

VI EL MUNDO ATÓMICO EN MOVIMIENTO

(ALGUNAS NOTAS SOBRE EL TEMA)

- VI.1 - Mundo microscópico y macroscópico.
- VI.2 - Presión atmosférica.
- VI.3 - Modelo de los gases ideales.
- VI.4 - Átomos en movimiento: temperatura.
- VI.5 - Energía interna. Trabajo.
- VI.6 - Calor, calor específico.
- VI.7 - Diagramas PV

VI.1 - Mundo microscópico y macroscópico.

En la imagen se muestra uno de los átomos más sencillos, está constituido por dos electrones y un núcleo formado por dos protones y dos neutrones, el Helio. Si esta figura estuviera dibujada a escala, con un diámetro de 1 centímetro para los protones y neutrones, entonces los electrones y los quarks serían más pequeños que el diámetro de un pelo y el diámetro del átomo entero sería más grande que el largo de 30 campos de fútbol. Además, todas las partículas (protones, neutrones, quarks, y electrones) están constantemente en movimiento. Este es el mundo microscópico, el mundo de las partículas



fundamentales y sus combinaciones, el mundo macroscópico lo constituyen los objetos cuyo tamaño es del orden de nuestro entorno humano, el número de las partículas que configuran un cuerpo macroscópico es del orden del número de Avogadro, es decir, de diez elevado a veinticuatro. Las propiedades de los cuerpos macroscópicos provienen de sus constituyentes atómicos, estas propiedades pueden resultar complejas de modelizar, como sucede con propiedades eléctricas, los colores, o muy sencillas, como sucede con las que se conocen como propiedades termodinámicas cuyos conceptos básicos podemos abordar con modelos tan sencillos como el de los gases ideales, estas propiedades son debidas al enorme número de partículas que configuran un cuerpo macroscópico y no a sus estructuras detalladas que podrían ser diferentes a las que presentan y sin embargo las propiedades termodinámicas continuarían siendo las mismas.

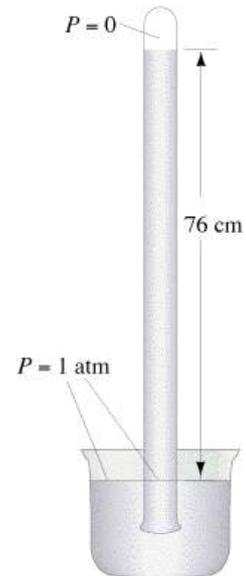
Tarea

¿Porqué las propiedad termodinámicas son generales, es decir, aplicables a todos los cuerpos macroscópicos?

VI.2 – Presión atmosférica.

Evangelista Torricelli (1608-1647) fue un físico italiano, discípulo de Galileo, quien le sugirió que estudiara el problema del vacío. La posibilidad de bombear agua, al hacer el vacío en la parte superior de un tubo por medio de un pistón, se pensaba que se debía a que la naturaleza aborrecía el vacío, sin embargo, se sabía que no se podía subir agua por este método a más de 10 metros. Torricelli pensó que no

existía tal aborrecimiento y que todo se debía a un efecto mecánico, que el aire pesaba y que el límite de diez metros se debía a que el peso del aire de la atmósfera podía balancear esa columna de agua. Para probarlo, Torricelli llenó con mercurio un tubo de vidrio cerrado en un extremo y de más de un metro de largo, lo tapó con su pulgar y lo introdujo invertido en un recipiente abierto que contenía mercurio. Encontró que la columna de mercurio, independientemente de la longitud del tubo, fue de sólo 76 centímetros y que en la parte superior del tubo de vidrio había vacío. Este resultado es también independiente de la sección del tubo, lo importante es la relación entre el peso de la columna de mercurio y la sección, a la relación entre la fuerza y la superficie sobre la que actúa perpendicularmente se le denomina *presión*.



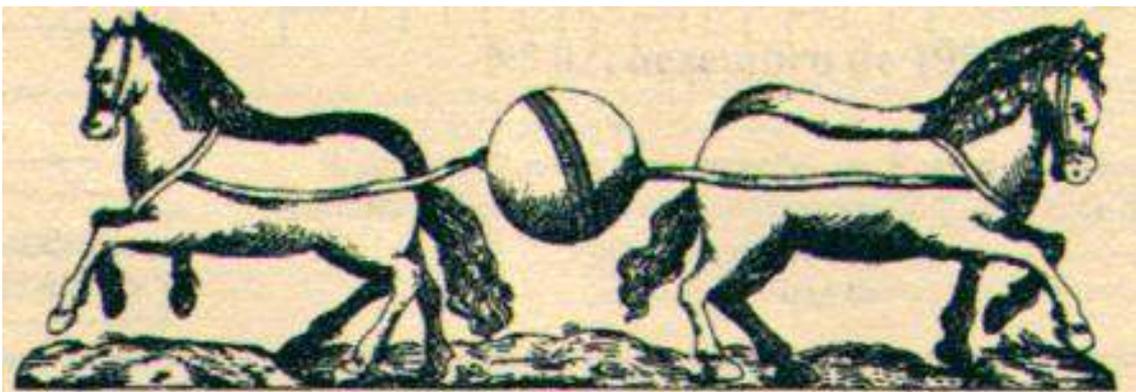
$$\text{Presión} = \frac{\text{Fuerza}}{\text{Superficie}}$$

Otto de Guericke (1602-1686). Físico alemán. Con pistones y válvulas construyó una bomba de vacío con la que hizo interesantes experimentos. En uno de ellos construyó un cilindro con un pistón que tenía atada una cuerda de la que tiraban cincuenta hombres y él comenzó a hacer vacío del otro lado del cilindro haciendo moverse al pistón, pese a la fuerza en oposición de los hombres.

Tarea

Obtener el valor de la presión atmosférica en $N m^{-2}$ (Pa)

Guericke construyó en Magdeburgo dos hemisferios de metal de 50 cm de diámetro que coincidían en un anillo plano engrasado y los usó para demostrar el poder del vacío al emperador Fernando III en 1654. Cuando los hemisferios fueron unidos y se hizo vacío, la presión del aire los mantuvo unidos aunque dos equipos de caballos tiraron de ellos tratando de separarlos. Cuando por medio de una llave se permitió entrar al aire, los hemisferios se separaron.



Instituto Latinoamericano de la Comunicación Educativa

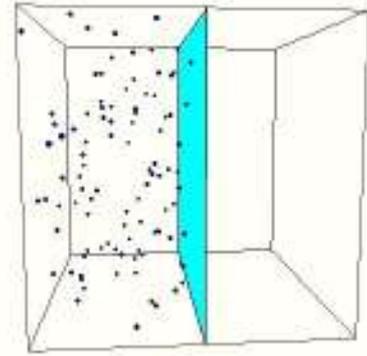
http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen1/ciencia2/23/htm/sec_6.htm

Tarea

Supuesto que se cree un vacío perfecto en el interior de las semiesferas calcular la fuerza que hay que realizar para separarlas.

VI.3 - Modelo de los gases ideales.

Los gases son quizás la forma más sencilla de materia. Su comportamiento depende solamente del movimiento de sus moléculas, nada más. Con un modelo sencillo podemos profundizar en conceptos como presión, energía interna, temperatura, calor, trabajo. Hemos visto cómo desde hace tres siglos y medio se conoce y se mide la presión de los gases, la primera "ley de los gases" fue enunciada por Robert Boyle en 1660, estaba interesado en lo que denominaba "el muelle de aire", esto es, cuánto empuja cuando se le comprime. Boyle demostró que si se comprimía una cierta cantidad de aire a la mitad de su volumen, la presión se duplicaba, esta ley la podemos representar mediante la expresión matemática:



$$P \cdot V = \text{constante}$$

Igualmente se encuentra que la presión de un cierto volumen de aire es proporcional a la cantidad de aire que ocupe dicho volumen siempre que se mantenga constante la temperatura. De la experiencia llegamos a la conclusión de que para un gas que contenga N moléculas se cumple que: $PV/T = \text{Const}$, es la expresión conocida como ley de Boyle. También encontramos que la presión era proporcional al número de partículas que forman el gas y a su temperatura. A la constante de proporcionalidad la llamamos k , constante de Boltzmann (1844-1906) el cual nunca conoció su valor ¡ni llegó a escribirla!

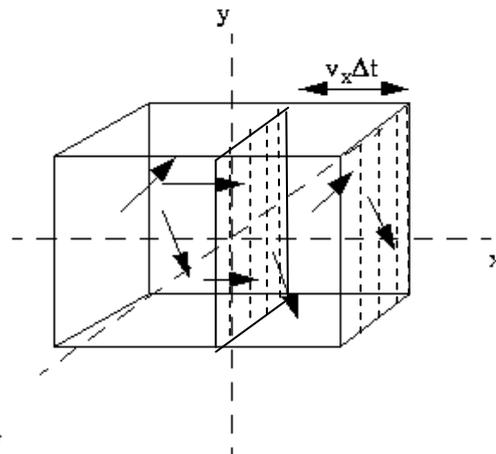
A principios del siglo XIX Joseph Gay-Lussac repite las experiencias demostrando que esta relación es correcta independientemente del tipo de gas que se estudie.

$$PV = NkT$$

(*Advancing Physics A2 13 Matter: very simple p. 83*)

VI.4 - Átomos en movimiento: temperatura.

En nuestro modelo cinético de gases ideales la presión que se ejerce sobre las paredes es debida al cambio en su cantidad de movimiento al chocar con las mismas. Tomando una partícula que viaja con una componente v_x de velocidad y rebota en la pared volviendo con el mismo valor pero de signo opuesto la variación en la cantidad de movimiento será:



$$\Delta p = mv_x - (-mv_x) = 2mv_x$$

El número de moléculas que chocan con la pared en un intervalo de tiempo Δt son aquellas que se encuentran a una distancia igual o inferior a

$$v_x \Delta t$$

Si hay N partículas en la caja, por unidad de volumen habrá N/V , en el volumen comprendido en el paralelogramo definido por los planos marcados en la imagen habrá con componente de velocidad v_x en el sentido positivo:

$$\frac{1}{2} \frac{N}{V} v_x \Delta t A$$

La variación total de la cantidad de movimiento en el intervalo de tiempo Δt de las moléculas del gas será:

$$\Delta p = \frac{1}{2} \frac{N}{V} v_x \Delta t A (2m v_x) = \frac{N}{V} m v_x^2 A \Delta t$$

La fuerza ejercida sobre la pared será la variación de la cantidad de movimiento por unidad de tiempo, $F = \Delta p / \Delta t$ y la presión ejercida será este valor dividido por el área de la pared A .

$$P = \frac{F}{A} = \frac{\Delta p}{\Delta t} \frac{1}{A} = \frac{N}{V} m v_x^2$$

Teniendo en cuenta que no todas las moléculas poseen el mismo valor de la componente x de la velocidad, tomaremos su valor medio.

$$PV = NkT = 2N \left(\frac{1}{2} m v_x^2 \right)_m$$

Donde hemos recordado la relación experimental entre P , V y T . De esta expresión deducimos que la energía cinética media asociada con el movimiento a lo largo del eje x es $kT/2$, como dicho eje no tiene ningún privilegio, la energía asociada con los otros dos ejes también será la misma por lo que la energía cinética media asociada a la componente x la podemos escribir como un tercio de la energía cinética media total:

$$PV = \frac{2}{3} N \left(\frac{1}{2} m v^2 \right)_{medio}$$

Comparando con nuestra ecuación de gases ideales podemos concluir que:

La temperatura de un gas ideal es una medida de la energía cinética media de traslación de sus moléculas.

$$N k T = \frac{2}{3} N \left(\frac{1}{2} m v^2 \right)_{media} \quad \left(\frac{1}{2} m v^2 \right)_{media} = \frac{3}{2} k T$$

Podemos decir que en un gas ideal la energía cinética media de sus moléculas es igual a tres medios de $k T$. Hay una relación directa entre la temperatura y la energía cinética de las moléculas de un gas.

VI.5 - Energía interna. Trabajo.

En nuestro modelo de gases ideales las moléculas poseen una energía cinética, su valor medio viene relacionado con la temperatura del sistema, a la suma de la energía de todas las moléculas la llamamos *Energía Interna del sistema*.

Si dejamos expandir un gas contra un pistón el gas pierde energía y la pared gana energía cinética, el trabajo que realiza el gas lo podemos obtener a partir de la presión del siguiente modo:

$$dW = F \cdot dx = P \cdot A \cdot dx = P \cdot dV$$

En donde hemos considerado un desplazamiento infinitesimal. En la siguiente dirección encontrarás una simulación en la que se muestra la experiencia indicada:

<http://webs.um.es/jmz/termo/Trabajo/trabexp1.html>

Tarea

En un gas ideal ¿puede haber trabajo si no hay variación de volumen?

Para obtener el trabajo en un cierto desplazamiento finito sumamos los trabajos infinitesimales, es decir, integramos.

$$W = \int P dV$$

Supongamos que un gas pasa de ocupar un volumen V_1 a ocupar un volumen V_2 manteniendo constante la temperatura, en este caso la expresión anterior es fácilmente integrable.

$$W = \int_{V_1}^{V_2} P dV = \int_{V_1}^{V_2} \frac{n R T}{V} dV = n R T \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = n R T \ln \frac{V_2}{V_1}$$

A este tipo de procesos se le denomina isoterma.

Tarea

Encontrar la expresión del trabajo para un proceso en el que el volumen varía de V_1 a V_2 a presión constante.

VI.6 - Calor, calor específico. Primer principio de la Termodinámica.

Si pongo dos objetos que se encuentran con diferentes temperaturas en contacto, las partículas del cuerpo con mayor temperatura al chocar con las del cuerpo que tiene menor temperatura le ceden energía hasta que la energía media se iguale, a esta transferencia de energía se le denomina calor. Podemos decir que el calor es un trabajo realizado a nivel microscópico.

La expresión de la conservación de la energía en este tipo de procesos constituye el llamado *Primer Principio de la Termodinámica* que se expresa:

$$\Delta U = Q + W$$

La variación de la energía interna de un sistema viene dado por el calor transferido más el trabajo realizado. Hay que tener en cuenta los signos para que la igualdad sea coherente, por ejemplo si el sistema cede calor Q será negativo para que de esta forma la variación de la energía interna del sistema disminuya.

VI.7 - Diagramas PV

Si representamos un proceso en unos ejes de coordenadas en los que las abscisas sean las presiones y las ordenadas el volumen encontraremos distintos tipos de representaciones que nos pueden ayudar a estudiar el proceso, por ejemplo en la figura A se ha representado un proceso inicialmente a presión constante y otro a volumen constante, en la figura B inicialmente el proceso es a volumen constante para terminar con uno a presión constante y por último en la figura C tenemos un proceso a temperatura constante.

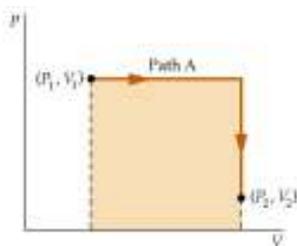


Figura A

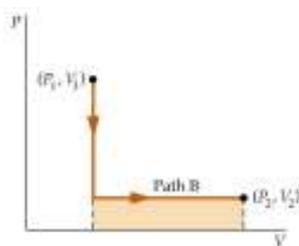


Figura B

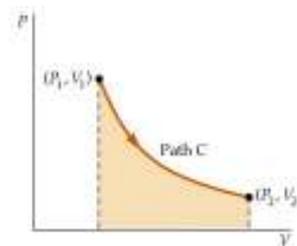


Figura C

Dado que el trabajo viene dado por la integral de la presión por el diferencial de volumen, el área bajo la gráfica nos da el trabajo invertido en el proceso.