



# Universidad Nacional Autónoma de México

---

FACULTAD DE QUIMICA

**UNA ALTERNATIVA DIFERENTE PARA MEJORAR LA  
PREPARACION DE LOS PROFESORES UNIVERSITARIOS**

**T E S I S**

QUE PARA OBTENER EL TITULO DE:  
INGENIERO QUIMICO

P R E S E N T A:

*Marcelo Muñoz Masías*



Universidad Nacional  
Autónoma de México

Dirección General de Bibliotecas de la UNAM

**Biblioteca Central**



**UNAM – Dirección General de Bibliotecas**  
**Tesis Digitales**  
**Restricciones de uso**

**DERECHOS RESERVADOS ©**  
**PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL**

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

## I N D I C E

I	INTRODUCCION	1
II	ANTECEDENTES	3
III	SITUACION ACTUAL	5
IV	ALTERNATIVA PROPUESTA	13
V	MODELO DE OPUSCULO	17
VI	CONCLUSIONES	117
VII	BIBLIOGRAFIA	119

## I INTRODUCCION

Hay un dicho "la práctica hace al maestro" y ese dicho, en el caso de la docencia universitaria, se ha venido cumpliendo inexorablemente pues en la inmensa mayoría de los casos se han contratado como profesores a las personas que han terminado una carrera universitaria o han obtenido un grado, - sin importar si esas personas tienen o no la preparación adecuada, si son o no capaces de transmitir el conocimiento, si pueden relacionarse satisfactoriamente con los alumnos, si pueden someterse a las reglamentaciones académicas, etc, es decir se ha esperado que con la práctica se vayan haciendo - maestros.

Esta manera de actuar ha resultado relativamente acertada ya que por lo general siempre ha habido personas de donde escoger; sin embargo en temporadas en que el sistema educativo ha crecido de manera violenta, ha sido necesario recurrir a cualquier tipo de personas y algunas no llegan, por el -- procedimiento natural señalado, a alcanzar los niveles de excelencia que se desearan.

Desde otro punto de vista, el avance de la ciencia y la generación de - conocimientos obliga a todos los profesionales en general y a los dedicados - a la docencia en particular, a mantenerse informados sobre las nuevas -----

teorías y/o conocimientos de su especialidad y para ello las instituciones a las que sirven deben tener preocupación y medios para ayudarlos.

El problema de formación y de superación del personal docente de las instituciones de cultura superior es por tanto complejo y amplio; este trabajo se propone informar y comentar sobre los esfuerzos hechos al respecto por la UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA DE MEXICO y los programas que se tienen previstos, y presentar una alternativa de formación y de superación que resulte más práctica y útil para resolver los problemas a puntados.

## II ANTECEDENTES

Se puede decir que siempre la U.N.A.M. se ha preocupado por mejorar la preparación de sus profesores, muy diversas acciones y actividades -- realizadas a lo largo de su existencia lo confirman, sin embargo, no fue sino hasta el rectorado del Dr. Ignacio Chávez que se emprendió una acción intensiva por la que muchos profesores de la Universidad y de la Facultad de Química fueron formados y mejoraron su preparación. Durante el rectorado del Ing. Javier Barros Sierra, sin suspender el programa iniciado por el Dr. Chávez, se creó el Centro de Didáctica y la Comisión de Nuevos Métodos de Enseñanza, concretamente en abril de 1969, que vinieron a consolidar la acción formativa. A los cursos impartidos por ambas dependencias universitarias asistieron no menos de doscientos profesores de la Facultad de Química. Un poco después, en la propia Facultad, se creó la llamada "Especialidad en Docencia" que aspiraba a preparar a nivel de posgrado a los profesores que la cursaran. El ensayo no tuvo el éxito que se preveía.

Desde 1979 se creó en la Facultad de Química la Coordinación de Extensión Académica a la que se confió, a través de un Departamento de Formación y Superación del Personal Docente, la asistencia y superación de esos menesteres.

El Departamento, hasta la fecha, ha tenido las siguientes actividades:

Participar en la elaboración del " Programa de Superación del Personal Académico " ( P.S.P.A. ).

Supervisar la administración del mismo programa.

Organizar cursos de didáctica.

Organizar cursos de superación.

Elaborar y entregar a los profesores publicaciones periódicas -

" Diálogos y Apoyos Didácticos ".

Promover y conseguir estudios en las empresas.

### III SITUACION ACTUAL

La U.N.A.M. cuenta con dos organismos para llevar a cabo la formación y superación del personal académico; siendo el más reciente el " Centro de Investigaciones y Servicios Educativos " ( C.I.S.E. ), que fue creado a fines del año de 1977 mediante la fusión de dos organismos ya existentes desde 1969, el "Centro de Didáctica" y la " Comisión de Nuevos Métodos de Enseñanza ". El segundo organismo es la " Dirección General de Asuntos del Personal Académico " (D.G.A.P.A. ), que tiene a su cargo el " Programa de Superación del Personal Académico " (P.S.P.A. ), siendo éste uno de los principales constituyentes de dicho organismo y que es el encargado (P.S.P.A.) de alcanzar los objetivos señalados.

Ambos organismos utilizan el mismo sistema para lograr la formación y superación de los profesores, el cual se basa en la asistencia del personal académico a cursos o eventos ya sea relacionados con el proceso enseñanza aprendizaje o didáctica, superación y/o actualización de los profesores.

#### CENTRO DE INVESTIGACIONES Y SERVICIOS EDUCATIVOS (R-2)

El C.I.S.E. se especializa en las actividades relacionadas con la docencia y para esto , dichas actividades las divide en tres grupos llamados subprogramas:

a) Actualización didáctica.-



Tiene como objetivo propiciar, entre el personal docente, un proceso de actualización y capacitación en cuestiones educativas que le permita comprender y analizar su práctica docente, así como desempeñar más eficazmente la misma.

b) Formación para el ejercicio de la docencia.-

Este subprograma tiene como objetivo central contribuir a la profesionalización del ejercicio docente de los profesores universitarios, a través de una formación que los capacite para el desempeño adecuado de las tareas docentes, y para la realización de las actividades académicas propias de las instituciones de enseñanza superior.

c) Formación de recursos humanos para la docencia y la investigación-educativas.-

Tiene como objetivo promover la capacitación de recursos humanos, con una formación interdisciplinaria que los prepare para abordar, de manera sistemática y científica los problemas de la educación, particularmente los referidos al sistema universitario. Pretende, al mismo tiempo, coadyuvar a la resolución del problema de la educación nacional, particularmente el de la educación superior, propiciando la investigación de la problemática educativa, tanto en sus aspectos teóricos como prácticos, así como la formación de profesores para preparar al personal docente.

Cada uno de los subprogramas está constituido por una serie de cursos o eventos que son los siguientes:

a) Actualización didáctica.

- Introducción a la didáctica general.
- Introducción a la dinámica de grupos.

- Laboratorio de dinámica de grupos.
- Coordinación de grupos de aprendizaje.
- Conducta, personalidad y aprendizaje.
- Adolescencia y desarrollo.
- Análisis institucional.
- Programas de estudio.
- Evaluación educativa.
- Elaboración de material didáctico impreso.
- Problemas sociales universitarios.
- Corrientes de interpretación de la educación como fenómeno social.
- Problemas filosóficos de la educación.
- Introducción a la comunicación educativa.
- Análisis de mensajes visuales.
- Taller de material audiovisual.
- Taller de televisión educativa.
- Evaluación institucional.
- Elementos para la investigación educativa.

b) Formación para el ejercicio de la docencia.

- Introducción a la docencia.
- Introducción a la investigación educativa.
- Aspectos sociales de la docencia.
- Aspectos pedagógicos de la docencia.
- Aspectos didácticos de la docencia.
- Laboratorio de docencia.

c) Formación de recursos humanos para la docencia y la investigación educativa.

Este subprograma tiene dos niveles, siendo el primero el subprograma anterior y el segundo está constituido por cinco eventos académicos que son los siguientes:

- Seminario de metodología de la investigación educativa.
- Taller de investigación.
- Tres seminarios que pueden ser cualesquiera de los que a continuación se presentan.
- \* Formación de profesores.
- \* Teoría curricular.
- \* Problemas universitarios.
- \* Teorías y corrientes educativas.
- \* Planeación y administración universitarias.
- \* Evaluación educativa.
- \* Análisis institucional.
- \* Grupos de aprendizaje.
- \* Problemas filosóficos de la educación.

#### FUNCIONAMIENTO

El C.I.S.E. mediante su programa de documentación, eventos y publicaciones tales como la revista " Perfiles Educativos " editada por el propio C.I.S.E. , " Gaceta U.N.A.M. ", " Radio U.N.A.M. ", " Televisión ", etc, - da a conocer sus eventos, para que así el profesorado pueda inscribirse en la actividad que juzgue necesaria.

Las actividades de este organismo no son únicamente para el personal académico de la U.N.A.M. sino que pueden ser incluidos otros maestros sin im portar su procedencia.

PROGRAMA DE SUPERACION DEL PERSONAL ACADEMICO.

El P.S.P.A. no organiza los eventos para lograr la formación y superación de los profesores, sino que se encarga de proporcionar el apoyo económico a las facultades o escuelas para que los maestros asistan a dichos eventos.

El P.S.P.A. emite solicitudes clasificadas en tres modalidades: (R-1)

a) Formación.-

Pertenece a esta modalidad toda actividad, tanto del área temática como didáctica que capacite al personal de nuevo ingreso o a aquel que requiera de aptitudes paralelas con el fin de orientar las labores docentes o de investigación que realice dentro de la universidad.

b) Actualización.-

A esta rama pertenece toda aquella actividad tendiente a mantener al día los conocimientos que acerca de la disciplina en general o de los métodos de enseñanza se hacen necesarios para el óptimo desempeño de la labor académica.

c) Perfeccionamiento.-

Dentro de esta modalidad se encuentra aquella actividad dirigida al personal académico perfectamente vinculado a la investigación y con producción significativa para su área.

Dichas solicitudes son llenadas por personal autorizado de cada dependencia en función de sus necesidades y enviadas al final de cada año calendario al P.S.P.A. para su aprobación, estas solicitudes constituyen el proyecto de formación y superación del personal académico de cada facultad.

Para facilitar la labor del personal del P.S.P.A. en lo referente al dictamen se han establecido áreas prioritarias dentro de las cuales debe caer cualquier proyecto para ser aprobado. Dichas áreas varían según la dependencia o facultad de que se trate.

ESTADISTICAS GENERALES. (P.S.P.A.) (R-1)

Para el segundo semestre de 1981 (junio-diciembre) el P.S.P.A. aprobó el 61.35% de los eventos solicitados, mientras que el 28.35% quedaron como sujetos a aprobación, es decir que podrían ser aprobados después de un estudio más detallado; únicamente el 10.30% correspondió a los eventos no aprobados (estos datos fueron tomados hasta el mes de noviembre).

De todos los proyectos aprobados que fueron alrededor de 546 sólo el 70.88% fueron realizados; ésto en parte se debe a obstáculos en el calendario puesto que la aprobación se dió en junio de 1981. Sin embargo es relevante que sólo, alrededor del 4% de las actividades no aprobadas tuvo reargumentación para aprobarse y el 16% de las sujetas a aprobación también recibió respuesta.

Durante el período comprendido entre los meses julio-octubre de 1981 el P.S.P.A. gastó \$8.945,329.00 de los cuales el 78.35% correspondió a las escuelas y facultades mientras que el 21.65% restante fue utilizado por centros e institutos.

Durante 1981 se gastaron en escuelas y facultades \$11.677,048.00 de los cuales \$1.271,094.00 correspondió a la Facultad de Química ocupando el segundo lugar, únicamente abajo de la Facultad de Ciencias que obtuvo \$1.381,696.00.

Como se puede notar, la cantidad de proyectos aprobados es relativamente alta, lo cual indica la preocupación de la U.N.A.M. por la formación y superación del personal académico de sus dependencias, así como la preferencia e importancia de la Facultad de Química en este renglón.

ESTADISTICAS EN LA FACULTAD DE QUIMICA.

Las áreas prioritarias para la Facultad de Química son las siguientes: (R-1)

<u>CLAVE</u>	<u>AREA</u>
A-1	Química
A-2	Ciencia Básica
A-3	Farmacobiología
A-4	Alimentos
A-5	Ingeniería

La aprobación de los proyectos se da en función de estas áreas.

A partir del proyecto enviado al P.S.P.A. para su aprobación por parte de la Facultad de Química correspondiente al año de 1982, fueron obtenidos los siguientes datos: (R-4)

1) Número y por ciento de los proyectos por cada modalidad.

<u>MODALIDAD</u>	<u>No.DE PROYECTOS</u>	<u>%</u>
Formación	3	5.5
Actualización	48	89.0
Perfeccionamiento	3	5.5
TOTAL	54	100.0

2) Información del personal participante o personal académico beneficiado en relación con el total adscrito a la dependencia.

<u>No.PROFESORES</u>	<u>%</u>
460	54.76

3) Nivel del personal académico participante:

<u>LICENCIATURA</u>		<u>POSGRADO</u>	
No. DE PROFESORES	%	No. DE PROFESORES	%
380	82.6	80	17.4

A partir del "Resumen de las Actividades del Personal Académico" de la Facultad de Química correspondiente al año de 1981, se obtuvieron los siguientes datos: (R-5)

El total de proyectos que se estaban llevando a cabo por el personal académico de la Facultad cuando se terminó de elaborar dicho resumen fue de 35, de los cuales, únicamente dos de ellos podían ser incluidos dentro de la modalidad referente al proceso enseñanza-aprendizaje o didáctica; mientras que los proyectos terminados sumaron -- un total de 30 y sólo siete correspondieron a esta modalidad. Por -- otra parte, de los 42 cursos presentados por los profesores en la -- Facultad de Química, únicamente cinco de ellos se encontraron íntimamente relacionados con la didáctica.

El personal académico de la Facultad de Química asistió a una -- serie de congresos, conferencias, seminarios, etc., que sumaron, durante el año de 1981, la cantidad de 174 eventos de los cuales 25 fueron relacionados con el proceso enseñanza-aprendizaje. (R-5)

#### IV ALTERNATIVA PROPUESTA

El problema de la formación y superación del personal académico es muy complejo y la presente alternativa no podrá terminar con un problema de tal magnitud, sin embargo, es muy posible que proporcione una ayuda a los profesores para mejorar y actualizar sus conocimientos, tanto en el aspecto docente como en el que se refiere a la temática.

La alternativa que se presentará a continuación tiene la desventaja de que se encuentra formada por una secuencia relativamente estricta y que para lograr una buena elaboración de la misma, es necesario que el profesorado le dedique un tiempo razonable, así como mucho empeño; en ocasiones inclusive serán necesarias algunas entrevistas con personas vinculadas con la industria, para de esta manera, actualizar los conocimientos que se tienen de cada tema y pueda ser esclarecido en forma conjunta con la realidad industrial y el desarrollo del país.

La presente tesis propone la elaboración por parte del personal académico de " OPUSCULOS " ( Obras científicas o técnicas de poca extensión ) - escritos sobre temas concretos tomados de los programas de estudio de las materias que imparten, asesorados éstos por un especialista del tema en cuestión.



Dichos opúsculos, deberán ser formados de tal manera que los profesores empleen los conocimientos docentes y temáticos actualizados aprendidos en -- los cursos o eventos a los que ellos asistieron, ya sea mediante el " Centro de Investigaciones y Servicios Educativos " ( CISE ) o con la colaboración -- del " Programa de Superación del Personal Académico " ( PSPA ); de tal manera que los trabajos resulten de gran interés tanto para el alumno como para el maestro y además resulten adecuados para ser impresos y difundidos mono-- gráficamente.

Tomando en cuenta la situación prevaleciente en nuestro país, no es necesario que el material utilizado en la impresión del trabajo sea de primera calidad, esto con la finalidad de que el costo de cada opúsculo sea mínimo , para que pueda ser adquirido por los alumnos de nuestra institución.

De esta manera, el alumno adquiere un material confiable, actualizado y de fácil comprensión para su formación profesional, mientras que el profesor reafirma y actualiza sus conocimientos referentes tanto a la temática como a la didáctica que debe utilizar en sus cátedras. Paralelamente, el profesor - estará percibiendo las regalías correspondientes por la elaboración e impresión de dicho opúsculo y que le servirán como incentivo para su propia superación tanto personal como profesional.

Los objetivos que cada profesor deberá perseguir con esta modalidad son las siguientes:

- 1.- Actualizar sus conocimientos para elaborar cada opúsculo.
- 2.- Presentar didácticamente sus conocimientos y experiencias dentro - del opúsculo.
- 3.- Investigar sobre la realidad industrial y laboral para obtener e - incluir ejemplos prácticos.

- 4.- Ofrecer a los estudiantes un material didáctico adecuado a las necesidades y posibilidades económicas de los propios estudiantes.

El material contenido en cada opúsculo deberá cumplir en el caso particular de la Facultad de Química con los siguientes requisitos:

- 1.- Que se cubra un tema específico del programa de la materia respectiva, incluyendo definiciones conceptuales y principios precisos y con ejemplos prácticos de actualidad.
- 2.- Que el tema sea trascendente en la formación de un profesional- es decir que aún cuando los planes de estudio cambien, el tema subsista.
- 3.- Que cada tema abarque aspectos históricos y científicos, aplicables a la realidad.
- 4.- Que sean claros, breves y concisos todos los conceptos y principios; es decir, que sean de fácil comprensión y accesibles a los alumnos.

#### ESTRUCTURA DEL OPUSCULO

La estructura que se propone para cada opúsculo es la siguiente:

##### 1.- Introducción

Estará constituida por datos generales sobre el tema, su importancia científica y técnica, su relación con el resto de la materia y de ser posible, su trascendencia económico-social.

##### 2.- Aspectos históricos del tema

En este punto es menester resaltar el aspecto humano de las personas que contribuyeron al desarrollo del tema.

3.- Tratamiento del tema

Con bases científicas y proyecciones tecnológicas.

4.- Aplicaciones prácticas

Estará constituida de ejemplos relacionados con problemas de actualidad y con los intereses de los alumnos, es decir ejemplos que atraigan el interés del lector.

5.- Método de solución de problemas numéricos

Relacionando los problemas de actualidad con el interés de los alumnos.

6.- Serie de problemas

Que incluyan los resultados y que tengan las mismas características de los anteriores.

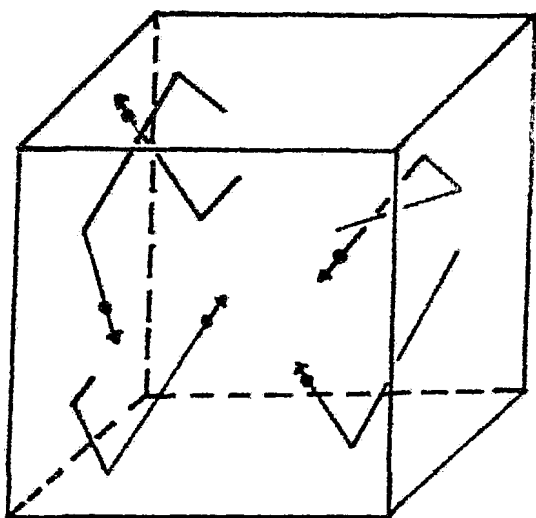
7.- Glosario sobre los temas y conceptos tratados

8.- Bibliografía comentada

Lista de libros y/o publicaciones de fácil acceso para los alumnos, incluyendo comentarios acerca de la forma en que cada publicación trata el tema.

La estructura que se propone tiene la finalidad de alcanzar una administración más adecuada del tiempo, tanto del profesor en la preparación de su cátedra como del alumno en la comprensión de la misma.

V MODELO DE OPUSCULO



GASES IDEALES

## V - 1 INTRODUCCION

Un gas es una sustancia que se caracteriza por sus propiedades físicas de no tener forma ni volumen propios, sino que se adapta a las del recipiente que lo contenga. (V-7)

Esas propiedades son consecuencia de lo que se llama estado de agregación de la materia, que a su vez depende de las condiciones energéticas de las moléculas que constituyen el gas.

La vida del hombre se desenvuelve en un océano de gases llamado aire, de ahí que resulta interesante y aún vital; conocer, analizar y modificar las propiedades de la mezcla gaseosa sin cuya existencia tampoco existirían los animales y las plantas.

Pero no sólo la mezcla que constituye el aire, es un gas, sino que hay en la naturaleza muchas otras sustancias químicas que adoptan este estado de agregación en las condiciones atmosféricas de temperatura y presión; se pueden nombrar entre otros: el hidrógeno ( $H_2$ ), el dióxido de carbono ( $CO_2$ ), monóxido de carbono ( $CO$ ), dióxido de azufre ( $SO_2$ ), etc, y muchas de las otras sustancias que se conocen pueden ser transformadas en gases si se modifican las condiciones de temperatura y presión.

Son pues la temperatura y la presión los factores que determinan la naturaleza sólida, líquida o gaseosa que adoptan las sustancias químicas y su influencia en el comportamiento de la materia que ha venido siendo estudiado desde hace mucho tiempo; derivándose de ese estudio leyes que regulan dicho comportamiento como son las de Boyle y las de Charles entre otras y las cuales son aplicables con seguridad y exactitud a ciertos gases y bajo ciertas condiciones; es decir, esas leyes no son generales ni para todos los gases ni para todas las condiciones en que ellos se pueden

encontrar, sino que no siempre se cumplen; de ahí que resulte la distinción entre los gases que sí la cumplen, que son generalmente gases ligeros a bajas presiones y/o altas temperaturas, a los que se le llama gases ideales, y los gases que no las cumplen se les denomina gases reales.

Este trabajo está dedicado a estudiar a los gases que sí cumplen con las Leyes ( GASES IDEALES ) y tiene el propósito de orientar el criterio del lector hacia las condiciones y características de ese estado de agregación de la materia presente en nuestra vida y en muchos otros fenómenos que aunque quizá ajenos a nuestro propio interés, resultan de gran importancia científica, tecnológica y aún económica.

## V-II ASPECTOS HISTORICOS

Los gases fueron estudiados de manera sistemática a partir del siglo XVII. Uno de los científicos a quien se le considera como iniciador del estudio a la vez que fundador de la química moderna, fue un brillante filósofo natural, físico y químico inglés llamado Robert Boyle (1627-1691), que contribuyó a formar la " Royal Society " de Londres y que la presidió en el año de 1680. Aunque el tema favorito de Boyle era la química, algunas de sus más destacadas aportaciones fueron en el campo de la física, tales como, la ley que lleva su nombre: "A temperatura constante, el volumen de una masa gaseosa está en razón inversa a la presión a la que se somete", la cual fue establecida alrededor de los años 1660-1662. Catorce años más tarde, el francés Edme Mariotte (1620-1684), que fue miembro de la Academia de Ciencias, trabajó en el mismo sentido, con tal suerte que principalmente en Europa esta ley continuamente es atribuida a él. (V-4, V-10)

La observación cotidiana que se refiere a la expansión de los gases provocada por el aumento de la temperatura, fue cuantificada por primera vez en 1785, por un científico francés llamado Jacques Charles ( 1746 --- 1823 ) que observó que el hidrógeno, el aire, el dióxido de carbono y el oxígeno se expandían en igual proporción al calentarlos. En 1802 Joseph - Louis Gay-Lussac (1778-1850) físico y químico francés, colaborador y ami-



go de Berthelot, Humboldt y Thémard y que llegó a ser diputado e incluso hasta Par de Francia, citó algunos experimentos en apoyo del trabajo expuesto por Charles y pudo entonces generalizar: " La misma elevación de temperatura produce en iguales volúmenes de todos los gases, el mismo aumento de volumen, siempre que la presión se mantenga constante." (V-4;V-6;V-8)

Sesenta años después del descubrimiento de J. Charles, William Thompson (1824-1907), ennoblecido con el título de Lord Kelvin ( físico y matemático inglés ) que realizó importantes trabajos en termodinámica, revisó la ley de Charles y a partir de sus interpretaciones estableció la escala de temperaturas absolutas que lleva su nombre. Aplicó dicha escala a la ley de Charles, la cual quedó como sigue: " El volumen de un peso constante de gas varía en proporción directa con la temperatura absoluta, a presión constante." (V-4;V-6;V-10)

\* El profesor de física de la Universidad de Turín, Italia Amadeo Avogadro (1776-1856) que era abogado y conde y que desempeñó varios cargos públicos participando en muchas actividades cívicas, rescató en 1811 la idea que Dalton había concebido y luego rechazado; y valiéndose de los conceptos de cinética molecular logró justificarla, así estableció el principio que lleva su nombre: " Bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, volúmenes iguales de gases contienen el mismo número de partículas. (V-4;V-6)

Tomando como base esta breve narración, se puede hacer notar:

1) Los hombres que colaboran en el desarrollo de la ciencia, son personas comunes pero perseverantes y activas, que no se dejan derrotar fácilmente por contratiempos.

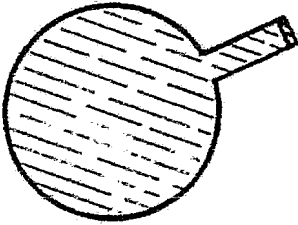
2) Muchas veces, para completar un conocimiento es necesario que las ideas maduren y para ésto en ocasiones debe transcurrir mucho tiempo; es decir, el trabajo que inicia una persona puede ser terminado por otra muchos años más tarde.

## V-III BASES CIENTÍFICAS

### ESTADO GASEOSO

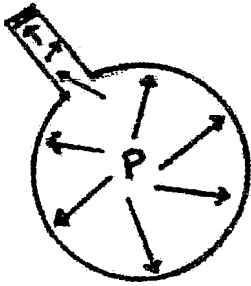
#### CONCEPTOS FUNDAMENTALES. (V-7)

Los gases se distribuyen uniformemente dentro del recipiente en que se encuentren, por lo tanto el volumen de un gas es equivalente al volumen del recipiente en que se encuentra contenido dicho gas y es denotado por la letra "V".



$$\text{Volumen del gas} = \text{Volumen del recipiente}$$

Otra magnitud importante es la llamada presión y se representa con la letra "P" y es equivalente a la fuerza ejercida por el gas sobre las paredes del recipiente que lo contiene o dicho de otra manera es - la fuerza con que las moléculas del gas golpean el área interna del re cipiente y es la misma en cualquier punto.



$$p = \frac{\text{Fuerza ejercida por el gas}}{\text{Area interna del recipiente}}$$

Se debe recordar que cualquier volumen de gas, por el simple hecho de existir debe poseer una cierta cantidad de masa o materia que se reconoce como número de moles y se representa por la letra " n " y que -- además tiene como base al carbono doce ( $^{12}\text{C}$ ); es decir, un mol (pila, - montón) es una cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, partículas, etc) como átomos hay en exactamente 12 gramos del isótopo Carbono doce. (V-5;V-14;V-15)

Se sabe, por otro lado que doce gramos de  $^{12}\text{C}$  contienen  $6.023 \times 10^{23}$  átomos y que es equivalente al número de Avogadro.

Dicho de otra manera, un mol de átomos o mol átomo de un elemento se refiere a la cantidad de sustancia que contienen  $6.023 \times 10^{23}$  átomos del elemento en cuestión. Análogamente para un mol de moléculas es la masa que contienen el mismo número de moléculas.

Para los gases el volumen molar se refiere a la suma de las  $6.023 \times 10^{23}$  partículas de que consta una molécula; mientras que la masa molecular es la suma de las masas de dichas partículas.

En vista de que el número de Avogadro es una cantidad difícilmente medible, se ha calculado la masa de un mol o masa atómica de cualquier-

elemento de la tabla periódica, misma cantidad que aparece escrita en dicha tabla.

masa atómica del plomo = 207.19 gr.

masa atómica del fierro = 55.847 gr.

Todos los hombres poseen percepciones sensoriales mediante las cuales pueden determinar, no sin algún riesgo, qué tan caliente o frío se encuentra un cuerpo con el simple hecho de tocarlo; sin embargo dicha determinación resulta muy relativa; debido a ésto se ha ideado un concepto más permanente y estable denominado "temperatura" y que se representa con la letra "T".

El concepto de temperatura fue introducido como resultado de la observación en todos los cuerpos, ya que, gradualmente éstos alcanzan un estado de equilibrio térmico con el medio que los rodea. (V-6;V-14)

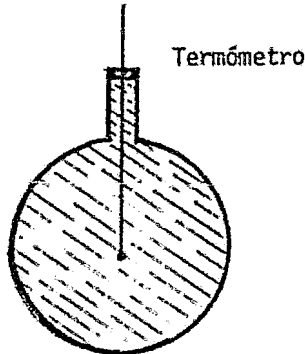
Si se elige un cuerpo "A" y se le pone por nombre "termómetro", se puede utilizar alguna propiedad de éste ( $P_1, V_1$ ) para determinar una escala de temperatura cuando dicho termómetro sea puesto en contacto con otro cuerpo "B", y ambos alcancen un equilibrio  $\phi_1 (P_1, V_1)$  midiendo su temperatura

$$\phi_2 = \phi_1 (P_1, V_1)$$

Un ejemplo simple es el termómetro de mercurio, en el cual  $P_1$  -- (presión del mercurio) es constante y el volumen  $V_1$  es usado como cuantificador de las temperaturas (debido a la expansión y/o compresión -- del líquido, producido por el estado térmico del cuerpo al que se le ha puesto en contacto con el termómetro). En otros casos son las propiedades eléctricas o magnéticas las que pueden ser utilizadas para definir las escalas de temperatura.

Las temperaturas medidas de esta forma, están definidas en términos de las propiedades mecánicas, eléctricas o magnéticas del cuerpo que constituye el termómetro.

Si se introduce un termómetro dentro del matraz que contenga un gas, éste indicará la temperatura a la que se encuentra dicho gas.



#### DIMENSIONES Y UNIDADES

A continuación se presentan tanto el análisis dimensional de los conceptos descritos anteriormente como algunos ejemplos de las unidades tradicionales usadas, así como su simbología.

#### ANALISIS DIMENSIONAL

$$\text{PRESION} = \frac{(\text{Masa})}{(\text{Longitud})^2}$$

$$\text{VOLUMEN} = (\text{Longitud})^3$$

$$\text{TEMPERATURA} = (\text{Grado})$$

#### EJEMPLOS DE UNIDADES TRADICIONALES

$$\text{Kg/m}^2; \text{g/cm}^2; \text{lb/ft}^2$$
$$\text{Kg/cm}^2; \text{lb/in}^2; \text{etc.}$$

$$\text{m}^3; \text{cm}^3; \text{ft}^3; \text{in}^3$$

$$^{\circ}\text{K}; ^{\circ}\text{C}; ^{\circ}\text{F}; ^{\circ}\text{R}$$

Existe otro tipo de unidades que se derivan de las tradicionales y que son muy empleadas, como las siguientes:

	DENOMINACION	CONCEPTO
PRESION	a tm	Atmósfera
	mm Hg	Milímetros de mercurio
	cm Hg	Centímetros de mercurio
	in Hg	Pulgadas de mercurio
VOLUMEN	l	Litros
	ml	Mililitros
	gal	Galones

En cuanto a las unidades del número de moles " n " éstas pueden ser gramos mol ( g mol ), kilogramos mol ( Kg mol ) o libras mol ( lb mol ) según las unidades con que se esté trabajando.

Un g mol, Kg mol o lb mol de una sustancia es una cantidad en gramos, kilogramos o libras numéricamente igual a la masa molecular de esa sustancia. (V-9)

#### INTER-RELACIONES PVTn.

Para determinar el comportamiento de los gases ideales, es necesario encontrar las inter-relaciones que guardan entre sí las condiciones ( P,V,T y n ) que definen a un sistema gaseoso; ésto se puede lograr de la siguiente manera:

1.- Mantener sin cambio dos de las cuatro condiciones que definen el sistema P,V,T y n .

2.- Provocar un cambio en alguna de las otras dos variables y cuantificar lo que sucede con la otra variable.

De esta manera es posible determinar la relación existente entre las dos últimas; prosiguiendo de igual manera hasta encontrar todas las interrelaciones necesarias.

#### LEY DE BOYLE O RELACION P-V ( T y n constantes ) (V-11)

Boyle hizo el siguiente experimento:

En un tubo de forma "U", de diámetro o sección transversal constante que tenía la rama más corta herméticamente cerrada, mientras que la más larga se encontraba abierta al ambiente. Vertió mercurio a través de la rama más larga hasta llenar el codo del tubo y alcanzar la misma altura en ambas ramas; de tal manera que en la rama más corta quedó atrapada una muestra de aire sometida a una presión igual a la de la atmósfera. Midió a continuación la longitud del espacio ocupado por el aire y agregó sucesivas dotaciones de mercurio por el extremo abierto del tubo; después de cada adición de mercurio midió la altura del espacio ocupado por la muestra de aire, así como la diferencia entre los niveles del mercurio entre las dos ramas del tubo.

Cuando Boyle hubo agregado a través de la rama más larga, la cantidad de mercurio suficiente para reducir el volumen del gas contenido en la rama más corta a la mitad, observó que el mercurio se encontraba veintinueve pulgadas más alto en la rama más larga que en la otra. En otras palabras, el volumen se había reducido a la mitad cuando la presión se había duplicado, superponiendo a la presión atmosférica, la presión de una columna de mercurio de veintinueve pulgadas de longitud e igual a la presión de la at



mósfera en el momento de la experiencia.

$$P (29 \text{ in Hg}) = 760 \text{ mm Hg} = 1 \text{ atmósfera}$$

Boyle concluyó: El volumen de una masa fija de gas, manteniendo una temperatura uniforme, varía inversamente con la presión.

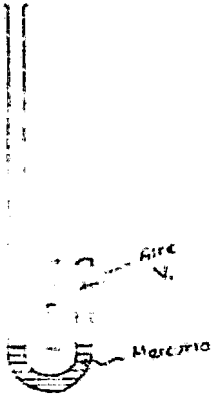


figura (a)

Condiciones 1

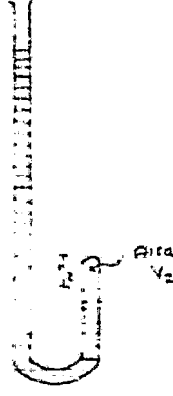


figura (b)

Condiciones 2

$P_1$  = Presión del gas (aire)

$V_1$  = Volumen del gas (aire)

$P_2$  = Presión del gas (aire)

$V_2$  = Volumen del gas (aire)

La presión a la que está sometido el gas es equivalente a la presión que ejerce el mismo gas sobre el mercurio.

En la figura (a) la presión del gas es igual a la presión atmosférica, ya que la atmósfera aplica a través de la rama más larga una presión sobre el mercurio de igual magnitud que la que el aire atrapado ejerce sobre el mismo mercurio a través de la rama más corta.

$$P_1 = \text{Presión atmosférica} \quad (1)$$

En la figura (b) la altura del mercurio es mayor en la rama más larga que en la corta, entonces la presión ejercida sobre el aire es la suma de la presión atmosférica más la presión ejercida por el mercurio debida a la diferencia de alturas.

$$P_2 = P(\text{atmosférica}) + P(29 \text{ in Hg}) \quad (2)$$

Como la presión que ejerce una columna de 29 in Hg es equivalente a una atmósfera e igual a la presión atmosférica en el momento de la experiencia.

$$P(29 \text{ in Hg}) = 760 \text{ mm·Hg} = 1 \text{ atm} = P \text{ atmosférica} \quad (3)$$

sustituyendo en la expresión (2)

$$P_2 = P \text{ atmosférica} + P \text{ atmosférica}$$

resulta

$$P_2 = 2 P \text{ atmosférica} \quad (4)$$

haciendo la sustitución de (1) en (4)

$$P_2 = 2 P_1 \quad (5)$$

Es decir, la presión inicial fue duplicada para el caso de la figura (b). En la figura (a) el volumen ocupado por el aire es  $V_1$ . Se debe hacer notar que el volumen ocupado por el aire es una cantidad medible, ya que, el diámetro dentro del tubo es constante y conociendo la altura (h) ocupada por el aire en la rama más corta es posible calcular el volumen de la manera siguiente:

$$V = \text{Área} \times \text{Altura (h)}$$

que es la ecuación del volumen de un cilindro.

para el caso de la figura (a)

$$V_1 = A \times h_1 \quad (6)$$

para la figura (b)

$$V_2 = A \times h_2 \quad (7)$$

como resultado del experimento se observó que

$$1/2 h_1 = h_2 \quad (8)$$

es decir que la altura  $h_1$  se había reducido a la mitad tras haber agregado el mercurio.

Combinando las ecuaciones (7) y (8)

$$V_2 = A \times 1/2 h_1 \quad (9)$$

rearrreglando

$$V_2 = 1/2 (A \times h_1)$$

el término dentro del paréntesis equivale a la ecuación (6), ya que el área es la misma.

$$V_2 = 1/2 V_1 \quad (10)$$

es decir, el volumen inicial fue disminuido a la mitad en la figura (b). Como conclusión del experimento se puede señalar:

$$P_2 = 2P_1 \quad (5)$$

$$V_2 = 1/2 V_1 \quad (10)$$

Al duplicar la presión, el volumen disminuye a la mitad; extrapolando se puede decir que si se triplica la presión el volumen disminuye a la tercera parte.

Al modificar la ecuación (5) multiplicándola por la (10) resulta

$$P_2 V_2 = 2 P_1 (1/2 V_1)$$

simplificando

$$P_2 V_2 = P_1 V_1 \quad (11)$$

extrapolando

$$P_2 V_2 = P_1 V_1 = P V$$

de aquí se concluye que el producto  $P V$  debe ser una constante

$$P V = K \quad (12)$$

resolviendo para  $V$

$$V = K 1/P \quad (13)$$

La última ecuación corresponde a la ley de Boyle y se puede observar que es una línea recta con pendiente  $K$

$Y = m X$		$V = K 1/P$
Ecuación de una línea recta de pendiente $m$	$\left\{ \begin{array}{c} \text{Por} \\ \text{similitud} \end{array} \right\}$	Ecuación de una línea recta de pendiente $K$

La ecuación (13) significa que el cambio de volumen de una cantidad de gas es inversamente proporcional al cambio de presión al que se encuentra sometido el gas, siempre que la temperatura permanezca constante. Si se dibuja una gráfica de la presión contra el volumen sin variar la temperatura, se obtiene una curva que lleva el nombre de " Isoterma ". (V-4, V-7, V-9)

Para ilustrar la ley de Boyle se presentan a continuación algunos de los datos obtenidos experimentalmente, así como su isoterma y la gráfica de su relación lineal.

Más adelante se exponen las isotermas de algún gas para tres temperaturas diferentes y sus relaciones lineales correspondientes.

### LEY DE BOYLE

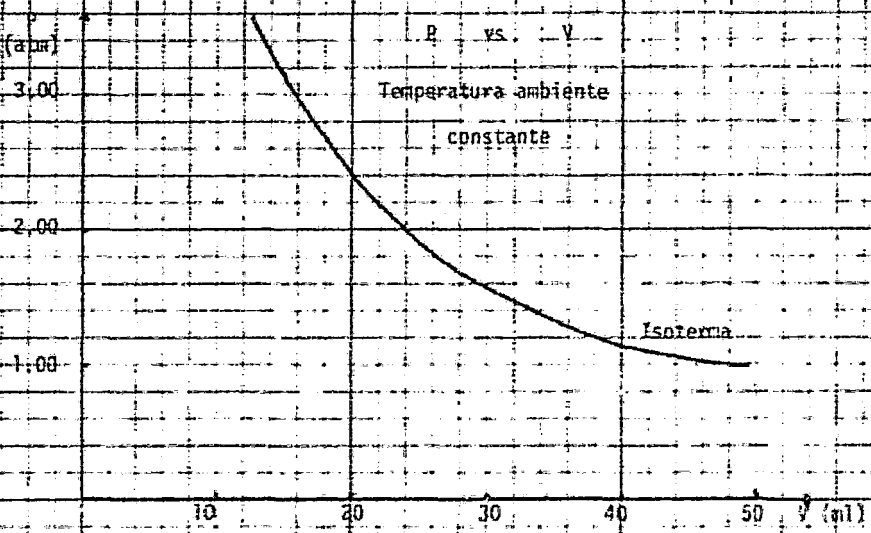
CONDENSACION DEL AIRE ( Temperatura ambiente constante )

1) ISOTERMA: V vs P (V=13)

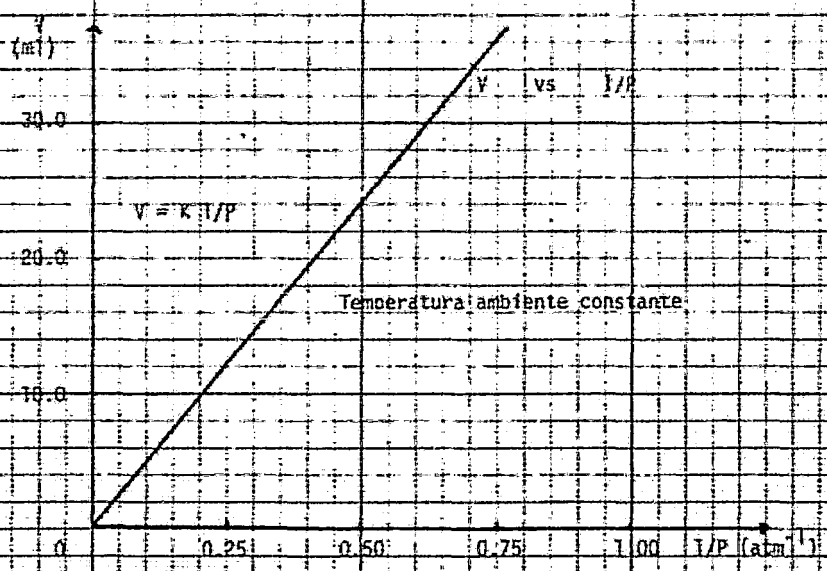
VOLUMEN	PRESION	PRODUCTO
V	P	P V
(ml)	(atmósferas)	(ml-atmósfera)
48.0	1.00	48.00
38.0	1.27	48.26
23.0	2.10	48.30
13.0	3.70	48.10

2) RELACION LINEAL: V vs 1/P

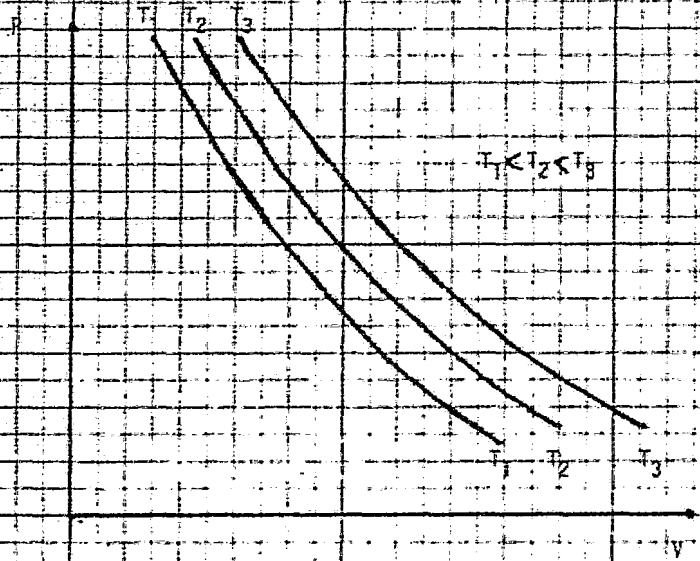
VOLUMEN	1/PRESION
V	1/P
(ml)	(atmósferas <sup>-1</sup> )
48.0	1.000
38.0	0.787
23.0	0.476
13.0	0.270



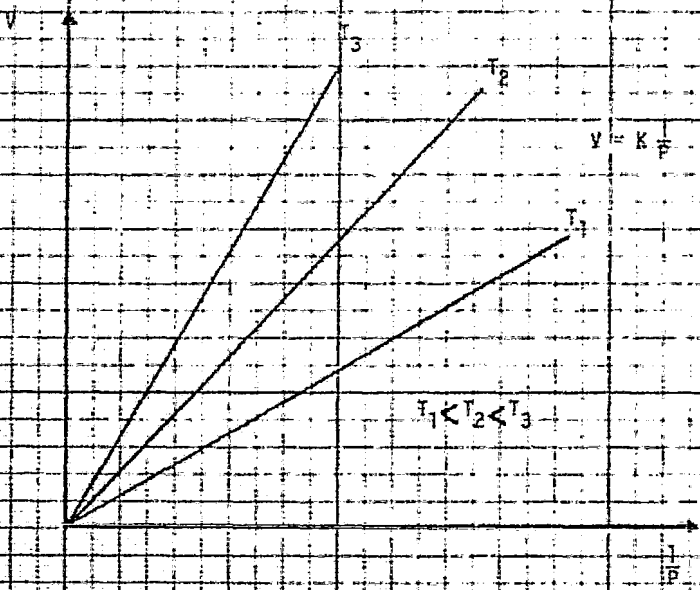
Isotherma obtenida con el experimento de Boyle



Proporcionalidad lineal



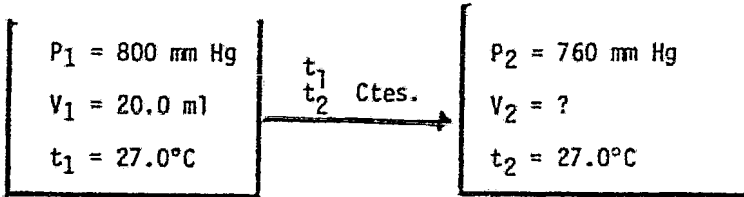
Isothermas para tres temperaturas diferentes



Proporcionalidad lineal para tres temperaturas

Ejemplo para utilización de la ley de Boyle: (V-4)

Una muestra de nitrógeno gaseoso ocupa 20.0 ml a 27.0° C y una presión de 800 mm Hg. ¿ Qué volumen ocupará la muestra a 27° C y 760 mm Hg ?



Se debe hacer notar que la temperatura en ambos casos es la misma.

$$t_1 = t_2 = 27.0^\circ\text{C}$$

La masa de nitrógeno es la misma.

$$n_1 = n_2$$

Empleando la ley de Boyle

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 = \text{constante} \quad (11)$$

despejando  $V_2$

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

efectuando la sustitución de los datos

$$V_2 = \frac{(800 \text{ mm Hg}) (20.0 \text{ ml})}{760 \text{ mm Hg}} = 21.0 \text{ ml}$$

$$V_2 = 21.0 \text{ ml}$$



Es necesario remarcar que en este ejemplo fue disminuida la presión desde 800 mm Hg hasta 760 mm Hg, lo cual provocó un aumento en el volumen de 1.0 ml.

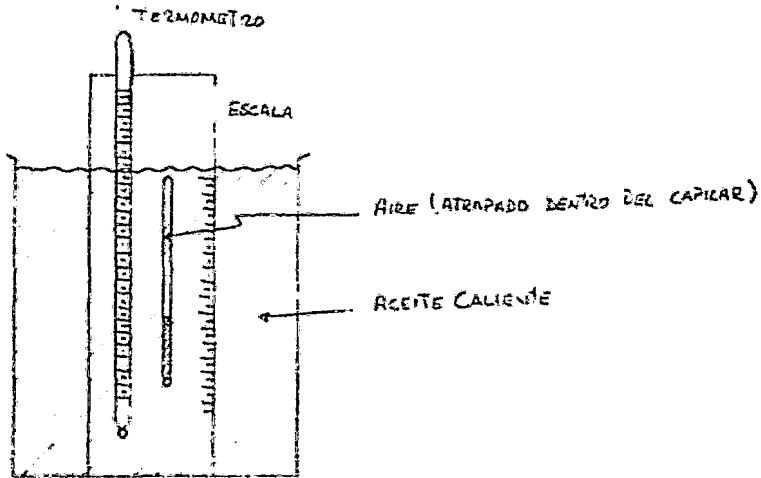
$P_1 = 800 \text{ mm Hg}$	$\xrightarrow[n]{t \text{ constantes}}$	$P_2 = 760 \text{ mm Hg}$
$V_1 = 20.0 \text{ ml}$		$V_2 = 21.0 \text{ ml}$
$t_1 = 27.0^\circ\text{C}$		$t_2 = 27.0^\circ\text{C}$

LEY DE CHARLES O RELACION V-T (P y n constantes) (V-7)

Para encontrar la relación volumen-temperatura, se deben mantener sin variación la presión y la cantidad de gas.

Es posible utilizar un dispositivo como el que se describe a continuación.

Un pequeño tubo capilar y un termómetro montados en una escala graduada y sumergida ésta en un baño de aceite caliente. El capilar debe de tener su diámetro interior constante.



Después de haber montado el termómetro y el capilar sobre la escala, se sumerge el dispositivo en el baño de aceite caliente, de tal forma que dentro del capilar quede atrapado un volumen de aire; a continuación se mide el espacio ocupado por el aire dentro del capilar, así como la temperatura a la que se encuentra.

A medida que se enfría el sistema, el aceite va ascendiendo a través del tubo y anotándose, a intervalos de temperatura, la longitud del espa--

cio ocupado por el aire .

En un tubo de diámetro interior constante, la longitud es una medida del volumen, tal y como se comprobó en el experimento anterior ( ley de - Boyle, ecuaciones (6) a la (10) ).

para efectuar cualquier medición de temperatura es necesario utilizar alguna de las escalas ya existentes, tales como: (V-12)

ESCALA	UNIDAD EN QUE SE ENCUENTRA GRADUADA	REPRESENTACION
Centígrada	Grados Celcius o Centígrados	°C
Kelvin	Grados Kelvin o Absolutos	°K o °A
Fahrenheit	Grados Fahrenheit	°F
Rankine	Grados Rankine o Absolutos	°R

para establecer las escalas Centígrada y Fahrenheit fué necesario -- escoger algunos puntos como referencia, los cuales corresponden al punto de fusión y de ebullición del agua, a tales puntos se les asignaron los - valores de 0 y 100 para la escala centígrada y 32 y 212 para la Fahrenheit.

La escala Kelvin nació a partir de la centígrada, así como la escala Rankine es una derivación de la Fahrenheit. (V-6)

Tanto la escala Kelvin como la Rankine son denominadas Absolutas y - tienen la característica de que no contienen temperaturas negativas, es- por esto que comunmente se trabaja con estas escalas.

En la tabla siguiente se presenta la relación existente entre di--- chas escalas de temperatura.

R E L A C I O N (V-12)

ESCALA	CENTIGRADA	KELVIN (ABSOLUTA)	FAHRENHEIT	RANKINE (ABSOLUTA)
CENTIGRADA		$^{\circ}\text{C} = ^{\circ}\text{K} - 273$	$^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} (^{\circ}\text{F} - 32)$	$^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} (^{\circ}\text{R} - 492)$
KELVIN (ABSOLUTA)	$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$		$^{\circ}\text{K} = \frac{5}{9} (^{\circ}\text{F} - 32) + 273$	$^{\circ}\text{K} = \frac{5}{9} ^{\circ}\text{R}$
FAHRENHEIT	$^{\circ}\text{F} = \frac{9}{5} ^{\circ}\text{C} + 32$	$^{\circ}\text{F} = \frac{9}{5} (^{\circ}\text{K} - 273) + 32$		$^{\circ}\text{F} = ^{\circ}\text{R} - 460$
RANKINE (ABSOLUTA)	$^{\circ}\text{R} = \frac{9}{5} ^{\circ}\text{C} + 492$	$^{\circ}\text{R} = \frac{9}{5} ^{\circ}\text{K}$	$^{\circ}\text{R} = 460 + ^{\circ}\text{F}$	

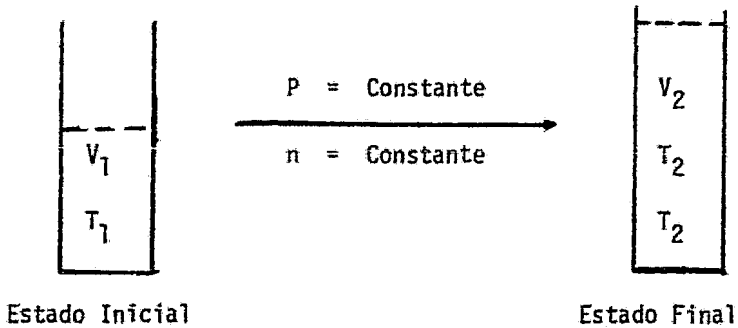
Como convenio se acostumbra denotar las temperaturas absolutas con la letra " T ", mientras que en las escalas comunes se acostumbra escribir la letra " t ".

El problema para encontrar la relación volumen-temperatura consiste en determinar la escala de temperaturas más apropiada para el caso. Con el fin de resolver el problema mencionado y obtener simultáneamente la relación buscada, a continuación se presentan varios datos que corresponden a los resultados de un experimento similar al descrito anteriormente para la ley de Charles, utilizando las cuatro escalas de temperatura que son las más comunes y manteniendo la presión constante e igual a una atmósfera.

DATOS PARA LA LEY DE CHARLES REFERIDOS A UNA  
MUESTRA CONSTANTE DE HIDROGENO  
(V-10)

V O L U M E N	T E M P E R A T U R A			
	V (ml)	°C	°K (ABSOLUTA)	°F
75.0	-173.0	100.0	-279.4	180.6
150.0	- 73.0	200.0	- 99.4	360.6
225.0	27.0	300.0	80.6	540.6
300.0	127.0	400.0	260.6	720.6
375.0	227.0	500.0	440.6	900.6

Estudiando detenidamente la tabla anterior se puede observar que la relación más sencilla se encuentra entre el volumen y la temperatura Kelvin y que es muy similar a la existente entre el volumen y la temperatura en grados Rankine, es decir que el duplicar el volumen es consecuencia de haber aumentado al doble la temperatura absoluta.



donde:  $V_2 = 2V_1$  (14)

$T_2 = 2T_1$  (15)

dividiendo la ecuación (14) en la (15) miembro a miembro

$$\frac{V_2}{T_2} = \frac{2V_1}{2T_1}$$

resulta

$$\frac{V_2}{T_2} = \frac{V_1}{T_1} \quad (15-A)$$

extrapolando

$$\frac{V_2}{T_2} = \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_0}{T_0}$$

Se puede concluir que el cociente del volumen de un gas entre su temperatura es igual a una constante

$$\frac{V}{T} = K \quad (16)$$

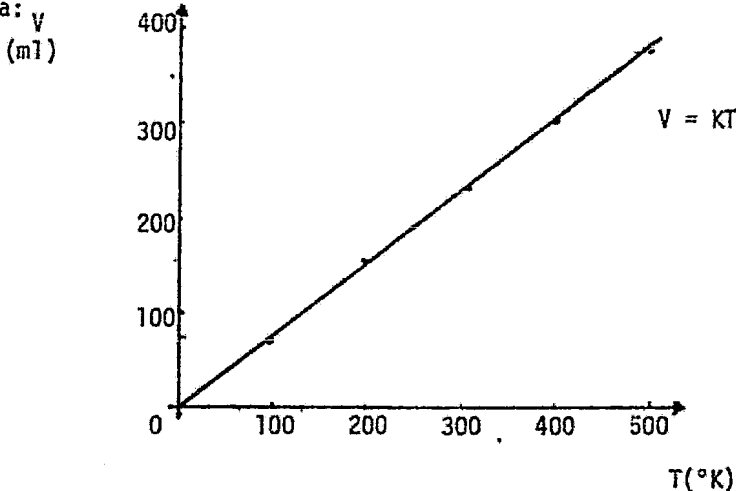
resolviendo para el volumen

$$V = KT \quad (17)$$

la cual corresponde, por similitud a la ecuación de una línea recta de la forma  $y=mx$

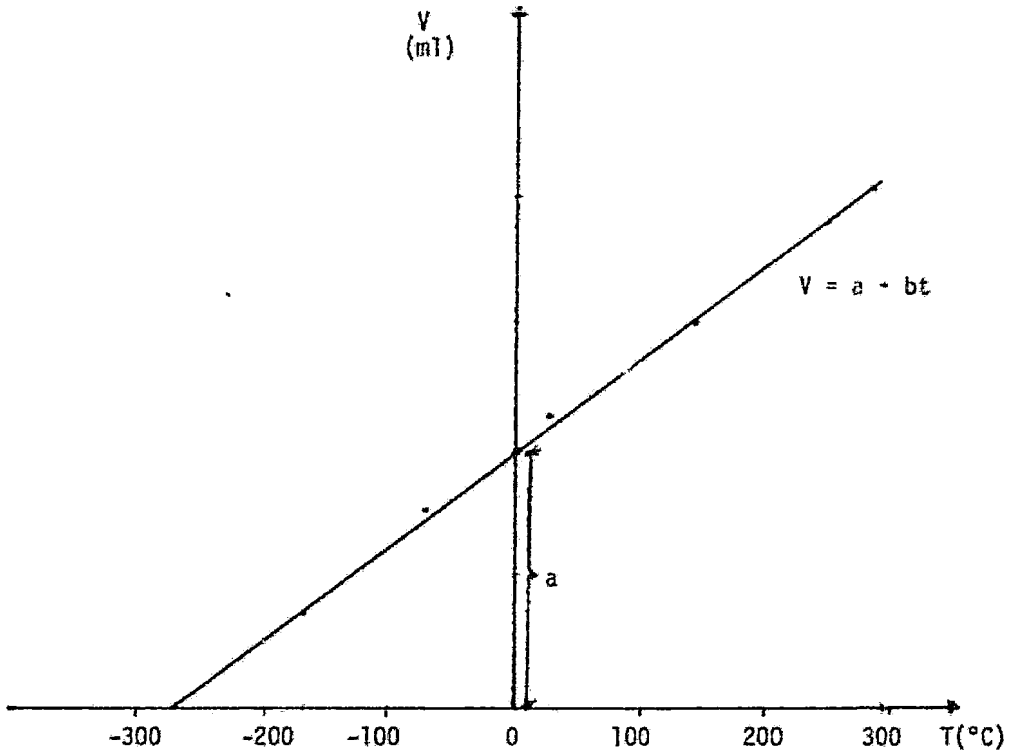
$y=mx$	} Por similitud	$V = KT \quad (V-4, V-7, V-9)$
Ecuación de una línea recta de pendiente -- igual a "m".		

Si se dibuja en una gráfica los datos de volumen contra la temperatura, resulta:



lo que indica que el cambio de volumen de un gas es directamente proporcional al cambio en la temperatura Kelvin del mismo.

Si se dibujan los mismos datos de volumen contra la temperatura en grados centígrados se obtiene: (V-7)



lo que indica que la relación volumen-temperatura centígrada es proporcional mas no directamente proporcional

$$V = a + bT$$

donde (a) es diferente de cero.

Análogos resultados se producen en lo que respecta a las escalas de --- temperaturas Fahrenheit y Rankine.

De aquí se concluye la ley de Charles: "El cambio en el volumen de una masa constante de gas es directamente proporcional al cambio en su temperatura absoluta, siempre que la presión permanezca constante", y que corresponde a la ecuación (17). Lo anterior significa que si se grafica el volumen - contra la temperatura absoluta de un gas a presión constante, se obtiene -- una línea recta que lleva el nombre de "Isóbara" y cuya pendiente será la - constante "K".

Debido a ésto se puede deducir el nacimiento de las escalas de temperatura absolutas que fueron elaboradas por conveniencia para los investigadores ya que implica una proporcionalidad directa entre el volumen y la temperatura absoluta.

Una relación importante es la relación (16) que se muestra a continuación para los datos anteriores.

DATOS REFERENTES A UNA MUESTRA CONSTANTE

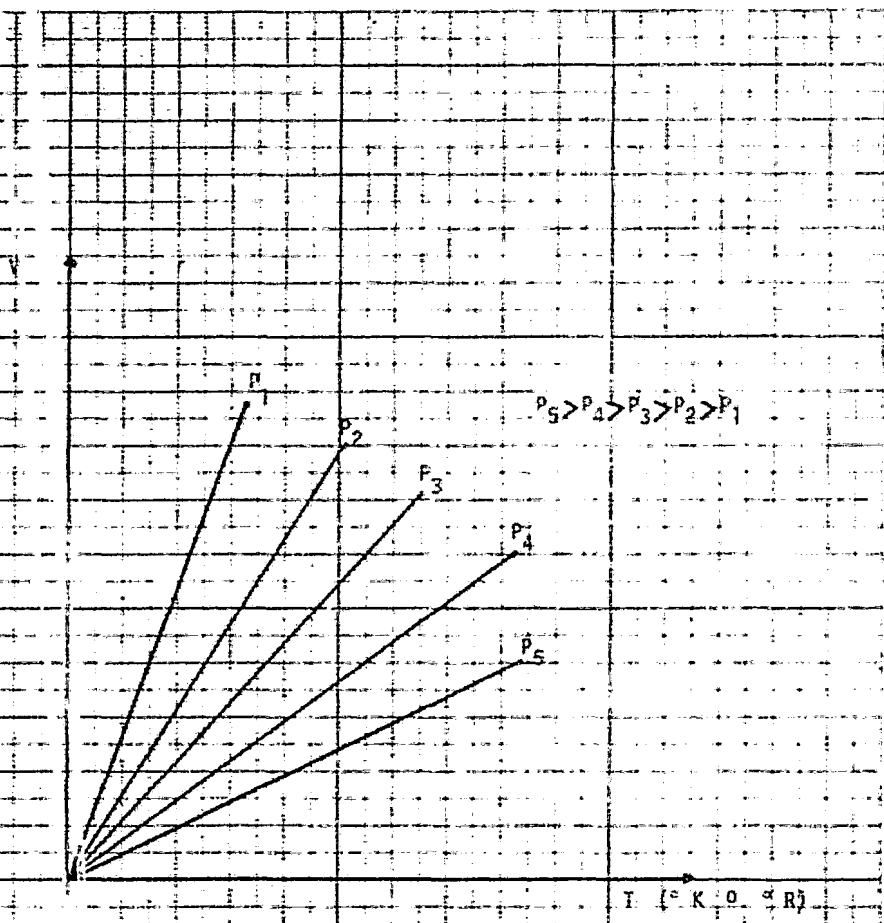
DE HIDROGENO (V-10)

( P = CONSTANTE = 1 ATMOSFERA)

V	T	V / T
(ml)	(°K)	(ml / °K)
75.0	100.0	0.75
150.0	200.0	0.75
225.0	300.0	0.75
300.0	400.0	0.75
375.0	500.0	0.75

La gráfica que le sigue representa las Isóbaras de algún gas para cinco presiones diferentes.

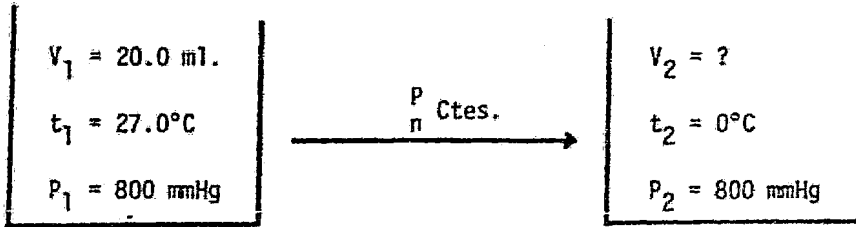




Isóbaras para diferentes presiones

Ejemplo: (V-4)

Una muestra de nitrógeno gaseoso ocupa 20.0 ml. a una temperatura de - 27.0°C y una presión de 800 mmHg. ¿Qué volumen ocupará la muestra a cero°C- y 800 mmHg?



$$n_1 = n_2$$

se puede observar que P y n son constantes, entonces es posible utilizar la ecuación (16) correspondiente a la ley de Charles.

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

En esta ecuación  $T_1$  y  $T_2$  representan temperaturas absolutas, por ésto - es necesario transformar las temperaturas centígradas en absoluta.

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

Sustituyendo los datos del problema en la última expresión.

$$T_1 = ^\circ\text{K} = 27^\circ\text{C} + 273 = 300^\circ\text{K}$$

$$T_2 = ^\circ\text{K} = 0^\circ\text{C} + 273 = 273^\circ\text{K}$$

resolviendo la ecuación (16) para  $V_2$

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

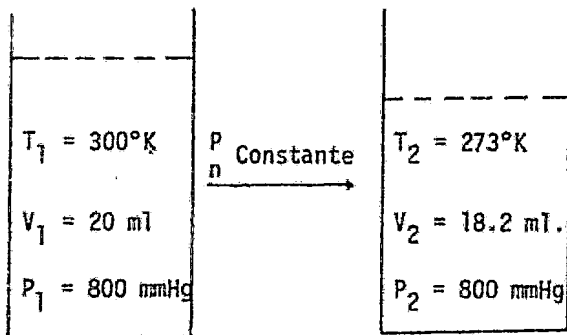
sustituyendo datos

$$V_2 = \frac{(20.0 \text{ ml.}) (273^\circ\text{K})}{300^\circ\text{K}}$$

resulta

$$V_2 = 18.2 \text{ ml.}$$

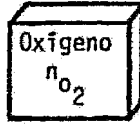
En el presente ejemplo se disminuyó la temperatura y esto provocó un --  
decremento en el volumen aproximadamente de 1.8 ml.



HIPOTESIS DE AVOGADRO O RELACION V-n (P y T constantes) (V-4;V-7)

"Bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, volúmenes iguales de gases contienen números iguales de moléculas" (moles).

P y T constantes.



La presente hipótesis indica:

$$n_{N_2} = n_{O_2} = n_{H_2}$$

ya que  $V_{N_2} = V_{O_2} = V_{H_2}$  P y T con constantes.

En base a esto, si se toma el volumen de cualquier gas bajo dichas condiciones y se adiciona una cantidad de gas igual a la que contiene, sin variar la presión y la temperatura, se observará que el volumen aumenta al doble.



De igual manera si se triplica la masa, manteniendo la presión y la temperatura constantes, el volumen será triplicado.

Generalizando: "El volumen de un gas es directamente proporcional a la cantidad del gas que ocupa dicho volumen, siempre que las condiciones de presión y temperatura no varíen."

$$V = Kn \quad (18)$$

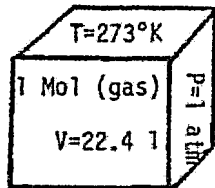
Con el fin de ilustrar mejor esta relación se ejemplificará la ecuación (18)

Rearreglando la ecuación (18)

$$\frac{V}{n} = K$$

Definición: Cuando un gas se encuentra sometido a una presión de una atmósfera y una temperatura de 273°K, se dice que el gas se encuentra bajo condiciones normales de presión y temperatura; dichas condiciones se representan con las letras PTN.

Amadeo Avogadro descubrió que una mol de cualquier gas que se encuentre bajo condiciones de presión y temperatura normales (PTN) ocupa un volumen de 22.4 litros.



PTN=1 atm y 273°K

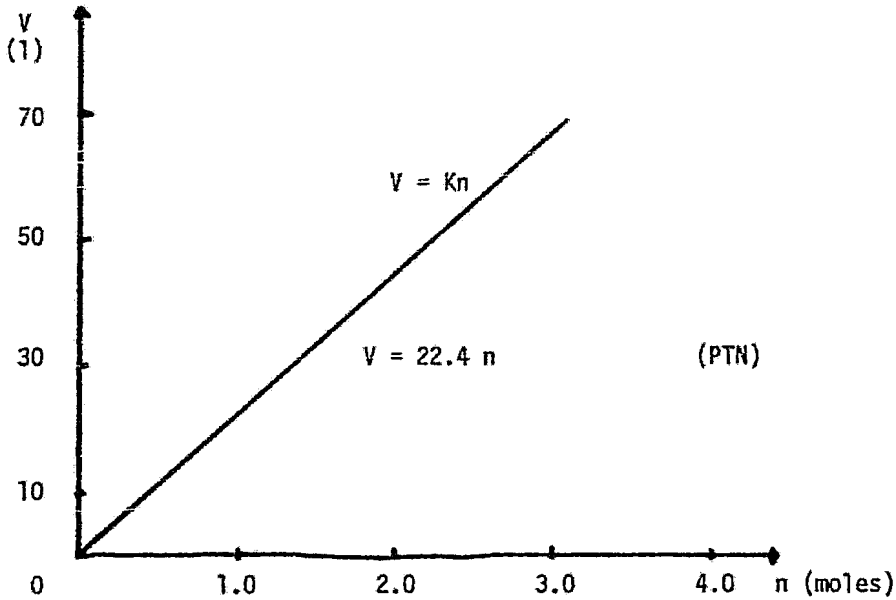
Como ejemplo de la relación V-n, se dan los volúmenes ocupados por diferentes cantidades (moles) de un gas bajo condiciones PTN y a continuación su gráfica que indica la dependencia lineal ( ecuación (18) ), así como los volúmenes molares de algunos gases reales a las mismas condiciones.

$n$ (Número de moles de gas)	$V$ (litros ocupados por el gas)
0	0
1.0	22.4
3.0	67.2
4.0	89.6
5.0	112.0

Volúmenes molares de algunos gases a PTN

(V-3)

H <sub>2</sub>	-	22.43 l.
H	-	22.426
N <sub>2</sub>	-	22.402
CO <sub>2</sub>	-	22.262
O <sub>2</sub>	-	22.393

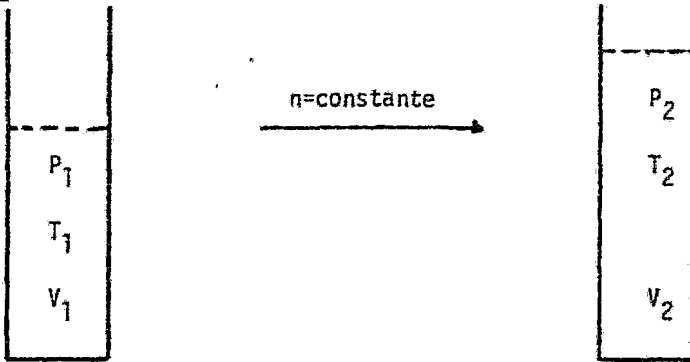


Relación V - n a PTN (1 atm y 273° K)

LEY COMBINADA DE LOS GASES O RELACION P-V-T ( $n=\text{constante}$ ) (V-9)

Cuando se requiere determinar la relación presión-volumen-temperatura al existir un cambio simultáneo de dichas condiciones, manteniendo constante la cantidad de moles del gas; es necesario combinar adecuadamente las leyes hasta ahora estudiadas. Para lograr tal combinación se procede de la manera siguiente:

Considérese una cantidad de gas bajo las condiciones  $P_1, V_1, T_1$  y supóngase que se desea obtener el volumen del gas  $V_2$  a una presión  $P_2$  y una temperatura  $T_2$



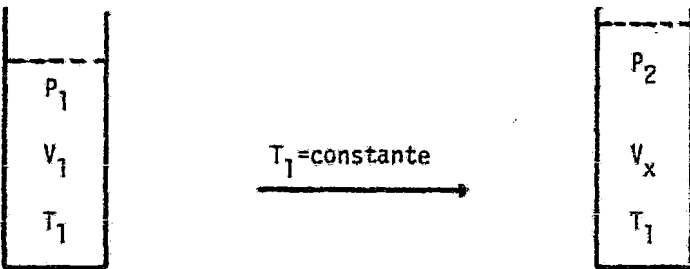
Primero se expande el gas desde  $P_1$  hasta  $P_2$  a una temperatura constante -  $T_1$

$$P_1 \quad T_1 = \text{constante} \quad P_2$$

Si el volumen resultante es  $V_x$ ; mediante la ley de Boyle ( ecuación (11) ).

$$P_1 V_1 = P_2 V_x$$

$$T_1 = \text{constante}$$

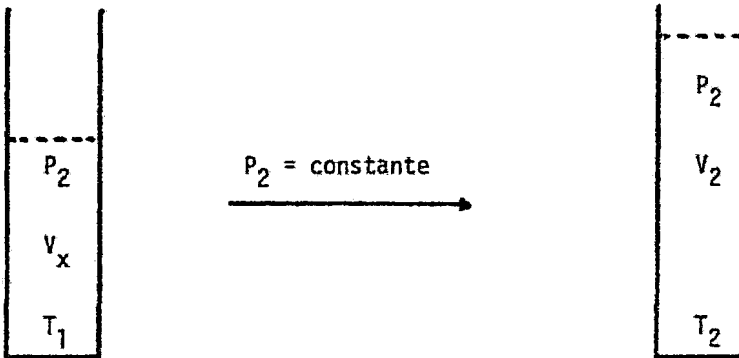


Despejando  $V_x$  de la última expresión

$$V_x = \frac{P_1 V_1}{P_2} \quad (19)$$

Si el sistema del lado derecho ( $P_2, V_x, T_1$ ) es calentado a presión constante desde  $T_1$  hasta  $T_2$ , se obtendrá un volumen  $V_2$  mediante la ley de Charles -- (15-A)

$$\frac{V_x}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad P_2 = \text{constante}$$



Despejando  $V_2$  de la ecuación anterior

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

Sustituyendo  $V_x$  de la ecuación (19)

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

Reagrupando términos

$$\frac{V_2 P_2}{T_2} = \frac{V_1 P_1}{T_1} \quad (20)$$

Extrapolando

$$\frac{V_2 P_2}{T_2} = \frac{V_1 P_1}{T_1} = \frac{V_0 P_0}{T_0}$$



se puede concluir

$$\frac{VP}{T} = \text{constante} = K' \quad (21)$$

de otra forma

$$\frac{V_1 P_1}{T_1} = \frac{V_2 P_2}{T_2} = \text{constante} = K'$$

la cual corresponde a la ley combinada de los gases

### ECUACION GENERAL DE LOS GASES IDEALES (V-9)

A continuación se procederá a encontrar el modelo matemático que explica el comportamiento de los gases ideales, a partir de lo que se ha estudiado hasta el momento.

La ecuación (21) dice

$$\frac{PV}{T} = K'$$

La constante  $K'$  debe ser proporcional al número de moles del gas ya que "n" fue la única condición que se mantuvo sin variación cuando se llegó a la ecuación (21).

Resolviendo dicha expresión para el volumen:

$$V = \frac{K'T}{P} \quad \delta$$
$$V = \frac{K'T}{P} \quad (22)$$

la ecuación (18) es

$$V = Kn \quad (18)$$

(P y T constantes)

Nótese que en la ecuación (22), al aumentar  $K'$ , aumenta el volumen y en la expresión (18) al aumentar n, aumenta nuevamente el volumen, lo cual significa que  $K'$  y n son directamente proporcionales entre sí, es decir

$$K' = Rn \quad (23)$$

donde R es una constante de proporcionalidad llamada "constante universal de los gases ideales".

Sustituyendo la ecuación (23) en la (22)

$$V = Rn \frac{T}{p}$$

Rearreglando

$$PV = nRT \quad (24)$$

que es conocida ( ecuación (24) ) como ecuación general de los gases ideales y equivale al modelo matemático buscado.

#### ANALISIS DE UNIDADES DE LA ECUACION GENERAL DE LOS GASES IDEALES (V-9)

Presión se expresa como fuerza por unidad de área, es decir la fuerza aplicada sobre un área determinada.

$$p = \frac{\text{Fuerza}}{\text{Area}}$$

Volumen se obtiene como el producto de un área multiplicada por una longitud

$$V = \text{Area} \times \text{longitud}$$

Número de moles. Tiene unidades de mol o gramos-mol (normalmente)

$$n = \text{Mol o gr-mol}$$

Temperatura utiliza como unidad el grado

$$T = \text{grado}$$

Si despejamos "R" (constante universal) de la ecuación general de los gases perfectos.

$$R = \frac{PV}{nT}$$

Sustituyendo las unidades correspondientes

$$R = \frac{\frac{\text{Fuerza}}{\text{Area}} \times (\text{Area} \times \text{longitud})}{(\text{Mol}) (\text{grado})}$$

Simplificando

$$R = \frac{(\text{Fuerza}) (\text{longitud})}{(\text{Mol}) (\text{grado})}$$

Nótese que el numerador tiene unidades de trabajo o energía

$$R = \frac{(\text{trabajo})}{(\text{Mol}) (\text{grado})} = \frac{(\text{Energía})}{(\text{Mol}) (\text{grado})}$$

En consecuencia, la constante universal de los gases ideales relaciona la energía que posee un sistema con la masa y la temperatura del mismo.

#### CÁLCULO DE LA CONSTANTE UNIVERSAL DE LOS GASES.

Para calcular la constante "R" es necesario partir de la ecuación general de los gases ideales.

$$PV=nRT$$

Despejando R

$$R = \frac{PV}{nT}$$

donde T debe estar en unidades de temperatura absoluta o de grados Rankin debido a la relación volumen-temperatura o ley de Charles.

Al sustituir los valores de P,V,n y T es posible encontrar el valor de la constante de los gases ideales a estas condiciones.

La tabla siguiente muestra los valores de "R" para diferentes tipos de unidades.

Es necesario notar que el valor de "R" depende de las unidades en que se encuentren las variables que la componen.

DIFERENTES VALORES DE "R"

EN CONDICIONES TPN

(V-9)

		PRESION (P)	VOLUMEN (V)	NUMERO DE MOLES (n)	TEMPERATURA (T)	CONSTANTE DE LOS GASES (R)
1)		atmósferas	litros	g mol	°K	$0.082 \frac{(\text{atm}) (\text{l.})}{(\text{g mol}) (^\circ\text{K})}$
2)		atmósferas	ml	g mol	°K	$82.05 \frac{(\text{atm}) (\text{ml})}{(\text{g mol}) (^\circ\text{K})}$
3)		$\frac{\text{dinas}}{\text{cm}^2}$	cm <sup>3</sup>	g mol	°K	$8.314 \times 10^7 \frac{(\text{ergios})}{(\text{g mol}) (^\circ\text{K})}$
4)		mmHg	lt	g mol	°K	$62.36 \frac{(\text{mmHg}) (\text{l.})}{(\text{g mol}) (^\circ\text{K})}$
5)		atmósferas	ft <sup>3</sup>	lb mol	°R	$0.7302 \frac{(\text{atm}) (\text{ft}^3)}{(\text{lbmol}) (^\circ\text{R})}$
6)		$\frac{\text{lb}_2}{\text{in}^2}$	ft <sup>3</sup>	lb mol	°R	$10.73 \frac{(\text{lb/in}^2) (\text{ft}^3)}{(\text{lb mol}) (^\circ\text{R})}$
7)	R en Joulios	-	-	g mol	°K	$8.314 \frac{(\text{Joulios})}{(\text{g mol}) (^\circ\text{K})}$
8)	R en Calorías	-	-	g mol	°K	$1.987 \frac{(\text{Calorías})}{(\text{g mol}) (^\circ\text{K})}$

Las leyes de Boyle y Charles así como el principio de Avogadro son casos especiales de la ecuación general de los gases ideales.

$$PV=nRT \quad (24)$$

manteniendo constante n y T, todo el término del lado derecho se convierte en una constante.

$$PV=K$$

que corresponde a la ecuación (12) y representa la ley de Boyle.

Despejando V de la ecuación (24).

$$V=\frac{nRT}{P}$$
$$V=\frac{nR}{P} T \quad (25)$$

Cuando P y n son constantes, la expresión resultante es

$$V=KT$$

que corresponde a la ecuación (17) y representa la ley de Charles.

Rearreglando la expresión (24)

$$V=\frac{RT}{P} n$$

cuando P y T son constantes resulta

$$V=Kn$$

que corresponde a la ecuación (18) y representa la expresión obtenida a partir del principio de Avogadro.

Asímismo, si en la ecuación (24) V y n son constantes y se transfieren éstas al lado derecho mientras que las variables son transferidas al miembro izquierdo resulta (V-7)

$$\frac{P}{T} = K \quad (25-1)$$

la cual corresponde a ley de Gay Lussac "a volumen constante, el -- cambio de presión de una cantidad definida de gas es directamente - proporcional a el cambio en la temperatura que sufre el mismo gas."

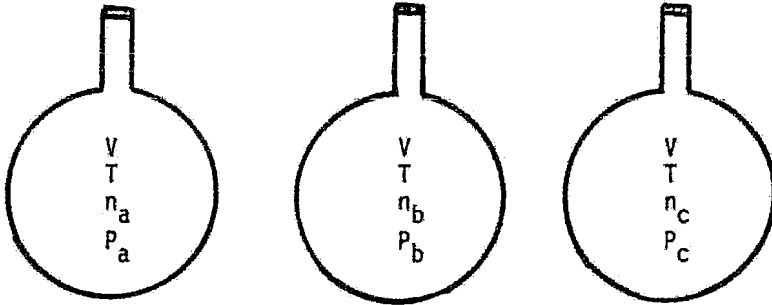
$$P = KT$$

La última expresión corresponde a una línea recta con pendiente "K".

La gráfica P vs T lleva el nombre de ISOCORICA.

#### LEY DE DALTON Y EMPLEO DE LA LEY DE LOS GASES IDEALES. (V-9)

Si se tuviesen tres frascos con un volumen "V" y una temperatura "T" cada uno y dentro del primer frasco se encontrarán  $n_a$  moles del gas a, dentro del segundo estuvieran contenidas  $n_b$  moles del gas b y en el tercer frasco se encontrarán  $n_c$  moles del gas C.



Si los tres gases fueran obligados a ocupar juntos un cuarto frasco bajo las mismas condiciones de volumen y temperatura, la presión a la que estarían sometidas las paredes del cuarto frasco sería  $P_T$ , la cual sería el resultado de la suma de las presiones individuales de cada gas.

$$P_T = P_a + P_b + P_c \quad (26)$$

La última expresión representa la ley de las presiones parciales de Dalton, donde cada una de las presiones individuales es equivalente a cada una de las presiones parciales.

"La presión total a la que se encuentra sometido una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de cada componente de la mezcla".

Aplicando la ley de los gases ideales a cada frasco y despejando en cada caso la presión se obtiene:

$$P_a = \frac{n_a R_T}{V} \quad (a)$$

$$P_b = \frac{n_b R_T}{V} \quad (b)$$

$$P_c = \frac{n_c R_T}{V} \quad (c)$$

Sustituyendo estas ecuaciones en la ecuación (26)

$$P_T = \frac{n_a R_T}{V} + \frac{n_b R_T}{V} + \frac{n_c R_T}{V}$$

factorizando  $\frac{RT}{V}$

$$P_T = (n_a + n_b + n_c) \frac{RT}{V} \quad (d)$$

Se concluye que el número de moles total  $n_T$  es la suma de los moles de cada gas que ocupan el cuarto recipiente

$$n_T = n_a + n_b + n_c \quad (27)$$

Sustituyendo en la ecuación (d)

$$P_T = \frac{n_T R_T}{V} \quad (28)$$

A partir de la ecuación (28) se puede concluir que la ley de los gases-ideales se puede aplicar a mezclas de gases puros.

Si se dividen las ecuaciones (a), (b) y (c) en la (28), por separado, y miembro a miembro, resulta

Para (a)

$$\frac{P_a}{P_T} = \frac{n_a \frac{RT}{V}}{n_T \frac{RT}{V}}$$

Simplificando

$$\frac{P_a}{P_T} = \frac{n_a}{n_T} \quad (29-a)$$

Análogamente para (b)

$$\frac{P_b}{P_T} = \frac{n_b}{n_T} \quad (29-b)$$

y (c)

$$\frac{P_c}{P_T} = \frac{n_c}{n_T} \quad (29-c)$$

Las ecuaciones (29) son muy importantes en los cálculos químicos o de ingeniería química porque establecen una relación entre la presión parcial y la total en una mezcla. Como las fracciones  $n_a/n_T$ ,  $n_b/n_T$  y  $n_c/n_T$  representan



Los moles de un constituyente en particular en la mezcla, divididos por el número total de moles presentes, estas cantidades se llaman "fracciones molares" y se designan con la letra  $Y_i$ , refiriéndose al componente  $i$ .

Es decir:

$$\frac{n_i}{n_T} = \frac{P_i}{P_T} = Y_i \quad (30)$$

$$\frac{P_a}{P_T} = \frac{n_a}{n_T} = Y_a \text{ (fracción mol de a)}$$

$$\frac{P_b}{P_T} = \frac{n_b}{n_T} = Y_b \text{ (fracción mol de b)}$$

$$\frac{P_c}{P_T} = \frac{n_c}{n_T} = Y_c \text{ (fracción mol de c)}$$

La suma de las fracciones molares de una mezcla es igual a uno.

$$Y_a + Y_b + Y_c = 1 \quad (31)$$

Para comprobar la ecuación (31), se efectuará la suma para el ejemplo -- descrito.

$$\frac{n_a}{n_T} + \frac{n_b}{n_T} + \frac{n_c}{n_T} = Y_a + Y_b + Y_c$$

todo el miembro del lado izquierdo está dividido por  $n_T$ .

factorizando

$$\frac{1}{n_T} (n_a + n_b + n_c) = Y_a + Y_b + Y_c$$

según la ecuación 27

$$n_a + n_b + n_c = n_T \quad (27)$$

sustituyendo la ecuación (27)

$$\frac{1}{n_T} (n_T) = Y_a + Y_b + Y_c$$

Resulta

$$Y_a + Y_b + Y_c = .1$$

que es la ecuación (31)

Rearreglando la ecuación (30)

$$P_i = Y_i P_T$$

$$n_i = Y_i n_T$$

Resumiendo:  $Y_i = 1$

$$P_T = P_i$$

Análogamente para el volumen, se obtiene

$$V_i = Y_i V_T$$

La última ecuación corresponde a la "Ley de Amagat de los volúmenes parciales".

Donde  $V_i$  se refiere al volumen parcial del componente  $i$ .

"El volumen total que ocupa una mezcla gaseosa es igual a la suma de los volúmenes parciales de cada componente de la mezcla".

### NUMERO DE MOLES

El cálculo del número de moles es de gran importancia para la resolución de problemas que involucren entre otras a la ecuación general de los gases ideales. Para determinar al número de moles basta con efectuar el cociente de la masa del gas dividido entre su masa molecular.

$$n = \frac{\text{masa del gas}}{\text{masa molecular del gas}}$$

$$n = \frac{W}{m}$$

w=masa (gramos, kilogramos, libras, etc.)

m=masa molecular

V - IV METODO DE SOLUCION DE  
PROBLEMAS NUMERICOS -  
Y APLICACIONES PRAC-  
TICAS

Anteriormente se mencionó la importancia del estado gaseoso, tanto para la humanidad como para la naturaleza en sí; llega el momento de corroborar dicha importancia, aplicando los conocimientos y conceptos estudiados hasta el momento.

Es necesario recordar que los gases reales se asemejan mucho al comportamiento ideal cuando se encuentran sometidos a bajas presiones y altas temperaturas y que algunos gases tienen el mismo comportamiento al encontrarse bajo las condiciones del medio ambiente, obteniéndose una diferencia relativamente pequeña entre ambos tipos de gases.

Cada mente humana posee una manera o sistema particular de resolver los problemas que se le presentan. A continuación se propone un método de solución de problemas que trata de copiar el proceso natural que efectúa la mente humana para poder resolver el tipo de problemas relacionados con los gases ideales.

### METODO DE SOLUCION DE PROBLEMAS

1.- Leer cuidadosamente el enunciado del problema las veces que sea necesario para comprenderlo y visualizarlo.

2.- Con el fin de clarificar y determinar la manera de atacar el problema, se recomienda la elaboración de un diagrama o diagramas sencillos que puedan representar el proceso que se está efectuando, anotando tanto las características del sistema o sistemas que forman el proceso como las propiedades desconocidas del mismo.

3.- En base a las restricciones, los datos y el diagrama o diagramas mencionados, determinar el sistema al que se le pide solución, Dicha solución se proporciona normalmente por medio de la ecuación o ecuaciones que relacionan a las propiedades y/o las características del mismo sistema.

4.- Encontrar las relaciones, si las hay, que determinan a los constituyentes de la ecuación del sistema y sustituirles en dicha relación.

5.- Escribir los datos de manera escalonada y efectuar las transformaciones de unidades necesarias, de tal forma que éstas sean congruentes entre sí y sea posible trabajar en un sólo sistema de unidades.

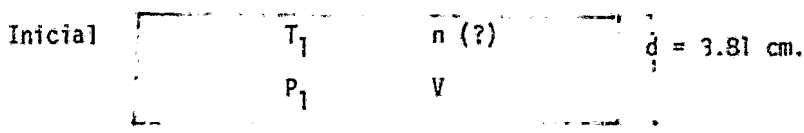
6.- Sustituir los datos del problema en la ecuación resultante del paso 4, para así obtener la respuesta deseada, observando que las unidades de la respuesta sean correctas.

1) Se cuenta con un tubo cilíndrico transparente de vidrio que tiene de diámetro 3.81 cm. y 121.92 cm de longitud, que será empleado para un anuncio luminoso de una tienda; se sabe que dentro del tubo se encuentra contenido gas neón bajo una presión de 11 mmHg y 18°C. (V-4)

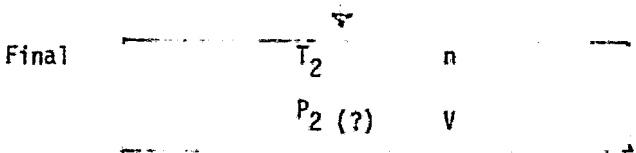
Cuando se conecta el interruptor, durante un tiempo, se observa que el tubo ha alcanzado la temperatura de 90°C; se desea conocer el efecto producido por el incremento de temperatura en la presión del gas, así como, la cantidad de gas que debe contener dicho tubo.

Paso 2

$$L = 121.92 \text{ cm}$$



$\frac{n}{V}$  constantes



a) Efecto producido por el ascenso de la temperatura en la presión.

Paso 3

La ley de los gases ideales para ambos sistemas dice:

$$P_1 V = nRT_1 \quad P_2 V = nRT_2$$

inicial                      final

donde V y n son constantes

despejando V/n en las dos ecuaciones

$$\frac{V}{n} = \frac{R T_1}{P_1} \quad \text{y} \quad \frac{V}{n} = \frac{R T_2}{P_2}$$

resulta:

se obtiene:

$$\frac{V}{n} = \frac{RT_1}{P_1} = \frac{RT_2}{P_2} \quad \frac{T_1}{P_1} = \frac{T_2}{P_2}$$

resolviendo para la presión final

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

no es necesario efectuar ninguna transformación

$$P_2 = \frac{t_2 P_1}{t_1}$$

### Paso 6

Sustituyendo valores en la última ecuación, se obtiene la primera respuesta

$$P_2 = \frac{90^\circ\text{C} \times 11 \text{ mmHg}}{18^\circ\text{C}} = 55 \text{ mmHg}$$

La presión aumento de 11 mmHg hasta 55 mmHg.

b) Cantidad de gas neón contenida en el tubo.

### Paso 3

Se sabe que el número de moles se puede determinar por medio de la expresión siguiente.

$$n = \frac{w}{M}$$

rearrreglando:  $w = n M$  (b)

donde

$w =$  Masa del gas o cantidad de gas

$M =$  Masa molecular del gas

#### Paso 4

Por otro lado el número de moles puede encontrarse mediante la ecuación de los gases ideales aplicada a cualquier sistema, ya sea el inicial o el final. Para el inicial:

$$n = \frac{P_1 V}{R T_1} \quad (c)$$

el volumen se obtiene a partir de las dimensiones del tubo

$$V = \pi r^2 l$$

en función del diámetro

$$V = \pi (d/2)^2 l \quad (d)$$

combinando las ecuaciones (c) y (d)

$$n = \frac{(d/2)^2 \pi l P_1}{R T_1}$$

Sustituyendo ésta última en la expresión (b)

$$w = \frac{M (d/2)^2 \pi l P_1}{R T_1} \text{ proporciona la respuesta (b)}$$

#### Paso 5

Eligiendo el valor de  $R=82.05 \frac{\text{atm cm}^3}{\text{mol}^\circ\text{K}}$ ; las transformaciones necesarias son las siguientes:

$$P_1 = 11 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0.014 \text{ atm}$$

$$T_1 = 18^\circ\text{C} + 273 = 291^\circ\text{K}$$

se sabe que

$$M_{\text{Ne}} = 20.18 \text{ g/mol}$$

Paso 6

Sustituyendo los datos correspondientes en la ecuación que proporciona la respuesta (b)

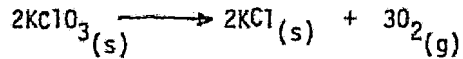
$$w = \frac{20.18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times \frac{(3.81)^2}{22} (\text{cm}^2) \times 3.14 \times 121.92 (\text{cm}) \times 0.014 (\text{atm})}{82.05 \frac{(\text{atm}\cdot\text{cm}^3)}{\text{mol}\cdot^\circ\text{K}} \times 291 (^\circ\text{K})}$$

$$w = 0.0164 \text{ g de Neón}$$

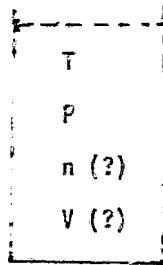


2) ¿Qué volumen de oxígeno a 90°C y 586 mmHg puede obtenerse de 100g - de  $KClO_3$ , en base a la reacción? (V-12)

Paso 2



Para el oxígeno:



Paso 3

La ecuación de los gases ideales

$$PV = nRT$$

despejando V y aplicándola al gas en cuestión

$$V_{O_2} = \frac{n_{O_2} RT}{P} \text{ (Proporciona la respuesta)}$$

Paso 4

El único factor desconocido es  $n_{O_2}$

Se sabe por la estequiometría de la reacción que dos g mol de  $KClO_3$  proporcionan tres g mol de oxígeno



Se sabe que 1 g mol de  $\text{KClO}_3$  pesa 122.6 g/g mol ( a partir de los pesos atómicos de los elementos ) y que 1 g mol de  $\text{O}_2$  pesa 16 g/g mol

La masa que poseen dos g mol de  $\text{KClO}_3$  será:

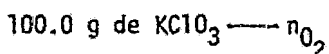
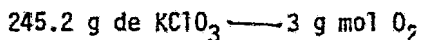
$$2 \text{ g mol } \text{KClO}_3 \times 122.6 \frac{\text{g}}{\text{g mol}} = 245.2 \text{ g de } \text{KClO}_3$$

Con ésto, se puede apuntar que:

245.2 g de  $\text{KClO}_3$  proporcionan 3 g mol de  $\text{O}_2$



Según el enunciado del problema, únicamente se cuenta con 100g de  $\text{KClO}_3$ , es necesario efectuar una regla de tres para determinar la cantidad de g mol de oxígeno que son producidas por 100 g de  $\text{KClO}_3$ .



es decir

$$n_{\text{O}_2} = \frac{100.0 \text{ (g de } \text{KClO}_3) \times 3 \text{ (g mol } \text{O}_2)}{245.2 \text{ (g de } \text{KClO}_3)}$$

resulta

$$n_{\text{O}_2} = 1.223 \text{ g mol } \text{O}_2$$

#### Paso 5

Si se emplea el valor de "R" siguiente:

$$R = 0.082 \frac{(\text{atm}) (1)}{(\text{g mol}) (^\circ\text{K})}$$

las conversiones requeridas son:

- 72 -

$$T = 90^{\circ}\text{C} + 273 = 363^{\circ}\text{K}$$

Paso 6

Sustituyendo los datos en la ecuación que da la respuesta:

$$V_{\text{O}_2} = \frac{1.223 \text{ (g mol)} \times 0.082 \frac{\text{(atm)} \text{ (l)}}{\text{(g mol)} \text{ (}^{\circ}\text{K)}} \times 363 \text{ (}^{\circ}\text{K)}}{0.77 \text{ (atm)}} = 47.31 \text{ l}$$

se obtiene

$$V_{\text{O}_2} = 47.31 \text{ l}$$



Resolviendo para X:

$$X = \frac{(1 \text{ g-átomo de Zn}) (n_{\text{H}_2} \text{ mol de H}_2)}{(1 \text{ mol de H}_2)} \quad (\text{a})$$

La expresión anterior proporciona la solución al problema.

#### Paso 4

Únicamente hace falta conocer el número de gramos-mol de hidrógeno contenidos en 500 ml a una temperatura de 20°C y 770 mmHg de presión, la cual puede ser obtenida de la ley de los gases ideales.

$$P V = n R T$$

aplicando ésta ecuación al hidrógeno

$$P V_{\text{H}_2} = n_{\text{H}_2} R T$$

despejando  $n_{\text{H}_2}$

$$n_{\text{H}_2} = \frac{P V_{\text{H}_2}}{R T}$$

Sustituyendo la última expresión en la ecuación

$$X = \frac{1 \text{ at-g}_{\text{Zn}} \times \frac{P V_{\text{H}_2}}{R T}}{1 \text{ g mol H}_2 \times R T} \quad (\text{b})$$

#### Paso 5

En base a las unidades que se tienen, se puede emplear el valor de la constante de los gases como:  $R = 82.05 \frac{(\text{atm}) (\text{ml})}{(\text{mol}) (^\circ\text{K})}$

Las transformaciones que se requieren son:

$$P = 770 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 1.013 \text{ atm}$$

$$T = 20^{\circ}\text{C} + 273 = 293^{\circ}\text{K}$$

Paso 6

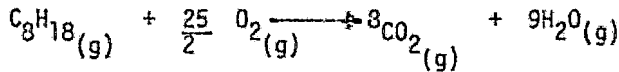
Sustituyendo los datos en la ecuación (b) y sabiendo que un átomo gramo de zinc corresponde a 65.38 g.

$$X = \frac{65.38 \text{ (gZn)} \times 1.013 \text{ (atm)} \times 500 \text{ (ml)}}{1 \text{ (mol H}_2\text{)} \times 82.05 \frac{\text{(atm)} \text{ (ml)}}{\text{(mol H}_2\text{)} \text{ (}^{\circ}\text{K)}} \times 293 \text{ (}^{\circ}\text{K)}}$$

se obtiene la respuesta

$$X = 1.38 \text{ gramos de Zn.}$$

4) En un motor, el volumen máximo de los cilindros es aproximadamente 500 ml; si entra aire al cilindro a 60°C y 586 mmHg de presión. ¿Cuántos gramos de gasolina  $C_8H_{18}$  debe introducir el sistema de inyección de --- combustible al cilindro para que la gasolina se quemé completamente en ese aire cuando se encienda la bujía eléctrica al terminar la fase de - compresión?; se sabe que el 21% en la composición molar del aire corresponde al oxígeno. La reacción que se efectúa es la siguiente: (V-10)



Paso 2

El aire está constituido por el 21% en mol de oxígeno y 79% en mol de otros componentes, por lo tanto, la fracción mol es, respectivamente- 0.21 y 0.79 mientras que la fracción mol para el aire es la suma de ambas, es decir 1.00; empleando la definición de presión parcial, los sistemas - para cada uno de los constituyentes del aire son:

aire $P$  $V$ $T$ $Y = Y_{O_2} + Y_{Ot}$ $(?) n$	oxígeno $P_{O_2} = Y_{O_2} P$  $V$ $T$ $Y_{O_2}$ $(?) n_{O_2}$	otros $P_{Ot} = Y_{Ot} P$  $V$ $T$ $Y_{Ot}$ $(?) n_{Ot}$
--	--	--

Paso 3

Partiendo de la ecuación de la reacción se ve que para que se quemé

una mol de gasolina necesita  $\frac{25}{2}$  moles de oxígeno.

$$1 \text{ Mol } C_8H_{18} = \frac{25}{2} \text{ Moles } O_2$$

De tal forma que si se determina el número de moles de oxígeno contenidos en el aire que entra al cilindro, se puede calcular el número de moles y gramos de gasolina que se alcanzan a quemar en el aire, mediante una regla de tres.

$$1 \text{ Mol } C_8H_{18} \xrightarrow{\text{se quema en}} \frac{25}{2} \text{ Moles } O_2$$

$$(?) n_{C_8H_{18}} \xrightarrow{\quad\quad\quad} n_{O_2} (?)$$

resolviendo la relación para los moles de gasolina

$$n_{C_8H_{18}} = \frac{1 \text{ mol } C_8H_{18} \times n_{O_2}}{\frac{25}{2} \text{ Moles } O_2} \quad (a)$$

Paso 4

El número de moles de  $O_2$  puede ser calculado a partir de la ley de los gases ideales para el sistema oxígeno.

$$P_{O_2} V = n_{O_2} RT$$

despejando  $n_{O_2}$

$$n_{O_2} = \frac{P_{O_2} V}{RT}$$

como

$$P_{O_2} = Y_{O_2} P$$

resulta

$$n_{O_2} = \frac{Y_{O_2} P V}{RT}$$



Sustituyendo  $n_{O_2}$  en la ecuación (a)

$$n_{C_8H_{18}} = \frac{(1 \text{ mol } C_8H_{18}) \left( \frac{V_{O_2} P}{RT} \text{ moles } O_2 \right)}{\frac{25}{2} \text{ mol } O_2}$$

resulta

$$n_{C_8H_{18}} = \frac{2V_{O_2} P}{25 RT} \text{ moles de gasolina}$$

#### Paso 5

En base a las unidades de los datos que se tienen, se puede escoger el valor de  $R=62.396 \frac{\text{mmHg l}}{\text{mol } ^\circ\text{K}}$

Efectuando las transformaciones de unidades correspondientes, se tiene:

$$P = 586 \text{ mmHg}$$

$$V = 500 \text{ ml} \times \frac{1}{1000 \text{ ml}} = 0.5 \text{ l}$$

$$T = 60^\circ\text{C} + 273 = 333^\circ\text{K}$$

#### Paso 6

Sustituyendo los valores en la ecuación encontrada para obtener la respuesta

$$n_{C_8H_{18}} = \frac{2 (0.21) 586 \text{ mmHg} \times 0.5 \text{ l}}{25 \times 62.396 \frac{\text{mmHg l}}{\text{mol } ^\circ\text{K}} \times 333 \text{ } ^\circ\text{K}}$$

resulta

$$n_{C_8H_{18}} = 0.000237 \text{ moles de gasolina}$$

Con el aire que entra en el cilindro se alcanza a quemar 0.000237

moles de gasolina; se sabe que el peso molecular de esta gasolina es de 114 gramos /mol, dato que sirve para determinar los gramos a los que -- equivale la cantidad de moles de  $C_8H_{18}$

$$0.000237 \text{ moles } C_8H_{18} \times 114 \frac{g C_8H_{18}}{\text{mol } C_8H_{18}} = 0.027 \text{ g } C_8H_{18}$$

Se deberá inyectar 0.027 gramos de gasolina para que ésta se queme en su totalidad.

En la realidad se inyectará una cantidad un poco menor de gasolina para que así se cuente con un exceso de oxígeno y se asegure de esta manera, la combustión completa del combustible en cuestión.

5) En un experimento de laboratorio se hicieron reaccionar ácido clorhídrico concentrado y aluminio. Se desprendió gas hidrógeno, fue recogido sobre agua a 25°C, su volumen fue de 355 cm<sup>3</sup> a una presión total de 750 mmHg. A 25°C la presión de vapor del agua se sabe que es aproximadamente 24 mmHg. (V-10)

- a) ¿Cuál era la presión parcial del hidrógeno en la muestra recogida?
- b) ¿Cuántas moles o g mol de hidrógeno se recogieron?

El gas recogido era una mezcla de hidrógeno y vapor de agua.

Paso 2

Tomando en cuenta la definición de presión parcial

La reacción se efectúa dando como resultado

Hidrógeno	Vapor de Agua	Gas Recogido
(?) $P_{H_2}$	$P_{H_2O}$	$P = P_{H_2} + P_{H_2O}$
$V_{H_2}$	$V_{H_2O}$	$V = V_{H_2} = V_{H_2O}$
(?) $n_{H_2}$	$n_{H_2O}$	$n = n_{H_2} + n_{H_2O}$
$T_{H_2}$	$T_{H_2O}$	$T = T_{H_2} = T_{H_2O}$

- a) Presión parcial del hidrógeno en la muestra recogida

Paso 3

La suma de las presiones parciales da como resultado la presión total del sistema.

$$P = P_{H_2} + P_{H_2O}$$

despejando  $P_{H_2} = P - P_{H_2O}$

Paso 6

Sustituyendo los datos del enunciado

$$P_{H_2} = 750 \text{ mmHg} - 24 \text{ mmHg}$$

resulta

$$P_{H_2} = 726 \text{ mmHg}$$

b) Moles de hidrógeno que se recogieron

Paso 3

Aplicando la ecuación de los gases ideales para el sistema del hidrógeno

$$P_{H_2} V = n_{H_2} RT$$

resolviendo para  $n_{H_2}$

$$n_{H_2} = \frac{P_{H_2} V}{RT} \quad (b)$$

donde todas las propiedades del miembro derecho son conocidas

Paso 5

Empleando un valor para  $R = 0.082 \frac{(\text{atm}) (\text{l})}{(\text{mol}) (^\circ\text{K})}$  las transformaciones necesarias son las siguientes

$$P_{H_2} = 726 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0.955 \text{ atm}$$

$$V = 335 \text{ cm}^3 \times \frac{1 \text{ l}}{1000 \text{ cm}^3} = 0.335 \text{ l}$$

$$T = 25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ }^\circ\text{K}$$

Paso 6

Sustituyendo estos valores en la ecuación (b)

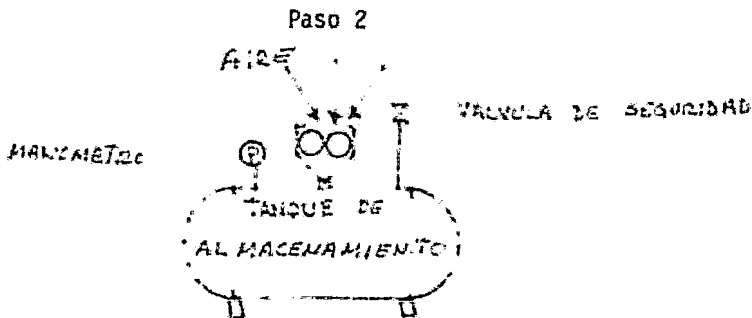
$$n_{\text{H}_2} = \frac{0.955 \text{ atm} \times 0.335 \text{ l}}{0.082 \frac{\text{atm l}}{\text{mol}^\circ\text{K}} \times 298^\circ\text{K}}$$

resulta

$$n_{\text{H}_2} = 0.0139 \text{ moles o gramos mol de hidrógeno.}$$

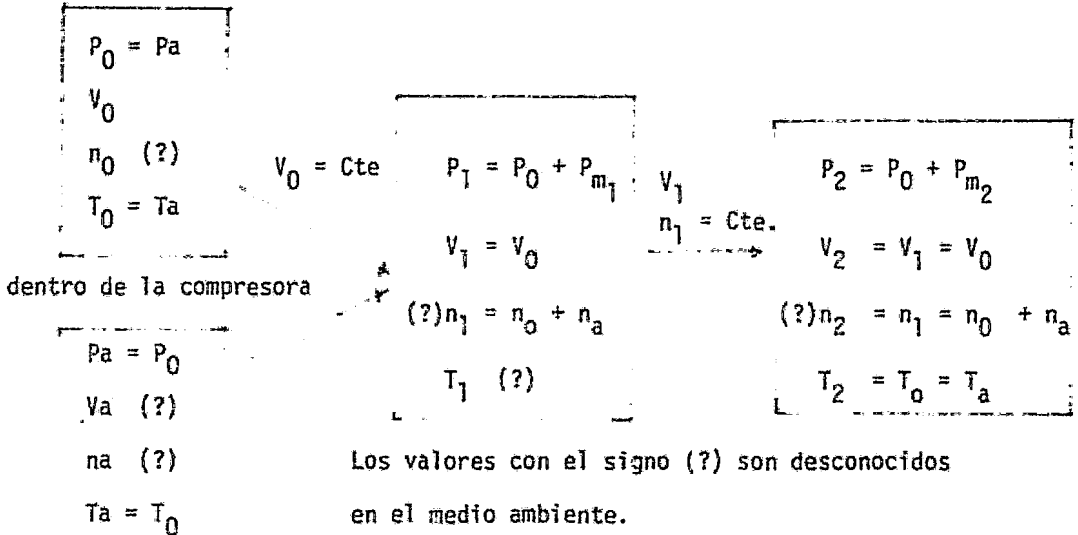
6) Una compresora toma aire del medio ambiente, el cual se encuentra a  $20^{\circ}\text{C}$  y  $586\text{ mmHg}$  y lo comprime inicialmente hasta una presión de  $7.5\text{ Kg/cm}^2$ ; el volumen del tanque de la compresora es de  $70685.8\text{ cm}^3$ . Después de algunas horas, la temperatura dentro del tanque se iguala a la temperatura ambiente mientras que la presión que se lee en el manómetro es de  $7.0\text{ Kg/cm}^2$ . Determinar:

- La cantidad de aire (moles) que estaba contenida dentro del tanque de la compresora antes de la operación.
- La cantidad de aire (moles) que fue comprimida.
- El volumen de aire que fue tomado del medio ambiente.
- La temperatura a la que se encontraba el gas dentro del tanque de la compresora inmediatamente después de efectuada la operación.
- ¿Cuántas veces fue comprimido el aire del medio ambiente?



El proceso que se efectua es el siguiente:

Antes de la Compresión	Inmediatamente después de la Compresión	Final (después de varias horas)
------------------------	---	---------------------------------



En la Atmósfera

Paso 5 (Para  $R=0.082 \frac{\text{atm l}}{\text{mol } ^\circ\text{K}}$ )

Datos del enunciado	Factor de Conversión	Unidades Combinadas
$P_0 = P_a = 586 \text{ mmHg}$	$\times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}$	$= 0.771 \text{ atm.}$
$T_0 = T_a = T_2 = 20^\circ\text{C}$	$+ 273$	$= 293.0 \text{ }^\circ\text{K}$
$V_0 = V_1 = V_2 = 70685.8 \text{ cm}^3$	$\times \frac{1 \text{ l}}{1000 \text{ cm}^3}$	$= 70.685 \text{ l}$
$P_{m1} = 7.5 \text{ Kg/cm}^2$	$\times 0.968 \frac{\text{atm}}{\text{Kg/cm}^2}$	$= 7.26 \text{ atm.}$
$P_{m2} = 7.0 \text{ Kg/cm}^2$	$\times 0.968 \frac{\text{atm}}{\text{Kg/cm}^2}$	$= 6.77 \text{ atm.}$

a) Cantidad de aire que se encontraba dentro de la compresora antes de la operación.

Paso 3

Todas las propiedades del sistema inicial dentro del tanque de la compresora son conocidas, con excepción de " $n_0$ "

La ecuación de los gases ideales resuelta para  $n_0$  del sistema en cuestión dice

$$n_0 = \frac{P_0 V_0}{R T_0} \quad (a)$$

Paso 6

Utilizando el valor de  $R=0.082 \frac{\text{atm l}}{\text{mol}^\circ\text{K}}$  y sustituyendo datos en la expresión anterior se obtiene el número de moles iniciales dentro de la compresora.

$$n_0 = \frac{0.771 \text{ atm} \times 70.685 \text{ l}}{0.082 \frac{\text{atm l}}{\text{mol}^\circ\text{K}} \times 293^\circ\text{K}}$$

$$n_0 = 2.268 \text{ moles de aire}$$

Las unidades concuerdan con las que corresponden a " $n$ "

b) Cantidad de aire que fue comprimida.

Paso 3

Se sabe que  $n_1 = n_2 = n_0 + n_a$

resolviendo para " $n_a$ "

$$n_a = n_2 - n_0 \quad (b)$$

Paso 4

Se requiere determinar primero el valor de  $n_2$  resolviendo para  $n_2$  la ecuación de los gases ideales en el sistema final



$$n_2 = \frac{P_2 V_2}{R T_2} \quad (a)$$

Se sabe que

$$P_2 = P_0 + P_{m_2}$$

con lo que todos los valores de las propiedades del final son conocidos. Sustituyendo la expresión anterior en (a) y ésta última en (b)

$$n_2 = \frac{(P_0 + P_{m_2}) V_2}{R T_2}; \quad n_a = \frac{(P_0 + P_{m_2}) V_2}{R T_2} - n_0$$

Paso 6

Sustituyendo los datos en la expresión anterior y tomando el valor de  $R=0.082 \frac{\text{atm l}}{\text{mol } ^\circ\text{K}}$ ; resulta

$$n_a = \frac{(0.771 \text{ atm} + 6.77 \text{ atm}) 70.685 \text{ l}}{0.082 \frac{\text{atm l}}{\text{mol } ^\circ\text{K}} \times 293 \text{ } ^\circ\text{K}} - 2.268 \text{ mol de aire}$$

Se obtiene

$$n_a = 22.185 \text{ moles de aire} - 2.268 \text{ moles de aire}$$

resulta

$$n_a = 19.91 \text{ moles de aire comprimido}$$

$$n_2 = 22.185 \text{ moles de aire}$$

$$n_1 = 22.185 \text{ moles de aire}$$

c) Volumen de aire que fue tomado del medio ambiente.

Paso 3

La ecuación de los gases ideales aplicado al sistema del medio ambiente dice

$$P_a V_a = n_a R T_a$$

resolviendo para  $V_a$

$$V_a = \frac{n_a R T_a}{P_a}$$

Paso 6

Todas las propiedades incluidas en el término del lado derecho de la ecuación son conocidas, sustituyendo los datos correspondientes se obtiene:  $R = 0.082 \frac{\text{atm l}}{\text{mol } ^\circ\text{K}}$

$$V_a = \frac{19.91 \text{ moles} \times 0.082 \frac{\text{atm l}}{\text{mol } ^\circ\text{K}} \times 293 ^\circ\text{K}}{0.771 \text{ atm}}$$

resulta

$V_a = 620.40 \text{ l}$  de aire fueron comprimidos del medio ambiente.

d) Temperatura a la que se encontraba el gas inmediatamente después de la operación.

Paso 3

La ley de los gases resuelta para la temperatura en el sistema en cuestión

$$T_1 = \frac{P_1 V_1}{R n_1}$$

Paso 4

Se sabe que

$$P_1 = P_0 + P_{m_1} \quad \text{y} \quad n_2 = n_1 = 22.185 \text{ mol}$$

combinando ambas ecuaciones

$$T_1 = \frac{(P_0 + P_{m1}) V_1}{R n_1}$$

Paso 6

Todas las propiedades incluidas en el término del lado derecho son conocidas; sustituyendo valores y sabiendo que  $R = 0.082 \frac{\text{atm l}}{\text{mol}^\circ\text{K}}$  resulta

$$T_1 = \frac{(0.771 \text{ atm} + 7.26 \text{ atm}) 70.685 \text{ l}}{0.082 \frac{\text{atm l}}{\text{mol}^\circ\text{K}} \times 22.185 \text{ moles}}$$

Se obtiene

$$T_1 = 312.04^\circ\text{K}$$

c) Las veces que fue comprimido el aire del medio ambiente es el coeficiente del volumen del aire cuando éste se encontraba a las condiciones-atmosféricas dividido entre el volumen ocupado en las condiciones finales.

Paso 3

$$\text{Relación} = \frac{V_a}{V_2}$$

Paso 6

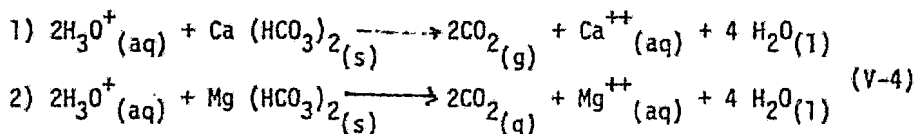
Sustituyendo valores

$$\text{Relación} = \frac{620.4 \text{ l}}{70.685 \text{ l}} = 8.776$$

Lo que significa que el volumen de aire tomado del medio fue comprimido 8.776 veces.

7) Para producir la efervescencia y el sabor tan especial de la soda, un refresco contiene 574.31 mg de bicarbonato de calcio ( $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ) y 74.24 mg de bicarbonato de magnesio ( $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ ).

Las reacciones en que toman parte ambas sustancias son las siguientes



Se desea conocer la cantidad de gas carbónico que ingiere una persona al tomar rápidamente dicho refresco, así como, el volumen del mismo gas si la soda se encuentra a temperatura ambiente ( $20^\circ\text{C}$ ) y presión atmosférica (al destapar el refresco) en la Ciudad de México (586 mmHg).

### Paso 2

Al destapar el refresco, el sistema que se tiene es el siguiente

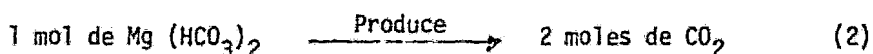
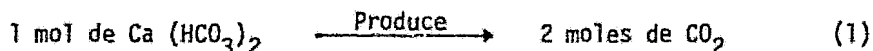
Gas Carbónico
( $\text{CO}_2$ )
(?) V
P
(?) n
T

a) La primer pregunta equivale a calcular la cantidad de  $\text{CO}_2$  que se produce a partir de ambas reacciones.

### Paso 3

En ambas reacciones, se puede notar que una mol de bicarbonato pro

duce dos moles de gas carbónico, conociendo la masa molecular de bicarbonato y del gas carbónico es posible determinar la masa de  $\text{CO}_2$  que se produce estequiométricamente con ayuda de una regla de tres para cada reacción.



Paso 4

La masa molecular de cada sustancia involucrada es:

$$M_{\text{Ca (HCO}_3)_2} = 162.0 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{Mg (HCO}_3)_2} = 146.3 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{CO}_2} = 44.0 \text{ g/mol}$$

Utilizando las relaciones anteriores:

Para la ecuación (1)

$$162.0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} (1 \text{ mol}) \xrightarrow{\text{Producen}} 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times 2 \text{ moles}$$

bicarbonato de calcio gas carbónico

$$162.0 \text{ g Ca(HCO}_3)_2 \xrightarrow{\text{Producen}} 88 \text{ g CO}_2 \quad (\text{a} - 1)$$

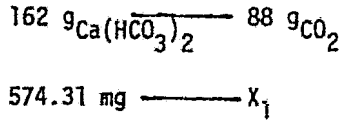
Análogamente para la ecuación (2)

$$146.3 \text{ Mg (HCO}_3)_2 \xrightarrow{\text{Producen}} 88 \text{ g CO}_2 \quad (\text{a} - 2)$$

Tomando en cuenta la cantidad de miligramos de bicarbonato, para cada una de las ecuaciones (a-1) y (a-2) es posible determinar la regla de tres correspondiente.

Para la reacción (a-1):

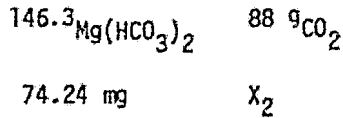
Si 162 g de bicarbonato producen 88 g de gas carbónico, ¿cuánto --  
gas carbónico producen 574.31 mg de bicarbonato?



de donde

$$X_1 = \frac{574.31 \text{ Mg Ca(HCO}_3\text{)}_2 \times 88 \text{ g CO}_2}{162 \text{ g Ca(HCO}_3\text{)}_2}$$

Análogamente para la reacción (a-2)



de donde

$$X_2 = \frac{74.24 \text{ mg Mg (HCO}_3\text{)}_2 \times 88 \text{ g CO}_2}{146.3 \text{ g Mg(HCO}_3\text{)}_2}$$

#### Paso 5

No es posible efectuar las operaciones directamente, ya que se nece  
sita transformar los miligramos en gramos para que las unidades sean con  
gruentes entre sí.

$$574.31 \text{ mg de Ca (HCO}_3\text{)}_2 \times \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} = 0.57431 \text{ g de Ca (HCO}_3\text{)}_2$$

$$74.24 \text{ mg de Mg (HCO}_3\text{)}_2 \times \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} = 0.07424 \text{ g de Mg (HCO}_3\text{)}_2$$

#### Paso 6

Despejando  $X_1$  y  $X_2$  de sus relaciones correspondientes y utilizando  
las transformaciones anteriores, resulta.

$$X_1 = \frac{0.57431 \text{ g}_{\text{Ca}} (\text{HCO}_3)_2 \times 88 \text{ g}_{\text{CO}_2}}{162 \text{ g}_{\text{Ca}} (\text{HCO}_3)_2} = 0.312 \text{ g}_{\text{CO}_2} \text{ producidas en -}$$

la reacción (1).

$$X_2 = \frac{0.07424 \text{ g}_{\text{Mg}} (\text{HCO}_3)_2 \times 88 \text{ g}_{\text{CO}_2}}{146 \text{ g}_{\text{Mg}} (\text{HCO}_3)_2} = 0.0447 \text{ g}_{\text{CO}_2} \text{ producidas en -}$$

la reacción (2)

El total de gas carbónico producido es

$$m_{\text{CO}_2} = X_1 + X_2 = 0.312 + 0.0447$$

que resulta

$$m_{\text{CO}_2} = 0.359 \text{ g}_{\text{CO}_2}$$

que corresponde a la respuesta de la primera pregunta del problema.

b) El volumen del  $\text{CO}_2$

#### Paso 3

Aplicando la ecuación de los gases ideales para el sistema después de destapar la botella de soda (diagrama ilustrativo inicial) y resolviendo para el volumen

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

#### Paso 4

se sabe 
$$n = \frac{\text{masa } \text{CO}_2}{\text{masa molecular de } \text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}}$$

Combinando ambas ecuaciones y resolviendo para el volumen

$$V = \frac{mRT}{MP} \quad (b)$$

#### Paso 5

Tomando el valor de  $R=62.396 \frac{\text{mmHg l}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$  las transformaciones requeridas

son las siguientes:

$$T = 20^{\circ}\text{C} + 273 = 293^{\circ}\text{K}$$

Paso 6

Sustituyendo los datos en la ecuación (b)

$$V = \frac{0.359 \text{ (g CO}_2\text{)} \times 62.396 \frac{\text{(mmHg)} \text{ (l)}}{\text{(mol)} \text{ (}^{\circ}\text{K)}} \times 293 \text{ (}^{\circ}\text{K)}}{583 \text{ (mmHg)} \times 44 \text{ (g)/(mol)}}$$

resulta

$$V = 0.254 \text{ l}$$

Los datos referentes a las cantidades de bicarbonato fueron tomadas de las concentraciones que vienen escritas en los envases de agua de Tehuacán, aunque en la realidad se emplean cantidades de ocho a diez veces mayores que las que éstas indican.



8) Para eliminar el  $\text{CO}_2$  exhalado por los astronautas en vuelos cortos, pueden utilizarse absorbentes químicos. El  $\text{Li}_2\text{O}$  es uno de los más eficaces en función de su capacidad de absorción por unidad de peso.

La reacción es la siguiente:



¿Cuál es el rendimiento de absorción del  $\text{Li}_2\text{O}$  puro en pies cúbicos de  $\text{CO}_2$  por libra de  $\text{Li}_2\text{O}$ . Si las condiciones a las que se encuentran los astronautas son  $18^\circ\text{C}$  y la presión es de 740 mmHg.

Paso 2

$P=740 \text{ mmHg}$

$t=18^\circ\text{C}$

$\text{CO}_2$

$\text{Li}_2\text{O}$

Paso 3

Según el enunciado el rendimiento de absorción es:

$$\text{RA} = \frac{\text{ft}^3 \text{CO}_2}{\text{lb Li}_2\text{O}} = \frac{\text{Volumen de CO}_2 \text{ Absorbido}}{\text{Masa de Li}_2\text{O}}$$

es decir

$$RA = \frac{V_{CO_2}}{PM_{Li_2O}} \quad (\text{Proporciona la respuesta})$$

Paso 4

El volumen del  $CO_2$  puede ser calculado con la ley de los gases ideales

$$P V_{CO_2} = n_{CO_2} RT$$

despejando  $V_{CO_2}$

$$V_{CO_2} = \frac{n_{CO_2} R T}{P}$$

que combinada con la ecuación que da la respuesta, resulta:

$$RA = \frac{n_{CO_2} R T}{M_{Li_2O} P} \quad (a)$$

Se sabe que una lb-mol de  $Li_2O$  tiene una masa molecular de 30 lb (se toma una lb-mol porque el coeficiente estequiométrico de la reacción así lo indica)

$$M_{Li_2O} = 30 \text{ lb}$$

Así mismo observando los coeficientes se puede notar que una lb-mol de  $Li_2O$  absorbe 1 lb mol de  $CO_2$ ; por lo que:

$$n_{CO_2} = 1 \text{ lb-mol}$$

Paso 5

Las unidades de "R" deben contener los pies cúbicos que se piden en el problema, por lo tanto el valor de "R" deberá ser:

$$R = 10.73 \frac{(\text{lb}/\text{m}^2) (\text{ft}^3)}{(\text{lb}-\text{mol}) (^\circ\text{R})}$$

Las transformaciones de unidades que deben efectuarse son

$$T = \frac{9}{5} (18^\circ\text{C}) + 492 = 524.4^\circ\text{R}$$

$$P = 740 (\text{mmHg}) \times \frac{14.7 (\text{lb}/\text{in}^2)}{760 (\text{mmHg})} = 14.31 \frac{\text{lb}}{\text{in}^2}$$

Paso 6

Sustituyendo los datos anteriores en la ecuación (a)

$$RA = \frac{1 (\text{lb}-\text{mol})_{\text{CO}_2} \times 10.73 \frac{(\text{lb}/\text{in}^2) (\text{ft}^3)}{(\text{lb}-\text{mol})_{\text{CO}_2} (^\circ\text{R})} \times 524.4 (^\circ\text{R})}{30.0 (\text{lb})_{\text{Li}_2\text{O}} \times 14.31 \frac{(\text{lb})}{\text{in}^2}}$$

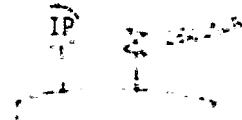
resulta

$$RA = 13.104 \frac{\text{ft}^3 \text{CO}_2}{\text{lb Li}_2\text{O}}$$

9) En un laboratorio se emplea nitrógeno para efectuar algún tipo de análisis de gases; para ésto se cuenta con un cilindro que contiene -- 75 l de nitrógeno a una presión manométrica de  $215 \text{ lb/in}^2$  y  $20^\circ\text{C}$ , la presión atmosférica en la Ciudad de México es de  $11.3 \text{ lb/in}^2$ . Se desea conocer la cantidad de  $\text{N}_2$  que no puede ser extraída del cilindro así - como la masa del mismo gas que puede ser transferida al laboratorio.

(V-3)

Paso 2



$$P_M = 215 \frac{\text{lb}}{\text{in}^2}$$

$$V = 75 \text{ l}$$

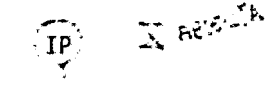
$$t = 20^\circ\text{C}$$

$$n_1 = ?$$

$$P_{\text{atm.}} = 11.3 \frac{\text{lb}}{\text{in}^2}$$

Sistema inicial

El nitrógeno dejará de fluir desde el cilindro hasta el laboratorio cuando la presión en ambos sitios sea la misma, es decir, cuando la presión manométrica del cilindro sea igual a cero.



$$P_m = 0$$

$$V = 75 \text{ l}$$

$$t_2 = 20^\circ\text{C}$$

$$n_2 = ?$$

$$\text{Si } P_m = 0$$

$$P_{\text{cilindro}} = P_{\text{atmosférica}} \text{ (absoluta)}$$

Sistema final

a) Cálculo de la cantidad de moles de gas remanente en el cilindro.

Paso 3

Aplicando la ley de los gases a el sistema final, resuelta para el número de moles es:

$$n_2 = \frac{P_2 V}{R T_2}$$

Paso 4

Por otro lado, se sabe

$$P \text{ (absoluta)} = P \text{ (manométrica)} + P \text{ (atmosférica)}$$

En el estado final, la presión manométrica es igual a cero.

$$P_2 = P \text{ (atmosférica)} = P_{\text{atm}}$$

Sustituyendo la última expresión en la relación para obtener "n<sub>2</sub>".

$$n_2 = \frac{P_{\text{atm}} V}{R T_2} \quad (\text{a})$$

Paso 5

Eligiendo el valor de  $R = 0.082 \frac{(\text{atm}) (\text{l})}{(\text{mol}) (^\circ\text{K})}$  se requieren las siguientes transformaciones

$$P_{\text{atm}} = 11.3 \text{ lb/in}^2 \times \frac{\text{atm.}}{14.696 \text{ lb/in}^2} = 0.77 \text{ atm.}$$

$$T_2 = 20^\circ\text{C} + 273 = 293^\circ\text{K}$$

Paso 6

Sustituyendo los datos en la expresión adecuada

$$n_2 = \frac{0.77 (\text{atm}) \times 75 (\text{l})}{0.082 \frac{(\text{atm-l})}{(\text{mol-}^\circ\text{K})} \times 293 (^\circ\text{K})} = 2.403 \text{ moles}$$

resulta

$$n_2 = 2.403 \text{ moles de } N_2 \text{ remanentes. (respuesta en moles de } N_2)$$

La masa molecular del nitrógeno es 28.0 g/mol y los moles se relacionan con la masa molecular de la manera siguiente

$$n = \frac{w}{M}$$

despejando w (masa) y sustituyendo los valores obtenidos

$$w = n_2 M = 2.403 \text{ (mol)} \times 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

se obtiene

$$w = 67.284 \text{ gramos de nitrógeno remanente}$$

que corresponde a la respuesta de la primera pregunta (en gramos de  $N_2$ )

b) La cantidad transferida de nitrógeno es equivalente a la diferencia de moles entre los sistemas inicial y final

Paso 3

$$\text{Moles transferidos} = n_1 - n_2 \quad (b)$$

Paso 4

Por lo que es necesario determinar el valor de  $n_1$  y en base a los datos que se tienen, es posible utilizar la ecuación de los gases ideales.

$$n_1 = \frac{P_1 V}{R T_1}$$

donde

$$P_1 = P_1 \text{ (manométrica)} + P \text{ (atmosférica)}$$

$$P_1 = P_1 \text{ (man)} + P \text{ (atm)}$$

Combinando ambas expresiones

$$n_1 = \frac{(P_1 \text{ (man)} + P \text{ (atm)}) V}{R T_1} \quad (c)$$

Combinando las ecuaciones (c) y (b)

$$\text{Moles transferidos} = \frac{(P_1 \text{ (man)} + P \text{ (atm)}) V}{R T_1} - n_2 \quad (d)$$

Paso 5

Eligiendo el valor de  $R=0.082 \frac{\text{atm l}}{\text{mol } ^\circ\text{K}}$  las transformaciones requeridas son las siguientes:

$$P_1 \text{ (man)} = 215 \frac{\text{lb}}{\text{in}^2} \times \frac{1 \text{ atm}}{14.7 \text{ lb/in}^2} = 14.62 \text{ atm}$$

$$P \text{ (atm)} = 11.3 \frac{\text{lb}}{\text{in}^2} \times \frac{1 \text{ atm}}{14.7 \text{ lb/in}^2} = 0.77 \text{ atm}$$

$$T_1 = 20^\circ\text{C} + 273 = 293^\circ\text{K}$$

Paso 6

Sustituyendo valores en la ecuación (d)

$$\text{moles transferidos} = \frac{(14.62 + 0.77) \text{ atm} \times 75 \text{ l}}{0.082 \frac{\text{atm l}}{\text{mol } ^\circ\text{K}} \times 293^\circ\text{K}} - 2.403 \text{ moles}$$

resulta

$$\text{moles transferidos} = 48.041 \text{ moles} - 2.403 \text{ moles}$$

se obtiene:

$$\text{moles transferidos de } N_2 = 45.638 \text{ moles de } N_2$$

que corresponde a la respuesta en moles de  $N_2$  a la segunda pregunta.

La masa molecular del Nitrógeno es 28 g/mol, se tiene:

$$w = n M = 45.638 \text{ mol} \times 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1277.86 \text{ g de } N_2$$

$$\text{es decir: } w = 1.277 \text{ Kg de } N_2 \text{ transferidos}$$

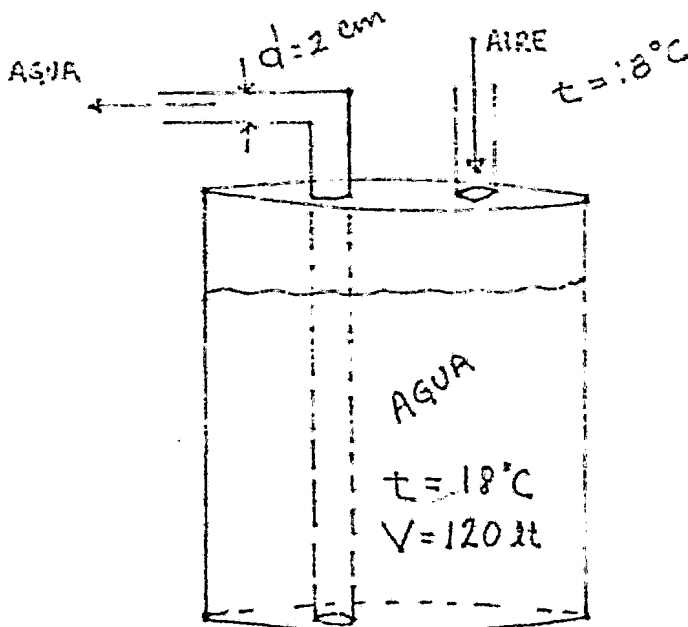
que corresponde a la segunda respuesta en gramos de Nitrógeno.

10) Se tiene un garrafón cilíndrico de 120 lts. que contiene agua destilada y que se emplea para un laboratorio; se dispone de un mecanismo mediante el cual es posible extraer agua de dicho recipiente sin que sea necesario moverlo del piso. El mecanismo es el siguiente:

En la parte superior del garrafón se tiene una válvula a través de la cual se inyecta aire para que presione sobre la superficie del agua; a medida que la presión del aire aumenta, éste va desplazando el agua - que sale del tanque a través de una manguera, misma que es recolectada para efectuar las reacciones químicas que requiere dicho laboratorio.

Determine las libras de aire que se deberá inyectar al sistema por cada litro de agua recolectada; si el diámetro del tubo a través del -- cual deberá salir el agua es de 2.0 cm. y la temperatura a la que entra el aire es de  $18^{\circ}\text{C}$  (muy similar a la temperatura del agua que se encuentra dentro del recipiente).

¿Con qué cantidad de aire se deberá terminar el agua del tanque?  
(Se requiere que el agua fluya con una aceleración igual a la gravedad)





Se sabe que la presión del agua

$$P_w = \frac{F_w}{A_t} \quad (\text{a partir de la definición de presión})$$

donde  $F_w$  = fuerza que actúa sobre el área  $A_t$  que corresponde a la superficie transversal por la que deberá pasar el agua al salir.

Para un líquido que sube, según la segunda ley de Newton

$$F_w = m a = m_w g$$

donde  $m$  = masa del agua

$g$  = aceleración de la gravedad

Combinando ambas ecuaciones se obtiene

$$P = \frac{m g}{A_t}$$

Por otro lado la presión que ejerce el aire sobre el agua, según la ecuación de los gases ideales

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

Como el volumen que ocupa el aire ( $V$ ) es el mismo que el desplazado por el agua debido a la presión del aire, se puede escribir:

$$P = \frac{n R T}{V_w}$$

$V_w$  = Volumen de agua desplazada o que es recolectada fuera del tanque.

Se debe recordar que:  $w = n M$  donde  $w$  = masa

despejando  $n = \frac{w}{M}$   $M$  = masa molecular

Combinando las últimas ecuaciones para el agua

$$P = \frac{w R T}{M V_w}$$

La presión con la que sale el agua del tanque y la presión que ejerce el aire sobre la superficie del agua, deben de ser equivalentes.

$$P = P_a = P_w$$

o sea, igualando los miembros del lado derecho de cada ecuación

$$\frac{m g}{A_t} = \frac{w R T}{M V_w}$$

La pregunta dice que se requiere las libras de aire (w) por litro de agua que se obtiene ( $V_w$ ).

Separando términos en la expresión anterior

$$\frac{m g}{A_t} = \frac{w R T}{M V_w}$$

rearrreglando

$$\frac{w}{V_w} = \frac{M m g}{R T A_t} \quad (a)$$

la cual proporciona la respuesta adecuada

En vista de que se pide libras de aire por litro de agua, el valor de m deberá de ser un kilogramo que es el equivalente de un litro de agua.

masa de un litro de agua:  $m = 1 \text{ Kg}$

masa molecular del aire:  $M = 29 \text{ Kg/mol}$

aceleración de la gravedad:  $g = 9.81 \text{ m/seg}^2$

temperatura del aire:  $t = 18^\circ\text{C}$

Escogiendo el valor para  $R = 8.314 \frac{\text{Julios}}{\text{Mol } ^\circ\text{K}} = 8.314 \frac{\text{Kg m}^2}{\text{seg}^2}$

Para que todas las unidades sean consistentes se debe transportar la temperatura centígrada a Kelvin

$$T = 18^{\circ}\text{C} + 273 = 291^{\circ}\text{K}$$

todas las unidades son congruentes entre sí, únicamente falta calcular el área succional del tubo por donde sale el agua ( $A_t$ )

$$A_t = r^2 \pi : \text{ diametro} = 2 \text{ cm} = 0.02 \text{ m}$$

donde

$$r = \frac{\text{diametro del tubo}}{2} = \frac{0.02}{2} \text{ m}$$

$$r = 0.01 \text{ m}$$

Sustituyendo el valor del radio del tubo en la ecuación para el área:

$$A_t = 3.1416 \times (0.01)^2$$

resulta

$$A_t = 3.14 \times 10^{-4} \text{ m}^2$$

Sustituyendo todos los valores de la ecuación (a)

$$\frac{w}{V} = \frac{29 \text{ (Kg/mol)}_{\text{air}} \times 1 \text{ (Kg)} \times 9.81 \left(\frac{\text{m}}{\text{seg}^2}\right)}{8.314 \left(\frac{\text{Kg m}^2}{\text{mol seg}^2 \text{ } ^{\circ}\text{K}}\right) \times 291 \text{ (}^{\circ}\text{K)} \times 3.14 \times 10^{-4} \text{ (m)}^2}$$

resulta

$$\frac{w}{V} = 374.5 \frac{\text{Kg aire}}{\text{m}^3 \text{ agua}}$$

Pero como el resultado lo piden como lb aire/lt agua, es necesario convertir el resultado a las unidades requeridas.

$$\frac{w_{\text{air}}}{V_w} = 374.5 \frac{\text{Kg}_{\text{air}}}{\text{m}^3 \text{agua}} \times \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ l}} \times \frac{1 \text{ lb}_{\text{air}}}{0.454 \text{ Kg}_{\text{air}}} = 0.824 \frac{\text{lb}_{\text{air}}}{\text{l}_{\text{agua}} \text{ extraída}}$$

resulta

$$\frac{w}{V_w} = 0.824 \frac{\text{lb}_{\text{aire}}}{\text{l}_{\text{agua}} \text{ extraído}}$$

y corresponde a la respuesta de la pregunta inicial.

Se sabe que el tanque tiene una capacidad de 120 litros y que inicialmente se encuentra lleno de agua; la cantidad de aire que se debe introducir para que el recipiente quede sin agua será:

$$w = 0.824 \times V_w$$

donde

$$V_w = 120 \text{ litros de agua}$$

es decir

$$w = 0.824 \left( \frac{\text{lb}_{\text{aire}}}{\text{l}_{\text{agua}}} \right) \times 120 (\text{l}_{\text{agua}})$$

resulta

$$w = 99 \text{ lb}_{\text{aire}}$$

que es equivalente a la respuesta de la última pregunta.

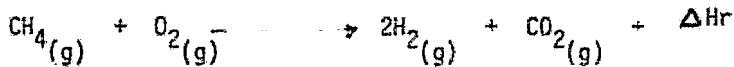
V - V    S E R I E   D E   P R O B L E M A S

1) Una compañía de artículos náuticos cuenta con un recipiente que tiene una capacidad de 5.0 lt. que contiene gas Argón a una presión de 200 mmHg y 300°K y se utiliza para ser combinada con oxígeno y obtener así la mezcla que se emplea en los tanques de buceo. Si se adicionan al primer recipiente 19.97 gramos de Argón. ¿Cuál será la presión que deberá resistir el recipiente y qué cantidad de Argón (en moles) contendrá?

Respuesta: a)  $P = 2069.6 \text{ mmHg} = 2.72 \text{ atm}$

b)  $n_{\text{Ar}} = 0.553 \text{ moles de Argón}$

2) En un depósito cerrado tiene lugar la siguiente reacción



donde  $H_r$  = calor que produce la reacción

(g) = estado gaseoso (V-3)

Debido al calor producido la temperatura aumenta durante el proceso:

Determine:

a) Si la presión final es más grande que la original

b) ¿En qué relación cambia la presión si se mezclan y hacen reaccionar 16 gramos de metano ( $\text{CH}_4$ ) y 32 gramos de oxígeno, tomando en cuenta que la temperatura se eleva desde 25°C hasta 200°C?

Respuesta: a) P aumenta

b) 2.38

3) Un recipiente de 5 litros que contiene Nitrógeno y que se encuentra bajo una presión de 5 atmósferas, se conecta a otro de 4 litros que se en -

cuentra ocupado por Helio a 4 atmósferas; se hace que los gases se mezclen lentamente y la temperatura no cambia.

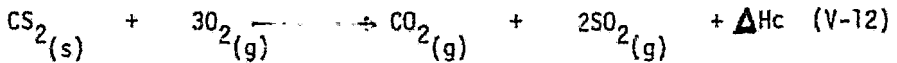
Determine:

- a) Las presiones parciales de cada gas
- b) La presión total de la mezcla resultante

Respuesta:

- a)  $P_{He} = 1.78 \text{ atm}$ ;  $P_{N_2} = 2.78 \text{ atm}$
- b)  $P = 4.56 \text{ atm}$

4) . En una planta que se encuentra ubicada en la Ciudad de México ( $P = 11.3 \text{ lb/in}^2$ ), se utiliza la combustión del sulfuro de carbono ( $CS_2$ ) a  $25^\circ\text{C}$  para producir el calor que se emplea en el proceso para la fabricación de algún producto. La reacción es la siguiente:



Los términos dentro del paréntesis se refieren al estado de agregación en que se encuentra cada constituyente de la reacción.

(s) = Sólido

(g) = Gaseoso

(l) = Líquido

Cuando se efectúa la combustión, la temperatura alcanza un valor de  $300^\circ\text{C}$ . Se desea saber:

- a) El volumen de oxígeno por mol de sulfuro de carbono que se necesita para la combustión completa.

- b) Los volúmenes que se producen de gas carbónico ( $\text{CO}_2$ ) y dióxido de azufre ( $\text{SO}_2$ ), tomando como base una mol de sulfuro de carbono ( $\text{CS}_2$ ).
- c) El volumen de los gases de combustión de una mol de  $\text{CS}_2$  que deben salir a través de la chimenea del reactor.

Respuesta:

$$\text{a) } V_{\text{O}_2}^{25^\circ\text{C}} = 3.365 \text{ ft}^3$$

$$\text{b) } V_{\text{CO}_2}^{300^\circ\text{C}} = 1.697 \text{ ft}^3$$

$$V_{\text{SO}_2}^{300^\circ\text{C}} = 3.391 \text{ ft}^3$$

$$\text{c) } V = 5.088 \text{ ft}^3$$

5) Un globo que contiene aire a una temperatura de  $100^\circ\text{C}$ , tiene un volumen de  $10\text{m}^3$ . El tejido del que está constituido el globo tiene una masa de  $1.0\text{Kg}$ ; si el aire exterior se encuentra a  $27^\circ\text{C}$ , ¿qué cantidad de kilogramos puede levantar dicho globo?; considerando que la masa molecular del aire es de 29 gramos. (V-15)

Respuesta: El empuje ejercido sobre el globo es equivalente a la diferencia entre la masa de aire caliente con la masa del tejido del globo y la masa del aire frío que es desplazada por el mismo.

$$\text{Carga que puede levantar el globo} = 11.8\text{Kg} - 10.5 \text{ Kg} = 1.3 \text{ Kg.}$$



V - VI GLOSARIO DE TEMAS Y CON  
CEPTOS TRATADOS

°A	Grados absolutos, unidad referente a temperatura absoluta
°C	Grados centígrados, unidad referente a temperatura en escala centígrada.
Condiciones PTN	Presión y temperatura normales es decir 1 atm y -273°K
Ecuación General de los gases ideales ( $PV=nRT$ )	Modelo matemático que representa el comportamiento de los gases ideales.
Estado de Agregación	Forma y posición en que se encuentran las moléculas de una sustancia (sólido, líquido, gaseoso)
°F	Grados Fahrenheit, unidad referente a la temperatura en escala Fahrenheit.

Gas ideal	Aquel gas que cumple o sigue el comportamiento del modelo matemático $PV=nRT$
Gas real	Aquel gas que no cumple con la ecuación $PV=nRT$
Hipótesis de Avogadro ( $v/n = \text{cte}$ )	Bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, volúmenes iguales de gases contienen el mismo número de moléculas
Isóbara	Gráfica del volumen de un gas contra su temperatura absoluta; manteniendo la presión y el número de moles invariable
Isoterma	Gráfica de la presión contra el inverso del volumen de un gas conservando constantes la presión y la temperatura del mismo
$^{\circ}\text{K}$	Grados Kelvin, unidad referente a la temperatura absoluta en escala Kelvin.
Ley combinada de los gases ideales. ( $\frac{PV}{T} = \text{cte}$ )	Combinación de las Leyes de Boyle y Charles; para representar al cambio simultáneo de las condiciones P-V-T de un gas, manteniendo sin variación la masa del gas

Ley de Boyle ( $PV = \text{cte}$ )	El cambio de volúmen de una cantidad de gas es inversamente proporcional al cambio de presión a $i$ que se encuentra sometido dicho gas, manteniendo la temperatura constante.
Ley de Charles ( $\frac{V}{T} = \text{cte}$ )	El cambio en el volumen de una masa constante de gas es directamente proporcional al cambio en su temperatura absoluta, siempre que la presión permanezca constante.
mol	Cantidad de materia que corresponde a $6.023 \times 10^{23}$ moléculas que forman la especie elemento o compuesto en cuestión
$M_i$	Masa molecular del compuesto o elemento $i$ que equivale a la cantidad de masa por mol de dicho elemento $i$
$n$	Número de moles
$P$	Presión, equivale a la fuerza ejercida por unidad de área
$P_{\text{abs}}$	Presión absoluta es la presión real a la que se encuentra sometido un gas en un recipiente cerrado

- $P_{atm}$  Presión atmosférica es la presión que ejerce el aire sobre la superficie de la Tierra
- $P_m$  Presión manométrica, aparece cuando el equipo se encuentra diseñado a la presión atmosférica y es equivalente a la presión que marca el indicador instalado en el equipo.
- $P_i$  Presión parcial del componente "i" se refiere a la contribución del componente "i" en la presión total de la mezcla gaseosa que forma el sistema
- $P_t$  Presión total del sistema o mezcla de gases.
- $Y_i$  Fracción mol de "i", porción del componente "i" ya sea en masa o en volumen (concentración en porcentaje del componente "i") es decir  $Y_i = \frac{n_i}{n_t} = \frac{V_i}{V_t}$
- $w$  Masa, de la sustancia en cuestión.

V - VII BIBLIOGRAFIA COMENTADA

- V-1 Benson S.W. "Cálculos Químicos"  
Ed. Limusa Págs. 85-98  
Abundantes problemas
- V-2 Briman E. J. y Roland E. M. Tesis "Modelos Gaseosos y Termodinámica Elemental"  
U.N.A.M. Facultad de Química 1977  
Claro, buena manera de exponer la teoría pero con pocos ejemplos
- V-3 Chemical Education Material Study. "Química una Ciencia Experimental"  
Ed. Reverté S.A. 1979  
Conciso, con ejemplos interesantes y problemas poco abundantes
- V-4 Chopín, G.R. y Jaffe, B. "Química Ciencia de la Materia y el Cambio"  
Publicaciones Cultural S.A. (México) 1970 Págs 50-95  
Muy bien explicado e ilustrado, con ejemplos sencillos y abundantes problemas que incluyen resultados

- V-5 "Concepto de Mol"; Audiovisual, Facultad de Química  
CLAVE: 00 130 T.V. U.N.A.M.  
Muy claro y explícito
- V-6 Enciclopedia Básica Salvat  
Ed. Aguilar 1978  
Biografías y conceptos básicos; claro y conciso
- V-7 Gray H. B. y Haight Jr. G.P. "Principios Básicos de Química"  
Ed. Reverté, S.A. (Barcelona-Buenos Aires-México) 1969  
Claro, con buenos datos y tablas, así como experimentos; pocos  
problemas que incluyen soluciones
- V-8 Maron, S.H. y Landa J. B. "Fundamentos de Fisicoquímica"  
Mc. Millan Pub. Co. Inc. New York 1974  
Claro con buenos ejemplos y abundantes problemas
- V-9 Maron, S.H. y Prutton C.F. "Fundamentos de Fisicoquímica"  
3a. Ed. Limusa Wiley, S.A. 1972 Págs 15-25  
Conciso y claro, pocos ejemplos pero abundantes problemas que in  
cluyen resultados
- V-10 Masterton W.L. y Slowinski E. J. "Química General Superior"  
Nueva Editorial Interamericana, S.A. de C.V.  
3a. Ed. 1974 Págs 90-104  
Claro, buenos ejemplos, con experimentos interesantes, así como ta  
blas de datos y abundantes problemas.

- V-11 Mellor J.W. y Parkes G. D. "Química Inorgánica Moderna"  
Ed. Ateneo. Buenos Aires 1942 Págs 12-26  
Sencillo y claro, presenta experimentos interesantes
- V-12 Rosenberg J. L. "Teoría y Problemas de Química General" Serie de  
Compendios Schaum  
Ed. McGraw Hill Inc. 1969 Págs. 47-65  
Conciso, abundantes ejemplos y problemas buenos que incluyen soluciones
- V-13 Sisler H. "College Chemistry"  
3a. Ed.  
The Mac Millan Company, New York 1972  
Sencillo y bien explicado, con problemas típicos resueltos
- V-14 Walter J. Moore "Physical Chemistry"  
Ed. Longmans 4a. Edición 1968  
Muy conciso, con conceptos bien explicados
- V-15 Willis C. J. "Resolución de Problemas de Química General" Serie Re-  
verté de Problemas  
Ed. Reverté 1980 Págs 213-236  
Poca teoría, buen sistema para resolver problemas, abundantes ejemplos  
de interés y muchos problemas que incluyen solución, conceptos básicos  
bien explicados.

## VI CONCLUSIONES

La Universidad Nacional Autónoma de México ha mostrado un interés muy grande por fomentar la preparación y superación de su personal docente, ha hecho muchos esfuerzos por alcanzar un nivel académico más elevado, sin embargo, a causa del incremento de la población estudiantil ha sido necesario preparar didácticamente en forma precipitada e incompleta a muchos profesores o aspirantes a profesores para que realicen las labores docentes en su respectiva dependencia, sumando a esto la dificultad que implica el poner en práctica los conocimientos adquiridos en los eventos organizados por la propia Universidad y que corresponden al sistema que se emplea para alcanzar la finalidad antes mencionada.

Es posible completar dicha preparación deficiente haciendo uso de la alternativa propuesta por la presente tesis, proporcionando ésta una serie de incentivos a los profesores, tales como, la satisfacción de imprimir, publicar y por ende transmitir su experiencia, así como, sus conocimientos actualizados avalados por el prestigio de la Universidad,



aunado a ésto las regalías que la venta de los opúsculos les reditúen y proporcionar de esta manera un material confiable y adecuado para - mejorar el nivel educativo y/o académico de las futuras generaciones- de profesionistas que egresen de cada Facultad.



- R-4 "Proyecto de Formación y Superación del Personal Académico" de la Facultad de Química para 1982  
(Proyecto enviado al P.S.P.A.)
- R-5 "Resumen de Actividades del Personal Docente de la Facultad de Química en 1981"  
División de Estudios Profesionales.