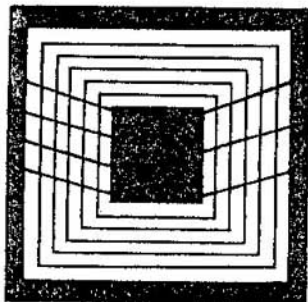


B.B. BUJOVTSEV

FISICA

3



Б. Б. Бухарин,
Ю. Л. Климонтович,
Г. Я. Мякишев
"Физика"
Учебник для
9 класса
Москва
"Просвещение"

B.B. Bújovtsev, Yu.L. Klimontóvich, G.Ya. Miákishev

FÍSICA 3

Traducido del ruso por el ingeniero

Antonio Molina García

Editorial Mir Moscú



Impreso en la URSS

На испанском языке

© издательство «Просвещение», 1982 г.

© traducción al español, editorial MIR, 1986

Índice

Fenómenos térmicos. Física molecular

Introducción	9
1. Fundamentos de la teoría cinético-molecular	12
1.1. Postulados fundamentales de la teoría cinético-molecular. Dimensiones de las moléculas	12
1.2. Masa de las moléculas. Constante de Avogadro	16
1.3. Movimiento browniano	19
1.4. Fuerzas de interacción de las moléculas	20
1.5. Estructura de los cuerpos gaseosos, líquidos y sólidos	22
1.6. Gas perfecto en la teoría cinético-molecular	26
1.7. Ecuación fundamental de la teoría cinético-molecular de los gases	30
Ejemplos de resolución de problemas	33
Ejercicio 1	34
Breve resumen del capítulo I	35
2. Temperatura. Energía del movimiento térmico de las moléculas	36
2.1. Equilibrio térmico. Temperatura	36
2.2. Medición de la temperatura	38
2.3. Temperatura absoluta. La temperatura como medida de la energía cinética media de las moléculas	41
2.4. Medida de las velocidades de las moléculas de un gas	44
Ejemplos de resolución de problemas	47
Ejercicio 2	48
Breve resumen del capítulo II	48
3. Ecuación de estado del gas perfecto. Leyes de los gases	49
3.1. Ecuación de estado del gas perfecto	49
3.2. Aplicación de la ecuación de estado del gas perfecto a los distintos procesos	52
3.3. Utilización de los gases en la técnica	55
Ejemplos de resolución de problemas	58
Ejercicio 3	60
Breve resumen del capítulo III	61
4. Primera ley (principio) de la termodinámica	61
4.1. Energía interna	61
4.2. El trabajo en termodinámica	63
4.3. Cantidad de calor	66
4.4. Primera ley (principio) de la termodinámica	68
4.5. Aplicación de la primera ley de la termodinámica a los distintos procesos	70
4.6. Irreversibilidad de los procesos en la naturaleza	73
4.7. Principios en que se basa la acción de los motores térmicos	75
4.8. Rendimiento de un motor térmico. Los motores térmicos y la protección de la naturaleza	78

	Ejemplos de resolución de problemas	81
	Ejercicio 4	83
	Breve resumen del capítulo IV	84
5.	Transformaciones mutuas de los líquidos y los gases	86
	5.1. Vapor saturado	86
	5.2. Dependencia de la presión del vapor saturado respecto de la temperatura. Ebullición. Temperatura crítica	88
	5.3. Humedad del aire	91
	Ejemplos de resolución de problemas	94
	Ejercicio 5	94
	Breve resumen del capítulo V	95
6.	Tensión superficial de los líquidos	96
	6.1. Tensión superficial	96
	6.2. Fuerza de la tensión superficial	97
	6.3. Fenómenos capilares	99
	Ejemplos de resolución de problemas	101
	Ejercicio 6	102
	Breve resumen del capítulo VI	103
7.	Cuerpos sólidos	103
	7.1. Cuerpos cristalinos	103
	7.2. Cuerpos amorfos	107
	7.3. Deformación. Tipos de deformaciones de los sólidos	108
	7.4. Propiedades mecánicas de los sólidos. Diagrama tensión-deformación	112
	7.5. Plasticidad y fragilidad	114
	Ejemplos de resolución de problemas	116
	Ejercicio 7	117
	Breve resumen del capítulo VII	117

Fundamentos de electrodinámica

	¿Qué es la electrodinámica?	119
8.	Electrostático	121
	8.1. Carga eléctrica y partículas elementales	121
	8.2. Cuerpos cargados. Electrización de los cuerpos	122
	8.3. Ley de conservación de la carga eléctrica	125
	8.4. Ley fundamental de la electrostática—ley de Coulomb	126
	8.5. Unidad de carga eléctrica	129
	Ejemplos de resolución de problemas	130
	Ejercicio 8	132
	8.6. Acción próxima y acción a distancia	133
	8.7. Campo eléctrico	135
	8.8. Intensidad del campo eléctrico. Principio de la superposición de los campos	137
	8.9. Líneas de fuerza de un campo eléctrico	139
	8.10. Conductores en un campo electrostático	141

8.11. Intensidad del campo eléctrico de una esfera conductora cargada uniformemente y de un plano infinito	143
8.12. Dieléctricos en un campo electrostático. Dos tipos de dieléctricos	145
8.13. Polarización de los dieléctricos. Permitividad	147
8.14. Energía potencial de un cuerpo cargado en un campo electrostático homogéneo	149
8.15. Potencial de un campo electrostático y diferencia de potencial	152
8.16. Potencial del campo electrostático de una carga puntual	154
8.17. Relación entre la intensidad del campo eléctrico y la diferencia de potencial. Superficies equipotenciales	155
8.18. Medida de la diferencia de potencial Ejemplos de resolución de problemas	157
Ejercicio 9	159
8.19. Capacidad eléctrica. Unidad de capacidad eléctrica	161
8.20. Condensadores. Capacidad eléctrica de un condensador plano	163
8.21. Energía de un condensador cargado. Empleo de los condensadores Ejemplos de resolución de problemas	167
Ejercicio 10	170
Breve resumen del capítulo VIII	171
9. Corriente eléctrica continua	172
9.1. Corriente eléctrica. Intensidad de corriente	174
9.2. Condiciones necesarias para que exista corriente eléctrica	177
9.3. Ley de Ohm para un trozo de circuito. Resistencia	179
9.4. Dependencia de la resistencia de un conductor respecto de la temperatura	181
9.5. Superconductividad	183
9.6. Circuitos eléctricos. Conexión en serie y en paralelo de los conductores	184
9.7. Medida de la intensidad de la corriente y de la tensión	186
9.8. Trabajo y potencia de la corriente continua Ejemplos de resolución de problemas	187
Ejercicio 11	189
9.9. Fuerza electromotriz	190
9.10. Ley de Ohm para un circuito cerrado Ejemplos de resolución de problemas	191
Ejercicio 12	194
Breve resumen del capítulo IX	197
10. La corriente eléctrica en distintos medios	199
10.1. Conductibilidad eléctrica de las diversas sustancias	199
10.2. Conducción por electrones de los metales	199
10.3. La corriente eléctrica en los líquidos	202
10.4. Ley de la electrólisis	203
10.5. La corriente eléctrica en los gases	206
10.6. Descarga mantenida y automantenida	208

10.7. Diversos tipos de descarga automantenida y sus aplicaciones técnicas	214
10.8. Plasma	216
10.9. La corriente eléctrica en el vacío	218
10.10. Válvula diodo de dos electrodos	219
10.11. Cañones electrónicos. Tubo catódico	221
10.12. La corriente eléctrica en los semiconductores	224
10.13. Conductibilidad eléctrica de los semiconductores con impurezas	226
10.14. Corriente eléctrica a través de un contacto de semiconductores tipo <i>p</i> y tipo <i>n</i>	228
10.15. Diodo semiconductor	229
10.16. Transistor	230
10.17. Termistores y células fotorresistentes	232
Ejemplo de resolución de problemas	234
Ejercicio 13	234
Breve resumen del capítulo X	235
11. Campo magnético	236
11.1. Interacción de las corrientes. Campo magnético	236
11.2. Vector inducción magnética	238
11.3. Líneas de inducción magnética	240
11.4. Aparatos de medida eléctrica	242
11.5. Módulo del vector inducción magnética.	
Flujo magnético	243
11.6. Ley de Ampère	245
11.7. Acción del campo magnético sobre una carga en movimiento. Fuerza de Lorentz	248
11.8. Propiedades magnéticas de la sustancia	252
Ejemplos de resolución de problemas	254
Ejercicio 14	256
Breve resumen del capítulo XI	256
12. Inducción electromagnética	257
12.1. Descubrimiento de la inducción electromagnética	257
12.2. Sentido de la corriente inducida. Ley de Lenz	261
12.3. Ley de la inducción electromagnética	263
12.4. Campo rotacional eléctrico	266
12.5. F.c.m. de inducción en los conductores en movimiento	268
12.6. Autoinducción. Inductancia	270
12.7. Energía del campo magnético de una corriente	272
12.8. Leyes fundamentales de la electrodinámica y su aplicación técnica	274
Ejemplos de resolución de problemas	276
Ejercicio 15	277
Breve resumen del capítulo XII	278
Conclusión	279
Trabajos de laboratorio	280
Respuestas a los ejercicios	285
Índice alfabético de nombres y materias	286

Fenómenos térmicos

Física molecular

Introducción

MOVIMIENTO MECÁNICO. En el curso anterior se estudió detenidamente la **FORMA MECÁNICA DEL MOVIMIENTO DE LA MATERIA**, es decir, el desplazamiento en el espacio de unos cuerpos respecto de otros en el transcurso del tiempo. Entonces no se tomó en consideración que todos los cuerpos están formados por átomos o moléculas. Los cuerpos se consideraron como continuos y exentos de estructura interna.

La mecánica no tiene por objeto estudiar las propiedades de los cuerpos. Su fin es determinar las posiciones de los cuerpos en el espacio y sus velocidades en cualquier instante, en dependencia de las fuerzas de interacción entre ellos para unas posiciones y unas velocidades iniciales dadas.

MOVIMIENTO TÉRMICO. Los átomos y las moléculas de una sustancia, como se sabe por el curso de física precedente, efectúan un movimiento desordenado (caótico), llamado **MOVIMIENTO TÉRMICO**. En la parte "Fenómenos térmicos. Física molecular" del curso que ofrecemos vamos a estudiar las leyes principales de la **FORMA TÉRMICA DEL MOVIMIENTO DE LA MATERIA**.

El movimiento de las moléculas es desordenado porque el número de éstas, que hay en los cuerpos que nos rodean, es enormemente grande y las moléculas interaccionan. El concepto de movimiento térmico es inaplicable a los sistemas de varias moléculas. El movimiento caótico de un número enorme de moléculas es cualitativamente distinto del movimiento mecánico ordenado de traslación de cuerpos aislados. Precisamente por eso es una forma especial del movimiento de la materia, que posee propiedades específicas.

El movimiento térmico condiciona las propiedades internas de los cuerpos y su estudio permite comprender muchos procesos físicos que se desarrollan en los cuerpos.

CUERPOS MACROSCÓPICOS. En física, los cuerpos constituidos por un número muy grande de átomos o moléculas se llaman **MACROSCÓPICOS**. Las dimensiones de los cuerpos macroscópicos son muchísimo mayores que las de los átomos. El gas que hay en una botella, el agua contenida en un

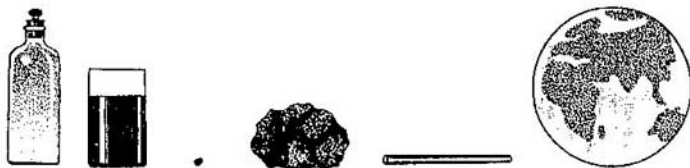


Fig. 1

vaso, una partícula de polvo, una piedra, una barra de acero, la esfera terrestre, son ejemplos de cuerpos macroscópicos (fig. 1).

Nosotros vamos a estudiar los procesos que tienen lugar en los cuerpos macroscópicos.

FENÓMENOS TÉRMICOS. El movimiento térmico de las moléculas depende de la temperatura. De esto se trató en los cursos de física precedentes. Por consiguiente, estudiando el movimiento térmico de las moléculas, estudiaremos al mismo tiempo los fenómenos que dependen de la temperatura de los cuerpos. Al calentar una sustancia se producen las transiciones de ésta de un estado a otro: los cuerpos sólidos se transforman en líquidos, y los líquidos, en gaseosos. Si se enfrían, ocurre lo contrario, los gaseosos se transforman en líquidos, y los líquidos, en sólidos.

Estos y otros muchos fenómenos, debidos al movimiento caótico de los átomos y las moléculas, se denominan **FENÓMENOS TÉRMICOS**.

IMPORTANCIA DE LOS FENÓMENOS TÉRMICOS. Los fenómenos térmicos desempeñan un papel importantísimo en la vida humana y en la de los animales y las plantas. Una variación de la temperatura del aire en 20 ó 30°C, al cambiar las estaciones del año, hace que todo varíe en torno nuestro. Con la llegada de la primavera despierta la naturaleza, los bosques se visten de nuevas hojas y los prados reverdecen. En invierno, por el contrario, los ricos colores del verano son substituidos por el monótono fondo blanco de la nieve y la vida de las plantas y de muchos insectos se amortece. Si la temperatura de nuestro cuerpo varía tan sólo un grado, ya sentimos malestar.

Los fenómenos térmicos llamaron la atención del hombre desde los tiempos más remotos. El hombre consiguió independizarse relativamente de las condiciones que lo rodeaban cuando aprendió a conseguir y conservar el fuego. Éste fue uno de los descubrimientos más grandes de la humanidad.

La variación de la temperatura influye en todas las propiedades de los cuerpos. Así, al calentarlos o enfriarlos varían las dimensiones de los sólidos y el volumen de los líquidos. También cambian mucho sus propiedades mecánicas, por ejemplo, su elasticidad. Un trozo de tubo de goma no sufre daños si se le da un martillazo. Pero si este tubo se enfría hasta una temperatura inferior a -100°C , la goma se hace frágil como el vidrio y un pequeño golpe bastará para que el tubo se haga añicos. Sólo después de calentada, la goma vuelve a recobrar sus propiedades elásticas.

Todos los fenómenos térmicos antes citados y otros muchos se subor-

Mijail Vasilievich Lomonósov (1711-1765), gran científico ruso, enciclopedista, poeta y hombre público, fundador de la Universidad de Moscú, que lleva su nombre. Pushkin llamó a Lomonósov "primer universitario ruso". A él se deben relevantes trabajos de física, química, minería y metalurgia. Desarrolló la teoría cinético-molecular del calor y en sus trabajos se exaltan las leyes de conservación de la masa y la energía. Escribió obras fundamentales sobre historia del pueblo ruso y es el fundador de la gramática rusa contemporánea.



dinan a determinadas leyes. Estas leyes son tan exactas y seguras como las de la mecánica, pero se distinguen de las últimas por el contenido y la forma. El descubrimiento de las leyes a que se subordinan los fenómenos térmicos ha permitido utilizar éstos prácticamente, en la técnica, con la máxima eficacia. Los modernos motores térmicos, las instalaciones para la licuefacción de los gases, los aparatos refrigeradores y otros dispositivos se construyen sobre la base del conocimiento de estas leyes.

TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR. La teoría que explica los fenómenos térmicos que tienen lugar en los cuerpos macroscópicos y las propiedades internas de estos cuerpos, basándose en la idea de que *todos los cuerpos están constituidos por partículas independientes que se mueven caóticamente*, recibe el nombre de *teoría cinético-molecular*. En esta teoría se plantea el problema de relacionar las leyes del comportamiento de las moléculas aisladas con las magnitudes que caracterizan las propiedades de los cuerpos macroscópicos.

Los filósofos de la antigüedad supusieron ya que el calor era una forma del movimiento interno de las partículas que componen los cuerpos. Una gran aportación al desarrollo de la teoría cinético-molecular la hizo el gran científico ruso M. V. Lomonósov. Éste consideró el calor como un movimiento de rotación de las partículas de la sustancia. Valiéndose de su teoría, Lomonósov dio una explicación bastante correcta, en términos generales, de los fenómenos de la fusión, evaporación y conductibilidad térmica. Llegó a la conclusión de que debía existir un "grado supremo o último de frío" en el cual el movimiento de las partículas de la sustancia cesa.

Pero las dificultades que presentaba la creación de la teoría cinético-molecular hicieron que sólo consiguiera su victoria final a principios del siglo XX. El hecho consiste en que el número de moléculas que hay en los cuerpos macroscópicos es enorme y no es posible seguir el movimiento de cada una de ellas. Basándose en las leyes del movimiento de las moléculas aisladas hay que aprender a hallar el resultado medio a que conduce su

movimiento conjunto. Precisamente dicho resultado medio del movimiento de todas las moléculas es el que determina los fenómenos térmicos en los cuerpos macroscópicos.

TERMODINÁMICA. Cada sustancia tiene muchas propiedades que se pueden estudiar sin profundizar en su estructura. Los fenómenos térmicos se pueden describir por medio de magnitudes registrables con aparatos, como el manómetro y el termómetro, que no reaccionan al influjo de las moléculas aisladas.

A mediados del siglo XIX, después del descubrimiento de la ley de conservación de la energía, fue creada la primera teoría científica de los procesos térmicos, la **TERMODINÁMICA**. La termodinámica es una teoría de los fenómenos térmicos, en la cual no se tiene en cuenta la estructura molecular de los cuerpos. Esta teoría surgió del estudio de las condiciones óptimas del aprovechamiento del calor para realizar trabajo, mucho antes de que la teoría cinético-molecular fuera reconocida universalmente.

TERMODINÁMICA Y MECÁNICA ESTADÍSTICA. Actualmente en la ciencia y en la técnica se emplean tanto la termodinámica como la teoría cinético-molecular, también llamada **MECÁNICA ESTADÍSTICA**. Estas teorías se complementan entre sí.

Todo el contenido de la termodinámica se reduce a varias afirmaciones, denominadas **PRINCIPIOS (O LEYES) DE LA TERMODINÁMICA**. Estas leyes fueron establecidas por vía experimental. Son correctas para todas las sustancias, independientemente de la estructura interna de éstas. La mecánica estadística es una teoría más profunda, pero también más compleja, de los fenómenos térmicos. Valiéndose de ella se pueden fundamentar teóricamente todos los principios de la termodinámica.

Primero vamos a detenernos en los postulados fundamentales de la teoría cinético-molecular, conocidos ya parcialmente a partir de los cursos de física anteriores. Después daremos a conocer la teoría cinético-molecular cuantitativa del sistema más simple, es decir, de un gas de densidad relativamente pequeña.

1. Fundamentos de la teoría cinético-molecular

1.1. Postulados fundamentales de la teoría cinético-molecular. Dimensiones de las moléculas

De base para la teoría cinético-molecular de la estructura de la sustancia sirven **TRES POSTULADOS**, demostrado cada uno de ellos por medio de experimentos: la sustancia está constituida por partículas; estas partículas se mueven caóticamente; las partículas interactúan.

Las propiedades y el comportamiento de los cuerpos, empezando por los gases enrarecidos de las capas superiores de la atmósfera y terminando por los cuerpos sólidos que hay en la Tierra, así como los núcleos superdensos

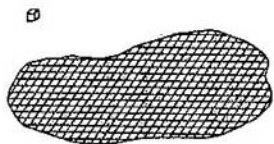


Fig. 2

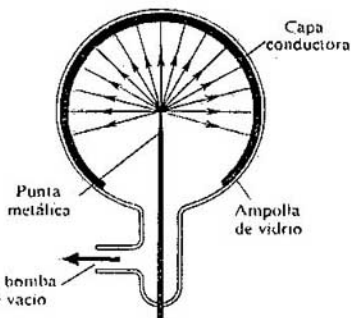


Fig. 3

de los planetas y las estrellas, están determinados por el movimiento de las partículas que interaccionan entre sí y que componen todos los cuerpos; estas partículas son las moléculas, los átomos¹⁾ o formaciones aún más pequeñas, como las partículas elementales.

EVALUACIÓN DE LAS DIMENSIONES DE LAS MOLÉCULAS. Para estar completamente seguros de que las moléculas existen en realidad, hay que determinar sus dimensiones.

Veamos un método relativamente sencillo de apreciar las dimensiones de las moléculas. Se sabe que es imposible hacer que una gotita de aceite de oliva de 1 mm^3 de volumen se extienda por la superficie del agua de manera que ocupe una superficie mayor que $0,6 \text{ m}^2$. Es de suponer que el aceite, al extenderse por la superficie máxima, forma una capa cuyo espesor tendrá una sola molécula. No es difícil determinar dicho espesor y así valorar las dimensiones de la molécula de aceite de oliva.

Cortemos mentalmente un cubo de 1 mm^3 en capas cuadradas de 1 mm^2 de superficie cada una, de manera que con ellas se pueda cubrir un área de $0,6 \text{ m}^2$ (fig. 2). El número de estas capas será: $0,6 \text{ m}^2 / 0,000001 \text{ m}^2 = 6 \cdot 10^5$. El espesor de la capa de aceite, y, por consiguiente, la dimensión de la molécula de aceite de oliva, se puede hallar dividiendo la arista del cubo, igual a $0,1 \text{ cm}$, por el número de capas: $0,1 \text{ cm} / 6 \cdot 10^5 \approx 1,7 \cdot 10^{-7} \text{ cm}$.

PROYECTOR DE IONES. En la actualidad es innecesario enumerar todos los procedimientos posibles para demostrar la existencia de los átomos y las moléculas. Los aparatos modernos permiten observar sus imágenes aisladas. En el texto del curso "Física 1" (Ed. MIR) se da una fotografía, obtenida con el microscopio electrónico, en la cual se puede ver la posición de algunos átomos en la superficie de un cristal de oro.

El microscopio electrónico es un aparato muy complicado. Nosotros

¹⁾ Se recordará que el átomo es la menor partícula de un elemento químico portadora de sus cualidades, y la molécula, la menor partícula estable de una sustancia que posee sus propiedades químicas; las moléculas están formadas por átomos.

vamos a estudiar otro aparato mucho más simple que da la posibilidad de obtener imágenes de los átomos aislados y de valorar sus dimensiones. Este aparato se conoce con el nombre de PROYECTOR DE IONES o microscopio iónico. Su estructura es la siguiente: en el centro de un recipiente esférico de cerca de 10 cm de radio se encuentra la punta de una aguja de volframio (fig. 3). El radio de curvatura de dicha punta se hace tan pequeño como permite la técnica moderna de labrado de metales (aproximadamente igual a $5 \cdot 10^{-6}$ cm). La superficie interna de la esfera se recubre con una tenue capa conductora capaz de brillar, lo mismo que la pantalla de los tubos catódicos de televisión, bajo la acción de los impactos de las partículas rápidas. Entre la punta, cargada positivamente, y la capa conductora, con carga negativa, se crea una tensión de varios centenares de voltios. El recipiente se llena de helio a poca presión (100 Pa ó 0,75 mm de la columna de mercurio).

Los átomos de volframio forman en la punta de la aguja "montículos" microscópicos (fig. 4). Al acercarse los átomos de helio, que se mueven caóticamente, a los átomos de volframio, el campo eléctrico, especialmente intenso en las proximidades de los átomos de la superficie de la punta, arranca electrones de los átomos de helio y convierte estos últimos en iones. Los iones de helio son repelidos por la punta, cargada positivamente, y se mueven a gran velocidad siguiendo los radios de la esfera. Cuando chocan con la superficie de ésta hacen que brille. Como resultado, en la pantalla surge la figura aumentada de la disposición de los átomos de volframio en la superficie de la aguja (fig. 5). Las manchitas brillantes que se ven en la pantalla son las imágenes de átomos aislados.

El aumento del proyector—razón de la distancia entre las imágenes de los átomos y la distancia entre los propios átomos—resulta ser igual a la razón del radio del recipiente al radio de la punta de la aguja y llega a dos millones. Precisamente por eso se consigue ver los átomos aislados.

El diámetro del átomo de volframio, determinado por medio del proyector de iones, es aproximadamente igual a $2 \cdot 10^{-8}$ cm. Las dimensiones de los átomos halladas por otros procedimientos son aproximadamente las mismas. Las dimensiones de las moléculas, constituidas por muchos átomos, son, naturalmente, mayores.

No obstante, todas estas dimensiones son tan pequeñas que es imposible

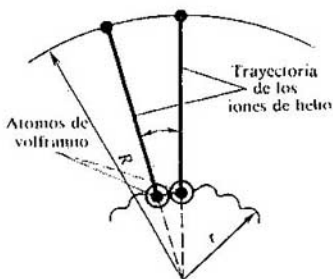


Fig. 4

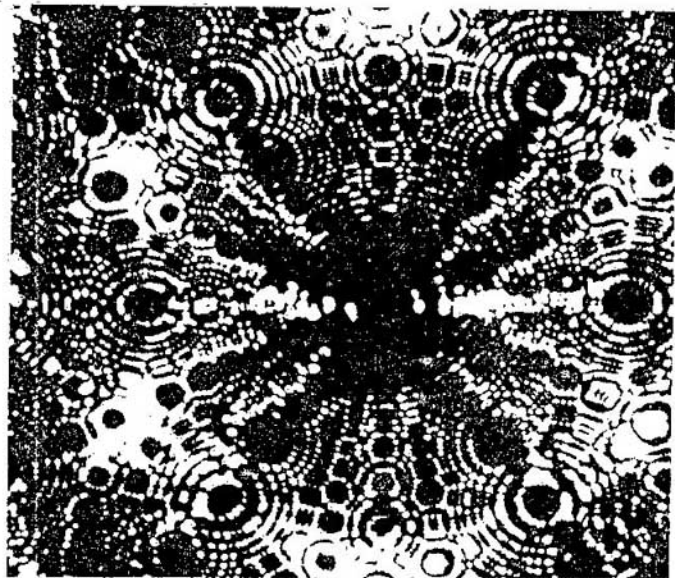


Fig. 5

imaginárselas. ¿Qué puede decirnos, por ejemplo, el número $2,3 \cdot 10^{-8}$ cm, expresión de la dimensión de la molécula de hidrógeno? En estos casos se recurre a las comparaciones. He aquí una de ellas. Si la pluma con que usted escribe se aumentara de tal modo que llegase desde la Tierra a la Luna, la molécula de hidrógeno con el mismo aumento tendría las dimensiones de su pluma.

NÚMERO DE MOLÉCULAS. Siendo tan pequeñas las dimensiones de las moléculas, su número en cualquier cuerpo macroscópico es enorme. Calculemos aproximadamente el número de moléculas que hay en una gota de agua de 1 g de masa y, por lo tanto, de 1 cm^3 de volumen. El diámetro de la molécula de agua es igual aproximadamente a $3 \cdot 10^{-8}$ cm. Considerando que cada molécula de agua, si su empaquetamiento es denso, ocupa el volumen $(3 \cdot 10^{-8} \text{ cm})^3$, se puede hallar el número de moléculas que hay en la gota, dividiendo el volumen de ésta (1 cm^3) por el volumen correspondiente a una molécula:

$$N = \frac{1}{(3 \cdot 10^{-8})^3} \approx 3,7 \cdot 10^{22}.$$

Cada vez que usted aspira entran en sus pulmones tantas moléculas que si, después de expirarlas, se distribuyeran uniformemente todas ellas en la atmósfera de la Tierra, cada habitante del planeta recibiría, al aspirar, dos moléculas de las que estuvieron en sus pulmones.

1.2. Masa de las moléculas. Constante de Avogadro

MASA DE LA MOLÉCULA DE AGUA. La masa de las moléculas y átomos aislados es muy pequeña. Por ejemplo, en 1 g de agua hay $3,7 \cdot 10^{22}$ moléculas. Por consiguiente, la masa de una molécula será:

$$m_{0H_2O} \approx \frac{1}{3,7 \cdot 10^{22}} \text{ g} \approx 3 \cdot 10^{-23} \text{ g.} \quad (1.1)$$

Una masa de este mismo orden tienen las moléculas de otras sustancias, exceptuando las enormes moléculas de las sustancias orgánicas.

MASA MOLECULAR RELATIVA. Como la masa de las moléculas es muy pequeña, en los cálculos conviene utilizar, no los valores absolutos de las masas, sino los relativos. Por un convenio internacional (como es sabido a partir del curso de química), la masa de todos los átomos y moléculas se compara con 1/12 de la masa del átomo de carbono (ésta es la llamada escala del carbono para las masas atómicas)¹⁾. Se llama masa molecular (o atómica) relativa M_r de una sustancia la razón de la masa de la molécula (o átomo) m_0 de dicha sustancia al 1/12 de la masa del átomo de carbono m_{0C} :

$$M_r = \frac{m_0}{1/12 m_{0C}}. \quad (1.2)$$

En la actualidad las masas atómicas relativas de todos los elementos químicos han sido medidas con gran exactitud. Sumando las masas atómicas relativas de los átomos que entran en la composición de una molécula se puede calcular la masa molecular relativa de ésta. Así, por ejemplo, la masa molecular relativa del anhídrido (o bióxido) carbónico CO_2 es aproximadamente igual a 44, ya que la masa atómica relativa del carbono es 12, y la del oxígeno, $16: 12 + 2 \cdot 16 = 44$.

CANTIDAD DE SUSTANCIA. Cuanto más átomos o moléculas tenga

¹⁾ La comparación de las masas de los átomos y las moléculas precisamente con el 1/12 de la masa del átomo de carbono se debe a que en este caso las masas relativas de los átomos se aproximan más a ser números enteros. De este modo, en la escala del carbono de las masas atómicas, la masa del átomo de carbono se toma rigurosamente igual a 12. Ésta es aproximadamente 12 veces mayor que la masa del átomo más ligero, el de hidrógeno.

un cuerpo macroscópico, es evidente que dicho cuerpo contendrá más sustancia. El número de moléculas que hay en los cuerpos macroscópicos es enorme. Por eso conviene indicar no el número absoluto de átomos o moléculas, sino el relativo.

El número de moléculas o átomos que hay en un cuerpo dado se acostumbra compararlo con el número de átomos que hay en 0,012 kg de carbono. El número relativo de átomos o moléculas que tiene un cuerpo se caracteriza por una magnitud física especial, la CANTIDAD DE SUSTANCIA. Se llama cantidad de sustancia v la razón del número de moléculas N que hay en un cuerpo dado al número N_A de átomos que contienen 0,012 kg de carbono ¹⁾:

$$v = \frac{N}{N_A} \quad (1.3)$$

Conociendo la cantidad de sustancia v y el número N_A se conoce también el número de moléculas N que tiene la sustancia. La cantidad de sustancia se expresa en moles. El mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas moléculas como átomos hay en 0,012 kg de carbono. Si la cantidad de sustancia es igual, por ejemplo, a 2,5 moles, esto significa que el número de moléculas que tiene el cuerpo es 2,5 veces mayor que el número de átomos que hay en 0,012 kg de carbono.

CONSTANTE DE AVOGADRO. El número de moléculas o átomos N_A que contiene un mol de sustancia se llama constante (o número) de Avogadro, en honor del científico italiano del siglo XIX Amadeo Avogadro. De acuerdo con la definición de mol, la constante de Avogadro es igual para todas las sustancias. Esta constante es igual, en particular, al número de átomos que hay en un mol de carbono, es decir, en 0,012 kg del mismo.

Para determinar la constante de Avogadro hay que hallar la masa de un átomo de carbono (o de cualquier otro átomo). Una valoración aproximada se puede obtener procediendo como se hizo antes para calcular la masa de la molécula de agua (los métodos más exactos se basan en la desviación de haces de iones por un campo electromagnético). Las mediciones dan para la masa del átomo de carbono el valor $m_{0C} = 1,995 \cdot 10^{-26}$ kg. De aquí que la constante de Avogadro sea:

$$N_A = N \frac{1}{v} = \frac{0,012 \text{ kg}}{m_{0C}} \frac{1}{\text{mol}} = \frac{0,012}{1,995 \cdot 10^{-26}} \frac{1}{\text{mol}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \quad (1.4)$$

La denominación mol^{-1} indica que N_A es el número de átomos de cualquier sustancia que hay en la cantidad de un mol de la misma. Si la cantidad

¹⁾ Si la sustancia está constituida por átomos aislados que no forman moléculas, aquí y en adelante debe entenderse por número de moléculas el número de átomos.

de sustancia $v = 2,5$ moles, el número de moléculas que hay en el cuerpo será $N = vN_A \approx 1,5 \cdot 10^{24}$.

Existen otros muchos métodos para hallar la constante de Avogadro, no relacionados con la determinación de la masa de los átomos. Todos ellos conducen a los mismos resultados. La constante de Avogadro desempeña una función importantísima en toda la física molecular y es una constante universal.

La enorme magnitud de la constante de Avogadro muestra la pequeñez de las escalas microscópicas en comparación con las macroscópicas; un cuerpo cuya cantidad de sustancia sea de 1 mol tiene las dimensiones macroscópicas a que estamos acostumbrados.

MASA MOLAR. Además de la masa molecular relativa M_r , en física y en química se utiliza mucho la masa molar M . Se llama masa molar la masa de una cantidad de sustancia igual a un mol.

De acuerdo con esta definición, la masa molar es igual al producto de la masa de la molécula por la constante de Avogadro:

$$M = m_0 N_A. \quad (1.5)$$

La masa molar M se puede expresar por medio de la masa molecular relativa. Sustituyendo en (1.5) m_0 por su valor (1.2) y N_A por el suyo (1.4), se obtiene

$$M = M_r \frac{m_0 c}{12} \cdot \frac{0,012 \text{ kg/mol}}{m_0 c} = 10^{-3} M_r \text{ kg/mol}. \quad (1.6)$$

Así, por ejemplo, la masa molar del anhídrido carbónico CO_2 es igual a 0,044 kg/mol, puesto que la masa molecular relativa de dicho gas es aproximadamente igual a 44.

La masa m de cualquier cantidad de sustancia v , igual al producto de la masa de una molécula m_0 por el número de moléculas N , se expresa mediante la masa molar y la cantidad de sustancia así:

$$m = m_0 N = m_0 N_A v = Mv, \quad (1.7)$$

ya que $N = vN_A$ (fórmula 1.3).

Así, la masa de 3 moles de anhídrido carbónico es: $m = 3 \text{ mol} \times 0,044 \text{ kg/mol} = 0,132 \text{ kg}$.

¿ ?

1. Enumere los postulados fundamentales de la teoría cinético-molecular.
2. Cite las demostraciones que conozca de la existencia de las moléculas.
3. ¿A qué se llama masa molecular relativa?
4. ¿A qué es igual la masa molecular relativa del agua?
5. ¿A qué se da el nombre de cantidad de sustancia?
6. Defina la unidad de cantidad de sustancia, mol.
7. ¿A qué es igual la constante (número) de Avogadro?
8. Defina la masa molar.
9. ¿Qué relación existe entre la masa de un cuerpo y la cantidad de sustancia que éste contiene?

10. Exprese el número de moléculas que hay en un cuerpo por medio de su masa, la masa molar y la constante de Avogadro.

1.3.

Movimiento browniano

En el curso anterior se estudió la difusión, es decir, la mezcla de los gases, líquidos y sólidos cuando se encuentran en contacto directo. Este fenómeno se puede explicar por el movimiento desordenado de las moléculas. Pero la demostración más evidente del movimiento de las moléculas se puede obtener observando al microscopio partículas diminutas de una sustancia sólida cualquiera suspendidas en agua. Estas partículas efectúan un movimiento desordenado que recibe el nombre de BROWNIANO.

El movimiento browniano es el movimiento térmico de las partículas suspendidas en un líquido (o gas).

OBSERVACIÓN DEL MOVIMIENTO BROWNIANO. El botánico inglés R. Brown observó por primera vez este movimiento en 1827, cuando examinaba al microscopio una suspensión en agua de esporas de licopodio. Ahora se utilizan por lo general partículas de tintura de goma guta, que no se disuelve en el agua. Estas partículas realizan un movimiento caótico. Lo más sorprendente e insólito es que el movimiento browniano nunca cesa. Estamos acostumbrados a que todo cuerpo en movimiento tarde o temprano se para. *Pero el movimiento browniano es un movimiento térmico y no puede interrumpirse.* Si la temperatura aumenta, su intensidad crece. En la fig. 6 se da el esquema del movimiento de las partículas brownianas. Las posiciones de las partículas, indicadas con puntos, han sido determinadas al cabo de intervalos idénticos de tiempo, iguales a 30 s. Estos puntos se han unido entre sí por medio de líneas rectas. En realidad las trayectorias de las partículas son mucho más complicadas.

El movimiento browniano se puede observar también en un gas. Lo efectúan las partículas de polvo o de humo suspendidas en el aire.

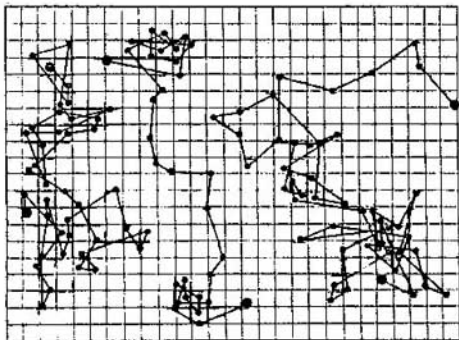


Fig. 6



Fig. 7

Actualmente el concepto de "movimiento browniano" se utiliza en un sentido más amplio. Así, por ejemplo, un movimiento browniano es la oscilación de las agujas indicadoras de los instrumentos de medición sensibles. Este movimiento se debe al movimiento térmico de los átomos de las piezas de dichos instrumentos y del medio ambiente.

EXPLICACIÓN DEL MOVIMIENTO BROWNIANO. El movimiento browniano sólo puede explicarse basándose en la teoría cinético-molecular. La causa del movimiento browniano de una partícula es que los choques de las moléculas con ella no se compensan unos a otros. En la fig. 7 se muestra esquemáticamente la posición de una partícula browniana y de las moléculas más próximas a ella. Como el movimiento de las moléculas es caótico, los impulsos que ellas transmiten a la partícula browniana, por ejemplo, por la izquierda y por la derecha, no son iguales. Por eso no es nula la fuerza de presión resultante, la cual hace que varíe el movimiento de la partícula browniana.

La presión media tiene determinada importancia tanto en un gas, como en un líquido. Pero siempre se producen desviaciones casuales insignificantes del valor medio. Cuanto menor es la superficie del cuerpo, tanto más importantes son las variaciones relativas de la fuerza de presión que actúa sobre aquélla. Así, si la superficie tiene unas dimensiones del orden de varios diámetros de molécula, la fuerza que actúa sobre ella varía a saltos desde cero hasta cierto valor cuando inciden moléculas sobre dicha superficie.

La teoría cinético-molecular del movimiento browniano fue creada por A. Einstein en 1905. La creación de la teoría del movimiento browniano y su confirmación experimental por el físico francés J. Perrin completaron definitivamente la victoria de la teoría cinético-molecular.

1.4. Fuerzas de interacción de las moléculas

FUERZAS MOLECULARES. Entre las moléculas de la sustancia existen fuerzas de interacción llamadas **FUERZAS MOLECULARES**. Si entre las moléculas no existieran fuerzas de atracción, todas las sustancias, en cualesquiera condiciones, sólo se encontrarían en estado gaseoso. Únicamente en virtud de las fuerzas de atracción las

moléculas se mantienen unas junto a otras y forman los cuerpos líquidos y sólidos.

Pero las fuerzas de atracción solas no pueden asegurar la existencia de las formaciones estables de los átomos y moléculas. A distancias muy pequeñas, entre las moléculas actúan fuerzas de repulsión.

ESTRUCTURA DE LOS ÁTOMOS Y DE LAS MOLÉCULAS. Un átomo, y tanto más una molécula, es un sistema complejo formado por partículas con carga aisladas: electrones y núcleos atómicos. Aunque las moléculas en conjunto son eléctricamente neutras, a pequeñas distancias actúan entre ellas fuerzas eléctricas considerables. Se produce la interacción entre los electrones y los núcleos de las moléculas contiguas. La descripción del movimiento de las partículas dentro de los átomos y las moléculas, así como de las fuerzas de interacción entre las mismas moléculas, es un problema muy complejo. Este problema se estudia en la física atómica. Nosotros sólo haremos mención de su resultado: la dependencia aproximada de las fuerzas de interacción de las moléculas respecto de la distancia entre ellas.

Los átomos y las moléculas están constituidos por partículas con carga de signos opuestos. Entre los electrones de una molécula y los núcleos atómicos de otra actúan fuerzas de atracción. Al mismo tiempo, entre los electrones de ambas moléculas y entre sus núcleos actúan fuerzas de repulsión.

A causa de la neutralidad eléctrica de los átomos y las moléculas, las fuerzas moleculares son de corto radio de acción. A distancias varias veces mayores que las dimensiones de las moléculas, las fuerzas de interacción entre ellas no se manifiestan prácticamente.

DEPENDENCIA DE LAS FUERZAS MOLECULARES RESPECTO DE LA DISTANCIA ENTRE LAS MOLÉCULAS. Veamos cómo varía, en dependencia de la distancia entre las moléculas, la proyección de la fuerza de interacción entre ellas sobre la recta que une sus centros. A distancias mayores que 2 ó 3 diámetros de las moléculas, la fuerza de repulsión es prácticamente nula. Sólo se aprecia la fuerza de atracción. A medida que disminuye la distancia, la fuerza de atracción aumenta y, al mismo tiempo, empieza a manifestarse la fuerza de repulsión. Esta última crece muy rápidamente cuando las capas electrónicas de los átomos empiezan a recubrirse. Como resultado, a distancias relativamente grandes las moléculas se atraen, y a pequeñas distancias, se repelen.

La fig. 8 representa la dependencia aproximada, respecto de la distancia entre los centros de las moléculas, de la proyección de la fuerza de repulsión (curva superior), de la proyección de la fuerza de atracción (curva inferior) y de la proyección de la fuerza resultante (curva de en medio). La proyección de la fuerza de repulsión es positiva y la proyección de la fuerza de atracción, negativa. Las rectas verticales finas se han trazado para facilitar la suma de las proyecciones de las fuerzas.

A la distancia r_0 , igual aproximadamente a la suma de los radios de las moléculas, la proyección de la fuerza resultante es $F_r = 0$, ya que el módulo de la fuerza de atracción es igual al de la fuerza de repulsión (fig. 9, a). Cuando $r > r_0$, la fuerza de atracción es mayor que la de repulsión y la

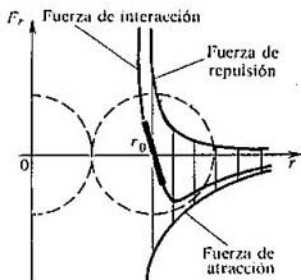


Fig. 8

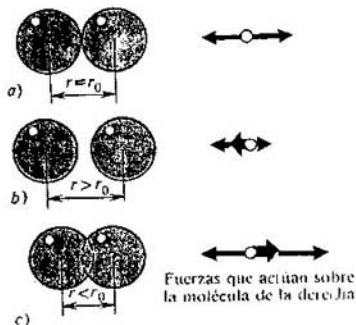


Fig. 9

proyección de la resultante (flecha más gruesa) es negativa (fig. 9, b). Si $r \rightarrow \infty$; $F_r \rightarrow 0$. A distancias $r < r_0$ la fuerza de repulsión es mayor que la de atracción (fig. 9, c).

ORIGEN DE LAS FUERZAS DE ELASTICIDAD. La dependencia de las fuerzas de interacción de las moléculas respecto de la distancia entre ellas explica la aparición de las fuerzas de elasticidad por compresión y tracción de los cuerpos. Si intentamos aproximar las moléculas hasta una distancia menor que r_0 , comienza a actuar una fuerza que impide que se acerquen. Y al contrario, al alejar las moléculas entre sí, actúa la fuerza de atracción, que hace que las moléculas retornen a la posición inicial una vez que cesa la acción exterior.

Cuando el desplazamiento de las moléculas respecto de la posición de equilibrio es pequeño, las fuerzas de atracción o repulsión crecen linealmente al aumentar el desplazamiento. En una parte pequeña de la curva se puede considerar que hay un trozo recto (parte más gruesa de la curva en la fig. 8). Precisamente por eso, cuando las deformaciones son pequeñas, resulta ser correcta la ley de Hooke, según la cual la fuerza de elasticidad es proporcional a la deformación. Si los desplazamientos de las moléculas son grandes, la ley de Hooke deja de ser correcta.

Como al deformar un cuerpo varían las distancias entre todas sus moléculas, a las capas contiguas de moléculas corresponde una parte insignificante de la deformación total. Por eso la ley de Hooke se cumple con deformaciones millones de veces mayores que las dimensiones de las moléculas.

1.5. Estructura de los cuerpos gaseosos, líquidos y sólidos

La teoría cinético-molecular da la posibilidad de comprender por qué la sustancia puede encontrarse en los estados gaseoso, líquido y sólido.

GASES. En los gases la distancia entre los átomos o moléculas es en

promedio muchas veces mayor que las dimensiones de las propias moléculas (fig. 10). Por ejemplo, a la presión atmosférica, la capacidad del recipiente es decenas de millares de veces mayor que el volumen de las moléculas que hay en él.

Los gases se comprimen fácilmente, porque cuando el gas se comprime sólo disminuye la distancia media entre sus moléculas, pero éstas no se "aprietan" entre sí (fig. 11).

Las moléculas se mueven en el espacio con velocidades enormes, de centenares de metros por segundo. Cuando chocan entre sí, las moléculas rebotan la una de la otra en direcciones distintas, de un modo semejante a como lo hacen las bolas de billar.

Las débiles fuerzas de atracción de las moléculas del gas son incapaces de mantenerlas una junto a otra. Por eso los gases se pueden expandir ilimitadamente. Los gases no conservan la forma ni el volumen.

Los numerosísimos choques de las moléculas con las paredes del recipiente que las contiene originan la presión del gas.

LÍQUIDOS. En los líquidos las moléculas están casi juntas unas a otras (fig. 12). Por eso la molécula se comporta en el líquido de otra forma que en el gas. Atrapada, como en una jaula, por las otras moléculas, efectúa la "carrera en su puesto" (es decir, oscila en torno a la posición de equilibrio y choca con las moléculas vecinas). Sólo de vez en cuando da un "salto" pasando a través de las "varillas de la jaula", pero inmediatamente cae en otra "jaula" formada por nuevas moléculas vecinas. El tiempo de "vida sedentaria" de la molécula de agua, es decir, el tiempo que oscila en torno a una posición de equilibrio determinada, a la temperatura ambiente, es igual en promedio a 10^{-11} s. El tiempo que dura una oscilación es mucho menor (10^{-12} – 10^{-13} s). Al aumentar la temperatura disminuye el tiempo de "vida sedentaria" de las moléculas. El carácter del movimiento molecular en los líquidos, establecido por primera vez por el físico soviético Ya. I. Frénel, permite comprender las propiedades fundamentales de los líquidos.

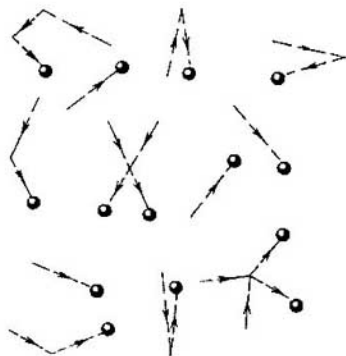


Fig. 10



Yakov Ilch Frénel (1894-1952), eminente físico teórico soviético. Hizo una gran aportación a diversas ramas de la física. Autor de la teoría moderna del estado líquido de la sustancia. Sentó las bases de la teoría del ferromagnetismo. Son muy conocidos sus trabajos sobre la electricidad atmosférica y el origen del campo magnético de la Tierra. Creó la primera teoría cuantitativa de la fisión de los núcleos de uranio.

Las moléculas de un líquido se encuentran directamente unas al lado de otras. Por eso, si se intenta variar el volumen del líquido aunque sea en una magnitud muy pequeña, empiezan a deformarse las mismas moléculas (fig. 13). Para eso se necesitan fuerzas muy grandes. Esto explica la poca compresibilidad de los líquidos.

Los líquidos, como sabemos, son fluidos, es decir, no conservan su forma. Esto se explica por lo siguiente. Si el líquido no fluye, los saltos de las moléculas de una posición "sedentaria" a otra se producen con la misma frecuencia en todas las direcciones (fig. 12). Una fuerza exterior no hace que varíe sensiblemente el número de saltos por segundo de la molécula, pero los saltos de la molécula de una posición "sedentaria" a otra se producen en este caso prioritariamente en la dirección en que actúa la fuerza exterior (fig. 14). He aquí por qué el líquido fluye y toma la forma del recipiente.

SÓLIDOS. Los átomos o moléculas de los sólidos, a diferencia de los de los líquidos, oscilan en torno a determinadas posiciones de equilibrio. Es cierto que a veces las moléculas cambian de posición de equilibrio, pero esto ocurre muy raras veces. Por eso los sólidos conservan no sólo el volumen, sino también la forma.

Hay otra diferencia importante entre los líquidos y los sólidos. Un liqui-



Fig. 11

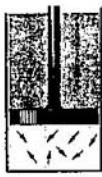


Fig. 12

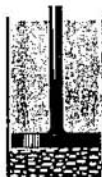


Fig. 13



Fig. 14

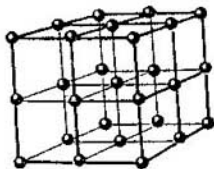


Fig. 15



Fig. 16

do se puede comparar con una multitud cuyos miembros se empujan nerviosamente conservando su sitio, mientras que un sólido se asemeja a una cohorte bien formada cuyos miembros, aunque no estén en posición de "firmes" (debido al movimiento térmico), conservan entre sí, en promedio, espacios determinados. Si se unen entre sí los centros de las posiciones de equilibrio de los átomos o iones del sólido, se obtiene una red espacial regular denominada red CRISTALINA. En las figs. 15 y 16 se han representado las redes cristalinas de la sal común y del diamante. El orden interior de la disposición de los átomos en los cristales hace que sean geoméricamente regulares las formas exteriores. En la fig. 17 se muestran unos diamantes de Yakutia.

* * *

La explicación cualitativa de las propiedades de la sustancia basándose en la teoría cinético-molecular, como se ve, no es muy compleja. Sin embargo, la teoría que establece las relaciones cuantitativas entre las magnitudes que se miden en la práctica (presión, temperatura, etc.) y las propiedades de las propias moléculas, su número y velocidad de movimiento es muy complicada. Nosotros vamos a limitarnos a estudiar la teoría de los gases.

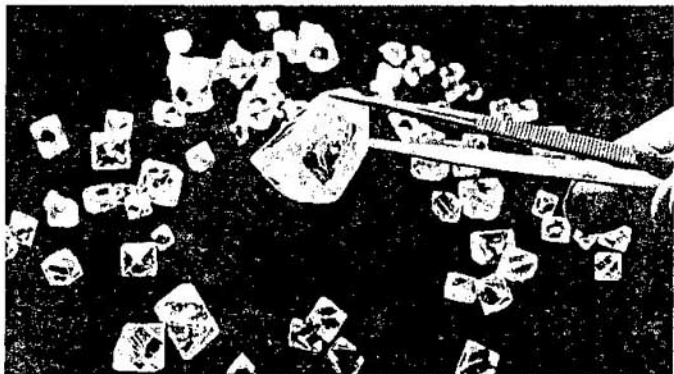


Fig. 17

¿ ?

1. Dé una demostración de la existencia del movimiento térmico de las moléculas.
2. ¿Por qué el movimiento browniano se observa solamente en partículas de masa pequeña?
3. ¿De qué naturaleza son las fuerzas moleculares?
4. ¿Cómo dependen las fuerzas de interacción de las moléculas respecto de la distancia entre ellas?
5. ¿Por qué se pegan dos barras de plomo con cortes lisos y limpios al oprimirlas?
6. ¿En qué difiere el movimiento térmico de las moléculas de los gases, líquidos y sólidos?

1.6. Gas perfecto en la teoría cinético-molecular

GAS PERFECTO. El gas perfecto (o ideal), desde el punto de vista de la teoría cinético-molecular, es el modelo físico más simple de un gas real.

En física no se entiende por modelo la copia aumentada o reducida de un objeto real. El modelo físico es una imagen general, creada por los científicos, de un sistema o fenómeno real, que refleja las propiedades más importantes y características de dicho sistema.

En el modelo físico del gas se tienen en cuenta únicamente aquellas propiedades fundamentales de las moléculas cuya toma en consideración es necesaria para explicar las principales regularidades del comportamiento de un gas real, en determinados intervalos de presión y temperatura.

En la teoría cinético-molecular se da el nombre de gas perfecto (o ideal) a un gas formado por moléculas entre las cuales la interacción es despreciable por su pequeñez. En otras palabras, se supone que la energía cinética media de las moléculas del gas perfecto es mucho mayor que la energía potencial de su interacción.

Los gases reales se comportan del mismo modo que el gas perfecto cuando los enrarecimientos son suficientemente grandes, es decir, *cuando la distancia media entre las moléculas es mucho mayor que sus dimensiones*. En este caso las fuerzas de atracción entre las moléculas se pueden despreciar por completo. Las fuerzas de repulsión sólo se ponen de manifiesto en intervalos de tiempo infinitesimales durante los choques de las moléculas entre sí.

En el modelo MÁS SIMPLE de gas, las moléculas se consideran como diminutas bolitas poseedoras de masa. El movimiento de las moléculas aisladas se subordina a las leyes de la mecánica de Newton. Está claro que no existe garantía alguna de que con este modelo se puedan explicar todos los procesos que se desarrollan en los gases enrarecidos. Porque, como sabemos, las moléculas se distinguen no sólo por sus masas. Tienen también una estructura compleja.

Pero ahora vamos a plantearnos y a resolver un problema suficientemente estrecho: **CALCULAR LA PRESIÓN DEL GAS VALIÉndonos DE LA TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR**. Para resolver este problema resulta

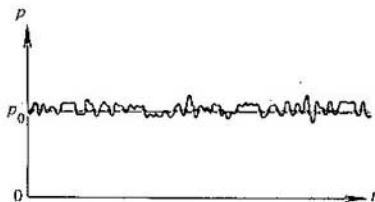


Fig. 18

satisfactorio el modelo más simple de gas. Este modelo conduce a resultados que la experiencia confirma.

PRESIÓN DE UN GAS SEGÚN LA TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR. Supongamos que el gas se encuentra en un recipiente cerrado. Un manómetro indica que la presión del gas es p_0 ¹⁾. ¿Cómo se produce esta presión? Cada molécula del gas, chocando con la pared del recipiente, actúa sobre ella, durante un pequeño intervalo de tiempo, con una fuerza determinada. Como resultado de los choques desordenados con la pared, la fuerza que actúa por parte de todas las moléculas sobre la unidad de área de dicha pared, es decir, la presión, varía muy de prisa con el tiempo, aproximadamente como muestra la fig. 18. Pero las acciones producidas por los choques de las moléculas por separado son tan débiles que el manómetro no las registra. El manómetro indica la fuerza media, respecto del tiempo, que actúa sobre cada unidad de área de su elemento sensible o membrana. A pesar de las pequeñas variaciones de presión, el valor medio de ésta p_0 resulta ser prácticamente una magnitud completamente determinada, porque los choques de las moléculas con la pared son muchos y las masas de ellas son muy pequeñas.

La presión del gas será tanto mayor cuanto más moléculas choquen con la pared en un intervalo de tiempo dado y cuanto mayor sea la velocidad de estas moléculas.

El surgimiento de la presión del gas se puede explicar por medio de un modelo mecánico simple. Tomemos un disco (que desempeñará el papel de membrana del manómetro) y sujetémoslo a una varilla de tal modo que se encuentre vertical y pueda girar, junto con la varilla, alrededor de un eje vertical (fig. 19). Valiéndonos de un canalillo dirigimos sobre el disco un chorro de perdigones menudos (que hacen las veces de moléculas). Como resultado de los múltiples choques de los perdigones, sobre el disco actúa cierta fuerza media que produce el giro de la varilla y la flexión de una plaquita elástica P . El efecto de los choques aislados de los perdigones no se nota

MOVIMIENTO TÉRMICO DE LAS MOLECULAS. Desde el principio

¹⁾ Se recordará que: la presión viene determinada por la razón del módulo F de la fuerza, que actúa perpendicularmente a la superficie, al área de dicha superficie S : $p = F/S$. La presión se expresa en pascuales o en milímetros de la escala de mercurio: $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2 = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mm Hg}$.

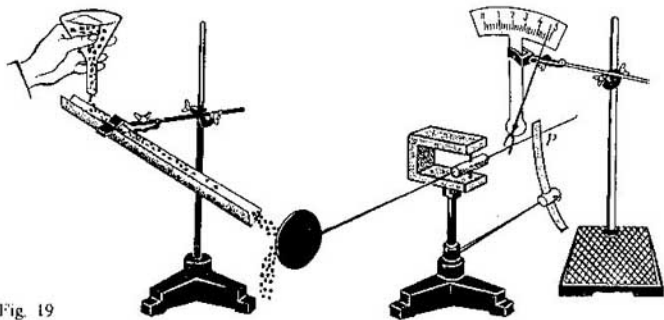


Fig. 19

hay que renunciar los intentos de seguir el movimiento de todas las moléculas que constituyen el gas. Son demasiadas y, debido a los choques entre sí, se mueven de un modo muy complejo. Además nosotros no tenemos necesidad de conocer cómo se mueve cada molécula. Lo que hay que aclarar es a qué resultado conduce el movimiento conjunto de todas las moléculas.

El carácter del movimiento de todo el conjunto de las moléculas del gas se conoce por la experiencia (véase § 1.3). *Las moléculas participan en un movimiento (térmico) caótico.* Esto significa que la velocidad de cada una de ellas puede ser tanto muy grande como muy pequeña y que la dirección del movimiento de las moléculas cambia incesantemente al chocar unas con otras.

La velocidad de las moléculas aisladas puede ser cualquiera, pero el VALOR MEDIO del módulo de la velocidad es completamente determinado. Exactamente lo mismo, la estatura de los alumnos de un grado no es la misma. Pero el valor medio de dicha estatura es una magnitud determinada. Para hallarla hay que sumar las estaturas de todos los alumnos y dividir esta suma por el número de alumnos.

VALOR MEDIO DEL CUADRADO DEL MÓDULO DE LA VELOCIDAD. En adelante nos va a hacer falta no el valor medio de la propia velocidad, sino el del cuadrado de la misma, del cual depende la energía cinética media de las moléculas.

Designemos los módulos de las velocidades de las moléculas aisladas por $v_1, v_2, v_3, \dots, v_N$. El valor medio del cuadrado de la velocidad se determina de la forma siguiente:

$$\overline{v^2} = \frac{v_1^2 + v_2^2 + v_3^2 + \dots + v_N^2}{N}, \quad (1.8)$$

siendo N el número de moléculas que hay en el gas.

Pero el cuadrado del módulo del vector velocidad es igual a la suma de los cuadrados de las proyecciones de la velocidad sobre los ejes de coorde-

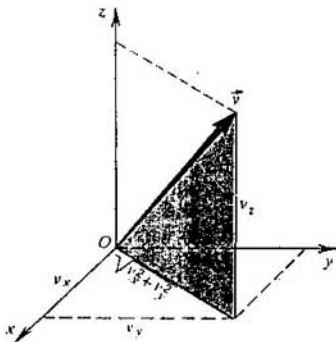


Fig. 20

nadas Ox , Oy y Oz ¹⁾:

$$v^2 = v_x^2 + v_y^2 + v_z^2. \quad (1.9)$$

Los valores medios de $\overline{v_x^2}$, $\overline{v_y^2}$ y $\overline{v_z^2}$ se pueden determinar por medio de fórmulas análogas a la (1.8). Entre el valor medio de $\overline{v^2}$ y los valores medios de los cuadrados de las proyecciones existe la misma relación que en (1.9):

$$\overline{v^2} = \overline{v_x^2} + \overline{v_y^2} + \overline{v_z^2}. \quad (1.10)$$

En efecto, para cada molécula es correcta la expresión (1.9). Sumando estas expresiones para las moléculas aisladas y dividiendo los dos miembros de la ecuación obtenida por el número de moléculas N , se llega a la fórmula (1.10).

Como en virtud del carácter caótico del movimiento de las moléculas las direcciones Ox , Oy y Oz son igualmente posibles, los valores medios de los cuadrados de las proyecciones de la velocidad son iguales entre sí:

$$\overline{v_x^2} = \overline{v_y^2} = \overline{v_z^2}. \quad (1.11)$$

Teniendo en cuenta (1.11), sustituimos en la fórmula (1.10) $\overline{v_y^2}$ y $\overline{v_z^2}$ por $\overline{v_x^2}$. Entonces el cuadrado medio de las proyecciones de la velocidad será

$$\overline{v_x^2} = \frac{1}{3} \overline{v^2}, \quad (1.12)$$

es decir, el cuadrado medio de las proyecciones de la velocidad es igual a 1/3 del cuadrado medio de la propia velocidad. El factor 1/3 aparece a causa de la tridimensionalidad del espacio y, respectivamente, del hecho de que todo vector tenga tres proyecciones.

¹⁾ Esta relación es válida para cualquier vector. El lector mismo puede demostrar esto valiéndose de la fig. 20 y del teorema de Pitágoras.

1.7. Ecuación fundamental de la teoría cinético-molecular de los gases

Calculemos con ayuda de la teoría cinético-molecular la presión del gas. La deducción de la fórmula de la presión no es muy difícil, pero ocupa mucho espacio. Vamos a dividirla en etapas independientes.

Supongamos que el gas se encuentra en un recipiente rectangular $ABCD$, una de cuyas paredes es el émbolo CD , capaz de desplazarse sin rozamiento (fig. 21). El gas y el recipiente están a una misma temperatura.

Calculemos la presión del gas sobre el émbolo CD , cuya área es S . La superficie del émbolo es perpendicular al eje Ox . La presión del gas se produce como resultado de los choques de las moléculas con el émbolo. Para que éste no sea expulsado del recipiente hay que aplicarle desde fuera cierta fuerza \vec{F} .

CHOQUES DE LAS MOLÉCULAS CON EL ÉMBOLO. Consideremos primeramente el caso en que la velocidad media \vec{v}_0 de las moléculas, antes de chocar con el émbolo (fig. 22), es perpendicular a la superficie de éste. En nuestro modelo las moléculas son bolitas sólidas. En los choques con la pared rebotan de ella sin que varíe su energía cinética. Las colisiones de este tipo se llaman perfectamente elásticas. En ellas el módulo de la velocidad no varía y el sentido del movimiento se invierte: $\vec{v} = -\vec{v}_0$. La variación del impulso de una molécula es:

$$m_0 \vec{v} - m_0 \vec{v}_0 = m_0 \vec{v} - (-m_0 \vec{v}_0) = 2m_0 \vec{v}_0.$$

Si la velocidad de la molécula está dirigida formando un ángulo cualquiera con el émbolo (fig. 23), al chocar la molécula con el émbolo la proyección v_{0x} de su velocidad sobre la dirección perpendicular a la superficie del émbolo cambia de signo, $v_x = -v_{0x}$, y las proyecciones v_{0y} y v_{0z} de la velocidad sobre las direcciones paralelas a la superficie del émbolo permanecen invariables: $v_y = v_{0y}$ y $v_z = v_{0z}$. Lo mismo ocurre con una pelota cuando choca con una pared lisa, si el choque se considera perfectamente elástico.

La variación de la proyección del impulso de la molécula sobre el eje Ox es:

$$m_0 v_x - m_0 v_{0x} = m_0 v_x - (-m_0 v_{0x}) = 2m_0 v_{0x}. \quad (1.13)$$

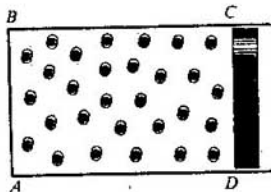


Fig. 21

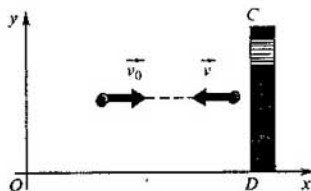


Fig. 22

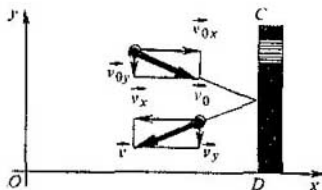


Fig. 23

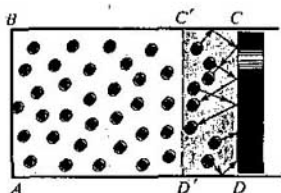


Fig. 24

De acuerdo con la ley de conservación del impulso, el impulso total de la molécula y del émbolo permanece invariable. Esto significa que el módulo de la variación del impulso del émbolo es igual al módulo de la variación del impulso de la molécula. En otras palabras, en el choque de la molécula con el émbolo, a éste se transmite un impulso cuyo módulo es igual a $2m_0|v_x|$.

Según la segunda ley de Newton, la variación del impulso de un cuerpo es igual al impulso de una fuerza, es decir, al producto de la fuerza por el tiempo que dura su acción. Por eso el módulo del impulso de la fuerza que actúa sobre el émbolo por parte de la molécula durante el tiempo que dura el choque es igual a $2m_0|v_x|$.

NÚMERO DE COLISIONES DE LAS MOLÉCULAS CON EL ÉMBOLO. Para calcular el impulso de la fuerza, que actúa sobre el émbolo por parte de todas las moléculas, es necesario calcular el número de colisiones de las moléculas con el émbolo durante cierto intervalo de tiempo Δt , mucho mayor que el que dura el choque de una molécula con el émbolo ¹⁾.

Durante el tiempo Δt pueden llegar al émbolo solamente las moléculas que se encuentran de él a distancias no mayores que $CC' = |v_x| \Delta t$ (fig. 24). Las moléculas que se hallan a distancias mayores no tienen tiempo de llegar al émbolo. También hay que tener en cuenta que a la pared CD llegan durante este tiempo únicamente aquellas moléculas cuya velocidad $v_x > 0$, es decir, que se mueven de izquierda a derecha.

Los valores de las proyecciones de las velocidades v_y y v_z no influyen en que las moléculas lleguen al émbolo CD . Si una molécula choca elásticamente con la pared BC o AD (fig. 24), la proyección v_x de su velocidad no varía al ocurrir esto y dicha molécula se desplaza a lo largo del eje Ox el mismo segmento $|v_x| \Delta t$.

Separemos en el recipiente un volumen $CC'D'D$ igual a $|v_x| \Delta t \cdot S$. Si la concentración de moléculas es n , su número en el volumen tomado será igual a $n|v_x| \Delta t \cdot S$.

¹⁾ El intervalo Δt puede considerarse tal, que en una capa de espesor $|v_x| \Delta t$ no se produzcan prácticamente choques de moléculas aunque el número de éstas sea grande. Esto es posible, ya que la distancia media entre las moléculas es mucho menor que la longitud media del recorrido libre de las moléculas, o sea, que la distancia media que recorren las moléculas sin que se produzcan choques.

En virtud del movimiento caótico, en promedio, sólo la mitad de las moléculas que hay en el volumen separado tienen la proyección de la velocidad $v_x > 0$ y se mueven de izquierda a derecha. La otra mitad de las moléculas tienen $v_x < 0$ y se mueven en sentido opuesto.

Por consiguiente, el número z de choques de las moléculas con el émbolo durante el tiempo Δt , igual a la mitad de todas las moléculas que hay en el volumen separado, será:

$$z = \frac{n}{2} |v_x| \Delta t \cdot S. \quad (1.14)$$

IMPULSO DE LA FUERZA MEDIA QUE ACTÚA SOBRE EL ÉMBOLO POR PARTE DE TODAS LAS MOLÉCULAS. Cada molécula al chocar con el émbolo hace que el impulso de éste varíe $2m_0|v_x|$. Durante el tiempo Δt , las z moléculas hacen que varíe el impulso del émbolo en $2m_0|v_x|z$. De acuerdo con la segunda ley de Newton, el módulo $F\Delta t$ del impulso de la fuerza que actúa sobre el émbolo es igual al módulo de la variación del impulso de éste:

$$F\Delta t = z 2m_0|v_x| = nm_0 S v_x^2 \Delta t. \quad (1.15)$$

Ahora hay que tomar en consideración lo siguiente: los razonamientos anteriores se han hecho como si las velocidades de todas las moléculas fueran iguales. En realidad estas velocidades de las moléculas son distintas y cada una de ellas al chocar con el émbolo hace su aportación particular a la presión. Para tener esto en cuenta hay que tomar el valor medio para todas las moléculas del cuadrado de la proyección de la velocidad v_x^2 en vez de v_x^2 .

La expresión del valor medio del módulo del impulso de la fuerza se determina por la fórmula $\bar{F}\Delta t = m_0 n S \bar{v}_x^2 \Delta t$.

Y como $\bar{v}_x^2 = 1/3 \bar{v}^2$ (véase 1.12), resulta que

$$\bar{F}\Delta t = \frac{1}{3} m_0 n S \bar{v}^2 \Delta t. \quad (1.16)$$

PRESIÓN DEL GAS. Dividiendo los dos miembros de la ecuación (1.16) por el producto $\Delta t \cdot S$, hallamos la presión del gas:

$$p = \frac{1}{3} m_0 n \bar{v}^2. \quad (1.17)$$

Esta es la ecuación fundamental de la teoría cinético-molecular.

La presión del gas perfecto es proporcional al producto de la masa de la molécula, al número de moléculas por unidad de volumen y al cuadrado medio de la velocidad de las moléculas.

La fórmula (1.17) relaciona una magnitud macroscópica (la presión, que se puede medir con un manómetro) con las magnitudes microscópicas que caracterizan la molécula, y es una especie de puente entre dos mundos: el macroscópico y el microscópico.

Designando por \bar{E} la energía cinética media del movimiento de traslación de la molécula, $\bar{E} = m_0 \bar{v}^2/2$, la ecuación (1.17) se puede escribir en la forma

$$p = \frac{2}{3} n \bar{E}. \quad (1.18)$$

En el capítulo siguiente se demostrará que la energía cinética media de las moléculas viene determinada por la temperatura del gas.

¿ ?

1. ¿A qué se da el nombre de gas perfecto (o ideal) en la teoría cinético-molecular?
2. ¿En qué consiste el mecanismo de surgimiento de la presión del gas desde el punto de vista de la teoría cinético-molecular?
3. ¿A qué es igual el valor medio de la proyección de la velocidad de la molécula sobre el eje Ox ?
4. Defina el valor medio del cuadrado de la velocidad de las moléculas.
5. ¿A qué es igual la variación del impulso de la molécula al chocar contra la pared?
6. ¿De qué depende el número de colisiones de las moléculas con un émbolo de superficie S , durante un tiempo Δt ?
7. Escriba la ecuación fundamental de la teoría cinético-molecular.

Ejemplos de resolución de problemas

Para resolver la mayor parte de los problemas del primer capítulo hay que saber determinar las masas molares de las sustancias. Éstas se calculan por las masas atómicas relativas que da la conocida tabla de Mendeléiev, hallando la masa molecular relativa y luego la masa molar por la fórmula $M = 10^{-3} M_r$ kg/mol, en la que M es la masa molar y M_r la masa molecular relativa.

En muchos problemas es necesario, por la masa conocida de un cuerpo, determinar la cantidad de sustancia o el número de moléculas (o átomos) que hay en él. Para esto se aplican las fórmulas $v = m/M$ y $N = m/M \cdot N_A$. La masa de las moléculas aisladas se halla por la fórmula $m_0 = M/N_A$. En algunos problemas la masa de la sustancia hay que expresarla por medio de su densidad ρ y de su volumen V .

Al resolver los problemas conviene tener a la vista las fórmulas indicadas y todas las demás del § 1.2.

En una serie de casos se emplea la ecuación fundamental de la teoría cinético-molecular en la forma (1.17) ó (1.18).

1. Determinar la masa molar del agua.

Solución. La masa atómica relativa del hidrógeno es igual a 1,00797 y la del oxígeno, 15,9994. La fórmula química del agua es H_2O . Por consiguiente, la masa molecular relativa del agua es:

$$M_r = 2 \cdot 1,00797 + 15,9994 = 18,01534 \approx 18.$$

La masa molar del agua será $M \approx 10^{-3} \cdot 18$ kg/mol $\approx 0,018$ kg/mol.

2. Determinar la cantidad de sustancia y el número de moléculas que hay en 1 kg de anhídrido carbónico.

Solución. Como la masa molar del anhídrido carbónico es $M = 0,044 \text{ kg/mol}$, la cantidad de sustancia del mismo será $\nu = m/M = 1/0,044 \text{ mol} \approx 22,7 \text{ mol}$. El número de moléculas $N = m/M \cdot N_A = \nu N_A = 22,7 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \approx 1,4 \cdot 10^{25}$.

3. Las moléculas de un gas, cuya concentración es $n = 2,7 \cdot 10^{25} \text{ m}^{-3}$, producen en la pared del recipiente que las contiene la presión $p = 10^5 \text{ Pa}$. ¿Cuál es la energía cinética media \bar{E} del movimiento de traslación de las moléculas?

Solución. De acuerdo con la ecuación fundamental de la teoría cinético-molecular de los gases, escrita en la forma (1.18), la presión $p = 2/3 \cdot n\bar{E}$.

De donde

$$\bar{E} = \frac{3}{2} \frac{p}{n} = \frac{3 \cdot 10^5 \text{ N/m}^2}{2 \cdot 2,7 \cdot 10^{25} \text{ m}^{-3}} = 5,6 \cdot 10^{-21} \text{ J.}$$

4. La densidad del gas en la ampolla de una lámpara eléctrica llena de gas es $\rho = 0,9 \text{ kg/m}^3$. Al arder la lámpara, la presión en ella crece de $p_1 = 8 \cdot 10^4 \text{ Pa}$ a $p_2 = 1,1 \cdot 10^5 \text{ Pa}$. ¿Cuánto aumenta en este caso la velocidad de las moléculas del gas?

Solución. El producto de la masa m_0 de una molécula por la concentración de moléculas (número de moléculas por unidad de volumen) n es igual a la masa de las moléculas contenidas en la unidad de volumen, es decir, a la densidad del gas $\rho = m_0 n$. Por consiguiente, la ecuación fundamental de la teoría cinético-molecular (1.17) se puede escribir en la forma: $p = 1/3 \rho \bar{v}^2$. Por eso

$$\bar{v}_1 = \sqrt{\frac{3p_1}{\rho}}, \quad \bar{v}_2 = \sqrt{\frac{3p_2}{\rho}}.$$

De donde

$$\bar{v}_2 - \bar{v}_1 = \sqrt{\frac{3}{\rho}} (\sqrt{p_2} - \sqrt{p_1}); \quad \bar{v}_2 - \bar{v}_1 = 90 \text{ m/s.}$$

Ejercicio

1

- ¿Qué área puede ocupar una gota de aceite de oliva de $0,02 \text{ cm}^3$ de volumen al extenderse por la superficie del agua?
- Considerando que el átomo de volframio tiene un diámetro $d \approx 2 \cdot 10^{-10} \text{ m}$, valorar la cantidad de átomos que cubren la superficie de la punta de una aguja. Suponer que dicha punta es un hemisferio de radio igual a $5 \cdot 10^{-8} \text{ m}$.
- Determinar las masas molares del hidrógeno y del helio.
- ¿Cuántas veces mayor es el número de átomos que hay en 12 kg de carbono que el de moléculas en 16 kg de oxígeno?
- ¿Qué cantidad de sustancia (en moles) contiene 1 g de agua?
- ¿A qué es igual el número de moléculas que hay en 10 g de oxígeno?
- La masa molar del nitrógeno es igual a $0,028 \text{ kg/mol}$. ¿A qué es igual la masa de la molécula de nitrógeno?
- Determinar el número de átomos que hay en 1 m^3 de cobre. La masa molar del cobre es $M = 0,0635 \text{ kg/mol}$ y su densidad, $\rho = 9000 \text{ kg/m}^3$.

9. La densidad del diamante es de 3500 kg/m^3 . ¿Qué volumen ocuparán 10^{22} átomos de esta sustancia?
10. ¿Cómo varía la presión de un gas si la concentración de sus moléculas aumenta 3 veces y la velocidad media de las moléculas disminuye 3 veces?
11. ¿Bajo qué presión se encuentra un gas en un recipiente, si el cuadrado medio de la velocidad de sus moléculas es $v^2 = 10^6 \text{ m}^2/\text{s}^2$, la concentración de moléculas, $n = 3 \cdot 10^{23} \text{ m}^{-3}$ y la masa de cada molécula, $m_0 = 5 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$?
12. En un matraz de 1,2 l de capacidad hay $3 \cdot 10^{22}$ moléculas de helio. ¿Cuál es la energía cinética media de cada molécula? La presión del gas en el matraz es de 10^5 Pa .
13. Calcular el cuadrado medio de la velocidad del movimiento de las moléculas de un gas, si su masa es $m = 6 \text{ kg}$, su volumen, $V = 4,9 \text{ m}^3$ y la presión, $p = 200 \text{ kPa}$.

Breve resumen del capítulo I

Según los postulados principales de la teoría cinético-molecular, todos los cuerpos están formados por moléculas (o átomos); entre las moléculas, a distancias pequeñas, menores que las dimensiones propias de las moléculas, actúan fuerzas de repulsión, y a distancias grandes, fuerzas de atracción; las moléculas participan en el movimiento térmico caótico.

En la actualidad todos los postulados fundamentales de la teoría cinético-molecular han sido demostrados rigurosamente por vía experimental. Se han medido las masas de las moléculas y sus dimensiones; se ha determinado el carácter de la dependencia de las fuerzas de interacción de las moléculas respecto de la distancia entre ellas; la observación del movimiento caótico de partículas sólidas pequeñas, pero visibles al microscopio, en los líquidos y los gases (movimiento browniano) demuestra indudablemente la existencia del movimiento térmico de las moléculas.

La masa de las moléculas es pequeña y su número en los cuerpos grandes (macroscópicos), enorme. Por eso las masas de las moléculas y su cantidad en los cuerpos macroscópicos se expresan en unidades relativas.

Se llama masa molecular (o atómica) relativa la razón de la masa de la molécula (o átomo) al $1/12$ de la masa del átomo de carbono (1.2).

Se denomina cantidad de sustancia la razón del número de moléculas que hay en un cuerpo dado al número de átomos en $0,012 \text{ kg}$ de carbono (1.3).

La cantidad de sustancia se mide en moles. Mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas moléculas como átomos hay en $0,012 \text{ kg}$ de carbono.

El número de moléculas o de átomos que hay en un mol de sustancia se llama constante (o número) de Avogadro, $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}$.

Se da el nombre de masa molar a la masa de una cantidad de sustancia igual a un mol (1.5).

En los gases la distancia entre las moléculas es mucho mayor que las dimensiones de éstas. En los líquidos y sólidos las moléculas (o átomos) están directamente unos al lado de otros. En los sólidos los átomos (o moléculas) están situados en un orden riguroso y oscilan en torno

a posiciones de equilibrio invariables. En los líquidos las moléculas están dispuestas desordenadamente y de vez en cuando saltan de una posición de equilibrio a otra.

En la teoría cinético-molecular se da el nombre de gas perfecto (o ideal) a un gas formado por moléculas cuya interacción es despreciable. La energía cinética media de las moléculas del gas perfecto es muchas veces mayor que la energía potencial media de su interacción.

De acuerdo con la ecuación fundamental de la teoría cinético-molecular, la presión de un gas es proporcional al producto de la concentración de moléculas por la energía cinética media del movimiento de traslación de las mismas:

$$p = \frac{2}{3} n\bar{E}, \text{ donde } \bar{E} = \frac{m_0 \bar{v}^2}{2}.$$

2. Temperatura. Energía del movimiento térmico de las moléculas

2.1. Equilibrio térmico. Temperatura

PARÁMETROS MACROSCÓPICOS. Para describir los procesos que transcurren en los gases y en otros cuerpos macroscópicos no es necesario recurrir siempre a la teoría cinético-molecular. El comportamiento de los cuerpos macroscópicos, y en particular el de los gases, se puede caracterizar por un número pequeño de magnitudes físicas, referentes no a las moléculas aisladas que forman el cuerpo, sino al conjunto de todas las moléculas. A este número de magnitudes pertenecen el volumen V , la presión p , la temperatura t y otras.

Así, un gas de masa dada ocupa siempre cierto volumen y tiene una presión y una temperatura determinadas. El volumen y la presión son magnitudes mecánicas que definen el estado del gas. La temperatura no se estudia en la mecánica, porque caracteriza el estado intrínseco del cuerpo.

Todo cuerpo macroscópico, o grupo de estos cuerpos, se llama **SISTEMA TERMODINÁMICO**. Las magnitudes que caracterizan el estado de un sistema termodinámico, sin tener en cuenta la estructura molecular de los cuerpos, se denominan **PARÁMETROS MACROSCÓPICOS (O TERMODINÁMICOS)**. Son parámetros macroscópicos no sólo el volumen, la presión y la temperatura. Por ejemplo, para una mezcla de gases hay que conocer además la concentración de cada uno de los componentes de la mezcla. El aire atmosférico ordinario es una mezcla de este tipo.

CUERPOS FRÍOS Y CUERPOS CALIENTES. El punto central en todos los estudios de los fenómenos térmicos lo ocupa el concepto de temperatura. Todos conocemos perfectamente la diferencia que hay entre los cuerpos fríos y calientes. Podemos apreciar al tacto qué cuerpo está más caliente y decir que su temperatura es más alta. La temperatura caracteriza el **GRADO DE CALENTAMIENTO DE UN CUERPO**. Para medir la temperatura se

ideó un aparato llamado termómetro. En su estructura se aprovecha la propiedad que tienen los cuerpos de variar de volumen al calentarse o enfriarse.

EQUILIBRIO TÉRMICO. Para medir la temperatura del cuerpo humano hay que ponerse el termómetro clínico en la axila y mantenerlo en ella durante 5-8 minutos. Durante este tiempo el mercurio del termómetro se va calentando y su nivel se eleva. Por la longitud de la columna de mercurio se puede determinar la temperatura. Lo mismo ocurre cuando la temperatura de cualquier cuerpo se mide con un termómetro cualquiera. El termómetro nunca indica la temperatura inmediatamente después de ponerlo en contacto con el cuerpo. Se necesita cierto tiempo para que la temperatura del cuerpo y del termómetro se igualen y entre ellos se establezca el EQUILIBRIO TÉRMICO, con lo cual la temperatura deja de variar.

El equilibrio térmico entre cualesquiera cuerpos con distinta temperatura se establece a medida que transcurre el tiempo. Eche un trocito de hielo en un vaso de agua y tápelo bien. El hielo comenzará a fundirse y el agua se irá enfriando. Cuando el hielo se haya fundido del todo, el agua empezará a calentarse y, una vez que adquiera la temperatura del aire circundante, ya no se producirán más variaciones dentro del vaso de agua.

De estas sencillas observaciones y de otras semejantes se puede sacar la conclusión de que existe una propiedad general muy importante de los fenómenos térmicos. Todo cuerpo macroscópico, o grupo de estos cuerpos - sistema termodinámico -, *cuando las condiciones exteriores permanecen invariables, pasa espontáneamente al estado de equilibrio térmico.* Se llama equilibrio térmico o termodinámico el estado en el cual todos los parámetros macroscópicos permanecen invariables tanto tiempo como se desee. Esto significa que en el sistema no varían el volumen y la presión, ni existe intercambio de calor ni transformaciones mutuas de los gases, líquidos y sólidos, etc. En particular, no varía el volumen de la columna de mercurio en el termómetro. Esto indica que la temperatura del sistema permanece constante.

Pero los procesos microscópicos no cesan dentro del cuerpo al establecerse el equilibrio térmico. Cambian de posición las moléculas y varía su velocidad durante los choques.

TEMPERATURA. Un sistema termodinámico se puede encontrar en diversos estados de equilibrio térmico. En cada uno de dichos estados la temperatura tiene su valor rigurosamente determinado. Otras magnitudes pueden tener en estado de equilibrio térmico distintos valores (pero constantes). Así, los volúmenes de las distintas partes de un sistema y la presión dentro de ellas pueden ser diferentes si existen tabiques sólidos que las separen. Si de la calle se trae un balón lleno de aire comprimido, al cabo de cierto tiempo la temperatura del aire en el balón y en la habitación se equilibrarán. Pero la presión del primero seguirá siendo mayor que la del segundo. Sólo después de deshermetizar el balón empezará a salir aire de él y las presiones se equilibrarán.

La temperatura caracteriza el estado de equilibrio térmico de un sistema macroscópico: en todas las partes de un sistema macroscópico que se

encuentre en estado de equilibrio térmico, la temperatura tiene el mismo valor.

Si dos cuerpos tienen la misma temperatura, entre ellos no se produce intercambio de calor. Estos cuerpos se hallan en estado de equilibrio térmico. Pero si la temperatura de los cuerpos es distinta, al establecer el contacto térmico se producirá entre ellos intercambio de energía. En estas condiciones el cuerpo cuya temperatura es mayor cederá energía al cuerpo cuya temperatura es menor. *La diferencia de temperatura indica el sentido del intercambio de calor entre ellos.*

¿ ?

1. ¿Qué magnitudes caracterizan el estado intrínseco de los cuerpos macroscópicos?
 2. ¿Cuáles son los indicios característicos del estado de equilibrio térmico?
 3. Cite ejemplos de establecimiento del equilibrio térmico de cuerpos que le rodean en su vida diaria.
 4. ¿Qué magnitud física caracteriza el estado de equilibrio térmico?
-

2.2. Medición de la temperatura

TERMÓMETROS. Para medir la temperatura se puede aprovechar la variación de cualquier magnitud macroscópica en dependencia de la temperatura: el volumen, la presión, la resistencia eléctrica, etc.

En la práctica se emplea más frecuentemente la dependencia del volumen de un líquido (mercurio o alcohol) respecto de la variación de la temperatura. Al graduar un termómetro se toma generalmente como punto de referencia (0) la temperatura del hielo fundente; el segundo punto constante (100) se considera la temperatura del agua en ebullición a la presión atmosférica normal (escala centigrada o de Celsius). Entre los puntos 0 y 100 se divide la escala en 100 partes iguales, llamadas grados (fig. 25). Un desplazamiento de la columna de líquido igual a una división de la escala equivale a una variación de la temperatura igual a 1°C.

Como distintos líquidos al calentarse se dilatan de diferente modo, la escala graduada por este procedimiento dependerá hasta cierto punto de las propiedades del líquido. Los puntos 0 y 100°C coincidirán, naturalmente, en todos los termómetros, pero, por ejemplo, el punto 50°C no coincidirá.

¿Qué sustancia se puede elegir para evitar esta dependencia? Se ha observado que, a diferencia de los líquidos, todos los gases enrarecidos (hidrógeno, helio, oxígeno) se dilatan del mismo modo al calentarse y su presión cambia igualmente al variar la temperatura. Por esta razón, en física se utiliza, para establecer la escala racional de temperaturas, la variación de la presión de una cantidad determinada de gas enrarecido a volumen constante, o la variación del volumen de dicho gas a presión constante. Esta escala se denomina a veces escala de temperaturas de gas perfecto. Estableciéndola se consigue evitar además otro inconveniente importante de la escala centí-

grada, la elección arbitraria del punto de referencia, es decir, de la temperatura cero. Porque como punto de referencia, en vez de la temperatura de fusión del hielo, se podría haber tomado la temperatura de ebullición del agua.

Ahora estudiaremos detalladamente cómo se pueden utilizar los gases enrarecidos para determinar la temperatura.

GASES EN ESTADO DE EQUILIBRIO TÉRMICO. Tomemos varios recipientes, llenos de gases distintos, por ejemplo, de hidrógeno, helio y oxígeno. Estos recipientes tienen determinados volúmenes conocidos y están provistos de manómetros. Con éstos se puede medir la presión en cada uno de los recipientes.

La cantidad de gas v que hay en cada recipiente también se conoce. Por lo tanto, se conoce el número N de moléculas que cada uno de ellos contiene. Según las fórmulas (1.3) y (1.7)

$$N = vN_A = \frac{m}{M} N_A,$$

donde N_A es la constante de Avogadro; m , la masa del gas, y M , su masa molar.

Hagamos que los gases se encuentren en estado de equilibrio térmico. Para ello coloquemos los recipientes en hielo fundente y esperemos hasta que el equilibrio se establezca y la presión de los gases deje de cambiar (fig. 26). Después de esto se podrá afirmar que todos los gases están a la misma temperatura, de 0°C . Pero, como es natural, las presiones p , los volúmenes V y los números de moléculas N de los gases serán diferentes.

Puede esperarse, sin embargo, que entre p , V y N de un gas y las mismas magnitudes de cualquiera de los otros exista relación, siempre que sus temperaturas sean iguales. Esto se infiere de la ecuación fundamental de la teoría cinético-molecular (1.18). En efecto, como la concentración del gas es $n = N/V$, de (1.18) se sigue que:

$$\frac{pV}{N} = \frac{2}{3} \bar{E}, \quad (2.1)$$

donde \bar{E} es la energía cinética media de las moléculas.

Por el curso de física precedente sabemos que cuanto más rápidamente se



Fig. 25

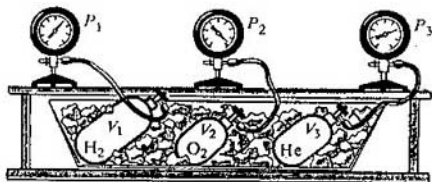


Fig. 26

mueven las moléculas, tanto más elevada es su temperatura. Es lógico suponer que, si todos los gases están en equilibrio térmico, la energía cinética media de sus moléculas será la misma. Esto significa, de acuerdo con (2.1), que pV/N es la misma para todos los gases en estado de equilibrio térmico.

Naturalmente, esto, por ahora, sólo es una suposición que requiere ser comprobada experimentalmente. Esta comprobación se puede hacer si se conocen los valores de V y N de todos los gases y se mide su presión a una temperatura determinada, por ejemplo, a la temperatura del hielo fundente.

Así, si 1 mol de hidrógeno ocupa el volumen $V_{H_2} = 0,1 \text{ m}^3$, a la temperatura de 0°C su presión resulta ser $p_{H_2} = 22,65 \cdot 10^3 \text{ Pa}$. De donde

$$\frac{p_{H_2} V_{H_2}}{N_{H_2}} = \frac{22,65 \cdot 10^3 \cdot 0,1}{6,02 \cdot 10^{23}} \frac{\text{N}}{\text{m}^2} \text{m}^3 = 3,76 \cdot 10^{-21} \text{ J}. \quad (2.2)$$

Este mismo valor de la razón entre el producto de la presión del gas por su volumen y el número de moléculas se obtiene también para todos los otros gases a la temperatura del hielo fundente. Designemos esta relación por Θ_0 . Entonces

$$\frac{p_{H_2} V_{H_2}}{N_{H_2}} = \frac{p_{He} V_{He}}{N_{He}} = \frac{p_{O_2} V_{O_2}}{N_{O_2}} = \Theta_0. \quad (2.3)$$

Por lo tanto, nuestra suposición ha resultado cierta.

La relación (2.3) no es absolutamente exacta. A presiones de millares de atmósferas, cuando los gases se hallan muy densos, la relación pV/N deja de ser rigurosamente determinada e independiente de los volúmenes que ocupan los gases. Esta relación se cumple cuando los gases están suficientemente enrarecidos y se pueden considerar perfectos.

Si todos los recipientes contenedores de los gases se sumergen en agua hirviendo a presión normal (100°C), $pV/N = \Theta_{100}$ será, como antes, igual para todos los gases, pero aumenta. Ahora, como demuestran los experimentos,

$$\frac{pV}{N} = \Theta_{100} = 5,14 \cdot 10^{-21} \text{ J}. \quad (2.4)$$

En virtud de esto se puede afirmar que la magnitud Θ depende de la temperatura. Es más, Θ no puede depender nada más que de la temperatura. En efecto, Θ no depende del tipo de gas, ni de su volumen y presión, ni del número de moléculas que hay en el recipiente, ni de la forma de este último.

DETERMINACIÓN DE LA TEMPERATURA. Este hecho experimental permite considerar la magnitud Θ como unidad natural de temperatura.

En principio podría considerarse que la temperatura es la propia magnitud Θ y medir la temperatura en unidades de energía, es decir, en julios. Pero, en primer lugar, estas unidades no son fáciles de aplicar en la práctica. A 100°C correspondería una magnitud muy pequeña, del orden de 10^{-21} J. En segundo lugar, y esto es lo más importante, hace ya mucho tiempo que se acostumbra medir la temperatura en grados.

Vamos a considerar que la magnitud Θ es directamente proporcional a la temperatura T medida en grados:

$$\Theta = kT, \quad (2.5)$$

siendo k el factor de proporcionalidad. Entonces

$$\frac{pV}{N} = kT. \quad (2.6)$$

Basándose en esta fórmula se establece una escala de temperaturas independiente de la sustancia termométrica que se elija.

2.3. Temperatura absoluta. La temperatura como medida de la energía cinética media de las moléculas

CERO ABSOLUTO DE TEMPERATURA. La temperatura determinada por la fórmula (2.6) es evidente que no puede ser negativa, ya que todas las magnitudes que figuran en su segundo miembro son indudablemente positivas. Por consiguiente, el valor mínimo posible de la temperatura T es $T=0$, correspondiente a la presión p o el volumen V igual a cero. La temperatura límite a la cual la presión del gas perfecto se reduce a cero si se fija su volumen, o el volumen del gas perfecto tiende a cero si la presión permanece invariable, se llama **CERO ABSOLUTO DE TEMPERATURA**. Esta es la temperatura más baja de la naturaleza, el "grado mayor o último de frío" cuya existencia predijo Lomonósov.

ESCALA ABSOLUTA DE TEMPERATURAS. El científico inglés W. Kelvin introdujo la escala absoluta de temperaturas. LA TEMPERATURA CERO DE LA ESCALA ABSOLUTA (también llamada escala de Kelvin) CORRESPONDE AL CERO ABSOLUTO, Y CADA UNIDAD DE TEMPERATURA DE ESTA ESCALA ES IGUAL A UN GRADO DE LA ESCALA CENTÍGRADA.

La unidad de temperatura absoluta en el SI se denomina kelvin (y se designa por K).

CONSTANTE DE BOLTZMANN. Determinemos el factor k de la fórmula (2.6) de modo que un kelvin sea igual a un grado centígrado.

Conocemos los valores de Θ para 0°C y 100°C (fórmulas 2.2 y 2.4). Vamos a designar la temperatura absoluta a 0°C por T_1 y a 100°C por T_2 .



Ludwig Boltzmann (1844-1906), gran físico austriaco, uno de los fundadores de la teoría cinético-molecular. En sus trabajos la teoría cinético-molecular aparece como una teoría física consecuente, lógicamente armónica. Contribuyó mucho al desarrollo y popularización de la teoría de Maxwell sobre el campo electromagnético. Luchador por naturaleza, defendió apasionadamente la necesidad de la interpretación molecular de los fenómenos térmicos y sobre él recayó el peso fundamental de la discusión con los científicos que negaban la existencia de las moléculas.

Entonces

$$\Theta_{100} - \Theta_0 = k(T_2 - T_1) K, \text{ o}$$

$$\Theta_{100} - \Theta_0 = k 100 K = (5,14 - 3,76) \cdot 10^{-23} J.$$

De donde

$$k = \frac{5,14 - 3,76}{100} \cdot 10^{-21} \frac{J}{K} = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{J}{K}.$$

El factor

$$k = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{J}{K}. \quad (2.7)$$

recibe el nombre de CONSTANTE DE BOLTZMANN, en honor del gran físico austriaco L. Boltzmann, uno de los fundadores de la teoría cinético-molecular de los gases.

La constante de Boltzmann relaciona la temperatura Θ en unidades energéticas con la temperatura T en kelvines. Ésta es una de las constantes de mayor importancia de la teoría cinético-molecular.

RELACIÓN ENTRE LA ESCALA ABSOLUTA Y LA ESCALA CENTÍGRADA. Conociendo la constante de Boltzmann se puede hallar el valor del cero absoluto en la escala centígrada. Para esto se determina primero el valor de la temperatura absoluta correspondiente a 0°C .

Como para 0°C $kT_1 = 3,76 \cdot 10^{-21} J$, resulta $T_1 = 3,76 \cdot 10^{-21} / 1,38 \cdot 10^{-23} K \approx 273 K$.

El kelvin y un grado de la escala centígrada coinciden. Por lo tanto, cualquier valor de la temperatura absoluta T será 273 grados mayor que el correspondiente a la temperatura t centígrada:

$$T = t + 273. \quad (2.8)$$

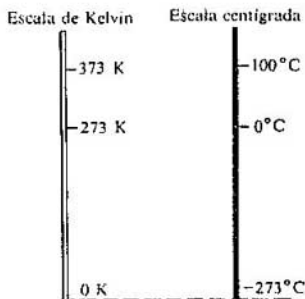


Fig. 27

Pero una variación ΔT de la temperatura absoluta es igual a una variación Δt por la escala centígrada: $\Delta T = \Delta t$.

En la fig. 27 se representan, para que puedan compararse, las imágenes de la escala absoluta y de la escala centígrada. El cero absoluto corresponde a la temperatura $t = -273^\circ\text{C}^{1)}$.

LA TEMPERATURA COMO MEDIDA DE LA ENERGÍA CINÉTICA MEDIA DE LAS MOLÉCULAS. De la ecuación fundamental de la teoría cinético-molecular en la forma (2.1) y de la definición de la temperatura (2.6) se infiere una consecuencia muy importante: la temperatura absoluta es la medida de la energía cinética media de las moléculas. Demostremoslo.

Los primeros miembros de las ecuaciones $pV/N = \frac{2}{3}\bar{E}$ y $pV/N = kT$ son iguales. Por consiguiente, también deben serlo los segundos. De aquí se deduce la relación entre la energía cinética media del movimiento de traslación de las moléculas y la temperatura:

$$\bar{E} = \frac{3}{2}kT. \quad (2.9)$$

La energía cinética media del movimiento caótico de las moléculas de un gas es proporcional a la temperatura absoluta. Cuanto más elevada es la temperatura, tanto más rápidamente se mueven las moléculas. De este modo, la suposición antes hecha acerca de la relación de la temperatura con la velocidad media de las moléculas consiguió un fundamento sólido.

La relación entre la temperatura y la energía cinética media del movimiento de traslación de las moléculas (2.9) ha sido establecida para los gases enrarecidos. No obstante, esta relación es correcta para cualesquiera sustancias, cuyos átomos o moléculas tienen su movimiento subordinado a las leyes de la mecánica de Newton. Es válida para los líquidos y los sólidos, en los cuales los átomos sólo pueden oscilar en torno a las posiciones de equilibrio en los nudos de la red cristalina.

¹⁾ Más exactamente, el valor del cero absoluto es: $-273,15^\circ\text{C}$.

Al irse aproximando la temperatura al cero absoluto, la energía del movimiento térmico de las moléculas también se acerca a cero.

DEPENDENCIA DE LA PRESIÓN DEL GAS RESPECTO DE SU CONCENTRACIÓN Y TEMPERATURA. Sustituyendo en la fórmula (1.18) \bar{E} por su valor en (2.9), se obtiene la expresión que muestra la dependencia de la presión del gas respecto de la concentración de moléculas y de la temperatura:

$$p = nkT. \quad (2.10)$$

De la fórmula (2.10)¹⁾ se infiere que a presiones y temperaturas iguales, la concentración de moléculas es la misma en todos los gases.

De aquí se sigue la ley de Avogadro, conocida del curso de química: volúmenes iguales de gases, a las mismas condiciones de temperatura y presión, contienen idéntico número de moléculas.

¿ ?

1. ¿Qué propiedades de los cuerpos macroscópicos se aprovechan para medir la temperatura?
2. ¿Qué ventaja tiene la utilización de los gases enrarecidos para medir la temperatura?
3. ¿Cómo están relacionados el volumen, la presión y el número de moléculas de distintos gases en estado de equilibrio térmico?
4. ¿Qué sentido físico tiene la constante de Boltzmann?
5. ¿Qué ventajas tiene la escala absoluta de temperaturas frente a las otras escalas?
6. ¿A qué es igual el cero absoluto de temperatura en la escala centígrada o de Celso?
7. ¿Cómo depende de la temperatura la energía cinética media del movimiento de traslación de las moléculas?
8. ¿Cómo está relacionada la presión de un gas con su temperatura y concentración de las moléculas?
9. ¿Qué sentido físico tiene el cero de temperatura?

2.4. Medida de las velocidades de las moléculas de un gas

VELOCIDAD MEDIA DEL MOVIMIENTO TÉRMICO DE LAS MOLÉCULAS.

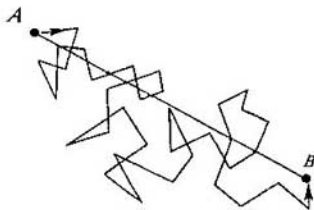
La ecuación (2.9) da la posibilidad de hallar la velocidad media del movimiento térmico de las moléculas. Haciendo en esta ecuación la sustitución $\bar{E} = m_0 \bar{v}^2 / 2$ se obtiene la expresión del cuadrado medio de la velocidad:

$$\bar{v}^2 = 3 \frac{kT}{m_0}. \quad (2.11)$$

De donde la velocidad media (o, mejor dicho, la velocidad cuadrática media)

¹⁾ Esta fórmula se puede deducir también de la ecuación (2.6).

Fig. 28



de las moléculas es:

$$\bar{v} = \sqrt{\frac{3kT}{m_0}} \quad (2.12)$$

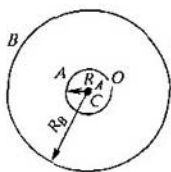
Calculando, por la fórmula (2.12), la velocidad de las moléculas, por ejemplo, de nitrógeno a $t = 0^\circ\text{C}$, se obtiene: $\bar{v} \approx 500$ m/s. Las moléculas de hidrógeno a esa misma temperatura tienen la velocidad $\bar{v} \approx 1800$ m/s.

Cuando estas cifras fueron obtenidas por primera vez (en la segunda mitad del siglo XIX), muchos físicos se desconcertaron. ¡Las velocidades de las moléculas del gas resultaron, por el cálculo, mayores que la velocidad de los proyectiles de artillería! Sobre esta base surgieron dudas acerca de la exactitud de la teoría cinética. Porque como es sabido, los olores se propagan mucho más despacio: hace falta un tiempo del orden de decenas de segundos para que el olor de un perfume vertido en el ángulo de una sala llegue a otro ángulo. Esto no es difícil de explicar. A causa de los choques entre sí, la trayectoria de cada molécula es una línea quebrada enmarañada (fig. 28). La molécula tiene grandes velocidades en los trozos rectilíneos de la línea quebrada. Pero su traslación en una dirección determinada es pequeña en promedio, incluso en tiempos del orden de varios minutos. Si una molécula se traslada del punto A al punto B, el camino recorrido por ella es mucho mayor que la distancia $|AB|$.

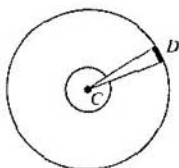
DETERMINACIÓN EXPERIMENTAL DE LA VELOCIDAD DE LAS MOLÉCULAS. Los experimentos hechos para demostrar la velocidad de las moléculas han demostrado que la fórmula (2.12) es correcta. Uno de estos experimentos fue propuesto en 1920 por el físico alemán O. Stern.

El aparato de Stern constaba de dos cilindros coaxiales A y B unidos entre sí rigidamente (fig. 29, a). Los cilindros podían girar con velocidad angular constante. A lo largo del eje del cilindro menor se tensaba un hilo delgado C de platino, recubierto de una capa de plata. Por este hilo se hacía pasar corriente eléctrica. Este cilindro tenía en la pared una rendija estrecha O. De los cilindros se extraía el aire. El cilindro B se encontraba a la temperatura ambiente.

Al empezar el experimento el aparato estaba en reposo. Cuando la corriente pasaba por el hilo, la capa de plata se volatilizaba y el cilindro interior se llenaba de gas con átomos de plata. Algunos de estos átomos pasaban a través de la rendija O y al encontrarse con la pared interna del

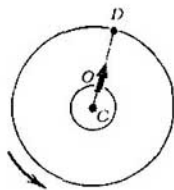


a)

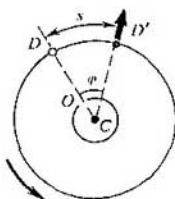


b)

Fig. 29



a)



b)

Fig. 30

cilindro B se depositaban en ella. Como resultado, directamente enfrente de la rendija se formaba una estrecha franja de plata D (fig. 29, b).

Después se hacían girar los cilindros con una velocidad angular ω . En este caso, durante el tiempo t que necesitaba un átomo para recorrer el camino igual a la diferencia de los radios de los cilindros, $R_B - R_A$, los cilindros giraban cierto ángulo φ . A causa de esto los átomos, animados de movimiento con velocidad constante, iban a parar a la superficie interior del cilindro mayor no directamente enfrente de la rendija O (fig. 30, a), sino a cierta distancia s del extremo del radio que pasaba por el centro de la rendija (fig. 30, b). Ya que los átomos se mueven rectilíneamente. La distancia

$$s = \varphi R_B = \omega t R_B. \quad (2.13)$$

En realidad no todos los átomos de plata tienen la misma velocidad. Por eso la distancia s será algo diferente para átomos distintos. Deberá entenderse por s la distancia entre los trozos de las franjas D y D' en los cuales la concentración de átomos de plata sea mayor. A esta distancia corresponderá la velocidad media de los átomos.

La velocidad media del átomo es:

$$\bar{v} = \frac{R_B - R_A}{t}.$$

Sustituyendo en esta fórmula t por su valor según la expresión (2.13), se obtiene:

$$\bar{v} = \frac{\omega R_B (R_B - R_A)}{s}.$$

Conociendo ω , R_A , R_B y midiendo el valor medio del desplazamiento s de las franjas de plata, debido a la rotación del aparato, hallamos el valor medio de la velocidad de los átomos de plata.

Los módulos de las velocidades, determinados en los experimentos, coinciden con los valores teóricos de la velocidad cuadrática media. *Esto sirve de demostración experimental de que es correcta la fórmula (2.12) y, por consiguiente, también la (2.9), según la cual la energía cinética media de las moléculas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.*

VELOCIDAD MEDIA DE LAS PARTÍCULAS BROWNIANAS. La fórmula (2.12) permite comprender por qué aumenta la intensidad del movimiento browniano si se eleva la temperatura del líquido y disminuye cuando aumenta la masa de las partículas. La partícula browniana participa en el movimiento térmico de las moléculas. Por eso su energía cinética media también se puede determinar por la fórmula (2.9), y la velocidad cuadrática media, por la fórmula

$$\bar{v} = \sqrt{\frac{3kT}{m}},$$

en la que m es la masa de la partícula browniana. Si la masa de la partícula es grande, la velocidad media de su movimiento será tan pequeña que dicho movimiento no se notará prácticamente.

¿?

1. ¿Cómo variará la velocidad cuadrática media de movimiento de las moléculas si la temperatura aumenta 4 veces?
2. ¿Qué moléculas se mueven con mayor rapidez en la atmósfera, las de nitrógeno o las de oxígeno?
3. ¿Por qué el espesor de las franjas de plata que se depositan sobre la superficie interna del cilindro exterior, en rotación, en el experimento de Stern no es la misma a lo ancho de la franja?

Ejemplos de resolución de problemas

Para resolver los problemas de este capítulo se utiliza la fórmula (2.6), que define la temperatura absoluta, la fórmula (2.9), que relaciona la energía media del movimiento caótico con la temperatura, y la fórmula (2.12) para la velocidad cuadrática media de las moléculas. Algunos problemas conviene resolverlos aplicando la fórmula (2.10), que relaciona la presión del gas con la concentración de moléculas y la temperatura absoluta.

Hay que conocer también el valor de la constante de Boltzmann (2.7).

1. ¿A qué es igual la razón del producto de la presión del gas por su volumen, al número de moléculas, si la temperatura es $t = 300^\circ\text{C}$?

Solución. Según la fórmula (2.6) $pV/N = kT$, donde $k = 1,38 \cdot 10^{-23}$ J/K es la constante de Boltzmann. Como la temperatura absoluta $T = t + 273 = 573$ K, resulta que

$$\frac{pV}{N} = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K} \cdot 573 \text{ K} = 7,9 \cdot 10^{-21} \text{ J.}$$

2. Determinar la velocidad cuadrática media de las moléculas de un gas a 0°C . La masa molar del gas $M = 0,019 \text{ kg/mol}$.

Solución. La velocidad cuadrática media de las moléculas se calcula por la fórmula (2.12), en la cual hay que hacer las sustituciones $m_0 = M/N_A$ y $T = 273 \text{ K}$:

$$\bar{v} = \sqrt{\frac{3kT}{m_0}} = \sqrt{\frac{3kN_A T}{M}} = \sqrt{\frac{3 \cdot 1,38 \cdot 10^{-23} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 273}{0,019}} \text{ m/s}; \quad \bar{v} \approx 600 \text{ m/s}.$$

3. Cierta cantidad de hidrógeno se encuentra a la temperatura $T_1 = 200 \text{ K}$ y la presión $p_1 = 400 \text{ Pa}$. El gas se calienta hasta la temperatura $T_2 = 10\,000 \text{ K}$, a la cual las moléculas de hidrógeno se disgregan prácticamente por completo en átomos. Determinar el nuevo valor de la presión del gas p_2 , si su volumen y masa permanecieron invariables.

Solución. De acuerdo con la fórmula (2.10) la presión del gas a la temperatura T_1 es: $p_1 = n_1 k T_1$, siendo n_1 la concentración de moléculas de hidrógeno.

Cuando estas moléculas se disgregan en átomos, el número de partículas se duplica. Por consiguiente, la concentración de átomos de hidrógeno será: $n_2 = 2n_1$. La presión del hidrógeno atómico $p_2 = n_2 k T_2 = 2n_1 k T_2$.

Dividiendo la segunda ecuación obtenida por la primera término por término se obtiene:

$$\frac{p_2}{p_1} = \frac{2T_2}{T_1}. \quad \text{De donde} \quad p_2 = p_1 \frac{2T_2}{T_1}; \quad p_2 = 40 \text{ kPa}.$$

Ejercicio

2

- ¿Qué valor tendría la constante de Boltzmann si la unidad de temperatura en el SI -kelvin- fuera igual no a 1°C sino a 2°C ?
- ¿Cuál será la energía cinética media de las moléculas del argón si la temperatura del gas es de 17°C ?
- Las bombas de vacío modernas permiten disminuir la presión hasta $1,3 \cdot 10^{-10} \text{ Pa}$ (10^{-12} mm Hg). ¿Cuántas moléculas de gas hay en 1 cm^3 a esa presión si la temperatura es de 27°C ?
- ¿Dónde hay más moléculas, en una habitación de 50 m^3 de capacidad a la presión atmosférica normal y 20°C de temperatura o en un vaso de agua de 200 m^3 de capacidad?
- La velocidad cuadrática media de la molécula de un gas que se encuentra a 100°C de temperatura es de 540 m/s . Determinar la masa de la molécula.
- ¿En qué porcentaje aumenta la velocidad cuadrática media de las moléculas de agua que hay en nuestra sangre si la temperatura aumenta de 37 a 40°C ?

Breve resumen del capítulo II

El estado interno de los cuerpos macroscópicos se determina por las magnitudes llamadas parámetros macroscópicos. A ellos pertenecen la presión, el volumen y la temperatura. La temperatura es la medida de la

intensidad del movimiento térmico de las moléculas y caracteriza el estado de equilibrio térmico del sistema termodinámico. En equilibrio térmico no se producen procesos macroscópicos y todos los parámetros macroscópicos permanecen invariables y la temperatura tiene el mismo valor en todas las partes del sistema. Si dos cuerpos se ponen en contacto, el cuerpo cuya temperatura es mayor cede energía al cuerpo que está a menor temperatura, hasta que las temperaturas de ambos cuerpos se igualen.

La temperatura se mide con termómetros. En todo termómetro se aprovecha la variación de un parámetro termodinámico cualquiera en dependencia de la variación de la temperatura.

A diferencia de los líquidos y de los sólidos, todos los gases enrarecidos al calentarse cambian igualmente de volumen, si la presión es constante, o de presión, si es constante el volumen. Por esta razón, para establecer la escala de temperaturas se utilizan gases enrarecidos (escala de temperaturas de gas).

La experiencia demuestra que la razón pV/N para los gases en equilibrio térmico es igual para todos ellos y sólo depende de la temperatura. Por eso se puede utilizar para determinar la temperatura T por la fórmula $pV/N = kT$, en la que $k = 1,38 \cdot 10^{-23}$ J/k es la constante de Boltzmann.

La escala de temperaturas que más se emplea en la física es la absoluta o de Kelvin. La temperatura absoluta $T = t + 273$, donde t es la temperatura por la escala centígrada. La temperatura mínima corresponde al cero de la escala de Kelvin (cero absoluto de temperatura, igual a -273°C). La temperatura se mide en kelvines (K). Un kelvin es igual a un grado de la escala centígrada.

Comparando la fórmula de la presión que da la teoría cinético-molecular con la fórmula $pV/N = kT$ que determina la temperatura, se obtiene un resultado importantísimo: la energía cinética media del movimiento caótico de las moléculas es directamente proporcional a la temperatura absoluta:

$$\bar{\epsilon} = \frac{3}{2} kT.$$

La velocidad media de las moléculas se calcula por la fórmula $\bar{v} = \sqrt{3kT/m_0}$ y a 0°C es de varios centenares de metros por segundo.

3. Ecuación de estado del gas perfecto. Leyes de los gases

3.1. Ecuación de estado del gas perfecto

ECUACIÓN DE ESTADO. Hemos estudiado detalladamente el comportamiento del gas perfecto o ideal desde el punto de vista de la teoría cinético-molecular. Se ha determinado la dependencia de la presión del gas respecto de la concentración de moléculas y de la temperatura (fórmula 2.10). Basándose en esta dependencia se puede obtener la ecuación que relaciona los tres parámetros macroscópicos p , V y T , que caracterizan el estado de una masa dada de gas suficientemente enrarecido. Esta ecuación recibe el nombre de ECUACIÓN DE ESTADO DEL GAS PERFECTO.



Dimitri Ivánovich Mendeléiev (1834-1907), gran científico ruso, creador del sistema periódico de los elementos, una de las más profundas generalizaciones de la ciencia. A él se deben trabajos muy importantes sobre la teoría de los gases y de las transformaciones mutuas de los gases y los líquidos (descubrimiento de la temperatura crítica, por encima de la cual es imposible transformar el gas en líquido). Como hombre de vanguardia hizo mucho por desarrollar las fuerzas productivas de Rusia, por el aprovechamiento de las riquezas minerales y por el incremento de la industria química.

Sustituyamos, en la ecuación (2.10) $p = nkT$, n por la expresión de la concentración del gas. Teniendo en cuenta las fórmulas (1.3) y (1.7), la concentración del gas se puede representar de la forma siguiente:

$$n = \frac{N}{V} = \frac{1}{V} \frac{m}{M} N_A, \quad (3.1)$$

donde N_A es la constante de Avogadro; m , la masa del gas; M , su masa molar.

Después de sustituir (3.1) en (2.10), tenemos:

$$pV = \frac{m}{M} kN_A T. \quad (3.2)$$

El producto de la constante de Boltzmann k por la constante de Avogadro N_A se llama CONSTANTE UNIVERSAL DE LOS GASES y se designa por R :

$$\begin{aligned} R &= kN_A = 1,38 \cdot 10^{-23} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ J/(mol} \cdot \text{K)} = \\ &= 8,31 \text{ J/(mol} \cdot \text{K)}. \end{aligned} \quad (3.3)$$

Sustituyendo en la ecuación (3.2) el producto kN_A por la constante universal de los gases R , se obtiene la ecuación de estado de una masa cualquiera de gas perfecto:

$$pV = \frac{m}{M} RT. \quad (3.4)$$

En esta ecuación la única magnitud que depende del género de gas es su masa molar.

De la ecuación de estado (3.4) se infiere la relación entre la presión, el volumen y la temperatura del gas perfecto en dos estados cualesquiera.

Designando con el subíndice 1 los parámetros que se refieren al primer estado, y con el subíndice 2 los que se refieren al segundo, de acuerdo con la

ecuación (3.4) se tiene para la masa dada de gas que:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{m}{M} R \text{ y } \frac{p_2 V_2}{T_2} = \frac{m}{M} R.$$

Los segundos miembros de estas ecuaciones son iguales. Por consiguiente, también deben ser iguales los primeros miembros:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} = \text{const.} \quad (3.5)$$

La ecuación de estado en la forma (3.5) se llama ecuación de Clapeyron¹⁾ y es una de las formas en que se escribe la ecuación de estado.

La ecuación de estado en la forma (3.4) fue obtenida la primera vez por el eminente científico ruso D. I. Mendeléiev. Por eso se le suele dar el nombre de ecuación de Mendeléiev-Clapeyron.

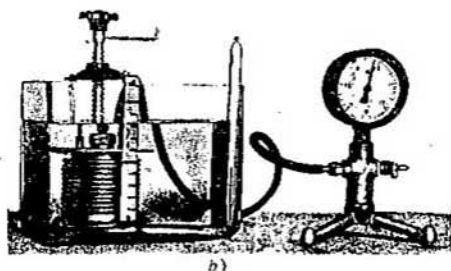
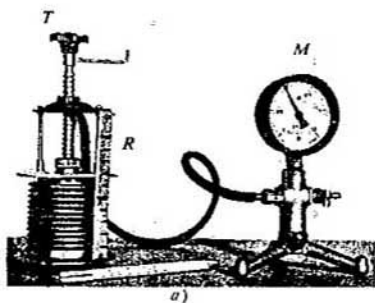


Fig. 31

¹⁾ Clapeyron B. P. (1799-1864), físico francés; durante diez años trabajó en Rusia.

COMPROBACIÓN EXPERIMENTAL DE LA ECUACIÓN DE ESTADO. De que la ecuación de estado en la forma (3.5) es correcta es fácil convencerse utilizando el aparato que reproduce la fig. 31.

Un recipiente estanco de paredes onduladas está unido a un manómetro M que mide la presión dentro de él. Girando el tornillo T se puede variar el volumen del recipiente. El volumen podemos apreciarlo valiéndonos de la regla graduada R . La temperatura del gas en el recipiente es igual a la del aire circundante y se registra con un termómetro.

Midiendo la presión p , la temperatura T y el volumen V del gas en el estado inicial (fig. 31, *a*), se puede calcular la relación $p_1 V_1 / T_1$ (debe recordarse que T es la temperatura absoluta, y no la temperatura por la escala centigrada).

Después hay que variar el volumen del recipiente y calentar el gas, introduciendo dicho recipiente en agua caliente (fig. 31, *b*). Volviendo a medir la presión del gas p_2 , el volumen V_2 y la temperatura T_2 , se puede calcular la relación $p_2 V_2 / T_2$.

Dentro de los límites de exactitud que asegura esta instalación experimental, la ecuación de estado (3.5) se cumple. Sólo a presiones de millares de atmósferas las desviaciones de los resultados de los experimentos, respecto de los predichos por la ecuación de estado del gas perfecto, se hacen considerables. Los gases densos no pueden considerarse perfectos ni siquiera aproximadamente.

3.2. Aplicación de la ecuación de estado del gas perfecto a los distintos procesos

Con ayuda de la ecuación de estado del gas perfecto se pueden investigar los procesos en los cuales la masa y uno de los tres parámetros, p , V o T , permanecen invariables. Las dependencias cuantitativas entre dos parámetros de un gas cuando el valor del tercer parámetro se fija, se denominan LEYES DE LOS GASES.

Los procesos que se desarrollan con el valor invariable de uno de los parámetros se designan con el prefijo "ISO"¹⁾. Estos procesos están muy extendidos en la naturaleza y se utilizan frecuentemente en la técnica.

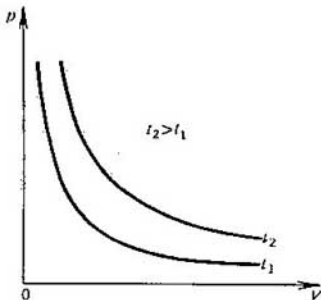
PROCESO ISOTÉRMICO. *El proceso de transformación del estado de un sistema termodinámico a temperatura constante se llama isotérmico.* Para mantener constante la temperatura del gas es necesario que éste pueda intercambiar calor con un sistema grande, denominado TERMOSTATO. De termostato puede servir el aire atmosférico, si su temperatura no varía sensiblemente durante la transformación.

De acuerdo con la ecuación de estado del gas perfecto (3.4), en cualquier estado, a temperatura constante, el producto de la presión del gas por su volumen es siempre el mismo:

$$pV = \text{const cuando } t = \text{const.} \quad (3.6)$$

¹⁾ De la palabra griega "isos", igual.

Fig. 32



Para una masa dada de gas, el producto de la presión del gas por su volumen es constante, si la temperatura no varía.

Esta ley fue descubierta experimentalmente por el científico inglés R. Boyle y algo después por el científico francés E. Mariotte. Por eso se conoce con el nombre de LEY DE BOYLE-MARIOTTE.

La ley de Boyle-Mariotte es válida para todos los gases y para las mezclas de gases (por ejemplo, para el aire). Sólo a presiones varios millares de veces mayores que la atmosférica se hacen considerables las desviaciones de esta ley.

De que la ley de Boyle-Mariotte es correcta a presiones próximas a la atmosférica no es difícil convencerse, valiéndose del aparato descrito en el párrafo anterior.

La dependencia de la presión del gas respecto del volumen, a temperatura constante, se representa gráficamente por una curva llamada ISOTERMA (fig. 32). La isoterma de un gas representa la dependencia inversamente proporcional entre la presión y el volumen. En matemáticas una curva de este tipo se denomina hipérbola. A distintas temperaturas constantes corresponden diferentes isotermas. Al elevar la temperatura, la presión, de acuerdo con la ecuación de estado (3.4), aumenta si $V = \text{const}$. Por eso la isoterma correspondiente a la temperatura más alta T_2 está más arriba que la correspondiente a la temperatura más baja T_1 .

PROCESO ISOBÁRICO. El proceso de transformación del estado de un sistema termodinámico a presión constante se llama isobárico¹⁾.

De la ecuación de estado del gas perfecto (3.4) se deduce que la relación de los volúmenes de un gas de masa dada, a presión constante, es igual a la relación de sus temperaturas absolutas. En efecto, para el primer estado: $pV_1 = mRT_1/M$, y para el segundo: $pV_2 = mRT_2/M$ (la presión es constante). De donde, dividiendo la primera ecuación por la segunda, se obtiene:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad (3.7)$$

¹⁾ De "iso" y la palabra griega "baros", pesadez.

Si como segundo estado del gas se elige el estado en las condiciones normales (p_0 es la presión atmosférica normal; $T_0 = 273$ K, la temperatura de fusión del hielo, y V_0 , el volumen en estas condiciones), y V_1 y T_1 se designan por V y T , de (3.7) se sigue que:

$$V = V_0 \frac{1}{T_0} T.$$

Introduciendo la designación $\alpha = 1/T_0 = 1/273 \text{ K}^{-1}$, se obtiene:

$$V = V_0 \alpha T. \quad (3.8)$$

Esta ley de los gases fue establecida empíricamente en 1802 por el científico francés J. L. Gay-Lussac y se conoce con el nombre de ley de Gay-Lussac: el volumen de una masa dada de gas, a presión constante, es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

El factor α se llama COEFICIENTE DE DILATACIÓN CÚBICA DE LOS GASES. Todos los gases aumentan en $1/273$ del volumen que cada uno de ellos ocupaba a 273 K (0°C) si su temperatura varía 1 K.

La dependencia del volumen del gas respecto de la temperatura, a presión constante, se representa gráficamente por una recta llamada ISOBARA (fig. 33).

A presiones distintas corresponden diferentes isobaras. Al aumentar la presión, el volumen del gas, a temperatura constante, según la ley de Boyle-Mariotte, disminuye. Por eso la isobara correspondiente a la presión más alta, p_2 , se encuentra más abajo que la correspondiente a la presión más baja, p_1 .

En la región de las temperaturas bajas todas las isobaras del gas perfecto se cortan en el punto $T=0$. Pero esto no significa que el volumen del gas real se reduzca efectivamente a cero. Todos los gases al enfriarse intensamente se transforman en líquidos, a los cuales no se puede aplicar la ecuación de estado (3.4)

PROCESO ISÓCORO. *El proceso de transformación de un sistema termodinámico a volumen constante se llama isócoro*¹⁾.

De la ecuación de estado (3.4) se infiere que la relación de las presiones de un gas de masa dada, a volumen constante, es igual a la relación de sus temperaturas absolutas:

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}. \quad (3.9)$$

Si como uno de los estados del gas se elige su estado en las condiciones normales, y p_1 y T_1 se designan por p y T , de (3.9) se sigue que:

$$p = p_0 \frac{T}{T_0}.$$

¹⁾ De "iso" y la palabra griega "chóra", espacio o sitio ocupado.

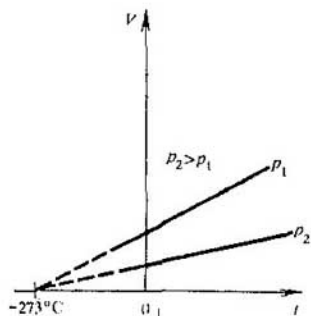


Fig. 33

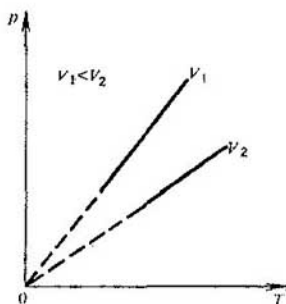


Fig. 34

Introduciendo la designación $\gamma = 1/T_0 = 1/273 \text{ K}^{-1}$, se obtiene:

$$\underline{p = p_0 \gamma T.} \quad (3.10)$$

Esta ley de los gases fue establecida empíricamente en 1787 por el físico francés J. A. Charles y se llama ley de Charles: la presión de una masa dada de gas, a volumen constante, es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

El factor γ (igual al coeficiente de dilatación cúbica de los gases α) se denomina COEFICIENTE TÉRMICO DE AUMENTO DE PRESIÓN DEL GAS. Este coeficiente también es igual para todos los gases. La presión de todos los gases aumenta en $1/273$ de la presión que cada uno tenía a 273 K (0°C), si la temperatura aumenta 1 K .

La dependencia de la presión del gas respecto de la temperatura, a volumen constante, se representa gráficamente por una recta llamada ISÓCORA (fig. 34). A volúmenes distintos corresponden diferentes isócoras. Cuando a temperatura constante el volumen del gas aumenta, su presión, según la ley de Boyle-Mariotte, desciende. Por eso la isócora correspondiente al volumen mayor, V_2 , se encuentra más baja que la correspondiente al volumen V_1 .

De acuerdo con la ecuación (3.10), todas las isócoras comienzan en el punto $T = 0$. Esto significa que la presión del gas perfecto a la temperatura de cero absoluto es nula.

3.3. Utilización de los gases en la técnica

Los gases tienen una serie de propiedades que los hace insustituibles en un gran número de aplicaciones técnicas.

EL GAS COMO AMORTIGUADOR. La gran compresibilidad y liviandad del gas, la posibilidad de regular su presión hacen de él uno de

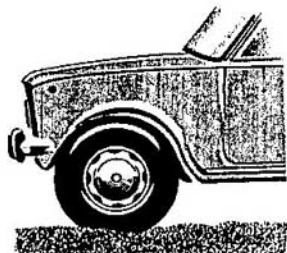


Fig. 35

los amortiguadores más modernos, que se emplean en una serie de casos. He aquí cómo funciona un neumático de automóvil o de bicicleta. Cuando la rueda se encuentra con un montículo, el aire que hay en el neumático se comprime y la sacudida que recibe el eje de la rueda se suaviza considerablemente (fig. 35). Si la llanta fuera rígida, el eje saltaría hacia arriba una altura igual a la del montículo.

EL GAS COMO AGENTE DE TRANSFORMACIÓN DE LOS MOTORES. La gran compresibilidad y la fuerte dependencia de su presión y volumen respecto de la temperatura hacen del gas un agente de transformación insustituible en los motores que funcionan con gas comprimido y en los motores térmicos.

En los motores que funcionan con gas comprimido, por ejemplo con aire, el gas al expandirse realiza trabajo a presión casi constante. El aire comprimido, presionando sobre un émbolo, abre las puertas de los autobuses y de los vagones de los trenes eléctricos. El aire comprimido mueve los émbolos de los frenos neumáticos de los vagones de ferrocarril y de los camiones. Los martinets neumáticos y otros instrumentos funcionan a base de aire comprimido. Incluso en las naves cósmicas hay pequeños motores de reacción que funcionan con helio comprimido. Con ellos se orienta la nave.

En los motores de combustión interna de los automóviles, tractores y aviones y en los reactores, como sustancia de trabajo o agente de transformación, que hace que se mueva el émbolo, la turbina o el cohete, se utilizan gases a alta temperatura. Al arder la mezcla combustible en el cilindro, la temperatura se eleva bruscamente hasta millares de grados, la presión sobre el émbolo aumenta y el gas, expandiéndose, realiza trabajo a lo largo de la carrera del émbolo (fig. 36).

Solamente un gas se puede emplear como sustancia de trabajo en los motores térmicos. El calentamiento de un líquido o un sólido hasta una temperatura como la que alcanza el gas sólo produciría un desplazamiento insignificante del émbolo.

Toda arma de fuego es en realidad una máquina térmica. La fuerza de presión de los gases—productos de la combustión de las sustancias explosivas—empuja la bala o el proyectil hacia fuera del cañón. Y es esencial que esta fuerza realiza trabajo a todo lo largo de dicho cañón. Por eso la

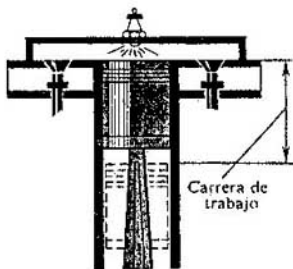


Fig. 36

velocidad de la bala o proyectil es enorme, constituyendo centenares de metros por segundo.

GASES ENRARECIDOS. La propiedad de expandirse ilimitadamente hace que la obtención de gases a presiones muy pequeñas—en estado de vacío—sea un problema técnico difícil de resolver. (En estado de vacío las moléculas del gas no chocan prácticamente entre sí, sino únicamente con las paredes del recipiente.)

Las bombas de émbolo ordinarias son ineficaces para hacer el vacío, porque los gases se infiltran entre el émbolo y la pared del cilindro. Con ellas no se consigue obtener presiones menores que décimas de milímetro de la columna de mercurio. Para extraer los gases hay que emplear aparatos complicados. En la actualidad se consiguen presiones del orden de 10^{-10} Pa (10^{-12} mm Hg).

El vacío se necesita principalmente en los tubos electrónicos y en otros aparatos de este tipo. Los choques de las partículas con carga eléctrica (electrones) con las moléculas del gas impiden el funcionamiento normal de estos aparatos. A veces hay que hacer el vacío en volúmenes muy grandes, como, por ejemplo, en los aceleradores de partículas elementales.

El vacío también es necesario para fundir metales exentos de impurezas, para crear termoaislamientos, etc.

¿ ?

1. ¿A qué se da el nombre de ecuación de estado?
2. Formule la ecuación de estado para una masa arbitraria de gas perfecto.
3. ¿A qué es igual la constante universal de los gases?
4. ¿Cómo están relacionados entre sí la presión y el volumen del gas en un proceso isotérmico?
5. ¿Cómo están relacionados entre sí el volumen y la temperatura del gas en un proceso isobárico?
6. ¿Cómo están relacionadas entre sí la presión y la temperatura del gas en un proceso isócoro?
7. ¿Cómo se pueden efectuar los procesos isotérmico, isobárico e isócoro?
8. En los motores térmicos, como sustancia de trabajo, sólo se emplean gases, ¿por qué?

Ejemplos de resolución de problemas

En los problemas de aplicación de las leyes de los gases se pueden presentar los casos siguientes:

a) se conocen los parámetros macroscópicos del estado inicial del gas y algunos parámetros del estado final.

Si al pasar del estado inicial al final uno de los parámetros no varía, cuando el proceso es isotérmico se puede aplicar la ley de Boyle-Mariotte en la forma (3.6) o en su equivalente $p_1/p_2 = V_2/V_1$, que se deduce de la (3.6). Cuando el proceso es isobárico se puede aplicar la ley de Gay-Lussac (3.8) ó (3.7); y si es isocoro, la ley de Charles (3.10) ó (3.9).

Si varían los tres parámetros hay que aplicar la ecuación de estado (3.4) ó (3.5):

b) se conoce parte de los parámetros macroscópicos de un estado determinado del gas. Hay que hallar las magnitudes desconocidas. En estos casos lo más conveniente es aplicar la ecuación de Mendeléiev-Clapeyron (3.4);

c) en muchos problemas se exige construir las gráficas que representan los diversos tipos de procesos. Para construir las gráficas hay que conocer la dependencia mutua de los parámetros. Esta dependencia, en el caso general, viene dada por la ecuación de estado, y en casos particulares, por las leyes de los gases.

Para resolver todos los problemas hay que comprender claramente cuál es el estado inicial del sistema y qué tipo de proceso lo transforma en el estado final.

1. Una botella, de capacidad $V_1 = 0,02 \text{ m}^3$, que contiene aire a la presión $p_1 = 4 \cdot 10^5 \text{ Pa}$, se pone en comunicación con otra botella, cuya capacidad es $V_2 = 0,06 \text{ m}^3$, de la cual se ha extraído el aire. Hallar la presión p que se establece en dichos recipientes. La temperatura es constante.

Solución. El aire de la primera botella ocupa todo el volumen que se le ofrece, $V_1 + V_2$. Por la ley de Boyle-Mariotte

$$\frac{p}{p_1} = \frac{V_1}{V_1 + V_2}.$$

De donde la presión buscada será:

$$p = \frac{p_1 V_1}{V_1 + V_2}, \quad p = 10^5 \text{ Pa}.$$

2. ¿En qué fracción del volumen inicial aumenta el volumen de un gas que se encuentra a la temperatura $t = 27^\circ\text{C}$, si se calienta 1°C a presión constante?

Solución. Sean V_1 y $T_1 = 273 \text{ K} + t = 300 \text{ K}$ los valores iniciales de los parámetros de estado del gas, y V_2 y $T_2 = T_1 + 1 \text{ K}$, los valores finales de los mismos parámetros.

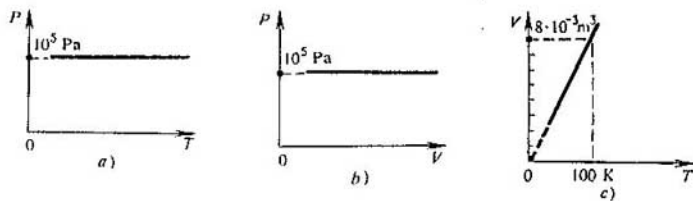


Fig. 37

Por la ley de Gay-Lussac

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

Esta igualdad no varía si a cada uno de sus miembros se le resta una unidad:

$$\frac{V_2}{V_1} - 1 = \frac{T_2}{T_1} - 1.$$

De donde

$$\frac{V_2 - V_1}{V_1} = \frac{T_2 - T_1}{T_1}; \quad V_2 - V_1 = \frac{1}{300} V_1.$$

El volumen del gas aumenta en 1/300 parte del inicial.

3. La densidad del aire en condiciones normales (es decir, a $t_0 = 0^\circ\text{C}$ y a la presión atmosférica normal $p_0 = 101\,325\text{ Pa}$) es $\rho = 1,29\text{ kg/m}^3$. Hallar la masa molar media M del aire.

Solución. La ecuación de estado del gas perfecto en condiciones normales tiene la forma:

$$p_0 V_0 = \frac{m}{M} R T_0. \quad \text{Aquí } T_0 = \text{K} \text{ y } R = 8,31\text{ J/(K} \cdot \text{mol)}.$$

De donde

$$M = \frac{m R T_0}{V_0 p_0} = \frac{\rho_0 T_0}{p_0} R; \quad M \approx 0,029\text{ kg/mol}.$$

4. Construir las isobaras de 2 g de hidrógeno a la presión normal p_0 en coordenadas $p, T; p, V$ y V, T .

Solución. En las gráficas de las dependencias de p respecto de T y de p respecto de V , la isobara será una recta paralela al eje T o al eje V (fig. 37, a y b).

Como $V = mRT/Mp_0$, la gráfica de la dependencia de V respecto de T es una recta que pasa por el origen de coordenadas. Teniendo en cuenta que $m = 0,002\text{ kg}$, $M = 0,002\text{ kg/mol}$, $R = 8,31\text{ J/(mol} \cdot \text{K)}$ y $p_0 \approx 10^5\text{ Pa}$, se puede

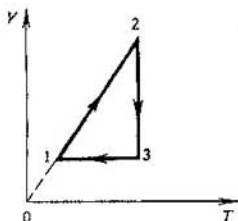


Fig. 38

escribir que: $V = BT$, siendo $B = mR/Mp_0 \approx 8 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3/\text{K}$. En particular, para $T = 100 \text{ K}$, $V \approx 8 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$. La gráfica de V en función de T se muestra en la fig. 37,c.

Ejercicio
3

- Un gas ha sido comprimido por vía isotérmica desde el volumen $V_1 = 8 \text{ l}$ hasta el volumen $V_2 = 6 \text{ l}$. El aumento de la presión ha sido $\Delta p = 4 \text{ kPa}$. ¿Cuál era la presión inicial p_1 ?
- Un compresor, que asegura el trabajo de varios martillos de picar, aspira de la atmósfera $V = 100 \text{ l}$ de aire por segundo. ¿Cuántos martillos de picar puede alimentar este compresor, si cada uno de ellos consume $V = 100 \text{ cm}^3$ de aire por segundo a la presión $p = 5 \text{ MPa}$? La presión atmosférica es $p = 100 \text{ kPa}$.
- Construir las isothermas de 2 g de hidrógeno a 0°C en coordenadas p, V, T y p, T .
- Determinar la temperatura del gas que se encuentra en un recipiente cerrado, si la presión de dicho gas aumenta en un $0,4\%$ de la presión inicial al calentarse 1 K .
- Al pasar una masa determinada de gas de un estado a otro, su presión disminuye y la temperatura aumenta. ¿Cómo varía su volumen?
- ¿A qué es igual el volumen de un mol de gas perfecto en condiciones normales?
- Hallar la masa del aire que hay en la clase en que estáis estudiando, a la temperatura de 20°C y a la presión atmosférica normal. Tomar la masa molar del aire igual a $0,029 \text{ kg/mol}$.
- La densidad de cierta sustancia gaseosa es de $2,5 \text{ kg/m}^3$ a la temperatura de 10°C y a la presión atmosférica normal. Hallar la masa molar de dicha sustancia.
- En una botella de $0,03 \text{ m}^3$ de capacidad hay un gas a $1,35 \cdot 10^6 \text{ Pa}$ de presión y 455°C de temperatura. ¿Qué volumen ocuparía este gas en condiciones normales ($t_0 = 0^\circ\text{C}$, $p_0 = 101325 \text{ Pa}$)?
- La altura del pico Lenin en las montañas del Pamir es de 7134 m . La presión atmosférica a esta altura es de $3,8 \cdot 10^4 \text{ Pa}$. Determinar la densidad del aire en la cima del pico a 0°C , si su densidad en las condiciones normales es de $1,29 \text{ kg/m}^3$.
- En la fig. 38 se da la gráfica del cambio de estado de un gas perfecto en coordenadas V, T . Representar este proceso en gráficas de coordenadas p, V y p, T .
- Expresar la velocidad cuadrática media de las moléculas por medio de la constante universal de los gases y de la masa molar.
- En una botella hay un gas a 15°C de temperatura. ¿Cuántas veces menor se hará la presión de dicho gas si el 40% de él se deja salir de la botella y, al mismo tiempo, la temperatura desciende 8°C ?

Breve resumen del capítulo III

Entre los parámetros termodinámicos existe la relación expresada por la ecuación de estado. Todos los gases suficientemente enrarecidos (gases perfectos) cumplen la ecuación de estado de Mendeliev-Clapeyron:

$$pV = \frac{m}{M}RT,$$

en la que p es la presión; V , el volumen; m , la masa del gas; M , la masa molar; T , la temperatura absoluta, y $R = 8,31 \text{ J}/(\text{K} \cdot \text{mol})$, la constante universal de los gases.

La ecuación de estado tiene como casos particulares las leyes de los gases, que relacionan la variación de dos parámetros termodinámicos cuando el valor del tercero no varía:

para una masa dada de gas a $T = \text{const}$, $pV = \text{const}$ (ley de Boyle-Mariotte);

si $p = \text{const}$, $V = V_0 \alpha T$ (ley de Gay-Lussac), en la que V_0 es el volumen a 0°C y α , el coeficiente de dilatación cúbica del gas, $\alpha \approx 1/273 \text{ K}^{-1}$;

cuando $V = \text{const}$, $p = p_0 \gamma T$ (ley de Charles), donde p_0 es la presión a 0°C y $\gamma = \alpha \approx 1/273 \text{ K}^{-1}$ es el coeficiente térmico de presión.

4. Primera ley (principio) de la termodinámica

4.1. Energía interna

Por el curso anterior de física sabemos que todo cuerpo macroscópico posee energía interna.

El concepto de energía interna o intrínseca de los cuerpos macroscópicos desempeña un papel importante en la investigación de los fenómenos térmicos. Esto se debe a la existencia de una ley fundamental de la naturaleza: LA LEY DE CONSERVACIÓN DE LA ENERGÍA.

El descubrimiento de la ley de conservación de la energía fue posible después de haberse demostrado que, además de la energía mecánica, *los cuerpos macroscópicos poseen también energía interna, contenida en los cuerpos mismos. Esta energía entra en el balance general de las transformaciones energéticas que tienen lugar en la naturaleza.*

Cuando un puck o tejo de hockey se desliza por el hielo y se para por la acción de la fuerza de rozamiento, su energía mecánica (cinética) no desaparece simplemente, sino que se transmite al movimiento caótico de las moléculas del hielo y del tejo. Las rugosidades de las superficies de los cuerpos que frotan se deforman durante el movimiento y la intensidad del movimiento caótico de las moléculas aumenta. Se calientan ambos cuerpos, lo que significa que su energía interna aumenta.

No es difícil observar la transformación inversa de la energía interna en mecánica. Si dentro de una probeta de vidrio tapada se calienta agua, la energía interna de ésta empieza a aumentar. El agua hierve y la presión del

vapor se eleva tanto que el tapón sale despedido hacia arriba. La energía cinética del tapón aumenta a expensas de la energía interna del vapor. Al expandirse, el vapor de agua realiza trabajo y se enfría. Cuando esto ocurre, su energía interna disminuye.

Desde el punto de vista de la teoría cinético-molecular, la energía interna de un cuerpo macroscópico es igual a la suma de las energías cinéticas del movimiento caótico de todas las moléculas (o átomos), respecto del centro de masas del cuerpo, y de las energías potenciales de interacción de todas las moléculas entre sí (pero no con las moléculas de otros cuerpos). Calcular la energía interna de un cuerpo (o su variación), teniendo en cuenta el movimiento de las moléculas aisladas y de las posiciones de unas con relación a otras, es prácticamente imposible a causa del enorme número de moléculas que hay en los cuerpos macroscópicos. Por eso es necesario saber determinar la energía interna (o su variación) en dependencia de los parámetros macroscópicos que se pueden medir directamente.

ENERGÍA INTERNA DE UN GAS PERFECTO MONOATÓMICO.

Los gases más simples por sus propiedades son los monoatómicos, que constan de átomos aislados, y no de moléculas. Son monoatómicos los gases inertes, el helio, el neón, el argón y otros. Calculemos la energía interna de un gas perfecto monoatómico.

Como las moléculas del gas perfecto no interaccionan, excepto en los cortos intervalos de tiempo en que chocan, su energía potencial se considera nula. *Toda la energía interna del gas perfecto es energía cinética del movimiento térmico de sus moléculas.*

Para calcular la energía interna de un gas perfecto monoatómico de masa m se debe multiplicar la energía media (2.9) de un átomo por el número de átomos. Este número es igual al producto de la cantidad de sustancia $\nu = m/M$ por la constante de Avogadro N_A (véase el § 1.2, fórmulas 1.3 y 1.7).

Multiplicando (2.9) por mN_A/M obtiene la energía interna del gas perfecto monoatómico:

$$U = \frac{m}{M} \frac{3}{2} RT. \quad (4.1)$$

La energía interna de un gas perfecto monoatómico es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

Si el gas perfecto esté constituido por moléculas más complejas que el monoatómico, su energía interna también es proporcional a la temperatura absoluta, pero el factor de proporcionalidad entre U y T es otro. Esto se explica porque las moléculas complejas no sólo tienen movimiento de traslación, sino que además giran. La energía interna de estos gases es igual a la suma de las energías de los movimientos de traslación y de rotación de las moléculas.

DEPENDENCIA DE LA ENERGÍA INTERNA RESPECTO DE LOS PARÁMETROS MACROSCÓPICOS. Hemos establecido que la energía interna de un gas perfecto depende de un parámetro: la temperatura. La energía interna del gas perfecto no depende del volumen porque la energía potencial de interacción de sus moléculas se considera nula.

En los gases reales, en los líquidos y en los sólidos, la energía potencial media de interacción de las moléculas no es nula. En los gases esta energía es mucho menor que la cinética media, pero en los sólidos y los líquidos es comparable con la última. La energía potencial media de interacción de las moléculas depende del volumen de la sustancia, ya que al variar el volumen cambia la distancia media entre las moléculas. Por consiguiente, la energía interna depende, en el caso general, de la temperatura T y del volumen V .

Los valores de los parámetros macroscópicos T , V y otros determinan unívocamente el estado de los cuerpos, por lo tanto, también determinan la energía interna de los cuerpos macroscópicos.

La energía interna U de los cuerpos macroscópicos se determina unívocamente por los parámetros que caracterizan el estado de los cuerpos:

$$U = U(T, V).$$

Para un gas perfecto monoatómico esta ecuación toma la forma (4.1).

Veamos ahora como resultado de qué procesos puede variar la energía interna. Por el curso de física precedente sabemos que estos procesos pueden ser de dos tipos: de realización de trabajo y de transmisión de calor. Primero vamos a estudiar, más detalladamente que en la "Física I", el trabajo en termodinámica.

4.2. El trabajo en termodinámica

EL TRABAJO EN MECÁNICA Y EN TERMODINÁMICA. En mecánica se define el trabajo como producto de los módulos de una fuerza y una traslación, por el coseno del ángulo que hay entre ellas. El trabajo se realiza cuando una fuerza actúa sobre un cuerpo que se mueve y es igual a la variación de la energía cinética del cuerpo.

En termodinámica no se considera el movimiento del cuerpo en conjunto, sino la traslación de unas partes del cuerpo macroscópico respecto de otras. Como resultado varía el volumen del cuerpo, y su velocidad sigue siendo nula. Por consiguiente, el trabajo se define de modo similar a como se hace en mecánica, pero es igual a la variación no de la energía cinética del cuerpo, sino de su energía interna.

VARIACIÓN DE LA ENERGÍA INTERNA AL REALIZAR TRABAJO. ¿Por qué durante la compresión o la expansión varía la energía interna del cuerpo? ¿Por qué, en particular, se calienta el aire cuando se inflan los neumáticos de una bicicleta?

La causa de que varíe la temperatura durante el proceso de compresión de un gas consiste en lo siguiente: *al chocar elásticamente las moléculas del gas con el émbolo en movimiento, la energía cinética de ellas varía.* Moviéndose al encuentro de las moléculas, el émbolo les transmite, durante los choques, parte de su energía mecánica y, como resultado, el gas se calienta. El émbolo actúa en este caso de un modo semejante al futbolista que recibe el balón, que viene hacia él, propinándole una patada

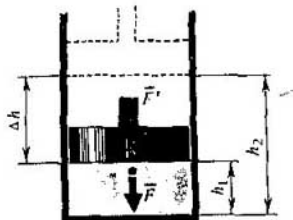


Fig. 39

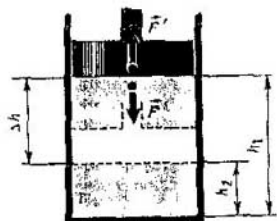


Fig. 40

y comunicándole una velocidad mucho mayor que la que tenía antes de recibir el golpe.

Si, por el contrario, el gas se expande, después de chocar con el émbolo que se va alejando, la velocidad de las moléculas disminuye y, a causa de esto, el gas se enfría. Del mismo modo procede un futbolista cuando quiere frenar la velocidad de un balón, que viene hacia él, o pararlo por completo; el futbolista va retirando su pie del balón como si quisiera dejarlo pasar.

Durante la compresión o expansión varía también la energía potencial de interacción de las moléculas, ya que al mismo tiempo varía la distancia media entre las moléculas.

CÁLCULO DEL TRABAJO. Calculemos el trabajo en dependencia de la variación del volumen, tomando como ejemplo el gas que hay en un cilindro debajo del émbolo (fig. 39). Lo más sencillo es calcular primero no el trabajo de la fuerza \vec{F} que actúa sobre el gas por parte del cuerpo exterior (émbolo), sino el que realiza el mismo gas actuando sobre el émbolo con la \vec{F}' . Según la tercera ley de Newton $\vec{F}' = -\vec{F}$.

El módulo de la fuerza que actúa por parte del gas sobre el émbolo es: $F' = pS$, donde p es la presión del gas y S , el área del émbolo. Supongamos que el gas se expande y que el émbolo se desplaza en el sentido de la fuerza \vec{F}' una pequeña distancia $\Delta h = h_2 - h_1$. Si el desplazamiento es pequeño, la presión del gas se puede considerar constante.

El trabajo del gas será:

$$A' = F' \Delta h = pS(h_2 - h_1) = p(S h_2 - S h_1). \quad (4.2)$$

Este trabajo se puede expresar mediante la variación del volumen del gas. Su volumen inicial es $V_1 = S h_1$ y el final, $V_2 = S h_2$. Por lo tanto

$$A' = p(V_2 - V_1) = p \Delta V, \quad (4.3)$$

donde $\Delta V = V_2 - V_1$ es la variación del volumen del gas.

Cuando el gas se expande realiza trabajo positivo, puesto que el sentido de la fuerza y el sentido de la traslación del émbolo coinciden. En el proceso de expansión el gas transmite energía a los cuerpos que lo rodean.

Si el gas se comprime, la fórmula (4.3) del trabajo del gas sigue siendo válida. Pero en este caso $V_2 < V_1$ y, por lo tanto, $A' < 0$ (fig. 40).

El trabajo A que efectúan los cuerpos exteriores sobre el gas se diferencia del trabajo A' del gas únicamente en el signo: $A = -A'$, ya que la fuerza \vec{F} que actúa sobre el gas tiene sentido opuesto al de la fuerza \vec{F}' y la traslación sigue siendo la misma. Por eso el trabajo de las fuerzas exteriores que actúan sobre el gas es:

$$A = -A' = -p\Delta V. \quad (4.4)$$

El signo menos indica que durante la compresión del gas y $\Delta V = V_2 - V_1 < 0$, el trabajo de la fuerza exterior es positivo. Es comprensible porque en este caso $A > 0$: al comprimir el gas los sentidos de la fuerza y de la traslación coinciden. Realizando trabajo positivo sobre el gas, los cuerpos exteriores le ceden energía. Cuando el gas se expande, al contrario, el trabajo de los cuerpos exteriores es negativo ($A < 0$), puesto que $\Delta V = V_2 - V_1 > 0$. Ahora el sentido de la fuerza es contrario al de la traslación.

Las expresiones (4.3) y (4.4) son correctas no sólo para la compresión o expansión del gas en un cilindro, sino también para pequeñas variaciones de volumen de cualquier sistema. Si el proceso es isobárico ($p = \text{const}$), estas fórmulas se pueden aplicar también para grandes variaciones de volumen.

INTERPRETACIÓN GEOMÉTRICA DEL TRABAJO. Al trabajo A' del gas en el caso de que la presión sea constante se le puede dar una interpretación geométrica simple.

Construyamos la gráfica de la dependencia entre la presión del gas y su volumen (fig. 41). Aquí el área del rectángulo $abcd$, limitada por la gráfica $p_1 = \text{const}$, el eje V y los segmentos ab y cd , iguales a la presión del gas, es numéricamente igual al trabajo (4.3).

En el caso general, cuando la variación del volumen del gas es arbitraria, la presión no permanece invariable. Por ejemplo, en el proceso isotérmico la presión disminuye de forma inversamente proporcional al volumen (fig. 42). En este caso para calcular el trabajo se puede dividir la variación total del volumen en partes pequeñas, calcular los trabajos elementales (pequeños), y después sumarlos. El trabajo del gas será numéricamente igual, como

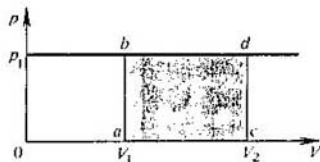


Fig. 41

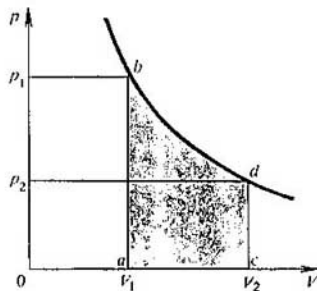


Fig. 42

antes, al área de la figura limitada por la gráfica de la dependencia entre p y V , el eje V y los segmentos ab y cd , iguales a las presiones p_1 y p_2 en los estados inicial y final.

- ¿ ?
1. ¿De qué magnitudes físicas depende la energía interna de un cuerpo?
 2. Cite ejemplos de transformaciones de la energía mecánica en interna y viceversa, en la técnica y en la vida cotidiana.
 3. ¿A qué es igual la energía interna de un gas perfecto monoatómico?
 4. ¿Un mol de qué gas tiene más energía interna, a igual temperatura, el de hidrógeno o el de helio?
 5. ¿Por qué se calienta el gas al comprimirlo?
 6. ¿A qué es igual el trabajo que realizan las fuerzas exteriores durante la compresión y la expansión de los cuerpos?

4.3. Cantidad de calor¹⁾

La energía interna del gas que hay en un cilindro se puede variar no sólo realizando trabajo, sino también calentando el gas (fig. 43). Si se fija el émbolo, el volumen del gas no variará, pero la temperatura, y, por consiguiente, la energía interna, aumentarán.

El proceso de transmisión de energía de un cuerpo a otro sin que se realice trabajo se llama intercambio calorífico o transmisión de calor.

La energía transmitida a un cuerpo como resultado del intercambio calorífico recibe el nombre de cantidad de calor. También se llama cantidad de calor la energía que un cuerpo cede durante el proceso de intercambio calorífico.

IMAGEN MOLECULAR DEL INTERCAMBIO CALORÍFICO. Durante el intercambio calorífico en el límite entre cuerpos se produce la interacción de las moléculas lentas del cuerpo frío y las moléculas más

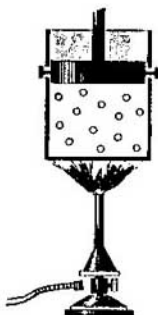


Fig. 43

¹⁾ El objeto principal de este párrafo es repetir abreviadamente los conocimientos sobre la cantidad de calor, adquiridos en el curso de "Física 1" de nuestra editorial.

rápidas del cuerpo caliente. Como resultado las energías cinéticas de las moléculas se igualan y la velocidad de las moléculas del cuerpo frío aumenta y la de las del cuerpo caliente, disminuye.

En el intercambio calorífico no se produce transformación de una forma de la energía en otra: una parte de la energía interna del cuerpo caliente se transmite al cuerpo frío.

CANTIDAD DE CALOR Y CAPACIDAD CALORÍFICA. Por el curso de "Física 1" (Ed. MIR) sabemos que para calentar un cuerpo de masa m desde una temperatura t_1 hasta otra t_2 hay que comunicarle una cantidad de calor

$$Q = cm(t_2 - t_1) = cm\Delta t. \quad (4.5)$$

Si el cuerpo se enfría, su temperatura final t_2 será menor que la inicial t_1 y la cantidad de calor cedida por el cuerpo será negativa.

El factor c de la fórmula (4.5) se denomina **CALOR ESPECÍFICO**. El calor específico es la cantidad de calor que adquiere o cede 1 kg de sustancia cuando su temperatura varía 1 K.

El calor específico se expresa en julios divididos por kilogramos multiplicados por kelvines. La cantidad de energía que requieren distintos cuerpos para que su temperatura aumente 1 K no es la misma. Así, el calor específico del agua es de 4190 J/(kg·K), y el del cobre, de 380 J/(kg·K).

El calor específico no sólo depende de las propiedades de la sustancia, sino también del proceso en que se efectúa la transmisión de calor. Si un gas se calienta a presión constante, el mismo se expande y realiza trabajo. Para calentar 1°C el gas a presión constante habrá que comunicarle más cantidad de calor que si se calentara a volumen constante.

Los líquidos y los sólidos se dilatan muy poco al calentarlos y sus calores específicos a volumen y a presión constantes se diferencian poco.

CALOR DE VAPORIZACIÓN. Para transformar un líquido en vapor hay que comunicarle cierta cantidad de calor. Durante esta transformación la temperatura del líquido no varía. La transformación de un líquido en vapor a temperatura constante no produce el aumento de la energía cinética de las moléculas, pero sí el aumento de su energía potencial. Porque la distancia media entre las moléculas del gas es mucho mayor que la que hay entre las moléculas del líquido. Además, el aumento de volumen al pasar la sustancia del estado líquido al gaseoso requiere la realización de trabajo contra las fuerzas de la presión exterior.

La cantidad de calor necesaria para transformar a temperatura constante 1 kg de líquido en vapor se llama calor de vaporización. Esta magnitud se designa con la letra r y se expresa en julios por kilogramo.

El calor de vaporización del agua es muy grande: de $2,256 \cdot 10^6$ J/kg a 100°C de temperatura. El de otros líquidos (alcohol, éter, mercurio, queroseno y otros) es de 3 a 10 veces menor.

Para transformar en vapor un líquido de masa m , la cantidad de calor necesaria es:

$$Q_v = rm. \quad (4.6)$$

Al condensarse el vapor se desprende esta misma cantidad de calor:

$$Q_c = -rm. \quad (4.7)$$

CALOR DE FUSIÓN. Cuando un cuerpo cristalino se funde, todo el calor que se le comunica va a incrementar la energía potencial de sus moléculas. La energía cinética de éstas no varía, ya que la fusión se desarrolla a temperatura constante.

La cantidad de calor λ ¹⁾ necesaria para transformar 1 kg de sustancia cristalina, a la temperatura de fusión, en líquido, a la misma temperatura, se llama calor de fusión.

Durante la cristalización de 1 kg de la sustancia se desprende exactamente la misma cantidad de calor. El calor de fusión del hielo es bastante grande: de $3,4 \cdot 10^5$ J/kg.

Para fundir un cuerpo cristalino de masa m , la cantidad de calor que se necesita es:

$$Q_f = \lambda m. \quad (4.8)$$

La cantidad de calor que se desprende durante la cristalización del cuerpo es:

$$Q_{cr} = -\lambda m. \quad (4.9)$$

¿ ?

1. ¿A qué se llama cantidad de calor?
2. ¿De qué depende el calor específico de las sustancias?
3. ¿A qué se da el nombre de calor de vaporización?
4. ¿A qué se llama calor de fusión?
5. ¿En qué casos la cantidad de calor transmitida es negativa?

4.4. Primera ley (principio) de la termodinámica

LEY DE CONSERVACIÓN DE LA ENERGÍA. A mediados del siglo XIX numerosos experimentos hechos por científicos demostraron que la energía mecánica no desaparece nunca sin dejar rastro. Bajan unas pesas que hacen girar unas palas en un recipiente con mercurio, y la temperatura de éste se eleva un número de grados rigurosamente determinado. Cae un martillo sobre un trozo de plomo y este último se calienta también de un modo perfectamente determinado.

Sobre la base de un gran número de observaciones semejantes a éstas y de la generalización de los hechos experimentales fue enunciada la LEY (PRINCIPIO) DE LA CONSERVACIÓN DE LA ENERGÍA:

En la naturaleza la energía no se crea ni se destruye: la cantidad de energía es invariable, sólo se transforma de una forma a otra.

La ley de conservación de la energía rige todos los fenómenos de la naturaleza y los armoniza. Esta ley se cumple con absoluta exactitud: no se conoce ni un solo caso en que no se cumpla.

¹⁾ λ es una letra griega que se lee "lambda".

La ley (principio) de la conservación de la energía fue descubierta a mediados del siglo XIX por el científico alemán, licenciado en medicina, J.R. Mayer (1814-1878), el científico inglés J. Joule (1818-1889) y el científico alemán, que dio su enunciado más completo, G. Helmholtz (1821-1894).

PRIMERA LEY (PRINCIPIO) DE LA TERMODINÁMICA. *La ley de la conservación y transformación de la energía, extendida a los fenómenos térmicos, recibe el nombre de primera ley de la termodinámica.*

La termodinámica estudia cuerpos cuyo centro de gravedad ocupa una posición prácticamente invariable. La energía mecánica de estos cuerpos permanece constante, sólo puede variar su energía interna.

Hasta ahora hemos considerado procesos en los cuales la energía interna del sistema cambiaba a expensas de realizar trabajo o a costa del intercambio de calor con los cuerpos circundantes. En el caso general, al pasar el sistema de un estado a otro, la energía interna variará al mismo tiempo tanto a expensas de realizar trabajo como a costa de la transmisión de calor. La primera ley de la termodinámica se enuncia precisamente para esos casos generales:

La variación de la energía interna de un sistema al pasar éste de un estado a otro es igual a la suma de los trabajos de las fuerzas exteriores y de la cantidad de calor que se transmite al sistema:

$$\Delta U = A + Q. \quad (4.10)$$

La primera ley de la termodinámica (4.10) relaciona la variación de la energía interna con la variación de los parámetros macroscópicos V y T , puesto que mediante estos parámetros se expresan el trabajo y la cantidad de calor.

En el caso particular de un sistema aislado, sobre él no se realiza trabajo ($A = 0$) y él no intercambia calor con los cuerpos que lo rodean ($Q = 0$). De acuerdo con la primera ley de la termodinámica, en este caso $\Delta U = U_2 - U_1 = 0$, o $U_1 = U_2$. *La energía interna de un sistema aislado permanece invariable* (es decir, se conserva).

Es frecuente considerar, en vez del trabajo A de los cuerpos exteriores sobre el sistema, el trabajo A' que el sistema realiza sobre los cuerpos externos. Teniendo en cuenta que $A' = -A$ (véase § 4.2), la primera ley de la termodinámica (4.10) se puede escribir así:

$$Q = \Delta U + A'. \quad (4.11)$$

La cantidad de calor transmitida al sistema se gasta en variar su energía interna y en el trabajo que el sistema realiza sobre los cuerpos exteriores.

IMPOSIBILIDAD DE CREAR EL MÓVIL PERPETUO. De la primera ley de la termodinámica se infiere que es imposible crear un móvil perpetuo, es decir, una máquina capaz de realizar una cantidad ilimitada de trabajo sin consumir combustible u otras materias cualesquiera. Si al sistema no se le suministra calor ($Q = 0$), el trabajo A' , de acuerdo con (4.11), sólo se puede realizar a expensas de la disminución de la energía interna: $A' = -\Delta U$. En cuanto se gaste la reserva de energía, el móvil dejará de funcionar.

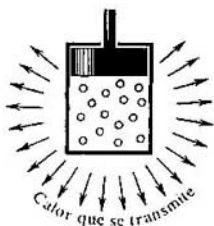


Fig. 44

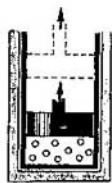


Fig. 45

EL TRABAJO Y LA CANTIDAD DE CALOR, CARACTERÍSTICAS DEL PROCESO DE VARIACIÓN DE LA ENERGÍA. En un estado dado todo sistema tiene siempre una energía interna determinada. Pero *no se puede decir que contiene una determinada cantidad de calor o de trabajo*. Tanto el trabajo como la cantidad de calor son magnitudes que caracterizan la variación de la energía de un sistema como resultado de tal o cual proceso.

La energía interna del sistema puede variar igualmente tanto a expensas de que el sistema realice trabajo, como a costa de la transmisión a los cuerpos que lo rodean de cierta cantidad de calor. La energía de un gas calentado en un cilindro puede disminuir, enfriándose, sin realizar trabajo (fig. 44). Pero dicho gas puede perder una cantidad exactamente igual de energía, haciendo que el émbolo se desplace, sin ceder calor a los cuerpos circundantes. Para eso las paredes del cilindro y del émbolo deben ser impenetrables al calor (fig. 45).

En adelante a lo largo de todo el curso de física, vamos a conocer otras formas de la energía y los procedimientos de su transformación y transmisión.

4.5. Aplicación de la primera ley de la termodinámica a los distintos procesos

Con ayuda de la primera ley de la termodinámica se pueden sacar importantes conclusiones acerca del carácter de los procesos que se desarrollan. Vamos a considerar diversos procesos en los cuales una de las magnitudes físicas permanece invariable (transformaciones "iso"). Supongamos que el sistema es un gas perfecto. Éste es el caso más simple.

PROCESO (TRANSFORMACIÓN) ISÓCORO. En el proceso isócoro el volumen no varía y, por lo tanto, el trabajo del gas es nulo. La variación de la energía según la ecuación (4.11) es igual a la cantidad de calor transmitida:

$$\Delta U = Q. \quad (4.12)$$

Si el gas se calienta, $Q > 0$, $\Delta U > 0$ y su energía interna aumenta. Cuando

el gas se enfría, $Q < 0$, $\Delta U = U_2 - U_1 < 0$, es decir, la variación de la energía interna es negativa y dicha energía disminuye.

PROCESO (TRANSFORMACIÓN) ISOTÉRMICO. En el proceso isotérmico ($T = \text{const}$) la energía interna del gas perfecto (4.1) no varía. De acuerdo con la fórmula (4.11) toda la cantidad de calor transmitida al sistema se gasta en realizar trabajo:

$$Q = A'. \quad (4.13)$$

Si el gas recibe calor ($Q > 0$), realiza trabajo positivo $A' > 0$. Si, por el contrario, el gas cede calor al medio que lo rodea (termostato), será $Q < 0$ y $A' < 0$. En este último caso el trabajo que las fuerzas exteriores realizan sobre el gas es positivo.

PROCESO (TRANSFORMACIÓN) ISOBÁRICO. En el proceso isobárico, según la fórmula (4.11), la cantidad de calor que se comunica al sistema sirve para variar su energía interna y para realizar trabajo a presión constante.

Si el gas se calienta ($Q > 0$), se expande y realiza trabajo positivo ($A' > 0$). Al mismo tiempo aumenta su energía interna ($\Delta U > 0$).

Si se enfría ($Q < 0$), el gas se comprime, las fuerzas exteriores realizan sobre él trabajo positivo ($A > 0$) y su energía interna disminuye ($\Delta U < 0$).

PROCESO (TRANSFORMACIÓN) ADIABÁTICO. Los procesos "iso" que acabamos de considerar se dieron a conocer en el capítulo tercero antes de estudiar la primera ley de la termodinámica. Ahora vamos a referirnos a un proceso que se desarrolla en un sistema que no intercambia calor con los cuerpos que lo rodean. *El proceso que se realiza en un sistema térmicamente aislado se llama adiabático.*

En el proceso adiabático $Q = 0$ y, según (4.10), la variación de la energía interna se produce únicamente a expensas de la realización de trabajo:

$$\Delta U = A. \quad (4.14)$$

Es natural que no se pueda rodear el sistema con una envoltura que impida totalmente la transmisión de calor. Pero en una serie de casos se puede considerar que los procesos reales se aproximan mucho a los adiabáticos. Para esto es necesario que transcurran con suficiente rapidez, de manera que durante el proceso no se produzca un intercambio de calor apreciable entre el sistema y los cuerpos que lo rodean.

De acuerdo con la ecuación (4.14), si sobre el sistema se realiza trabajo positivo, por ejemplo, si se comprime el gas, su energía interna aumenta. Esto significa que la temperatura del gas aumenta. Al contrario, si se expande, el mismo gas realiza trabajo positivo ($A' > 0$) y su energía interna disminuye, es decir, el gas se enfría.

Que el gas se calienta al comprimirlo con rapidez se puede demostrar valiéndose de un cilindro transparente provisto de un émbolo bien ajustado (fig. 46). Si en el fondo del cilindro se pone un trocito de algodón mojado en éter y el émbolo se hace bajar rápidamente, el vapor de éter se inflama.

El calentamiento del aire al ser comprimido rápidamente se aprovecha en los motores Diesel. Estos motores no tienen el sistema de encendido de la mezcla combustible que necesitan los motores de combustión interna de

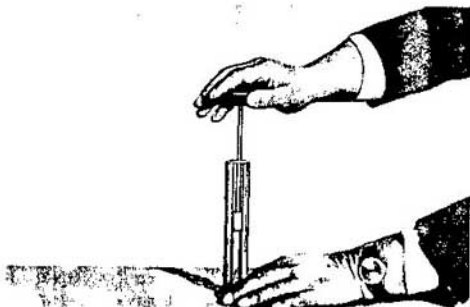


Fig. 46

gasolina ordinarios. El cilindro no aspira mezcla combustible, sino aire atmosférico. Al final del tiempo de compresión se inyecta en el cilindro, por medio de un inyector especial, combustible líquido (fig. 47). En este instante la temperatura del aire es tan elevada que el combustible se inflama.

En los compresores de aire potentes la temperatura de éste aumenta tanto que hay que recurrir a un sistema especial de refrigeración de los cilindros. El enfriamiento adiabático de los gases al expandirse se emplea en las máquinas de licuefacción de gases.

El enfriamiento del gas al expandirse adiabáticamente se produce en escalas grandiosas en la atmósfera de la Tierra. El aire caliente se eleva y expande, porque la presión atmosférica disminuye a medida que aumenta la altura. Esta expansión va acompañada de un enfriamiento considerable. Como resultado de él se condensa el vapor de agua y se forman las nubes.

INTERCAMBIO DE CALOR EN UN SISTEMA CERRADO.

Consideremos el intercambio calorífico dentro de un sistema formado por varios cuerpos, que tengan al principio distintas temperaturas, por ejemplo, el intercambio de calor entre el agua que hay en un recipiente y una bolita de hierro caliente que se sumerja en aquélla. Supongamos que el sistema está suficientemente aislado de los cuerpos circundantes y que su energía interna no varía (porque el sistema es cerrado). Dentro del sistema no se realiza trabajo alguno. Entonces, de acuerdo con la primera ley de la termodinámica

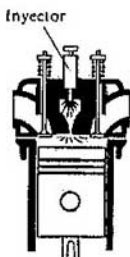
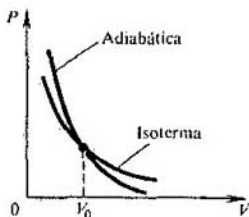


Fig. 47

Fig. 48



(4.10), la variación de la energía de un cuerpo cualquiera del sistema será igual a la cantidad de calor cedida o adquirida por este cuerpo antes de que se establezca el equilibrio térmico dentro del sistema, $\Delta U_i = Q_i$. Sumando las expresiones semejantes a ésta para todos los cuerpos del sistema y teniendo en cuenta que la energía interna total no varía ($\Delta U_1 + \Delta U_2 + \Delta U_3 + \dots = 0$), se obtiene la ecuación siguiente:

$$Q_1 + Q_2 + Q_3 + \dots = 0. \quad (4.15)$$

Esta ecuación se conoce con el nombre de ECUACIÓN DEL BALANCE TÉRMICO. En ella Q_1, Q_2, Q_3, \dots son las cantidades de calor adquiridas o cedidas por los cuerpos. Estas cantidades de calor se expresan por la fórmula (4.5) o las fórmulas (4.6), (4.7), (4.8) y (4.9), si durante el proceso de intercambio de calor se producen transformaciones de la sustancia del estado líquido al gaseoso o al sólido (o, al contrario, si se forma líquido).

La ecuación del balance térmico fue descubierta primero experimentalmente observando el intercambio de calor entre los cuerpos en un calorímetro, aparato que aísla en grado máximo los cuerpos de la acción del medio circundante. La estructura del calorímetro se estudió en "Física 1" (Ed. MIR).

¿ ?

1. ¿Cómo se enuncia la primera ley de la termodinámica?
2. ¿En qué casos es negativa la variación de la energía interna?
3. ¿En qué caso será mayor el trabajo: en caso de expansión isotérmica desde el volumen V_1 hasta el V_2 o si la expansión es isobárica desde el volumen V_1 hasta el V_2 ?
4. ¿Por qué no se puede decir que un sistema posee determinada reserva de cantidad de calor o de trabajo?
5. ¿Qué proceso (transformación) se llama adiabático?
6. En la figura 48 viene representada la dependencia entre la presión y el volumen en los procesos adiabático e isotérmico. ¿Por qué la adiabática es más pendiente que la isotérmica?
7. Escriba la ecuación del balance térmico.

4.6. Irreversibilidad de los procesos en la naturaleza

La ley de la conservación de la energía afirma que la cantidad de energía en cualesquiera de sus transformaciones permanece invariable. Pero nada dice acerca de qué transformaciones de la

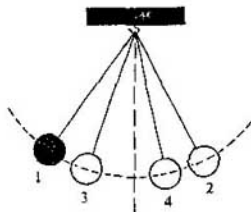


Fig. 49

frio al caliente, no contradice la ley de la conservación de la energía, pero no se observa nunca.

Otro ejemplo. Las oscilaciones de un péndulo sacado de su posición de equilibrio se amortiguan (fig. 49; 1, 2, 3, 4 son las posiciones del péndulo correspondientes a sucesivas elongaciones). El trabajo de las fuerzas de rozamiento hace que la energía mecánica disminuya y la temperatura del péndulo y del aire que lo rodea (y por lo tanto, su energía interna) se eleve ligeramente. Desde el punto de vista energético es permisible el proceso inverso, en el cual la amplitud de las oscilaciones del péndulo aumenta a expensas del enfriamiento del mismo péndulo y del medio que lo rodea. Pero este proceso tampoco se ha observado nunca. La energía mecánica se transforma espontáneamente en interna, pero lo contrario no ocurre. Con esto el movimiento ordenado del cuerpo en conjunto se transforma en movimiento térmico desordenado de las moléculas que lo componen.

CONCLUSIÓN GENERAL SOBRE LA IRREVERSIBILIDAD DE LOS PROCESOS EN LA NATURALEZA. El paso del calor del cuerpo caliente al frío y la transformación de la energía mecánica en interna son los ejemplos más típicos de procesos irreversibles. El número de ejemplos semejantes puede aumentar ilimitadamente en la práctica. Todos ellos nos dicen que, en la naturaleza, los procesos tienen una tendencia determinada, no prevista por la primera ley de la termodinámica. *Todos los procesos macroscópicos se desarrollan en la naturaleza en un sentido determinado. En sentido inverso no pueden efectuarse espontáneamente.* En la naturaleza todos los procesos son irreversibles, y los más trágicos de ellos son el envejecimiento y la muerte de los organismos.

ENUNCIADO EXACTO DEL CONCEPTO DE PROCESO IRREVERSIBLE. Para comprender correctamente la esencia de los procesos irreversibles es necesario hacer la siguiente precisión. Se llama irreversible todo proceso cuyo inverso sólo puede transcurrir como uno de los eslabones de otro proceso más complejo. Así, la amplitud de las oscilaciones del péndulo puede volver a aumentar si se le empuja con la mano. Pero este aumento no se produce espontáneamente, sino que es posible como resultado de un proceso más complejo, que incluye el movimiento de la mano.

En principio se puede conseguir que el calor del cuerpo frío pase al caliente. Pero para esto se necesita una instalación frigorífica que consuma energía.

energía son posibles. Entretanto, muchos procesos totalmente permisibles desde el punto de vista de la ley de la conservación de la energía no se desarrollan nunca en la realidad.

EJEMPLOS DE PROCESOS IRREVERSIBLES. Los cuerpos calientes se enfrían poco a poco transmitiendo su energía a cuerpos más fríos que los rodean. El proceso inverso, de transmisión de calor del cuerpo

EL CINE "AL REVÉS". De ilustración clara de la irreversibilidad de los fenómenos en la naturaleza puede servir la proyección de un filme en sentido contrario. Por ejemplo, un salto al agua se verá en este caso del modo siguiente. El agua tranquila de la piscina comienza a agitarse, salen unos pies que suben precipitadamente y después aparece todo el cuerpo del nadador. La superficie del agua pronto se tranquiliza. La velocidad de subida del nadador va disminuyendo y, por fin, vemos a éste tranquilamente de pie en la torre de saltos. Esto que vemos en la pantalla podría suceder en realidad si los procesos pudieran invertirse. Lo "absurdo" de lo acontecido se infiere de que estamos acostumbrados a que los procesos se desarrollan en un sentido determinado y no dudamos de que su transcurso inverso es imposible. Sin embargo, un proceso como el de la "ascensión" del nadador a la torre de saltos desde el agua no contradice la ley de la conservación de la energía ni las leyes de la mecánica, ni alguna otra, excepto LA SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA.

SEGUNDA LEY (PRINCIPIO) DE LA TERMODINÁMICA. La segunda ley de la termodinámica indica el sentido de las transformaciones energéticas posibles y con ello expresa la irreversibilidad de los procesos en la naturaleza. Esta ley fue establecida por generalización directa de los hechos experimentales.

Existen varios enunciados de la segunda ley que, a pesar de su diferencia aparente, expresan en esencia lo mismo y, por consiguiente, son equivalentes.

El científico alemán R. Clausius enunció esta ley así: es imposible hacer pasar el calor de un sistema más frío a otro más caliente en ausencia de otras variaciones simultáneas en ambos sistemas o en los cuerpos que los rodean.

Aquí se constata el hecho experimental de la tendencia determinada de la transmisión del calor: el calor pasa siempre espontáneamente de los cuerpos calientes a los fríos. Verdad es que en las instalaciones frigoríficas se realiza la transmisión de calor del cuerpo frío al más caliente, pero esta transformación va ligada a "otras variaciones en los cuerpos que los rodean": el enfriamiento se consigue a expensas de trabajo.

La importancia de esta ley consiste en que de ella se puede sacar la conclusión de que no sólo es irreversible el proceso de transmisión del calor, sino también otros procesos de la naturaleza. Si el calor pudiera en algunos casos pasar espontáneamente de los cuerpos fríos a los calientes, esto permitiría hacer reversibles otros procesos. En particular daría la posibilidad de crear motores que transformaran totalmente la energía interna en mecánica.

4.7. Principios en que se basa la acción de los motores térmicos

Las reservas de energía interna de la corteza terrestre y de los océanos se pueden considerar prácticamente ilimitadas. Pero no basta con tener reservas de energía. Es necesario saber cómo, a expensas de la energía, se pueden hacer funcionar las máquinas herramientas en las fábricas, los medios de transporte, los tractores y otras máquinas agrícolas,

los rotores de los generadores de corriente eléctrica, etc. La humanidad necesita motores, es decir, MÁQUINAS CAPACES DE REALIZAR TRABAJO.

La irreversibilidad de los procesos en la naturaleza impone ciertos límites a la posibilidad de utilizar la energía interna para realizar trabajo en los motores térmicos.

PAPEL DE LOS MOTORES TÉRMICOS EN EL DESARROLLO DE LA TERMOENERGÉTICA Y EL TRANSPORTE. Una gran parte de los motores que hay en la Tierra son térmicos, es decir, MÁQUINAS QUE TRANSFORMAN LA ENERGÍA INTERNA DE UN COMBUSTIBLE EN ENERGÍA MECÁNICA.

Tiene la mayor importancia el empleo de los motores térmicos (poderosas turbinas de vapor fundamentalmente) en las centrales eléctricas térmicas, en las cuales aquéllos accionan los rotores de los generadores de corriente eléctrica. Más del 80% de toda la energía eléctrica de la URSS se produce en centrales térmicas.

Los motores térmicos (turbinas de vapor) se instalan también en todas las centrales eléctricas atómicas. En estas centrales, para obtener el vapor a alta temperatura, se utiliza la energía de los núcleos atómicos.

En todos los tipos fundamentales de transporte moderno se emplean principalmente los motores térmicos. En el transporte automóvil se utilizan motores de combustión interna de émbolo, con formación exterior de la mezcla combustible (motores de carburador) y con formación de dicha mezcla directamente en los cilindros (motores Diesel). Estos mismos motores se montan en los tractores, insustituibles en la agricultura.

En el transporte ferroviario, hasta mediados del siglo XX, el motor fundamental fue la máquina de vapor. Ahora se utilizan principalmente locomotoras Diesel y eléctricas. Pero las locomotoras eléctricas, en última instancia, también reciben la energía principalmente de los motores térmicos de las centrales eléctricas.

En el transporte fluvial y marítimo se emplean tanto motores de combustión interna como potentes turbinas de vapor, en los grandes buques.

En la aviación, los aviones ligeros llevan motores de émbolo y las grandes aeronaves de línea, turboreactores y reactores, que también son motores térmicos. Los motores de reacción se utilizan también en los cohetes cósmicos.

Sin los motores térmicos es inconcebible la civilización moderna. A falta de ellos nos veríamos privados de la abundancia de energía eléctrica barata y de todos los tipos de transporte rápido.

CONDICIÓN FUNDAMENTAL PARA EL FUNCIONAMIENTO DE LOS MOTORES TÉRMICOS. En todos los motores térmicos, al arder el combustible, eleva la temperatura de la sustancia de trabajo (agente de transformación) centenares o millares de grados en comparación con el medio circundante. Al mismo tiempo se eleva la presión de dicha sustancia, en comparación también con la del medio que la rodea, es decir, con la atmósfera, y el agente de transformación realiza trabajo a expensas de su energía interna. En todos los motores térmicos el agente de transformación es un gas.

Ningún motor térmico puede funcionar si la temperatura de su agente de

transformación es la misma que la del medio que lo rodea. En estado de equilibrio térmico no se produce ningún proceso macroscópico; en particular no se puede realizar trabajo.

El motor térmico realiza trabajo a cuenta de la energía interna en el proceso de paso del calor de los cuerpos más calientes a los más fríos. En este caso el trabajo realizado es siempre menor que la cantidad de calor que recibe el motor del cuerpo caliente (foco caliente). Parte del calor es absorbida por el cuerpo más frío (foco frío).

PAPEL DEL FOCO FRÍO. Aclaremos por qué durante el funcionamiento de un motor térmico es inevitable la transmisión de una parte del calor al foco frío.

Durante la expansión adiabática del gas en el cilindro (fig. 45) el trabajo se realiza a expensas de la disminución de la energía interna sin transmisión de calor al foco frío. Según la fórmula (4.14), $A' = -A = -\Delta U$. Durante el proceso isotérmico todo el calor transmitido al gas resulta ser igual al trabajo: $Q = A'$.

Pero tanto en el primer proceso, como en el segundo, el trabajo se realiza al expandirse el gas una sola vez hasta una presión igual a la exterior (por ejemplo, a la presión atmosférica). El motor, sin embargo, debe funcionar durante mucho tiempo. Esto sólo es posible en el caso en que todas las partes del motor (el émbolo, las válvulas, etc.) efectúen movimientos que se repitan al cabo de determinados intervalos de tiempo. El motor debe periódicamente, cada vez que cumple un ciclo de trabajo, retornar a su estado inicial; o en el motor debe desarrollarse un proceso invariable con el tiempo (estacionario) (por ejemplo, la rotación continua de la turbina).

Para hacer que el gas que hay en el cilindro vuelva a su estado inicial hay que comprimirlo. Para comprimir el gas hay que realizar trabajo sobre él. El trabajo de compresión será menor que el que realiza el mismo gas al expandirse, si la compresión se hace a temperatura más baja y, por lo tanto, a menor presión que cuando el gas se expande. Para esto es necesario, antes de la compresión o durante ésta, enfriar el gas, cediendo cierta cantidad de calor al foco frío.

En los motores que se emplean en la práctica el gas que ha realizado el trabajo (gas o vapor de escape) no se enfría antes de volverlo a comprimir, sino que se expulsa del motor y el ciclo de trabajo siguiente comienza con una nueva porción de gas. El gas de escape tiene una temperatura más alta que los cuerpos circundantes y les transmite cierta cantidad de calor.

Para hacer girar una turbina de vapor, sobre sus paletas se dirige sin interrupción vapor caliente a gran presión, el cual, una vez realizado el trabajo, se enfría y sale de la turbina. Al enfriarse y condensarse, este vapor cede calor a los cuerpos que lo rodean.

En una turbina o máquina de vapor el foco caliente (o de calor) es una caldera de vapor, y el foco frío, la atmósfera o unos aparatos especiales para enfriar y condensar el vapor de escape, llamados **CONDENSADORES**. En los motores de combustión interna la elevación de la temperatura se produce al arder el combustible dentro del motor, y el "foco caliente" son los mismos productos caldeados de la combustión del carburante. De foco frío sirve la atmósfera, a la cual son lanzados los gases de desecho.

El esquema teórico de un motor térmico se representa en la 1ª lámina en color. La sustancia de trabajo (agente de transformación) del motor recibe la cantidad de calor Q_1 del foco caliente, realiza el trabajo A' y cede al foco frío la cantidad de calor $Q_2 < Q_1$.

OTRO ENUNCIADO DEL SEGUNDO PRINCIPIO DE LA TERMODINÁMICA. La imposibilidad de transformar totalmente la energía interna en trabajo, en los motores térmicos que periódicamente retornan al estado inicial, está condicionada por la irreversibilidad de los procesos en la naturaleza y sirve de base a otro enunciado de la segunda ley de la termodinámica.

Este enunciado se debe al científico inglés W. KELVIN: es imposible realizar un proceso periódico cuyo único resultado sea obtener trabajo a expensas del calor tomado a un solo foco.

Los dos enunciados de la segunda ley de la termodinámica se condicionan entre sí. Si el calor pudiera espontáneamente pasar del foco frío al foco caliente, la energía interna se podría transformar totalmente en trabajo por medio de cualquier motor térmico.

4.8. Rendimiento de un motor térmico. Los motores térmicos y la protección de la naturaleza

RENDIMIENTO DE UN MOTOR TÉRMICO. De acuerdo con la ley de conservación de la energía, el trabajo realizado por un motor es:

$$A' = |Q_1| - |Q_2|, \quad (4.16)$$

donde Q_1 es el calor recibido del foco caliente, y Q_2 , el calor cedido al foco frío.

Se llama rendimiento de un motor térmico la razón del trabajo A' realizado por el motor a la cantidad de calor Q_1 recibida del foco caliente:

$$\eta = \frac{A'}{|Q_1|} = \frac{|Q_1| - |Q_2|}{|Q_1|} = 1 - \frac{|Q_2|}{|Q_1|}. \quad (4.17)$$

Como todos los motores ceden cierta cantidad de calor Q_2 al foco frío, en todos los casos $\eta < 1$.

VALOR MÁXIMO DEL RENDIMIENTO DE LOS MOTORES TÉRMICOS. El ingeniero y científico francés N. L. Sadi Carnot (1796-1832) en su obra "*Réflexions sur la puissance motrice du feu*" (1824) se propuso: establecer en qué condiciones el funcionamiento de un motor térmico será más eficaz, es decir, en qué condiciones el rendimiento térmico del motor será máximo.

Carnot concibió una máquina térmica ideal, cuyo agente de transformación era un gas perfecto, y calculó el rendimiento de esta máquina funcionando con un foco caliente de temperatura T_1 y un foco frío de

temperatura T_2 :

$$\eta_{\text{máx}} = \frac{T_1 - T_2}{T_1} \quad (4.18)$$

La importancia principal de esta fórmula consiste en que, como demostró Carnot apoyándose en la segunda ley de la termodinámica, toda máquina térmica real, que funcione con un foco de calor cuya temperatura sea T_1 y un foco frío de temperatura T_2 , no puede tener un rendimiento mayor que el de la máquina térmica ideal.

La fórmula (4.18) da el límite teórico para el valor máximo del rendimiento de los motores térmicos. Esta fórmula indica que un motor térmico es tanto más eficaz cuanto más elevada es la temperatura del foco de calor y más baja la temperatura del foco frío. Sólo a una temperatura del foco frío igual a la del cero absoluto $\eta = 1$.

Pero la temperatura del foco frío no puede ser prácticamente muy inferior a la del aire circundante. Se puede elevar la temperatura del foco caliente. Sin embargo, todo material (sólido) posee una estabilidad térmica, o resistencia a temperaturas altas, limitada. Al calentarse va perdiendo sus propiedades elásticas y a una temperatura suficientemente elevada se funde.

En la actualidad los esfuerzos fundamentales de los ingenieros tienden a elevar el rendimiento de los motores a costa de disminuir el rozamiento entre sus partes, las pérdidas de combustible a causa de su combustión incompleta, etc. Las posibilidades reales de elevar el rendimiento son aquí grandes todavía. Así, para una turbina de vapor las temperaturas inicial y final de éste son, aproximadamente, $T_1 = 800 \text{ K}$ y $T_2 = 300 \text{ K}$. Con estas temperaturas el valor máximo del rendimiento es:

$$\eta_{\text{máx}} = \frac{T_1 - T_2}{T_1} \approx 0,62; \quad \eta_{\text{máx}} \approx 62\%$$

Pero el rendimiento real de la turbina, a causa de las pérdidas energéticas de diverso tipo, es: $\eta \approx 40\%$.

La elevación del rendimiento de los motores térmicos, o sea, su aproximación al máximo posible es un problema técnico importantísimo.

LOS MOTORES TÉRMICOS Y LA PROTECCIÓN DE LA NATURALEZA. El empleo generalizado de los motores térmicos con el fin de obtener energía más fácil de utilizar, en comparación con todos los demás tipos de procesos de producción, va ligado a su acción sobre el medio ambiente.

De acuerdo con la segunda ley de la termodinámica, la producción de energía eléctrica y mecánica no es posible en principio sin ceder al medio ambiente una cantidad considerable de calor. Esto no puede dejar de influir en el aumento paulatino de la temperatura media de la Tierra. Ahora la potencia que se consume es de cerca de 10^{10} kW . Cuando esta potencia llegue a $3 \cdot 10^{12} \text{ kW}$, la temperatura media se elevará de un modo apreciable (aproximadamente en un grado). Si la temperatura sigue aumentando, puede surgir el peligro de que empiecen a fundirse los hilos de los glaciares y se produzca una elevación catastrófica del nivel del océano universal.

Y no sólo a esto se reducen las consecuencias negativas del empleo de los motores térmicos. Los hogares de las centrales eléctricas térmicas, los motores de combustión interna de los automóviles, etc., lanzan continuamente a la atmósfera sustancias perniciosas para las plantas, los animales y el hombre: compuestos sulfurados (producto de combustión de la hulla), óxidos nítricos, hidrocarburos, óxido de carbono (CO) y otros. Un peligro especial lo constituyen, en este sentido, los automóviles, cuyo número crece de un modo amenazador y cuyos gases de escape son difíciles de purificar. En las centrales eléctricas atómicas se plantea el problema del enterramiento de los peligrosos desechos radiactivos.

Además, el empleo de turbinas de vapor en las centrales eléctricas exige grandes extensiones de terreno para los estanques de refrigeración del vapor de escape. Con el aumento de la potencia de las centrales eléctricas crece bruscamente el consumo de agua. En 1980 se emplearon en la URSS para este fin cerca de 200 km³ de agua, es decir, aproximadamente, un 35% del suministro total de agua a todas las ramas de la industria.

Esto plantea ante la sociedad una serie de problemas serios. Junto al tan importante problema de la elevación del rendimiento de los motores térmicos es necesario tomar una serie de medidas de protección del medio ambiente. Hay que elevar la eficacia de los dispositivos que impiden el lanzamiento de sustancias nocivas a la atmósfera y conseguir una combustión más completa del carburante en los motores de automóvil. Hoy ya no se consiente la explotación de automóviles cuyos gases de escape contengan más CO que el permisible. Se estudia la posibilidad de crear "electromóviles" capaces de competir con los automóviles ordinarios y la de utilizar combustibles que no produzcan gases de escape con sustancias perniciosas, por ejemplo, mezclas de hidrógeno y oxígeno.

Para economizar terreno y reservas de agua es conveniente construir conjuntos de centrales eléctricas, en primer lugar atómicas, con ciclo cerrado de suministro de agua.

Otra tendencia de los esfuerzos que se hacen es la de aumentar la eficacia con que se aprovecha la energía, es decir, la lucha por economizarla.

La solución de los problemas enumerados tiene capital importancia para la humanidad. Estos problemas pueden resolverse con mayor éxito en una sociedad con el desarrollo de su economía planificada a escala nacional. No obstante, la protección del medio ambiente exige esfuerzos a escala mundial.

¿?

1. ¿Qué procesos se llaman irreversibles?
2. Cite los procesos irreversibles más típicos.
3. Aduzca ejemplos de procesos irreversibles que no se den en el texto.
4. Enuncie la segunda ley (principio) de la termodinámica.
5. ¿Si los ríos corrieran hacia atrás, sería esto una infracción de la ley de la conservación de la energía?
6. ¿Qué máquina recibe el nombre de motor térmico?
7. ¿Qué función desempeñan en un motor térmico el foco caliente, el foco frío y la sustancia de trabajo (o agente de transformación)?
8. ¿Por qué en los motores térmicos no se puede utilizar como fuente de energía la energía interna del océano?
9. ¿Qué se llama rendimiento de un motor térmico?

Ejemplos de resolución de problemas

En los problemas sobre el material de este capítulo se utiliza la primera ley de la termodinámica en la forma $\Delta U = A + Q$

o $Q = \Delta U + A'$.

Para resolver los problemas hay que saber calcular el trabajo, aplicando la fórmula (4.4), y la cantidad de calor, por las fórmulas (4.5), (4.6), (4.7), (4.8) y (4.9). Debe tenerse en cuenta que las magnitudes A , Q y ΔU pueden ser tanto positivas como negativas.

Para resolver muchos problemas hay que conocer la expresión de la energía interna del gas perfecto monoatómico (4.1). Es frecuente tener que aplicar la ecuación de estado del gas perfecto (3.4) para expresar unos parámetros macroscópicos por medio de otros.

En gran parte de los problemas se utiliza no la forma general de la primera ley de la termodinámica, sino sus distintas formulaciones particulares, aplicables a determinados procesos. Los problemas de intercambio calorífico en un sistema aislado se resuelven mediante la ecuación del balance térmico (4.15).

Si se resuelven problemas utilizando las gráficas, hay que recordar la interpretación geométrica del trabajo (§ 4.2).

Lo mismo que cuando se trataba de resolver los problemas sobre las leyes de los gases, en los problemas sobre el material de este capítulo es necesario determinar claramente el estado inicial del sistema y los parámetros que lo caracterizan, y asimismo su estado final.

Debe tenerse presente la fórmula (4.18) del valor máximo del rendimiento de los motores térmicos.

1. Un aeróstato cuyo volumen $V = 500 \text{ m}^3$ está lleno de helio a la presión $p = 10^5 \text{ Pa}$. A causa de su calentamiento por el Sol, la temperatura del gas del aeróstato se elevó de $t_1 = 10^\circ\text{C}$ a $t_2 = 25^\circ\text{C}$. ¿Cuánto aumentó la energía interna del gas?

Solución. El helio es un gas monoatómico, por lo que su energía interna se determina por la fórmula (4.1). A la temperatura T_1 esta energía es $U_1 = 3mRT_1/2M$, y a la temperatura T_2 , $U_2 = 3mRT_2/2M$.

De acuerdo con la ecuación de Mendeléiev-Clapeyron $pV = mRT_1/M$, es evidente que $mR/M = pV/T_1$. La variación de la energía es

$$\begin{aligned}\Delta U &= U_2 - U_1 = \frac{m}{M} R \frac{3}{2} (T_2 - T_1) = \\ &= \frac{3}{2} pV \left(\frac{T_2}{T_1} - 1 \right); \quad \Delta U \approx 4 \cdot 10^6 \text{ J}.\end{aligned}$$

2. En un cilindro, bajo un émbolo pesado, se encuentra una masa $m = 0,2 \text{ kg}$ de anhídrido carbónico ($M = 0,44 \text{ kg/mol}$). El gas se calienta, siendo $\Delta T = 88 \text{ K}$. ¿Qué trabajo realiza en estas condiciones?

Solución. El gas se expande a cierta presión constante p creada por la

atmósfera y por el émbolo. En este caso el trabajo que realiza el gas será:

$$A' = p(V_2 - V_1),$$

donde V_1 y V_2 son, respectivamente, el volumen inicial y el final del gas. Aplicando la ecuación de estado del gas perfecto $pV = mRT/M$, expresamos los productos pV_2 y pV_1 por medio de mRT_2/M y mRT_1/M . Entonces

$$A' = \frac{m}{M} R(T_2 - T_1); \quad A' \approx 3,32 \text{ J.}$$

3. El gas que hay dentro de un cilindro de sección transversal $S = 200 \text{ cm}^2$ se expande por calentamiento. Durante su expansión recibe la cantidad de calor $Q = 15 \cdot 10^4 \text{ J}$. La presión del gas, $p = 2 \cdot 10^7 \text{ Pa}$, permanece constante. ¿Cuánto varió la energía interna del gas si el desplazamiento del émbolo fue $\Delta h = 30 \text{ cm}$?

Solución. Según la primera ley de la termodinámica en la forma (4.12)

$$Q = \Delta U + A',$$

donde $A' = p\Delta V = pS\Delta h$ es el trabajo realizado por el gas.

De donde

$$\Delta U = Q - pS\Delta h; \quad \Delta U = 30 \text{ kJ.}$$

4. En un calorímetro en que había $m_1 = 0,2 \text{ kg}$ de agua a $t_1 = 20^\circ\text{C}$ de temperatura, se echan $m_2 = 0,3 \text{ kg}$ de agua a la temperatura $t_2 = 80^\circ\text{C}$. Después de esto en el calorímetro se establece la temperatura $t = 50^\circ\text{C}$. ¿Qué capacidad calorífica tiene el calorímetro? (Se llama capacidad calorífica de un cuerpo el producto de su masa por el calor específico: $C = cm$)

Solución. Según la ecuación del balance térmico, la suma de las cantidades de calor que intercambian los cuerpos en el calorímetro es nula. El agua a temperatura t_2 cede la cantidad de calor $cm_2(t - t_2)$, y el agua a temperatura t_1 recibe la cantidad de calor $cm_1(t - t_1)$; el calorímetro recibe la cantidad de calor $C(t - t_1)$, ya que su temperatura inicial era igual a la temperatura t_1 del agua.

Por consiguiente,

$$cm_2(t - t_2) + cm_1(t - t_1) + C(t - t_1) = 0.$$

De donde

$$C = \frac{cm_1(t_1 - t) + cm_2(t_2 - t)}{t - t_1}; \quad C \approx 420 \frac{\text{J}}{\text{K}}.$$

5. En un vapor de escape, cuya temperatura es $t_1 = 100^\circ\text{C}$, las gotitas de agua constituyen el 90% de su masa. Para enfriarlo, este vapor se mezcla con una masa igual de agua fría ($t_2 = 10^\circ\text{C}$). ¿Qué temperatura t tendrá el agua que se forma?

Solución. Designemos por m la masa del agua fría. Entonces la masa del vapor será $0,1 m$, y la masa de las gotitas de agua, $0,9 m$. La cantidad de calor cedida al condensarse el vapor y enfriarse el agua formada es negativa:

$$Q_1 = -0,1 rm + 0,1 cm(t - t_1).$$

La cantidad de calor cedida por las gotitas que se enfrían también es

negativa:

$$Q_2 = 0,9 cm(t - t_1), \text{ pero } t < t_1.$$

El agua fría recibe la cantidad de calor $Q_3 = cm(t - t_2)$. Escribimos la ecuación del balance térmico:

$$Q_1 + Q_2 + Q_3 = 0;$$

$$-0,1rm + 0,1cm(t - t_1) + 0,9cm(t - t_1) + cm(t - t_2) = 0.$$

De donde

$$t = \frac{0,1r + c(t_1 + t_2)}{2c}; \quad t \approx 82^\circ\text{C}.$$

Ejercicio

4

1. ¿Cómo varía la energía interna de un gas perfecto monoatómico si su presión aumenta 3 veces y su volumen disminuye 2 veces?
2. Un gas, que se halla a la presión $p = 10^5 \text{ Pa}$, se expande isobáricamente realizando un trabajo $A = 25 \text{ J}$. ¿Cuánto disminuye el volumen del gas?
3. A un sistema termodinámico se le transmite una cantidad de calor de 200 J . ¿Cómo varía su energía interna si, al mismo tiempo, el sistema realiza un trabajo de 400 J ?
4. La barra de un martillo de picar se mueve a base de aire comprimido. La masa de aire que hay en el cilindro varía durante la carrera del émbolo desde $0,1$ hasta $0,5 \text{ g}$. Considerando constantes la presión del aire en el cilindro y la temperatura (27°C), determinar el trabajo que realiza el gas durante una carrera del émbolo. La masa molar $M = 0,029 \text{ kg/mol}$.
5. En dos mecheros de gas iguales se ponen a calentar dos recipientes herméticamente cerrados, iguales, de 1 l de capacidad cada uno. Uno de ellos está lleno de agua y el otro de aire. ¿Qué recipiente se calentará antes hasta 50°C ? ¿Por qué?
6. Supongamos que existe el proyecto del móvil perpetuo siguiente (fig. 50). Un recipiente cerrado, dividido en dos mitades por un tabique hermético, a través del cual pasa un tubo y una turbina hidráulica encerrada en una cubierta con dos agujeros. La presión

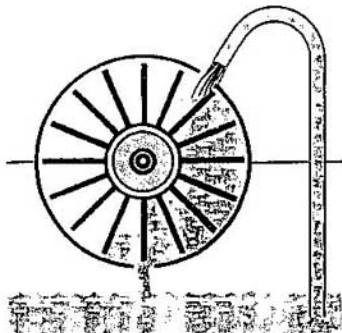


Fig. 50

del aire en la parte de abajo es mayor que en la de arriba. El agua sube por el tubo y llena la cámara abierta de la turbina. En la parte de abajo cada nueva porción de agua sale de la cámara de la turbina al llegar al agujero de la cubierta. ¿Por qué esta máquina no puede funcionar perpetuamente?

7. ¿El trabajo que realiza el gas en los procesos 1-2, 2-3 y 3-1 de la fig. 38, es positivo o negativo? ¿En cada uno de estos procesos, el gas cede calor o lo recibe?
8. Calcule el aumento de la energía interna de 2 kg de hidrógeno si su temperatura se eleva isobáricamente 10 K. El calor específico del hidrógeno a presión constante es igual a 14 kJ/(kg·K).
9. ¿Qué cantidad de calor es necesaria para elevar en 100 K por vía isocora la temperatura de 4 kg de helio?
10. Al expandirse isotérmicamente un gas ha realizado un trabajo de 20 J. ¿Qué cantidad de calor le fue cedida al gas?
11. La temperatura de un gas de masa m y masa molar M se eleva en la magnitud ΔT una vez a presión constante p y otra a volumen constante V . ¿En cuánto se diferencia la cantidad de calor comunicada al gas en el primer caso de la cedida, en el segundo?
12. En el cilindro de un compresor se comprimen 4 moles de un gas perfecto monoatómico. Determinar cuánto se eleva la temperatura del gas durante una carrera del émbolo, si al mismo tiempo se realiza un trabajo de 500 J. Suponer que el proceso es adiabático.
13. En un calorímetro, que contiene 0,25 kg de agua a la temperatura de 25°C, se inyecta 0,01 kg de vapor de agua a la temperatura de 100°C. ¿Qué temperatura se establecerá en el calorímetro si su capacidad calorífica es de 1000 J/K?
14. Para enfriar un vaso de agua de 0,2 kg de masa desde la temperatura de 23°C hasta 8°C se echan en el agua trocitos de hielo cuya temperatura es de -3°C. ¿Qué masa de hielo se necesita para esto?
15. En un calorímetro hay 0,4 kg de agua a la temperatura de 10°C. En dicha agua se introducen 0,6 kg de hielo a la temperatura de -40°C. ¿Qué temperatura se establecerá en el calorímetro si su capacidad calorífica es insignificante?
16. ¿Cuál debe ser la temperatura del foco caliente para que, en principio, sea posible conseguir que el rendimiento de una máquina térmica sea del 80%, si la temperatura del foco frío es de 27°C?
17. En el proceso de funcionamiento de una máquina térmica, durante cierto tiempo la sustancia de trabajo (agente de transformación) recibió del foco caliente $Q_1 = 1,5 \cdot 10^6$ J de calor y cedió al foco frío $Q_2 = -1,2 \cdot 10^6$ J. Calcular el rendimiento de la máquina y compararlo con el rendimiento máximo posible, si la temperatura del foco caliente es de 250°C y la del foco frío, de 30°C.

Breve resumen del capítulo IV

Los cuerpos macroscópicos poseen una energía interna igual a la suma de las energías cinéticas del movimiento caótico de todas las moléculas del cuerpo y de las energías potenciales de la interacción de todas las moléculas entre sí. La energía interna es función unívoca de los parámetros termodinámicos: temperatura y volumen. En el caso de un gas perfecto monoatómico la energía interna sólo depende de la temperatura:

$$U = \frac{m}{M} \frac{3}{2} RT.$$

Según la primera ley de la termodinámica, la variación de la energía interna de un sistema, al pasar de un estado a otro, es igual a la suma de los trabajos realizados por las fuerzas exteriores y de la cantidad de calor transmitida al sistema:

$$\Delta U = A + Q.$$

El trabajo que se realiza sobre un sistema, en termodinámica, es: $A = -p\Delta V$, donde p es la presión y ΔV , la variación del volumen. El propio sistema realiza en este caso el trabajo $A' = -A = p\Delta V$. Durante un calentamiento o un enfriamiento, la cantidad de calor será: $Q = mc\Delta T$, siendo c el calor específico y ΔT , la variación de la temperatura. Además, durante la vaporización y la fusión se absorbe calor, y durante la condensación y la cristalización se desprende calor (fórmulas 4.6, 4.7, 4.8 y 4.9).

El trabajo y la cantidad de calor son las características de los procesos en los cuales varía la energía.

En el proceso isocoro ($V = \text{const}$), el trabajo es nulo y $\Delta U = Q$.

En el proceso isotérmico ($T = \text{const}$), la energía interna del gas perfecto no varía y $Q = A'$.

En el proceso isobárico ($p = \text{const}$), la energía que se suministra al sistema se gasta en variar su energía interna y en realizar trabajo, $Q = \Delta U + A'$.

En el proceso adiabático (en un sistema térmicamente aislado), $Q = 0$ y $\Delta U = A$.

Durante el intercambio de calor en un sistema aislado, si no se realiza trabajo, se cumple la ecuación del balance térmico:

$$Q_1 + Q_2 + Q_3 + \dots = 0,$$

donde Q_1, Q_2, Q_3 son las cantidades de calor que reciben o ceden los cuerpos.

Los procesos que se desarrollan en la naturaleza con los cuerpos macroscópicos son irreversibles. Son procesos irreversibles típicos: el paso espontáneo del calor de un cuerpo caliente a un cuerpo frío, pero no al contrario; la transformación espontánea de la energía mecánica en energía interna.

Mediante la generalización de los hechos experimentales relativos a la irreversibilidad de los procesos fue formulada la segunda ley (principio) de la termodinámica. Uno de los posibles enunciados de la segunda ley tiene relación directa con los motores térmicos, máquinas que transforman la energía interna de un combustible en energía mecánica: es imposible realizar un proceso periódico cuyo único fin sea la obtención de trabajo a expensas del calor tomado de una sola fuente. De la segunda ley de la termodinámica se infiere que los motores térmicos sólo pueden realizar trabajo durante el proceso de transmisión del calor desde un foco caliente a un foco frío. El valor máximo posible del rendimiento de un motor térmico es

$$\eta = \frac{T_1 - T_2}{T_1},$$

donde T_1 es la temperatura del foco caliente (o de calor), y T_2 , la temperatura del foco frío.

La elevación del rendimiento de los motores térmicos, su aproximación al máximo posible, es un problema técnico de enorme importancia.

5. Transformaciones mutuas de los líquidos y los gases

5.1. Vapor saturado

La teoría cinético-molecular no sólo permite comprender por qué una sustancia puede encontrarse en estado gaseoso, líquido y sólido, sino también explicar el proceso de transición de la sustancia de un estado a otro.

VAPORIZACIÓN Y CONDENSACIÓN. La cantidad de agua o de otro líquido cualquiera que hay en un recipiente abierto disminuye paulatinamente. Se produce la **EVAPORACIÓN** del líquido, cuyo mecanismo fue descrito en el curso de «Física 1» (Ed. MIR). Algunas de las moléculas en movimiento caótico adquieren una energía cinética tan grande, que escapan del líquido venciendo las fuerzas de atracción debidas a las demás moléculas.

Al mismo tiempo que la evaporación se produce el proceso inverso, es decir, el paso de parte de las moléculas que se mueven caóticamente en el vapor, al líquido. Este proceso recibe el nombre de **CONDENSACIÓN**. Si el recipiente es abierto, las moléculas que abandonan el líquido pueden no volver a él. En estos casos la evaporación no se compensa con la condensación y la cantidad de líquido disminuye. Cuando un flujo de aire, pasando sobre el recipiente, arrastra el vapor formado, el líquido se evapora más pronto, ya que disminuye la posibilidad de que las moléculas de vapor retornen al líquido.

VAPOR SATURADO. Si el recipiente que contiene el líquido se cierra herméticamente, la disminución de este último cesa pronto. Cuando la temperatura no varía, el sistema "líquido-vapor" entra en estado de equilibrio térmico y puede encontrarse en él tanto tiempo como se desee.

En el primer instante, después de echar el líquido en el recipiente y de tapanlo, aquél se vaporiza y la cantidad de vapor que hay sobre el líquido aumenta. Pero, al mismo tiempo, crece el número de moléculas que retornan al líquido. Cuanto mayor sea la densidad del vapor, tanto mayor será el número de moléculas que retornen al líquido. Como resultado, en el recipiente cerrado a temperatura constante, se establecerá al fin y al cabo el equilibrio dinámico (móvil) entre el líquido y el vapor. El número de moléculas que abandonan la superficie del líquido será igual al número de moléculas que durante este tiempo retornan al líquido. A la vez que el

proceso de vaporización se produce la condensación y ambos procesos, en promedio, se compensan entre sí.

El vapor que se halla en equilibrio dinámico con su líquido se llama vapor saturado. Este nombre subraya que en el volumen dado, y a la temperatura dada, no puede haber más cantidad de vapor.

Si el aire ha sido extraído previamente del recipiente que contiene el líquido, sobre la superficie de dicho líquido sólo habrá vapor saturado.

PRESIÓN (TENSIÓN) DEL VAPOR SATURADO. ¿Qué ocurrirá con el vapor saturado si se disminuye el volumen que ocupa, por ejemplo, si se comprime el vapor que está en equilibrio con el líquido que hay dentro de un cilindro provisto de émbolo, manteniendo constante la temperatura del contenido del cilindro?

Al comprimir el vapor, el equilibrio empieza a alterarse. La densidad del vapor aumenta un poco en el primer instante y del gas empieza a pasar al líquido un número mayor de moléculas que del líquido pasan al gas. Esto continúa hasta que vuelve a establecerse el equilibrio y la densidad, y, por lo tanto, la concentración de moléculas toma el valor que antes tenía. *La concentración de moléculas del vapor saturado no depende, por consiguiente, del volumen a temperatura constante.*

Como la presión es proporcional a la concentración, de acuerdo con la fórmula $p = nkT$, de la independencia de la concentración (o de la densidad) del vapor saturado respecto del volumen se sigue la independencia de la presión (tensión) del vapor saturado respecto del volumen que ocupa.

La presión del vapor p_0 , independiente del volumen, a la cual el líquido se halla en equilibrio con su vapor, se denomina presión (tensión) del vapor saturado.

Si el vapor saturado se comprime, una parte de él cada vez mayor pasa al estado líquido. Una masa dada del líquido ocupa menos volumen que la misma masa del vapor. Como resultado el volumen del vapor disminuye sin que su densidad varíe.

Hemos utilizado muchas veces las palabras "gas" y "vapor". Entre gas y vapor no existe ninguna diferencia esencial y las dos palabras, en general, son equivalentes. Pero como estamos acostumbrados a un determinado intervalo, relativamente pequeño, de temperaturas del medio ambiente, la palabra "gas" se utiliza, de ordinario, para designar aquellas sustancias cuyo vapor saturado a las temperaturas corrientes tiene una presión (tensión) superior a la atmosférica (por ejemplo, el anhídrido carbónico), y el término "vapor", para indicar aquellas otras cuyo vapor saturado a la temperatura ambiente tiene una presión (tensión) menor que la atmosférica y la sustancia es más estable en estado líquido (por ejemplo, el vapor de agua).

La independencia de la presión del vapor saturado respecto del volumen ha sido establecida en muchos experimentos de compresión isotérmica de un vapor en equilibrio con su líquido. Supongamos que una sustancia, cuando los volúmenes son grandes, se halla en estado gaseoso. A medida que se comprime por vía isotérmica, aumentan su densidad y presión (tramo AB de la isoterma en la fig. 51). Al llegar a la presión p_0 comienza a condensarse el vapor. En adelante, al comprimir el vapor saturado, la presión no varía hasta que todo el vapor se convierta en líquido (recta BC en la fig. 51).

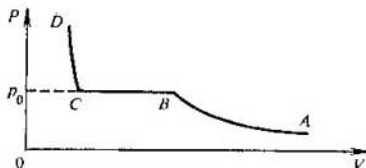


Fig. 51

Después de esto, si sigue la compresión, empieza a aumentar bruscamente la presión (trozo CD de la curva), ya que el líquido se comprime poco.

La curva representada en la fig. 51 se conoce con el nombre de ISOTERMA DEL GAS REAL.

5.2. Dependencia de la presión del vapor saturado respecto de la temperatura. Ebullición. Temperatura crítica

DEPENDENCIA DE LA PRESIÓN (TENSIÓN) DEL VAPOR SATURADO RESPECTO DE LA TEMPERATURA. El estado de vapor saturado viene descrito aproximadamente por la ecuación de estado del gas perfecto (3.4), y su presión (tensión) se determina aproximadamente por la fórmula

$$p_0 = nkT. \quad (5.1)$$

Al aumentar la temperatura crece la presión. Como la presión del vapor saturado no depende del volumen, sólo depende, por consiguiente, de la temperatura.

Sin embargo, esta dependencia $p_0(T)$, hallada experimentalmente, no es directamente proporcional, como en caso de un gas perfecto a volumen constante. Con el aumento de la temperatura la tensión del vapor saturado crece más rápidamente que la presión del gas perfecto (fig. 52, tramo AB de la curva).

Esto ocurre por lo siguiente. Cuando se calienta un líquido con vapor en un recipiente cerrado, parte del primero se transforma en el segundo. Como resultado, de acuerdo con la fórmula (5.1), la presión del vapor crece no sólo a causa de la elevación de la temperatura, sino también a consecuencia del aumento de la concentración de moléculas (densidad) de vapor. La diferencia fundamental entre el comportamiento del gas perfecto y del vapor saturado consiste en que, cuando varía la temperatura del vapor en el recipiente cerrado (o cuando varía el volumen a temperatura constante), varía la masa de vapor. El líquido se transforma parcialmente en vapor o, al contrario, el vapor se condensa parcialmente. En el gas perfecto no ocurre nada de esto.

Cuando todo el líquido se evapora, el vapor, si se sigue calentando, deja de ser saturado y su presión a volumen constante aumenta de un modo directamente proporcional a la temperatura absoluta (tramo BC en la fig. 52).

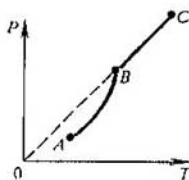


Fig. 52

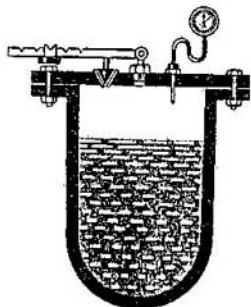


Fig. 53

EBULLICIÓN. La dependencia de la presión del vapor saturado respecto de la temperatura explica por qué la temperatura de ebullición del líquido depende de la presión. *Durante la ebullición se forman en todo el volumen del líquido burbujas de vapor que crecen rápidamente y emergen a la superficie.* Es evidente que una burbuja de vapor puede crecer cuando la tensión del vapor saturado dentro de ella es un poco mayor que la presión en el líquido, que se compone de la presión que ejerce el aire sobre su superficie (presión exterior) y de la presión hidrostática de la columna de líquido.

La ebullición comienza a la temperatura con la cual la tensión del vapor saturado de las burbujas es igual a la presión en el líquido.

Cuanto mayor sea la presión exterior, tanto más elevada será la temperatura de ebullición. Así, cuando la presión en una caldera de vapor alcanza $1,6 \cdot 10^6$ Pa, el agua no hierve ni a la temperatura de 200°C . En los establecimientos sanitarios la ebullición del agua en los recipientes cerrados herméticamente, llamados autoclaves (fig. 53), también tiene lugar a presión elevada. Por eso la temperatura de ebullición es mucho más alta que 100°C . Los autoclaves se utilizan para esterilizar instrumentos quirúrgicos, material de vendaje, etc.

Y, al contrario, disminuyendo la presión desciende al mismo tiempo la temperatura de ebullición. Extrayendo con una bomba neumática el aire y el vapor de agua de un matraz, se puede conseguir que, a la temperatura ambiente, hierva el agua que hay en él (fig. 54). Al subir a una montaña la presión atmosférica disminuye. Por eso disminuye la temperatura de ebullición. A 7134 m de altura (pico Lenin en el Pamir) la presión es aproximadamente igual a $4 \cdot 10^4$ Pa (300 mm Hg). La temperatura de ebullición del agua allí es aproximadamente de 70°C . En estas condiciones es imposible, por ejemplo, cocer carne.

La diferencia de temperaturas de ebullición de los líquidos viene determinada por la diferencia de tensión de sus vapores saturados. Cuanto mayor es la tensión del vapor saturado, tanto más baja es la temperatura de ebullición del líquido respectivo, ya que a temperaturas menores la tensión del vapor saturado se hace igual a la presión atmosférica. Por ejemplo, a 100°C la tensión del vapor de agua saturado es igual a 101 325 Pa (760

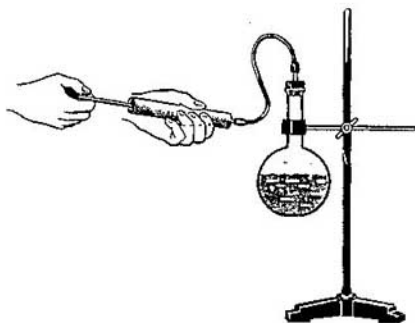


Fig. 54

mm Hg), mientras que la del vapor de mercurio, tan sólo 117 Pa (0,88 mm Hg). El mercurio hierve a 357°C a la presión normal.

TEMPERATURA CRÍTICA. Si la temperatura se eleva, al mismo tiempo que crece la tensión del vapor saturado aumenta también su densidad. La densidad del líquido, que está en equilibrio con su vapor, al contrario, disminuye a causa de la dilatación del líquido al calentarse. Si en una misma figura se dibujan las curvas de la dependencia de la densidad del líquido y de su vapor respecto de la temperatura, la curva del líquido irá hacia abajo y la del vapor, hacia arriba (fig. 55).

A cierta temperatura, denominada **CRÍTICA**, ambas curvas se juntan, es decir, la densidad del líquido se hace igual a la del vapor.

Se llama crítica la temperatura a la cual desaparecen las diferencias entre las propiedades físicas del líquido y de su vapor saturado.

A la temperatura crítica la densidad (y la tensión) del vapor saturado es máxima, y la del líquido que está en equilibrio con el vapor, mínima. El calor de vaporización disminuye a medida que se eleva la temperatura, y a la temperatura crítica se anula.

Cada sustancia se caracteriza por su temperatura crítica. Por ejemplo, la temperatura crítica del agua es $\approx 375^{\circ}\text{C}$ y la del bióxido de carbono líquido $\text{CO}_2 \approx 31^{\circ}\text{C}$.

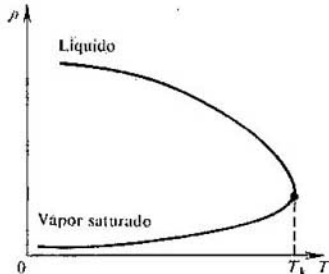


Fig. 55

5.3. Humedad del aire

VAPOR DE AGUA EN LA ATMÓSFERA. El vapor de agua que hay en el aire, a pesar de la enorme superficie de los océanos, mares, lagos y ríos, no es saturado. La traslación de las masas de aire hace que en unos puntos de nuestro planeta, en un instante dado, la evaporación prevalezca sobre la condensación, y en otros, al contrario, que predomine la condensación. Pero en el aire siempre hay prácticamente cierta cantidad de vapor de agua.

El contenido de vapor de agua en el aire—su humedad—se caracteriza por una serie de magnitudes.

PRESIÓN PARCIAL DEL VAPOR DE AGUA. El aire atmosférico es una mezcla de diversos gases y vapor de agua. Cada gas hace su aportación a la presión total que ejerce el aire sobre los cuerpos que en él se encuentran. La presión que ejercería el vapor de agua, si todos los demás gases estuvieran ausentes, se llama presión parcial del vapor de agua. La presión parcial del vapor de agua se toma como uno de los índices de la humedad del aire. Se expresa en unidades de presión—pascuales—o en milímetros de la columna de mercurio.

HUMEDAD RELATIVA. Por la presión parcial del vapor de agua no se puede juzgar aún cuánto dista dicho vapor, en las condiciones dadas, de ser saturado. Y precisamente de esto depende la intensidad de la evaporación del agua (o su condensación) y, por lo tanto, la pérdida de humedad que experimentan los organismos vivos. He aquí por qué se introduce una magnitud que indica cuánto dista el vapor de agua, a la temperatura dada, de ser saturado. Esta magnitud recibe el nombre de **HUMEDAD RELATIVA**.

Se llama humedad relativa φ del aire la razón de la presión parcial p del vapor de agua, contenido en el aire a una temperatura dada, a la presión p_0 del vapor saturado a la misma temperatura, expresada en tanto por ciento:

$$\varphi = \frac{p}{p_0} 100\% \quad (5.2)$$

PUNTO DE ROCÍO. El enfriamiento del vapor no saturado a presión constante hace que, más pronto o más tarde, se convierta en saturado. De esto es posible cerciorarse observando la gráfica de la dependencia de la presión del vapor saturado respecto de la temperatura (fig. 56).

Supongamos que a la temperatura t_1 la presión parcial del vapor de agua

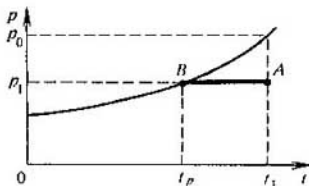


Fig. 56

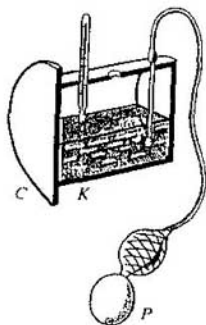


Fig. 57

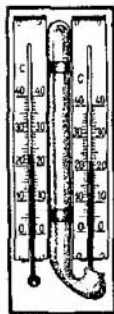


Fig. 58

es p_1 . El estado del vapor lo representa en este caso el punto A . Si el vapor se enfría hasta la temperatura t_p a $p_1 = \text{const}$, el vapor se hace saturado y su estado lo representa el punto B . La temperatura t_p , a la cual el vapor de agua se hace saturado, se denomina punto de rocío.

Cuando el aire se enfría hasta el punto de rocío comienza la condensación del vapor: se forma niebla y cae rocío.

El punto de rocío caracteriza la humedad del aire, puesto que permite determinar la presión parcial del vapor de agua y la humedad relativa. En efecto, si se conoce el punto de rocío, al mismo tiempo se conoce la presión parcial p_1 del vapor de agua. Esta presión se puede encontrar valiéndose de tablas en las cuales se dan los valores de la presión del vapor saturado a distintas temperaturas (véase la tabla que hay en las guardas del libro). La presión p_0 del vapor saturado, correspondiente a la temperatura t_1 , también se determina con ayuda de las tablas. Conociendo p_1 y p_0 se halla la humedad relativa: $\phi = p_1/p_0 \cdot 100\%$.

HIGRÓMETROS¹⁾. La humedad del aire se mide con unos aparatos especiales llamados HIGRÓMETROS Y PSICRÓMETROS²⁾.

El higrómetro de condensación permite determinar directamente el punto de rocío. El aparato más simple de este tipo consta de una caja metálica K , cuya pared delantera C está bien pulida (fig. 57). Dentro de la caja se echa un líquido volátil—éter—y se introduce un termómetro. Haciendo pasar a través de la caja el aire insuflado con una pera de goma P , se provoca una fuerte evaporación del éter y un rápido enfriamiento de la caja. Por el termómetro se aprecia la temperatura a la cual aparecen gotitas de rocío en la superficie pulimentada de la pared C . La presión en la zona próxima a esta pared se puede considerar constante, ya que está en contacto con la atmósfera y el descenso de la presión debido al enfriamiento se compensa con el aumento de la concentración de vapor. La aparición del rocío indica

¹⁾ Del griego "hygros", húmedo.

²⁾ Del griego "psychrós", frío.

que el vapor de agua se ha hecho saturado. Conociendo la temperatura del aire y el punto de rocío se puede hallar la presión parcial del vapor de agua y la humedad relativa, valiéndose de las tablas de dependencia de la presión del vapor saturado respecto de la temperatura.

Otro higrómetro, el de cabello, se basa en la propiedad que tiene el cabello humano desengrasado de alargarse cuando aumenta la humedad relativa.

PSICRÓMETRO. Está formado por dos termómetros (fig. 58). El depósito de uno de ellos permanece seco y el termómetro indica la temperatura del aire. El depósito del otro termómetro está envuelto en una tira de tela cuyo extremo se sumerge en agua. El agua se evapora y, en virtud de esto, el termómetro se enfría. Cuanto mayor es la humedad relativa, tanto menor es la intensidad de la evaporación y tanto más elevada la temperatura que indica el termómetro envuelto en la tela húmeda. Si la humedad relativa es igual al 100%, el agua no se evaporará en absoluto y las indicaciones de ambos termómetros serán iguales. Por la diferencia entre las temperaturas que indican los dos termómetros y con ayuda de unas tablas especiales, se puede determinar la humedad del aire. El psicrómetro permite determinar la humedad con más exactitud que el higrómetro.

IMPORTANCIA DE LA HUMEDAD. De la humedad del aire depende la intensidad con que se evapora la humedad de la superficie de la piel humana. Esta evaporación tiene gran importancia para mantener constante la temperatura del cuerpo. En las naves cósmicas, además de la temperatura y la presión del aire, se mantiene la humedad relativa más conveniente para el hombre (40-60%).

El valor de la humedad tiene gran importancia en la meteorología para poder predecir el tiempo. Aunque la cantidad de vapor de agua que hay en la atmósfera es relativamente pequeña (de un 1% aproximadamente), su papel en los fenómenos atmosféricos es notorio. La condensación del vapor de agua origina la formación de nubes y luego la lluvia y otras precipitaciones. Al mismo tiempo se desprende una gran cantidad de calor. La evaporación del agua, por el contrario, va acompañada de absorción de calor.

En la industria textil, confitera, tabaquera y otras, para que el proceso de producción se desarrolle normalmente tiene que haber una humedad determinada. Para guardar las obras de arte y los libros debe mantenerse la humedad del aire a un nivel necesario. Por eso en las paredes de los museos se pueden ver psicrómetros.

-
- ¿ ?
1. ¿Qué se llama vapor saturado?
 2. ¿Por qué la presión (tensión) del vapor saturado no depende del volumen?
 3. ¿Por qué la presión del vapor saturado aumenta, al elevar la temperatura, con mayor rapidez que la presión del gas perfecto?
 4. ¿Por qué la temperatura de ebullición aumenta al crecer la presión?
 5. ¿Qué recibe el nombre de temperatura crítica?
 6. Define la humedad relativa del aire.
 7. ¿Cómo se determina la humedad relativa, conociendo el punto de rocío?
-

Ejemplos de resolución de problemas

Al resolver los problemas debe tenerse en cuenta que la presión (tensión) y la densidad del vapor saturado no dependen del volumen, sino únicamente de la temperatura.

En todos los problemas se indica la presión (tensión) del vapor saturado para la temperatura dada en las condiciones del problema.

La ecuación de estado del gas perfecto lejos de la temperatura crítica es aplicable aproximadamente para describir el vapor saturado. Pero al comprimir o calentar dicho vapor su masa no permanece invariable.

1. Un recipiente cerrado, cuya capacidad es $V_1 = 0,5 \text{ m}^3$, contiene $m = 0,5 \text{ kg}$ de agua. El recipiente se calienta hasta la temperatura $t = 147^\circ\text{C}$. ¿Cuánto hay que variar la capacidad del recipiente para que sólo haya en él vapor saturado? La tensión del vapor saturado a la temperatura $t = 147^\circ\text{C}$ es $p_0 = 4,7 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

Solución. El vapor saturado a la presión p_0 ocupa el volumen

$$V = \frac{mRT}{p_0 M}; \quad V = 0,2 \text{ m}^3,$$

donde $M = 0,018 \text{ kg/mol}$ es la masa molar del agua. La capacidad del recipiente $V_1 > V$ y el vapor no es saturado. Para que el vapor sea saturado hay que disminuir la capacidad del recipiente en

$$\Delta V = V_1 - V = V_1 - \frac{mRT}{p_0 M}; \quad \Delta V = 0,3 \text{ m}^3.$$

2. La humedad relativa del aire que hay en un recipiente cerrado a la temperatura $t_1 = 5^\circ\text{C}$ es $\varphi_1 = 84\%$, y a la temperatura $t_2 = 22^\circ\text{C}$, $\varphi_2 = 30\%$. ¿Cuántas veces mayor es la tensión del vapor de agua a la temperatura t_2 que a la temperatura t_1 ?

Solución. La tensión del vapor en el recipiente a $T_1 = 278 \text{ K}$ es: $p_1 = \varphi_1 p_{01}$, siendo p_{01} la tensión del vapor saturado a la temperatura T_1 . Análogamente, a la temperatura $T_2 = 295 \text{ K}$, $p_2 = \varphi_2 p_{02}$. Como el volumen es constante, por la ley de Charles

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}.$$

De donde

$$\frac{p_{02}}{p_{01}} = \frac{\varphi_1 T_2}{\varphi_2 T_1} \approx 3.$$

Ejercicio

5

1. En las dos ramas de un tubo en forma de U soldado, el agua se encuentra a distintos niveles. ¿Se puede decir que, además de vapor de agua saturado, hay aire sobre el agua? ¿Por qué?
2. ¿Cómo se puede conseguir que hierva el agua enfriando el recipiente que la contiene?
3. ¿Cómo variará la temperatura de ebullición y el calor de vaporización del agua, si el recipiente que la contiene se baja a un pozo profundo?

4. ¿A qué es igual la densidad del vapor en las burbujas que se elevan a la superficie del agua, cuando ésta hierve a la presión atmosférica?
5. En la calle cae una lluvia fría de otoño. Dentro de una habitación hay ropa lavada tendida para que se seque. ¿Se secará antes si se abre la ventana?
6. Una bomba aspirante eleva el agua fría a 10,3 m de altura. ¿A qué altura podrá esta misma bomba elevar agua, hirviendo a 100°C, si su émbolo se desplaza muy despacio?
7. La condensación de la humedad del aire que estaba a 20°C de temperatura comenzó al enfriarse éste hasta 11°C. Hallar la humedad relativa del aire. La tensión del vapor saturado a 20°C es $p_{01} = 17,54$ mm Hg, y a 11°C, $p_{02} = 9,84$ mm Hg.
8. En una habitación, cuya capacidad es $V = 120$ m³, la humedad relativa $\varphi = 60\%$, a la temperatura $t = 15^\circ\text{C}$. Determine la masa del vapor de agua que hay en el aire de la habitación. La tensión del vapor saturado a $t = 15^\circ\text{C}$ es $p_0 = 12,8$ mm Hg.
9. A la temperatura $t = 20^\circ\text{C}$ la humedad relativa en una habitación es $\varphi_1 = 20\%$. ¿Qué masa de agua hay que evaporar para que la humedad aumente hasta $\varphi_2 = 50\%$, si la capacidad de la habitación es $V = 40$ m³? La densidad del vapor de agua saturado a la temperatura $t = 20^\circ\text{C}$ es $\rho_0 = 1,73 \cdot 10^{-2}$ kg/m³.

Breve resumen del capítulo V

Entre un líquido y el vapor que hay sobre él puede existir equilibrio dinámico, con el cual el número de moléculas que salen del líquido, en un tiempo determinado, es igual al número de moléculas que retornan del vapor al líquido en ese mismo tiempo. El vapor que se encuentra en equilibrio con su líquido se llama vapor saturado. La presión (tensión) del vapor saturado no depende del volumen y viene determinada únicamente por la temperatura.

Un líquido hierve a la temperatura con la cual la presión del vapor saturado que hay en las burbujas se hace igual a la presión del líquido.

Al aumentar la temperatura crece la densidad del vapor saturado y disminuye la densidad del líquido. A la temperatura llamada crítica desaparecen las diferencias entre las propiedades físicas del líquido y las de su vapor saturado. Sus densidades se igualan.

El aire atmosférico es una mezcla de diversos gases y vapor de agua. El contenido de vapor de agua en el aire—humedad del aire—se caracteriza por una serie de magnitudes. La presión que ejercería el vapor de agua, si todos los demás gases estuvieran ausentes, se llama presión parcial del vapor de agua.

Se denomina humedad relativa del aire la razón, expresada en tantos por ciento, de la presión parcial del vapor de agua, contenido en el aire a una temperatura dada, a la presión del vapor saturado a la misma temperatura.

La humedad tiene gran importancia en la meteorología para predecir el tiempo.

6. Tensión superficial de los líquidos

6.1. Tensión superficial

En el mundo que nos rodea, junto a la gravedad, elasticidad y rozamiento, actúa otra fuerza a la que de ordinario no prestamos atención. Esta fuerza actúa a lo largo de la tangente a la superficie de todos los líquidos y recibe el nombre de FUERZA DE LA TENSIÓN SUPERFICIAL. Es relativamente pequeña, pero desempeña un papel de no poca importancia en la naturaleza.

ACCIÓN DE LAS FUERZAS DE LA TENSIÓN SUPERFICIAL. Para percibir el carácter de las fuerzas de la tensión superficial lo mejor es observar cómo se forman las gotas en un grifo no cerrado del todo. Mire atentamente cómo la gota crece poco a poco, se forma un estrechamiento—garganta—y la gota se desprende (fig. 59). No hace falta gran imaginación para figurarse que el agua está como encerrada en una bolsita elástica y que esta bolsita se rompe cuando su resistencia es insuficiente para aguantar una masa grande de agua.

En realidad en la gota no hay más que agua, pero la misma capa superficial del agua se comporta como si fuera una membrana elástica tensa. La misma impresión causa la película de una pompa de jabón, que se parece a un tenue globo de goma inflado.

Coloque con cuidado una aguja de coser sobre la superficie del agua. La película superficial de ésta se curva, pero impide que la aguja se hunda. Por la misma razón los insectos leves—zapateros o tejedores—se pueden deslizar rápidamente por la superficie del agua como un patinador puede hacerlo por el hielo (véase la 2ª lámina en color).

La flexión de la película no permite que el agua vertida con precaución en un tamiz de malla fina pase a través de él. Un tejido también es un tamiz formado por la trama de hilos. La tensión superficial dificulta mucho que el agua se infiltre a través de él y por eso la tela no se cala instantáneamente.

La tendencia de la película superficial a reducirse daría al líquido forma esférica si la fuerza de gravedad no apretara a éste contra el fondo del recipiente o de otra superficie sólida cualquiera. Cuanto menor es una gota,



Fig. 59

tanto mayor es el papel que desempeñan las fuerzas superficiales en comparación con las volumétricas (de gravitación). Por eso las pequeñas gotas de rocío tienen aproximadamente forma de esfera (véase la 2^a lámina en color). Durante la caída libre surge el estado de ingravidez, y por eso las gotas de lluvia son casi exactamente esféricas.

En una nave cósmica, que se encuentre en estado de ingravidez, toman forma esférica no sólo las gotas aisladas, sino los líquidos de gran masa.

ORIGEN DE LAS FUERZAS DE LA TENSIÓN SUPERFICIAL. De un modo evidente, el surgimiento de las fuerzas de la tensión superficial se puede explicar como sigue. Si un grupo grande de individuos tienen la propiedad de atraerse entre sí o dichos individuos tienden voluntariamente unos hacia otros, el resultado será el mismo: se reunirán formando algo semejante a un enjambre de abejas. Cada individuo "tiende" hacia dentro del conjunto y la superficie de éste va disminuyendo y aproximándose a ser una esfera.

Las moléculas de agua o de otro líquido, atrayéndose unas a otras, tienden a aproximarse. Cada molécula de la superficie es atraída por las demás moléculas que se encuentran dentro del líquido y por eso tiende a sumergirse. Como el líquido es fluido, debido a los saltos de las moléculas de una posición "sedentaria" a otra, toma la forma con la cual el número de moléculas que hay en su superficie es mínimo. Pero el área mínima de la superficie para un volumen dado la tiene la esfera. El área de la superficie del líquido disminuye y esto se percibe como tensión superficial.

Aquí se pone de manifiesto que el origen de las fuerzas superficiales es completamente distinto del de las fuerzas de la elasticidad de una membrana de goma estirada. Al encogerse la goma, la fuerza elástica se debilita, mientras que las fuerzas de la tensión superficial no varían a medida que disminuye el área de la superficie de la película, ya que la densidad del líquido y, por consiguiente, la distancia media entre las moléculas en su superficie no varía.

6.2. Fuerza de la tensión superficial

MEDIDA DE LA FUERZA DE LA TENSIÓN SUPERFICIAL. Un alambre en forma de U invertida, cuyo lado *AB* tiene la longitud *l*, se cuelga de un dinamómetro (fig. 60). La fuerza de gravedad que actúa sobre el alambre es compensada por la fuerza de elasticidad \vec{F}_0 dirigida hacia arriba: $\vec{F}_0 = -mg$. Debajo del alambre se pone un recipiente con una solución jabonosa de manera que el lado *AB* del primero se hunda en la solución. Si el recipiente se baja lentamente, se forma una película de jabón y el muelle del dinamómetro se alarga más; la fuerza de elasticidad alcanza el valor \vec{F}_1 . Esto significa que sobre el lado *AB* del alambre actúa, por parte de la película de jabón, una fuerza dirigida hacia abajo. Se llama fuerza de la tensión superficial la fuerza que actúa a lo largo de la superficie del líquido, perpendicularmente a la línea que limita dicha superficie, y tiende a reducirla al mínimo.

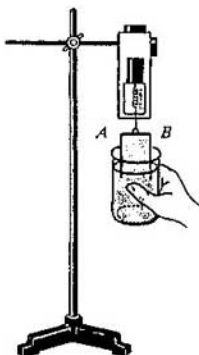


Fig. 60



Fig. 61

Conociendo el valor de las divisiones del dinamómetro no es difícil determinar esta fuerza. Sobre el alambre, por parte de la película, actúa la fuerza $2\bar{F}$, siendo \bar{F} la fuerza de la tensión superficial debida a una de las dos superficies de la película (fig. 61). Cuando las fuerzas están en equilibrio

$$\bar{F}_1 + m\bar{g} + 2\bar{F} = 0,$$

o (para los módulos de las fuerzas)

$$F_1 - mg - 2F = 0.$$

De donde, teniendo en cuenta que $mg = F_0$, se obtiene:

$$F = \frac{F_1 - mg}{2} = \frac{F_1 - F_0}{2}.$$

Es de suponer que la fuerza de la tensión superficial \bar{F} sea directamente proporcional a la longitud l de la capa superficial del líquido, es decir, a la longitud del alambre, ya que en todas las partes de la capa superficial del líquido se hallan las moléculas en iguales condiciones. De que esta suposición es cierta es posible cerciorarse tomando otro alambre cuyo lado AB sea el doble de largo. La fuerza de la tensión superficial resultará ser en este caso dos veces mayor.

COEFICIENTE DE TENSION SUPERFICIAL. La razón del módulo F de la fuerza de la tensión superficial que actúa en el límite de una capa superficial de longitud l , a esta longitud, es una magnitud constante, independiente de la longitud l . Esta magnitud se llama **COEFICIENTE DE TENSION SUPERFICIAL** y se designa por la letra σ ¹⁾:

$$\sigma = \frac{F}{l}. \quad (6.1)$$

¹⁾ σ es la letra griega "sigma".

El coeficiente de tensión superficial depende de la naturaleza de los medios que limitan entre sí y de la temperatura. Se expresa en newtones por metro (N/m).

A medida que se eleva la temperatura, la diferencia entre el líquido y su vapor saturado va desapareciendo poco a poco y a la temperatura crítica desaparece totalmente. Respectivamente, el coeficiente de tensión superficial para el límite "líquido-vapor saturado" disminuye al elevarse la temperatura y se anula a la temperatura crítica.

De acuerdo con la fórmula (6.1), el módulo de la fuerza de la tensión superficial que actúa en el límite de una capa superficial de longitud l es:

$$F = \sigma l. \quad (6.2)$$

La fuerza de la tensión superficial es tangente a la superficie perpendicular al límite de la capa superficial (es decir, perpendicular al alambre AB en el caso dado, véanse las figs. 60 y 61). Esta fuerza es proporcional a la longitud y el coeficiente de proporcionalidad es el coeficiente de tensión superficial.

6.3. Fenómenos capilares

CAPILARIDAD. En el límite de los líquidos con los cuerpos sólidos se observa la CAPILARIDAD. *Esta es un fenómeno debido a la interacción de las moléculas del líquido y las moléculas de los cuerpos sólidos que hace que la superficie del líquido se curve junto a la superficie del sólido.*

Las fuerzas de atracción entre las moléculas de un líquido y las moléculas de un gas se pueden despreciar, pero es imposible no tener en cuenta la acción entre las moléculas de un líquido y de un sólido. La forma de la superficie del líquido depende de qué fuerzas de atracción son mayores: las que actúan entre las moléculas del líquido y las del sólido o las que lo hacen entre las moléculas del propio líquido.

En el primer caso el líquido mojará al sólido y su forma en las proximidades de la pared del recipiente será tal (fig. 62), que el ángulo θ (ángulo de contacto o enlace) entre el plano tangente a la superficie del líquido y la pared, será agudo (el líquido se adhiere a la pared). En el segundo caso el líquido NO MOJA la superficie del sólido y el ángulo θ (fig. 63) será obtuso (el líquido se separa de la pared).

Vamos a estudiar solamente los casos en que el líquido moja

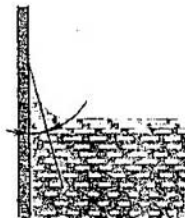


Fig. 62

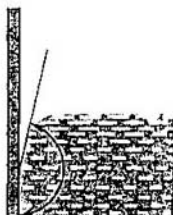


Fig. 63



Fig. 64



Fig. 65

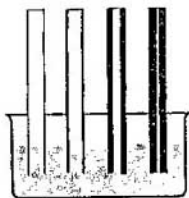


Fig. 66

perfectamente (el ángulo $\theta = 0^\circ$) y no moja en absoluto (el ángulo $\theta = 180^\circ$).

FENÓMENOS CAPILARES. Se entiende por fenómenos capilares la elevación o depresión del líquido en los tubos de pequeño diámetro o capilares¹⁾, en comparación con el nivel de dicho líquido en los tubos anchos.

El líquido que moja (por ejemplo, el agua en un tubo de vidrio) se eleva por el capilar. Cuanto menor sea el radio del tubo, tanto mayor será la altura a que se eleve el líquido (fig. 64). Si la superficie curvada del líquido en el capilar se observa con una lupa, resulta que se parece a una membrana de goma estirada, sujeta a las paredes del tubo y combada hacia abajo (fig. 65).

En los capilares, la superficie curva del líquido, cuando éste moja perfectamente o no moja en absoluto, se puede considerar como un hemisferio cuyo radio r es igual al del canal del tubo.

A lo largo del límite de la capa superficial, que tiene forma de circunferencia, sobre la pared del tubo actúa la fuerza de la tensión superficial (6.2), dirigida hacia abajo. Por la tercera ley de Newton, una fuerza de igual módulo actúa sobre el líquido, por parte de las paredes del tubo, hacia arriba. Esta fuerza hace que el líquido ascienda. Como la longitud de la circunferencia es $l = 2\pi r$, esta fuerza será:

$$\vec{F} = \sigma 2\pi r. \quad (6.3)$$

La elevación del líquido en el capilar cesa cuando la fuerza (6.3) se equilibra con la de gravedad $m\vec{g}$, que actúa sobre la columna de líquido que se ha elevado:

$$\vec{F} = -m\vec{g}. \quad (6.4)$$

Designemos por h la altura a que asciende el líquido en el capilar. Entonces el volumen del líquido elevado (volumen del cilindro) será: $V = \pi r^2 h$. El módulo de la fuerza de gravedad es:

$$mg = \rho g V = \rho g h \pi r^2, \quad (6.5)$$

donde ρ es la densidad del líquido.

¹⁾ El término "capilar" proviene del latino "capillus", cabello.

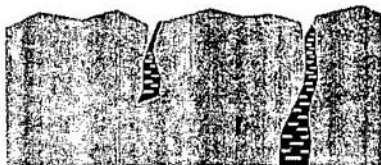


Fig. 67

Sustituyendo en la ecuación (6.4) los módulos de las fuerzas por sus expresiones (6.3) y (6.5), se obtiene:

$$2\sigma\pi r = \rho g h \pi r^2.$$

De donde la altura a que se eleva en el capilar el líquido que moja es:

$$h = \frac{2\sigma}{\rho g r} \quad (6.6)$$

El líquido que no moja la pared del capilar (por ejemplo, el mercurio en un tubo de vidrio) desciende en éste, es decir, su nivel dentro del tubo es inferior al que tiene en el recipiente ancho (fig. 66). La profundidad h a que desciende el líquido también se determina por la fórmula (6.6).

Los cuerpos calados por un gran número de canales estrechos (capilares) absorben activamente el agua y otros líquidos. Sólo es necesario que el líquido moje la superficie del cuerpo. Precisamente por eso la toalla absorbe el agua cuando nos secamos las manos. En las mechas o torcidas de los hornillos y lámparas de petróleo, este líquido se eleva continuamente por los capilares hasta arriba, donde arde.

Los ladrillos ordinarios son cuerpos porosos que absorben bien la humedad. Por eso las casas de ladrillo deben aislarse de la humedad en su parte baja.

Como en el suelo hay muchos capilares, el agua sube por ellos y se evapora intensamente (fig. 67). Esto hace que se pierda la humedad que necesitan las plantas.

- ¿ ?
1. Ponga ejemplos de la acción de las fuerzas de la tensión superficial que no vengan mencionados en el texto.
 2. ¿En qué se parecen y en qué difieren las fuerzas de la tensión superficial y las fuerzas de elasticidad?
 3. ¿Qué se denomina coeficiente de tensión superficial?
 4. ¿De qué depende el coeficiente de tensión superficial?
 5. ¿Qué es la fuerza de la tensión superficial?
 6. ¿Con qué fórmula se determina la altura a que asciende el líquido en un tubo capilar?

Ejemplos de resolución de problemas

Los problemas de este capítulo difieren de los ordinarios de hidrostática solamente en que en ellos se toma en consideración una fuerza más, la de la tensión superficial (6.2).

Para resolver muchos problemas se aplica la fórmula (6.6), que determina la altura a que se eleva el líquido en un tubo capilar.

1. Un cubo de masa $m = 0,02$ kg, que el agua moja, flota sobre la superficie de ésta. La arista del cubo tiene la longitud $a = 0,03$ m. ¿A qué distancia x de la superficie del agua se encontrará la cara inferior del cubo?

Solución. La fuerza de Arquímedes $a^2 x \rho g$, dirigida hacia arriba, equilibra la fuerza de gravedad del cubo mg y la fuerza de la tensión superficial. Esta última fuerza, según (6.2), es igual a $4a\sigma$ y actúa sobre el cubo hacia abajo. Por consiguiente, para las proyecciones de las fuerzas sobre el eje X , dirigido hacia arriba, tenemos:

$$a^2 x \rho g - mg - 4a\sigma = 0.$$

De donde

$$x = \frac{mg + 4a\sigma}{a^2 \rho g}; \quad x \approx 0,023 \text{ m.}$$

Las fuerzas de la tensión superficial introducen una corrección de cerca de 1 mm.

2. Un tubo capilar de radio $r = 10^{-4}$ m está sumergido verticalmente con uno de sus extremos en mercurio. Suponiendo que el mercurio no moja en absoluto el material de que está hecho el tubo, determinar la presión del mercurio en el capilar inmediatamente debajo de la superficie convexa (hemisférica) del líquido. La presión atmosférica no se tiene en cuenta.

Solución. De la condición de equilibrio de la columna de líquido en el tubo se sigue que la presión inmediatamente debajo del menisco dentro del tubo y al mismo nivel fuera de él es la misma. Esta presión es $p = \rho gh$, donde h es la profundidad a que se encuentra el nivel del mercurio dentro del tubo. Sustituyendo h por su valor según la fórmula (6.6), se obtiene:

$$p = \frac{2\sigma}{r}; \quad p = \frac{9,4 \cdot 10^{-1}}{10^{-4}} \text{ Pa} \approx 9400 \text{ Pa.}$$

Ejercicio

6

1. En una solución acuosa de alcohol se introduce una cucharadita de aceite de oliva (experimento de Plateau). ¿Qué forma toma el aceite si su densidad es igual a la de la solución?
 2. Hallar experimentalmente si la tensión superficial del agua aumenta o disminuye como resultado de disolver en ella azúcar o jabón.
 3. La solución de grasa en gasolina tiene mayor coeficiente de tensión superficial que la gasolina pura. Si se quiere quitar una mancha de grasa de una tela, ¿qué debe humedecerse con gasolina, el centro de la mancha o sus bordes?
 4. Un alambre de 0,1 mm de diámetro está colgado del platillo de una balanza sensible y sumergido parcialmente en una vasija con agua. El coeficiente de tensión superficial del agua es de $7,3 \cdot 10^{-2}$ N/m. ¿Qué fuerza actúa adicionalmente sobre la balanza a causa de que el agua moja el alambre?
 5. ¿Por qué el mulled del suelo con el rastrillo facilita la conservación de la humedad?
 6. El alcohol se eleva por un tubo capilar hasta 55 mm de altura, y el agua, hasta 146 mm. Determinar la densidad del alcohol.
-

Breve resumen del capítulo VI

Se llama fuerza de la tensión superficial la fuerza que actúa a lo largo de la superficie del líquido, perpendicularmente a las líneas que limitan dicha superficie, y tiende a reducirla hasta el mínimo. El módulo de la fuerza de la tensión superficial que actúa en el límite de una capa superficial de longitud l es:

$$F = \sigma l,$$

donde σ es el coeficiente de tensión superficial. Este coeficiente depende de la naturaleza de los medios en contacto y de la temperatura.

En virtud de las fuerzas de la tensión superficial los líquidos que mojan la superficie de los tubos delgados—capilares, se elevan por ellos, y los líquidos que no la mojan, descienden. La altura a que se eleva (o desciende) el líquido es:

$$h = \frac{2\sigma}{\rho g r},$$

donde ρ es la densidad del líquido; g , la aceleración de caída libre, y r , el radio del tubo capilar.

7. Cuerpos sólidos

7.1. Cuerpos cristalinos

Los SÓLIDOS conservan no sólo su volumen, como los líquidos, sino también la forma. Los cuerpos sólidos se encuentran principalmente en ESTADO CRISTALINO.

Los cristales son sólidos cuyos átomos o moléculas ocupan determinadas posiciones ordenadas en el espacio (véase el § 1.5). Consecuencia de esto es la forma externa regular del cristal. Por ejemplo, un grano de sal común tiene caras planas que forman entre sí ángulos rectos (fig. 68). Esto se puede apreciar observando la sal común con una lupa. Y, ¡qué forma geométrica tan regular tiene un copo de nieve! En él también se refleja la regularidad geométrica de la estructura interna de un sólido cristalino, el hielo (fig. 69).

ANISOTROPÍA DE LOS CRISTALES. No obstante, la forma exterior regular no es la consecuencia única ni la más importante de la estructura ordenada del cristal. Lo fundamental es la dependencia de las propiedades físicas respecto de la dirección que se elija en el cristal. Ante todo llama la

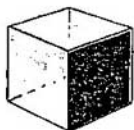


Fig. 68

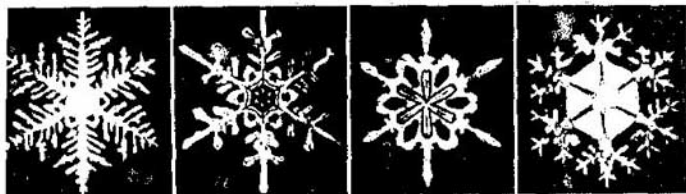


Fig. 69

atención la distinta resistencia mecánica del cristal en diferentes direcciones. Un trozo de mica se exfolia fácilmente en láminas delgadas en una de las direcciones (fig. 70). Exfoliarlo en dirección perpendicular a dichas láminas es mucho más difícil. También es fácil exfoliar en una dirección el cristal de grafito. Cuando se escribe con un lápiz, la exfoliación se produce continuamente y una capa delgada de grafito se queda en el papel. Esto ocurre porque la red cristalina del grafito tiene estructura lamelar. Las capas están formadas por una serie de redes planas paralelas, constituidas por átomos de carbono (fig. 71). Los átomos se encuentran en los vértices de los hexágonos regulares. La distancia entre las capas es relativamente grande: dos veces mayor, aproximadamente, que la longitud de los lados del hexágono. Por eso el enlace entre las capas es menos resistente que el enlace dentro de ellas.

Muchos cristales conducen de distinto modo el calor y la corriente eléctrica en diferentes direcciones. También dependen de la dirección las propiedades ópticas de los cristales. Así, un cristal de cuarzo refracta la luz distintamente en dependencia de la dirección de los rayos que inciden sobre él.

La dependencia de las propiedades físicas respecto de la dirección dentro del cristal se llama anisotropía¹⁾. Todos los cuerpos cristalinos son anisótropos.

MONOCRISTALES Y POLICRISTALES. Tienen estructura cristalina

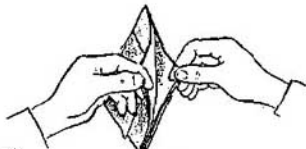


Fig. 70

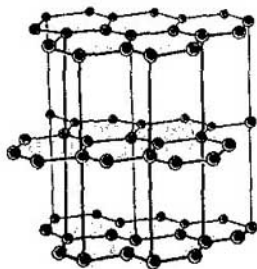


Fig. 71

¹⁾ Del griego "ánisos", desigual, y "tropos", dirección, giro.



Fig. 72

los metales. Precisamente los metales se utilizan preferentemente en la actualidad para hacer herramientas de trabajo, máquinas diversas y mecanismos.

Si se toma un trozo de metal relativamente grande, su estructura cristalina no se manifiesta a primera vista ni en la forma externa del trozo ni en sus propiedades físicas. Los metales en su estado ordinario no revelan su anisotropía.

Esto ocurre porque en general el metal consta de una cantidad enorme de pequeños cristallitos compenetrados entre sí. Al microscopio o incluso valiéndose de una lupa no es difícil verlos, sobre todo en una fractura reciente del metal (fig. 72). Las propiedades de cada cristallito son distintas en diferentes direcciones, pero los cristallitos están orientados caóticamente unos respecto de otros. Como resultado, en un volumen mucho mayor que el de dichos cristallitos por separado, todas las direcciones dentro de los metales son equivalentes y sus propiedades son las mismas en todas las direcciones.

Un sólido formado por un gran número de pequeños cristallitos se llama **POLICRISTALINO**. Los cristales individuales se denominan **MONOCRISTALES**.

Tomando grandes precauciones se puede criar un cristal metálico de grandes dimensiones, es decir, un monocristal. En las condiciones normales el cuerpo policristalino se forma porque el crecimiento inicial de muchos cristales continúa hasta que entran en contacto unos con otros y generan un cuerpo único.

A los policristales no sólo pertenecen los metales. Un trozo de azúcar, por ejemplo, también tiene estructura policristalina.

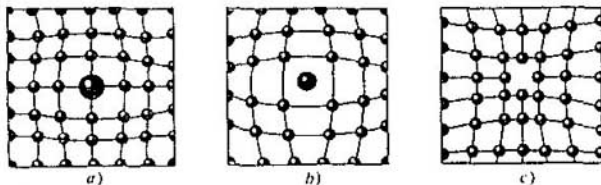


Fig. 73

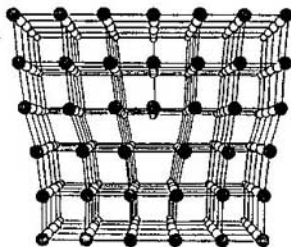


Fig. 74

DEFECTOS EN LOS CRISTALES. En todos los cristales reales se observa la infracción de la rigurosa periodicidad con que se encuentran situados los átomos. Estas infracciones reciben el nombre de **DEFECTOS EN LOS CRISTALES**. Los defectos se originan durante el proceso de crecimiento de los cristales bajo la influencia del movimiento térmico de las moléculas, de acciones mecánicas, de la irradiación por flujos de partículas, etc.

Los más simples son los **DEFECTOS PUNTUALES**. Éstos se originan por sustitución de uno de los átomos de la red cristalina por un átomo de impureza (fig. 73, a), por inserción de un átomo en el intersticio entre los nudos de la red (fig. 73, b) o como resultado de la formación de un hueco (vacante), o sea, de la ausencia del átomo en uno de los nudos de la red (fig. 73, c).

Mucho mayor es la influencia que ejercen sobre las propiedades mecánicas y otras de los cristales los **DEFECTOS LINEALES**, en los cuales las perturbaciones de la estructura de la red se concentran en las proximidades de líneas extendidas. Estos defectos se conocen con el nombre de **DISLOCACIONES (desplazamientos)**.

Los planos atómicos (capas atómicas) se interrumpen frecuentemente dentro del cristal. Como resultado se forma un semiplano superfluo (fig. 74). Este defecto se denomina **DISLOCACIÓN DE BORDE**.

Más compleja es la **DISLOCACIÓN EN ESPIRAL (o HELICOIDAL)**. Intuitivamente esta dislocación se puede imaginar como resultado del "corte" de la red por un semiplano (fig. 75) y de un desplazamiento de las partes de la red por ambos lados de dicho corte igual a una distancia interatómica. El cristal con dislocación en espiral no consta de planos atómicos paralelos, sino más bien de un plano retorcido en forma de escalera de caracol. El crecimiento de este cristal se produce por adición de átomos al extremo del último "peldaño". Como resultado, la capa cristalina crece enrollándose

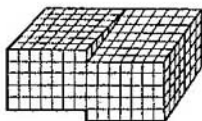


Fig. 75

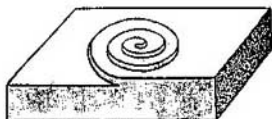


Fig. 76

continuamente sobre sí misma y el cristal, en el proceso de crecimiento, toma la forma de hélice (fig. 76).

La cantidad de dislocaciones que puede tener un cristal varía dentro de límites muy amplios¹⁾, desde 10^2 - 10^3 hasta 10^{11} - 10^{12} cm^{-2} .

El cultivo de cristales sin defectos es un problema muy complicado que sólo ha sido resuelto para pocas sustancias.

El conocimiento de las condiciones en que se originan los defectos en los cristales y de los procedimientos para evitarlos desempeña un gran papel en la utilización de los cuerpos cristalinos en la técnica (véase el § 7.5).

7.2. Cuerpos amorfos

Además de los sólidos cristalinos hay cuerpos sólidos amorfos²⁾. En los cuerpos amorfos, a diferencia de los cristalinos, no existe un orden riguroso en la disposición de los átomos. Únicamente los átomos más próximos-vecinos-se encuentran en cierto orden. Pero la rigurosa repetición en todas las direcciones de un mismo elemento estructural, que caracteriza a los cristales, no existe en los cuerpos amorfos.

Es frecuente que una misma sustancia pueda encontrarse tanto en estado cristalino como en estado amorfo. Por ejemplo, el cuarzo, SiO_2 , puede tener forma cristalina o amorfa (sílice). La forma cristalina del cuarzo se puede representar esquemáticamente como una red de hexágonos regulares (fig. 77, a). La forma amorfa del cuarzo también se configura como una red, pero irregular. Junto a los hexágonos hay en ella pentágonos y heptágonos (fig. 77, b).

PROPIEDADES DE LOS CUERPOS AMORFOS. Todos los cuerpos amorfos son isotrópicos³⁾; sus propiedades físicas son iguales en todas las direcciones. A los cuerpos amorfos pertenecen el vidrio, muchos plásticos, la colofonia, el azúcar cande, etc.

Bajo influencias externas los cuerpos amorfos manifiestan simul-



¹⁾ La cantidad de dislocaciones se caracteriza por el número de líneas de dislocación que cortan la unidad de área del cristal.

²⁾ Del griego "morphe", forma, y la partícula "a", que tiene sentido de negación.

³⁾ Del griego "isos", igual, y "tropos", dirección. giro.

táneamente propiedades elásticas, semejantes a las de los sólidos, y fluencia, como los líquidos. Cuando las acciones son de corta duración (choques) se comportan como un sólido y si el choque es fuerte se rompen en pedazos. Pero si la acción es muy prolongada, los cuerpos amorfos fluyen. Así, por ejemplo, un trozo de resina se extiende paulatinamente por una superficie sólida. Los átomos o las moléculas de los cuerpos amorfos, a semejanza de éstas en los líquidos, tienen un tiempo determinado de "vida sedentaria", es decir, un tiempo durante el cual oscilan en torno a la posición de equilibrio. Sin embargo, a diferencia de los líquidos, este tiempo es muy grande en ellos. En este sentido los cuerpos amorfos se aproximan a los cristalinos, ya que los saltos de los átomos de una posición de equilibrio a otra son poco frecuentes.

A bajas temperaturas los cuerpos amorfos, por sus propiedades, recuerdan a los sólidos. Casi no poseen fluencia, pero a medida que se eleva la temperatura se van ablandando y sus propiedades se aproximan cada vez más a las de los líquidos. Esto ocurre porque cuando aumenta la temperatura se van haciendo más frecuentes los saltos de los átomos de una posición de equilibrio a otra. Los cuerpos amorfos, a diferencia de los cristalinos, no tienen una temperatura de fusión determinada.

FÍSICA DEL SÓLIDO. Todas las propiedades de los sólidos (cristalinos y amorfos) se pueden explicar basándose en los conocimientos de su estructura atómico-molecular y de las leyes del movimiento de las moléculas, átomos, iones y electrones que los componen. Las investigaciones de las propiedades de los sólidos se concentran en una gran rama de la física moderna, la FÍSICA DEL SÓLIDO. El desarrollo de la física del sólido se ve estimulado fundamentalmente por las necesidades de la técnica. Aproximadamente, la mitad de los físicos del mundo trabajan en el campo de la física del sólido. Está claro que los éxitos en este campo serían inconcebibles sin tener profundos conocimientos de las demás ramas de la física.

¿ ?

1. ¿En qué difieren los cuerpos cristalinos de los amorfos?
 2. ¿Qué es la anisotropía?
 3. Ponga ejemplos de cuerpos monocristalinos, policristalinos y amorfos.
 4. ¿En qué se diferencian las dislocaciones de borde de las helicoidales (en espiral)?
-

7.3. Deformación. Tipos de deformaciones de los sólidos

DEFORMACIÓN DEL SÓLIDO. *Se llama deformación la variación de la forma o del volumen de un cuerpo.*

La deformación se produce cuando distintas partes de un cuerpo realizan traslaciones diferentes. Así, por ejemplo, si un cordón de goma se estira sujetándolo por los extremos, las partes del mismo se desplazan unas respecto de otras y el cordón resulta deformado, es decir, se hace más largo (y más delgado).

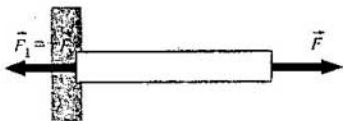


Fig. 78

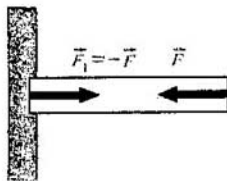


Fig. 79

En el § 1.4 se demostró que en las deformaciones varían las distancias entre las partículas del cuerpo (átomos o moléculas), a causa de lo cual surgen las fuerzas de elasticidad.

Las deformaciones que desaparecen totalmente una vez que cesa la acción de las fuerzas exteriores reciben el nombre de ELÁSTICAS. Experimenta la deformación elástica, por ejemplo, un muelle que recupera su forma inicial cuando se quita el peso que colgaba de su extremo.

Las deformaciones que no desaparecen una vez que cesa la acción de las fuerzas exteriores se llaman PLÁSTICAS. Se deforman plásticamente, aun con pequeños esfuerzos, la cera, el barro de moldear, la arcilla y el plomo.

Todas las deformaciones posibles de los sólidos se pueden reducir a dos tipos: por tracción (o compresión) y por cizallamiento (esfuerzo cortante).

DEFORMACIÓN POR TRACCIÓN (O COMPRESIÓN). Si a una barra homogénea sujeta por un extremo se aplica una fuerza \vec{F} dirigida a lo largo de su eje hacia afuera de la barra (fig. 78), ésta sufre una deformación por tracción. A la deformación por tracción la caracterizan el ALARGAMIENTO ABSOLUTO $\Delta l = l - l_0$ y el ALARGAMIENTO RELATIVO

$$\epsilon = \frac{\Delta l}{l_0},$$

donde l_0 es la longitud inicial, y l , la longitud final de la barra.

La deformación por tracción la experimentan los cables, las maromas y las cadenas de los dispositivos de carga, los enganches de vagones, etc.

Cuando los alargamientos son pequeños ($\Delta l \ll l_0$), las deformaciones de la mayoría de los cuerpos son elásticas.

Si sobre la barra sujeta actúa la fuerza \vec{F} dirigida a lo largo de su eje hacia dentro de la barra (fig. 79), ésta estará sometida a compresión. En este caso la deformación relativa ϵ será negativa: $\epsilon < 0$.

Sufren deformación por compresión los postes, las columnas, las paredes, los cimientos de los edificios, etc.

Durante la tracción o compresión varía el área de la sección transversal del cuerpo. Esto se puede observar estirando un tubo de goma, en el cual se halla ensartado previa y ajustadamente un anillo metálico. Si el tubo se estira bastante, el anillo se cae. Durante la compresión ocurre lo contrario, el área de la sección transversal del cuerpo aumenta. Para la mayoría de los sólidos estos efectos son pequeños.

DEFORMACIÓN POR CIZALLAMIENTO (ESFUERZO CORTANTE). Tomemos un cubo de goma, tracemos en su superficie rayas

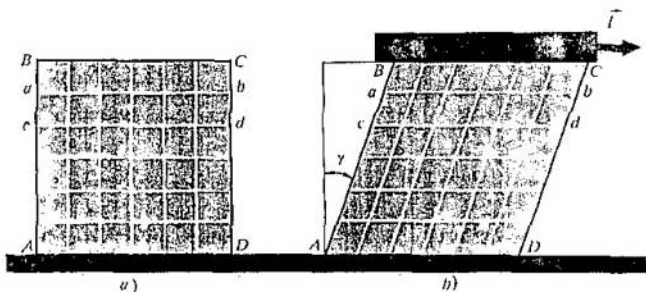


Fig. 80

horizontales y verticales y sujetémoslo a la mesa (fig. 80, a). Sobre dicho cubo se fija un listón y se le aplica una fuerza horizontal (fig. 80, b). Las capas ab , cd , etc., del cubo de goma se desplazan, permaneciendo paralelas, y las caras verticales, sin dejar de ser planas, se inclinan un ángulo γ . Este tipo de deformación, en la cual se produce el desplazamiento (corrimiento) de unas capas del cuerpo respecto de otras, se llama **DEFORMACIÓN POR CIZALLAMIENTO O POR ESFUERZO CORTANTE**.

Si la fuerza \vec{F} se duplica, el ángulo γ se hace dos veces mayor. Los experimentos demuestran que *en las deformaciones elásticas el ángulo de distorsión γ es directamente proporcional al módulo F de la fuerza aplicada*.

La deformación por cizallamiento se puede demostrar intuitivamente con un modelo de sólido, consistente en una serie de láminas paralelas unidas entre sí por medio de muellecitos (fig. 81, a). Una fuerza horizontal desplaza las láminas unas respecto de otras sin que se altere el volumen del cuerpo (fig. 81, b). En la deformación por cizallamiento de los sólidos reales, su volumen tampoco varía.

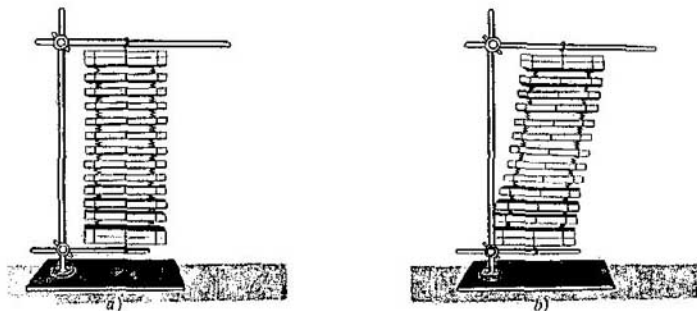


Fig. 81

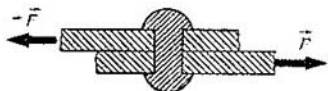


Fig. 82

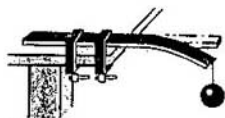


Fig. 83

A la deformación por esfuerzo cortante están sometidas todas las vigas en los puntos de apoyo, los remaches (fig. 82) y los tornillos que sujetan piezas, etc. El cizallamiento, si los ángulos de distorsión son grandes, puede ocasionar la rotura del cuerpo, es decir, su CORTE. Producen corte las tijeras o cizallas, los escoplos y cincelos, los dientes de las sierras, etc.

DEFORMACIÓN POR FLEXIÓN. A la deformación por flexión está sometida, por ejemplo, una barra cuyos extremos están apoyados en soportes y tiene una carga en medio o está sujeta por un extremo y sostiene una carga en el otro (fig. 83).

Durante la flexión una parte de la barra—la convexa—está sometida a tracción, y la otra—la cóncava—a compresión. Dentro del cuerpo en flexión hay una capa que no experimenta tracción ni compresión. Esta capa se llama NEUTRA (fig. 84).

Por lo tanto, la flexión es una deformación que se reduce a tracciones (compresiones) diferentes en las distintas partes del cuerpo.

En las proximidades de la capa neutra el cuerpo casi no experimenta deformación. Por consiguiente, en esta capa también son pequeñas las fuerzas que surgen durante la deformación. De esto se sigue que, en las proximidades de la capa neutra, el área de la sección transversal de una pieza sometida a flexión se puede disminuir considerablemente. En la técnica moderna y en la construcción, en vez de barras y vigas llenas, se utilizan en todas partes tubos (fig. 85, a), vigas en I (o de doble T) (fig. 85, b), raíles (fig. 85, c) y vigas en U (fig. 85, d), con lo que las estructuras son más livianas y se economiza material.

DEFORMACIÓN POR TORSIÓN. Si sobre una barra, con uno de sus extremos fijos, actúan las fuerzas paralelas dirigidas en sentidos opuestos \vec{F}_1 y \vec{F}_2 (fig. 86) situadas en un plano perpendicular al eje de la barra, se produce la deformación denominada TORSIÓN. En esta deformación las distintas capas del cuerpo, lo mismo que en la deformación por cizallamiento, permanecen paralelas, pero giran unas respecto de otras cierto ángulo. La deformación por torsión es un cizallamiento heterogéneo.



Fig. 84

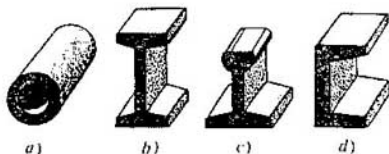


Fig. 85

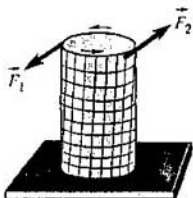


Fig. 86

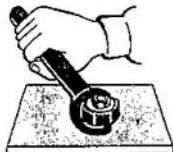


Fig. 87

Esta deformación surge, por ejemplo, cuando se aprietan tuercas (fig. 87). También sufren deformación por torsión los árboles de las máquinas, las brocas, etc.

7.4. Propiedades mecánicas de los sólidos. Diagrama tensión-deformación

Para poder construir casas, puentes, máquinas herramientas y de otros tipos que sean seguras, es necesario conocer las propiedades mecánicas de los materiales que se emplean: hormigón, acero, hormigón armado, plásticos, etc. El diseñador debe conocer de antemano el comportamiento de los materiales cuando sufren deformaciones importantes, las condiciones en las cuales los materiales comienzan a destruirse. Los datos acerca de las propiedades mecánicas de los diversos materiales se obtienen experimentalmente.

En este párrafo vamos a estudiar las propiedades mecánicas del sólido, basándonos en el ejemplo del ensayo de la deformación por tracción. Pero antes introduciremos otro concepto importante.

TENSIÓN. En la sección de un cuerpo deformado actúan fuerzas de elasticidad que impiden que el cuerpo se desgarre en partes (fig. 88). El estado de un cuerpo deformado se caracteriza por medio de una magnitud llamada **TENSIÓN** σ , más exactamente, tensión mecánica (o esfuerzo). La tensión es una magnitud igual a la razón del módulo de la fuerza F de elasticidad al área de la sección transversal S del cuerpo:

$$\sigma = \frac{F}{S} \quad (7.1)$$

En el SI se toma como unidad de tensión $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$.

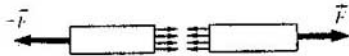


Fig. 88

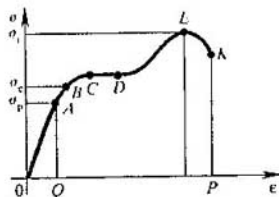


Fig. 89

DIAGRAMA TENSION-DEFORMACION. Para estudiar la deformación por tracción de una barra del material que se investiga, con ayuda de unos aparatos especiales se somete a tracción una muestra (probeta) de dicho material y se mide su alargamiento y la tensión que en ella se produce. Por los resultados de los ensayos se dibuja la gráfica de la tensión σ en función del alargamiento relativo ϵ ; esta gráfica recibe el nombre de **DIAGRAMA TENSION-DEFORMACION** (fig. 89).

LEY DE HOOKE. Los experimentos muestran que si las deformaciones son pequeñas la tensión σ es directamente proporcional al alargamiento relativo ϵ (tramo *OA* del diagrama). Esta dependencia, llamada ley de Hooke, se escribe así:

$$\sigma = E |\epsilon|. \quad (7.2)$$

El alargamiento relativo ϵ se ha tomado en la fórmula (7.2) por el módulo, ya que la ley de Hooke es correcta tanto para la deformación por tracción, como para la deformación por compresión, en la cual $\epsilon < 0$.

El coeficiente de proporcionalidad E , que figura en la ley de Hooke, se llama **MÓDULO DE ELASTICIDAD** o **MÓDULO DE YOUNG**.

Si el alargamiento relativo $\epsilon = 1$, será $\sigma = E$. Por consiguiente, el módulo de Young es igual a la tensión que surgiría en la barra si su alargamiento relativo fuera igual a 1. Como $\epsilon = \Delta l/l_0$, si $\epsilon = 1$, será $\Delta l = l_0$. Esto significa que el módulo de Young es igual a la tensión que se produce cuando la longitud de la probeta se duplica. En la práctica ningún cuerpo al deformarse elásticamente se puede hacer dos veces más largo; cualquier barra se rompe mucho antes. Por eso el módulo de Young se determina por la fórmula (7.2), midiendo la tensión σ y el alargamiento relativo ϵ en deformaciones pequeñas.

Para la mayoría de los materiales ampliamente utilizados el módulo de Young ha sido determinado por vía experimental. Así, para el acero al cromo-níquel $E = 2,1 \cdot 10^{11}$ Pa, y para el aluminio, $E = 7 \cdot 10^7$ Pa. Cuanto mayor es E , menos se deforma la barra a igualdad de las demás condiciones (siendo iguales F , S y l_0). El módulo de Young caracteriza la resistencia del material a la deformación por tracción (compresión).

La ley de Hooke, escrita en la forma (7.2), es fácil de reducir a la forma conocida por el curso de "Física 2" (Ed. MIR).

En efecto, haciendo en (7.2) las sustituciones $\sigma = F/S$ y $\epsilon = |\Delta l|/l_0$, se obtiene:

$$\frac{F}{S} = E \frac{|\Delta l|}{l_0}$$

De donde

$$F = \frac{SE}{l_0} |\Delta l|. \quad (7.3)$$

y haciendo $SE/l_0 = k$,

$$F = k |\Delta l|. \quad (7.4)$$

De esta forma la rigidez k de una barra es directamente proporcional al producto del módulo de Young por el área de la sección transversal de dicha barra e inversamente proporcional a su longitud.

LÍMITES DE PROPORCIONALIDAD Y DE ELASTICIDAD. Ya se ha dicho que la ley de Hooke se cumple cuando las deformaciones son pequeñas y, por lo tanto, a tensiones menores que cierto límite. La tensión máxima σ_p , con la cual aún se cumple la ley de Hooke, se denomina límite de proporcionalidad.

Si aumenta la carga, la deformación se hace no lineal, es decir, la tensión deja ser directamente proporcional al alargamiento relativo. No obstante, si las deformaciones no lineales son pequeñas, una vez que se quita la carga el cuerpo recupera su forma y dimensiones (tramo AB del diagrama). La tensión máxima con la cual aún no se producen deformaciones permanentes apreciables (la deformación permanente relativa no es mayor que el 0,1%), se llama límite de elasticidad σ_e . El límite de elasticidad sólo es unas centésimas de tanto por ciento mayor que el límite de proporcionalidad.

LÍMITE DE RESISTENCIA (RESISTENCIA MÁXIMA). Si la carga exterior es tal que la tensión en el material supera el límite de elasticidad, una vez que se quita la carga, la probeta, aunque se acorta, no recupera sus dimensiones anteriores y permanece deformada.

A medida que aumenta la carga, la deformación crece cada vez más de prisa. Cuando la tensión alcanza cierto valor, correspondiente en el diagrama al punto C , el alargamiento crece sin que prácticamente haya que aumentar la carga. Este fenómeno se conoce con el nombre de fluencia del material (tramo CD). La curva del diagrama es aquí casi horizontal.

Después, al aumentar la deformación ϵ la curva de tensiones empieza a crecer un poco y alcanza el máximo en el punto E . A partir de este punto la tensión disminuye rápidamente y la probeta se rompe (punto K). De este modo, *la rotura se produce después que la tensión alcanza el valor máximo σ_r , denominado límite de resistencia o resistencia máxima* (la probeta se alarga, sin que aumente la carga exterior, hasta que se rompe). Esta magnitud depende del material de la probeta y de su tratamiento.

7.5. Plasticidad y fragilidad

Un cuerpo de cualquier material, si las deformaciones son pequeñas, se comporta como elástico. Sus dimensiones y forma se restablecen en cuanto se suprime la carga. A su vez, casi todos los cuerpos pueden experimentar en mayor o menor grado deformaciones plásticas.

Las propiedades mecánicas de los materiales son diversas. Materiales como la goma o el acero ponen de manifiesto propiedades elásticas con tensiones y deformaciones relativamente grandes. Para el acero, por ejemplo, la ley de Hooke se cumple hasta que $\epsilon = 1\%$, y para la goma, hasta valores de ϵ bastante grandes, del orden de decenas de tanto por ciento. Por eso estos materiales se llaman ELÁSTICOS.

Fig. 90



PLASTICIDAD. La arcilla húmeda, el barro de moldear o el plomo tienen una zona pequeña de deformaciones elásticas. *Los materiales en los cuales cargas insignificantes producen deformaciones plásticas, se dice que son plásticos.*

La división de los materiales en elásticos y plásticos es convencional en alto grado. En dependencia de las tensiones que se producen, un mismo material se puede comportar como elástico o como plástico. Así, si las tensiones son muy grandes, el acero revela propiedades plásticas. Esto se aprovecha ampliamente para estampar piezas de acero en prensas que crean una carga enorme.

El acero o el hierro fríos son difíciles de forjar con martillos. Pero después de calentarlos intensamente es fácil darles cualquier forma forjándolos. El plomo, que es plástico a la temperatura ambiente, adquiere propiedades claramente elásticas si se enfría hasta una temperatura inferior a -100°C .

FRAGILIDAD. En la práctica tiene gran importancia la propiedad de los sólidos denominada FRAGILIDAD. *Se dice que un material es frágil si se rompe con deformaciones pequeñas.* Las piezas de vidrio y de porcelana son frágiles: se hacen añicos en cuanto se caen al suelo incluso desde una altura pequeña. El hierro colado, el mármol y el ámbar también son frágiles. Por el contrario, el acero, el cobre y el plomo no lo son.

En todos los materiales frágiles la tensión crece muy de prisa al aumentar la deformación y se rompen cuando ésta es aún bastante pequeña. Así, el hierro colado se rompe con un alargamiento relativo del 0,45%. En el acero, en cambio, cuando $\varepsilon = 0,45\%$ la deformación sigue siendo elástica y la rotura sólo se produce cuando $\varepsilon \approx 15\%$.

Las propiedades plásticas no se manifiestan prácticamente en los materiales frágiles.

MECANISMO DE LAS DEFORMACIONES PLÁSTICAS. Durante las deformaciones elásticas en los cuerpos cristalinos los átomos sólo se desplazan muy poco unos respecto de otros.

En las deformaciones plásticas los desplazamientos de los átomos o moléculas pueden ser mucho mayores que distancias entre ellos. Pero la alteración de toda la estructura cristalina del cuerpo no se produce. Unas capas de la red cristalina se deslizan respecto de otras. En la fig. 90 se representa un pequeño cristal de cobre después de haber sido sometido a tracción. Se ven bien las huellas del deslizamiento de las capas.

Es característico que en todos los cristales el resbalamiento de las capas atómicas no se produce inmediatamente en todo el volumen del cristal, sino que se efectúa a expensas del movimiento de las dislocaciones. Pero el desplazamiento de las dislocaciones está relacionado con una reconstrucción de la red que sólo afecta simultáneamente a un pequeño grupo de átomos a lo largo de una línea. Este proceso se parece al desplazamiento de una arruga por una alfombra: la arruga es más fácil de trasladar que toda la alfombra y el resultado es que la alfombra en conjunto se desplaza cierta distancia.

Así, las deformaciones plásticas están relacionadas con la existencia de dislocaciones en los cristales y con la posibilidad de sus traslaciones. Estas traslaciones son frenadas por diversos obstáculos: átomos de impureza,

inclusiones sólidas microscópicas, límites de los granos cristalinos en los policristales. Además, las dislocaciones son frenadas por las "intersecciones mutuas".

Los cristales más resistentes serían los totalmente exentos de dislocaciones. Pero en los cristales reales siempre las hay. Si el número de dislocaciones es relativamente pequeño, éstas se desplazan prácticamente sin dificultad y la resistencia del cristal no es grande. El endurecimiento de un cristal se puede conseguir introduciendo en él impurezas o disminuyendo los granos de los cristales y también aumentando el número de dislocaciones.

En la técnica se practica mucho la elevación de la resistencia de los metales introduciendo en ellos aditivos especiales: níquel, volframio, vanadio, etc.

Las deformaciones plásticas pueden de por sí ocasionar el aumento de la cantidad de dislocaciones y, por consiguiente, elevar la resistencia de los cristales. Este procedimiento de elevar la resistencia se llama **ENDURECIMIENTO POR DEFORMACIÓN EN FRÍO**. Se efectúa haciendo pasar los tochos metálicos entre cilindros de laminación o por otros procedimientos. No obstante, el aumento excesivo del número de dislocaciones hace que la red cristalina pierda estabilidad y el material, resistencia.

Así, pues, el estudio de la estructura del sólido y el mejoramiento sobre esta base de las propiedades mecánicas de los materiales conduce a la elevación de su resistencia y, por lo tanto, a la disminución del peso de las máquinas y mecanismos y al incremento de su seguridad.

¿ ?

1. Enumere los tipos principales de deformaciones de los sólidos.
 2. ¿A qué se llama tensión mecánica?
 3. ¿Cómo está relacionada la tensión mecánica con el alargamiento relativo?
 4. ¿En qué se distinguen las deformaciones elásticas de las plásticas?
 5. ¿A qué se llama límite de resistencia?
 6. ¿Qué materiales se denominan frágiles?
 7. ¿Cómo influyen las dislocaciones sobre las deformaciones plásticas y sobre la resistencia de los cristales?
-

Ejemplos de resolución de problemas

En los problemas de cálculo sobre el material de este capítulo se aplican el concepto de tensión (fórmula 7.1) y la ley de Hooke en las formas (7.2) y (7.3).

1. ¿A qué es igual el acortamiento relativo de una barra de acero sometida a compresión con la fuerza $F = 3,14 \cdot 10^3$ N, si su diámetro es $D = 2$ cm y su módulo de Young $E = 2 \cdot 10^{11}$ Pa?

Solución. Según la ley de Hooke (7.3)

$$|\varepsilon| = \frac{|\Delta l|}{|l_0|} = \frac{F}{ES}$$

donde $S = \pi D^2/4$ es el área de la sección transversal de la barra.

Por consiguiente, $|\epsilon| = 4F/\pi D^2 E = 0,005$ ó $|\epsilon| = 0,5\%$.

2. Un alambre de latón de diámetro $D = 0,8$ mm tiene una longitud $l = 3,6$ m. Bajo la acción de una fuerza $F = 25$ N el alambre se alarga en $\Delta l = 2$ mm. Determinar el módulo de Young para el latón.

Solución. El módulo de Young se determina por la ley de Hooke (7.3):

$$E = \frac{F l_0}{S \cdot |\Delta l|} \cdot \text{Como } S = \frac{\pi D^2}{4}, \text{ será } E = \frac{4 F l_0}{\pi D^2 \cdot |\Delta l|}; E = 9 \cdot 10^{10} \text{ Pa.}$$

Ejercicio 1. Si un cuerpo es anisótropo, ¿significa esto que dicho cuerpo es cristalino necesariamente?

7

- ¿Existiría el oficio de soplador de vidrio si éste, en vez de ser amorfo, fuera cristalino?
- Un arado va enganchado al tractor por medio de un tirante de acero. La tensión permisible en el material del tirante es $\sigma = 20$ GPa. ¿Qué sección debe tener dicho tirante si la resistencia que opone el suelo al avance del arado es de $1,6 \cdot 10^5$ N?
- ¿Cuál debe ser el módulo de la fuerza aplicada a una barra, a lo largo de su eje, para que en ella surja una tensión de $1,5 \cdot 10^8$ Pa? El diámetro de la barra es de 0,4 cm.
- ¿Qué tensión se produce en la base de una pared de ladrillo de 20 m de altura? La densidad de los ladrillos es de 1800 kg/m^3 . ¿Debe ser igual la resistencia de los ladrillos en la base y en la parte superior de la pared?
- ¿Qué longitud mínima debe tener un alambre de acero colgado libremente por un extremo, para que se rompa por la acción de la fuerza de gravedad? La resistencia máxima del acero es de $3,2 \cdot 10^8$ Pa, su densidad, 7800 kg/m^3 .
- Bajo la acción de una fuerza de 100 N un alambre de 5 m de longitud y $2,5 \text{ mm}^2$ de sección transversal se alarga 1 mm. Determinar la tensión que experimenta dicho alambre y el módulo de Young.
- Una columna de hormigón armado se comprime con una fuerza F . Suponiendo que el módulo de Young del hormigón $E_{\text{hormigón}}$ sea igual a $1/10$ del módulo de Young del hierro E_h y que el área de la sección transversal del hierro constituya $1/20$ del área de la sección transversal del hormigón, hallar qué parte de la carga soporta el hormigón.

Breve resumen del capítulo VII

Los sólidos se encuentran principalmente en estado cristalino. Los cristales son anisótropos, es decir, las propiedades físicas de los cristales dependen de la dirección que se elija.

En los cuerpos amorfos, a diferencia de los cristales, no existe un orden riguroso en la posición de los átomos. A bajas temperaturas los cuerpos amorfos recuerdan, por sus propiedades, a los sólidos, y a temperaturas altas se parecen mucho a los líquidos viscosos.

Cuando las deformaciones son pequeñas, al quitar la carga desaparecen las deformaciones. Los cuerpos ponen de manifiesto propiedades elásticas. Si las deformaciones son elásticas, la tensión, o sea, la razón del módulo de la fuerza de elasticidad al área de la sección transversal, cumple la ley de

Hooke:

$$\sigma = E |\varepsilon|,$$

en la que E es el módulo de Young, que caracteriza las propiedades elásticas de la sustancia, y $\varepsilon = \Delta l/l_0$ es la variación relativa de las dimensiones del cuerpo.

Las propiedades mecánicas de los sólidos se aprecian con la máxima claridad en el diagrama tensión-deformación (fig. 89).

En todos los cristales reales se observan alteraciones de la rigurosa periodicidad en la disposición de los átomos, llamadas defectos en los cristales. Los defectos pueden ser puntuales y lineales (dislocaciones). Los defectos de los cristales influyen en las propiedades de éstos y determinan su resistencia.