

5
24



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA
DE MEXICO

FACULTAD DE QUIMICA

El concepto de calor en la historia de la química



(TRABAJO MONOGRAFICO DE ACTUALIZACION) EXAMENES PROFESIONALES QUIMICA

QUE PARA OBTENER EL TITULO DE

Q U I M I C O

P R E S E N T A :

IRENE MARIA ARTIGAS ALBARELLI

TESIS CON
FALLA DE ORIGEN

México, D. F.

1991



Universidad Nacional
Autónoma de México

UNAM



UNAM – Dirección General de Bibliotecas Tesis Digitales Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS © PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

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

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

Índice

Introducción

El fuego: sinónimo de calor hasta la Edad Media	
El fuego	5
El fuego y la alfarería	7
El fuego y los metales	8
El fuego y los mitos	9
El fuego como elemento: primeras explicaciones racionales	12
El fuego y la alquimia	14
El calor y sus aplicaciones hasta el siglo XIX	
El siglo XVI: los inicios de la ciencia	17
El siglo XVII: las primeras máquinas	19
El concepto de calor en la termodinámica clásica	
El nacimiento de la termodinámica	25
La termodinámica clásica	30
Revisión de los planteamientos de algunos autores modernos sobre las dificultades del término calor	36
¿Calor o energía?	39
¿Calor o trabajo?	40
El calor y los calorímetros	45
El calor y el lenguaje	48
El concepto de calor en la divulgación científica y en los libros de texto	55
Notación de calor	58
Conclusiones	58
Notas	
Bibliografía	

Introducción

La historia de la ciencia permite seguir y comprender mejor muchos conceptos. El sólo conocer los modelos actuales de los fenómenos químicos tiene varios problemas. En primer lugar podría parecer que estas explicaciones fueron obvias e inmediatas, que son las explicaciones que siempre se han dado al fenómeno y que a nadie podía habersele ocurrido nada más. En segundo lugar, el sólo conocer las explicaciones actuales nos impide ver cómo la ciencia ha avanzado, cómo se ha ido formando y preveer hacia dónde puede ir. Conocer el desarrollo de un concepto nos permite visualizar cómo los investigadores fueron resolviendo problemas y cómo se inventaban otros, nos permite ver cómo el cambio de idea con respecto a un concepto permite que la ciencia se desarrolle hacia lugares que le estaban vedados, hacia lugares donde sus explicaciones anteriores no le conducían. Conocer el desarrollo del conocimiento científico nos acerca a lo que es en realidad la ciencia: una mera explicación (que los investigadores generan) de la naturaleza: explicación que cambia, que resuelve algunas dudas y que lleva a más explicaciones que resolverán otras dudas. La ciencia no puede pretender ser un gran bloque estático que no puede moverse, que sólo tiene que conocerse, cargarse y usarse. La ciencia tiene que entenderse como un continuum: nuestros conceptos se derivan de los de los hombres que venían antes que nosotros y llevarán, si la entendemos realmente, a nuevos conceptos para los que siguen.

Conocer la historia de un concepto siempre nos lleva a ganar algo. Algunas veces las explicaciones anteriores vuelven a ser

vigentes; algunas otras parecen ingenuas y hasta ridículas, pero el saber que los mecanismos por los cuales se llegó a esa explicación, el saber cómo esa explicación resolvía ciertos problemas, ya nos enseña sobre lo que debe ser nuestro trabajo como científicos: investigadores e inventores, hombres que, gracias a que saben, pueden cuestionar las cosas y cambiarlas o acaptarlas con convicción.

El conocer la historia del desarrollo del concepto de calor es un claro ejemplo de lo útil que es acercarnos a la ciencia desde un punto de vista diacrónico. El calor es un término que aún ahora representa muchos problemas. El calor siempre ha estado relacionado con conceptos clave. El "dominar el calor" siempre ha permitido grandes avances. Dominar el calor significó primero dominar el fuego, y hacerlo dio pie a muchos adelantos a los que nos aproximaremos en el primer capítulo. Podía dominarse al fuego de diversas formas: práctica y racionalmente. La alfarería, la minería, la herrería, el chamanismo, el mito, el fuego como componente elemental de las cosas son gamas de los dos polos que siempre se oponen y complementan: la ciencia y la técnica.

Al separarse los conceptos de calor y fuego, en el siglo XVI, surgió la necesidad de explicarlos por separado. Durante ese siglo y el siguiente se sentarían las bases para el surgimiento de dos teorías que explicarían estos conceptos: la teoría del calórico y la teoría del flogisto, teoría que no sería descartada hasta que Lavoisier sentó las bases de la química moderna.

El aprovechamiento del calor, no su comprensión dio

pie a grandes adelantos tecnológicos. La tecnología de los siglos XVII y XVIII avanzó sin grandes explicaciones al respecto. La teoría que la sustentaba, el calórico, tomó tal fuerza, que aún ahora seguimos cargando restos de su lenguaje, lo que ocasiona grandes confusiones respecto al término de calor. (Cap.2)

Pero llegó un momento en que la técnica no pudo seguir desarrollándose sin que hubiera un cambio en la explicación del fenómeno. Las máquinas ya se habían desarrollado a un máximo y el calórico no explicaba porqué. Entonces surgió la termodinámica con una nueva manera de explicar el problema.

La termodinámica fue propuesta casi veinte años después de que Carnot, el primero en entender al calor como otra cosa, había muerto. Joule y Thomson, por su lado, ayudaron a comprender ciertas leyes que Planck establecería después. Es muy importante notar que muchos de estos nombres son famosos por haber leído el trabajo de los otros y haberlo recuperado. Faraday, por ejemplo, rescató los trabajos de Joule y los volvió a presentar a las comunidades científicas, logrando su aceptación antes negada. Planck leía, y se asombraba de los escritos de Clausius trabajándolos y replanteándolos. Ambos conocían el desarrollo del concepto de calor y apoyaban lo que consideraban cierto. En el capítulo tercero se ven con más detalle todos estos ejemplos.

Actualmente se siguen las ideas de todos estos investigadores; la termodinámica nos da la explicación del término calor y "supuestamente" es la forma en que lo entendemos. Sin

embargo, el término lleva una carga de problemas, que exponemos en los últimos capítulos, que no hemos resuelto, o que hacemos todo lo posible por no resolver. Muchas veces nuestras explicaciones calóricas al término se ajustan a las leyes modernas. Muchas veces nuestras mentes siguen entendiendo al calor como algo que ocupa lugar en el espacio, como una sustancia. Artículos recientes siguen discutiendo el problema. Barrow (1) propone fundamentar la termodinámica en base a la energía y olvidar los términos calor y trabajo.

Todo esto nos corrobora la fragilidad del término y nos recuerda que nuestras teorías sólo son modelos, formas de explicar la realidad, modelos que nos hacen posible entender el mundo que nos rodea y que no son ese mundo que nos rodea.

En este trabajo no se pretende hacer una historia exhaustiva del término. Sólo se intentan marcar líneas generales y posibles de investigación. No siguió ninguno de los métodos históricos de recopilación (marxista, positivista, por ejemplo), solamente es un adelanto de la riqueza, posibilidades e importancia de entender que la ciencia tiene una historia y que es parte de un todo: la cultura.

Capítulo I. El fuego: sinónimo
de calor hasta la Edad Media

El fuego

La forma de vida del hombre cambió totalmente cuando aprendió a dominar el fuego. Hasta antes de este acontecimiento el hombre imitaba a los animales para adaptarse al medio. De esta forma adaptó y utilizó palancas, piedras, picos y pieles. Al controlar el fuego, el hombre dió un paso definitivo que lo diferenció de cualquier otro animal.

No se sabe exactamente cómo y cuándo pudo el hombre hacer el primer fuego. En la naturaleza, el fuego no aparece muy comúnmente y sólo se encuentra en la cercanía de los volcanes o en los yacimientos de gas natural. Algún "accidente", como una tormenta, puede hacer que un bosque se incendie y posiblemente el mantenimiento y propagación del fuego producido por algunos de estos accidentes fue la primera forma en que el hombre controló el fuego. Se cree que hace aproximadamente 400 mil años ya se podía encender una fogata frotando el pedernal contra un trozo de pirita de hierro. El hecho de que las tribus salvajes enciendan de muy diversas maneras sus fuegos -fricción entre dos pedazos de madera, calor generado al comprimir aire en un tubo de bambú, arados de fuego, taladros de fuego- indica que este descubrimiento debió ocurrir cuando ya existían en el mundo diversos grupos de humanos.

Los resultados prácticos que tuvo el dominio del fuego son innumerables: el hombre obtuvo calor y luz para las noches, noches que hasta entonces le eran prohibidas; pudo también recorrer cuevas y ver si eran seguras y habitables; pudo emigrar y sobrevivir en zonas más frías. El fuego era un arma eficaz contra los animales salvajes y contra otras tribus más primitivas. Además tuvo un efecto muy importante en lo que se refiere a la alimentación: con el fuego surgió la cocina y, con ella, cambios enormes relacionados con la dieta y la salud del hombre. Seguramente lo primero que el hombre cocinó fueron carne y raíces. Esto era fácil ya que puede hacerse directamente en la flama o en las cenizas calientes de una fogata. El problema surgió cuando el hombre quiso calentar líquidos. La primera solución que encontró fue echar piedras calientes en baldes de cuero o cestas permeables que contenían los líquidos a calentar. Después vio que si recubría estas cestas con una capa de arcilla podía ponerlas directamente al fuego para cocer o calentar los mismos líquidos. El hombre observó que la capa de arcilla se endurecía por la acción del fuego y, entonces, se dio cuenta que podía prescindir de las cestas y hacer sus propios recipientes de arcilla: se estaban sentando las bases de la alfarería. Lo que ocurría es que por la acción del fuego, la arcilla, un silicato de aluminio hidratado, perdía, a 600°C su agua de constitución, reduciéndose su plasticidad y manteniéndose su forma. El descubrimiento de la alfarería consistió fundamentalmente en encontrar la manera de



Figura 1.
HERREROS Y ALFAREROS

controlar y utilizar la transformación química anterior.

Es importante tomar en cuenta que no todas las tribus conocían la solución al problema de la cocción y que el transporte de las vasijas era muy difícil, ya que éstas eran muy pesadas y frágiles. Esta es la razón por la cual para muchos grupos humanos la expresión "carne cocida" es sinónimo de fiesta.

El fuego y la alfarería

El hombre observó que, dependiendo del origen del fuego usado, las vasijas adquirían diferentes colores: a los fuegos humeantes obtenidos de los matorrales correspondían vasijas negras o grises; cuando el clima era seco, las vasijas eran de un color más rojizo o pardo; los fuegos hechos con plantas del desierto daban piezas de colores pálidos, rosados o verdosos. El alfarero aprendió entonces a seleccionar estos fuegos, junto con diferentes tipos de arcillas, para obtener vasijas del color deseado. El color que se observa en la pieza antes del cocimiento es muy diferente al de la pieza cocida, por lo que el alfarero debía conocer e imaginar el cambio que la pieza sufriría. Debía controlar el fuego y a veces evitar que el humo llegase a la pieza. Esto sólo pudo lograrse por completo con la invención de los hornos: en ellos, las vasijas podían alcanzar temperaturas de 900 a 1000^oC sin que las llamas las tocaran, además de que podían calentarse homogéneamente y por lo tanto no romperse. El primer horno del que se tiene conocimiento corresponde a la Edad de Hierro (3000 a.C). Como se

puede observar, la alfarería dependía de muchos factores que el alfarero tenía que conocer: era un iniciado.

El fuego y los metales

Cuando el hombre empezó a trabajar los metales, el fuego significó una gran ayuda. Los metales, al inicio principalmente el cobre, se moldeaban con martillo para obtener diferentes utensilios. El hombre observó que al calentar el metal era mucho más fácil darle forma. Esto fue el comienzo de un largo camino que llevó al hombre a aprender que el metal puede fundirse y vaciarse en moldes y, que al enfriarse, endurece. Todo esto incluye el saber extraerlo de ciertos minerales. El hecho de descubrir la maleabilidad de los metales sustituyó el uso de la piedra: podían hacerse utensilios tan duros como ésta pero con la forma deseada.

Para que el hombre pudiera conocer todas estas cosas tuvieron que pasar muchos años. Por ejemplo, la temperatura necesaria para fundir el cobre es de 1200°C , temperatura que sólo se obtiene con la ayuda de un fuelle; el primer fuelle del que se tiene conocimiento data del año 1600 a.C. Por otro lado, la extracción del metal a partir del mineral debió haber sido un paso sorprendente ya que la apariencia de ambos es muy diferente. Seguramente el entender esta transformación tomó también muchos años. Después del cobre, el hombre solamente debía extender su experiencia a los demás metales.

"La plata y el oro se encuentran ya en las tumbas prehistóricas de Egipto, y fueron extensamente utilizadas en Mesopotamia antes del año 3000 a.C.; y un poco más tarde, se fundían ocasionalmente minerales de hierro en Mesopotamia. Sin embargo el hierro no fue fundido ni trabajado en ninguna parte, en escala industrial, antes del año 1400 a.C. El estaño era conocido para los metalúrgicos del Sumer y del Valle del Indo, poco después del año 3000 a.C., se utilizó principalmente como aleación del cobre, para simplificar el proceso de colado."(2)

Conocer la mejor forma de obtener el metal, las temperaturas adecuadas, los secretos para colarlo bien, para trabajarlo, hacían del herrero un iniciado.

El fuego y los mitos

Los mitos representan el primer intento del hombre por explicarse los fenómenos naturales. El fuego dió tanto que pensar a la humanidad que existen infinidad de mitos asociados con él: el fuego tiene la capacidad de cambiarlo todo, es como el tiempo. Por eso Zeus, dios del rayo, destrona a Cronos, dios del tiempo. El rayo puede producir fuego y es incontrolable, por eso Zeus es el padre de Hefesto, el Fuego, y es mucho más poderoso. Cuando Prometeo fue invitado por los dioses como árbitro para determinar qué parte de las víctimas correspondía a los hombres y qué parte a los dioses, hizo (Prometeo) "de un cuero de toro dos bolsas, y

puso en dos partes a la víctima. En una bolsa puso la carne y los intestinos; en la otra, la grasa y los huesos".(3) Llevó las dos bolsas ante Zeus y le propuso escoger una de ellas. Naturalmente, el dios eligió lo que creyó contenía la carne: la bolsa con la grasa. Al saber la trampa en la que había caído, Zeus dijo a Prometeo: "Vaya, que sea suya la carne, pero que la coman cruda. Fuego no habrá para ellos".(4) Prometeo calló y se fue a buscar a Atenea pidiéndole ayuda para subir al Olimpo. La diosa lo ayudó y, en el Olimpo, Prometeo encendió una tea con el Sol y con ella una brasa que llevó a guardar en un hueco del tallo de un hinojo. Apagó la antorcha, tomó la vara de hinojo y huyó al mundo. Entregó a los mortales en esta forma el fuego. Cuando Zeus lo supo juró vengarse.

Analizando el mito se puede ver lo que fue para el hombre el poseer el fuego. Era algo que lo acercaba a los dioses -por eso los dioses se enojaron al saber que el fuego ya no era exclusivo para ellos. Era algo que sólo podía haber venido de un dios, Prometeo, que además sería castigado por dar el fuego a los mortales.

Dominar el fuego era emular a la Naturaleza. El fuego representaba para el hombre el poder de transformar las cosas; para Eliade "el hombre puede (con el fuego) intervenir en el ritmo temporal cósmico, puede anticipar un resultado natural, anticipar un crecimiento...éste es el punto de partida del gran descubrimiento, según el cual el hombre puede asumir la obra del

puso en dos partes a la víctima. En una bolsa puso la carne y los intestinos; en la otra, la grasa y los huesos".(3) Llevó las dos bolsas ante Zeus y le propuso escoger una de ellas. Naturalmente, el dios eligió lo que creyó contenía la carne: la bolsa con la grasa. Al saber la trampa en la que había caído, Zeus dijo a Prometeo: "Vaya, que sea suya la carne, pero que la coman cruda. Fuego no habrá para ellos".(4) Prometeo calló y se fue a buscar a Atenea pidiéndole ayuda para subir al Olimpo. La diosa lo ayudó y, en el Olimpo, Prometeo encendió una tea con el Sol y con ella una brasa que llevó a guardar en un hueco del tallo de un hinojo. Apagó la antorcha, tomó la vara de hinojo y huyó al mundo. Entregó a los mortales en esta forma el fuego. Cuando Zeus lo supo juró vengarse.

Analizando el mito se puede ver lo que fue para el hombre el poseer el fuego. Era algo que lo acercaba a los dioses -por eso los dioses se enojaron al saber que el fuego ya no era exclusivo para ellos. Era algo que sólo podía haber venido de un dios, Prometeo, que además sería castigado por dar el fuego a los mortales.

Dominar el fuego era emular a la Naturaleza. El fuego representaba para el hombre el poder de transformar las cosas; para Eliade "el hombre puede (con el fuego) intervenir en el ritmo temporal cósmico, puede anticipar un resultado natural, anticipar un crecimiento...éste es el punto de partida del gran descubrimiento, según el cual el hombre puede asumir la obra del

Tiempo."(5) Pero no solamente se puede hacer lo que hace la Naturaleza, se puede hacer más y es por eso que la alfarería, la minería y la herrería siempre estuvieron relacionados con lo mágico.

Se pensaba que el descubrimiento de una mina era debido a la revelación de algún dios: San Perán, santo patrono de las minas, fue el que descubrió la fusión de los metales. Los hornos tenían la misma función que la tierra: eran matrices en donde los metales se desarrollaban, se completaban, eran como embriones. Por eso, alrededor de los hornos, siempre hay ritos asociados a embriones.

Según Eliade, los herreros, al igual que los chamanes, son señores del fuego: "el primer herrero, el primer chamán y el primer alfarero, eran hermanos de sangre. El herrero era el mayor y el chamán estaba entre los dos... el chamán no puede apoderarse de las almas de los herreros pues éstos las conservan en el fuego; por el contrario, es posible para el herrero apoderarse del alma de un chamán y quemarla con el fuego".(6)

Los mitos y rituales chamánicos atestiguan la impostancia del fuego y su relación con la magia, como se puede ver en los simbolismos de iniciación del fuego y la fragua, de la muerte y resurrección por el fuego, de la forja sobre el yunque. Es en este contexto en donde se puede ver el origen de la alquimia, en "colaborar con la Naturaleza, ayudarla a producir con un tempo cada vez más acelerado a modificar las modalidades de la



Figura 2
Los cuatro elementos

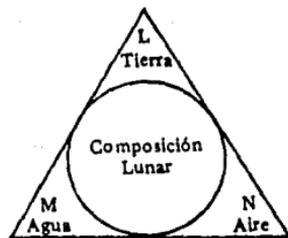


Figura 3. Composición solar y lunar

materia."(7) La Piedra Filosofal no es más que el medio por el cual el hombre y el Cosmos cambian. La piedra, otra vez retomando a Eliade, "Suprimía el intervalo temporal que separaba la condición actual de un metal imperfecto de su condición final (ya convertido en oro)".(8)

El fuego como elemento: primeras explicaciones racionales

El descubrimiento del fuego tuvo tanto impacto en el hombre y fue considerado tan importante que siempre fue incluido en todos los intentos de explicar el mundo. Anaximandro (611-547 a.C.) añadió el fuego a los tres elementos que los babilonios y egipcios habían considerado como constituyentes primarios del mundo -agua, tierra y aire. Suponía que había una sustancia primigenia de la que surgieron los cuatro elementos. Para Anaximandro, "el fuego evaporaba el agua, produciendo tierra seca, los vapores de agua se elevaban para encerrar al fuego en tubos circulares de humedad. Los que parecían ser cuerpos celestes eran agujeros en esos tubos que nos permitían ver el fuego interior. El diámetro del tubo que contenía al sol era unas veintisiete veces el diámetro de la Tierra, y el del tubo que contenía a la luna era dieciocho veces esa medida."(9)

Para Heráclito de Efeso (550-475 a.C.) el fuego era el origen y la imagen de todas las cosas. La llama simbolizaba el fujo y cambio de todo: "Todas las cosas se cambian por fuego y el fuego, por todas las cosas, a la manera en que las mercancías se cambian

FE DE ERRATAS

Dice

Pág. 2 acaptarlas
Pág. 3 desarrollándose sin
Pág. 3 Clausius
Pág. 12 cosasse
Pág. 14 nortey
Pág. 15 obtenmido
Pág. 15 sustanica
Pág. 20 unamáquina
Pág. 21 cocnluian
Pág. 22 comoexpresiones
Pág. 29 energãa
Pág. 30 pasar
Pág. 38 modificaddo
Pág. 39 que adhieren
Pág. 40 siempre
Pág. 43 al calor producido
Pág. 47 com#nmente
Pág. 49 m ã

Debe decir

aceptarlas
desarrollándose sin
Clausius
cosas se
norte y
obtenido
sustancia
una máquina
concluian
como expresiones
energía
pasa
modificado
que se adhieren
siempre
al trabajo producido
comúnmente
más

por oro y el oro por mercancías". (10)

Un poco después, el pitagórico Filolao de Tarento (480-400 a.C.) sugeriría que la Tierra se movía cada día, de oeste a este, alrededor de un fuego central. Un lado de la Tierra siempre veía a ese fuego: Grecia se encontraba situada en el lado de la Tierra que no veía el fuego central.

Para los atomistas existía una correspondencia entre los hombre y el Universo: la vida y el alma se correspondían con el fuego ya que estaban formados por pequeños átomos redondos que se expelían constantemente del cuerpo y que se tomaban del aire.

La concepción platónica del Universo suponía que al comienzo había dos tipos de triángulos rectángulos de los cuáles se derivaban cuatro sólidos regulares que componían las partículas de los cuatro elementos: las del fuego eran tetraedros, las del aire octaedros, las del agua icosaedros y las de la tierra cubos. La proporción entre aire y agua debía ser la misma que entre agua y fuego, y agua y tierra.

Aristóteles retomó la idea de los cuatro elementos y agregó un quinto: el éter, el elemento de las regiones superiores. Los demás elementos pertenecían a las capas sublunares. Las ideas de Aristóteles tendrían una gran influencia en los siguientes siglos.

Pero no sólo en Occidente el fuego era uno de los elementos fundamentales, en China, por ejemplo, en el siglo IV, se explicaba todo en función de dos principios: el Yin, la fuerza pasiva,



Figuras 4 y 5. Elementos alquimicos

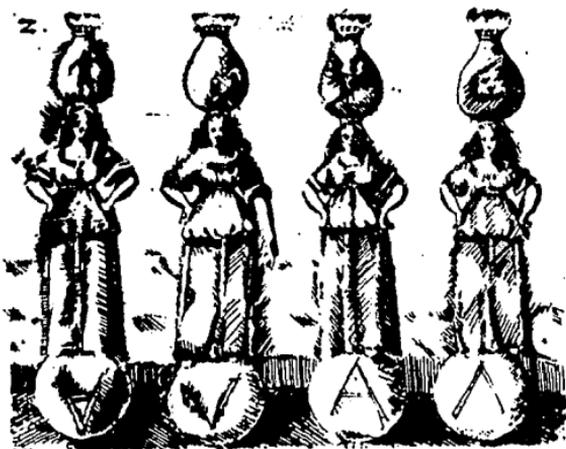




Figura 6

ALQUIMISTAS



Figura 7

oscura y femenina, y el Yang, la fuerza activa, luminosa masculina. La interacción de estas fuerzas producía los cinco elementos: el agua, asociada a los mariscos, lo negro, lo salado el norte y el invierno; la madera, asociada a los peces, lo verde, lo ácido, el oriente y la primavera; el metal, que se asociaba a los cuadrúpedos, lo blanco, lo picante, el occidente y el otoño; y finalmente la tierra, que correspondía al hombre, lo amarillo y lo dulce.

El fuego y la alquimia

Todas estas ideas eran manejadas por los alquimistas que, como Heráclito, creían en la transmutación de la materia. Los alquimistas predominaron hasta finales de la Edad Media y siempre fueron perseguidos por considerarse asociados a lo oculto, a la magia. El alquimista, como el herrero y el alfarero, es un señor del fuego ya que con él cambia a las sustancias. Estos oficios son sólo para iniciados, como lo atestiguan los ritos de iniciación de cada uno: todos trabajan con una materia que consideran viva y sagrada.

La alquimia fue prohibida por Juan XXII en 1317, lo que indica que estaba muy extendida. Para los alquimista, los metales se engendraban por la unión del principio masculino o azufre y el femenino o mercurio. Los metales bajos se podían ennoblecer mediante un proceso de muerte y resurrección asociado al fuego. Las

sustancias inorgánicas se consideraban seres vivos compuestos de alma y cuerpo. Los componentes de las sustancias podían separarse gracias al calor, con lo que el espíritu se desprendía como vapor, que podía condensarse; el líquido obtenido con este proceso contenía las esencias concentradas de la sustancia original y con él podía darse nueva vida a los cuerpos viejos.

En los textos alquímicos las sustancias rara vez eran llamadas por su nombre. Por ejemplo, muchas veces los términos agua y fuego, aunque opuestos en el sentido restringido de elementos eran intercambiados. Para el alquimista, no había diferencia entre fundir un metal con calor o "fundir" una sal al agregarle agua: "agua en llamas que obra como los efectos del fuego".(11)

Además, por estar tan perseguidos, los alquimistas debían disfrazar sus métodos. Muchos textos alquímicos se confunden con poemas, por el uso extremo de metáforas; o con textos astrológicos, por la asociación de los metales con los planetas ; o inclusive con textos relacionados con los dioses. El alquimista tampoco podía ir divulgando sus conocimientos, ya que perdía poder: eran sus secretos, era su magia.

Paracelso (1493-1541) sostenía que el cuerpo humano es semejante a un horno alquímico en el que se cuecen los alimentos y se transforman en nuestra propia sustancia. Con él, las especulaciones mágicas se ven de una forma nueva y se tratan de

explicar a través de lo natural: "la experiencia debe darse en la ciencia porque la ciencia es experiencia".(12) Aunque Paracelso era y se consideraba a sí mismo un alquimista fue el primero en introducir el término "química" en la literatura científica y paracientífica. Para el alquimista, la alquimia es una ciencia sagrada, mientras que la química es una degradación y sólo puede tomar forma después de haber despojado a las sustancias de su sacralidad. La química entrañaba la secularización de una ciencia sagrada.

Capítulo II. El calor y sus aplicaciones

hasta el siglo XIX

El siglo XVI: los inicios de la ciencia

Las primeras ideas elementales relativas a la medición del calor provinieron de la medicina. Los médicos dividían al calor y al frío en cuatro grados o fases. El primero de estos grados era casi imperceptible y el último era mortal. Se asignaba a cada medicina un grado y al enfriarla o calentarla se conseguía que este grado variara, corrigiendo o "atemperando" el grado opuesto. La noción posterior de temperatura se derivó de este "atemperar" las medicinas.

Esta doctrina médico-filosófica sobrevivió y adquirió una nueva forma en el Renacimiento. Telesio (1509-1588) hizo de la antítesis frío-calor la característica principal de su filosofía. El universo, según él, funcionaba debido a la lucha entre el calor y el frío. Esta noción constituye una anticipación a la teoría de la energía e incluye en cierta forma la idea de la conservación de la misma.

En 1540 se publicó en Venecia el primer tratado de mineralogía, minería y metalurgia, mismo que representó un acontecimiento de primer orden en la historia de la ciencia. Este tratado es la primera edición de De la pirotechnia libriX de

Vannoccio Biringuccio cuya "ciencia" se deriva directamente de la práctica y cuya guía es la observación y la experiencia. Dejando a un lado algunas imprecisiones de interpretación, en este libro se encuentra una primera indicación del aumento de peso de los metales (plomo y estaño) al calcinarse. El fuego, en lugar de consumir o disminuir el peso de las sustancias, lo aumentaba. Biringuccio consideró que el aumento de peso era de un 8%, que comparado al aumento real de 7.7% es casi exacto. Además trató de explicar el porqué de este aumento de peso: el plomo, un metal "mal misto", tiene en su estructura partes acuosas y áreas que al ser expulsadas por el fuego obstruyen los poros por los cuales entraba el aire. La levedad del aire hacía que el plomo original pesara menos que el de después de la obstrucción. Estas observaciones se extenderían hasta llegar, siglos después a la identificación de la naturaleza de la calcinación, combustión y respiración, al desarrollo de la teoría del flogisto y a su rotunda refutación, al descubrimiento del oxígeno y a la formación de la teoría química moderna.

Francis Bacon (1560-1626) también utilizó, como Telesio, los términos "calor" y "frío" para explicar su filosofía: "Hay que descomponer y analizar a la naturaleza no mediante los auxilios de un fuego natural, sino con la ayuda del espíritu, excluyendo sucesivamente aquellos antecedentes que no se hallan en un determinado ejemplo o naturaleza...ó que no crecen o decrecen con

ella. Solamente después de realizar las debidas exclusiones, se disiparán las opiniones volátiles y quedará en el fondo del crisol la verdad sólida y bien delimitada."(13) Bacon fundamenta filosóficamente el método científico y representa el cambio necesario para hacer de la ciencia algo mucho más serio.

'Sin embargo, aunque la visión empezaba a ser distinta, el "dominar el fuego" siguió siendo sinónimo de poder y cambio. Durante el Renacimiento se desarrollaron las armas de fuego. La pólvora china se utilizó en gran cantidad de aparatos y la artillería aumentó el poder ofensivo de los que conocían sus secretos. El bravo caballero medieval desapareció al enfrentarse a los cañones y proyectiles de los infantes. Este nuevo y diferente dominio del fuego ocasionó el surgimiento de una nueva estructura social.

El siglo XVII: las primeras máquinas

El calor siempre fue asociado a los movimientos de aire y los vapores, por eso no es sorprendente que de los descubrimientos neumáticos del siglo XVII se desprendiera el camino del estudio del calor. Galileo, por ejemplo, construyó un termómetro basado en la expansión del aire y fue el primero en diferenciar los términos "calor" y "fuego": "aquello que produce en nosotros y nos hace sentir el calor y a lo que damos el nombre de Fuego, es una multitud de pequeños corpúsculos arreglados de tal forma que

al moverse con determinada velocidad chocan con nuestros cuerpos, los penetran debido a su tamaño; el contacto de estos corpúsculos al pasar por nuestra sustancia es lo que llamamos calor".(14)

Von Guericke (1602-1686) inventó una máquina neumática que producía el vacío en grandes vasijas. Es famoso por un experimento en que demostró que para separar dos vasijas al vacío se necesitaban dieciseis caballos que jalaran cada una de éstas en sentidos opuestos.

Huygens (1629-1695) ideó una "máquina de pólvora para tener siempre a su disposición un motor que no requiriera gasto alguno de entretenimiento, ni hombres, ni caballos."(15) Se trataba de un émbolo móvil que estaba en el interior de un cilindro. La pólvora se inflamaba, el émbolo subía y luego, una vez expulsados los gases, bajaba. Papin (1647-1712) después reemplazaría los gases de la pólvora por vapor, sugiriendo así la primera versión de una máquina de vapor que usara un cilindro y un pistón. (fig.8)

Thomas Savery (1650-1715) construyó en 1698 lo que puede considerarse la primera máquina de calor en forma.(fig.9)"Su funcionamiento consistía esencialmente en inyectar vapor a un recipiente lleno de agua hasta vaciar su contenido por un tubo vertical a través de una válvula de seguridad. Cuando el recipiente se vacía cesa el suministro de vapor y el vapor contenido se condensa por medio de un chorro de agua fría que cae sobre las paredes exteriores de dicho recipiente y que proviene de

una cisterna colocada en su parte superior. Esto produce un vacío y permite que otro tubo, controlado por otra válvula de seguridad, aspire agua del pozo distribuidor a cualquiera que sea la fuente. Entre tanto, una operación paralela se lleva a cabo en otro recipiente semejante al primero. El vapor se suministra de un horno que consiste de una caldera principal que tiene una alimentación continua de agua caliente la cual proviene de otro horno que calienta agua fría por el fuego encendido en su hoguera. Los niveles de agua en las calderas se controlan por sendas válvulas de presión."(16) Esta máquina se utilizó para extraer agua de las minas de carbón y para distribuir agua para casas habitación y pequeños pueblos.

En 1712 Newcomen construyó una máquina más eficiente y más práctica: no tenía que construirse en el fondo de la galería de la mina, requería menos atención y, como trabajaba con presiones bajas, era más segura. (fig.10)

Como se ha podido observar, el desarrollo de las máquinas térmicas fue independiente de los que podríamos llamar la teoría que explicara el porqué del funcionamiento de las mismas: la tecnología se adelantaba a la ciencia. Pero en el siglo XVII también se estaban estudiando directamente los gases y las sustancias y se concluían cosas que después resultarían de primer orden.

Van Helmont, en el siglo XVII, introduce una visión química de la realidad y concibe a todos los fenómenos de la materia

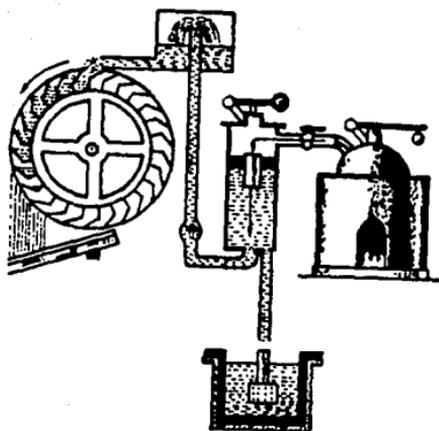


Figura 8. Máquina de Papin

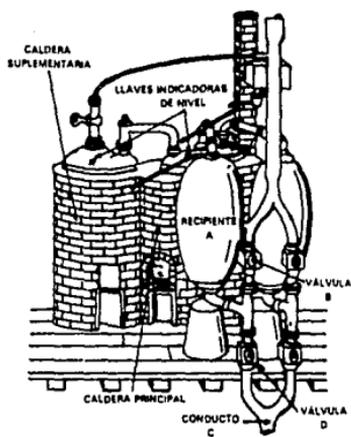


Figura 9. Máquina de Savery

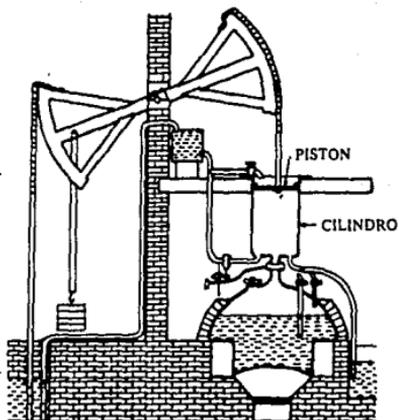


Figura 10. Máquina de Newcomen

orgánica como expresiones de un proceso básico de fermentación. Considera que el fuego debe suprimirse de la antigua tabla de elementos. Para él es un gas incandescente, un vapor encendido. No es una sustancia, sino un mero accidente: "la tierra tampoco puede ser una sustancia elemental puesto que es producida por el agua y a su vez la produce". (17)

Robert Boyle (1627-1691) insistió en la necesidad de llamar "elemento" sólo a sustancias irreducibles, con lo que estableció una clara diferencia entre elemento y compuesto. Utilizando la bomba de Von Guericke demostró que la vida y la combustión eran imposibles en el vacío. Boyle, en su obra Ensayos sobre efluvios sugirió, siguiendo una idea originada en la Grecia Clásica que el calor era una sustancia material que se comportaba como un fluido elástico, sutil, que llenaba todos los cuerpos y cuya densidad aumentaba con la temperatura. "Este fluido se concebía como formado por partículas que se repelen entre sí pero son atraídas a las partículas de materia ordinaria. Cada partícula de materia está entonces rodeada de una atmósfera de calórico de manera que dos partículas materiales se repelen entre sí a cortas distancias, aunque a distancias grandes la atmósfera se atenúa y predomina la fuerza atractiva de la gravedad; así existe un punto de equilibrio intermedio en el cual la fuerza neta es cero. Si la temperatura aumenta y se agrega fluido a la sustancia el punto de equilibrio se desplaza hacia el exterior aumentando la distancia promedio



Figura 11. J. Priestley, "El doctor flogisto"



Figura 11. J. Priestley, "El doctor flogístico"

entre las partículas y produciendo así una expansión del cuerpo. Bajo una compresión el fluido se comprime y aparece en la superficie como calor emitido." (18)

Esta teoría tuvo muchos adeptos, entre ellos Newton y Lavoisier, que dió el nombre de "calórico" a este fluido.

Georg Ernst Stahl (1660-1734) desarrolló las ideas de su maestro Joachim Becher (1635-1682) que sostenía la existencia de un agente universal oculto en el fuego. Stahl divulgó la noción de "flogisto", el principio del fuego, que se manifiesta en la llama durante la combustión. Stahl proponía que el flogisto era un elemento imponderable e inaprehensible que se hallaba en todos los cuerpos que podían arder: azufre, carbones, aceites. El flogisto, según él, rompía, durante la combustión los vínculos con el cuerpo al que está unido. Durante el siglo XVIII el flogisto ocuparía el papel que más adelante se asignaría al oxígeno.

Scheele y Priestley, al mismo tiempo y cada quien por separado, descubren el "gas de fuego", el oxígeno, "en el que una bujía arde con brillo intenso". Scheele comprobó que el "gas de fuego" mezclado con "aire deteriorado" (nitrógeno), permite la combustión y es tan adecuado para respirar como el gas común. Priestley, en 1774 enseña a Lavoisier (1743-1793) la forma de preparar el "gas de fuego", el aire desflogistizado. Cuando Lavoisier es capaz de preparar fácilmente y en cantidades considerables esta sustancia, realiza gran número de experimentos

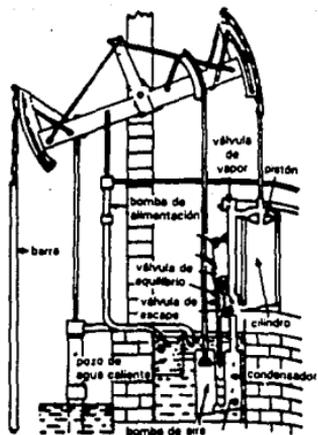


Figura 12. Máquina de Watt

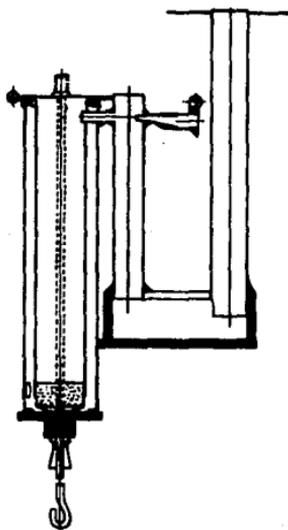


Figura 13. Condensador separado

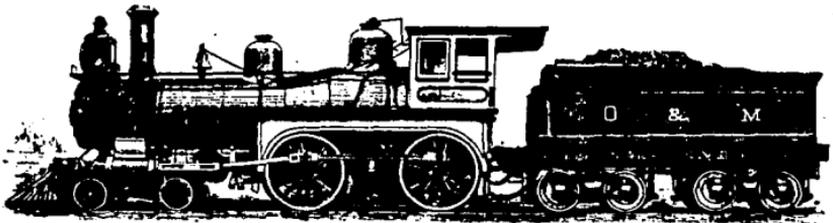


Figura 14. Máquina do vapor

que debilitan y al fin destruyen la teoría flogística. Lavoisier es el creador de una nueva nomenclatura química, él es el que bautiza al aire desflogistizado como oxígeno. No se trata solamente de una colocación de etiquetas: la nueva nomenclatura de Lavoisier da pie al nacimiento de la teoría química moderna.

Joseph Black (1728-1799) realizó varios experimentos encaminados a estudiar cuantitativamente los fenómenos térmicos. Se dio cuenta de que ciertas sustancias, para elevar su temperatura requieren "más calor" que otras. Demostró que determinadas "cantidades de calor" desaparecen con los cambios de estado y puso de manifiesto que las mismas "cantidades de calor" reaparecen al reestablecerse el primer estado. Así concibió el término "calor latente". Black también creía en la existencia del calórico.

James Watt (1736-1819) llevó a cabo la primera aplicación práctica del descubrimiento del calor latente. Al reparar una máquina de vapor de Newcomen, encontró que el desperfecto se debía a la pérdida de vapor que ocurría en el cilindro frío en cada golpe de émbolo. Basándose en la explicación de Black, Watt concibió la idea de calentar el vapor por separado. (figs. 12 y 13). La invención en 1765 del condensador separado fue decisiva para construir una máquina capaz de impulsar con velocidad uniforme a otras máquinas. (fig. 14)

Capítulo III: El concepto de calor
en la Termodinámica.

El nacimiento de la termodinámica

En 1824 Sadi Carnot publicó un folleto, Reflexiones sobre la potencia motriz del calor, y transformó lo que hasta entonces podía considerarse como el arte de hacer máquinas de calor en una ciencia:

Todo mundo sabe que el calor produce movimiento. Ahora, cuando la máquina de vapor es conocida por todos, no puede dudarse que posee (el calor) un gran poder móvil (...) Sin tomar en cuenta las diferentes formas de trabajo que pueden hacer las máquinas de vapor, sin tomar en cuenta la condición tan satisfactoria a la que han sido desarrolladas, su teoría no está muy comprendida y los intentos de mejorarlas siguen haciéndose casi al azar. Muchas veces se ha hecho la pregunta de si la posibilidad de mejorar las máquinas de vapor no tiene límites, límites que la naturaleza de las cosas no permiten sean rebasados de ninguna forma; o por el contrario, si estas mejorías pueden seguirse dando indefinidamente (...) Es necesario establecer principios aplicables no sólo a las máquinas de vapor sino a cualquier máquina térmica, sin importar la sustancia de trabajo ni el método por el cual se opere. (19)

Los estudios de Carnot indican que para que una máquina térmica produjera trabajo mecánico continuo debería intercambiar calor

entre dos cuerpos a diferentes temperaturas, "absorbiendo" calor del cuerpo caliente y transfiriéndolo al cuerpo frío; sin un cuerpo frío para la transferencia de calor, la máquina no puede funcionar siempre. Este razonamiento es una de las formas de la segunda ley, a la que se hará referencia después. "Siempre que exista una diferencia de temperatura se puede producir una fuerza motriz. Recíprocamente, siempre que podamos consumir este poder es posible producir una diferencia de temperatura." (20)

Cuando Carnot realizó este trabajo, la teoría del calórico era la teoría aceptada y Carnot la utilizó en su folleto. Esta fue la causa de que en 1840, cuando el trabajo de Joule había conducido a superar la teoría del calórico, el trabajo de Carnot ocasionara confusión. Las notas de Carnot publicadas en 1878, cuarenta y seis años después de su muerte, mostraron que él creía que había algo mal con la teoría del calórico. Estas notas establecieron que "el calor es simplemente fuerza motriz o trabajo, o mejor aún movimiento que ha cambiado su forma(...), la fuerza motriz es cuantitativamente invariable en su naturaleza; nunca es producida o destruida". (21) Estas notas y el folleto Reflexiones sobre la potencia motriz del calor son la razón por la cual Carnot es considerado el descubridor de la primera y segunda leyes de la termodinámica aunque estas conclusiones se publicaron cuando otros ya habían descubierto la primera ley.

Regresemos algunos años para comprender cómo fue refutada la teoría del calórico. En 1798, el conde Rumford (Benjamin

Thompson), al mando del ejército de Bavaria, observó que, al remolcar los cañones se producía una cantidad ilimitada de "calor" por fricción, hecho que contradecía la teoría calórica de la conservación del calor. Rumford hizo experimentos en los que probaba que un cañón jalado por un caballo durante 2.5 horas aumentaba la temperatura de 27 libras de agua desde la temperatura del hielo hasta la del punto de ebullición. En 1798, frente a la Royal Society de Londres, Rumford leyó un artículo en el que sostenía que la teoría del calórico era incorrecta. Nadie le creyó.

En 1844, Julius Robert Mayer, un físico alemán, postuló que en un ciclo productor de trabajo, el calor introducido debe exceder al calor rechazado por una cantidad proporcional al trabajo producido por la máquina. Von Mayer dedujo el valor de la constante de proporcionalidad a partir de cálculos de ciclos en un sistema gaseoso.

En 1843, James Joule comunicó a la British Association los resultados de ciertos experimentos que llevó a cabo en 1838: aproximadamente 800 ft/lb de trabajo mecánico eran requeridos para elevar la temperatura de una libra de agua en 1^oF. Su comunicado fue recibido con "total incredulidad" y "silencio general". En 1845, frente a la British Association presentó resultados posteriores en los que sugería que el agua en la parte inferior de las Cataratas del Niágara (160 ft de altura) tenía una

temperatura $1/5$ de $^{\circ}\text{F}$ mayor a la del agua de la parte superior. También sugirió por primera vez, a partir de la expansión térmica de los gases, que debía haber un "cero en la temperatura", que situó a 480 grados abajo del punto de congelación del agua. Una vez más, sus resultados fueron ignorados.

En 1749, Michael Faraday presentó a la Royal Society el escrito de Joule titulado Sobre el equivalente mecánico del calor. El artículo fue por fin aceptado y publicado en Philosophical Transactions en 1850. El último párrafo de este trabajo sostenía:

Concluiré, por lo tanto, considerando que ha quedado demostrado por los experimentos expuestos en este escrito:

1. que la cantidad de calor producido por la fricción entre dos cuerpos, sean sólidos o líquidos, es siempre proporcional a la cantidad de fuerza aplicada.
2. que la cantidad de calor capaz de aumentar la temperatura de una libra de agua (pesada al vacío, y a una temperatura entre 55 y 66 $^{\circ}\text{F}$) en 1 $^{\circ}\text{F}$ requiere el gasto de fuerza mecánica representada por la caída de 772 lb en un espacio de 1 ft. (22)

Una tercera proposición sugería que la fricción consistía en la conversión de trabajo mecánico en calor. Esta proposición fue suprimida por el comité responsable de aceptar el trabajo.

En 1849 Lord Kelvin (William Thomson) apuntó el conflicto entre la base calórica de los argumentos de Carnot y las conclusiones alcanzadas por Joule. En 1850 Clausius resolvió el problema proponiendo explícitamente la primera y segunda leyes. En los

siguientes años Clausius definió y nombró la propiedad "entropía" que se conserva en todo proceso reversible, y derivó de la segunda ley el principio del aumento de entropía:

La energía en el mundo es constante.

La entropía del mundo tiende a un máximo. (23)

Las leyes de la termodinámica quedaron explicitadas por Clausius de la siguiente forma:

Primera ley: En todos los casos en los que el trabajo es producido por calor se consume una cantidad de éste último proporcional al trabajo hecho; y a la inversa, al gastar una cantidad igual de trabajo, se produce una cantidad igual de calor. Clausius aplicó esta proposición a un proceso cíclico en un sistema (concepto que acreditó a Carnot) para obtener una proposición de la primera ley en términos de trabajo y calor sin referirse al cambio de estado del sistema.

Esto condujo a la definición de la propiedad llamada energía -"energía mecánica" de Kelvin, "energía" para Gibbs. La formulación de Clausius de la segunda ley es que el paso de calor de un cuerpo frío a uno caliente no puede llevarse a cabo sin alguna compensación.

El escrito de Clausius publicado en 1850 en donde se explicitan estas leyes marcó el nacimiento de la ciencia de la Termodinámica; inmediatamente después, Kelvin propuso y discutió

varias definiciones para escalas termodinámicas de temperatura. James Clerk Maxwell sostuvo que dos cuerpos con la misma temperatura que un tercer cuerpo tienen la misma temperatura entre sí. Esta ley, para algunos la ley cero de la termodinámica, es una versión incompleta de la condición de equilibrio, derivada después por Gibbs, y para otros, un corolario de la segunda ley.

Kelvin y Planck reformularon la segunda ley para evadir el término "compensación" de Clausius. Así Planck escribe:

Clausius dedujo su prueba de la segunda ley de la termodinámica a partir de la hipótesis de que el calor no pasa espontáneamente de un cuerpo caliente a uno frío. Sin embargo esta hipótesis necesita de explicación. No sólo quiere decir que el calor no pasar directamente de un cuerpo frío a uno caliente, sino que también es imposible transmitir por cualquier medio calor de un cuerpo frío a uno caliente sin que ocurra en la naturaleza algún cambio que lo compense...Tratando de aclarar este punto...descubrí la forma de expresar esta hipótesis más sencilla y convenientemente: El proceso de la conducción de calor no puede ser revertido completamente por ningún medio. Un proceso que no puede ser totalmente revertido se llama un proceso "natural". (irreversible). (24)

La termodinámica clásica

Con todo esto se fundamentó la ciencia de la termodinámica que es, hasta ahora la forma en que se entienden y explican los fenómenos relacionados al calor. Hagamos una revisión rápida de la definición y de las leyes y términos fundamentales de la misma. (25)

La termodinámica es la parte de la fisicoquímica que se ocupa de las condiciones que asumen los sistemas materiales y de los cambios de condición que pueden ocurrir, ya sea de manera espontánea o por el resultado de interacciones entre los sistemas, incluyendo interacciones como las del calor, que no pueden ser descritas en términos mecánicos. Es básico, para distinguir a la mecánica de la termodinámica considerar que según la mecánica, toda la energía de un sistema en cualquier estado es convertible en trabajo, mientras que según la termodinámica solamente una fracción de la energía de un sistema es convertible en trabajo sin que exista ningún otro efecto. La palabra se derivó del término therm (calor) y dynamis (fuerza).

La termodinámica clásica se ocupa principalmente de los sistemas físicos en estado de equilibrio estable. Después fue extendida hasta incluir sistemas físicos que no están en equilibrio. Aunque el desarrollo de la termodinámica, en oposición a otros aspectos que estudia la física, ha progresado sin tomar en cuenta detalles de la estructura microscópica de los sistemas fisicoquímicos, muchos científicos, empezando por Boltzman, han sentido que las leyes de la termodinámica deberían ser justificadas por medio de detalladas descripciones microscópicas de la materia y por las leyes de la mecánica (clásica o cuántica) y de la estadística. Siguiendo esta línea se ha desarrollado la termodinámica estadística que, aunque juega un

papel importante en la evaluación de las propiedades de los sistemas, no ha alcanzado una de sus metas originales: derivar las leyes de la termodinámica a partir de las de la mecánica. De hecho parece que la segunda ley de la termodinámica es una ley natural independiente.

La primera ley de la termodinámica expresa que hay una función de estado extensiva (llamada energía total del sistema) de tal modo que para cualquier proceso en un sistema cerrado el cambio de energía del sistema en el proceso es igual a la suma del calor cedido al sistema durante el proceso más el trabajo realizado sobre el sistema en el curso del proceso. La variación de energía del sistema va acompañada de un cambio de energía del entorno igual a ésta (de signo opuesto), de tal forma que la energía total del sistema permanece constante para cualquier proceso. Nos limitaremos a sistemas en reposo, en ausencia de campos externos, por lo que tendremos variación de energía interna del sistema: siempre fijamos la atención en el sistema y todas las funciones termodinámicas se refieren al sistema.

La energía interna es una función del estado del sistema. Para cualquier proceso la variación de energía del sistema depende solamente de los estados inicial y final del sistema y es independiente del camino seguido para llevarlo a estos estados. Si el sistema va del estado 1 al 2 por cualquier proceso, la

variación de energía interna es igual a la diferencia entre las energías internas en cada estado.

Un proceso donde el estado final es el mismo que el inicial recibe el nombre de proceso cíclico. La variación de energía interna en un proceso cíclico es siempre cero.

A diferencia de la energía interna, las cantidades de calor y trabajo no son funciones de estado. Conociendo solamente los estados inicial y final del sistema, no podemos encontrar el valor del calor ni del trabajo, ya que dependen del camino seguido para ir de 1 a 2.

Como el calor y el trabajo no son funciones de estado, no tiene caso preguntar cuánto calor tiene un sistema (o cuánto trabajo). A pesar de que se dice a menudo "calor y trabajo son formas de energía", este lenguaje, a menos que se entienda bien, puede inducir al error de tratar calor y trabajo como funciones de estado. El calor y el trabajo están definidos sólo en términos de procesos; antes y después del proceso de transferencia de energía entre el sistema y su entorno, el calor y el trabajo no existen. El calor es una transferencia de energía entre el sistema y su entorno debida a una diferencia de temperatura. El trabajo es una transferencia de energía entre el sistema y su entorno debida a una fuerza macroscópica que actúa a lo largo de una distancia. Calor y trabajo son formas de transferencia de energía más que formas de energía.

El enunciado Kelvin-Planck de la segunda ley establece que es imposible que un sistema realice un proceso cíclico cuyos únicos efectos sean el flujo de calor desde una fuente de calor al sistema y la realización, por el sistema, de una cantidad de trabajo equivalente sobre el medio ambiente.

Para entender mejor esto debemos antes explicar ciertos conceptos. Entendamos por una fuente de calor un cuerpo que está en equilibrio interno a una temperatura constante y que es suficientemente grande como para que el flujo de calor entre él y el sistema no cause un cambio significativo en la temperatura de la fuente.

La eficiencia de las máquinas térmicas está relacionada con la limitación que existe en la conversión de calor en trabajo. Una máquina térmica convierte parte de la energía térmica del calor en energía mecánica (trabajo). La sustancia se calienta en un cilindro y su expansión hace mover un pistón, produciendo trabajo mecánico. Si la máquina funcionara continuamente, la sustancia tendría que ser enfriada a su temperatura original y el pistón tendría que volver a su posición inicial antes de que pudiéramos calentar la sustancia de nuevo y producir otra expansión generadora de trabajo. Por consiguiente, la sustancia seguiría un proceso cíclico. Lo esencial del ciclo es la absorción de calor por la sustancia desde un cuerpo caliente, la realización de un trabajo por la sustancia sobre el medio ambiente

y la transmisión de calor por la sustancia a un cuerpo frío, volviendo la sustancia a su estado original cuando termina el ciclo. El sistema es la sustancia evolucionando. (26)

La eficiencia de una máquina térmica es la fracción de energía consumida que se transforma en energía resultante útil, es decir en trabajo. La energía consumida por el ciclo es el calor consumido por la máquina, por lo tanto,

$$\text{eficiencia} = \frac{\text{trabajo obtenido}}{\text{energía consumida}}$$

La segunda ley dice que es imposible construir una máquina cíclica que convierta calor en trabajo con un ciento por ciento de eficiencia. Esta máquina es llamada móvil perpetuo de segunda clase. Su existencia no violaría la primera ley, ya que en su funcionamiento la energía se conserva.

La primera ley nos dice que el trabajo resultante no puede ser producido sin una cantidad equivalente de energía acumulada. La segunda nos indica que es imposible disponer de una máquina cíclica que convierta completamente la energía molecular del calor en el movimiento del trabajo mecánico.

Capítulo IV: Revisión de los planteamientos de algunos autores modernos sobre las dificultades del término "calor".

Si se revisan con detalle algunas afirmaciones de científicos autorizados sobre el cuestionamiento del lenguaje utilizado en termodinámica relacionado con el calor, encontramos frases como las siguientes:

"Existen dos términos, calor y trabajo, que han jugado una parte importante en el desarrollo de la termodinámica; sin embargo su empleo trae con frecuencia un componente de vaguedad en una ciencia capaz de la más grande precisión. Pero parece que tampoco es conveniente eliminar totalmente el uso de estos términos..."

Lewis y Randall, 1923.

"A pesar de que sabemos que el calor no es una sustancia cuya cantidad total permanezca constante, seguimos relacionando los cambios que ocurren en un sistema con la transferencia de "algo" desde el cuerpo con mayor temperatura hacia el de menor; y a este "algo" le llamamos calor, adoptando así

una definición calorimétrica del calor que es transferido entre un sistema y sus alrededores en virtud de una diferencia de temperatura."

Zemansky, 1968.

"La termodinámica no es difícil si se sigue la pista de lo que se está hablando."

Bent, 1972.

"El concepto de calor es básico en la comprensión de la transferencia de energía y de la termodinámica elemental. Desafortunadamente, la aproximación al estudio científico de muchos estudiantes se hace con un concepto totalmente erróneo del término calor."

Tripp, 1976.

"Las dificultades con el concepto de calor descansan en su naturaleza abstracta y en las ambigüedades lingüísticas que surgen en la descripción del fenómeno... Esta confusión es pocas veces evidente porque los científicos pueden tener visiones diferentes del calor, distintos lenguajes y a pesar de ello manejarlo eficientemente."

Hornack, 1984.

"Se necesita hacer un nuevo esfuerzo para eliminar de la termodinámica a estos dos alborotadores ilegítimos (calor y trabajo)...El periodo calórico ha terminado. En el uso continuado del término "calor" permanecemos en un "periodo modificado del calórico". Es tiempo ya de librarse de este peliagudo remanente del pasado y dejar de construir la termodinámica sobre los términos calor y trabajo...No debe existir un lugar dentro de la termodinámica para los evasivos términos calor y trabajo".

Barrow, 1988.

A continuación discutimos el porqué de algunas de las cuestiones que hacen a los entendidos dudar del término calor, tratando además de localizar su origen.

La definición de calor más aceptada es: "El calor es energía transferida de un sistema a otro sólo en virtud de una diferencia de temperatura" (27); el calor aparece en las fronteras de un sistema y, a diferencia de cualquier función de estado, es una manifestación dinámica que cesa cuando el proceso termina. Sin embargo esta definición parece no bastar ya que al referirnos al calor siempre acabamos hablando de él como si se tratara de una sustancia. La definición deja muchas preguntas sin resolver, preguntas que trataremos de plantear a continuación. Debe quedar claro que el problema no se relaciona con el concepto de calor y su

definición. Este trabajo no intenta demostrar que la termodinámica se basa en conceptos erróneos. Lo que se trata de demostrar es que el lenguaje asociado al calor es la principal causa de confusiones.

¿Calor o energía?

Una línea de pensamiento sostiene que el calor es "energía en tránsito"(28): el calor es energía que fluye a través de las fronteras del sistema y cuando este flujo se detiene, el calor deja de existir. Este punto de vista es el origen del síndrome "el calor es una forma de energía" en el que las propiedades de la energía interna tienden a confundirse con las del calor. Como la energía expresada en la primera ley, el calor puede estar en alguna parte y fluir hacia otra; puede ser absorbido, liberado, sumado, transferido y conducido. Algunos que adhieren a esta idea identifican al calor con la energía cinética molecular que, por mecanismos de colisión, se transfiere a través de la frontera de un sistema hacia la región de menor temperatura. El calor se identifica equivocadamente con la "energía térmica" que es un término reservado para la energía cinética dentro del modelo de la teoría cinética molecular de los gases

El conflicto que crean todas estas ideas es severo: si el calor no puede estar presente en ninguno de los sistemas, ¿cómo puede atravesar las fronteras que los separan? Si el calor es energía, ¿en dónde está? ¿qué es calor? ¿qué significa decir que "el calor aparece en las fronteras, que

por sí mismas son abstractas y a veces son entendidas como una superficie matemática?

La ambigüedad para los que sostienen que el calor es energía es resultado de la ligereza en el uso de la palabra "energía". Aunque el calor contribuye a la función energía y se mide en las mismas unidades, no puede confundirse con la energía. A diferencia de la energía interna, el calor no es una función de estado, no se conserva y no puede suponerse que ocupe un espacio. Los problemas con el término "energía" aparecen en afirmaciones del tipo: "El aumento de energía es igual a la energía añadida en forma de calor más la energía añadida en forma de trabajo." Afirmación que podría conducir a una idea errónea en la que calor y trabajo serían energía parcial.

¿Calor o trabajo?

Bajo otros puntos de vista se considera al calor como una cantidad meramente abstracta de la teoría de la conservación de la energía. No se pregunta sobre la naturaleza del calor y se eliminan las descripciones intuitivas que tratan de explicar el término. El calor es un "imponderable"; se mide siempre en términos de los efectos del trabajo de acuerdo a la primera ley, y las reglas para calcular el calor reemplazan cualquier definición o descripción metafórica del calor como entidad.

Los errores más comunes relacionados con el concepto de calor se deben a la idea de que el calor es un componente del sistema.

Para que el calor adquiera significado y pueda medirse debe ser definido cuantitativamente. La definición debe basarse en una proposición precisa de alguna de las formas de la primera ley de la termodinámica. (29)

Se considera un sistema cerrado, sin cambio, en ausencia de campos electromagnéticos y en un estado perfectamente caracterizado. El sistema se aísla de sus alrededores de tal forma que lo único que se aplica o que el sistema produce es trabajo. No hay calor y el sistema es adiabático. Si se deja al sistema cambiar de un estado de equilibrio 1 a otro 2 por acción de un trabajo -lo que se define en termodinámica como un proceso cuyo efecto externo al sistema es la elevación de un peso- la primera ley garantiza la existencia de una función, la energía interna e identifica el cambio en esta función como

$$\Delta E_{iz} = W_{ad} \quad (1)$$

en donde W_{ad} es el trabajo adiabático. Si el sistema no estuviera en reposo o se moviera en un campo de fuerzas, debería haber más términos en el lado izquierdo de la ecuación (1) para responder por los cambios de energía potencial o cinética. Por ejemplo, un sistema elevado en un campo gravitacional que se deberá a una transferencia de energía en forma de trabajo. El desarrollo siguiente sólo se refiere a procesos que cambian su energía interna.

Para el mismo cambio de estado de un sistema que se encuentra en condiciones no adiabáticas, el trabajo no será igual al cambio

de energía interna, esto es

$$\Delta E_{int} = W_{ad} \quad (\text{proceso no adiabático})$$

Una cantidad de energía Q es transferida a través de las fronteras del sistema y se define como

$$Q = W_{ad} - W$$

donde vemos que la energía transferida como calor es igual a la diferencia entre el trabajo adiabático y el trabajo no adiabático.

Según esta explicación, es evidente que la medida fundamental de la energía es el trabajo. Hay otras explicaciones posibles que utilizan diferentes formulaciones de la primera ley, pero esta explicación se relaciona inmediata y precisamente con la práctica moderna de la calorimetría basada en mediciones eléctricas, y evita razonamientos circulares basados en que el calor es una cantidad directamente medible. Más adelante nos referiremos detalladamente a los calorímetros.

Si el cambio de temperatura de un depósito (o cuerpo cuya energía sea función de T y P solamente) no puede achacarse a nada más, entonces se hace siempre responsable al calor. Hornack (30) en este punto recuerda la idea de que el concepto de calor es generalmente una especie de concepto comodín que se define negativamente en términos de la energía que queda cuanto todas las demás transferencias de energía han quedado localizadas. La fuerte tendencia a relacionar un aumento de temperatura al calor se refiere posiblemente a la dicotomía arcaica de la teoría del calórico en la que el trabajo "se hace" pero el calor "se

absorbe" por un sistema; su terminología da al calor un carácter más parecido al de una sustancia.

La elección de las fronteras de un sistema afectará los juicios concernientes a la existencia del calor. Los procesos de disipación tales como la fricción o la deformación constituyen buenos ejemplos al respecto. Fermi discute (31) la "producción de calor por fricción" y establece que la "parte del sistema que se calienta por fricción recibe una cantidad positiva de calor y su entropía aumenta", y que "el calor proviene del trabajo y nunca de otra parte del sistema". Fermi también establece que un cuerpo siempre puede calentarse por fricción "recibiendo una cantidad de energía en forma de calor exactamente igual al calor producido". En oposición a esto, Fermi describe el aumento de temperatura en el experimento de las palas giratorias de Joule como el resultado de "energía que se transmite al agua en forma de trabajo mecánico".

Pero, ¿produce calor la fricción? Parece que nadie se atrevería a acusar a Fermi de estar confundido. Sin embargo otros autores piensan que la proposición "el trabajo producido en contra de las fuerzas de fricción se convierte en calor" es incorrecta. Bridgman escribe, "No nos cuestionaremos que el aumento de temperatura del agua sea originado por el trabajo mecánico hecho por las palas, ¿pero qué hay con el aumento de temperatura del depósito?".

Parece ser que Fermi vio el proceso de disipación de una

forma muy diferente, dependiendo de si el elemento que suministra la energía está encerrado en el material que se calienta. Un elemento encerrado tiende a considerarse como parte del sistema, así que los gradientes de temperatura, si es que los hay, se encuentran dentro del sistema y no contribuyen para nada a Q , el calor "absorbido". Esta es generalmente la solución a la determinación del trabajo eléctrico en calorimetría. Si el elemento se coloca en la superficie del material o si se considera fuera de las fronteras del sistema, puede presumirse que hay un gradiente de temperatura a través de las fronteras y entonces se ve al calor como intermediario. Queda claro que la colocación precisa de las fronteras es un componente subjetivo que puede influenciar tremendamente la descripción. La interpretación es todavía menos precisa cuando se toma en cuenta el hecho de que el trabajo y el calor producen idénticos efectos de calentamiento y que, por ahora, el calor se define operacionalmente en términos de trabajo. Por lo tanto, diferentes observadores pueden estar en desacuerdo con las manifestaciones asociadas al proceso, pero pueden estar de acuerdo en el cambio neto en las propiedades del sistema. ¿Puede decirse entonces que el trabajo de fricción o la electricidad producen calor? Una de las consecuencias erróneas de la idea que "el calor es una forma de energía" es que como la energía no puede destruirse, el calor y el trabajo son "formas de energía" intercambiables. Esto no es de mucha importancia ya que en la mayoría de los procesos las cantidades no son iguales. En

algunos procesos, como la compresión isotérmica de un gas ideal, $\Delta E=0$ y el calor y el trabajo tienen el mismo valor; esto puede entenderse como que hay una "conversión de trabajo en calor". Puede ser posible encontrar procesos en los que $\Delta E=0$ para un subsistema de resistencia o de fricción, pero en general, es muy riesgoso y posiblemente inútil hablar de que se produzca calor a partir de la fricción.

El calor y los calorímetros

La llamada medición del calor es generalmente una fuente básica de malentendidos ya que gran parte de la terminología asociada con estas mediciones se desarrolló antes de que la noción de calor se relacionara al trabajo. Por lo tanto, es valioso examinar algunas técnicas calorimétricas para aclarar la naturaleza de estas mediciones y la terminología asociada a las mismas.

El calorímetro adiabático a volumen constante opera bajo la condición de que la conductividad térmica que proviene de los alrededores puede reducirse a cero. Así, cualquier proceso que ocurra dentro del sistema se caracteriza por $\Delta E=Q(1)$. La energía transferida en forma de calor de una muestra o subsistema contenido en el calorímetro fluye al cuerpo del calorímetro y aumenta la energía interna del subsistema. Este cambio en la energía del subsistema calorimétrico va acompañado por un aumento de temperatura. Así, se puede obtener una medida indirecta simple del aumento en la energía interna del calorímetro. Debido a que

todo el sistema es adiabático, y de acuerdo a la ecuación (1) vemos que el mismo cambio de energía interna puede obtenerse transfiriendo energía al calorímetro en forma de trabajo. En principio, el calorímetro se calibra aplicando una cantidad conocida de trabajo al calorímetro y observando el cambio de energía que se manifiesta en un cambio de temperatura. Una vez que la relación entre el cambio de temperatura y el cambio de energía interna se haya establecido podrán hacerse mediciones subsiguientes de transferencia de energía, ya sea como calor o como trabajo, de o hacia el calorímetro, midiendo sólo el cambio de temperatura.

Los métodos de calibración del calorímetro nos llevan directamente a la necesidad de seleccionar unidades de energía. La unidad de energía estándar es el joule absoluto, que se define como el trabajo hecho cuando el punto de aplicación de un newton se desplaza una distancia de un metro en la dirección de la fuerza. Antes de que se comprendiera la relación entre el calor y el trabajo se utilizaba otra cantidad para medir energía: el thermal o caloría húmeda, que se definía como "la cantidad de energía que debe transferirse (como calor) para elevar la temperatura de un gramo de agua un grado centígrado".(32) La comunidad química se ha rehusado a abandonar el uso de la caloría puesto que aparece repetidamente en la literatura. En consecuencia, la llamada caloría "seca" se define como una caloría

(termoquímica) equivalente a 4.184 joules absolutos. El número 4.184 es conocido comúnmente como el equivalente mecánico del calor, y debe ser reconocido por lo que es: el factor de conversión entre unidades de energía en calorías y en joules, de la misma forma que el número 2.54 es el factor de conversión de pulgadas a centímetros.

El calorímetro isotérmico tiene como base el empleo de un sistema de dos fases en equilibrio, por ejemplo, un líquido en equilibrio con su fase sólida, y la energía transferida desde o hacia el sistema resulta en un cambio en la cantidad relativa de las dos fases. A menudo, el agua, en su punto de congelación se utiliza como fluido operante; entonces se tiene un calorímetro de hielo. Los procesos de fusión o de congelación son el resultado de un cambio en la entalpía del sistema debido a una transferencia de energía desde o hacia el calorímetro. Este está diseñado normalmente para permitir la medición de cualquier cambio de volumen en el sistema y este cambio de volumen se utiliza como medida del cambio de entalpía que ha ocurrido como resultado de una transferencia de energía. El equivalente en energía del cambio de volumen del sistema se determina midiendo la cantidad de trabajo eléctrico requerido para conseguir el mismo cambio de estado. Una vez que se ha determinado la relación entre el cambio de energía y el cambio de volumen de los fluidos calorimétricos, pueden evaluarse subsecuentes adiciones de energía al calorímetro, en forma de calor o de trabajo, a partir del cambio de volumen en

el sistema. Es importante darse cuenta que, con este calorímetro, la energía transferida al sistema como calor no produce un cambio en la temperatura del calorímetro ya que éste se mantiene siempre a la temperatura del cambio de estado (equilibrio de fases).

Este tipo de mediciones favorecen la confusión entre los términos calor y energía, y calor y trabajo, porque al obtenerse los distintos valores se olvida que el calor no se ha medido directamente, sino que se ha calculado a partir de relaciones con las otras cantidades.

El calor y el lenguaje

Sabemos que la termodinámica tiene un problema de lenguaje y que poco se hace, o poco puede hacerse, para evitarlo. Los estudiantes continuarán encontrando términos incorrectos como "flujo de calor" (el término calor ya implica un flujo) y "aumento de calor" en publicaciones de prestigio. Deben darse cuenta de las limitaciones de las palabras y comprender frases como: "el calentamiento a menudo no involucra al calor"; "un sistema puede calentarse aunque Q sea negativo"; "una transferencia de calor generalmente involucra una transferencia de entalpía"; "los depósitos de calor no contienen calor"; "la capacidad calorífica es en realidad capacidad de trabajo ya que se mide en función del trabajo; y que "la fórmula de calor se aplica igualmente al trabajo", como notó Joule.

Es común encontrar la frase "calentando un objeto". Debe notarse que el proceso de calentamiento implica aumentar la temperatura de un sistema. Esto puede conseguirse transfiriendo energía al sistema en forma de calor o de trabajo. Desafortunadamente se tiende a relacionar los términos calor y calentar, por lo que se concluye que si un objeto es calentado debe ser porque se le añade calor, produciéndose entonces un sistema que tiene más calor.

Un caso más sutil es el que se relaciona con cambios de estado caracterizados por calores latentes, por ejemplo, el calor latente de vaporización. Tales frases implican que hay un calor que el sistema contiene. Aunque pueden hacerse declaraciones precisas que utilicen estos términos, el usar entalpías de vaporización, según Hornack, evitaría confusiones sobre el término calor y las implicaciones del contenido de calor. Aún así se tiene confusión y ambigüedad porque el término realmente implica un cambio de entalpía.

El término capacidad calorífica es causa de confusión semántica ya que implica que un sistema tiene la capacidad de almacenar calor y tiende a perpetuar la malinterpretación del calor como sustancia. Hornack propone llamar capacidades energéticas a las capacidades caloríficas. Por ejemplo, la cantidad C_v es capacidad calorífica a volumen constante y es en realidad la dependencia de la energía interna de un sistema a volumen constante con la temperatura. Es posible medir esta

dependencia con la temperatura añadiendo energía a un sistema como calor, pero utilizar trabajo o una combinación de trabajo y calor conduce a los mismos resultados.

El concepto de calor en los libros de texto y la divulgación

El error principal que aparece en muchos libros de química elemental se relaciona directa o indirectamente con la afirmación de que los sistemas contienen calor. Las malinterpretaciones se deben principalmente a los siguientes elementos(33):

- a) Confusión del calor con la temperatura.
- b) Identificación del calor con la energía cinética de las moléculas.
- c) Interpretación inadecuada de experimentos históricos.
- d) Uso de palabras que oscurecen el concepto y que generalmente son residuos del lenguaje utilizado en la teoría del calórico.

Frecuentemente los autores de libros de texto establecen que calor y temperatura no son lo mismo y después afirman que un sistema a temperatura alta tiene más calor que uno a menor temperatura. Debe quedar claro que, aunque es necesaria una diferencia de temperatura para que la energía del sistema se transfiera como calor, la temperatura del sistema no representa el calor. Un sistema no tiene calor, como tampoco tiene trabajo.

Algunas veces se confunde al calor con la energía cinética de las moléculas de un sistema. Por ejemplo, son comunes

afirmaciones como "el calor es el movimiento fortuito de las moléculas". En realidad, esta energía cinética molecular es parte de la energía interna de un sistema y, bajo condiciones adecuadas, puede aumentar o disminuir por una transferencia de energía en forma de calor o trabajo, o por cualquier otro cambio interno en el sistema que no involucre transferencias a los alrededores. La energía cinética promedio de las moléculas puede relacionarse a la temperatura del sistema con base en los argumentos de la teoría cinética molecular de los gases. Nunca debe confundirse esta forma de energía con el calor.

Como parte de la discusión sobre el calor, algunos autores se refieren a los experimentos del Conde Rumford y de Joule. Desafortunadamente, muchas veces se interpreta incorrectamente el significado de estos experimentos. Por ejemplo, los experimentos con cañones reportados por Rumford se citan frecuentemente para fundamentar la noción de la conversión de trabajo en calor. En realidad, la energía en forma de trabajo fue transferida al cañón en condiciones esencialmente adiabáticas, causando en consecuencia que la temperatura del sistema (cañón, fragmentos) aumentara. La única vez que el calor estuvo involucrado fue durante la transferencia subsecuente de energía del cañón y fragmentos a los alrededores. Muchos autores, incluido el Conde Rumford, confunden calor con temperatura y concluyen que debido a que el cañón se calentó, se tenía energía en forma de calor o que se había

generado "calor". El verdadero significado de las observaciones de Rumford fue desechar la teoría del calórico.

Algunos autores interpretan mal los experimentos de Joule concernientes a la medición del equivalente mecánico del calor. Como se hizo notar antes, este número es solamente el factor de conversión entre unidades de energía en calorías y en joules. A veces se concluye que en los experimentos de Joule de las palas giratorias, la energía transferida al sistema en forma de trabajo "se convertía en calor" debido a un aumento de temperatura en el sistema. En realidad Joule midió la cantidad de energía, añadida al sistema en forma de trabajo, requerida para producir un cambio de estado en el calorímetro, relacionado con un cambio de temperatura. El calor no se vio involucrado en el proceso ya que nunca se obtuvo un cambio de temperatura entre la rueda y el agua (Recuérdese que todo depende de la definición del sistema y sus alrededores). La cantidad de energía, añadida como calor en unidades calóricas, necesaria para conseguir el mismo cambio de estado fue también determinada. Los datos se usaron entonces para evaluar el factor de conversión en unidades de energía en calorías y en joules. En las descripciones de este experimento se debe cuidar no afirmar que Joule estudió un proceso en el que el calor se convertía en trabajo. Sólo examinó un proceso en donde conseguía el mismo cambio de estado usando calor y luego comparándolos.

La divulgación científica también contribuye a confusiones y

comete errores muy grandes. Hornack (34) ha establecido una identificación simbólica de estos errores y los ha detectado en ciertos textos:

- E1 Se habla de que un sistema contiene calor.
- E2 Cualquier cambio de temperatura u otro factor asociado al trabajo se atribuye al calor.
- E3 Un cambio de temperatura en un sistema virtualmente aislado se relaciona con el calor.
- E4 El calor se iguala a la energía térmica microscópica.

En un programa de la PBS, *Nova*, titulado, "El Viajero: Júpiter y más allá", se discutía la actividad volcánica de Io. Este satélite interactúa con Júpiter causando una acción de mareas en la atmósfera de Júpiter similar a la acción de la Luna en la Tierra. Al mismo tiempo, la posición intermedia de Io le permite interactuar con otros satélites de Júpiter, como Europa. La distorsión periódica resultante ocasiona que Io sea un cuerpo internamente dinámico. Durante esta discusión, el narrador establece (E2) que "el calor de esta deformación constante ha fundido su interior". En otra parte del programa se establece (E3, E1) que "Júpiter genera el doble del calor que recibe del sol". Siguiendo el mismo curso, al hablar de la lenta aproximación a un estado de equilibrio final entre los planetas en órbita, un texto establece (E1, E2) que "su energía mecánica se está convirtiendo gradualmente en calor debido a la acción continua creadora de mareas".

En otro programa de Nova titulado "El mensaje en las rocas", se discute la evolución geológica de la Tierra. Se establece que en las etapas formativas más tempranas, el rango de enfriamiento fue menor al predecido por Lord Kelvin según la teoría de conducción del calor. El geólogo explica (E3,E1) que la reacción nuclear $^{238}\text{Al} \rightarrow ^{238}\text{Mg}$, "reabastece el calor de la Tierra", manteniéndola fundida por más tiempo.

Los periódicos y otros medios populares hacen que esta situación continúe. El Family Weekly de la edición del domingo advierte de una catástrofe nuclear y establece (E1) que "el 35% de la energía de la bomba es calor". Un artículo de beisbol describe la colisión de un bat y una bola que se mueve a 90mph estableciendo (E1,E2 trabajo de deformación) que "la energía se transfiere a la bola. Algo de esta energía, del 5 al 20%, se transforma en calor y se pierde inmediatamente."

En la serie de T.V. Believe it or not, el narrador establece (E1) que 3/4 partes de la energía producida por el cuerpo humano "se convierte en invisible calor". En la edición de 1965 de una conocida enciclopedia para jóvenes, se establece (E4) que "mientras mayor sea el movimiento molecular, mayor será la cantidad de energía de calor en la sustancia". Esta proposición fue eliminada de las siguientes ediciones.

Notación de Q

El simbolismo notacional asociado al calor puede ser también fuente de confusiones, particularmente si se consultan artículos y bibliografías viejas. (35) Los estudiantes deben conocer la variedad de símbolos y la posible falta de uniformidad entre los textos. Existe una considerable variación en la notación de una diferencial no exacta. La diferencia de calor ha aparecido como dQ , δQ , d^+Q , DQ y hasta como Q (mientras la integral se expresaba ΔQ). Las capacidades caloríficas aparecen de diversas formas y a veces se intenta aclarar la naturaleza exacta o inexacta de las diferenciales involucradas; de esta forma, pueden aparecer $(DQ/dT)_v$ y $(\delta Q/dt)_v$.

La notación asociada a las derivadas parciales se ha desarrollado durante un largo periodo de tiempo que se remonta hasta la última parte del siglo XVII. En ese entonces se hizo evidente para Newton (1642-1727) y otros teóricos que debía prestarse atención a la diferenciación de una función de varias variables cuando la diferenciación se hace con respecto a una variable cada vez. La necesidad inminente de una notación inició un conflicto en los símbolos que ha seguido hasta comienzos de este siglo. Los símbolos modernos $\partial y/\partial x$ parecen haber sido utilizados por primera vez por el matemático francés Legendre (1752-1833) en 1786, pero el uso de la " δ " en derivadas parciales no fue adoptado hasta casi un siglo después.

En un escrito publicado en 1829 y en otros posteriores C.G. Jacobi (1804-1851) usó extensivamente la δ y subrayó convincentemente sus ventajas. El símbolo aparece en la determinante "jacobiana". En el tiempo en que estaba vigente la teoría del calórico, se asumía que el calor era una función de estado de un sistema y dQ se consideraba una diferencial exacta. Las derivadas parciales se escribían como las otras. Emile Clapeyron (1799-1864) en sus memorias, al tratar un re-análisis del ciclo de Carnot propone que "debido a que Q es la cantidad absoluta de calor que posee un gas, debe ser función de p y v ". Después escribe

$$dQ = \frac{dQ}{dv} \cdot dv + \frac{dQ}{dp} \cdot dp$$

En textos y revistas publicados en la primera mitad de este siglo, símbolos como $(\delta Q/\delta x)$ y aparecen frecuentemente. Estas fuentes reconocen que dQ es una diferencial inexacta y que no existe una relación funcional entre Q y las variables independientes. Por ejemplo, Dempster emplea ventajosamente la relación $(\delta Q/\delta P) = -T(\delta V/\delta T)$ en un análisis de un ciclo reversible y Crawford discute la dependencia de la ruta de Q en términos de las cantidades denotadas $(\delta Q/\delta P)$ y $(\delta Q/\delta T)$. En las monografías clásicas de Planck y Nerst (1864-1941) la δ se utiliza raramente con Q . Nerst, quien hizo contribuciones importantes a la termodinámica de celdas galvánicas usó símbolos como $(\delta Q/\delta P)$ y $\delta Q/\delta V$ indistintamente cuando la variable dependiente era

evidentemente constante. Planck, en su libro, utiliza $(\delta Q/\delta x)$ y sólo para demostrar la clase de conclusiones falsas que podían alcanzarse cuando se asumía que Q era una función de estado; $\delta Q/\delta P$ se utiliza sólo en una derivada y, en el inicio del libro, la capacidad calorífica se simboliza Q/dt en donde Q es la diferencial del calor. Mellor, otra vez sin implicar que dQ sea exacta, usa notaciones como

$$dQ = \left(\frac{\delta Q}{\delta T}\right)_V dT + \left(\frac{\delta Q}{\delta V}\right)_T dV$$

y prosigue derivando relaciones entre diferentes derivadas parciales.

En libros y revistas posteriores a 1950, el uso de la δ junto a la Q parece haber desaparecido y se prefiere, ya sea notación del tipo $(dQ/dT)_V$ que se aclara en el contexto o se evitan completamente las derivadas relacionadas a Q . La razón obvia para esto es que los intervalos de cambio que involucran a Q pierden significado en procesos irreversibles, a diferencia de en las funciones de estado. Entonces, para la transformación reversible de un gas ideal $(dQ/dV)_T$ es indefinible. Actualmente es muy extraño encontrar a Q junto a δ .

Conclusiones

Hasta aquí se ha presentado el desarrollo histórico del concepto de calor. Se ha expuesto cómo hasta el Renacimiento el calor se asoció siempre al fuego y por lo tanto todos los atributos míticos, mágicos, prácticos, técnicos, "científicos" y alquímicos del fuego fueron relacionados con éste. Una vez diferenciados los términos, dos teorías se ocuparon de cada uno de ellos: la teoría del flogisto, que se refería al "espíritu" del fuego; y la teoría del calórico que explicaba la naturaleza del calor.

Centrándonos en el calor, el tema de este trabajo, revisamos la forma en que la técnica avanzó sin gran ayuda de la ciencia durante los siglos XVII y XVIII y repasamos el nacimiento y fundamentación de la termodinámica, ciencia que define al calor. Finalmente se hizo una revisión de las confusiones y errores que se desprenden del mal uso del término calor.

Si suponemos que la única forma de resolver estos problemas es tenerlos siempre en cuenta y evitarlos, debemos esforzarnos por hacerlo. Si pensamos que debe haber otra forma de resolverlos lo que se debe hacer es investigar y buscar trabajos que aborden la cuestión. Barrow(36), en un artículo publicado en 1988 expone una solución: abandonar los términos "calor" y "trabajo" y referirse sólo a energía (térmica y mecánica). Según Barrow, nuestra relación con el término "trabajo" surge a partir de su uso común

en cursos básicos de física que lo definen como fuerza por distancia. En estos cursos, el término sólo prepara el camino para la introducción posterior de energía potencial. Una vez que este concepto se ha definido y que la derivada de la energía potencial se identifica con fuerza, "fuerza por distancia" se trata como un cambio en la energía potencial. En cualquier problema mecánico subsecuente se descarta "trabajo" y se utilizan los términos "energía cinética y potencial". Desafortunadamente, en termodinámica, el término "trabajo" se ha mantenido.

Barrow también resalta lo visto anteriormente con relación al calor: el término asociado al concepto, y muchas veces el concepto mismo, se derivan de la teoría del calórico y, al insistir en mantener el nombre, permanecemos bajo la influencia de esta teoría. Si la física ha conseguido abandonar el uso del término trabajo, ¿por qué no suponer que en la termodinámica puede hacerse lo mismo con el término y con "calor"?

La solución me parece muy adecuada ya que parte de que el problema son los términos, las palabras, y no los conceptos. Refiriéndonos a energías y no a calor o trabajo sabemos de lo que estamos hablando; evitamos tratar con diferenciales inexactas; hacemos aparente que la energía y la entropía son ponderables o propiedades, como la masa, la densidad y la viscosidad y podemos hacer cualquier derivación termodinámica a la que estamos acostumbrados.

En este punto Barrow advierte que los términos "calor" y "trabajo" deben ser introducidos al alumno una vez hecho el

análisis de las leyes de la termodinámica con base en energías, para así no sacarlos del contexto histórico del concepto al que se está refiriendo.

Es importante remarcar que Barrow encuentra una solución histórica al problema: la solución que la física encontró al poner todo en términos de energía puede ser la solución a los problemas de la termodinámica relacionados con el término "calor".

Esperemos que este trabajo haya mostrado la importancia de estudiar el desarrollo histórico de los conceptos científicos. Conocer la historia de la ciencia nos ayuda a comprenderla mejor, nos recuerda que es sólo una parte de la civilización y nos da nuevos criterios para resolver problemas.

Notas

1. G.M. Barrow, "Thermodynamics should be built on Energy-not on Heat and Work". Journal of Chemical Education. Vol.65 No.2 Feb.1988 pp.122-125.
2. S.Mason, Historia de las ciencias. La ciencia antigua, la ciencia en Oriente y en la Europa Medieval. Madrid, Alianza Editorial, 1984. p.34
3. A.M.Garibay, Mitología griega. México, Porrúa, 1973.p.73
4. Idem
5. M. Eliade, Herreros y alquimistas. Madrid, Alianza Editorial, 1988.p.70
6. Ibid p.73
7. Ibid p.70
8. Idem
9. S. Mason op.cit. p.29
10. Ibid p.31
11. M.P.Crosland, Estudios históricos en el lenguaje de la química. México, UNAM, 1988. p.44 (Col. Historia de la ciencia, 4)
12. J.García Font. Historia de la ciencia, 5a.ed. Barcelona, Ediciones Dánae, 1973.p.229.
13. Ibid p.31
14. F. Sherwood Taylor, A Short Story of Science and Scientific Thought with Readings from the great Scientist from the Babylonian through Einstein. N.Y., W.W.Norton & Company Inc., 1963.p.138
15. J.García Font, op.cit. p.300
16. L.García Colín, De la máquina de vapor al cero absoluto. México, D.F., F.C.E., 1986.p.13 (La ciencia desde México)
17. J.García Font op.cit p.287

18.L.García Colín op.cit p.20

19.H.A.Bent, The Second Law. An Introduction to Classical and Statistical Thermodynamics. N.Y., Oxford University Press, 1965.p.61

20. Idem

21.Levine, Fisicoquímica. Bogotá, Mc.Graw-Hill, 1981.p.48

22.H.A.Bent op.cit. p.15

23. Ibid.p.50

24. Ibid p.51

25.La mayor parte de las definiciones y leyes desarrollados en este capítulo se han tomado del libro de Levine, citado anteriormente.

26. Levine, op.cit

27. T.B.Tripp, "The definition of Heat".Journal of Chemical Education Vol.61, No. 10, Oct.1984 p.871. Tomado de...

28. Hornack, "Further Reflections on Heat" Journal of Chemical Education Vol.53, No.12, Dec. 1976, p.783

29. Tripp, op.cit.p.782

30. Hornack, op.cit p.872

31. Hornack los cita a todos, op.cit.

32. Tripp, op.cit.

33. Idem

34. Hornack, op.cit.

35. Idem

36. Barrow, op.cit.

BIBLIOGRAFIA

- ATKINS, P.W.; Físicquímica. México, Fondo Educativo Interamericano, 1983
pp.969
- BARROW, G.M.; "Thermodynamics should be built on Energy-not on Heat and Work" en Journal of Chemical Education. Vol.65, No.2, Feb.1988. pp.122-125
- BENT, H.A.; The Second Law. An Introduction to Classical and Statistical Thermodynamics. New York, Oxford University Press, 1975. pp.429
- BERNAL, J.D.; La ciencia en la historia. México, UNAM-Nueva Imagen, 1979.
pp.691
- CASTELLAN, G.W.; Físicquímica. México, Fondo Educativo Interamericano, 1976.
pp.835
- CIRLOT, J.E.; Diccionario de símbolos. Barcelona, Editorial Labor, 1969.
- CROSLAND, M.P. Estudios históricos en el lenguaje de la química. México, UNAM, 1988. pp.457 (Colección Historia de la ciencia, 4)
- CHILDE, G. Los orígenes de la civilización. México, Fondo de Cultura Económica, 1986. (Breviarios, 92)
- ELIADE, M. Herreros y alquimistas. Madrid, Alianza Editorial, 1988.
- FALK, G et.al.; "Energy forms or energy carriers?" en Am. J. of Phys. Vol 51, No.12, Dec. 1983. 1074-1077 pp.
- GARCIA Font, J.; Historia de la ciencia, 5a. ed. Barcelona, Ediciones Dánae, 1973.
- GARCIA-COLIN, S.L. De la máquina de vapor al cero absoluto (Calor y entropía). México, Fondo de Cultura Económica, 1986. pp.147 (Colección La ciencia desde México, 5)

- GISLASON, E.A. y N.C. CRAIG; "General Definitions of Work and Heat in Thermodynamic Processes", en Journal of Chemical Education. Vol.64, No. 8, Aug.1987. 660-668 pp.
- HORNACK, F.M.; "Further Reflections on Heat" en Journal of Chemical Education. Vol. 61. No.10,Oct. 1984. 869-873.
- LAIDLER, K.J.; "Historia de la electrólisis" en Educación química. Vol.1, No.3,Julio 1990. 128-132pp.
- LEVINE,H.:Fisicoquímica. Bogotá, McGraw-Hill, 1985.
- LOWE,J.P.;"Entropy: Conceptual Disorder" en Journal of Chemical Education. Vol. 65, No. 5, Mayo, 1988. 403-406 pp.
- LUDER, W.F.; "The semantics of Thermodynamics.Part I"en Journal of Chemical Education. Feb.1946.pp54-59
- LUDER, W.F. "The semantics of Thermodynamics" en Journal of Chemical Education March 1946. pp110-115.
- Mac RAE, D. "The Fundamental Assumptions of Chemical Thermodynamics" en Journal of Chemical Education. Vol.43, No. 11,Nov.1966.586-588pp.
- Mac RAE,D. "The Introduction to Thermodynamics" en Journal of Chemical Education. Aug, 1946.366-374pp
- MARON,S.H. y C.F. PRUTTON; Principals of Physical Chemistry,4th ed. New York, MacMillan Company- Collier MacMillan Limited, 1969. pp886
- MASON, S.F.; Historia de las ciencias.1. La ciencia antigua, la ciencia en Oriente y en la Europa medieval. Madrid, Alianza Editorial, 1984.
- McGLASHAN,M.L.;"The Use and Misuse of the Laws of Thermodynamics" en Journal of Chemical Education.Vol.43, No. 5, May 1966.226-232pp.
- MIELI,A; Lavoisier y la formación de la teoría química moderna. Buenos Aires, Espasa-Calpe Argentina, S.A., 1948.ppl61

RESNICK, R. y D. HALLIDAY. Física. Parte 1. México, Compañía Editorial Continental, S.A. de C.V., 1977. pp.627

RIUS de Riepen M.: "El lenguaje en la comunicación de la ciencia" en Sociedad Química de México. Vol.29, No.3, Mayo-Junio 1985. pp.120-122.

RIUS de Riepen, M. y C.M. CASTRO-ACURA; La química hacia la conquista del sol. México, Fondo de Cultura Económica, 1986. pp.107 (Colección La ciencia desde México, 10)

The New Enciclopedia Britannica en 30 volumes, Macropaedia, 15th ed. Vol.18 Enciclopedia Britannica, Inc. 1980. p.291

TRIPP, T.; "The Definiton of Heat" en Journal of Chemical Education. Vol.53, No.12 December 1976. pp.782-784.