál de las dos bombas de aire se está aplicando una mayor presión?
3. ¿Qué conclusión puedes establecer, de acuerdo a lo observado en la figura, de la relación que guarda el volumen con la presión?
4. Si el volumen ocupado por el aire en la bomba es de 525 mL, y la presión cambia de 73.2 Kpa a 122.5 Kpa, cuando el pistón es empujado hacia abajo, ¿Cuál es el nuevo volumen ocupado por el aire?
5. ¿Cuál de los siguientes esquemas representa la Ley de Boyle?



III. Resuelve los siguientes problemas

1. El freón-12 es muy empleado en los sistemas de refrigeración. Considérese una muestra de 1.5 L de freón-12 a una presión de 56 mm Hg, si la presión varía a 150 mm Hg a temperatura constante.
 - a) ¿Aumentará o disminuirá el volumen del gas?
 - b) ¿Cuál será el nuevo volumen del gas?
2. Un aerosol contiene 200 mL de gas comprimido a 5.2 atmósferas de presión. Cuando el gas se introduce en una bolsa plástica, ésta se infla a un volumen de 2.14 L. ¿Cuál es la presión del gas en el interior de la bolsa de plástico?
3. Un fabricante diseña un globo para inflarse a un volumen no mayor de 3.2 L. Si se llena con 2.5 L de helio al nivel del mar, se libera y se eleva a una altura en la cual la presión atmosférica es de 660 milibares. ¿Estallará el globo?

4. Un gas ocupa un volumen de 400 mL a una presión de 650 mm Hg. ¿Cuál es el volumen, a temperatura constante si la presión cambia a... ?

a) 50 Lb/pulg²

b) 430 torr

c) 5 atm

5. El acetileno es un gas empleado como combustible en algunos sopletes para soldar. Si 0.52 L de acetileno tiene una presión de 35.28 Lb/pulg². ¿Cuál es la presión si el volumen decrece a 390 mL?

6. El volumen de un gas es 375 mL cuando la presión es 75 Kpa. Si la temperatura permanece constante. ¿Cuál será la presión final si el gas se comprime a 200 mL?

8. Una muestra de nitrógeno que está a una temperatura de 10°C y a una presión de 1 atm. ¿Qué volumen inicial presentará si la temperatura permanece constante y la presión cambia a 820 mm Hg ocupando un volumen de 55 L?

9. Suponer que el volumen de un balón es de 3.5 L en la ciudad de Nueva York, cuando la presión atmosférica mide 760 torr. ¿Cuál será la presión atmosférica en la ciudad de México, si el mismo balón tiene un volumen de 4.43 L en dicha ciudad?

10. Un buzo que recoge muestras a una profundidad de 100 metros exhala una burbuja con un volumen de 100 mL. La presión a esta profundidad es de 11 atm. ¿Cuál será el volumen de la burbuja cuando llegue a la superficie del agua? Se supone que la temperatura del agua se mantiene constante.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

Actividad 10.9 Ley de Charles

I. Contesta las siguientes preguntas:

1. ¿Qué variable permanece constante, para observar que el volumen de un gas varía directamente proporcional con la temperatura?

2. La expresión matemática que resume la Ley de Charles es:
3. Escribe el enunciado de la Ley de Charles
4. La temperatura más baja que puede existir es:
5. La fórmula para convertir de °C a K es:
6. ¿Por qué se debe expresar la temperatura del gas en grados Kelvin, al aplicar la Ley de Charles?
7. Responde si las afirmaciones siguientes son verdaderas o falsas. En todos los casos considera que la presión es constante.
 - a) Si se calienta una muestra de gas de 100°C a 200°C el volumen se duplica _____.
 - b) Si se enfría una muestra de gas de 50 K a 25 K el volumen disminuye a la mitad _____.
 - c) Si se calienta una muestra de oxígeno de 0°C a 273°C el volumen aumenta 273 veces _____.
8. Despeja la incógnita que se indica, de la expresión de la Ley de Charles:

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

$$V_1 = \quad T_2 =$$

$$V_2 = \quad T_1 =$$

II. Resuelve los siguientes problemas:

1. Un recipiente grande de almacenamiento de gas natural se coloca de tal manera que la presión se mantenga a 2.2 atm. En un día frío de diciembre, cuando la temperatura es de -5°C, el volumen del gas en el tanque es de 28 500 pies³. ¿Cuál es el volumen de la misma cantidad de gas en un día caluroso del mes de julio cuando la temperatura es de 31°C?
2. Un globo de caucho elástico contiene cierta cantidad de un gas caliente que tiene la presión de 1 atm. El volumen inicial fué de 2.64 x 10⁶ L. Cuando el globo cayó en el mar a 15°C, el volumen del gas disminuyó hasta 2.04 x 10⁶ L. ¿Cuál era la temperatura inicial del gas?
3. Un anestesista administra un gas a 20°C a un paciente cuya temperatura es de 37°C. ¿Cuál será el cambio de volumen en mililitros de una muestra de gas de 1.2 L, según pasa de la temperatura de la habitación a la temperatura del cuerpo? Considera que la presión permanece constante.
4. Un niño trae un globo inflado con aire el cual ocupa un volumen de 2.0 L. La habitación donde se encuentra está a una temperatura de 20°C. Si el niño sale a pasear a un parque cercano, el volumen del globo aumenta hasta 2.1 L. Considerando que la presión permanece constante, ¿Cuál es la temperatura exterior?

5. ¿Cuál será el volumen de una muestra de gas a 27°C, si a 0°C ocupa un volumen de 400 mL y la presión se mantiene constante?

6. Un gas ideal ocupa un volumen de 1.28 Litros a 25°C. Si aumentamos la temperatura a 50°C ¿Cuál será el nuevo volumen si la presión permanece constante?

7. Un cilindro contiene 2 metros cúbicos de aire, si se disminuye la temperatura a 880 K, disminuye su volumen a 1.08 metros cúbicos. ¿Cuál era su temperatura inicial?

8. Un cierto volumen de gas mide 1,200 mL a 100°C ¿A qué temperatura deberá enfriarse para que el volumen sea de 0.8 Litros?

9. El volumen de una muestra de gas a 20°C es de 2.50 Litros. Si la presión se mantiene constante. ¿Cuál será el volumen del gas a 200°C?

10. Cierta cantidad de gas a 20°C y a 1 atm. de presión, ocupa un volumen de 250 mL. ¿Qué volumen ocupará a -35°C, manteniendo la presión constante?

Actividad 10.10 Ley de Gay-Lussac

I. Contesta las siguientes preguntas:

1. Si la expresión matemática de la Ley de Gay-Lussac es: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

¿Cuál es la variable que permanece constante, para que se cumpla la ecuación anterior?

2. Despeja la incógnita que está enmarcada

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

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

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

3. Aplicando la Ley de Gay-Lussac, completa la columna de la derecha, escribiendo la palabra aumenta o disminuye

Presión inicial	Cambio en la temperatura	Cambio en la presión
-----------------	--------------------------	----------------------

1 atm	275 K a 298 K	
-------	---------------	--

5 Kpa	373 K a 273 K	
-------	---------------	--

II. Resuelve los siguientes problemas:

1. En un tanque se almacenan 20 litros de oxígeno a la presión de 2 atm. Al transportarlo desde un lugar que tiene una temperatura de -10°C, hasta otro de 30°C. ¿Qué presión en mm Hg debe soportar el tanque?

4. Ley que puede expresarse cualitativamente así: "al comprimir un gas se reduce su volumen".

2. Un gas medido a la presión de 7.2 atm tiene una temperatura de 278 K. ¿Cuál es la temperatura del gas cuando la presión se incrementa a 9 atm?

3. Un gas en una lata de crema de afeitar, puede tener una presión de 1,200 torr a 27°C. ¿Qué presión ejercería el gas si se calentara a 300°C?

4. Un envase de aerosol contiene un gas a 760 torr y 25°C, si se calienta a 500°C. ¿Cuál será la presión del gas dentro del envase?

5. Un gas ocupa un volumen de 500 mL a 30°C y 750 mm Hg, ¿Cuál es la temperatura en K si su presión aumenta en 970 mm Hg y el volumen permanece constante?

6. Un tanque de acero contiene dióxido de carbono a 38°C, a una presión de 3.75 atm. Si el tanque y su contenido se calientan a 200°C. ¿Cuál será la presión interna del gas?

10. Una cantidad de gas a 20°C y a 1 atm, ocupa un volumen de 250 mL. ¿Qué volumen ocupará a 55°C manteniendo la presión constante?

Actividad 10.11 Ley combinada del estado gaseoso

- I. Relaciona las siguientes columnas

1. Ley de Boyle

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

2. Ley de Charles

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

3. Relación entre la escala Kelvin y la Celsius

$$C) \text{°C} = \frac{\text{°F} - 32}{1.8}$$

4. Ley de Gay-Lussac

$$D) P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$E) K = \text{°C} + 273$$

- IV. Completa los espacios con los términos que aparecen enseguida:

Boyle
inversamente
Gay-Lussac
directamente
Kelvin

- La presión de una muestra de un gas varía _____ proporcional al volumen, si la temperatura permanece constante
- Si la presión permanece constante en un gas, el volumen es _____ proporcional a la temperatura
- El enunciado: "La presión es directamente proporcional a la temperatura en una muestra de un gas, si el volumen permanece constante", corresponde a la Ley de _____.
- Ley que puede expresarse cualitativamente así: "al comprimir un gas se reduce su volumen". _____

5. ¿Qué escala de temperatura debe emplearse al aplicar las leyes de los gases?

III. Despeja la incógnita que esta enmarcada

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

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

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

IV. Resuelve los siguientes problemas

- Una ama de casa compra 5850 pies cúbicos de gas para uso doméstico medido a TPN a la compañía de gas. Sólo recibe 5625 pies cúbicos en la casa. Suponiendo que se entregó todo el gas ¿Cuál es la temperatura en la casa si la presión al entregar era de 1.10 atm?

- Un gas ocupa 15 litros a la presión de 700 mm Hg y a la temperatura de 10°C. ¿Qué volumen ocupará, si la presión es de 760 mm Hg y la temperatura de 17°C?

- Una muestra de oxígeno preparada en el laboratorio ocupa 7.5 litros a una temperatura de 21°C, un día en que la presión era de 780 torr. ¿Qué presión tendrá si el volumen disminuye a 6.96 litros y la temperatura baja a 0°C?

- 0.75 metros cúbicos de hidrógeno fueron medidos a la presión de 2.42 atm y a la temperatura de 120°C. ¿Cuál será la temperatura del sistema si el volumen cambia a 1.2 metros cúbicos a la presión de 1.8 atm?

- Se tiene un litro de un gas a una presión de 860 mm Hg y a una temperatura de -20°C. ¿Qué presión debe ejercerse para comprimir el volumen hasta medio litro y elevar la temperatura a 40°C?

- Una muestra de gas ocupa 250 mL a 100°C, bajo presión de 1 atm. Si se aumenta la presión a 1900 torr. ¿A qué temperatura deberá calentarse la muestra para que ocupe un volumen de 500 mL?

- Una muestra de nitrógeno ocupa un volumen de 300 mL, bajo una presión de 380 torr a 177°C. ¿Cuál será su volumen en condiciones normales?

Actividad 10.12 Hipótesis de Avogadro

I. Contesta lo que se te solicita

1. Enuncia la hipótesis de Avogadro:
2. A temperatura y presión constantes el volumen de una muestra de gas ideal es proporcional al número de moles de gas presente.
3. ¿Cuál es la expresión matemática de Ley de Avogadro?
4. ¿Qué significa el volumen molar estandar?
5. Si 3.25 moles de Argón gaseoso ocupan un volumen de 1.0 L a determinada temperatura y presión. ¿Qué volumen ocuparán 14.15 moles de argón en las mismas condiciones?
6. ¿Cuál es el volumen de 15.0 gramos de CO a TPN?
7. ¿Qué volumen ocupan 2.5 moles de Cl₂ en condiciones normales?
8. ¿Cuántos gramos de CO₂ hay en 2500 mL del gas en condiciones normales?

Actividad 10.13 Ecuación del gas ideal

I. Contesta lo que se solicita

1. ¿Cuáles son los cuatro parámetros o variables que se usan para describir el comportamiento de un gas?
2. Escribe la ecuación de un gas ideal
3. ¿Qué significa la R en la ecuación anterior?
4. ¿Qué valor tiene R cuando la P= 1 atm, V=22.4 L, n=1 mol, T=273 K _____
5. Sustituye (n = g/ masa molecular) en la expresión:

$$PV = nRT$$

6. Despeja la masa molecular en la expresión anterior

$$\text{Masa molecular} =$$

7. De la ecuación que obtuviste en el problema 5, reacomoda las literales para obtener la relación: g/V
 $g/V =$
8. La relación g/v es la que permite determinar en una sustancia la _____

9. Sustituyendo el concepto anterior en la ecuación del problema 7 se obtiene:

$$\boxed{} = (P) \text{ Masa molecular} / RT$$

II. Resuelve los siguientes problemas

1. El radón, un gas radiactivo que se forma naturalmente en la tierra, puede provocar cáncer pulmonar. En ocasiones constituye una amenaza para la salud de los seres humanos porque se filtra a las casas. Una muestra de 1.5 moles de radón gaseoso tiene un volumen de 21.0 L a 33°C. ¿Qué presión tiene el gas?
2. 4.50 mol de un gas ocupan 0.250 L a 4.15 atm. ¿Cuál es la temperatura del sistema en grados Kelvin?
3. Calcula la masa molecular de un gas cuya densidad es 2.58 g/L a 27°C y 1.00 atm de presión.

4. ¿Qué masa de hidrógeno gaseoso, H₂, se necesita para llenar un tanque de 80.0 L a presión de 150 atm a 27°C?

5. Un globo para anuncios que contiene helio tiene un volumen de aproximadamente 2.5×10^7 litros. ¿Cuál es el peso del He en el dirigible a 27°C y 780 torr?

6. ¿Cuántos moles de nitrógeno hay en 328 mL del gas a una presión de 3040 mm Hg a 527°C? ¿Cuántos átomos de nitrógeno contiene la muestra?

7. ¿Cuál es la presión que ejercen 4 moles del gas helio contenido en un recipiente de 230 mL a una temperatura de 15°C?

8. Calcula el volumen en litros de 2.15 moles de oxígeno gaseoso a 27°C y a 1.25 atm.

9. ¿Cuántos moles de hidrógeno hay en un recipiente de 5 litros a una presión de 400 torr y 26°C?

10. ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se tienen en un recipiente a 3.5 litros a una presión de 0.8 atm y a una temperatura de -8°C?

11. ¿Cuál es el peso molecular de un gas que presenta una masa de 11.5 g a condiciones normales, en un volumen de 6.8 litros?

12. Calcula la temperatura de 0.310 moles de nitrógeno gaseoso, que ocupan un cilindro de 12.5 litros a 790 torr.

Actividad 10.14 Ley de Dalton

- ¿Cuál es el enunciado de la Ley de Dalton?
- La expresión matemática de la Ley de Dalton es:
- En los tanques para bucear se emplean mezclas de helio y oxígeno para evitar la parálisis por inmersión. En cierta ocasión se bombearon 46 L de O_2 a $25^\circ C$ y 1 atm y 12 L de helio a $25^\circ C$ y 1 atm, en un tanque de 5 L. Calcula la presión parcial de cada gas y la presión total en el tanque a $25^\circ C$.
- ¿Qué presión ejercerá una mezcla de 3.2 g de O_2 , 16.4 g de CH_4 y 6.4 g de SO_2 ; si se colocan los gases en un recipiente de 40.0 L a $127^\circ C$?

5. Una mezcla en equilibrio contiene He a 600 mm Hg, N_2 a 200 torr de presión y O_2 a 0.5 atm. ¿Cuál es la presión total de los gases en el sistema?

6. Una mezcla de ciclopropano y oxígeno puede ser utilizada como anestésica. Si la presión parcial del ciclopropano es de 255 torr y la presión parcial del oxígeno es de 855 torr:
- ¿Cuál será la presión total en el tanque?

- ¿Cuál será la presión total expresada en atmósferas?

7. La respiración exhalada es una mezcla de nitrógeno, oxígeno, dióxido de carbono y vapor de agua. ¿Cuál será la presión de vapor de agua en la respiración exhalada a $37^\circ C$ (la temperatura del cuerpo) si la presión parcial del oxígeno es de 116 torr, la del nitrógeno de 569 torr y la del dióxido de carbono de 28 torr. Considerar que la presión atmosférica es de 1 atm.

8. ¿Cuál es la presión parcial del oxígeno en el aire si la presión del nitrógeno es 593 mm Hg, la presión del argón es de 7 torr y la presión de los gases restantes es de 0.2 mm Hg, cuando un barómetro reporta la presión atmosférica de 753 mm de Hg?

Actividad 10.15 Gases reales

1. Define de acuerdo a la teoría cinética molecular un gas ideal
2. Menciona 3 diferencias que encuentres entre un gas ideal y un gas real
3. Menciona 5 ejemplos de gases reales
4. Menciona en qué casos se desvía significativamente el comportamiento de un gas para que se considere gas real.
5. Discute el siguiente enunciado con tus compañeros de equipo y da una conclusión de si es cierto o falso, justificando tu respuesta "Afortunadamente, a temperaturas normales y a las presiones encontradas en la superficie terrestre, los gases tienen un comportamiento cercano al ideal, por lo que está justificado el uso de las leyes de los gases ideales".

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Actividad 10.16 La atmósfera

Después de analizar la lectura LC 10.5 sobre la atmósfera resuelve el siguiente ejercicio:

I. Componentes del aire

1. Elabora un diagrama que muestre los componentes más importantes de la atmósfera y su porcentaje en volumen
2. Elabora otro diagrama con los componentes atmosféricos producidos por la actividad volcánica y procesos biológicos, anexa su porcentaje en volumen
3. ¿A qué se debe que la concentración de agua en la atmósfera sea variable?
4. ¿Qué entiendes por humedad relativa?

II. Contaminantes primarios del aire

5. ¿Cuáles son los contaminantes primarios del aire y sus fuentes de contaminación?

6. Escribe las tres principales causas de la contaminación del aire

7. ¿A qué tipo de gases presente en la atmósfera se les considera como contaminantes?

8. Anota las cinco clases de contaminantes primarios del aire

9. Analiza las lecturas sobre cada uno de los contaminantes primarios y completa la siguiente tabla

Contaminante	Formación	Efecto en el hombre
Monóxido de carbono		
Dióxido de azufre		
Oxidos de nitrógeno		
Macropartículas		

10. Explica el fenómeno de la lluvia ácida y su efecto en la superficie terrestre.

11. Analiza los párrafos sobre las fuentes de los contaminantes primarios y elabora un diagrama donde aparezcan dichas fuentes para cada uno de los contaminantes

III. Utiliza la lectura sobre "Inversión de temperatura y smog" para contestar las siguientes cuestiones.

12. ¿Qué entiendes por masa estancada?

13. ¿Qué relación encuentras entre la contaminación del aire y la masa estancada?

14. Explica brevemente el fenómeno de inversión térmica, a qué se debe y a qué da origen.

15. Explica lo que se entiende por contaminantes secundarios y cómo se llaman las reacciones que los producen.

16. Explica el significado del término "smog".

17. ¿Qué contaminantes secundarios causan mayores problemas?

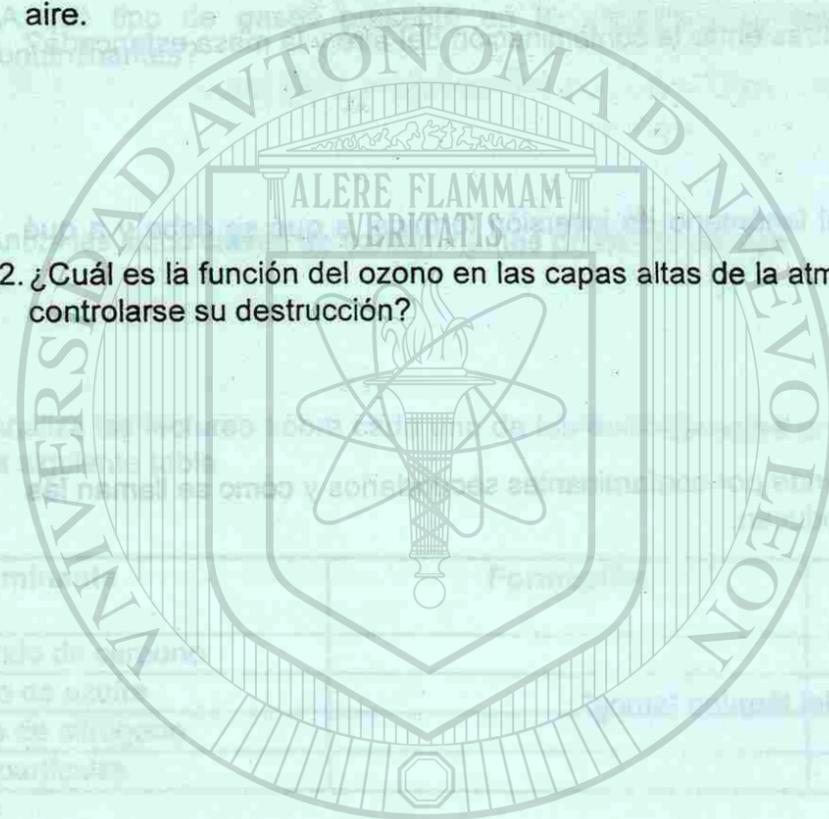
18. ¿Qué cantidad de compuestos puede contener el smog?

19. ¿Qué es el ozono y cómo se forma?

20. Por qué es importante la medición del ozono en las capas bajas de la atmósfera?

21. Escribe cuatro planteamientos generales para controlar la contaminación del aire.

22. ¿Cuál es la función del ozono en las capas altas de la atmósfera y cómo puede controlarse su destrucción?



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

AUTOEVALUACION

- Un gas que ocupa 300cm^3 se transfiere a un recipiente de volumen 200cm^3 . Describe cuál cambio de los siguientes sucede.
 - La energía cinética promedio de las moléculas de gas no cambia.
 - La presión del gas incrementa.
 - La velocidad promedio de las moléculas de gas no cambia.
 - El número de colisiones de las moléculas del gas aumenta.
 - B y D son correctas.
- ¿Cuál de los siguientes cambios disminuye la presión de un sistema gaseoso?
 - Un recipiente más grande
 - Añadir al recipiente mayor cantidad de gas
 - Aumento de temperatura
 - Añadir otro gas al recipiente
 - Ninguno de los anteriores produce cambio de presión
- Condiciones bajo las cuales un gas se comporta idealmente.
 - Baja temperatura y baja presión
 - Alta temperatura y baja presión
 - Alta temperatura y alta presión
 - Baja temperatura y alta presión
 - En cualquier condición se comporta idealmente
- ¿Cuál de los siguientes enunciados no es verdadero?
 - Cuando la temperatura de un gas incrementa, sus moléculas se mueven más aprisa
 - Para gases ideales, no existe atracción ni repulsión entre las moléculas
 - La temperatura de un gas es una medida del movimiento de sus partículas
 - La presión de un gas es el resultado del tamaño tan pequeño que tienen sus moléculas
 - El incremento de volumen produce una disminución en la presión de un gas

25. Por Al aumentar el volumen de un gas a temperatura constante se produce una disminución en la presión porque:

- A) Las moléculas se mueven en una área más grande con la misma fuerza
- B) Están presentes menos moléculas
- C) Las moléculas se mueven más lentamente
- D) Están presentes más moléculas
- E) Las moléculas se encuentran más cercanas entre sí

6. Cuando disminuye la temperatura de un gas contenido en un balón:

- A) Se incrementa el volumen
- B) Disminuye la energía cinética de las partículas del gas
- C) La presión aumenta
- D) Las moléculas del gas se mueven a mayor velocidad
- E) Todas las respuestas anteriores son verdaderas

7. De los siguientes enunciados, cuál no corresponde a la teoría cinética

- A) Las moléculas del gas chocan entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene
- B) Los choque entre las moléculas son elásticos
- C) Existe gran fuerza de atracción entre las moléculas
- D) Las moléculas están muy separadas unas de otras
- E) El volumen ocupado por las moléculas es mínimo con relación al volumen total del gas

8. Una presión de 1.25 atm es equivalente a:

- A) 950 torr
- B) 37.4 Lb/pulg²
- C) 950 mm de Hg
- D) 1.27 kPa
- E) A y C son correctas

9. El enunciado: "Volúmenes iguales de gases diferentes a la misma presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas", corresponde a la ley establecida por:

- A) Boyle
- B) Charles
- C) Gay-Lussac
- D) Dalton
- E) Avogadro

10. A temperatura constante, el volumen de un gas es inversamente proporcional a la presión. ¿Cuál de las siguientes expresiones representa esta relación?

$$A) \frac{P_1}{V_1} = \frac{P_2}{V_2}$$

$$B) PV=K$$

$$C) V=P$$

$$D) \frac{P}{V} = K$$

E) Ninguna es correcta

11. ¿Cuál de los siguientes valores no es igual a 1 atm de presión?

- A) 760 mm Hg
- B) 101.325 kPa
- C) 760 cm Hg
- D) 29.9 pulg Hg
- E) 1013 milibares

12. Una muestra de 10.0 L de N₂ a -78°C, ¿Qué volumen ocupará a 25°C si la presión permanece constante?

- A) 6.54 L
- B) 18.0 L
- C) 5.51 L
- D) 15.3 L
- E) 9.8 L

13. Un gas ocupa un volumen de 2.88 L a 80°C y 725 torr. ¿Qué volumen ocupará a -15°C y 780 mm Hg?

- A) 1.96 L
- B) 3.66 L
- C) 2.26 L
- D) 4.24 L
- E) 3.92 L

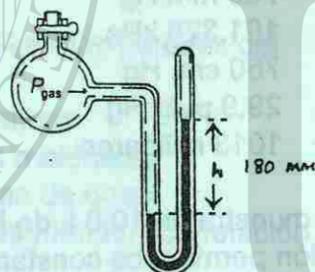
14. Un litro de nitrógeno a condiciones normales contiene:
- 0.1 moles
 - 0.04 moles
 - 22.4 moles
 - 0.004 moles
 - Ninguna respuesta es correcta

15. Si 4.00 L de un gas a 1.00 atm de presión y 273 K pesan 5.36 g, su masa molecular es:

- 16.7 g/mol
- 29.9 g/mol
- 1.34 g/mol
- 32.0 g/mol
- 299 g/mol

16. Calcula la presión del gas en un manómetro de brazo cerrado, según indica la figura siguiente:

- 760 mm Hg
- 180 mm Hg
- 580 mm Hg
- 940 mm Hg
- Ninguna es correcta



17. Todos son contaminantes primarios del aire excepto uno, localízalo.

- Monóxido de carbono
- Dióxido de nitrógeno
- Hidrocarburos
- Peroxiacetilnitrato (PAN)
- Macropartículas

18. Contaminante primario del aire cuyas fuentes principales son los transportes a base de motores de combustión interna.

- Oxidos de azufre
- Oxidos de nitrógeno
- Macropartículas
- Monóxido de carbono
- Ninguna es correcta

19. El fenómeno de inversión térmica se debe a:

- Una masa de aire frío atrapada entre dos masas de aire caliente.
- Una masa de aire caliente atrapada entre dos masas de aire frío.
- La contaminación ambiental.
- Masas inmóviles de aire contaminado
- Ninguna es correcta.

20. Es una mezcla compleja de contaminantes secundarios, debido a reacciones fotoquímicas.

- Neblumo
- Oxidos del nitrógeno
- Hidrocarburos
- Smog
- A y D son correctas.

21. La medición del índice de ozono en las capas inferiores de la atmósfera es importante porque:

- Es un gas sumamente tóxico
- La ausencia de este gas permite la penetración de rayos UV.
- Indica el grado de contaminación ambiental.
- Todas son correctas.
- Sólo A y C son correctas.

UNIDAD X

LECTURAS COMPLEMENTARIAS

Gases. El mundo de los gases

LC 10.1 Características generales de los gases

1. **Expansión.** Los gases se expanden en forma indefinida y uniforme para llenar todo el espacio en el que se encuentran.
2. **Forma y volumen indefinido.** Una muestra de gas no tiene forma ni volumen definidos, pero se puede ajustar al recipiente en donde se coloca.
3. **Compresibilidad.** Los gases se pueden comprimir mucho, por ejemplo, en tanques a presión se pueden colocar muchas libras de oxígeno gaseoso.
4. **Baja densidad.** Debido a que la densidad de un gas es pequeña, se mide en gramos por litro (g/L) en el sistema métrico y no en gramos por mililitro (g/mL) como en el caso de los sólidos y líquidos
5. **Miscibilidad o difusión.** Dos o más gases diferentes normalmente se mezclan por completo en una forma uniforme cuando se ponen en contacto entre sí. Ya que el gas natural no tiene olor, las compañías de gas adicionan un gas oloroso para facilitar la detección de fugas en los suministros de gas. Ellos aprovechan esta característica. El gas natural así tratado se mezcla con aire y la fuga se puede detectar por el olor del aditivo.

Seese, W., Daub W., "Química", Prentice Hall, 1989

LC 10.2 Teoría Cinética Molecular

La Teoría Cinética se ha propuesto para explicar las características y las propiedades de la materia general. En esencia, la teoría establece que el calor y el movimiento están relacionados, que las partículas de toda materia están en movimiento hasta cierto punto y que el calor es una señal de este movimiento.

Las siguientes suposiciones las hacemos al aplicar esta teoría a los gases:

1. Los gases están compuestos por partículas muy pequeñas llamadas moléculas. La distancia que hay entre estas moléculas es muy grande, comparada con su tamaño y el volumen total que ocupan las moléculas, es sólo una fracción pequeña del volumen que ocupa todo el gas. Por lo tanto, al considerar el volumen de un gas, estamos tomando en cuenta, un espacio vacío en ese volumen. Este postulado es la base de la alta compresibilidad y la baja densidad de los gases.
2. No existen fuerzas de atracción entre las moléculas de un gas.
3. Estas moléculas se encuentran en un estado de movimiento rápido constante, chocan unas con otras y con las paredes del recipiente que las contiene en una manera perfectamente aleatoria. Podemos comparar este movimiento con el que tiene un pequeño "carro chocón" en un parque de diversiones. Este postulado es la base del mezclado completo de dos o más gases diferentes. La frecuencia de las colisiones con las paredes del recipiente explica la presión que ejercen los gases.
4. Todas estas colisiones moleculares son perfectamente elásticas; en consecuencia, no hay pérdida de energía cinética en todo el sistema. Algo de la energía puede transferirse de una molécula a otra durante una colisión. De nuevo mencionamos la analogía con el "carro chocón"; cada colisión con otro carro parece ser perfectamente elástica y los carros continúan su movimiento chocando una y otra vez.
5. La energía cinética promedio por molécula del gas es proporcional a la temperatura en Kelvin y la energía cinética promedio por molécula en todos los gases es igual a la misma temperatura. Las moléculas en un gas poseen un rango de energías cinéticas, algunas moléculas tienen mayor energía, "están más calientes", que la energía cinética promedio y algunas moléculas tienen energía menor, "están más frías". Teóricamente, a cero Kelvin no hay movimiento molecular y se considera que la energía cinética es cero.

6. Los gases que se ajustan a estas suposiciones se llaman **gases ideales** y aquellos que no se adaptan a ellas son los **gases reales**, por ejemplo, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y otros. Los gases reales en condiciones ordinarias de temperatura y presión se comportan como gases ideales; pero si la temperatura es muy baja o la presión muy alta, las propiedades de los gases reales se desvían en forma considerable de las de los gases ideales.

Seese, W., Daub W., "Química", Prentice Hall, 1989

LC 10.3 Unidades de volumen, temperatura y presión

Unidades de volumen

$$1\text{m}^3 = 1000\text{dm}^3 = 1000\text{L}$$

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

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

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

$$1\text{L} = 1.057\text{ cuartos de galón (gt)}$$

$$946\text{mL} = 1\text{gt}$$

Unidades de temperatura

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

$$^\circ F = (^\circ C \times 1.8) + 32$$

$$^\circ F - 32$$

$$^\circ C = \frac{\quad}{1.8}$$

Unidades de presión

Los siguientes valores corresponden a la presión de una atmósfera en diferentes unidades:

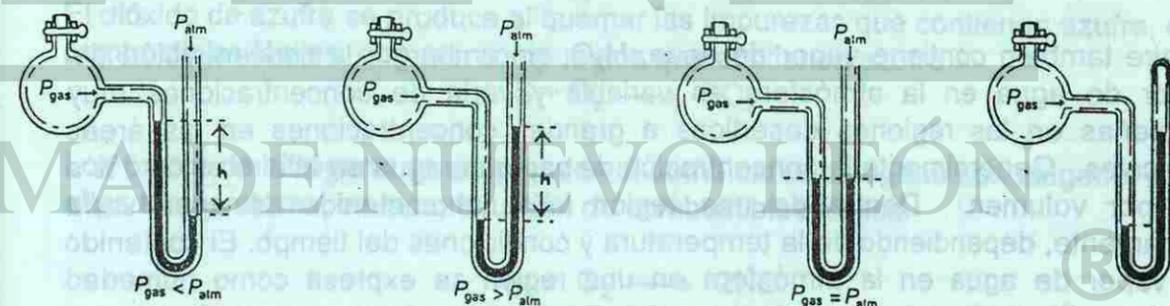
- 1 atm = 760 torr
- 1 atm = 760 mm Hg
- 1 atm = 76 cm Hg
- 1 atm = 101.325 Pa
- 1 atm = 1013 mbar
- 1 atm = 29.9 pulg Hg
- 1 atm = 14.7 Lb/pulg²

El kilopascal (kPa) es un múltiplo del pascal (Pa), el cual es la unidad de presión en el Sistema Internacional de medición y algunas de sus equivalencias son:

- 1kPa = 1000 Pa
- 1kPa = 0.009869 atm
- 1kPa = 0.01 bar
- 1kPa = 7.501 mm Hg
- 1 kPa = 0.145 psi

LC 10.4 El manómetro

El instrumento que se emplea para medir la presión de un gas en un recipiente, se llama **manómetro**. La presión del gas en el manómetro de la figura está dada por h (la diferencia en los niveles de mercurio) en mm de Hg.



- | | | | |
|--|--|--|---------------------------------|
| Manómetro
(De brazo abierto) | Manómetro
(De brazo abierto) | Manómetro
(De brazo abierto) | Manómetro
(De brazo cerrado) |
| a) Gas con una presión menor que la presión atmosférica
$P_{\text{gas}} = P_{\text{atmosférica}} - h$ | b) Gas con una presión mayor que la presión atmosférica
$P_{\text{gas}} = P_{\text{atmosférica}} + h$ | c) Gas con una presión igual a la presión atmosférica
$P_{\text{gas}} = P_{\text{atmosférica}}$ | d) $P_{\text{gas}} = h$ |

Wibraham, A.C., et al, "Chemistry", Addison- Wesley Publishing Co., 1993

LC 10.5 La Atmósfera

El aire de la atmósfera es una mezcla de gases que aparentemente ha logrado su composición presente a través de millones de años. De hecho, se cree que la composición de la atmósfera no ha cambiado en los últimos 50 millones de años. Sin embargo, ahora sucede que las actividades de los humanos la están alterando, en cierto grado. Además, resulta obvio que el empeño de lograr una sociedad industrial altera regiones específicas de la atmósfera, dando como resultado una contaminación periódica del aire.

El aire es una mezcla de 10 a 20 gases diferentes. Si tenemos 100.00 L de aire, contendrán 78.08 L de nitrógeno y 20.95 L de oxígeno. La composición del aire se expresa en términos de porcentaje por volumen. Los principales componentes del aire seco, sin contaminar, en porcentaje por volumen se mencionan a continuación.

Componente	Porcentaje en volumen
Nitrógeno N ₂	78.08
Oxígeno, O ₂	20.95
Argón, Ar	0.934
Dióxido de carbono, CO ₂	3.14 x 10 ⁻²
Neón, Ne	1.82 x 10 ⁻³
Helio, He	5.14 x 10 ⁻⁴
Kriptón, Kr	1.14 x 10 ⁻⁴

Observe que el nitrógeno y el oxígeno constituyen el 99.03% del aire, y que el nitrógeno, oxígeno y el argón forman el 99.96% del aire.

El aire también contiene vapor de agua, H₂O, sin embargo, la concentración del vapor de agua en la atmósfera es variable y varía de concentraciones muy pequeñas en las regiones desérticas a grandes concentraciones en las áreas tropicales. Generalmente la concentración de vapor de agua en el aire es de 1% a 3% por volumen. Dentro de una región local, el contenido de agua varía diariamente, dependiendo de la temperatura y condiciones del tiempo. El contenido de vapor de agua en la atmósfera en una región se expresa como humedad relativa. Si el aire se encuentra completamente saturado con vapor de agua a cierta temperatura, se dice que tiene 100% de humedad. La humedad relativa expresa la cantidad de vapor de agua en el aire como un porcentaje de la cantidad de agua bajo condiciones de saturación completa. Este porcentaje no es el mismo que el porcentaje en volumen utilizado antes. Por ejemplo, si la humedad relativa es 60%, significa que el aire tiene 60% de vapor de agua que podría contener bajo condiciones saturadas.

Contaminantes primarios del aire

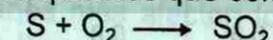
Las actividades de una sociedad industrial producen desechos gaseosos. La mayoría de los procesos industriales generan gases como subproductos, que son tóxicos. Los automóviles desprenden gases por el escape; gran parte de los procesos de manufactura y el quemar la basura producen gases y humo. Cuando estos productos gaseosos se mezclan con la atmósfera, se convierten en componentes semipermanentes de ella. El que los productos se desprenden en el aire no quiere decir que ya se han eliminado. El caso es que producen una seria contaminación del aire. Los problemas surgen cuando estos contaminantes se acumulan en áreas geográficas específicas. Estos gases que produce la industria se mezclan con los de la atmósfera y se llaman **contaminantes primarios del aire**. Existen cinco tipos de contaminantes primarios gaseosos que son: el monóxido de carbono, los óxidos de nitrógeno, el dióxido de azufre, los hidrocarburos y las partículas. La naturaleza y origen de cada uno de ellos se describe en la siguiente sección. Los contaminantes del aire provienen, principalmente, del transporte, las plantas eléctricas, los procesos industriales y la incineración de basura. La Tabla 10.1 presenta las fuentes de los distintos contaminantes y el porcentaje con el cual contribuye cada uno del total de contaminación.

Origen de los contaminantes.

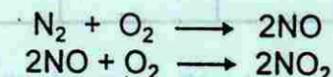
El monóxido de carbono se forma por la combustión incompleta de combustibles fósiles, que son compuestos que contienen carbono



El dióxido de azufre se produce al quemar las impurezas que contienen azufre, de combustibles fósiles, que son compuestos que contienen azufre



Los óxidos de nitrógeno se desprenden al combinarse nitrógeno con oxígeno, a altas temperaturas, en la combustión de combustibles fósiles.



Los hidrocarburos resultan de la evaporación o de la combustión incompleta de combustibles fósiles.



Los hidrocarburos incluyen una variedad de compuestos carbono-hidrógeno que se representan colectivamente como HC.

Otros contaminantes son pedacitos muy pequeños de sólidos y gotitas que se forman durante el proceso de combustión.

Tabla 10.1 Fuentes de contaminación del aire
Porcentaje estimado, en masa, del gran total anual (sobre 200 millones de tons)

Fuente	Monóxido de carbono	Oxidos de azufre	Oxidos de nitrógeno	Hidrocarburos	Partículas	Total
Transporte (automóviles, autobuses, camiones, etc.)	29.8	0.5	4.0	7.5	0.5	42.3
Combustibles (plantas eléctricas, calentadores, enfriadores, etc)	0.9	11.5	4.5	0.3	4.2	21.4
Procesos industriales (hierro, acero, aluminio, petróleo, etc)	4.5	3.5	0.1	2.0	3.5	13.6
Depósito de basura sólida (incineración)	3.5	0.1	0.3	0.8	0.5	5.2
Diversos (incendios forestales y agrícolas, etc)	7.9	0.3	0.8	4.0	4.5	17.5
Total	46.6	15.9	9.7	14.6	13.2	100.0

Efecto de los contaminantes en los seres humanos

A. Monóxido de carbono

A los niveles en que se encuentra en el aire urbano, el monóxido de carbono no parece afectar a las plantas, pero es venenoso para los seres humanos. Interfiere con el transporte del oxígeno en el torrente sanguíneo. La hemoglobina (que se

representa mediante el símbolo Hb), es el compuesto de la sangre que transporta el oxígeno. La hemoglobina se combina con el oxígeno en los pulmones para formar oxihemoglobina (HbO_2), que fluye a través de la sangre para llevar oxígeno a todas las células del cuerpo. El monóxido de carbono, que penetra en los pulmones debido al aire contaminado o al humo del cigarrillo, puede combinarse con la hemoglobina para formar carboxihemoglobina (HbCO). El monóxido de carbono se une firmemente a la hemoglobina, evitando el transporte normal del oxígeno.

A decir verdad, puesto que el humo de los cigarrillos contiene monóxido de carbono, un fumador puede tener de dos a cinco veces más monóxido de carbono en la sangre que una persona que no fuma.

Los niveles bajos de monóxido de carbono pueden reducir la capacidad de la persona para percibir la luz, o pierden cierta capacidad para calcular el paso del tiempo. Los niveles un poco más elevados reducen el abastecimiento de oxígeno a los músculos cardíacos y pueden producir ataques al corazón en personas vulnerables. A concentraciones más altas de monóxido de carbono en la sangre puede causar dolores de cabeza, fatiga, somnolencia, estados de coma y hasta la muerte.

B. Dióxido de azufre

Los principales efectos nocivos de azufre en los seres humanos son superiores a los que producen en las plantas. No existen pruebas definitivas de que el dióxido de azufre provoque enfermedades respiratorias, pero se ha encontrado una correlación específica entre la incidencia de óxidos de azufre en la atmósfera y el índice de muertes de personas de enfermedades crónicas cardiovasculares y respiratorias. En efecto, a quienes más afectan los casos de contaminación del aire con dióxido de azufre es a los enfermos y los ancianos que padecen estas enfermedades.

C. Oxidos de Nitrógeno

El monóxido de nitrógeno al igual que el dióxido de nitrógeno (gas café rojizo de olor fuerte y asfixiante), afectan al sistema respiratorio; particularmente este último, causa irritación en nariz, garganta y ojos.

D. Hidrocarburos

Estos compuestos reaccionan con el oxígeno atómico, ozono y oxígeno molecular para formar especies conocidas como radicales, que reaccionan a su vez con el

monóxido de nitrógeno para producir los componentes del smog. Un ejemplo es el peroxiacetilnitrato (PAN) que es un poderoso lacrimógeno y causa dificultades respiratorias.

E. Macropartículas

Son un conglomerado de sólidos y líquidos y contienen una gran variedad de sustancias, como, aluminio, calcio, hierro, plomo, magnesio, sodio, etc.,. Uno de los principales problemas para la salud pública lo constituyen las macropartículas que contienen metales tóxicos como el berilio y además asbesto, los cuales están clasificados como contaminantes peligrosos del aire, pues se ha confirmado que son cancerígenos.

Inversión de la temperatura y smog

La acumulación de contaminantes dentro de un área geológica restringida ocasiona algunos cambios en el medio ambiente. Como resultado de las fluctuaciones del tiempo y de los vientos, las masas de aire pueden moverse horizontalmente de una región a otra de la atmósfera.

Otras causas por las cuales puede ocurrir el movimiento de masas de aire es la elevación de aire caliente a regiones más altas de la atmósfera. Cuando se calienta el aire cercano a la superficie de la tierra, se vuelve menos denso y se eleva en forma vertical, siendo reemplazado por aire frío que proviene de las regiones altas de la atmósfera. Este movimiento vertical de aire de la superficie dispersa los contaminantes hacia las regiones altas de la atmósfera.

Normalmente la temperatura del aire disminuye con la altura, como se ilustra en la Figura 10.1. La masa de aire cercana a la superficie terrestre es más caliente. Algunas veces, una masa fría de aire se mueve en alturas bajas y queda bajo la masa de aire caliente. Esto da como resultado una capa de aire frío debajo de una capa de aire caliente.

Como se ve en la Figura 10.1, la capa de aire caliente queda atrapada entre dos masas de aire frío. Este fenómeno se conoce como **inversión de la temperatura**. Cuando ocurre una inversión, la temperatura del aire disminuye con la altura según nos acercamos a la capa de aire caliente. En este nivel, la temperatura empieza a aumentar con la altitud hasta llegar a la capa superior de aire frío. Después de este punto, la temperatura disminuye con la altura como es lo usual.

La inversión de temperatura se puede presentar en una masa de aire protegido y da como resultado una masa inmóvil o estancada en la que se acumula la contaminación. A menudo se rompen, durante la noche, las inversiones de

temperatura, pero se puede formar una nueva inversión al día siguiente. A veces, la inversión persiste por varios días. Las inversiones de temperatura ocurren frecuentemente en los días despejados, sin nubes.

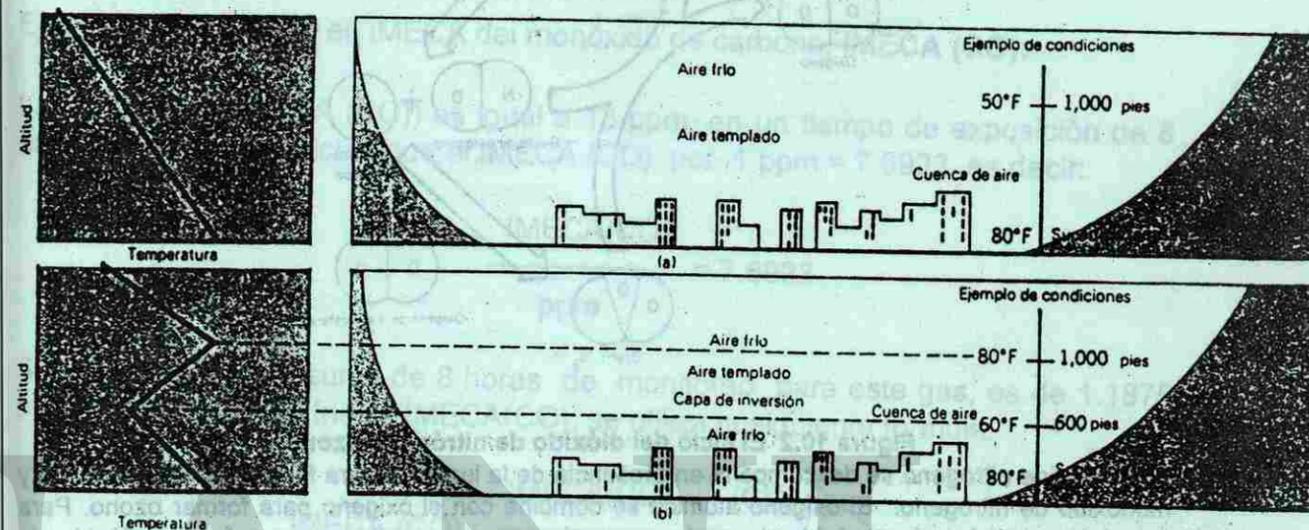


Figura 10.1 Condiciones normal y de inversión en una cuenca de aire.

Una vez que se ha formado la inversión, los contaminantes primarios del aire quedan atrapados y se acumulan en áreas localizadas. Si la inversión ocurre en un día caluroso, despejado, los contaminantes primarios en presencia de la luz solar forman contaminantes secundarios del aire. La luz solar induce reacciones químicas llamadas reacciones fotoquímicas. Algunas de estas reacciones se muestran en la Figura 10.2.

La capa de inversión actúa como un enorme matraz de reacción en el que se producen las reacciones fotoquímicas y subsecuentes reacciones para formar una variedad de contaminantes secundarios que se conocen colectivamente como smog (Neblumo).

El smog fotoquímico es característico de ciertas regiones de cada país. Es una mezcla compleja de más de 50 compuestos químicos diferentes que se producen debido a las reacciones químicas entre los óxidos de nitrógeno, hidrocarburos, partículas, vapor de agua y oxígeno; siendo los peroxiacetilnitratos (PAN) los más notables. (Ver Figura 10.2). La apariencia brumosa, color café, del smog se debe a la acumulación de partículas y dióxido de nitrógeno.

Formación del smóg fotoquímico

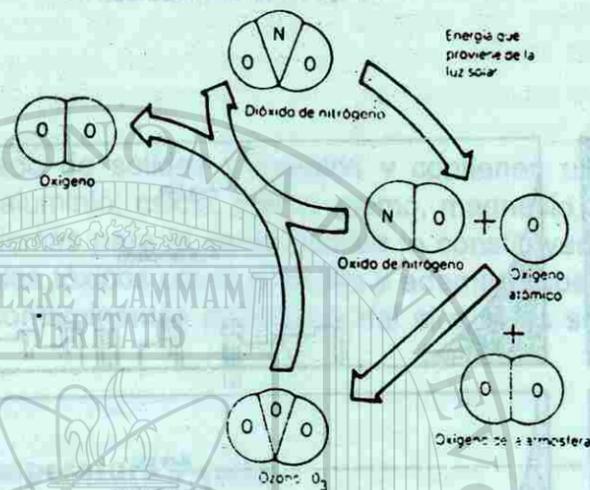


Figura 10.2 El ciclo del dióxido de nitrógeno-ozono.

El dióxido de nitrógeno se descompone en presencia de la luz solar para formar oxígeno atómico y monóxido de nitrógeno. El oxígeno atómico se combina con el oxígeno para formar ozono. Para completar el ciclo, el monóxido de nitrógeno y el ozono se combinan para formar dióxido de nitrógeno y oxígeno.

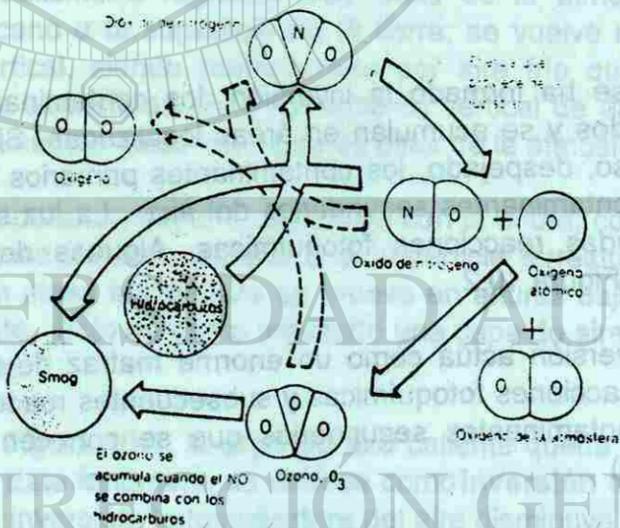


Figura 10.2(b). El ciclo de dióxido de nitrógeno-ozono en presencia de hidrocarburos.

Los hidrocarburos del aire se combinan con el monóxido de nitrógeno en una etapa de la formación del smog. La eliminación del monóxido de nitrógeno del ciclo, permite que el ozono se acumule y contribuya a la formación del smog.

Índice metropolitano de la calidad del aire (IMECA)

El valor de un IMECA depende de cada contaminante y del tiempo de exposición al mismo. Para calcularlo se le asigna un valor de 100 IMECA a la concentración mínima (ppm) del contaminante capaz de causar molestias menores en personas sensibles, debido a su exposición durante un tiempo determinado.

Ejemplo para calcular el IMECA del monóxido de carbono, **IMECA (CO)**:

La norma (100 IMECA (CO)) es igual a 13 ppm, en un tiempo de exposición de 8 horas. De esto, se calcula que el IMECA (CO) por 1 ppm = 7.6923, es decir:

$$\frac{\text{IMECA(CO)}}{\text{ppm}} = 7.6923$$

Si el promedio de la suma de 8 horas de monitoreo para este gas, es de 1.1875 ppm; para calcular el índice IMECA(CO), se utiliza la siguiente fórmula:

$$\text{IMECA (CO)} = \frac{\text{IMECA(CO)}}{\text{ppm}} \times \frac{[\text{CO}] \text{ ppm}}{1}$$

$$\text{IMECA (CO)} = (7.6923) (1.1875) = 9.134$$

9 IMECA de CO

La tabla 10.2 presenta la norma en ppm, correspondientes a 100 IMECA para diferentes contaminantes y en la tabla 10.3 se describen los efectos que causa en el hombre el ozono, según el rango de IMECA.

Tabla 10.2 Norma para el cálculo del IMECA para varios contaminantes.

Gases	Norma (100 IMECA)	Tiempo de exposición
SO ₂	0.13 ppm	24 horas
NO _x	0.21 ppm	1 hora
CO	13 ppm	8 horas
O ₃	0.11 ppm	1 hora
Partículas < 10 μ	150 μgramos/m ³	24 horas

Tabla 10.3 Efectos del ozono en las personas

Rango IMECA	Nivel de calidad	Efecto en el hombre
0 - 50	Bueno	Situación muy favorable para la realización de todo tipo de actividades físicas.
51 - 100	Satisfactorio	Situación favorable para la realización de todo tipo de actividades.
101 - 200	No satisfactorio	Aparición de molestias menores en personas sensibles.
201 - 300	Malo	Aumento de molestias e intolerancia relativa en personas con padecimientos respiratorios y cardiovasculares. Aparición de ligeras molestias en la población en general.
301 - 500	Muy malo	Aparición de diversos síntomas e intolerancia a ejercicios en la población sana.

Control de la contaminación del aire

Mientras se siga teniendo como fuente principal de energía la combustión de los carburantes fósiles, la contaminación del aire será un problema potencial. Para controlar las emisiones de los contaminantes se debe tomar en cuenta cada una de las fuentes. Entre los planteamientos generales para el control de la contaminación del aire se tienen los siguientes:

1. Sustitución del combustible.
2. Cambios en el proceso para minimizar la emisión.
3. Eliminar los contaminantes de las emanaciones.
4. Cambios en los procesos con alternativas que produzcan menor contaminación.
5. Reubicación de fuentes estacionarias.
6. Cambios en los medios de transporte.
7. Cambios en los procedimientos de la utilización del suelo.

Adaptado de:

Dickson, T. R., "Química: Enfoque Ecológico", Limusa, 1992

Información del Sistema Integral de Monitoreo Ambiental de la Ciudad de Monterrey, N.L., Agosto de 1994

UNIDAD X

LECTURAS DE ENRIQUECIMIENTO

Gases. El mundo de los gases

LE 10.1 Globos en ascenso

Los aventureros franceses y los inventores hicieron uso de la expansión térmica de los gases, propiedad que Charles había formulado en su ley. La escena del humo subiendo arriba de una flama inspiró en 1782 a Joseph y Jacques Montgolfier a mantener a flote una gran bolsa de papel, llenándola con aire caliente. Los hermanos Montgolfier fueron los primeros en volar en un globo con aire caliente en 1783.

Ese mismo año, el físico francés Jacques Charles inventó el globo de hidrógeno. Como el hidrógeno es mucho más ligero que el aire caliente, el globo de Charles era mucho más pequeño que el de los Montgolfiers, pero con igual poder para elevarse. Charles equipó su globo con instrumentos científicos: un termómetro y barómetro. El pudo ascender a una altitud de 6300 pies.

Los globos fueron usados para deporte y entretenimiento. El uso del hidrógeno, un gas altamente flamable; para llenar los globos ocasionaron algunos accidentes trágicos y espectaculares. Un famoso accidente involucró a una conocida mujer francesa, Madame Blanchard. Ella cometió el error de llevar en su globo de hidrógeno una buena cantidad de fuegos artificiales.

El uso de globos para la investigación científica creció también. El primer globo volando para la ciencia pura se remonta a 1803. Científicos alemanes hicieron sus investigaciones a una altura de 23500 pies, donde hicieron estudios sobre el magnetismo de la Tierra. En 1804 Joseph Gay-Lussac y un colega volaron a 23000 pies con una colección de instrumentos científicos y animales enjaulados. Estudiaron también el comportamiento de insectos, pájaros y anfibios a grandes altitudes. Ellos observaron entre otras cosas, que las abejas empezaron a volar

Tabla 10.3 Efectos del ozono en las personas

Rango IMECA	Nivel de calidad	Efecto en el hombre
0 - 50	Bueno	Situación muy favorable para la realización de todo tipo de actividades físicas.
51 - 100	Satisfactorio	Situación favorable para la realización de todo tipo de actividades.
101 - 200	No satisfactorio	Aparición de molestias menores en personas sensibles.
201 - 300	Malo	Aumento de molestias e intolerancia relativa en personas con padecimientos respiratorios y cardiovasculares. Aparición de ligeras molestias en la población en general.
301 - 500	Muy malo	Aparición de diversos síntomas e intolerancia a ejercicios en la población sana.

Control de la contaminación del aire

Mientras se siga teniendo como fuente principal de energía la combustión de los carburantes fósiles, la contaminación del aire será un problema potencial. Para controlar las emisiones de los contaminantes se debe tomar en cuenta cada una de las fuentes. Entre los planteamientos generales para el control de la contaminación del aire se tienen los siguientes:

1. Sustitución del combustible.
2. Cambios en el proceso para minimizar la emisión.
3. Eliminar los contaminantes de las emanaciones.
4. Cambios en los procesos con alternativas que produzcan menor contaminación.
5. Reubicación de fuentes estacionarias.
6. Cambios en los medios de transporte.
7. Cambios en los procedimientos de la utilización del suelo.

Adaptado de:

Dickson, T. R., "Química: Enfoque Ecológico", Limusa, 1992

Información del Sistema Integral de Monitoreo Ambiental de la Ciudad de Monterrey, N.L., Agosto de 1994

UNIDAD X

LECTURAS DE ENRIQUECIMIENTO

Gases. El mundo de los gases

LE 10.1 Globos en ascenso

Los aventureros franceses y los inventores hicieron uso de la expansión térmica de los gases, propiedad que Charles había formulado en su ley. La escena del humo subiendo arriba de una flama inspiró en 1782 a Joseph y Jacques Montgolfier a mantener a flote una gran bolsa de papel, llenándola con aire caliente. Los hermanos Montgolfier fueron los primeros en volar en un globo con aire caliente en 1783.

Ese mismo año, el físico francés Jacques Charles inventó el globo de hidrógeno. Como el hidrógeno es mucho más ligero que el aire caliente, el globo de Charles era mucho más pequeño que el de los Montgolfiers, pero con igual poder para elevarse. Charles equipó su globo con instrumentos científicos: un termómetro y barómetro. El pudo ascender a una altitud de 6300 pies.

Los globos fueron usados para deporte y entretenimiento. El uso del hidrógeno, un gas altamente flamable; para llenar los globos ocasionaron algunos accidentes trágicos y espectaculares. Un famoso accidente involucró a una conocida mujer francesa, Madame Blanchard. Ella cometió el error de llevar en su globo de hidrógeno una buena cantidad de fuegos artificiales.

El uso de globos para la investigación científica creció también. El primer globo volando para la ciencia pura se remonta a 1803. Científicos alemanes hicieron sus investigaciones a una altura de 23500 pies, donde hicieron estudios sobre el magnetismo de la Tierra. En 1804 Joseph Gay-Lussac y un colega volaron a 23000 pies con una colección de instrumentos científicos y animales enjaulados. Estudiaron también el comportamiento de insectos, pájaros y anfibios a grandes altitudes. Ellos observaron entre otras cosas, que las abejas empezaron a volar

felizmente cuando eran liberadas, pero los pájaros se rehusaban a abandonar el globo. Estudiaron además del magnetismo de la Tierra, la composición del aire a diferentes altitudes. Gay-Lussac recolectó muestras de aire que después analizó en su laboratorio. Aquí descubrió que la presión atmosférica a 23000 pies es aproximadamente la mitad de la presión a nivel del mar. El porcentaje de composición del aire, sin embargo, permanecía la misma: aproximadamente 20% de O_2 y 80% de N_2 .

Los globos son usados actualmente para una variedad de trabajos científicos. Generalmente, los globos modernos se llenan con helio, eliminando así las posibilidades de explosiones. Los globos sellados a las condiciones atmosféricas pueden circular a 40000 pies de altura por períodos hasta de un año, enviando a la Tierra información meteorológica. Los satélites se llevan al espacio y se sueltan a grandes alturas por globos. Los globos se usan también para tomar fotografías en estaciones de televisión, plataformas de comunicación y vigilancia militar.

Wibraham, A.C., et al, "Chemistry", Addison-Wesley Publishing Co., 1993

LE 10.2 Inversión térmica y contaminación

En general, la temperatura del planeta desciende de la superficie del suelo hacia las capas altas de la atmósfera a razón de $0.6^{\circ}C$ por cada 100 m de altura. A este descenso se le denomina gradiente vertical de temperatura y es común sentir el enfriamiento al subir una montaña.

Durante las noches de ciertas épocas del año, la pérdida de calor del suelo hacia la parte superior de la atmósfera provocan una inversión en el gradiente vertical de la temperatura, lo que se conoce como inversión térmica. La inversión térmica se favorece por el hecho de que el aire frío es más pesado y el cálido más ligero, lo cual permite que el primero descienda hacia el suelo y el segundo quede encima.

La inversión térmica suele asociarse a la contaminación. Aunque ambos son fenómenos independientes, en ciertos casos se combinan y causan serios problemas de contaminación en zonas habitadas.

Cuando la masa fría que baja por inversión térmica está acompañada de smog, resulta, en extremo, peligrosa para la salud.

En el campo, la inversión térmica puede provocar heladas en el fondo de los valles. Esto se denomina laguna de helada, que en la ciudad se podría llamar laguna de smog.

Las causas de inversión térmica son principalmente las siguientes:

1. **Noches largas.** Esto permite perder más calor debido al mayor tiempo de irradiación. En el caso de la Ciudad de México, durante el solsticio de invierno (21 de diciembre) la noche dura 13 horas con 5 minutos.
2. **Cielos despejados.** No se retiene el calor irradiado del suelo, por lo que el enfriamiento es mayor en las partes altas de la atmósfera.
3. **Aire frío y seco.** Se absorbe muy poca energía, lo cual permite que ésta escape de la superficie del suelo rápidamente.
4. **Aire tranquilo.** No favorece la mezcla del aire frío con el cálido, lo que sí permite el viento.
5. **Topografía montañosa.** Provoca que el aire frío de las partes altas se deslice ladera abajo y desplace el aire más cálido hacia las capas superiores.

Gómez Rojas, J.C., Márquez Huitzil, J., "Geografía General", Publicaciones Cultural, 1993

LE 10.3 Cambios climáticos

En las últimas tres décadas, los estudios sobre la atmósfera y posibles cambios climáticos se han incrementado, sobre todo al apreciarse más claramente el efecto que las actividades humanas ocasionan sobre el medio.

A partir de la Revolución Industrial, los nuevos modos de producción con base en combustión de carbón y posteriormente el petróleo, han contribuido a la fluctuación de los gases atmosféricos, básicamente el nitrógeno y el oxígeno que se han mantenido estables, pero los gases menos abundantes o gases traza, tales como el dióxido de azufre (SO_2), el óxido nítrico (NO) y el dióxido de nitrógeno (NO_2), aerosoles y otros compuestos, han aumentado su presencia en la baja atmósfera o tropósfera y sus efectos se aprecian en la lluvia ácida, la corrosión de los materiales, la bruma urbana o smog y la disminución de la capa de ozono (O_3) en la estratósfera, la cual protege la superficie terrestre de las peligrosas radiaciones ultravioleta.

La presencia de estos gases está provocando el llamado efecto de invernadero, el cual consiste en que la atmósfera permite el paso de la luz solar; parte de la cual absorbe la superficie y regresa a la atmósfera en forma de energía calórica, que con el aumento de los gases traza no escapa de aquélla, sino que es retenida con el consecuente aumento de la temperatura. A estos gases hay que sumar los efectos producidos por ciertas prácticas industriales y agrícolas (quema de vegetación y deforestación entre otras).

La quema de combustibles fósiles libera a su vez dióxido de azufre, óxidos de nitrógeno y dióxido de carbono. Los metales tóxicos y aerosoles emitidos por la industria son otros elementos que contribuyen a la alteración de la atmósfera y al efecto de invernadero. Además, por sí mismos estos gases causan varios daños en el medio natural y en los centros urbanos.

La lluvia ácida por ejemplo, somete a muchos ecosistemas a fuertes tensiones que ponen en peligro su equilibrio y su permanencia; los suelos, por otra parte, sufren cambios químicos que afectan las plantas (tanto "naturales" como agrícolas). Los grandes centros urbanos de Estados Unidos y Canadá, así como la Ciudad de México, están sometidos a un gran deterioro ambiental al igual que muchas partes de Europa. En las regiones subtropicales la quema de vegetación provoca que los niveles de ozono lleguen a quintuplicarse en la baja atmósfera.

En términos globales, la presencia de estos gases se ha traducido en una elevación de la temperatura a nivel planetario, que se calcula en un grado

centígrado en los últimos 100 años. Ahora bien, la gran mayoría de los climatólogos están de acuerdo en que fueron las actividades humanas las que dieron lugar al cambio, sin embargo, dado que los registros meteorológicos casi no rebasan los 100 años es difícil demostrar científicamente tal aseveración, pues por otra parte suele haber fluctuaciones climáticas por motivos naturales.

La precaución acerca del incremento de la temperatura conduce a preguntarse ¿En qué magnitud se elevará en las próximas décadas?. Aunque ningún modelo teórico satisface con rigor metodológico el reflejo de la complejidad, si existe un acuerdo en cuanto al fenómeno, pero además se sabe que existe la posibilidad de un cambio brusco de clima. Este hecho es por su carácter; el que más debe preocuparnos; pues la destrucción de los ecosistemas forestales actuales sería una realidad y otros ecosistemas tenderían a trasladarse más a latitudes casi polares, pero ese cambio sería sumamente gradual. Mientras, las zonas áridas se extenderían provocando la desaparición de extensas zonas agrícolas, como las de las llanuras de Estados Unidos, las europeas, asiáticas y, por supuesto, las principales zonas agrícolas de México.

Aunque la elevación en 100 años de un grado centígrado en la temperatura media del planeta nos puede parecer insignificante, de hecho significa una alteración en el comportamiento del ecosistema global.

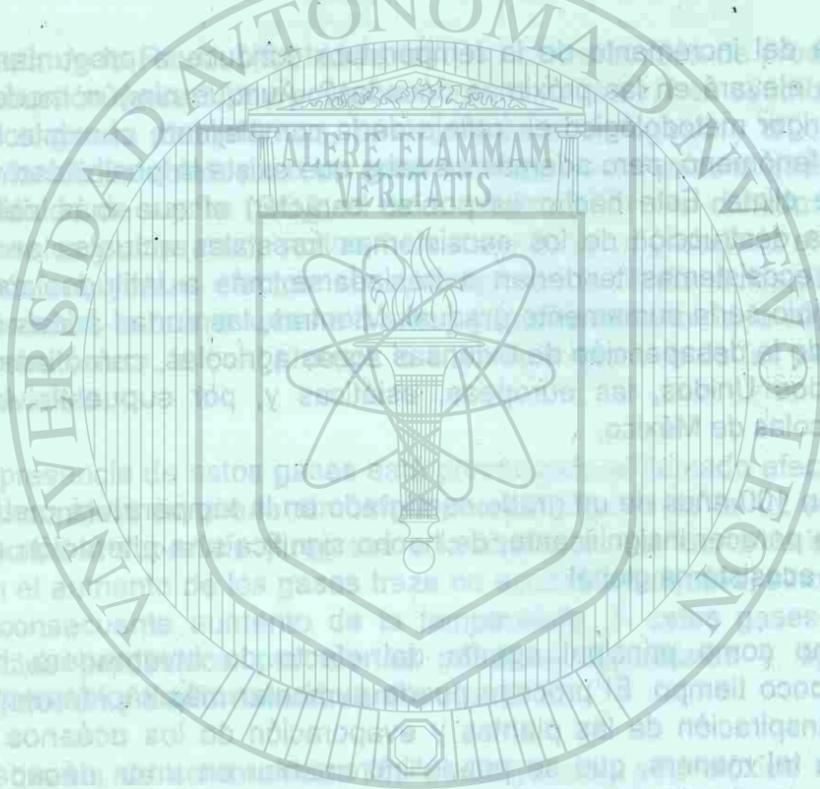
El dióxido de carbono como principal agente del efecto de invernadero ha aumentado 25% en poco tiempo. El proceso puede aumentar más rápidamente debido a la mayor transpiración de las plantas y evaporación de los océanos y casquetes polares, de tal manera, que se puede incrementar en unas décadas hasta el 100%, lo que implicaría una elevación de la temperatura entre 35 y 5 grados centígrados, con lo que el cambio climático afectaría prácticamente todas las actividades económicas del mundo.

Schneider se plantea la crisis en que caería la agricultura estadounidense a diferencia de quienes proponen la lucha directa contra los gases traza, o bien la legislación "sobre el aire" (difíciles de lograr y costosas); sugiere que Estados Unidos tome medidas de política interior y exterior "para tratar de equilibrar equidad (social) con la eficacia (de lucha contra el cambio climático).

"Hay quienes defienden que debiera ser el mercado libre y no las normas gubernamentales o los incentivos fiscales, los que dictasen las mejoras en el uso eficaz de la energía, pero no se puede sostener, de modo coherente, que el mercado es "libre", cuando no incluye algunos de los costos potenciales de los daños contra el ambiente y el cálculo económico debe ceder el paso a la conciencia estratégica, cuando la seguridad nacional o global está en juego".

Schneider termina por poner (antes de la "Perestroika") que la OTAN y el Pacto de Varsovia deberían abandonar la costosa lucha armamentista y liberar dichos recursos para establecer un modelo de cooperación internacional para que el futuro siglo del invernadero sea tan sólo un juego con las computadoras.

Gómez Rojas, J.C. "Diario El Universal", Sección Cultural, 16 de Febrero de 1990.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

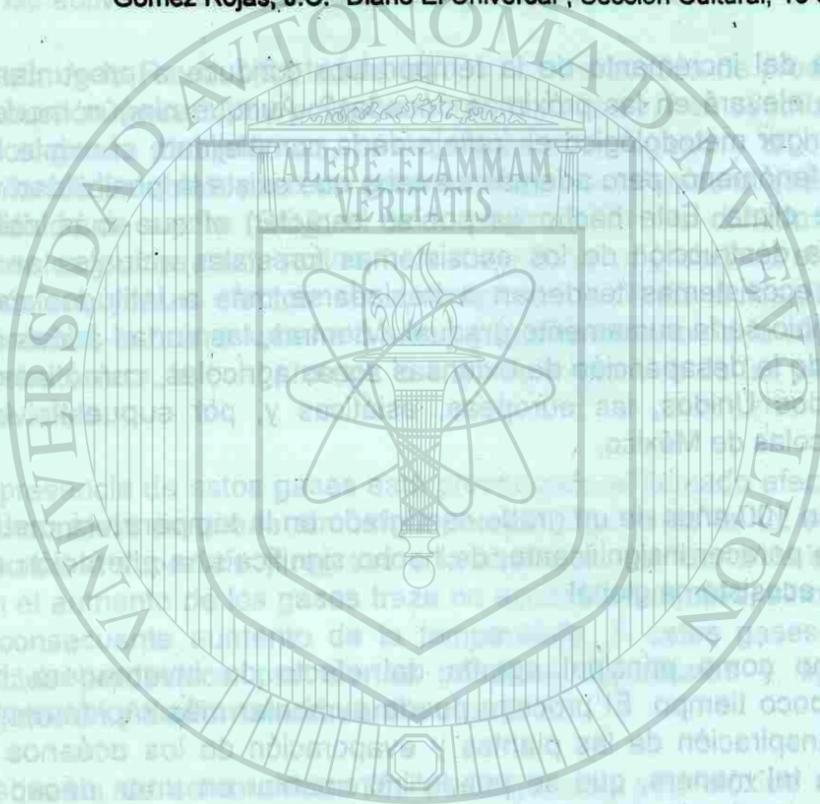
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PRACTICAS DE LABORATORIO

INTRODUCCION
OBJETIVOS
La relación cuantitativa entre el volumen y la presión de un gas a temperatura constante se expresa en la ley de Boyle-Mariotte. Cuando se comprime un gas, el volumen disminuye y la presión aumenta. La ley de Boyle-Mariotte establece que el producto de la presión y el volumen de un gas es constante a temperatura constante. En este experimento se mide la presión y el volumen de un gas en diferentes condiciones para verificar la validez de la ley de Boyle-Mariotte. El procedimiento consiste en medir el volumen de un gas en un tubo en U invertido que contiene un líquido. Al variar la presión, se mide el cambio en el volumen del gas. Los datos se grafican y se verifica que la relación es inversamente proporcional.

Schneider termina por poner (antes de la "Perestroika") que la OTAN y el Pacto de Varsovia deberían abandonar la costosa lucha armamentista y liberar dichos recursos para establecer un modelo de cooperación internacional para que el futuro siglo del invernadero sea tan sólo un juego con las computadoras.

Gómez Rojas, J.C. "Diario El Universal", Sección Cultural, 16 de Febrero de 1990.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PRACTICAS DE LABORATORIO



Lab 10.1 Efecto de la presión sobre el volumen de los gases.

LEY DE BOYLE

INTRODUCCION

Las llantas de automóviles deben mantener el aire a una presión muy por encima de la presión atmosférica para que puedan resistir al peso del vehículo. Cuando se pincha una llanta, se escapa el aire de dentro de la llanta hasta que la presión interna es igual a la atmosférica.

La relación cuantitativa entre el volumen y la presión de una muestra gaseosa se resume en la *Ley de Boyle* que dice: "a temperatura constante, el volumen de una muestra gaseosa varía inversamente con la presión ejercida sobre el gas". Simbólicamente la ley se expresaría así:

$$V \propto \frac{1}{P} \quad (1)$$

$$V = K \times \frac{1}{P} \quad (2)$$

$$PV = K \quad (3)$$

La ecuación (3) se puede establecer como sigue: a temperatura constante el producto de la presión por el volumen de una cantidad de gas es constante. De la ecuación (3) se deduce que:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad (\text{a } T \text{ constante})$$

En este experimento se atrapa en una jeringa una cantidad determinada de gas; luego se aumenta la presión colocando pesos (Libros) en el extremo del émbolo. La presión total que actúa sobre el gas comprende el peso de los libros más el peso de la atmósfera. Podemos escribir simbólicamente:

$$\left[\begin{array}{c} \text{Presión} \\ \text{Total} \end{array} \right] = \left[\begin{array}{c} \text{Presión} \\ \text{ejercida por los} \\ \text{libros} \end{array} \right] + \left[\begin{array}{c} \text{Presión} \\ \text{ejercida} \\ \text{por la atmósfera} \end{array} \right]$$

Para cada presión ejercida se anotará el volumen del gas. Se graficarán los datos como volumen contra presión para mostrar la curva típica de una relación inversa y enseguida se calculará el producto PV para cada conjunto de datos.

OBJETIVOS

- Analizar el efecto de la presión sobre el volumen de los gases a temperatura constante.
- Establecer una relación entre presión y volumen.

MATERIALES

- Jeringa con su émbolo
- Soporte
- 2 pinzas
- Tapón de caucho
- 6 libros iguales

PROCEDIMIENTO

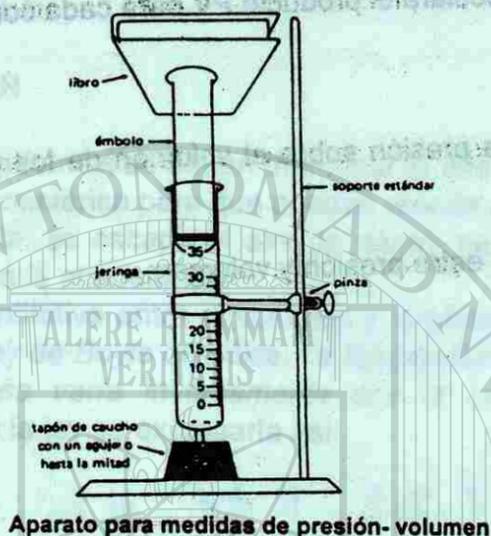
Parte I. Observaciones cualitativas sobre compresibilidad

- Se puede trabajar con una jeringa de vidrio de unos 25 mL o una de plástico pequeña. Hale el émbolo hasta la escala de lectura máxima de la jeringa. Tape con un dedo el extremo de la jeringa y trate de empujar el émbolo. Usted está en esta forma ejerciendo presión sobre el gas en la jeringa. Anote sus observaciones.
- Quite el dedo del extremo de la jeringa y empuje el émbolo hacia el fondo tanto como sea posible. Coloque su dedo nuevamente sobre la jeringa y trate de sacar el émbolo. Anote sus observaciones.

Parte II. Relación cuantitativa entre presión y volumen de un gas

- Monte el aparato que se muestra en la figura siguiente empleando una jeringa seca sin colocar todavía ni el émbolo ni el libro. Asegúrese de que el extremo de la jeringa penetre completamente en el agujero del tapón de caucho, de tal forma que no se escape aire cuando se haga presión en el émbolo.

- Obtenga 5 ó 6 ejemplares del mismo libro o 5-6 objetos idénticos que se puedan usar como se ilustra en la figura.



- Coloque el émbolo en la escala de lectura máxima.
- Centre con cuidado un libro en la parte superior del émbolo. Lea con la mayor precisión posible y anote el volumen del aire atrapado en la jeringa. Registre la presión en número de libros y el volumen del gas en mililitros. Repita este procedimiento dos veces retirando el libro y reemplazándolo por otro igual.
- Coloque otro libro sobre el primero y determine cuidadosamente el volumen 3 veces (no se preocupe si la jeringa no vuelve al volumen original cuando se retiran los libros: esto se debe a fricción entre émbolo y jeringa).
- Continúe en esta forma hasta obtener una presión de 5 ó 6 libros.
- Comenzando con un libro, repita el proceso completo para comprobar los resultados.

OBSERVACIONES Y ANALISIS DE DATOS

Parte I. Gráfica de presión contra volumen

- Calcular el *volumen promedio* del gas en relación con cada presión en libros; es decir, el volumen promedio para una presión de un libro, el volumen promedio para una presión de dos libros, etc.

- En una gráfica, dibuje la presión (en libros) sobre el eje vertical y el volumen promedio (en mL) sobre el eje horizontal. Una los puntos y trace la curva más apropiada.
- Para cada punto en la gráfica, multiplique el volumen en mililitros por la presión en libros y compare los productos. Anote el resultado en la Tabla de Cálculos.
- Basado en sus observaciones, establezca una generalización acerca del efecto de la presión sobre el volumen de los gases a temperatura constante.

Parte II. El inverso de volumen, 1/V

- Para cada uno de los valores del *volumen promedio*, encuentre el valor del inverso del volumen, 1/V. Anote estos valores en su Tabla de Cálculos.

Parte III. Gráfica de presión contra 1/V

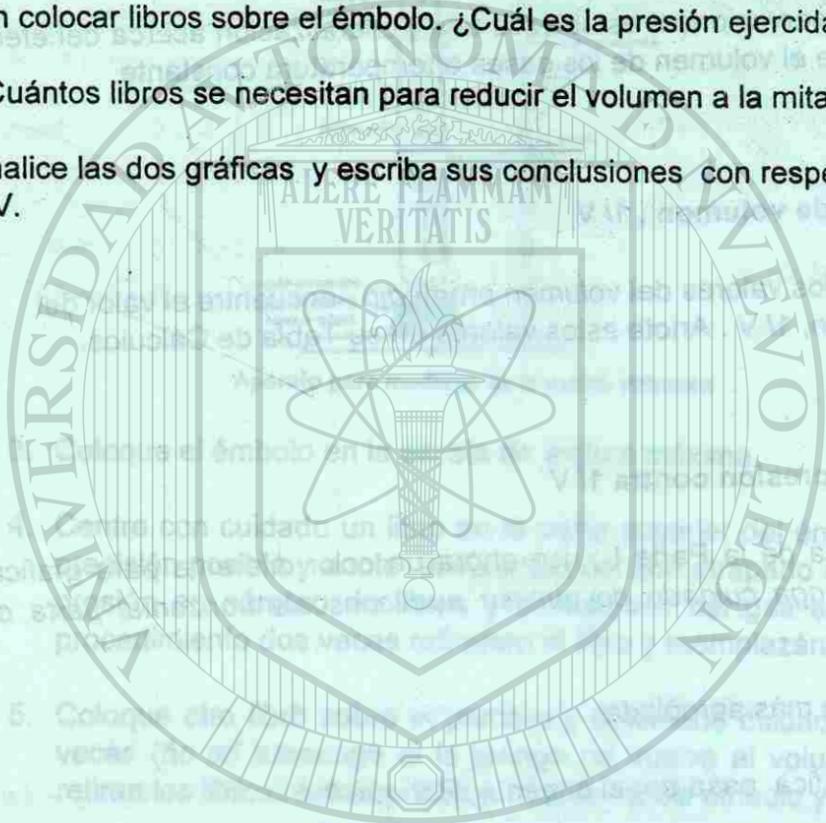
- En la misma gráfica de la Parte I, use ahora un color diferente para graficar **P contra 1/V**. Tenga cuidado de que su nueva escala horizontal parta de 1/V = 0 en el eje Y.
- Dibuje la línea recta más apropiada.
- La línea de esta gráfica pasa por el origen. ¿Por qué?
- ¿Podría determinarse el valor de la presión atmosférica a partir de la gráfica?

Tabla de cálculos

Presión (en # de libros)	Volumen promedio (en mL)	Producto PV	Inverso del volumen 1/V
1	_____	_____	_____
2	_____	_____	_____
3	_____	_____	_____
4	_____	_____	_____
5	_____	_____	_____
6	_____	_____	_____

EXTENSION Y APLICACION

1. ¿Cómo afecta la presión a la densidad de los gases? Explique su respuesta.
2. Si desea duplicar el volumen de un gas a temperatura constante. ¿Cómo modificaría la presión?
3. Sin colocar libros sobre el émbolo. ¿Cuál es la presión ejercida sobre el gas?
4. ¿Cuántos libros se necesitan para reducir el volumen a la mitad?
5. Analice las dos gráficas y escriba sus conclusiones con respecto a PV y a 1/V.

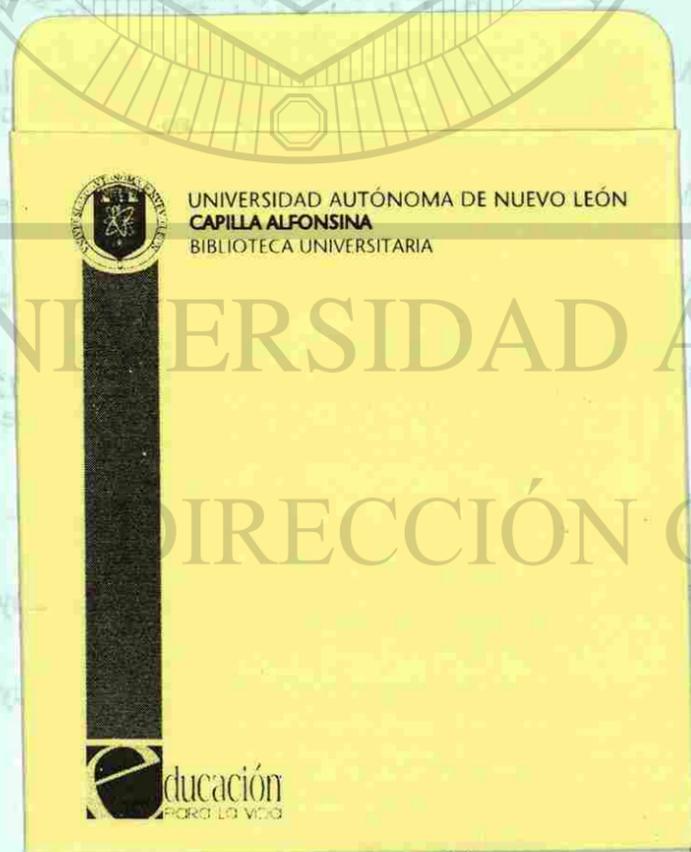


ANEXO

PREPARACION DE SOLUCIONES

AgNO ₃	0.1 M	17.0 g en 1L de solución
ZnSO ₄	0.1 M	16.1 g en 1L de solución
NaCl	0.1 M	5.85 g en 1L de solución
Fe(NO ₃) ₃ · 9H ₂ O	0.1 M	40.4 g en 1L de solución
KNO ₃	0.1 M	10.1 g en 1L de solución
MnCl ₂	0.1 M	12.6 g en 1L de solución
Ca(NO ₃) ₂ · 4H ₂ O	0.1 M	23.6 g en 1L de solución
Na ₂ C ₂ O ₄	0.1 M	13.4 g en 1L de solución
K ₃ Fe(CN) ₆	0.1 M	32.9 g en 1L de solución
H ₂ O ₂	0.3%	Tome 90 mL de agua destilada y agregue 10 mL de solución de H ₂ O ₂ al 3%.
HCl	6 M	Añadir el ácido clorhídrico en una relación 1:1 al agua destilada (precaución: nunca se añade el agua al ácido).
HCl	3 M	250 mL de HCl concentrado (12 M) en 1L de solución.
HCl	1 M	83.3 mL de HCl concentrado (12 M) en 1L de solución.
HCl	0.1 M	Diluya 8.3 mL de HCl concentrado (12 M) a 1L de solución o bien diluya 10 mL de HCl 1M a 1L de solución.
HCl	1 x 10 ⁻² M	Tome 10 mL de HCl 1M y diluya a 1L con agua destilada.
HCl	1 x 10 ⁻⁴ M	Tome 10 mL de HCl 1 x 10 ⁻² M y diluya a 1 L con agua destilada.
HCl	1 x 10 ⁻⁶ M	Tome 10 mL de HCl 1 x 10 ⁻⁴ M y diluya a 1 L con agua destilada.
NaOH	1 M	40 g en 1L de solución

NaOH	0.1 M	40 g en 1L de solución o bien diluir 1 parte de la solución 1M con 9 partes de agua destilada.
NaOH	1×10^{-2} M	Tome 10 mL de NaOH 1M y diluya a 1L con agua destilada.
NaOH	1×10^{-4} M	Tome 10 mL de NaOH 1×10^{-2} M y diluya a 1L con agua destilada.
NaOH	1×10^{-6} M	Tome 10 mL de NaOH 1×10^{-4} M y diluya a 1L con agua destilada.
Naranja de Metilo	0.1%	Disolver 2g de fenolftaleína en una mezcla de 50 mL de alcohol etílico y 50 mL de agua destilada.
Fenolftaleína	2%	Disolver 2 g de fenolftaleína en una mezcla de 50 mL de alcohol etílico y 50 mL de agua destilada.
Azul de bromotimol	.04%	Disolver 0.1g de azul de bromotimol en una solución preparado al combinar 21.5 mL de NaOH 0.01 M y 228.5 mL de agua destilada Nota: Si el azul de bromotimol está en la forma de sal de sodio, entonces disuelva 0.1g en 250 mL de agua destilada.



AGRADECIMIENTOS

El Comité de Química agradece al Centro de Apoyo Magisterial y a la Sra. María Antonieta Muñoz Garay de la Preparatoria No. 8 por el apoyo brindado en la captura del presente manual.

Nuestro aprecio sincero a la Lic. Martha Patricia Serna Salas de la Dirección de Estudios de Postgrado por su invaluable colaboración en el formateo de este material.

COMITE DE QUIMICA

MC Blanca Esmeralda Villarreal de Salinas

Lic. y LCB Fany Cantú Cantú

QFB Manuela Treviño de Ortega

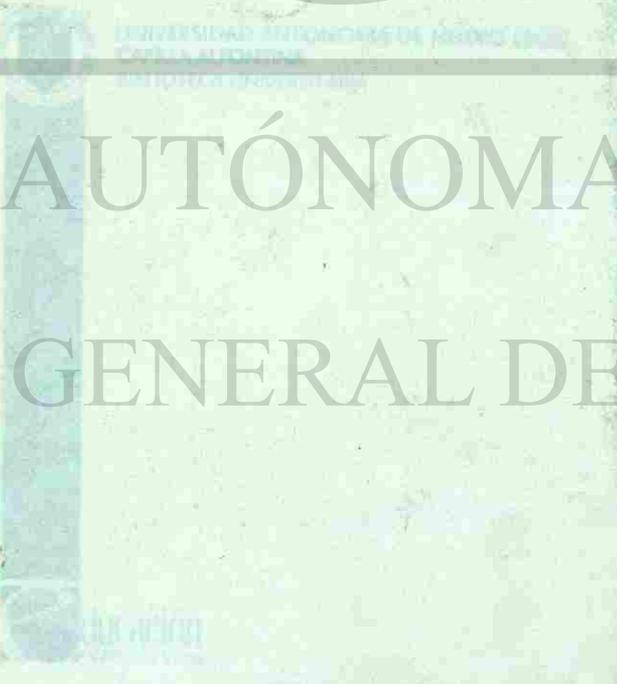
LQI Sylvia Magda Sánchez Martínez

QFB Virginia Hinojosa de Sepúlveda



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

SIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
ECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECA



1955